

**METHODES – EXERCICES –
PROBLEMES**

CHIMIE TERMINALE S

**Tout le
programme**

- **Rappels de cours**
- **Conseils de méthode**
- **Exercices guidés**
- **Exercices d'approfondissement**
- **Problèmes de synthèse**
- **Tous les corrigés détaillés**

AVANT PROPOS

Ce manuel a pour objectif de mettre à la disposition des enseignants et des élèves de la classe de terminale S un outil pédagogique progressif, clairement et abondamment illustré par des nombreux exercices corrigés, en parfaite adéquation avec le référentiel de cette classe.

Ce manuel vise à permettre aux élèves d'acquérir et assimiler aisément les prérequis indispensables à la réussite du baccalauréat. Il s'efforce également de développer leurs compétences pratiques dans le champ disciplinaire relevant du domaine de la Chimie et d'atteindre les objectifs fixés par le programme national:

Cet ouvrage répond à une double nécessité :

- Vous entraîner car la simple lecture du cours et des exercices s'avère insuffisant pour la maîtrise ;
- Vous permettre de vous situer dans le programme de BAC en confortant votre solution à celle du corrigée.

Vous disposez ainsi d'un outil dont je pense que vous sauriez tirer les meilleures parties.

N'oubliez pas ceci : vous êtes scientifique, les corrigées sont une méthode parmi d'autres.

L'essentiel est de trouver les mêmes résultats après une bonne démonstration.

Je tiens à remercier les écoles (**Groupe Scolaire Avenir**, **Groupe Scolaire Brun Trets** et **Lycée de Domoni Anjouan Comores**) et, toutes celles et ceux qui voudront me faire parvenir leurs critiques, remarques ainsi que leurs suggestions afin d'améliorer le contenu de cet ouvrage.

Auteur : Mohamed Soibaha CHAAMBANE

Adresse : chaambane92@gmail.com

Programme de Chimie Terminale S

Chimie Minérale

Chapitre 1 : Acide-base

Chapitre 2 : Dosage Acido-basique

Chimie Organique

Chapitre 3 : Nomenclature des composés Organiques oxygénés

Chapitre 4 : Les Amines, les acides α –aminés et les Protéines

Tableau de matière

I.	1. Avant-propos.....	001
	2. Programme de physique de la classe de terminale S.....	002
II.	CHIMIE MINERALE.....	004
	1. Rappels sur la chimie minérale.....	005
	2. Exercices sur la chimie minérale.....	007
	3. Correction des exercices sur la chimie minérale.....	023
III.	CHIMIE ORGANIQUE.....	013
	1. Rappels sur la chimie organique.....	014
	2. Exercices sur la chimie organique.....	016
	3. Correction des exercices sur la chimie organique.....	035

Chimie Minérale

Cours sur la Chimie Minérale

I. Acide base :

1. Définitions :

La définition d'un acide ou d'une base fut établie par le chimiste Suédois Joannes Bronsted.

- Un acide est une espèce chimique qui, en solution aqueuse, peut céder un ou plusieurs protons (ion hydrogène H^+).
- Par opposition à un acide une base est une espèce chimique qui peut, en solution aqueuse, capter un ou plusieurs protons.

c. Définition du pH

La connaissance de la concentration en ion oxonium ($[H_3O^+]$) permet d'accéder à la grandeur notée pH:

$$pH = -\log([H_3O^+]) \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

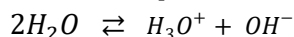
2. Réaction d'auto protolyse de l'eau et produit Ionique

a. Autoprotolyse de l'eau

Le pH de l'eau pure vaut 7,0.

Elle contient des ions oxonium H_3O^+ .

L'eau pure subit une ionisation partielle:



b. Produit ionique de l'eau

La constante d'équilibre associée à l'équation d'autoprotolyse

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] \text{ où } K_e = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ C$$

$$pK_e = -\log K_e = -\log(10^{-14}) = 14$$

$$\Rightarrow pK_e = 14 \text{ à } 25^\circ C$$

c. Solutions neutres, acides et basiques

A $25^\circ C$:

- Si $[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow pH = 7$,
alors on dit que la solution est neutre.
- Si $[H_3O^+] > [OH^-] \Rightarrow pH < 7$,
alors on dit que la solution est acide.
- Si $[H_3O^+] < [OH^-] \Rightarrow pH > 7$,
alors on dit que la solution est basique.

3. Réactions des acides et bases avec l'eau

a. Les acides forts

Un acide est fort si sa réaction avec l'eau peut être considérée comme totale et qu'il ne subsiste alors en solution que sa base conjuguée. La réaction de cet acide fort AH s'écrit alors de la manière suivante:



La flèche simple indique que la réaction chimique ne se réalise que dans un seul sens.

Il est possible de prévoir le pH d'une solution d'acide fort:

Soit c la concentration de la solution d'acide fort :

$$[H_3O^+] = c \Rightarrow pH = -\log c$$

b. Les bases fortes

Une base est forte si sa réaction avec l'eau peut être considérée comme totale et qu'il ne subsiste alors en solution que son acide conjugué.

La réaction de cette base s'écrit alors de la manière suivante:



Il est possible de prévoir le pH d'une solution de base forte:

Soit c la concentration de la solution basique :

$$[OH^-] = c \text{ et } K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_e}{c}$$

$$\text{soit } pH = -\log([H_3O^+]) = -\log \frac{K_e}{c} = -\log K_e + \log c$$

$$\text{d'où à } 25^\circ C : pH = 14 + \log c$$

c. Qu'est-ce qu'une base ou un acide faible ?

Une base ou un acide est dit faible si en présence d'eau s'établit un équilibre où coexistent l'acide et sa base conjuguée.

Si AH est un acide faible de base conjuguée A^- alors cette dernière est également dite " faible " et il s'établit l'équilibre décrit par l'équation de réaction suivante:

Constante d'acidité K_a

Lorsque l'acide AH et la base A^- d'un couple sont faibles alors l'équilibre qui existe entre ces deux formes en solution aqueuse est décrit par la relation suivante:

$$K_a = \frac{[base] \cdot [H_3O^+]}{[acide]} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$$

K_a est appelée constante d'acidité, il s'agit d'une constante sans unité qui dépend de la température et qui est propre à chaque couple acide-base.

pK_a d'un couple acide base :

$$pK_a = -\log K_a$$

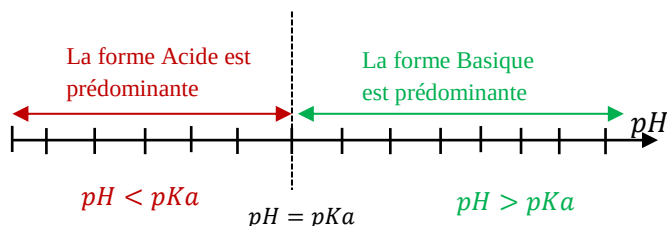
$$pK_a = pH + \log \frac{[base]}{[acide]} = pH + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

$$\text{soit } \frac{[A^-]}{[AH]} = 10^{(pK_a - pH)}$$

Cette relation permet de distinguer trois cas:

- Si $pH = pK_a \Rightarrow [AH] = [A^-]$
- $pH < pK_a \Rightarrow [AH] > [A^-]$:
ce qui signifie que la forme acide est prédominante.
- $pH > pK_a \Rightarrow [AH] < [A^-]$:
ce qui signifie que la forme basique est prédominante.

On peut traduire ces résultats par un diagramme de prédominance:



4. Indicateur Coloré

Les indicateurs colorés acido-basiques sont constitués par des couples acide/base dont les espèces acide et base conjuguée ont des teintes différentes. On considère le couple: $\frac{HIn}{In^-}$

Dont la constante est généralement appelée K_{ai}

La teinte de l'indicateur dépend de l'espèce qui prédomine et donc du pH :

$$pH = pK_{ai} + \log \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

On se situe dans la zone de virage de l'indicateur coloré, c'est à dire dans la zone dans laquelle aucune couleur ne prédomine, lorsque : $pK_a - 1 < pH < pK_a + 1$

II. Dosage Acide Base

1. Définitions

- Un dosage est une technique qui permet de déterminer la concentration molaire d'une espèce chimique dissoute dans une solution.
- La réaction entre l'espèce titrant et l'espèce à doser doit être totale et rapide.
- On dose un acide avec une base forte, et une base avec un acide fort.

Titration pH-métrique d'une réaction acido-basique:

2. Équivalence acide basique

A l'équivalence, la quantité de matière de l'espèce à doser et la quantité de matière de l'espèce titrant ont été mélangées et ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation

3. pH à l'équivalence

- ✓ Dosage d'une solution d'acide faible AH par une solution de base forte avec l'ion OH^- .

- ✓ L'équation de la réaction est :



- ✓ La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces AH et OH^- sont totalement disparus.

- ✓ La solution ne contient alors que la base A^- et H_2O .

$pH > 7$, alors à l'équivalence le mélange est basique.

- ✓ Dosage d'une solution de base faible A^- par une solution d'acide fort avec l'ion H_3O^+

- ✓ L'équation de la réaction est :



- ✓ La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces A^- et H_3O^+ ont totalement disparus.

- ✓ La solution ne contient alors que l'acide AH et H_2O .

$pH < 7$, alors à l'équivalence le mélange est acide.

- ✓ Dosage d'une solution d'acide fort (ou base forte) par une solution de base forte (ou acide fort) :

- ✓ L'équation bilan de la réaction est :



- ✓ La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces OH^- et H_3O^+ ont totalement disparus.

- ✓ La solution ne contient alors que H_2O .

A l'équivalence acide base $pH = 7$.

4. Préparation d'une solution tampon

Lors d'un dosage acide faible - base forte ou acide fort - base faible, on constate que pour $pH = pK_a$, il existe une zone (quelquefois appelée domaine de Henderson) où le pH est relativement constant. Pour préparer une solution tampon, on réalisera un mélange entre un acide faible et sa base conjuguée.

La solution sera tamponnée à un pH égal au pK_a du couple.

Ces solutions se préparent :

- ✓ par mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée,
- ✓ à partir de l'acide faible sur lequel on fait réagir une base forte pour former la forme basique conjuguée de l'acide faible,
- ✓ à partir de la base faible sur laquelle on fait réagir un acide fort pour former la forme acide conjuguée de la base faible.

Les concentrations en acide faible et base faible doivent être au moins supérieures à $1 \text{ mmol} \cdot L^{-1}$ pour que la solution tampon soit efficace.

a. Préparation d'un mélange équimolaire

Si on dispose d'une solution d'acide faible de concentration C_A et d'une solution de sa base conjuguée de concentration C_B .

On aura une solution tampon pour :

$$n_A = n_B \text{ ou encore } C_A V_A = C_B V_B$$

où V_A et V_B sont les volumes utilisés d'acide et de base pour préparer la solution tampon.

b. Préparation à partir d'un acide faible et d'une base forte

Pour obtenir une solution tampon à $pH = pK_a$, il faut $[AH] = [A^-]$ ce qui est obtenu pour :

$$n_{base} = \frac{1}{2} n_{acide} \Leftrightarrow C_B V_B = \frac{1}{2} C_A V_A$$

La quantité de base forte à ajouter est donc la moitié de la quantité initiale d'acide faible.

c. Préparation à partir d'une base faible et d'un acide fort

Pour obtenir une solution tampon à $pH = pK_a$, il faut $[AH] = [A^-]$ ce qui est obtenu pour :

$$n_{acide} = \frac{1}{2} n_{base} \Leftrightarrow C_A V_A = \frac{1}{2} C_B V_B$$

La quantité de l'acide forte à ajouter est donc la moitié de la quantité initiale de la base faible.

Propriétés d'une solution Tampon

Une solution tampon est une solution dont la composition est telle que son pH varie très peu, soit par addition de petites quantités d'un acide fort ou d'une base forte, soit par dilution.

Exercices sur la Chimie Minérale

EXERCICE 01

- Une solution d'acide de chlorhydrique de concentration $C_A = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ a un $\text{pH}=2,9$.
 - Montrer que l'acide chlorhydrique est une acide forte.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide et l'eau.
 - Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présent dans la solution à 25°C .
- Quel volume d'eau faut-il ajouter à 10ml de la solution d'acide chlorhydrique précédente pour obtenir une solution de $\text{pH}=3,9$? Décrire le mode opératoire.
- On verse dans 100ml de la solution d'acides chlorhydriques initiaux, une solution aqueuse de nitrate d'argent en excès. On obtient un précipité blanc.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction de précipitation.
 - Calculer la masse du précipité.
 On donne : Cl :35,5 ; Ag : 108 (en g/mol).

EXERCICE 02

- On dissout 0,2g d'hydroxyde de sodium dans l'eau pure de façon à obtenir 1litre de solution S_1 .
 - Ecrire l'équation bilan de la dissolution du solide dans l'eau.
 - Calculer la concentration C_1 de S_1 .
En déduire son pH noté pH_1 .
- Une solution S_2 est obtenue en dissolvant de l'hydroxyde de potassium KOH dans l'eau pure. La concentration de S_2 est $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ et un $\text{pH}_2 = 11$.
 - Montrer que KOH est une base forte.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction de KOH avec l'eau.
 - Quelle masse de KOH faut-il dissoudre pour obtenir pour obtenir un litre de solution S_2 ?
- On mélange un volume $V_1 = 10\text{ml}$ de S_1 avec un volume $V_2 = 50\text{ml}$ de S_2 .
 - Quel est le pH de la solution obtenue ?
 - Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques dans le mélange.
 - Vérifier l'électro neutralité de la solution.
On donne : Na :23 ; K :39 (en g/mol).

EXERCICE 03

A 25°C , une solution d'acide méthanoïque a un $\text{pH} = 2,4$ et de $\text{pK}_A(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,8$.

- Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présente dans la solution.
 - En déduire la concentration molaire de cette solution.
- On ajoute un volume V_B d'une solution d'hydrolyse de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ dans un volume $V_A = 10\text{ml}$ d'une solution d'acide méthanoïque

de concentration $C_A = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
- Calculer le volume V_B de la solution d'hydrolyse de sodium ajouté pour que le pH du mélange soit égal à 3,8

EXERCICE 04

On dispose d'une solution S d'acide propénoïque $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ de concentration $C_A = 0,2 \text{ mol.l}^{-1}$.

$$\text{pK}_A(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-) = 4,8.$$

- Montrer que la concentration en ion H_3O^+ de la solution S vérifie l'équation : $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + 1,6 \cdot 10^{-5}[\text{H}_3\text{O}^+] - 3,2 \cdot 10^{-6} = 0$.
(On admet que $[\text{OH}] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$).
 - En déduire $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et le pH de la solution (S).
- Dans un volume $V_A = 20\text{ml}$ de cette solution, on verse une solution d'hydroxyde de sodium obtenue en dissolvant 4g de pastille de soude dans 200ml d'eau distillée.
(On néglige la variation de volume).
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction.
 - Calculer le volume V_B de la solution d'hydroxyde de sodium pour que le pH du mélange soit égal à 4,8. $M(\text{Na}) = 23\text{g/mol}$.

EXERCICE 05

On mélange, à 25°C , deux solutions de même concentration : Une solution de chlorure de méthyl ammonium de volume V_A et une solution de méthyl amine de volume V_B .

- On admet que : $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-] \ll [\text{Cl}^-]$; montrer que :

$$\frac{[\text{CH}_3 - \text{NH}_2]}{[\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+]} = \frac{V_B}{V_A}$$

- A partir de l'expression de la constante d'acidité du couple $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+/\text{CH}_3 - \text{NH}_2$, établir la relation entre le pH du mélange, le pK_A du couple acide - base, V_A et V_B .
- Sachant que le volume du mélange est de 90 mL et son pH est égal à 11, calculer V_A et V_B .

On donne : $\text{pK}_A(\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+/\text{CH}_3 - \text{NH}_2) = 10,7$.

EXERCICE 06

On se propose de déterminer de deux façons différentes la constante d'acidité K_a et pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

- Etude d'une solution aqueuse d'ammoniac

On dispose d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$. Le pH de cette solution est 11,1.

 - Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans cette solution.
 - Calculer la constante d'acidité K_a et celle du pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
- Etude du dosage de la solution du chlorure d'ammonium par la soude. A un volume $V_2 = 25\text{mL}$ d'une solution aqueuse de chlorure d'ammonium de concentration molaire inconnue C_2 , on ajoute progressivement une solution aqueuse

d'hydroxyde de sodium de molarité $C_3 = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

Pour chaque volume V_3 de soude ajouté, on mesure le pH, et on obtient les résultats suivants : à l'équivalence : $V_{3E} =$

12,5ml et $pH_E = 5,3$ et à la demi-équivalence :

$V_3 = 6,25 \text{ ml}$ et $pH = 9,2$.

a)) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.

b)) Calculer la valeur de C_2 .

c)) Déterminer la valeur du pK_a et celle du K_a du couple NH_4^+/NH_3 .

EXERCICE 07

1. Rappeler la définition d'un acide et celle d'une base, selon la théorie de Brönsted.

2. Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique a un $pH = 2$.

A l'aide de l'eau distillée, on dilue cette solution 10^k fois.

a)) Que devient le pH de la solution ainsi obtenue ?

b)) Faire la représentation graphique de la fonction

$$pH = f(k), \text{ pour } k \in [0; 3].$$

3. Dans 20ml d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration molaire $4.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$, on verse un volume $V(\text{ml})$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $3.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

a)) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

b)) Quelle est la valeur de V pour obtenir une solution de $pH = 8,2$?

On donne : $pK_A(NH_4^+/NH_3) = 9,2$.

EXERCICE 08

Deux solutions acides ont la même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

S_1 est une solution d'acide chlorhydrique HCl de $pH_1 = 2,0$ et

S_1 est une solution d'acide méthanoïque HCOOH de $pH_2 = 2,9$.

1. Après avoir calculé les concentrations des ions H_3O^+ de S_1 et de S_2 , démontrer que l'une des solutions est une solution d'acide faible et l'autre une solution d'acide fort.

2. Vérifier par calcul que la constante pK_a du couple correspondant à l'acide méthanoïque est égale à 3,75.

3. Les solutions S_1 et de S_2 ont maintenant le même volume $V = 10 \text{ ml}$. On veut obtenir deux nouvelles solutions S'_1 et de S'_2 de même $pH = 3,4$ en ajoutant respectivement dans S_1 et de S_2 des volumes d'eau V_1 et V_2 . Soit V'_1 le volume de S'_1 et V'_2 celui de S'_2 . Déterminer V_1 et V_2 , V'_1 et V'_2 .

EXERCICE 09

Un indicateur coloré est un acide faible ou base faible tel que la couleur de la forme acide est différente de celle de sa base conjuguée. Soit l'indicateur coloré « Le phénolphtaléine » dont le couple est noté HIn/In^- dans tout l'exercice.

1. a)) Donner l'équation bilan de la réaction d'un indicateur coloré dans l'eau.

b)) Définir sa constante d'acidité.

2. Le phénolphtaléine est caractérisé par un $pK_a = 9,1$.

La couleur d'une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur coloré apparaît incolore si $[HIn] > 8[In^-]$ et rouge violacé si $[In^-] > 8[HIn]$.

a)) Quelles sont les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de cet indicateur coloré ?

b)) Définir théoriquement le domaine de virage de l'indicateur coloré.

3. Le tableau ci-dessous regroupe quelques valeurs du pK_a du couple acide-base.

Couple Ac/B	NH_4^+ / NH_3	$CH_3NH_3^+ / CH_3NH_2$	$C_5H_5NH^+ / C_5H_5N$
pKa	9,25	10,72	5,18

On prépare trois solutions acides de même concentration

$C = 10^{-4} \text{ mol/l}$ à 25°C .

S_1 : Solution de chlorure d'ammonium $NH_4^+ + Cl^-$;

S_2 : Solution de chlorure de méthylammonium ($CH_3NH_3^+ + Cl^-$) ;

S_3 : Solution de chlorure de pyridinium $C_5H_5NH^+ + Cl^-$.

a)) Classer les trois solutions par force croissante de leur acidité. Justifier.

b)) Montrer que $K_a = \frac{[H_3O^+].C}{[OH^-]}$.

c)) Exprimer le pH d'une solution d'acide faible en fonction du pK_a et de sa concentration C .

En déduire le pH de chaque solution.

d)) Quelle est la couleur de chaque solution si on verse quelques gouttes de l'indicateur coloré précédent dans chacune de ces trois solutions.

EXERCICE 10

1. On dispose d'une solution A d'acide chlorhydrique de concentration C_A et de volume $V=5 \text{ l}$. Dans 50ml de cette solution A, on ajoute une solution de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$) en excès. Il apparaît un précipité blanc de masse $m = 358,75 \text{ mg}$.

On donne : $M(AgCl) = 143,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

a)) Calculer le nombre de mole de précipité formé. En déduire la quantité de matière de chlorure d'hydrogène dissous dans la solution A.

b)) Vérifier que la concentration de la solution est égale à $C_A = 0,05 \text{ mol.l}^{-1}$ et calculer son pH.

2. On dose 20ml de solution de méthylamine $CH_3 - NH_2$ par la solution A précédente en présence d'un indicateur coloré approprié, le rouge de chlorophénol dont la zone de virage est $[5,2 ; 6,8]$.

a)) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre la méthylamine et les ions hydronium.

b)) L'indicateur coloré vire quand on a versé 10ml de la solution A.

Calculer la concentration C_B de la solution de méthylamine.

Quelle est la nature du mélange à l'équivalence ?

c)) Montrer que dans la solution de méthylamine, la constante

d'acidité du couple $CH_3 - NH_3^+ / CH_3 - NH_2$ est égale à

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C_B]}{[OH^-]}$$

d)) Exprimer le pH de la solution de méthylamine en fonction de son pK_a , pK_e et C_B . En déduire la valeur numérique du pH de la solution de méthylamine.

On donne : $pK_a = 10,66$ à $25^\circ C$.

EXERCICE 11

On considère une base $R - NH_2$ dans laquelle R est un groupe alkyle de formule .

1. Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de RNH_2 dans l'eau.

2. On prépare une solution S en dissolvant $m = 2,19g$ de cette base dans l'eau, de façon à obtenir un litre de solution.

On prélève un volume $V_B = 20ml$ que l'on introduit dans un bécher et on y ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 2.10^{-2} mol.l^{-1}$.

En suivant l'évolution du pH au cours de la réaction, on obtient l'équivalence acido-basique lorsqu'on a versé un volume $V_A = 30mL$ de cette solution acide.

a)) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.

b)) Déterminer la concentration molaire C_B de la solution S.

c)) En déduire la masse molaire et la formule brute de cette base.

EXERCICE 12

On considère une solution d'ammoniac de $C = 4,0.10^{-2} mol.l^{-1}$ et de $pH=10,9$.

1. a)) La base utilisée est-elle une base forte ? Pourquoi ?

b)) Ecrire l'équation bilan de l'ammoniac avec l'eau.

c)) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans cette solution et en déduire la constante d'acidité K_a ainsi que le pK_a du couple NH_4^+ / NH_3 .

d)) Exprimer et calculer la constante d'équilibre de la réaction entre l'ammoniac et l'eau. Que peut-on dire de cette réaction ?

2. Dans un volume $V=20ml$ de la solution d'ammoniac, on verse une solution d'acide chlorhydrique de volume $V'(ml)$ et de concentration $C' = 8,0.10^{-2} mol.l^{-1}$.

On obtient une solution de $pH = 9,2$.

a)) Ecrire l'équation bilan de la réaction correspondante.

b)) Définir l'équivalence d'un titrage.

c)) Déterminer le volume V' de la solution d'acide chlorhydrique.

3. Pour préparer un litre d'une solution tampon de $pH = 9,5$, on dissout $1,2g$ de chlorure d'ammonium dans l'eau.

Quelles sont les propriétés de cette solution ?

EXERCICE 13

Une solution S_1 d'acide fluorhydrique HF, de concentration $C_1 = 9,8.10^{-3} mol.l^{-1}$ a un $pH=2,6$.

1. a)) L'acide fluorhydrique est-il un acide fort ou faible ?

Justifier votre réponse.

b)) Ecrire l'équation bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.

c)) Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution. En déduire la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple acide correspondant.

2. On fait réagir la solution S_1 avec une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 4,9.10^{-3} mol.l^{-1}$.

a)) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.

b)) A partir d'un volume $V_1 = 20ml$ de la solution S_1 , quel volume de la solution S_2 faut-il ajouter pour :

i) Obtenir l'équivalence acido-basique ?

ii) Fabriquer une solution tampon ?

On précisera le pH de cette dernière solution.

3. A l'équivalence le pH du mélange sera-t-il égal, supérieur ou inférieur à 7 ? Justifier.

EXERCICE 14

L'ammoniac est un gaz qui dissout dans l'eau, donne une solution basique d'ammoniac.

On donne $K_a = (NH_4^+ / NH_3) = 6,3.10^{-10}$ à $25^\circ C$.

1. a)) Donner la définition d'une base selon Bronsted.

b)) Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

c)) Calculer la constante d'équilibre de cette réaction ?

Que peut-t-on dire de la transformation entre l'ammoniac et l'eau ?

2. On dissout dans un volume d'eau $V=250ml$ une quantité de matière d'ammoniac égale à $2,5.10^{-3} mol$.

Le pH de la solution S_1 vaut $10,6$ à $25^\circ C$.

a)) Calculer la concentration C en soluté apporté.

b)) Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présents dans S_1 .

3. On réalise un titrage pH-mètre de $V_1 = 20ml$ de la solution S_1 par une solution S_2 d'acide chlorhydrique de concentration C_a . Pour obtenir l'équivalence, il faut verser un volume $V_{aE} = 14,3ml$ d'acide chlorhydrique.

a)) Définir l'équivalence d'un titrage.

b)) Calculer la concentration C_a de l'acide chlorhydrique.

c)) Le pH à l'équivalence est-il inférieur, supérieur ou égale à 7.

4. On veut préparer $180ml$ d'une solution S de $pH=9,2$ à $25^\circ C$, en mélangeant un volume V_1 de la solution S_1 et un volume V_2 de la solution S_2 .

a)) Calculer le volume de chaque solution.

b)) Quelles sont les propriétés de cette solution S.

