

République de Guinée

Travail-Justice-Solidarité

TOUTE LA CHIMIE TERMINALE

EXERCICES PROPOSES

01/01/2020

Les Sciences Physiques avec Mr RENE

**ACIDES ET BASES EN
SOLUTION AQUEUSE**

CINETIQUE CHIMIQUE



CHIMIE ORGANIQUE

Les Sciences physiques avec Mr RENE
(@RENEPHYSIQUE)

<https://www.facebook.com/RENEPHYSIQUE/>

EXERCICES

Acides et bases en
solution aqueuse

Cinétique
chimique

Chimie organique.

Proposés par Mr René K. Delamou professeur de P.C.

Année scolaire 2019-2020

SECTION 1 : DISSOCIATION IONIQUE DE L'EAU

Exercice 1 :

Rappeler l'équation d'autoprotolyse de l'eau. En vous inspirant de cette équation, écrire les autoprotolyses de l'ammoniac NH_3 et de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ purs.

Exercice 2 :

À 25°C , on mesure le pH de trois solutions aqueuses A, B et C ; on trouve : $\text{pH}_A=2,7$; $\text{pH}_B=5,8$; $\text{pH}_C=11,3$.

Déterminer les concentrations en ions hydronium et hydroxyde de chacune de ces solutions.

Exercice 3 :

À 25°C , une solution S est telle que : $[\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{OH}^-]=6,5 \times 10^2$

a) Calculer les concentrations molaires en ions H_3O^+ et OH^-

b) Que vaut le pH de la solution S.

On donne : $\log 2,6 \approx 0,4$

Exercice 4 :

Dans une fiole jaugée de 250ml, on met :

- 25 ml de solution de NaCl à $0,8 \text{ mol.l}^{-1}$;
- 50 ml de solution de CaBr_2 à $0,5 \text{ mol.l}^{-1}$;
- $3 \cdot 10^{-2}$ mol de chlorure de calcium ;
- 10,3 g de bromure de sodium solide.

On complète à 250 ml avec de l'eau distillée.

a- Déterminer la quantité de matière (en mol) et la concentration (en mol.l^{-1}) de chaque ion.

b- Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

Exercice 5 :

a- Quel volume d'une solution de sulfate de sodium Na_2SO_4 de concentration $c = 0,15 \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il verser dans 200 ml d'une solution de nitrate de sodium NaNO_3 de concentration $c' = 0,12 \text{ mol.l}^{-1}$ pour que la concentration des ions Na^+ dans le mélange soit de $0,18 \text{ mol.l}^{-1}$?

b- Quelles sont, au terme du mélange, les concentrations des différents ions présents ?

Exercice 6 :

Une solution A possède une concentration égale à $10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$. On prélève 50ml de A aux quels on ajoute 450ml d'eau. On obtient une solution B. On dilue B 25 fois. On obtient une solution C.

Quelle est la concentration de C ?

Exercice 7 :

a) Avec un pH-mètre, on mesure : $\text{pH}=3,5$ pour une solution ; calculer le domaine des valeurs possibles pour $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

b) Avec un papier pH, à 0,5 unité près, on mesure 3,5 pour le pH d'une solution ; calculer le domaine des valeurs possibles pour $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

c) La valeur de pH d'une solution aqueuse donnée par un pH-mètre est $2,7 \pm 0,1$.

Calculer l'incertitude relative commise sur la détermination de la concentration de H_3O^+ .

Exercice 8 :

Calculer le pH de solutions aqueuses dont la concentration molaire en ions OH^- vaut à 25°C ,

a) $2,5 \cdot 10^{-8}$ mol/L ; b) $4 \cdot 10^{-7}$ mol/L ; c) $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L ; d) $1,25 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

Exercice 9 :

1) On mélange un volume $v_1 = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution de chlorure de calcium à $c_1 = 10^{-2}$ mol/L et un volume $v_2 = 300 \text{ cm}^3$ d'une solution de chlorure de sodium à $c_2 = 10^{-1}$ mol/L. Calculer la concentration molaire des ions passifs dans le mélange obtenu.

2) Quel volume v d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire $C_2 = 10^{-1}$ mol/L faut-il verser dans $v_1 = 100 \text{ cm}^3$ d'une solution de chlorure de calcium à $C_1 = 10^{-2}$ mol/L pour que la concentration des ions Cl^- dans le mélange soit de $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Réponses : 2) $v = 60 \text{ cm}^3$

Exercice 10 :

a) Trouvez deux nombres A et B tel que : $\text{pK}_e = \frac{A}{T} + B$ où T est la température absolue en $^\circ\text{K}$

Sachant que le $\text{pK}_e = 14$ à 24°C et $\text{pK}_e = 14,94$ à 0°C , précisez les unités de A et B

b) En déduire à 100°C le pK_e et le pH de l'eau pure

c) Sachant que la précision d'une mesure sur le pH est en général 0,1 unités près, trouvez l'intervalle de température à 24°C où l'on peut utiliser un pH-mètre sans tenir compte des corrections de température

Réponses : a) $A = 3176^\circ\text{K}$; $B = 3,31$; b) $\text{pK}_e = 11,8$ et $\text{pH} = 5,9$; c) $18,6^\circ\text{C} \leq t \leq 29,8^\circ\text{C}$

SECTION 2 : ACIDES FORTS ET BASES FORTES
Exercice 1 :

A 10 cm^3 d'une solution de chlorure d'hydrogène, on ajoute 40 cm^3 d'eau. On obtient une solution de $\text{pH} = 2,7$.

Quelle est la concentration de la solution de chlorure d'hydrogène initiale ? (**Réponse : $C = 10^{-2}$ mol/L.**)

Exercice 2 :

On dissout une masse $m = 0,2 \text{ g}$ d'hydroxyde de sodium dans un volume $V = 200 \text{ cm}^3$ d'eau pure. On donne : $\text{Na} = 23$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

1) Ecrire l'équation bilan de la dissolution

2) Calculer la concentration de la solution obtenue

3) Calculer le pH de la solution

4) Quel volume d'eau faut-il ajouter à $v_i = 20 \text{ mL}$ de la solution précédente pour obtenir une solution à $\text{pH} = 11$?

Réponses : 2) $C = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L ; 3) $\text{pH} = 12,4$; 4) $V_{\text{H}_2\text{O}} = 480 \text{ mL}$

Exercice 3 :

Une solution d'hydroxyde de potassium à $C = 5,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L a un $\text{pH} = 10,7$.

1) Montrer qu'il s'agit d'une base forte.

- 2) Ecrire l'équation bilan de la dissolution de KOH dans l'eau
- 3) Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes.

Exercice 4 :

On dissout $m = 0,253$ g d'acide perchlorique dans un volume $v = 2$ L d'eau. Le pH de la solution est égal à 2,9. On donne : H = 1 ; O = 16 ; Cl = 35,5.

- 1-Montrer que l'acide perchlorique est un acide fort.
- 2-Ecrire l'équation bilan de dissolution de l'acide perchlorique dans l'eau
- 3-Quel volume d'eau distillée faut-il ajouter à 40 mL d'une solution d'acide perchlorique de pH = 1,7 pour obtenir une solution de pH = 2,4 ?

Exercice 5 :

Dans un bécher, on mélange les solutions suivantes :

- Acide chlorhydrique : $v_1 = 15$ mL et $C_1 = 10^{-3}$ mol/L
- Acide nitrique : $v_2 = 7,5$ mL et $C_2 = 10^{-4}$ mol/L
- Acide bromhydrique : $v_3 = 7,5$ mL et $C_3 = 10^{-3}$ mol/L
- De l'eau distillée : $v_4 = 970$ mL.

- 1-Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution finale.
- 2-Calculer le pH de la solution finale.
- 3-Vérifier l'électroneutralité de cette solution

Réponses : 1) $[Cl^-] = 1,5 \cdot 10^{-5}$ mol/L ; $[NO_3^-] = 7,5 \cdot 10^{-7}$ mol/L ; $[Br^-] = 7,5 \cdot 10^{-6}$ mol/L ; $[H_3O^+] = 2,33 \cdot 10^{-5}$ mol/L

$[OH^-] = 4,3 \cdot 10^{-10}$ mol/L ; 2) pH = 4,6 ; $\sum[cations] = \sum[anions] = 2,33 \cdot 10^{-5}$ mol/L

Exercice 6 :

On prépare une solution aqueuse S_1 d'hydroxyde de potassium en dissolvant 2,8 mg de KOH dans 500 mL d'eau.

- 1-Calculer la concentration molaire de la solution S_1
- 2-Le pH de la solution S_1 est égal à 10.
 - a-Montrer que l'hydroxyde de potassium est une base forte
 - b-Ecrire l'équation bilan de sa dissolution dans l'eau.
 - c-Quel volume d'eau pure faut-il ajouter à $v_0 = 50$ cm³ de la solution S_1 pour avoir une solution de pH = 9,5 ?

