

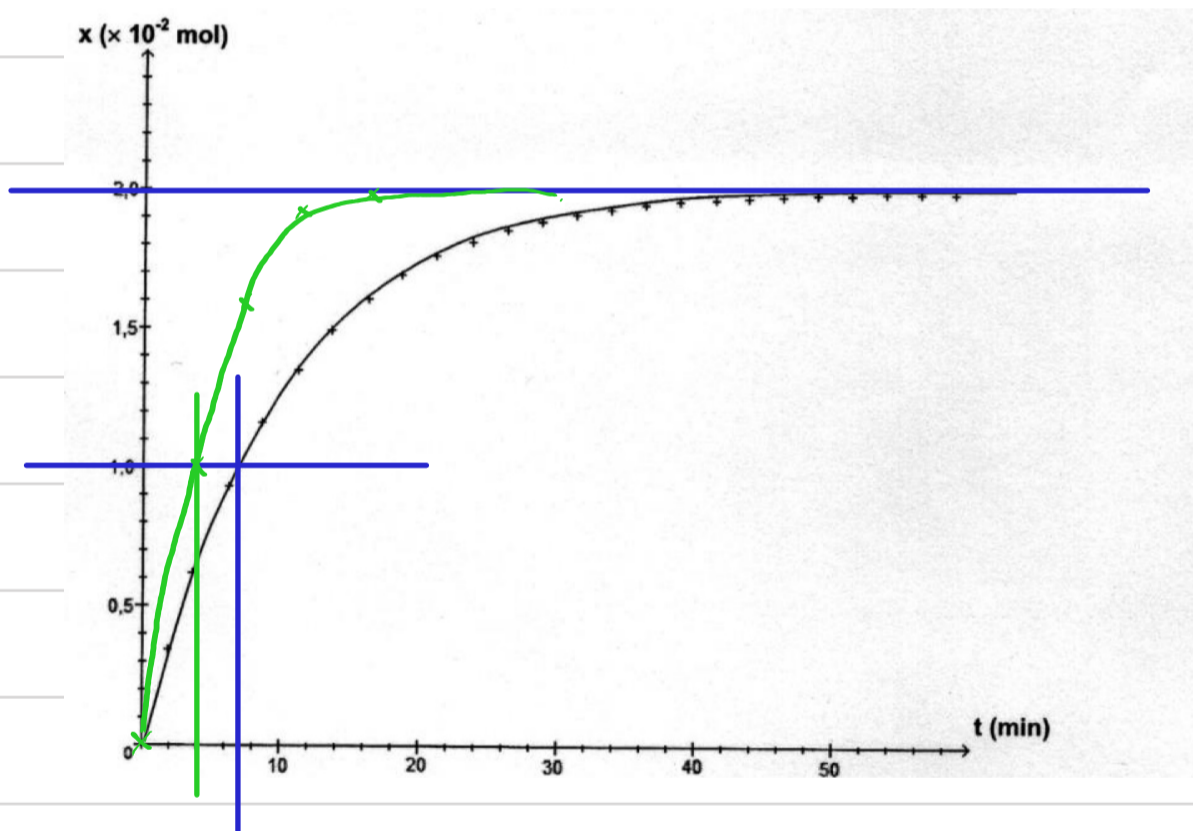
Séance du 03/11/19

cinétique chimique

Suite du TD.

Exercice 4 :

3)a) Le temps de demi-réaction est le temps nécessaire pour atteindre la moitié de l'avancement maximal.
Sur le graphique, on lit $x_{\max} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$.



on lit alors

$$t_{\frac{1}{2}} \approx 7 \text{ min}$$

3)b)

dans le tableau suivant :

t (min)	0	4	8	12	16	20	25	30	50
x ($\times 10^{-2}$ mol)	0	1,0	1,6	1,8	1,9	2,0	2,0	2,0	2,0

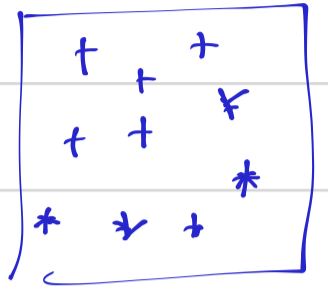
Placer les points expérimentaux sur le graphique précédent et en déduire le nouveau temps de demi-réaction $t'_{1/2}$. Qu'en déduire concernant l'utilisation d'un catalyseur ?

