



Fiche d'évaluation n° 01-ch 2019-2020

Classe 4<sup>me</sup> sci, math

Proposée par M' Ben Salah Ahmed Sami

Thème : Cinétique chimique

## Exercice n°00 :

On étudie l'action d'une solution aqueuse de peroxydisulfate de potassium ( $S_1$ ) sur une solution aqueuse d'iodure de potassium ( $S_2$ )

1°) a) Écrire l'équation chimique qui symbolise la réaction, supposée totale, modélisant la transformation du système. Préciser les couples redox mis en jeu

b) Comment peut-on se rendre compte expérimentalement que cette réaction est lente

2°) On mélange à la date  $t_0 = 0$  s un volume  $V_1 = 0,5$  L de ( $S_1$ ) de concentration  $C_1 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$  avec un volume  $V_2 = 0,5$  L de ( $S_2$ ) de concentration  $C_2 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

a) Calculer le nombre de moles des ions peroxydisulfate ( $S_2O_8^{2-}$ ) et des ions iodure ( $I^-$ ) à la date  $t_0$

b) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système

c) Quel est alors le réactif limitant ?

3°) Pour suivre l'évolution de cette réaction au cours du temps, à différentes dates on effectue rapidement des prélèvements que l'on refroidit soit :

a) Par addition d'eau glacée au mélange

β) En trempant le tube contenant le prélèvement dans l'eau glacée

On dose ensuite le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium ( $2 Na^+ + S_2O_3^{2-}$ ), on détermine ainsi la concentration molaire du diiode ( $I_2$ ) à chaque date  $t > 0$  s

a) Écrire l'équation de la réaction du dosage

b) Lequel des deux procédés de refroidissement (α ou β) est le plus avantageux ? Justifier

4°) Les résultats du dosage sont consignés dans le tableau suivant :

| t (min)                                  | 0 | 2   | 5   | 10  | 20  | 30  | 40  | 50  | 60  |
|--|---|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| $[I_2]$ ( $10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ ) | 0 | 0,5 | 1,5 | 2,4 | 3,5 | 4,3 | 5,0 | 5,5 | 5,9 |

a) Tracer la courbe  $[I_2] = f(t)$

b) Donner la composition molaire du mélange à la date  $t_2 = 40$  min

c) Déterminer la valeur de l'avancement  $x_1$  de la réaction lorsque :  $[I_2] = 0,6 [I^-]$ . Déduire la date  $t_1$  correspondant

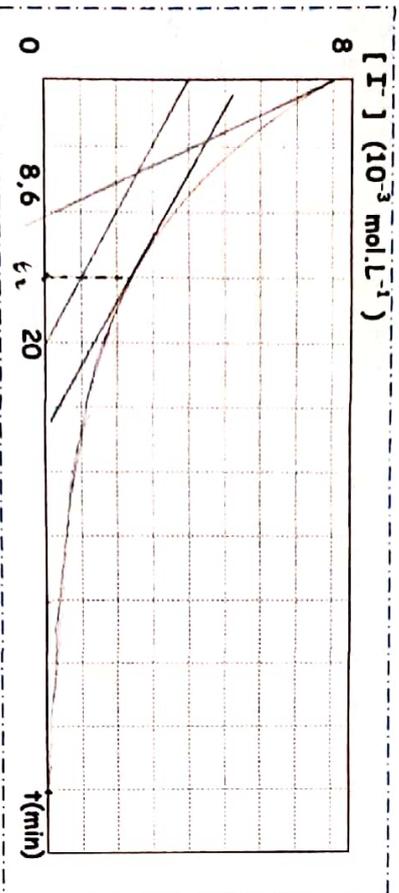
5°) Déterminer le temps de demi-réaction

6°) Donner la définition d'un catalyseur. Expliquer brièvement la catalyse pour cette réaction sachant qu'elle peut être réalisée en présence d'un catalyseur ( $Fe^{3+}$ )



### → Exercice n°01 :

A la date  $t_0 = 0$  s , on introduit un volume  $V_1 = 0,2$  L d'une solution ( $S_1$ ) diiodure de potassium KI de concentration molaire  $C_1$  , un volume  $V_2 = 0,3$  L d'une solution ( $S_2$ ) de peroxydisulfate de potassium  $K_2S_2O_8$  de concentration molaire  $C_2 = 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> et quelques gouttes d'empois d'amidon . Une étude expérimentale a permis de tracer la courbe des variations de la concentration de l'ion iodure I<sup>-</sup> en fonction du temps



