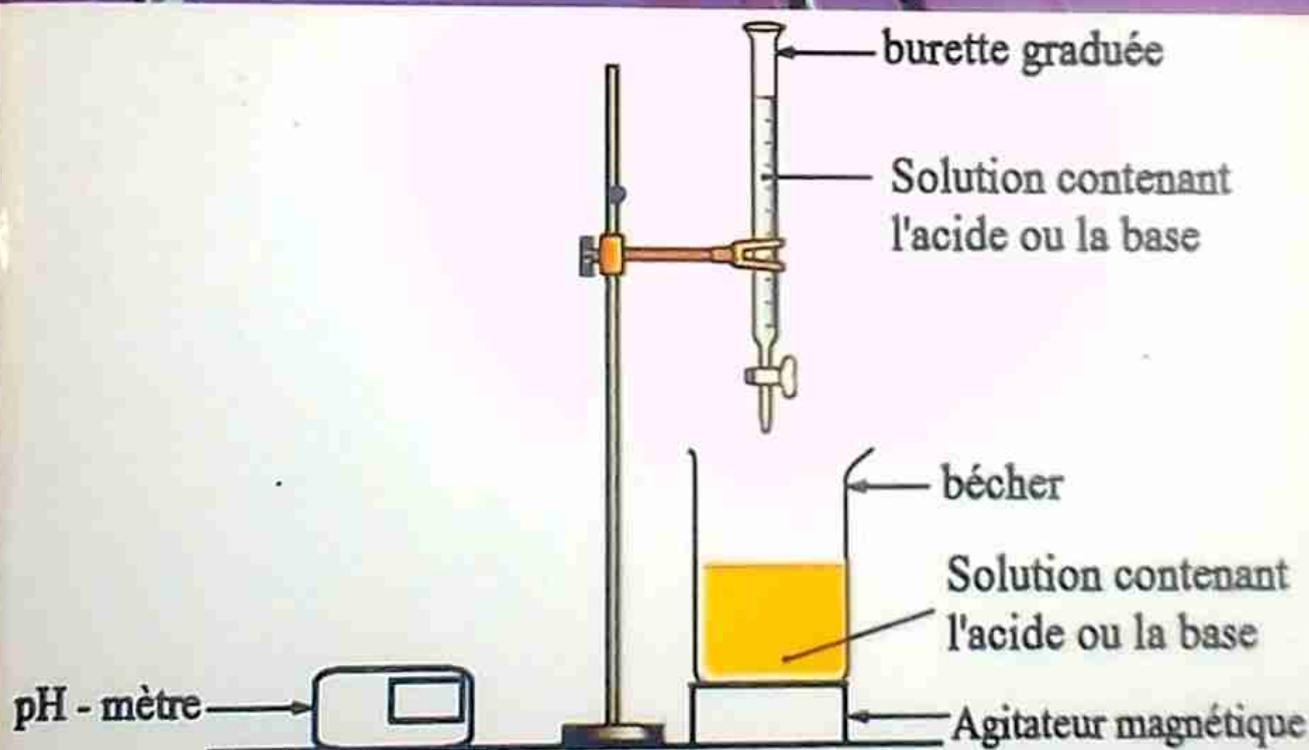


Collection NAMO

REPUBLIQUE DU NIGER
Fraternité - Travail - Progrès

Chimie

1^{ère} Edition Septembre 2018 **T1e C-D**



M. Yazi Alidou **Nasser**
&
M. Himadou **Moussa**

Dans la même collection :

- Pour la classe de 6^{ème} : livrets d'exercices de Maths ; Physique - Chimie ; Français et Anglais
- Pour la classe de 5^{ème} : livrets d'exercices de Maths ; Physique - Chimie ; Français et Anglais
- Pour la classe de 4^{ème} : livrets d'exercices de Maths ; Physique - Chimie ; Français et Anglais
- Pour la classe de 3^{ème} : livrets d'exercices de Maths ; Physique - Chimie ; SVT ; Français et Anglais
- Pour la classe de 3^{ème} : livret résumé du cours Maths et Physique - Chimie
- Pour la classe de 2^{ème} A : livrets d'exercices de Mathématiques
- Pour la classe de 2^{ème} C : livrets d'exercices de Maths et Physique - Chimie
- Pour la classe de 1^{ère} A : livrets d'exercices de Mathématiques
- Pour la classe de 1^{ère} C/D : livrets d'exercices de Maths et Physique - Chimie
- Pour la classe de 1^{ère} A : livrets d'exercices de Mathématiques et Anglais
- Pour la classe de 1^{ère} C/D : livrets d'exercices de Maths ; Physique - Chimie ; SVT et Anglais
- Pour la classe de 1^{ère} C/D : livrets résumés du cours Maths et Physique - Chimie

Interdit de Photocopier

Pour vous en procurer contacter le :

96 53 83 51

90 86 54 49

94 06 62 40

N.B: "Pour être sûr de soi aux examens et concours en Chimie traiter le maximum des exercices"

N° d'adhésion 21266 BNDA Niamey - niger

ISBN



9 782355 100109

SOMMAIRE

Chimie générale.....	2
- Solutions aqueuses.....	3
- Solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium.....	12
- Couples acide / base.....	17
- Réaction acide – base.....	29
- Solution tampon.....	42
Chimie organique.....	53
- Alcools.....	54
- Acides carboxyliques.....	65
- Amines.....	85
- Acides α aminés.....	92
Sujets Bac de 2010 à 2018.....	99

Chimie Terminale C et D

Chimie générale

Collection NAMO



1^{re} Edition : Septembre 2018

SOLUTIONS AQUEUSESRésumé du cours1) Masse molaire

La masse molaire M d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce.

La quantité de matière n d'une espèce chimique est le nombre de mole de cette espèce.

Elles sont liées par la relation suivante : $n = \frac{m}{M}$ ou $M = \frac{m}{n}$. Avec :

- m : la masse de l'espèce chimique en g ;
- n : la quantité de matière de l'espèce chimique en mol ;
- M : la masse molaire de l'espèce chimique en $g \cdot mol^{-1}$.

2) Les solutions aqueusesa) Définition

Une solution aqueuse est un mélange homogène dans lequel l'eau est le solvant. Le corps dissous est appelé soluté et l'opération est appelée dissolution.

b) Effet thermique

La dissolution d'un composé ionique peut être :

- ✓ athermique si elle se fait à une température constante ;
- ✓ exothermique si elle se fait avec une élévation de température ;
- ✓ endothermique si elle se fait avec une diminution de température.

c) Réaction chimique➤ Equation bilan

L'équation bilan de la dissolution d'un composé ionique solide AB dans l'eau est :

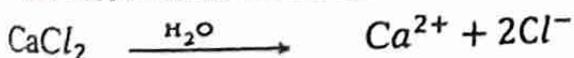


Exemples :

- La dissolution du chlorure de sodium (solide) dans l'eau :

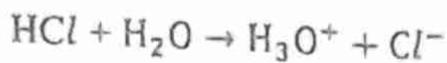


- La dissolution du chlorure de calcium (solide) dans l'eau :

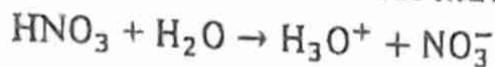


- La dissolution du chlorure d'hydrogène (gaz) dans l'eau :

Chimie Terminale C et D



- La dissolution de l'acide nitrique (liquide) dans l'eau :

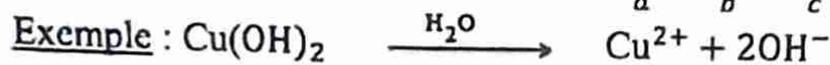


➤ Bilan molaire

Soit la réaction d'équation - bilan : $aA + bB \rightarrow cC + dD$.

Soient n_A , n_B , n_C et n_D les quantités de matière respectives de A, B, C et D.

Le bilan molaire de la réaction s'écrit : $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$.



Le bilan molaire de la réaction s'écrit : $\frac{n(\text{Cu}(\text{OH})_2)}{1} = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{1} = \frac{n(\text{OH}^-)}{2}$.

➤ Proportions stœchiométriques

Les proportions définies par l'équation - bilan de la réaction sont appelées proportions stœchiométriques.

✓ Une réaction est dans les proportions stœchiométriques si les réactifs sont pris dans les proportions de l'équation - bilan. Dans ce cas une réaction totale consomme entièrement tous les réactifs et les produits sont obtenus en quantités proportionnelles aux coefficients stœchiométriques.

✓ Si les réactifs ne sont pas dans des proportions stœchiométriques, l'un d'eux est en excès et l'autre en défaut, appelé réactif limitant. Dans ce cas une réaction totale ne consomme entièrement que le (ou les) réactif (s) en défaut ; le mélange final comporte alors les produits de la réaction mais aussi le (s) réactif (s) initialement en excès.

d) Concentration molaire

La concentration molaire d'une espèce chimique A présente dans une solution de volume V est : $C_A = [A] = \frac{n_A}{V}$. Avec :

- C_A ou $[A]$: concentration molaire de l'espèce chimique A en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- n_A : quantité de matière du soluté A en mole (mol) ;
- V : volume de la solution en litres (L).

e) Concentration massique

La concentration massique d'une espèce chimique A présente dans une solution de volume V est : $C_m = \frac{m_A}{V}$. Avec :

Chimie Terminale C et D

- C_m : concentration massique de l'espèce chimique A en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$;
- m_A : masse du soluté A en grammes (g) ;
- V : volume de la solution en litres (L).

Relation entre C_m et C_A : $C_m = M_A \times C_A$.

Démonstration : $C_m = \frac{m}{V} = \frac{M_A \times n_A}{V} = M_A \times \frac{n_A}{V} = M_A \times C_A$.

f) Solution commerciale

La concentration C d'une espèce commerciale est donnée par : $C = \frac{\% \times \rho}{M}$. Avec :

- C : concentration de la solution commerciale (en mol/L) ;
- % : pourcentage massique de soluté ;
- M : masse molaire du soluté (en g/mol) ;
- $\rho = \frac{m}{V}$ ou $\rho = d \times \rho_{\text{eau}}$: masse volumique du soluté (en g/L) avec masse m (en g), volume V (en L), densité d (sans unité) et $\rho_{\text{eau}} = 10^3 \text{ g/L}$.

g) Dilution

➤ Diluer une solution, c'est lui ajouter soit de l'eau pure soit une autre solution. Cette opération diminue la concentration des espèces chimiques qu'elle contient. Ainsi lors d'une dilution, la quantité de matière n de soluté ne varie pas. Ce qui donne :

$$n_f = n_i \Leftrightarrow C_f V_f = C_i V_i.$$

Le degré ou coefficient ou taux de dilution est le nombre r tel que : $r = \frac{V_f}{V_i} = \frac{C_i}{C_f}$.

➤ Mode opératoire

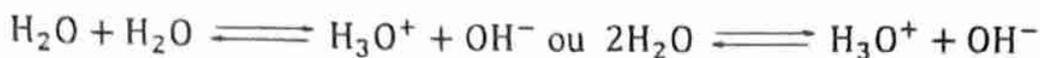
- Verser un volume V de la solution initiale (à diluer) dans un bécher ;
- Prélever dans ce bécher, la quantité de la solution à diluer à l'aide d'une pipette ;
- Verser la quantité de la solution prélevée dans une fiole jaugée ;
- Compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pissette préalablement remplie d'eau distillée ;
- Agiter à l'aide d'un agitateur pour rendre le mélange homogène.

3) L'autoprotolyse de l'eau

a) Définition

L'autoprotolyse de l'eau est le transfert d'un proton entre deux molécules d'eau selon l'équation – bilan suivante :

Chimie Terminale C et D



b) Le produit ionique de l'eau

L'équation de l'autoprotolyse de l'eau est caractérisée par une constante K_e appelée produit ionique de l'eau telle que : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$. Cette constante est sans unité.

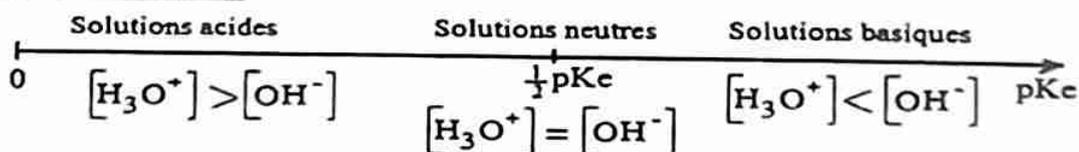
K_e dépend de la température ; par exemple à 25°C , $K_e = 10^{-14}$.

4) pH des solutions aqueuses

a) Définition

Le pH d'une solution aqueuse et sa concentration en ion hydronium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ sont liés par la relation : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ ou $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ avec $10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

b) Echelle de pH



N.B : $K_e = 10^{-\text{pK}_e}$; $\text{pK}_e = -\log K_e$

Le pH dépend de la température. A 25°C ($K_e = 10^{-14}$; $\text{pK}_e = 14$).

- Si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ alors la solution est acide et $\text{pH} < 7$;
- Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$ alors la solution est neutre et $\text{pH} = 7$;
- Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ alors la solution est basique et $\text{pH} > 7$.

5) Electroneutralité d'une solution

➤ Dans une solution aqueuse, la quantité de charge positive est égale à la quantité de charge négative : on dit que la solution est électriquement neutre.

➤ Dans une solution aqueuse :

- la concentration en charges apportées par un cation X^{n+} est $n \times [X^{n+}]$;
- la concentration en charges apportées par un anion X^{m-} est $m \times [X^{m-}]$.

Exemple : dans la solution aqueuse de chlorure de calcium CaCl_2 :

- un ion Ca^{2+} a deux charges positives donc sa [Charge] = $2[\text{Ca}^{2+}]$;
- un ion Cl^- a une charge négative donc sa [Charge] = $[\text{Cl}^-]$;
- l'équation de l'électroneutralité est $2[\text{Ca}^{2+}] = [\text{Cl}^-]$.

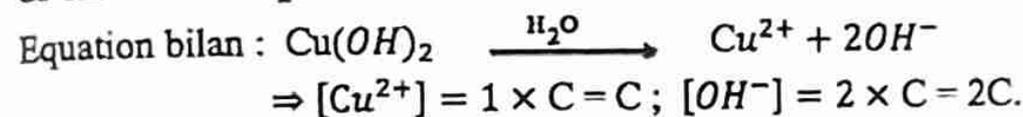
6) Quelques indicateurs colorés courants

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	8,2 - 10	Rose

7) Calcul de la concentration molaire d'une espèce chimique dans une solutiona) Solution S de concentration C contenant l'espèce chimique X

La concentration molaire de l'espèce X est donnée par $[A] = nC$ avec n le coefficient stœchiométrique devant l'espèce X dans l'équation - bilan de dissolution du composé.

Exemple : concentration molaire des ions Ca^{2+} et Cl^- dans la solution de chlorure de calcium $CaCl_2$ de concentration C .

b) Mélange d'une solution S_1 de concentration C_1 et de volume V_1 avec une solution S_2 de concentration C_2 et de volume V_2

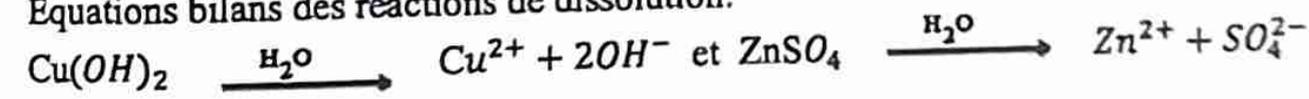
➤ Cas où l'espèce chimique X est contenue dans l'une des solutions

La concentration molaire de l'espèce X est donnée par : $[X] = \frac{kC_1V_1}{V_1+V_2}$ ou

$[X] = \frac{kC_2V_2}{V_1+V_2}$ avec k est le coefficient stœchiométrique devant l'espèce X dans l'équation - bilan de dissolution du composé contenant X.

Exemple : concentration molaire des ions Zn^{2+} et OH^- dans la solution obtenue en mélangeant une solution S_1 d'hydroxyde de cuivre $Cu(OH)_2$ de concentration C_1 et de volume V_1 avec une solution S_2 de sulfate de zinc $ZnSO_4$ de concentration C_2 et de volume V_2 .

