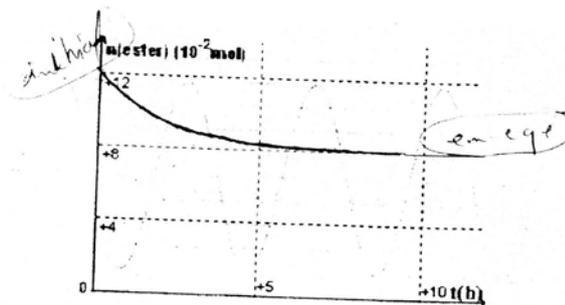


Exercice N° 1

En partant d'un mélange équimolaire d'eau et de méthanoate de méthyle HCOOCH_3 , on obtient la courbe suivante représentant la variation de la quantité d'ester dans le mélange en fonction du temps.



- 1) a- Ecrire en formule semi-développées l'équation de l'hydrolyse de cet ester.
b- Donner le nom des produits formés.
- 2) Quels caractères peut-on attribuer à cette réaction à partir de la courbe ? Justifier.
- 3) Après un certain temps, on obtient un mélange en équilibre chimique.
a- Dresser le tableau descriptif
b- Déterminer la composition du mélange à l'équilibre et déduire la valeur de la constante d'équilibre K de cette hydrolyse.
c- Calculer le taux d'avancement final de la réaction. Quel caractère est confirmé par cette valeur.
- 4) On ajoute au mélange obtenu à l'équilibre $0,02 \text{ mol}$ d'alcool et $0,02 \text{ mol}$ d'acide.
a- Préciser, en justifiant, le sens d'évolution spontané du système.
b- Déterminer la composition du mélange au nouvel équilibre.

Exercice N° 2

Données : Les masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Nitrate de fer III ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) : $M_1 = 242 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Sulfate de fer II (FeSO_4) : $M_2 = 152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Nitrate d'argent (AgNO_3) : $M_3 = 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Argent (Ag) : $M_4 = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

On prépare une solution (S) de volume $V = 1 \text{ L}$ en introduisant dans l'eau distillée :

- Une masse $m_1 = 0,726 \text{ g}$ de nitrate de fer III ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$)
- Une masse $m_2 = 0,760 \text{ g}$ de Sulfate de fer II (FeSO_4)
- Une masse $m_3 = 0,340 \text{ g}$ de Nitrate d'argent (AgNO_3)

- 1) Déterminer les concentrations molaires initiales dans la solution (S) des ions Fe^{3+} , Fe^{2+} et Ag^+ obtenus par la dissociation ionique des solutés cité plus haut.

On rappelle les équations de dissociation ionique des solutés :



- 2) On introduit dans la solution (S) de la poudre d'argent de masse $m_4 = 0,54 \text{ g}$ soit $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

La réaction qui peut se produire a pour équation :



a- Donner l'expression usuelle de la fonction π des concentrations.

b- On donne : la constante d'équilibre de la réaction $K = 0.3$.

Montrer que le système évolue spontanément dans le sens direct.

C - c₁- Compléter le tableau (1) d'avancement de la réaction.

c₂- Déterminer la masse finale d'argent dans le système lorsqu'il cesse d'évoluer.

Tableau (1)

Equation de la réaction		$Fe^{3+}_{(aq)} + Ag_{(sd)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + Ag^+_{(aq)}$			
Etat du système	Avancement « mol »	Quantités de matière « mol »			
Initial			$5 \cdot 10^{-3}$		
Intermédiaire					
Final					

Exercice N° 3

A un instant de date $t_0 = 0$, considéré comme origine des dates, on mélange **2 moles** d'acide méthanoïque HCO_2H et **3 moles** d'éthanol C_2H_6O .

