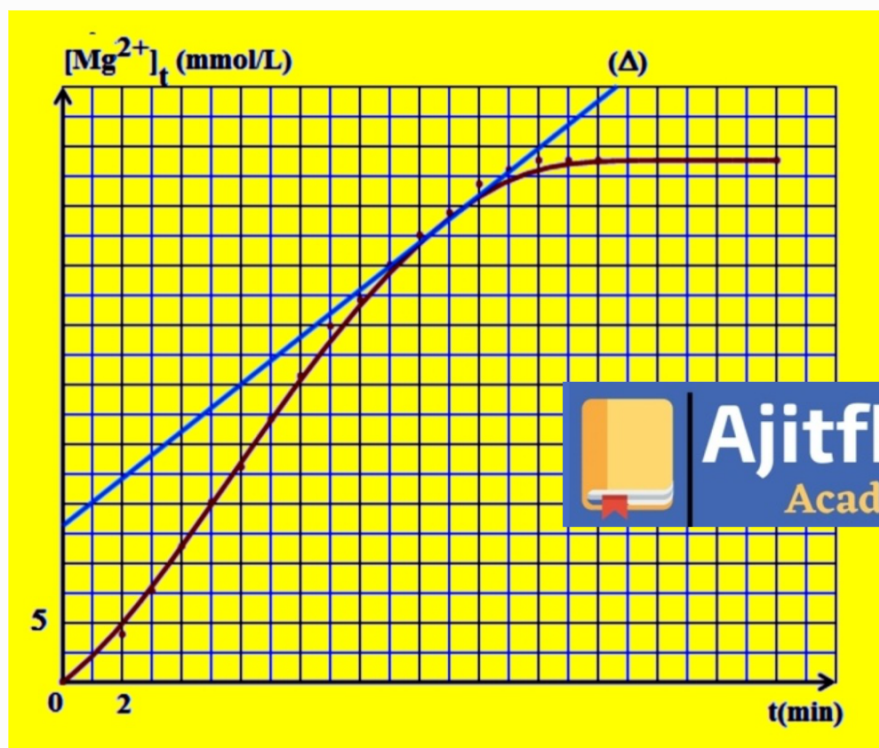


EXERCICE 01 :

On pose à $t = 0$ dans un récipient, une masse $m_0 = 32\text{mg}$ d'un film du magnésium et un volume $V_0 = 30\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration molaire $C = 0,33\text{mol/L}$ (parmi les produits de cette réaction gaz dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$) et par une méthode appropriée on mesure $[\text{Mg}^{2+}(\text{aq})]_t$ on obtient la courbe ci-dessous.

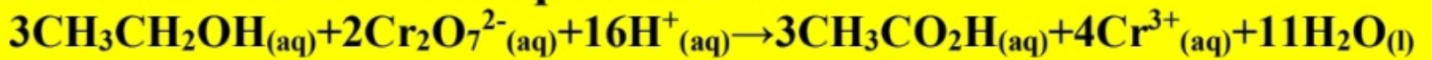
La droite (Δ) représente la tangente à l'instant $t = 13\text{min}$, la masse molaire $M(\text{Mg}) = 23,4\text{g/mol}$.

- 1) Calculer la quantité de matière initiale de chaque réactif.
- 2) Donner l'équation bilan de cette réaction.
- 3) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction, puis déterminer le réactif et l'avancement maximal.
- 4) Exprimer l'avancement $x(t)$ en fonction de V_0 et $[\text{Mg}^{2+}(\text{aq})]_t$.
- 5) Calculer la valeur de la concentration effective finale $[\text{Mg}^{2+}(\text{aq})]_f$.
- 6) Dédire l'expression de la vitesse volumique de la réaction en fonction de $[\text{Mg}^{2+}(\text{aq})]_t$.
- 7) Calculer la valeur de la vitesse volumique à l'instant $t = 13\text{min}$.
- 8) Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.



