



FASCICULE CHIMIE BACALARIAT

NEW BAC

2022

CHAPITRES-IV/ V

EQUILIBRE-CHIMIQUE LOI D'ACTION DE MASSE

❖ COURS

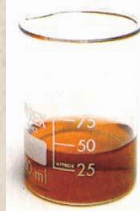
❖ EXERCICES RESOLUS

BAC :
M + Sc-Exp+Sc-T

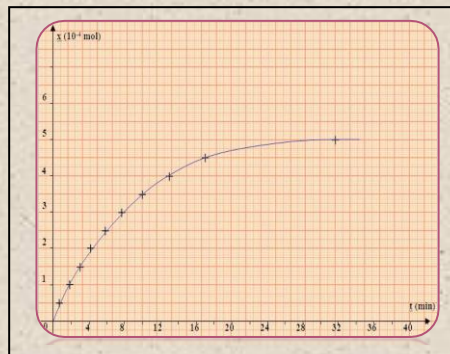
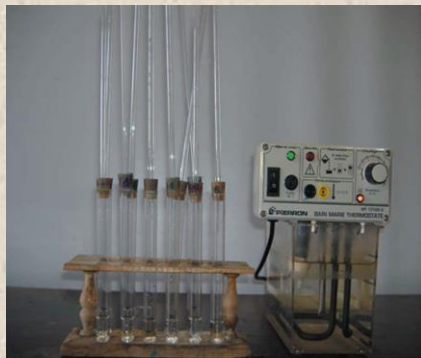
BARHOUMI MOURAD

CHIMIE





PARTIE Cours



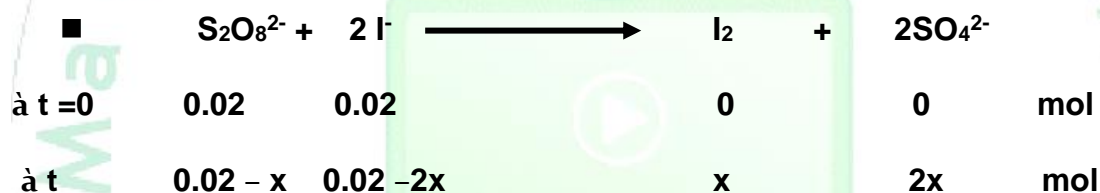
PARTIE-I**NOTION D'EQUILIBRE CHIMIQUE****I- AVANCEMENT MAXIMAL D'UNE REACTION****1- Définition**

L'**avancement maximal** d'une réaction chimique, note X_{\max} , est la valeur de son avancement final x_f si le système chimique ou elle se déroule évolue **jusqu'à la disparition du réactif limitant**.

L'**avancement maximal** x_{\max} est la valeur calculée de l'avancement en supposant la réaction pratiquement totale

2-Exemple

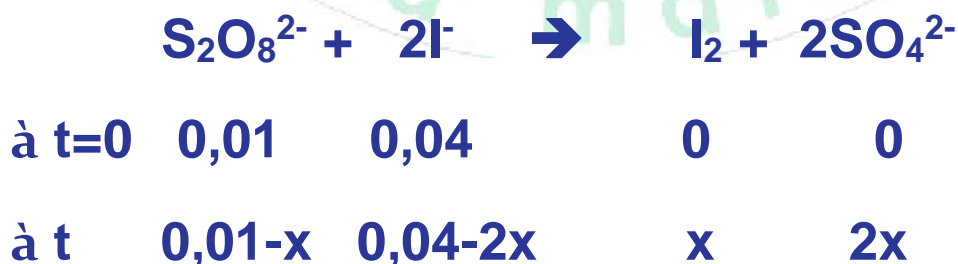
Considérons par exemple la réaction chimique d'équation



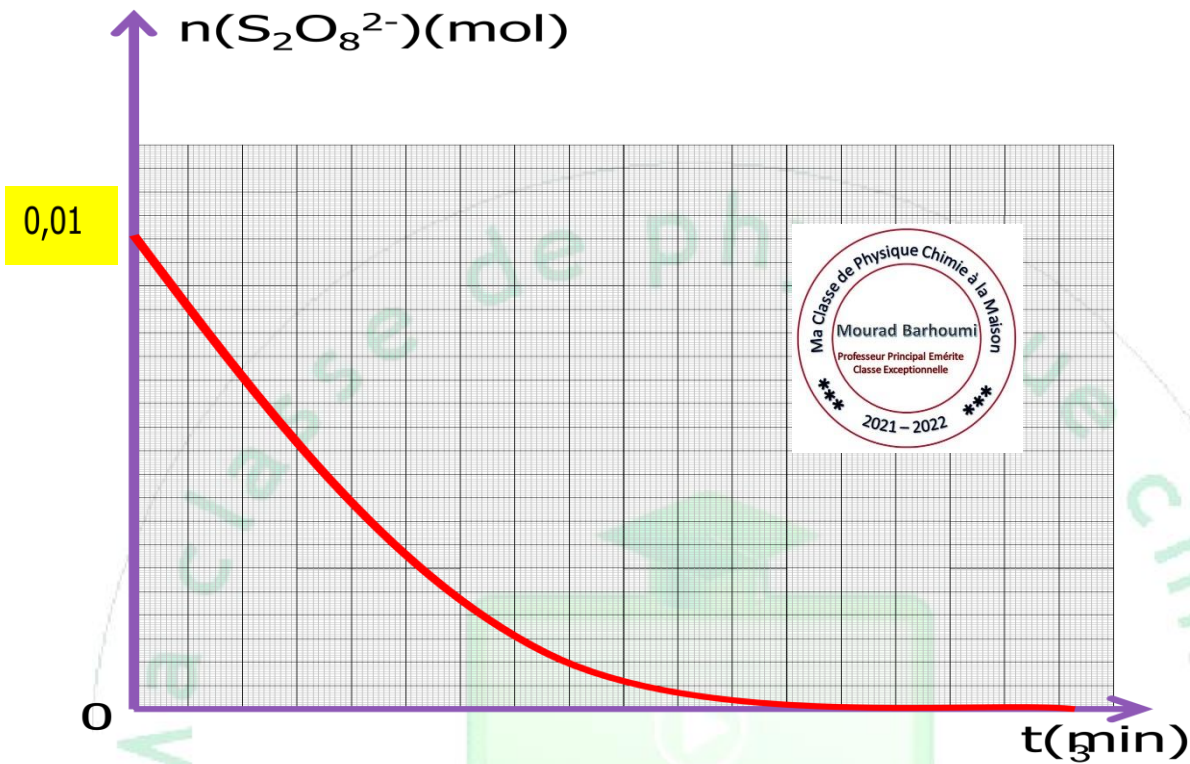
Déterminer le réactif limitant

$$\frac{n(I^-)}{2} < n(SO_4^{2-}) \rightarrow I^- \text{ est le réactif limitant}$$

$$\rightarrow 0.02 - 2x = 0 \rightarrow X_{\max} = x = 0.01 \text{ mol}$$

II- REACTIONS TOTALES ET REACTIONS LIMITEES**■ Exemple1:**

La variation de $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})$ au cours du temps est donnée par la courbe suivante



Comment déterminer X_{max} ?

On suppose que la réaction est totale le réactif limitant disparaît totalement

$$\frac{n_0(\text{I}^-)}{2} > n_0(\text{SO}_4^{2-})$$

→ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ est le réactif limitant

$$\rightarrow 0,01 - x_f = 0 \rightarrow x_f = X_{\text{max}} = 0,01 \text{ mol}$$

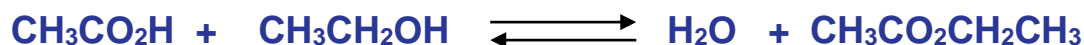
D'après la courbe $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ disparaît à la fin de la réaction

$$\rightarrow 0,01 - x_f = 0 \text{ donc } x_f = 0,01 \text{ mol}$$

→ $X_f = x_m$ la réaction est totale

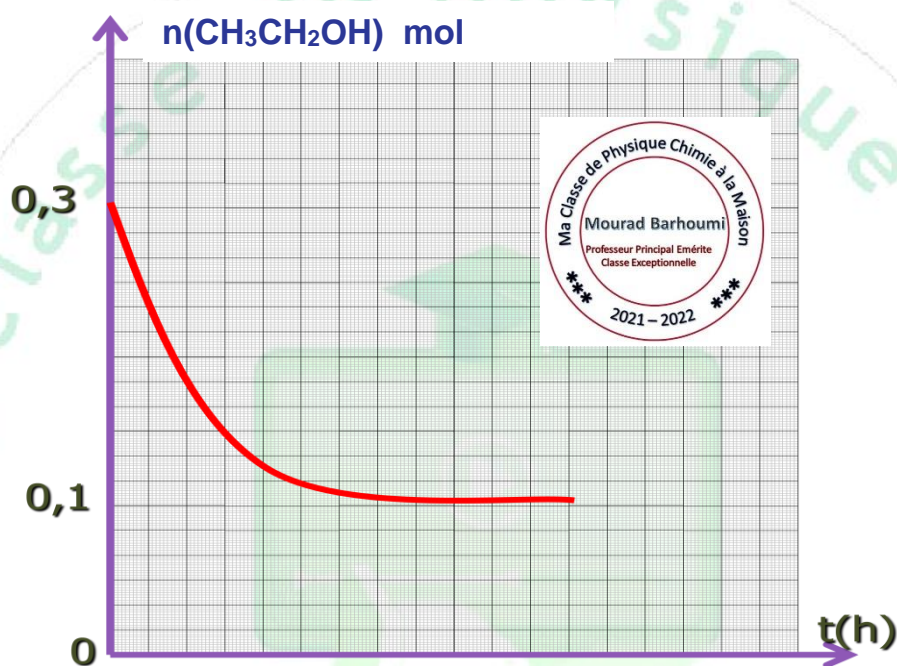


■ Exemple2:



