

EXERCICE N°1 : On prépare trois solutions aqueuses d'acides notées (S₁) ; (S₂) et (S₃) en dissolvant dans l'eau pure trois acides A₁H ; A₂H et A₃H de même concentration C = 5.10⁻³ mol.L⁻¹.

Les pH de ces solutions ont pour valeurs respectives pH₁= 3,55 pH₂ = 4 et pH₃ = 2,3.

- 1- En déterminant les concentrations des ions H₃O⁺ dans (S₁) ; (S₂) et (S₃) montrer que l'un de ces trois acides est fort.
- 2- Classer par ordre de forces croissant les deux acides faibles. Justifier sans faire de calcul.
- 3- Calculer le taux d'avancement final de ces deux acides faibles, vérifier leur classement établi précédemment.
- 4- Etablir l'expression du pH en fonction de la concentration C de l'acide fort,
- 5- Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de chaque acide.
- 6- Sachant que le pH d'un acide faible est $pH=1/2(pKa-\log C)$, calculer le pka du couple (A₂H/A₂⁻).
- 7- Déterminer la valeur de pH de chaque solution si on les diluées 10 fois

EXERCICE N°2 : On considère trois solutions basiques, de même concentration C=10⁻² mol L⁻¹.

Les pH de ces solutions, mesurés à 25° C, sont indiqués dans le tableau suivant :

Solution de base	B ₁	B ₂	B ₃
PH	10,95	10,6	12

- 1- a- En utilisant le tableau-ci-dessus, montrer que B₃ est une base forte et que B₁ et B₂ sont des bases faibles
 b-Comment peut-on comparer, en solution aqueuse, la force relative des deux bases faibles
 c- Classer ces bases par ordre de force croissante.
- 2- a- Enumérer toutes les espèces chimiques, autres que l'eau, constituant la solution S₂
 b- Calculer leurs concentrations molaires et vérifier que la valeur de la constante d'acidité Ka du couple B₂H⁺/ B₂ est égal à 6,3 .10⁻¹⁰
 3-Le pKa du couple BH⁺/ B peut s'écrire : $pKa = pH + \log [BH^+] / [B]$
 a- Déduire l'expression du pH d'une solution aqueuse de base faible en fonction de sa concentration initiale C , de son pKa et du pKe (en suppose que [B] = C pour une base faiblement dissociée en solution aqueuse diluée).
 b- Classer les bases faibles étudiées ainsi que leurs acides conjugués selon leurs pKa respectifs.
 c-Si on dilue, dix fois, séparément, chacune des deux solutions des bases B₁ et B₂.

Les valeurs des concentrations molaires, des pH des nouvelles solutions ainsi que celles des pKa correspondant seraient-elles modifiées ? Si oui, que deviennent les nouvelles valeurs

EXERCICE N°3 : On dispose de V = 500mL de solution d'acide fluorhydrique HF de concentration en soluté apporté C=2,0.10⁻²mol.L⁻¹. Son pH = 2,5.

- 1- Donner l'équation de la réaction entre l'acide HF_(aq) et l'eau.
- 2- Calculer la concentration des ions oxonium H₃O⁺ à l'état final.
- 3- Compléter le tableau d'avancement ci-dessous :

	HF _(aq)	+ H ₂ O		
Etat initial				
Etat interm.				
Etat équilibre				
Etat final				

4- Si la réaction était totale quelle serait la valeur du pH de la solution ?

5- Calculer le taux d'avancement τ Conclure.

6- Calculer le quotient de réaction à l'équilibre K.

EXERCICE N°4 : On dissout séparément dans l'eau deux bases notées B₁ et B₂, on prépare deux solutions (S₁) et (S₂) dont la base la plus faible est l'ammoniac NH₃

On donne : pK_{a1} = 10,7 pour le couple B₁H⁺/ B₂. pK_{a2} = 9,2 pour le couple B₂H⁺/ B₂.