EXERCICE 2

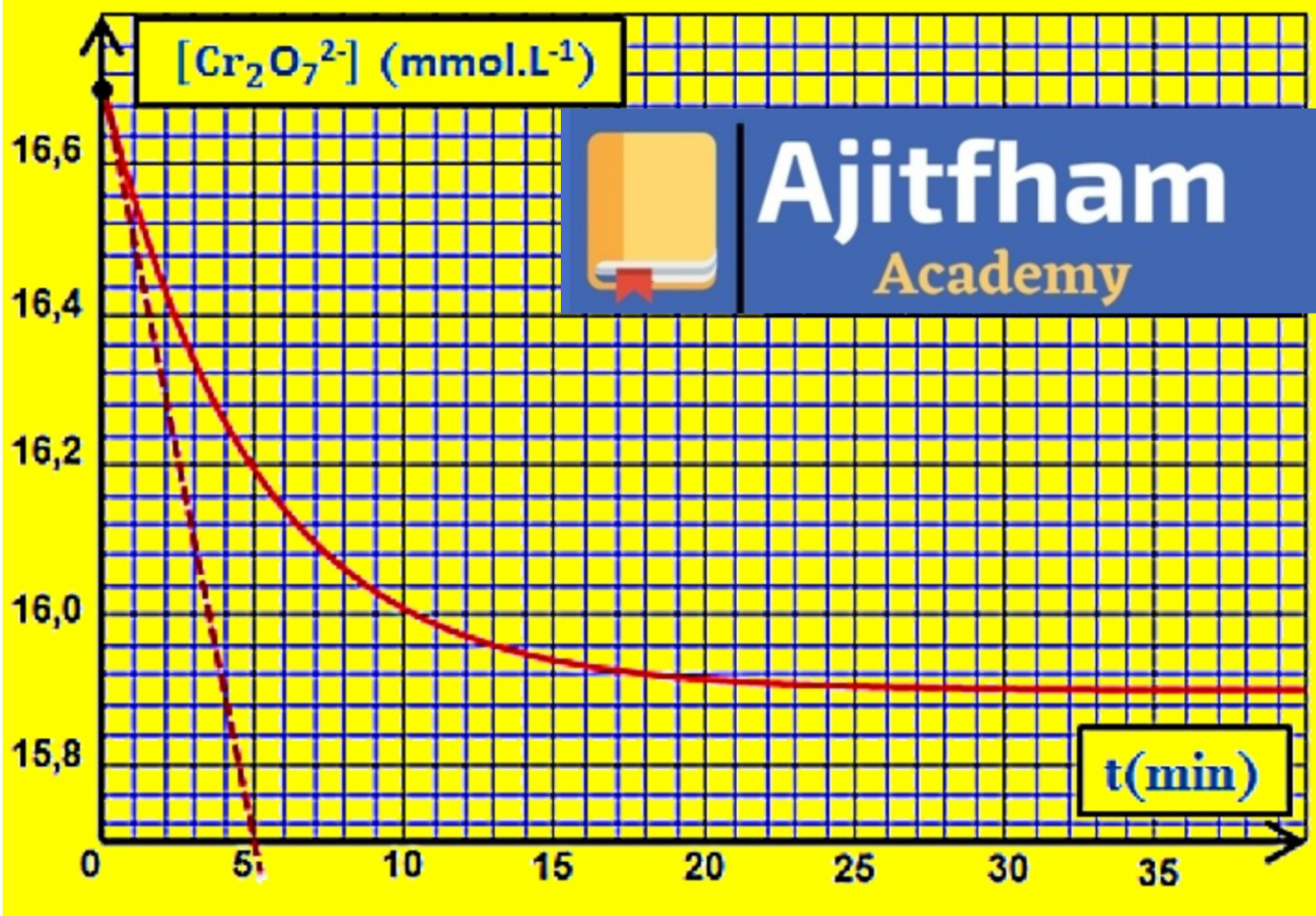
Pour mesurer la quantité de matière d'alcool dans le sang, on utilise la réaction chimique suivante :



Cette réaction est lente, son évolution est suivie par dosage.

A $t=0$, on mélange $V_P = 2\text{mL}$ de sang prélevé au bras d'un conducteur avec $V = 10\text{mL}$ d'une solution aqueuse acidifiée de dichromate de potassium ($2\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $C = 2 \cdot 10^{-2} \text{mol/L}$. le volume total du mélange réactionnel est $V_T = 12\text{mL}$. Un suivi temporel obtenu par dosage des ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}$ a permis de tracer la courbe ci-dessous.

