



On utilise en parfumerie des esters odorants en particulier le benzoate de méthyle de formule  $C_6H_5-COO-CH_3$ . On obtient celui-ci par une réaction d'estérification entre l'acide benzoïque et un alcool A en présence d'acide sulfurique.

Constante d'équilibre K associée à cette estérification  $K = 4$

1- Donner le nom de l'alcool A

2- Donner la formule semi-développée de l'acide benzoïque.

3- Écrire l'équation de la réaction d'estérification.

4- Dans le cas d'une estérification qui serait réalisée à partir d'un mélange équimolaire de réactifs (0,20 mol d'alcool A et 0,20 mol d'acide benzoïque) :

4.1 Dresser le tableau d'avancement correspondant à cette transformation chimique.

4.2 Écrire l'expression littérale du quotient de réaction à l'équilibre  $Q_{r, \text{éq}}$ , donner sa valeur et en déduire la valeur de l'avancement  $x_{\text{éq}}$  à l'équilibre.

4.3 Exprimer le taux d'avancement final  $\tau$  de cette réaction puis le calculer.

4.4 Déterminer la composition du mélange final.

4.5 On réalise un nouveau mélange initial (0,50 mol d'alcool A et 0,20 mol d'acide benzoïque). Calculer la valeur de l'avancement  $x'_{\text{éq}}$  à l'équilibre. On aura à résoudre une équation du second degré.

4.6 En déduire le taux d'avancement final

4.7 Que peut-on conclure de l'influence des proportions initiales des réactifs sur le déplacement de l'équilibre ?

Données :	
Composés	Masse molaire ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
Benzoate de méthyle	136
Acide benzoïque	122
Alcool A	32

On réalise la synthèse de l'éthanoate de benzyle en mélangeant 0,30 mol d'acide éthanoïque et 0,30 mol d'alcool benzylique de formule  $C_6H_5CH_2OH$ .

À l'équilibre, il reste 0,10 mol d'acide éthanoïque et 0,10 mol d'alcool benzylique dans le milieu réactionnel. On élimine alors 0,15 mol d'eau à l'aide d'un dispositif approprié.

1. Donner l'équation de la réaction de cette synthèse.

2. Déterminer les quantités de matière des espèces présentes à l'équilibre.

3. En déduire le taux d'avancement final (équilibre) et déterminer la valeur de la constante K d'équilibre.

4. Calculer le quotient de réaction  $Q_r$  après élimination de l'eau. Dans quel sens le système chimique va-t-il alors évoluer. Quel est l'intérêt de cette méthode ?

5. En pratique, on élimine l'eau au fur et à mesure de sa formation. Expliquer qualitativement pourquoi l'état d'équilibre est déplacé.

A- Préparation du mélange initial : On veut mélanger 0,5 mole de pentan-1-ol  $C_5H_{12}O$  et 0,5 mole d'acide méthanoïque  $H_2CO_2$ .

1- Montrer que les volumes d'alcool et d'acide mélangés sont respectivement  $55\text{cm}^3$  et  $19,2\text{cm}^3$

On donne :  $M(C) = 12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $M(H) = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $M(O) = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse volumique de l'alcool :  $\rho_{\text{al}} = 0,8\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$  et la masse volumique de l'acide est  $\rho_{\text{ac}} = 1,2\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ .

2- Pourquoi le ballon dans lequel se fait le mélange doit-il être placé dans la glace au cours de cette préparation ?

B- Estérification à chaud et à température constante : Le mélange précédent est retiré de la glace puis placé dans un bain marie d'eau chaude à une température constante.

1- On prélève un volume  $V = 2\text{cm}^3$  du mélange toute les cinq minutes et après refroidissement, on dose l'acide restant avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_B = 1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et en présence de phénolphtaléine.

a- Quel est le but de ce refroidissement ?

b- Faire un schéma annoté du dispositif du dosage.

c- Quelle coloration doit-on observer pour repérer le point d'équivalence ?

2t Calculer la quantité d'acide  $n_0$  contenue dans  $2\text{cm}^3$  du mélange.

3- Dresser un tableau descriptif d'évolution du système chimique au cours du temps.

4- On donne la constante d'équilibre relative à la réaction étudiée :  $K = 4$ .

a- Déterminer l'avancement final  $x_f$  de la réaction lorsque le système chimique est en état d'équilibre.

b- Calculer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  de la réaction étudiée puis en déduire le taux d'avancement final.

5- Calculer la quantité d'acide restant dans  $2\text{cm}^3$  du mélange lorsque le système chimique est en état d'équilibre.

6- En déduire la valeur du volume  $V_{\text{BE}}$  versé pour doser l'acide restant à l'équilibre.