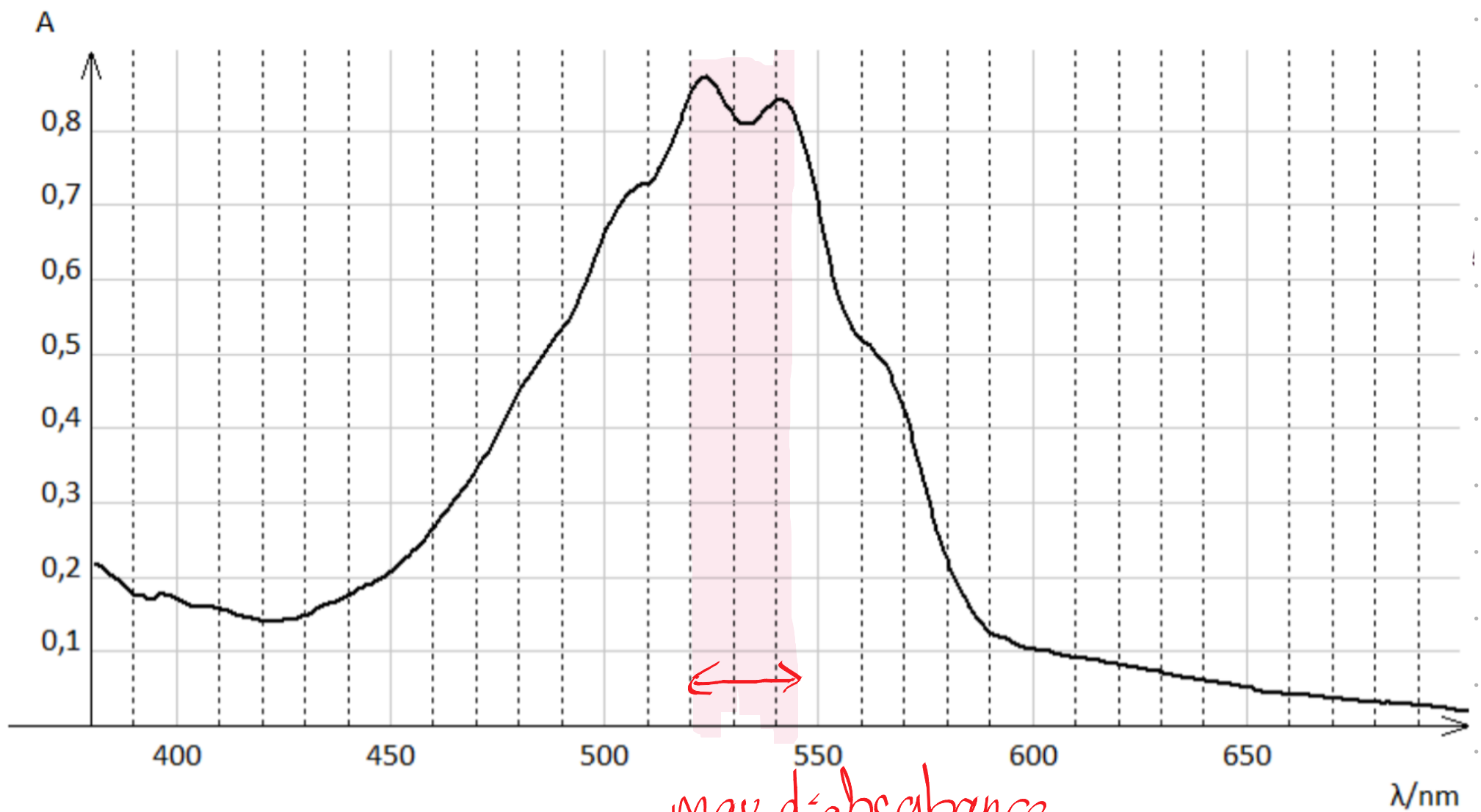


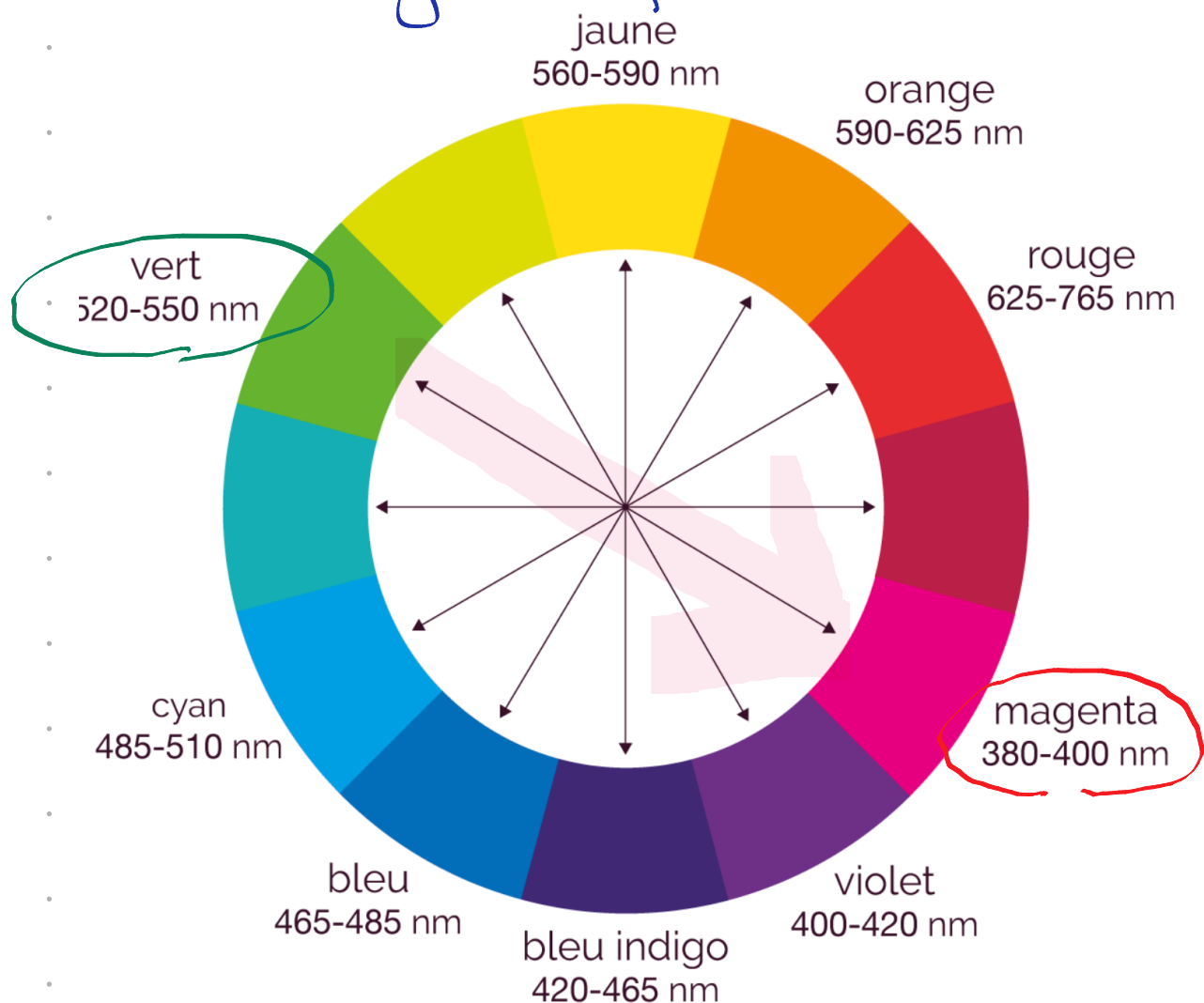
TP CINÉTIQUE



max d'absorbance
entre 520 et 540 nm

1.

⇒ d'après le cercle des couleurs, cela correspond au vert comme couleur absorbée et donc à la couleur complémentaire magenta pour la solution.