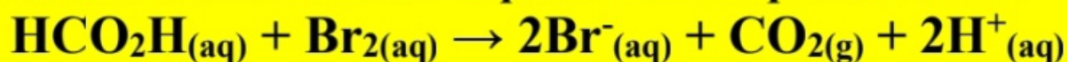
- 1) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction, en désignant par n_0 la quantité de matière initiale d'alcool présente dans les 2mL de sang et par n_1 la quantité de matière initiale en ions dichromate introduite dans le mélange réactionnel (l'ion H^+ est en excès).
- 2) Exprimer l'avancement $x(t)$ en fonction de V_T , n_1 et $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_t$.
- 3) La réaction peut être considérée comme totale, à l'aide de la courbe, calculer l'avancement maximal x_{max} .
- 4) Le taux autorisé d'alcool est de 0,5g dans 1L de sang, le conducteur est-il en infraction ?
- 5) Exprimer la vitesse volumique de la réaction chimique en fonction de $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_t$.
- 6) Calculer la valeur de la vitesse volumique à l'instant $t = 0$ et puisque t tend vers l'infini.
- 7) Exprimer à l'instant $t = t_{1/2}$ la $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_{1/2}$ en fonction de C , V , V_T et x_{max} puis déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- 8) Est-ce que le $t_{1/2}$ croit ou décroît par élévation de la température du milieu réactionnel.



EXERCICE 03 :

L'acide formique HCOOH , ou acide méthanoïque, est un liquide corrosif et incolore avec une odeur piquante. Il est excrété par les fourmis et autres insectes pour se défendre et suivre leur chemin... Il est fréquemment utilisé dans la fabrication de papier, de textiles et d'insecticides. L'objectif de cet exercice est de suivre l'évolution de la réaction de l'acide formique avec le dibrome par la mesure de la conductivité.

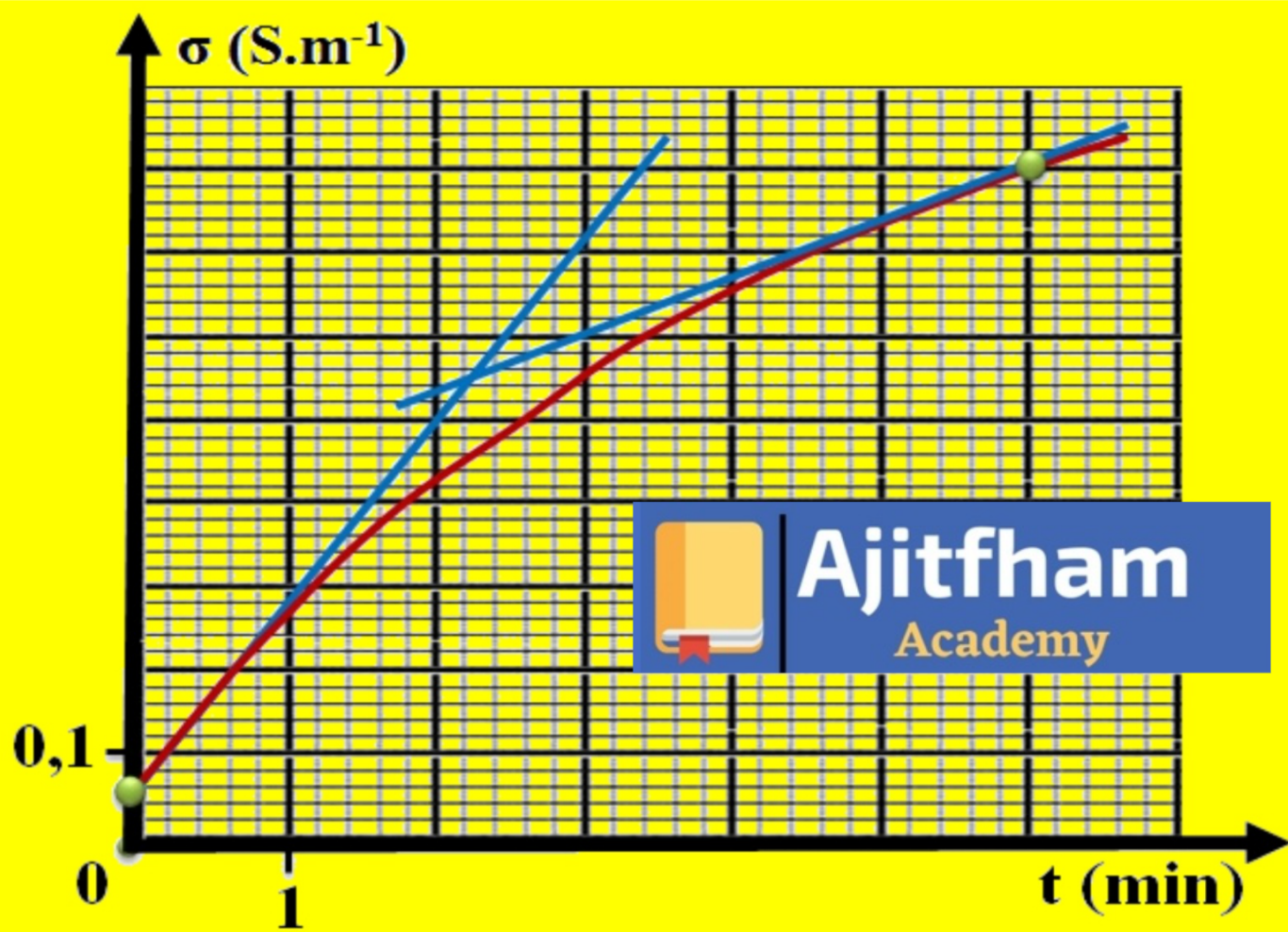
En solution aqueuse, et à 25°C , l'acide formique réagit complètement et lentement avec le dibrome selon l'équation chimique suivante :



