

2 p 84

1) Pour utiliser un spectrophotomètre il faut que la solution soit colorée. C'est le cas uniquement pour le diiode I_2 .

2) A et B : quand on divise par 2 la concentration en I^- , I_2 se forme moins vite

A et D : quand on divise par 2 la concentration initiale en H^+ , I_2 se forme moins vite

B et C : quand on divise par 2 la concentration initiale en H_2O_2 , I_2 se forme moins vite

\Rightarrow Quand la concentration des réactifs diminue la vitesse de réaction diminue, le système évolue plus lentement.

5 p 85

La réaction est plus rapide en présence d'oxydes d'azote.

Ces derniers sont continuellement recyclés \Rightarrow ils ne participent pas à la réaction, ils accélèrent seulement la réaction.

6 p. 85

1) IC faut regarder la courbe du produit $[Fe^{2+}]$
et approximer quand elle se stabilise:
 $t_f \approx 60 \text{ min}$

2) a) ① $t_{1/2}$ se regarde à $\frac{[Fe^{2+}]_f}{2}$ soit
← produit à l'état final

$$\frac{[Fe^{2+}]_f}{2} \approx \frac{0,040}{2} = 0,020 \text{ mol.L}^{-1}$$

on peut juste l'imaginer
ce n'est pas spécifique

graphiquement: $t_{1/2} = \underline{10 \text{ min}}$

② $t_{1/2}$ se regarde aussi à $\frac{[Ag^+]_0}{2}$ = $\frac{0,080}{2} = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}$
← réactif à l'état initial

graphiquement: $t_{1/2} = \underline{10 \text{ min}}$

b) On ne peut absolument pas déterminer t_f à partir
de $t_{1/2}$ car il correspond à la durée nécessaire
pour que la concentration de $[Fe^{2+}]$ soit égal à la concentration
finale divisée par 2 et non pas le temps final
divisé par 2.

8 p 85

vitesse volumique = valeur absolue du coefficient
directeur de la tangente à la courbe
 $[I_2] = f(t)$

à $\underline{t_1 = 0 \text{ min}}$: A $\begin{cases} x_A = 0 \text{ min} \\ y_A = 0 \text{ mmol/L} \end{cases}$ B $\begin{cases} x_B = 2 \text{ min} \\ y_B = 3,0 \text{ mmol/L} \end{cases}$

↳ il faut tracer la tangente à $t = 0 \text{ min}$, prendre
2 points sur cette tangente (A et B) puis calculer

$$v = |k| = \left| \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A} \right| = \left| \frac{3,0 - 0}{2 - 0} \right| = \underline{1,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}$$

Th1
Ch4
(2)

à t = 10 min:

$$A \begin{cases} x_A = 1 \text{ min} \\ y_A = 2,0 \text{ mmol/L} \end{cases} \quad B \begin{cases} x_B = 20 \text{ min} \\ y_B = 5,6 \text{ mmol/L} \end{cases}$$

$$v = |k| = \left| \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A} \right| = \left| \frac{5,6 - 2,0}{20 - 1} \right| = \underline{1,9 \cdot 10^{-1} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}$$

9 p 85



↳ on ne met pas de fraction
donc on multiplie tout par 2



2) A partir du tableau

$$v = - \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_6 - [\text{N}_2\text{O}_5]_5}{t_{10} - t_5} = \frac{176 \times 10^{-3} - 240 \times 10^{-3}}{10 \times 60 - 5 \times 60} = \underline{1,13 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}$$

