

EXERCICE n° : 1

1°) Compléter le tableau suivant :

N°	Couple Acide/Base : A ₁ / B ₁	K _a	pK _a
(1)	CCl ₃ COOH /	1,25.10 ⁻²
(2) / F ⁻	3,2
(3)	NH ₄ ⁺ /	9,25
(4) / CH ₃ -NH ₂	10,72

2°) Classer les acides et les bases par ordre de force croissante.

3°)

- a- Ecrire l'équation de la réaction acide base mettant en jeu les couples (1) et (4) avec CH₃-NH₂ écrit à gauche.
- b- Calculer la constante d'équilibre K de cette réaction. Que peut-on dire de cette réaction?
- c- On mélange 0,1mol de A₁, 0,2mol de B₄ et 0,25mol de B₁. Déterminer la composition du mélange final.

EXERCICE n° : 2

1°) Compléter les couples acide / base suivants:

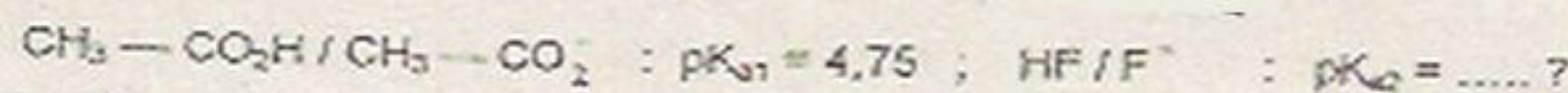


2°)

- a- Ecrire l'équation de la réaction acide base entre le premier couple et le deuxième avec H₂C₂O₄ écrit à gauche.
- b- Exprimer la constante d'équilibre K de cette réaction en fonction des concentrations.
- c- K = 10⁻⁵, comparer les forces des deux acides des couples mis en jeu.
- d- Ecrire l'expression de la constante d'acidité de chaque couple.
- e- En déduire une relation entre K et les deux constantes d'acidité.

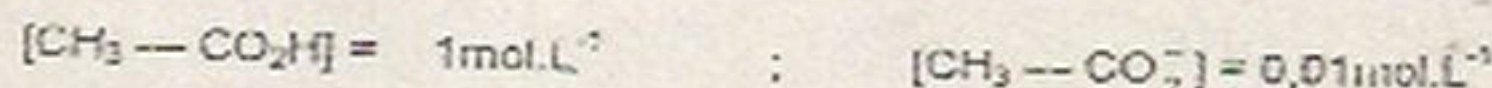
EXERCICE n° : 3

On donne les couples acide / base suivants :

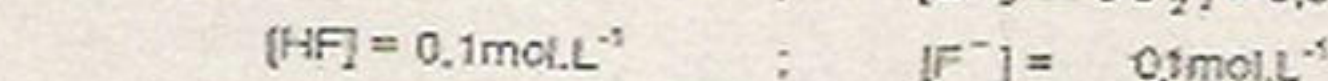


- 1°) Ecrire l'équation de la réaction acide base entre l'acide CH₃-CO₂H et la base F⁻.
- 2°) Définir la constante d'équilibre K, puis l'exprimer en fonction de pK_{a1} et pK_{a2}.
- 3°) Sachant que la constante d'équilibre K = 2,82.10⁻², Calculer pK_{a2} et comparer les forces des deux acides CH₃-CO₂H et HF.
- 4°) Quelle réaction se produit spontanément dans les systèmes (S₁) et (S₂) dont la composition est la suivante :

a) Système (S₁)



b) Système (S₂)



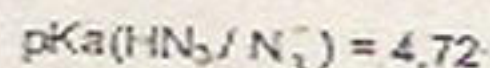
Que peut-on conclure dans chaque cas ?

EXERCICE n° : 4

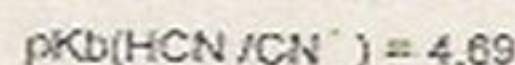
On donne K_e = 10⁻¹⁴

Une solution d'acide nitreux HNO₂ de concentration molaire C = 10⁻¹mol.L⁻¹ a un pH = 2,2.

- 1°) Montrer que l'acide nitreux HNO₂ est un acide faible.
- 2°) Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
- 3°) Quels sont les couples acide / base mis en jeu?
- 4°) Exprimer la constante d'acidité du couple correspondant à cet acide en fonction de C et [H₃O⁺]. Calculer sa valeur.
- 5°) Sachant que pour les couples suivants :



et



Classer les trois couples par ordre croissant de la force de leurs bases.

Les solutions sont à 25°C et $pK_e = 14$.

On considère trois solutions aqueuses :

- * (S₁) d'un acide faible A₁H de concentration molaire $C_1 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ et a un pH₁.
- * (S₂) d'un acide A₂H de concentration molaire C_2 et a un pH₁ < pH₂ < 6.
- * (S₃) d'une base B de concentration molaire $C_3 = C_2$ et a un pH₃.

1) On se propose de déterminer la valeur de pH₃, on utilise un papier pH, on trouve que $11,6 \leq \text{pH}_3 \leq 12$.

a) Ecrire l'équation de la réaction de la base B avec l'eau.

b) En faisant l'approximation nécessaire, montrer que le taux d'avancement final de la réaction de la base B avec l'eau est donné par la relation :

$$\tau_f = 10^{\text{pH}_3 - pK_e} / C_3.$$

c) On effectue une dilution dix fois de la solution (S₃) et à l'aide du papier pH, on encadre la valeur de pH'₃ obtenue, on trouve : $11 \leq \text{pH}'_3 \leq 11,8$.

