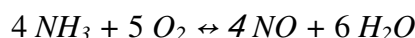


## TD 2 – Cinétique chimique

### Exercice 1 – Oxydation de l'ammoniac

L'ammoniac peut s'oxyder ; l'équation stœchiométrique de la réaction peut s'écrire :



Si à un moment donné, l'ammoniac disparaît à la vitesse de  $0,2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ ,

- à quelle vitesse le dioxygène disparaît-il ?
- à quelle vitesse l'eau se forme-t-elle ?
- quelle est, à ce moment là, la vitesse de réaction ?

$$v = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -\frac{1}{5} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

$$\Rightarrow \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -4v \text{ avec } 4v = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1} \Rightarrow v = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

$$\frac{d[\text{O}_2]}{dt} = -5v \Rightarrow \text{la vitesse de disparition du dioxygène est de } 0,25 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

$$\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 6v \Rightarrow \text{la vitesse de formation de l'eau est de } 0,30 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

La vitesse de la réaction est à ce moment là :  $v = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ .

### Exercice 2 – Ordre partiels de réaction

Le tableau 1 ci-dessous donne la vitesse initiale mesurée, à  $273^\circ\text{C}$ , pour la réaction dont l'équation stœchiométrique s'écrit :  $2 \text{NO} + \text{Br}_2 \leftrightarrow 2 \text{NOBr}$ , dans cinq expériences où on fait varier la concentration initiale des réactifs. Quels sont les ordres partiels (initiaux) par rapport à  $\text{NO}$  et  $\text{Br}_2$  ? Quelle est la valeur de la constante de vitesse ?

N° de l'expérience	1	2	3	4	5
$[\text{NO}]_{t=0} / \text{mol.L}^{-1}$	0,10	0,10	0,10	0,20	0,30
$[\text{Br}_2]_{t=0} / \text{mol.L}^{-1}$	0,10	0,20	0,30	0,10	0,10
Vitesse initiale ( $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$ )	12	24	36	48	108

Tableau 1

La loi de vitesse est donnée par :

$$v = k[\text{NO}]^a [\text{Br}_2]^b$$

On remarque que si on multiplie par 2 la quantité de  $\text{Br}_2$ , la vitesse initiale est également multipliée par 2. De même, si on multiplie par 3 la quantité de  $\text{Br}_2$ , la vitesse initiale est également multipliée par 3. On en déduit que l'ordre partiel de la réaction par rapport à  $\text{Br}_2$  est égale à 1 :  $b = 1$ .

On remarque que si on multiplie par 2 la quantité de  $\text{NO}$ , la vitesse initiale est multipliée par 4. De même, si on multiplie par 3 la quantité de  $\text{NO}$ , la vitesse initiale est multipliée par 9. On en déduit que l'ordre partiel de la réaction par rapport à  $\text{NO}$  est égale à 2 :  $a = 2$ .

On peut calculer  $k$  à partir des conditions de l'une des 5 expériences :

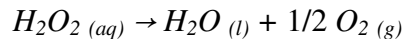
$$\text{Expérience 1 : } k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]} = \frac{0,12}{[0,1]^2 [0,1]} = 12000 \text{ mol}^{-2}.\text{L}^2.\text{s}^{-1}$$

**Expérience 5 :**  $k = \frac{v}{[NO]^2 [Br_2]} = \frac{108}{[0,3]^2 [0,1]} = 12000 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$

On doit trouver le même résultat quelle que soit l'expérience choisie. Attention à l'unité de  $k$  !!!

### Exercice 3 \* – Décomposition de l'eau oxygénée

La cinétique de la réaction de décomposition du peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$  (eau oxygénée) en eau  $H_2O$  et en dioxygène  $O_2$  (équation chimique ci-dessous) est étudiée en solution aqueuse à 300 K.



