

EXERCICE N°1

On dispose de deux solutions aqueuses de deux bases B_1 et B_2 de même concentration molaire $C=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de pH respectifs $\text{pH}_1=13$ et $\text{pH}_2=11,1$.

- 1- Etablir l'expression du taux d'avancement final τ_f d'une base B.
- 2- Montrer que B_1 est une base forte et que B_2 est une base faiblement ionisée.

- 3- a- Montrer que la constante d'acidité K_a du couple B_2H^+/B_2 s'écrit sous la forme $K_a = \frac{K_e}{c\tau_f^2}$

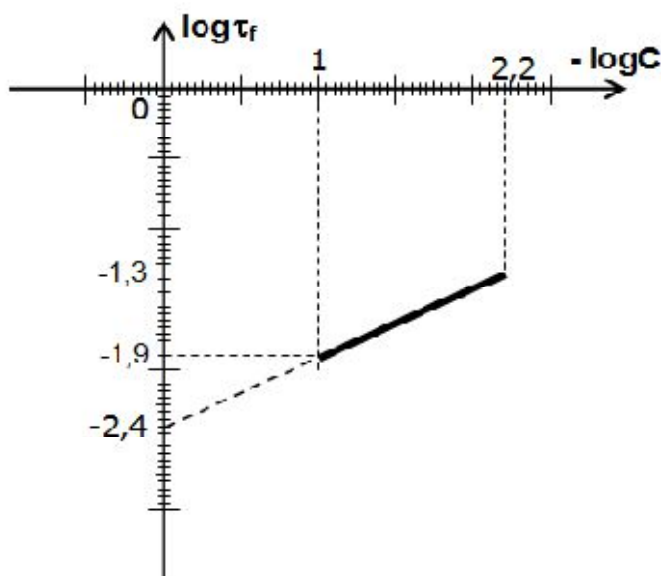
b- Déduire l'expression du pH de B_2 en fonction de C, pK_e et pK_a.

On prépare différentes solutions de la base B_2 dont les concentrations molaires sont inférieures à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et supérieures à $6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On a déterminé le taux d'avancement final τ_f de chaque solution ce qui nous a permis de tracer la courbe de la figure 1.

- 4- a- Justifier l'allure de la courbe.

b- En exploitant la courbe :

- Déterminer le pK_a du couple B_2H^+/B_2
- Montrer que la dilution favorise l'ionisation d'une base faible.



EXERCICEN°2

On dispose de trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) de même volume V et de concentration molaire C . A l'aide d'un pH mètre initialement étalonné, on mesure leurs pH. Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)
Valeur du pH	$pH_1 = 3,40$	$pH_2 = 2,65$	$pH_3 = 12$

- 1) Calculer C sachant que (S_3), est une solution aqueuse d'une monobase forte.
- 2) Les solutions (S_1) et (S_2) sont obtenues par dissolution respectivement de l'acide éthanoïque CH_3CO_2H et d'un acide AH dans l'eau pure.
 - a) Montrer que ces acides sont faibles et comparer leurs forces.
 - b) Ecrire l'équation chimique de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.
 - c) Déterminer la valeur du pK_{a1} du couple $CH_3CO_2H / CH_3CO_2^-$.
- 3) Une solution (S') est obtenue en ajoutant $V_e = 21$ mL d'eau pure à $V_1 = 9$ mL de la solution (S_2). On constate que le pH_2 varie de 0,3.
 - a) Préciser si cette variation du pH_2 est une augmentation ou diminution.
 - b) Déterminer la concentration molaire C' de la solution (S').
 - c) En déduire le pK_a du couple AH/A^- .

EXERCICEN°3

Les mesures sont faites à $25^\circ C$.

On dispose de deux solutions de monobases de concentrations molaires inconnues :

La solution (S_1), de concentration molaire C_1 , a un $pH_1 = 11$.

La solution (S_2), de concentration molaire C_2 , a un $pH_2 = 10,7$.

Afin d'identifier ces deux solutions, on les dilue 10 fois. La solution (S_1') a un $pH_1' = 10$ et la solution (S_2') a un $pH_2' = 10,2$.

