

Correction des exercices du chapitre 13 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.

Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus p 82-83

Correction QCM :

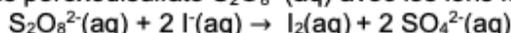
QCM

p. 81

1. C ; 2. A ; 3. B et C ; 4. A et C ; 5. B ; 6. A ; 7. B ; 8. C ; 9. C ; 10. A et C ; 11. B.

Correction Livret révisions chimie du parcours d'exercices :

Exercice 35 : La réaction des ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}(aq)$ avec les ions iodure $I^-(aq)$ a pour équation :



On réalise deux expériences A et B avec deux mélanges initiaux identiques. L'expérience A est réalisée à 20°C alors que l'expérience B est réalisée à 35°C. Au fur et à mesure que le système évolue, on détermine la quantité de diiode $n(I_2)$ formé pendant des durées égales Δt_i :

| | | Δt_1 de 0 à 60 s | Δt_2 de 60 à 120 s | Δt_3 de 120 à 180 s |
|---|-----------------|-----------------------------|-------------------------------|--------------------------------|
| A | $n(I_2)$ (mmol) | 30 | 23 | 19 |
| B | $n(I_2)$ (mmol) | 45 | 30 | 20 |

1. Montrer le rôle de la concentration des réactifs sur la rapidité d'évolution d'un système.

Lors de l'expérience A, la quantité de diiode I_2 formé diminue au cours du temps. Pendant 60 s, les quantités produites sont moins importantes : plus la concentration des réactifs diminue, moins on forme de produits, donc plus l'évolution du système est lente.

Le raisonnement est identique pour l'expérience B.

2. Montrer le rôle de la température sur la cinétique de cette réaction.

Les deux expériences A et B partent des mêmes quantités initiales de réactifs. Lors de l'expérience B, il est produit plus de diiode I_2 à chaque intervalle de temps, donc l'évolution du système lors de l'expérience B est plus rapide. Or, l'expérience B est réalisée à une température supérieure à celle de A.

On en conclut que la température augmente la rapidité d'évolution du système.

Exercice 36 : On suit l'évolution de la concentration en diiode de quatre mélanges réactionnels (A, B, C et D) lors de la réaction entre le peroxyde d'hydrogène $H_2O_2(aq)$, les ions iodure $I^-(aq)$ et les ions hydrogène $H^+(aq)$. L'équation s'écrit : $H_2O_2(aq) + 2 I^-(aq) + 2 H^+(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2 H_2O(l)$

Le diiode est la seule espèce colorée.

Les quantités initiales des réactifs dans les mélanges réactionnels de volumes égaux sont données ci-dessous :

Pour chaque mélange, on trace l'évolution de la concentration en diiode au cours du temps :

1. Justifier l'utilisation d'un spectrophotomètre pour suivre l'évolution de la concentration en diiode dans les mélanges.

I_2 est l'espèce qui donne la couleur à la solution.

2. En comparant les courbes deux à deux, montrer l'influence de la concentration sur la rapidité d'évolution d'un système.

A et B : quand on divise par 2 la concentration initiale en ions iodure I^- de la solution (expérience B), le diiode I_2 se forme moins vite qu'à l'expérience A.

B et C : quand on divise par 2 la concentration initiale en peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (expérience C), le diiode I_2 se forme moins vite qu'à l'expérience B.

A et D : quand on divise par 2 la concentration initiale en ion hydrogène H^+ (expérience D), le diiode I_2 se forme moins vite qu'à l'expérience A.

Ainsi, quand la concentration des réactifs diminue, le système évolue plus lentement.

Exercice 37 : La rhodamine, utilisée comme colorant dans l'industrie du papier, doit être éliminée des effluents industriels. Pour étudier sa photo-dégradation en présence d'un catalyseur, le dioxyde de titane, on expose à la lumière une solution de rhodamine. On relève l'absorbance A de la solution au cours du temps. Sur le graphique ci-dessous, le rapport $\frac{A}{A_0}$ représente le rapport entre l'absorbance A mesurée et l'absorbance A_0 de la solution avant l'exposition à la lumière.

- Justifier à l'aide du graphique que le dioxyde de titane est bien un catalyseur et non un réactif.
Le dioxyde de titane est bien un catalyseur et non un réactif, puisque même s'il n'est pas présent (courbe verte), la réaction a lieu.
- Déterminer l'influence de la concentration en catalyseur sur la cinétique de la réaction.
On constate que plus la concentration en catalyseur augmente, plus la courbe décroît rapidement en fonction du temps, donc plus l'évolution du système est rapide.

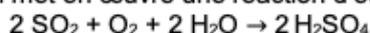
Exercice 38 :

Document A : La découverte de la catalyse.

« Le mot « catalyse » fut créé par Berzelius. C'est pour quoi on lui fit l'honneur de cette découverte, alors qu'elle est due à deux Français, Clément et Desormes, son beau-père. C'est en 1806, dans une note à l'Institut de France à propos de la formation de l'acide sulfurique dans les chambres à plomb, que se trouve expliqué pour la première fois le mécanisme catalytique. »

Document B : La chambre à plomb.