EXERCICE 15

On dispose de cinq flacons contenant des solutions aqueuses différentes, mais de même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$: l'acide éthanoïque (A) ; l'acide chlorhydrique (B) ; le chlorure de potassium (C) ; l'hydroxyde de potassium (D) ; l'ammoniaque (E). Les étiquettes A, B, C, D et E de ces flacons ont été mélangées lors d'un rangement.

1. Identification des solutions.

Le pH de la solution de D est égal à 12. Le dosage de D par B donne un pH égal à 7 à l'équivalence.

- Identifier D et B.
- Au cours du dosage de D par A, le pH à l'équivalence est égal à 8,2. Identifier A.
- Le pH de la solution C est égal à 7. Identifier C.
- Déduire des questions précédentes, la nature de la solution E.

2. Détermination du pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

On désire déterminer le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

Le pH de la solution d'ammoniaque est 10,6.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
- Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution.
Déduire le pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

3. Préparation de solution tampon.

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

- Calculer le volume V_A d'acide chlorhydrique à ajouter à $V_B = 25 \text{ mL}$ de la solution d'ammoniac pour obtenir la solution tampon.
- Citer les propriétés du mélange obtenu.

EXERCICE 16

1. On mélange un volume $V_A = 200 \text{ mL}$ d'une solution centimolaire S_A d'acide nitrique et un volume $V_B = 50 \text{ mL}$ d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium décimolaire.

- Ecrire les équations bilans des réactions de l'acide et de la base avec l'eau.
- Donner l'équation bilan de la réaction qui a eu lieu dans le mélange.
- Calculer les quantités de matières apportées par les ions oxonium et les ions hydroxyde dans le mélange.
- Vérifier que le mélange est acide, neutre ou basique.
En déduire alors le pH du mélange.

2. On verse S_A dans S_B . On suit l'évolution du pH grâce à une électrode plongeant dans le mélange.

- Donner l'équation bilan de la réaction.
- Dessiner l'allure de la courbe.

On précisera les points importants la caractérisant.

- Quelle est le nom et la nature de la solution obtenue à l'équivalence?
 - Déterminer le pH du mélange après avoir versé un volume $V_A = 0,6 \text{ L}$ de la solution S_A .
 - Au cours du dosage, le pH du mélange prend la valeur 5,5 pour un volume V'_A (ml) versé. Calculer V'_A .
3. Parmi les indicateurs cités ci-dessous, quel est celui qui permettrait le dosage avec la meilleur précision ?
- Phtaléine : zone de virage : 8,2 – 10,0.
 - Bleu de bromothymol : zone de virage : 6,0 – 7,6.
 - Hélianthis : zone de virage : 3,1 – 4,7.

EXERCICE 17

1. On dissout de l'hydroxyde de potassium solide KOH dans l'eau pour obtenir une solution aqueuse S_B de concentration $C_B = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol. l}^{-1}$, tel que son pH=12,7 à 25°C.

On donne : $M(\text{KOH})=40 \text{ g/mol}$.

- Montrer que l'hydroxyde de potassium est une base forte.
 - Quelle masse de KOH faut-il dissoudre dans l'eau pur pour obtenir un litre de la solution S_B .
2. A l'aide d'une burette graduée, on ajoute progressivement la solution aqueuse S_B dans un bécher contenant 20ml d'une solution aqueuse S_A d'acide perchlorique (HClO_4) (acide fort). L'équivalence acido-basique est obtenu quand on a versé un volume $V_{BE} = 18 \text{ mL}$ de la solution S_B .
- Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
Quel est le pH à l'équivalence ?
 - Déterminer la concentration C_A de l'acide perchlorique.
 - Quel est le pH de la solution S_A ?
 - Vers quelle valeur tend le pH du mélange lorsqu'on continue à verser de la solution d'hydroxyde de potassium ?

3. Tracer l'allure de la courbe de variation de pH en fonction du volume V_B versé.

- Quel volume V_B de S_B faut-il ajouter à la solution S_A pour que le pH du mélange soit égal à 3,1 ?
- L'hélianthis dont la zone de virage est comprise entre $pH_1 = 3,1$ et $pH_2 = 4,4$. Convient-elle à ce dosage ?

EXERCICE 18

Dans cet exercice, les solutions sont prises à 25°C et le produit ionique de l'eau à cette température $K_e = 10^{-14}$.

1. La solution d'acide bromhydrique (HBr)

Une solution A d'acide bromhydrique centimolaire a un pH = 2.

- Montrer que l'acide bromhydrique est un acide fort.
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction avec l'eau.
- Citer un autre exemple d'acide fort.

2. La solution de méthyl amine (CH_3NH_2)

On dispose de 5ml d'une solution B de méthyl amine de

concentration $C_B = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. de $\text{pH} = 11,8$.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de la méthylamine avec l'eau.
- Faire l'inventaire des espèces chimiques et calculer leur concentration.
- Calculer le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$.

3. Mélange de solutions

On mélange les deux solutions précédentes.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu entre l'acide bromhydrique et la méthylamine.
- Quel volume V_{AE} de solution A d'acide bromhydrique faut-il verser dans 5mL de la solution B de méthylamine pour atteindre l'équivalence acido-basique ?
- Quelle est la nature du mélange à l'équivalence ? Justifier.
- On mélange un volume $V_A = 20,5 \text{ mL}$ de solution A à un volume $V_B = 5 \text{ mL}$ de la solution B.
Donner le pH, le nom et les propriétés de ce mélange.
- Donner l'allure de la courbe de dosage B par A.
(préciser les points caractéristiques)

EXERCICE 19

Une solution aqueuse d'acide benzoïque, de concentration molaire $0,1 \text{ mol/L}$ a un pH égal 2,61 à 25°C .

- Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible.
- Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.
 - En déduire le pK_A du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.
- On verse, dans 50 ml de cette solution acide, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $0,125 \text{ mol/L}$.
 - Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.
Calculer la constante d'équilibre de cette réaction.
 - Calculer le volume de la solution d'hydroxyde de sodium nécessaire pour obtenir l'équivalence.
 - Pour quelle valeur tend le pH si on continue à verser la soude.
En déduire le pH du mélange à la demi-équivalence.
 - Quelle est la nature et le nom de la solution obtenu à l'équivalence. En déduire l'allure de la courbe du dosage.

EXERCICE 20

Toutes les expériences sont réalisées à 25°C .

On dispose d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et dont le pH est égal à 2,4.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
 - Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- Dans un bécher contenant 25mL de cet acide, on ajoute progressivement un volume V_b d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - Calculer le volume V_{be} d'hydroxyde de sodium à verser pour atteindre l'équivalence.
 - A l'équivalence, le $\text{pH} = 8,3$.
Expliquer pourquoi le mélange est basique.
 - Le pH vaut 3,8 quand on a versé un volume d'hydroxyde de sodium $V = 6,25 \text{ mL}$. Montrer que cette valeur du pH correspond à celle du pK_a du couple $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$.
- Vers quelle limite tend la valeur du pH de la solution finale quand on ajoutera une très grande quantité de solution d'hydroxyde de sodium?
 - En tenant compte des points remarquables, tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume V_b de solution de NaOH versé.

EXERCICE 21

Masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Na : 23 ; O : 16 ; H : 1

Dans un laboratoire on dispose des produits suivants :

- une solution S d'hydroxyde de sodium de masse volumique $\rho = 1,2 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ et de pourcentage massique d'hydroxyde de sodium pur 16,7 %.
- une solution d'acide sulfurique de concentration molaire volumique C_a .
- de l'eau distillée.

- Montrer que la concentration molaire volumique, C_b de la solution S d'hydroxyde de sodium peut s'écrire :
$$C_b = \frac{167}{40} \rho \quad (\rho \text{ étant exprimée en } \text{kg} \cdot \text{L}^{-1}).$$
- On prélève 10 mL de la solution S qu'on dilue pour obtenir une solution S' de concentration $C'_b = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
Déterminer le volume d'eau distillée à la préparation de S'.
- Afin de déterminer la concentration C_a de la solution d'acide sulfurique, on dose 10 mL de celle-ci par la solution diluée S' d'hydroxyde de sodium.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - A l'équivalence, le volume de la solution S' utilisé est 20 mL.
 - Définir l'équivalence acido-basique et évaluer, justification à l'appui, le pH du mélange à l'équivalence.
Calculer la concentration C_a de la solution sulfurique.
 - Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le mélange obtenu, à l'équivalence.

EXERCICE 22

Soit un acide, l'acide propénoïque, on le fait réagir avec l'eau.

Le pH mesuré est $\text{pH} = 3,2$.

La concentration de l'acide est $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Définir l'acide selon Bronsted.
Ecrire son équation avec l'eau.
 - Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Est-il acide fort ? Justifier.

- Le pK_A du couple est 4,8. Tracer le diagramme de prédominance du couple et en déduire l'espèce prédominante.
- On fait réagir cet acide avec l'ammoniac,
Ecrire l'équation acide base.
- On mesure le pH du mélange à 8.
Quelle est l'espèce prédominante ?
On donne : pK_A du couple ammoniac = 9,2

EXERCICE 23

Une solution d'acide monochloroéthanoïque $CH_2ClCOOH$ de concentration

$$C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \text{ et de } pH = 2,1.$$

- Montrer que d'acide monochloroéthanoïque est in acide faible.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'eau et le l'acide monochloroéthanoïque.
- Calculer le pK_A du couple correspondant à l'acide monochloroéthanoïque.
- Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide.
- On donne le $Pka(CH_2ClCOOH/CH_2ClCOO^-) = 4,8$.

On mélange une solution d'acide éthanoïque et une solution de monochloroéthanoïque. La solution obtenue est diluée.

Montrer que dans le mélange il existe une relation simple entre

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \text{ et } \frac{[CH_2ClCOO^-]}{[CH_2ClCOOH]}$$

EXERCICE 24

Données : Toutes les solutions sont à la température de 25°C

Ka (acide méthanoïque/base conjuguée) = $1,58 \cdot 10^{-4}$.

L'acide méthanoïque, de formule $HCOOH$, est secrété comme poison par les fourmis.

- Rappeler, au sens de Bronsted, la définition d'un acide.
Donner la formule et le nom de la base conjuguée de l'acide méthanoïque.
- Une solution aqueuse A d'acide méthanoïque a une concentration $C_a = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et un $pH = 3,25$.
a)) Définir le coefficient d'ionisation α de l'acide méthanoïque en solution.
b)) Calculer le coefficient d'ionisation de l'acide méthanoïque la solution considérée.
c)) Peut-on qualifier l'acide méthanoïque d'acide faible ? (réponse à justifier).
- On verse dans un bécher un volume $V_a = 20,0 \text{ mL}$ de la solution A.
On y ajoute progressivement un volume V_b d'une solution aqueuse B d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre les solutions A et B.
- On note V_{BE} le volume de la solution B qu'il faut verser dans le volume V_a de la solution A pour atteindre l'équivalence acido-basique.

On verse un volume $V_b = \frac{1}{2} V_{BE}$ dans le volume V_a de la solution A
Le mélange ainsi obtenu a un $pH = 3,80$.

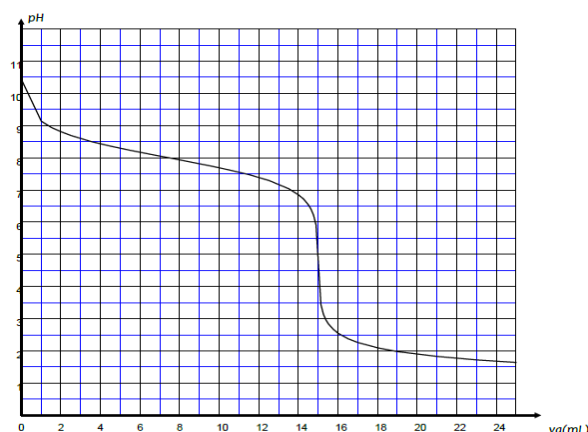
- Préciser, en justifiant, la nature du mélange ainsi obtenu.
Rappeler une propriété caractéristique du mélange.
 - Donner, justification à l'appui, la valeur du pK_A du couple acide/base associé à l'acide méthanoïque.
5. On se propose de réaliser un mélange de même nature que celui obtenu en 4. à l'aide d'une solution S_1 d'acide méthanoïque de concentration $C_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et d'une S_2 de méthanoate de sodium de concentration $C_2 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
Calculer les volumes V_1 de S_1 et V_2 de S_2 nécessaires à la réalisation d'un mélange de volume $V = 100 \text{ mL}$ et de $pH = 3,80$.

EXERCICE 25

On se propose de doser une solution aqueuse S_B d'une monobase B de concentration molaire C_B , par une solution aqueuse S_A de chlorure d'hydrogène (HCl) de concentration $C_A = 0,1 \text{ mol/L}$.

On prélève 20 mL de S_B au quelle on ajoute progressivement la solution S_A . On suit l'évolution de pH en fonction du volume V_A de la solution S_A , on obtient la courbe ci-dessous.

- a)) Préciser, en justifiant, si la base est faible ou forte ?



- Ecrire l'équation de la réaction de ce dosage.
 - Déterminer les coordonnées du point d'équivalence, puis déduire la concentration C_B .
2. Parmi les indicateurs ci-dessous, préciser en justifiant, lequel faut-il choisir pour repérer le point d'équivalence :
Hélianthine [3,1 ; 4,4], rouge de méthyle [4,8 ; 6] et phénolphthaléine [8,2 ; 10,0].
- a)) Quelles sont les propriétés du mélange obtenu à la demi-équivalence ?
b)) Déduire la constante d'acide pK_A du couple acide-base correspondant à la base B.
c)) En utilisant le tableau ci-dessous, identifié, en vous justifiant, la base B.

Acide / base	NH_4^+ / NH_3	$HClO / ClO^-$	HNO_2 / NO^-
pKa	9,25	8,00	3,35

Chimie Organique

Cours sur la Chimie Organique

I. I. Nomenclature des composés organiques

Un atome de carbone asymétrique est un atome de carbone lié à 4 atomes ou groupes d'atome différents. (Molécule Chirale)

1- Les alcools : $R-OH$ ($C_nH_{2n+2}O$) ; Nom : Alcool

2- Les composés carbonyles ($C_nH_{2n}O$)

- Les aldéhydes : $R-COH$, Nom : Alcanal

- Les cétones : $R-CO-R'$; Nom : Alcanone

- Test de reconnaissance

Réactifs/Composés	Aldéhyde	Cétone
2,4-D.N.P.H	Précipité jaune	Précipité jaune
Réactif de Tollens	Miroir (dépôt) d'Argent	Rien
Réactif de schiff	Coloration rose	Rien
Liquideur de Fehling	Précipité rouge brique	Rien

3- Les acides carboxyliques : $R-COOH$ ($C_nH_{2n}O_2$) ;

Nom : Acide Alcanoïque

4- Les dérivés d'acide carboxylique

a) Les esters : $R-COO-R'$ ($C_nH_{2n}O_2$) ;

Nom : Alcanoate d'Alkyle

b) Les chlorures d'acyles : $R-COCl$ ($C_nH_{2n-1}OCl$) ;

Nom : chlorure d'Alcanoyle

c) Les Anhydrides d'acide : $R-COO-CO-R'$ ($C_nH_{2n-2}O_3$)

Nom : Anhydride alcanoïque

d) Les amides ($C_nH_{2n+1}ON$) ; On distingue 3 classes d'amides :

- Amide primaire : $R-CO-NH_2$; Nom : Alcanamide

- Amide secondaire : $R-CO-NH-R'$;

Nom : N-alkyl alcanamide.

- Amide tertiaire : $R-CO-(NR')-R''$

{ si $R' = R''$, nom: N, N - dialkyl alcanamide
 { si $R' \neq R''$, nom: N - alkyl, N - alkyl alcanamide

5- Les Amines : ($C_nH_{2n+3}N$) ; Il existe 3 classes d'amines :

- Amines primaires : $R-NH_2$; Nom : Alcanamine

- Amine secondaire : ($R-NH-R'$) ; Nom : N-alkyl alcanamine

- Amine tertiaire : $R-(NR')-R''$

pour le nom, on procède de la même manière que les amides tertiaires et remplaçant amide par amine.

6- Les acides α -aminés : ($C_nH_{2n+1}O_2N$)

a) Définition :

Un acide α -aminé est un acide carboxylique dans lequel le groupe amino ($-NH_2$) est porté par le carbone en α du groupe $-COOH$; formule générale est :



Nom : Acide 2-amino alcanoïque

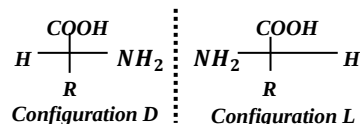
Les acides α -aminés sont bi-fonctionnels : une groupe fonctionnel carboxylique $-COOH$ et une groupe fonctionnel amino $-NH_2$.

b) Configuration D et L

L'atome de carbone asymétrique en α d'un acide α -aminé est de Configuration :

- D, si le groupe $-NH_2$ est situé à droite dans la représentation de Fischer ;

- L, si le groupe $-NH_2$ est situé à gauche dans la représentation de Fischer.

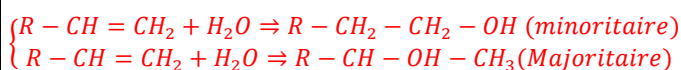


II. Etude des réactions des composés organiques

1. Hydratation d'un alcène

- L'hydratation d'un alcène symétrique conduit à un seul alcool.

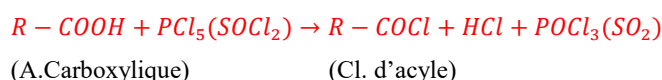
- L'hydratation d'un alcène dissymétrique conduit à deux alcools : l'un de la petite classe obtenu de façon minoritaire et l'autre de la grande classe obtenu de façon majoritaire en plaçant le groupe $-OH$ sur l'atome de carbone moins hydrogéné.



2. Obtention des Chlorures d'acyles

Le chlorure d'acyle est obtenu en faisant réagir un Acide

Carboxylique par l'un des agents suivant : le pentachlorure de phosphore (PCl_5) ou le Chlorure de thionyle ($SOCl_2$)

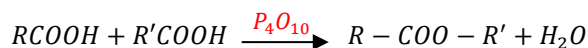


3. Obtention des Amine



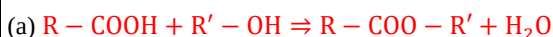
(Cette réaction est appelée **décarboxylation**).

4- Obtention d'un anhydride d'acide



C'est une **déshydratation intermoléculaire**.

5- Obtention des esters



A. Carboxylique + Alcool $\Rightarrow$ ester + eau

C'est une **réaction d'estérification** ;

elle est **lente, limitée et athermique**.



Cl. d'acyle + Alcool $\rightarrow$ ester + HCl ;

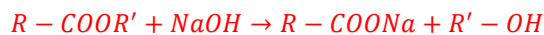
elle est **rapide, totale et exothermique**.

(c) $\text{RCOOCOR}'' + \text{R}'\text{OH} \rightarrow \text{RCOOR}' + \text{R}''\text{COOH}$

Anhy.d'acide + Alcool $\rightarrow$ ester + A. Carboxylique

6- Saponification des estersa) Définition :

L'hydrolyse basique d'un ester (saponification) est l'action d'une base forte telle que la soude (NaOH) ou la potasse (KOH) sur un ester. Il se forme un carboxylate sodium $\text{R} - \text{COONa}$ et un alcool $\text{R}' - \text{OH}$. L'équation bilan est :



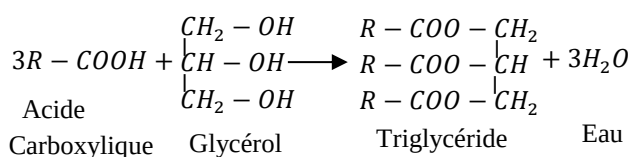
C'est une **réaction de saponification, elle est lente et totale.**

b) Cas des corps gras et savons

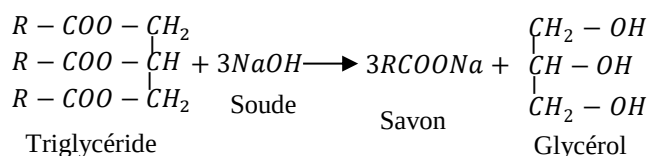
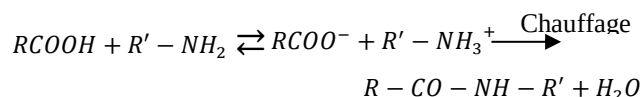
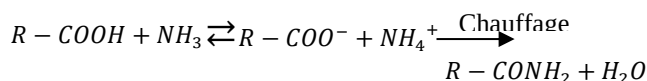
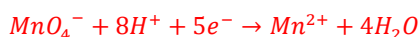
- Les corps gras sont essentiellement constitués de triglycérides c'est-à-dire qu'ils contiennent dans la même molécule trois fonctions ester.
- Les acides gras sont des acides carboxyliques dont la chaîne carbonée, non ramifiée, a un nombre pair d'atomes de carbone (4 à 22).

Préparation d'un triglycéride

On réagit 3 acides carboxyliques avec le glycérol ou le propan-1,2,3-triol de formule: $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$.



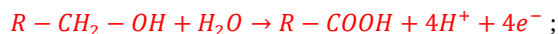
Leur hydrolyse basique à chaud permet de récupérer le glycérol et le savon.

7- Obtention des amidesa) Action d'un Acide carboxyliqueb) Action d'un chlorure d'acyle8- Oxydation ménagée des composés organiquesa) Les demi-équation électroniquesb) Les demi-équations des passages

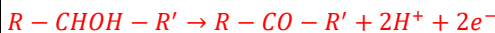
(Alcool primaire $\rightarrow$ Aldéhyde)



(aldéhyde $\rightarrow$ Acide .Carboxylique)



(Al. primaire $\rightarrow$ Acide .Carboxylique)



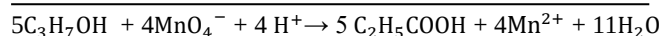
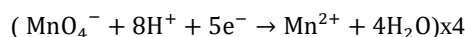
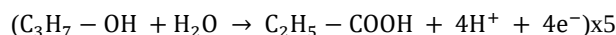
(Alcool secondaire $\rightarrow$ Cétone)

Remarque :

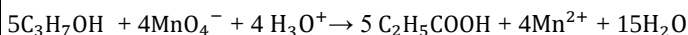
- (1) Si l'oxydant est en défaut, alors : Alcool primaire est oxydé en Aldéhyde puis en Acide carboxylique.
- (2) Si l'oxydant est en excès, alors : Alcool primaire est oxydé en acide carboxylique.
- (3) Pour un oxydant en défaut ou en excès l'alcool secondaire conduit toujours à un cétone et l'alcool tertiaire ne subit aucune oxydation.

EXEMPLE :

Ecrire l'équation bilan de la réaction entre le propan-1-ol et les ions permanganate en milieu acide.



D'où :



Exercices sur la chimie Organique

EXERCICE 01

1. On réalise dans le dioxygène la combustion complète d'un hydrocarbure non cyclique, de formule brute C_nH_{2n} , où n désigne le nombre d'atomes de carbone. La combustion complète d'une mole de l'hydrocarbure produit 72g d'eau.

a)) Ecrire l'équation-bilan de la combustion en fonction de n .

b)) Calculer la valeur de n et donner la formule brute de cet hydrocarbure.

2. On suppose que l'hydrocarbure contient quatre atomes de carbone. Ecrire les formules semi-développées et les noms des isomères possibles.

3. L'hydratation de l'un des isomères nommé A ne donne qu'un seul produit B. a)) Quels sont les formules semi-développées et les noms de A et de B ?

b)) Ecrire l'équation-bilan de l'hydratation de A.

4. Le corps B est oxydé en milieu acide par le permanganate de potassium. Il se forme un seul produit C.

a)) Quelle est la fonction de C ? Donner la formule semi-développée et le nom de C.

b)) Proposer un test permettant d'identifier C.

c)) Ecrire l'équation bilan du passage de B en C.

EXERCICE 02

L'odeur de la banane est due à un composé organique C.

L'analyse de ce composé a permis d'établir sa formule brute qui est $C_2H_{12}O_2$. Afin de déterminer la formule semi-développée de ce composé, on réalise les expériences suivantes :

1. L'hydrolyse de C donne un acide carboxylique A et un alcool B.

L'acide carboxylique A réagit avec le pentachlorure de phosphore pour donner un composé X.

Par action de l'ammoniac sur X, on obtient un composé organique D à chaîne carbonée saturée non ramifiée. La masse molaire du composé D est égale à 59 g.mol^{-1} .

a)) Préciser les fonctions chimiques de C, X, et D.

b)) On désigne par n le nombre d'atomes de carbone contenus dans la molécule du composé D. Déterminer la formule semi-développée de D et donner son nom.

c)) Donner les formules semi-développées et les noms des composés X et A.

d)) Ecrire l'équation- bilan de la réaction entre A et le pentachlorure de phosphore.

2. L'alcool B est un alcool non ramifié. Il est oxydé par une solution acidifiée de permanganate de potassium. Il se forme un composé organique E qui donne un précipité jaune avec le 2,4-D.N.P.H et qui réagit avec la liqueur de Fehling.

a)) Préciser la fonction chimique de E.

b)) Donner la formule semi-développée et le nom des composés B, E et C.

c)) Ecrire l'équation –bilan entre B et le permanganate de potassium en milieu acide.

3. a)) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'hydrolyse de C.

b)) Donner les caractéristiques de cette réaction.

EXERCICE 03

A est un composé organique de formule brute $C_nH_{2n}O_2$.

Il renferme 48,65% en masse de carbone.

1. Déterminer la formule brute de A,

quelles familles peut-il appartenir ?

2. Ecrire toutes les formules sémi-développées possibles et les nommer.

3. La solution aqueuse du composé A conduit le courant électrique et jaunit le bleu de bromothymol. Identifier le composé A.

4. Le composé A se transforme, en présence du chlorure de thionyle, en un composé B.

a)) A quelle famille appartient B ? Préciser son groupe fonctionnel.

b)) Donner la formule sémi-développée et le nom de B.

5. On fait réagir B sur un alcool ($R - OH$).

a)) Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner les caractéristiques de cette réaction.

b)) La densité de la vapeur par rapport à l'air de l'ester formé est $d = 3,51$. Quelles sont les formules semi-développées de l'ester et de l'alcool ?

