



Taki Academy
www.takiacademy.com

Sciences physiques

Classe : 4^{ème} Math

Serie I chimie :

L'avancement d'une réaction

Prof : Karmous Med



📍 Sousse (Khezama - Sahloul) Nabeul / Sfax / Bardo / Menzah El Aouina /
Ezzahra / CUN / Bizerte / Gafsa / Kairouan / Medenine / Kébili / Monastir /
Gabes / Djerba / Jendouba / Sidi Bouzid / Siliana / Béja / Zaghouan



www.takiacademy.com



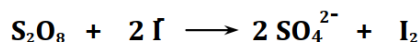
73.832.000



Exercice 1



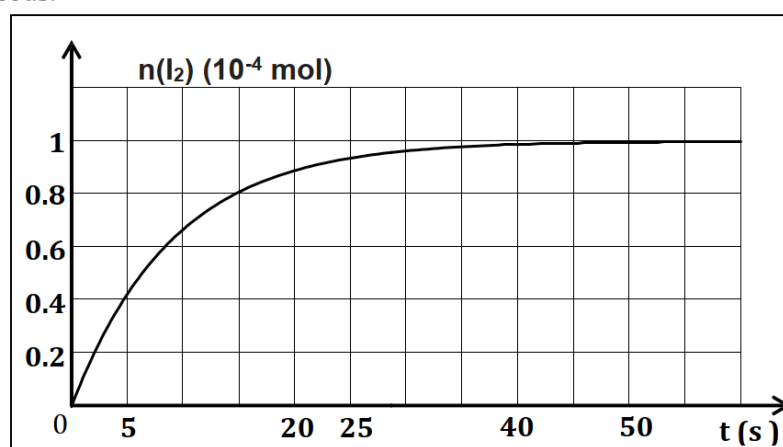
On étudie, l'oxydation des ions iodure I^- par les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ cette réaction supposée lente et totale est représentée par l'équation suivante:



A $t=0$, on prépare à la température $25^\circ C$, système chimique M , en mélangeant dans un bécher, un volume $V_1=20\text{mL}$ d'une solution aqueuse de peroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration molaire C_1 avec un volume $V_2=20\text{ ml}$ d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration molaire $C_2=0.02\text{ mol.l}^{-1}$

Par une méthode convenable, on arrive à suivre l'évolution de la concentration molaire en diiode au cours du temps. On obtient la courbe de la figure 1 ci-dessous.

- 1°) calculer la quantité initiale de l'ion iodure I^-
- 2°) Dresser un tableau d'avancement de cette réaction.
- 3°) déterminer graphiquement X_f de la réaction
- 4°) montrer que I^- n'est pas le réactif limitant
- 5°) calculer C_1
- 6°) déterminer la composition du mélange à l'état final



Exercice 2



L'eau oxygénée contient des molécules H_2O_2 qui sont capables d'oxyder les ions tartrate $C_4H_4O_6^{2-}$. Pour réaliser la transformation chimique correspondante, on mélange une solution d'eau oxygénée avec une solution contenant les ions tartrate. Le mélange réactionnel est ensuite légèrement acidifié.

On supposera que la transformation chimique est totale.

On donne ci-dessous le tableau descriptif de l'évolution du système chimique considéré :

Equation chimique		$5 H_2O_2 + C_4H_4O_6^{2-} + 2 H_3O^+ \longrightarrow 10 H_2O + 4 CO_2$				
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)				
Initial	0	n_0	10^{-2}	Excès	Excès	0
Intermédiaire	x	$n_0 - 5.x$	$10^{-2} + a.x$	Excès	Excès	b.x
final	x_f	5.10^{-2}	0	Excès	Excès	c

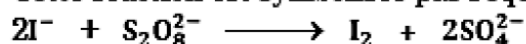
- 1°) Quelles sont les valeurs de a et b dans le tableau ?
- 2°) a - D'après le tableau, quel est le réactif limitant ? Justifier la réponse.
- b - En déduire la valeur de l'avancement final x_f .
- c - Quelle est alors la valeur de c dans le tableau ?
- d - Trouver la valeur de n_0 .
- 3°) a - Quelle serait la valeur de n_0 si le mélange était stœchiométrique ?
- b - La valeur de x_f changerait-elle dans ce cas ? Justifier la réponse.