Montrer que cette base est forte.

En déduire la valeur de C₃.

2) a) Etablir l'expression du taux d'avancement final de la réaction de dissociation ionique d'un acide AH avec l'eau (pour $C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$).

b) Sachant que l'acide A₂H est fort, montrer que pH₂ = 2.

3) On réalise des dilutions à partir de la solution (S₁), en prélevant à chaque fois un volume $V_0 = 20 \text{ mL}$ pour obtenir des solutions diluées de concentration molaire C.

a) Sachant que l'acide reste faiblement dissocié même après dilution, montrer que :

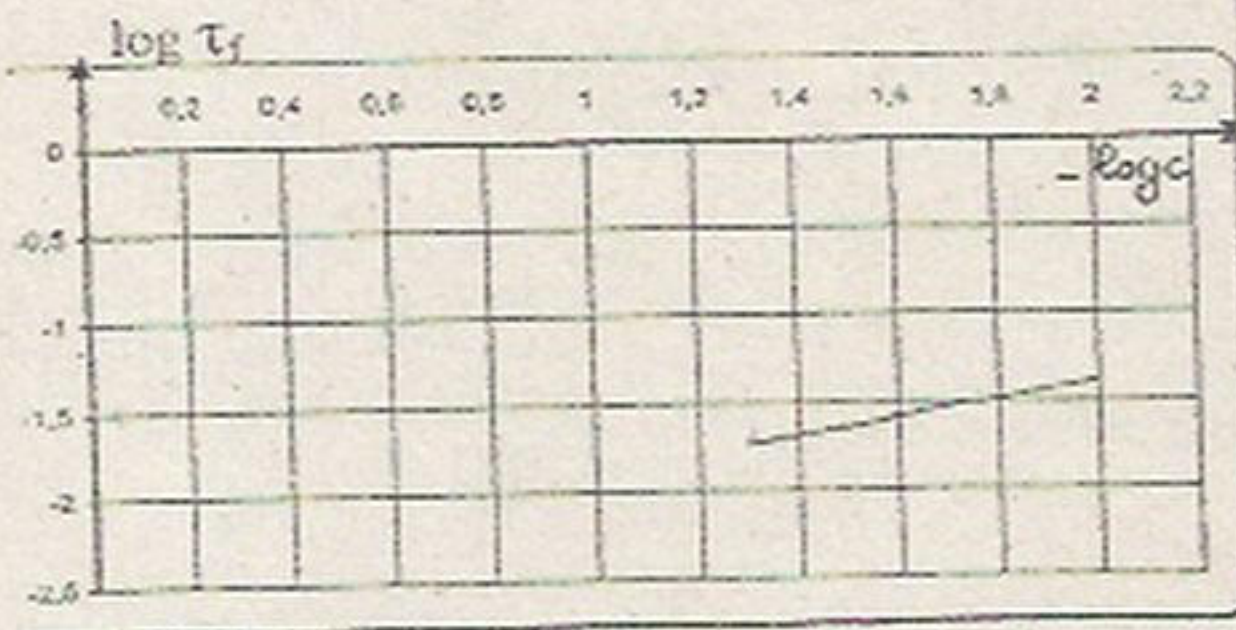
$$\log(\tau_f) = -\frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} (-\log C).$$

b) On donne le graphe suivant :

$$\log(\tau_f) = f(-\log C).$$

Déterminer :

- * la valeur du pK_a du couple A₁H/A₁
- * la valeur de pH₁.
- * le volume d'eau ajouté pour que pH' = 3,54.



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

Exercice n°1 :

Les mesures sont faites à 25°C et toutes les solutions ne sont pas trop diluées.

On dispose de deux solutions aqueuses de monoacides de concentrations molaires inconnues :

La solution (S₁), de concentration molaire C₁, a un pH₁ = 1,80.

La solution (S₂), de concentration molaire C₂, a un pH₂ = 2,15.

Afin d'identifier ces deux solutions, on fait diluer chacune des deux solutions n fois, on obtient deux solutions (S₁') et (S₂') ayant la même valeur de pH.

1) a- Montrer que le pH d'une solution (S) d'un monoacide fort AH de concentration initiale C est donné par la relation $\text{pH} = -\log C$.

b- Etablir l'expression du pH d'une solution (S) d'un monoacide faible AH faiblement ionisé, en fonction de sa concentration initiale C et du pKa du couple AH/A⁻.

c- En déduire la variation de pH qui accompagne la dilution n fois :

* D'une solution d'un monoacide fort.

* D'une solution d'un monoacide faible.

On rappelle que : $\Delta \text{pH} = \text{pH}(S') - \text{pH}(S)$ (S' est la solution diluée)

d- Sachant que $\text{pH}_1' = \text{pH}_2' = 2,50$, montrer que la solution (S₁) correspond à un acide fort, déduire C₁, C₁' et n ?

2) La solution (S₂) est une solution d'acide benzoïque C₆H₅CO₂H. Le pKa du couple acide-base correspondant à cet acide est 4,2.

a- Ecrire l'équation de dissolution de l'acide dans l'eau

b- Calculer les concentrations des entités chimiques présentes dans la solution (S₂) autres que l'eau; déduire la valeur de la concentration C₂.

