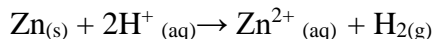




Chapitre B3

Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour suivre l'évolution temporelle d'une réaction chimique

1) On étudie la réaction du zinc avec l'acide chlorhydrique selon la réaction suivante :



Pour cela, on ajoute un excès d'acide chlorhydrique sur quelques grains de poudre de fer. Quelle grandeur physique peut permettre de suivre l'évolution de cette réaction ?

On peut suivre la réaction en mesurant le volume de gaz dihydrogène produit par la réaction en recueillant le gaz par un montage avec une éprouvette d'eau renversé dans un cristalliseur.

On peut aussi faire des petits prélèvements et mesurer la concentration de Zn^{2+} par dosage.

Le suivi pH-métrique n'est pas possible étant donné que l'acide est en excès.

2) On veut doser un antiseptique, le lugol, à base de diiode, de couleur brune. Pour cela, on s'appuie sur la réaction suivante : $\text{I}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{I}^-$

Quel paramètre peut permettre de suivre l'évolution de cette réaction ?

On peut suivre par spectrophotométrie, le diiode étant coloré (attention, il faut faire le blanc avec l'iodure, légèrement coloré). La conductimétrie pourrait être aussi adaptée car on produit des ions.

3) On étudie la réaction de l'ion permanganate MnO_4^- avec l'acide oxalique $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ en milieu acide selon l'équation : $2\text{MnO}_4^- + 5\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 10\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$.

Quel paramètre peut permettre de suivre l'évolution de cette réaction ?

L'ion permanganate est coloré (violet). On peut donc suivre la réaction par spectrophotométrie.

L'acide sera sans doute en excès donc la pH-métrie ne semble pas adaptée mais la conductimétrie pourrait l'être (production et consommation d'ions)

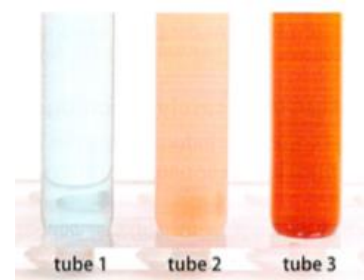
On peut éventuellement suivre la réaction en suivant le volume de dioxyde de carbone dégagé

Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence quelques paramètres influençant l'évolution : concentration, température, solvant

Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence le rôle d'un catalyseur

4) On ajoute du butanal à de la liqueur de Fehling, bleue, du fait des ions cuivre qu'elle contient. La réaction produit de l'oxyde de cuivre I Cu_2O , rouge. On répartit le mélange dans 3 tubes. Le tube A est laissé à température ambiante, le tube B est placé dans un bain à 40°C et le tube C est chauffé à ébullition. A la date $t=2\text{min}$, on observe les résultats suivants.

a- Quel est le facteur cinétique étudié ? **La température**

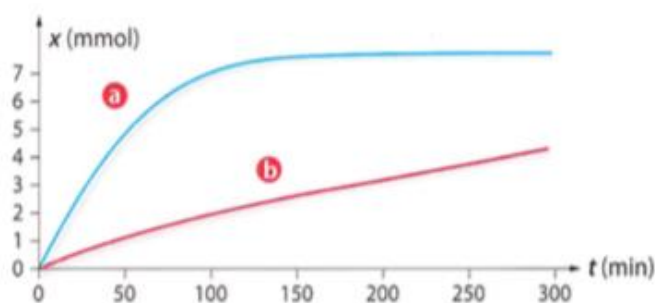


b- Identifier les tubes A, B, C avec les tubes 1, 2 et 3. **Plus la réaction est rapide, plus la solution est rouge : A1, B2, C3**

5) On étudie la réaction du zinc avec l'acide chlorhydrique selon la réaction suivante : $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

On réalise cette expérience avec du zinc en poudre (1) ou en copeaux (2).

a- Quel est le facteur cinétique étudié ? **L'état physique d'un des réactifs.**



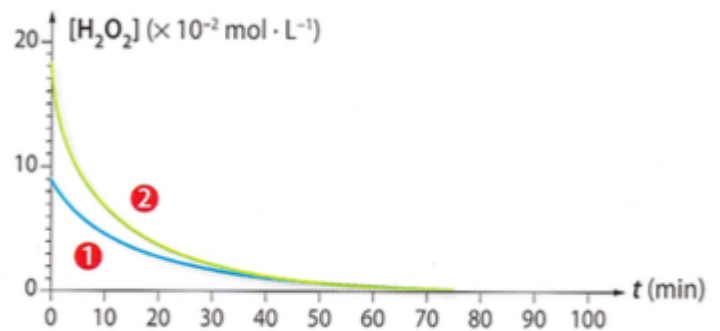
b- Identifier les courbes suivantes aux deux expériences (1) et (2). 1a, 2b, car la présence de poudre augmente, pour une même quantité de matière, la surface de contact donc la réaction est plus rapide.