Exercice 3



A une température θ donnée, on mélange dans un bécher, à l'instant $t=0$, un volume $V_1 = 150\text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) d'iodure de potassium (KI) de concentration molaire C_1 avec un volume $V_2 = 50\text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_2) de peroxydisulfate de potassium ($K_2S_2O_8$) de concentration molaire C_2 . La réaction d'oxydation des ions I^- par les ions $S_2O_8^{2-}$, qui se produit dans ce mélange homogénéisé, est lente et totale.

Cette réaction est symbolisée par l'équation suivante :



Par une méthode expérimentale appropriée, on suit :

- L'évolution au cours du temps de l'avancement x de la réaction qui se produit dans le mélange. On obtient la courbe $x = f(t)$ de la figure 1.
- L'évolution au cours du temps de la quantité de matière $n(I^-)$ d'ion I^- dans le mélange. On obtient la courbe $n(I^-) = g(t)$ de la figure 2.

1) Dresser le tableau descriptif en avancement x relatif à la réaction étudiée. On notera n_{01} et n_{02}

les nombres de moles, respectivement, des ions I^- et des ions $S_2O_8^{2-}$ dans le mélange à $t=0$.

2) a) En exploitant les deux courbes :

- Déterminer la valeur de l'avancement final x_f de la réaction.
- Justifier que I^- n'est pas le réactif limitant.

b) Déduire les valeurs de n_{01} et n_{02}

3) Déduire les valeurs des concentrations C_1 et C_2 .

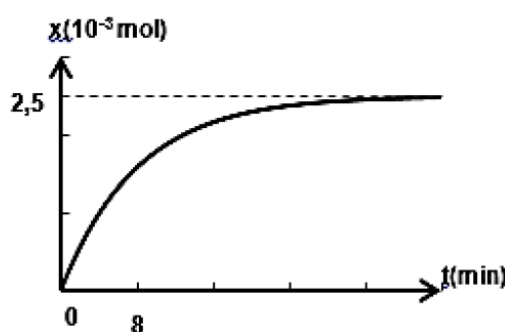


Figure-1-

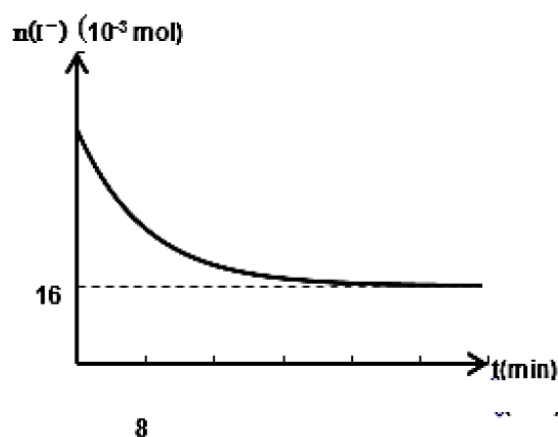


Figure-2-

4) On reprend l'expérience précédente en modifiant uniquement la concentration de la solution (S_2)

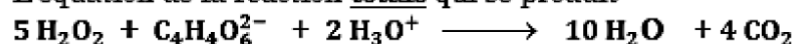
qui devient C'_2 , de façon que le mélange à $t=0$ soit réalisé dans les proportions stoechiométriques. Déterminer la valeur de C'_2 .

Exercice 4



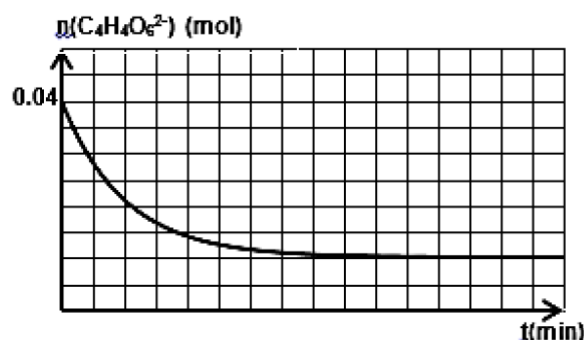
A un instant $t=0$, on milieue acide un volume $V_1 = 50\text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) de peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) H_2O_2 de concentration C_1 avec un volume $V_2 = 50\text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_2) d'ions tartrate $C_4H_4O_6^{2-}$ de concentration C_2 .