La solution aqueuse de dibrome $\text{Br}_{2(\text{aq})}$ est de couleur rouge foncé tandis que la solution d'acide bromhydrique ($\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Br}^-_{(\text{aq})}$) est incolore.

A l'instant $t = 0$, on prépare un mélange d'un volume $V_T = 100\text{mL}$ en mélangeant un volume de $V_1 = 50\text{mL}$ d'acide méthanoïque de concentration $C_1 = 3 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$, avec un volume de $V_2 = V_1$ de dibrome de concentration $C_2 = 2,4 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$. Et on mesure à chaque instant la conductivité de ce mélange, on obtient la courbe représentant les variations de conductivité en fonction du temps $\sigma = f(t)$. les données : \rightarrow

- 1) À partir de l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction, identifier les deux couples Ox/Red mis en jeu.
- 2) Calculer la quantité de matière initiale $n_1(\text{HCO}_2\text{H})$ et $n_2(\text{Br}_2)$.
- 3) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction, puis déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal.
- 4) Montrer qu'on a à un instant t : $\sigma(t) = 0,063 + 856 \cdot x(t)$.
- 5) Déduire l'expression de la vitesse volumique de la réaction en fonction de V_T , et la dérivée $d\sigma(t)/dt$.
- 6) Calculer la valeur de la vitesse volumique à l'instant $t_0=0$ et $t_1=6\text{min}$ en $(\text{mol} \cdot \text{m}^{-3} \cdot \text{min}^{-1})$, expliquer le résultat obtenu.
- 7) Déterminer avec justification la valeur de temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
- 8) Comment augmenter la vitesse de cette réaction.



EXERCICE 04 :

Pour étudier la cinétique de la réaction de l'acide chlorhydrique avec le zinc, on introduit dans un ballon de volume V constant, une masse $m = 1,04\text{g}$ de zinc en poudre $\text{Zn}_{(s)}$ et on y verse à l'instant $t_0 = 0$ un volume $V_A = 80\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$) de concentration $C_A = 0,5\text{mol/L}$. L'équation de réaction est :

