

|                              |                                                |                                          |
|------------------------------|------------------------------------------------|------------------------------------------|
| Prof : JENKAL RACHID         | Série N° 1                                     | Établissement : LYCÉE AIT BAHA           |
| Matière : PHYSIQUE et CHIMIE | • Suivi temporel d'une transformation chimique | Direction provinciale : CHTOUKA AIT BAHA |
| Niveau : 2 BAC               |                                                | Année scolaire : 2017 / 2018             |
| Filières : PC et SVT         |                                                |                                          |

## ✚ Exercice 1 :

On étudie l'action d'une solution aqueuse de peroxydisulfate de potassium ( $2 K^+ + S_2O_8^{2-}$ ) sur une solution aqueuse d'iodure de potassium ( $K^+ + I^-$ ). Quand on mélange ces deux solutions, il apparaît progressivement une coloration jaune, due à la formation de diiode.

Cette transformation est lente et totale. Pour étudier sa cinétique, on mélange à la date  $t = 0$ , un volume  $V$  égal à 500 mL de peroxydisulfate de potassium de concentration molaire volumique  $C_1$ , égale à  $0,015 \text{ mol.L}^{-1}$ , avec un même volume  $V$  d'iodure de potassium de concentration molaire volumique  $C_2$  telle que les réactifs sont dans les conditions stoechiométriques.

A diverses dates, on effectue rapidement des prélèvements que l'on refroidit dans de la glace fondante. On dose ensuite le diiode formé. On détermine ainsi la concentration volumique molaire du diiode à la date  $t$  du prélèvement.

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

- Les deux couples mis en jeu sont :  $I_2 / I^-$  et  $S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-}$  ; écrire les demi-réactions relatives à ces deux couples et en déduire l'équation de la réaction.
- Déterminer la valeur de la concentration  $C_2$  de la solution d'iodure de potassium
- Quelle est l'utilité de la trempe
- Tracer le graphe  $[I_2]_t$  (en  $\text{mmol.L}^{-1}$ ) en fonction de  $t$  (en min)
- Déterminer la valeur de la vitesse volumique de réaction à la date  $t = 30 \text{ min}$ , exprimée en  $\text{mmol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$  puis en  $\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$
- Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques en solution à la date  $t = 30 \text{ min}$
- Calculer la concentration de la solution en diiode lorsque la réaction est terminée. En déduire le temps de demi-réaction

## ✚ Exercice 2 :

On veut étudier, à température constante, la cinétique de la décomposition de l'eau oxygénée, dont la réaction a pour équation :  $2 H_2O_2 \leftrightarrow 2 H_2O + O_{2(g)}$ . Il s'agit d'une transformation totale et lente.

- A la date  $t = 0$ , début de l'expérience, la solution aqueuse contient 0,06 mol d'eau oxygénée et son volume  $V_s$  est de 1L, volume considéré comme constant au cours de l'expérience.
  - Exprimer la quantité (en mol) de dioxygène  $n(O_2)$  formé à la date  $t$  en fonction du volume de dioxygène  $V(O_2)$  (en L) et du volume molaire  $V_m$  ( $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
  - En déduire, à la même date, la quantité (en mol) d'eau oxygénée disparue. Puis la concentration  $C$  en eau oxygénée restante.
- Les résultats de l'expérience sont indiqués dans le tableau suivant

|                              |   |      |      |      |      |      |      |      |      |      |
|------------------------------|---|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| t (min)                      | 0 | 5    | 10   | 15   | 20   | 25   | 30   | 35   | 40   | 60   |
| V (O <sub>2</sub> ) (L)      | 0 | 0,16 | 0,27 | 0,36 | 0,44 | 0,50 | 0,54 | 0,59 | 0,61 | 0,68 |
| 100.C (mol.L <sup>-1</sup> ) |   |      |      |      |      |      |      |      |      |      |

- Compléter le tableau et tracer, sur du papier millimétré, le graphe représentant les variations de  $C$  en fonction du temps
  - Exprimer la vitesse volumique de la réaction en fonction de  $C$
  - En utilisant la courbe précédente, déterminer, sans calculs, comment évolue la vitesse volumique de réaction  $v$  en fonction du temps. Quelle est sa valeur à la date  $t = 30 \text{ min}$  ?
- L'étude complète de cette réaction montre que la vitesse  $v$  est liée à la concentration par :  $v = k.C$  avec  $k = 7,9.10^{-4} \text{ (S.I)}$ 
  - Cette relation est-elle compatible avec l'évolution prévue à la question 2.3 ?
  - Prévoir qualitativement comment évolue la constante  $k$ , appelée constante de vitesse, en fonction de la température

## ✚ Exercice 3 :

On introduit, une masse  $m$ , égale à 1,00 g, de zinc en poudre dans un ballon contenant un volume  $V_1$  de 40 ml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_1 = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}$ . On recueille le gaz dihydrogène formé au cours du temps et on mesure son volume  $V$ .