à t = 0	0,4	0,3	0	0	mol
à t	0,4 - x	0,3 - x	x	x	mol

La variation de $n_{(\text{alcool})}$ au cours du temps est donnée par la courbe suivante:



$n_0(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) > n_0(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ réactif limitant

$$\rightarrow 0,3 - x = 0 \rightarrow x = X_{\max} = 0,3 \text{ mol}$$

D'après la courbe $n_f(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 0,1 \text{ mol}$ ne disparaît pas totalement à la fin de la réaction

$$\rightarrow 0,3 - x_f = 0,1 \text{ donc } x_f = 0,2 \text{ mol}$$

$\rightarrow X_f < X_{\max}$ la réaction n'est pas totale \rightarrow la réaction est limitée

■ Conclusion

Si $X_f = X_{\max} \rightarrow$ Réaction totale

Si $X_f < X_{\max} \rightarrow$ Réaction limitée

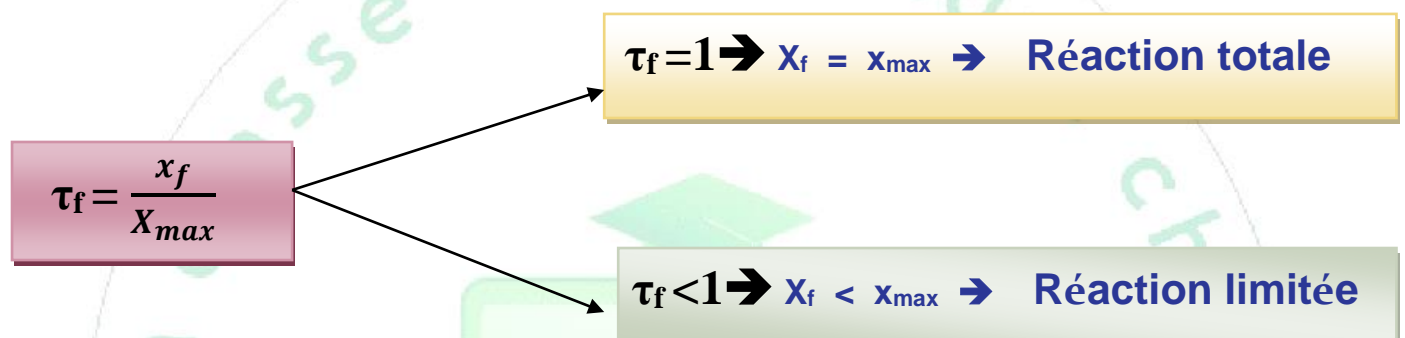


III- TAUX D'AVANCEMENT FINAL D'UNE REACTION CHIMIQUE

Définition

Le **taux d'avancement final**, note τ_f , d'une réaction chimique est égal au quotient de son avancement final x_f par son avancement maximal x_{max} :

$$\tau_f = \frac{\text{avancement final}}{\text{avancement maximal}} = \frac{x_f}{x_{max}}$$



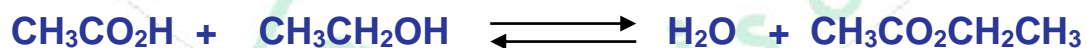
IV- NOTION D'EQUILIBRE CHIMIQUE

1/ Définition d'un état d'équilibre chimique

Un système est dit en **état d'équilibre chimique** si, en dehors de toute intervention du milieu extérieur, les réactifs et les produits de la réaction sont présents dans le système et leurs quantités de matière ne changent pas au cours du temps.

2/ Interprétation au niveau microscopique de l'équilibre chimique

REACTION D'ESTERIFICATION

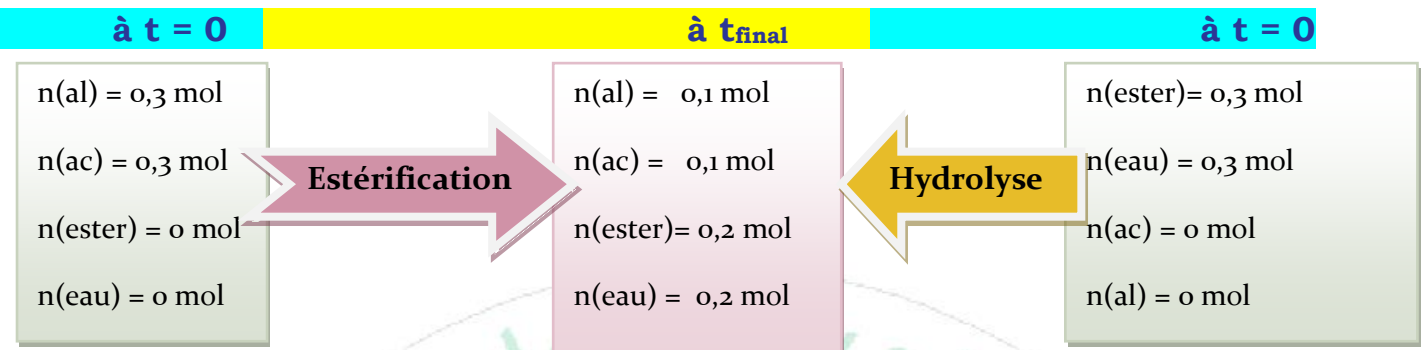


Pour l'étude quantitative de l'estérification, on est parti de systèmes contenant seulement à l'état initial l'acide et l'alcool.

Pour l'étude quantitative de l'hydrolyse, on est parti de systèmes contenant seulement à l'état initial l'ester et l'eau.

Quand chacun de ces systèmes évolue, il se forme en quelques secondes des molécules de produits (ester et eau pour l'estérification, acide et alcool pour l'hydrolyse)

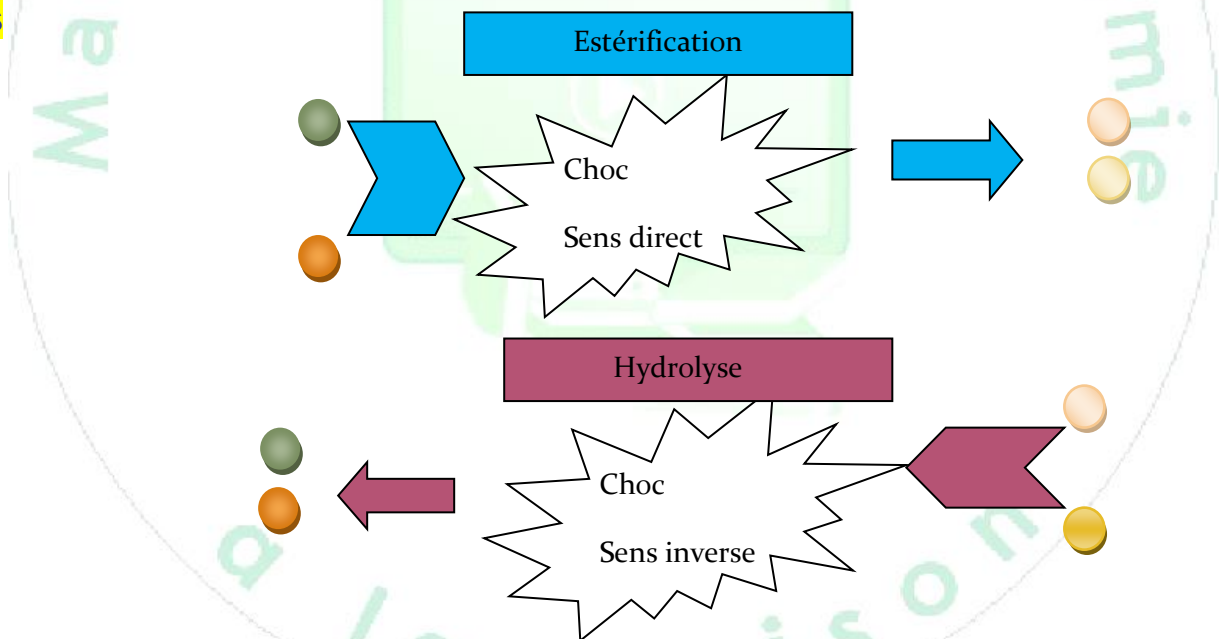




Ainsi dans le cas de l'estérification ou de l'hydrolyse les quatre constituants coexistent dans le système à l'état final avec une composition constante ; on dit que ce système est en état d'équilibre chimique

Interprétation microscopique :

-Les molécules des réactifs sont en agitation désordonnée et subissent des chocs



-L'estérification et l'hydrolyse se produisent en même temps

- Les quantités de matière des réactifs estérifiées sont égales à celles produites par l'hydrolyse

A l'équilibre chimique le système continue à évoluer

L'équilibre chimique est un équilibre dynamique



Quand le système est en équilibre chimique, l'estérification et l'hydrolyse continuent à se produire au niveau moléculaire, avec des vitesses égales et non nulles ($V_{\text{est.molec}} = V_{\text{hyd.molec}}$). C'est pour cela qu'on nomme ce type d'équilibre "équilibre **dynamique**" (ou "équilibre **statistique**").