3) a- Calculer le taux d'avancement final τ_f de la réaction de l'acide avec l'eau, vérifier qu'il est faiblement ionisé dans l'eau.

b- Exprimer la concentration C₂ de la solution (S₂) en fonction de pH₂ et pKa. Retrouver la valeur de C₂ puis calculer C₂'.

c- Quel est l'effet d'une dilution modérée sur l'ionisation de cet acide ?

Exercice n°2 : On donne N=14g.mol⁻¹, H=1g.mol⁻¹ et Cl=35,5g.mol⁻¹.

On se propose de faire l'étude expérimentale d'un acide faible.

1) Le sel chlorure d'ammonium NH₄Cl est un composé ionique supposé non hydraté.

a- Quelle masse m de cristaux de chlorure d'ammonium, faut-il dissoudre dans l'eau pour obtenir une solution (S) de volume V = 200ml et de concentration C = 10⁻¹ mol.L⁻¹.

b- La mesure du pH de (S) donne 5,1. Ecrire l'équation de la réaction acide-base qui s'est produite lors de la dissolution des cristaux et qui justifie le pH acide obtenu. Préciser les couples acide-base mis en jeu.

c- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution (S) ?

2) On mesure le pH de quatre solutions de chlorure d'ammonium de concentration C connue, on obtient le tableau suivant :

C (mol.L ⁻¹)	0,100	0,050	0,010	0,005
pH	5,1	5,25	5,6	5,75

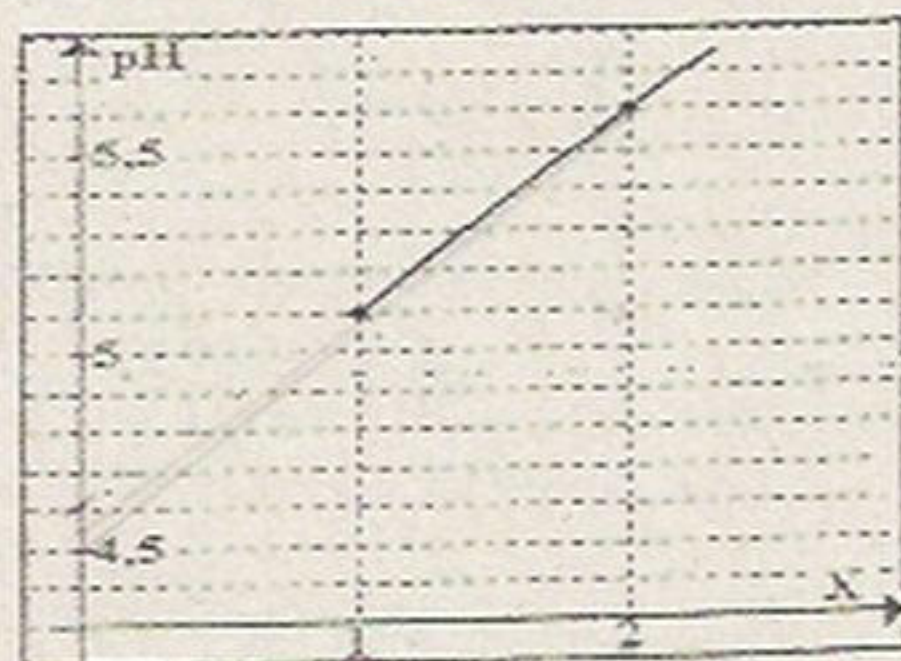
a- Vérifier pour ces solutions que [OH⁻] est négligeable par rapport à [H₃O⁺].

b- On donne la courbe de variation du pH = f(X) avec X = -log C. Déterminer graphiquement l'équation de la courbe de variation du pH = f(X).

c- Montrer que l'on peut écrire avec les approximations que l'on

précisera : $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pKa} - \log C)$

d- Déduire le pKa du couple NH₄⁺/NH₃.



Exercice n°3 :

III) On considère une solution (S₁) d'acide benzoïque C₆H₅CO₂H de concentration molaire C₁ = 10⁻¹ mol.L⁻¹ et de pH₁ = 2,6.

1) Montrer que cet acide est faible.

- 2) Montrer que le taux d'avancement final τ_f de la réaction d'ionisation de l'acide est $\tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C}$, calculer τ_{f1} correspondant à la solution (S₁). L'acide benzoïque est-il faiblement ionisé dans (S₁) ?
- 3) Soit K_{a1} la constante d'acidité du couple de l'acide benzoïque.
- Montrer que $K_{a1} = C_1 \cdot \tau_{f1}^2$.
 - Calculer pK_{a1} .
- 4) On dilue 20 mL de la solution (S₁) en ajoutant un volume V_e d'eau, on obtient une solution (S') dans laquelle l'acide est faiblement ionisé.
- Calculer V_e sachant que $pH(S') = 2,8$.
 - Calculer le taux d'avancement final τ_f d'ionisation de l'acide benzoïque dans (S').
 - Quel est l'effet de la dilution sur le taux d'avancement final ?
- 5) On considère une solution (S₂) d'acide éthanóïque CH_3CO_2H de concentration initiale C_2 et $pH(S_2) = pH_2$ de taux d'avancement final $\tau_{f2} = \tau_{f1}$, la constante d'acidité du couple de l'acide éthanóïque est K_{a2} .
- Etablir la relation entre K_{a1} , K_{a2} , C_1 et C_2 .
 - Montrer que $pH_2 - pH_1 = pK_{a2} - pK_{a1}$.
 - On donne $pK_{a2} = 4,8$. Calculer :
 - La valeur de pH_2 .
 - La valeur de la concentration C_2 .