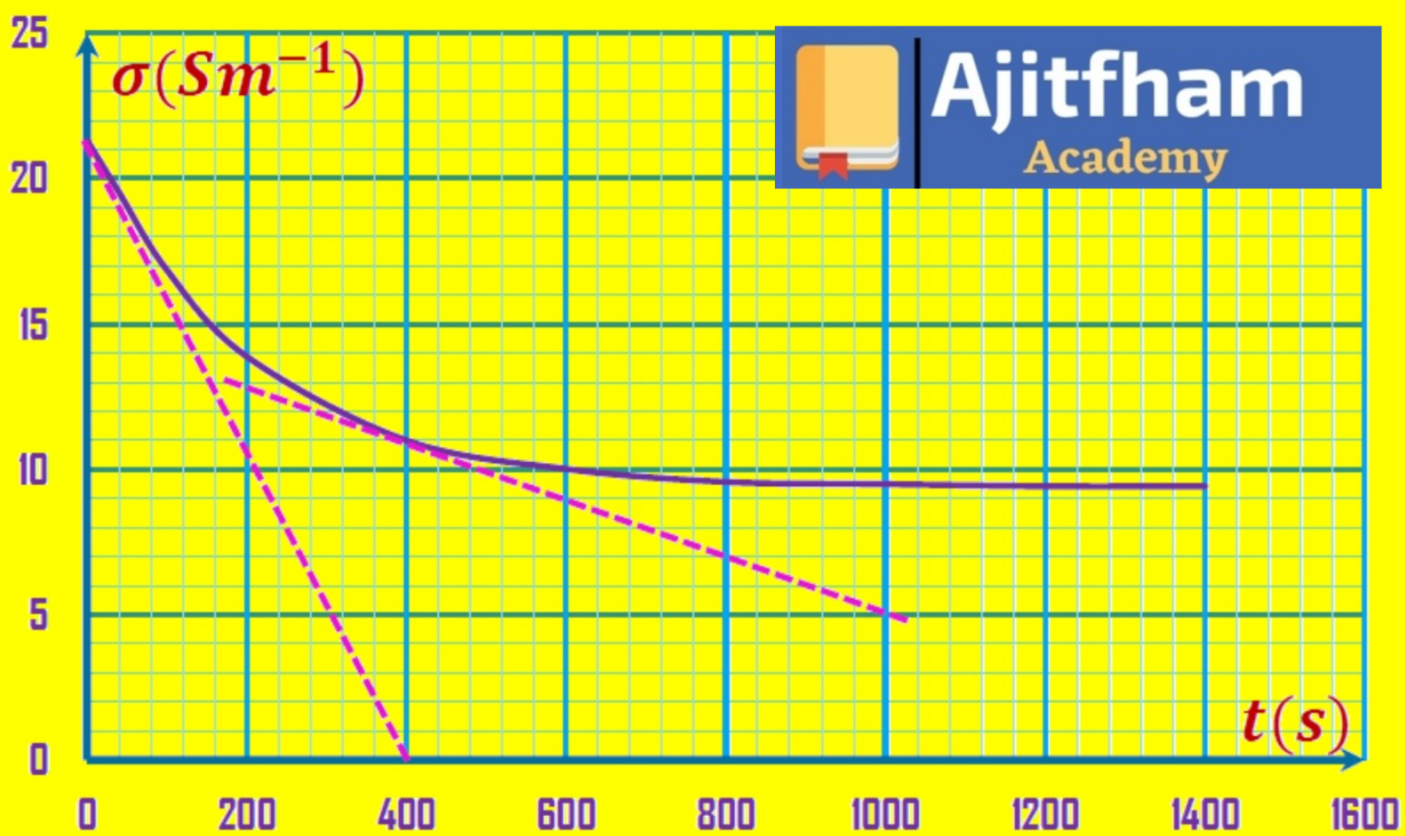


On mesure à chaque instant t la conductivité $\sigma(t)$ de la solution à l'aide d'un conductimètre. L'ensemble des résultats de cette expérience permet de tracer la courbe ci-contre qui représente l'évolution de la conductivité (t) de la solution en fonction du temps.

les données :

- La masse molaire de Zn : $M(\text{Zn}) = 65,4\text{g/mol}$;
- Le volume molaire : $V_m = 25\text{L/mol}$;
- Les conductivités molaires ioniques en ($\text{mS}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$):
 $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63$; $\lambda_{\text{Zn}^{2+}} = 10,56$; $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 34,98$

- 1) Calculer la quantité de matière initiale des réactifs.
- 2) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction, puis déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal.
- 3) Montrer que la conductivité à un instant t : $\sigma(t) = 21,30 - 742 \cdot x(t)$.
- 4) Calculer la composition du système à l'instant $t = 400\text{s}$ et déduire le volume de $\text{H}_{2(g)}$ formé à cet instant.
- 5) Déduire l'expression de la vitesse volumique de la réaction en fonction de V , et la dérivée $d\sigma(t)/dt$.
- 6) Calculer la valeur de la vitesse volumique à l'instant $t_0=0$ et $t_1=400\text{s}$.
- 7) Déterminer avec justification la valeur de temps de demi-réaction $t_{1/2}$.