↑
vitesse de
disparition

↑ point après
- point étudié

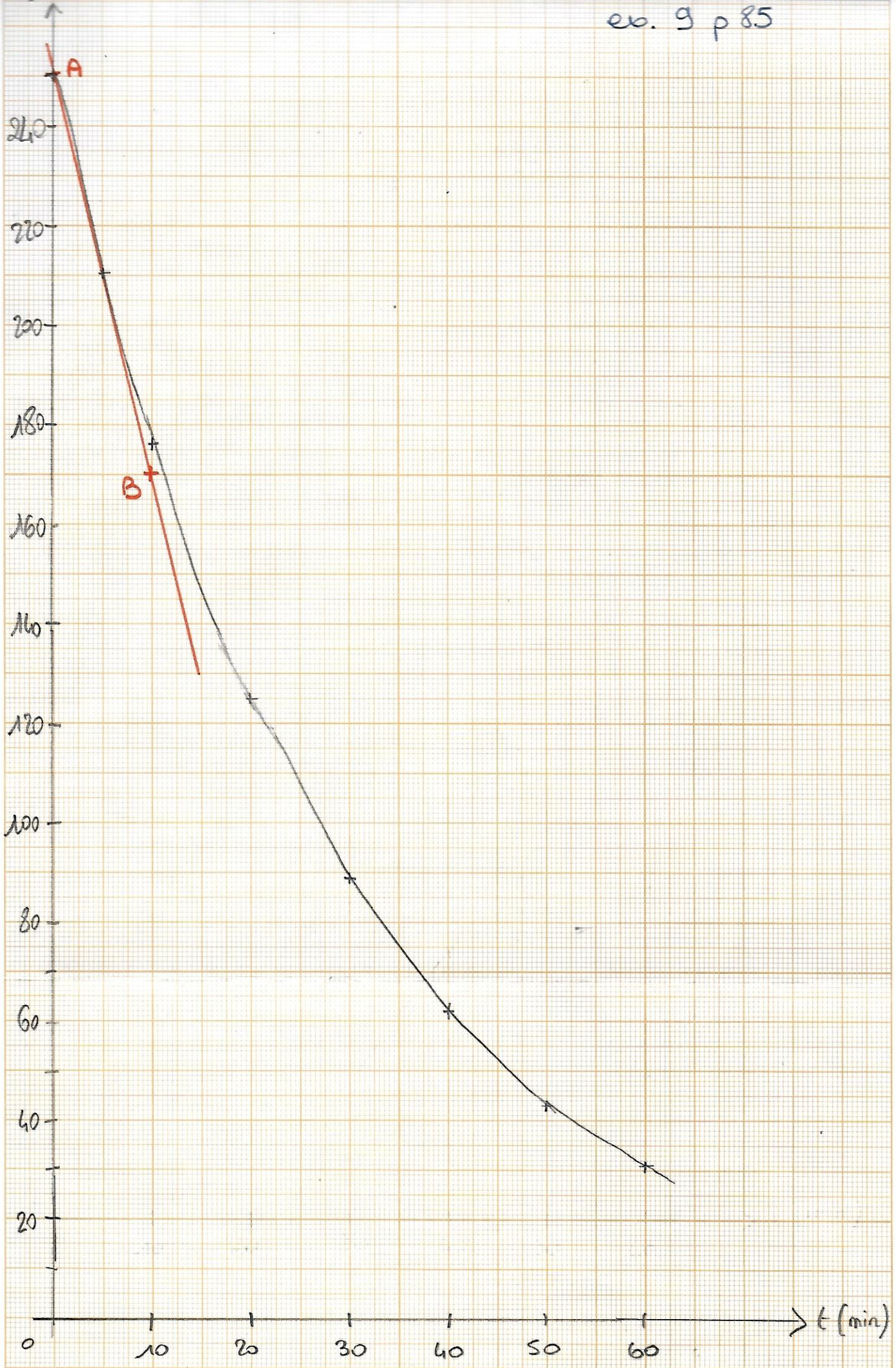
ou $7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

Graphiquement :

$$A \begin{cases} x_A = 0 \text{ min} = 0 \text{ s} \\ y_A = 250 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \end{cases}$$

$$B \begin{cases} x_B = 10 \text{ min} \\ y_B = 170 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \end{cases}$$

$$v = k = \left| \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A} \right| = \left| \frac{170 - 250}{10 - 0} \right| = \underline{8 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}$$



3) des écarts proviennent de la différence de calcul.

Dans le premier cas, on utilise deux points expérimentaux très proches, dans le second on trace une tangente au point $t = 5 \text{ min}$. La deuxième méthode est plus précise.

11 p86

TR1

Ch4

③

1) A $t_{1/2}$ à $\frac{C_0}{2} = \frac{0,20}{2} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

$t_{1/2} = \underline{20 \text{ min}}$

B $t_{1/2}$ à $\frac{C_0}{2} = \frac{0,10}{2} = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$

$t_{1/2} = \underline{20 \text{ min}}$

2) Comme le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale de As donc la réaction est bien une réaction d'ordre 1 par rapport à l'arsenic As.