Le volume de la solution considérée est constant et égal à 350,0 mL. On suppose que la solution est idéale. Les valeurs de la concentration en  $H_2O_2$  déterminées au cours du temps sont reportées dans le tableau 2.

t / min	0	4	12	30	46,2
$[H_2O_2] / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	1	0,887	0,698	0,407	0,250

Tableau 2

1) Etablir la relation entre l'avancement de cette réaction et la concentration de  $H_2O_2$  dans la solution. Exprimer la quantité de  $O_2$  formé en fonction de l'avancement de cette réaction.

$$\begin{aligned} (n_{H_2O_2})_t &= (n_{H_2O_2})_{t=0} - \xi_t \\ [H_2O_2]_t &= [H_2O_2]_{t=0} - \frac{\xi_t}{V} \\ \xi_t &= ([H_2O_2]_{t=0} - [H_2O_2]_t) V \\ (n_{O_2})_t &= (n_{O_2})_{t=0} + \frac{\xi_t}{2} = \frac{\xi_t}{2} \end{aligned}$$

2) Calculer la valeur de l'avancement maximal de cette réaction. Calculer la valeur de la quantité de  $O_2$  formé lorsque la décomposition est terminée.

$$\begin{aligned} [H_2O_2]_t &= 0 \\ \xi_{\max} &= [H_2O_2]_{t=0} \times V = 0,350 \text{ mol} \\ (n_{O_2})_{\max} &= \frac{\xi_{\max}}{2} = \frac{0,350}{2} = 0,175 \text{ mol} \end{aligned}$$

3) On suppose que l'ordre global de cette réaction est égal à 1. Donner l'expression de la loi de vitesse de la réaction considérée.

$$v = k ([H_2O_2]_t) = - \frac{d[H_2O_2]_t}{dt}$$

4) Déterminer l'expression de la concentration en  $H_2O_2$  en fonction du temps.

$$\begin{aligned} \int_{[H_2O_2]_{t=0}}^{[H_2O_2]_t} \frac{d[H_2O_2]_t}{[H_2O_2]_t} &= - \int_0^t k dt \\ \ln([H_2O_2]_t) &= -k t + \ln([H_2O_2]_{t=0}) \\ [H_2O_2]_t &= [H_2O_2]_{t=0} \exp[-k t] \end{aligned}$$

5) A partir des données du tableau 2, calculer la valeur de la constante de vitesse de cette réaction. Que peut-on en conclure ?

On peut tracer  $\ln([H_2O_2]_t)$  en fonction de  $t$ . On obtient une droite (ce qui confirme que la réaction est d'ordre 1 par rapport à la concentration en  $H_2O_2$ ) dont la pente est égale à  $-k$ . On obtient :  $k = 0,030 \text{ min}^{-1}$ .

Ou on peut obtenir  $k$  par le calcul. On trouve une valeur de  $k$  pour chaque valeur de  $t$  en calculant :

$$k = \frac{\ln([H_2O_2]_{t=0}) - \ln([H_2O_2]_t)}{t} \text{ Voir tableau ci-dessous.}$$

$t / \text{min}$	0	4	12	30	46,2
$[H_2O_2] / \text{mol.L}^{-1}$	1	0,887	0,698	0,407	0,250
$k / \text{min}^{-1}$	/	0,030	0,030	0,030	0,030

La valeur de  $k$  est constante au cours de la décomposition de  $H_2O_2$ . L'ordre de la réaction est bien égal à 1 par rapport à  $H_2O_2$ .

6) A partir des données du tableau 2, calculer les valeurs de la vitesse de la réaction aux différents temps. Que peut-on en conclure ?

On utilise la relation :  $vitesse = k ([H_2O_2]_t)$ . On obtient les valeurs données dans le tableau ci-dessous.

$t / \text{min}$	0	4	12	30	46,2
$[H_2O_2] / \text{mol.L}^{-1}$	1	0,887	0,698	0,407	0,250
$v / \text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$	0,030	0,027	0,021	0,012	$7,5 \cdot 10^{-3}$

La vitesse de la réaction diminue au cours de la décomposition de  $H_2O_2$ .

