

**ACIDE FAIBLE, BASE FAIBLE****Exercice 1 :**

1. Le pH d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est égal à 7,9.
 - a) Montrer que l'ion méthanoate est une base faible.
 - b) calculer la concentration des espèces chimiques en solution.
2. En déduire la constante d'acidité K_a du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ ainsi que son $\text{p}K_a$.
3. Une solution d'acide éthanoïque de concentration C_a a un $\text{pH} = 3,9$. Calculer la concentration C_a de cette solution. On donne $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.

Exercice 2 :

On mélange $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_b = 30 \text{ mL}$ d'une solution d'éthanoate de sodium obtenue en dissolvant $m = 656 \text{ mg}$ d'éthanoate de sodium dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'eau pure. Quel est le pH de la solution ainsi préparée.
 $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.

Exercice 3 :

Données : $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$; $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

1. On considère une solution S_1 d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a) Montrer que le pH de cette solution peut se mettre sous la forme $\text{pH} = 1/2(\text{p}K_a - \log C_a)$. Calculer sa valeur. On admettra que la solution n'est ni trop diluée ni trop concentrée.

b) Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide éthanóique dans cette solution.

2. On considère une solution S2 d'ammoniac de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

a) Montrer que le pH de cette solution peut s'écrire :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{pK}_a + \log C_b).$$

Calculer sa valeur. On admettra que la solution n'est ni trop diluée ni trop concentrée.

b) calculer le coefficient d'ionisation β de l'ammoniac dans cette solution.

3. On mélange un volume V de S1 et un égal volume V de S2;

a) la réaction spontanée qui se réalise est-elle totale ?

b) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

Exercice 4 :

On prélève $V_0 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanóique de concentration $C_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; On ajoute un volume variable V d'eau distillée.

1. Proposer un montage pour réaliser cette expérience.
2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
3. Soit C la nouvelle concentration de la solution. Etablir la relation entre C , C_0 , V_0 , et V .

V(mL)	0	10	20	40	60	90
pH	3,37	3,52	3,61	3,72	3,80	3,87
C						
pC = $-\log C$						

4. on mesure le pH des solutions obtenues pour différentes valeurs de V. Compléter le tableau. Tracer la courbe $\text{pH} = f(-\log C)$ et en déduire l'équation de la courbe obtenue.

a) Mettre cette équation sous la forme :

$$\text{pH} = 1/2 (\text{constante} + \text{pC}).$$

b) En déduire la valeur du pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et la constante d'acidité K_a .

Exercice 5 :

On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ de concentration molaire volumique $C_a = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$. (On posera $\text{pC}_a = -\log C_a$ et $C_a = 10^{-\text{pC}_a}$). La constante d'acidité du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ est $K_a = 6,31 \cdot 10^{-5}$.

1. Donner les valeurs du pK_a du couple et de pC_a .
2. En considérant que la quantité de matière d'ions OH^- présents est négligeable devant celle des ions H_3O^+ d'une part et puis d'autre part C_a très grande devant $[\text{H}_3\text{O}^+]$, montrer que $[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a \cdot C_a)^{\frac{1}{2}}$; en déduire l'expression du pH de la solution et le calculer.
3. Définir le degré d'ionisation α d'un acide. Le calculer pour l'acide benzoïque dans la solution.
4. On considère, de façon plus générale, un acide de formule HA , de concentration molaire volumique C_a . La constante d'acidité du couple HA/A^- est K_a .
 - a) En posant $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$, établir l'équation $x^2 + K_a x - K_a C_a = 0$.
 - b) Dans le cas où la concentration est très inférieure à K_a ($C_a/K_a \ll 1$), montrer que $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a$ et en déduire l'expression simple du pH. Que vous suggère ce résultat ?
 - c) Dans le cas inverse ($C_a/K_a \gg 1$), montrer que

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \text{pC}_a). \text{ Conclure.}$$

La correction se fera dans la [plateforme](#) et dans les groupes [Télégramme de Cours en ligne](#).

Pour en faire partie, Regarde cette vidéo 📌 📌

<https://youtu.be/b8hEM7Y2rDg>