Par lecture graphique le nouveau temps de demi-réaction est 4 min.
Le catalyseur a permis d'augmenter la vitesse de réaction et donc

de réduire sa durée.

$$PV = nRT \quad \text{Gay parfait.}$$

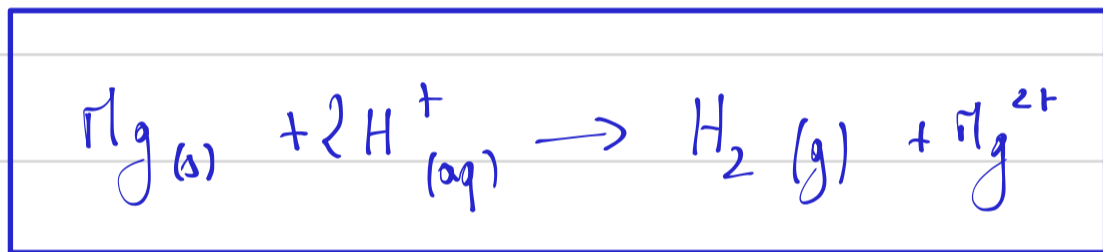
$$\text{CNTP} \quad \downarrow \quad V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$1 \text{ mol} \rightarrow 24,0 \text{ L}$$

Ex^o 5.

1) Équat^o de la réaction:



2) Calculons la qte de matière initiale de Mg:

$$n_i(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{0,40}{24,3} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

De même:

$$\begin{aligned} n_i(\text{H}^+) &= C_A \times V_A = 0,100 \times 20,0 \times 10^{-3} \\ &= 20,0 \times 10^{-4} \\ &= 2,00 \times 10^1 \times 10^{-4} = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol.} \end{aligned}$$

3) Déterminons le réactif limitant.

D'une part: $\frac{n_i(\text{Mg})}{1} = \frac{1,6 \times 10^{-2}}{1} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

D'autre part: $\frac{n_i(\text{H}^+)}{2} = \frac{2,00 \times 10^{-3}}{2} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

On en déduit $x_{\text{max}} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$

4) Le volume finale de gaz formé est de 24,0 mL.

Où $n_f(\text{H}_2) = x_{\text{max}}$ d'après l'éq^o de la réact^o.

$$V = n \times V_m$$

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{24,0 \times 10^{-3}}{24,0} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$x_{\text{max}} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5) Le volume de gaz formé est proportionnel à la qté de gaz formé:

$$V = n \times V_m$$

On en déduit par lecture graphique $t_{1/2} = 100 \text{ s}$

6) à $t = 200 \text{ s}$, on lit $V_g = 18 \text{ mL}$

$$\text{D'où } x = \frac{V_g}{V_m} = \frac{18 \times 10^{-3}}{24,0} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

7)