Un **équilibre chimique** est un **équilibre dynamique**. A l'échelle microscopique la réaction directe et la réaction inverse se déroulent avec des vitesses égales.



PARTIE-II**LOI D'ACTION DE MASSE****CONDITION D'EVOLUTION SPONTANEE****I- INTRODUCTION**

Si nous partons d'un système (S) contenant à la fois les quatre entités chimiques (acide, alcool, ester, eau)

- ❖ Peut-on parler dans ce cas de réactifs et de produits
- ❖ Le système(S) considéré évolue-t-il ? si oui peut prévoir la nature de la réaction possible spontanément qui se produira sans réaliser l'expérience ?

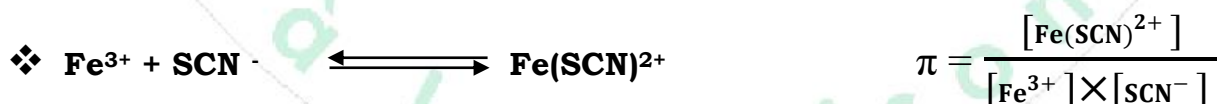
II-FONCTION DES CONCENTRATIONS**1- DEFINITION**

Soit la réaction chimique symbolisée par l'équation suivante



En suppose que les produits et les réactifs sont dissous en solution liquide
La fonction des concentrations est donnée par

$$\pi = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

2-Exemples

$$\pi = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] \times [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$





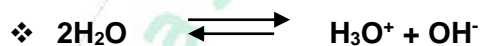
$$\pi = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

2-FONCTION USUELLE DES CONCENTRATIONS

A une température donnée la concentration des liquides purs ne varie pas au cours du temps des réactions chimiques

La concentration de l'eau d'une solution aqueuse diluée à une concentration voisine de celle de l'eau pure

$$[\text{H}_2\text{O}] = \text{constante} = 55.35 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$\pi = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \rightarrow \pi \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

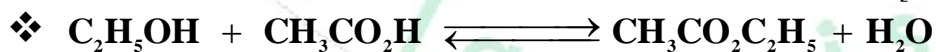
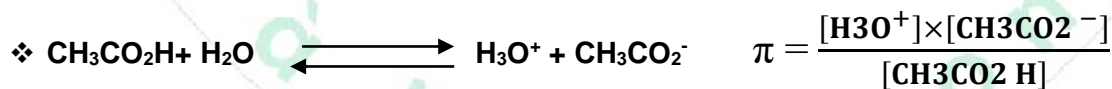
π et $\pi[\text{H}_2\text{O}]^2$ ont même variation

On définit une nouvelle fonction de concentration connue sous le nom

Fonction usuelle des concentrations notée

$$\pi = \pi [\text{H}_2\text{O}]^n$$

Exemples



$$\pi = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] \times [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$



3-CALCUL DE LA FONCTION USUELLE DES CONCENTRATIONS

CAS DE LA REACTION D'ESTERIFICATION

t (h)	n(Alcool) (mol)	n(acide) (mol)	n(ester) mol	n(eau) mol	$\frac{[est][eau]}{[ac][alc]}$
0,0	0,1	0,1	0	0	0
10,0	0,0516	0,0516	0,0484	0,0484	0,877
20,0	0,0394	0,0394	0,0606	0,0606	2,36
30,0	0,0355	0,0355	0,0645	0,0645	3,31
40,0	0,0341	0,0341	0,0659	0,0659	3,73
50,0	0,0336	0,0336	0,0664	0,0664	3,9
60,0	0,0334	0,0334	0,0666	0,0666	3,96
70,0	0,0334	0,0334	0,0666	0,0666	3,98
80,0	0,0334	0,0334	0,0666	0,0666	3,99
90,0	0,0333	0,0333	0,0667	0,0667	4
100,0	0,0333	0,0333	0,0667	0,0667	4

On remarque qu'au cours de la réaction le rapport évolue au cours de la réaction mais tend vers une valeur constante quand l'équilibre dynamique est atteint. A l'équilibre $\pi_{eq} = K$ appelé constante d'équilibre (grandeur sans unités, Indépendante des conditions initiales)

4-LOI D'ACTION DE MASSE

Pour un système chimique en équilibre la fonction des concentrations prend une valeur constante appelée constante d'équilibre et notée K qui ne dépend que de la température : **c'est la loi d'action de masse**

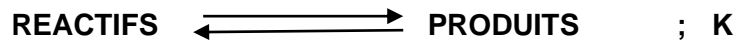
$$\pi_{eq} = K$$

5-INTERET DE K

- ❖ Si K est très grande ($K > 10^4$) la réaction est pratiquement totale
- ❖ Si K est faible ($K < 10^4$) la réaction est limitée



III-LES CONDITIONS D'EVOLUTION SPONTANEE

**Cas-1 : $\pi < K$**

$$\pi = \frac{[\text{PRODUITS}]}{[\text{REACTIFS}]}$$

SI le système évolue π augmente et temps vers K

[PRODUITS] augmente et [REACTIFS] diminuent → la réaction qui ce produits spontanément est la réaction directe

Cas-2 : $\pi > K$

$$\pi = \frac{[\text{PRODUITS}]}{[\text{REACTIFS}]}$$

SI le système évolue π diminue et temps vers K

[PRODUITS] diminuent et [REACTIFS] augmentent → la réaction qui ce produits spontanément est la réaction inverse

Cas-3 :

$\pi = K$ → état d'équilibre → il ne se produit aucune transformation à l'échelle macroscopique → il n'y a pas de réaction possible (à l'échelle microscopique il y a équilibre dynamique)

$\pi < K$

$\pi = K$

$\pi > K$

$\pi < K$

La réaction qui ce produits spontanément est la réaction directe

$\pi > K$

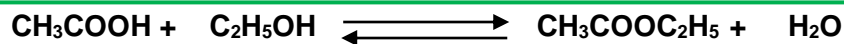
La réaction qui ce produits spontanément est la réaction inverse

$\pi = K$

Equilibre dynamique

Exemple





Initial	1	2		3	4
---------	---	---	--	---	---

$$K=4$$

1- Préciser la réaction qui ce produit spontanément

$$\pi = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] \times [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]} = \frac{3 \times 4}{1 \times 2} = 6 > K \rightarrow \text{le système évolue dans le sens inverse}$$

2-Déterminer la composition du système à l'équilibre

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$				
état	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)				
Initial	0	1	2		3	4
Intermédiaire	x	1+x	2+x		3-x	4-x
final	xf	1+xf	2+xf		3-xf	4-xf

$$K = \frac{(3-x) \times (4-x)}{(1+x) \times (2+x)} = 4 \rightarrow 4 \cdot (1+x) \times (2+x) = (3-x) \times (4-x)$$

$$\rightarrow 4 \cdot (2+3x+x^2) = (12-7x+x^2) \rightarrow 3x^2+19x-4=0$$

$$\rightarrow X=0.2 \text{ mol}$$

$$n(\text{acide}) = 1.2 \text{ mol}$$

$$n(\text{alcool}) = 2.2 \text{ mol}$$

$$n(\text{ester}) = 2.8 \text{ mol}$$

$$n(\text{eau}) = 3.8 \text{ mol}$$

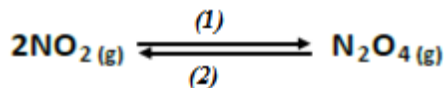


IV-Est-il possible d'agir sur un système en état d'équilibre chimique ?

LOI DE MODERATION

(Cette partie est hors programme pour cette année 2021/2022)

1- Effet de la variation de la pression (P) a une température constante sur un système en équilibre



Le sens direct (1) est la dimérisation, le sens inverse (2) est la dissociation.

NO₂ : le dioxyde d'azote est un gaz **jaune brun**.

N₂O₄ : le tétraoxyde de diazote est un gaz **incolore**.

