

A- Rappel :• **Comment remplir un tableau d'avancement ?**

Equation chimique		aA + bB → cC + dD			
Etats du système	Avancement	Quantités de matière correspondantes			
Etat initial (à t=0)	0	n ₀ (A)	n ₀ (B)	0	0
En cours de transformation (t>0)	x
Etat final (à la fin de la réaction)	x _f

- **Le réactif limitant** : si $\frac{n_0(A)}{a} < \frac{n_0(B)}{b}$ A est le réactif et B est le réactif en

- **Le taux d'avancement final** : $\tau_f = \frac{\dots}{\dots}$ si $\begin{cases} \tau_f = 1 \text{ la réaction est } \dots\dots\dots \\ \tau_f < 1 \text{ la réaction est } \dots\dots\dots \end{cases}$

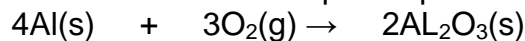
- **Détermination de l'avancement maximal x_{max}** :

$$\begin{cases} n_0(A) - ax = 0 \Leftrightarrow x_1 = \frac{n_0(A)}{a} \\ n_0(B) - bx = 0 \Leftrightarrow x_2 = \frac{n_0(B)}{b} \end{cases} \quad \text{si } x_1 < x_2 \quad x_{\max} = x_1$$

- **L'avancement volumique** : Si les constituants du système chimique constituent une seule phase et si la transformation se produit à volume constant V, on définit l'avancement volumique $y = \frac{\dots}{\dots}$

B- Applications directes :**Exercice 1 :**

On réalise la transformation modélisée par l'équation chimique suivante :

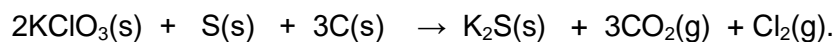


À l'instant t=0min, on fait réagir 5,4 g d'aluminium avec 6 L de dioxygène dans les conditions de température et de pression où le volume molaire est égal à 24 L.mol⁻¹. On donne M(Al)=27g.mol⁻¹.

- 1-Calculer la quantité de matière initiale de chaque réactif.
- 2-Dresser le tableau récapitulatif de la transformation chimique.
- 3-Quelle doit être la valeur de l'avancement maximal x_{max}. déduire le réactif limitant.
- 3-Déterminer la composition molaire finale du mélange.

Exercice 2 :

Un artificier veut préparer un feu de Bengale rouge. Il mélange 125 g de chlorate de potassium (KClO₃), 16 g de soufre (S) et 20 g de carbone (C). L'équation chimique modélisant la transformation est la suivante :



- 1- Calculer la quantité de matière initiale de chacun des réactifs. On donne M(K)=39 g.mol⁻¹, M(Cl)=35,5 g.mol⁻¹, M(S)=32 g.mol⁻¹, M(O)=16 g.mol⁻¹ et M(C)=12 g.mol⁻¹,
- 2- Construire le tableau récapitulatif de la transformation en précisant la valeur maximale de l'avancement et le réactif limitant ainsi que les quantités de matière des produits formés, sachant que cette réaction est totale.
- 3- Calculer la masse de carbone ayant réagi.
- 4- Calculer le volume total occupé par les gaz. On donne V_M =24 L.mol⁻¹.

Exercice 3 :

On verse un volume V₁=50 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C₁=0,6 mol.L⁻¹ dans une solution de chlorure d'aluminium de volume de volume V₂ =40 mL et de concentration molaire C₂=0,5 mol.L⁻¹.

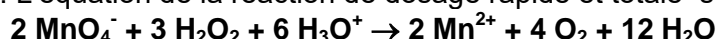
- 1- Equilibrer l'équation simplifiée de la réaction : $Al^{3+} + OH^- \rightarrow Al(OH)_3$
- 2- Calculer la quantité de matière initiale de chaque réactif.
- 3- Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
- 4- Calculer l'avancement maximal x_{max} de la réaction et déduire le réactif limitant.
- 5- Calculer la masse du précipité formé. On donne M(Al)=27 g.mol⁻¹, M(O)=16 g.mol⁻¹ et M(H)=1 g.mol⁻¹.
- 6- Calculer la concentration molaire des ions présents en solution.

C- Exercices de synthèse :**Exercice 1 :**

On prépare, dans un bécher, un volume $V_1 = 25,0 \text{ mL}$ d'une solution S, d'iodure de potassium de concentration C_1 et dans un autre bécher, on place un volume $V_2 = 25,0 \text{ mL}$ d'une solution S₂ d'eau oxygénée acidifiée de concentration C_2 .

À la date $t = 0 \text{ s}$, on mélange les contenus des 2 béchers et on agite, la réaction lente et totale qui se produit est d'équation : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$.