Exercice n°4 :

Le cyanure de sodium est un sel qui s'ionise totalement dans l'eau en donnant les ions Na^+ et CN^- (base faible). On prépare une solution aqueuse de cyanure de sodium (S₀) de concentration initiale $C_0 = 1,59 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume V_0 . A cette solution, on ajoute un volume V_e d'eau pure, on obtient une solution (S) de concentration initiale C et de volume V . On suppose que la base reste faiblement transformée dans l'eau pour le volume V_e ajouté.

1) Ecrire l'équation de la réaction acide base qui accompagne la dissolution de ce sel dans l'eau. Préciser les couples mis en jeu.

2) a- Montrer que le taux d'avancement final s'écrit : $\tau_f = \frac{[OH^-]}{C}$.

b- Montrer que pour la solution (S) on peut écrire :

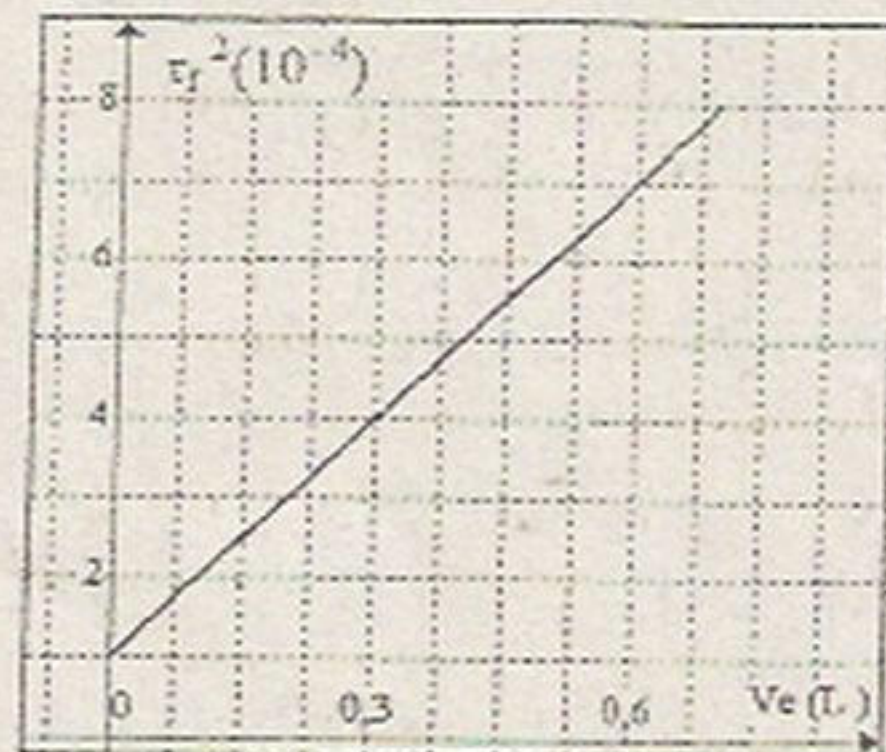
$$pH = pK_e + \log(\tau_f \cdot c)$$

c- Montrer que la constante de basicité du couple acide base étudié.

$$K_b = \tau_f^2 \cdot C$$

d- Montrer que : $\tau_f^2 = \frac{K_b}{C_0 V_0} \cdot V_e + \frac{K_b}{C_0}$.

3) On donne la courbe $\tau_f^2 = f(V_e)$.



a- Déduire de cette courbe, les valeurs de K_b , de V_0 , et de τ_{f0} (taux d'avancement final dans la solution (S₀)).

b- Calculer le pH de la solution (S₀).

4) Calculer la valeur limite de V_e à partir de laquelle la base n'est plus considérée faiblement transformée dans l'eau.

EXERCICE n°5 : (4 points) (Bac sc 2011P)

Toutes les solutions considérées dans l'exercice sont prises à 25°C, température à laquelle le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$.

On prélève séparément un volume $V_0 = 5 \text{ mL}$ de deux solutions aqueuses (S₁) d'une base (B₁) et (S₂) d'une base (B₂), de même $pH = 11,1$ et on complète dans chaque cas avec de l'eau distillée jusqu'à 100 mL. On obtient deux nouvelles solutions (S'₁) et (S'₂) de pH respectifs 9,8 et 10,4.

1. Donner le nom de l'opération réalisée pour passer de (S₁) et (S₂) à (S'₁) et (S'₂) et préciser la verrerie qu'on doit utiliser pour réaliser le travail avec précision.

2. a) Calculer le nombre n_0 de moles d'ions hydroxyde contenus dans le volume V_0 prélevé.

EXERCICE N°: 1

On donne à 25°C $pK_e = 14$

On considère trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) des bases notées respectivement B_1 , B_2 et B_3 de concentrations respectives : $C_1 = C_2 = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ et $C_3 = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.

On mesure le pH de ces solutions, on trouve respectivement : $pH_1 = 8,38$; $pH_2 = 9,75$ et $pH_3 = 11,10$.

- 1) a- Montrer que le taux d'avancement final de la réaction s'exprime par $\tau_f = \frac{10^{pH - pK_e}}{C}$.
- b- Calculer le taux d'avancement final de la réaction de chacune des bases avec l'eau.
- 2) a- Montrer que la constante de basicité K_b d'une base réagissant faiblement avec l'eau, s'exprime par la relation $K_b = C \cdot \tau_f^2$.
- b- Calculer K_b de chacune des bases faibles. En déduire une classification des trois bases faibles par ordre croissant.
- c- En se basant sur le tableau ci-dessous, identifier chacune des 3 bases.

