

Exercice 1 : Pré BAC (P.B.)

A 25°C , on désire préparer une solution tampon S de $pH = 9,2$ en mélangeant une solution décimolaire d'acide chlorhydrique (concentration égale à 10^{-1}mol.L^{-1}) avec une solution d'ammoniac de concentration molaire $5.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$. Le pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est 9,2.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction acide-base qui se produit.
2. Calcule les volumes V_A de la solution d'acide chlorhydrique et V_B de la solution d'ammoniac à utiliser pour obtenir 150mL de la solution S.
3. Détermine les concentrations molaires des diverses espèces chimiques présentes dans la solution

Exercice 2 : (P.B.)

On dispose d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,10\text{mol.L}^{-1}$ et d'une solution de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_3\text{Cl}$ de concentration $5.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ et de $pH = 6$.

1. Détermine le pH de la solution d'hydroxyde de sodium.
2. Le pK_a du couple $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_2$ est 10,7. Quelle est l'espèce prédominante dans la solution de $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH}_3\text{Cl}$ de $pH = 6$?
3. On mélange 75cm^3 de la solution d'hydroxyde de sodium avec 100cm^3 de la solution chlorure d'éthylammonium. Le pH de mélange est 12,2.
 - a. Calcule la concentration molaire des ions HO^- résiduels dans le mélange après la réaction.
 - b. Retrouve la valeur du pH du mélange.

Exercice 3 : (P.B.)

On verse dans un volume $V_A = 10\text{cm}^3$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_A = 0,12\text{mol.L}^{-1}$ un volume $V_B = 10\text{cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde sodium de concentration $C_B = 0,12\text{mol.L}^{-1}$. Le pH du mélange obtenu est égal à 5,1.

1. Calcule le pK_a du couple $\text{CH}_3 - \text{COOH}/\text{CH}_3 - \text{COO}^-$.
2. On dispose des solutions aqueuse suivantes :

A. Acide chlorhydrique à 10^{-1}mol.L^{-1}	B. Hydroxyde de sodium à $5.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$
C. Acide éthanoïque 10^{-1}mol.L^{-1}	D. Ammoniac à $5.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$
E. Chlorure d'ammonium à 10^{-1}mol.L^{-1}	F. Ethanoate de sodium à $5.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$

 - a) Indique trois manière précise pour fabriquer 150cm^3 d'une solution tampon de $pH = 4,8$. Le pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est 9,2.
 - b) Donne l'équation bilan dans chaque cas.

Exercice 4 : (P.B.)

Deux flacons sans étiquettes, contiennent des solutions acides S_1 et S_2 de concentrations molaires /inconnues.

1. Pour identifier, on procède aux mesures suivantes :
 - Mesure de pH $\begin{cases} \text{Pour } S_1 \text{ } pH = 2,5 \\ \text{Pour } S_2 \text{ } pH = 2 \end{cases}$
 - Dosage de 25cm^3 de chaque solution à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 0,05\text{mol.L}^{-1}$.

Pour S_1 , l'équivalence est atteinte après addition d'un volume $V_{BE_1} = 30\text{cm}^3$.

Pour S_2 , l'équivalence est atteinte après addition d'un volume $V_{BE_2} = 5\text{cm}^3$.

- a. Calcule les concentrations molaires C_1 et C_2 de S_1 et S_2 respectivement.
- b. Montre que l'un des flacons contient un monoacide fort et l'autre un monoacide faible.
- c. Quel indicateur coloré paraît le plus approprié à chaque dosage ?

Rouge de méthyle : zone de virage $4,2 \leq pH \leq 6,2$

Rouge de phénol : zone de virage $6,8 \leq pH \leq 8,4$

Phénolphthaléine : zone de virage $8,0 \leq pH \leq 10,0$

2. Le monoacide faible est noté AH.

- Ecris l'équation de sa réaction avec l'eau.
- Recense les espèces chimiques présentes dans la solution et calcule leurs concentrations.
- Détermine le pK_a du couple AH/A^- et identifie l'acide AH en consultant le tableau ci-dessous.

Couple AH/A^-	pK_a
$CH_2Cl - COOH / CH_2Cl - COO^-$	2,5
$HCOOH / HCOO^-$	3,7
$C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$	4,2
CH_3COOH / CH_3COO^-	4,8

Quel volume de la solution d'hydroxyde de sodium faudrait-il ajouter à 20 cm^3 de la solution d'acide AH pour atteindre la demi-équivalence ? Quel serait alors le pH de la solution obtenue ?

Exercice 5 : Boussole

Soit une solution aqueuse contenant entre autre, les espèces du couple ion ammonium / ammoniac (NH_4^+ / NH_3) de $pK_a = 9,2$. Cette solution a un $pH = 10,5$.

La somme des concentrations en ions ammonium et en molécules ammoniac est $C = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

- Quelle est l'espèce du couple NH_4^+ / NH_3 majoritaire dans cette solution ?
- Détermine le rapport $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$ en fonction de K_a et de H_3O^+ ; fais l'application numérique.

Exprime $[NH_4^+]$ et $[NH_3]$ en fonction de K_a , H_3O^+ et C ; fais l'application numérique.

Exercice 6 : AL

NB : Les solutions sont prises à 25°C .

Cinq béchers contiennent des solutions différentes A, B, C, D, E de même concentration $c = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

A : Solution de chlorure de sodium

B : Solution d'hydroxyde de sodium

C : Solution d'acide chlorhydrique

D : Solution d'acide benzoïque

E : Solution d'ammoniac

- Pour identifier le contenu de chacun des béchers on mesure le pH en numérotant le bécher correspondant.