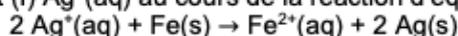
Le procédé des chambres à plomb est le procédé historique de production industrielle de l'acide sulfurique. Introduit par John Roebuck en 1746, il met en œuvre une réaction d'équation :



La réaction est plus rapide en présence d'oxydes d'azote. Ces derniers sont continuellement recyclés.

- Extraire deux informations montrant que les oxydes d'azote agissent comme catalyseurs.
La réaction est plus rapide en présence des oxydes d'azote.
Ils sont constamment recyclés, donc totalement régénérés.

Exercice 39 : On trace l'évolution, en fonction du temps, des concentrations d'un mélange réactionnel en ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et en ions argent (I) $\text{Ag}^+(\text{aq})$ au cours de la réaction d'équation :



Le métal fer est en excès.



- Évaluer la durée t_f de la réaction.

$t_f = 60 \text{ min}$.

- Déterminer, par deux méthodes différentes, le temps de demi-réaction, $t_{1/2}$.

Méthode 1 : les ions argent Ag^+ sont limitants et leur quantité initiale est égale à $0,080 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Pour une concentration égale à $0,040 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $t_{1/2} = 10 \text{ min}$.

Méthode 2 : la quantité finale d'ions fer (II) Fe^{2+} est égale à $0,040 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Le temps de demi-réaction correspond au moment où la quantité d'ions fer (II) Fe^{2+} atteint la moitié de sa quantité maximale, soit $0,020 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Donc $t_{1/2} = 10 \text{ min}$.

- Le comparer à la durée de réaction, t_f .

$t_f = 6 \times t_{1/2}$. La réaction est achevée.

Exercice 40 : En solution dans le tétrachlorométhane, le pentaoxyde de diazote N_2O_5 se décompose lentement en dioxygène O_2 et en dioxyde d'azote NO_2 . On suit l'évolution temporelle de la concentration en N_2O_5 de la solution :

| t (min) | 0 | 5 | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 | 60 |
|--|-----|-----|-----|-----|----|----|----|----|
| $[\text{N}_2\text{O}_5]_t \text{ (mmol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$ | 250 | 210 | 176 | 125 | 89 | 62 | 43 | 31 |

- Écrire l'équation de la réaction.



- Déterminer, à partir du tableau puis graphiquement, les vitesses volumiques de disparition du pentaoxyde de diazote à $t_1 = 5 \text{ min}$.

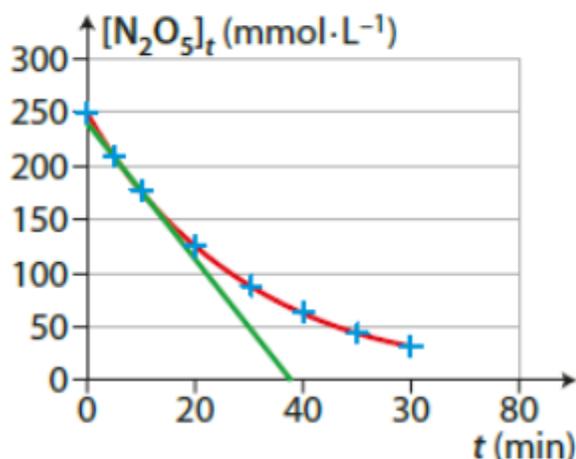
À partir du tableau : la vitesse volumique de disparition est égale à l'opposé de la pente de la courbe au point considéré.

Calcul de la pente en $t_1 = 5 \text{ min}$: $\frac{176-210}{10-5} = -6,8 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$.

Donc $v_{\text{disp}}(\text{N}_2\text{O}_5)(t_1) = 6,8 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$.

Graphiquement : on trace la courbe $[\text{N}_2\text{O}_5]_t = f(t)$ et on calcule la pente de la tangente au point $t_1 = 5 \text{ min}$ qui vaut environ : $\frac{250-0}{0-35} = -7,1 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$

donc $v_{\text{disp}}(\text{N}_2\text{O}_5)(t_1) = 7,1 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$.



3. Expliquer les écarts éventuels constatés.

Les écarts proviennent de la manière de calculer la pente. Dans le premier cas, on utilise deux points expérimentaux, dans l'autre cas on trace une tangente au point $t = 5 \text{ min}$. La deuxième méthode est généralement plus précise.