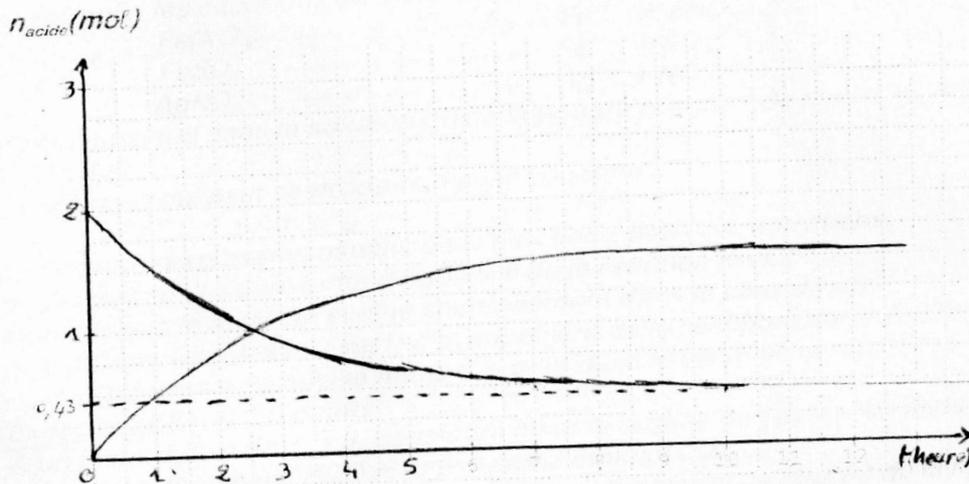
Le suivi temporel de la réaction qui se produit a fourni la courbe de la **figure (1)**

- 1) a- Ecrire en formule semi développées l'équation de la réaction.
b- Donner le nom de l'ester formé.
c- Rappeler les caractères, autres que le caractère énergétique de la réaction.
- 2) a- Dresser un tableau d'avancement de la réaction.
b- En se basant sur la courbe de la figure (1), prouver les deux caractères de la réaction cités dans la question (1-c).
c- Déterminer la composition finale du système, puis calculer la valeur de la constante d'équilibre **K** de la réaction étudiée.
- 3) a- En se basant sur la courbe de la figure (1) et sur le tableau d'avancement de la réaction, compléter le tableau de valeurs (tableau (2)).
b- Représenter sur la figure (1), la courbe $n_{ester} = F(t)$.
- 4) On répète la même expérience en partant d'un mélange contenant **1 mole** d'acide méthanoïque, **4 moles** de l'ester formé précédemment et **4 moles** d'eau.
a- Préciser le sens d'évolution spontanée du système.
b- Déterminer alors sa composition finale.

Tableau (2)

Temps(heure)	0	1	2,5	4	7	10	12
$n_{\text{acide}}(\text{mol})$							
$n_{\text{ester}}(\text{mol})$							

Figure(1)

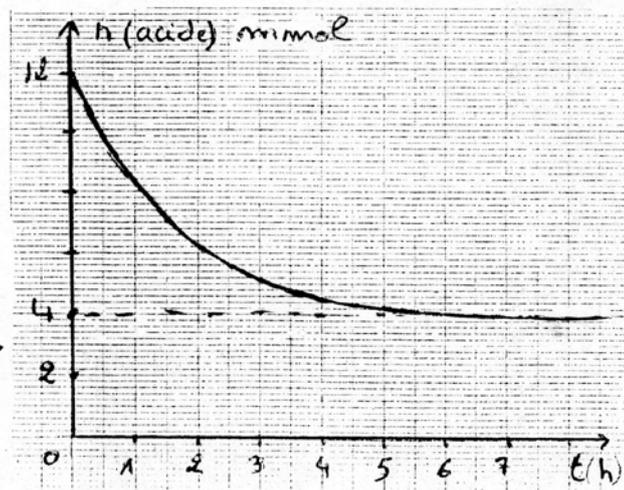


Exercice N° 4

On étudie la cinétique de la réaction d'estérification de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ par l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$. On introduit à la date $t=0$, n_0 moles d'éthanol et n_0 mole d'acide dans chacun des erlenmeyers numérotés de 1 jusqu'à 12. On effectue immédiatement les opérations suivantes :

- On dose la quantité d'acide éthanoïque contenu dans l'erlenmeyer numéro 1 par une solution aqueuse (S_B) de soude NaOH de concentration $C_B = 0,6 \text{ mol/L}$ en présence de phénophtaléine.
- On place les erlenmeyers numérotés de 2 jusqu'à 12 dans un bain-marie maintenue à la température 80°C après avoir surmonté chacun de ces erlenmeyers par un tube capillaire.