6) on étudie la décomposition au cours du temps, en présence d'un catalyseur, d'une solution aqueuse d'eau oxygénée H_2O_2 , de concentration initiale $c_0=9,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L suivant la réaction $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

L'expérience A est conduite à température ambiante. L'expérience B est conduite à température ambiante avec une concentration $c'_0=1,8 \cdot 10^{-1}$ mol/L

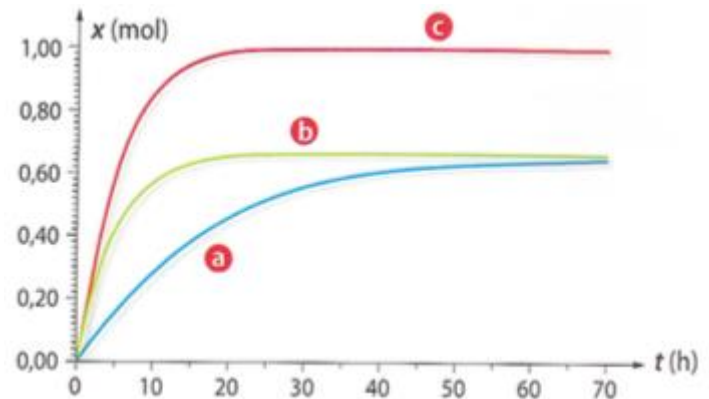
a- Quel est le facteur cinétique étudié ? On étudie le facteur concentration

b- Identifier les courbes 1 et 2 avec les expériences A et B. La courbe 1 part d'une concentration plus faible et la pente à $t=0$ est plus faible, donc la vitesse est moins grande, il s'agit donc de l'expérience A

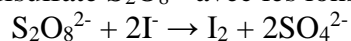


c- Tracer sur la figure l'allure de la courbe pour une température de 10°C avec une concentration initiale c_0 . Pour tracer cette courbe, il faut partir du même point que pour la courbe 1 (concentration c_0). La température est plus faible, donc la vitesse est moins grande. La courbe aura donc une pente plus faible et l'asymptote sera atteinte au bout d'une durée plus grande.

7) On étudie la réaction lente de la synthèse du 2-méthylpropanoate d'éthyle (arôme de fraise). La réaction est suivie et donne la courbe a. On ajoute un catalyseur. La courbe obtenue est-elle la courbe b ou la courbe c ? Si on ajoute un catalyseur, on augmente la vitesse de la réaction, donc les courbes b et c pourraient de ce point de vue être appropriées mais on ne change pas l'état final avec un catalyseur donc x_f ne peut pas augmenter. Donc la courbe c est éliminée. Il s'agit de la courbe b



7) On étudie la réaction des ions peroxydisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ avec les ions iodure I^- selon l'équation :



On détermine par titrage la quantité de diiode produite pendant des durées identiques :

Δt_1 de 0 à 60 s , Δt_2 de 60 à 120 s , Δt_3 de 120 à 180 s ,

Cette manipulation est réalisée avec deux mélanges initiaux identiques, l'un pris à 20°C et l'autre à 35°C .

On donne les résultats suivants :

	Δt_1	Δt_2	Δt_3
Expérience 1 : $n(\text{I}_2)$ en mmol à 20°C	30	23	19
Expérience 2 : $n(\text{I}_2)$ en mmol à 35°C	45	30	20

a- Montrer que les résultats obtenus mettent en évidence le rôle de la concentration des réactifs sur la rapidité de l'évolution d'un système. On étudie le nombre de moles de réactifs formé pour un même temps donné, à deux températures données. Pour une même température, on remarque qu'on fabrique de moins en moins de diiode pour un même temps : 30, puis 23 puis 19mmol. Entre temps, les quantités de réactif ont diminué. On met donc bien en évidence l'influence de la concentration en réactif.

b- Expliquer comment les résultats permettent d'analyser le rôle de la température sur la cinétique de la réaction.

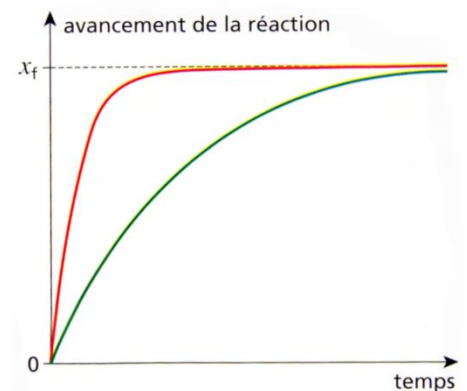
Pour un même intervalle de temps, on étudie aussi l'influence de la température. En effet, sur l'intervalle Δt_1 , on a formé 30mmol de diode à 20°C et 45mmol de diode à 35°C. On a donc bien mis en évidence l'influence de la température sur la vitesse de la réaction

8) Attribuer une expérience (A ou B) à chaque courbe rouge ou verte dans les 3 cas ci-dessous :

1^{er} cas : expérience A faite à 25 °C ; expérience B faite à 10°C. **A rouge, B verte (facteur cinétique température)**

2^e cas : expérience A faite avec les deux concentrations des solutions contenant les réactifs valant 0,10 mol/L ; expérience B faite avec une solution de concentration 0,10 mol/ l'autre solution de concentration 0,20 mol/L **A verte, B rouge (facteur cinétique concentration)**