Sens du déplacement du piston

Mélange de NO₂ et N₂O₄ de volume V₁

On a fait une brusque compression

Mélange de volume V₂ et de couleur jaune plus foncé

Après une ou deux secondes

L'intensité de la couleur jaune diminue

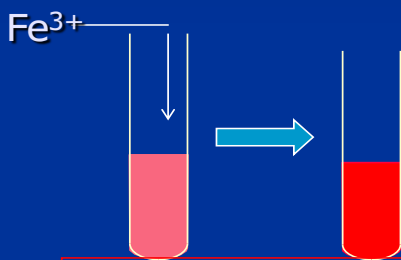
Dans un système fermé en état d'équilibre chimique une augmentation de la pression fait évoluer le système dans le sens de la réaction qui fait diminuer le nombre total des moles gazeuses donc diminuer la pression et inversement



2- Effet de la variation de la concentration (C) à une température constante sur un système fermé en équilibre

Expérience

- $Fe^{3+} + SCN^{-} \rightleftharpoons FeSCN^{2+}$ (couleur rouge sang)
- La couleur rouge sang observe dans le tube est due a la présence de l'ion thiocyanatofer (III) $FeSCN^{2+}$ qui se forme a l'équilibre on ajoute du réactif Fe^{3+} on observe intensification de la couleur



L'intensification de la couleur indique que le système a évolué dans le sens de la réaction qui augmente $[FeSCN^{2+}]$

• Il y a donc diminution de $[Fe^{3+}]$

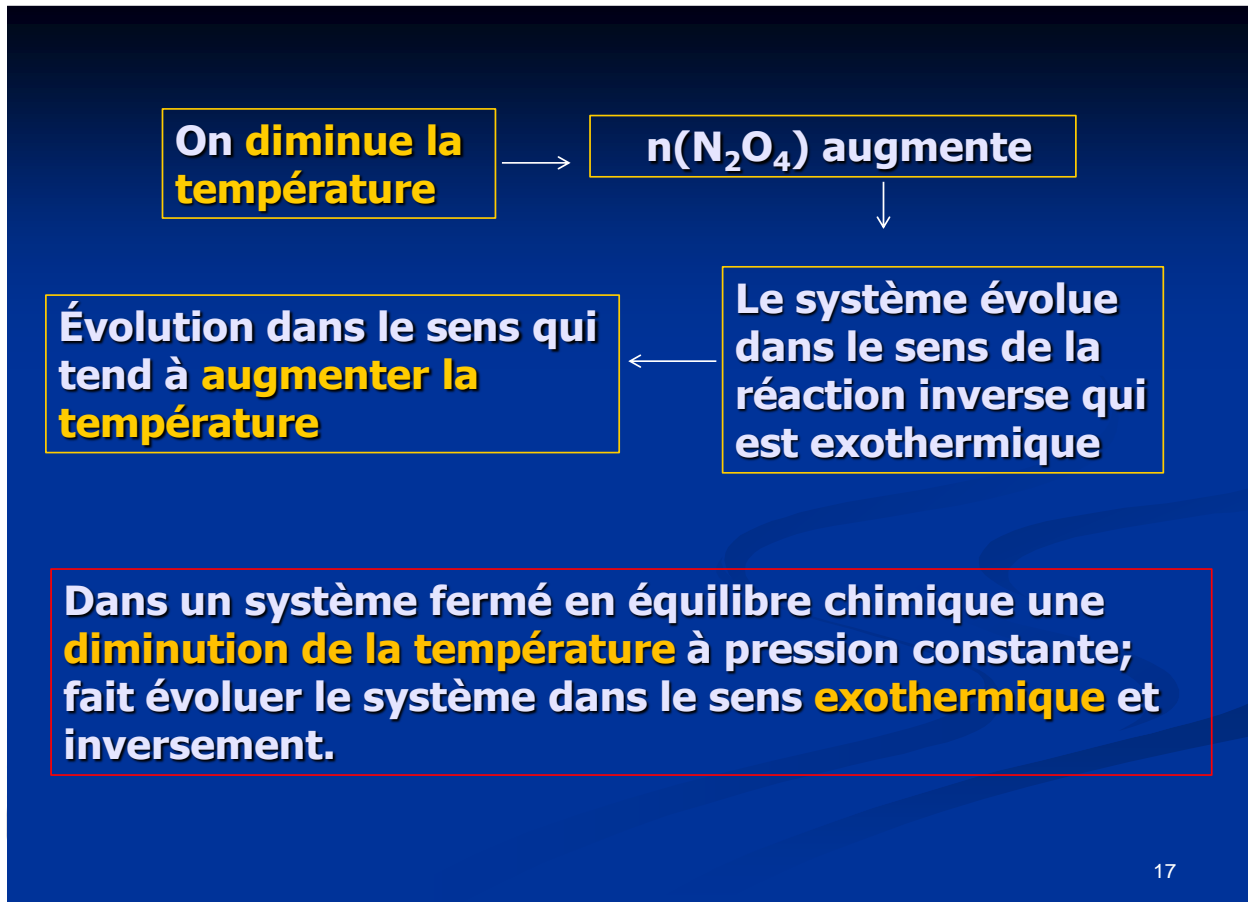
Dans un système chimique en équilibre, une **augmentation de la concentration** de l'un des constituants de ce système le fait évoluer dans le sens de la réaction qui tend à **diminuer cette concentration** et inversement

18

3- Effet de la variation de la température (T) à pression constante sur un système fermé en Equilibre (loi de Van' t Hoff)

Expérience





ENONCE DE LA LOI DE MODERATION

Dans un système initialement en équilibre chimique, une perturbation fait varier :

- a) soit la température à pression constante pour un système fermé;
- b) soit la pression à température constante pour un système fermé ;
- c) soit la concentration d'une entité chimique à température constante (le système est alors ouvert),

le système subit en réponse à cette perturbation, la réaction qui tend à modérer la variation de la température, de la pression ou de la concentration qui sont des facteurs d'équilibre.





PARTIE



EXERCICES

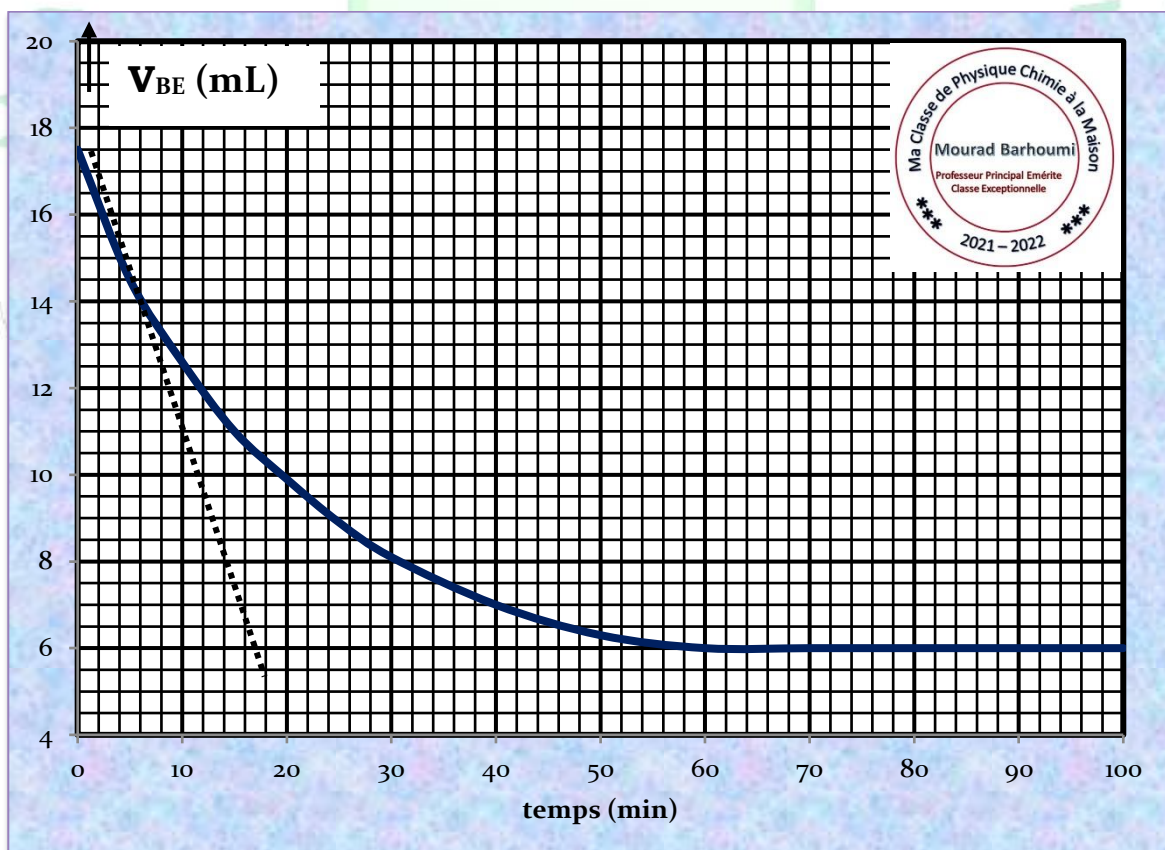
EXERCICE - 1

On prépare un mélange équimolaire d'acide éthanoïque (CH_3COOH) de volume V_a et d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) de volume V_b et on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

Le mélange est réparti en des échantillons identiques de 2mL dans des tubes à essai surmontés chacun d'un réfrigérant à air.