Base	ClO^-	CH_3COO^-	NH_3
pK_a	7,5	4,75	9,2

3) On prépare une solution aqueuse (S) d'acide éthanóïque CH_3COOH de concentration $C = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$.

- a- Montrer que la constante d'acidité K_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- s'exprime en fonction de C et du taux d'avancement final τ_f par $K_a = \frac{C \tau_f^2}{1 - \tau_f}$.

b- Calculer τ_f de la réaction entre CH_3COOH et l'eau. Conclure.

c- En déduire le pH de (S).

EXERCICE N°: 2

On donne à 25°C $pK_e = 14$

On considère la solution d'un acide faible HA de concentration molaire initiale C .

1°) Dresser le tableau d'évolution volumique de la réaction de l'acide HA avec l'eau.

2°) On pose $r = \frac{[HA]}{[A^-]}$ et on néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau devant les ions provenant de la réaction de l'acide HA avec l'eau.

a- Montrer que le pH de la solution peut s'écrire $pH = pK_a - \log r$.

b- Montrer que le taux d'avancement final peut s'écrire $\tau_f = \frac{1}{r+1}$.

c- Pour quelles valeurs de r peut-on supposer que l'acide est faiblement dissocié ?

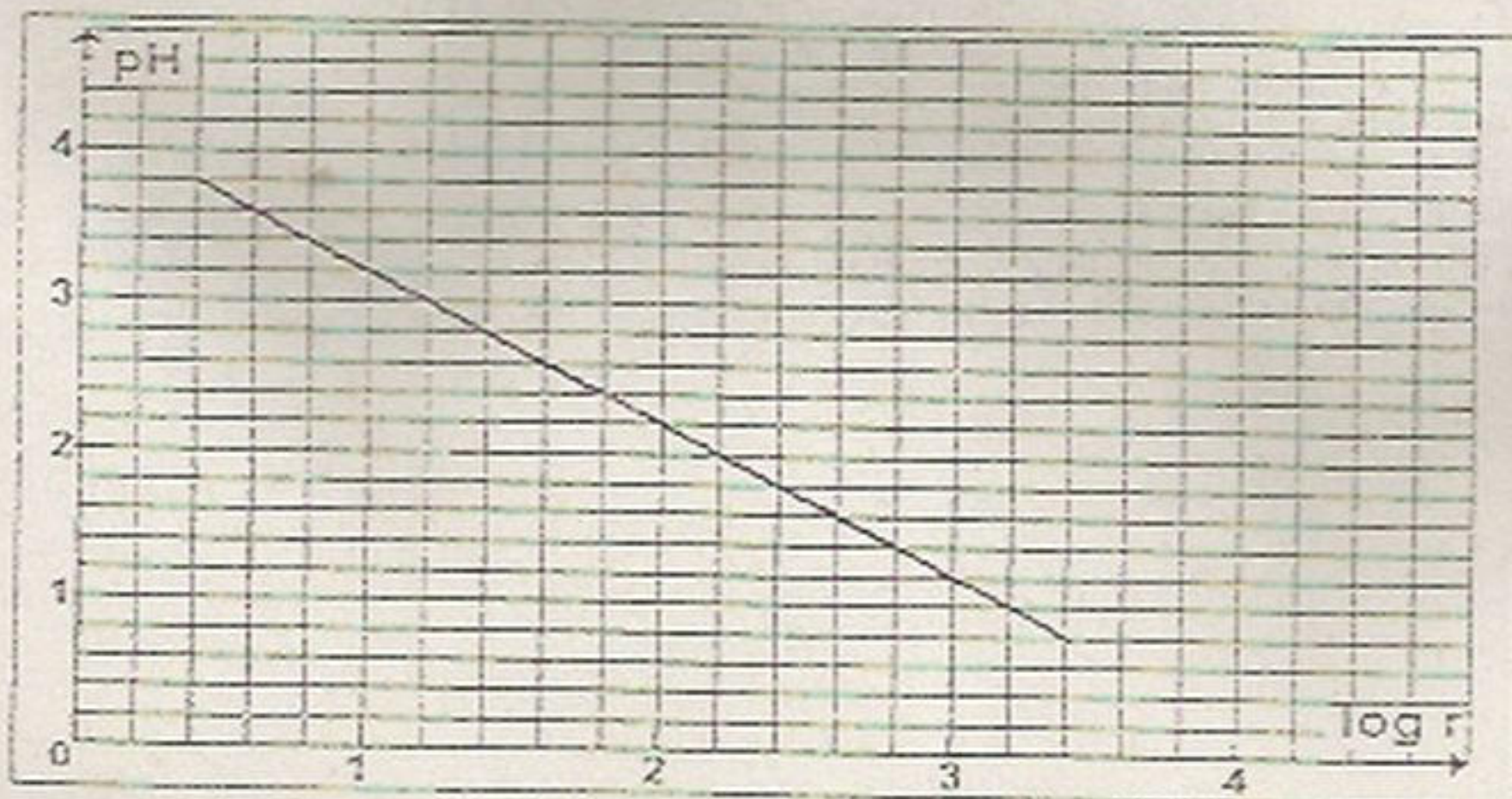
3°) Une étude expérimentale a permis de tracer la courbe $pH = f(\log r)$, pour différentes solutions de l'acide HA.

a- Déterminer la valeur du pK_a du couple HA/A^- .

b- Vérifier que, dans la solution (S_1) de $pH = 2,5$, l'acide est faiblement dissocié.