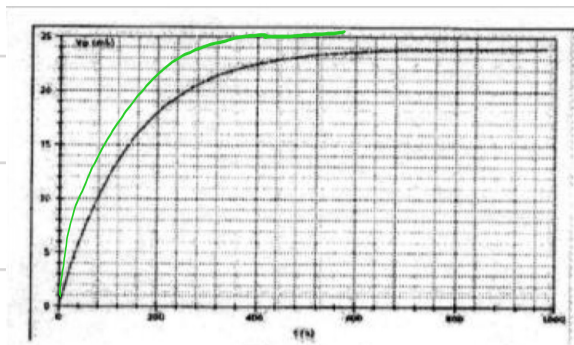


Figure 2

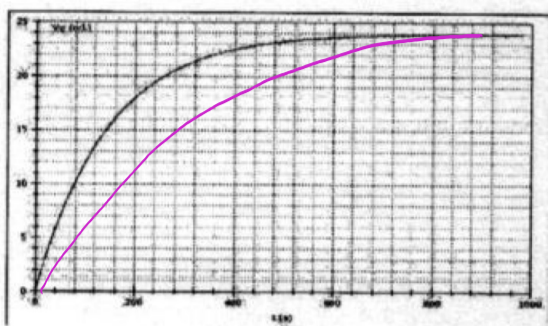


Figure 3

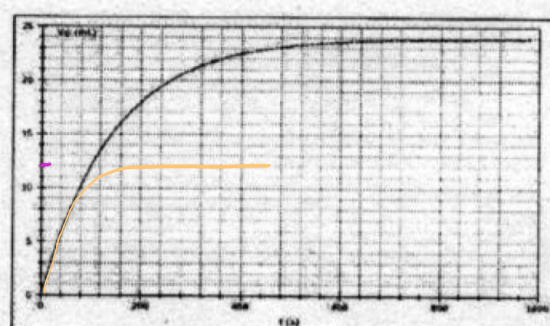
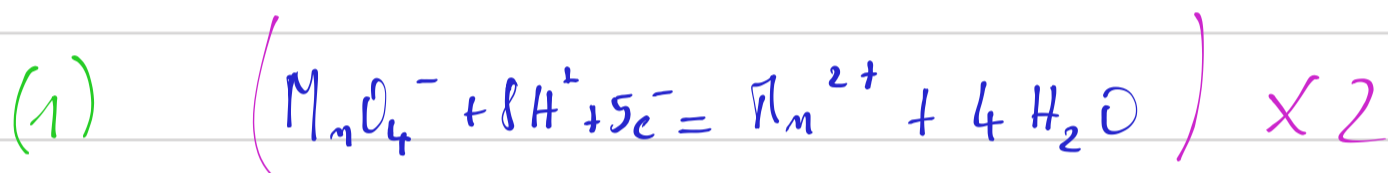


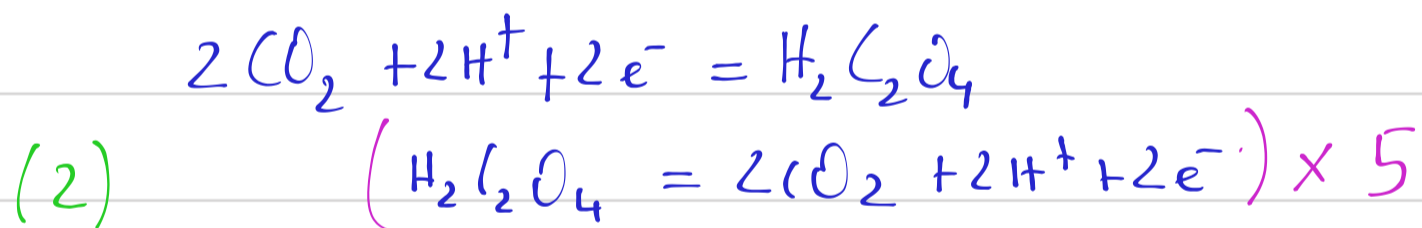
Figure 4

n°6

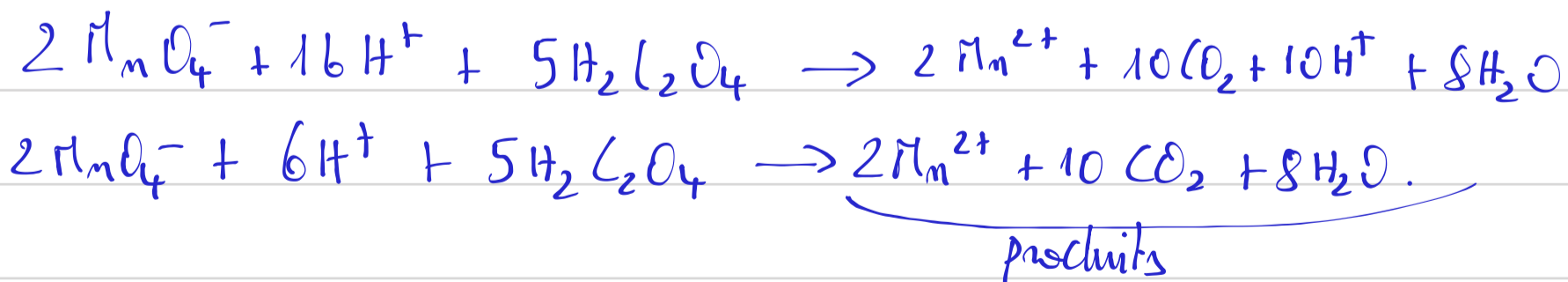
1) Les couples mis en jeu sont MnO_4^- / Mn^{2+} :



$CO_2 / H_2C_2O_4$:

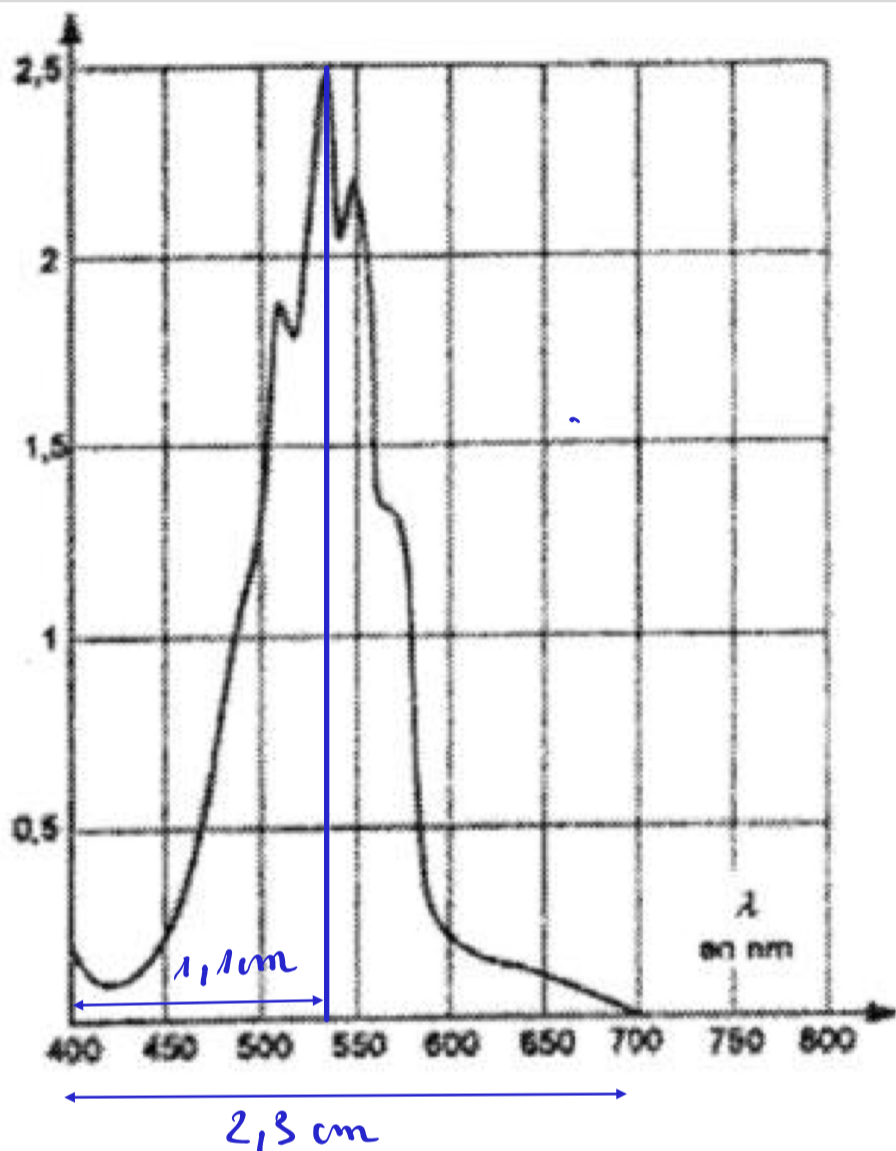


On additionne (1) et (2) :



2) La seule espèce colorée dans le milieu réactionnel est le MnO_4^- . Or A est proportionnel à $[MnO_4^-]$ et l'avancement est lié à $[MnO_4^-]$. Donc la réactⁿ peut être suivie par

spectrophotométrie. $(A = \epsilon \times [\text{MnO}_4^-])$



$$2,3 \text{ cm} \leftrightarrow 300 \text{ nm.}$$

$$1,1 \text{ cm} \leftrightarrow ?$$

$$\frac{1,1 \times 300}{2,3} \approx 143 \text{ nm.}$$

$$400 + 143 = 543 \text{ nm.}$$

On doit régler le spectrophotomètre à 543 nm afin que la mesure de l'absorbance soit la plus précise possible.