- 1°)
 - a) Montrer que le pH d'une solution de monobase forte de concentration initiale C est donnée par la relation $pH = 14 + \log C$ si la solution n'est pas très diluée.
 - b) En déduire la variation de pH qui accompagne la dilution 10 fois d'une solution de monobase forte.
 - c) Quelle conclusion peut-on tirer en ce qui concerne les solutions (S_1) et (S_2) ?
- 2°) La solution (S_2) est une solution d'ammoniac dont le pK_a du couple (NH_4^+ / NH_3) est 9,2.
 - a) Ecrire l'équation de dissolution de l'ammoniac dans l'eau.
 - b) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution (S_2) autres que l'eau.
 - c) Exprimer la concentration C_2 de la solution (S_2) en fonction de pH_2 et pK_a . Calculer la valeur de C_2 puis celle de C_2' .

d) Calculer les taux d'avancement finaux τ_f et τ'_f de l'ammoniac dans la solution (S_2) et (S_2'). Quel est l'effet d'une dilution modérée sur l'ionisation d'une base faible ?

EXERCICEN°4

À 25 °C, l'acide fluorhydrique HF est soluble dans l'eau. On prépare un volume V_0 d'une solution (S_0) d'acide fluorhydrique de concentration C_0 .

Le pKa du couple HF/F⁻ vaut 3,18.

1. Écrire l'équation chimique de la réaction du fluorure d'hydrogène dissous avec l'eau.

2. Compléter le tableau d'avancement de cette réaction.

Etat	Avancement en (mol)	Quantité de matière en mol			
		n_0			$V_0 \cdot 10^{-7} \approx 0$
initial					
en cours			Excès		
final				x_f	

Tableau d'avancement

3. a. Exprimer la constante d'acidité de la réaction précédente en fonction de $[H_3O^+]$, et le taux d'avancement final τ_f .

b. Dédurre que le pH de la solution aqueuse de l'acide fluorhydrique est donnée par : $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_0)$ si l'on tient compte d'une approximation que l'on précisera.

4. La mesure du pH de (S_0) est $pH_0 = 2,65$.

Calculer :

- $[H_3O^+]$; $[F^-]$; $[HF]$.

- la concentration initiale est C_0

- le taux d'avancement final de la réaction.

EXERCICEN°5

Le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$ à la température 25°C.

1- On prépare, à la température 25°C, une solution aqueuse (S)

d'éthylamine $C_2H_5NH_2$, de concentration molaire $C = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et de $pH = 12,25$.

a- Ecrire l'équation de la réaction de cette base faible avec l'eau et dresser un tableau descriptif d'évolution du système chimique en utilisant l'avancement volumique noté y

b- Quand on peut négliger les ions OH^- provenant de l'ionisation propre de l'eau devant ceux qui proviennent de l'ionisation de la base ;
Montrer que l'expression du taux d'avancement final τ_f

$$\text{peut se mettre sous la forme : } \tau_f = \frac{10^{\text{pH}-\text{p}K_e}}{C}$$

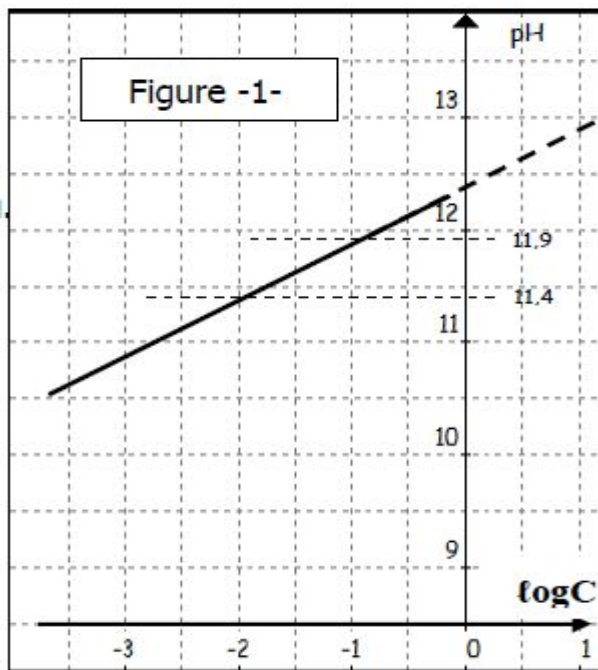
c- Dédurre que l'éthylamine est faiblement ionisée dans l'eau.

2- a- Exprimer la constante d'acidité K_a du couple $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ en fonction de τ_f et C

b- Montrer, en précisant l'approximation utilisée que:

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}K_e + \log C)$$

c- La dilution progressive de la solution (S) permet de tracer la courbe d'évolution de pH en fonction de $\log C$ de la figure-1- .