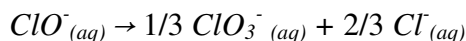
7) Etablir l'expression et calculer la valeur du temps de demi-réaction de cette réaction.

$$t = t_{1/2} : [H_2O_2]_t = \frac{[H_2O_2]_{t=0}}{2}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k} = \frac{\ln(2)}{0,030} = 23,10 \text{ min}$$

#### Exercice 4 \*\* – Dismutation de l'ion hypochlorite

Au cours du temps, l'eau de Javel perd son pouvoir nettoyant à cause de la diminution de sa concentration en ions hypochlorite  $ClO^-$ . Ces ions, à l'origine des propriétés oxydantes de l'eau de Javel, subissent une dismutation lente. La cinétique de cette réaction de dismutation (équation ci-dessous) est étudiée en solution aqueuse à 343 K.



L'ordre global de la réaction considérée est égal à 2. La concentration initiale de  $ClO^-$  est égale à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ . On suppose que la solution est idéale.

1) Donner l'expression de la loi de vitesse de la réaction considérée.

$$v = -\frac{d[ClO^-]_t}{dt} = +3 \frac{d[ClO_3^-]_t}{dt} = +\frac{3}{2} \frac{d[Cl^-]_t}{dt} = k ([ClO^-]_t)^2$$

2) Déterminer l'expression de la concentration en  $ClO^-$  en fonction du temps.

$$-\frac{d[ClO^-]_t}{dt} = k ([ClO^-]_t)^2$$

$$-\frac{d[\text{ClO}^-]}{([\text{ClO}^-])^2} = k dt$$

$$-\int_{[\text{ClO}^-]_0}^{[\text{ClO}^-]} \frac{d[\text{ClO}^-]}{([\text{ClO}^-])^2} = \int_0^t k dt$$

$$\frac{1}{[\text{ClO}^-]} - \frac{1}{[\text{ClO}^-]_{t=0}} = k t$$

3) A 343 K, la constante de vitesse de la réaction considérée est égale à  $3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$ . Calculer le temps de demi-réaction de la réaction considérée à 343 K.

$$\frac{2}{[\text{ClO}^-]_{t=0}} = \frac{1}{[\text{ClO}^-]_{t=0}} + k t_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \left( \frac{1}{[\text{ClO}^-]_{t=0}} \right) = \frac{1}{3,1 \cdot 10^{-3}} \times \left( \frac{1}{0,10} \right) = 3226 \text{ s}$$

4) L'énergie d'activation de la réaction considérée est égale à  $47 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Calculer la constante de vitesse de la réaction considérée à 363 K. Calculer le temps  $t_1$  nécessaire pour consommer 30 % de la quantité initiale de  $\text{ClO}^-$  à 363 K.

$$(k)_{363 \text{ K}} = A \exp \left[ -\frac{E_a}{R \times 363} \right]$$

$$(k)_{343 \text{ K}} = A \exp \left[ -\frac{E_a}{R \times 343} \right]$$

$$\frac{(k)_{363 \text{ K}}}{(k)_{343 \text{ K}}} = \frac{A \exp \left[ -\frac{E_a}{R \times 363} \right]}{A \exp \left[ -\frac{E_a}{R \times 343} \right]} = \exp \left[ -\frac{E_a}{R} \left( \frac{343 - 363}{343 \times 363} \right) \right]$$

$$(k)_{363 \text{ K}} = 3,1 \cdot 10^{-3} \exp \left[ -\frac{47 \cdot 10^3}{8,314} \left( \frac{343 - 363}{343 \times 363} \right) \right] = 7,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

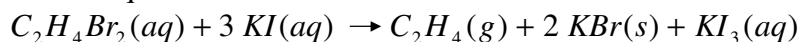
$$\frac{1}{0,7 \times [\text{ClO}^-]_{t=0}} = \frac{1}{[\text{ClO}^-]_{t=0}} + k t_1$$

$$t_1 = \frac{1}{k \times [\text{ClO}^-]_{t=0}} \left( \frac{1}{0,7} - 1 \right) = \frac{0,429}{7,7 \cdot 10^{-3} \times 0,10} = 557 \text{ s}$$

Donnée :  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

### Exercice 5 \*\*\* – Constante de vitesse apparente

La cinétique de la réaction suivante :



est étudiée en solution aqueuse à  $60 \text{ }^\circ\text{C}$ . Le volume de la solution est supposé constant. Les concentrations molaires initiales de  $\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$  et de  $\text{KI}$  dans la solution sont respectivement égales à  $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Les valeurs de la concentration molaire de  $\text{KI}$  déterminées au cours du temps sont reportées dans le tableau 3.