L'ensemble des résultats de cette expérience permet de tracer le graphe représentant la concentration en ions  $Zn^{2+}$  dans la solution en fonction du temps.

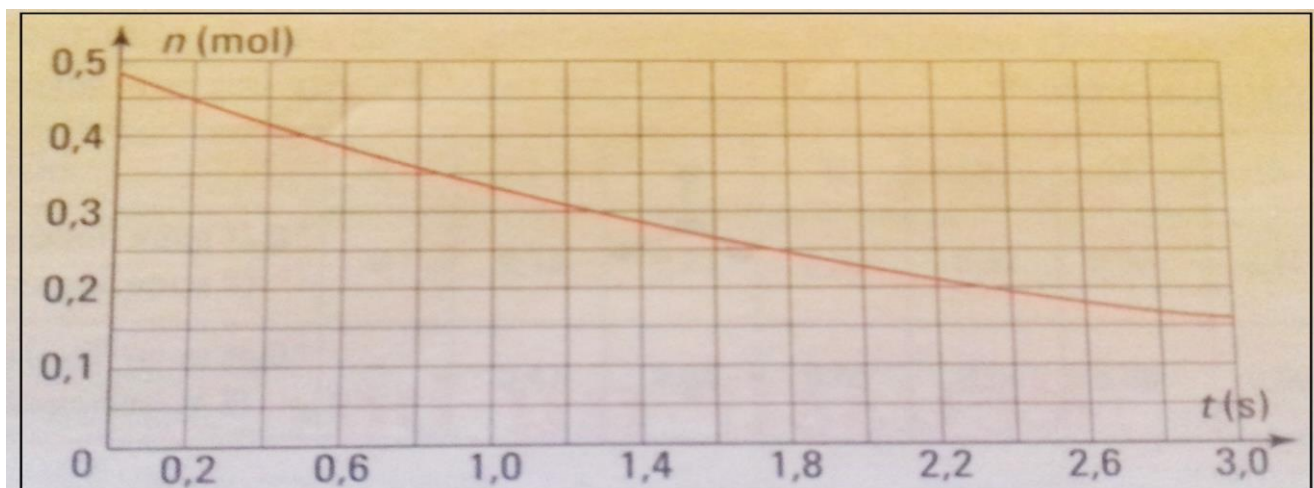


Donnée : le volume molaire dans les conditions de l'expérience est égal à  $24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se produisant entre les deux couples :  $\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}$  et  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{ad})} / \text{Zn}(\text{s})$
2. Quelle est la relation entre la concentration en ions  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{ad})}$  et le volume de dihydrogène formé ? calculer  $[\text{Zn}^{2+}_{(\text{ad})}]$  quand le volume V d'hydrogène est 0,120 L
3. Définir la vitesse volumique v de réaction. déterminer les valeurs de v aux dates :  $t = 0 \text{ s}$  ; 300 s ; 600 s ; 1000 s
4. Comment évolue la vitesse au cours du temps ? justifier
5. Quel est le réactif limitant ? quelle est la valeur de la concentration en ions  $\text{Zn}^{2+}_{(\text{ad})}$  quand t tend vers l'infini ?
6. En déduire le temps de demi-réaction

#### ✚ Exercice 4 :

Le pentaoxyde de diazote  $\text{N}_2\text{O}_5$  se décompose par chauffage selon la réaction d'équation :  $2 \text{N}_2\text{O}_{5(\text{g})} \rightarrow 4 \text{NO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ . Un récipient initialement vide, de volume 12 L, est rempli avec du pentaoxyde de diazote à  $20^\circ\text{C}$  jusqu'à ce que la pression atteigne 1 bar, puis il est chauffé à  $160^\circ\text{C}$ . Les réactifs et les produits sont tous gazeux. La réaction est quantitative. L'évolution au cours du temps de la quantité de pentaoxyde de diazote présent dans le récipient est donnée par la courbe suivante :



Donnée : à  $20^\circ\text{C}$ , sous la pression de 1 bar, le volume molaire des gaz est :  $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1. Dresser le tableau donnant l'évolution des quantités de matière des différents gaz en fonction de l'avancement temporel  $x(t)$
2. Quelle la quantité de matière gazeuse ( en mol) dans l'état final ( quand tend vers l' infini )
3. Déterminer la relation entre  $\frac{dx(t)}{dt}$  et  $\frac{dn(\text{N}_2\text{O}_5)(t)}{dt}$
4. En déduire une détermination graphique de la vitesse volumique v de réaction. Préciser les valeurs de v au dates :  $t = 0 \text{ s}$  ; 1 s et 2 s
5. Quelle est la valeur du temps de demi-réaction ?