Interpréter théoriquement l'allure de cette courbe .

d- Dédurre graphiquement la valeur du $\text{p}K_a$

3- A un volume $V_0=10\text{cm}^3$ de la solution (S), on ajoute un volume V_e d'eau pure, le pH varie de 0,5.

a- Préciser si cette variation est une augmentation ou une diminution.

b- Calculer le volume V_e d'eau ajouté.

c- Dédurre l'effet de la dilution sur la valeur du taux d'avancement final τ_f . Justifier.

EXERCICEN°6

Une solution aqueuse (S_1) d'acide méthanoïque de concentration $C_1=10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$ et de volume $V_1=100 \text{ml}$ a un $\text{pH}_1=2,9$. Si on ajoute 900ml d'eau distillé à la solution précédente et on mesure de nouveau le pH de la solution (S_2) obtenue, on trouve $\text{pH}_2=3,4$.

- 1) a- Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide méthanoïque dans l'eau.
- b- L'ionisation est-elle totale ou partielle ? Justifier la réponse.
- 2) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes en (S_1).
- 3) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes en (S_2).
- 4) a- Quel est dans les deux cas, le taux d'avancement ?
- b- En déduire l'effet de la dilution sur l'équilibre d'ionisation de l'acide méthanoïque (le produit ionique de l'eau $K_e=10^{-14}$).

EXERCICEN°7

On prépare une solution aqueuse S d'acide éthanoïque CH_3COOH de concentration molaire $C=10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$

- 1- on prélève un volume V de la solution S et on y ajoute quelques gouttes d'hélianthine, on observe une coloration orangée.
 - a- Montrer que l'acide éthanoïque est faible.
 - b- Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau.
 - c- Montrer que le pH de cette solution est donné par la relation suivante : $\text{pH}=\frac{1}{2}(\text{pK}_a-\log C)$ en précisant les approximations utilisées.
 - d- Calculer le pH de cette solution.
- On donne :

* $\text{pK}_a=4,8$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

* Les caractéristiques de l'hélianthine sont indiquées par le schéma suivant :



2- Au volume précédent, on additionne quelques gouttes d'hélianthine, et une quantité d'eau pure de volume V_e , pour obtenir une nouvelle solution S' de concentration C' et de volume V' .

- a- Donner l'expression de pH' de la solution S' en fonction de pK_a et C' .
- b- Déduire la relation $\text{pH}' = 3,9 - \frac{1}{2} \log \frac{V}{V+V_e}$
- c- Déterminer la couleur prise par la solution de la solution S' si $V_e=99 \text{ml}$ et $V=1 \text{ml}$

3- Au volume V' de S' , on ajoute le même volume d'une solution de éthanoate de sodium (CH_3COO^- , Na^+) de même concentration.

- a- De quelle solution s'agit-il ? Justifier.
- b- Préciser les caractéristiques de cette solution.

EXERCICEN°8

Toutes les solutions aqueuses sont prises à la température 25°C pour laquelle $K_e=10^{-14}$

On dispose de trois solutions aqueuses (S_0), (S_1) et (S_2), et de monobase dont la base dissoute, la concentration molaire et le pH de chacune, sont consignés dans le tableau suivant :

Solution :	(S_0)	(S_1)	(S_2)
Base dissoute	NH_3	B_1	B_2
Concentration molaire	$C_0 = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$	C_1	C_1
Valeur du pH	$pH_0 = 10,150$	$pH_1 = 10,680$	$pH_2 = 12,177$

1° a° Comparer, en justifiant la réponse, la force des bases B_1 et B_2 .

b° Déterminer C_1 sachant que l'une des bases B_1 et B_2 est forte.

2° a° Indiquer en justifiant la réponse, la force faible ou forte de l'ammoniac NH_3 .

b° Ecrire l'équation chimique de la réaction de l'ammoniac NH_3 avec l'eau.

3° On considère une solution aqueuse (S) d'une monobase faible de concentration molaire C et de pH.

a° En se servant d'un tableau descriptif d'évolution montrer que le taux d'avancement final τ_f de la réaction de avec l'eau et la constante d'acidité

K_a du couple BH^+/B peuvent être donnés par la relations : $\tau_f = \frac{10^{pH-pK_e}}{C}$

et $K_a = \frac{1-\tau_f}{\tau_f} \cdot 10^{-pH}$

b° Calculer les taux d'avancement final τ_{f0} et τ_{f1} des réactions avec l'eau respectivement des bases NH_3 et B_1 . Que peut-on conclure ?

c° Déterminer pK_{a0} et pK_{a1} respectivement des couples NH_4^+/NH_3 et B_1H^+/B_1 . En déduire la formule chimique de la base B_1 .