Equations bilans des réactions de dissolution.



$$\Rightarrow [Zn^{2+}] = \frac{C_2V_2}{V_1+V_2} \quad \text{et} \quad [OH^-] = \frac{2C_1V_1}{V_1+V_2}$$

➤ Cas où l'espèce chimique X est contenue dans les deux solutions

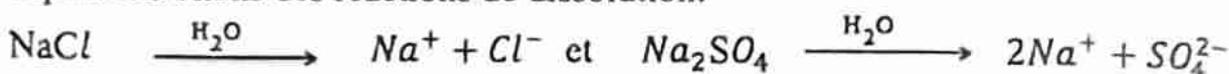
La concentration molaire de l'espèce X est donnée par : $[X] = \frac{k_1C_1V_1+k_2C_2V_2}{V_1+V_2}$

Chimie Terminale C et D

k_1 et k_2 sont les coefficients stœchiométriques respectifs devant l'espèce X dans l'équation - bilan de dissolution des deux composés.

Exemple : concentration molaire des ions Na^+ dans la solution obtenue en mélangeant une solution S_1 de chlorure de cuivre $NaCl$ de concentration C_1 et de volume V_1 avec une solution S_2 de sulfate de cuivre Na_2SO_4 de concentration C_2 et de volume V_2 .

Equations bilans des réactions de dissolution.



$$\Rightarrow [Na^+] = \frac{C_1V_1 + 2C_2V_2}{V_1 + V_2}$$

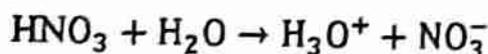
Exercice d'application 1

L'acide nitrique HNO_3 est un acide fort.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de dissolution de l'acide nitrique dans l'eau.
- 2) Un flacon commercial de 1 L d'acide nitrique de densité 1,2 contient en masse 76% de HNO_3 . Quelle est la concentration C de l'acide nitrique ?
- 3) On veut préparer deux litres de solution d'acide nitrique de $pH = 1,5$. Quel volume de solution commerciale faut-il utiliser pour cela ?

Correction

1) Ecrivons l'équation bilan de la réaction de la dissolution.



2) Calculons la concentration C de l'acide nitrique.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m_c}{MV} \quad \text{avec} \quad m_c = \frac{76}{100} \rho V = \frac{76}{100} V d \rho_{eau}$$

$$\text{Soit } C = \frac{76V d \rho_{eau}}{100VM} \Leftrightarrow C = \frac{76 d \rho_{eau}}{100M}$$

$$\text{A.N : } C = 14,5 \text{ mol. L}^{-1}$$

3) Le volume de la solution commerciale utilisée :

$$CV_i = C_f V_f \Rightarrow V_i = \frac{C_f V_f}{C} \quad \text{avec} \quad C_f = 10^{-pH}$$

$$V_i = 4,36 \cdot 10^{-3} \text{ L.}$$

Chimie Terminale C et D

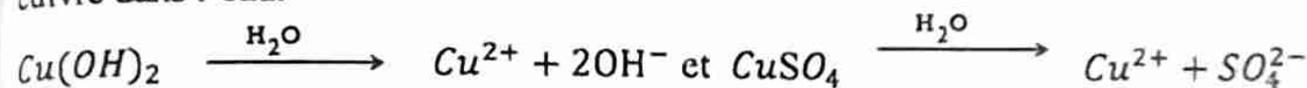
Exercice d'application 2

On mélange un volume $V_1 = 300 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de cuivre (II) de concentration $C_1 = 0,2 \text{ mol.l}^{-1}$ et un volume $V_2 = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution de sulfate de cuivre (II) de concentration $C_2 = 0,3 \text{ mol.l}^{-1}$.

- 1) Ecrire les équations de dissolution d'hydroxyde de cuivre (II) et de sulfate de cuivre dans l'eau.
- 2) Calculer les concentrations molaires des ions présents dans le mélange.
- 3) Vérifier l'électroneutralité de la solution obtenue.

Correction

1) Ecrivons les équations de dissolution d'hydroxyde de cuivre (II) et de sulfate de cuivre dans l'eau.



2) Calculons les concentrations molaires des ions présents dans le mélange.

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,2 \times 0,3 + 0,3 \times 0,2}{0,3 + 0,2} = 0,24 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,3 \times 0,2}{0,3 + 0,2} = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{2C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{2 \times 0,2 \times 0,3}{0,3 + 0,2} = 0,24 \text{ mol.L}^{-1}$$

3) Vérifier l'électroneutralité de la solution obtenue.

$$\text{D'après l'électroneutralité : } 2[\text{Cu}^{2+}] = 2[\text{SO}_4^{2-}] + [\text{OH}^-]$$

$\Rightarrow 2 \times 0,24 = 2 \times 0,12 + 0,24 \Rightarrow 0,48 = 0,48$ alors la solution est électriquement neutre.

Série d'exercices

Exercice 1

On dissout une masse $m = 0,2 \text{ g}$ d'hydroxyde de sodium dans un volume $V = 200 \text{ cm}^3$ d'eau pure.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la dissolution.
- 2) Calculer le pH de la solution.
- 3) Quel volume d'eau faut-il ajouter à $v_l = 20 \text{ mL}$ de la solution précédente pour obtenir une solution finale de $\text{pH} = 11$?

Chimie Terminale C et D

Exercice 2

Une solution commerciale d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ les informations suivantes : masse volumique $\rho = 2,21 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$; masse molaire $M = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et de pourcentage massique 33,5%.

- 1) Calculer la concentration C_0 de la solution commerciale.
- 2) Calculer le volume V_0 de la solution commerciale qu'il faut prélever pour préparer un litre de solution décimolaire.
- 3) Décrire le mode opératoire.

Exercice 3

On dispose des solutions suivantes :

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6
Quantité de H_3O^+ (mol)	10^{-2}	0,034	$42 \cdot 10^{-5}$	0,021	$15 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-3}$
Volume de la solution (mL)	20	56	84	100	300	500

Calculer le pH de chaque solution.

Exercice 4

1) On désire préparer un volume $V = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration massique $C_m = 28 \text{ g/L}$.

- a) Quelle est la concentration molaire C_b de la solution d'hydroxyde de sodium ?
- b) Quelle masse m de NaOH solide doit-on prélever lors de la préparation ?

2) On dispose d'un volume $V_1 = 100 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) de concentration $C_1 = 1 \text{ mol/L}$. A partir de cette solution, on désire préparer un volume $V_f = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution finale de concentration $C_f = 0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Quel volume de la solution initiale faut-il prélever ?

Exercice 5

On dissout une masse m d'hydroxyde de sodium dans 1,2 L d'eau pure. On obtient une solution S de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La dissolution a lieu sans variation de volume.

- 1) Calculer la concentration massique de la solution S.
- 2) En déduire la valeur de la masse m .
- 3) On répartit la solution S dans trois flacons A, B et C tels que : $V_A = 500 \text{ mL}$; $V_B = 400 \text{ mL}$ et $V_C = 300 \text{ mL}$.

Chimie Terminale C et D

a) Déterminer la quantité de matière d'hydroxyde de sodium présente dans chaque flacon.

b) On ajoute dans chaque flacon 0,02 mol d'acide chlorhydrique.

Préciser en justifiant, la nature de chaque mélange.

Exercice 6

Dans un bécher, on mélange :

- 15 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

- $7,5 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide nitrique de concentration $C_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$;

- $7,5 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide bromhydrique de concentration $C_3 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

On ajoute 0,97 L d'eau distillée.

1) Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.

2) En déduire leurs concentrations molaires.

3) Calculer le pH du mélange.

4) Vérifier l'électroneutralité de la solution.

Exercice 7

On dispose :

- d'une solution S_1 de nitrate de potassium KNO_3 à concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol.l}^{-1}$ avec un volume $V_1 = 500 \text{ ml}$;

- d'une solution S_2 de nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à $C_2 = 0,8 \text{ mol.l}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 200 \text{ ml}$;

- d'une solution S_3 de chlorure de potassium KCl à $C_3 = 1 \text{ mol.l}^{-1}$ avec un volume $V_3 = 100 \text{ ml}$;

- d'une solution S_4 de chlorure de magnésium MgCl_2 à $C_4 = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ avec un volume $V_4 = 200 \text{ ml}$.

1) Calculer la concentration massique de chaque solution.

2) Ecrire les différentes réactions de dissolution.

3) On mélange ces quatre solutions.

a) Calculer les concentrations des ions présents dans le mélange.

b) Vérifier la neutralité électrique du mélange.

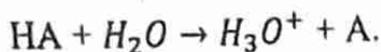
SOLUTIONS AQUEUSES D'ACIDE CHLORHYDRIQUE ET D'HYDROXYDE DE SODIUM

Résumé du cours

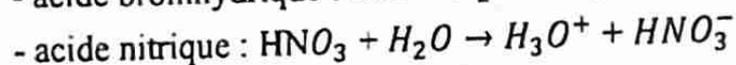
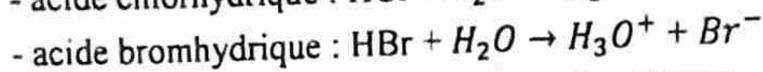
1) Les acides forts

a) Définition

Un acide HA est dit fort s'il réagit totalement avec l'eau selon la réaction :



Exemples :

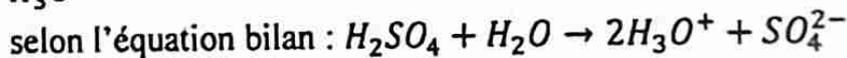


b) pH d'une solution d'acide fort

$pH = -\log(C_a)$ avec $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} \leq C_a \leq 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C .

Pour un diacide fort $pH = -\log(2C_a)$.

Exemple : cas de l'acide sulfurique H_2SO_4 qui libère deux (2) ions hydronium H_3O^+



2) Les bases fortes

a) Définition

Une base BOH est dite forte si ses ions sont totalement dispersés dans l'eau selon la réaction :



Exemples :



b) pH d'une solution de base forte

$pH = 14 + \log(C_b)$ avec $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} \leq C_b \leq 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C .

Pour un dibase forte $pH = 14 + \log(2C_b)$.

Exemple : cas de l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ qui libère deux (2) ions hydroxyde OH^- ; l'équation bilan est :



NB : la dilution ne change jamais la nature d'une solution.

Exercice d'application 1

On dissout une masse m d'hydroxyde de sodium NaOH dans 200mL d'eau pure pour obtenir une solution aqueuse S_B de $\text{pH} = 13,6$ à 25°C .

- 1) Ecrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau.
- 2) Comparer les concentrations des ions H_3O^+ et OH^- dans la solution S_B .
- 3) Trouver la valeur de la concentration C_B de la solution S_B et en déduire la valeur de m .
- 4) On prépare à partir de la solution S_B une nouvelle solution S_B' de volume $V' = 60 \text{ mL}$ et de concentration $C_B' = 10^{-1} \text{ mol/L}$. Déterminer le volume V de la solution S_B et le volume V_{eau} d'eau pure utilisés pour préparer la solution S_B' .

Correction

1) L'équation de la réaction de dissolution de l'hydroxyde de sodium :



2) Comparons les concentrations des ions H_3O^+ et OH^- dans la solution S_B .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13,6} \approx 2,5 \cdot 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-0,4} \approx 4 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{4 \cdot 10^{-1}}{2,5 \cdot 10^{-14}} = 16 \cdot 10^{12} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$$

3) Trouvons la valeur de la concentration C_B de la solution S_B et en déduisons la valeur de m .

L'hydroxyde de sodium étant une base forte son pH est donné par la relation :

$$\text{pH} = 14 + \log C_B \Rightarrow C_B = 10^{\text{pH}-14} = 4 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Calcul de la masse m d'hydroxyde de sodium :

$$C_B = \frac{n_B}{V} = \frac{m}{MV} \Rightarrow m = MVC_B$$

$$\text{A.N : } m = 0,2 \times 40 \times 4 \cdot 10^{-1} = 3,2 \text{ g.}$$

4) Déterminons le volume V de la solution S_B et le volume V_{eau} d'eau pure utilisés pour préparer la solution S_B' .

- Calculons le volume V à diluer

$$C_B V = C_B' V' \Rightarrow V = \frac{C_B' V'}{C_B}$$

$$\text{A.N : } V = \frac{10^{-1} \times 60}{4 \cdot 10^{-1}} = 15 \text{ mL.}$$

Chimie Terminale C et D

Déduisons le volume V_{eau} d'eau à ajouter

$$V' = V + V_{\text{eau}} \Rightarrow V_{\text{eau}} = V' - V$$

$$\text{A.N : } V_{\text{eau}} = 60 - 15 = 45 \text{ mL.}$$

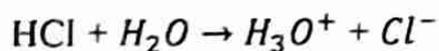
Exercice d'application 2

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2,1$ obtenue en dissolvant un volume gazeux V de chlorure d'hydrogène.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
- 2) Déterminer la quantité n , d'ions hydronium présents dans 1 L de solution.
- 3) Calculer le volume V de gaz dissout. $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

Correction

1) Ecrivons l'équation de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.



2) Déterminons la quantité n , d'ions hydronium présents dans 1 L de solution.

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = CV = 10^{-2,1} \times 1 = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

3) Calculer le volume V de gaz dissout.

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{gaz}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} \times V_m = 7,94 \cdot 10^{-3} \times 24 = 190,56 \cdot 10^{-3} \text{ L.}$$

Série d'exercices

Exercice 1

1) Démontrer la relation permettant de calculer le pH :

- a) d'un acide fort ; b) d'une base forte.

2) Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration :

- a) $C = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$; b) $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$; c) $C = 5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$.

3) Calculer le pH d'une solution de soude de concentration :

- a) $C = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$; b) $C = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$; c) $C = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$.

Exercice 2

1) On dissout 125 mL de chlorure d'hydrogène dans 500 mL d'eau pure.

- a) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution.
- b) Déterminer la quantité de matière de HCl dissoute.

Chimie Terminale C et D

c) En déduire le pH de la solution.

2) On dissout dans 500 mL d'eau 200 mg d'hydroxyde de sodium solide.

Déterminer le pH de la solution obtenue. On donne : $V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 3

1) Une solution d'acide bromhydrique a un $\text{pH} = 3$.

Calculer le volume de bromure d'hydrogène qu'il faut dissoudre dans 1 L d'eau pure pour obtenir cette solution.

2) Le pH d'une solution d'un litre d'hydroxyde de potassium est 9,5.

Calculer la masse d'hydroxyde de potassium à utiliser pour obtenir cette solution.

Exercice 4

1) Une solution d'acide nitrique (HNO_3) de concentration $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 2,7$.

a) Montrer que l'acide est fort.

b) Ecrire son équation d'ionisation dans l'eau. En déduire la concentration des espèces chimiques présentes en solution.

2) La mesure du pH de la solution d'un acide AH a donné les résultats suivants :

$C = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $\text{pH} = 1,3$.

a) Montrer que cet acide est fort.

b) Il s'agit de l'acide chlorhydrique : donner sa formule chimique.

c) Calculer les concentrations de toutes les espèces présentes dans la solution d'acide.

3) Une solution d'hydroxyde de potassium (KOH) de concentration

$C = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 10,7$.

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

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

Exercice 5

1) Une solution S_1 de dihydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a un $\text{pH} = 12$.

a) Quelles sont les concentrations des espèces chimiques présentes dans S_1 ?

b) Quelle masse de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ trouve-t-on dans 2 L de cette solution ?

2) Une solution S_2 d'acide chlorhydrique a un $\text{pH} = 3,7$.

a) Quelles sont les concentrations des espèces chimiques présentes dans S_2 ?

b) Quel volume de chlorure d'hydrogène a-t-on dissout dans l'eau pour préparer 500 mL de la solution S_2 ?

Chimie Terminale C et D

- 3) On dilue 1000 fois la solution S_2 pour obtenir une solution S ?
- a) Quelles sont les concentrations des espèces chimiques présentes dans S ?
- b) Quelle est la valeur du pH de la solution S ?
- 4) Une solution S_3 , est préparée en mélangeant $V_1 = 600$ mL de S_1 , $V_2 = 400$ mL de S_2 et $V = 300$ mL d'une solution de chlorure de magnésium $MgCl_2$ de concentration $C = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$
- a) Calculer les concentrations des ions Mg^{2+} et Cl^- dans la solution S_3 .
- b) La solution S_3 , est - elle acide, basique ou neutre?
- c) Calculer son pH.

