

EXERCICE N°1 :

On dispose de trois acides A_1 , A_2 et A_3 avec lesquels on prépare respectivement trois solutions aqueuses acides (S_1), (S_2) et (S_3) de concentrations respectives C_1 , C_2 et C_3 .

Les mesures de pH sont consignées sur le tableau suivant :

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)
pH	1, 3	3, 3	3, 3

On effectue le dosage d'un volume $V_A = 20\text{mL}$ de chacune des trois solutions acides par la même solution d'hydroxyde de sodium (base forte) de concentration C_B . A l'équivalence les volumes de base ajoutés sont consignés sur le tableau suivant :

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)
$V_{BE} \text{ (mL)}$	4	4	20

1°) Une dilution au dixième (10 fois) est effectuée pour chaque solution, ce qui permet de mesurer le pH suite à chaque dilution, on regroupe les résultats sur le tableau suivant :

Solution	(S'_1)	(S'_2)	(S'_3)
pH	2, 3	3, 8	3, 8

a- Préciser en le justifiant, lequel des trois acides est un acide fort.

b- Déterminer la concentration de la base utilisée aux cours des dosages.

2°) a- Déterminer les valeurs des concentrations molaires C_2 et C_3 .

b- En déduire la classification de A_2 et A_3 selon la force d'acidité croissante.

3°) a- Reproduire et compléter le tableau 4 suivant :

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)
pH	2, 4		
$V_B \text{ (mL)}$	2	2	10

b- Si on effectue à partir des mesures précédentes (Tableau 4) une dilution modérée, préciser en le justifiant, comment varie le pH pour chaque solution.

c- Retrouver de nouveau une classification des acides A_2 et A_3 selon la force d'acidité croissante.



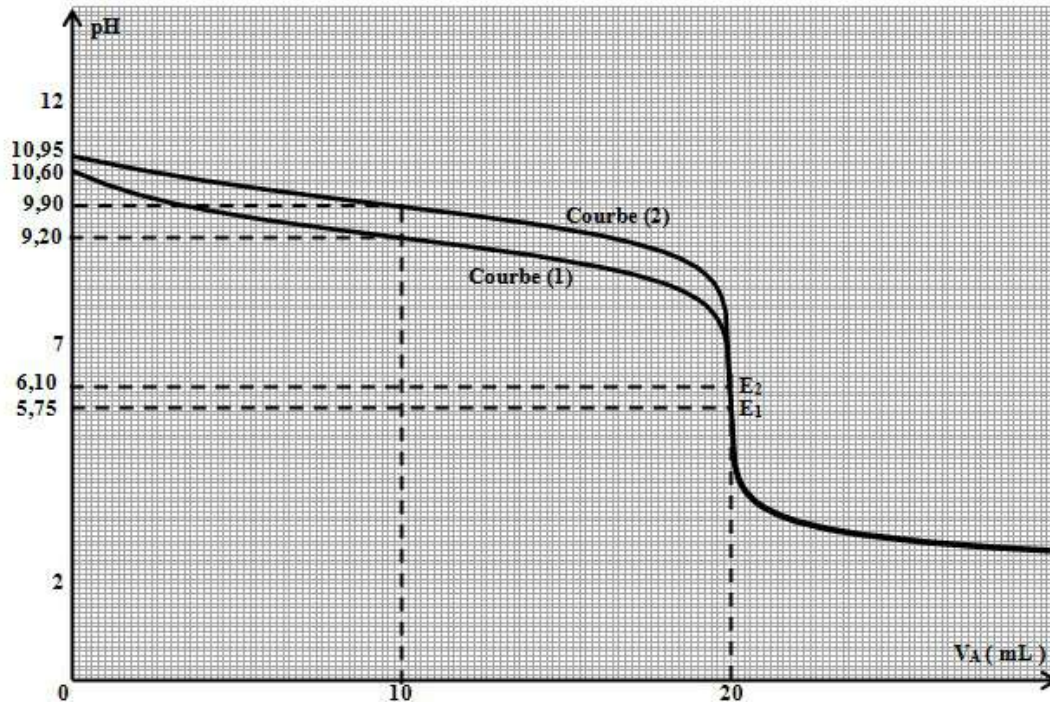
EXERCICE N°2 :

Un groupe de trois élèves est chargé d'effectuer le dosage pH-métrique d'un même volume $V_B = 20 \text{ mL}$:

- d'une solution aqueuse (S_1) d'ammoniac NH_3 de concentration molaire $C_{B1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- d'une solution aqueuse (S_2) de triméthylamine $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ de concentration molaire $C_{B2} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Pour ces deux dosages, on utilise une solution d'acide chlorhydrique HCl (acide fort) de concentration molaire $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Sur la figure ci-dessous, la courbe (1) correspond au dosage de la solution d'ammoniac (S_1) alors que la courbe (2) correspond au dosage de la solution de triméthylamine (S_2) :



1⁰) En exploitant les courbes (1) et (2) :

- a - Justifier que les deux bases utilisées NH_3 et $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ sont faibles.
- b - Déterminer alors graphiquement la valeur de pK_{a1} du couple $(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)$ et celle de pK_{a2} du couple $((\text{CH}_3)_3\text{NH}^+/(\text{CH}_3)_3\text{N})$.

2⁰) Pour le dosage de la solution (S_1) :

- a - Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu au cours du dosage.
- b - Justifier le caractère (acide ou basique) de la solution obtenue à l'équivalence. Retrouver alors par le calcul la valeur du pH au point d'équivalence.