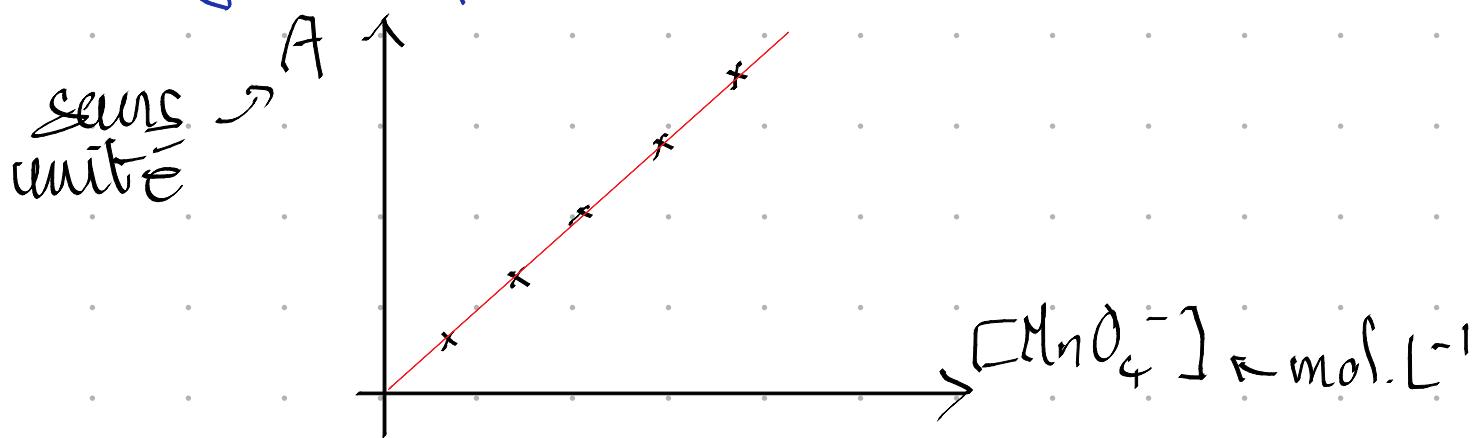


2. On règle le spectrophotomètre au maximum d'absorbance de la solution pour améliorer la sensibilité. Soit ici $\lambda_{\max} \approx 530 \text{ nm}$.

3. On a à disposition une gamme étalon obtenue par dilutions successives d'une solution mère de permanganate de potassium.

Pour chacune des solutions de la gamme:

- on mesure son absorbance au spectrophotomètre
- on reporte dans un tableau sa concentration et l'absorbance mesurée.
- reporter les points de mesure ($[\text{MnO}_4^-]$, A) dans un graphique et ajuster la courbe obtenue.



4. On obtient des pts alignés avec l'origine
 \Rightarrow il y a proportionnalité entre l'absorbance et la concentration.

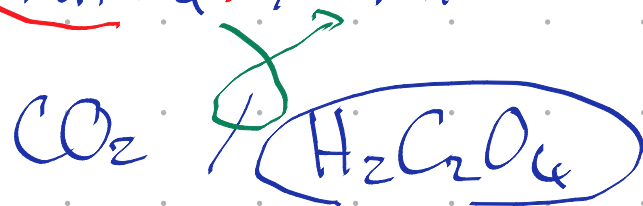
On vérifie donc la loi de Beer-Lambert.

La régression linéaire au Regressi fournit:

$$A = \underbrace{2,0}_{\text{en m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} [\text{MnO}_4^-]$$

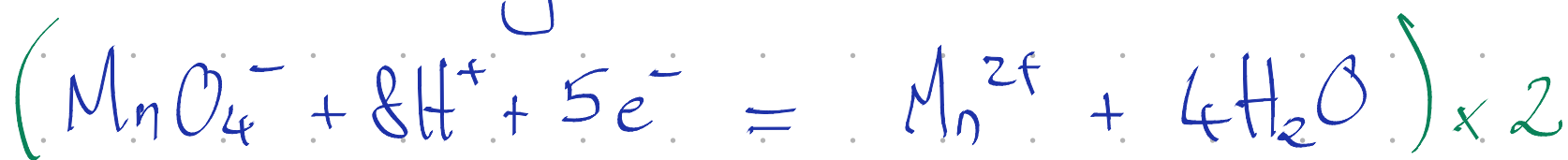
$$\text{On } 2,0 \frac{\text{m}^3}{\text{mol}} = 2,0 \frac{10^3 \text{ L}}{\text{mol}} = 2,0 \times 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exploitation:

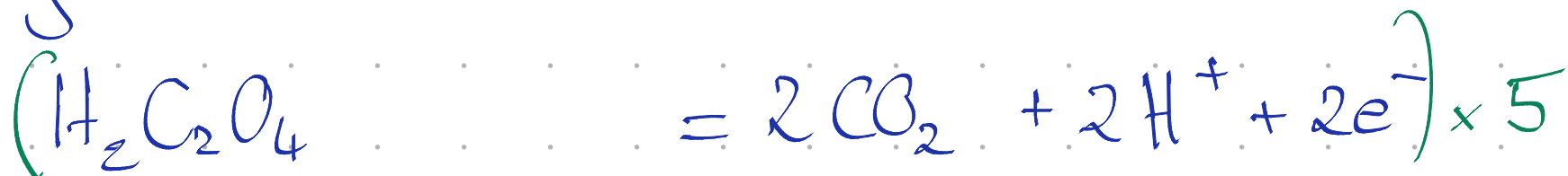


5. demi-équations:

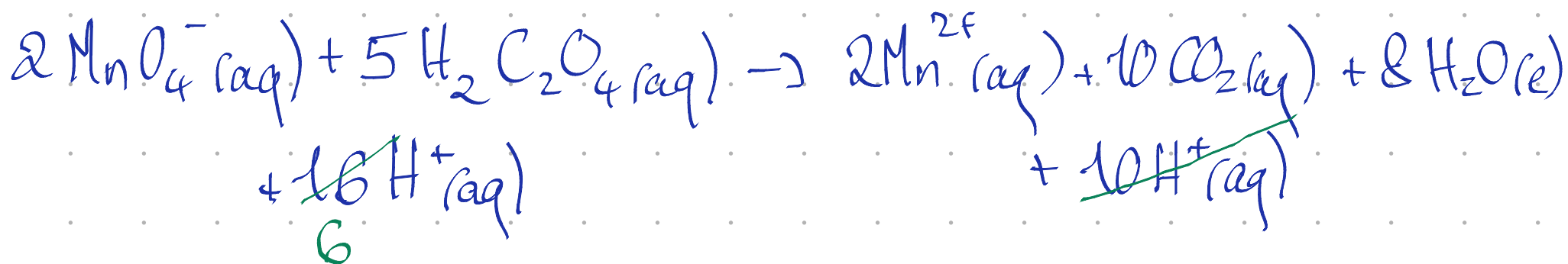
• réduction de l'oxydant MnO_4^- :



• oxydation du réducteur $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

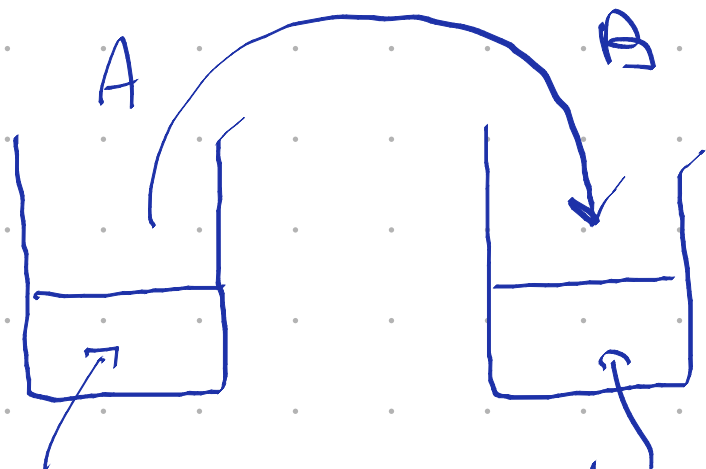


• bilan:



6. La seule espèce colorée, l'ion permanganate, est consommée par la réaction \Rightarrow la solution se décolore progressivement.