On donne : $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$.

Exercice 6

On considère une solution aqueuse d'acide nitrique de volume $V_a = 50$ mL et de concentration $C_a = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}$.

- 1) Montrer que l'acide nitrique est un acide fort sachant que $\text{pH} = 3,2$.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution.
- 3) On prélève $V_1 = 20$ mL de cette solution et on complète avec de l'eau pure pour obtenir un volume $V = 100$ mL. Calculer le pH de la solution finale.

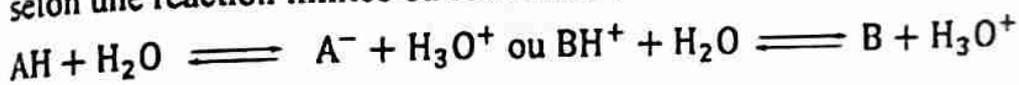
COUPLES ACIDE - BASERésumé du cours1) Définition

Selon Brønsted :

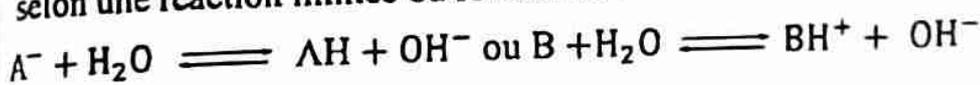
- > Un acide est une substance capable de céder un proton : $\text{acide} \rightleftharpoons \text{base} + \text{H}^+$
- > Une base est une substance capable de capter un proton : $\text{base} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{acide}$

2) Acide faible

Un acide faible est une substance chimique qui réagit partiellement avec l'eau selon une réaction limitée ou réversible :

3) Base faible

Une base faible est une substance chimique qui réagit partiellement avec l'eau selon une réaction limitée ou réversible :

4) Couple acide / base

- > Acide faible sur l'eau : $\text{acide} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{base} + \text{H}_3\text{O}^+$
- > Base faible sur l'eau : $\text{base} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{acide} + \text{OH}^-$

5) Constante d'acidité

$$K_a = \frac{[\text{Base}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]} \text{ et } \text{p}K_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a}$$

$$\text{p}K_a = -\log \frac{[\text{Base}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]} = -\log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]} - \log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$$

6) Domaine de prédominance des formes acide et basique

- > Si $\text{pH} < \text{p}K_a$ la forme acide est majoritaire ;
- > Si $\text{pH} = \text{p}K_a$ la forme acide et la forme basique sont en proportion identique ;
- > Si $\text{pH} > \text{p}K_a$ la forme basique est majoritaire.

7) Classification des couples acide / basea) Coefficient d'ionisation ou de dissociation α

$$\text{- Pour un acide faible AH de concentration } C_a : \alpha = \frac{[\text{A}^-]}{C_a} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_a}$$

$$\text{- Pour une base faible B de concentration } C_b : \alpha = \frac{[\text{BH}^+]}{C_b} = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b} = \frac{10^{\text{pH}-14}}{C_b}$$

Chimie Terminale C et D

b) Force d'un acide ou d'une base

- ✓ Un acide est d'autant plus fort si son coefficient d'ionisation est élevé.
- ✓ Une base est d'autant plus forte si son coefficient d'ionisation est élevé.
- ✓ Un acide est d'autant plus fort quand son K_a est grand ou son pK_a est petit
- ✓ Une base est d'autant plus forte quand son K_b est grand ou son pK_b est petit
- ✓ De deux acides faibles de même concentration, le plus fort est celui qui a le plus petit pH.
- ✓ De deux bases faibles de même concentration, la plus forte est celle qui a le plus grand pH.

8) Application de la conservation de la matière (CM) à une solution

a) Solution unique d'acide faible AH ou BH^+ de concentration C_a

$$C_a = [AH] + [A^-] \text{ ou } C_a = [BH^+] + [B]$$

Exemples :

- ✓ Solution d'acide méthanoïque (HCOOH) : $C_a = [HCOOH] + [HCOO^-]$
- ✓ Solution de chlorure d'ammonium (NH₄Cl) : $C_a = [NH_4^+] + [NH_3]$

b) Solution unique de base A^- ou B de concentration C_b

$$C_b = [AH] + [A^-] \text{ ou } C_b = [BH^+] + [B]$$

Exemples :

- ✓ Solution d'éthanoate de sodium (CH₃COONa) :
 $C_b = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$
- ✓ Solution d'ammoniac (NH₃) : $C_b = [NH_4^+] + [NH_3]$
- ❖ Mélange d'une solution d'acide faible AH ou BH^+ de concentration C_a et de volume V_a avec une solution de base forte de volume V_b

$$\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = [AH] + [A^-] \text{ ou } \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = [BH^+] + [B]$$

Exemples :

- ✓ Mélange d'acide méthanoïque (HCOOH) et d'hydroxyde de sodium (NaOH)

$$\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = [HCOOH] + [HCOO^-]$$

- ✓ Mélange de chlorure d'ammonium (NH₄Cl) et d'hydroxyde de sodium (NaOH) :

$$\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = [NH_4^+] + [NH_3]$$

Chimie Terminale C et D

❖ Mélange d'une solution de base faible A^- ou B de concentration C_b et de volume V_b avec une solution d'acide fort de volume V_a

$$\frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [AH] + [A^-] \text{ ou } \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [BH^+] + [B]$$

Exemples :

✓ Mélange de méthanoate de sodium (HCOONa) et d'acide chlorhydrique (HCl) :

$$\frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-]$$

✓ Mélange d'ammoniac (NH_3) et d'acide chlorhydrique (HCl) :

$$\frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3]$$

❖ Mélange d'une solution d'acide faible AH ou BH^+ de concentration C_a et de volume V_a et une solution de sa base conjuguée A^- ou B de concentration C_b et de volume V_b

$$\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} + \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [AH] + [A^-] \text{ ou } \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} + \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [BH^+] + [B]$$

Exemples :

✓ Mélange d'acide éthanoïque (CH_3COOH) et d'éthanoate de sodium (CH_3COONa) :

$$\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} + \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

✓ Mélange de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) et d'ammoniac (NH_3) :

$$\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} + \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3]$$

Exercice d'application 1

Les solutions sont prises à 25°C et on considère que le pK_a du couple

$\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$ est égal à 10,7.

1) La méthylamine est une base faible appartenant au couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$.

a) Donner la définition d'une base faible.

b) Ecrire l'équation de la réaction de la méthylamine avec l'eau. Citer les espèces chimiques présentes dans la solution obtenue.

2) On mélange un volume $V_1 = 20\text{mL}$ d'une solution aqueuse de la méthylamine de concentration $C_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ avec un volume V_2 d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; Le mélange a un $\text{pH} = 10$.

Chimie Terminale C et D

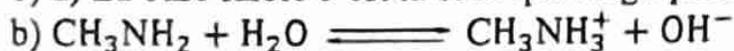
a) Citer les espèces chimiques présentes dans ce mélange et calculer ou exprimer en fonction de V_2 leurs concentrations molaires en supposant négligeables les concentrations : $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ devant les autres concentrations.

b) Exprimer le rapport $\frac{[\text{Forme basique}]}{[\text{Forme acide}]}$ du couple, en déduire la valeur numérique de V_2 .

c) Pour quelle valeur de V_2 le pH du mélange serait-il égal au pK_a du couple ?

Correction

1) a) La base faible c'est la base qui réagit partiellement avec l'eau en fixant H^+



2) a) Les espèces chimiques présentes sont : H_3O^+ , H_2O , OH^- , Cl^- , $CH_3NH_3^+$, CH_3NH_2 .

Calcul des concentrations :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}; [OH^-] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[Cl^-] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{2 \cdot 10^{-2} V_2}{20 + V_2}$$

$$E.N : [CH_3NH_3^+] = [Cl^-] = \frac{2 \cdot 10^{-2} V_2}{V_1 + V_2}$$

Conservation de la matière :

$$[CH_3NH_3^+] + [CH_3NH_2] = C_1' \Rightarrow [CH_3NH_2] = C_1' - [CH_3NH_3^+]$$

$$\Rightarrow [CH_3NH_2] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} - \frac{2 \cdot 10^{-2} V_2}{V_1 + V_2} = \frac{(60 - 2V_2) \cdot 10^{-2} V_2}{V_1 + V_2}$$

b) Exprimons le rapport $\frac{[\text{Forme basique}]}{[\text{Forme acide}]}$ du couple, en déduisons la valeur numérique de V_2 .

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3NH_2]}{[CH_3NH_3^+]} \Rightarrow \frac{[CH_3NH_2]}{[CH_3NH_3^+]} = 10^{(pH - pK_a)} = 0,2$$

$$\frac{[CH_3NH_2]}{[CH_3NH_3^+]} = \frac{60 - 2V_2}{2V_2} = 0,2 \Rightarrow V_2 = 100 \text{ mL.}$$

c) La valeur de V_2 où le pH du mélange serait égal au pK_a du couple.

$$\text{Si } pH = pK_a \text{ alors } \frac{[CH_3NH_2]}{[CH_3NH_3^+]} = 1 \Rightarrow \frac{60 - 2V_2}{2V_2} = 1 \Rightarrow V_2 = 15 \text{ mL.}$$

Exercice d'application 2

En dissolvant chacune des trois bases B_1 , B_2 et B_3 dans de l'eau pure, on prépare respectivement trois solutions S_1 , S_2 et S_3 de concentrations initiales identiques $C_1 = C_2 = C_3$ et de pH respectifs 11,1 ; 13 et 11,85.

Chimie Terminale C et D

On oublie de coller une étiquette portant le nom de la solution sur chaque flacon. Seule l'une des bases correspond à une base forte (l'hydroxyde de sodium NaOH), chacune des deux autres étant une base faible.

- 1) a) Classer les bases B_1 , B_2 et B_3 par ordre de force croissant, justifier le choix adopté.
- b) En déduire celle des trois bases qui correspond à NaOH. Déterminer la valeur de la concentration de sa solution.
- 2) a) Exprimer le pK_a d'une solution de base faible B en fonction de son pH, de sa concentration initiale C et du pK_e . B étant l'une des bases faibles utilisées dans l'expérience décrite ci-dessus. On supposera que suite à la dissolution la concentration de base restante est pratiquement égale à C.
- b) Calculer le pK_a de chacune des deux bases faibles.
- c) Identifier chacune des deux bases faibles en utilisant la liste des valeurs de pK_a de quelques bases consignées dans le tableau ci-contre :

Base	Morphine	Ammoniac	Ethylamine
pK_a	8,2	9,2	10,7

Correction

- 1) a) Classons les bases B_1 , B_2 et B_3 par ordre de force croissant en justifiant le choix adopté.

Comme les bases ont les mêmes concentrations initiales $C_1 = C_2 = C_3$, la force relative de la base augmente avec son pH d'où le classement : B_1 , B_3 et B_2 .

- b) En déduisons celle des trois bases qui correspond à NaOH.

La base la plus forte est celle dont le pH est le plus grand soit la solution S_2 .

Déterminons la valeur de la concentration de sa solution.

$$C_2 = [OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}.$$

- 2) a) Exprimons le pK_a d'une solution de base faible B en fonction de son pH, de sa concentration initiale C et du pK_e .

$$pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

$$\text{E.N : } [H_3O^+] + [BH^+] = [OH^-]$$

$$[H_3O^+] \ll [OH^-] \Rightarrow [BH^+] = [OH^-]$$

$$\text{C.M : } C = [BH^+] + [B]$$

$$\text{Or } [B] = C \text{ donc } pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[BH^+]} = pK_a + \log \frac{C}{[OH^-]}$$

Chimie Terminale C et D

$$pH = pKa + \log C - \log \frac{Ke}{[H_3O^+]} = pKa + \log C + pKe - pH$$

$$\Rightarrow pKa = 2pH - \log C - pKe$$

b) Calculons le pKa de chacune des deux bases faibles.

On sait que $pKa = 2pH - \log C - pKe$. Alors pour :

$$S_1 : pKa = 2 \times 11,1 - 14 + 1 = 9,2$$

$$S_3 : pKa = 2 \times 11,85 - 14 + 1 = 10,7$$

c) Identification des deux bases.

D'après le tableau la base dont le pKa = 9,2 est l'ammoniac donc la solution S_1 est la solution d'ammoniac.

La base dont le pKa = 10,7 est l'éthylamine donc la solution S_3 est la solution d'éthylamine.

Série d'exercices

Exercice 1

Compléter les phrases suivantes :

- 1) Plus le K_a est et le pKa..., plus l'acide est fort et sa base conjuguée
- 2) Plus le K_a est..., et le pKa ..., plus l'acide est faible et sa base conjuguée ...
- 3) Un acide est d'autant plus que sa base conjuguée est

Exercice 2

1) Définir un acide de Brønsted, une base de Brønsted. Citer quelques exemples courants.

2) Qu'est-ce qu'un acide faible ? Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau.

3) L'éthylamine ($C_2H_5NH_2$) a un pKa = 10,7. Quelle est l'espèce chimique prédominante dans une solution de pH : 2,7 ? 10,7 ? 12,8 ?

4) Comparer l'acidité de l'acide fluorhydrique HF (pKa = 3,2) et de l'acide cyanhydrique HCN (pKa = 9,2).

Que dire de la basicité de leurs bases conjuguées ?

5) Quels sont les couples de l'eau ? Quels sont les pKa associés ?

Exercice 3

1) Calculer la constante K_a des couples suivants :

a) CH_3COOH / CH_3COO^- sachant que le pKa est de 4,7.

Chimie Terminale C et D

- b) $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ sachant que le pK_a vaut 9,2.
c) $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ sachant que le pK_a est de 3,7.
2) Comparer les forces d'acidités de ces couples.

Exercice 4

- 1) Calculer le pH d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$. On donne $\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,7$.
2) Calculer le pH d'une solution d'ammoniac de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$. On donne $\text{pK}_a (\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$.
3) Une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 3,4$.
a) Calculez les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.
b) En déduire le K_a , le pK_a , et le coefficient de dissociation de cet acide.

Exercice 5

- On dissout une masse $m = 0,32\text{g}$ de chlorure d'ammonium dans $V = 100 \text{ mL}$ d'eau. Le pH de la solution obtenue est $\text{pH} = 5,2$.
1) Montre que l'ion ammonium est un acide faible.
2) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure d'ammonium et celle de l'ion ammonium avec l'eau.
3) Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution.
4) Définir la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction et calculer sa valeur.
5) En déduire l'espèce majoritaire, minoritaire et ultra minoritaire.

Exercice 6

- 1) On considère le couple acide / base noté AH / A^- de pK_a connu. Montrer que le pH d'une solution d'acide faible AH de concentration C_a peut s'écrire sous la forme : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a - \log C_a)$.
2) On considère le couple acide/base noté BH / B de pK_a connu. Montrer que le pH de cette solution de base faible B de concentration C_b peut s'écrire sous la forme : $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \log C_b)$.

Chimie Terminale C et D

3) On dispose de cinq solutions différentes de même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$ préparées à partir des produits suivants : chlorure de sodium (NaCl) ; chlorure d'ammonium (NH_4Cl) ; méthanimine (CH_3NH_2) ; hydroxyde de sodium (NaOH) ; ammoniac (NH_3). Pour identifier chaque solution, on mesure le pH.

Solution	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
pH	5,6	7	10,6	11,3	12

En justifiant votre réponse, identifier les solutions.

On donne : $K_{a1} (\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 6,3 \cdot 10^{-10}$ et $K_{a2} (\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2) = 2,6 \cdot 10^{-11}$

Exercice 7

Soit la solution d'acide éthanoïque de concentration $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On prélève 10 mL de cette solution et on complète à 100 mL avec de l'eau pure. On obtient ainsi une solution S_1 . On prélève 50 mL de S_1 et on complète à 500 mL avec de l'eau pure. On obtient ainsi une solution S_2 .

- 1) Calculer la concentration de chaque solution S_1 et S_2 .
- 2) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide avec l'eau.
- 3) Calculer pour les trois solutions, les coefficients de dissociation respectifs α_1 , α_2 . Conclure. On donne : Acide éthanoïque $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Exercice 8

L'hélianthine est, en solution aqueuse, un indicateur coloré qui peut être considéré comme un acide faible dont le couple acide / base sera noté en abrégé HIn / In^- et a un $\text{p}K_a$ égal à 3,8.