On retire à des dates bien précises, un tube à essais du bain-marie ; on y ajoute de l'eau distillée glacée et on le verse dans un bécher on ajoute quelques gouttes de phénophtaléine, puis on dose la quantité d'acide restant par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire $C_B = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Les résultats obtenus on permet de tracer la courbe de la **figure ci-dessous** qui représente l'évolution de volume V_{BE} de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.



1- Dégager à partir de la courbe, une première propriété de la réaction d'estérification.

- 2- En exploitant la courbe, déterminer la quantité de matière initiale n_{01} de l'acide contenu dans **2 mL** de mélange
- 3- En déduire la quantité de matière initial n_{02} de l'alcool ; justifier
- 4- Ecrire l'équation chimique de la réaction d'estérification
- 5- Dresser le tableau d'avancement de la réaction étudiée.
- 6- Déterminer l'avancement maximal de la réaction
- 7- Exprimer l'avancement x en fonction de n_{01} , C_B et V_{BE}
- 8- En exploitant la courbe
 - a- Déterminer l'avancement final x_f de la réaction
 - b- Déterminer la valeur du taux d'avancement final τ_f de la réaction d'estérification
 - c- En déduire une deuxième propriété caractéristique de cette réaction.
 - d- Déterminer la composition du système à l'état final
- 9-
 - a- Exprimer la vitesse instantanée $v(t)$ de la réaction en fonction de V_{BE} et C_B
 - b- En déduire sa valeur à l'instant $t=0$ min

Correction

1- C'est une transformation lente car elle atteint l'état final après quelques de dizaine de minutes

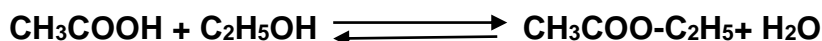
2- à $t=0$ s le volume de la base ajouté est $V_{BE}=17.5$ mL

A l'équivalence on :

$$n_{01}=C_B \cdot V_{BE}=1 \times 17.5 \times 10^{-3} = 17.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

3- Puisque le mélange est équimolaire on $n_{01}= n_{02}$

4-



5-

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5$				
état	Avancement (m)	Quantité de matière (mol)				
Initial	0	n_{01}	n_{02}		0	0
Intermédiaire	x	$n_{01}-x$	$n_{02}-x$		x	x
final	xf	$n_{01}-x_f$	$n_{02}-x_f$		xf	xf

6- $n_{01}- x_{\max}= 0 \rightarrow x_{\max}= n_{01}=17.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

7- $n_{01}-x = C_B \cdot V_{BE} \rightarrow x = n_{01} - C_B \cdot V_{BE}$

8- a- d'après la courbe on a volume de la soude versé à l'état finale



est $V_{BE}(f) = 6 \text{ mL}$

Donc $x_f = n_{01} - C_B \cdot V_{BE}(f) = 17.5 \times 10^{-3} - 1 \times 6 \times 10^{-3} = 5.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$$b- \tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{5.5 \times 10^{-3}}{17.5 \times 10^{-3}} = 0.31$$

c- $\tau_f < 1$ donc la réaction d'estérification est limitée

d- composition du mélange à l'état finale

$$n(\text{acide}) = n_{01} - x_f = 17.5 \times 10^{-3} - 5.5 \times 10^{-3} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{alcool}) = n_{02} - x_f = 17.5 \times 10^{-3} - 5.5 \times 10^{-3} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{ester}) = x_f = 17.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{eau}) = x_f = 17.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$9- a- v(t) = \frac{dx}{dt}$$

$$x = n_{01} - C_B \cdot V_{BE}$$

$$\Rightarrow v(t) = \frac{dx}{dt} = - C_B \cdot \frac{dV_{BE}}{dt}$$

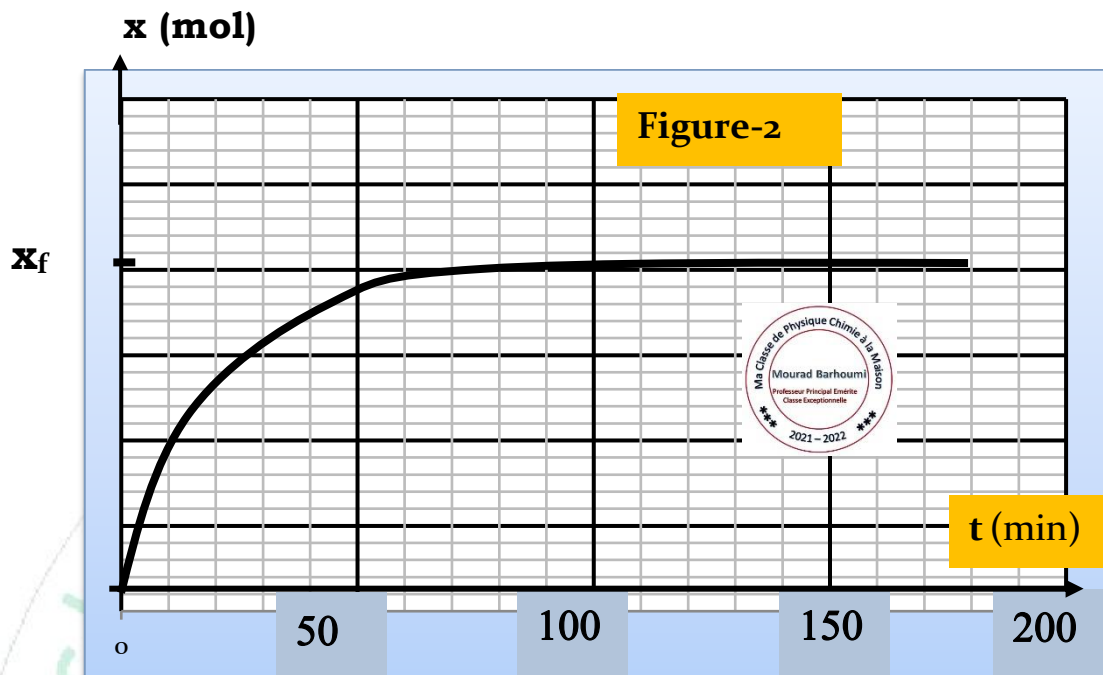
b- $v(t=0) = - C_B \cdot (\text{pente de la tangente à la courbe pour } t = 0\text{s})$

$$v(t=0) = -1 \times \left(\frac{17.5 \times 10^{-3} - 10 \times 10^{-3}}{0 - 10} \right) = 7.5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$$

Exercice N°2 (non corrigé)

Pour étudier la réaction d'estérification entre l'acide éthanoïque ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) et l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), on prépare 11 ampoules identiques numérotées de 1 à 11 et on introduit dans chacune d'elles, n_0 mol d'acide éthanoïque, n_0 mol d'éthanol et deux gouttes d'acide sulfurique concentré. Les ampoules sont ensuite scellées et placées, à un instant pris comme origine des temps, dans un bain-marie maintenu à une température constante. Toutes les vingt minutes, on retire, dans l'ordre de 1 à 10, une ampoule du bain-marie ; on y ajoute de l'eau glacée, puis on dose la quantité d'acide restant par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire $C = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les mesures faites ont permis de tracer la courbe de la **figure-2**, traduisant l'évolution de l'avancement de la réaction en fonction du temps.





L'équation de la réaction étudiée :

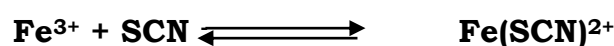


- 1- Dégager à partir de la courbe, une première propriété de la réaction d'estérification.
- 2- Dresser le tableau d'avancement de la réaction étudiée.
- 3- Sachant que l'avancement final x_f vérifie la relation suivante $2n_0 - 3x_f = 0$
 - a- Déterminer la valeur du taux d'avancement final τ_f de la réaction d'estérification
 - b- En déduire une deuxième propriété caractéristique de cette réaction.
- 4- Sachant que le dosage de la quantité d'acide éthanoïque restant dans l'ampoule n°10, à l'instant $t_{10} = 100 \text{ min}$, nécessite un volume $V = 10 \text{ mL}$ de la solution d'hydroxyde de sodium,
 - c- Déterminer la valeur de n_0
 - d- **En déduire** la valeur de l'avancement final x_f de la réaction.
 - e- Déterminer la composition du système à l'état final

EXERCICE 3

A fin d'étudier la réaction de formation de l'**ion thiocyanatofer II** ($\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$) de couleur **rouge sang** à une température θ , on fait réagir des ions **fer III** (Fe^{3+} : couleur brune) avec des ions **thiocyanate** (SCN^- : incolore).

La réaction est modélisée par l'équation :



Les constituants du système chimique sont dans une même phase liquide.

À un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ions thiocyanate SCN^- de concentration molaire $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute, à l'instant de date $t_0 = 0$, un même volume $V_2 = V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ions Fe^{3+} à la même concentration $C_2 = C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le suivi expérimental de l'évolution du système montre qu'à partir d'un instant de date t_1 la concentration des ions thiocyanate (SCN^-) prend une valeur $[\text{SCN}^-]_{\text{éq}} = 6,18 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ qui reste inchangée pour tout $t \geq t_1$

1-

a- Donner l'expression de la fonction des concentrations π associée à l'équation chimique considérée.

b- Calculer la valeur initiale de cette fonction des concentrations π et indiquer le sens d'évolution spontanée du système.