1- a- Préciser, en justifiant, laquelle des bases B₁ et B₂ est la plus forte?

b- En déduire laquelle des deux bases correspond à l'ammoniac.

2- a- Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'ammoniac dans l'eau

b- Sachant que le pH de la solution d'ammoniac étudiée est de 10,6

Etablir l'expression de la concentration initiale de cette solution en fonction de pK_a et de pH. Déterminer sa valeur.

EXERCICE N°5 : Toutes les solutions aqueuses sont à 25°C, température à laquelle le produit ionique de l'eau est égal à 10⁻¹⁴

On dispose des solutions aqueuses S₁ et S₂ de deux acides notés respectivement HA₁ et HA₂. Les pH des deux solutions ont la même valeur pH = 3. L'un des acides est faible et l'autre est fort.

1- Calculer la quantité d'ions H₃O⁺, contenues dans 10 cm³ de chaque solution.

2- On dilue 10 cm³ de chaque solution avec de l'eau distillée jusqu'à obtenir 200 cm³ de solution. La dilution de S₁ donne une solution S'₁ de pH₁ = 3,65 et celle de S₂ donne une solution S'₂ de pH₂ = 4,3.

a- Calculer les quantités n'₁ et n'₂ 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- Le pK_a correspondant à l'acide faible est égale à 3,8.

a- Montrer que la concentration molaire de la solution initiale d'un acide faible peut s'exprimer par la relation $C = 10^{(pK_a - 2pH)}$

On suppose que l'acide est faiblement dissocié en solution aqueuse diluée

b- Calculer la concentration molaire C de la solution initiale de l'acide faible.

4- Calculer les coefficients de dissociation de l'acide faible dans l'eau avant et après la dilution. Les comparer.

Ces résultats sont-ils en accord avec la loi de modération relative aux équilibres chimiques ? Justifier.

EXERCICE N°6 : On considère les couples suivants : HF/F⁻ (K_{b1} = 1.58.10⁻¹¹) et HNO₂/NO₂ (K_{a2} = 5.10⁻⁴)

1- Comparer, en le justifiant, les forces des acides d'une part et les forces des bases d'autre part.

2- Ecrire les équations des réactions de l'acide HNO₂ et de la base F⁻ avec l'eau.

3- Ecrire l'équation de la réaction mettant en jeu les couples HF/F⁻ et HNO₂/NO₂ (HF à gauche).

4- Montrer que la constante d'équilibre K relative à cette réaction a pour expression : $K = k_e / (K_{a2} \cdot K_{b1})$ et calculer sa valeur.

5- Comparer les forces de deux acides, en utilisant la valeur de K.

EXERCICE N°7 :

- 1- Une solution S_1 d'acide nitrique HNO_3 de concentration $C_1=5.10^{-2}mol.L^{-1}$ à $pH=1.3$
 - a- Dresser un tableau descriptif pour l'évolution de cette réaction.
 - b- Calculer le taux d'avancement.
 - c- Cet acide est-il faible ou fort ?
 - d- Etablir l'expression de pH en fonction de C_1 .
- 2- Une solution S_2 d'acide carboxylique $RCOOH$ de concentration $C_2=5.10^{-2}mol.L^{-1}$ à $pH=3.15$
 - a- Dresser un tableau descriptif pour l'évolution de cette réaction.
 - b- Calculer le taux d'avancement.
 - c- Cet acide est-il faible ou fort ?
 - d- Montrer que le pH de cette solution est $pH= 1/2(pka-\log C_2)$. Déduire la valeur de pka_2 .
 - e- Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans cette solution.
 - f- On prélève de S_2 un volume $v_0=20ml$ et on lui ajoute un volume v d'eau distillée. Le pH de cette solution S_2' obtenue est égale à 3.3. Déterminer la nouvelle concentration C_2' et le volume v .