3- On mélange $v_1 = 200$ mL de la solution S_1 à $v_2 = 300$ mL d'une solution aqueuse S_2 d'hydroxyde de potassium de concentration $C_2 = 10^{-2}$ mol/L.

- a-Calculer les concentrations molaires des espèces présentes dans le mélange obtenu
- b-En déduire le pH du mélange.

Exercice 7 :

1-On dissout 0,8 g d'hydroxyde de sodium dans 500 mL d'eau pure. A la solution obtenue, on ajoute 1 L d'une solution de NaOH de pH = 12.

Quel est le pH de la solution finale

2- L'hydroxyde de potassium donne avec l'eau une réaction totale. On mélange 400 mL d'une solution de KOH de pH=11,5 avec 200 mL d'une solution de NaOH de pH = 11. Quel est le pH de la solution ainsi préparée.

Réponses : 1) pH = 12,3 ; 2) pH = 11,4.

Exercice 8 :

L'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ donne avec l'eau une réaction totale tant que la solution n'est pas saturée ; la solution obtenue est souvent appelée (eau de chaux). On dissout 0,5 g d'hydroxyde de calcium dans 500 mL d'eau.

1-Ecrire l'équation de la réaction de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ avec l'eau.

2-Calculer la concentration C_A de la solution A d'hydroxyde de calcium ainsi obtenue. En déduire la concentration en ion hydroxyde et le pH de la solution A.

3-On ajoute à A, 500 mL d'une solution B d'hydroxyde de sodium de pH inconnu. Le pH de la solution C obtenue est 12,2. En déduire le pH inconnu.

Réponses : 2) $C_A = 1,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $[\text{OH}^-] = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; pH = 12,4 ; 3) pH = 11,7.

Exercice 9 :

1) On dispose de deux solutions aqueuses S_1 et S_2 toutes à 25 °C.

S_1 : solution de HCl de pH = 2,2.

S_2 : solution de HBr de pH = 2,7. Sachant que HCl et HBr sont des acides forts, calculer les concentrations C_1 et C_2 de ces deux solutions.

2) On mélange un volume v_1 de S_1 et un volume v_2 de S_2 de façon à obtenir 1 L de solution S de pH = 2,5.

En déduire v_1 et v_2 .

Réponses : 1) $C_1 = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $C_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; 2) $v_1 = 0,27 \text{ L}$ et $v_2 = 0,73 \text{ L}$

Exercice 10 :

On dispose à 25 °C de quatre solutions de NaOH A, B, C et D.

• A a un pH égal à 11,6

• B est telle que $[\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

• C a été obtenu par dissolution de 2 g de NaOH dans 10 L d'eau.

• D a été obtenue par addition de 400 mL d'eau à 100 mL de solution d'hydroxyde de pH = 12,1.

Calculer le pH des solutions B, C et D et classer les quatre solutions par basicité croissante.

Réponses : pH(B) = 11,47 ; pH(C) = 11,7 ; pH(D) = 11,4.

SECTION 3 : ACIDES FAIBLES ET BASES FAIBLES (COUPLE A/B)

Exercice 1 :

Une solution d'acide méthanoïque HCOOH de concentration molaire volumique $c_a = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ a un pH = 2,4.

1. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans cette solution.

2. Calculer les concentrations molaires volumiques de ces espèces chimiques ?

Exercice 2 :

L'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ est un acide faible. On considère une solution d'acide benzoïque de molarité $c_a = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. Le pH de solution vaut 3,1.

1. Quel est la base conjuguée de l'acide benzoïque ?

2. Calculer la constante d'acidité K_a , ainsi que le pKa du couple acide benzoïque/base conjuguée.

Exercice 3 :

On dispose d'une solution aqueuse S_1 de NH_3 de concentration $c_1 = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$. Son $\text{pH} = 11,1$.

1. Montrer que l'ammoniac est une base faible.

Écrire l'équation de la réaction entre l'ammoniac et l'eau.

2. Déduire le processus opératoire permettant à partir d'un volume V_1 de S_1 (que l'on calculera) d'obtenir une solution aqueuse S_2 de NH_3 de volume $V_2 = 100 \text{ ml}$ et de concentration $c_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

3. Le pH de la solution S_2 est alors de $10,8$. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution.

Exercice 4 :

Soit une solution aqueuse contenant, entre autre les espèces du couple ion ammonium/ammoniac de $\text{pK}_a = 9,2$. Cette solution a un $\text{pH} = 10,5$.

La somme des concentrations en ion ammonium et en molécule d'ammoniac est $C = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

1. Quelle est l'espèce du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ majoritaire de cette solution ?

2. Déterminer le rapport $[\text{NH}_3]/[\text{NH}_4^+]$ en fonction de K_a et de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, faire l'application numérique.

3. Exprimer $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$ en fonction de K_a , $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et C ; faire l'application numérique.

Exercice 5 :

On dispose d'une solution aqueuse de CH_3COOH de molarité $c = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$, son pH vaut $2,9$.

1. Montrer que CH_3COOH est acide faible.

2. Recenser les espèces chimiques présentes en solution et déterminer leur concentration.

3. En déduire la constante d'acidité K_a ainsi que le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

4. On considère l'acide méthanoïque caractérisé par le couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ ($\text{pK}_a = 3,8$). Comparer la force des deux acides HCOOH et CH_3COOH .

Exercice 6 :

Le couple acide monochloroéthanoïque-ion monochloroéthanoate $\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ est caractérisé par un pK_a égal à $2,9$.

1. On a préparé une solution aqueuse d'acide monochloroéthanoïque de pH égal à $2,1$.

Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques que l'on trouve dans cette solution.

2. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 100 ml de la solution précédente pour obtenir une solution de pH égal à $2,9$?

Exercice 7 :

On fait barboter un courant d'ammoniac NH_3 dans 100 cm^{-3} d'une solution aqueuse A de chlorure d'ammonium à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$. Quand la dissolution est terminée, on obtient une solution B dont le pH est égal à $8,6$.

1- Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution B. Calculer leurs concentrations molaires (sauf celle de NH_3).

2- le pK_A du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est $9,2$. Calculer la concentration molaire en NH_3 dans la solution B. Quel volume d'ammoniac, mesuré dans les conditions normales, a-t-on dissous dans la solution A pour obtenir la solution B ?

Exercice 8 :

- a)** On prépare une solution aqueuse de chlorure d'ammonium en dissolvant une masse m de solide dans 500 ml d'eau pure. La solution a une concentration de $4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. Calculer m .
- b)** Le pH de la solution obtenue est égal à 5,3. Montrer qu'il s'agit d'une solution d'acide faible. Écrire l'équation-bilan de la réaction entre les ions NH_4^+ et l'eau.
- c)** Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes en solution. Préciser si ces espèces sont majoritaires, minoritaires ou ultra- minoritaires.

Exercice 9 :

a) Pour préparer une solution d'acide éthanöique de concentration $10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$, on introduit dans une fiole jaugée un volume V d'acide pur que l'on complète à 1l. Calculer V .

Données : $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$;

Masse volumique de l'acide éthanöique pur : $1,05 \text{ g.cm}^{-3}$.

b) La solution obtenue est diluée 10 fois ; son pH devient égal à 3,4. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes en solution diluée. En déduire si l'acide est faible ou fort.

Exercice 10 :

Une solution d'éthanoate de sodium de concentration $c = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ a un $\text{pH} = 8,4$ à 25°C .

a) Quelle est l'origine de la basicité de la solution ?

Écrire l'équation-bilan correspondante. Montrer que c'est une réaction acide-base.

b) Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution.

c) En déduire le pK_a du couple A/B

SECTION 4 : REACTIONS ACIDES FORTS-BASES FORTES

Exercice 1 :

On mélange 20 cm^3 de solution de potasse KOH à $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ et 5 cm^3 d'une solution d'acide bromhydrique HBr de concentration C inconnue ; le pH du mélange est égal à 11.

1. En déduire les concentrations en H_3O^+ , OH^- , K^+ et Br^- .

2. Calculer C .

3. Quel volume de solution d'acide bromhydrique faut-il ajouter aux 5 cm^3 déjà versés pour atteindre le point d'équivalence ?

4. Quel est le pH de la solution d'acide bromhydrique utilisée ?

Exercice 2 :

On met en présence 10 ml de solution de HCl à

$2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ et 40 ml de solution de NaOH à $10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$.