t / min	0	15	30	45	60
[KI] / mol.L <sup>-1</sup>	2 10 <sup>-2</sup>	1,27 10 <sup>-2</sup>	8,13 10 <sup>-3</sup>	5,18 10 <sup>-3</sup>	3,31 10 <sup>-3</sup>

Tableau 3

1) Donner l'expression de la loi de vitesse de la réaction. On appelle  $k$  la constante de vitesse de la réaction. On note  $a$  l'ordre de la réaction par rapport à  $C_2H_4Br_2$  et  $b$  l'ordre de la réaction par rapport à  $KI$ .

$$v = -\frac{d[C_2H_4Br_2]_t}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{d[KI]_t}{dt} = k ([C_2H_4Br_2]_t)^a ([KI]_t)^b$$

2) On considère que  $C_2H_4Br_2$  est en excès par rapport à  $KI$ . Que peut-on en conclure pour la concentration molaire de  $C_2H_4Br_2$  ?

$$[C_2H_4Br_2]_t \gg [KI]_t$$

$$[C_2H_4Br_2]_t = [C_2H_4Br_2]_i = C^{te}$$

3) Exprimer la loi de vitesse de la réaction dans ces conditions. On appelle  $k'$  la constante de vitesse apparente de la réaction dans ces conditions. Donner la relation entre  $k'$  et  $k$ .

$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[KI]_t}{dt} = k ([C_2H_4Br_2]_t)^a ([KI]_t)^b = k' ([KI]_t)^b$$

$$k' = k ([C_2H_4Br_2]_i)^a$$

4) On considère que la cinétique de la réaction est d'ordre 1 par rapport à  $KI$ . Donner l'expression de la variation de la concentration molaire de  $KI$  en fonction du temps.

$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[KI]_t}{dt} = k' ([KI]_t)$$

$$\int_{[KI]_i}^{[KI]_t} \frac{d[KI]_t}{[KI]_t} = -3 k' \int_0^t dt$$

$$\ln\left(\frac{[KI]_t}{[KI]_i}\right) = -3 k' t$$

$$[KI]_t = [KI]_i \exp(-3 k' t)$$

5) La loi expérimentale de variation de  $\ln([KI]_t)$  en fonction du temps (exprimé en minutes) est :

$$\ln([KI]_t) = -3,912 - (0,03 t)$$

Calculer la constante de vitesse  $k'$ .

$$\ln([KI]_t) = \ln([KI]_i) - 3 k' t = -3,912 - (0,03 t)$$

$$k' = \frac{0,03}{3} = 0,01 \text{ min}^{-1}$$

6) Etablir l'expression du temps de demi-réaction de la réaction. Calculer le temps de demi-réaction de la réaction.

$$t = t_{1/2} : [KI]_t = \frac{[KI]_i}{2}$$

$$\frac{[KI]_i}{2} = [KI]_i \exp(-3 k' t_{1/2})$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{3k'} = \frac{\ln(2)}{3 \times 0,01} = 23,10 \text{ min}$$

7) L'énergie d'activation de la réaction est égale à 38 kJ.mol<sup>-1</sup>. La constante de vitesse k' est égale à 0,01 min<sup>-1</sup> à 60 °C. Calculer la constante de vitesse k' à 20 °C.

$$60 \text{ °C} : k'_1 = F_p \exp\left[-\frac{E_a}{R} \times \frac{1}{333}\right]$$

$$20 \text{ °C} : k'_2 = F_p \exp\left[-\frac{E_a}{R} \times \frac{1}{293}\right]$$

$$\frac{k'_2}{k'_1} = \frac{F_p \exp\left[-\frac{E_a}{R \times 293}\right]}{F_p \exp\left[-\frac{E_a}{R \times 333}\right]} = \exp\left[-\frac{E_a}{R} \left(\frac{333 - 293}{333 \times 293}\right)\right]$$

$$20 \text{ °C} : k' = 0,01 \exp\left[-\frac{38 \cdot 10^3}{8,314} \left(\frac{333 - 293}{333 \times 293}\right)\right] = 1,54 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

8) L'ordre de la réaction par rapport à C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Br<sub>2</sub> est égal à 1. Calculer la constante de vitesse k à 60 °C et à 20 °C.