- 1°) a) Déterminer le nombre initial de moles d'ions iodure I<sup>-</sup>
- b) Déduire la valeur de  $C_1$
- 2°) a) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
- b) Définir le temps de demi-réaction ( $t_{1/2}$ ) . Sachant que  $t_{1/2} = 8,6$  min , déterminer l'avancement de la réaction à cet instant
- b) Montrer que la réaction est totale
- c) Quel est alors le réactif limitant ?
- d) Compléter la courbe  $[I^-] = f_1(t)$  sachant que la réaction se termine à la date  $t_f = 55$  min
- 3°) a) Définir la vitesse de la réaction à une date  $t$

- b) Etablir son expression en fonction du volume  $V$  du mélange réactionnel et de  $\frac{d[I^-]}{dt}$
- c) Expliquer qualitativement, en indiquant, sur la figure, la méthode utilisée, comment varie cette vitesse au cours de l'évolution du système ?
- d) Calculer sa valeur maximale
- 4°) Déterminer, graphiquement, l'instant  $t_2$  pour lequel , la vitesse instantanée de la réaction vaut  $10^{-4}$  mol.min<sup>-1</sup>

### → Exercice n°02 :

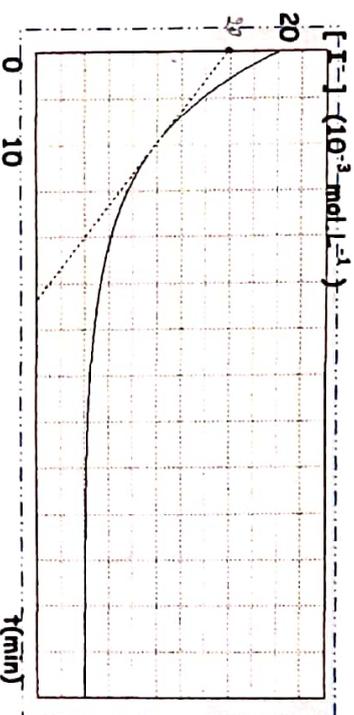
On dispose de deux solutions :

- ( $S_1$ ) diiodure de potassium KI de concentration molaire  $C_1$
- ( $S_2$ ) de peroxydisulfate de potassium  $K_2S_2O_8$  de concentration molaire  $C_2 = 0,02$  mol.L<sup>-1</sup>

#### Expérience n°1.

Dans un bêcher de capacité 250 mL, on introduit un volume  $V_1 = 100$  mL de ( $S_1$ ) , quelques gouttes d'une solution diluée d'empois d'amidon . A la date  $t = 0$  , on ajoute au mélange un volume  $V_2 = 100$  mL de ( $S_2$ ) et on déclenche aussitôt le chronomètre .

Un protocole expérimental permet d'étudier l'évolution de  $[I^-] = f(t)$  donnée ci-dessous :



1°) a) Décrire le protocole expérimental permettant cette étude  
Ecrire l'équation chimique qui symbolise la réaction de titrage

2°) a) Déterminer le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$   
b) Quel intérêt apporte la connaissance de  $t_{1/2}$

### Expérience n°2.

On mélange à la date  $t_0 = 0$  s un volume  $V_1 = 100$  mL de ( $S_1$ ) avec un volume  $V_2 = 100$  mL de ( $S_2$ ) et un volume  $V_e = 50$  mL d'eau

### Expérience n°3.

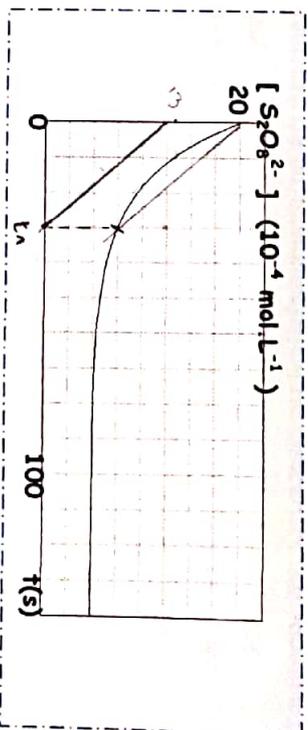
On mélange à la date  $t_0 = 0$  s un volume  $V_1 = 100$  mL de ( $S_1$ ) avec un volume  $V_2 = 100$  mL de ( $S_2$ ) et on ajoute sans variation de volume une masse  $m$  de  $K_2S_2O_8$  de telle sorte que le mélange obtenu soit dans les proportions stœchiométriques.