7.



$V_1 = 10,0 \text{ mL}$
de $(\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-)$
à $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_2 = 10,0 \text{ mL}$
de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ à
 $C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
+ $V_3 = 1 \text{ mL}$ d'acide sulfurique concentré

Dans le mélange final, à l'instant initial $t=0$, on a :

$$n_0(\text{MnO}_4^-) = C_1 \times V_1 \quad (\text{car } [\text{MnO}_4^-] = C_1)$$

$$n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = C_2 \times V_2$$

$$V_{\text{tot}} = V_1 + V_2 + V_3$$

$$\Rightarrow [\text{MnO}_4^-]_0 = \frac{n_0(\text{MnO}_4^-)}{V_{\text{tot}}} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{1,0 \times 10^{-3} \times 10,0 \times 10^{-3}}{21 \times 10^{-3}}$$

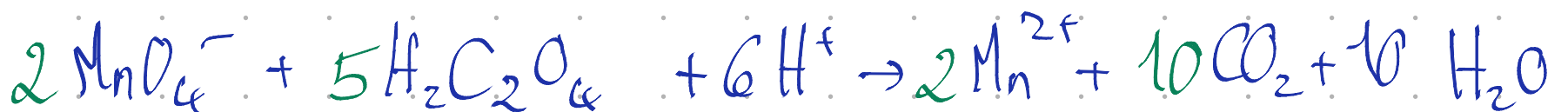
$$[\text{MnO}_4^-]_0 = 4,8 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

De même :

$$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_0 = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{5,0 \times 10^{-3} \times 10,0 \times 10^{-3}}{21 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_0 = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

8. Tableau d'avancement



$x = 0$	$n_0(\text{MnO}_4^-)$	$n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$	/	0	0	/
x	$n_0(\text{MnO}_4^-) - 2x$	$n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) - 5x$	/	$+2x$	$+10x$	/
x_f	$n_0(\text{MnO}_4^-) - 2x_f$	$n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) - 5x_f$	/	$+2x_f$	$+10x_f$	/

9. On voit la coloration de la solution finir par disparaître complètement
 \Rightarrow on peut supposer que l'ion permanganate est le réactif limitant.

Vérification:

Déjà, on suppose la réaction totale $\Rightarrow x_f = x_{\max}$

hypothèse 1: MnO_4^- est limitant:

$$\Rightarrow n_0(\text{MnO}_4^-) - 2x_{\max 1} = 0$$

$$\Rightarrow x_{\max 1} = \frac{n_0(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{c_1 \times V_1}{2} = 5,0 \mu\text{mol}$$

hypothèse 2: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ est limitant:

$$\Rightarrow n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) - 5x_{\max 2} = 0$$

