



Taki Academy
www.takiacademy.com

Sciences physiques

Classe : 4^{ème} Math (Gr standard)

Serie I 4 chimie

(Estérification- loi d'action de masse)

Prof : Karmous Med



📍 Sousse (Khezama - Sahloul) Nabeul / Sfax / Bardo / Menzah El Aouina /
Ezzahra / CUN / Bizerte / Gafsa / Kairouan / Medenine / Kébili / Monastir /
Gabes / Djerba / Jendouba / Sidi Bouzid / Siliana / Béja / Zaghouan



www.takiacademy.com



73.832.000



Exercice 1



On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$

On réalise un mélange renfermant **9,2 g** d'acide méthanoïque (HCOOH) et **9,2 g** d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

1°) a – Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.

b – Montrer que le mélange initial est équimolaire.

2°) On répartit ce mélange en différents échantillons de volume **V** chacun, qui sont placés, à la date **t = 0 s**, dans un bain – marie à **100°C**. A différentes dates, on dose l'acide restant dans chaque échantillon par une solution de soude **NaOH** de concentration molaire **$C_B = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$** .

a – Dresser le tableau d'évolution de la réaction d'estérification.

b – Exprimer l'avancement **x** de la réaction en fonction de **C_B** , **V_B** et **n_0** (**n_0** étant le nombre de mole d'acide initial dans le volume **V** d'un échantillon).

c – Montrer que le taux d'avancement de la réaction à une date **t** s'écrit :

$$\tau = 1 - \frac{0,5 \cdot V_B}{n_0}$$

d – La courbe ci-dessous représente la variation du taux d'avancement de la réaction en fonction du volume **V_B** de soude ajouté à l'échantillon.

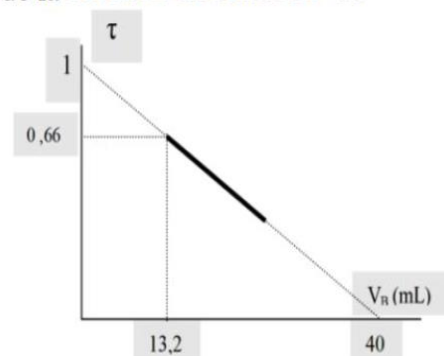
*En déduire, de la courbe, la valeur de **n_0** .

*Sur quel caractère de la réaction nous renseigne la courbe ?

3°) a – Enoncer la loi d'action de masse.

b – Lorsque l'équilibre dynamique est atteint on a **$V_B = 13,2 \text{ mL}$** . Déterminer alors la composition du mélange dans chaque échantillon.

c- En déduire la constante d'équilibre **K** de la réaction.

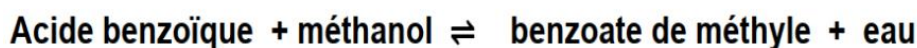


Exercice 2



Concours de Réorientation de **Monastir session 2021**

Le benzoate de méthyle est un ester utilisé en parfumerie. Il est possible de le synthétiser selon la réaction modélisée par l'équilibre suivant :



A **t=0s** et dans un ballon surmonté d'un réfrigérant, montage dit « à reflux », on introduit **9.10^{-2} mol** d'acide benzoïque et **9.10^{-2} mol** de méthanol. On chauffe le mélange pendant une durée suffisante pour que l'équilibre chimique soit atteint.

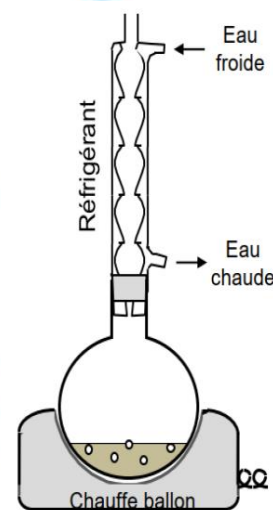


Figure-1

1.
 - a. Donner le nom de la réaction se déroulant dans le mélange.
 - b. Justifier que le chauffage du mélange n'influe pas sur sa composition à l'équilibre chimique.
 - c. Préciser le rôle du réfrigérant dans cette expérience.
2. La quantité d'acide benzoïque restant dans le mélange après l'atteinte de l'équilibre chimique est dosée par une solution de soude de concentration molaire $C_B = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$, en présence de deux gouttes de phénol-phtaleïne (un indicateur coloré). Ce dosage montre qu'il reste 3.10^{-2} mol d'acide benzoïque.
- a. Annoter le schéma de l'expérience de dosage donné par la **figure-2** de la page annexe à rendre avec la copie.
- b. Préciser le rôle de la phénol-phtaleïne pour ce dosage.
- c. Déterminer la composition du mélange à l'équilibre chimique.
- d. Calculer la constante d'équilibre et le taux d'avancement final τ_f de la réaction.
3.
 - a. Calculer le volume de soude nécessaire pour atteindre le point d'équivalence lors du dosage précédent.
 - b. Combien de fois doit-on remplir une burette de **25 mL** pour achever ce dosage?
 - c. Pour rendre plus simple l'opération du dosage, il est commode de remplir la burette une seule fois. Déterminer la valeur minimale $C_{B,\min}$ de la concentration molaire de la solution de soude pour qu'on puisse remplir la burette une seule fois.
4. Il est possible d'augmenter le taux d'avancement final de la réaction précédente en mélangeant initialement n_A moles d'acide benzoïque et n_B moles de méthanol ; tel que $n_A < n_B$.
 - a. Soit τ'_f le nouveau taux d'avancement final de la réaction. Montrer que la constante d'équilibre s'écrit :

$$K = \frac{(\tau'_f)^2}{(1 - \tau'_f) \left(\frac{n_B}{n_A} - \tau'_f \right)}$$
 - b. Déterminer le rapport $\frac{n_B}{n_A}$ donnant un taux d'avancement final $\tau'_f = 0,88$.