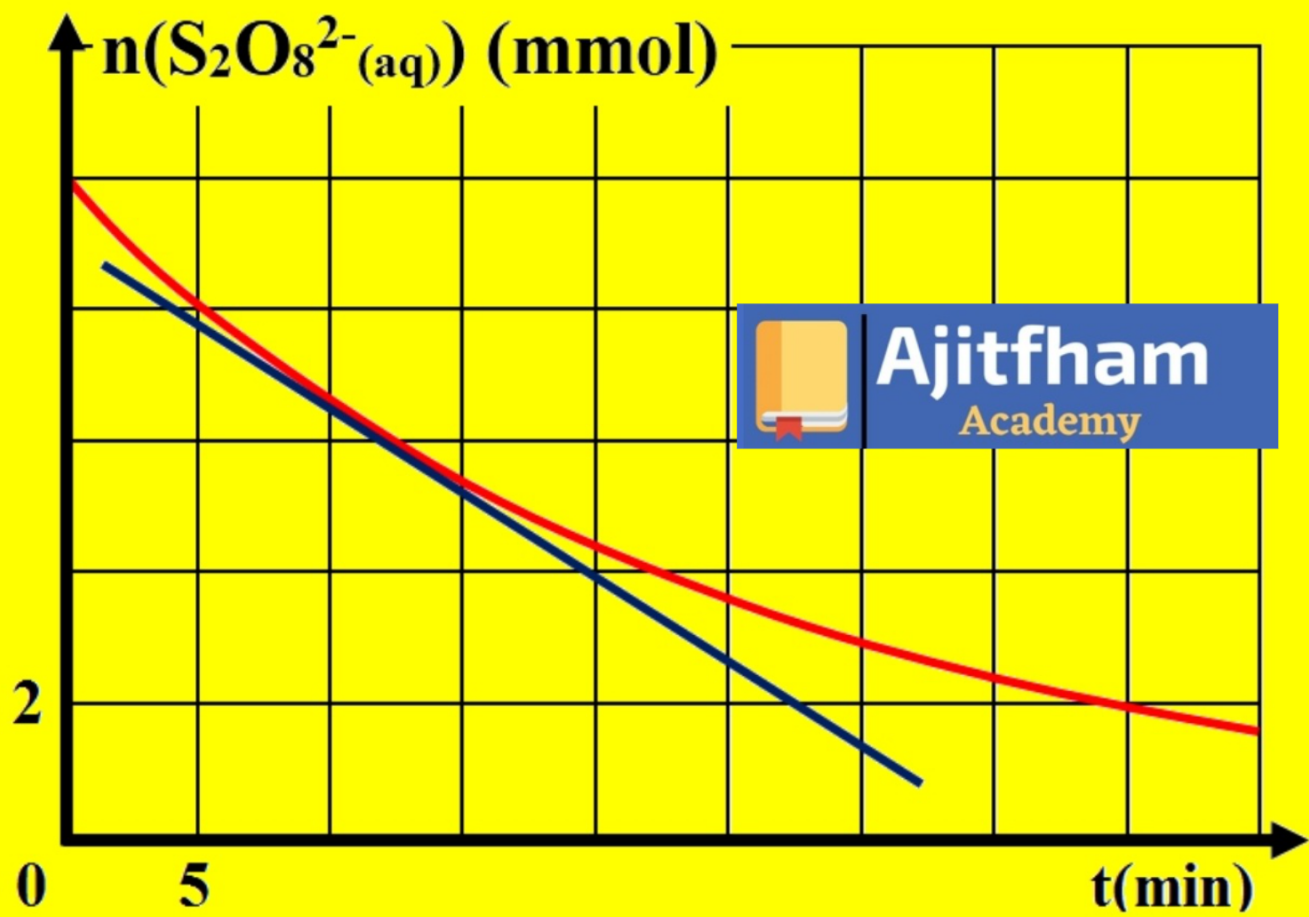
EXERCICE 05 :

On étudie la transformation des ions iodure par les ions peroxodisulfate, pour cela on introduit dans un bécher un volume $V_1 = 50\text{mL}$ de solution aqueuse de peroxodisulfate de potassium ($2\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $C_1 = 0,2\text{mol/L}$.

