



SERIE D'EXERCICES SUR ACIDES FAIBLES – BASES FAIBLES

EXERCICE 1 :

- Définir ce qu'est un acide de Brönsted, une base de Brönsted. Citer quelques exemples courants.
- Qu'est-ce qu'un acide faible ? Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau.
- 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 ?
- 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 ?
- Quels sont les couples de l'eau ? Quels sont les pK_a associés ?
- Qu'est-ce qu'un indicateur coloré ?
- 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 2 :

Données : Les pK_a des couples acido-basiques $CH_3 - NH_3^+ / CH_3 - NH_2$ (ion méthylammonium / méthylamine) CH_3-COOH/CH_3-COO^- (acide éthanoïque/ion éthanoate) sont respectivement de 10,8 et 4,8.

On dispose de cinq béchers contenant chacun une solution aqueuse d'un des composés cités ci-dessous. Les solutions sont de même concentration molaire.

Numéro du bécher	1	2	3	4	5
Nom du composé	Acide nitrique	Chlorure de méthylammonium	Ethanoate de sodium	Hydroxyde de sodium	Acide éthanoïque

- Ecrire les équations-bilans des réactions de chacun de ces composés avec l'eau. En déduire quelles solutions sont acides et quelles solutions sont basiques.
- Classer, par ordre de pH croissant, les cinq solutions. Justifier ce classement, sans calcul.

Exercice 3 :

$pK_a (CH_3COO^- / CH_3COOH) = 4,8$.

On considère une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.
- Montrer que le pH de cette solution peut se mettre sous la forme : $pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_a)$. Calculer sa valeur. On admettra que la solution d'acide n'est ni trop diluée ni trop concentrée.
- Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide éthanoïque dans cette solution.

Exercice 4 :

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

- Proposer un montage pour réaliser cette expérience.
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- Soit C la nouvelle concentration de la solution. Etablir la relation entre C , C_0 , V_0 et V .
- On mesure le pH des solutions obtenues pour différentes valeurs de V . Compléter le tableau et tracer la courbe $pH = f(-\log C)$.

V(mL)	0	10	20	40	60	90
pH	3,37	3,52	3,61	3,72	3,80	3,87

C						
pC = -logC						

4.a- Déterminer l'équation de la courbe obtenue.

4.b- Mettre cette équation sous la forme : $pH = \frac{1}{2} (constante + pC)$.

En déduire la valeur de la constante d'acidité K_a de l'acide éthanoïque et son pK_a .

Exercice 5 :

On donne le tableau suivant :

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	rose	3-4,5	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	6-7,6	bleu

- Déterminer le pK_a des couples acide-base formant les indicateurs colorés.
- A partir de quelle concentration l'acide formique fait-il virer l'hélianthine au rose ?
 $pK_a(HCOOH/HCOO^-)=3,8$.

Exercice 6 :

On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque C_6H_5COOH de concentration molaire volumique $C_a=5,0 \cdot 10^{-2} mol \cdot L^{-1}$. (On posera $pC_a = -\log C_a$ et $C_a = 10^{-pC_a}$). La constante d'acidité du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$ est $K_a=6,31 \cdot 10^{-5}$.

- Donner les valeurs du pK_a du couple et de pC_a .
- 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 $[H_3O^+] = (K_a \cdot C_a)^{1/2}$; en déduire l'expression du pH de la solution et le calculer.
- Définir le degré d'ionisation α d'un acide. Le calculer pour l'acide benzoïque dans la solution.
- 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 .
 - En posant $x=[H_3O^+]$, établir l'équation $x^2 + K_a x - K_a C_a = 0$.
 - 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 ?
 - Dans le cas inverse ($\{C_a/K_a\} \gg 1$), montrer que $pH = \frac{1}{2} (pK_a + pC_a)$. Conclure.

Exercice 7 :

Une solution aqueuse d'acide 2-bromopropanoïque noté HA_1 de concentration molaire $C=5 \cdot 10^{-2} mol \cdot L^{-1}$ a un $pH=2,2$. Une solution aqueuse d'acide 3-bromopropanoïque noté HA_2 de même concentration molaire que la solution précédente a un $pH=2,7$.

- Écrire les équations-bilan relatives aux actions des deux acides sur l'eau.
- Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
- Calculer les coefficients de dissociation α_1 et α_2 des deux acides HA_1 et HA_2 dans les solutions étudiées.

La comparaison des valeurs de α_1 et α_2 suffit-elle pour classer les acides HA_1 et HA_2 suivant leur force ? Justifier la réponse.

4) Calculer pK_{A1} et pK_{A2} relatifs aux deux couples.

5) On donne le tableau suivant à compléter :

Acide	Acide propanoïque	Acide 2,2-dibromopropanoïque	Acide 2,3-dibromopropanoïque	HA_1	HA_2
pK_A	4,9	1,5	2,2

Classer, par force croissante, les cinq acides. En déduire l'influence sur leur force :
 - du nombre d'atomes de brome dans la molécule ;
 - de la position des atomes de brome dans la molécule.