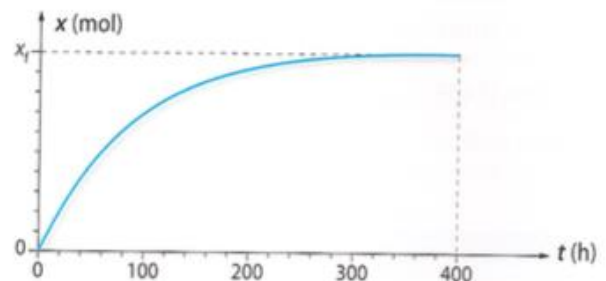
3^e cas : expérience A avec catalyseur ; expérience B faite sans catalyseur. **A rouge, B verte**



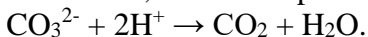
Déterminer un temps de demi-réaction, en particulier à partir d'une courbe d'évolution (quantité ou concentration d'un réactif ou d'un produit, avancement)

9) On étudie la dégradation du salicylate de méthyle sous l'action de la lumière ultraviolette. La cinétique est suivie par spectrophotométrie. Déterminer le temps de demi-réaction.

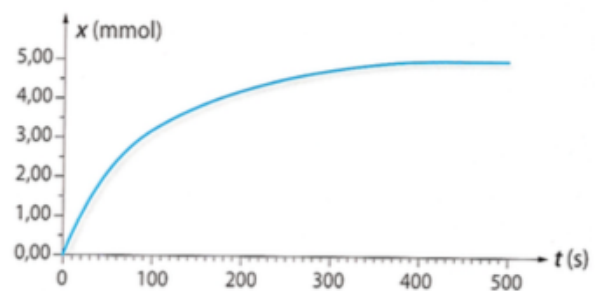
Même si l'échelle du graphique n'est pas donnée, on remarque que x_f correspond à 10 graduations. Donc, le temps de demi-réaction correspond à 5 graduations. Pour ce taux, on a donc $\tau_{1/2}=60h$. (C'est une réaction extrêmement lente)



10) On étudie la réaction de l'acide chlorhydrique sur du calcaire, modélisée par l'équation :

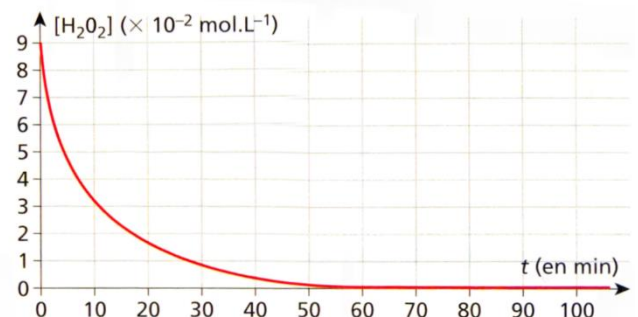


Pour suivre cette réaction, on mesure le volume de CO_2 produit par la réaction. On trouve les résultats suivants. Déterminer le temps de demi-réaction. **On remarque que la courbe tend vers l'asymptote $x_f=5\text{mmol}$. On détermine le temps de demi-réaction en cherchant le temps sur la courbe tel que $x=2,5\text{mmol}$. Cela correspond à $\tau_{1/2}=60s$.**



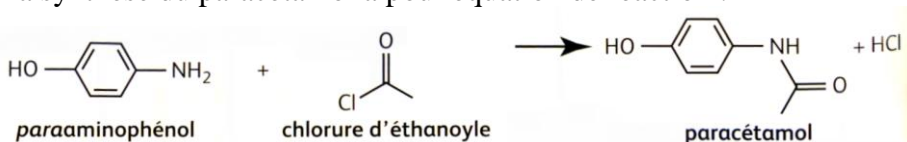
11) Déterminer le temps de demi-réaction pour la réaction de décomposition de l'eau oxygénée dont on donne un suivi ci-contre.

L'eau oxygénée est le seul réactif. Lorsque la moitié a été consommé on peut donc affirmer que l'avancement a atteint la moitié de sa valeur finale. On en déduit un temps de demi-réaction voisin de 6 min.



Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour suivre dans le temps une synthèse organique par CCM et en estimer la durée

12) La synthèse du paracétamol a pour équation de réaction :



Pour faire un suivi cinétique de la synthèse du paracétamol, on fait les dépôts suivants :

- 1 : paraaminophénol
- 2 : Chlorure d'éthanoyle
- 3 à 6 : milieu réactionnel aux dates 5, 10, 15 et 20 minutes.

Après élution, la plaque est révélée sous UV. Elle est représentée ci-contre.

- a. Estimer la durée de la transformation. **Entre les dépôts 5 et 6 (car il y a plus de produit dans le dépôt 6 que dans le dépôt 5). Donc durée supérieure à 15 min et probablement inférieure à 20 min.**
- b. Peut-on estimer le temps de demi-réaction. Si oui l'estimer, si non pourquoi ? **On ne peut pas estimer le temps de demi-réaction en observant le chromatogramme mais en considérant qu'il est de l'ordre de 4 à 5 fois plus faible que la durée totale de réaction, soit autour de 4-5 min.**