Pour étudier la cinétique de cette réaction on prépare des prélèvements identiques de volume $V_p = 5 \text{ mL}$ chacun et on dose la quantité de H_2O_2 restante dans chaque prélèvement par une solution de permanganate de potassium KMnO_4 en milieu acide de concentration molaire $C = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. Soit V : le volume de la solution de KMnO_4 nécessaire pour obtenir l'équivalence. L'équation de la réaction de dosage rapide et totale s'écrit :

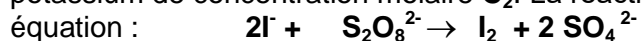


Les résultats de dosage ont permis de tracer le graphe d'évolution de la quantité de matière d'eau oxygénée restante dans chaque prélèvement (voir figure-1).

- 1- Donner la définition d'une réaction totale.
- 2- Prélever du graphe la quantité de matière initiale de l'eau oxygénée dans chaque prélèvement.
- 3- Dresser le tableau d'avancement de la réaction en utilisant les quantités de matière initiales dans chaque prélèvement et en considérant que les ions hydronium H_3O^+ sont en excès.
- 4- En utilisant le graphe, préciser le réactif limitant. calculer la quantité de matière initiale des ions iodures dans chaque prélèvement.
- 5- Déduire la concentration molaire de l'eau oxygénée et des ions iodures dans le mélange. Calculer alors C_1 et C_2 .
- 6- Calculer le volume de permanganate de potassium lors du dosage à l'instant $t = 15 \text{ min}$.

Exercice n° 2

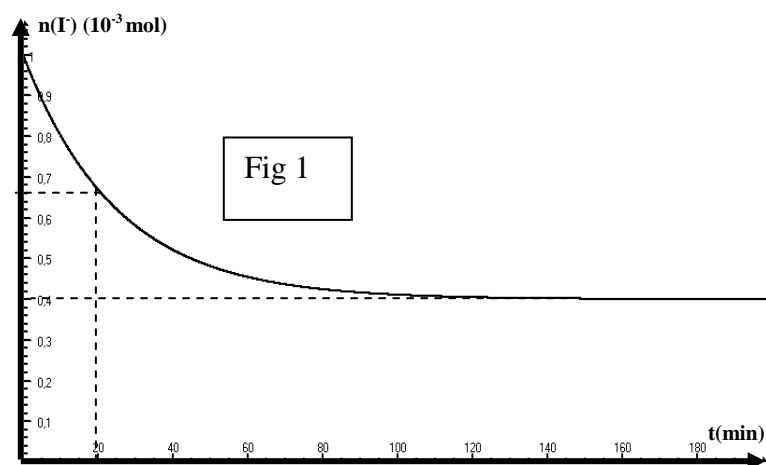
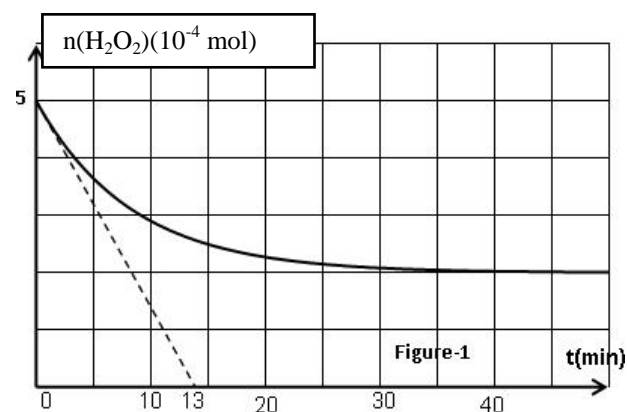
A la date $t = 0$, on réalise, à une température θ_1 , le mélange de $V_1 = 60 \text{ mL}$ d'une solution S₁ de peroxydisulfate de potassium de concentration molaire C_1 et $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution S₂ d'iodure de potassium de concentration molaire C_2 . La réaction d'oxydoréduction qui se produit est totale et a pour équation :



On prélève, à différentes dates t , des volumes $V = 10 \text{ mL}$ de ce mélange, que l'on refroidit dans l'eau glacée. Dans chaque prélèvement on dose la quantité de diiode I_2 formée par une solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C_3 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$. La réaction de dosage, rapide et totale est la suivante : $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

Les résultats des dosages nous ont permis de tracer la courbe de variation du nombre de mole des ions iodures en fonction du temps $n(\text{I}^-) = f(t)$ (voir fig 1).