Donner leur nom et préciser la classe de l'alcool.

EXERCICE 04

1. L'hydratation d'un alcène ramifié A donne un mélange de 2 composés organiques B et C.

a)) L'action d'une solution de dichromate de potassium acidifiée sur le composé B ne donne rien, Donner la fonction chimique de B.

b)) L'action de la même solution de dichromate de potassium sur C donne un composé C_1 qui rosit le réactif de Schiff, puis un composé C_2 qui est un acide carboxylique. Donner la fonction chimique et le groupe fonctionnel des composés C_1 et C_2 .

2. La densité en phase gazeuse de A par rapport à l'air est $d = 2,4$. Montrer que la formule brute du composé A est C_5H_{10} .

3. Donner la formule semi développée et le nom des composés A, C_1 et C_2 .

4. On fait agir C_2 sur de l'éthanol en présence d'acide sulfurique donne un composé D.

a)) Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer D.

b)) Donner les caractéristiques de la réaction.

Exercice 05

Un ester E contient en masse ; 64,6% de carbone, 10,8%

d'hydrogène et 24% d'oxygène.

I. Vérifier que l'ester E a pour formule brute $C_7H_{14}O_2$.

II. L'hydrolyse de E conduit à la formation de deux composés organiques A et B. L'étude des deux composés A et B permet de préciser la structure de E.

1. Etude du composé organique A.

A est soluble dans l'eau. Sa solution aqueuse conduit le courant électrique. L'ajout de quelques gouttes de bleu de bromothymol (B.B.T) dans la solution aqueuse de A donne une coloration jaune. A renferme deux atomes de carbone. Donner, la fonction chimique, la formule semi développée et le nom de A.

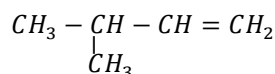
2. Etude du composé organique B

Le composé organique B subit une oxydation ménagée pour donner un produit organique D qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-DNPH) mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.

- Donner les fonctions chimiques de B et D.

- B peut être obtenu par hydratation d'un alcène C.

La formule semi-développée de C est :



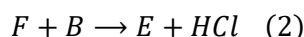
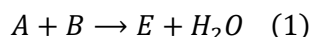
Nommer le composé C et déterminer la formule semi-développée et le nom des composés B et D.

III. Synthèse de l'ester E

1. Soit F le chlorure d'acyle dérivant de l'acide éthanóïque.

Ecrire la formule semi-développée de F

2. E peut s'obtenir de différentes manières :



a)) Ecrire les équations bilans des réactions (1) et (2).

b)) Préciser les différences importantes entre les réactions (1) et (2).

Donner la formule semi- développée et le nom de E.

EXERCICE 06

1. On fait agir de l'acide carboxylique A, de formule brute $C_nH_{2n}O_2$, sur un composé D (propan-2-ol) en présence de catalyseurs adéquats.

On obtient un composé dioxigéné E et de l'eau.

a)) Donner le nom de la réaction produite entre l'acide carboxylique et l'alcool.

b)) Donner les caractéristiques de cette réaction.

c)) Ecrire la formule semi-développée du groupe fonctionnel de E.

2. La masse de 0,5 mole de cet acide carboxylique est de 30 g.

a)) Déterminer la valeur de l'entier naturel n.

b)) Donner les formules semi-développées et les noms des produits A et E.

c)) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre A et D.

3. L'action de 12g de A sur le chlorure de thionyle conduit à un composé organique F, qui réagit totalement avec la méthylamine pour donner un composé organique G.

a)) Ecrire les équations bilans des réactions de passage de A en F puis de F en G. En déduire les formules semi développées et les noms de F et G.

b)) Calculer la masse du composé G obtenu pour :

- un rendement $\eta = 100\%$

- un rendement $\eta = 95\%$

EXERCICE 07

Un mono alcool saturé A a une densité de vapeur $d = 3,03$.

1. Déterminer toutes les isomères possibles de A et donner leurs noms.

2. L'oxydation ménagée de A par une solution de dichromate de potassium acidifiée conduit à un composé B qui réagit avec la 2,4 DNPH.

a)) Quelle peut être la fonction du composé B ?

b)) Ecrire l'équation-bilan d'oxydo-réduction qui a lieu.

3. On laisse réagir dans une étuve, un mélange de 0,5 mol de l'alcool A et 2,0 mol d'acide éthanóïque. Au bout d'une journée, n'évoluant plus, la composition du mélange contient alors 1,6 mol d'acide éthanóïque.

a)) Ecrire l'équation bilan de la réaction correspondante.

(On utilisera leurs formules générales).

b)) Donner le nom et les caractéristiques de cette réaction.

c)) Calculer la masse d'ester E formé ainsi que le taux d'alcool estérifié.

4. Sachant que A est un alcool secondaire à chaîne ramifiée et dont la molécule possède un carbone asymétrique.

a)) Identifier A et donner la formule semi développée et le nom de l'ester E.

b)) Représenter en perspective ses deux énantiomères de A.

5. L'action de l'acide éthanóïque sur le chlorure de thionyle donne un composé C.

a)) Ecrire l'équation bilan de cette réaction et nommer C.

b)) Montrer que l'ester E peut aussi s'obtenir à partir de C et A.

Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le composé E.

EXERCICE 08

1. L'hydratation d'un alcène A de masse $m = 2,8 \text{ g}$ donne un composé B optiquement actif et de masse $m = 3,7 \text{ g}$.

a)) Identifier le composé B.

b)) Donner toutes les isomère possible de B ainsi que leurs noms.

2. a)) Un des isomères de cet alcool, noté B_1 est chiral.

Donner la formule semi- développée et le nom de B_1 , représenter en perspective ses deux énantiomères.

- b)) L'excès d'une solution de dichromate de potassium sur B_1 donne un composé C.
Ecrire l'équation bilan de la réaction de passage de B_1 en C.
Donner les formules semi-développée et les noms de C et de A si ($B = B_1$).

3. On mélange 7,4g de butan-2ol avec 6g d'acide éthanóique.
Lorsqu' on atteint l'équilibre chimique, l'analyse montre qu'il s'est formé 7,8g d'ester.

- a)) Ecrire l'équation bilan et nommer l'ester E obtenu.

Montrer que le mélange initial est équimolaire.

- b)) Calculer le nombre de mole d'ester formé.

- c)) Déterminer le pourcentage en moles d'alcool estérifié.

4. On fait agir 4,6g d'ester E sur une solution d'hydroxyde de potassium (KOH) de concentration $c = 0,05 \text{ mol/l}$.

- a)) Ecrire l'équation bilan de cette réaction, donner son nom et ses caractéristiques.

- b)) Calculer le volume $V(\text{mL})$ de la solution de KOH.

- c)) Nommer les produits obtenus et calculer leurs masses.

EXERCICE 09

Dans cet exercice, on se propose d'étudier un ester E.

A. Détermination de l'ester E

L'ester E provient de l'action d'un acide carboxylique A sur un mono alcool saturé B.

1. Identification de l'alcool B

3,7 g de l'alcool B est obtenue par hydratation de 2,8 g d'alcène.

- a)) Déterminer la formule brute de l'alcène et celle de l'alcool B.

- b)) L'oxydation ménagée de l'alcool B donne un composé qui réagit avec la 2,4 DNPH et avec le réactif de Schiff. Sachant que l'alcool B est à chaîne linéaire, déterminer sa formule semi-développée et son nom.

2. Identification et étude de l'acide A

- a)) Un volume $V_A = 50 \text{ cm}^3$ d'une solution aqueuse contient 402,5 mg d'acide A. On dose cette solution avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

On obtient l'équivalence acido-basique après avoir versé un volume $V_B = 17,5 \text{ mL}$ de cette solution basique.

Déduire de cette expérience la formule brute, la formule semi-développée et le nom de l'acide A.

- b)) On mélange un volume $V_2 = 70 \text{ cm}^3$ d'une solution de méthanoate de sodium, de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume V_1 de la solution d'acide A.

On obtient une solution de $\text{pH} = 3,5$.

La concentration molaire de l'acide A est $C_1 = 0,175 \text{ mol.L}^{-1}$.

En négligeant les concentrations molaires des ions H_3O^+ et OH^- par rapport à celles des autres espèces chimiques dans ce mélange, calculer V_1 .

Le pK_A du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ est égal à 3,8.

B. Etude de l'ester E.

Pour préparer l'ester E, on introduit 3,7 g de l'alcool B et 2,3 g de l'acide A dans un tube, puis on chauffe le mélange.

Après quelques heures, on isole et on dose l'acide restant avec la solution de soude de concentration $C_B = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équivalence acido-basique est obtenue après avoir versé un volume $V_B = 40 \text{ cm}^3$ de la solution basique.

1. Ecrire l'équation traduisant la réaction de A avec B.

Donner le nom de l'ester E formé.

2. Montrer que le mélange initial introduit dans le tube est équimoléculaire.

3. Calculer le pourcentage d'alcool estérifié.

EXERCICE 10

1. Un alcène de formule $R - \text{CH} = \text{CH} - R'$ est hydraté en présence de l'acide sulfurique.

(Les radicaux R et R' sont des groupes alkyles).

- a)) Quels sont les composés A et B susceptibles d'être obtenus ?

- b)) Ces deux composés A et B sont chiraux, représenter les deux énantiomères de l'un d'eux.

2. On fait réagir 3,7 g de l'alcool obtenu par l'hydratation avec une solution de permanganate de potassium en milieu acide et on obtient un composé C de masse 3,6 g.

Ecrire l'équation traduisant la réaction redox et en déduire la formule brute de l'alcool.

3. Quelle conclusion peut-on en tirer quant aux composés A et B ?

EXERCICE 11

1. L'alcène $R - \text{CH} = \text{CH}_2$ est hydraté en présence d'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 formé. On fait réagir 20g de A dans une solution de dichromate de potassium et d'acide sulfurique. Le composé B obtenu, de masse molaire $M = 58 \text{ g.mol}^{-1}$, donne un précipité avec la D.N.P.H mais ne réduit pas la liqueur de Fehling.

- a)) En déduire la nature de B et A.

- b)) Ecrire leur formule développée et donner leur nom.

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

4. Quel volume minimal de solution de dichromate de concentration $C = 1 \text{ mol.l}^{-1}$ utiliser pour que la totalité du composé A soit oxydée ?

EXERCICE 12

Un composé organique B, e contient que du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène.

L'analyse montre que cette substance contient en masse 66,7% de carbone, 11,1% d'hydrogène. On donne $M(B) = 72 \text{ g.mol}^{-1}$

- Déterminer sa formule brute sachant que sa masse molaire vaut.
- Si on verse quelque goutte de substance B dans un tube à essai contenant la DNPH, on obtient un précipité jaune. Quelles sont les formules semi-développée (F.S.D) et les noms que l'on peut envisager pour le liquide B ?
- Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduit pour les composé B.
A quelle famille le produit B appartient-il ?
Indiquer le ou les formules semi-développée que l'on peut retenir.
- Le corps B est en fait l'isomère à chaîne ramifié.
 - Indiquer la F.S.D et le nom d'un composé organique C obtenu dans la réaction de B avec le dichromate.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction qui conduit de B à C.
- Le liquide B provient de l'oxydation d'un alcool A.
 - Préciser son nom, sa classe et sa F.S.D.
 - Peut-on obtenir A à partir de l'hydratation en milieu acide d'un alcène. Justifier.

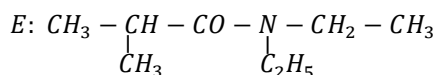
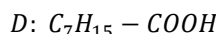
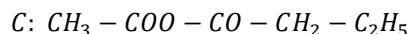
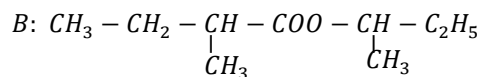
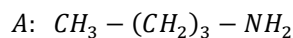
EXERCICE 13

- On considère un mono alcool aliphatique saturé à chaîne ramifiée de masse molaire $M = 88g/mol$.
Déterminer la formule brute de cet alcool, donner la formule semi développée et le nom de chacun des alcools isomères à chaîne ramifiée correspondante à cette formule.
- On considère maintenant les deux alcools A et B :
A est le 2-méthyl butan-1-ol et B est le 3-méthyl butan -1-ol.
A est oxydé par une solution de dichromate de potassium, il donne A' qui réagit avec la DNPH et le réactif de Tollens.
Ecrire l'équation bilan de la réaction entre A et les ions dichromate.
- L'alcool (B) réagit avec un acide carboxylique (C), pour donner l'éthanoate de 3 - méthyl butyle (E).
 - Donner la formule semi développée et le nom de l'acide (C).
Ecrire l'équation bilan de la réaction.
Donner les caractéristiques principales de cette réaction.
 - Indiquer les noms des composés (D) et (F) qui peuvent réagir totalement avec l'alcool (B) pour obtenir le même ester (E).
Ecrire les équations bilans des réactions correspondantes et donner leurs caractéristiques.
- L'action de l'acide (C) sur le N - méthyl éthamine donne un composé, qui est ensuite déshydraté par chauffage prolongé pour donner un composé H.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction. Donner la formule semi développée et le nom de la substance H obtenue.
 - Indiquer le nom de composé G qui peut réagir avec le N - méthyl éthamine pour obtenir le composé H, écrire l'équation bilan de la réaction correspondante.
- On réagit 15g de composé (E) avec un excès de la soude.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction.
Quel est le nom et les caractéristiques importante de cette réaction.
- Donner les formules semi développées et les noms des produits obtenu. Calculer la masse de carboxylate de sodium obtenue.

EXERCICE 14

- On considère les composés organiques suivants :



Donner la nature et le nom de chacun des composés ci-dessus.

- L'action de D sur le glycérol donne un corps gras F, appelé capryline.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction.
 - Quels sont le nom et les caractéristiques de cette réaction.
- On souhaite fabriquer du savon à partir de capryline et d'hydroxyde de sodium de volume $V = 2,0L$.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction.
 - Quel est le nom et quels sont les caractéristiques de cette réaction.
- Quelle est la masse de capryline nécessaire pour réagir complètement avec 600 g de soude, la réaction étant totale.
En déduire la concentration molaire de la soude.
 - En déduire la masse du savon obtenue.

Données : $M(\text{Capryline}) = 470g/mol$; $M(\text{Na}) = 23g/mol$

EXERCICE 15

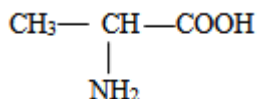
- L'oxydation ménagée d'un composé de formule semi développée $CH_3 - (CH_2)_{16} - CH_2 - OH$ par un excès de solution de permanganate de potassium donne un composé A.
Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le composé A.
- L'action de A sur le glycérol donne un composée B de masse volumique $\mu = 0,88g/cm^3$. On obtient un volume $V_B = 90ml$ à partir d'une quantité $n = 0,12mol$ de glycérol.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction.
Quels sont le nom et les caractéristiques de cette réaction.
 - Calculer le rendement de cette réaction.
- On fait agir 45kg de B à chaud en présence d'excès de soude.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction.
 - Quel est le nom et quels sont les caractéristiques de cette réaction.
 - Après filtration le rendement n'est que 80%, il se forme alors un solide appelé savon.
Calculer alors la masse du savon ainsi produite.

EXERCICE 16

- On considère un acide α -aminé A de masse molaire $M=89\text{g/mol}$.
 - Déterminer sa formule semi-développée et son nom.
 - Montrer que A est chirale et dessiner sa configuration D et L selon la représentation de Fischer.
 - Donner les trois espèces chimiques dérivés de A qui coexistent en solution dans l'eau.
On écrira les équations bilans des réactions correspondantes.
- On élimine une molécule de dioxyde de carbone sur A, on obtient un composé B. Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner son nom ainsi que sa définition.
Nommer le composé B obtenu.
- L'action d'un composé C sur B, conduit au N-éthyl méthanamide et du chlorure d'hydrogène.
Donner la formule semi-développée et le nom de C.
En déduire alors l'équation bilan de la réaction.
- On fait agir sur C, un composé D de masse molaire $M=74\text{g/mol}$, on obtient un corps E. Par ailleurs D est oxydé en milieu acide par un excès d'une solution de dichromate de potassium, en donnant un composé D'.
La solution aqueuse de D' jaunit le BBT.
 - Déterminer la formule brute de D et en déduire toutes les isomères possibles de D et donner leurs noms.
 - Donner la formule semi-développée et le nom, de D, D' et E, si le composé D est à chaîne ramifiée.
 - Ecrire l'équation bilan de réaction de passage de D en D'.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction donnant E.
Donner le nom et les caractères de cette réaction.
 - Indiquer les noms des composés F et G qui peuvent réagir totalement avec D pour obtenir le même composé E.
Ecrire les équations bilans des réactions correspondantes et donner leurs caractéristiques.
- On réagit le composé E avec un excès de la soude.
Ecrire l'équation bilan de la réaction. Donner le nom ainsi que deux caractéristiques importantes de cette réaction.

EXERCICE 17

- L'alanine est un acide α -aminé de formule :



- Donner le nom de l'alanine en nomenclature Officielle.
- Une solution aqueuse d'alanine contient 3 espèces chimiques en équilibre, provenant de l'alanine.
 - Ecrire les formules semi-développées de chacune d'elles et préciser le couple *acide / base* introduit.
 - Les pK_a de l'alanine sont $pK_{a1} = 2,3$ et $pK_{a2} = 9,9$.
Attribuer ces valeurs aux couple acide / base de l'alanine.

Justifier votre réponse.

- Quelle est l'espèce prépondérante à $pH = 2$ et à $pH = 11$?
- La condensation d'une molécule d'alanine et d'une molécule de glycine (acide 2-amino-éthanoïque) conduit à un dipeptide.
Deux réactions sont possibles
 - Ecrire l'équation de la condensation qui conduit au dipeptide dont le groupement carboxyle libre est celui de l'alanine ?
 - Quel est le type particulier de liaison dans ce dipeptide ?

EXERCICE 18

Une amine saturée A contient en masse, 23,73% d'azote.

- Déterminer la formule brute de A.
- Déterminer les formules semi-développées possibles de A.
- L'action de l'iodure de méthyle ($\text{CH}_3\text{—I}$) sur l'amine A conduit à l'iodure de tétraméthylammonium.
 - Donner la formule semi-développée de l'iodure de tétraméthylammonium et en déduire la F.S.D de A.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'amine A et l'iodure de méthyle
- On étudie une solution aqueuse de l'amine tertiaire $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ de concentration molaire $C = 0,1\text{mol.L}^{-1}$. Son pH est égal à 11,4.
 - Ecrire l'équation de cette amine avec l'eau.
Ecrire le couple acide/base relatif à cette amine.
 - Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution.
 - Calculer la constante d'acidité et le pK_a relatif s à l'amine.

EXERCICE 19

On fabrique une solution aqueuse d'une monoamine primaire saturé B ($R - \text{NH}_2$) à chaîne linéaire en versant une masse $m_B = 2,95\text{g}$ dans l'eau pur en fin d'obtenir une volume $V = 1\text{L}$ de solution. On dose ensuite un volume $V_B = 20\text{ml}$ de cette solution (B) à l'aide d'une solution (A) d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,10\text{mol/l}$. Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange au cours de ce dosage.

La courbe $pH = f(V_A)$ présente deux points remarquables.

Le point M tel que $V_M = 5\text{ml}$ et $pH_M = 9,8$ et le point d'équivalence E tel que $V_E = 10\text{ml}$ et $pH_E = 6$.

- Ecrire l'équation de dissolution de dissociation de RNH_2 dans l'eau.
 - Ecrire l'équation bilan du dosage, définir l'équivalence acido-basique et en déduire la concentration C_B
 - Donner le couple acide correspondant à l'amine B et la valeur du pK_a de ce couple acide base. Justifier.
 - Déterminer la masse molaire de l'amine B.
En déduire sa formule semi-développée et son nom.
- Calculer les concentrations molaire volumique des différents espèces chimiques présentes dans cette solution lorsqu'on se

trouve au point M ($V_M = 5\text{ml}$)

- b)) Quelles sont les propriétés caractéristiques de cette solution?
3. Calculer le volume V_A de la solution (A) qu'il faut ajouter au volume $V_B = 20\text{ml}$ de S_B pour que le pH du mélange soit $\text{pH} = 9,2$.

EXERCICE 20

Un ester E contient en masse ; 64,6% de carbone et 10,8% d'hydrogène.

- Vérifier que l'ester E a pour formule brute $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$.
- L'hydrolyse de l'ester E conduit à la formation de deux composés organiques A et B.
 - A est soluble dans l'eau. Sa solution aqueuse conduit le courant électrique et donne une coloration jaune avec le B.B.T. A renferme deux atomes de carbone. Donner la formule semi développée et le nom de A.
 - Le composé organique B subit une oxydation ménagée pour donner un produit organique D qui donne un précipité jaune avec le 2,4-DNPH, mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling. B peut être obtenu par hydratation de 3-méthyl but-1ène. Déterminer la formule semi-développée et les noms des composés B et D.
- E peut s'obtenir de trois différentes manières : Ecrire les équations bilans des réactions et Préciser les différences importantes entre ces trois réactions. Donner alors la formule semi- développée et le nom de E.
- La solution contient initialement 7,8g d'ester. Le rendement de la réaction étant $r = 40\%$.
 - Déterminer la composition molaire de la solution finale.
 - En déduire la composition massique correspondante à cette solution finale.

EXERCICE 21

- Soit un anhydride d'acide A. Un tel anhydride a un pourcentage en masse en oxygène 47,05%.
 - Déterminer sa formule semi-développée et son nom.
 - L'hydrolyse de A donne un composé organique B. Ecrire l'équation de la réaction puis donner le formule semi-développée et le nom de B.
 - On fait agir sur B de la propanamine par chauffage prolongé, on obtient un produit organique C. Le propanamine est obtenu par décarboxylation d'un acide α -aminée D. Ecrire les équations bilans des réactions correspondantes en donnant les formules semi-développées et les noms de C et D.
- Deux composés non cycliques E et F, de fonctions chimiques différentes, ont la même chaîne carbonée et la même formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$. La combustion complète d'une mole de E ou de F nécessite, d'une part, 7moles de dioxygène et produit d'autre part 220g de dioxyde

de carbone et 90g d'eau.

- Ecrire l'équation bilan de la combustion de ces deux corps.
 - En utilisant cette équation bilan, déterminer leur formule brute. A quelle(s) famille(s) organique(s) E et F peuvent-ils appartenir ? Ecrire tous les formules semi-développées possibles satisfaisant cette formule.
 - Chacun de ces composés ne comporte qu'un seul groupe fonctionnel et les atomes de carbones sont liés entre eux par des liaisons simples. E possède un groupe méthyle lié au carbone numéro 2 et F un groupe méthyle lié au carbone numéro 3. Donner les formules semi-développées et les noms de E et F.
 - Le composé E est oxydé par les ions dichromates en milieu acide, on obtient un produit organique G. G réagit avec le pentachlorure de phosphore pour donner un dérivée chloré G_1 . G_1 réagit avec le N -méthyle éthanamine pour donner G_2 . Ecrire les équations bilans de ces réactions et donner les formules semi-développées et les noms de G_1 et G_2 .
 - Le composé F est obtenu par oxydation ménagée d'un alcool F_1 . F_1 peut-être obtenu de façon majoritaire par l'hydratation d'un hydrocarbure F_2 . Ecrire les formules semi-développées et les noms de F_1 et F_2 .
3. L'hydrolyse de l'éthanoate de 3-méthylbutyl donne deux produits organique H et I. H présente un caractère acide.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner ces caractéristiques. Nommer H et I, et Montrer que $\text{H}=\text{B}$.
 - On fait agir l'éthanoate de 3-méthylbutyl un excès d'hydroxyde de sodium à chaud. Ecrire l'équation bilan de la réaction. Donner le nom et les caractéristiques principales de cette réaction.

CORRECTION DES EXERCICES

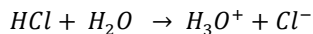
Solutions sur la chimie Minérale

Solution 1

1. a)) $pH = -\log C = -\log(1,26 \cdot 10^{-3}) = 2,90$

D'où HCl est un acide fort.

b)) Equation bilan de la réaction :



c)) Calcul des concentrations des espèces chimiques

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1} = C$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,9}} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[Cl^-] + [OH^-] = [H_3O^+] \Rightarrow [Cl^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$$

$$A.N: [Cl^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} - 7,94 \cdot 10^{-12}$$

$$D'où: [Cl^-] = [H_3O^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Remarque 1 : pour une acide forte : $[H_3O^+] \gg [OH^-]$

Equation de conservation de la matière

$$C = [HCl] + [Cl^-] \Rightarrow [HCl] = C - [Cl^-] = 0$$

(car la réaction est totale)

2. Volume d'eau ajouté

Le pH finale est 3,9, alors

$$C_f = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,9} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

En appliquant le principe de la dilution :

$$n_i = n_f \Rightarrow C_i V_i = C_f V_f = C_f (V_i + V_e) \Rightarrow V_e = \frac{C_i V_i}{C_f} - V_i$$

$$A.N: V_e = \frac{1,26 \cdot 10^{-3} \times 10 \cdot 10^{-3}}{1,26 \cdot 10^{-4}} - 10 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-2} L = 90 \text{ mL}$$

Mode opératoire :

On verse un peu de solution mère dans un bécher (on ne pipette jamais dans le récipient qui contient la solution mère).

- On prélève le volume $V = 10 \text{ mL}$ à l'aide d'une pipette jaugée muni de sa propipette.

- On verse le volume $V = 10 \text{ mL}$ dans une fiole jaugée de $100 \text{ mL} = V_f = V_i + V_e$.

- On remplit la fiole jaugée environ aux trois quarts avec de l'eau distillée. On mélange.

- On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- On ajuste le niveau avec une pipette simple.

- On bouche et on agite pour homogénéiser.