A des instants différents, on retire un erlenmeyer du bain-marie. On ajoute à son contenu de l'eau glacée et on dose l'acide restant par la même solution basique (S_B) en présence de phénophtaléine. Les dosages effectués à différents instants ont permis de tracer la courbe représentant les variations en fonction de temps de la quantité de matière de l'acide éthanoïque restant.



- 1- a. Quel est le rôle du tube capillaire.
b. Quelle observation faite à l'œil nu, nous permet de savoir que le dosage est terminé et qu'il faut mettre fin à l'ajout de la solution (S_B).
- 2- a. En exploitant la courbe, montré que le taux d'avancement final T_f de la réaction étudiée est égal à $2/3$.
b. Exprimer la constante d'équilibre relative à la réaction d'estérification étudiée en fonction de T_f . Montrer que sa valeur est égale à 4 à 80°C .
c. Préciser en le justifiant, si à 20°C la valeur de K serait supérieure, égale ou inférieure à 4 .
- 3- Les volumes de la solution (S_B) nécessaires au dosage de l'acide éthanoïque à $t = 0$ et à la fin de la réaction sont respectivement V_0 et V_f .
a. Quelle est la valeur de V_f sachant que $V_0 = 20 \text{ mL}$.
b. Déterminer la valeur de la vitesse moyenne de la réaction étudiée entre les dates $t_1 = 1,5 \text{ h}$ et $t_2 = 3 \text{ h}$.
- 4- L'un des erlenmeyers précédents est retiré du bain-marie à un instant de date t_3 sans lui ajouter de l'eau glacée. Il contient à cet instant : $4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'acide, $7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'eau.
a. Pour que les quantités d'alcool, d'acide et d'ester restant inchangées et égales respectivement à $4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, $4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ et $7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, préciser en le justifiant si à cette date on doit :
- Ajouter un volume d'eau à 80°C .
- Ou extraire par un moyen approprié une partie de l'eau formée au cours de la réaction d'estérification.
b. Déterminer alors le volume d'eau qu'il faudrait ajouter ou extraire de cet erlenmeyer instantanément à cette date.
On donne : **masse volumique de l'eau = 1 g.cm^{-1}**
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice N° 5

Dans un récipient préalablement vide de volume V , on mélange **2 moles de diazote N_2 (gaz) et 6 moles de dihydrogène H_2 (gaz) à une température 0_1 .**

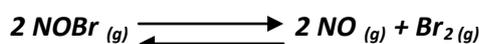
L'équation de la réaction ayant lieu est : $\text{N}_2(\text{gaz}) + 3 \text{H}_2(\text{gaz}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{gaz})$

Un dispositif approprié permet de mesurer le nombre de moles de H_2 (gaz) restant à une date t . Les mesures ont montré que lorsque l'équilibre est atteint, le nombre de moles de dihydrogène H_2 (gaz) restant est égal à **4,5 moles**.

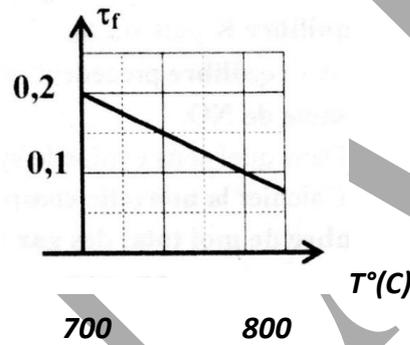
- 1- a. Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
b. Calculer la valeur de l'avancement final X_f de la réaction.
c. Déterminer la valeur du taux d'avancement final T_f de la réaction à la température 0_1 .
- 2- L'équilibre précédent est atteint, on diminue la température à pression constante. On remarque que le nombre de moles de dihydrogène H_2 (gaz) restant diminue. Préciser, en le justifiant, si la réaction dans le sens direct (1) est exothermique, endothermique ou athermique.
- 3- La température étant maintenue constante et égale à 0_1 . Préciser, en le justifiant, l'effet d'une diminution de la pression sur l'équilibre.
- 4- A l'équilibre, on ajoute à température et à pression constantes de l'ammoniac NH_3 (gaz). Préciser l'effet de cette augmentation sur l'équilibre. Justifier la réponse.