Compléter le tableau suivant :

N° du bécher	1	2	3	4	5
pH	2	10,6	12	7	3,1
Solution					

- Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution E.

En déduire le pK_a du couple acide-base correspondant.

3. Comment peut-on obtenir une solution de $pH = 7$ à partir des solutions B et C ?

Justifier.

4. On mélange 10cm^3 de la solution C avec 20cm^3 de la solution A. Calculer le pH de la solution obtenue, et la concentration de toutes espèces chimiques présentes dans la solution.

5. On veut préparer une solution tampon à partir des solutions E et C.

- Quel volume de la solution C faut-il ajouter à 25 cm^3 de la solution E ? Quel sera le pH de cette solution ? Justifier.
- Ecris l'équation bilan de la réaction.
- Citer les propriétés de cette solution.

Exercice 7 : AL

L'acide formique est un acide faible dont le nom scientifique est l'acide méthanoïque.

- 1- a. Quelle est la formule moléculaire de l'acide méthanoïque ?
b. Donner le couple acide/base de l'acide méthanoïque dont l'ion est le méthanoate (ou formiate).
c. Exprimer la constante d'acidité K_a de ce couple.
- 2- Le pK_a de ce couple acide-base vaut 3,8 à 25°C . On prépare une solution en dissolvant $6,0 \cdot 10^{-3}$ mol de formiate de sodium dans un volume $V = 100\text{ mL}$ d'eau.
a- Quelle est la valeur de la concentration c de formiate de sodium ainsi préparée ?
b- Ecrire l'équation de la réaction du formiate de sodium avec l'eau lors de la dissolution.
c- Quel est le couple acide-base de l'eau qui intervient dans cette réaction ? Quel est le rôle de l'eau dans ce couple ?
d- Donner l'expression de définition de la constante K_1 de la réaction précédente.
L'exprimer en fonction de K_a et du produit ionique de l'eau K_e .

Calculer sa valeur dans la solution étudiée.

- Expliquer pourquoi la solution aqueuse de formiate présente un caractère basique.
- 3- On ajoute au volume $V = 100\text{ mL}$ de la solution de formiate de sodium précédente, un volume V' de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C' = 1,0 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

On obtient une solution S.

- Ecrire l'équation chimique de la réaction.
- Calculer la constante K_2 de cette réaction ; cette réaction est-elle totale ?
- Calculer le volume V' de solution d'acide chlorhydrique à ajouter pour que la concentration molaire finale en ion formiate dans la solution S (on négligera la réaction de l'acide formique avec l'eau).
- Calculer le pH de la solution ainsi obtenue.

Exercice 8 : AL

- 1- On a préparé une solution aqueuse S_1 d'acide chlorhydrique, de concentration $c_1 = 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$ le pH de cette solution est égal à 2.
a- Donner la définition du pH .
b- L'acide chlorhydrique est-il totalement dissocié en solution aqueuse ?

2- La mesure du pH d'une solution aqueuse d'éthanoate de sodium S_2 de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donne $pH = 8,4$.

- a- Quel est le couple acide-base de l'éthanoate dont le $pK_a = 4,8$?
- b- Donner l'équation chimique de la réaction de l'éthanoate dans l'eau.
- c- Donner l'expression de la constante de la réaction et calculer sa valeur.

Commenter le résultat obtenu.

- d- En déduire les concentrations molaires finales des espèces chimiques du couple acido-basique de l'éthanoate.
- 3- On mélange ensuite un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ de solution S_1 et un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ de solution S_2 . Le pH de la solution obtenue est égal à 3,6.
- a- Donner l'équation chimique de la réaction.
 - b- Exprimer la constante de cette réaction et la calculer. La réaction est-elle totale ?
 - c- Déduire les concentrations molaires des espèces chimiques du couple acido-basique de l'éthanoate. En déduire la nature de la solution à la fin de la réaction.

a) $pK_{a1} = 14$	b) $pK_{a2} = 4,8$	c) $pK_{a3} = 0$
-------------------	--------------------	------------------

Exercice 9 : AL

La phénolphtaléine (P.P.) est un indicateur coloré qui met en jeu le couple acide/base $HInd/Ind^{-1}$ avec lequel le pK_A est 8,9.

$HInd$ est incolore et Ind^{-} est rose. Une solution aqueuse de phénolphtaléine apparaît incolore si $\frac{[HInd]}{[Ind^{-1}]} > 8$ et rose si : $\frac{[Ind^{-1}]}{[HInd]} > 10$.

- 1. Quelles sont les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de la phénolphtaléine ?
 - 2. On ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine à une solution aqueuse S d'ammoniac. Quelle doit être la concentration molaire minimale C d'ammoniac dans S pour que la solution prenne la teinte rose de la phénolphtaléine ?
 - 3. Quel volume V de chlorure d'hydrogène doit-on ajouter au minimum à 1 litre de solution aqueuse S' d'ammoniac de concentration molaire $C' = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ (additionnée de quelques gouttes de P.P.) pour que la solution prenne la teinte de la forme acide de la phénolphtaléine ?
- Données : A la température et à la pression auxquelles l'expérience est réalisée, le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$, le pK_A du couple ammonium NH_4^+ /ammoniac NH_3 est 9,2 et le volume molaire est 24 L.mol^{-1} .