3. a)) Equation bilan de précipitation : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$

b)) Masse du précipité

$$n(Cl^-) = n(AgCl) \Rightarrow [Cl^-]V = \frac{m(AgCl)}{M(AgCl)}$$

$$\Rightarrow m(AgCl) = [Cl^-] \cdot V \cdot M(AgCl)$$

$$A.N: m(AgCl) = 1,26 \cdot 10^{-3} \times 0,1 \times 143,5 = 1,81 \times 10^{-2} g$$

Solution 2

1. a)) Equation de dissolution de NaOH : $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

b)) Concentration C_1 et pH_1 :

$$C_1 = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{0,2}{40 \times 1} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH_1 = 14 + \log C_1 = 14 + \log(5 \times 10^{-3}) = 11,7$$

(NaOH est une base forte)

2. a)) $pH = 14 + \log C_2 = 14 + \log(10^{-3}) = 11 = pH_1 \Rightarrow KOH$
est une base forte.

b)) $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$

c)) Valeur de la masse de KOH :

$$C_2 = \frac{n}{V} = \frac{m(KOH)}{M(KOH) \cdot V} \Rightarrow m(KOH) = C_2 \cdot M(KOH) \cdot V$$

$$= 10^{-3} \times 56 \times 1 = 0,56 g$$

3. a)) pH du mélange

- Détermination de la quantité de matière de OH^- présent dans le mélange.

$$n(OH^-) = n_1 + n_2 = C_1 V_1 + C_2 V_2$$

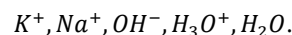
$$A.N: n(OH^-) = 5 \cdot 10^{-3} \times 0,01 + 10^{-3} \times 0,05 = 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[OH^-] = \frac{n(OH^-)}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-4}}{0,01 + 0,05} = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log(1,67 \cdot 10^{-3}) = 11,22$$

b)) Concentrations des espèces chimiques dans le mélange

Espèces chimiques présent dans le mélange :



$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,22} = 6 \times 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{et } [OH^-] = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[K^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-3} \times 0,05}{0,01 + 0,05} = 8,33 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \times 0,01}{0,01 + 0,05} = 8,33 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

c)) Eléctroneutralité de la solution

$$\text{Vérifions si } [H_3O^+] + [K^+] + [Na^+] = [OH^-]$$

$$[H_3O^+] + [K^+] + [Na^+] = 6 \times 10^{-12} + 8,33 \times 10^{-4} + 8,33 \times 10^{-4}$$

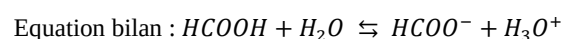
$$[H_3O^+] + [K^+] + [Na^+] = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$d'où : [H_3O^+] + [K^+] + [Na^+] = [OH^-]$$

(Electro neutralité vérifiée)

Solution 3

1.a)) Concentrations des espèces chimiques



Espèces chimiques : $HCOOH, HCOO^-, H_3O^+, OH^-$ et H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_e = [OH^-] \cdot [H_3O^+] \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

$$A.N: [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-2,4}} = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$[HCOO^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$ or $[H_3O^+] \gg [OH^-]$ alors :

$$[HCOO^-] = [H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pK_a = pH - \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} \Rightarrow \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{-(pK_a - pH)}$$

$$A.N : \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{-(3,8-2,4)} = 3,98 \cdot 10^{-2}$$

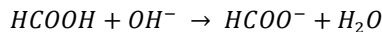
$$\Rightarrow [HCOOH] = \frac{[HCOO^-]}{3,98 \cdot 10^{-2}} = \frac{3,98 \cdot 10^{-3}}{3,98 \cdot 10^{-2}} = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$$

b)) Concentration molaire de la solution

Equation de conservation de la matière

$$C = [HCOOH] + [HCOO^-] = 0,1 + 3,98 \cdot 10^{-3} = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$$

2. a)) Equation bilan de la réaction :



b)) Calcul de V_B

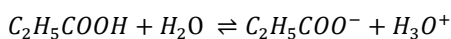
Si $pK_a = pH = 3,8$ (Mélange à la demi-équivalence)

A la demi-équivalence :

$$C_A V_A = C_B V_{BE} = 2 C_B V_B \Rightarrow V_B = \frac{C_A V_A}{2 C_B} = \frac{0,1 \times 10}{2 \times 0,1} = 5 \text{ mL}$$

Solution 4

1. a)) Montrons que $[H_3O^+]^2 + 1,6 \cdot 10^{-5} [H_3O^+] - 3,2 \cdot 10^{-6} = 0$



Espèces chimiques: C_2H_5COOH , $C_2H_5COO^-$, H_3O^+ , OH^- et H_2O .

Electroneutralité :

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [C_2H_5COO^-] \text{ or } [H_3O^+] \gg [OH^-]$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = [C_2H_5COO^-]$$

Conservation de la matière

$$C_A = [C_2H_5COOH] + [C_2H_5COO^-] \\ \Rightarrow [C_2H_5COOH] = C_A - [C_2H_5COO^-]$$

$$K_a = 10^{-pK_a} \text{ et } K_a = \frac{[H_3O^+][C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH]} = \frac{[H_3O^+][C_2H_5COO^-]}{C_A - [C_2H_5COO^-]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][H_3O^+]}{C_A - [H_3O^+]} = \frac{[H_3O^+]^2}{0,2 - [H_3O^+]} = 10^{-pK_a} = 10^{-4,8}$$

$$D'où: [H_3O^+]^2 + 1,6 \cdot 10^{-5} [H_3O^+] - 3,2 \cdot 10^{-6} = 0$$

b)) Concentration : $[H_3O^+]$

$$\text{On a : } [H_3O^+]^2 + 1,6 \cdot 10^{-5} [H_3O^+] - 3,2 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$\Delta = (1,6 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \times (-3,2 \cdot 10^{-6}) = 1,28 \times 10^{-5}$$

$$\Rightarrow \sqrt{\Delta} = \sqrt{1,28 \times 10^{-5}} = 3,57 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1,6 \cdot 10^{-5} + 3,57 \times 10^{-3}}{2} = 1,79 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1,79 \times 10^{-3}) = 2,75$$

2. a)) Equation bilan : $C_2H_5COOH + OH^- \rightarrow C_2H_5COO^- + H_2O$

b)) Volume de la base pour $pH = pK_a$: demi équivalence

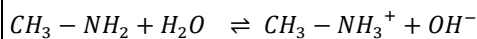
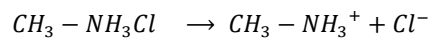
$$C_A V_A = C_B V_{BE} = 2 C_B V_B \Rightarrow V_B = \frac{C_A V_A}{2 C_B} = C_A V_A \times \frac{MV}{2m}$$

$$V_B = 0,2 \times 20 \times \frac{40 \times 0,2}{2 \times 4} = 4 \text{ mL}$$

Solution 5

$$1. \text{ Montrons que } \frac{[CH_3-NH_2]}{[CH_3-NH_3^+]} = \frac{V_B}{V_A}$$

Les équations bilans :



Espèces chimiques : $CH_3 - NH_2$, $CH_3 -$

NH_3^+ , OH^- , Cl^- , H_3O^+ et H_2O

Electroneutralité : $[CH_3 - NH_3^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$

$$\text{Or } [H_3O^+] \ll [OH^-] \ll [Cl^-] \Rightarrow [CH_3 - NH_3^+] = [Cl^-]$$

$$[CH_3 - NH_3^+] = [Cl^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

Conservation de la matière :

$$[CH_3 - NH_3^+] + [CH_3 - NH_2] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} + \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

$$\frac{C_A V_A}{V_A + V_B} + [CH_3 - NH_2] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} + \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

$$\Rightarrow [CH_3 - NH_2] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

$$\frac{[CH_3 - NH_2]}{[CH_3 - NH_3^+]} = \frac{C_B V_B}{C_A V_A} \text{ or } C_A = C_B \Rightarrow \frac{[CH_3 - NH_2]}{[CH_3 - NH_3^+]} = \frac{V_B}{V_A}$$

2. Expression du pKA du mélange

$$pK_a = -\log K_a = pH - \log \frac{[CH_3 - NH_2]}{[CH_3 - NH_3^+]} = pH - \log \frac{V_B}{V_A}$$

3. Calcul de V_A et V_B

$$V_A + V_B = 90 \text{ mL et } pK_a = pH - \log \frac{V_B}{V_A}$$

$$\Rightarrow -\log \frac{V_B}{V_A} = pK_a - pH \Rightarrow \frac{V_B}{V_A} = 10^{-(pK_a - pH)}$$

$$A.N : \frac{V_B}{V_A} = 10^{-(10,7-11)} = 2 \Rightarrow V_B = 2V_A$$

$$V_A + V_B = 2V_A + V_A = 90 \text{ mL} \Rightarrow V_A = 30 \text{ mL et } V_B = 60 \text{ mL}$$

Solution 6

1. a)) Calcul des concentrations chimiques



Espèces chimiques : NH_3 , NH_4^+ , H_3O^+ , OH^- et H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,1} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,1}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \text{ or } [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[NH_4^+] = [OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C_1 = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow [NH_3] = C_1 - [NH_4^+]$$

$$[NH_3] = 0,1 - 1,26 \cdot 10^{-3} = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

b)) Calcul de K_a et pK_a

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{[H_3O^+] \cdot [NH_3]}{[OH^-]}$$

$$K_A = \frac{7,94 \cdot 10^{-12} \times 9,87 \times 10^{-2}}{1,26 \cdot 10^{-3}} = 6,22 \times 10^{-10} \text{ et}$$

$$pK_A = -\log K_A = -\log(6,22 \times 10^{-10}) = 9,2$$

2. a)) Equation du dosage : $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$

b)) Valeur de C_2 : A l'équivalence :

$$C_2 V_2 = C_3 V_{3E} \Rightarrow C_2 = \frac{C_3 V_{3E}}{V_2} = \frac{0,1 \times 12,5}{25} = 0,05 \text{ mol.l}^{-1}$$

c)) A la demi équivalence le $pH = pK_A$, alors $pK_A = 9,2$

$$\text{et le } K_A = 10^{-pK_A} = 6,22 \cdot 10^{-10}$$

Solution 7

1. Acide est une espèce chimique capable de libérer des protons H^+

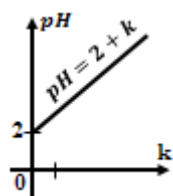
Base est une espèce chimique capable de capter de proton (H^+)

2. a)) Valeur de pH

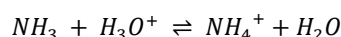
$$pH = 2 \Rightarrow C = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1} \text{ et } C_k = \frac{C}{10^k}$$

$$\Rightarrow pH = -\log C_k = -\log \frac{C}{10^k} = -\log C + k \Rightarrow pH = 2 + k$$

b)) Représentation graphique du $pH = f(k)$



3. a)) Equation bilan de la réaction :



b)) Valeur de V pour que $pH = 8,2$

Espèces chimiques : $NH_3, NH_4^+, H_3O^+, Cl^-, OH^-$ et H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8,2} = 6,30 \cdot 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_e = [OH^-] \cdot [H_3O^+] \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-8,2}} = 1,58 \cdot 10^{-6} \text{ mol.l}^{-1} \text{ et } [Cl^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-] \text{ or } [OH^-] \ll [H_3O^+] \ll [Cl^-]$$

$$[NH_4^+] = [Cl^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

Equation de conservation de la matière

$$[NH_4^+] + [NH_3] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

(car $pH = 8,2$ le mélange est purement basique)

$$pK_A = pH - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 10^{-(pK_A - pH)}$$

$$A.N : \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 10^{-(9,2-8,2)} = 0,1$$

Alors : $[NH_3] = 0,1[NH_4^+]$

$$[NH_4^+] + 0,1[NH_4^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} \Rightarrow 1,1[NH_4^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

$$\Rightarrow [NH_4^+] = \frac{C_B V_B}{1,1(V_A + V_B)} = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} \Rightarrow 1,1 C_A V_A = C_B V_B$$

$$V_A = \frac{C_B V_B}{1,1 C_A} = \frac{4 \times 10^{-2} \times 20}{1,1 \times 3 \cdot 10^{-2}} = 24,24 \text{ ml}$$

Solution 8

1. Démontrons que l'une des solutions est une solution d'acide

chaambane92@gmail.com

Chimie Minérale

faible et l'autre fort

En calculant la concentration de chaque solution :

- Pour la solution S_1 (HCl : $pH_1 = 2$ et $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$)

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1} = C_2 \Rightarrow HCl \text{ est un acide fort.}$$

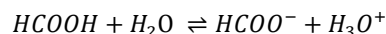
- Pour la solution S_2 ($HCOOH$: $pH_2 = 2,9$ et $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$)

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,9} = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1} \neq C_2$$

$\Rightarrow HCOOH$ est un acide faible.

2. Vérifions par calcul que $pK_A = 3,74$

Equation bilan de l'acide avec l'eau :



Espèce chimique : $HCOOH, HCOO^-, H_3O^+, OH^-$ et H_2O

Comme la solution est un acide alors les ions OH^- sont minoritaires.

$$D'où : [HCOO^-] = [H_3O^+] \text{ et}$$

$$C_B = [HCOOH] + [HCOO^-]$$

$$\Rightarrow [HCOOH] = C_B - [HCOO^-] = C_B - [H_3O^+]$$

$$K_A = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_B - [H_3O^+]}$$

$$\text{or } pK_A = -\log K_A = -\log \left[\frac{[H_3O^+]^2}{C_B - [H_3O^+]} \right]$$

$$A.N : pK_A = -\log \left[\frac{(1,26 \times 10^{-3})^2}{10^{-2} - 1,26 \times 10^{-3}} \right] = 3,74 \text{ (cqfv)}$$

3. Calcul de V_1 et V_2 , V'_1 et V'_2

- Pour la solution S_1 , il suffit d'appliquer la loi de la dilution pour

les calculs de V_2 et V'_1 , c'est-à-dire : $n_f = n_i \Rightarrow C_f V_f = C_i V_i$

$$\text{avec } C_f = [H_3O^+] f = 10^{-3,4} = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{et } C_i = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$V_f = V'_1 \Rightarrow V'_1 = \frac{C_i V_i}{C_f} = \frac{10^{-2} \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-2}} = 0,25 \text{ l} = 250 \text{ ml}$$

$$\text{Or } V'_1 = V_i + V_1 \Rightarrow V_1 = V'_1 - V_i = 250 - 10 = 240 \text{ ml}$$

- Pour la solution S_2 , avant d'appliquer la loi de la dilution,

calculons d'abord les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution pour un $pH = 3,4$.

Espèce chimique : $HCOOH, HCOO^-, H_3O^+, OH^-$ et H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,4}} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [HCOO^-] \text{ or } [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[HCOO^-] = [H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$[HCOOH]$: On applique la relation entre le pH et le pK_A tel que :

$$pH = pK_A + \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} \Rightarrow \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = pH - pK_A \Rightarrow$$

$$\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{(pH - pK_A)} = 10^{(3,4 - 3,74)} = 0,457$$

$$\Rightarrow [HCOOH] = \frac{[HCOO^-]}{0,457}$$

$$A.N: [HCOOH] = \frac{3,98 \times 10^{-4}}{0,457} = 8,7 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

La concentration de la solution d'acide méthanoïque après la dilution devient alors :

$$C_f = [HCOOH] + [HCOO^-] = 8,7 \times 10^{-4} + 3,98 \cdot 10^{-4}$$

$$C_f = 1,27 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{Or : } n_f = n_i \Rightarrow C_f V_f = C_i V_i \text{ avec } V_f = V'_2 \text{ et } V_i = V = 10 \text{ mL}$$

$$V'_2 = \frac{C_i V_i}{C_f} = \frac{10^{-2} \times 10}{1,27 \times 10^{-3}} = 78,74 \text{ mL}$$

$$\text{et comme } V'_2 = V_2 + V \Rightarrow V_2 = V'_2 - V = 78,74 - 10 = 68,74 \text{ mL}$$

Solution 9

1. a)) Equation bilan : $HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$

b)) La constante d'acidité est la constante d'équilibre de la

$$\text{réaction entre l'acide et l'eau : } Ka_i = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[HIn]}$$

2. a)) Valeurs de pH délimitant la zone de virage

$$\text{En utilisant la relation } pH = pK_A + \log \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

calcul l'intervalle de pH pour lequel $[HIn]$ et $[In^-]$ sont considérées voisines.

$$\text{- Teinte acide incolore si } [HIn] > 8[In^-] \Rightarrow \frac{[In^-]}{[HIn]} < \frac{1}{8} \text{ soit}$$

$$\log \frac{[In^-]}{[HIn]} < -\log 8 \Rightarrow pH = pK_A + \log \frac{[In^-]}{[HIn]} < pK_A - \log 8$$

$$\text{Soit } pH < 9,1 - \log 8 = 8,2 \Rightarrow pH < 8,2$$

$$\text{- Teinte basique rouge violacé si } [In^-] > 8[HIn], \text{ soit}$$

$$\log \frac{[In^-]}{[HIn]} > \log 8 \Rightarrow pH = pK_A + \log \frac{[In^-]}{[HIn]} > pK_A + \log 8$$

$$\text{Soit } pH > 9,1 + \log 8 = 10 \Rightarrow pH > 10$$

Par conséquent : La zone de virage est délimité par

$$pH = 8,2 \text{ et } pH = 10$$

b)) Définition + remarque

Un indicateur prédomine sous sa forme acide ou basique.

Le changement de couleur se fait dans une zone de pH bien définie pour chacun de indicateurs.

Cette zone est appelée : zone de virage.

Il est utilisé dans les dosages acido basiques.

Pour le choisir, il faut que son changement de couleur se fasse à l'équivalence.

On visualise par ce changement de couleur l'équivalence.

Le pH à l'équivalence doit être compris dans la zone de virage de l'indicateur.

3. a)) Classement croissant des acides

Rappel :

- Un acide est d'autant plus fort que sa constante d'acidité K_A est élevée ou son $pK_A = -\log K_A$ plus faible.

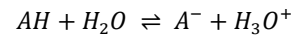
- Une base est d'autant plus forte que la constante d'acidité K_A du couple acide-base associé est plus faible ou $pK_A = -\log K_A$ le plus élevé.

- Plus un acide est fort et plus sa base conjuguée est faible et inversement.

$CH_3NH_3^+$ est moins fort que NH_4^+ moins fort que $C_5H_5NH^+$ car $10,72 > 9,25 > 5,18$

$$\text{b)) Montrons que } Ka = \frac{[H_3O^+].C}{[OH^-]}$$

$$\text{Par définition : } Ka = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]} \text{ pour un couple } \frac{AH}{A^-}$$



Pour une solution d'acide faible, $[H_3O^+] \gg [OH^-]$ alors : $C = [A^-]$

$$\text{et } [AH] = [OH^-] : \text{d'où : } Ka = \frac{[H_3O^+].C}{[OH^-]}$$

c)) Expression du pH en fonction de pK_A et C

$$\text{on a : } Ka = \frac{[H_3O^+].C}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+] \times C \times [H_3O^+]}{[OH^-] \times [H_3O^+]} = \frac{[H_3O^+]^2.C}{K_e}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+]^2 = \frac{Ka \times K_e}{C} \Rightarrow \log [H_3O^+]^2 = \log \frac{Ka \times K_e}{C}$$

$$\Rightarrow 2 \log [H_3O^+] = \log (Ka \times K_e) - \log C$$

$$\Rightarrow -\log [H_3O^+] = -\frac{1}{2} (\log Ka + \log K_e - \log C)$$

$$\Rightarrow pH = \frac{1}{2} (pK_A + pK_e + \log C)$$

Application Numérique

$$\text{- Pour la solution } S_1 : pH_1 = \frac{1}{2} (9,25 + 14 + \log 10^{-4}) = 9,62$$

$$\text{- Pour la solution } S_2 : pH_2 = \frac{1}{2} (10,72 + 14 + \log 10^{-4}) = 10,36$$

$$\text{- Pour la solution } S_3 : pH_3 = \frac{1}{2} (5,18 + 14 + \log 10^{-4}) = 7,59$$

$$\text{d)) - Pour la solution } S_1 : pH_1 = 9,62 \in [8,2; 10],$$

alors la solution S_1 prendra une couleur intermédiaire

$$\text{- Pour la solution } S_2 : pH_2 = 10,36 > 10,$$

alors la solution S_2 prendra une couleur rouge violacé.

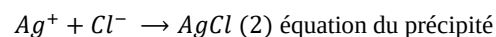
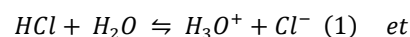
$$\text{- Pour la solution } S_3 : pH_3 = 7,59 < 8,2,$$

alors la solution S_3 prendra une couleur incolore.

Solution 10

1. a)) Quantité de matière de précipité formé :

Les équations bilans des réactions ayant lieu :



$$n(AgCl) = \frac{m(AgCl)}{M(AgCl)} = \frac{358,75 \times 10^{-3}}{143,5} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

En combinant les équations (1) et (2) on a :

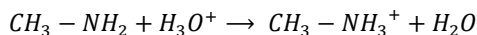
$$n(HCl) = n(Cl^-) = n(AgCl) = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

b)) Calcul de la concentration de HCl ainsi que son Ph

$$C_A = \frac{n(HCl)}{V} = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3}} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH = -\log C_A = -\log (5 \times 10^{-2}) = 1,3$$

2. a)) Equation bilan de la réaction :



b)) Valeur de la concentration C_B

l'équivalence :

$$C_B V_B = C_A V_{AE} \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{0,05 \times 10}{20} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Comme on a un mélange d'un acide fort et une base faible, alors à l'équivalence : $pH < 7$ donc le mélange est acide à l'équivalence.

Remarque :

- Lors d'un titrage entre un acide fort et une base forte, à

l'équivalence les ions hydroxyde et oxonium sont en quantités

égales : $[OH^-] = [H_3O^+]$ la solution est neutre : $pHe = 7$.

On prend le bleu de bromothymol dont le $pK_A \approx 7$.

- Lors d'un titrage entre un acide faible et une base forte, à

l'équivalence les ions hydroxyde sont majoritaires, alors :

$[OH^-] > [H_3O^+]$: la solution est basique : $pHe > 7$.

On prend la phénolphtaléine dont le $pK_A \approx 9$ (virage au rose).

- Lors d'un titrage entre une base faible et un acide fort, à

l'équivalence les ions oxonium sont majoritaires alors :

$[OH^-] < [H_3O^+]$, la solution est acide : $pH < 7$.

On utilise l'hélianthine $pK_A \approx 4$.

b)) Montrons que : $K_a = \frac{[H_3O^+][C_B]}{[OH^-]}$

La base est faible alors $[OH^-] \gg [H_3O^+]$ et

$C_B \gg [OH^-] \Rightarrow C_B \approx [A^-]$ et donc $[AH] \approx [OH^-]$

$$\text{Or } K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]} = \frac{[H_3O^+][C_B]}{[OH^-]}$$

c)) Expression du pH en fonction du pK_a , pK_e et C_B

$$\text{on a: } K_a = \frac{[H_3O^+].[C_B]}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+] \times C_B \times [H_3O^+]}{[OH^-] \times [H_3O^+]} = \frac{[H_3O^+]^2 \cdot C_B}{K_e}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+]^2 = \frac{K_a \times K_e}{C_B} \text{ donc : } \log[H_3O^+]^2 = \log \frac{K_a \times K_e}{C_B}$$

$$\Rightarrow 2 \log[H_3O^+] = \log(K_a \times K_e) - \log C_B$$

$$\Rightarrow -\log[H_3O^+] = -\frac{1}{2}(\log K_a + \log K_e - \log C_B)$$

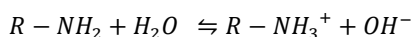
$$\Rightarrow pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log C_B)$$

Application Numérique :

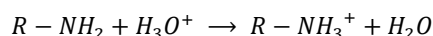
$$pH = \frac{1}{2}[10,66 + 14 + \log(2,5 \times 10^{-2})] = 11,53$$

Solution 11

1. Equation bilan de dissociation de $R - NH_2$ dans l'eau



2. a)) Equation bilan du dosage :



b)) Valeur de la concentration de C_B

$$\text{A l'équivalence acido basique : } C_B V_B = C_A V_{AE} \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B}$$

$$C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{0,02 \times 30}{20} = 3 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

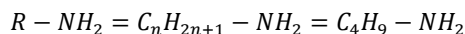
c)) Masse molaire et formule brute de l'amine $R - NH_2$

$$M(R - NH_2) = \frac{C_{massique}}{C_B} \text{ or } C_{massique} = 2,19 \text{ g.l}^{-1}$$

$$(\text{pour 1 litre de solution}) : M(R - NH_2) = \frac{2,19}{3 \times 10^{-2}} = 73 \text{ g.mol}^{-1}$$

Formule brute de la base :

$$M(R - NH_2) = 14n + 17 = 73 \Rightarrow n = \frac{73-17}{14} = 4$$



Solution 12

1. a)) $pH = 14 + \log C_B = 14 + \log(4 \cdot 10^{-2}) = 12,6 \neq 10,9$

La base utilisée est une base faible.

b)) Equation bilan de la réaction : $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

c)) Calcul des concentrations des espèces chimiques

Espèces chimiques : $NH_3, NH_4^+, H_3O^+, OH^-$ et H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,9} = 1,26 \cdot 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,9}} = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \text{ or } [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[NH_4^+] = [OH^-] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C_B = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow [NH_3] = C_B - [NH_4^+]$$

$$[NH_3] = 4 \cdot 10^{-2} - 7,94 \cdot 10^{-4} = 3,92 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Calcul de K_A et pK_A

$$K_A = \frac{[H_3O^+].[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{[H_3O^+].[NH_3]}{[OH^-]}$$

$$K_A = \frac{1,26 \cdot 10^{-11} \times 3,92 \times 10^{-2}}{7,94 \cdot 10^{-4}} = 6,22 \times 10^{-10}$$

$$pK_A = -\log K_A = -\log(6,22 \times 10^{-10}) = 9,2$$

d)) Valeur de la constante d'équilibre :

$$K_r = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]} = \frac{(7,94 \cdot 10^{-4})^2}{3,92 \times 10^{-2}} = 1,6 \times 10^{-5}$$

Comme $K_r \ll 10^3$, alors la réaction entre l'ammoniac et l'eau est partielle.