1°) Dans le cadre de l'expérience n°2 et de l'expérience n°3, il est question de tracer les courbes  $[I^-] = f_2(t)$  et  $[I^-] = f_3(t)$ , pour cela il est demandé de l'élève :

- ♦ d'effectuer les calculs nécessaires
  - ♦ de comparer, en le justifiant, les vitesses initiales de réaction dans les deux expériences n°2 et 3 par rapport à celle de l'expérience n°1 ♦ de tracer approximativement les courbes
- 2°) Calculer  $m$  sachant que la masse molaire de  $K_2S_2O_8$  est :  
 $M(K_2S_2O_8) = 270 \text{ g.mol}^{-1}$

### ...→ Exercice n°03 :

On mélange à l'instant de date  $t = 0$  et à une température  $T$ , un volume  $V_1 = 100$  mL d'une solution  $S_1$  diiode de potassium de formule chimique  $KI$  et de concentration  $C_1$  avec un volume  $V_2 = 100$  mL d'une solution  $S_2$  de peroxydisulfate de potassium de concentration molaire  $C_2$ , deux gouttes d'une solution aqueuse contenant les ions  $Fe^{2+}$  et deux gouttes d'empois d'amidon. La figure ci-dessous représente la variation de  $[S_2O_8^{2-}]$  dans le mélange au cours du temps :



- 1°) Déterminer le nombre de mole initial  $n_0$  de  $S_2O_8^{2-}$  dans le mélange et calculer  $C_2$ .
- 2°) a) Calculer l'avancement final de la réaction.  
c) Déduire  $C_1$  sachant que la réaction est totale
- 3°) Déterminer la date  $t_1$  pour laquelle la vitesse volumique de la réaction entre  $t_0$  et  $t_1$  est égale à  $4,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$  ( $4,16 = 12,5/3$ )
- 4°) A un instant  $t_2$ , on ajoute au mélange précédant un volume  $V_0 = 0,5$  mL d'une solution  $S_0$  de thiosulfate de sodium de concentration molaire  $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ . L'équation chimique qui symbolise la réaction que subit le système lors de cet ajout est :
- $$I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$$
- a) Cette réaction est elle lente ou rapide ?

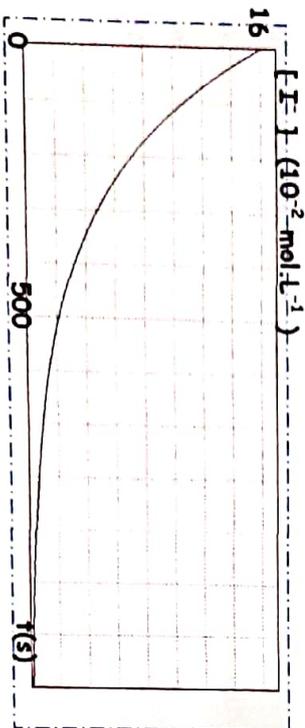
- b) Calculer le nombre de mole de  $I_2$  présent dans le mélange réactionnel à la date  $t_2 = 10$  s ( juste avant l'ajout de  $S_0$  )
- c) Montrer que le mélange devient incolore au moment de l'ajout de ( $S_0$ )
- d) A quelle date  $t_3$  la coloration bleu noir réapparaît ( on suppose que 0,5 mL de ( $S_0$ ) ne perturbe pas la vitesse de la réaction)

•••→ **Exercice n°04:**

L'eau oxygénée  $H_2O_2$  peut oxyder lentement les ions iodures  $I^-$  en milieu acide . La réaction est symbolisée par l'équation suivante :



La courbe de la figure ci contre donne les variations de la concentration des ions  $I^-$  en fonction du temps dans un mélange ( $S$ ) réalisé , à une température  $T_1$  , en mélangeant une solution de peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$  avec une solution diiodure de potassium acidulée



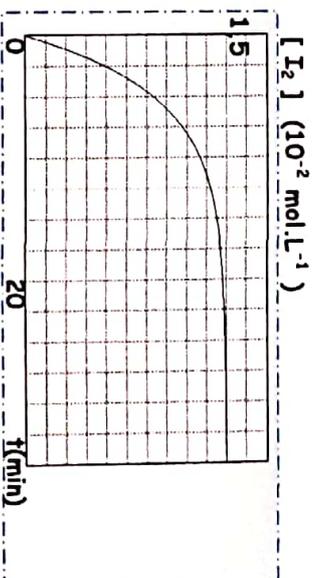
- 1°)  $H_3 O^+$  joue-t-il le rôle de catalyseur ? Justifier la réponse.
- 2°) a) Définir la vitesse de la réaction à une date  $t$   
 b) A quelle date cette vitesse est maximale . Justifier . Confirmer cette réponse en utilisant le graphe
- 3°) La quantité de diiode  $I_2$  formé à un instant  $t$  peut être déterminé à l'aide d'un dosage iodométrique par une solution aqueuse de  $Na_2S_2O_3$  de concentration  $C_0 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$