L'équation de la réaction totale qui se produit :



La courbe de la figure ci-contre représente les variations de la quantité de matière des ions tartrate $C_4H_4O_6^{2-}$ au cours du temps :

- 1) Cette réaction est-elle rapide ou lente ? Justifier.
- 2) Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système.
- 3) Sans faire de calcul, préciser le réactif limitant.



- 4) En utilisant la courbe ci-contre déterminer la valeur de :
- L'avancement final de cette réaction.
 - La concentration C_2 de la solution (S_2) .
 - Déduire la valeur de la concentration C_1 de la solution (S_1)

Exercice 5

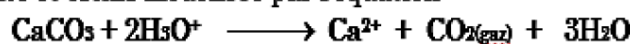


On donne : $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g.mol}^{-1}$

Volume molaire $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

On traite une masse $m = 2 \text{ g}$ de carbonate de calcium CaCO_3 par un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) de concentration C .

On obtient la réaction lente et totale modélisée par l'équation :



A l'acide d'un dispositif approprié, on mesure le volume $V(\text{CO}_2)$ de dioxyde de carbone dégagé à des instants différents. On obtient le graphe de la figure 1.

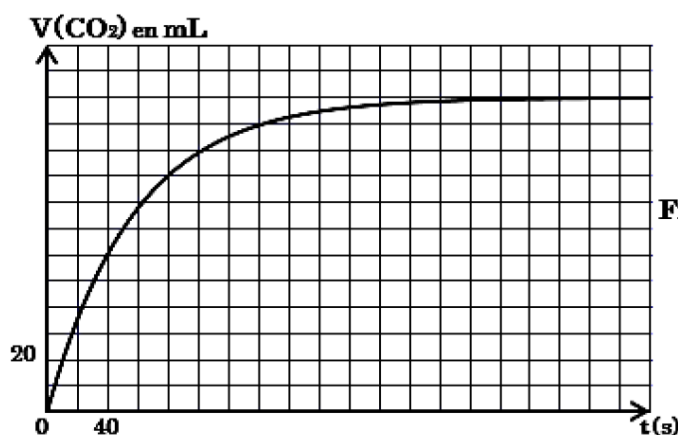


Figure 1

- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
 - Déterminer l'avancement final x_f de la réaction.
 - Déduire C .
- Définir le temps de demi-réaction et déterminer sa valeur.
- Montrer que le nombre de moles de H_3O^+ est donné par la relation : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = CV - 2 \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m}$
 - Tracer l'allure de la courbe $n(\text{H}_3\text{O}^+) = f(t)$ en indiquant les points les plus remarquables.

Exercice 6



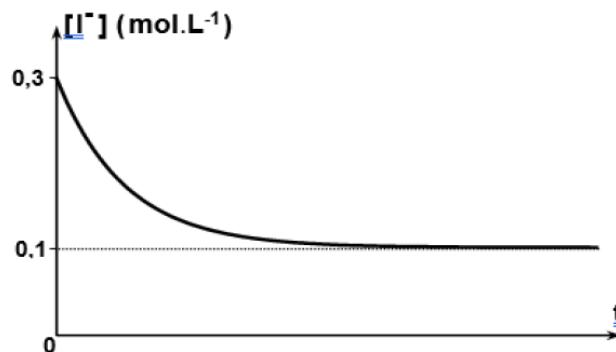
On dispose des solutions aqueuses suivantes :

(S_1) : solution aqueuse de $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ de concentration molaire $C_1 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$,

(S_2) : solution aqueuse de KI de concentration molaire C_2 .

On mélange, à $t = 0$, $V_1 = 25 \text{ mL}$ de (S_1) avec $V_2 = 25 \text{ mL}$ de (S_2).

La réaction qui se produit est totale et admet pour équation : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{I}^- \longrightarrow 2\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$



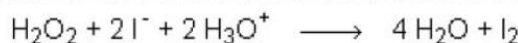
- Calculer la concentration initiale des ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dans le mélange.
 - Calculer C_2 .
- Dresser le tableau d'avancement de la réaction en utilisant l'avancement volumique.
- Déterminer, par deux méthodes, le réactif limitant.
 - Déterminer, par deux méthodes, l'avancement volumique final y_f de la réaction.
 - Déduire l'avancement volumique maximal y_{max} de la réaction.
- Déterminer, à la fin de la réaction, la concentration de chaque constituant de la réaction.