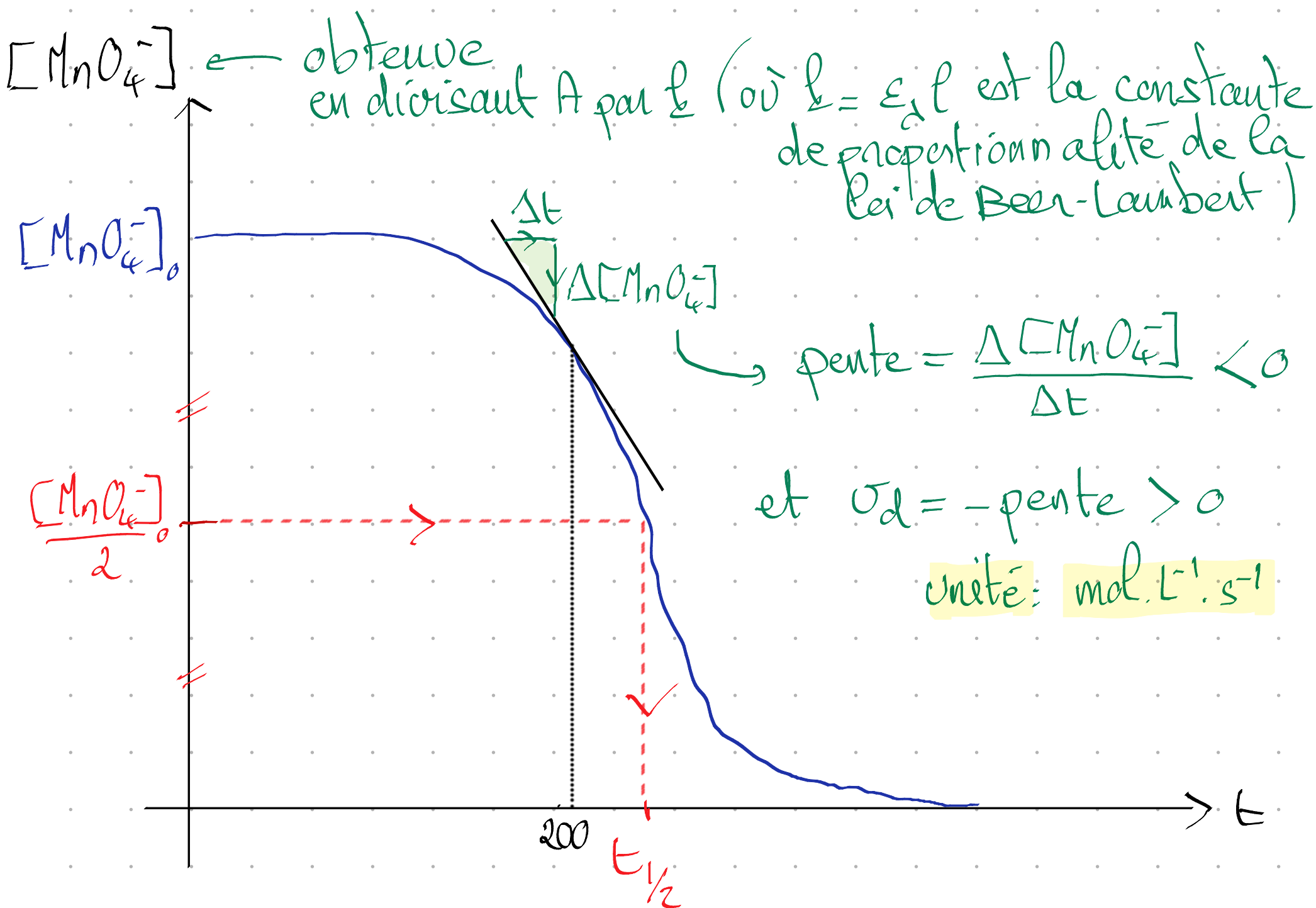
$$\Rightarrow x_{\max 2} = \frac{n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{5} = \frac{c_2 \times V_2}{5} = 10 \mu\text{mol}$$

$x_{\max 1} < x_{\max 2} \Rightarrow$ c'est bien l'ion permanganate qui est le réactif limitant

10. Le temps de demi-réaction est la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction vaut la moitié de l'avancement final.

$$x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$$

Comme MnO_4^- est entièrement consommé, à la fin de l'avancement final, la concentration en MnO_4^- sera divisée par 2.