- 1) Donner l'équation chimique traduisant la réaction de l'hélianthine avec l'eau.
- 2) Définir la constante K_a et le $\text{p}K_a$ de cet indicateur.
- 3) La couleur d'une solution contenant quelques gouttes de cet indicateur apparaît :
 - rouge, couleur de sa forme acide, si $[\text{HIn}] > 10 [\text{In}^-]$
 - jaune, couleur de sa forme basique, si $[\text{In}^-] > 10 [\text{HIn}]$.

Déterminer les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré.

- 4) Une solution de $\text{pH} = 4,9$ contient quelques gouttes de l'indicateur précédent. Préciser la couleur que prendra cette solution. Justifier.

N.B : Un indicateur coloré est un acide faible ou une base faible d'un couple acide / base dont les formes acide et base conjuguées ont des couleurs ou teintes différentes

Chimie Terminale C et D

Exercice 9

L'acide méthanoïque est un acide organique de formule HCOOH ; sa base conjuguée est l'ion méthanoate .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau ;
- 2) Donner l'expression littérale de sa constante d'acidité K_a du couple acide / base puis la calculer sachant que $\text{p}K_a = 3,8$.
- 3) On prépare une solution d'acide méthanoïque dont le pH est 2,6. Calculer la quantité de matière d'acide qui a été dissoute par litre de solution.
- 4) Le $\text{p}K_a$ du couple acide éthanoïque / ion éthanoate est égal à 4,8. Comparer les forces respectives de l'acide éthanoïque et de l'acide méthanoïque en solution dans l'eau, ainsi que celles de leurs bases conjuguées.

Exercice 10

1) On mesure le pH d'une solution S_1 d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH - mètre indique 3,1.

- a) Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible dans l'eau.
- b) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau.
- c) Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans S_1 .
- d) Déterminer le $\text{p}K_a$ du couple acide benzoïque / ion benzoate.

2) On mesure ensuite le pH d'une solution S_2 de benzoate de sodium ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$) de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On trouve $\text{pH} = 8,1$. Le benzoate de sodium est un corps pur ionique dont les ions se dispersent totalement en solution.

- a) Montrer que la solution de benzoate de sodium est une base faible.
- b) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'ion benzoate avec l'eau.
- c) Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans S_2 .
- d) Exprimer la constante de cette réaction et calculer sa valeur.

On donne : $\text{p}K_a$ (acide benzoïque / ion benzoate) = 4,2.

Exercice 11

On prépare une solution aqueuse en dissolvant 0,2 mole de méthanimine CH_3NH_2 par litre de solution. La mesure du pH donne 12 à 25°C .

- 1) En déduire les espèces chimiques présentes dans la solution puis la concentration de la solution.

Chimie Terminale C et D

- 2) Comparer les concentrations en présence et montrer que la méthanimine est une base faible.
- 3) Déterminer le pKa.
- 4) Sachant que le pKa du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ est 9,2, quel est de ces deux couples celui qui possède la base la plus forte ?

Exercice 12

On considère le couple : $\text{CH}_2\text{ClCOOH} / \text{CH}_2\text{ClCOO}^-$.

- 1) Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans une solution d'acide monochloroéthanoïque de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 2$
- 2) En déduire la valeur de la constante pKa de ce couple.
- 3) La constante pKa du couple : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ est égale à 4,8.
Que pensez-vous de l'influence de la substitution par un atome de chlore sur la force de l'acide carboxylique ?

Exercice 13

On dispose de cinq béchers contenant chacun une solution aqueuse d'un des composés ci - dessous. Les solutions sont de même concentration molaire.

Numéro du bécher	1	2	3	4	5
Nom du composé	Acide nitrique	Chlorure de méthyl ammonium	Ethanoate de sodium	Hydroxyde de sodium	Acide éthanoïque

- 1) Ecrire les équations bilans des réactions de chacun de ces composés avec l'eau.
En déduire les solutions acides et les solutions basiques.
- 2) Classer, par ordre de pH croissant, les cinq solutions. Justifier.
 $\text{pKa} (\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2) = 10,8$ et $\text{pKa} (\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.

Exercice 14 : BAC 1996

Soit S_1 une solution d'ammoniac ($K_{a1} = 5 \cdot 10^{-10}$) de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de $\text{pH} = 10,6$ et S_2 une solution de diéthylamine ($K_{a2} = 3,2 \cdot 10^{-11}$) de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de $\text{pH} 11,2$.

- 1) Ecrire les réactions d'ionisations de l'ammoniac et de la diéthylamine avec de l'eau.
- 2) Donner l'expression littérale de K_{a1} et K_{a2} .
- 3) Après avoir calculé pKa_1 et pKa_2 comparer la basicité de l'ammoniac à celle de la diéthylamine.

Chimie Terminale C et D

4) calculer les coefficients α_1 et α_2 caractérisant respectivement l'avancement des réactions d'ionisations de l'ammoniac et de la diéthylamine.

$$\alpha = \frac{\text{quantité de base ayant réagi}}{\text{quantité totale de base mise en solution}}$$

5) on mélange 50 cm^3 de S_1 et 50 cm^3 de S_2 pour obtenir 100 cm^3 d'une solution S dont le pH est égal à 11.

Donner les nouvelles valeurs α_1' et α_2' des coefficients d'ionisations de l'ammoniac et de la diéthylamine dans le mélange.

Exercice 15 : BAC 2000

On dispose d'une solution aqueuse S_1 d'ammoniac, de concentration

$$C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et de pH} = 10,6.$$

1) Ecrire la

réaction de l'ammoniac avec l'eau. Quels sont les couples acide / base en présence dans la solution ?

2) Indiquer les différentes espèces chimiques présentes dans la solution. Calculer leur concentration.

3) Calculer :

a) Le pKa du couple acide/base de l'ammoniac.

b) Le coefficient d'ionisation α_1 de la solution S_1 .

4) A partir de la solution S_1 on prépare 250 ml d'une solution S_2 de concentration

$$C_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

a) Quelle quantité de S_1 doit-on prélever ?

b) Indiquer le matériel utilisé pour réaliser cette opération.

5) Le pH de la solution S_2 est 10,2.

a) Calculer le coefficient d'ionisation α_2 de la solution S_2 .

b) En comparant α_2 à α_1 , que peut-on conclure quant à l'évolution de l'ionisation de l'ammoniac ?

Exercice 16 : BAC 2001

On dispose de trois flacons A, B et C contenant des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique, d'acide éthanóïque et d'acide monochloroéthanóïque de même concentration molaire C_a . Pour les identifier, on procède aux expériences

suivantes :

Chimie Terminale C et D

1) On prélève un volume $V_0 = 5$ ml de chacune des solutions, auquel on ajoute une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ ; \text{NO}_3^-$) en excès. Avec la solution prélevée du flacon B, on observe la formation d'un précipité blanc qui, lavé et séché, a une masse de 14,35 mg.

1.1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de la formation du précipité.

1.2) Identifier la solution du flacon B.

1.3) Calculer la concentration molaire C_a .

2) A 25°C , on mesure le pH des deux autres solutions : on trouve $\text{pH} = 2,3$ pour le flacon A et $\text{pH} = 3,2$ pour le flacon C.

2.1) Identifier ces solutions en justifiant les réponses.

2.2) Calculer le pK_a du couple acide éthanoïque / ion éthanoate.

3) On ajoute jusqu'à l'équivalence acido-basique une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-2}$ mol / L à 20 ml de chacune des solutions.

La valeur du pH de l'une des solutions à l'équivalence est prévisible. De quelle solution s'agit-il ? Préciser cette valeur de pH.

4) On prélève 20 mL de chacune des solutions B et C. on y verse progressivement la solution d'hydroxyde de sodium et on mesure le pH en fonction du volume V_b de base versée.

4.1) Donner l'allure des courbes $\text{pH} = f(V_b)$.

4.2) Identifier les coordonnées du point de demi-équivalence dans le cas de l'acide faible.

On donne (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{Ag}) = 108$; $M(\text{Cl}) = 35,5$.

REACTION ACIDE - BASE

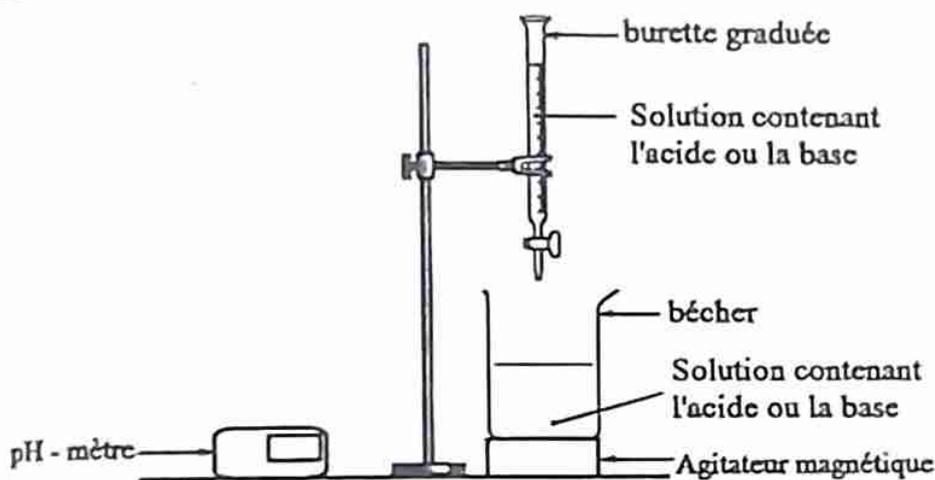
Résumé du cours

1) Réaction entre un acide fort et une base forte

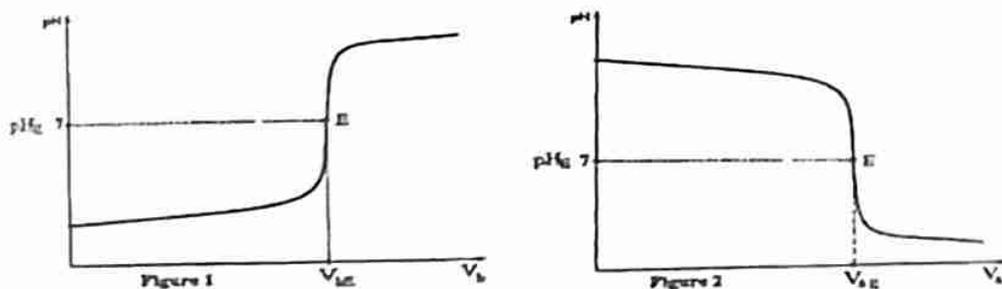
La réaction entre un acide fort et une base forte est une réaction totale (une seule flèche) et exothermique se déroulant entre les ions H_3O^+ et OH^- .

L'équation - bilan est : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

Montage expérimental



Allure de la courbe



A l'équivalence :

- Lorsqu'on verse un volume V_b de la solution de base forte dans la burette et celui d'acide fort dans le bécher (figure 1) alors :

✓ $n_{OH^-} \text{ (versé)} = n_{H_3O^+} \text{ (initial)} \text{ ou } C_b V_{bE} = C_a V_a$

✓ Le $pH_E = 7$ à $25^\circ C$.

- Lorsqu'on verse un volume V_a de la solution d'acide fort dans la burette et celui de la base forte dans le bécher (figure 2) alors : $C_a V_{aE} = C_b V_b$; $pH_E = 7$ à $25^\circ C$.

Chimie Terminale C et D

Nature du mélange

➤ Si $n_a > n_b$ alors le mélange obtenu est acide.

- Quantité d'ions H_3O^+ restant en solution : $n(H_3O^+) = n_a - n_b = C_a V_a - C_b V_b$

- Concentration d'ions H_3O^+ restant en solution : $[H_3O^+] = \frac{n_a - n_b}{V_a + V_b} = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$

- pH du mélange obtenu : $pH = -\log[H_3O^+]$.

➤ Si $n_a < n_b$ alors le mélange obtenu est basique

- Quantité d'ions OH^- restant en solution : $n(OH^-) = n_b - n_a = C_b V_b - C_a V_a$

- Concentration d'ions OH^- restant en solution : $[OH^-] = \frac{n_b - n_a}{V_a + V_b} = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b}$

- pH du mélange obtenu : $pH = 14 + \log[OH^-]$.

➤ Si $n_a = n_b$ alors le mélange obtenu est neutre

- Quantité d'ions H_3O^+ et OH^- en solution :

$$n(H_3O^+) = n(OH^-) = C_b V_b = C_a V_a$$

- Concentration d'ions H_3O^+ et OH^- :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_e} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ mol/L.}$$

- pH du mélange obtenu : $pH = -\log[H_3O^+] = 7$.

2) Réaction entre un acide faible et une base forte

La réaction entre un acide faible et une base forte est une réaction totale et exothermique.

L'équation - bilan est : $AH + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$ ou $BH^+ + OH^- \rightarrow B + H_2O$

A l'équivalence :

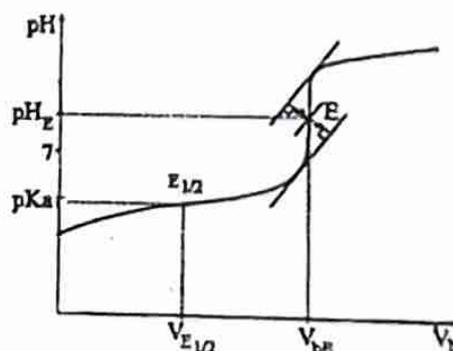
✓ $n_{OH^-}(\text{versé}) = n_{\text{acide faible}}(\text{initial}) \Rightarrow C_b V_{bE} = C_a V_a$ avec V_{bE} volume de base versé ;

✓ Le pH du mélange supérieur à 7 ($pH > 7$) à 25°C.

A la demi-équivalence, le volume de base versé est : $V_{base}(\text{versé}) = \frac{V_{bE}}{2}$ et

$pH = pK_a$.

Allure de la courbe



Chimie Terminale C et D

3) Réaction entre une base faible et un acide fort

La réaction entre une base faible et un acide fort est une réaction totale et exothermique.

L'équation - bilan est : $A^- + H_3O^+ \rightarrow AH + H_2O$ ou $B + H_3O^+ \rightarrow BH^+ + H_2O$

A l'équivalence :

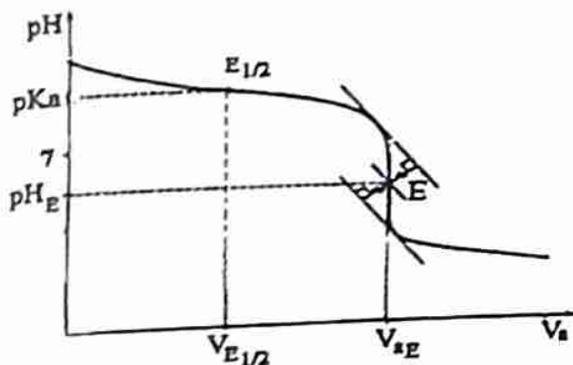
✓ $n_{H_3O^+}(\text{versé}) = n_{\text{base faible}}(\text{initial}) \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b$

✓ Le pH du mélange inférieur à 7 ($\text{pH} < 7$) à 25°C .

A la demi - équivalence, le volume d'acide fort versé est : $V_{aE}(\text{versé}) = \frac{V_{aE}}{2}$ et

$\text{pH} = \text{pK}_a$.

Allure de la courbe



4) Dosages

Doser ou titrer une espèce chimique dans une solution, c'est déterminer sa concentration.

La réaction de dosage ou de titrage doit être unique, totale et rapide.

✓ Pour doser un acide fort on peut utiliser une base forte ou vice - versa.

L'équation bilan de la réaction est : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

✓ Pour doser un acide faible on peut utiliser une base forte.

L'équation bilan de la réaction est :

$AH + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$ ou $BH^+ + OH^- \rightarrow B + H_2O$

✓ Pour doser une base faible on peut utiliser un acide fort.