Exercice N° 6

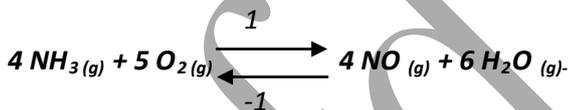
La dissociation du bromure de nitroxye NOBr (g) est modélisée par l'équation suivante :



- A la température $T_1 = 700^\circ\text{C}$, on introduit **0,5 mole de NOBr_(g)** et **0,2 mole de Br_{2(g)}** dans un récipient fermé de volume V .
A l'équilibre chimique, la quantité de matière de **NOBr_(g)** est **0,4 mole**.
 - Quel est le sens de l'évolution spontanée de la réaction vers l'état d'équilibre ?
 - Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
 - Vérifier que le taux d'avancement final T_{f1} de la dissociation de **NOBr** à la température T_1 est $T_{f1} = 0,2$.
- La courbe ci-dessus représente la variation du taux d'avancement final T_f de la dissociation du **NOBr** en fonction de la température (le volume et la pression sont maintenus constants).
 - Donner la valeur T_{f2} du taux d'avancement final de la dissociation du **NOBr** à la température $T_2 = 800^\circ\text{C}$.
 - En déduire le caractère énergétique de la dissociation du **NOBr**.
- A température constante, comment faut-il modifier la pression pour augmenter la dissociation du **NOBr** ?
- On maintient la température constante et égale à $T_1 = 700^\circ\text{C}$ du système de volume V en équilibre et on introduit du **NO_(g)**. Le système étant ouvert. Quel est l'effet de cette perturbation sur l'équilibre et sur la constante d'équilibre K ?

**Exercice N° 7**

Dans une enceinte indéformable de volume V , on mélange à la température ϑ : **0,5 mole d'ammoniac (NH₃)** et **1,5 moles de dioxygène (O₂)**. On obtient la réaction limitée dont l'équilibre est :



- Dresser le tableau descriptif de l'avancement molaire du système chimique.
- A l'équilibre dynamique, il se forme **0,6 mole d'eau**.
 - Déterminer la composition du mélange à l'équilibre dynamique.
 - Calculer le taux d'avancement final T_f de la réaction.
- On augmente la température du système à pression constante jusqu'à atteindre ϑ' .
 - Sachant que lorsque le nouvel état d'équilibre est atteint, le nombre total de moles de gaz dans l'enceinte devient $n_{\text{tot}(g)} = 2,07 \text{ mol}$. Calculer la nouvelle valeur du taux d'avancement final T'_f .
 - Déduire que le mélange gazeux a évolué dans un sens que l'on précisera (sens direct (1) ou sens inverse (-1)).
 - Déterminer alors le caractère énergétique de la réaction directe (1). Justifier.
- On maintient la température constante égale à ϑ . On augmente la pression du mélange gazeux à l'équilibre.
 - Déterminer le sens d'évolution spontanée du système.
 - Quel est l'effet de l'augmentation de la pression sur la valeur de la constante d'équilibre K puis sur T_f .
- A l'équilibre précédent pris à la température ϑ , on ajoute, à volume constant, **0,5 mole de NO**.
 - Dans quel sens évolue le système ?
 - Calculer la nouvelle composition du mélange à l'équilibre sachant que le nombre de mol total des gaz vaut $n'_{\text{tot}(g)} = 2,55 \text{ mol}$.

Afdal Ali