EXERCICE N°8 : On donne le pka de couple NH_4^+/NH_3 est égale à 9.2. On prépare une solution aqueuse d'ammoniac de concentration C et dont le $pH=10.6$

- 1- Etablir l'expression de pH en fonction de pka , pke et C et déduire la valeur de C .
- 2- Déterminer le taux d'avancement de la réaction de dissociation de l'ammoniac dans l'eau et déduire la force de cette base.
- 3- Quel volume d'eau faut-il ajouter à 10 ml de la solution précédente pour que, le pH devient égale à 9.3.
- 4- Quelle masse d'ammoniac pur faut-il ajouter à un litre d'eau pour obtenir une solution de $pH=11.1$ (on donne $M_H=1$, $M_N=14$ en $g.mol^{-1}$).
- 5- On prépare une solution S' d'une monobase B faible de $pka=10.4$ de même concentration que la solution d'ammoniac C . Le pH de la solution S' est-il supérieur ou inférieur à 10.6 ? Justifier.

EXERCICE N°9 : On prépare un volume $V_1=200ml$ d'une solution aqueuse S d'hypo chlorate de sodium $ClONa$ de concentration $C_0=10^{-2}mol.L^{-1}$, en dissolvant une masse m de ce sel dans l'eau. Le pH de la solution obtenue est $pH_0=9.75$.

- 1- Déterminer la masse m . ($M_{Cl}=35.5$ $M_O=16$ et $M_{Na}=23$ en $g.mol^{-1}$).
- 2- Ecrire l'équation de la réaction qui accompagne la dissolution.
- 3- Montrer que ClO^- est une base faible et écrire l'équation de dissociation de cette base avec l'eau.
- 4- Donner l'expression de K_b en fonction de k_e , pH_0 et C_0 puis calculer sa valeur.
- 5- On prélève un volume $v_0=10ml$ et on ajoute un volume V d'eau. Soit C la concentration de la nouvelle solution.
 - a- donner une relation entre C , C_0 , v_0 et V .
 - b- Montrer que $pH=pH_0-1/2.\log(1+V/v_0)$.
 - c- Calculer le pH de la solution pour $V=90ml$ et en déduire les concentrations de ClO^- et $HClO$.

EXERCICE N°10 : On considère les deux couples acides/bases suivants :

A : acide benzoïque $C_6H_5COOH/.....$ $pKa=4,2$

B : ion ammonium $NH_4^+ /.....$ $pKa = 9,2$

- 1) Remplir les pointillés dans chaque couple.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de chaque entité dans l'eau.
- 3) Ecrire l'équation de la réaction susceptible d'avoir lieu entre l'acide A et la base B
- 4) Calculer la constante d'équilibre K de cette réaction et en déduire une comparaison de la force des acides de ces couples et les forces de leurs bases.
- 5) Calculer les valeurs de K_a et K_b de ces deux couples et montrer que la comparaison des ces constantes confirme les résultats du 3°)

EXERCICE N°11 : On dispose du matériel et des produits suivants :

- Pipettes de 5mL, 10mL et 2mL
- Fioles jaugées de 500mL, 250mL et 100mL
- Une solution de méthylamine de concentration C_1 .
- Une solution de base B de concentration C_2 .
- Eau distillée - des flacons

Deux flacons A et B contenant l'un une solution S_1 de méthylamine et l'autre une solution S_2 de base B. La mesure de pH de la solution S_1 donne $pH_1=11.85$ et celui de S_2 est $pH_2=12$. Afin de connaître la force de chaque base, on effectue un prélèvement de chaque flacon que l'on soumet à une dilution au dixième. La mesure des pH donne $pH_1'=11.35$ et celui de $pH_2'=11$.

1-a- Montrer, en le justifiant que le méthylamine est une base faible alors que B est une base forte.

b- Calculer C_2 .