15 p87

1) a) A 20°C : On calcule le coefficient directeur de la tangente à la courbe

voir graphique à la question 2)

A $\left\{ \begin{array}{l} x_A = 0 \text{ semaine} \\ y_A = 50 \text{ degré} \end{array} \right.$

B $\left\{ \begin{array}{l} x_B = 16 \text{ semaines} \\ y_B = 30 \text{ degré} \end{array} \right.$

$v = \left| \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A} \right| = \left| \frac{30 - 50}{16 - 0} \right| = \underline{1,25 \text{ degré} \cdot \text{semaine}^{-1}}$

A 40°C :

C $\left\{ \begin{array}{l} x_C = 0 \text{ semaine} \\ y_C = 28 \text{ degré} \end{array} \right.$

D $\left\{ \begin{array}{l} x_D = 9 \text{ semaines} \\ y_D = 0 \text{ degré} \end{array} \right.$

$v = \left| \frac{y_D - y_C}{x_D - x_C} \right| = \left| \frac{0 - 28}{9 - 0} \right| = \underline{3,11 \text{ degré} \cdot \text{semaine}^{-1}}$

b) le facteur cinétique mis en évidence est la "température".

c) Plus la température augmente plus la vitesse augmente donc plus l'eau de javel se dégrade donc il vaut mieux garder au frais

2) a) Comme à la question 1:

à 20°C : A $\left\{ \begin{array}{l} x_A = 8 \text{ semaines} \\ y_A = 40 \text{ degré} \end{array} \right.$

B $\left\{ \begin{array}{l} x_B = 32 \text{ semaines} \\ y_B = 20 \text{ degré} \end{array} \right.$

$$v = \left| \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A} \right| = \left| \frac{20 - 40}{32 - 8} \right| = 0,8 \text{ degré} \cdot \text{semaine}^{-1}$$

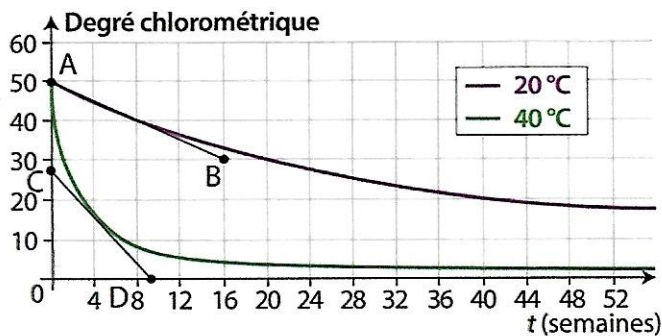
à 40°C :

C $\left\{ \begin{array}{l} x_C = 0 \text{ semaine} \\ y_C = 10 \text{ degré} \end{array} \right.$

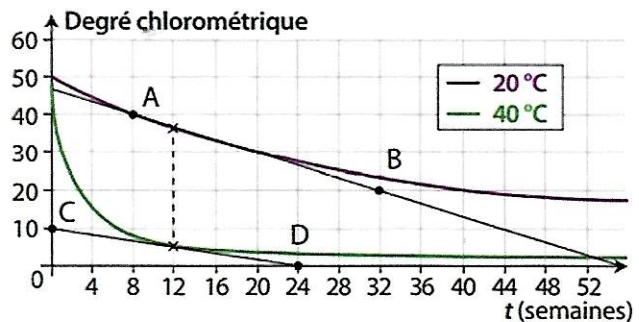
D $\left\{ \begin{array}{l} x_D = 24 \text{ semaine} \\ y_D = 0 \text{ degré} \end{array} \right.$

$$v = \left| \frac{y_D - y_C}{x_D - x_C} \right| = \left| \frac{0 - 10}{24 - 0} \right| = 0,42 \text{ degré} \cdot \text{semaine}^{-1}$$

Graphique de la question 1:



Graphique de la question 2:



b) à 20°C à 4 semaines $v = 1,25 \text{ degré} \cdot \text{semaine}^{-1}$

à 12 semaines $v = 0,8 \text{ degré} \cdot \text{semaine}^{-1}$

au cours du temps la vitesse diminue. la concentration en ions hypochlorite diminue avec le temps, donc la vitesse de disparition diminue avec la concentration en réactif.

3) la lumière doit être un catalyseur qui accélère la vitesse de disparition des ions hypochlorite.

TR 1
Ch 4
④