1. Calculer la concentration des espèces chimiques en solution.

2. Quel est alors le pH de la solution obtenue ?

Exercice 3 :

On mélange un volume $V_1 = 30 \text{ ml}$ de HCl de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ et un volume V_2 d'une solution de NaOH de concentration $C_b = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. La solution obtenue à un $\text{pH} < 7$.

1. Nommer et exprimer les concentrations des espèces chimiques en solution en fonction de V_2 .
2. déterminer V_2 pour $\text{pH} = 2,5$.
3. Quel volume de NaOH faudra-il verser pour atteindre le point d'équivalence ? Quel est alors le pH de la solution ?

Exercice 4 :

On mélange :

- 40 ml d'acide chlorhydrique à $8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$;
- 20 ml de solution de chlorure de sodium à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$;
- 40 ml de solution d'hydroxyde de potassium à $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

1. Quel est le pH de la solution S obtenue ?
2. Quel volume V de solution d'hydroxyde de sodium à $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à la solution S pour que le pH prenne la valeur 4 ?

Exercice 5 :

1. À l'aide d'une burette délivrant 20 gouttes par cm^3 , on ajoute une goutte de solution de HCl de concentration $0,2 \text{ mol.l}^{-1}$ dans 100 cm^3 d'eau. Calculer la concentration en ion H_3O^+ ainsi que le pH de la solution obtenue.
2. À l'aide de même burette, on ajoute une, deux, puis trois gouttes de solution de soude à $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ dans la solution précédente.

Déterminer la concentration en ion H_3O^+ ainsi que le pH de la solution après chacune de ces additions.

Exercice 6 :

On dispose d'une solution de 100 ml d'hydroxyde de sodium de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

1. Quel est son pH ?
2. Quels volumes d'acide chlorhydrique de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il verser dans la solution précédente pour abaisser le pH :
 - à 11 ?
 - à 7 ?
 - à 3 ?

Exercice 7 :

On mélange un volume $V_A = 50 \text{ mL}$ d'acide bromhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$), de $\text{pH} = 2,3$ et volume $V_B = 50 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium de pH inconnu.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction ayant lieu.
- 2) Quel devrait être le pH de la solution de soude pour que le pH du mélange soit égal à 7 ?
- 3) On suppose cette condition réalisée. Si on ajoute $V' = 5 \text{ mL}$ de la solution d'hydroxyde de sodium au mélange précédent, quel sera le pH final ?

Exercice 8 :

On mélange un volume V_A d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ avec un volume V_B d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Le volume du mélange est $V = 40 \text{ cm}^3$. Le pH du mélange est de 3,9.

- a) Ecrire l'équation de la réaction ?
- b) Trouver les volumes V_A et V_B des solutions acide et basique ?

c) Quel volume de solution acide ou basique faut-il rajouter au mélange pour avoir un pH final égal à 7 ?

Exercice 9 :

Un volume $V_B = 50,0$ mL d'hydroxyde de calcium (considérée comme base forte) est dosé par l'acide nitrique (acide fort) de concentration $C_A = 9 \cdot 10^{-2}$ mol/L. L'équivalence est obtenue pour $V_A = 12,0$ mL.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction acide-base
- 2) En déduire la concentration C_B de l'hydroxyde de calcium
- 3) Calculer le pH de la base de départ ainsi que le pH de l'acide utilisé pour faire ce dosage.
- 4) Calculer la masse de nitrate de calcium formé. On donne les masses molaires en g/mol :
Ca = 40 ;
N = 14

Exercice 10 :

On dispose deux solutions aqueuses, l'une S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L ; l'autre S_2 d'acide nitrique de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

- 1) Quelle masse d'hydroxyde de potassium faut-il dissoudre pour préparer 500 cm^3 de solution S_1 ?
- 2) Quel volume de solution S faut-il ajouter à $V_2 = 15 \text{ cm}^3$ de la solution S_2 pour obtenir l'équivalence ?
- 3) On mélange $V_1 = 12 \text{ cm}^3$ de S_1 et $V_2 = 8 \text{ cm}^3$ de S_2 . Quel sera le pH du mélange ?
- 4) Même question avec $V_1 = 25 \text{ cm}^3$ et $V_2 = 8 \text{ cm}^3$.

SECTION 5 : REACTIONS ACIDES FAIBLES-BASES FORTES

(SOLUTION TAMPON)

Exercice 1 :

1- Quel volume de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à un volume de 30ml de solution d'acide éthanoïque de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ pour avoir une solution de pH= 5,05. Le pK_A du couple acide éthanoïque-ion éthanoate est 4,75.

2- Quelles sont les concentrations des espèces chimiques en solution ?

Exercice 2 :

On veut déterminer le pK_A de l'acide benzoïque C_6H_5COOH . Pour cela on fait trois mesures de pH à 25°C dans les conditions suivantes :

1- On prépare une solution aqueuse de cet acide de concentration $0,01 \text{ mol.l}^{-1}$. Son pH vaut 3,1.

2- À 10 ml de la solution précédente, on ajoute 5 ml de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. Le pH mesuré est alors 4,2.

3- On verse encore 5ml de soude à $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ dans la solution préparée selon 2 ; le pH passe alors à 8.

Dans chaque cas 1, 2, 3, calculer la concentration, en mol.l^{-1} , des différentes espèces en solution dans l'eau et en déduire, à chaque fois, le pK_A du couple acide benzoïque-ion benzoate. Laquelle des trois méthodes 1, 2, 3 donne la valeur la plus précise du pK_A . Justifier la réponse.

Exercice 3 :

On dissout 3,7g d'acide propanoïque dans une quantité suffisante d'eau pure pour obtenir un litre d'une solution S.

1- Quelle est la concentration de la solution S ?

2- On mesure le pH de cette solution : on trouve $\text{pH}=3,1$. En déduire que l'acide propanoïque est un acide faible. Écrire l'équation d'ionisation de cet acide dans l'eau.

3- On verse dans 20ml de solution S, 25ml d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à $0,02 \text{ mol.l}^{-1}$: le pH du mélange est 4,9. En déduire le pK_A du couple acide propanoïque/ion propanoate.

Exercice 4 :

Une solution aqueuse à $0,5 \text{ mol.l}^{-1}$ d'un acide carboxylique AH a un pH qui vaut 2 à 25°C .

1- Déterminer les concentrations des espèces chimiques contenues dans cette solution. En déduire la constante d'acidité du couple acide/base utilisé ; l'identifier à partir du tableau suivant :

Couple	Acide chloroéthanoïque/ ion chloroéthanoate	Acide méthanoïque/ ion méthanoate	Acide éthanoïque/ ion éthanoate
pK_A	2,9	3,7	4,7

Écrire les formules de l'acide et de sa base conjugués.

2- Quel volume V (en ml) d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à $0,4 \text{ mol.l}^{-1}$ faut-il ajouter à 10 ml de la solution d'acide pour amener son pH à 4 ?

Exercice 5 :

On réalise une solution tampon en mélangeant 20 cm^3 d'une solution d'acide méthanoïque de concentration $0,1 \text{ mol/L}$ et 10 cm^3 d'une solution de soude de concentration $0,1 \text{ mol/L}$. La constante K_A du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ est égale à $1,6 \cdot 10^{-4}$.

a) Quel est le pH de la solution tampon ?

b) Quel volume de la solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,1 \text{ mol/L}$ faut-il ajouter au mélange pour que le pH soit égal à 3,5 ? Donnée : $\log 2 = 0,3$.

Exercice 6 :

1) On dispose d'une solution d'acide méthanoïque de concentration molaire 10^{-2} mol/L et d'une solution de soude de même concentration. Quel volume de chacune de ces deux solutions faut-il mélanger pour obtenir 15 cm^3 d'une solution de $\text{pH} = 4,1$?

2) Sachant que le pK_A du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ est 3,8, calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques en solution.

3) Quel volume de solution de formiate de sodium à $0,2 \text{ mol/L}$ faut-il ajouter à 5 mL de solution d'acide méthanoïque de concentration $0,1 \text{ mol/L}$ pour obtenir un mélange de $\text{pH} = 3,6$.

Exercice 7 :

1) Le pH d'une solution aqueuse d'un monoacide carboxylique saturé de concentration C_1 est égal à 2,4. On dilue la solution jusqu'à ce que la concentration devienne $\frac{C_1}{10}$, le pH est 2,9.

Montrer que l'acide est faible.

- 2) La masse molaire moléculaire de l'acide carboxylique saturé est 46 g/mol.
- 2-1) Déterminer la formule semi-développée et le nom de cet acide.
- 2-2) Donner la formule développée de la base conjuguée de cet acide et son nom.
- 3) On mélange $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de la solution acide de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol/L}$ avec $V_2 = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution de concentration $C_2 = 0,2 \text{ mol/L}$ obtenue en dissolvant le composé RCOONa dans l'eau distillée. Le pH du mélange est 4,3.
- 3-1) Faire l'inventaire et calculer la concentration des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange.
- 3-2) Calculer le pK_A du couple $\text{RCOOH}/\text{RCOO}^-$
- 3-3) Donner le nom et les propriétés de ce mélange.

