



Exercices sur la cinétique chimique

Exercice n°1 :

On étudie la cinétique de la réaction naturelle entre deux couples. A $t = 0$, on introduit une masse $m = 1$ g de zinc en poudre dans un ballon contenant $V = 40$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration $C_a = 0,5$ mol/L. On recueille le gaz de dihydrogène formé au cours du temps et on mesure son volume $V(H_2)$. A chaque instant, on désigne par x le nombre de mole d'acide disparu et par C_R sa concentration molaire résiduelle.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2. Tenant compte des données numériques de l'énoncé et de l'équation précédente, établir les relations

$$: x = \frac{V(H_2)}{12} \text{ et } C_R = 0,5 - 25x.$$

3. Compléter le tableau de mesures ci-dessous et tracer la courbe $C_R = f(t)$. Le candidat choisira une échelle judicieuse qu'il précisera.

t (min)	0	100	200	300	400	500	600	700	800
V(H ₂), (mL)	0	57,6	96	124,8	144	163,2	177,6	187,2	201,6
C _R (mol)									

3.1. Calculer la vitesse moyenne de disparition des ions H_3O^+ entre $t_1 = 200$ min et $t_2 = 500$ min.

3.2. Déterminer la vitesse instantanée de disparition de H_3O^+ à $t_1 = 200$ minutes.

3.3. Déterminer la concentration C_1 de la solution en ion Zn^{2+} à $t = 300$ min.

3.4. Déterminer la concentration C_2 de la solution en ion Zn^{2+} en fin de réaction et calculer la masse m_r de zinc restant.

3.5. Etablir une relation entre les vitesses instantanées de disparition de H_3O^+ et de formation de Zn^{2+} .

3.6. En déduire la vitesse instantanée de formation de Zn^{2+} à $t = 200$ min.

⊗ Potentiels des couples redox : $E_0 (Zn^{2+}/Zn) = -7,76$ V et $E_0 (H_3O^+/H_2) = 0$ V.

⊗ Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_0 = 24$ L/mol.

Exercice n°2 :

On étudie la cinétique de la réaction de l'eau oxygénée avec les ions iodures I⁻.

L'équation bilan de la réaction s'écrit : $H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \rightarrow 2H_2O + I_2$

A la date $t = 0$ seconde, on mélange une quantité connue d'eau oxygénée avec un excès d'une solution d'iodure de potassium acidifiée. Par une méthode appropriée, on détermine la concentration en eau oxygénée, $[H_2O_2]$, dans le milieu réactionnel à différentes dates t . Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

t(s)	0	48	103	170	254	366	536	900
[H ₂ O ₂](10 ⁻³ mol/L)	3,2	2,8	2,4	2,1	1,6	1,2	0,8	0,4

1. La réaction étudiée est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier la réponse et préciser s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction, les couples redox en jeu, l'espèce réduite et l'espèce oxydée.

2. Tracer le graphe $[H_2O_2] = f(t)$. Echelle : 1 cm pour 50 s ; 5 cm pour 10⁻³ mol/L.

3. Définir la vitesse instantanée de transformation de l'eau oxygénée. La déterminer aux dates $t_1 = 0$ s et $t_2 = 366$ s.

4. Comment évolue cette vitesse au cours du temps ? Quel est le facteur cinétique ainsi mis en évidence ?

5. Les résultats précédents ont été obtenus à la température ambiante θ_1 . Expliquer comment on pourrait mettre en évidence expérimentalement l'influence de la température sur la vitesse de réaction. Ébaucher sur le même système d'axes que le précédent la courbe $[H_2O_2] = g(t)$ qu'on aurait obtenu à une température $\theta_2 > \theta_1$, toutes choses restant égales par ailleurs.