4° On mélange $V_0=25\text{ml}$ de la solution avec un volume V_1 de la solution (S_1). On obtient une solution (S_3) de concentration molaire C_3 et de $pH_3=10,495$.

a° Déterminer le taux d'avancement final τ_{f3} de la réaction de l'ammoniac avec l'eau. En déduire la valeur de C_3 .

b° Trouver la valeur du volume V_1 .

EXERCICEN°9

On prépare deux solutions de même concentration $C = 0,5\text{mol.L}^{-1}$.

Une solution (S_1) d'acide chlorhydrique HCl (acide fort).

Une solution (S_2) d'acide méthanoïque $HCOOH$ de pK_a du couple ($HCOOH/HCOO^-$) : $pK_a = 3,75$.

1°) Etablir l'expression du pH_1 de la solution HCl en fonction de la concentration initiale C .

Calculer la valeur de son pH_1 .

2°) Montrer sans calcul que le pH_2 de la solution (S_2) est supérieur à celle du pH_1 de la solution (S_1).

3°) Sachant que l'acide $HCOOH$ est faiblement ionisée dans l'eau.

a) Donner l'expression du pH_2 de la solution (S_2). Calculer sa valeur.

b) Calculer le taux d'avancement final de la réaction.

4°) On fait diluer 10mL de l'une des solutions (S_1) ou (S_2) pour avoir deux solutions de même pH . Laquelle faut-il diluer ? Calculer le volume d'eau qu'on doit ajouter ?

EXERCICEN°10

On prépare une solution basique (S) d'ammoniac NH_3 non pas trop diluée de concentration molaire C de volume $V = 100mL$. Sachant que le taux d'avancement final de la réaction est $\tau_f = 1,26 \cdot 10^{-2}$.

1°) Ecrire l'équation de la dissociation de l'ammoniac NH_3 dans l'eau.

2°) a) Exprimer la constante de basicité K_b du couple

NH_4^+/NH_3 en fonction du taux d'avancement final

τ_f et de la concentration C .

b) En précisant les approximations utilisées, Montrer que $K_b = C \cdot \tau_f^2$.

c) Déduire la valeur de la concentration C sachant que le couple NH_4^+/NH_3 a un $pK_a = 9,2$.

3°) Calculer la valeur de pH de la solution (S).

4°) On prélève 10mL de la solution (S) et on lui ajoute de l'eau distillée.

La valeur de pH varie de 0,5.

a) S'agit-t-il d'une augmentation ou diminution de pH ?

b) Déterminer l'effet d'une dilution sur la valeur de τ_f .

c) Déduire le volume V_e d'eau ajouté.

EXERCICEN°11

On dispose de deux indicateurs colorés IC_1 et IC_2 dont les caractéristiques sont consignées dans le tableau

Suivant :

indicateur	Teinte acide	Teinte basique	Zone de virage
IC_1 : rouge de phénol	jaune	Rouge	6,8 à 8,2
IC_2 : jaune d'alizarine	Jaune	violet	11,1 à 12,2

1- Une solution S de concentration $C=0,1mol.L^{-1}$ fait virer le rouge de phénol au rouge et le jaune d'alizarine au jaune.

a- Trouver un encadrement du pH de la solution S .

b- Montrer que la solution S est une solution basique faible.

2- La solution S est une solution de méthanoate de sodium HCOONa qui se dissocie dans l'eau suivant l'équation suivante :



a- Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de HCOO⁻ dans l'eau.

b- Montrer que le pH de cette solution $\text{pH} = 1/2(\text{pka} + \text{pke} + \log C)$.

c- Calculer le pH de S sachant que le pka (HCOOH/HCOO⁻) = 3,8

3- Quel volume minimal d'eau doit-on ajouter à 10ml de S pour que la solution S'obtenue fasse virer IC1 à la teinte sensible



EXERCICEN°12

On dispose des solutions aqueuses (S₁) et (S₂) de deux acides notés respectivement A₁H et A₂H.

