

SERIE D'EXERCICES SUR C7 : ACIDES ET BASES FAIBLES, COUPLES ACIDE-BASE-CONSTANTE D'ACIDITE ET CLASSIFICATION DES COUPLES ACIDE-BASE
Exercice n°1 :

- a) Définir ce qu'est un acide de Brönsted, une base de Brönsted. Citer quelques exemples courants.
- b) Qu'est-ce qu'un acide faible ? Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau.
- c) L'éthylamine ($C_2H_5NH_2$) a un $pK_a = 10,7$. Quelle est l'espèce chimique prédominante dans une solution de pH : 2,7 ? 10,7 ? 12,8 ?
- d) Comparer l'acidité de l'acide fluorhydrique HF ($pK_a = 3,2$) et de l'acide cyanhydrique HCN ($pK_a = 9,2$). Que dire de la basicité de leurs bases conjuguées ?
- e) Quels sont les couples de l'eau ? Quels sont les pK_a associés ?
- f) Qu'est-ce qu'un indicateur coloré ?
- g) Une solution aqueuse de base, de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, a un pH = 11, 7. S'agit-il d'une base forte ou faible ?

Exercice n°2 :

On prépare une solution en mettant une masse $m = 0,32 \text{ g}$ de chlorure d'ammonium dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'eau sans variation de volume. Le pH de la solution obtenue est $\text{pH} = 5,2$.

- 1/ Montrer que l'ion ammonium est un acide faible.
- 2/ Ecrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure d'ammonium et celle de l'ion ammonium avec l'eau.
- 3/ Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution.
- 4/ Définir la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction et calculer sa valeur.
- 5/ En déduire l'espèce prédominante dans la solution (On ne tiendra pas compte des ions chlorure).

Exercice n°3 :

On prélève $V_0 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanóïque 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 .
- 4/ On mesure le pH des solutions obtenues pour différentes valeurs de V . Compléter le tableau et tracer la courbe $\text{pH} = f(-\log C)$.

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

- a/ Déterminer l'équation de la courbe obtenue.
 - b/ Mettre cette équation sous la forme : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{constante} + \text{pC})$.
- En déduire la valeur de la constante d'acidité K_a de l'acide éthanóïque et son pK_a .

Exercice n°4 :

On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque C_6H_5COOH 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 $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$ 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 $[H_3O^+]$, montrer que $[H_3O^+] = (K_a \cdot C_a)$



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 $x=[H_3O^+]$, 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 $[H_3O^+] = C_a$ et en déduire une expression simple du pH. Que vous suggère ce résultat ?

c) Dans le cas inverse ($(C_a/K_a) \gg 1$), montrer que $pH = \frac{1}{2} (pK_a + pC_a)$. Conclure.

Exercice n°5 :

1/ On désigne par A_1H l'acide éthanoïque CH_3COOH , par A_1^- sa base conjuguée; A_2H l'acide chloroéthanoïque $CH_2ClCOOH$, par A_2^- sa base conjuguée; A_3H l'acide dichloroéthanoïque $CHCl_2COOH$, par A_3^- sa base conjuguée; et par A_4H l'acide trichloroéthanoïque CCl_3COOH , par A_4^- sa base conjuguée.

a/ Le pH d'une solution aqueuse de A_1H de concentration molaire $C_1=0,01\text{mol/L}$ vaut $pH_1=3,4$. Montrer par calcul que l'acide éthanoïque A_1H est un acide faible. En déduire sa constante d'acidité K_{a1} et son pK_{a1} .

b/ Dans une solution aqueuse de A_3H dont le pH a pour valeur $pH_3=1,3$; les concentrations molaires des espèces conjuguées A_3H et A_3^- sont égales.

En déduire donc la constante d'acidité K_{a3} et le pK_{a3} , du couple A_3H/A_3^- .

c/ Dans une solution aqueuse de A_4H de pH égale à $pH_4=1$; le coefficient de dissociation $\alpha = 67\%$.

En déduire que l'acide A_4H est un acide faible et calculer la constante d'acidité K_{a4} et le pK_{a4} , du couple A_4H/A_4^- .

2/ L'étude quantitative d'une solution aqueuse de A_2H montre que le pK_a du couple A_2H/A_2^- est égal à $pK_{a2}=2,9$.

a/ Dresser un tableau permettant de classer les 4 acides et les 4 bases conjuguées. Que remarque-t-on ?

b/ Préciser l'influence sur les propriétés acides du remplacement de 1; 2 ou 3 atomes d'hydrogène du groupe méthyle ($-CH_3$) par 1; 2 ou 3 atomes de chlore.

Exercice n°6 :

Un groupe d'élèves trouve dans le labo de chimie de leur lycée, une bouteille contenant une substance solide blanche d'acide carboxylique noté $C_nH_{2n+1}-COOH$.

1/ Détermination du pK_a du couple $C_nH_{2n+1}-COOH / C_nH_{2n+1}-COO^-$:

Ils préparent une solution de cet acide carboxylique de concentration molaire $C = 6,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ et de $pH = 3$ en dissolvant une masse m de l'acide dans un volume d'eau pure.

1.1/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide carboxylique et l'eau.

1.2/ Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.

1.3/ Montrer que le $pK_a (C_nH_{2n+1}-COOH/C_nH_{2n+1}-COO^-) = 4,78$.

2/ Identification de l'acide carboxylique:

Afin d'identifier cet acide carboxylique, le groupe d'élèves décide de préparer une solution en dissolvant successivement des masses m_i de cet acide carboxylique de masse molaire M dans un volume $V = 1\text{L}$ d'eau pure. On négligera la variation de volume consécutive à la dissolution de cet acide carboxylique.

A l'aide d'un pH-mètre, ils mesurent les différentes valeurs du pH de la solution. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

pH	3,30	3,28	3,19	3,13	3,08	3,04	3,01
log (m)	-0,04	0,00	0,18	0,30	0,39	0,48	0,54

2.1/ Sachant que le pH de la solution s'écrit sous la forme: $pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C)$; déduire l'expression du pH de la solution en fonction de pK_a , m , M et V .

2.2/ Tracer la courbe $pH = f(\log m)$. Echelle: abscisse: 1cm pour 0,05 ; ordonnée: 1 cm 0,25

2.3/ Montrer, à partir de la courbe, que le pH peut se mettre sous la forme: $pH = a \log m + b$ relation où a et b sont des constantes dont on déterminera les valeurs.

2.4/ Déduire des questions précédentes une valeur approchée de la masse molaire M de cet acide carboxylique.

2.5/ Déterminer la formule brute de l'acide carboxylique, puis en déduire sa formule semi-développée et son nom.

Fin de la série