2-

a- Dresser le tableau d'avancement volumique

b- Calculer les avancements volumiques maximal et final (y_{max} et y_f) de la réaction

c- Déterminer la valeur du taux d'avancement final τ_f . Conclure

d- Dédire que la constante d'équilibre associée à l'équation d'apparition de l'ion

$$\text{Fe}(\text{SCN})^{2+} \text{ est } K = \frac{1}{y_{\text{max}}} \frac{\tau_f}{(1-\tau_f)^2}$$

Puis calculer sa valeur

3-

a- En refroidissant le système chimique à l'équilibre, on constate que la couleur rouge sang s'intensifie. Préciser, en justifiant, le caractère énergétique de la réaction de formation de l'ion **thiocyanatofer II ($\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$)**

b- Indiquer, en justifiant, dans quel sens se déplace l'équilibre si on ajoute une très faible quantité de **chlorure de fer III (FeCl_3)** solide à la température θ et à volume constant.

CORRECTION

1-a- l'équation de la réaction: $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$

La fonction des concentrations est $\pi = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{SCN}^-]}$

b- La fonction des concentrations initiale est $\pi_0 = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_0}{[\text{Fe}^{3+}]_0 \cdot [\text{SCN}^-]_0} = 0$ car $[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_0 = 0$

$\pi_0 = 0 < K$ donc la réaction évolue dans le sens direct



2- a- Le tableau d'avancement volumique

Équation de la réaction		$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$		
État du système	Avancement volumique	Concentration (mol.L ⁻¹)		
Initial	0	$\frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2} = 10^{-2}$	$\frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} = 10^{-2}$	0
Intermédiaire	y	$10^{-2} - y$	$10^{-2} - y$	y
Final	y _f	$10^{-2} - y_f$	$10^{-2} - y_f$	y _f

b- A l'équilibre $[\text{SCN}^-]_{\text{eq}} = 10^{-2} - y_f = 6,18 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow y_f = 10^{-2} - 6,18 \cdot 10^{-3} = 3,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 Pour chercher l'avancement volumique maximal, on suppose que la réaction est totale donc $10^{-2} - y_{\text{max}} = 0 \Rightarrow y_{\text{max}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

c- Le taux d'avancement final $\tau_f = \frac{y_f}{y_{\text{max}}} = \frac{3,82 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} = 0,382$

$\tau_f = 0,382 < 1$ donc la réaction de formation de $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ est limitée.

d- A l'équilibre $\pi_{\text{eq}} = K = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{eq}}}{[\text{Fe}^{3+}]_{\text{eq}} \cdot [\text{SCN}^-]_{\text{eq}}} = \frac{y_f}{(10^{-2} - y_f)^2} = \frac{y_f}{(y_{\text{max}} - y_f)^2} = \frac{y_f}{(10^{-2} - y_f)^2} = \frac{y_f}{(y_{\text{max}} - y_f)^2} =$
 $\frac{y_f}{y_{\text{max}}^2 \left(1 - \frac{y_f}{y_{\text{max}}}\right)^2} = \frac{y_f}{y_{\text{max}} \cdot y_{\text{max}} \left(1 - \frac{y_f}{y_{\text{max}}}\right)^2}$ On remplace $\frac{y_f}{y_{\text{max}}}$ par τ_f on trouve $K = \frac{1}{y_{\text{max}}} \cdot \frac{\tau_f}{(1 - \tau_f)^2}$

3- a- En refroidissant le système chimique à l'équilibre, la couleur rouge sang de $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ s'intensifie donc l'équilibre s'est déplacé dans le sens direct.

D'après la loi de modération, pour un système en équilibre dynamique. Toute **diminution de la température** à pression et volume constants, déplace l'équilibre dans le sens **exothermique**.

La réaction de formation de l'ion thiocyanatofer II ($\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$) (Sens direct) est **exothermique**

b- Si on ajoute une très faible quantité de (FeCl_3), la concentration des ions Fe^{3+} augmente
 Pour un système en équilibre dynamique. Toute **augmentation de la concentration** de l'un des réactifs ou des produits à température et pression constantes, déplace l'équilibre dans le sens **qui diminue cette concentration et par suite** l'augmentation de la concentration des ions Fe^{3+} déplace l'équilibre dans le sens direct



BAC-2021-MATH-PRINCIPALE

En solution aqueuse, les ions ferrique Fe^{3+} réagissent avec les ions thiocyanate SCN^- pour former le complexe thiocyanatofer(III) de formule $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$. L'équation chimique de la réaction modélisant cette transformation s'écrit : $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$. Tous les constituants figurant dans cette équation sont à l'état aqueux.

À un instant $t_0 = 0$ et à une température convenable θ , on ajoute un volume $V_1 = 10,00 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse S_1 de concentration molaire $C_1 = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en ions ferrique à un même volume V_1 d'une solution aqueuse S_2 de même concentration molaire C_1 en ions thiocyanate. On obtient alors un système chimique S de volume $V = 2V_1$. Une analyse chimique appropriée montre qu'à partir d'un instant t_1 , la concentration du complexe $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ dans ce mélange prend une valeur constante égale à $2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) a- Justifier que le système S est en état d'équilibre chimique pour tout instant t supérieur ou égal à t_1 .
b- Déterminer la constante d'équilibre K associée à la formation du complexe.

- 2) À un instant t_2 supérieur à t_1 , on ajoute au système chimique précédent, une quantité égale à $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ d'ions Fe^{3+} provenant de la dissolution dans le mélange d'un sel convenablement choisi, sans changement appréciable de volume et de température.
 - a- Déterminer à l'instant t_2 , la valeur de la fonction des concentrations Π associée à la formation du complexe $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$.
 - b- Déduire en le justifiant, le sens d'évolution du système chimique.

- 3) Dans la pratique, l'ion thiocyanate est utilisé comme un indicateur de tabagisme. Ainsi, pour savoir si un individu est fumeur ou non, on détermine la concentration en ions thiocyanate dans sa salive.
La concentration habituelle en ions thiocyanate pour un non-fumeur est inférieure à $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et elle est généralement supérieure à $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ chez le fumeur.
Un prélèvement de salive de volume $V_s = 0,25 \text{ mL}$ d'un individu, est introduit dans une fiole jaugée de contenance $V = 20,00 \text{ mL}$, qu'on remplit jusqu'au trait de jauge par la solution S_1 . On considèrera que tous les ions thiocyanate du prélèvement se transforment en ions thiocyanatofer(III). L'analyse appropriée montre que la concentration en ions thiocyanatofer(III) dans la fiole est égale à $4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a- Déterminer la concentration en ions thiocyanate dans la salive prélevée.
 - b- En déduire si l'individu en question est fumeur ou non-fumeur.



CORRECTION

1) a- Pour $t \geq t_1$, le système est en état d'équilibre chimique car sa composition n'évolue plus.

$$b- K = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{t \geq t_1}}{[\text{Fe}^{3+}]_{t \geq t_1} [\text{SCN}^-]_{t \geq t_1}} = \frac{2,1 \cdot 10^{-3}}{3,9 \cdot 10^{-3} \cdot 3,9 \cdot 10^{-3}} \approx 138.$$

$$2)a- \Pi_{t_2} = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{t_2}}{[\text{Fe}^{3+}]_{t_2} [\text{SCN}^-]_{t_2}} = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{t_1}}{[\text{Fe}^{3+}]_{t_1} [\text{SCN}^-]_{t_1}}$$

$$[\text{Fe}^{3+}]_{t_2} = [\text{Fe}^{3+}]_{t_1} + \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{2V_1} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Pi_{t_2} = \frac{2,1 \cdot 10^{-3}}{4,5 \cdot 10^{-3} \cdot 3,9 \cdot 10^{-3}} \approx 120.$$

b- $\pi < K$ par suite le système évolue spontanément dans le sens qui fait augmenter π ce qui correspond au sens de la réaction de formation du complexe.

3)a- Tous les ions SCN^- de la salive se sont transformés en ions $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$

$$n(\text{SCN}^-)_{\text{salive}} = n([\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+})_{\text{fiolle}} \text{ d'où}$$

$$[\text{SCN}^-]_{\text{salive}} = \frac{V_{\text{fiolle}}}{V_{\text{salive}}} [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}_{\text{fiolle}} = \frac{20 \text{ mL}}{0,25 \text{ mL}} 4,5 \cdot 10^{-5} \\ = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

b- $[\text{SCN}^-]_{\text{salive}} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} > 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; l'individu est un fumeur.



BAC-2021-MATH-CONTROLE

La synthèse d'un ester (**E**) se fait au laboratoire à partir de la réaction entre un acide carboxylique noté (**A**) et un alcool noté (**B**), en présence d'une faible quantité d'acide sulfurique concentré.