4) D'après la loi de Beer-Lambert, l'absorbance est proportionnelle à $[\text{MnO}_4^-]$.

$$A = \epsilon \times [\text{MnO}_4^-]. \quad \epsilon = \frac{A}{[\text{MnO}_4^-] \text{ mmol/L}}$$

D'après la calculatrice : $\epsilon = 2,0 \text{ L} \cdot \text{mmol}^{-1}$.

$$A = 2,0 \times [\text{MnO}_4^-].$$

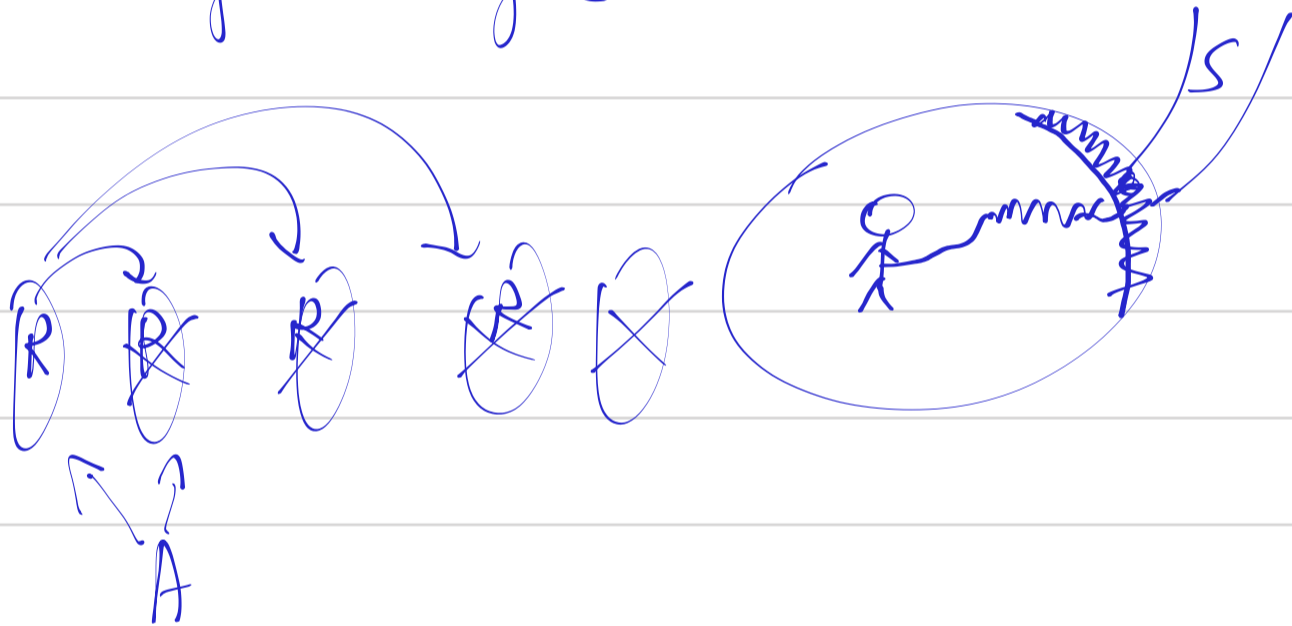
5) À la fin de la réaction, $A = 0$. Or $A = 2,0 \times [\text{MnO}_4^-]$
 $\Rightarrow [\text{MnO}_4^-] = 0$

$$\Rightarrow n_f / n_m(\text{MnO}_4^-) = 0 \text{ mol}$$

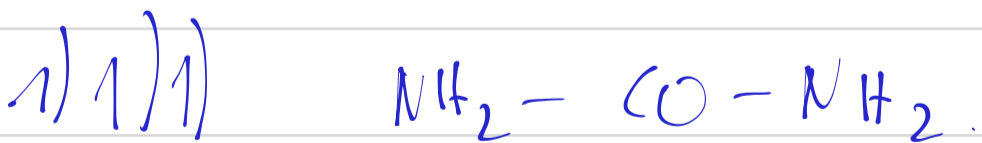
Donc MnO_4^- est le réactif limitant.

6) Un catalyseur est une espèce chimique qui réduit la durée d'une réaction sans intervenir dans l'éq° de la réaction.

7) Le catalyseur est Mn^{2+} en phase aqueuse donc il s'agit d'une catalyse homogène.



n° 7:



2) Voir question précédente.