Exercice 41 : On étudie la décomposition du pentaoxyde de diazote N_2O_5 .

| t (min) | 0 | 5 | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 | 60 |
|---|-----|-----|-----|-----|----|----|----|----|
| $[\text{N}_2\text{O}_5]_t \text{ (mmol}\cdot\text{L}^{-1})$ | 250 | 210 | 176 | 125 | 89 | 62 | 43 | 31 |

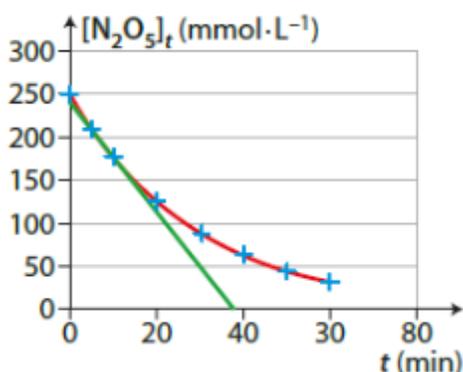
1. Recopier les données expérimentales dans un tableau, puis calculer la valeur de la vitesse de disparition du pentaoxyde de diazote aux différentes dates du tableau.

On calcule :

$$v_{\text{disp}}(\text{N}_2\text{O}_5)(t_i) = - \frac{[\text{N}_2\text{O}_5](t_{i+1}) - [\text{N}_2\text{O}_5](t_i)}{t_{i+1} - t_i}$$

| t (min) | Concentration (mmol·L ⁻¹) | Vitesse disparition (mmol·L ⁻¹ ·min ⁻¹) |
|---------|---------------------------------------|--|
| 0 | 250 | 8 |
| 5 | 210 | 6,8 |
| 10 | 176 | 5,1 |
| 20 | 125 | 3,6 |
| 30 | 89 | 2,7 |
| 40 | 62 | 1,9 |
| 50 | 43 | 1,2 |
| 60 | 31 | |

2. Tracer le graphe de l'évolution de la vitesse en fonction de la concentration $[\text{N}_2\text{O}_5]_t$.

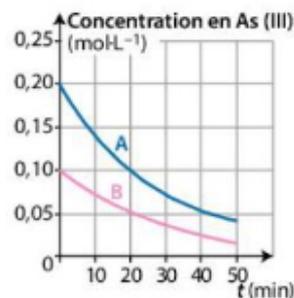


3. Vérifier que la réaction est d'ordre 1 par rapport au pentaoxyde de diazote.

On constate que le graphe est une droite passant par l'origine, donc la vitesse volumique de disparition du réactif est proportionnelle à la concentration de N_2O_5 au cours du temps. La réaction suit donc une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport à N_2O_5 .

Exercice 42 : À 25 °C, on étudie la réaction de l'arsenic (III) avec le peroxyde d'hydrogène en large excès.

On trace l'évolution temporelle de la concentration en arsenic (III) de deux solutions A et B de concentrations initiales différentes en arsenic (III).



1. Déterminer les temps de demi-réaction.

Solution A : la concentration initiale en arsenic (III) As (III) est égale à 0,20 mol·L⁻¹. Le temps de demi-réaction correspond au temps pour lequel la concentration en arsenic (III) As (III) a été divisée par deux par rapport à la concentration initiale. Cela correspond sur le graphe à $t_{1/2} = 20$ min.

Solution B : la concentration initiale en arsenic (III) As (III) vaut 0,10 mol·L⁻¹. Le temps de demi-réaction correspond au temps pour lequel la concentration en arsenic (III) As (III) a été divisée par deux par rapport à la concentration initiale. Cela correspond sur le graphe à $t_{1/2} = 20$ min.

2. Vérifier que la réaction est d'ordre 1 par rapport à l'arsenic (III).

On remarque que $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale en arsenic (III) As (III). La réaction suit donc une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport à l'arsenic (III) As (III).

Exercice 43 : On étudie la décomposition au cours du temps, en présence d'un catalyseur, de deux solutions de concentrations initiales différentes en peroxyde d'hydrogène $H_2O_2(aq)$ (courbes 1 et 2).

1. Déterminer si l'évolution de la concentration $[H_2O_2]_t$ suit ou non une loi de vitesse d'ordre 1.

Le réactif limitant est le peroxyde d'hydrogène puisque sa concentration est nulle à l'état final. On en déduit graphiquement :

Pour la courbe 1 : $[H_2O_2]_0 = 18,0 \times 10^{-2}$ mol·L⁻¹.

Pour la courbe 2 : $[H_2O_2]_0 = 9,0 \times 10^{-2}$ mol·L⁻¹.

Pour chaque évolution, on déduit graphiquement les mêmes temps de demi-réaction : $t_{1/2} = 6$ min.

Les temps de demi-réaction étant les mêmes, la réaction est donc de l'ordre 1 par rapport à H_2O_2 .

2. Déterminer graphiquement la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène à la date $t = 20$ min.

On trace la tangente à la courbe 2 à $t = 20$ min. On choisit deux points A et B sur la tangente.

Le coefficient directeur s'exprime par :

$$\frac{[H_2O_2]_A - [H_2O_2]_B}{t_A - t_B} = \frac{(2,4 \times 10^{-2} - 0)}{(10 - 30)} = -1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

La valeur de la vitesse de disparition s'en déduit : $v_{30} = 1,2 \times 10^{-3}$ mol·L⁻¹·min⁻¹

