

Série du suivi temporel d'une transformation chimique 2 Bac SM SP SVT Biof

Exercice 1 :

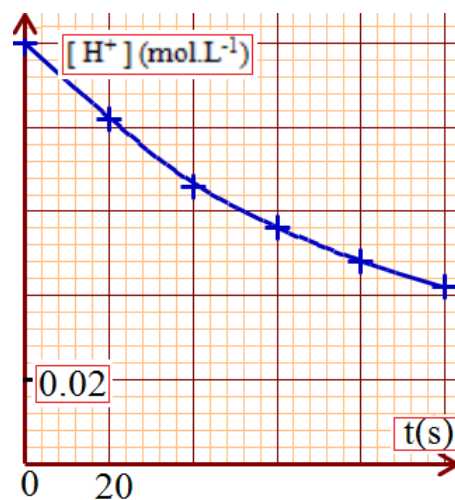
On suit l'évolution de la réaction entre un morceau de 2,0 g de carbonate de calcium CaCO_3 avec un volume $V=100 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Ecrire l'équation bilan de cette réaction sachant qu'il se forme du gaz carbonique CO_2 et l'ion Ca^{2+} (réaction totale),
- 2- On mesure la pression du dioxyde de carbone apparu en utilisant un capteur de pression différentiel. Le gaz occupe à chaque instant un volume de 1L. La température est constante et vaut 25°C .

L'évolution de la pression durant la réaction est donnée dans le tableau ci-dessous :

t(s)	20	40	60	80	100
P(CO_2)(hPa)	2280	4120	5560	5640	7170
n(CO_2)(mmol)					

- a- Compléter le tableau ci-dessus en appliquant la loi des gaz parfaits,
 - b- Etablir le tableau d'avancement de la réaction, puis donner x en fonction de n(CO_2),
 - c- Sur une papier millimètre, représenter graphiquement $x = f(t)$,
 - d- Déterminer la valeur de la vitesse de la réaction à la date $t_1 = 50\text{s}$, puis à la date $t_2 = 70\text{s}$,
- 3- Une autre méthode d'étude de la réaction consiste à déterminer la concentration des ions H^+ en fonction du temps. La courbe représentative est donnée ci-contre :



- a- Donner $[\text{H}^+]$ en fonction de x,
- b- Sachant que la réaction est totale déterminer le réactif limitant,
- c- En déduire le temps de demi-réaction,
- d- Exprimer la vitesse instantanée v de la réaction en fonction de $[\text{H}^+]$,
- e- recalculer la vitesse de la réaction à la date $t_1 = 50 \text{ s}$, puis à la date $t_2 = 70\text{s}$.

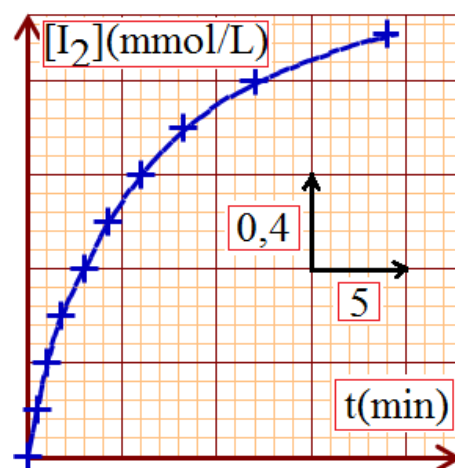
Exercice 2 :

Il s'agit de suivre, dans le temps, la formation de diiode au cours d'une transformation mettant en jeu une réaction d'oxydoréduction. Il s'agit de l'oxydation des ions iodure,

appartenant au couple $\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}_{(\text{aq})}^-$, par les ions peroxodisulfate $\text{S}_2\text{O}_{8(\text{aq})}^{2-}$

appartenant au couple : $\text{S}_2\text{O}_{8(\text{aq})}^{2-}/\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$.

Dans un bécher, préparer 10,0mL de solution d'iodure de potassium à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ et, dans un autre, 10,0mL de solution de peroxodisulfate de sodium à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. À l'instant origine, on mélange ces deux solutions et on suit l'évolution temporelle de la concentration de diiode en mesurant l'absorbance A. Le volume total de solution est appelé V. On obtient la courbe ci-contre :



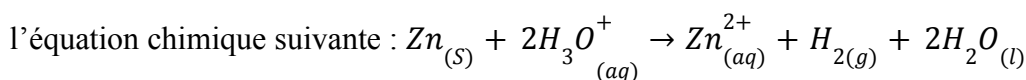
- 1- Écrire l'équation de cette réaction,
- 2- Établir le tableau descriptif de l'évolution du système,
- 3- Déduire la valeur de la concentration en diiode maximale,
- 4- Déterminer sur le graphe le temps de demi-réaction,
- 5- Donner la vitesse volumique de réaction en fonction de $[\text{I}_2]$,
- 6- Calculer la vitesse de réaction à $t_1=5\text{min}$ et $t_2=15\text{min}$,
- 7- Interpréter la diminution de la vitesse de réaction au cours du temps.