Les pH des deux solutions ont la même valeur pH=3,00. L'un des acides est faible et l'autre fort.

1- Calculer le nombre de moles d'ions H₃O⁺ contenu dans 10cm³ de chaque solution.

2- La dilution avec de l'eau distillée de 10 cm³ de (S₁) donne 200cm³ d'une solution (S'₁) de pH₁=3,65 et La dilution avec de l'eau distillée de 10 cm³ de (S₂) donne 200cm³ d'une solution (S'₂) de pH₂=4,30.

a) Calculer les nombres de moles n₁ et n₂ d'ions H₃O⁺ contenues respectivement dans les solutions (S'₁) et (S'₂).

b) Identifier la solution initiale correspondant à l'acide fort. Justifier la réponse.

c) Calculer la concentration molaire de la solution initiale de l'acide fort.

3- Pour neutraliser la solution initiale de l'acide faible, on prélève 20 cm³ de cette solution et on ajoute progressivement une solution (S_b) d'Hydroxyde de sodium de concentration molaire C_b=0,1 mol.L⁻¹.

Le volume versé pour atteindre l'équivalence est de V_b=11,5cm³.

Calculer la concentration molaire de la solution initiale de l'acide faible

4) Calculer les d'avancements final τ de l'acide faible dans l'eau avant et Après la dilution ; les comparer et conclure.

5- Déterminer la valeur du pKa correspondant à l'acide faible.

EXERCICEN°13

Toutes les solutions sont prises à 25° C . On donne $k_e = 10^{-14}$.

On prépare des solutions aqueuses d'acide éthanóique CH_3COOH de concentrations molaires différentes C et on mesure leurs pH . Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

Solution	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄
C (10 ⁻² mol . L ⁻¹)	10	5	1	0,5
pH	2.9	3.05	3.4	3.55

1°) Ecrire l'équation de la réaction de l'ionisation de l'acide dans l'eau.

2°) Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.

3°) On considère la solution S₁

a – Exprimer le taux d'avancement final τ_f de la réaction de l'ionisation de l'acide, en fonction de C₁ et du pH₁ de la solution S₁.

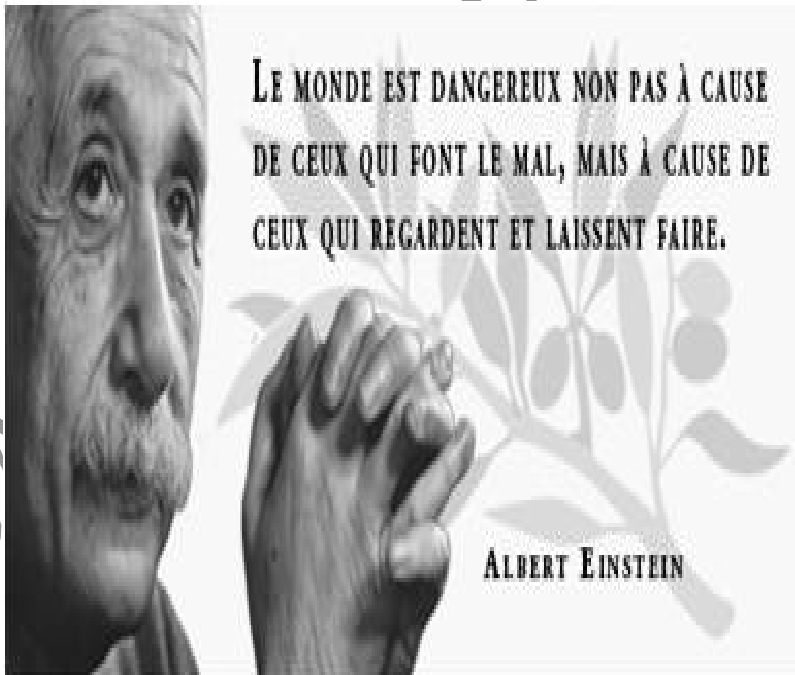
b – Calculer τ_f et vérifier alors que la réaction est très limitée .

c – Etablir l'expression du pH de ces solutions en fonction de C , pka

d – De combien varie le pH de l'une de ces solutions lorsqu'on la dilue 10 fois ? Préciser si cette variation est une augmentation ou une diminution.

4°) a – Tracer la courbe de variation du pH en fonction de log C .

b – En déduire la valeur du pka du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$



SALAH MABROUKI 22427502