Dans une première expérience, on fait réagir à l'instant initial ($t = 0$) **0,1 mol** de (**A**) avec **0,1 mol** de (**B**). On suit l'évolution temporelle de la réaction par une méthode appropriée.

Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe (\mathcal{C}) de la figure 1, représentant l'évolution temporelle du nombre de moles n_A de l'acide (**A**) dans le mélange réactionnel.

(Δ) : étant la tangente à la courbe (\mathcal{C}) à l'origine des temps.

1) Citer le nom d'une méthode opératoire permettant de déterminer le nombre de moles n_A de l'acide (**A**) dans le mélange.

2) Montrer que la vitesse de la réaction de synthèse du composé

(**E**) peut s'écrire sous la forme : $v = -\frac{dn_A(t)}{dt}$.

3) En exploitant la courbe (\mathcal{C}) donnée par la figure 1 :

a- déterminer la vitesse de la réaction à l'instant $t = 0$;

b- calculer le taux d'avancement final τ_{f_1} de la réaction étudiée dans cette première expérience ;

c- justifier que la réaction étudiée est limitée ;

d- vérifier que la constante d'équilibre associée à la synthèse du composé (**E**) est : $K = 2,25$.

4) On réalise maintenant une deuxième expérience de façon analogue à l'expérience précédente mais, en utilisant initialement **0,2 mol** de l'acide (**A**) et **0,1 mol** de l'alcool (**B**). On constate que le nouveau taux d'avancement final de la réaction est égal à $\tau_{f_2} = 0,78$. Comparer τ_{f_1} et τ_{f_2} .

En déduire une manière d'améliorer le taux d'avancement final de la réaction étudiée.

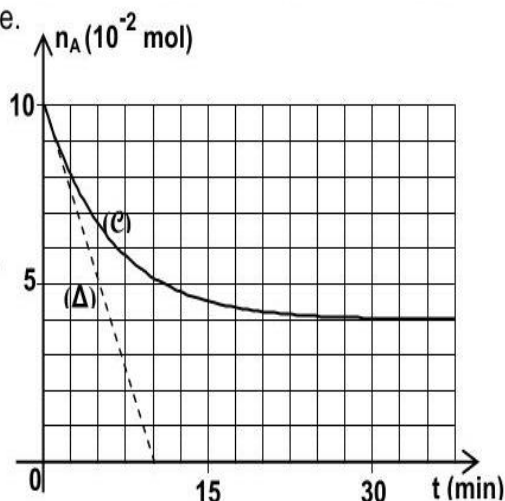


Figure 1

CORRECTION

1) Dosage acido-basique.

2) $v = \frac{dx(t)}{dt}$ or $n_A(t) = n_A(t=0) - x(t)$ ainsi $v = -\frac{dn_A(t)}{dt}$.

3)a- $\left(\frac{dn_A}{dt}\right)_{t=0} = -10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$ ainsi $v(0) = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$.

b- $\tau_{f_1} = \frac{x_{f_1}}{x_{\max}}$ or $x_{f_1} = 0,1 - 0,04 = 0,06 \text{ mol}$ et $x_{\max} = 0,1 \text{ mol}$ donc $\tau_{f_1} = 0,6$.

c- $\tau_{f_1} < 1$.

$$d- K = \frac{[\text{ester}]_{\text{éq}} [\text{eau}]_{\text{éq}}}{[\text{acide}]_{\text{éq}} [\text{alcool}]_{\text{éq}}} = \frac{(n_{\text{ester}})_{\text{éq}} (n_{\text{eau}})_{\text{éq}}}{(n_{\text{acide}})_{\text{éq}} (n_{\text{alcool}})_{\text{éq}}}$$

$$= \frac{(x_f)^2}{(0,1 - x_f)^2} \text{ or } x_f = 0,06 \text{ mol donc } K = 2,25.$$

4) $\tau_{f2} > \tau_{f1}$ par suite, pour améliorer le taux d'avancement final de la réaction étudiée, on utilise un excès de l'un des réactifs.

BAC-2021-TECHNIQUE-PRINCIPALE

Afin d'étudier la réaction d'estérification, on réalise un mélange formé de n_1 mol d'acide éthanoïque CH_3COOH et de n_2 mol d'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en phase liquide et à une température constante, auquel on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré pris comme catalyseur. L'équation qui symbolise cette réaction chimique est : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$.

L'étude expérimentale de cette réaction a permis de tracer la courbe (C) de la figure 1 traduisant l'évolution de la quantité de matière d'ester n_E formée au cours du temps.

- 1) Dresser le tableau descriptif en avancement x relatif à la réaction d'estérification.
- 2) Déterminer graphiquement l'avancement final x_f .
- 3) Lorsque l'équilibre chimique est atteint, on dose la quantité d'acide éthanoïque restant par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire $C_B = 1 \text{ mol.L}^{-1}$. On donne le volume de la solution nécessaire au titrage de l'acide éthanoïque seul à l'équivalence $V_{BE} = 14,3 \text{ mL}$.

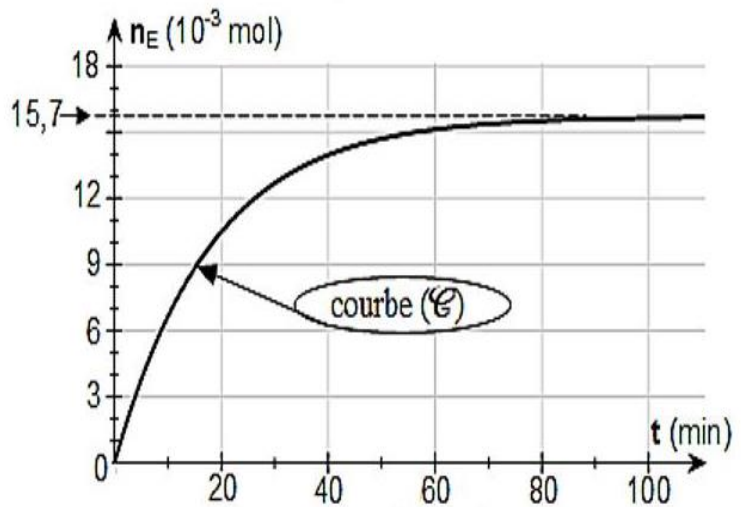


figure 1

Justifier que la quantité initiale d'acide éthanoïque est $n_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

- 4) Le taux d'avancement final de la réaction d'estérification est $\tau_f = 0,785$.
 - a- Préciser la propriété caractéristique de la réaction étudiée qui est confirmée par la valeur de τ_f .
 - b- Déterminer la valeur de l'avancement maximal x_{max} .
 - c- Justifier que : $x_{\text{max}} = n_2$.
 - d- Déterminer la valeur de la constante d'équilibre K relative à la réaction d'estérification.
- 5) a- Montrer que, si le mélange initial était équimolaire, le taux d'avancement final τ_f' s'écrit :

$$\tau_f' = \frac{\sqrt{K}}{1 + \sqrt{K}} \text{ . Calculer sa valeur.}$$

- b- Comparer τ_f et τ_f' . En déduire l'intérêt pratique du choix d'un mélange initial non équimolaire.

CORRECTION

1)	Equation chimique		$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$			
	Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
	initial	0	n_1	n_2	0	0
	intermédiaire	X	$n_1 - X$	$n_2 - X$	X	X
	final	X_f	$n_1 - X_f$	$n_2 - X_f$	X_f	X_f
2)	$x_f = 15,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$					
3)	A l'équivalence : $n_1 - x_f = C_B \cdot V_{BE}$ d'où $n_1 = C_B \cdot V_{BE} + x_f$ A.N : $n_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$					
4)	a-	La réaction d'estérification est limitée.				
	b-	$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}}$ d'où $x_{\max} = \frac{x_f}{\tau_f}$ A.N : $x_{\max} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$				
	c-	$x_{\max} < n_1$ alors $x_{\max} = n_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$				
	d-	$K = \frac{[\text{ester}]_{\text{éq}} [\text{eau}]_{\text{éq}}}{[\text{acide}]_{\text{éq}} [\text{alcool}]_{\text{éq}}} = \frac{(n_E)_{\text{éq}} (n_e)_{\text{éq}}}{(n_{ac})_{\text{éq}} (n_{al})_{\text{éq}}} = \frac{x_f^2}{(n_1 - x_f)(n_2 - x_f)}$ A.N : $K = 4$				
5)	a-	$K = \frac{x_f^2}{(n_0 - x_f)^2} = \frac{(\tau'_f x_{\max})^2}{(x_{\max} - \tau'_f x_{\max})^2}$ $\tau'_f = \frac{\sqrt{K}}{1 + \sqrt{K}}$ A.N : $\tau'_f = 0,667$				
	b-	$\tau_f > \tau'_f$ L'intérêt pratique du choix d'un mélange initial non équimolaire est de favoriser la formation de l'ester.				





BAC-2021-TECHNIQUE-CONTROLE

« Etude d'un document scientifique »

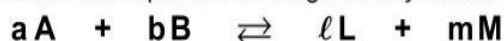
Équilibres chimiques

Soit une réaction du type : $aA + bB \rightarrow \ell L + mM$.