Exercice 3 :

Suivi d'une transformation chimique par mesure de pression. Le dihydrogène est considéré comme un combustible possédant une haute énergie non polluante. Il peut être synthétisé au laboratoire par action des acides sur quelques métaux. Le but de cet exercice est le suivi de l'action de l'acide sulfurique sur le zinc par mesure de pression. Données :

- ☐ Tous les gaz sont considérés comme parfaits, et toutes les mesures ont été faites à 25°C ,
- ☐ La masse molaire atomique du zinc : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$.

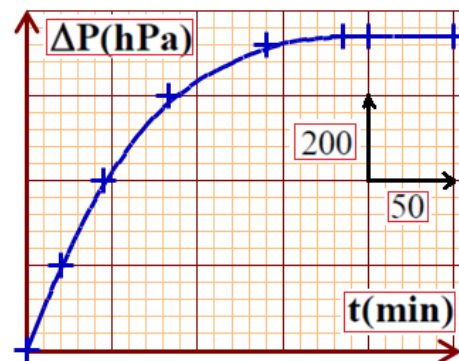
On modélise la réaction du zinc $Zn_{(s)}$ avec une solution d'acide sulfurique ($2H_3O^+ + SO_4^{2-}$), par



Pour étudier la cinétique de cette réaction, on introduit dans un ballon de volume constant, une quantité de masse $m=0,6g$ de poudre de Zinc $Zn_{(s)}$, et on y verse à l'instant $t_0=0s$, un volume $V_a=193mL$ de la solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration en ions oxonium $[H_3O^+] = 0,16 mol.L^{-1}$.

On mesure la pression P à l'intérieur du ballon, à chaque instant, à l'aide d'un capteur de pression.

- 1- Calculer $n_i(H_3O^+)$ et $n_i(Zn)$ les quantités de matière initiales respectivement des ions oxonium et du Zn,
- 2- Donner le tableau descriptif de la transformation,
- 3- Déterminer le réactif limitant et déduire l'avancement maximal x_{max} ,
- 4- Établir l'expression de l'avancement $x(t)$ de la réaction à un instant t en fonction de R , T , V et ΔP , où $\Delta P = P - P_0$, avec P_0 la pression initiale mesurée à l'instant $t_0=0s$ et P la pression mesurée à l'instant t ,
- 5- Établir l'expression de l'avancement $x(t)$ de la réaction à un instant t en fonction de $\Delta P_{max}=P_{max}-P_0$, x_{max} et ΔP ,
- 6- Déduire la valeur du volume maximum de ce gaz,
- 7- Une étude expérimentale a permis de tracer la courbe de la figure ci-contre : Trouver la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- 8- Donner la vitesse volumique de réaction en fonction de ΔP ,
- 9- Calculer la vitesse de réaction à $t_1=20min$ et $t_2=200min$,



Exercice 4 :

L'étude des transformations chimiques permet de suivre l'évolution temporelle des systèmes chimiques et de déterminer certaines caractéristiques en se basant sur des techniques ou des méthodes différentes.

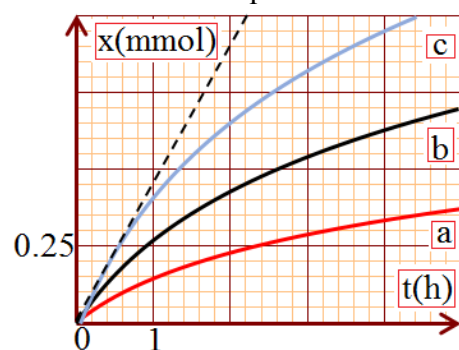
Pour suivre la réaction entre l'eau oxygénée $H_2O_{2(aq)}$ et les ions iodure $I^-_{(aq)}$, on réalise l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée en milieu acide en suivant l'avancement x de la réaction dans diverses conditions expérimentales.