L'équation bilan de la réaction est :

$A^- + H_3O^+ \rightarrow AH + H_2O$ ou $B + H_3O^+ \rightarrow BH^+ + H_2O$

Méthodes de dosage

- Dosage pH - métrique : tracer la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{versé}})$ et déterminer le volume à l'équivalence V_E par la méthode des tangentes parallèles.

Chimie Terminale C et D

- Dosage colorimétrique : déterminer le point d'équivalence par le changement de couleur de l'indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence.

Exercice d'application

Par dissolution de chacun des deux acides A_1H et A_2H séparément dans l'eau, on prépare deux solutions S_1 et S_2 de concentrations molaires respectives

$C_1 = 10^{-3} \text{ mol/L}$ et $= 72,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ mais de même $\text{pH} = 3$ à la température 25°C .

1) a) Déterminer la molarité de chacune des solutions S_1 et S_2 en ions hydroniums.

b) L'un de ces deux acides est fort ; lequel ? Justifier.

c) Ecrire pour chacun des acides A_1H et A_2H l'équation de la réaction de sa dissolution dans l'eau.

2) Déterminer le pK_a du couple acide-base auquel appartient l'acide A_2H et en déduire le nom et la formule semi développée de cet acide (voir tableau).

Couple acide/base	pK_a
$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$	3,7
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$	4,7
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$	4,8

3) A 50 cm^3 de la solution S_2 , on ajoute une solution diluée de soude de concentration molaire C .

a) Déterminer C sachant que pour atteindre l'équivalence, il a fallu ajouter progressivement 40 cm^3 de cette solution basique.

b) Bien que l'on soit à l'équivalence, la solution contient encore des molécules A_2H .

Expliquer leur présence et en déduire le caractère de la solution obtenue à l'équivalence.

Correction

1)a) Déterminons la molarité de chacune des solutions S_1 et S_2 en ions hydroniums.

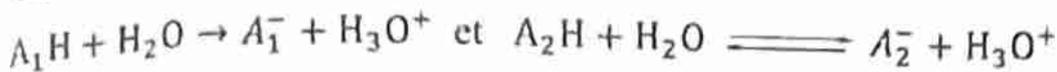
$[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

b) Donnons en justifiant l'acide fort.

L'acide A_1H est fort car son est $\text{pH} = -\log C_1 = 3$.

c) Ecrivons pour chacun des acides A_1H et A_2H l'équation de la réaction de sa dissolution dans l'eau.

Chimie Terminale C et D



2) Déterminer le pKa du couple acide-base auquel appartient l'acide A_2H et en déduire le nom et la formule semi développée de cet acide.

Les espèces chimiques présentes dans la solution A_2H sont : A_2^- ; H_3O^+ ; OH^- ; A_2H .

Calcul des concentrations

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1} ; [OH^-] = 10^{pH-14} = 10^{-11} \text{ mol. L}^{-1} ;$$

$$\text{E.N : } [A_2^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$$

$$\Rightarrow [A_2^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \approx [H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

Conservation de la matière :

$$[A_2H] + [A_2^-] = C_2$$

$$\Rightarrow [A_2H] = C_2 - [A_2^-] = 72,4 \cdot 10^{-3} - 10^{-3} = 71,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A_2^-]}{[A_2H]} = \frac{10^{-3} \times 10^{-3}}{71,4 \cdot 10^{-3}} = 1,4 \cdot 10^{-5} \Rightarrow pK_a = -\log(1,4 \cdot 10^{-5}) = 4,8.$$

La formule brute de l'acide est donc C_2H_5COOH .

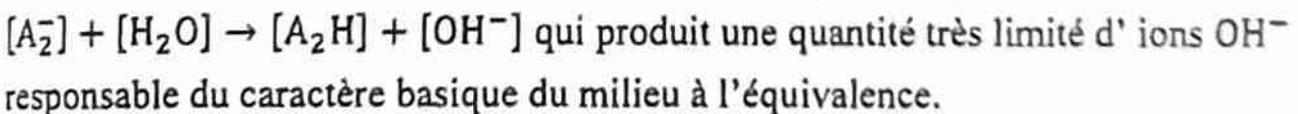
3) a) Déterminons C à l'équivalence.

$$\text{A l'équivalence : } n_a = n_b \Leftrightarrow C_a V_a = C V_b$$

$$\Rightarrow C = \frac{C_a V_a}{V_b} = \frac{72,4 \cdot 10^{-3} \times 50 \cdot 10^{-3}}{40 \cdot 10^{-3}} = 90,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

b) Expliquons la présence des molécules A_2H et en déduisons le caractère de la solution obtenue à l'équivalence.

La présence des molécules A_2H à l'équivalence est justifiée par une réaction :



Série d'exercices

Exercice 1

On prélève à l'aide d'une pipette un volume $V_b = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,1 \text{ mol/L}$ que l'on dose à l'aide de la solution de $(H_3O^+ + Cl^-)$ de concentration $C_a = 0,6 \text{ mol/L}$.

Chimie Terminale C et D

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- 2) Ecrire la relation traduisant l'équivalence.
- 3) Calculer le volume d'acide chlorhydrique versé à l'équivalence.

Exercice 2

Une solution S_1 d'acide est obtenue par dissolution d'une masse $m_1 = 77$ g de gaz chlorhydrique dans 500 cm^3 d'eau distillée.

- 1) Déterminer les concentrations massique et molaire de S_1 .
- 2) On neutralise un volume $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de la solution S_1 par une solution d'hydroxyde de sodium.

Quelle est la masse m_2 d'hydroxyde de sodium nécessaire à cette opération ?

- 3) En déduire le volume V_2 de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration massique 120 g/L qu'il faut verser dans la solution S_1 .

Exercice 3

A un volume $V_a = 2 \text{ mL}$ de la solution acide à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ on verse un volume $V_b = 100 \text{ cm}^3$ d'une solution de soude de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Calculer le nombre de moles d'acide.
- 2) Calculer le nombre de moles de soude versée.
- 3) Se trouve-t-on à l'équivalence acido-basique ? Justifier.
- 4) La solution finale est-elle acide, basique ou neutre ? Calculer son pH.

Exercice 4

Un bécher contient $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de soude. On y ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Le saut de pH se fait pour un volume d'acide versé $V_2 = 18 \text{ cm}^3$.

- 1) Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V)$.
- 2) Déterminer la molarité de la solution initiale de soude.
- 3) Vers quelle valeur tend le pH de la solution finale ?
- 4) Calculer la masse m de chlorure de sodium se trouvant dans la solution à l'équivalence.

Exercice 5

On dissout 7,43 g d'un acide carboxylique AH dans 1 L d'eau pure.

On prélève un volume $V_a = 20$ mL de la solution obtenue qu'on dose avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.

On obtient le bableau suivant :

V_b (mL)	0	1	2	3	6	10	12	15	17	19	19,5	20
pH	3	3,7	4	4,2	4,5	4,9	5,1	5,3	5,6	6,2	6,5	8,7

V_b (mL)	20,5	21	23	25	27	30
pH	11	11,3	11,8	12	12,1	12,2

- 1) Faire le schéma annoté du dispositif expérimental.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide AH et la solution d'hydroxyde de sodium.
- 3) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$.

Echelles : en abscisses 1cm pour 2 mL ; en ordonnées 1cm por 1 unité de pH.

- 4) Déterminer la concentration de la solution de l'acide carboxylique AH et le pKa du couple AH / A^- .
- 5) En déduire la masse molaire et la formule brute de l'acide AH.
- 6) On donne le tableau ci – dessous.

Noms	pKa du couple
Acide chloroéthanoïque	2,8
Acide benzoïque	4,2
Acide propanoïque	4,9
Acide méthanoïque	3,8

Identifier l'acide AH à partir des informations du tableau.

Exercice 6

On verse dans 200 cm^3 d'acide chlorhydrique, une solution de soude de concentration $C_b = 5.10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$. On mesure le pH en fonction du volume de la soude versé.

V_b (cm^3)	0	1	2	2,5	3	4	4,5	4,9	5	5,1	5,5	6	7	10	12
pH	1,9	2	2,1	2,2	2,3	2,6	2,9	3,6	5,1	10,3	11	11,3	11,6	11,8	11,9

Chimie Terminale C et D

- 1) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$. Echelle : 1 cm pour 1 unité pH et 1 cm pour 1 cm^3 .
- 2) Déterminer le point d'équivalence par la méthode des tangentes. Quel est le pH à l'équivalence ?
- 3) En déduire la concentration C_a de la solution d'acide.
- 4) Calculer les concentrations des espèces chimiques pour $V_b = 4 \text{ cm}^3$.
- 5) Si on évaporait l'eau de la solution obtenue à l'équivalence, on obtiendrait un solide blanc. Quel est son nom ? Calculer sa masse.
- 6) On dispose des trois indicateurs colorés suivants :
 Hélianthine : zone de virage $3,1 \leq \text{pH} \leq 4,4$
 Phénolphtaléine : zone de virage $8 \leq \text{pH} \leq 10$
 Bleu de bromothymol : zone virage $6 \leq \text{pH} \leq 7,6$
 Choisir en le justifiant l'indicateur coloré le plus adapté pour ce dosage.

Exercice 7

Dans un bécher contenant 20 cm^3 d'une solution de dihydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_2$ de molarité C_B inconnue, on verse à l'aide d'une burette, une solution aqueuse centimolaire d'un monoacide fort HA. On mesure le pH en fonction du volume V_A d'acide versé.

Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

$V_A (\text{cm}^3)$	0	2	3	4	5	6	7	8	9	9,5
Ph	11,7	11,55	11,5	11,4	11,3	11,2	11	10,85	10,55	10,2

$V_A (\text{cm}^3)$	9,9	10	10,1	10,5	11	12	13	14
pH	9,5	7	4,5	3,8	3,5	3,2	3	2,9

- 1) Ecrire équation bilan de la réaction.
- 2) Tracer la courbe de la variation du pH en fonction du volume V_A d'acide versé.
Echelles abscisse : 1 cm pour 1 cm^3 ; ordonnée 1 cm pour 1 unité de pH.
- 3) Déterminer les coordonnées du point équivalent E.
- 4) Déterminer de deux façons différentes la concentration C_B .
- 5) Le mélange obtenu à l'équivalence est complètement déshydraté. Le composé X

Chimie Terminale C et D

obtenu a une masse $m = 7,4$ mg.

Déterminer la masse molaire moléculaire de l'acide utilisé.

6) Calculer les molarités des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange obtenu lorsqu'on verse les volumes suivants d'acide :

a) $V_A = 4 \text{ cm}^3$;

b) $V_A = 12 \text{ cm}^3$

Exercice 8

On introduit un volume $V_0 = 20$ mL d'une solution S_0 d'un monoacide de concentration C_0 inconnue dans une fiole jaugée de 500 mL puis on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

On dose la solution S ainsi obtenue à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le dosage suivi au pH-mètre a permis d'obtenir le tableau de valeurs suivant :

V_b (mL)	2	4	6	8	9	9,9	10,1	11	12	14	16
Ph	2,2	2,6	2,8	3,1	3,4	4,4	9,6	10,6	10,9	11,2	11,4

1) Faire le schéma annoté du dispositif de dosage.

2) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$.

Echelle : 1 cm pour 1 cm^3 et 1 cm pour 1 unité de pH.

3) a) Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence.

b) L'acide dosé est-il un acide faible ? Justifier.

4) Déterminer la concentration C_0 de la solution S_0 .

5) Quel serait le volume équivalent lorsqu'on dose 50 mL de la solution S avec la solution de soude à $2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$?

Exercice 9

On dispose d'une bouteille contenant une solution commerciale S_0 d'hydroxyde de sodium de densité $d = 1,2$ et contenant 20,83 en masse d'hydroxyde de sodium.

1) Calculer la concentration de la solution commerciale S_0 .

2) On prélève un volume $V_0 = 2$ mL de S_0 qu'on verse dans une fiole jaugée de 500 mL puis on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

a) Préciser la liste de matériels utilisée puis donner le mode opératoire.

Chimie Terminale C et D

- b) Calculer la concentration molaire C_b de la solution S ainsi préparée.
- 3) On dose 20 mL de la solution S_b par une solution d'acide nitrique de concentration $C_a = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

$V_a(\text{mL})$	0	2	3	4	5	5,5	6,5	7,5	8	8,5
pH	12,4	12,3	12,2	12,1	12	11,9	11,8	11,7	11,6	11,4

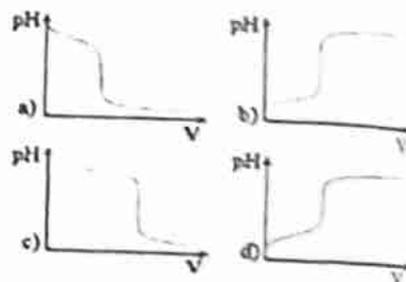
$V_a(\text{mL})$	9	9,5	10	10,5	11	11,5	12	12,5	14	15	18	20
pH	11,2	10,9	7	3,1	2,8	2,6	2,5	2,4	2,2	2,1	2	1,9

- a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- b) Trace le graphe $\text{pH} = f(V_a)$ et déterminer les coordonnées du point d'équivalence E. Echelle : 1 cm pour 1 mL et 1 cm pour 1 unité de pH.
- c) En déduire la concentration C_b de la solution S_b dosée. Comparer ce résultat avec celui trouvé à la question 2) b).

Exercice 10

- 1) Laquelle des courbes suivantes peut représenter le dosage d'un acide faible par une base forte ?
- 2) Lors du dosage d'un acide faible AH de $\text{pK}_a = 3,7$ par une base forte, on obtient un $\text{pH}_E = 2,3$.

Quelle est l'espèce prédominante du couple acide / base ?



Exercice 11

L'étiquette d'une bouteille d'acide chlorhydrique comporte les informations suivantes : masse volumique : $1190 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$; pourcentage en masse d'acide pur : 37 %.

- 1) On prélève 3,23 mL de solution qu'on complète à 408 mL avec de l'eau pure. Calculer la concentration C_a de la solution ainsi préparée.
- 2) On dose cet acide par un volume $V_b = 200 \text{ mL}$ d'éthanolate de sodium de concentration $C_b = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Pour chaque volume d'acide versé, on relève la valeur du pH et on obtient le tableau suivant :

V_A (mL)	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,4	5,6	5,8
pH	11,5	11,4	11,3	11,2	11	10,9	10,7	10,6	10,5	10,3	10

V_A (mL)	6	6,2	6,4	6,6	6,8	7	7,5	8	9	10	11	12	13
pH	7	4	3,7	3,5	3,4	3,3	3,1	3	2,8	2,7	2,6	2,5	2,4

- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_a)$.
- Déterminer le volume d'acide à l'équivalence ainsi que la concentration de la solution d'acide.
- On remplace l'acide chlorhydrique initial par un même volume d'acide nitrique, de même concentration. La courbe précédente gardera-t-elle la même allure ? Justifier.

Exercice 12

On dose un volume $V_a = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide méthanoïque de concentration C_a en versant progressivement une solution d'hydroxyde sodium de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre les deux solutions.
- À l'équivalence on a : E ($V_{bE} = 10 \text{ cm}^3$; $\text{pH}_E = 8,2$)
 - Déterminer la concentration C_a de la solution d'acide méthanoïque.
 - Quelle est la nature de la solution à l'équivalence ? Justifier.
- Déterminer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution initiale de l'acide méthanoïque de $\text{pH} = 2,4$.
 - En déduire la valeur du pK_a du couple de l'acide méthanoïque.

Exercice 13

On dissout une masse $m = 225 \text{ mg}$ de méthalamine de formule CH_3NH_2 dans 100 mL d'eau distillée. On obtient une solution S de $\text{pH} = 11,7$.

- Calculer la concentration C de la solution S.
- Montrer que la méthalamine est faible dans l'eau.
- Ecrire l'équation bilan de sa dissociation avec l'eau.
 - En déduire les couples acide / base qui interviennent dans cette réaction.
- Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution S.

Chimie Terminale C et D

b) En déduire le pK_a du couple acide / base de la méthalamine.