Après avoir attendu le temps suffisant pour qu'elle se produise (elle n'est pas obligatoirement instantanée), on dit qu'elle est totale si le réactif de départ en proportion la plus faible (les proportions employées n'étant pas obligatoirement celles de la réaction) a été consommé entièrement.

Dans le cas contraire, on dit qu'il y a équilibre : les produits d'arrivée et de départ coexistent alors, leurs proportions n'évoluant plus au cours du temps. Si A et B ne peuvent réagir complètement, c'est qu'au-delà d'un certain avancement de la réaction, la recombinaison de L et de M s'y oppose.

Un équilibre implique donc que, si A et B sont susceptibles de réagir de façon limitée, il en soit de même de L et de M, ce qu'on écrit :



Il semble que ce soit Claude Berthollet qui ait considéré, dès 1803, que les réactions inverses que représente une équation chimique sont limitées l'une par l'autre, de sorte que le système de départ évolue vers ce qu'il appelle déjà un « état d'équilibre » où tous les participants sont présents en quantités déterminées.

Cependant, ce n'est que soixante ans plus tard que les expériences de Marcelin Berthelot et Péan de Saint-Gilles (estérification, 1862) permirent d'étudier systématiquement l'équilibre chimique...

La première relation quantitative entre les proportions des corps en présence à l'équilibre est la loi d'action de masse, due à C. Guldberg et P. Waage (1867), qui n'était fondée que sur des considérations empiriques, mais qui s'est révélée exacte par la suite (Hortsmann, 1873).

D'après un article écrit par : Pierre SOUCHAY universalis.fr/encyclopedie

- 1) En se référant au texte :
 - a- Donner la définition d'une réaction totale ;
 - b- Relever deux passages dont l'un caractérise l'état d'équilibre chimique à l'échelle macroscopique et l'autre à l'échelle microscopique.
- 2) La réaction d'estérification étudiée par Marcelin Berthelot et Péan de Saint-Gilles est modélisée par l'équation :

$$R-COOH + R'-OH \rightleftharpoons R-COO-R' + H_2O .$$
 - a- Donner l'expression de la loi d'action de masse relative à cette réaction d'estérification.
 - b- Pour un mélange équimolaire d'acide et d'alcool mis en réaction, le taux d'avancement final de la réaction est $\tau_f = 0,667$.
 - Préciser en le justifiant si cette réaction est totale ou limitée.
 - Montrer que la constante d'équilibre relative à cette réaction s'écrit : $K = \frac{\tau_f^2}{(1-\tau_f)^2}$. La calculer.

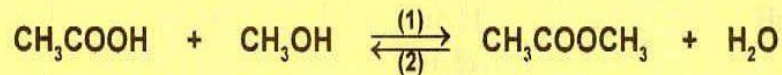
CORRECTION

1)	a-	Une réaction est totale si le réactif de départ en proportion la plus faible (les proportions employées n'étant pas obligatoirement celles de la réaction) a été consommé entièrement.
	b-	<p>A l'échelle macroscopique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - les produits d'arrivée et de départ coexistent alors, leurs proportions n'évoluant plus au cours du temps ou - tous les participants sont présents en quantités déterminées. <p>A l'échelle microscopique :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Si A et B ne peuvent réagir complètement, c'est qu'au-delà d'un certain avancement de la réaction, la recombinaison de L et de M s'y oppose ou - les réactions inverses que représente une équation chimique sont limitées l'une par l'autre.
2)	a-	$\Pi_{\text{éq}} = \frac{[\text{RCOOR'}]_{\text{éq}} [\text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}{[\text{RCOOH}]_{\text{éq}} [\text{R'OH}]_{\text{éq}}} = K$
	b-	<p>$\tau_f < 1$ l'estérification est une réaction limitée.</p> $K = \frac{x_f^2}{(n_0 - x_f)^2} \text{ et } \tau_f = \frac{x_f}{x_m} \text{ d'ou } K = \frac{n_0^2 \tau_f^2}{(n_0 - n_0 \tau_f)^2} = \frac{\tau_f^2}{(1 - \tau_f)^2}$ <p>A.N : K = 4</p>



BAC-2021-SC-EXPRIMENTALES -CONTROLE

On se propose d'étudier l'équilibre estérification-hydrolyse modélisé par l'équation chimique suivante :



À la température de l'expérience, la constante d'équilibre relative à la réaction (1) est : $K = 4$.

À une température θ convenable, on prépare, à l'instant $t = 0$, un mélange réactionnel (M) renfermant n_1 mol d'acide éthanoïque (CH_3COOH), n_1 mol de méthanol (CH_3OH), n_2 mol d'éthanoate de méthyle ($\text{CH}_3\text{COOCH}_3$) et n_2 mol d'eau (H_2O), auquel on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré de volume négligeable. On suit expérimentalement l'évolution de la composition du mélange (M) au cours du temps. Les mesures faites permettent de tracer les courbes (\mathcal{C}_1) et (\mathcal{C}_2) de la figure 1 traduisant l'évolution au cours du temps respectivement, de la quantité de matière n_A de l'acide éthanoïque et celle de l'avancement x relatif à la réaction ayant lieu spontanément dans le mélange (M).

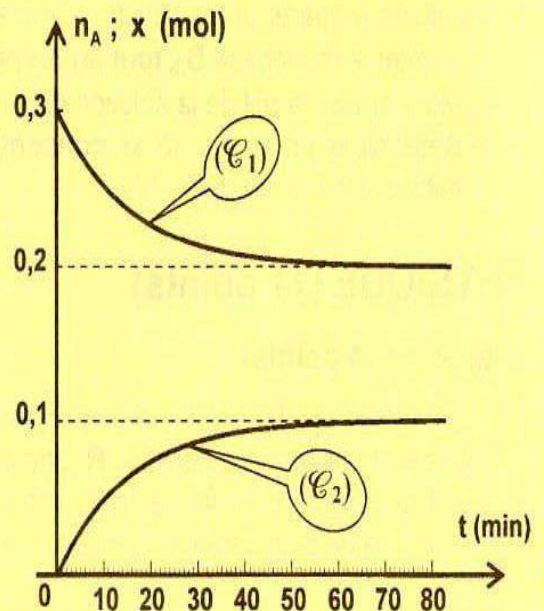


Figure 1

- 1) En exploitant les courbes de la figure 1 :
 - a- préciser en le justifiant, si le système chimique du mélange (M) évolue, à partir de l'instant $t = 0$, dans le sens de la réaction d'estérification ou de celle d'hydrolyse ;
 - b- dresser alors, le tableau descriptif en avancement x relatif à la réaction ayant lieu spontanément ;
 - c- déterminer la valeur de n_1 et celle de l'avancement final x_f de la réaction ayant lieu spontanément.
- 2) Déduire la valeur de n_2 et celle du taux d'avancement final τ_f de la réaction ayant lieu spontanément.
- 3) Déterminer la composition du mélange réactionnel à l'équilibre chimique.
- 4) On aurait pu obtenir la même composition du mélange réactionnel à l'équilibre chimique que précédemment, mais en partant d'un mélange initial équimolaire renfermant uniquement n_0 mol d'acide éthanoïque et n_0 mol de méthanol.
 - a- Déterminer la valeur de n_0 .
 - b- Calculer la nouvelle valeur du taux d'avancement final τ'_f dans ces conditions.

CORRECTION

1) a- n_A diminue au cours du temps \Rightarrow le système chimique évolue spontanément dans le sens de la réaction d'estérification

b-

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$			
Etat du système	Avancement	Nombre de mol en mol			
t_{initial}	0	n_1	n_1	n_2	n_2
T	X	$n_1 - X$	$n_1 - X$	$n_2 + X$	$n_2 + X$
t_{final}	X_f	$n_1 - X_f$	$n_1 - X_f$	$n_2 + X_f$	$n_2 + X_f$

c- $n_1 = 0,3 \text{ mol}$ et $x_f = 0,1 \text{ mol}$

$$2) K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOCH}_3]_{\text{éq}} [\text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}} [\text{CH}_3\text{OH}]_{\text{éq}}} = \frac{(n_2 + x_f)^2}{(n_1 - x_f)^2} \Rightarrow \text{or } 2 = \frac{(n_2 + x_f)}{(n_1 - x_f)} \Rightarrow n_2 = 0,3 \text{ mol}$$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{1}{3}$$

3) $n_A = n_{AI} = n_1 - x_f = 0,2 \text{ mol}$
 $n_{\text{ester}} = n_{\text{eau}} = n_2 + x_f = 0,4 \text{ mol}$

$$4) \text{ a- } K = \frac{(0,4)^2}{(n_0 - 0,4)^2} \Rightarrow \text{or } 2 = \frac{(0,4)}{(n_0 - 0,4)} \Rightarrow n_0 = 0,6 \text{ mol}$$

$$\text{ b- } \tau_f' = \frac{x_f'}{x_{\text{max}}'} = \frac{0,4}{0,6} = \frac{2}{3}$$



09 JUL 2021