Exercice 7



On se propose d'étudier l'évolution, au cours du temps, de l'oxydation des ions iodures (I^-) par le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) en milieu acide (excès d'ions H_3O^+).

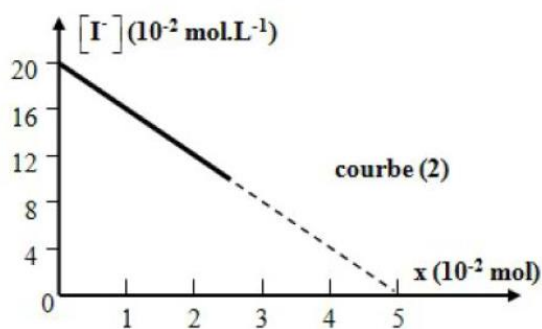
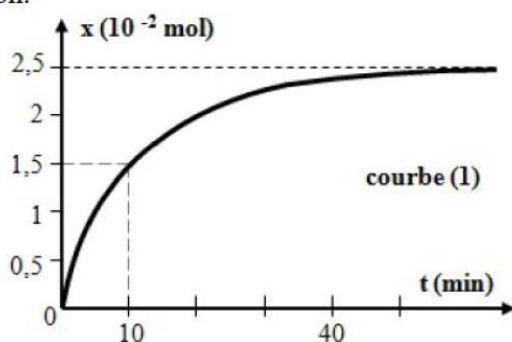
L'équation chimique qui symbolise la réaction associée à la transformation chimique étudiée est :



Le volume du milieu réactionnel est $V = 0,5 \text{ L}$.

La courbe (1) représente la variation de l'avancement x de la réaction au cours du temps.

La courbe (2) représente la variation de la molarité $[\text{I}^-]$ des ions iodure en fonction de l'avancement x de la réaction.



1⁰) D'après les courbes (1) et (2) :

- Déterminer la quantité de matière initiale $n_0(\text{I}^-)$ d'ions iodure utilisée.
- Quelle est la valeur de l'avancement final x_f de la réaction ?
- Montrer que (I^-) n'est pas le réactif limitant.

2⁰) a - Calculer la quantité de matière initiale $n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$ de peroxyde d'hydrogène utilisée.

- Déterminer la molarité $[\text{H}_2\text{O}_2]$ du peroxyde d'hydrogène à l'instant $t = 10 \text{ min}$.

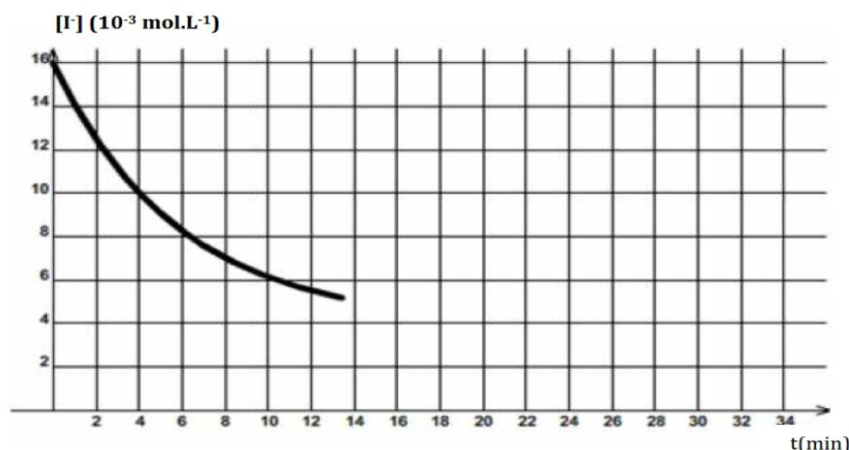
Exercice8



On étudie, l'oxydation des ions iodure I^- par les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ cette réaction supposée lente et totale est représentée par l'équation suivante $S_2O_8^{2-} + 2I^- \longrightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$

A $t=0$, on prépare à la température $25^\circ C$, un premier système chimique M_1 , en mélangeant dans un bécher, un volume $V_1=300 mL$ d'une solution aqueuse de peroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration molaire $C_1=10^{-2} mol.L^{-1}$ avec un volume $V_2=200 mL$ d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration molaire C_2 , et quelques gouttes d'empois d'amidon.