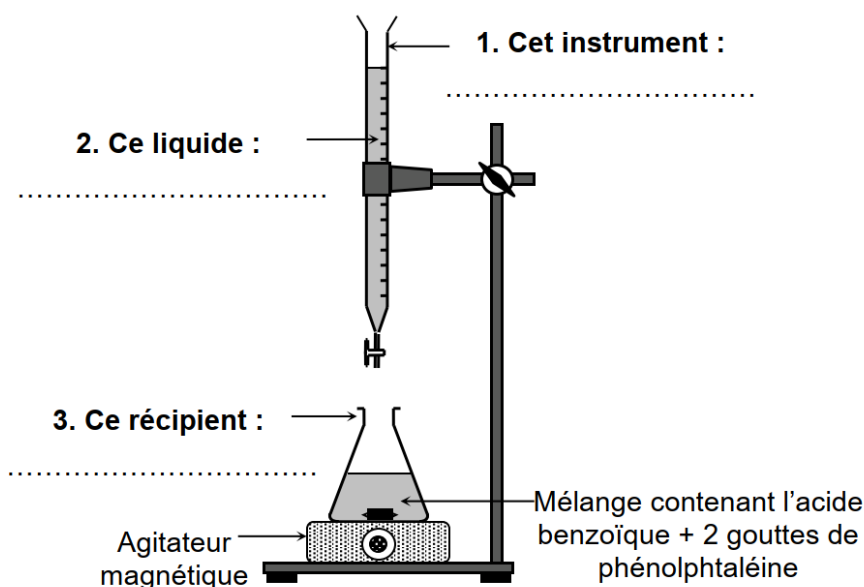
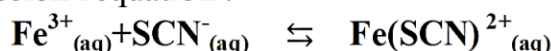


Figure-2

Exercice 3



On se propose d'étudier une réaction de formation de l'ion thiocyanatofer (III) de formule $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ et de couleur rouge. En solution aqueuse, des ions ferrique Fe^{3+} réagissent avec des ions thiocyanate SCN^- selon l'équation :



À un volume $V = 10 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse solution de chlorure de fer (III) ($\text{Fe}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$) de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute un même volume V d'une solution aqueuse de thiocyanate de potassium ($\text{K}^+ + \text{SCN}^-$) à la même concentration C .

- 1- Dresser un tableau d'avancement de la réaction en fonction de l'avancement x .
- 2- La concentration des ions du complexe $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}_{(\text{aq})}$ obtenu en fin de réaction est $[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}_{(\text{aq})}]_f = 3,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a- Calculer τ_f le taux d'avancement final de la réaction.
 - b- Déterminer la composition molaire finale du mélange.
 - c- Montrer que la constante d'équilibre K s'écrit de la forme $K = 2 \cdot 10^2 \frac{\tau}{(1-\tau)^2}$
 - d- Calculer K
- 3- Le mélange précédent étant à équilibre, on ajoute de l'eau distillée jusqu'à obtenir un volume $V' = 40 \text{ mL}$ de solution.
 - a- Préciser en le justifiant le sens de déplacement de l'équilibre précédent.
 - b- Déterminer la nouvelle concentration de $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$, quand l'équilibre s'établit de nouveau.

Exercice 4



En solution aqueuse les ions $\text{Co}(\text{NH}_3)_2^{2+}$ réagissant avec l'ammoniac NH_3 pour donner les ions $\text{Co}(\text{NH}_3)_3^{2+}$ selon l'équation : $\text{Co}(\text{NH}_3)_2^{2+} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_3^{2+}$.

1°/ A $t=0$ et à une température T , on mélange un volume $V_1=80\text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ions $\text{Co}(\text{NH}_3)_2^{2+}$ de concentration $C_1=0.5\text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2=120\text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ammoniac NH_3 de concentration C_2 pour obtenir un mélange équimolaire des deux ions de volume V .

- a- Dresser le tableau d'avancement de cette réaction. On notera n_0 le nombre de moles commun aux deux ions à l'état initial
- b- Calculer la valeur de la concentration C_2 .
- c- Montre que la constante d'équilibre K relative à l'équation de la réaction peut se mettre sous la forme : $K = \frac{\tau_f \cdot V}{n_0(1 - \tau_f)^2}$; τ_f est le taux d'avancement final de la réaction.

d- Calculer K sachant que la concentration de l'ion $\text{Co}(\text{NH}_3)_3^{2+}$ à l'équilibre chimique est $0,1\text{ mol.L}^{-1}$.

2°/ On prélève deux volumes $V_{01}=V_{02}=50\text{ mL}$ du mélange obtenu à l'équilibre et on les verse respectivement dans deux fioles jaugées (F_1) et (F_2) de contenance 100 mL .

- a- Pour la fiole (F_1), on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge avec une solution aqueuse contenant $n_1=0,01\text{ mol}$ d'ions $\text{Co}(\text{NH}_3)_2^{2+}$
 - a-1- Préciser en le justifiant dans quel sens doit évoluer le système.
 - a-2- Déterminer la composition du mélange réactionnel lorsque le nouveau équilibre est établi.
- b- Dans la fiole (F_2) on ajoute de l'eau distillée sans atteindre le trait de jauge. Préciser en le justifiant dans quel sens doit évoluer le système.