5) On dose 20 mL de la solution S par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Les valeurs du pH de la solution après chaque ajout de la solution acide sont consignées dans le tableau suivant :

$V_a(\text{mL})$	0	1	2	3	4	5	6	6,5	7,5	8	8,5
pH	11,7	11,5	11,3	11,1	10,9	10,8	10,6	10,5	10,3	10,2	10

$V_a(\text{mL})$	9	9,5	10	10,5	11	11,5	12	13	14	15	17	20
pH	9,8	9,5	6,1	2,8	2,5	2,3	2,2	2	1,9	1,8	1,7	1,6

a) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_a)$. Echelle : 1 cm pour 1 mL et 1 cm pour 1 unité de pH.

b) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

c) Détermine les coordonnées du point d'équivalence et calcule la concentration C .

d) En déduire graphiquement le pK_a .

Exercice 14 : BAC 1999

Dans une fiole jaugée de 250 ml, on verse 10 ml d'une solution A_0 d'acide chlorhydrique de concentration C_0 inconnue et on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On obtient ainsi une solution A_1 de concentration C_1 .

1) Dans un bêcher contenant 20 ml de la solution A_1 , on ajoute progressivement, à l'aide d'une burette graduée, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. V_b étant le volume de solution d'hydroxyde de sodium ajouté, les mesures de pH effectuées sont les suivantes :

V_b (ml)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19	19,5	20
Ph	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,6	4,2	7

V_b (ml)	20,5	21	22	24	26	28	30
pH	9,5	10,1	10,5	10,9	11	11,1	11,2

a) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$. Echelle : 1 cm pour 2 ml ; 1 cm pour 1 unité pH.

b) Donner les caractéristiques de cette courbe.

c) Déterminer graphiquement le volume équivalent. En déduire la concentration C_1 .

d) Calculer la concentration C_0 .

Chimie Terminale C et D

2) Si au lieu de suivre le dosage au moyen d'un pH-mètre, on utilisait les indicateurs colorés suivants :

Indicateur	Hélianthine	Bleu de Bromothymol	Phénolphthaléine
Zone de virage	3,1 - 4,4	6 - 7,6	8,2 - 10,0

- a) Lequel de ces indicateurs serait le mieux adapté pour ce dosage ? Pourquoi ?
b) Quels inconvénients y aurait-il à utiliser les deux autres indicateurs ?

Exercice 15 : BAC 1998

On considère les solutions S_1 et S_2 deux monoacides. La mesure du pH de ces deux solutions donne la même valeur 2,4 à 25°C.

1) De chaque solution, on prélève 10 ml que l'on dilue avec de l'eau distillée jusqu'à 50 ml. Le pH de la solution diluée de S_1 est 3,1 celui de la solution diluée S_2 est 2,65.

a) Montrer que l'une des solutions S_1 , S_2 est une solution d'acide faible et l'autre une solution d'acide fort.

b) Calculer la concentration de la solution initiale de l'acide fort.

2) On dose par pH-métrie des volumes égaux des solutions S_1 et S_2 à l'aide d'une même solution d'hydroxyde de sodium. La solution S_2 nécessite un volume de solution d'hydroxyde de sodium 25 fois plus grand que celui nécessité par la solution S_1 .

a) Calculer la concentration de l'acide faible dans la solution initiale.

b) A pH = 2,4, calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution initiale d'acide faible. Calculer le pKa de l'acide faible.

SOLUTIONS TAMPONRésumé du cours**1) Définition**

Une solution tampon est une solution dont :

- ✓ l'acide faible et sa base conjuguée sont en quantité égale ;
- ✓ le pH varie peu lors de l'addition des quantités modérées d'acide ou de base ;
- ✓ le pH reste invariable lors d'une dilution modérée.

2) Mode opératoire

Pour préparer une solution tampon :

- ✓ On mélange des quantités égales d'acide faible et de sa base conjuguée :
 $n_{\text{acide faible}} = n_{\text{base faible}} \Leftrightarrow C_a V_a = C_b V_b$
- ✓ A un volume d'acide faible, on ajoute la quantité de base forte pour atteindre la demi-équivalence : $n_{\text{base forte}} = \frac{n_{\text{acide faible}}}{2} \Leftrightarrow C_b V_b = \frac{C_a V_a}{2}$.
- ✓ A un volume de base faible, on ajoute la quantité d'acide fort pour atteindre la demi-équivalence : $n_{\text{acide fort}} = \frac{n_{\text{base faible}}}{2} \Leftrightarrow C_a V_a = \frac{C_b V_b}{2}$.

Exercice d'application 1

- 1) Le pH d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium est 12. Combien de moles de soude a-t-on dissout dans un litre d'eau pour préparer cette solution ?
- 2) L'acide éthanóique est un acide faible de constante d'acidité $K_a = 1,6 \cdot 10^{-5}$. La mesure du pH d'une solution S_2 de cet acide donne 3,4.
 - a) Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau. Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution et en déduire la concentration initiale de la solution S_2 .
 - b) Calculer le coefficient d'ionisation de cet acide.
- 3) On mélange le volume $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de la solution S_1 avec un volume $V_2 = 40 \text{ cm}^3$ de la solution S_2 .
 - a) Quel est le pH de ce mélange ? Comment appelle-t-on ce genre de solution ? Quelle propriété remarquable possède ce mélange ?
 - b) On ajoute une masse m de soude au mélange précédent le pH devient alors 4,9. Déterminer la valeur de cette masse si on néglige la variation du volume. On donne : $\text{Na} = 23 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$; $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$.

Chimie Terminale C et D

Correction

1) Calculons le nombre de moles de soude à dissoudre dans un litre d'eau pour préparer cette solution.

$$pH = 14 + \log C_b \Rightarrow C_b = 10^{pH-14} = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}.$$

$$C_b = \frac{n_b}{V} \Rightarrow n_b = C_b V = 10^{-2} \text{ mol.}$$

2) a) Ecrivons l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau. Calculons les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution et en déduire la concentration initiale de la solution S_2 .



Les espèces chimiques dans la solution sont : H_3O^+ , H_2O , OH^- , $\text{CH}_3 - \text{COOH}$, $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$.

Calcul des concentrations :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1}; [\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ mol. L}^{-1};$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \text{ or } [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1};$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} \Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{COOH}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{K_a}$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{COOH}] = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}.$$

b) Calculons le coefficient d'ionisation de cet acide.

Conservation de la matière :

$$C_a = [\text{CH}_3 - \text{COOH}] + [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \Rightarrow C_a = 1,04 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}.$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{C_a} = 3,8\%.$$

3) a) Le pH du mélange

$$n_b = C_b V_1 \text{ et } n_a = C_a V_2$$

$$C_b \approx C_a; V_2 = 2V_1 \Rightarrow n_b = \frac{n_a}{2}.$$

$$pH = pK_a = -\log K_a = 4,8.$$

La solution est tampon.

Le pH de cette solution reste sensiblement constant lorsqu'on lui ajoute une petite quantité d'acide fort ou d'une base forte et lors d'une dilution modérée.

b) Les espèces chimiques dans la solution : Na^+ , H_3O^+ , H_2O , OH^- ,

$\text{CH}_3 - \text{COOH}$, $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$.

Chimie Terminale C et D

$$\text{pH} = 4,9 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ; [\text{OH}^-] = 7,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} \Rightarrow \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = 10^{\text{pH} - \text{pKa}} = 1,26$$

Conservation de la matière :

$$[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] + [\text{CH}_3 - \text{COOH}] = \frac{C_a V_2}{V_1 + V_2} = 6,9 \cdot 10^{-3}$$

On remplace $[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]$ par son expression en fonction de $[\text{CH}_3 - \text{COOH}]$

$$\text{On trouve alors : } [\text{CH}_3 - \text{COOH}] \cdot 2,26 = 6,9 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow \begin{cases} \text{CH}_3 - \text{COOH} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{cases}$$

$$\text{E.E.N : } [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]$$

or $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{Na}^+] = [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n}{V_1 + V_2} \Rightarrow n = [\text{Na}^+] \cdot (V_1 + V_2) \approx 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow m_{T(\text{NaOH})} = n \cdot M_{(\text{NaOH})} = 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+]_0 = \frac{C_b V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow n_0 = C_b V_1$$

$$\text{A.N : } n_0 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow m_{0(\text{NaOH})} = n_0 \cdot M_{(\text{NaOH})} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$\text{Calcul de masse } m \text{ ajoutée : } m = m_T - m_0 = 8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Exercice d'application 2

On dissout 3,45g d'un acide carboxylique dans de l'eau pour obtenir 0,75L de solution S_a . On dispose dans un bêcher 30 cm^3 de cette solution que l'on neutralise progressivement par une solution S_b d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 0,1 \text{ mol/L}$. Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH en fonction du volume V_b de base versé. On obtient les résultats suivants :

$V_b \text{ (cm}^3\text{)}$	0	5	10	15	20	24	28	30	32	34	36	40
Ph	2,4	3,4	3,6	3,7	3,9	4,3	5,0	5,5	10,9	11,4	11,5	11,7

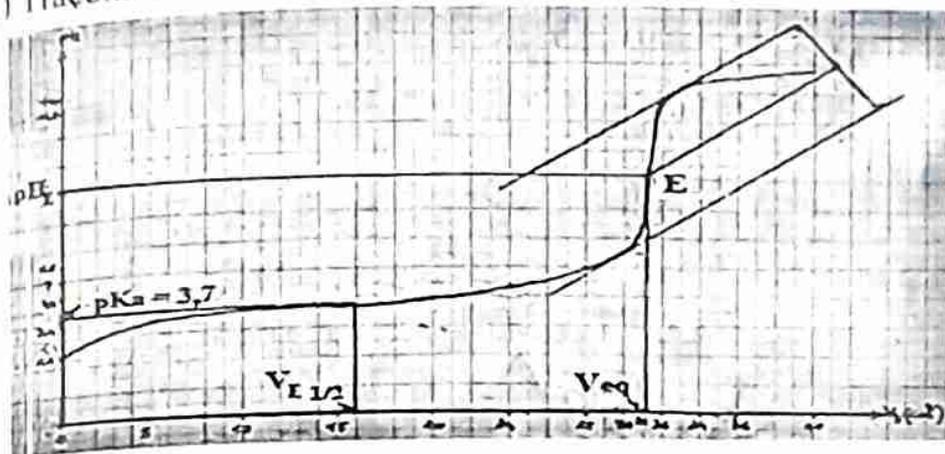
- 1) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$. On donne $1 \text{ cm} \rightarrow 2 \text{ cm}^3$ et $1 \text{ cm} \rightarrow 1$ unité de pH
- 2) Déduire de la courbe :
 - a) Les coordonnées du point d'équivalence.
 - b) La concentration initiale de l'acide carboxylique, en déduire sa masse molaire puis sa formule brute.
 - c) Le pKa du couple acide base étudié.

Chimie Terminale C et D

- 3) Pour un volume versé $V_b = 28 \text{ cm}^3$ calculer les molarités des diverses espèces chimiques présentes dans le bêcher, calculer le pK_a .
- 4) Calculer les volumes V_a de la solution S_a et V_b de la solution S_b nécessaires à la préparation d'un, volume de 75 cm^3 de solution dont le $\text{pH} = \text{pK}_a$.

Correction

- 1) Traçons la courbe $\text{pH} = f(V_b)$.



- 2) Déduisons de la courbe :

a) Les coordonnées du point d'équivalence.

Graphiquement E (31 cm^3 ; $8,2$).

b) La concentration initiale de l'acide carboxylique, en déduisons sa masse molaire puis sa formule brute.

A l'équivalence : $C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$

A.N : $C_a \frac{0,1 \times 31 \cdot 10^{-3}}{30 \cdot 10^{-3}} \approx 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Masse molaire

$$n_a = C_a V_a = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{C_a V_a}$$

A.N : $M = \frac{3,45}{0,1 \times 0,75} = 46 \text{ g/mol}$.

Formule brute de l'acide : $C_n H_{2n} O_2$

$$M(C_n H_{2n} O_2) = M \Rightarrow 14n + 32 = 46 \Rightarrow 14n = 14 = 1 \Rightarrow n = 1.$$

L'acide est l'acide méthanoïque HCOOH

c) Le pK_a du couple acide base étudié.

A la demi-équivalence : $\text{pH} = \text{pK}_a = 3,7$ (graphiquement).

- 3) Pour $V_b = 28 \text{ cm}^3$ calculons les molarités des diverses espèces chimiques présentes dans le bêcher, calculons le pK_a .

Chimie Terminale C et D

Les espèces chimiques sont : H_3O^+ , H_2O , OH^- , Na^+ , HCOOH , HCOO^- .

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{0,1 \times 28}{58} = 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}; \quad [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{E.N.} : [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{HCOO}^-]$$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$\text{A.N.} : [\text{HCOO}^-] \approx 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Conservation de la matière} : C'_a = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{30 \times 0,1}{58} = 5,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}] = C'_a \Rightarrow [\text{HCOOH}] = C'_a - [\text{HCOO}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{HCOOH}] = C'_a - ([\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-])$$

$$\text{A.N.} : [\text{HCOOH}] = 5,17 \cdot 10^{-2} - 4,3 \cdot 10^{-2} + 10^{-9} = 8,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{10^{-5} \times 4,3 \cdot 10^{-2}}{8,7 \cdot 10^{-3}} = 0,49 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a = 3,7.$$

4) Calculons les volumes V_a de la solution S_a et V_b de la solution S_b nécessaires à la préparation d'un volume de 75 cm^3 de solution dont le $\text{pH} = \text{p}K_a$.

$$\begin{cases} C_a = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ C_b = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{cases}$$

$$\text{Solution tampon} : n_b = \frac{n_a}{2} \Rightarrow C_b V_b = \frac{C_a V_a}{2}$$

$$\begin{cases} V_a + V_b = 75 \\ V_b = \frac{V_a}{2} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} V_b = 25 \text{ cm}^3 \\ V_a = 50 \text{ cm}^3 \end{cases}$$

Série d'exercices

Exercice 1

On dispose d'une solution d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $C_a = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 2,4$. Les expériences sont réalisées à 25°C .

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide avec l'eau.
- 2) Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.
- 3) Dans un bécher, contenant un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de l'acide, on ajoute un volume V_b d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 25 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Chimie Terminale C et D

- Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- Calculer le volume d'hydroxyde de sodium qu'il faut verser pour obtenir l'équivalence.
- Sachant que le pH de la solution à l'équivalence est 8,3 ; justifier le caractère basique de la solution à partir des espèces chimiques présentes.
- Lorsqu'on verse un volume $V_B = \frac{V_{BE}}{2}$ de soude le pH vaut 3,8.
 - Montrer que $\text{pH} = \text{pK}_a$.
 - Donner le nom et la définition de la solution obtenue.
- En tenant compte des points remarquables rencontrés précédemment, tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume V_B de solution d'hydroxyde de sodium versé dans le bécher.

Exercice 2

- On prépare 100 mL d'une solution S d'acide chlorhydrique de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ par dilution d'un volume V_1 de solution chlorhydrique de concentration molaire $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer le volume V_1 .
- On verse progressivement la solution S à 20 mL d'une solution aqueuse de monoéthylamine ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$). A l'aide d'un pH - mètre on note les différentes valeurs du pH au cours du dosage, dans le tableau suivant :

$V_a(\text{mL})$	0	5	10	15	20	25	30	35	36	38	40	43	45	50
pH	11,8	11,4	11,1	10,9	10,7	10,5	10,2	9,8	9,7	9,3	6,1	2,7	2,4	2,1

- Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
 - Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_a)$. Echelle : 1 cm pour 4 mL, 1 cm pour 1 unité de pH.
 - Déterminer les coordonnées du point équivalent par une méthode que l'on précisera.
 - En déduire la concentration molaire C_b de la solution de monoéthylamine puis le pK_a du couple associé à la monéthylamine.
- Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange lorsque le volume d'acide versé est de 30 mL.
 - En déduire la valeur du pK_a .
 - On désire préparer une solution tampon.

Chimie Terminale C et D

- Qu'est ce qu'une solution tampon ?
- Quelles sont ses propriétés caractéristiques.
- Préciser la manière d'obtenir 100 mL d'une solution tampon à partir de la solution de monoéthylamine précédente et de la solution S.

Exercice 3

On dissout 4,83 g d'un monoacide carboxylique saturé dans l'eau pour obtenir 1 litre de solution.