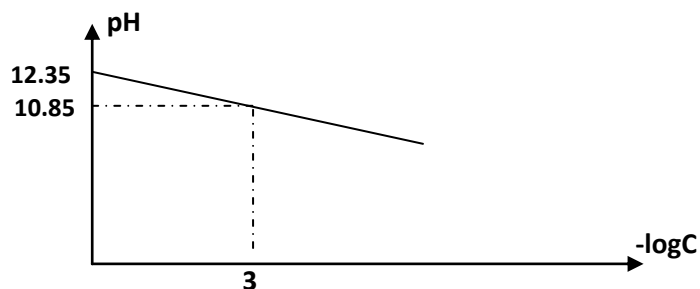
c- Décrire la démarche expérimentale à suivre, en précisant le matériel choisit pour effectuer la dilution au dixième.

2- Etablir que le pH de la solution S_1 vérifie la relation suivante $pH = 1/2 \cdot (pK_a + pK_e + \log C)$.

3- A l'aide d'un protocole expérimentale, on mesure le pH d'une solution aqueuse de méthylamine pour différentes valeurs de sa concentration C.

Les résultats des mesures permettent de tracer la courbe $pH = f(-\log C)$.

Déduire de cette courbe la valeur de pK_a de couple $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$ ainsi que la concentration C de la solution S



EXERCICE N°12: On dispose d'une solution aqueuse S_1 d'une base B de concentration $C_1=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ son pH est égal à 11,1.

1) Montrer que B est une base faible ?

2) A partir d'un volume V_1 de S_1 que l'on calculera, on obtient un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse S_2 de concentration $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; son pH est égal à 10,8.

Déterminer pour la solution S_1 puis pour la solution S_2 le taux d'avancement de chaque réaction d'ionisation de chaque acide dans l'eau.

Conclure quant à l'effet de la dilution sur la réaction d'une base faible avec l'eau.

3) Une solution aqueuse S d'éthanoate de Sodium (CH_3COONa) prise à 25° C .

La solution S est obtenue en dissolvant une quantité d'éthanoate de Sodium (CH_3COONa) qu'on notera (A Na) dans de l'eau distillée. On obtient une solution basique diluée de concentration $C=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Dans cette solution une très faible quantité de la forme basique A^- s'est transformée en AH selon l'équation de la réaction $A^- + H_2O \rightleftharpoons AH + OH^-$

a- Montrer que le pH de la solution a pour expression $pH = 7 + 1/2 pK_a + 1/2 \log C$

On négligera les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau devant ceux provenant de A^-

Le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est 4,8.

b- Peut-on comparer, en solution aqueuse, la force relative des bases CH_3COO^- et B.

EXERCICE N°13: On considère quatre solutions acides, de même concentration $C=10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$. Les pH de ces solutions, mesurés à 25°C sont indiqués dans le tableau suivant:

solution d'acide	A_1H	A_2H	A_3H	A_4H
pH	3,4	2	5,6	2,9

1°) a/Qu'appelle-t-on acide fort ? Qu'appelle-t-on acide faible?

b/en utilisant le tableau ci-dessus, préciser le (s)acide(s) faible(s)et le(s) acide(s) fort(s).

2°) a/Pour chaque acide faible, calculer le coefficient de dissociation de l'acide dans l'eau.

Classer ces acides, selon leur force.

b/ Etablir une relation entre la constante d'acidité K_a du couple AH/A^- et le coefficient de dissociation de l'acide dans l'eau.

c/Calculer la constante d'acidité K_a de chaque acide faible.

Classer respectivement ces acides selon leurs K_a respectives.

3°) On dilue 10 fois la solution n°1 le pH est alors égal à 3,9.

Quelle est la nouvelle valeur du coefficient de dissociation de l'acide A_1H

Comparer au coefficient de dissociation de l'acide A_1H calculé dans la question 2.

4°) Quel est l'effet de la dilution sur l'équilibre chimique de couple A_1H/A_1^- .