Exercice 8 :

Une solution de volume 10,0 mL est préparée en dissolvant 12,2 mg d'acide benzoïque dans l'eau pure. Le coefficient d'ionisation α de l'acide benzoïque pour la solution étudiée est égal à 0,22.

- 1) Calculer la concentration molaire de cette solution.
- 2) Le K_a du couple acide benzoïque/ion benzoate est $6,3 \cdot 10^{-5}$.
- a) Calculer les concentrations molaires des espèces $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ et $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ présentes dans cette solution.
- b) En déduire le pH de la solution.
- 3) A la solution précédente d'acide benzoïque, on ajoute une masse m_1 d'hydroxyde de sodium pour obtenir une solution de pH égal à 4,2. L'ajout de l'hydroxyde de sodium se fait sans variation notable de volume
- a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu lors de l'ajout de l'hydroxyde de sodium
- b) Déterminer la valeur de m_1 .

Exercice 9 :

On dispose de cinq solutions aqueuses, toutes à 25 °C

A : solution d'acide propanoïque

B : solution de propanoate de sodium

C : solution de HCl

D : solution de NaOH

E : solution de NaCl

On mesure leur pH à 25 °C, les valeurs obtenues, classées par ordre de pH croissant sont : 2 ; 3,5 ; 7 ; 8,5 ; 12.

- 1) Attribuer à chaque solution son pH en justifiant brièvement.
- 2) On mélange 50 mL de A et 50 mL de B, on obtient ainsi 100 mL d'une solution notée F, dont le pH est 4,9. Recenser les espèces chimiques présentes dans F. Calculer leurs concentrations.
- 3) Calculer le pK_a du couple acide propanoïque/ion propanoate.
- 4) Comment appelle-t-on une solution telle que F ?
Que se passe-t-il au point de vue du pH si l'on ajoute à F quelques gouttes de C ? de D ? de E ?
- 5) On veut préparer 100 mL de F à partir d'un autre mélange. En choisissant parmi les cinq solutions proposées, préciser la nature et le volume des solutions à utiliser. Justifier.

Exercice 10 :

On veut préparer 0,1 l d'une solution de pH =4. Pour cela on mélange un volume V_1 d'une solution d'acide méthanoïque de concentration $C_1=10^{-1}\text{mol.l}^{-1}$ et un volume V_2 d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_2=5.10^{-2}\text{mol.l}^{-1}$. Le pK_A du couple acide méthanoïque/ ion méthanoate est égal à 3,8.

a- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ? Calculer leurs concentrations molaires en fonction de V_1 et V_2 .

b- Calculer V_1 et V_2 .

c- Calculer, en mole, les quantités d'ions méthanoate et de molécules d'acide méthanoïque présents dans le volume de solution préparée.

2- On verse dans 0,1 l de la solution ci-dessus un volume V de solution de soude décimolaire.

a) Donner l'équation-bilan de la réaction chimique entre les ions OH^- et les molécules d'acide méthanoïque (on rappelle que cette est considérée comme totale).

b) En déduire, en mole, les quantités d'ion méthanoate et de molécules d'acide méthanoïque dans le mélange après réaction (on exprimera ces deux nombres en fonction de V).

c) Calculer V sachant que le pH après réaction est égal à 4,1.

Que peut-on conclure quant aux propriétés de la solution initiale ?

SECTION 5 : REACTIONS ACIDES FORTS -BASES FAIBLES

(SOLUTION TAMPON)

Exercice 1 :

On dispose de cinq flacons contenant des solutions aqueuses différentes, mais de même concentration $C = 10^{-2}\text{mol/L}$: l'acide éthanoïque ; l'acide chlorhydrique ; le chlorure de potassium ; l'hydroxyde de potassium et l'ammoniac. Les étiquettes A, B, C, D et E de ces flacons ont été mélangées lors d'un arrangement. Les pH sont mesurés sont mesurés à 25 °C

1) Le pH de B est égal à 12. Le dosage de B par C donne un pH égal à 7 à l'équivalence.

a) Identifier B et C

b) Au cours du dosage de D par B, le pH à l'équivalence est égal à 8,2. Identifier D.

c) Le pH de la solution A est égal à 7. Identifier A.

d) Déduire des questions précédentes, la nature de la solution E.

2) Le pH de la solution d'ammoniac est 10,6.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

b) Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes en solution

c) Calculer le pK_A du couple ions ammonium/ammoniac.

3) On veut préparer une solution tampon à partir de la solution d'ammoniac et de l'acide chlorhydrique.

- a) Calculer le volume V_A d'acide chlorhydrique à ajouter à $V_B = 25 \text{ cm}^3$ de la solution d'ammoniaque pour obtenir la solution tampon
 b) Citer les propriétés du mélange obtenu.

Exercice 2 :

On fabrique une solution aqueuse d'une monoamine (B), en versant une masse $m = 2,95 \text{ g}$ de cette amine B dans l'eau pure afin d'obtenir un volume $v = 1 \text{ L}$ de solution.

On dose ensuite un volume $V_B = 20 \text{ mL}$ de cette amine (B) à l'aide d'une solution (A) d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_A = 0,10 \text{ mol/L}$.

Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange au cours de ce dosage.

1) a) La courbe $\text{pH} = f(V_A)$ (V_A volume de la solution (A) versé) présente deux points remarquables :

- { le point M tel que $V_M = 5 \text{ mL}$ et $\text{pH}_M = 9,8$
 { le point d'équivalence E tel que $V_E = 10 \text{ mL}$ et $\text{pH}_E = 6,0$.

Définir l'équivalence acido-basique.

Déterminer la concentration molaire C_B de la solution (B).

b) On note BH^+ l'acide conjugué de l'amine B. En justifiant brièvement, donner la valeur du pK_A de ce couple acide-base.

c) Déterminer la masse molaire M de l'amine B. En déduire sa formule brute.

d) On donne le tableau suivant :

Amine	NH_3	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$	$(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$
pK_A	9,2	10,8	9,8	11,1	10,6	6,0.

En déduire le formule semi-développée de l'amine B et son nom.

2) On revient au dosage de la question 1). Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution lorsqu'on se trouve au point M ($V_M = 5 \text{ mL}$). Quelles sont les propriétés caractéristiques de cette solution ?

3) Calculer le volume V de la solution (A) d'acide chlorhydrique qu'il faut ajouter au volume $V_B = 20 \text{ mL}$ de la solution (B) pour avoir un pH valant 9,5.

Votre résultat paraît-il en accord avec la propriété de la solution de la question du 2) ?

Exercice 3 :

Pour préparer un volume $V = 150 \text{ mL}$ d'une solution tampon T de $\text{pH} = 9,2$. On dispose de 1 L de chacune des solutions suivantes :

- Acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol/L}$
- Hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- Ammoniac de concentration $C_3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- Chlorure d'ammonium de concentration $C_4 = 0,1 \text{ mol/L}$
- Acide éthanoïque de concentration $C_5 = 0,1 \text{ mol/L}$
- Ethanoate de sodium de concentration $C_6 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Indiquez trois manières précises de fabriquer la solution tampon.

Exercice 4 :

On mélange 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,3 mol/L et 15 mL de solution d'ammoniac de concentration 0,2 mol/L. Le pH de la solution obtenue est 5,1.

- Faire l'inventaire des espèces chimiques en solution. Calculer la concentration de chacune de ces espèces chimiques.
- En déduire la valeur de la constante K_A du couple acide-base.
- Quel volume d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 0,1$ mol/L faut-il verser dans 10 mL d'une solution d'ammoniac de concentration $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L pour obtenir la demi-équivalence ?

Exercice 5 :

- Quels volume de solutions d'ammoniac de concentration 10^{-2} mol/L et de chlorure d'ammonium de même concentration faut-il mélanger pour avoir 100 mL de solution de pH = 9,4 ?

Le pK_A du couple ions ammonium/ammoniac est de 9,25.

- Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques en solution. Donnée : $10^{0,15} = 1,41$.

Exercice 6 :

Dans 1 l d'eau, on dissout 0,4 mol de NH_4Cl et 0,2 mol d'ammoniac. Le pH de la solution est 8,9.

- Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution.

En déduire le pK_A du couple NH_4^+/NH_3 .

- On fait arriver dans cette solution x mol de chlorure d'hydrogène gazeux. La variation du pH est de 0,03 unité.