Par une méthode convenable, on arrive à suivre l'évolution de la concentration molaire de l'ion iodure I^- au cours du temps. On obtient la courbe de la figure ci-dessous

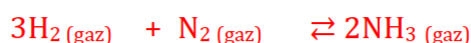


- 1°) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction.
- 2°) b- En utilisant le graphe, déterminer la quantité de matière initiale $n_0(I^-)$ dans le mélange. Déduire la valeur de C_2
- 3°) - Définir le temps de demi-réaction ($t_{1/2}$). Sachant que $t_{1/2} = 4 \text{ min}$, déterminer l'avancement final (maximal) de la réaction
- 4°) Quel est le réactif limitant ?
- 5°) Compléter la courbe de $[I^-]=f(t)$ sachant que la réaction se termine à la date $t_f=32 \text{ min}$

Exercice9



La synthèse de l'ammoniac NH_3 gazeux est modélisée par l'équation chimique suivante :



On mélange initialement 1,2 mol de diazote N_2 et 1 mol de dihydrogène H_2 .

- 1°) Dresser le tableau descriptif d'avancement relatif à la réaction de synthèse de l'ammoniac.
- 2°) Préciser le réactif limitant et déterminer la valeur de l'avancement maximal x_m .
- 3°) A l'état final, il se forme 0,48 mole d'ammoniac NH_3 . En déduire la valeur de l'avancement final x_f .
- 4°) Déterminer le taux d'avancement final τ_f de cette réaction et en déduire si la réaction de synthèse de l'ammoniac est totale ou limitée.

Exercice10



. **A** une température $T=80^{\circ}\text{C}$, on réalise un mélange équimolaire en partant initialement de n_0 mol d'acide éthanóïque CH_3COOH et n_0 mol d'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ additionné de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On suit l'évolution de la réaction en évaluant la quantité **d'acide restant** en fonction du temps.(figure1)

1°)Ecrire l'équation de la réaction d'estérification.

2°)En utilisant la courbe de la **figure-1** :

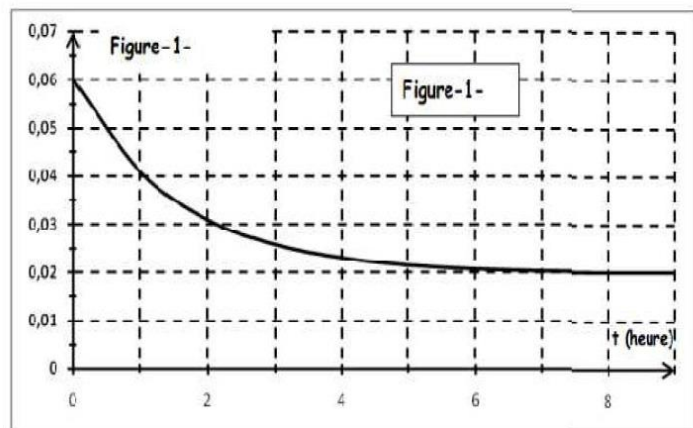
Déterminer le nombre de mol n_0 d'acide et d'alcool à l'état initial.

3°) **a** -Dresser le tableau d'avancement

b Déterminer l'avancement final x_f

4°) Déterminer le taux d'avancement final. Quelle caractéristique de la réaction d'estérification est Confirmée par ce résultat

5°) Déterminer la composition du mélange à l'équilibre dynamique



Exercice11



On réalise l'oxydation des ions iodures I^- par l'eau oxygénée en milieu acide selon la réaction totale



Le graphe ci-contre représente l'évolution, en fonction de l'avancement x de la réaction, des quantités de matière des réactifs.

1°) Dresser le tableau d'avancement de la réaction.

2°) Déterminer, en se basant sur le graphe : les quantités de matière initiales des réactifs, l'avancement maximal x_{max} et les coefficients stœchiométriques **a, b, c, d** et **e**.

3°) Déterminer la composition finale du système réactionnel