Donner l'expression du pH de cette solution en fonction de sa concentration molaire C_1 et du pK_a du couple HA/A^- . Déduire la valeur de C_1 .

c- Calculer la concentration C_2 de la solution (S_2) où $r = 6,3$.



EXERCICE N° 3

Toutes les solutions sont prises à 25°C ($pK_e = 14$).

- 1) Le tableau ci-dessous indique le pH de quatre solutions aqueuses S_1 , S_2 , S_3 et S_4 .
 S_1 et S_2 sont respectivement deux solutions mères de deux monoacides A_1H et A_2H de concentrations molaires respectives C_1 et C_2 .
 S_3 et S_4 sont respectivement deux solutions diluées au dixième de S_1 et S_2 .
 Les 4 solutions ont le même volume $V = 0,1L$.

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4
pH	2,9	1,6	3,4	2,6

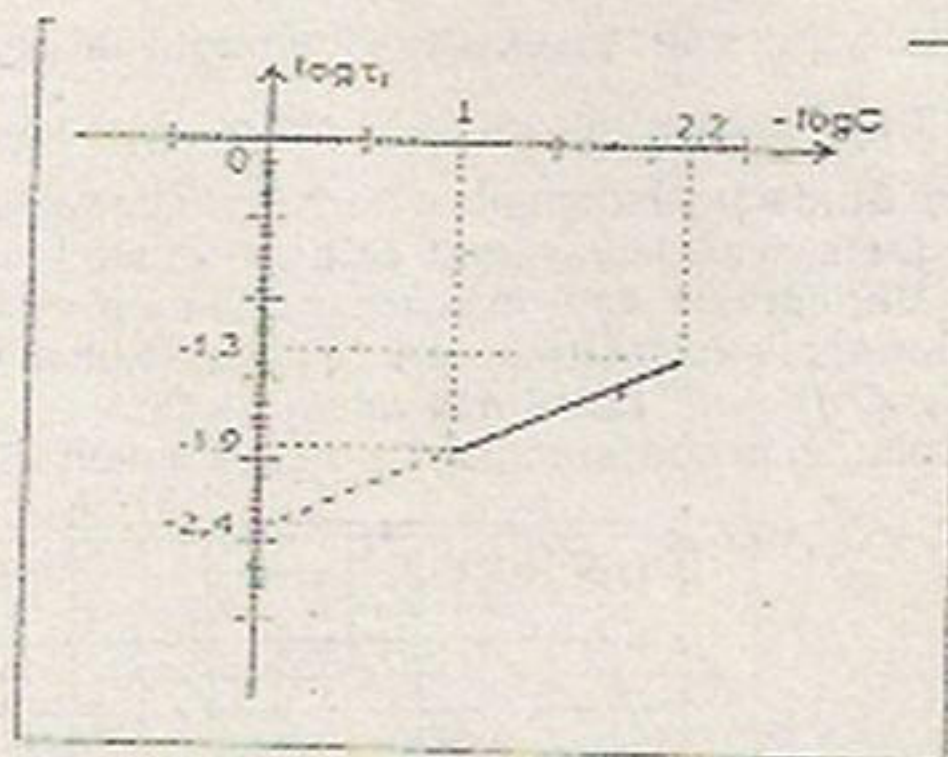
- Montrer que l'un des deux acides est fort et préciser lequel.
 - Déterminer la concentration molaire de la solution mère de cet acide fort.
- 2) L'acide faible est CH_3COOH . Il est utilisé pour préparer la solution mère de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Ecrire l'équation de la réaction de cet acide dans l'eau et dresser son tableau d'avancement.
 - Calculer l'avancement volumique final y_f de la réaction sachant que le pH de la solution étudiée est 2,9. On précisera l'approximation faite.
 - Déterminer le taux d'avancement final τ_f de la réaction.
 - Etablir l'expression du pH de cet acide en fonction du pK_a du couple et C_0 . Déduire la valeur du pK_a .
 - Calculer le taux d'avancement final τ_f dans la solution diluée. Confirmer la valeur du pH de la solution diluée de l'acide CH_3COOH .
- 3) On réalise la dilution d'un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de la solution de l'acide CH_3COOH de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On constate que le pH a varié de 0,8.
- Calculer la concentration de CH_3COOH dans la solution diluée obtenue.
 - Déduire le volume V_e d'eau ajouté.
 - Calculer le taux d'avancement final τ_f dans la solution diluée obtenue. Peut-on retrouver la valeur de la concentration de la solution diluée à partir de l'expression du pH trouvée précédemment, justifier.

EXERCICE N° 4

Toutes les solutions sont prises à 25°C ($pK_e = 14$).

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 $pH_1 = 13$ et $pH_2 = 11,1$.

- Etablir l'expression du taux d'avancement final τ_f d'une base B en fonction du pH, pK_e et C .
- Montrer que B_1 est une base forte et que B_2 est une base faiblement ionisée.
- Montrer que la constante d'acidité K_a du couple B_2H^+/B_2 s'écrit sous la forme $K_a = \frac{K_e}{C\tau_f^2}$.
 - 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 sont comprises entre $6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On a déterminé le taux d'avancement final τ_f de chaque solution ce qui nous a permis de tracer la courbe ci-contre.
 - Justifier l'allure de la courbe.
 - 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.
- Déterminer lorsque $\tau_f = 2 \cdot 10^{-2}$, les concentrations des différentes entités présentes autres que l'eau dans la solutions.