3. a)) Equation bilan de la réaction : $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$

b)) Définition d'équivalence:

A l'équivalence, la quantité de matière de l'espèce à doser et la quantité de matière de l'espèce titrant ont été mélangées et ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation. :

$$n(H_3O^+)_{\text{versé}} = n(OH^-)_0$$

c)) Calcul de V' :

A l'équivalence acido basique :

$$C_B V_B = C_A V_{AE} \Rightarrow V_{AE} = \frac{C_B V_B}{C_A} = \frac{4 \times 10^{-2} \times 20}{8 \times 10^{-2}} = 10 \text{ mL}$$

$$\text{d'où : } V' = V_{AE} = 10 \text{ mL}$$

3. Propriété d'une solution Tampon :

Une solution tampon modère les variations de pH suite à l'ajout modéré d'un acide fort ou d'une base forte. Lors d'une dilution modérée, le pH d'une solution tampon ne varie pas.

Solution 13

1. a)) $pH = -\log C_1 = -\log(9,8 \cdot 10^{-3}) = 2 \neq pK_1$,

alors HF est un acide faible.

b)) Equation bilan : $HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$

c)) Calcul des concentrations

Espèces chimiques : HF, F^-, H_3O^+, OH^- et H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,6} = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,6}} = 3,98 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [F^-] \text{ or } [OH^-] \ll [H_3O^+]$$

$$[F^-] = [H_3O^+] = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C_1 = [F^-] + [HF] \Rightarrow [HF] = C_1 - [F^-]$$

$$[HF] = 9,8 \cdot 10^{-3} - 2,51 \cdot 10^{-3} = 7,29 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Calcul de K_A et pK_A

$$K_A = \frac{[H_3O^+].[F^-]}{[HF]} = \frac{(2,51 \times 10^{-3})^2}{7,29 \cdot 10^{-3}} = 7,93 \times 10^{-4}$$

$$pK_A = -\log K_A = -\log(7,93 \times 10^{-4}) = 3,1$$

2. a)) Equation bilan du dosage : $HF + OH^- \rightarrow F^- + H_2O$

b)) Valeur du Volume V_2 :

i) A l'équivalence :

$$C_1 V_1 = C_2 V_{2E} \Rightarrow V_{2E} = \frac{C_1 V_1}{C_2} = \frac{9,8 \cdot 10^{-3} \times 20}{4,9 \cdot 10^{-3}} = 40 \text{ mL}$$

ii) Fabriquer une solution Tampon = A la demi équivalence :

$$V_{2D} = \frac{V_{2E}}{2} = 20 \text{ mL}$$

A la demi équivalence le $pH = pK_A = 3,1$

3. A l'équivalence le pH sera supérieur à 7, car Lors d'un titrage entre un acide faible et une base forte, à l'équivalence les ions hydroxyde sont majoritaires, alors : $[OH^-] > [H_3O^+]$.

Solution 14

1. a)) Une Base est une espèce chimique capable de capter de proton (H^+).

b)) Equation bilan : $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

c)) Calcul de la constante de la réaction :

$$K_r = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-] \times [H_3O^+]}{[NH_3] \times [H_3O^+]}$$

$$K_r = [OH^-] \times [H_3O^+] \times \frac{[NH_4^+]}{[NH_3] \times [H_3O^+]} = K_e \times \frac{1}{K_a}$$

$$K_r = \frac{10^{-14}}{6,3 \times 10^{-10}} = 1,59 \times 10^{-5}$$

Comme la constante de la réaction est plus faible, alors la réaction entre l'ammoniac et l'eau est partielle. (car encore $K_r \ll 10^3$)

2. a)) Valeur de la concentration C :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{0,25} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

b)) Calcul des concentrations des espèces chimiques

Espèces chimiques : $NH_3, NH_4^+, H_3O^+, OH^-$ et H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,6}} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \text{ or } [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[NH_4^+] = [OH^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow [NH_3] = C - [NH_4^+]$$

$$[NH_3] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4} = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

3. Equation bilan de la réaction : $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$

a)) Définition d'équivalence:

A l'équivalence, la quantité de matière de l'espèce à doser et la quantité de matière de l'espèce titrant ont été mélangées et ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation. :

$$n(H_3O^+)_{\text{versé}} = n(OH^-)_0$$

b)) A l'équivalence : $C_1 V_1 = C_a V_{aE} \Rightarrow C_a = \frac{C_1 V_1}{V_{aE}} = \frac{10^{-2} \times 20}{14,3} = 1,4 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

c)) Lors d'un titrage entre une base faible et un acide fort, à

l'équivalence les ions oxonium sont majoritaires alors :

$$[OH^-] < [H_3O^+]. \text{ La solution est acide : } pH < 7.$$

4. a)) Calcul de volume chaque solution :

$$\text{On a : } V = V_1 + V_2 = 90 \text{ mL}$$

Le mélange a un $pH = pK_A = 9,2$, alors ce pH correspond à la demi équivalence.

A la demi équivalence : $C_1 V_1 = 2 C_a V_2 = 2 C_a (V - V_1)$

$$V_1 = \frac{2 C_a V}{C_1 + 2 C_a} = \frac{2 \times 1,4 \times 10^{-2}}{10^{-2} + 2 \times 1,4 \times 10^{-2}} \times 90 = 66,3 \text{ mL}$$

$$\text{et } V_2 = V - V_1 = 23,7 \text{ mL}$$

b)) Propriété d'une solution Tampon :

- Une solution tampon modère les variations de pH suite à l'ajout modéré d'un acide fort ou d'une base forte.

- Lors d'une dilution modérée, le pH d'une solution tampon ne varie pas.

Solution 15

- Le dosage de B par D donne un pH égal à 7 à l'équivalence, alors la solution B est l'acide forte et D solution de base forte.
- Le dosage de D par A, le pH à l'équivalence est égal à 8,2, alors A est une solution d'acide faible.
- La solution C a un pH = 7, alors C est une solution neutre
- La solution E, il s'agit d'une solution d'ammoniac, alors c'est une solution basique faible.

2. a)) Equation de la réaction : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

b)) Calcul des concentrations des espèces chimiques

Espèces chimiques : $\text{NH}_3, \text{NH}_4^+, \text{H}_3\text{O}^+, \text{OH}^-$ et H_2O

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_e = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$\text{A. N: } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-10,6}} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[\text{NH}_4^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \text{ or } [\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] \Rightarrow [\text{NH}_3] = C - [\text{NH}_4^+]$$

$$[\text{NH}_3] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Déduisons le K_A et $\text{p}K_A$

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{OH}^-]}$$

$$K_A = \frac{2,51 \cdot 10^{-11} \times 9,6 \times 10^{-3}}{3,98 \times 10^{-4}} = 6,05 \times 10^{-10}$$

$$\text{p}K_A = -\log K_A = -\log(6,05 \times 10^{-10}) = 9,2$$

$$\text{Ou bien : } \text{p}K_A = \text{pH} - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 10 - \log \left(\frac{9,6 \times 10^{-3}}{3,98 \times 10^{-4}} \right) = 9,2$$

3. a)) Volume de l'acide V_A pour obtenir une solution Tampon

La solution Tampon est obtenu à la demi équivalence :

A la demi équivalence :

$$C_b V_b = 2 C_a V_a \text{ or } C_a = C_b \Rightarrow V_A = \frac{V_b}{2} = \frac{25}{2} = 12,5 \text{ ml}$$

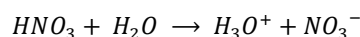
b)) Propriété d'une solution Tampon :

- Une solution tampon modère les variations de pH suite à l'ajout modéré d'un acide fort ou d'une base forte.
- Lors d'une dilution modérée, le pH d'une solution tampon ne varie pas.

Solution 16

1. a)) Equations bilans des réactions :

Pour l'acide nitrique (HNO_3) :



Pour l'hydroxyde de sodium (NaOH) : $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

b)) Equation bilan du mélange : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

c)) Calcul des quantités de matières :

Remarque :

- Une solution décimolaire est une solution dont sa concentration $C = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$.
- Une solution centimolaire est une solution dont sa concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ versée} = C_A V_A = 10^{-2} \times 0,2 = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) \text{ versée} = C_B V_B = 10^{-1} \times 50 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

d)) Calcul du pH du mélange

$$n(\text{OH}^-) \text{ restant} = 5 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

les ions OH^- sont en excès alors le mélange est purement basique

Calculons la concentration des ions OH^- restant dans le mélange :

$$[\text{OH}^-] = \frac{n(\text{OH}^-) \text{ restant}}{V_A + V_B} = \frac{3 \times 10^{-3}}{0,2 + 0,05} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Détermination du pH du mélange :

$$\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log(1,2 \times 10^{-2}) = 12$$

Remarque :

- Si $n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ versé} > n(\text{OH}^-) \text{ versé}$, alors le mélange est acide.
- Si $n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ versé} < n(\text{OH}^-) \text{ versé}$, alors le mélange est basique.
- Si $n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ versé} = n(\text{OH}^-) \text{ versé}$, alors le mélange est neutre.

2. a)) Equation bilan de la réaction : Mélange d'un acide fort et une

base forte, on a : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

b)) Allure de la courbe du dosage : $\text{pH} = f(V_A)$

Les points caractéristiques du dosage :

- Si $V_A = 0$, alors le mélange est purement basique :

$$\text{pH} = 14 + \log C_B \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log 10^{-2} = 12$$

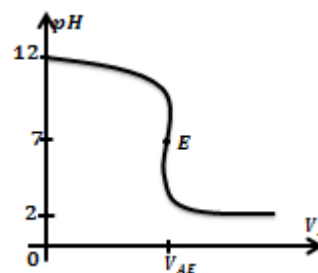
- A l'équivalence acido basique :

$$C_B V_B = C_A V_{AE} \Rightarrow V_{AE} = \frac{C_B V_B}{C_A} = \frac{10^{-2}}{10^{-1}} \times 50 = 5 \text{ ml}$$

Dosage d'un acide fort et base fort à l'équivalence $\text{pH}_E = 7$

- Si $V_A \rightarrow +\infty$, le mélange devient purement acide.

$$\text{pH} = -\log C_A = -\log 10^{-2} = 2$$



c)) A l'équivalence

Equation générale du dosage s'écrit :



Alors on remarque les ions NO_3^- et Na^+ sont spectateurs, donc à l'équivalence on aura une solution de nitrate de sodium de formule NaNO_3 .

d)) pH du mélange pour un volume $V_A = 0,6 \text{ L}$ versé

$$n_b = n(\text{OH}^-) \text{ versé} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$na = n(H_3O^+)_{versée} = C_A V_A = 10^{-2} \times 0,6 = 6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

On constate que $na > nb$, alors le mélange est acide :

$$n(H_3O^+)_{restant} = 6 \times 10^{-3} - 5 \times 10^{-3} = 10^{-3} \text{ mol}$$

Calculons la concentration des ions H_3O^+ restant dans le mélange :

$$[H_3O^+] = \frac{n(H_3O^+)_{rest}}{V_A + V_B} = \frac{10^{-3}}{0,6 + 0,05} = 1,54 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Détermination du pH du mélange :

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1,54 \times 10^{-3}) = 2,8$$

e)) Volume V'_A versé si le pH du mélange est $pH=5,5$

Comme $pH = 5,5 < 7$, alors le mélange est acide $na > nb$:

- Déterminons la concentration des ions H_3O^+ correspondant :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,5} = 3,16 \times 10^{-6} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$n(H_3O^+)_{restant} = [H_3O^+](V'_A + V_B) = C_A V'_A - nb$$

$$[H_3O^+](V'_A + V_B) = C_A V'_A - nb$$

$$\Rightarrow (H_3O^+ - C_A)V'_A = -[H_3O^+]V_B - nb$$

$$V'_A = \frac{[H_3O^+]V_B + nb}{C_A - [H_3O^+]} = \frac{3,16 \times 10^{-6} + 5 \times 10^{-3}}{10^{-2} - 3,16 \times 10^{-6}} = 0,5L$$

3. L'indicateur le plus adopté est Bleu de bromothymol,

car le $pH_E = 7$ appartient à la zone de virage : $6,0 - 7,6$.

Solution 17

$$1. pH = 14 + \log(C_B) = 14 + \log(5.10^{-2}) = 12,7,$$

alors KOH est une base forte

b)) Masse de KOH

$$C_B = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} \Rightarrow m(KOH) = C_B M(KOH) V = 5.10^{-2}.40.1 = 2g$$

2. a)) Equation bilan du dosage : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

A l'équivalence $pH_E = 7$ (Dosage d'un acide fort et base fort)

b)) Calcul de C_A de l'acide perchlorique

A l'équivalence acido basique :

$$C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{5.10^{-2}.18}{20} = 4,5.10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

c)) pH de la solution S_A

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(4,5 \times 10^{-2}) = 1,35$$

d)) Limite du pH si $V_B \rightarrow \infty$

Si $V_B \rightarrow \infty$, le mélange devient purement basique, alors $pH=12,7$.

3. Allure de la courbe du dosage $pH=f(V_B)$

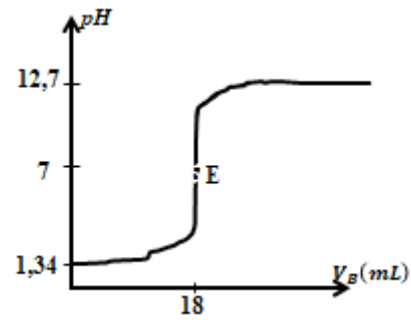
Les points remarquables caractérisant- la courbe du dosage

- Si $V_B = 0$, alors le mélange est purement Acide : $pH = 1,35$

- A l'équivalence acido basique $V_{BE} = 18\text{ml}$

Dosage d'un acide fort et base fort à l'équivalence $pH_E = 7$

- Si $V_B \rightarrow \infty$, le mélange devient purement basique, $pH=12,7$.



4. a)) Volume de V_B versé si $pH=3,1$.

Comme $pH=3,1 < 7$, alors le mélange est acide $na > nb$:

$$\text{Avec } na = C_A V_A = 4,5 \times 10^{-2} \times 0,02 = 9 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- Déterminons la concentration des ions H_3O^+ correspondant :

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3,1} = 7,94 \times 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$n(H_3O^+)_{rest} = [H_3O^+](V_A + V_B) = C_A V_A - C_B V_B = na - C_B V_B$$

$$[H_3O^+](V_A + V_B) = na - C_B V_B$$

$$\Rightarrow ([H_3O^+] + C_B)V_B = na - [H_3O^+]V_A$$

$$V_B = \frac{na - [H_3O^+]V_A}{C_B + [H_3O^+]} = \frac{9 \times 10^{-4} - 7,94.10^{-4} \times 20.10^{-3}}{5 \times 10^{-2} + 7,94 \times 10^{-4}}$$

$$V_B = 1,74 \times 10^{-2} L = 17,4 \text{ ml}$$

b)) L'hélianthine ne convient pas à ce dosage car le $pH_E = 7$

n'appartient pas à sa zone de virage qui est comprise entre

$$pH_1 = 3,1 \text{ et } pH_2 = 4,4 \Rightarrow pH_E \notin [3,1; 4,4]$$

Solution 18

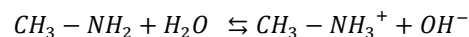
$$1. a) pH = -\log(C_A) = -\log(10^{-2}) = 2,$$

alors HBr est un acide fort.

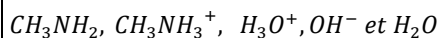
$$b)) \text{ Equation bilan de la réaction : } HBr + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Br^-$$

c)) Exemple d'un acide fort : acide chlorhydrique

2. a)) Equation bilan de méthyl amine



b)) Espèces chimiques :



$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,8} = 1,58.10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,8}} = 6,31.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[CH_3NH_3^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \text{ or } [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = 6,31.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C_B = [CH_3NH_3^+] + [CH_3NH_2]$$

$$\Rightarrow [CH_3NH_2] = C_B - [CH_3NH_3^+]$$

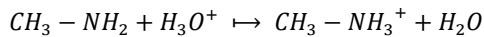
$$[CH_3NH_2] = 8,2.10^{-2} - 6,31.10^{-3} = 7,57 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

c)) Calcul de pK_A

$$pK_A = -\log K_A = pH - \log \frac{[CH_3 - NH_2]}{[CH_3 - NH_3^+]}$$

$$A.N: pK_A = 11,8 - \log \left(\frac{7,57 \times 10^{-2}}{6,31 \cdot 10^{-3}} \right) = 9,92$$

3. a)) Equation bilan de la réaction :



b)) Calcul du Volume V_{AE}

$$C_B V_B = C_A V_{AE} \Rightarrow V_{AE} = \frac{C_B V_B}{C_A} = \frac{8,2 \times 10^{-2} \times 5}{10^{-2}} = 41 \text{ ml}$$

c)) Nature de la solution à l'équivalence :

On a un dosage d'un acide fort et base faible, donc à l'équivalence $pH < 7$. Alors à l'équivalence on a une solution acide.

Nom de la solution : chlorure de méthyl ammonium (CH_3NH_3Cl)

d)) On remarque que $V_A = 20,5 \text{ ml} = \frac{V_{AE}}{2}$,

alors le mélange est à la demi équivalence

Donc $pK_a = 9,2$, c'est une solution TAMPON.

Propriété d'une solution Tampon :

- Une solution tampon modère les variations de pH suite à l'ajout modéré d'un acide fort ou d'une base forte .

- Lors d'une dilution modérée, le pH d'une solution tampon ne varie pas.

e)) Allure de la courbe du dosage $pH=f(V_A)$

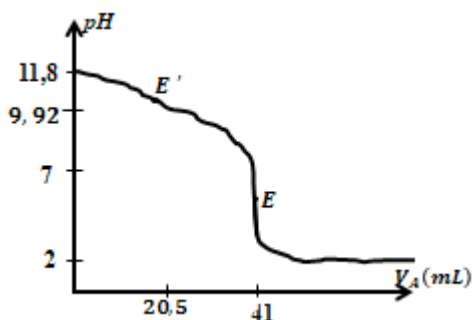
Les points remarquables de la courbe du dosage :

- Si $V_A = 0$, alors le mélange est purement basique : $pH = 11,8$

- A la demi équivalence : $V_A = 20,5 \text{ ml}$ et $pH = 9,2$

- A l'équivalence acido basique : $V_{BE} = 41 \text{ ml}$ Et $pH < 7$

- Si $V_A \rightarrow +\infty$, le mélange devient purement acide ; $pH = 2$

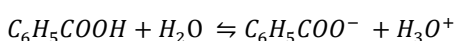


Solution 19

1. $pH = -\log(C_A) = -\log(10^{-1}) = 1 \neq 2,61$,

alors l'acide benzoïque est faible.

2. a)) Calcul des concentrations des espèces chimiques



Espèces chimiques : $C_6H_5COO^-$, C_6H_5COOH , H_3O^+ , OH^- et H_2O .

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,61} = 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,61}} = 4,07 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[C_6H_5COO^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$$

$$\Rightarrow [C_6H_5COO^-] = [H_3O^+] \text{ car } [H_3O^+] \gg [OH^-]$$

$$[C_6H_5COO^-] = 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C = [C_6H_5COOH] + [C_6H_5COO^-]$$

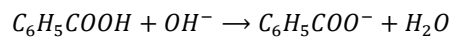
$$\Rightarrow [C_6H_5COOH] = C - [C_6H_5COO^-]$$

$$[C_6H_5COOH] = 0,1 - 2,45 \cdot 10^{-3} = 9,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

b)) Valeur de pK_a du couple

$$pK_a = pH - \log \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = 2,61 - \log \left(\frac{2,45 \cdot 10^{-3}}{9,75 \cdot 10^{-2}} \right) = 4,2$$

3. a)) Equation bilan du dosage



Constante d'équilibre de la réaction :

$$K_r = \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH] \times [OH^-]} = \frac{[C_6H_5COO^-] \times [H_3O^+]}{[C_6H_5COOH] \times [OH^-] \times [H_3O^+]} = \frac{K_a}{K_e}$$

$$K_r = 10^{-(pK_a - pK_e)} = 10^{-(4,2 - 14)} = 6,3 \times 10^9$$

Comme $K_r = 6,3 \times 10^9 > 10^4 \Rightarrow$ La réaction est- quasi-totale.

b)) Volume de la base V_{BE}

$$C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow V_{BE} = \frac{C_A V_A}{C_B} = \frac{0,1 \times 50}{12,5 \times 10^{-2}} = 40 \text{ mL}$$

c)) Valeur limite de pH si $V_B \rightarrow \infty$

$$\text{Si } V_B \rightarrow \infty, \text{ alors } pH = 14 + \log C_B = 14 + \log(0,125) = 13$$

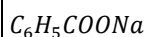
A la demi équivalence $pH = pK_a = 4,2$

d)) Nature et nom de la solution à l'équivalence

Lors d'un titrage entre un acide faible et une base forte, à l'équivalence les ions hydroxyde sont majoritaires, alors :

$$[OH^-] > [H_3O^+] : \text{ la solution est basique : } pHe > 7.$$

A l'équivalence on a : une solution de benzoate de sodium



Allure de la courbe du dosage $pH=f(V_B)$

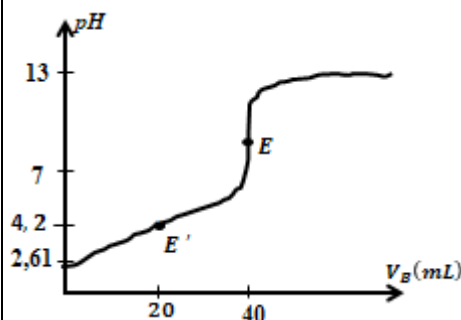
Les points remarquables de la courbe du dosage :

- Si $V_B = 0$, alors le mélange est purement acide : $pH = 2,61$

- A la demi équivalence : $V_B = \frac{V_{BE}}{2} = 20 \text{ ml}$ et $pH = 4,2$

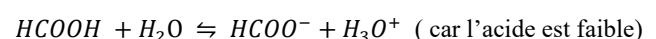
- A l'équivalence acido basique : $V_{BE} = 40 \text{ ml}$ Et $pH > 7$

- Si $V_B \rightarrow +\infty$, le mélange devient purement basique; $pH = 13$



Solution 20

1. a)) Equation d'ionisation de l'acide dans l'eau



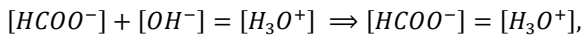
b)) Concentrations des espèces chimiques

Espèces chimiques : $HCOOH$, $HCOO^-$, H_3O^+ , OH^- et H_2O .

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,4}} = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

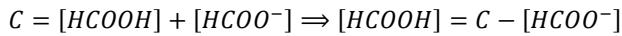
Equation d'électroneutralité :



Car $[H_3O^+] \gg [OH^-]$

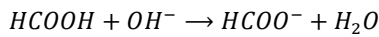
$$[HCOO^-] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière



$$[HCOOH] = 0,1 - 3,98 \cdot 10^{-3} = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

2. a)) Equation bilan du dosage



b)) Volume de la base V_{bE}

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow V_{bE} = \frac{C_a V_a}{C_b} = \frac{0,1 \times 25}{0,2} = 12,5 \text{ ml}$$

c)) Comme $pH = 8,3 > 7$, alors le mélange est basique à l'équivalence

d)) On remarque que le volume de la base versé correspond à la moitié du volume de la base à l'équivalence :

$$V_B = 6,25 \text{ ml} = \frac{V_{AE}}{2}, \text{ alors le mélange est à la demi équivalence}$$

Donc $pH = pKa = 9,2$.

3. a)) Valeur limite de pH si $V_b \rightarrow \infty$

$$\text{Si } V_b \rightarrow \infty, \text{ alors } pH = 14 + \log C_B = 14 + \log(0,2) = 13,3$$

b)) Voir la solution précédente.

Solution 21

1. Montrons que $C_b = \frac{167}{40} \rho$

$$C_b = \frac{n}{V}, P = \frac{m}{m_s} \times 100 \Rightarrow m = \frac{P m_s}{100} \text{ Et } \rho = \frac{m_s}{V} \Rightarrow m_s = \rho V$$

$$m = \frac{P \rho V}{100} = nM \text{ soit } n = \frac{P \rho V}{100M}$$

$$\Rightarrow C_b = \frac{n}{V} = \frac{P \rho V}{100MV} = \frac{P \rho}{100M} = \frac{16,7}{100 \times 40 \times 10^{-3}} \rho = \frac{167}{40} \rho$$

2. Volume de l'eau

Principe de la dilution :

$$n_i = n_f \Rightarrow C_b V_b = C'_b V = C'_b (V_b + V_e) \Rightarrow V_e = \frac{C_b V_b}{C'_b} - V_b$$

$$\text{or } C_b = \frac{167}{40} \rho = \frac{167}{40} \times 1,2 = 5 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$V_e = \frac{5 \times 10 \times 10^{-3}}{0,1} - 10^{-2} = 0,49 \text{ l} = 490 \text{ ml}$$

3. a)) Equation bilan de la réaction : Mélange d'un acide fort et une base forte, on a : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

i)) Définition d'équivalence:

A l'équivalence, la quantité de matière de l'espèce à doser et la quantité de matière de l'espèce titrant ont été mélangées et ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation. :

$$n(H_3O^+)_{\text{versé}} = n(OH^-)_0$$

Lors d'un titrage entre un acide fort et une base forte, à l'équivalence les ions hydroxyde et oxonium sont en quantités

chaambane92@gmail.com

Chimie Minérale

égales : $[OH^-] = [H_3O^+]$ la solution est neutre, alors $pHe = 7$.

$$C_b V_b = C_a V_{aE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_{aE}} = \frac{10 \times 10^{-1}}{20} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

ii)) A l'équivalence on a une solution neutre de chlorure de sodium NaCl

$$[Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_{aE} + V_b} = \frac{0,1 \times 10}{20 + 10} = 3,33 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

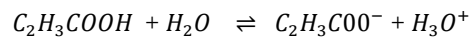
$$[Cl^-] = \frac{C_a V_{aE}}{V_{aE} + V_b} = \frac{5 \times 10^{-2} \times 20}{30} = 3,33 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Solution 22

1. a)) Un Acide est une espèce chimique capable de libérer des protons (H^+)

Base est une espèce chimique capable de capter de proton (H^+)

Equation de l'acide avec l'eau :

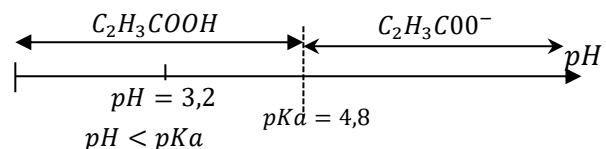


$$b)) [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,2} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$$

Un acide est fort s'il vérifie la relation suivante : $pH = -\log C$.