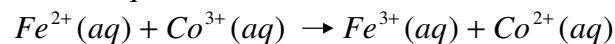
$$k' = k ([C_2H_4Br_2]_t)^a$$

$$60 \text{ °C} : k = \frac{k'}{[C_2H_4Br_2]_t} = \frac{0,01}{2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$20 \text{ °C} : k = \frac{k'}{[C_2H_4Br_2]_t} = \frac{1,54 \cdot 10^{-3}}{2} = 7,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{min}^{-1}$$

### Exercice 6 \*\*\* – Pour aller plus loin

La cinétique de la réaction :



est étudiée en solution aqueuse à 25 °C. Le volume de la solution est supposé constant. La constante de vitesse de la réaction est égale à 80,2 mol<sup>-1</sup>.L.s<sup>-1</sup>.

1) Donner l'expression de la loi de vitesse de la réaction.

$$v = -\frac{d[Fe^{2+}]_t}{dt} = -\frac{d[Co^{3+}]_t}{dt} = k ([Fe^{2+}]_t)^a ([Co^{3+}]_t)^b$$

2) La cinétique de la réaction est étudiée respectivement dans deux mélanges différents :

- mélange A :  $[Fe^{2+}]_i = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;  $[Co^{3+}]_i = 0,51 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- mélange B :  $[Fe^{2+}]_i = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;  $[Co^{3+}]_i = 0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Simplifier l'expression de la loi de vitesse de la réaction dans les deux mélanges.

$$[Co^{3+}]_i \gg [Fe^{2+}]_i$$

$$[Co^{3+}]_t = [Co^{3+}]_i = C^{te}$$

$$v = -\frac{d[Fe^{2+}]_t}{dt} = k ([Fe^{2+}]_t)^a ([Co^{3+}]_t)^b = k' ([Fe^{2+}]_t)^a$$

$$k' = k ([Co^{3+}]_i)^b$$

3) A 25 °C, la constante de vitesse apparente de la réaction est égale à 40,90 s<sup>-1</sup> pour le mélange A et 8,82 s<sup>-1</sup> pour le mélange B. Calculer l'ordre partiel de la réaction par rapport à Co<sup>3+</sup>.

$$(k')_A = k ([Co^{3+}]_i)_A^b$$

$$(k')_B = k \left( [Co^{3+}]_i \right)_B^b$$

$$\frac{(k')_A}{(k')_B} = \left( \frac{[Co^{3+}]_i_A}{[Co^{3+}]_i_B} \right)^b$$

$$b = \frac{\ln \left( \frac{(k')_A}{(k')_B} \right)}{\ln \left\{ \frac{[Co^{3+}]_i_A}{[Co^{3+}]_i_B} \right\}} = \frac{\ln \left( \frac{40,90}{8,82} \right)}{\ln \left\{ \frac{0,51}{0,11} \right\}} = 1$$

4) L'ordre global de la réaction est égal à 2. Calculer l'ordre partiel de la réaction par rapport à  $Fe^{2+}$ .

$$a + b = 2$$

$$a = b = 1$$

5) La cinétique de la réaction est étudiée à 25 °C dans un mélange contenant 100 mL d'une solution aqueuse de  $Fe^{2+}$  de concentration égale à  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et 100 mL d'une solution aqueuse de  $Co^{3+}$  de concentration égale à  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Exprimer la variation de la concentration molaire de  $Fe^{2+}$  en fonction du temps dans le mélange considéré.