Calculer les concentrations des espèces en fonction de x . En déduire x . Quel serait le pH d'une solution obtenue en dissolvant les x mol de chlorure d'hydrogène dans un litre d'eau pure ? Conclure.

Exercice 7 :

On verse 10 ml de solution ammoniacale décimolaire dans 20 ml de solution de chlorure d'ammonium de même concentration. Après agitation on mesure le pH du mélange et on trouve 8,96.

- Quel est le couple acide-base qui intervient dans ce mélange précédant.
- Calculer la molarité des espèces chimiques ions et molécules présents dans le mélange.
- Calculer la constante d'acidité du couple écrit au 1.

Exercice 8 :

On mélange 10 ml de HCl à 10^{-2} mol.l⁻¹ à 20 ml de solution d'ammoniac à 10^{-2} mol.l⁻¹. On obtient une solution S.

- Quel est le pH de S ?
- On ajoute à S 1 ml de HCl à 0,01 mol.l⁻¹. Quel est le pH de S ?
- On ajoute à S 1 ml de soude à 0,01 mol.l⁻¹. Quel est le pH de S ?
- La même question si on ajoute à S 1 ml de NH_4Cl à 0,01 mol.l⁻¹. On donne pK_A du couple NH_4^+/NH_3 : 9,2

Exercice 9 :

Une solution A d'ammoniac de concentration voisine de 10^{-2} mol.l⁻¹ a un pH proche de 10,7.

- La base utilisée est-elle une base forte ? Pourquoi ?

2- On dose 20 ml de cette solution par de l'acide chlorhydrique de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. L'équivalence est obtenue lorsqu'il a été versé 23,6 ml d'acide.

a- Définir l'équivalence.

b- Quelle est la concentration, en mol.l^{-1} , de la solution A ?

c- Quel volume de solution A doit-on ajouter à de l'eau pure pour obtenir un litre de solution B de concentration $10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$?

3- Le pH de B est 10,65.

a- Calculer la concentration des espèces chimiques en solution.

b- En déduire la valeur de la constante d'acidité K_A du couple acido-basique.

c- On vérifie la valeur de K_A par une autre expérience. À

40 ml de B on ajoute 10 ml de chlorure d'ammonium de concentration $10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$; le pH devient 8,9 ; calculer les concentrations des espèces présentes ; en déduire la valeur de la constante K_A , puis du $\text{p}K_A$ du couple.

Exercice 10 :

1) On mélange 40 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique à 0,3 mol/L et 60 cm^3 d'une solution d'ammoniac à 0,2 mol/L. Le pH de la solution obtenue est égal à 5,1.

Faire le bilan des espèces chimiques présentes et calculer leurs concentrations. En déduire la valeur du $\text{p}K_A$ du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

2) Quel volume d'une solution d'acide chlorhydrique à 0,1 mol/L faut-il verser dans 100 cm^3 d'une solution d'ammoniac à $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L pour que le pH soit égal au $\text{p}K_A$ du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

SECTION 6: CINETIQUE CHIMIQUE

Exercice 1 :

Soit l'équation-bilan : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$

Calculer la vitesse moyenne de formation de I_2 ($\bar{v}_f \text{I}_2$) :

a) Entre 0 s et 1000 s ; b) entre 1000 s et 2000 s ; c) entre 2000 s et 3000 s.

On recherche directement sur la courbe les coordonnées des points d'abscisses 1000 s, 2000 s et 3000 s :

$[\text{I}_2](1000 \text{ s}) = 9,8 \text{ mmol/L}$; $[\text{I}_2](2000 \text{ s}) = 11,8 \text{ mmol/L}$; $[\text{I}_2](3000 \text{ s}) = 12,7 \text{ mmol/L}$.

Exercice 2 :

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction des ions iodure sur les ions peroxydisulfate. Définir les vitesses instantanées de formation des produits et de disparition des réactifs. Indiquer celles qui sont équivalentes.

b) Quelle est l'équation-bilan de la réaction des ions thiosulfates sur les ions hydroniums ?

c) L'acide oxalique ou acide éthane dioïque $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ est oxydé par une solution de permanganate de potassium KMnO_4 en milieu acide. Quelle est l'équation-bilan de cette réaction d'oxydoréduction ?

Exercice 3 :

Déterminer la vitesse moyenne de disparition de l'acide éthanoïque entre 0h et 2h puis entre 5h et 7h pour la réaction : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{COO}-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3 +$

H₂O sachant qu'à t = 0 : n(acide) = 0,50 mol ; t = 2 h : n(acide) = 0,21 mol ; t = 5 h : n(acide) = 0,165 mol ; t = 7 h : n(acide) = 0,165 mol.

Exercice 4 :

On mélange 20 cm³ d'une solution de permanganate de potassium à 5.10⁻³ mol/L et 30 cm³ d'une solution d'acide éthane dioïque à 5.10⁻² mol/L.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction
- Calculer la quantité de matière d'ions permanganate initialement présents dans le mélange.
- En déduire la quantité de matière d'acide éthane dioïque qui n'a pas pu être oxydée au cours de la réaction.

Exercice 5 :

A la date t = 0, on laisse tomber 1g de magnésium dans 30 cm³ d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration 0,1 mol/L. Le tableau ci-dessous présente l'évolution de la concentration des ions H₃O⁺ au cours du temps.

t(min)	0	1	2	3	4	5
[H ₃ O ⁺] × 10 ⁻¹ (mol/L)	1,0	0,50	0,355	0,25	0,16	0,10

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- Déterminer l'expression de la concentration des ions magnésium à la date t en fonction de la concentration des ions H₃O⁺ à cet instant.
Calculer la valeur de la concentration des ions magnésium aux dates t₁ = 2 minutes et t₂ = 4 minutes.
- Définir la vitesse moyenne de formation des ions magnésium entre 2 et 4 minutes.
Calculer sa valeur.

Exercice 6 :

- Quels sont les métaux pouvant être oxydés par l'acide chlorhydrique ?
Le Zinc est-il l'un d'eux ? Si oui écrire l'équation-bilan de la réaction
- On étudie la cinétique de la réaction en mesurant le volume de gaz dégagé à 25 °C et sous la pression de 1013 mbar.

Calculer la quantité de gaz aux différentes dates.

t (min)	0	1	2	3	4	5
V _{H₂}	0	6,3	9,9	12,0	13,5	14,2

dihydrogène recueillie

Calculer les vitesses moyennes de formation du dihydrogène entre 0 et 1 min, puis entre 4 et 5 min.

- Calculer, pour les mêmes dates, les vitesses moyennes de disparition du métal Zinc.

Exercice 7 :

On étudie les résultats suivants

t (h)	0	0,5	1	2	4	5
[H ₂ O ₂]	1	0,79	0,63	0,4	0,16	0,1

- Calculer la vitesse moyenne de disparition de l'eau oxygénée
- Quel sera le volume de dioxygène dégagé lorsque [H₂O₂] = 0,5 mol/L?
Données: V₀ = 22,4 L/mol; volume de solution de H₂O₂ = 1 L

Exercice 8 :

Au cours d'une réaction chimique entre les ions iodure et les ions peroxydisulfate, la concentration du diiode formé augmente de $6 \cdot 10^{-3}$ mol/L en 130 secondes.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction
- Calculer la vitesse moyenne de formation du diiode et celle des ions sulfate correspondant.

Exercice 9 :

On verse 5 cm^3 d'une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration 10^{-2} mol/L sur une solution d'acide oxalique pour avoir un mélange de 30 cm^3 . La solution obtenue se décolore 2min15s.

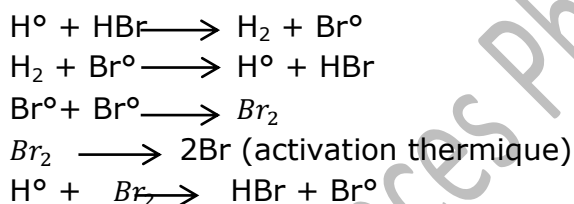
- Ecrire l'équation bilan de la réaction
- Calculer la vitesse moyenne de disparition des ions permanganate.
- En déduire la vitesse moyenne de formation du dioxyde de carbone. Exprimer les vitesses en mol/L/s.

Exercice 10 :

- Quelle différence y'a-t-il entre catalyse homogène et catalyse hétérogène ? Ecrire les équations de deux réactions avec catalyse homogène et deux réactions avec catalyse hétérogène en précisant le catalyseur correspondant à chacune d'elles.
- La synthèse du chlorure d'hydrogène et la chloration du méthane s'effectuent sous l'action de la lumière. Etudiez le mécanisme de chacune de ces réactions en précisant les étapes élémentaires de chacune d'elles.