On a : $pH = -\log(1,0 \cdot 10^{-2}) = 2 < 3,2 \Rightarrow$ l'acide propénoïque est faible.

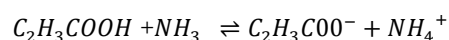
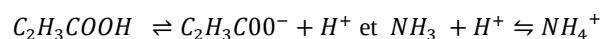
2. Diagramme de prédominance pour le couple $C_2H_3COOH / C_2H_3COO^-$



L'espèce prédominante est C_2H_3COOH

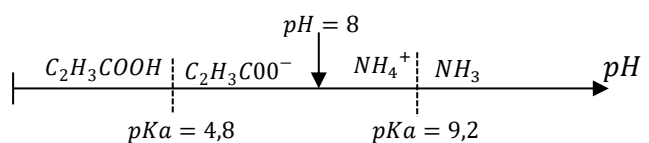
3. Equation acide base

Le couple ammoniac est : NH_4^+ / NH_3

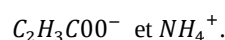


(équation acide base).

4. Espèce prédominante



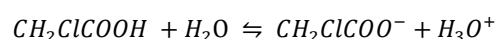
Les espèces prédominantes pour un $pH = 8$, sont :



Solution 23

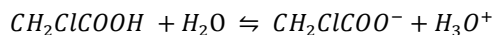
1. $pH = -\log C = -\log(5 \cdot 10^{-2}) = 1,3 \neq 2,1 \Rightarrow CH_2ClCOOH$ est un acide faible.

2. Equation d'ionisation de l'acide dans l'eau



(car l'acide est faible)

3. Calcul du pKa du couple $CH_2ClCOOH / CH_2ClCOO^-$



Espèces chimiques : CH_2ClCOOH , $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$, H_3O^+ , OH^- et H_2O .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,1} = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_e = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,1}} = 1,26 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = 7,94 \cdot 10^{-3} - 1,26 \cdot 10^{-12} = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{D'où : } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]$$

Equation de conservation de la matière

$$C = [\text{CH}_2\text{ClCOOH}] + [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = C - [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]$$

$$[\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = 5 \cdot 10^{-2} - 7,94 \cdot 10^{-3} = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]} = 2,1 - \log \frac{7,94 \cdot 10^{-3}}{4,2 \cdot 10^{-2}} = 2,82$$

4. Calcul du coefficient ionique

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{C} = \frac{7,94 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-2}} = 0,158 = 15,8\%$$

5. Relation entre $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ et $\frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]}$

$$\text{Posons : } K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \text{ et}$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]}$$

$$\frac{K_{a1}}{K_{a2}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \times \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]}{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]} = \frac{10^{-\text{pKa}_1}}{10^{-\text{pKa}_2}}$$

$$\Rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \times \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]}{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]} = \frac{10^{-4,8}}{10^{-2,82}} = 10^{-2}$$

$$\Rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 10^{-2} \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]}$$

Solution 24

- Un acide au sens de Bronsted est une substance chimique capable de libérer un proton H^+ .
- La base conjuguée de l'acide méthanoïque est l'ion méthanoate de formule HCOO^- .

2. a)) Définition du coefficient d'ionisation

Le coefficient d'ionisation de l'acide méthanoïque est le nombre de moles d'acides ionisé sur son nombre de moles initial :

$$\alpha = \frac{n(\text{HCOOH ionisé})}{n(\text{HCOOH initial})}$$

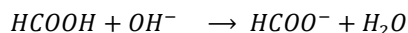
b)) Calcul de α

$$\alpha = \frac{n(\text{HCOOH ionisé})}{n(\text{HCOOH initial})} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} \text{ or } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_a} = \frac{10^{-3,25}}{2 \cdot 10^{-3}} = 0,28$$

- b)) L'acide méthanoïque peut être qualifié d'acide faible car son coefficient d'ionisation est inférieur à 1 ($\alpha < 1$).

3. Equation-bilan de la réaction entre les solutions A et B :



4. a)) Nature du mélange obtenu: c'est une solution tampon car il s'agit d'un mélange équimolaire d'un acide faible avec sa base conjuguée.

Propriété caractéristique : son pH varie très peu lors d'addition modérée d'eau, de base ou d'acide.

b)) Valeur du pKa :

Le $\text{pKa}(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-)$ 3,8 car à la demi-équivalence $\text{pH} = \text{pKa}$.

5. Calcul de V_1 et V_2 :

Il s'agit d'un mélange équimolaire de l'acide et de sa base conjuguée : $n(\text{HCOOH}) = n(\text{HCOO}^-)$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \text{ et } V = V_1 + V_2 \Rightarrow C_1 V_1 = C_2 (V - V_1)$$

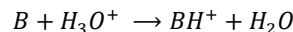
$$V_1 = \frac{C_2}{C_1 + C_2} V \text{ et } V_2 = V - V_1$$

$$\text{A.N: } V_1 = \frac{3 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10^{-3} + 3 \cdot 10^{-3}} 100 = 60 \text{ mL et } V_2 = 40 \text{ mL}$$

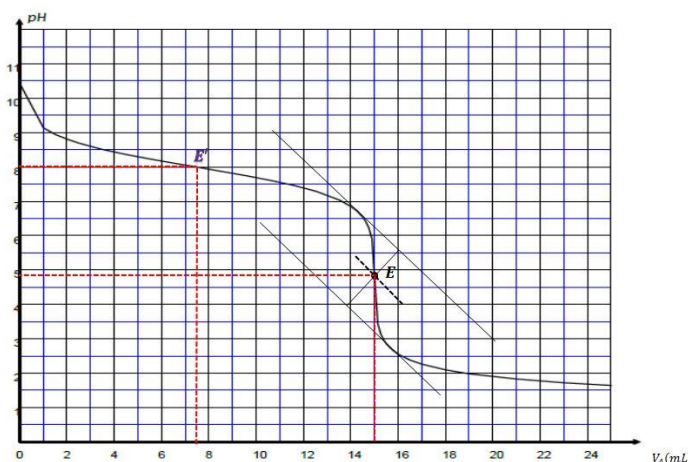
Solution 25

1. a)) On constate que à l'équivalence le $\text{pH}_E < 7$, alors la base B est faible.

b)) Équation bilan du dosage



c)) Détermination des coordonnées des points d'équivalence



D'après la courbe $E(V_{AE} = 15 \text{ mL} ; \text{pH}_E = 5)$

A l'équivalence acide base :

$$C_B V_B = C_A V_{AE} \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{0,1 \times 15}{20} = 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

2. On a : $\text{pH}_E = 5 \in [4,8 ; 6]$

À l'équivalence, le pH est donc acide. L'indicateur coloré devra avoir sa zone de virage à un pH inférieur à 7.

Choix possible : Rouge de méthyle $[4,8 ; 6]$.

3. a)) A la demi équivalence on a une solution Tampon :

Caractéristiques : par son pH varie très peu lors d'addition

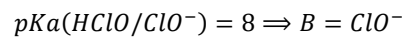
modérée d'eau, de base ou d'acide.

b)) D'après la courbe le point correspondant à la demi-équivalence

est : $E'(V = 7,5\text{ml} ; pH = 8)$

A la demi équivalence $pH = pKa = 8$

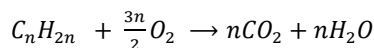
b)) Identification de la base B



Solutions sur la Chimie Organique

Solution 1

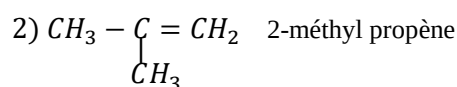
1. a)) Equation bilan de la combustion



b)) Valeur de n

$$n(C_nH_{2n}) = \frac{n(H_2O)}{n} = \frac{m(H_2O)}{n \times M(H_2O)}$$

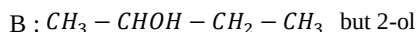
$$\Rightarrow n = \frac{m(H_2O)}{n(C_nH_{2n}) \times M(H_2O)} = \frac{72}{1 \times 18} = 4$$

Formule brute de l'hydrocarbure : C_4H_8 2. Isomères de l'hydrocarbure C_4H_8 

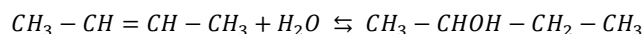
3. a)) Formule semi-développée de A et B

L'hydratation de l'alcène A conduit- à un seul corps B, alors

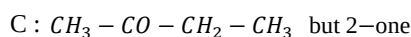
l'alcène A est symétrique et le composé obtenu est alcool secondaire.



b)) Equation de l'hydratation de A

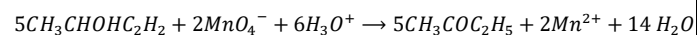
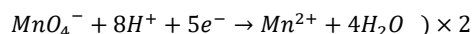
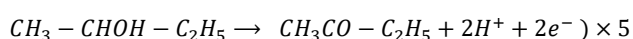


4. a)) B est un alcool secondaire, alors son oxydation conduit à un cétone. Par conséquent C est un cétone.



b)) Quelques gouttes de la liqueur de Fehling sur C ne donne aucune réaction positive

c)) Equation bilan de passage de B en C en milieu acide



Solution 2

1. a)) Fonction chimique de C, X et D

- L'hydrolyse de C conduit à un acide A et un alcool B, alors C est un ester.

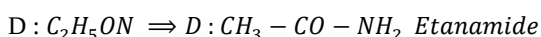
- X : Chlorure d'acyle et D : Amide primaire

b)) Formule semi développée et nom de D

D : Amide ($C_nH_{2n+1}ON$)

$$\Rightarrow M(D) = M(C_nH_{2n+1}ON) = 12n + 2n + 1 + 16 + 14$$

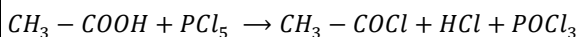
$$M(D) = 14n + 31 = 59 \Rightarrow n = \frac{59 - 31}{14} = 2$$



c)) Noms et formules semi développées de X et C



d)) Equation bilan de la réaction :

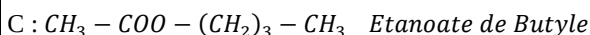
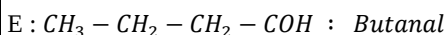
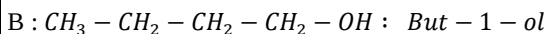
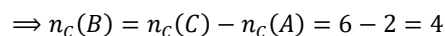
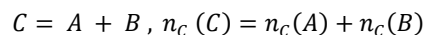


2. a)) E réagit avec le 2,4- DNPH et la liqueur de Fehling

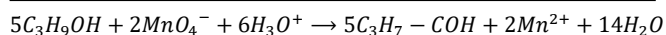
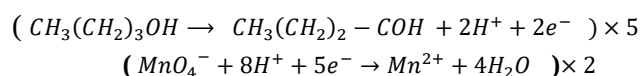
alors E est un Aldéhyde

b)) Formules semi développées de B, E, C

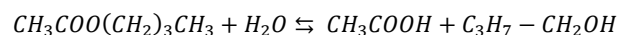
B : est un alcool primaire



c)) Equation bilan de la réaction de passage des B en C



3. a)) Equation d'hydrolyse de C

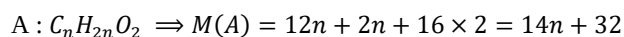


b)) Caractéristiques de la réaction d'hydrolyse

L'hydrolyse d'un ester est une réaction lente, limitée et athermique.

Solution 3

1. Formule brute de A



$$\%C = \frac{n \times M(C)}{M(A)} \times 100 = \frac{1200n}{14n + 32} \Rightarrow 1200n = (14n + 32)\%C$$

$$(1200 - 14 \times \%C)n = 32 \times \%C$$

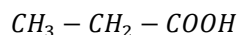
$$\text{soit } n = \frac{32 \times \%C}{1200 - 14 \times \%C} = \frac{32 \times 48,65}{1200 - 14 \times 48,65} = 3$$

A : $C_3H_6O_2$: A peut appartenir soit dans la famille des acides carboxyliques soit dans la famille des esters.

2. Isomères de A

3. Comme A conduit le courant électrique et jaunit le bleu de bromothymol, alors A est acide carboxylique :

Si A est un acide carboxylique

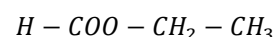


Acide propénoïque

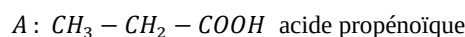
Si A est un ester



Ethanoate de méthyle



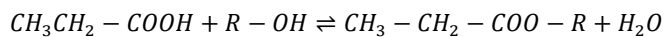
Méthanoate d'éthyle



4. a)) B appartient à la famille de chlorure d'acyle.

Son groupe fonctionnel est : $-COCl$ 

5. a)) Equation d'estérification



Elle est lente, limitée et athermique

b)) Formules semi développées de l'ester et de l'alcool

Soit E : $CH_3 - CH_2 - COO - R$: l'ester formé

$$d = \frac{M(E)}{29} \Rightarrow M(E) = 29d = 29 \times 3,51 = \frac{102g}{mol}$$

$$E : C_nH_{2n}O_2 \text{ soit } M(E) = 14n + 32 = 102 \Rightarrow n = \frac{102 - 32}{14} = 5$$

$$n_C(E) = 3 + n_C(R) \text{ soit } n_C(R) = 5 - 3 = 2$$

$$\Rightarrow R : CH_3 - CH_2 -$$

Ester E : $CH_3 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_3$ Propanoate d'éthyle

Alcool R - OH : $CH_3 - CH_2 - OH$ Ethanol (Alcool primaire)

Solution 4

1. a)) Fonction chimique de B

Comme l'oxydation de B ne donne rien,

alors B est un alcool tertiaire.

b)) Fonction chimique de C₁ et C₂

C₁: Aldehyde, groupe fonction : -COH

C₂: Acide carboxylique, groupe fonction : -COOH

2. Montrons que la formule brute du composé A est C₅H₁₀.

$$d = \frac{M(A)}{29} \Rightarrow M(A) = 29d = 29 \times 2,4 = \frac{70g}{mol}$$

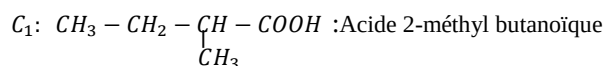
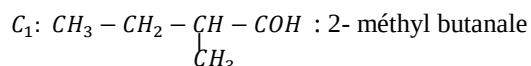
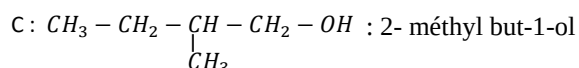
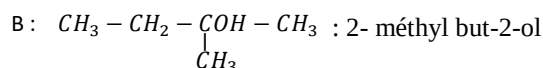
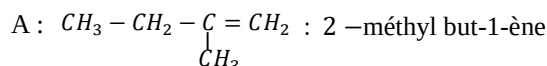
$$A : C_nH_{2n} \text{ soit } M(A) = 14n = 70 \Rightarrow n = \frac{70}{14} = 5 \Rightarrow A : C_5H_{10}$$

3. Formule semi développée et le nom des composés A, C₁ et C₂

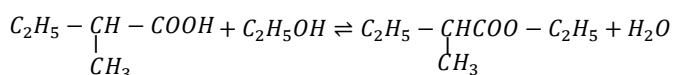
L'hydratation de l'alcène dissymétrique A conduit à l'alcool tertiaire B (obtenu de façon majoritaire) et de l'alcool C obtenu de façon minoritaire.

4. a)) Equation bilan de la réaction

b)) La réaction d'estérification, elle est lente, limitée et



athermique.



C₂

D : 2-méthyl butanoate d'éthyle

Solution 5

I. Vérifions que l'ester E a pour formule brute C₇H₁₄O₂

Soit E : C_xH_yO_z, Comme E est un ester alors z = 2 (E : C_nH_{2n}O₂)

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100} \Rightarrow \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16 \times 2}{24} = \frac{4}{3}$$

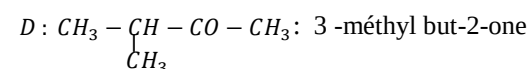
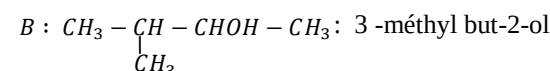
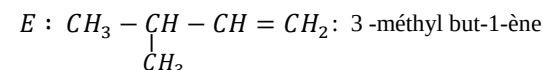
$$\Rightarrow \frac{12x}{\%C} = \frac{4}{3} \Rightarrow x = \frac{4\%C}{3 \times 12} = \frac{4 \times 64,6}{3 \times 12} = 7$$

$$\text{et } y = \frac{4\%H}{3} = \frac{4 \times 10,8}{3} = 14$$

D'où : E : C₇H₁₄O₂

II. 1. D'après ces tests, on peut conclure que A est un acide

carboxylique. Par ailleurs A renferme 2 atomes de carbones,



donc : A : CH₃ - COOH Acide éthanóïque

2. Fonctions chimiques de B et D

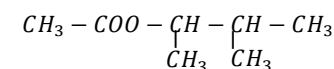
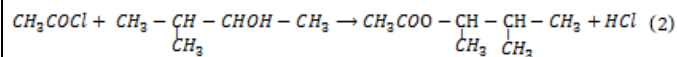
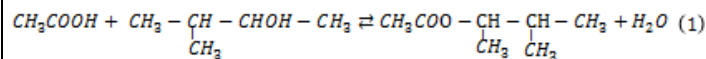
B : Alcool secondaire et D : Cétone

Formule semi-développée et le nom des composés B et D

III. 1. Formule semi développée de F

F : CH₃ - COCl Chlorure d'éthanoyle

2. a)) Equations bilans des réactions (1) et (2)



Ethanoate de 1,2-diméthyl propyle

b) Caractéristiques des réactions (1) et (2)

(1) est une réaction d'estérification :

elle est lente, limitée et athermique.

(2) elle est rapide, totale et exothermique.

Solution 06

1. a)) Réaction d'estérification.

b)) Elle est lente, limitée et athermique.

c)) Le composé E est un ester :

Son groupe fonctionnel est : -COO -

2. a)) Détermination de la valeur de n

$$M(A) = \frac{m(A)}{n(A)} = \frac{30}{0,5} = 60g/mol \quad \text{et}$$

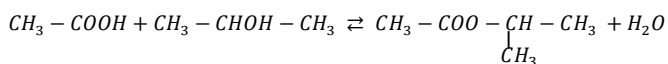
$$M(A) = 14n + 32 = 60 \text{ soit } n = \frac{60 - 32}{14} = 2$$

b)) Formules semi-développées et noms de A et E

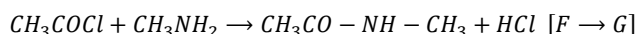
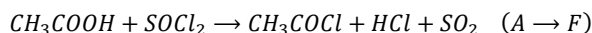
A: $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ Acide éthanóïqueD: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ Propan - 2 - olE: $\text{CH}_3 - \text{COO} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$

Ethanoate de 1- méthyl éthyle

c)) Equation bilan de la réaction de A et D



3. a)) Equations bilans de passage de A en F et F en G

F: $\text{CH}_3 - \text{COCl}$ chlorure d'éthanoyleG: $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{NH} - \text{CH}_3$ N - méthyl éthanamide

b)) Calcul de la masse de G



$$n(\text{F}) = n(\text{G}) \Rightarrow \frac{m(\text{F})}{M(\text{F})} = \frac{m(\text{G})}{M(\text{G})} \Rightarrow m(\text{G}) = M(\text{G}) \cdot \frac{m(\text{F})}{M(\text{F})}$$

$$\text{Définition : } \eta = \frac{m(\text{G})}{m(\text{F})} \Rightarrow m(\text{G}) = \eta m(\text{F}) = \eta M(\text{G}) \cdot \frac{m(\text{F})}{M(\text{F})}$$

$$\text{F: } \text{C}_2\text{H}_3\text{OCl} \Rightarrow M(\text{F}) = 12 \times 2 + 3 + 16 + 35,5 = \frac{78,5\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{G: } \text{C}_3\text{H}_7\text{ON} \Rightarrow M(\text{G}) = 12 \times 3 + 7 + 16 + 14 = \frac{73\text{g}}{\text{mol}}$$

- Pour un rendement $\eta = 100\% = 1$

$$m(\text{G}) = \eta M(\text{G}) \cdot \frac{m(\text{F})}{M(\text{F})} = 73 \times \frac{12}{78,5} = 11,16\text{g}$$

- Pour un rendement $\eta = 95\% = 0,95$

$$m'(\text{G}) = \eta m(\text{G}) = 0,95 \times 11,16 = 10,6\text{g}$$

Solution 07

1. Isomères possibles de A ainsi que leurs noms

 $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ Pent-1-ol $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ Pent-2-ol $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ Pent-3-ol $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{OH}$ 2-méthyl but-1-ol $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ 3-méthyl but-1-ol $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ 3-méthyl but-2-ol $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{COH}} - \text{CH}_3$ 2-méthyl but-2-ol $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \text{OH}$ 2,2-diméthyl propan-1-ol

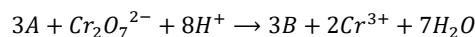
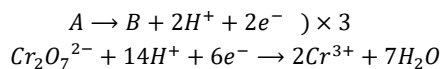
$$d = \frac{M(\text{A})}{29} \Rightarrow M(\text{A}) = 29d = 29 \times 3,03 = \frac{88\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{A: } \text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O} \text{ soit } M(\text{A}) = 14n + 18 = 88 \Rightarrow n = \frac{88 - 18}{14} = 5$$

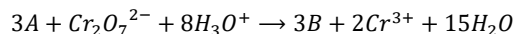
$$\Rightarrow \text{A: } \text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$$

2. a)) Le 2,4-DNPH est un réactif commun entre l'aldéhyde et le cétone, donc B peut- être un cétone ou un aldéhyde.

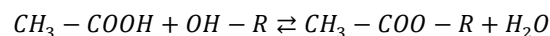
b)) Equation bilan de la réaction



En milieu acide :



3. a)) Equation bilan de la réaction

Soit A : $\text{R} - \text{OH}$ et Acide éthanóïque $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ 

b)) C'est une réaction d'estérification :

elle est lente, limitée et athermique.

c)) Masse d'ester formée et le taux d'alcool estérifié

$$n(\text{ester formé}) = n(\text{alcool estérifié})$$

$$n(\text{ester formé}) = n_0(\text{acide initial}) - n_{\text{rest}}(\text{acide rest})$$

$$n(\text{ester formé}) = 2 - 1,6 = 0,4\text{mol}$$

$$m(\text{ester}) = n(\text{ester}) \times M(\text{ester})$$

$$\text{E: } \text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2 \quad M(\text{E}) = 14n + 32 = 14 \times 7 + 32 = \frac{130\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m(\text{ester}) = 0,4 \times 130 = 52\text{g}$$

Taux d'alcool estérifié ou rendement

$$\% \text{alcool} = r = \frac{n(\text{alcool estérifié})}{n(\text{alcool initiale})} \times 100$$

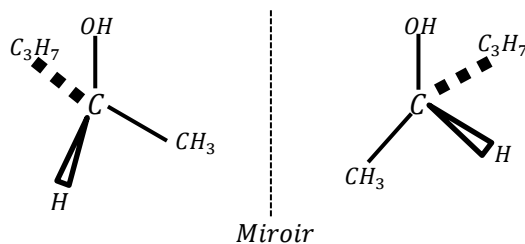
$$\Rightarrow r = \frac{0,4}{0,5} \times 100 = 80\%$$

4. a)) Identification de A

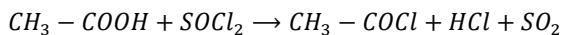
Le composé A possède un atome de carbone asymétrie et par définition : Un atome de carbone asymétrie est un atome de carbone lié à 4 atomes ou groupes d'atome différents.

A : $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ 3-méthyl but-2-ol

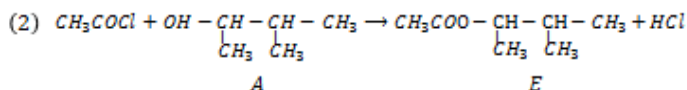
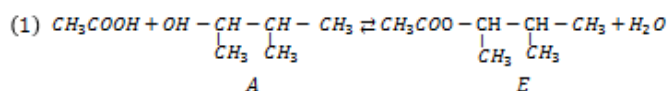
b)) Représentation des énantiomères de A



5. a)) Réaction bilan de la réaction

C: $CH_3 - COCl$ Chlorure d'éthanoyle

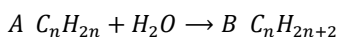
b)) Equation bilan de la synthèse d'ester A



Ester E : éthanoate de 1,2-diméthyl propyle

Solution 08

1. a)) Identification de B



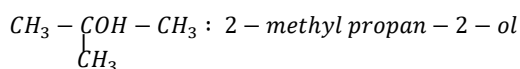
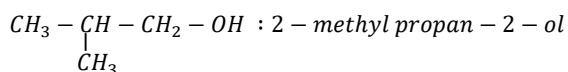
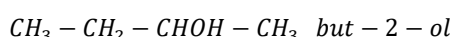
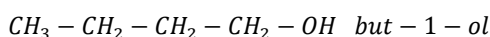
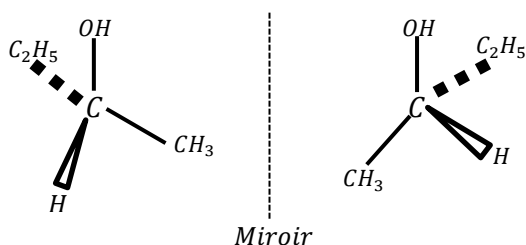
$$M(A) = 14n, \quad M(B) = 14n + 18$$

$$n(A) = n(B) \Rightarrow \frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(B)}{M(B)} \Rightarrow \frac{2,8}{14n} = \frac{3,7}{14n + 18}$$

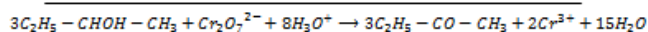
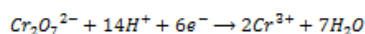
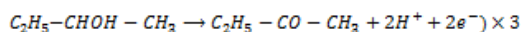
$$\Rightarrow 2,8(14n + 18) = 3,7 \cdot 14n \text{ soit } n = \frac{2,8 \times 18}{14(3,7 - 2,8)} = 4$$

A: C_4H_8 et B: $C_4H_{10}O$ (alcool)

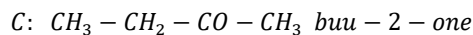
b)) Isomères de B et leurs noms

2. Formule semi développée de B₁ et ses énantiomèresSi B₁ est chirale, alors il possède un atome de carbone asymétrie :

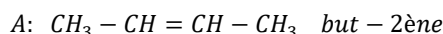
b)) Equation bilan de la réaction d'oxydation

B₁ est un alcool secondaire donc son oxydation donne un cétone C

FSD et nom de C et A

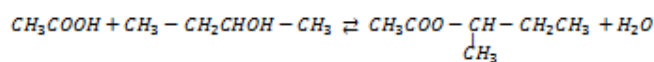


Comme l'hydratation de l'alcène A conduit à un seul alcool, alors A est un alcène symétrie :



3. a)) Equation bilan de la réaction

Montrons que le mélange initial est équimolaire



E: éthanoate de 1 - méthyl propyle

Montrons que le mélange initial est équimolaire

$$n_{alcool} = \frac{m(al)}{M(al)} = \frac{7,4}{14 \times 4 + 18} = 0,1 \text{ mol et}$$

$$n_{acide} = \frac{m}{M} = \frac{6}{14 \times 2 + 32} = 0,1 \text{ mol}$$

Comme initialement on a : $n_{alcool} = n_{acide} = 0,1 \text{ mol}$, alors le mélange est équimolaire.