À $t = 0$ on ajoute $V_2 = 50\text{mL}$ de solution aqueuse d'iodure de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{I}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $C_2 = 1\text{mol/L}$.

Le suivi de cette réaction a permis de tracer la courbe ci-dessous donnant la quantité de matière de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$ restée dans le mélange en fonction du temps t .

- 1) écrire les demi-équations et l'équation globale de cette réaction sachant que les couples participants dans cette réaction sont $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}/\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ et $\text{I}_2_{(\text{aq})}/\text{I}^-_{(\text{aq})}$.
- 2) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction chimique.
- 3) déterminer l'avancement maximal x_{max} et le réactif limitant.
- 4) Trouver l'expression de la vitesse volumique de la réaction en fonction de $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})})$.
- 5) Calculer la valeur de la vitesse volumique à l'instant $t_1 = 10\text{min}$.
- 6) déterminer graphiquement la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.



Ajitfham
Academy

EXERCICE 06 :

Pour étudier la cinétique d'une transformation chimique complète, on plonge à l'instant $t = 0$ une lame de masse $m = 3175\text{mg}$ de cuivre dans un volume $V = 200\text{mL}$ de solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire C_0 .

À partir des mesures obtenues, on a tracé la courbe représentant la masse d'argent formée en fonction du temps $m = f(t)$. l'équation globale modélisant cette transformation s'écrit comme suit :



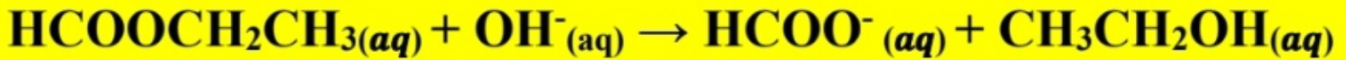
On donne : $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g/mol}$; $M(\text{Ag}) = 108\text{g/mol}$

- 1) Quels sont les couples Ox/Red mis en jeu ? écrire leurs demi-équations d'oxydoréduction.
- 2) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction chimique puis déterminer l'avancement maximal x_{max} et le réactif limitant.
- 3) Déduire la valeur de la concentration C_0 .
- 4) Trouver l'expression de la vitesse volumique de la réaction en fonction de la masse $m_t(\text{Ag})$.
- 5) Calculer la valeur de la vitesse volumique à l'instant $t=0\text{min}$.
- 6) déterminer graphiquement la valeur du temps de demi-réaction $t_{1/2}$.



EXERCICE 07 :

Le but de cet exercice est d'étudier la cinétique de la réaction chimique de l'Acétate De Méthyle $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$ de quantité de matière n_0 avec la soude ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$) de concentration C_0 et de volume $V_0 = 200\text{mL}$, par suivi conductimétrique. Il se produit une réaction d'équation bilan :