On effectue trois expériences en présence d'un excès d'ions $H_3O^+_{(aq)}$. Le volume total du mélange est le même pour les trois expériences $V = 100mL$

Les résultats obtenus pour diverses conditions initiales précisées dans le tableau ci-dessous ont permis de tracer les courbes (a), (b) et (c) de la figure ci-contre mettant en évidence deux facteurs cinétiques :

Expérience	(1)	(2)	(3)
$[H_2O_2]_0$ (mol/L)	10^{-2}	$2 \cdot 10^{-2}$	10^{-2}
$[I^-]_0$ (mol/L)	$2 \cdot 10^{-2}$	$4 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$
$\theta(^{\circ}C)$	20	20	32

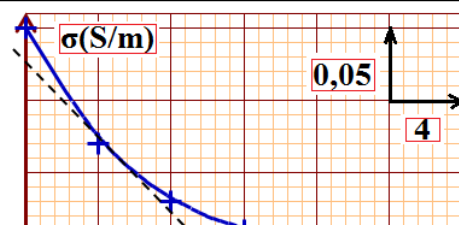
- 1- Etablir l'équation chimique modélisant cette transformation,
- 2- En exploitant les données du tableau :
 - a- Citer les deux facteurs cinétiques mis en évidence et leurs effets sur la vitesse volumique de la réaction,
 - b- En se basant sur le tableau d'avancement, déterminer pour les expériences (1) et (2) les valeurs de l'avancement final x_f ,
 - c- Attribuer, en justifiant, chaque courbe à l'expérience correspondante.
- 3- On s'intéresse au cas de la courbe (c) :
 - a- Déterminer, en unité $(mol.L^{-1}.h^{-1})$, la valeur de la vitesse volumique de la réaction à l'instant $t_0=0s$,
 - b- Définir le temps de demi-réaction et déterminer graphiquement sa valeur.



On donne : $I^-_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$ et $H_2O_{2(aq)}/H_2O_{(aq)}$

Exercice 5 :

Etude cinétique d'une réaction chimique : Cet exercice se propose d'étudier, par conductimétrie, la cinétique de la réaction de synthèse d'un savon. Cette réaction se produit entre l'éthanoate d'éthyle de formule $CH_3COOC_2H_5$ une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$). À un instant choisi comme origine des dates $t = 0s$, on introduit, en excès, l'éthanoate d'éthyle dans un ballon contenant une quantité de



matière $n_0(\text{HO}^-)=10^{-3}\text{mol}$ d'ions hydroxyde. On obtient un mélange réactionnel ayant un volume $V=100\text{mL}$. Il se produit, sous une température constante. La réaction est modélisée par l'équation chimique suivante :



- 1- Dresser le tableau d'avancement de cette réaction et déterminer la valeur de l'avancement final x_f sachant que cette réaction est totale,
- 2- La courbe ci-dessus donne les variations de σ en fonction du temps et la droite (T) représente la tangente à la courbe au point d'abscisse $t_1=4\text{min}$:
- a- Etablir l'expression de σ du mélange réactionnel en fonction de l'avancement x , $x_{\max}$, σ_0 et σ_f ,
- b- Ecrire l'expression de v la vitesse volumique de la réaction à un instant t en fonction de σ ,
- c- Déterminer, en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}\cdot\text{min}^{-1}$, la valeur v_1 de cette vitesse à l'instant $t_1=4\text{min}$,
- d- Compléter le tableau suivant :

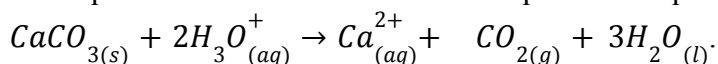
t(min)	4	8	12	16	20	
$\sigma(\text{s/m})$						
x(mol)						0.001

- e- Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$, puis déterminer sa valeur à l'aide de la courbe.

Exercice 6 :

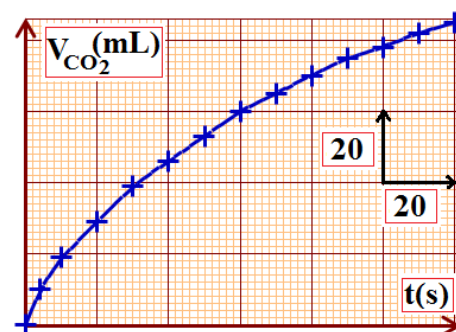
On verse un volume $V_s = 100\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique

$(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-)$ de concentration $C=0,1\text{mol/L}$, on lui ajoute une masse $m=2,0\text{g}$ de carbonate de calcium CaCO_3 . On observe une réaction chimique lente modélisée par l'équation suivante :



On mesure le volume de dioxyde de carbone produit à température constante $T=20^\circ\text{C}$ et sous une pression constante $P=1013\text{hPa}$:

- 1- Calculer les quantités de matière initiales des réactifs,
- 2- Dresser le tableau d'avancement et déduire l'avancement maximal,
- 3- Exprimer le volume V_{CO_2} en fonction de x , P et T ,
- 4- Déduire l'expression de la vitesse volumique en fonction de V_{CO_2} ,
- 5- Calculer les valeurs de la vitesse de réaction à les dates $t_0=0\text{s}$ et $t_1=20\text{s}$,
- 6- Déduire la valeur de temps demi-réaction,
- 7- Calculer la concentration des ion calcium Ca^{2+} à la fin de la réaction,
- 8- Compléter le tableau suivant :



t(s)	20	40	80	100	120	
$V_{\text{CO}_2}(\text{m}^3)$						
$V_{\text{CO}_2}(\text{mL})$						
x(mol)						0.005

On donne : $M(\text{Ca})=40\text{g/mol}$, $M(\text{C})=12\text{g/mol}$, $M(\text{O})=16\text{g/mol}$. Le gaz est considéré comme une gaz parfait.

Exercice 7 :

La cinétique de la décomposition des ions hypochlorite ClO^- :

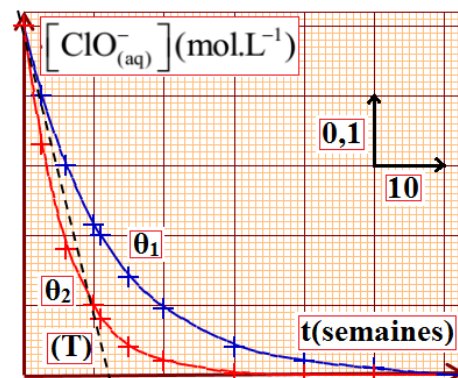
L'eau de javel est un produit chimique d'utilisation courante. C'est un désinfectant très efficace contre les contaminations bactériennes et virales. Le principe actif de l'eau de javel est dû à l'ion hypochlorite ClO^- .

Les ions hypochlorite ClO^- contenus dans cette eau se décomposent selon l'équation de la réaction suivante : $2\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{O}_2$

Dans des conditions expérimentales déterminées, on obtient les courbes représentant l'évolution de: $[\text{ClO}^-]=f(t)$ à deux températures θ_1 et θ_2 :

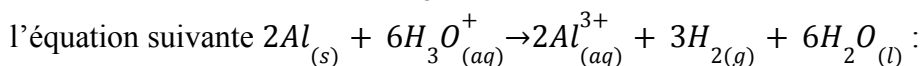
- 1- Dresser le tableau d'avancement de la réaction (on notera V le volume de la solution étudiée supposé constant et $C_0=[\text{ClO}^-]_0$ la concentration molaire de ClO^- à $t_0=0\text{s}$),
- 2- Donner la concentration molaire de l'ion hypochlorite à l'instant de demi-réaction en fonction de C_0 ,
- 3- Déduire graphiquement $t_{1/2}$ pour les deux expériences réalisées (à θ_1 et à θ_2),
- 4- Trouver, pour la température θ_1 , la vitesse volumique de réaction à l'instant $t=0\text{s}$ exprimée,
- 5- Comparer θ_1 et θ_2 en justifiant la réponse.
- 6- Compléter le tableau suivant en basant sur la courbe de l'expérience effectuée à la température θ_1 :

t(semaines)	0	10	15	30	40	50	60
$[\text{ClO}^-]_{(aq)} (\text{mol/L})$							
$[\text{Cl}^-]_{(aq)} (\text{mol/L})$							



Exercice 8 :

On met dans un bécher une masse $m=1.08\text{g}$ d'aluminium puis on verse à $t=0\text{s}$ un volume $V=200\text{ml}$ d'une solution d'acide chloridrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration C. On modélise la réaction chimique par



Une méthode expérimentale a permis de tracer la courbe représentant les variations du rapport $y = \frac{[\text{Al}^{3+}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$

en fonction du temps :

- 1- Établir l'expression de y en fonction de C, V et x (avec x est l'avancement de la réaction a un instant t),
- 2- En exploitant le graphe, déterminer :
 - a- Le réactif limitant,
 - b- La valeur de la concentration C,
 - c- Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- 3- Montrer que l'expression de la vitesse volumique de la réaction peut s'écrire sous la forme suivante : $\vartheta = \frac{1}{2(1+3y)^2} \times \frac{dy}{dt}$,
- 4- Calculer sa valeur à l'instant $t=t_{1/2}$,
- 5- Donner la composition du mélange lorsque $y=0,75$.

On donne $M(\text{Al})=27\text{g/mol}$