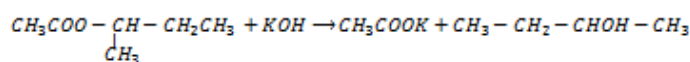
b)) nombre de mole de l'ester formé

$$n_{ester \text{ formé}} = \frac{m(est)}{M(est)} = \frac{7,8}{14 \times 6 + 32} = 0,67 \text{ mol}$$

c)) Pourcentage en moles d'alcool estérifié

$$\%alcool = r = \frac{n(alcool \text{ estérifié})}{n(alcool \text{ initiale})} \times 100 \Rightarrow r = \frac{0,67}{0,1} \times 100 = 67\%$$

4. a)) Equation bilan de la réaction



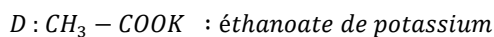
C'est une réaction de saponification, elle est lente et totale.

b)) Volume de la solution d'hydroxyde de potassium

$$n(E) = n(KOH) \Rightarrow \frac{m(E)}{M(E)} = cV \Rightarrow V = \frac{m(E)}{c \cdot M(E)}$$

$$V = \frac{4,6}{0,05 \times (14 \times 6 + 32)} = 0,793 \text{ L soit } V(KOH) = 793 \text{ mL}$$

c)) Noms des composés obtenus



$$\Rightarrow M(D) = 12 \times 2 + 3 + 16 \times 2 + 39 = 98 \text{ g/mol}$$



$$\Rightarrow M(B) = 14 \times 4 + 18 = 74 \text{ g/mol}$$

$$M(E) = 14 \times 6 + 32 = 116 \text{ g/mol}$$

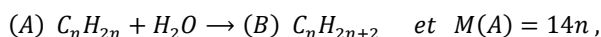
$$n(E) = n(D) \Rightarrow \frac{m(E)}{M(E)} = \frac{m(D)}{M(D)} \Rightarrow m(D) = M(D) \cdot \frac{m(E)}{M(E)}$$

$$M(D) = 98 \times \frac{4,6}{116} = 3,88 \text{ g}$$

$$m(B) = M(B) \cdot \frac{m(E)}{M(E)} = 74 \times \frac{4,6}{116} = 2,93 \text{ g}$$

Solution 09

A/ 1. a)) Formule brute de l'alcène et celle de l'alcool B



$$M(B) = 14n + 18$$

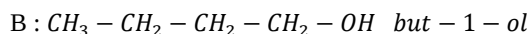
$$n(A) = n(B) \Rightarrow \frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(B)}{M(B)} \Rightarrow \frac{2,8}{14n} = \frac{3,7}{14n + 18}$$

$$\Rightarrow 2,8(14n + 18) = 3,7 \cdot 14n \Rightarrow \frac{2,8 \times 18}{14(3,7 - 2,8)} = 4$$

Alcène : C_4H_8 et Alcool B: $C_4H_{10}O$

b)) Formule semi développée de B

D'après ces tests, on en déduit que B est alcool primaire.



2. a)) Formule brute, la FSD et le nom de l'acide A

Concentration de la solution acide A

A l'équivalence acido-basique :

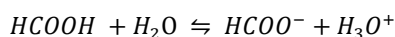
$$C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{0,5 \times 17,5}{50} = \frac{0,175 \text{ mol}}{l}$$

$$C_A = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} \quad \text{soit} \quad M = \frac{m}{C_A V} = \frac{402,5 \times 10^{-3}}{0,175 \times 50 \times 10^{-3}} = \frac{46g}{mol}$$

$$M(A) = M(C_n H_{2n} O_2) = 14n + 32 = 46 \quad \text{soit} \quad n = \frac{46 - 32}{14} = 1$$

A : CH_2O_2 : $H - COOH$ Acide méthanoïqueb)) Calcul de V_1

Equation d'ionisation de l'acide dans l'eau



Concentrations des espèces chimiques

Espèces chimiques : $HCOOH$, $HCOO^-$, Na^+ , H_3O^+ , OH^- et H_2O .

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,5}} = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{C_2 V_2}{V_2 + V_1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[HCOO^-] + [OH^-] = [H_3O^+] + [Na^+]$$

$$[OH^-] \ll [H_3O^+] \ll [Na^+] \Rightarrow [Na^+] = [HCOO^-]$$

$$pK_A = pH - \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} \Rightarrow \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{-(pK_A - pH)}$$

$$A.N: \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{-(3,8 - 3,5)} = 0,5$$

$$\text{Alors : } [HCOO^-] = 0,5[HCOOH] \Rightarrow [HCOOH] = 2[HCOO^-]$$

Conservation de la matière :

$$[HCOOH] + [HCOO^-] = \frac{C_1 V_1}{V_2 + V_1} + \frac{C_2 V_2}{V_2 + V_1} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_2 + V_1}$$

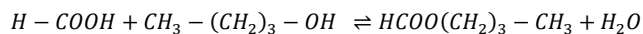
$$\Rightarrow 2[HCOO^-] + [HCOO^-] = 3[HCOO^-] = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_2 + V_1}$$

$$\text{or } [HCOO^-] = [Na^+] = \frac{C_2 V_2}{V_2 + V_1}$$

$$\text{soit } 3 \frac{C_2 V_2}{V_2 + V_1} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_2 + V_1} \Rightarrow 2C_2 V_2 = C_1 V_1$$

$$\Rightarrow V_1 = \frac{2C_2 V_2}{C_1} = \frac{2 \times 0,1 \times 70}{0,175} = 80 \text{ ml}$$

B/ 1. Equation bilan de la réaction entre A et B

E: $HCOO - (CH_2)_3 - CH_3$ méthanoate de butyle

2. Montrons que le mélange est équimolaire

$$n_{alcool} = \frac{m(al)}{M(al)} = \frac{3,7}{14 \times 4 + 18} = 0,05 \text{ mol} \quad \text{et}$$

$$n_{acide} = \frac{m(acide)}{M(acide)} = \frac{2,3}{14 \times 1 + 32} = 0,05 \text{ mol}$$

Comme initialement on a : $n_{alcool} = n_{acide} = 0,05 \text{ mol}$

alors le mélange est équimolaire.

3. Calcul du pourcentage d'alcool estérifié

- Nombre de mole d'acide restant :

$$n_{acide}(\text{rest}) = C_A V_A = C_B V_{BE} = 0,5 \times 0,04 = 0,02 \text{ mol}$$

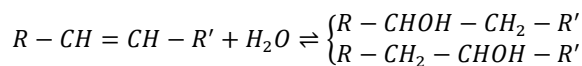
- Nombre de mole d'acide ayant réagi :

$$n(\text{ester formé}) = n(\text{acide réagi}) = 0,05 - 0,02 = 0,03 \text{ mol}$$

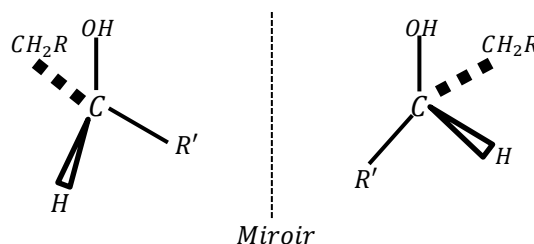
$$\% \text{al. estérifié} = \frac{n(\text{ester formé})}{n(\text{alcool initial})} \times 100 = \frac{0,03}{0,05} \times 100 = 60\%$$

Solution 10

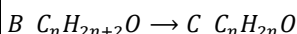
1. a)) Composés A et B obtenus



b)) Représentation des énantiomères



2. Equation bilan de la réaction

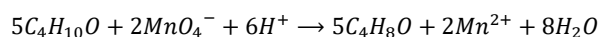
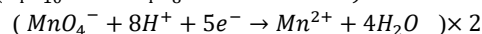
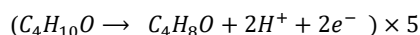


$$M(C) = 14n + 16, \quad M(B) = 14n + 18$$

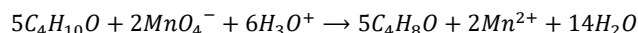
$$n(B) = n(C) \Rightarrow \frac{m(B)}{M(B)} = \frac{m(C)}{M(C)} \Rightarrow \frac{3,7}{14n + 18} = \frac{3,6}{14n + 16}$$

$$\Rightarrow 3,7(14n + 16) = 3,6(14n + 18)$$

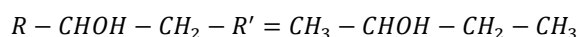
$$n = \frac{3,6 \times 18 - 3,7 \times 16}{14(3,7 - 3,6)} = 4 \quad \text{soit} \quad \text{Alcool : } C_4 H_{10} O$$



En milieu acide :



3. Conclusion entre les A et B



$$\Rightarrow R = R' = -CH_3$$

Les deux composés sont identiques (A = C)

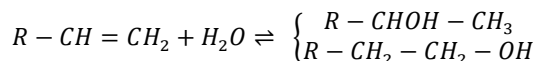
Alcène : $CH_3 - CH = CH - CH_3$ but -2- ène

A=B : $CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$ but-2-ol

C : $CH_3 - CO - CH_2 - CH_3$ but - 2 - one

Solution 11

1. Composés susceptibles d'être obtenus



2. a)) Nature de B et A

B : Cétone et A : Alcool secondaire

b)) FSD et noms de A et B

$$M(B) = M(C_nH_{2n}O) = 14n + 16 = 50 \Rightarrow n = \frac{50 - 16}{14} = 3$$

Alcène : C_3H_6 ; A : C_3H_8O et B : C_3H_6O

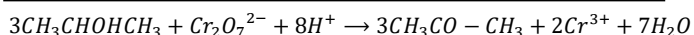
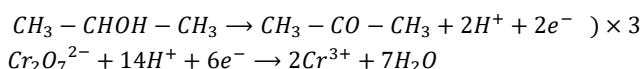
Alcène : $R - CH = CH_2 = CH_3 - CH = CH_2 \Rightarrow R = -CH_3$

Alène : $CH_3 - CH = CH_2$ Propène,

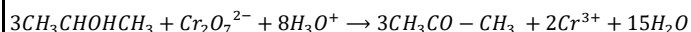
A : $CH_3 - CHOH - CH_3$ Propan - 2 - ol et

B : $CH_3 - CO - CH_3$ Propan-2-one

3. Equation bilan de réaction redox



En milieu acide :



4. Volume minimale de la solution de dichromate

$$\frac{n(A)}{3} = n(Cr_2O_7^{2-}) \Rightarrow \frac{m(A)}{3M(A)} cV$$

$$\Rightarrow V = \frac{m(A)}{3cM(A)} = \frac{20}{3(14 \times 3 + 18)} = 0,111L$$

Solution 12

1. Détermination de la formule brute de B

Soit B : $C_xH_yO_z$, Comme E est un ester alors $z = 2$ (E : $C_nH_{2n}O_2$)

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100} = \frac{72}{100} \Rightarrow x = \frac{72\%C}{1200} = \frac{72 \times 66,7}{1200} = 4$$

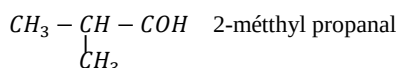
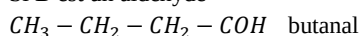
$$\Rightarrow y = \frac{72\%H}{100} = \frac{72 \times 11,1}{100} = 8$$

$$et z = \frac{72\%O}{1600} = \frac{72(100 - 66,7 - 11,1)}{1600} = 1$$

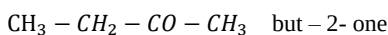
D'où : B : C_4H_8O

2. Comme B avec le 2,4-DNPH, donc B peut-être un cétone ou un aldéhyde.

Si B est un aldéhyde

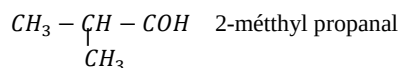
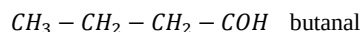


Si B est un cétone



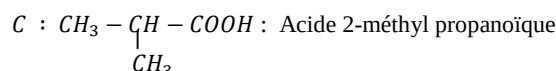
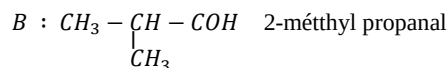
3. B est réduit par les ions dichromates,

alors B à la famille des aldéhydes. Les formules à retenir sont :

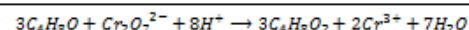
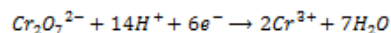
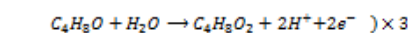


4. a)) FSD et Nom de B et C

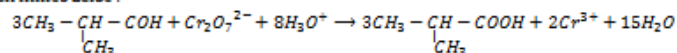
B est à chaîne ramifiée :



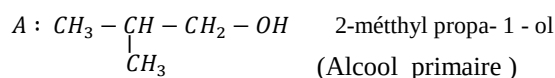
b)) Equation bilan de la réaction redox



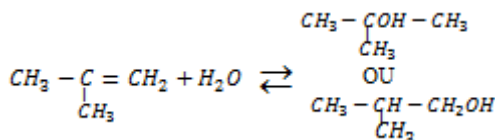
En milieu acide :



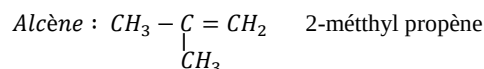
5.a)) Nom de l'alcool A



b)) Equation bilan de l'hydratation



Conclusion, on peut obtenir l'alcool A à partir l'hydratation de l'alcène suivant :



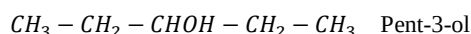
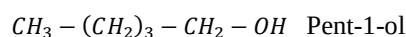
Solution 13

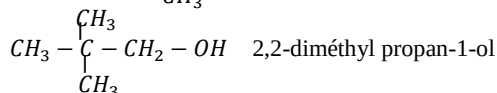
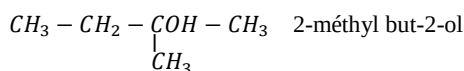
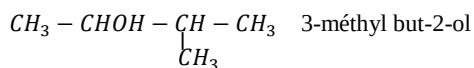
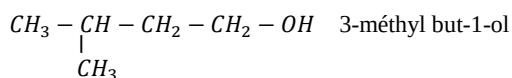
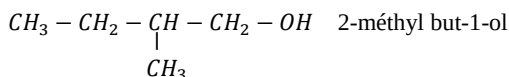
1. Détermination de la formule brute de l'alcool

Alcool : $C_nH_{2n+2}O$ soit $M = 14n + 18 = 88$

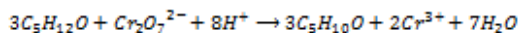
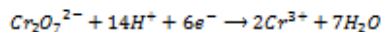
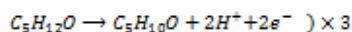
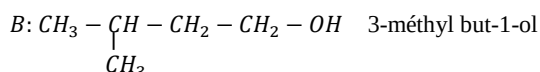
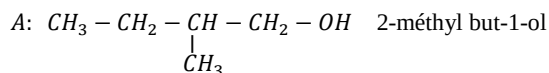
$$\Rightarrow n = \frac{88 - 18}{14} = 5 \text{ soit Alcool : } C_5H_{12}O$$

Les isomères possibles de cet alcool

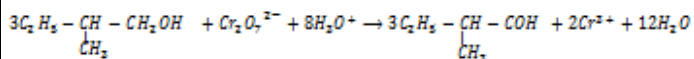




2. Equation bilan de la réaction redox



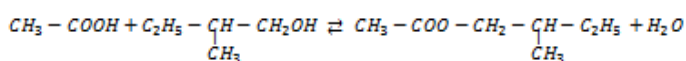
En milieu acide :



3. a) Nom et FSD de l'acide C

C: $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ acide éthanóïque

Equation bilan de la réaction d'estérification



C'est une réaction d'estérification :

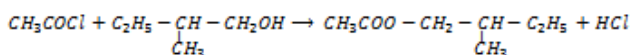
elle est lente, limitée et athermique.

b)) Obtention d'un ester par réaction totale

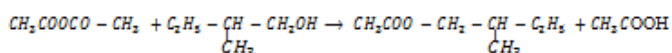
On peut obtenir le même ester en remplaçant l'acide carboxylique par l'une de ses dérivés, soient :

D : $\text{CH}_3 - \text{COCl}$ chlorure d'éthanoyleF : $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CO} - \text{CH}_3$ anhydride éthanóïque

Les équation bilan de leurs réactions ainsi que leurs caractéristiques :

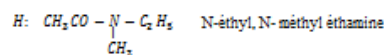
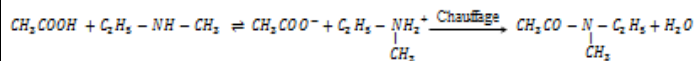


Cette réaction, elle est rapide, totale et exothermique



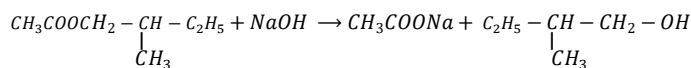
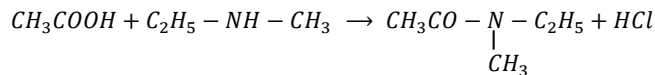
Cette réaction, elle est rapide et totale

4. a)) Équation bilan de la réaction



b)) Nom du composé G

On peut remplacer le composé C par sa dérivée la plus forte.

G: $\text{CH}_3 - \text{COCl}$ chlorure d'éthanoyle

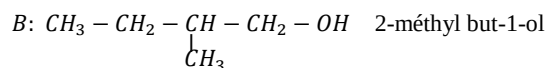
Equation bilan de la réaction

5. a)) Equation bilan de la réaction

C'est une réaction de saponification, elle est lente et totale.

b)) Valeur de la masse de $\text{CH}_3 - \text{COONa}$

Les formules Semi développée et noms des produits obtenus

 $\text{CH}_3 - \text{COONa}$ éthanoate de sodium

$$n(\text{E}) = n(\text{CH}_3 - \text{COONa}) \Rightarrow \frac{m(\text{E})}{M(\text{E})} = \frac{m(\text{CH}_3 - \text{COONa})}{M(\text{CH}_3 - \text{COONa})}$$

$$m(\text{CH}_3 - \text{COONa}) = M(\text{CH}_3 - \text{COONa}) \times \frac{m(\text{E})}{M(\text{E})}$$

$$\text{E: } \text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2 \quad \text{soit } M(\text{E}) = 14 \times 7 + 32 = 130 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CH}_3 - \text{COONa}) = 14 \times 2 - 1 + 32 + 23 = 82 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CH}_3 - \text{COONa}) = 82 \times \frac{20}{130} = 12,62 \text{ g}$$

Solution 14

1. Fonctions et noms des composés

A : Butamine (Amine primaire) ;

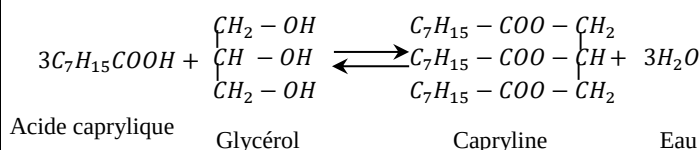
B : 2-méthyl butanoate de 1-méthyl propyle (Ester) ;

C : Anhydride butanoïque éthanóïque (Anhydride d'acide)

D : Acide octanoïque (Acide carboxylique) ;

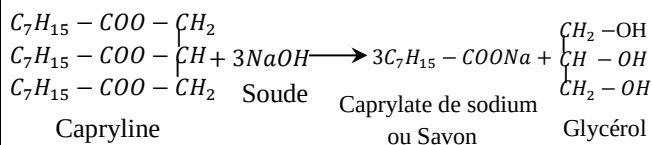
E : N, N-diéthyl 2-méthyl propanamide (Amide tertiaire).

2. a)) Equation bilan de la réaction



b)) C'est une réaction d'estérification, elle est lente, limitée et athermique.

3. a)) Equation bilan de la réaction



b)) C'est une réaction de saponification, elle est lente et totale.

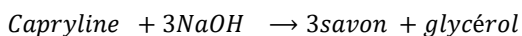
4. a)) Masse de capryline et concentration de la soude

$$n(\text{Capr}) = \frac{n(\text{NaOH})}{3} \Rightarrow \frac{m(\text{Capr})}{M(\text{Capr})} = \frac{m(\text{NaOH})}{3M(\text{NaOH})} \Rightarrow$$

$$m(\text{capryline}) = M(\text{Capr}) \frac{m(\text{NaOH})}{3M(\text{NaOH})} = 470 \cdot \frac{600}{3 \times 40} = 23,5g$$

$$\text{et } C = [\text{NaOH}] = \frac{n}{V} = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})V} = \frac{600}{40 \times 2} = \frac{7,5 \text{ mol}}{L}$$

b)) Masse du savon obtenue



$$\frac{n(\text{Savon})}{3} = \frac{n(\text{NaOH})}{3} \Rightarrow \frac{m(\text{Savon})}{M(\text{Savon})} = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$$

$$\Rightarrow m(\text{Savon}) = M(\text{Savon}) \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$$

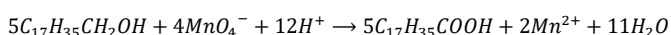
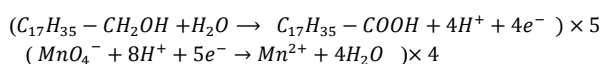
$$\text{avec } M(\text{Savon}) = M(C_7H_{15}-COONa)$$

$$M(C_7H_{15}-COONa) = 12 \times 8 + 15 + 32 + 23 = 166g/mol$$

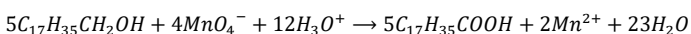
$$m(\text{Savon}) = 166 \times \frac{600}{40} = 2,49 \times 10^3 g = 2,49kg$$

Solution 15

1. Equation bilan de la réaction redox

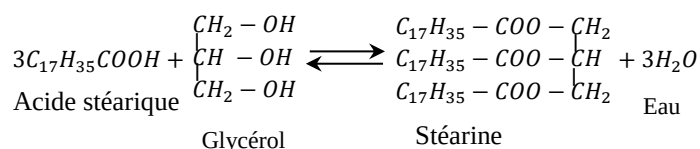


en milieu acide :



B : $C_{17}H_{35}-COOH$ acide octadécanoïque (acide stéarique)

2. a)) Equation bilan de la réaction



C'est une réaction d'estérification, elle est lente, limitée et athermique.

b)) Rendement de la réaction

- Nombre de mole de l'acide stéarique introduit :

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)} \quad \text{or } m(B) = \mu V \Rightarrow n(B) = \frac{\mu V}{M(B)}$$

$$M(B) = M(\text{stéarine}) = M(C_{57}H_{110}O_6)$$

$$M(B) = 57 \times 12 + 110 + 16 \times 6 = 890g/mol$$

$$n(B) = \frac{0,88 \times 90}{890} = 0,090mol$$

$$\text{- Rendement : } \eta = \frac{n(\text{Stéarine})}{n(\text{Glicérol})} \times 100 = \frac{0,090}{0,12} \times 100 = 75\%$$

3. a)) Equation bilan de la réaction

b)) C'est une réaction de saponification, elle est lente et totale.

c)) Masse du savon obtenue

$$\frac{n(\text{Savon})}{3} = n(\text{Stéarine}) \Rightarrow \frac{m(\text{Savon})}{M(\text{Savon})} = \frac{m(\text{sté})}{M(\text{Sté})}$$

$$\Rightarrow m(\text{Savon}) = M(\text{Savon}) \frac{m(B)}{M(B)}$$

$$\text{avec } M(\text{Savon}) = M(C_{17}H_{35}-COONa)$$

$$M(C_{17}H_{35}-COONa) = 18 \times 12 + 55 + 32 + 23 = 306g/mol$$

Pour un rendement η , on a :

$$m(\text{Savon}) = \eta M(\text{Savon}) \frac{m(B)}{M(B)}$$

$$A.N : m(\text{Savon}) = 0,8 \times 306 \times \frac{45}{890} = 12,3kg$$

Solution 16

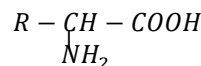
1. a)) Formule semi-développée et son nom

La formule générale d'un acide α -aminé :

où R est un groupe alkyl : $R = C_nH_{2n+1}$

La formule générale d'un acide en fonction de n est : $C_nH_{2n+1}O_2$

avec n le nombre d'atomes de carbones.