- 1- En utilisant le graphe, préciser le réactif limitant.
- 2- Dresser le tableau d'avancement de cette réaction en utilisant comme quantité de matière initiale d'ions iodures $n_0(\text{I}^-)$ et comme quantité de matière initiale d'ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$: $n_0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})$
- 3- A partir du graphe :
 - a- Déterminer $n_0(\text{I}^-)$ et déduire $n_0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})$. Calculer $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0$ et $[\text{I}^-]_0$ concentrations molaires initiales respectives des ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ et I^- dans le prélèvement . En déduire C_1 et C_2 .
 - c- Déterminer le nombre de mole de diiode formé à la date $t_1 = 20 \text{ minutes}$. Quel est le volume de thiosulfate de potassium versé à cet instant.

Exercice 3

On réalise l'oxydation des ions iodures I^- par l'eau oxygénée H_2O_2 en milieu acide selon la réaction totale : $a I^- + b H_2O_2 + c H_3O^+ \rightarrow d I_2 + e H_2O$. Les quantités de matière initiales des réactifs sont notés $n_0(H_3O^+)$, $n_0(H_2O_2)$ et $n_0(I^-)$.

Le graphe ci dessous 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 à partir du graphe :

- Les quantités de matière initiales des réactifs.
- Les coefficients stœchiométriques a, b et c . Déduire d et e .
- L'avancement maximal x_{max} . Déduire le réactif limitant.

3-/Déterminer la composition finale du système réactionnel.

Exercice 4 :

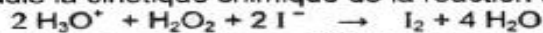
On verse dans un bécher $V = 20,0$ mL d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent (Ag^+) et des ions nitrate (NO_3^-), telle que $[Ag^+] = [NO_3^-] = 0,15$ mol.L⁻¹. On y ajoute 0,127 g de poudre cuivre. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent. Les ions nitrates n'interviennent pas dans la réaction. (Ecrire les résultats avec 3 chiffres significatifs.)

- Equilibrer l'équation chimique modélisant la réaction $Ag^+ + Cu \rightarrow Ag + Cu^{2+}$
- Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
- Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal. On donne $M(Cu) = 63,5$ g.mol⁻¹
- Décrire l'état final du système en quantité de matière.
- Déterminer, à l'état final :
 - les concentrations molaires des ions en solution ;
 - les masses du (ou des) solide(s) présent(s). $M(Ag) = 108$ g.mol⁻¹

D- Exercice bac :

Exercice 1 : Cinétique chimique (3,5 points)

On étudie la cinétique chimique de la réaction supposée totale et dont l'équation bilan est :



A l'instant $t = 0$, on mélange à 25° C, dans un bécher :

- $V_1 = 100$ mL d'une solution aqueuse d'eau oxygénée H_2O_2 de concentration $C_1 = 4,5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.
 - $V_2 = 100$ mL d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration $C_2 = 6 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.
 - Un excès d'une solution aqueuse molaire d'acide sulfurique ($2 H_3O^+ + SO_4^{2-}$)
- Vérifier que les quantités de matière initiales $n_0(I^-)$ des ions iodure I^- et $n_0(H_2O_2)$ de l'eau oxygénée H_2O_2 dans le mélange, à l'instant $t = 0$, sont respectivement $6 \cdot 10^{-3}$ mol et $4,5 \cdot 10^{-3}$ mol.
 - Montrer que, dans ce mélange, l'ion iodure I^- constitue le réactif limitant (en défaut).
 - Déduire la quantité de matière maximale de diiode $n(I_2)_{max}$ formé à la fin de la réaction.
 - Pour doser le diiode formé, on prélève, à différents instants de date t , un volume V du mélange réactionnel que l'on verse dans un erlenmeyer et que l'on place immédiatement dans un bain d'eau glacée. Puis, on dose rapidement le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium de concentration connue. Par suite, on trace la courbe de la figure 1 où la droite (Δ) en pointillé représente la tangente à la courbe au point d'abscisse t_1 .

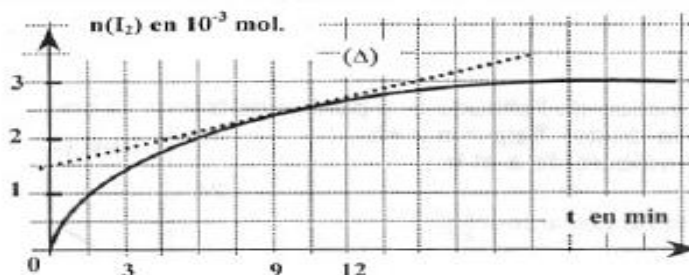


figure 1

- Pourquoi a-t-on placé l'erlenmeyer dans le bain d'eau glacée ?
- cette réaction est-elle totale ou limitée ?