Lycée pilote de Bizerte	Série N°3 chimie	Prof : KEDIDI
2017/2018	Les réactions acide-base	4Sc et Math

Toutes les solutions aqueuses sont prises à 25°C, température à laquelle le produit ionique d'eau est $K_e = 10^{-14}$.

Exercice N°1 :

On donne les pK_a des couples acide/base du tableau ci-dessous :

Couple/Cl ⁻	HSO ₄ ⁻ /...../ClO ⁻	CH ₃ OH/...../NO ₃ ⁻	NH ₄ ⁺ /...../HCO ₃ ⁻
pK_a	-7	1,94	7,5	16	-2	9,25	3,75

- 1) Copier le tableau ci-dessus et compléter la formule de la forme acide ou basique de chaque couple.
- 2) Calculer la constante d'acidité K_a puis déduire la constante de basicité K_b relative à chaque couple.
- 3) Classer ces couples par ordre de force croissante de l'acide.
- 4) Classer ces couples par ordre de force décroissante de la base.
- 5) Comparer les deux classements et conclure.
- 6) On fait réagir HSO₄⁻ sur l'ammoniac NH₃.
 - a- Ecrire l'équation chimique qui modélise cette réaction.
 - b- Déterminer l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction en fonction des pK_a des couples mis en jeu.
 - c- Calculer la valeur de cette constante.
 - d- Préciser, en justifiant la réponse, la réaction qui se produit spontanément dans un système (S) dont la composition en mol.L⁻¹ est la suivante :
[HSO₄⁻] = 10⁻², [NH₃] = 10⁻³, [SO₄²⁻] = 10⁻¹ et [NH₄⁺] = 0,2.

Exercice N°2 :

Copier et compléter le tableau ci-dessous :

Solution à 25°C	pH	[H ₃ O ⁺](mol.L ⁻¹)	[OH ⁻](mol.L ⁻¹)	Nature
Jus de citron	2,2			
Vinaigre	2,8			
Café	5			
Eau pure	7			
Eau de mer	8,2			
Eau de Javel	12,8			

Exercice N°3 :

On dispose de deux solutions aqueuses (S) et (S') respectivement de deux monoacides A_1H et A_2H de même concentration molaire $C = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et de pH respectivement $\text{pH}_1 = 3,2$ et $\text{pH}_2 = 4,8$.

- 1) Dresser le tableau descriptif d'avancement volumique y de la réaction d'ionisation d'un monoacide faible AH dans l'eau.
- 2) Etablir l'expression de la constante d'acidité K_a en fonction du taux d'avancement total τ_f et la concentration C.
- 3) Calculer τ_f pour chacun des deux monoacides A_1H et A_2H .
- 4) En déduire les constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2} des deux monoacides A_1H et A_2H .
- 5) Comparer les forces de ces deux monoacides en justifiant la réponse.

Exercice N°4 :

On considère deux solutions aqueuses (S_1) et (S_2) de même pH = 2,9.

- (S_1) est une solution aqueuse d'un monoacide A_1H .
- (S_2) est une solution aqueuse d'un monoacide A_2H .

On prélève séparément un volume $V_0 = 10 \text{ mL}$ de chacune de ces solutions et on complète dans chaque cas avec de l'eau distillée jusqu'à avoir un volume $V = 200 \text{ mL}$ de solution. On obtient ainsi deux nouvelles solutions (S_1') et (S_2') de pH respectifs 4,2 et 3,6.

- 1) a- Calculer la quantité de matière n_0 d'ions H_3O^+ contenus dans le prélèvement de volume V_0 de (S_1) et de (S_2).
b- Calculer les quantités de matière n_1 et n_2 d'ions H_3O^+ contenus respectivement dans les solutions (S_1') et de (S_2').
c- En déduire que A_1H est un monoacide fort tandis que A_2H est un monoacide faible.
d- Calculer la concentration C_1 de la solution aqueuse (S_1) du monoacide A_1H .
- 2) Sachant que le monoacide A_2H est l'acide éthanóïque CH_3COOH et la concentration de (S_2) est $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
a- Ecrire l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau.
b- Exprimer le taux d'avancement final τ_f de la réaction en fonction de pH et C_2 en précisant l'approximation utilisée.
c- Calculer τ_f et vérifier que l'acide éthanóïque est faiblement ionisé dans l'eau.
d- Montrer que la constante d'acidité K_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- s'écrit : $K_a = C_2 \cdot \tau_f^2$.
e- Vérifier que le $\text{p}K_a$ de ce couple est égale à 4,8.
- 3) Calculer le taux d'avancement final τ_f' de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau dans la solution (S_2') et déduire l'effet de la dilution sur l'ionisation de CH_3COOH dans l'eau.