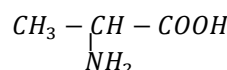


$$M(\text{acide } \alpha\text{-aminé}) = M(C_nH_{2n+1}O_2N)$$

$$M = 14n + 1 + 32 + 14 = 14n + 47g/mol$$

$$\text{On a : } M(A) = 14n + 47 = 89 \Rightarrow n = \frac{89-47}{14} = 3$$

$$\text{D'où } A: C_3H_7O_2N$$



Acide 2-amino propanoïque

Remarque :

Les acides α -aminés sont bi-fonctionnels, ils contiennent :

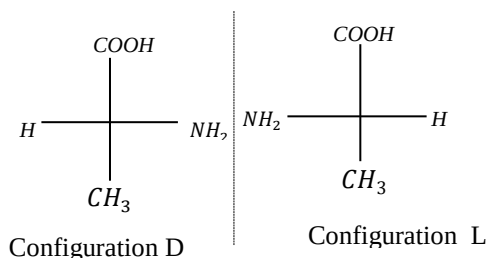
une groupe fonctionnel carboxylique $-COOH$ et

une groupe fonctionnel amino $-NH_2$.

b)) Montrons que A est chirale

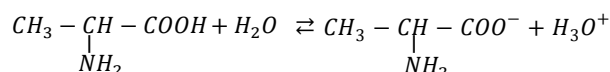
Comme l'atome de carbone contenant le groupe amino est relié par 4 groupes d'atomes différents ($CH_3 \neq COOH \neq NH_2 \neq H$), alors A contient un atome de carbone asymétrique, donc A est Chirale.

Dessignons sa configuration D et L

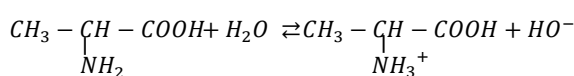
c)) Espèce chimique de A coexistant dans l'eau

Comme A renferme deux fonctions (acide et base), alors :

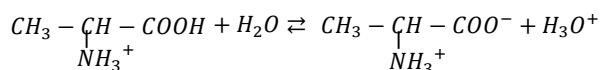
- Si A se comporte comme un acide, on a :



- Si A se comporte comme une base, on a :



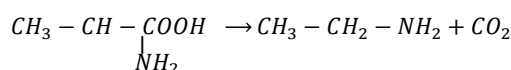
- Si le dernier espèce se comporte un acide, on :



Ion dipolaire ou Amphion
ou encore Zwitterion

Définition :

Un Zwitterion ou un Amphion est une espèce chimique moléculaire possédant des charges électriques formelles d'une unité, de signes opposés et situées en général sur des atomes non adjacents.

2. Equation bilan de la réaction

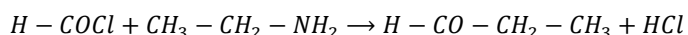
Cette réaction est appelée décarboxylation.

La décarboxylation est une réaction chimique au cours de laquelle une molécule de dioxyde de carbone (CO_2) est éliminée d'une molécule organique.

B: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ éthanamine (Amine primaire)

3. Le produit obtenu est un amide (N-éthyl méthanamide) accompagné de HCl, donc le composé C, est un chlorure d'acyle.

C: $\text{H} - \text{COCl}$ Chlorure de méthanoyle

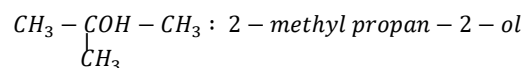
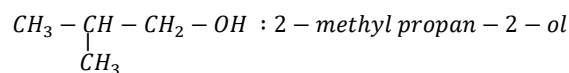
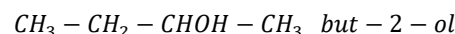
Equation bilan de la réaction4. a)) Formule brute de D ainsi que ces isomères

C est un chlorure d'acyle, or l'oxydation de D donne un composé D' dont sa solution jaunit le BBT donc D' est un acide carboxylique et D ne peut être qu'un alcool primaire.

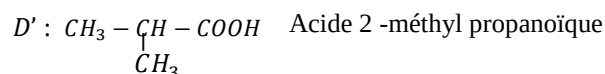
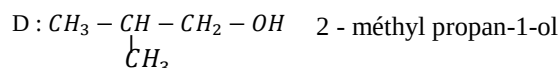
$$M(D) = M(\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}) = 14n + 18 = 58 \Rightarrow n = \frac{74 - 18}{14} = 4$$

D: $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

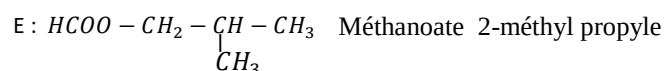
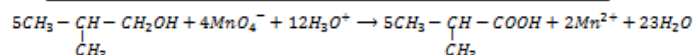
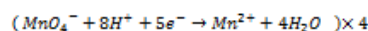
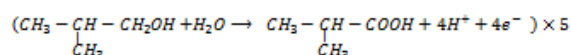
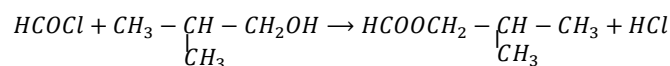
Isomères de D

b)) Formule semi-développée et nom, de D, D' et E

D est à chaîne ramifiée, donc :



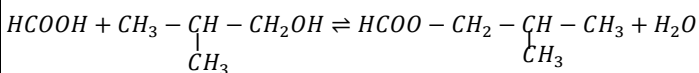
La réaction d'un chlorure d'acyle et d'un alcool donne un ester et de chlorure d'hydrogène, donc E est un ester.

c)) Equation bilan de réaction de passage de D en D'd)) Equation bilan de la réaction donnant l'ester E

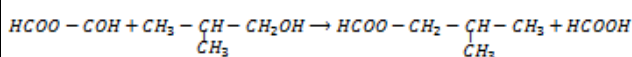
Cette réaction est rapide, totale et exothermique.

e)) On peut remplacer le chlorure de méthanoyle soit par :

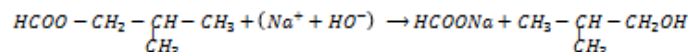
F: HCOOH Acide méthanoïque ou G: $\text{HCOO} - \text{COH}$ Anhydride méthanoïque



C'est une réaction d'estérification, elle est lente, limitée et athermique.



Cette réaction, elle est rapide, totale.

5. a)) Equation bilan de la réaction

b)) C'est une réaction de saponification, elle est lente et totale.

Solution 17

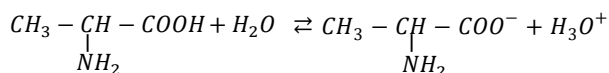
1. Alanine : Acide 2-amino propanoïque

2. a)) Formules Semi développée et les couples acide base

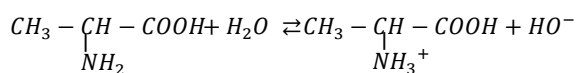
correspondants

Détermination des espèces chimiques :

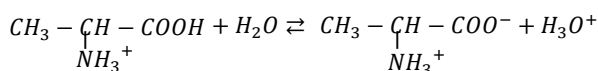
Si l'alanine se comporte comme un acide



Si l'alanine se comporte comme une base

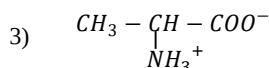
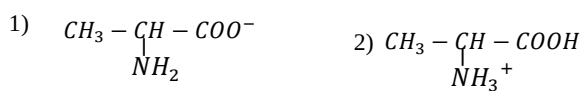


- Si Le dernier espèce se comporte un acide , on :

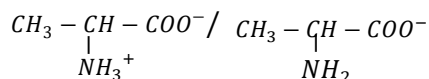
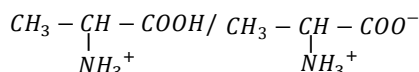


Ion dipolaire

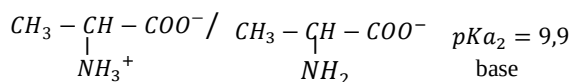
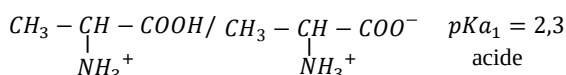
Les 3 espèces chimiques sont :



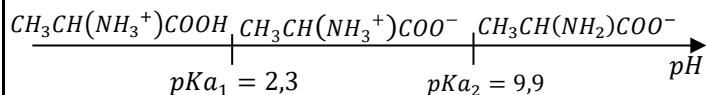
Les couples acides bases correspondants



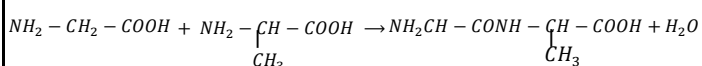
c))



d)) Zone de prédominance

Pour $pH = 2$, l'espèce prédominant est $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_3^+)\text{COOH}$ Pour $pH = 11$, l'espèce prédominant est $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COO}^-$

3. a)) Equation bilan de la réaction



b)) Liaison dipeptide : Glycine – alanine.

Solution 18

1. Détermination de la formule brute de A

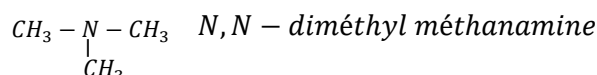
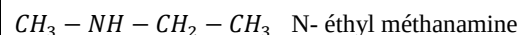
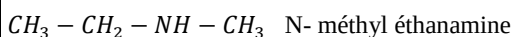
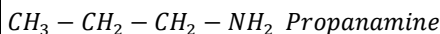
$$M(\text{Amine}) = M(\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}) = 14n + 3 + 14 = 14n + 17$$

$$\frac{12n}{\%C} = \frac{2n+3}{\%H} = \frac{14}{\%N} = \frac{M}{100} = \frac{14n+17}{100}$$

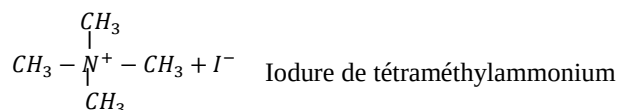
$$\Rightarrow (14n+17)\%N = 1400 \Rightarrow n = \frac{1400 - 17 \times \%N}{14 \times \%N}$$

$$A.N: n = \frac{1400 - 17 \times 23.73}{14 \times 23.73} = 3 \Rightarrow A: \text{C}_3\text{H}_9\text{N}$$

2. Isomères de A

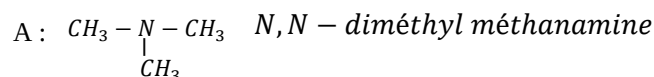


3. a)) FSD de l'iodure de tétraméthylammonium

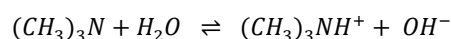
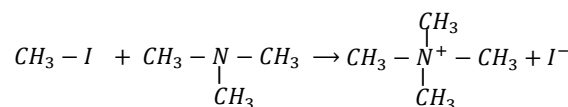


FSD de A (A est une amine tertiaire)

b)) Equation bilan de la réaction



4. a)) Equation bilan de la réaction

Couple acide base correspondant : $\frac{(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+}{(\text{CH}_3)_3\text{N}}$

b)) Concentration des espèces chimiques

Espèces chimiques : $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$, $(\text{CH}_3)_3\text{N}$, H_3O^+ , OH^- et H_2O

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} = 10^{-11.4} = 3,98 \cdot 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11.4}} = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \text{ or } [\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+] = [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Equation de conservation de la matière

$$C = [(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+] + [(\text{CH}_3)_3\text{N}]$$

$$\Rightarrow [(\text{CH}_3)_3\text{N}] = C - [(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]$$

$$[\text{NH}_3] = 0,1 - 2,51 \cdot 10^{-3} = 9,75 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

c)) Calcul de K_A et pK_A

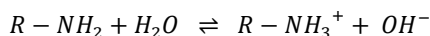
$$K_A = \frac{[H_3O^+].[(CH_3)_3N]}{[(C_3)_3NH^+]} = \frac{[H_3O^+].[(CH_3)_3N]}{[OH^-]}$$

$$A. N: K_A = \frac{3,98.10^{-12} \times 9,75 \times 10^{-2}}{2,51.10^{-3}} = 1,55 \times 10^{-10}$$

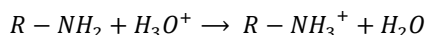
$$pK_A = -\log K_A = -\log(1,55 \times 10^{-10}) = 9,8$$

Solution 19

1. a)) Equation de dissolution de dissociation de $R-NH_2$ dans l'eau



b)) Equation bilan du dosage/ :



Définition d'équivalence:

A l'équivalence, la quantité de matière de l'espèce à doser et la quantité de matière de l'espèce titrant ont été mélangées et ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation. :

$$n(H_3O^+)_{versé} = n(OH^-)_0$$

A l'équivalence acido basique :

$$C_B V_B = C_A V_{AE} \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{0,1 \times 10}{20} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol. } L^{-1}$$

c)) Couple acide base de l'amine B : $R - \frac{NH_3^+}{R} - NH_2$

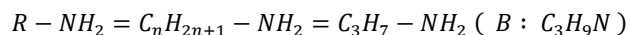
A la demi-équivalence le $pK_A(R - \frac{NH_3^+}{R} - NH_2) = pH = 9,8$

d)) Détermination de la masse molaire de l'amine B

$$n_B = C_B V = \frac{m_B}{M_B} \text{ soit } M_B = \frac{m_B}{C_B V} = \frac{2,95}{5 \times 10^{-2} \times 1} = \frac{59g}{mol}$$

Formule brute de la base :

$$M(R-NH_2) = 14n + 17 = 59 \Rightarrow n = \frac{59-17}{14} = 3$$



B: $CH_3 - CH_2 - CH_2 - NH_2$ Propanamine

2. a)) Concentration des espèces chimiques présentes

à la demi-équivalence

Espèces chimiques : $C_3 H_7 - NH_3^+$, $C_3 H_7 - NH_2$, Cl^- , $H_3 O^+$, OH^- et $H_2 O$

$$[H_3 O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9,8} = 1,58.10^{-10} \text{ mol. } l^{-1}$$

$$K_e = [OH^-].[H_3 O^+]$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3 O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9,8}} = 6,31.10^{-5} \text{ mol. } l^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{C_A V_M}{V_M + V_B} = \frac{0,1 \times 5}{20 + 5} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol. } l^{-1}$$

Equation d'électroneutralité :

$$[C_3 H_7 - NH_3^+] + [H_3 O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$$

$$\text{Or } [H_3 O^+] \ll [OH^-] \ll [Cl^-]$$

$$\Rightarrow [C_3 H_7 - NH_3^+] = [Cl^-] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol. } l^{-1}$$

$$pK_A = pH - \log \frac{[C_3 H_7 - NH_2]}{[C_3 H_7 - NH_3^+]}$$

$$\Rightarrow \frac{[C_3 H_7 - NH_2]}{[C_3 H_7 - NH_3^+]} = 10^{-(pK_A - pH)} = 10^{-(9,8-9,8)} = 1 \Rightarrow$$

$$[C_3 H_7 - NH_2] = [C_3 H_7 - NH_3^+] = [Cl^-] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol. } l^{-1}$$

b)) Propriété d'une solution Tampon :

Une solution tampon modère les variations de pH suite à l'ajout modéré d'un acide fort ou d'une base forte . Lors d'une dilution modérée, le pH d'une solution tampon ne varie pas.

3. a)) Volume V_A de l'acide versé pour $pH=9,5$

D'après la question précédente :

$$[Cl^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} \text{ et } [C_3 H_7 - NH_3^+] = [Cl^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

Equation de conservation de la matière

$$[C_3 H_7 - NH_2] + [C_3 H_7 - NH_3^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} \quad (\text{car } pH = 9,5)$$

$$pK_A = pH - \log \frac{[C_3 H_7 - NH_2]}{[C_3 H_7 - NH_3^+]}$$

$$\Rightarrow \frac{[C_3 H_7 - NH_2]}{[C_3 H_7 - NH_3^+]} = 10^{-(pK_A - pH)} = 10^{-(9,8-9,2)} = 0,25$$

$$\text{Alors : } [C_3 H_7 - NH_2] = 0,25 [C_3 H_7 - NH_3^+]$$

$$[C_3 H_7 - NH_3^+] + 0,25 [C_3 H_7 - NH_3^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

$$\Rightarrow 1,25 [C_3 H_7 - NH_3^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

$$\Rightarrow [C_3 H_7 - NH_3^+] = \frac{C_B V_B}{1,25 (V_A + V_B)}$$

$$\frac{C_A V_A}{V_A + V_B} = \frac{C_B V_B}{1,25 (V_A + V_B)} \Rightarrow 1,25 C_A V_A = C_B V_B$$

$$\Rightarrow V_A = \frac{C_B V_B}{1,25 C_A} = \frac{5 \times 10^{-2} \times 20}{1,25 \times 0,1} = 8 \text{ ml}$$

Solution 20

1. Vérifions que l'ester E a pour formule brute $C_7 H_{14} O_2$

Soit E : $C_x H_y O_z$, Comme E est un ester alors $z = 2$ ($E : C_n H_{2n} O_2$)

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100} \Rightarrow \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16 \times 2}{24} = \frac{4}{3}$$

$$\Rightarrow \frac{12x}{\%C} = \frac{4}{3} \Rightarrow x = \frac{4\%C}{3 \times 12} = \frac{4 \times 64,6}{3 \times 12} = 7 \text{ et}$$

$$y = \frac{4\%H}{3} = \frac{4 \times 10,8}{3} = 14$$

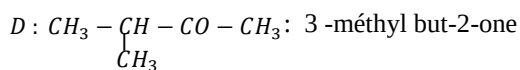
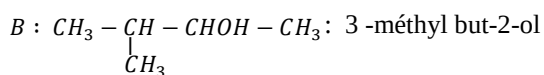
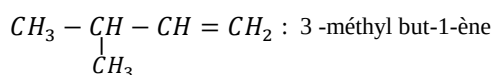
D'où : E : $C_7 H_{14} O_2$

2. a)) Formule semi développée et le nom de A

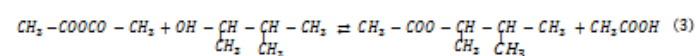
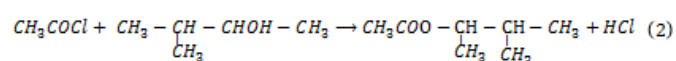
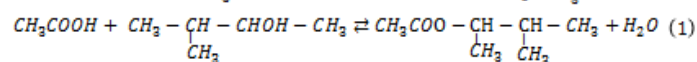
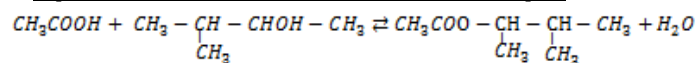
A est un acide carboxylique renferment 2 atomes de carbone :

A : $CH_3 - COOH$ Acide éthanóïque

b)) Formules Semi développées de B et D :



3. Equations bilans des réactions et ses caractéristiques



Caractéristiques des réactions 1, 2 et 3

(1) : c'est une réaction d'estérification, elle est lente, limitée et athérmique.

(2) : c'est une réaction rapide, totale et exothermique.

(3) : c'est une réaction rapide et totale.

4. Détermination de la composition molaire de la solution finale

La solution finale contient, l'acide éthanique dont le nombre de mole est n_{acide} , 3-méthyl but-2-ol dont le nombre de mole est n_{alcool} , de l'ester restant $n(\text{ester})$ et de l'eau $n(\text{H}_2\text{O})$.

On a : $n(\text{acide}) = n(\text{alcool}) = r \times n(\text{ester})$

$$\text{Or } n(\text{ester}) = \frac{m(\text{ester})}{M(\text{ester})}$$

$$\text{avec } M(\text{ester}) = 14n + 32 = 14 \times 7 + 32 = 130 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n(\text{acide}) = n(\text{alcool}) = 0,4 \times \frac{7,8}{130} = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{ester}) - n(\text{acide})$$

$$\text{A.N: } n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{7,8}{130} - 2,4 \cdot 10^{-2} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Solution 21

1. a)) Formule semi développée et nom de A

A est un anhydride d'acide, alors A : $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_3$

$$M(A) = M(\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_3) = 12n + 2n - 2 + 3 \times 16 = 14n + 46$$

$$\%O = \frac{3M(O)}{M(A)} \times 100 = \frac{3 \times 16}{14n + 46} \times 100$$

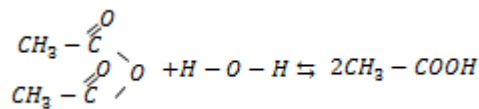
$$47,05 = \frac{4800}{14n + 46} \Rightarrow (14n + 46)47,05 = 4800$$

$$\Rightarrow n = \frac{4800 - 46 \times 47,05}{14 \times 47,05} = 4$$

$$\text{A : } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \text{ et } \text{A : } R - \text{COO} - \text{CO} - R' \Rightarrow R = R' = \text{CH}_3 -$$

A : $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CO} - \text{CH}_3$: anhydride éthanique

b)) Equation bilan de la réaction et nom de B

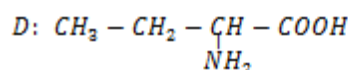
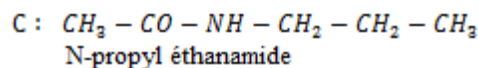
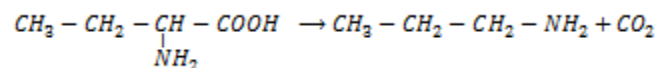
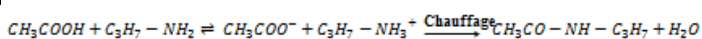


Le composé obtenu est un acide carboxylique de formule :

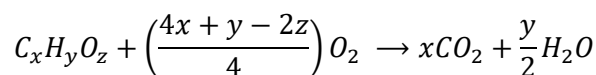
B : $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ acide éthanique

c)) Equations bilans des réactions et noms de C et D

2. a)) Equation bilan de la combustion



Acide 2-amino butanoïque



b)) Formule brute de E ou F

$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = \frac{n(\text{CO}_2)}{x} = \frac{m(\text{CO}_2)}{xM(\text{CO}_2)}$$

$$\Rightarrow x = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2) \times n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)} = \frac{220}{44 \times 1} = 5$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{\frac{y}{2}} = \frac{2m(\text{H}_2\text{O})}{yM(\text{H}_2\text{O})}$$

$$\Rightarrow y = \frac{2m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O}) \times n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)} = \frac{2 \times 90}{18 \times 1} = 10$$

$$n(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = \frac{4n(\text{O}_2)}{4x + y - 2z} = \frac{4 \times 7}{4x + y - 2z} = 1$$

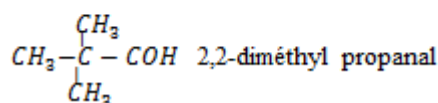
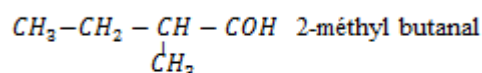
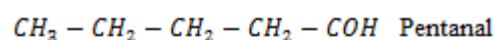
$$\Rightarrow 4x + y - 2z = 28 \Rightarrow 4 \times 5 + 10 - 2z = 28 \Rightarrow z = 1$$

E ou F : $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$

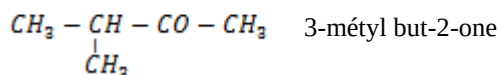
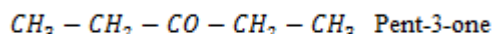
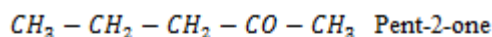
E et F appartiennent à la famille des composés carbonyles

Isomères possible de E ou F

Si $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ est un aldéhyde

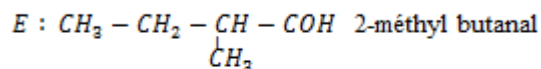


Si $C_5H_{10}O$ est un cétone :

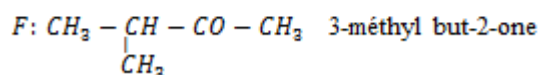


c)) Formule semi développée de E et F

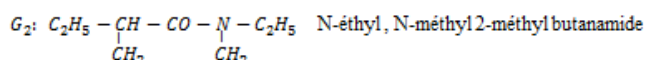
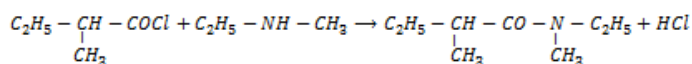
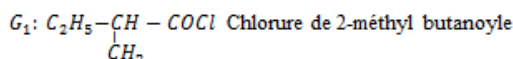
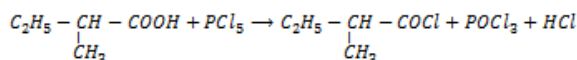
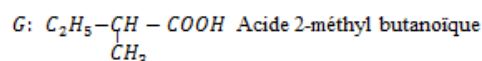
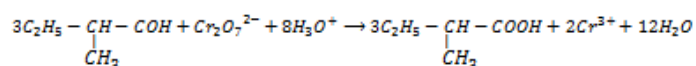
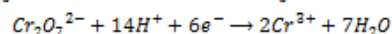
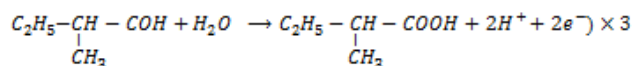
E possède un groupe méthyl à la position 2



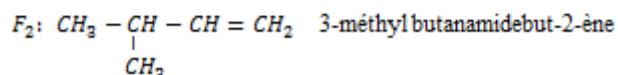
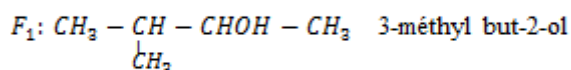
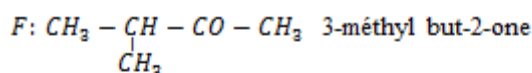
F possède un groupe méthyl à la position 3



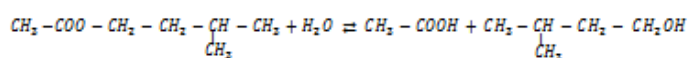
d)) Equations bilans des réactions et noms de G_1 et G_2



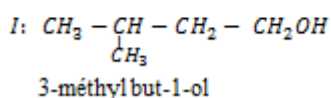
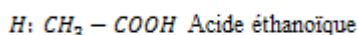
e)) Formule semi développée et nom de F_1 et F_2



3. a)) Equation bilan de l'hydrolyse et nom des composés I et H

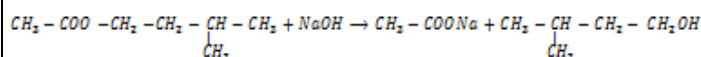


L'hydrolyse d'un ester, c'est une réaction:
lente, limitée et athermique



D'où $B = H : CH_3 - COOH$ acide éthanóïque

b)) Equation bilan de la réaction



C'est une réaction de saponification : elle est lente et totale.

CHIMIE

Terminale S