On note $V = V_0$ le volume total du mélange réactionnel

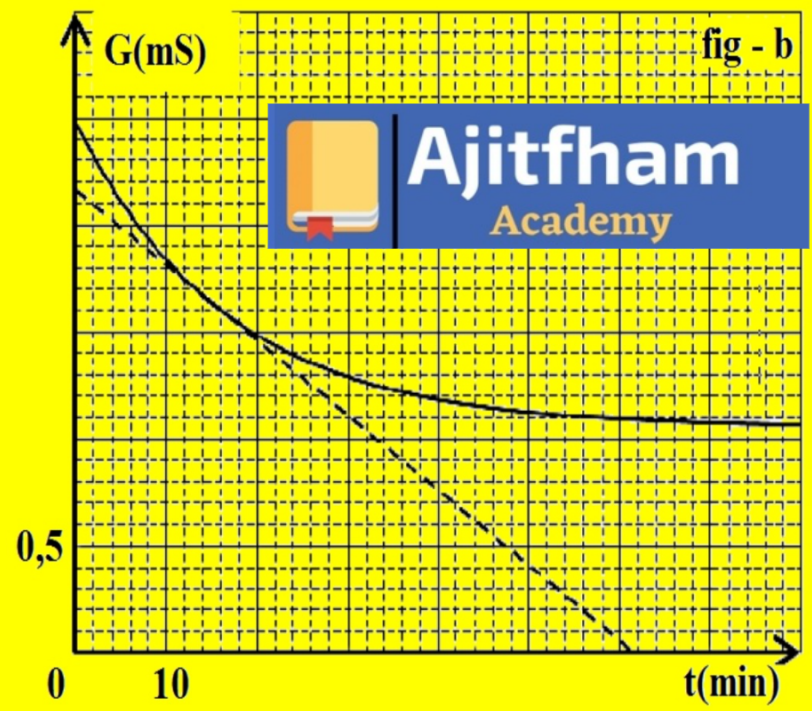
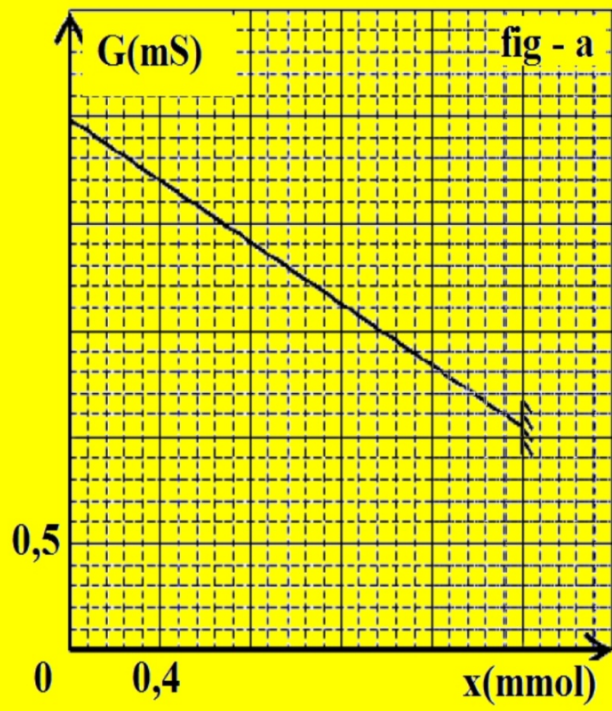
À l'aide d'un conductimètre, on mesure la conductance G du mélange réactionnel au cours du temps (voir les deux *figures a et b*). On appelle constante de cellule k le rapport de la conductance G et de la conductivité de la solution. On peut donc écrire la relation : $G = k \sigma$, et on donne les Conductivités molaires ioniques de quelques ions à 25°C en ($\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$):

$$\lambda_{\text{OH}^-} = 1,99.10^{-2} ; \lambda_{\text{HCOO}^-} = 5,46.10^{-3} ; \lambda_{\text{Na}^+} = 5,01.10^{-2}$$

- 1) Dresser le tableau d'avancement de cette réaction chimique.
- 2) Montrer que la conductance du mélange réactionnel s'écrit, à une date quelconque, comme suivante :

$$G = \frac{k}{V} (\lambda_{\text{HCOO}^-} - \lambda_{\text{OH}^-}) \cdot x + k \cdot C_0 (\lambda_{\text{OH}^-} + \lambda_{\text{Na}^+})$$

- 3) En s'aidant de la *figure a*, déterminer la valeur de k en (mm) ainsi que celle de C_0 en (mol.L^{-1}).
- 4) Déterminer la valeur de l'avancement de cette réaction à $t_1 = 16\text{min}$.
- 5) Déduire l'expression de la vitesse volumique de la réaction en fonction de k , λ_{OH^-} , λ_{HCOO^-} , et la dérivée $dG(t)/dt$.
- 6) Calculer la valeur de la vitesse volumique à l'instant t_1 en ($\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$).
- 7) Comment varie cette vitesse au cours du temps ? Quel est le facteur cinétique responsable de cette variation ?
- 8) Calculer $G(t = t_{1/2})$ puis déduire graphiquement la valeur de $t_{1/2}$.



Ajitfham
Academy