11. $v_{d, \text{MnO}_4^-} = - \frac{d[\text{MnO}_4^-]}{dt}$

12. Sur le graphique, $\frac{d[\text{MnO}_4^-]}{dt}(t^*)$ est la pente de la tangente à la courbe en t^* .

13. La vitesse de disparition est d'abord très faible, puis augmente rapidement puis rediminue jusqu'à s'annuler.

16. Pour une loi d'ordre 1:

$$v_d = k [\text{MnO}_4^-]$$

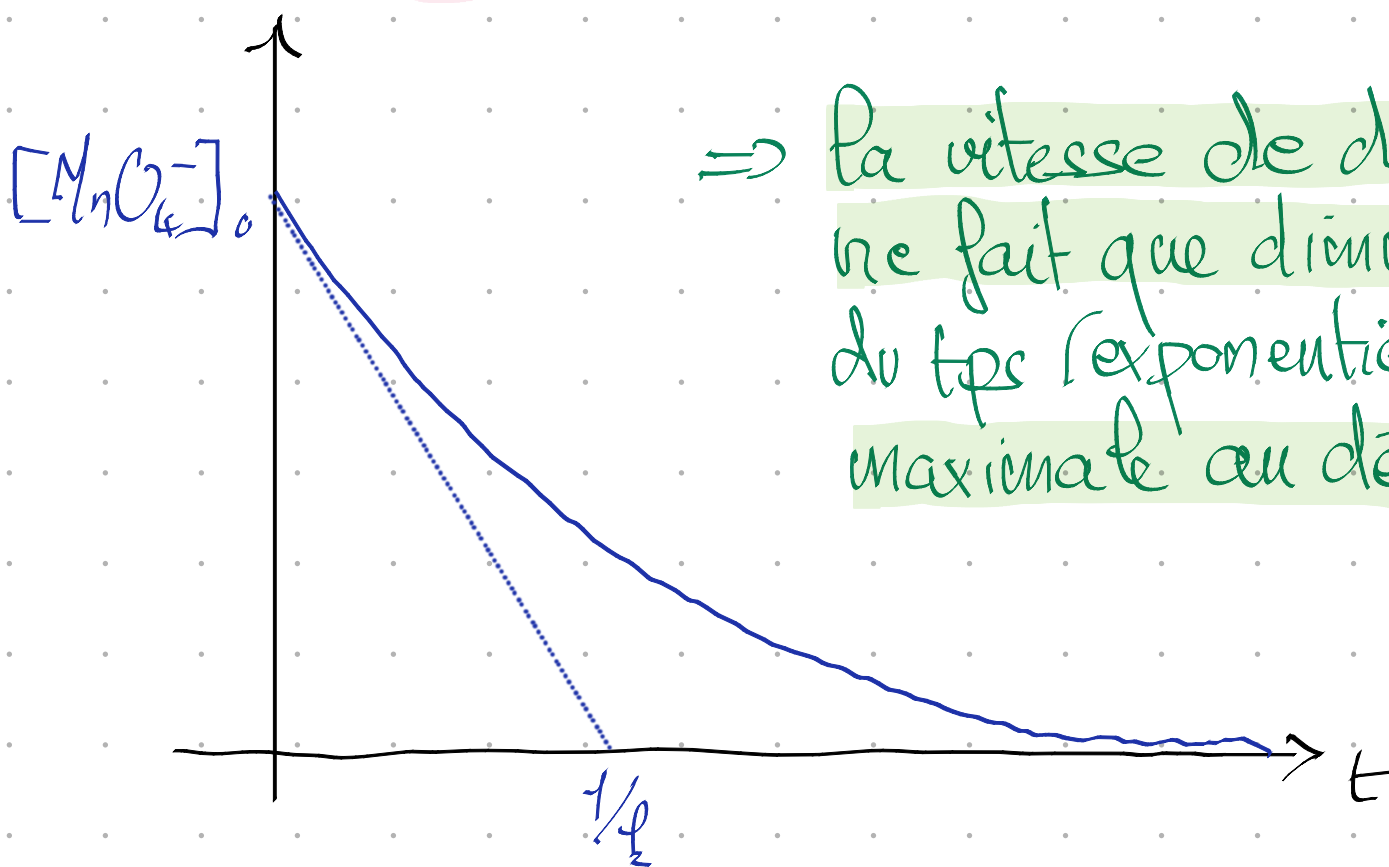
$$= - \frac{d[\text{MnO}_4^-]}{dt}$$

$$\Rightarrow \frac{d[\text{MnO}_4^-]}{dt} + k [\text{MnO}_4^-] = 0$$

Équation différentielle du 1^{er} ordre à coef constant

Solution:

$$[\text{MnO}_4^-](t) = [\text{MnO}_4^-]_0 \times e^{-k t}$$



\Rightarrow La vitesse de disparition ne fait que diminuer au cours du tps (exponentiellement). Elle est maximale au début.

\Rightarrow L'expérience ne correspond pas du tout à une cinétique suivant une loi d'ordre 1!