Exercice 11 :

Reconstituer le mécanisme de la réaction de synthèse de l'acide bromhydrique, dont l'équation-bilan est : $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$,
On donne, dans le désordre, les principales réactions élémentaires. Précisez la nature de ces réactions :



Exercice 12 :

A l'instant de date choisi pour $t = 0$, on mélange 1 litre d'une solution d'éthanoate d'éthyle de concentration $C_1 = 10^{-2}$ mol/L avec 1 litre d'une solution de soude de concentration $C_2 = 10^{-2}$ mol/L.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction de saponification qui se produit.
- Calculer la concentration des ions hydroxyde dans le mélange à l'instant $t = 0$.
- Par dosage de prélèvement on détermine la concentration en ions hydroxyde à différentes dates t . On trouve :

t(min)	2	4	6	8	10	12	14	16
$[\text{OH}^-] \times 10^{-4} \text{ mol/L}$	37	27	19	15	12,5	11	10	9
$[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] \times 10^{-4} \text{ mol/L}$								

Compléter le tableau en expliquant le calcul pour un prélèvement

- Calculer la vitesse moyenne de formation de l'éthanol entre 2 min et 6 min puis entre 10 min et 12 min. Conclure.

Exercice 13 :

On mélange dans un ballon, un mole d'éthanol et une mole d'acide acétique, soit sensiblement un volume de 100 mL, et l'on chauffe. En une heure, il a disparu 0,45 mol d'acide. Calculer les vitesses moyennes de disparition de l'acide éthanoïque et de formation de l'ester.

Exercice 14 :

On mélange $V_1 = 20$ mL d'une solution d'iodure de potassium (KI) de concentration $C_1 = 10^{-1}$ mol/L et $V_2 = 10$ mL d'une solution de peroxydisulfate de potassium ($K_2S_2O_8$) de concentration $C_2 = 0,4$ mol/L.

- 1) Ecrire les demi-équations électroniques et l'équation bilan de la réaction.
 - 2) Y'a-t-il un réactif en excès ? Quelle est la concentration du diode en fin de la réaction ?
 - 3) Au bout de 10 s, la concentration du diode augmente de $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
- Calculer la vitesse moyenne de formation du diiode. Quelle est la vitesse moyenne de disparition des ions iodures correspondants ?

Exercice 15 :

Dans un bécher on mélange 3 mol d'acide éthanoïque et 15 mol d'éthanol, 45 minutes après le mélange, le dosage montre qu'il existe encore 1,6 moles d'acides. 1h40 min après le mélange un nouveau dosage montre qu'il reste 1,30 moles d'acides.

- a) Calculer la composition du mélange à chacun de ces deux instants.
- b) Déterminer la vitesse moyenne de formation de l'ester entre ces deux temps.

SECTION 7: CHIMIE ORGANIQUE

Exercice 1 :

Un composé organique (A) est un alcool dérivant d'un alcane. La chaîne carbonée de sa molécule est linéaire et possède 5 atomes de carbone.

L'addition progressive d'une solution acide de bichromate de potassium sur cet alcool permet de mettre en évidence la formation de deux composés organiques.

En effet, en chauffant la solution obtenue, on constate que les vapeurs, au début de l'addition de la solution oxydante, font rosir un papier imbibé de réactif de schiff, puis font jaunir un papier imbibé au bleu de bromothymol.

- 1) Donner la formule semi-développée et le nom de l'alcool (A). Justifier la réponse.
- 2) Ecrire les équations-bilans de formation des deux produits d'oxydation (B) et (C) c'est-à-dire bilans de (A) à (B) et de (A) à (C).
- 3) A 22 g d'alcool, on ajoute 0,15 mol de bichromate de potassium en solution aqueuse acide. En supposant des réactions de rendement 100 %, en déduire les masses de (B) et de (C) obtenues ((A) étant complètement disparu). Données : masses molaires en g/mol : H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

Exercice 2 :

- 1) Montrer que l'hydratation du méthyl-propène, réalisée dans une enceinte, conduit à un mélange (1) de deux composés A_1 et A_2 dont on donnera la formule semi-développée et le nom systématique.
- 2) L'oxydation ménagée complète de ce mélange (1) conduit à un nouveau mélange (2) de deux composés B_1 et B_2 dont on donnera la formule semi-développée et le nom systématique.

3) Montrer qu'à l'intérieur de ce mélange (2) intervient entre B_1 et B_2 , une réaction dont on donnera le nom, l'équation sous forme semi-développée. On nommera les deux composés C_1 et C_2 obtenus.

Exercice 3 :

1) On prépare un alcool A par addition d'eau sur un alcène B de formule brute C_nH_{2n} . Ecrire l'équation de la réaction.

2) La complète de m g de A donne une masse m_1 g de dioxyde de carbone et une masse m_2 g d'eau tel que $\frac{m_1}{m_2} = \frac{11}{6}$.

a) Ecrire l'équation de la réaction de combustion de A .

b) En déduire la valeur de n et les formules brutes de A et B. $M_C = 12$ g/mol ; $M_H = 1$ g/mol ; $M_O = 16$ g/mol

3) On chauffe un mélange renfermant 1 mole d'acide éthanóique et 1 mole de l'alcool essentiellement obtenu lors de l'hydratation de l'alcène B.

Ecrire l'équation de la réaction. Nom de l'ester.

Exercice 4 :

On dispose d'une certaine quantité d'alcool saturé A à chaîne linéaire que l'on divise en deux parties.

1) On fait réagir en excès de sodium sur une première moitié de cet alcool. On obtient 6,8 g d'un liquide B (B est un conducteur de courant électrique et soluble dans l'eau en toutes proportions) et, en même temps, 1,2 L de dihydrogène (dans les conditions de l'expérience, le volume molaire a pour valeur 24 L/mol). On donne les masses molaires : $M(Na) = 23$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol.

a) Ecrire l'équation générale de cette réaction.

b) Quelle est la formule développée de B ? En déduire celle de A .

c) Nommer les corps A et B.

2) Le liquide B obtenu est dissout dans 4 L d'eau. La solution obtenue a un pH = 12,4 mesuré à 25 °C.

a) Ecrire l'équation de la réaction de B sur l'eau

b) Ce corps B est-il une base faible ou forte ? Justifier votre réponse.

3) L'autre moitié de A réagit sur un acide carboxylique C pour donner 6,8 g d'un ester et 1,2 g d'eau.

a) Quelle sont la formule développée et le nom de l'ester ?

b) Montrer que la réaction n'est pas totale et calculer son rendement.

Exercice 5 :

1) La combustion complète par le dioxygène de 0,1 mole d'un alcool saturé A a donné 8,96 L de dioxyde de carbone et de l'eau. Dans les CNTP, le volume molaire d'un gaz vaut 22,4 L/mol

a) Ecrire l'équation-bilan de la combustion d'un alcool saturé et en déduire que la formule de l'alcool A est C_4H_{10} .

b) Donner la formule semi-développée, le nom et la classe de chacun des isomères possibles de A.

2) On effectue l'oxydation de trois isomères, notés, A_1 , A_2 et A_3 , par une solution aqueuse de dichromate de potassium en milieu acide.

- L'oxydation de A_1 donne un mélange de deux produits organiques B_1 et C_1 ; celle de A_2 donne un mélange de B_2 et C_2

- B₁ et B₂ donnent un test positif avec la liqueur de Fehling.
- C₁ et C₂ font virer au jaune le bleu de bromothymol.
- L'oxydation de A₃ donne un produit organique D qui réagit positivement avec la D.N.P.H, mais réagit négativement avec la liqueur de Fehling.

a) Quels renseignements peut-on déduire de chacun de ces tests ?

Identifier sans ambiguïté les réactifs A₁, A₂ et A₃.

Donner la formule semi-développée et le nom de chacun des produits B₁, B₂, C₁, C₂ et D.

b) Ecrire l'équation-bilan d'oxydoréduction qui permet le passage de A₃ au produit D.

3) Sur le dernier isomère de l'alcool A on fait réagir soit de l'acide éthanoïque soit du chlorure d'éthanoyle.

Ecrire dans chaque cas l'équation-bilan et préciser :

- Le nom des produits obtenus
- Le nom et les caractéristiques des réactions.

Exercice 6 :

On dispose d'un mélange de 13,56 g d'un alcool A noté R-OH et de 22,44 g d'un alcool à chaîne linéaire B, isomère de A.

On procède à l'oxydation ménagée, en milieu acide, de ce mélange par une solution aqueuse de dichromate de potassium en excès.

A donne C, et B donne D, par des réactions totales.

On sépare C et D par un procédé convenable. On dissout C dans de l'eau et on complète le volume à 100 mL. On prélève 10 mL, de solution obtenue que l'on dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 1 mol/L. L'équivalence acido-basique est obtenue quand on a versé 22,6 mL de la solution basique.