3⁰) Dans le but de classer les deux bases étudiées par force croissante, chacun des trois élèves a exploité différemment les deux courbes de dosage (1) et (2) :

- Le premier a comparé les valeurs des pH initiaux des deux solutions (S_1) et (S_2).
- Le deuxième a comparé les valeurs des pH à la demi-équivalence.
- Le troisième a comparé les valeurs des pH à l'équivalence.

En justifiant la démarche utilisée, donner la classification obtenue par chaque élève.

4⁰) A un volume $V_B = 20 \text{ mL}$ de la solution (S_2), on ajoute un volume $V_e = 40 \text{ mL}$ d'eau pure. On dose la solution obtenue par la même solution d'acide chlorhydrique. Calculer la valeur du pH à l'équivalence.



EXERCICE N°3 :

Documentaire : la régulation du pH du sang

Le sang humain doit avoir un **pH** situé entre **7,3** et **7,5** Si le **pH** du sang descend à **7,0** c'est la mort par le coma. Par contre, s'il monte jusqu'à **7,8** c'est la mort par le tétanos. Il y a donc tout un ensemble de **réactions complexes** à l'équilibre qui viennent **réajuster le pH** du sang à une valeur constante en neutralisant les excès d'**acide** et de **base** : on appelle ce phénomène « **l'effet tampon** ». Le **tampon bicarbonate**, comme le nomment les biologistes, intervient dans la régulation du **pH** sanguin. Il fait intervenir le couple dont le **pK_a** vaut **6,10** à **37°C** (**6,35** à **25°C**).

La relation : $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]_{\text{dissous}}}$ montre que dans le sang les ions **hydrogénocarbonate** (HCO_3^-) sont en excès par rapport au dioxyde de carbone dissous.

Un état **acido-basique** normal correspond à l'ajustement :

- Par les poumons de la concentration $[\text{CO}_2]_{\text{dissous}}$ en acide volatil à sa valeur normale par un contrôle cérébral de la concentration en dioxyde de carbone soit : **$1,2 \pm 0,1 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$** .
- Par un ajustement par les reins de la concentration en acide, fixe à sa valeur normale par un contrôle de la concentration en ion **hydrogénocarbonate**. Pour un **pH** normal (**$\text{pH} = 7,40 \pm 0,02$**), la concentration en ion hydrocarbonate HCO_3^- est égale à **$24 \pm 3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

1°) Lorsque le **pH** descend à **7,0**, le sang est-il **acide**, **basique** ou **neutre** ?

On donne à **37°C**, **$\text{pK}_e = 13,6$** .

2°) Le couple $\text{CO}_{2\text{dissous}}/\text{HCO}_3^-$ ion **hydrogénocarbonate** participe à une réaction acide base avec le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$. **Ecrire** l'équation chimique de la réaction.

3°) **Calculer** le quotient $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]_{\text{dissous}}}$ à partir duquel la mort par le coma se produit (à **37 °C**).

4°) **Donner**, d'après le texte, les deux processus permettant d'ajuster le **pH** du sang.



EXERCICE N°4 :

On dispose de deux flacons 1 et 2, Le flacon 1 contient une solution (S_1) d'un acide A_1H de concentration C_1 et le flacon 2 contient une solution (S_2) d'un acide A_2H de concentration C_2 .

Le pH des deux solutions (S_1) et (S_2) vaut $pH_1 = pH_2 = 3$.

1⁰) a - Sachant que A_1H est un acide fort, Déterminer la valeur de la concentration C_1 .

b - Sachant que A_2H est un acide faible, comparer, en le justifiant, les valeurs de C_1 et C_2 .

2⁰) On donne ci-dessous le tableau d'avancement volumique de la réaction d'ionisation de l'acide faible A_2H dans l'eau :

Equation chimique		$A_2H + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A_2^-$			
Etat du système	Avancement volumique (mol.L ⁻¹)	Concentration (mol.L ⁻¹)			
Initial	0	C_2	Excès	$10^{-\frac{pK_a}{2}}$	0
final	y_f	$C_2 - y_f$	Excès	10^{-pH_2}	y_f

a - En justifiant l'approximation utilisée, établir l'expression du taux d'avancement final τ_f de cette réaction, en fonction de C_2 et de pH_2 .

b - Soit K_a la constante d'acidité du couple acide-base (A_2H/A_2^-) considéré.

Etablir l'expression de K_a en fonction de pH_2 et de τ_f .

c - Sachant que l'acide est faiblement dissocié, déduire l'expression : $pH_2 = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_2)$

3⁰) Le couple acide-base (A_2H/A_2^-) a un $pK_a = 4,8$.

a - Calculer la valeur de la concentration C_2 .

b - Déterminer les molarités des différentes espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse (S_2).

4⁰) On dilue n fois la solution (S_1). On obtient une solution (S'_1) de concentration $C'_1 = \frac{C_1}{n}$ et de $pH = pH'_1$.

On dilue p fois la solution (S_2). On obtient une solution (S'_2) de concentration $C'_2 = \frac{C_2}{p}$ et de $pH = pH'_2$.

a - Montrer que si $pH'_1 = pH'_2$, alors $\log n = \frac{1}{2} \cdot \log p$.

b - Déterminer la valeur de n pour que $pH'_1 = 4$.

5⁰) On dilue 10 fois les deux solutions (S_1) et (S_2). On obtient deux solutions de pH respectifs pH''_1 et pH''_2 .

a - Déterminer la valeur du pH de chacune des deux solutions diluées.

b - Pour la solution d'acide faible, calculer la variation $\Delta \tau_f$ lors de la dilution.