Exercice n°3 :

On donne les potentiels des couples redox suivants : $E^\circ(H_2O_2/ H_2O) = 1,77$ V et $E^\circ(O_2/ H_2O_2) = 0,68$ V

1. Ecrire le bilan de la réaction naturelle entre les deux couples.

2. On réalise en présence d'ions Fe^{2+} une telle décomposition. L'expérience est réalisée à température constante. On considère que le volume V de la solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène reste constant et que le volume molaire d'un gaz est $V_m = 24$ L/mol. On utilise $V = 10$ mL de solution de peroxyde d'hydrogène de concentration molaire volumique C . On ajoute quelques gouttes du catalyseur et on note à divers instants le volume V_{O_2} du gaz dioxygène dégagé. Les résultats sont indiqués dans le tableau ci-dessous :



t (min)	0	5	10	15	20	30
V _{O₂}	0	1,56	2,74	3,65	4,42	5,56
[H ₂ O ₂] _r (mol/L)	6,6.10 ⁻²					

- Montrer que la concentration volumique du peroxyde d'hydrogène restant en solution est de la forme : $[H_2O_2]_r = C - 2 \frac{V_{O_2}}{V_{Vm}}$.
- Tracer la courbe $[H_2O_2]_r = f(t)$. Donner la définition de la vitesse instantanée de disparition du peroxyde d'hydrogène et la calculer en à la date $t_4 = 15$ min.
- Déterminer le temps de demi-réaction.

Exercice n°4 :

Un acide carboxylique saturé A réagit sur un monoalcool saturé B pour donner un ester E. un certain volume de solution aqueuse contenant $m = 0,40$ g de A est dosé par une solution de soude de concentration $C_b = 0,5$ mol/L. Le volume de la solution de soude qu'il faut verser pour atteindre l'équivalence est de $V_b = 17,4$ mL. L'alcool B peut être obtenu par hydratation d'un alcène. L'hydratation de 5,6 g d'alcène produit 7,4 g d'alcool B. L'oxydation de l'alcool B donne un composé organique qui réagit avec la DNPH, mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.

- Déterminer les formules semi-développées des composés A, B et E. Préciser la classe de B.
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre les composés A et B.
- A une température T, on prépare plusieurs tubes, au contenu identique. Dans chaque tube on mélange $4 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide et $4 \cdot 10^{-2}$ mol de l'alcool B, l'ensemble occupant un volume total de 5,9 mL. A une date t, on détermine par une méthode appropriée le nombre de mole d'acide restant dans un tube et on obtient le tableau ci - dessous :

t (min)	0	2	4	6	9	12	15	20	30	40	50
na (mol)	40	52	27	24,5	22	20	18,3	16,8	15,6	14	14
[ester]											

- Tracer la courbe représentative de l'évolution de la concentration de l'ester E au cours du temps. Echelle : 1 cm pour 0,5 mol/L et 1 cm pour 4 min.
- Définir la vitesse instantanée de formation de l'ester E.
- Déterminer la valeur de cette vitesse aux date $t_0 = 0$ et $t_1 = 20$ min.
- Interpréter l'évolution de la vitesse de formation de cet ester au cours du temps.
- Montrer que la réaction entre les composés A et B n'est pas totale.
- Déterminer, alors, la composition du système final obtenu.

Exercice n°5 :

A la date $t = 0$, on mélange dans un bécher 50mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$), de concentration $C_1 = 10^{-3}$ mol/L avec 50mL d'une solution d'eau oxygénée de concentration $C_2 = 0,1$ mol/L.

- Les couples oxydants-réducteurs entrant en jeu sont : MnO_4^-/Mn^{2+} et O_2/H_2O_2 . Ecrire l'équation-bilan de la réaction et comparer les forces des espèces oxydantes des deux couples.
- Calculer la quantité de matière des ions MnO_4^- présents dans le mélange au début de la réaction, ainsi que la concentration correspondante $[MnO_4^-]_0$ en mol.L⁻¹. En déduire la quantité de matière d'eau oxygénée nécessaire pour réduire tout le permanganate. En a-t-on suffisamment dans le mélange initial ?
- Le tableau ci-dessous représente les différentes valeurs de la concentration $[Mn^{2+}]$ en mmol/mol à différentes dates.

t (s)	1	2	3	4	4,5	5	5,5	6	7	8
[Mn ²⁺]	0,01	0,02	0,04	0,11	0,2	0,35	0,45	0,48	0,5	0,5

- Tracer la courbe $[Mn^{2+}] = f(t)$. Définir la vitesse instantanée de formation de l'ion Mn^{2+} et déterminer graphiquement cette vitesse aux dates $t = 2$ s ; $t = 4,5$ s et $t = 5,5$ s.
- Quel phénomène chimique met-on en évidence ? En s'aidant des résultats de la question 3.1/, interpréter l'allure de la courbe.