Exercice N°5 :

On considère trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) de même concentration C , de même volume $V = 20\text{mL}$ et contenant respectivement, les acides A_1H , A_2H , et A_3H . L'un des acides est fort alors que les deux autres sont faibles. Les mesures des pH des trois solutions fournissent les résultats consignés dans le tableau suivant :

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)
pH	3,60	1,70	3,45

- 1) a- Exprimer le taux d'avancement final τ_f de la réaction d'un acide AH avec l'eau en fonction du pH et de C .
b- Classer les acides A_1H , A_2H , et A_3H par ordre de force d'acidité croissante. En déduire que A_2H est l'acide fort.
c- Justifier que $C \approx 0,02\text{mol.L}^{-1}$.
- 2) a- On suppose que les acides A_1H et A_3H sont faiblement ionisés respectivement dans (S_1) et (S_3). Montrer que pour un acide faible, le taux d'avancement final τ_f de la réaction de cet acide avec l'eau s'écrit : $\tau_f = 10^{\text{pH}-\text{pK}_a}$.
b- Déduire les valeurs de pK_{a1} et pK_{a3} respectivement, des couples A_1H/A_1^- et A_3H/A_3^- .
- 3) On désire avoir le même pH pour les deux solutions (S_1) et (S_3). Pour cela, on procède par dilution avec l'eau distillée, en ajoutant un volume V_e d'eau au volume V de l'une de ces solutions.
a- Préciser, en le justifiant, la solution à diluer parmi (S_1) et (S_3).
b- Sachant que l'acide considéré reste faiblement ionisé dans la solution diluée, déterminer la valeur de V_e .

Exercice N°6 :

On dispose de quatre solutions aqueuses (S_1), (S_2), (S_3) et (S_4).

- (S_1) et (S_2) sont respectivement deux solutions aqueuses de deux monobases B_1 et B_2 de concentrations respectives C_1 et C_2 .
- (S_3) et (S_4) sont respectivement deux solutions diluées au dixième de (S_1) et (S_2).

Chaque solution a un volume $V = 1\text{L}$. Le tableau ci-dessous indique les pH des quatre solutions.

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)	(S_4)
pH	10,8	12,5	10,3	11,5

- 1) a- Montrer que l'une des deux bases est forte et préciser laquelle.
b- Déterminer la concentration molaire de la solution mère de cette base forte.
- 2) La base faible est l'ammoniac NH_3 . Elle est utilisée pour préparer la solution mère de concentration molaire $C = 0,025\text{mol.L}^{-1}$.
a- Dresser le tableau descriptif d'avancement volumique de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
b- Calculer l'avancement volumique final y_f de la réaction ainsi que l'avancement volumique maximal y_{max} , sachant que le pH de la solution étudiée est 10,8. Préciser l'approximation utilisée.
c- Déterminer le taux d'avancement final τ_f de cette réaction.

- d- Etablir, en fonction de τ_f , C et pK_e l'expression de la constante d'acidité K_a du couple auquel appartient NH_3 en précisant l'approximation utilisée. Calculer la valeur de K_a .

Exercice N°7 :

On prépare trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) de même concentration C en dissolvant respectivement chacun des trois acides A_1H , A_2H , et A_3H dans l'eau pure. L'un des acides est fort, alors que les deux autres sont faibles. Les mesures des pH des trois solutions fournissent les résultats consignés dans le tableau suivant :

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)
pH	3,20	2,90	1,60

- 1) Classer les acides A_1H , A_2H , et A_3H par ordre de force d'acidité décroissante. En déduire que A_3H est l'acide fort.
- 2) Etablir l'expression du pH d'une solution aqueuse d'un acide fort en fonction de la concentration molaire C. En déduire la valeur de C.
- 3) a- Dresser le tableau descriptif d'avancement volumique y de la réaction d'ionisation de l'acide A_1H dans l'eau.
b- Calculer le taux d'avancement final τ_f .
c- Etablir l'expression de la constante d'acidité K_{a1} du couple A_1H/A_1^- en fonction de C et τ_f . Préciser l'approximation utilisée. Calculer sa valeur.
- 4) A un volume $V_A = 20\text{mL}$ de la solution (S_2), on ajoute un volume $V_B = 10\text{mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium NaOH (base forte) de concentration molaire $C_B = c$. Après agitation, la mesure du pH du mélange réactionnel donne $\text{pH} = 4,2$.
a- Déterminer, en le justifiant, la valeur de la constante d'acidité K_{a2} du couple A_2H/A_2^- .
b- Comparer K_{a1} et K_{a2} et en déduire de nouveau une classification des forces des acides A_1H et A_2H .

Exercice N°8 :

On considère deux solutions aqueuses (S_1) et (S_2) de même $\text{pH} = 11$ et de concentration respectives, C_1 et C_2 . (S_1) est une solution aqueuse d'une monobase forte B_1 est (S_2) est une solution aqueuse d'une monobase faible B_2 .

- 1) a- Calculer la valeur de C_1 .
b- Justifier que $C_2 > C_1$.
- 2) a- Ecrire l'équation de la réaction de la base B_2 avec l'eau.
b- Dresser le tableau descriptif en avancement volumique noté y , relatif à la réaction de la base B_2 avec l'eau.
c- Exprimer le taux d'avancement final τ_f de la réaction de la base B_2 avec l'eau en fonction de pH, pK_e et C_2 .
- 3) On prélève de la solution (S_2) un volume $V_0 = 10\text{mL}$ que l'on dilue n fois en y ajoutant un volume V_e d'eau distillée. On obtient une solution (S'_2) de $\text{pH}' = 10,65$ et de concentration C'_2 . On suppose que B_2 est faiblement ionisée dans la solution (S'_2) et que son pH' est donné par l'expression :
$$\text{pH}' = \frac{1}{2} (pK_a + pK_e + \log C'_2)$$
. Montrer que $n \approx 5$. En déduire la valeur de V_e .