- 1) Quelle est la fonction chimique de C ? Quelle est sa formule générale ?
- 2) Ecrire l'équation de la réaction entre C et la solution d'hydroxyde de sodium.
- 3) Déduire du dosage effectué la masse molaire de R.
- 4) Quelle est la formule semi-développée de A ? Quel est son nom ?
- 5) Quelle est la formule semi-développée de B ? Quel est son nom ?
- 6) Quelle est la fonction chimique de D ? Quel est son nom ?
- 7) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre B et les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ sachant que les deux couples mis en jeu sont $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et D/B.
- 8) Quelle est la composition molaire du mélange initial ?

Exercice 7 :

En faisant réagir de l'éthanol A sur un composé organique B, on obtient de l'acide butanoïque C et un composé organique D. L'hydrolyse du composé D donne les produits A et C.

1-a) Préciser les fonctions chimiques des composés B et D.

b) En déduire les formules semi-développées et les noms des composés B, C et D

2) Ecrire les équations bilan de :

- a) L'action de l'éthanol A sur le composé organique B. Cette réaction est-elle totale ?
- b) L'hydrolyse du composé. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?

3) On fait réagir le composé D avec une solution concentrée de soude. Il se forme l'éthanol A et un nouveau corps E.

- a) Comment appelle-t-on ce type de réaction ?
- b) Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner le nom de E.

- c) Cette réaction est-elle totale ?
- 4) L'acide butanoïque C peut réagir avec le glycérol $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$ en donnant un composé organique F et de l'eau.
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction
 - Dans quelle famille organique classe-t-on le corps F ?

Exercice 8 :

On dispose d'un alcool de formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.

- Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse de carbone de ce composé.
 - L'analyse du composé a donné 64,68 % en masse de carbone
 - Déterminer la formule moléculaire brute du composé
 - Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles de cet alcool.
- Par oxydation ménagée d'un alcool secondaire A de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ on obtient un composé B.
 - Que signifie "oxydation ménagée" ?
 - Donner la formule semi-développée et le nom de B.
- L'action du chlorure d'éthanoyle sur A donne un composé C.
 - Donner la formule semi-développée et la fonction de C
 - Deux autres composés organiques D et E, réagissant chacun sur A, permettent d'obtenir le composé C.
 - Donner le nom et la formule semi-développée de D et E
 - Ecrire l'équation chimique de chacune de ces réactions.
 - Comparer les caractéristiques de ces deux réactions. On donne $\text{C} = 12 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$; $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$.

Exercice 9 :

1) L'hydratation d'un alcène A dont la molécule contient 4 atomes de carbone donne deux alcools B et B'. L'alcool B' est majoritaire.

L'oxydation ménagée de B donne un produit C qui précipite avec la 2,4-DNPH et réagit avec le réactif de Schiff.

L'oxydation ménagée de B' par l'ion dichromate en milieu n'est pas possible.

- Préciser la fonction du composé C et la classe des alcools B et B'
 - En déduire les formules semi-développées des produits B', A, B et C.
- 2-a) Si on poursuit l'oxydation ménagée de B par un excès de bichromate de potassium en milieu acide, on obtient un composé D dont on donnera la formule et le nom.
- Etablir l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de l'alcool B en D par l'ion bichromate.
- 3) Le produit D obtenu, isolé, est dissout dans l'eau et donne 0,50 L d'une solution S. Il faut un volume $V_B = 8,0 \text{ cm}^3$ de solution de soude de concentration molaire $C_B = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ pour doser $20,0 \text{ cm}^3$ de la solution S.
- Calculer le nombre de moles de D contenus dans 0,50 L de la solution S.
 - Le rendement de la transformation de A en D est de 8 %.
Calculer la masse m de A qui a été hydraté.

Exercice 10 :

1) On dispose d'un mélange de butanol-1 (ou butan-1-ol) noté A et de butan-2-ol noté B. (A et B sont purs).

Ecrire la formule semi-développée de ces deux alcools et préciser leur classe.

2) On réalise l'oxydation ménagée de ce mélange par un oxydant : le dichromate de potassium en excès en milieu acide.

On admettra que chaque mole de A conduit à une mole d'acide C et que chaque mole de B donne une mole d'un produit D.

a) Identifier C et D. Donner leurs formules semi-développées et leurs noms.

b) Quels tests permettent d'identifier D sans ambiguïté ?

3) Les produits C et D sont séparés par un procédé approprié. On ajoute à la totalité de C de l'eau distillée pour obtenir 100 cm³ de solution. On prélève 10 cm³ de cette solution que l'on dose avec une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$. L'équivalence acido-basique est obtenue, quand on a versé 14 cm³ de la solution d'hydroxyde de sodium.

Calculer la masse du produit A contenu dans le mélange initial.

4) A et B proviennent de l'hydratation d'un hydrocarbure.

a) Donner la formule brute de cet hydrocarbure

b) Rechercher parmi les isomères possibles, celui dont l'hydratation conduit à la formation des corps A et B.

Exercice 11 :

Un composé organique A de chaîne carbonée saturée a pour formule moléculaire brute C₃H₆O.

1) Donner les formules semi-développées et les noms des isomères correspondant à cette formule brute.

2) Quelles sont, la formule semi-développée et la fonction de A, sachant qu'il donne avec la 2,4-DNPH un précipité jaune et un précipité rouge brique avec la liqueur de Fehling.

3) Le composé A est traité par une solution de permanganate de potassium en milieu acide pour donner un nouveau composé organique B.

a) Ecrire la formule semi-développée de B

b) Donner son nom

4) Le produit B réagit sur du pentachlorure de phosphore PCl₅ pour donner entre autres un composé organique C.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction

b) Donner le nom de C

5) On fait réagir de l'éthanol pur sur C. On obtient entre autres un composé organique D.

a) Ecrire l'équation chimique de la réaction

b) Nommer les produits de la réaction.

c) Préciser les caractéristiques de cette réaction.

6) Ecrire les groupements fonctionnels des composés C et D.

Exercice 12 :

Un alcène présentent deux stéréo-isomères A et A' conduit par hydratation à un seul composé oxygéné B renferment en masse 21,6 % d'oxygène.

1) Déterminer la formule brute de B. Ecrire toutes les formules développées correspondant à cette formule brute

2) Deux formules seulement répondent aux diverses données de l'énoncé ; lesquelles ? Justifier.

Quelle relation d'isomérisation existe-t-il entre les deux composés retenus ?

3) Nommer les stéréo-isomères A et A' ?

4) Quel autre alcène conduit, par hydratation principalement au même composé B ?

Exercice 13 :

1) L'alcène $R-CH=CH_2$ est hydraté en présence de l'acide sulfurique.

Quels sont les deux composés susceptibles d'être obtenus ?

2) Pratiquement, on considère qu'un seul composé se forme.

Soit A ce composé. On fait réagir 20 g de A dans une solution de dichromate de potassium et d'acide sulfurique. Le composé B obtenu de masse $M = 52 \text{ g/mol}$, donne un précipité avec la DNPH, mais ne réduit pas la liqueur de Fehling.

En déduire la nature de B et de A. Ecrire leur formule développée et leur nom.

3) Ecrire l'équation de la réaction entre A et l'ion dichromate.

4) Quel volume minimal de solution de dichromate de concentration $C = 1 \text{ mol/L}$ faut-il utiliser pour que la totalité du composé A soit oxydé ?

Exercice 14 :

1) Un alcène A subit une hydratation en milieu acide. On obtient deux alcools B et B' (B en quantité prépondérante). Ces deux alcools sont isolés et on cherche à les identifier.

B et B' sont mis en présence d'un oxydant : B n'est pas oxydé alors que B' s'oxyde en un composé D qui réagit aux réactifs de Schiff.

a) Préciser la classe des deux alcools B et B' ; en déduire la formule de l'alcène A sachant que celui-ci contient cinq atomes de carbones.

b) Le rendement global des opérations de passage de A à D est 8 %.

Calculer la masse d'alcène nécessaire à la préparation de 10 g de D.

2) A côté de D, on note la présence d'un composé organique à fonction acide E. Préciser la formule et le nom de E.

2,04 g de E et 0,80 g d'hydroxyde de sodium réagissent mole à mole. Cette expérience permet-elle de vérifier la formule brute de E ?

Exercice 15 :

L'analyse élémentaire d'un composé B a donné 62% de carbone, 27,6% d'oxygène et 10,4% d'hydrogène. Données : $M_B = 58 \text{ g/mol}$.

1) Montrer que B a pour formule brute C_3H_6O .

2) On introduit dans un tube à essai qui contient le composé B quelques gouttes de la 2,4-DNPH. On observe alors la formation d'un précipité jaune.