Dans un bécher contenant 30 mL de cette solution on verse progressivement une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire

$C_b = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$. A chaque volume d'hydroxyde de sodium versé, on mesure le pH du mélange. On obtient alors le tableau suivant :

$V_b(\text{mL})$	0	5	10	15	20	24	28	30	32	34	36	40
Ph	2,4	3,4	3,6	3,7	3,9	4,3	5,0	5,5	10,9	11,4	11,5	11,7

- Tracer la courbe pH (V_b). Echelle : 1 cm pour 5 mL et 1 cm pour 1 unité pH.
- Déduire graphiquement :
 - Une valeur approchée de la concentration molaire C_a de la solution aqueuse d'acide.
 - Le pKa du couple acide / base correspondant à l'acide carboxylique considéré.
- Calculer les concentrations molaires des diverses espèces chimiques présentes dans le bécher lorsqu'on a ajouté un volume $V_b = 28 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium.
- On réalise une solution tampon de pH = 4 et de volume $V = 266 \text{ mL}$ à partir de l'acide considéré et de la solution de soude de concentration molaire $C_b = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$. Proposer une méthode pour obtenir cette solution tampon.

Exercice 4

On dispose d'une solution d'acide méthanoïque de concentration molaire

$C_a = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ et de pH = 2,4.

- Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes en solution.
- Cet acide est – il fort ou faible ? Justifier.
- Ecrire l'équation – bilan de la réaction de l'acide avec l'eau.

Chimie Terminale C et D

4) Dans un bécher, on introduit un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de cette solution. On y ajoute un volume V_b d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 25 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b) Calculer le volume V_E d'hydroxyde de sodium qu'il faut verser pour obtenir l'équivalence acido - basique.

Le pH de la solution vaut alors 8,3. Justifier le caractère basique de la solution.

5) A la demi - équivalence le pH vaut 3,8.

Montrer que $\text{pH} = \text{pK}_a$ pour le couple $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$.

6) En tenant compte des points remarquables rencontrés précédemment, tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé dans le bécher.

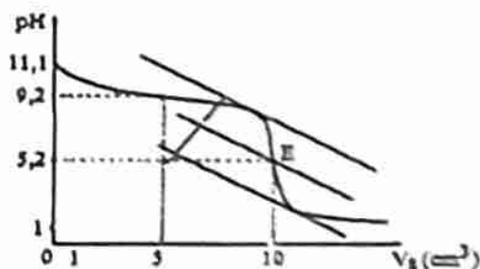
Exercice 5

1) Une solution aqueuse (S) de la monoéthylamine ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) de concentration molaire $C_b = 6,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 11,8$ à 25°C .

a) La monoéthylamine est - elle une base faible ou une base forte ? Justifier.

b) Déterminer théoriquement la valeur du pK_a du couple acide-base relatif à la monoéthylamine.

c) Pour vérifier la valeur de ce pK_a on procède au dosage d'un volume $V_b = 30 \text{ mL}$ de (S). Ce dosage est réalisé avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



La courbe de variation du pH du milieu réactionnel est représentée ci - dessus.

2) a) Repérer graphiquement le point d'équivalence et en déduire ses coordonnées.

b) Déterminer graphiquement la valeur du pK_a du couple acide - base relatif à la monoéthylamine et la comparer à celle déterminée théoriquement à la question 1)b).

Exercice 6

On prépare une solution aqueuse d'une monoamine saturée B en versant une masse $m = 5,9 \text{ g}$ de cette amine dans de l'eau pure afin d'obtenir un volume $V = 2 \text{ litres}$ de solution.

Chimie Terminale C et D

On dose ensuite un volume $V_b = 20 \text{ mL}$ de cette solution B à l'aide d'une solution A d'acide sulfurique (diacide fort) de concentration $C_a = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

1) A l'aide pH - mètre on suit l'évolution du pH du mélange au cours de ce dosage. Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$ avec V_a le volume de la solution (A) versé.

2) Cette courbe présente deux points remarquables :

- le point G de coordonnées $V_G = 5 \text{ mL}$ et $\text{pH}_G = 9,8$

- le point équivalent E de coordonnées : $V_E = 10 \text{ mL}$; $\text{pH}_E = 6$.

Déterminer la concentration molaire volumique C_b de la solution B.

3) On note BH^+ l'acide conjugué de l'amine B.

a) Justifier brièvement la valeur du pK_a .

b) Expliquer la valeur du pH à l'équivalence.

4) a) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution lorsqu'on se trouve au point G ($V_G = 5 \text{ mL}$).

b) Quelles sont les propriétés caractéristiques de cette solution ?

c) On donne la zone de virage de l'hélianthine : 3,1 - 4,4.

Peut-on choisir l'hélianthine lors du dosage pour repérer l'équivalence ? Justifier.

Exercice 7

1) On dissout 0,05 mole d'acide cyanhydrique HCN dans 500 cm^3 d'eau pure.

On obtient un $\text{pH} = 5,1$.

a) Déterminer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.

b) Déterminer la constante K_a et le pK_a du couple HCN/CN^- .

2) On souhaite préparer une solution tampon de $\text{pH} = 8,5$ en dissolvant dans 1 litre de solution d'acide chlorhydrique 0,01 mole de cyanure de potassium.

Calculer la concentration molaire de la solution d'acide chlorhydrique.

Exercice 8

On mélange une solution aqueuse d'acide méthanoïque et une solution aqueuse d'acide éthanoïque.

1) Lequel des deux acides est le plus fort. Justifier.

2) Montrer que: $\frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = k \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$, k étant une constante que l'on déterminera.

Chimie Terminale C et D

3) On mélange 0,1 mol d'acide méthanoïque et 0,3 mol d'acide éthanoïque ; on complète à 1 L avec de l'eau pure. Le pH du mélange est 2,3.

a) En écrivant les équations de conservation de la matière pour HCOOH, d'une part, et CH₃COOH, d'autre part, calculer la concentration molaire de chacune des espèces présentes dans la solution.

b) En déduire que la solution est électriquement neutre.

On donne : pK_a (CH₃COOH / CH₃COO⁻) = 4,8 ; pK_a (HCOOH / HCOO⁻) = 3,8.

Exercice 9

On dispose d'une solution A d'acide benzoïque de concentration $C = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L et une solution d'acide chlorhydrique B de concentration $C' = 10^{-3}$ mol/L.

1) Le pH de A est de 2,9. Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible et déterminer son coefficient d'ionisation α_1 .

2) On prélève 10 mL de A que l'on place dans une fiole jaugée de 1 L. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Le pH de la solution ainsi obtenue est 3,9. Déterminer le nouveau coefficient d'ionisation α_2 de l'acide benzoïque.

3) On mélange 100 mL de la solution A avec 100 mL de la solution B. Le pH du mélange obtenu est 3,2. En négligeant les ions H₃O⁺ venant de l'autoprotolyse de l'eau, déterminer la quantité $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ résultant de l'ionisation de l'acide benzoïque dans ce mélange. En déduire son coefficient d'ionisation α_3 dans cette solution. Conclure.

Exercice 10 : BAC 1995

Pour doser une solution d'acide éthanoïque de concentration C_A inconnue on y prélève un volume $V_A = 20 \text{ cm}^3$ auquel on ajoute, par petite quantités, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol / L}$. La mesure du pH de la solution en fonction du volume V_B d'hydroxyde de sodium versé donne le tableau suivant :

$V_B(\text{cm}^3)$	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pH	2,8	3,3	3,6	3,8	4,0	4,1	4,2	4,3	4,4	4,5	4,6	4,7	4,7	4,8	4,9

$V_B(\text{cm}^3)$	15	16	17	18	19	20	21	21,5	22	22,5	23	24	25
pH	4,9	5,0	5,1	5,2	5,3	5,5	5,9	6,2	7,0	10,7	11,2	11,6	11,8

Chimie Terminale C et D

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre les solutions d'acide éthanoïque et d'hydroxyde de sodium.
- 2) Tracer la courbe de variation du pH de la solution en fonction du volume V_b .
Echelle : 0,5 cm pour le 1cm^3 en abscisse ; 1cm par unité de pH en ordonnée.
- 3) Dédire de cette courbe :
 - a) Les coordonnées du point d'équivalence en E par la méthode des tangentes.
 - b) La concentration C_A de la solution d'acide éthanoïque.
- 4) Expliquer pourquoi la solution est basique à l'équivalence.
- 5) Déterminer la concentration de chaque espèce chimique présente dans la solution à la demi-équivalence. En déduire le pKa du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$.
- 6) Parmi les indicateurs colorés suivants, lequel prendriez-vous pour faire ce dosage ? Justifiez votre réponse.

Indicateur	Hélianthine	Bleue bromothymol	Phénol phtaléine
Zone de virage	3,1 - 4,4	6,2 - 7,6	8,0 - 9,9

Chimie organique

ALCOOLS

Résumé du cours**1) Définition**

Les alcools sont des composés organiques oxygénés caractérisés par le groupe fonctionnel : R - OH et la formule brute des alcools saturés est de la forme $C_nH_{2n+2}O$.

2) Nomenclature

Le nom d'un alcool dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant la terminaison « e » de l'alcane par « ol » puis on indique, si nécessaire, l'indice de position de l'atome de carbone où le groupe hydroxyle est fixé (le plus petit possible).

Si la molécule est ramifiée on procède comme suit :

- on détermine la chaîne principale contenant le carbone fonctionnel ;
- on indique, si nécessaire, l'indice du carbone fonctionnel. Cet indice doit être le plus petit possible et est placé entre le nom de l'alcane correspondant à la chaîne principale (privé de la voyelle « e ») et le suffixe « -ol ».

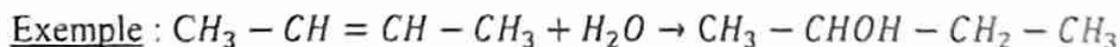
3) Les trois classes d'alcool

On distingue trois classes d'alcools :

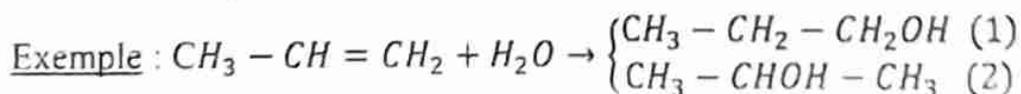
- Les alcools primaires : R - CH₂ - OH
- Les alcools secondaires : R - CHOH - R'
- Les alcools tertiaires : $\begin{matrix} R' - COH - R'' \\ | \\ R''' \end{matrix}$

4) Préparation des alcools (hydratation des alcènes)**a) Hydratation d'un alcène symétrique**

Dans ce cas, on obtient un seul produit.

**b) Hydratation d'un alcène dissymétrique**

Dans ce cas, on obtient deux produits dont l'un est majoritaire et l'autre minoritaire. Pour les identifier, on applique la règle de Markovnikov qui dit que l'hydratation d'un alcène dissymétrique conduit de façon majoritaire à l'alcool dont la classe est la plus élevée.



Chimie Terminale C et D

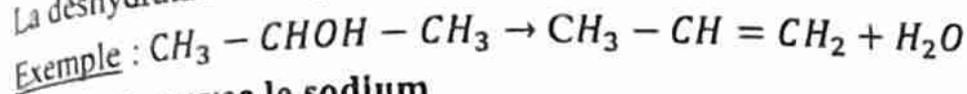
Le produit (1) est un alcool primaire et le produit (2) est un alcool secondaire.
Alors le produit obtenu majoritairement est (2) et celui obtenu minoritairement est

(1).

5) Propriétés chimiques des alcools

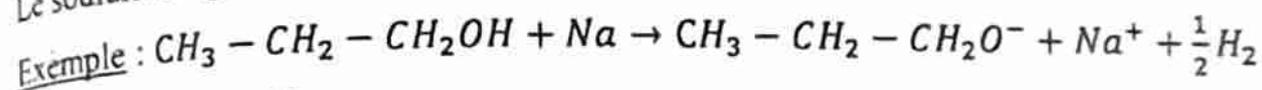
a) Déshydratation

La déshydratation en présence d'alumine Al_2O_3 d'un alcool conduit à un alcène.



b) Réaction avec le sodium

Le sodium réagit avec les alcools selon une réaction d'oxydoréduction :



6) Aldéhydes et cétones

Les aldéhydes ont pour formule générale $R - CHO$ et les cétones $R - \overset{\overset{O}{||}}{C} - R'$

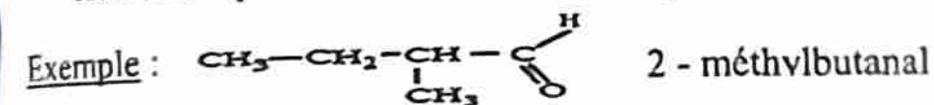
Les aldéhydes et les cétones ont la même formule générale en

fonction de n : $C_n H_{2n} O$.

a) Nomenclature des aldéhydes

Pour nommer un aldéhyde, on remplace le « e » final de l'alcane correspondant par le suffixe « -al ». Le principe est le suivant :

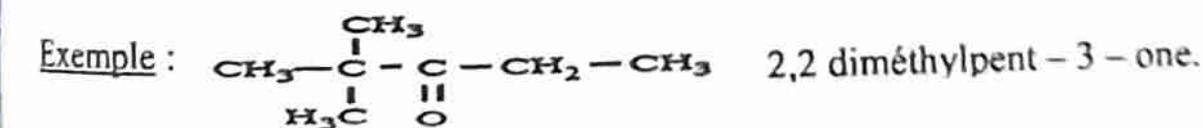
- Déterminer la chaîne principale contenant le carbone fonctionnel ;
- Si la molécule est ramifiée, numéroter les carbones de la chaîne principale de telle sorte que le carbone fonctionnel porte toujours l'indice 1.



b) Nomenclature des cétones

Pour nommer une cétone, on remplace le « e » final de l'alcane correspondant par le suffixe « -one ». Le principe est le suivant :

- Déterminer la chaîne principale contenant le carbone fonctionnel ;
- Indiquer, si nécessaire, l'indice du groupe fonctionnel. Cet indice doit être le plus bas possible et est placé entre le préfixe indiquant le nombre de carbone de la chaîne principale et le suffixe « -one ».
- Si la molécule est ramifiée, procéder comme chez les hydrocarbures.



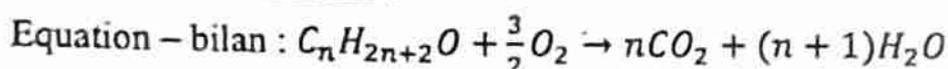
Chimie Terminale C et D

c) Propriétés chimiques

- Les aldéhydes et les cétones donnent avec la DNPH un précipité jaune.
- Les aldéhydes rosissent le réactif de Schiff.
- Les aldéhydes réduisent l'ion diamine argent en donnant un miroir ou dépôt d'argent (réactif de Tollens).
- Les aldéhydes réduisent la liqueur de Fehling en donnant un précipité rouge brique (foncé).

d) Oxydation des alcools

- Combustion complète



- Oxydation ménagée

- Oxydation en fonction de la classe de l'alcool

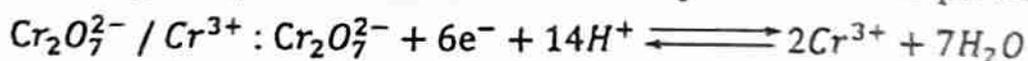
Alcool primaire → Aldéhyde → Acide carboxylique (coloration rouge avec le papier pH).