$$v = - \frac{d[Fe^{2+}]_t}{dt} = - \frac{d[Co^{3+}]_t}{dt} = k ([Fe^{2+}]_t) ([Co^{3+}]_t) = k ([Fe^{2+}]_t)^2$$

$$v = - \frac{d[Fe^{2+}]_t}{dt} = k ([Fe^{2+}]_t)^2$$

$$- \int_{[Fe^{2+}]_i}^{[Fe^{2+}]_t} \frac{d[Fe^{2+}]_t}{([Fe^{2+}]_t)^2} = \int_0^t k dt$$

$$\frac{1}{[Fe^{2+}]_t} = \frac{1}{[Fe^{2+}]_i} + k t$$

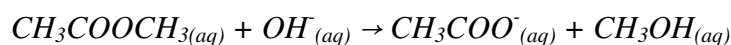
6) Calculer la concentration molaire des ions  $Fe^{2+}$  après 2 minutes de réaction dans le mélange considéré.

$$\frac{1}{[Fe^{2+}]_t} = \frac{1}{[Fe^{2+}]_i} + k t$$

$$[Fe^{2+}]_t = \frac{1}{\frac{1}{[Fe^{2+}]_i} + k t} = \frac{1}{\frac{1}{5 \cdot 10^{-4}} + (80,2 \times 120)} = 8,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Exercice 7 \*\* – Réaction de saponification

On étudie la cinétique de la réaction suivante en solution aqueuse à 298 K.



Le volume de la solution considérée est supposé constant.

On suppose que la solution est idéale. L'ordre partiel de cette réaction par rapport à  $CH_3COOCH_3$  est égal à 1, de même l'ordre partiel de cette réaction par rapport à  $OH^-$  est égal à 1.

1) Donner l'expression générale de la loi de vitesse de cette réaction.

$$v = - \frac{d[CH_3COOCH_3]_t}{dt} = - \frac{d[HO^-]_t}{dt} = k ([CH_3COOCH_3]_t) ([HO^-]_t)$$

2) Dans la solution considérée, les concentrations initiales de  $CH_3COOCH_3$  et de  $OH^-$  sont égales à  $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ . Donner la relation entre la concentration de  $CH_3COOCH_3$  et la concentration de  $OH^-$  à tout instant  $t$  au cours de la réaction. Exprimer la loi de vitesse de cette réaction dans les conditions choisies.

$$[CH_3COOCH_3]_t = [HO^-]_t$$

$$\text{vitesse} = -\frac{d[CH_3COOCH_3]_t}{dt} = -\frac{d[HO^-]_t}{dt} = k ([CH_3COOCH_3]_t)^2 = k ([HO^-]_t)^2$$

3) Donner l'expression de la concentration de  $CH_3COOCH_3$  en fonction du temps dans les conditions choisies.

$$-\frac{d[CH_3COOCH_3]_t}{dt} = k ([CH_3COOCH_3]_t)^2$$

$$-\frac{d[CH_3COOCH_3]_t}{([CH_3COOCH_3]_t)^2} = k dt$$

$$\int_{[CH_3COOCH_3]_{t=0}}^{[CH_3COOCH_3]_t} -\frac{d[CH_3COOCH_3]_t}{([CH_3COOCH_3]_t)^2} = \int_0^t k dt$$

$$\frac{1}{[CH_3COOCH_3]_t} - \frac{1}{[CH_3COOCH_3]_{t=0}} = k t$$

4) En 40 minutes, la moitié de la quantité initiale de  $CH_3COOCH_3$  a été consommée dans les conditions choisies. Calculer la valeur de la constante de vitesse de la réaction considérée.

$$\frac{2}{[CH_3COOCH_3]_{t=0}} - \frac{1}{[CH_3COOCH_3]_{t=0}} = k t$$

$$k = \frac{1}{t} \left( \frac{1}{[CH_3COOCH_3]_{t=0}} \right) = \frac{1}{40 \times 10^{-2}} = 2,5 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{min}^{-1}$$

5) A 298 K, la constante de vitesse de la réaction considérée est égale à  $2,5 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{min}^{-1}$ . Calculer le temps nécessaire pour consommer le tiers de la quantité initiale de  $CH_3COOCH_3$ .

$$\frac{3}{2[CH_3COOCH_3]_{t=0}} - \frac{1}{[CH_3COOCH_3]_{t=0}} = k t$$

$$t = \frac{1}{2k} \left( \frac{1}{[CH_3COOCH_3]_{t=0}} \right) = \frac{1}{2,5 \times 2 \times 10^{-2}} = 20 \text{ min}$$