Déduire de ce test les formules semi-développées possibles pour B en indiquant les noms des composés correspondants.

3) Le composé B réagit avec le réactif de Schiff en donnant une coloration rose.

Quelle est la fonction chimique de B ? Identifier B.

4) Le composé B a été obtenu par oxydation ménagée d'un alcool A par l'oxygène de l'air.

4-1) Donner la classe, la formule semi-développée et le nom de l'alcool A.

4-2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de l'alcool A.

Exercice 16 :

On dispose d'un composé A de formule C_3H_6O : il donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et rosit le réactif de Schiff.

1) Quelle est la formule semi-développée de A ? Quel est son nom ?

2) L'oxydation catalytique de A par O_2 ou par $K_2Cr_2O_7$ produit un composé B.

Quelle est la formule semi-développée de B ? Quel est son nom ?

- 3) B réagit avec un alcool C pour donner un corps D de masse molaire 102 g/mol et de l'eau.
- Ecrire l'équation de cette réaction.
 - Quels sont les noms et les formules semi-développées de C et D ?
- 4) On fait réagir B sur le PCl_5 . On obtient un dérivé E.
- Ecrire l'équation-bilan de cette réaction
 - Quel est le nom de E
- 5) La réaction entre E et C donne D et un autre corps F.
- Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
 - Comparer cette réaction à celle étudiée à la question 3).
- 6) Parmi les composés A, B, C, D et E, quels sont ceux qui sont susceptibles de former un amide en réagissant avec l'ammoniac ?

Exercice 17 :

On dissout une masse $m = 3,145$ g d'un acide carboxylique A à chaîne carbonée saturée dans de l'eau pure. La solution obtenue a un volume $V = 1$ L. On prélève un volume $v_A = 10$ cm³ que l'on dose à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 5 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

L'équivalence est atteinte quand on a versé un volume $v_B = 8,5$ cm³ de la solution d'hydroxyde de sodium.

- Calculer la concentration C_A de la solution d'acide.
- En déduire la formule brute de l'acide A, sa formule semi-développée et son nom.
- On fait réagir sur A le pentachlorure de phosphore. On obtient un corps B.
 - Donner l'équation-bilan de la réaction et le nom du composé obtenu.
 - Donner une autre méthode de préparation de ce composé.
- On chauffe un mélange équimolaire de A avec l'oxyde de phosphore P_4O_{10} . Donner l'équation-bilan de la réaction et le nom du composé obtenu.
- On fait réagir sur B la butan-2-ol.
 - Donner la formule semi développée et le nom du composé obtenu.
 - Donner le nom et les caractéristiques de cette réaction.

Exercice 18 :

Un composé C a pour formule brute $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

Il réagit avec l'eau pour donner un acide carboxylique A et un alcool B.

- De quelle réaction s'agit-il ?
- La molécule B comporte trois atomes de carbone.
Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles de l'alcool B.
- L'alcool B par oxydation ménagée donne un composé E.

E donne un test positif avec la 2,4-D.N.P.H mais pas avec la liqueur de Fehling.

- Donner la fonction chimique de E, sa formule et son nom.
 - En déduire le nom et la formule semi-développée de B, A et C.
- 4) L'acide A réagit avec le pentachlorure de phosphore pour donner un composé X. Donner la formule semi-développée et le nom de X.
- 5) Par action de X sur l'ammoniac, on obtient un composé D.
Ecrire la formule semi-développée de D et donner son nom.

Exercice 19 :

- 1) Ecrire les formules développées de toutes les amines de formule brute C_3H_9N en précisant la classe de chacune d'elles.
- 2) Une solution aqueuse de l'amine tertiaire A, de formule brute C_3H_9N et de concentration molaire

$C = 10^{-1}$ mol/L, a un pH valant 11,4 à 25 °C.

- a) Ecrire l'équation bilan de la réaction de cette amine avec l'eau.
 - b) Calculer la constante d'acidité du couple acide/base mis en jeu lors de cette réaction.
 - c) Le pKa du couple ion ammonium/ammonium vaut 9,2. Comparer la force de la base NH_3 à celle de l'amine tertiaire A étudiée.
- 3) Par action de l'iodométhane (ou iodure de méthyle) sur cette amine tertiaire A obtient un précipité.

Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique. Indiquer les propriétés des amines mise en jeu dans cette réaction.

- 4) On fait réagir le chlorure d'éthanoyle sur l'une des amines primaires de formule brute C_3H_9N .

Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Quelle est la fonction chimique du composé organique obtenu ?

Exercice 20 :

La diéthylamine ou N-éthyléthanamine, de formule brute $C_4H_{11}N$, est utilisée comme inhibiteur de corrosion dans la fabrication de résines ainsi que dans le domaine pharmaceutique.

- 1) Ecrire la formule semi-développée de la diéthylamine. Préciser la classe de l'amine.
 - 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de la diéthylamine avec l'eau
Préciser les couple acide/base mis en jeu.
 - 3) La solution obtenue est-elle acide, basique ou neutre ? Justifier la réponse.
Proposer une expérience simple permettant de vérifier cela.
 - 4) On dispose au laboratoire, d'une solution de diéthylamine peu diluée.
La concentration molaire volumique de la solution est C_1 .
 - 4-1-Faire l'inventaire des espèces chimiques en solution.
 - 4-2-Rappeler l'expression du produit ionique de l'eau K_e et donner sa valeur à 25 °C
 - 4-3-Quelle relation existe-t-il entre le pH de la solution, le pKa du couple ion diéthylammonium/diéthylamine, la concentration en diéthylamine et la concentration en ion diéthylammonium dans la solution à l'équilibre ?
 - 4-4-En usant des approximations qu'il est légitime de faire, montrer que le pH de la solution de diéthylamine peut se mettre sous la forme : $pH = \frac{1}{2}(pK_e + pK_a - pC_1)$ relation où $pC_1 = -\log C_1$
- Calculer alors le pH d'une solution de diéthylamine à 10^{-1} mol/L. On prendra $pK_a = 10,5$.

Exercice 21 :

On donne : Densité de l'anhydride éthanoïque : $d = 1,082$

Masses molaires atomiques en g/mol : $M(C) = 12$; $M(O) = 16$; $M(H) = 1$.

L'anhydride éthanoïque, composé organique de formule semi-développée $CH_3 - CO - O - CO - CH_3$, est utilisé pour la synthèse de l'aspirine, du paracétamol et des esters.

- 1) Cet anhydride peut se préparer par déshydratation intermoléculaire de l'acide éthanoïque en utilisant d'un déshydratant puissant.

Ecrire l'équation bilan de la réaction de déshydratation et préciser le déshydratant.

2) Proposer une autre méthode de synthèse de l'anhydride éthanoïque.

Ecrire l'équation bilan de la réaction de synthèse.

3) Un technicien d'une industrie agroalimentaire se propose de préparer l'éthanoate de 3-méthylbutyle, appelé aussi ester de banane, à partir de l'anhydride éthanoïque.

3-1-Ecrire la formule semi-développée de l'éthanoate de 3-méthylbutyle.

3-2-Donner la formule semi-développée et le nom de l'alcool que le technicien doit faire réagir avec l'anhydride éthanoïque pour préparer cet ester de banane.

3-3-Ecrire l'équation bilan de cette réaction de synthèse.

3-4-Le technicien aurait pu utiliser l'acide éthanoïque à la place de l'anhydride éthanoïque.

Indiquer les différences de caractéristiques entre les deux types de réactions de synthèses de l'ester de banane.

3-5-Pour la préparation de l'ester de banane, le technicien a introduit dans un erlenmeyer, 5,0 mL d'anhydride éthanoïque et une masse $m = 3,0$ g d'alcool. La réaction terminée, il a obtenu une masse

$m_E = 3,3$ g d'éthanoate de 3-méthylbutyle après séparation et purification.

Déterminer le rendement de la réaction de synthèse de l'ester de banane.

Exercice 22 :

L'oxydation ménagée à l'aide de permanganate de potassium en milieu acide du produit F_1 conduit à un produit F_2 dont la solution aqueuse a un pH inférieur à 7 à 25 °C.

F_2 par un procédé de votre choix, mais à préciser, permet d'obtenir un chlorure d'acyle F_3 de formule développée $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{O}}{\underset{|}{\text{C}}} - \text{Cl}$.

F_3 réagit avec l'ammoniac pour donner du chlorure d'hydrogène et un produit F_4 .

F_3 réagit avec F_1 pour donner du chlorure d'hydrogène et un produit F_5

Ecrire la formule semi-développée des composés F_1 , F_2 , F_4 et F_5 .

Donner le nom des composés F_1 , F_2 , F_3 , F_4 et F_5 .