- a) Ecrire l'équation chimique de la réaction du dosage
- b) Déterminer le volume  $V_0$  de la solution de thiosulfate de sodium nécessaire pour doser la quantité de diiode formé dans 10 mL du mélange à l'instant  $t_2 = 500$  s

•••→ **Exercice n°05:**

A l'instant de date  $t = 0$ , on mélange un volume  $V_1 = 60$  mL d'une solution aqueuse ( $S_1$ ) diiodure de potassium KI de concentration molaire  $c_1 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 40$  mL d'une solution de peroxydisulfate de potassium  $K_2S_2O_8$  de concentration molaire  $c_2 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le système ainsi obtenu est le siège d'une transformation chimique au cours de laquelle les réactifs et les produits constituent une seule phase et le volume du mélange réactionnel reste constant.

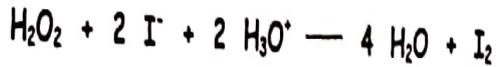
- 1) a ) Calculer les concentrations initiales des ions iodure  $I^-$  et peroxydisulfate  $S_2O_8^{2-}$  dans le mélange.  
 b ) En utilisant l'avancement volumique  $Y$ , construire le tableau descriptif d'évolution du système.
- 2) La courbe ci-contre représente les variations de  $[I_2]$  en fonction du temps.



- 3) a ) Monter qu'à chaque instant on a :  
 $[S_2O_8^{2-}] = c_2 V_2 / (V_1 + V_2) - [I_2]$ .
- b ) Tracer alors la courbe  $[S_2O_8^{2-}] = f(t)$  .

## Exercice n°06 :

L'oxydation des ions iodures  $I^-$  en milieu acide est modélisée par une réaction d'oxydo réduction, symbolisée par l'équation suivante :

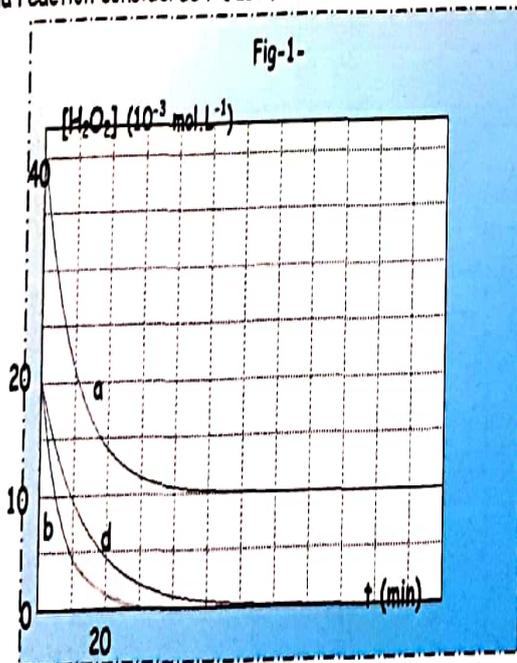


Ce système constitue une seule phase de volume  $V$  constant lors de son évolution. On réalise trois expériences, dans des conditions expérimentales différentes décrites dans le tableau ci-dessous. Une méthode de mesure appropriée permet de tracer la courbe des variations de la concentration de  $H_2O_2$  au cours du temps dans chacune des expériences réalisées, on obtient les courbes de la fig-1-

| Expérience   | $E_1$ | $E_2$ | $E_3$  |
|--------------|-------|-------|--------|
| $[I^-]_0$    | $C_1$ | $C_1$ | $2C_2$ |
| $[H_2O_2]_0$ | $C_2$ | $C_3$ | $C_2$  |
| $[H_3O^+]_0$ | excès | excès | excès  |

1°) a- A partir de la fig-1-, quels propriétés, parmi la liste suivante peut on attribuer à la réaction considérée ? Justifier.

- ♦ Spectaculaire
- ♦ Limitée
- ♦ Totale
- ♦ Athermique
- ♦ Lente



b- Dédurre que la courbe -d- correspond à  $E_3$ . Justifier.

c- Faire correspondre la courbe -a- et -b- aux expériences  $E_1$  et  $E_2$ .

Justifier.

2°) a- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système en utilisant l'avancement volumique  $\gamma$  pour  $E_1$

b- Déterminer  $C_2$ ,  $C_3$  et  $C_1$ . Justifier.

c- Compléter l'allure de la courbe -b- sachant qu'elle prend fin à la date

$t_f = 30 \text{ min}$