Alcool secondaire → Cétone → Rien

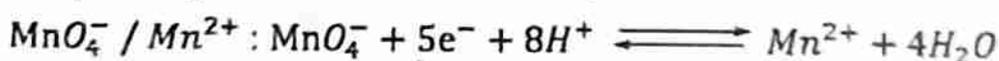
Alcool tertiaire → Rien

- Oxydation par un oxydant

- Couple oxydant / réducteur et demi – équation électronique du dichromate :



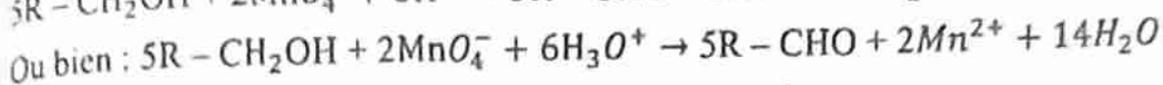
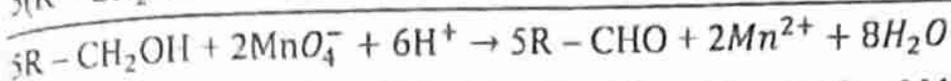
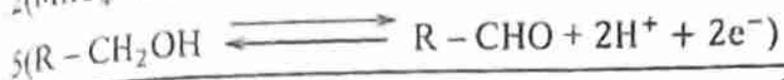
- Couple oxydant / réducteur et demi – équation électronique du permanganate :



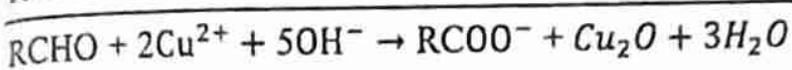
e) L'équation – bilan d'une réaction d'oxydation d'un alcool

- Déterminer les couples oxydant / réducteur en présence ;
 - Ecrire les demi – équations électroniques des couples en présence ;
 - Multiplier ces demi – équations par les coefficients qu'il faut pour avoir le même nombre d'électrons dans les demi – équations ;
 - Additionner membre à membre les deux demi – équations ;
 - Simplifier les termes apparaissant à la fois dans les deux membres ;
 - Transformer les ions H^+ en ions H_3O^+ en ajoutant le nombre de molécules d'eau qu'il faut à chacun des membres de l'équation – bilan (nécessaire si demandé).
- Oxydation de $R-CH_2OH$ par l'ion permanganate en défaut en milieu acide.

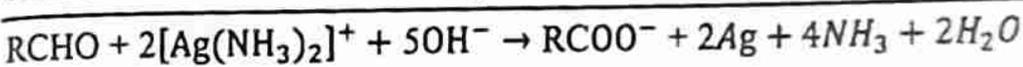
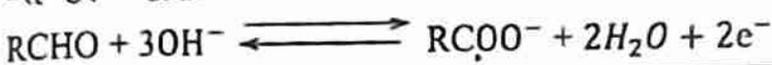
Chimie Terminale C et D



> Réaction avec la liqueur de Fehling en milieu basique



> Réaction avec le nitrate d'argent ammoniacal en milieu basique



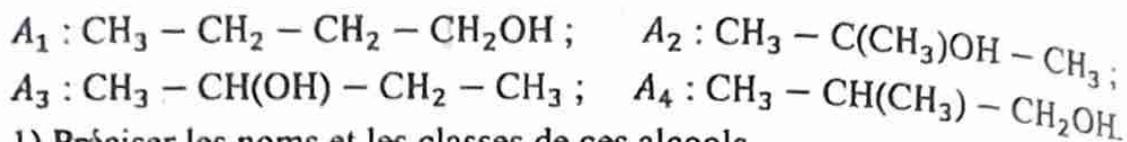
b) Résumé de quelques réactions chimiques

	Aldéhyde	Cétone	Alcool primaire ou secondaire	Alcool tertiaire	Acide carboxylique
2,4-DNPH	Précipité jaune	Précipité jaune	-	-	-
Réactif de Schiff	Coloration rose	-	-	-	-
Réactif de Tollens	Dépôt d'argent	-	-	-	-
Liqueur de Fehling	Précipité rouge brique	-	-	-	-
Papier pH	-	-	-	-	Précipité rouge
Solution oxydante + H_2SO_4 concentré	Décoloration	-	Décoloration	-	

Chimie Terminale C et D

Exercice d'application 1

On considère les composés suivants :



- 1) Préciser les noms et les classes de ces alcools.
- 2) Quelles sont les fonctions des produits obtenus par oxydation ménagée des alcools précédents qui peuvent subir cette oxydation.
- 3) Ecrire l'équation de la réaction d'oxydation ménagée du composé A_3 avec le permanganate de potassium. On donne le couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$.

Correction

1) Les noms et les classes des alcools

A_1 : butan-1-ol (alcool primaire)

A_2 : 2-méthylpropan-2-ol (alcool tertiaire)

A_3 : butan-2-ol (alcool secondaire)

A_4 : 2-méthylpropan-1-ol (alcool primaire)

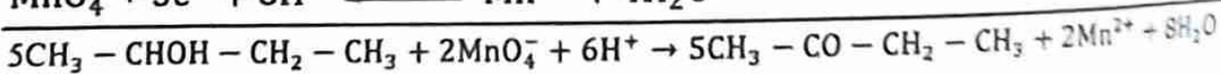
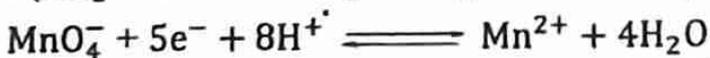
2) Les fonctions des produits obtenus par oxydation ménagée des alcools précédents :

- A_1 et A_4 étant des alcools primaires leur oxydation donne d'abord des aldéhydes puis des acides carboxyliques.

- A_3 est un alcool secondaire qui s'oxyde en une seule étape pour donner une cétone.

- A_2 ne s'oxyde pas car il est tertiaire.

3) Equation d'oxydation ménagée du composé A_3 par l'ion permanganate :



Exercice d'application 2

Un composé organique liquide nommé B a pour formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Avec ce composé on réalise les expériences suivantes :

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

Chimie Terminale C et D

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

2) On essaie de faire réagir B avec le réactif de Schiff : le test se révèle négatif. En déduire la fonction du composé B.

3) Le composé B étudié a été obtenu par oxydation d'un alcool A.

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

b) L'alcool A a été oxydé par une solution aqueuse de dichromate de potassium acidifiée. Ecrire les deux équations électroniques. En déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydation de l'alcool A.

On donne le couple redox $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$.

4) L'alcool A a été préparé par hydratation du but-1-ène.

a) Ecrire l'équation bilan de cette réaction avec les formules brutes.

b) L'alcool A est-il le seul produit attendu ? Si non indiquer le nom, la classe et la formule semi-développée de l'autre produit formé.

Correction

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

B est un aldéhyde ou cétone, les noms et les formules sont :

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$: butanal ;

$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CHO} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2- méthyl propanal

$\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: butanone

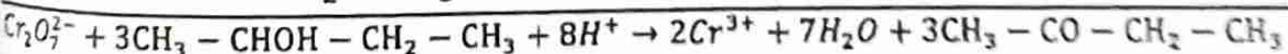
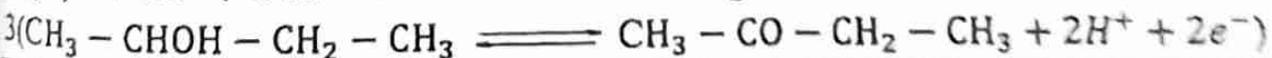
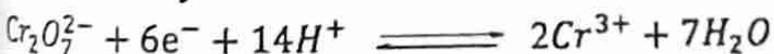
2) En déduisons la fonction du composé B.

B est une cétone $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: butanone

3) a) Donnons le nom, la formule semi-développée et la classe de l'alcool A.

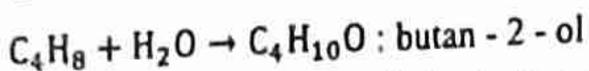
A est un alcool secondaire $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: butan-2-ol.

b) Ecrivons les deux équations électroniques. En déduisons l'équation bilan de la réaction d'oxydation de l'alcool A.

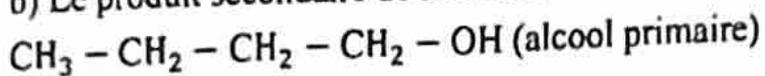


4) a) Ecrivons l'équation bilan de cette réaction avec les formules brutes.

Chimie Terminale C et D



b) Le produit secondaire de la réaction d'addition est le butan-1-ol



Série d'exercices

Exercice 1

1) Donner les noms, en nomenclature internationale, des alcools suivants :

Exercice 2

2) Ecrire la formule semi-développée des composés dont les noms suivent :

a) 2-méthylbutan-1-ol ;

b) 3,4-diméthylpentan-2-ol ;

c) 2,3,4-triméthylpentan-3-ol ;

d) 4-éthyl-4-méthylhexan-3-ol ;

e) éthane-1,2-diol ;

f) 3-méthylbutanal ;

g) 2-éthyl-3-méthylbutanal ;

h) 3,4-diméthylpentan-2-one.

Exercice 3

1) Un monoalcool saturé A a pour masse molaire 60 g/mol.

a) Déterminer sa formule brute.

b) Ecrire les formules semi-développées possibles.

2) L'oxydation ménagée de A par du dichromate de potassium en milieu acide donne un produit qui réagit uniquement avec la dinitrophénylhydrazine (DNPH).

Quel est son nom ?

3) Ecrire les équations-bilans des réactions effectuées.

Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques on veut identifier trois alcools notés A, B et C. On donne trois formules moléculaires brutes C_2H_6O ; C_3H_8O et $C_4H_{10}O$.

Pour identifier ces alcools on réalise les tests suivants :

- L'oxydation ménagée des alcools en présence du dichromate de potassium en milieu acide donne un test négatif avec A et des produits B' et C' respectivement avec B et C.

- Les produits B' et C' donnent avec la dinitrophénylhydrazine (DNPH) un précipité jaune ; mais seul B' rosit le réactif de Schiff.

1) Quelles sont les fonctions chimiques de B' et C' ?

2) En déduire les classes des alcools A, B et C.

3) Identifier les alcools en donnant leurs formules semi-développées et leurs noms.

Chimie Terminale C et D

4) Ecrire l'équation – bilan de la réaction de B avec le dichromate de potassium.

Exercice 5

1) Ecrire la formule semi-développée du butan – 2 – ol puis préciser sa classe.

2) Donner les formules semi-développées, les classes et noms des isomères du butan-2-ol.

3) Qu'est ce qu'une molécule chiral ?

4) La molécule du butan-2-ol est-elle chirale ? Pourquoi ?

5) Représenter alors, en perspective, les deux formes énantiomères.

Exercice 6

1) Un alcène a pour masse molaire 56 g / mol.

Ecrire les formules semi - développées des isomères possibles de l'alcène.

2) On réalise l'hydratation de cet alcène.

Donner la formule du (ou des) alcool (s) susceptible (s) d'être obtenu (s) à partir de chaque isomère. Préciser la classe de chacun de ces alcools.

3) L'expérience montre que l'alcène conduit à deux alcools A et B de classes différentes. Que peut – on déduire de ce renseignement ?

4) On réalise l'oxydation ménagée de A et B avec une faible quantité d'un oxydant approprié ; seul A s'oxyde et donne un nouveau composé A' qui donne un test positif à la DNPH et au réactif de schiff.

a) Identifier l'alcène.

b) Donner la formule semi-développée et le nom de A'.

Exercice 7

La combustion complète de 10 mL d'un alcène gazeux A en présence de dioxygène dans un eudiomètre produit 30 mL de dioxyde de carbone.

1) Déterminer la formule brute de A.

2) La déshydratation d'un alcool B conduit à l'alcène A.

Quelle est la formule brute de l'alcool B ?

3) L'alcool B subit une oxydation ménagée par le dichromate de potassium en milieu acide. Le produit principal de l'oxydation réagit avec la DNPH et la liqueur de Fehling d'autre part.

a) Laquelle des deux réactions précédentes permet de préciser la classe de l'alcool B ?

Chimie Terminale C et D

- b) Donner le nom de l'alcool B.
- c) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydation de cet alcool avec le dichromate de potassium.

Exercice 8

Un alcool A, à chaîne saturée, a pour formule brute $C_4H_{10}O$.

- 1) Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles de A.
- 2) L'un de ces isomères A' subit une oxydation ménagée par une solution aqueuse de dichromate de potassium, en milieu acide pour donner un corps B qui réagit avec la 2,4-DNPH mais sans action sur le réactif de Schiff.
 - a) Qu'appelle-t-on oxydation ménagée ?
 - b) Identifier l'alcool A' en précisant son nom et sa classe.
 - c) Quelles sont la fonction chimique et la formule semi-développée du corps B ?
 - d) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation ménagée de A'.

Exercice 9

On verse quelques gouttes de la 2,4-DNPH dans un tube à essai contenant un composé organique liquide B de formule brute C_4H_8O .

On observe la formation d'un précipité jaune.

- 1) En déduire les formules semi-développées et les noms possibles de B.
- 2) Le composé B ne réagit pas avec le réactif de Schiff.

Quelle est la fonction chimique de B ? Identifier B.

3) Par oxydation ménagée d'un alcool A en présence d'une solution décimolaire de dichromate de potassium en milieu acide, on obtient le composé B.

- a) Donner la classe, la formule semi-développée et le nom de l'alcool A.
- b) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de l'alcool A.
- c) Déterminer le volume de dichromate de potassium utilisé pour oxyder 14,8 g de A.

Exercice 10

La combustion complète d'un alcool de masse $m = 3,7$ g produit 8,8 g de dioxyde de carbone.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction en fonction de n (n est le nombre de carbone).
- 2) Déterminer la formule brute de A.

Chimie Terminale C et D

3) Donner la formule semi développée, le nom et la classe de tous les alcools isomères de A.

4) L'oxydation ménagée de l'alcool A de masse $m = 7,4$ g par une solution de permanganate de potassium de concentration $C = 0,8 \text{ mol.L}^{-1}$ produit un composé B qui réagit avec la 2,4 D.N.P.H mais ne rosit pas le réactif de Schiff.

a) Préciser la formule semi développée, la classe et le nom de A.

b) En déduire la formule semi développée et le nom de B.

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

d) Calculer le volume de la solution de permanganate de potassium utilisé pour oxyder la masse m .

Exercice 11

1) Un composé organique de formule C_xH_yO contient en masse 64,86% de carbone et 21,6% d'oxygène.

a) Déterminer la formule brute de ce composé.

b) Sachant que ce composé est un alcool, déterminer ses formules semi- développées et ses noms possibles.

2) A et B sont deux isomères de cet alcool.

- A par chauffage (déshydratation) donne un seul alcène C.

- B par chauffage donne deux alcènes C et D.

- L'oxydation ménagée de A avec le dichromate de potassium en milieu acide donne un produit qui réagit avec le réactif de Tollens.

- L'oxydation ménagée de B conduit à un produit qui réagit uniquement avec la D.N.P.H.

Donner les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C et D.

Exercice 12

Un alcène A subit une hydratation en milieu acide. On obtient deux composés organiques B et C (B est obtenu majoritairement).

1) Quelle est la fonction chimique des composés B et C ?

2) Ecrire l'équation – bilan de la réaction.

3) Les composés B et C sont oxydés par une solution de permanganate de potassium en milieu acide. B ne s'oxyde pas alors que C s'oxyde en un composé D qui réagit à froid avec le réactif de Schiff.

Chimie Terminale C et D

- a) Préciser les classes des composés B et C.
 - b) Sachant que A possède 5 atomes de carbone, déterminer les formules semi-développées et les noms de B et C.
 - c) Préciser la formule semi-développée et le nom de A.
 - d) Identifier le composé D par sa formule semi-développée et son nom.
- 4) Le rendement global de passage de A à D est de 8%.

Calculer la masse d'alcène nécessaire à la préparation de 20 g de D.

Exercice 13

On dispose de deux composés organiques de même formule brute $C_5H_{10}O$.

L'un, noté A, est obtenu par oxydation du pentan-3-ol, l'autre noté B, par oxydation du pentan-1-ol.

- 1) Citer un oxydant couramment utilisé pour oxyder les alcools.

Donner les formules de A et B.

- 2) Indiquer ce que l'on observe lorsque A et B sont soumis aux réactifs suivants :

- a) DNPH.
- b) Liqueur de Fehling à chaud.
- c) Nitrate d'argent ammoniacal.

Justifier brièvement.

- 3) Donner la formule développée des produits dérivés de A et B éventuellement obtenus aux questions 2) b) et 2) c).

Exercice 14 : BAC 1995

L'hydratation d'un alcène A conduit à un composé B renfermant en masse 26,7% d'oxygène.

- 1) Quelle est la fonction du composé B ?

- 2) Déterminer sa formule brute. Quelles sont les différentes formules semi-développées possibles ?

3) L'oxydation ménagée de B par du dichromate de potassium en milieu acide donne un composé C. le composé C réagit avec la DNPH mais est sans action sur le réactif de Schiff.

- a) Déduire, en justifiant, la formule semi-développée de C, donner le nom de C.
- b) Ecrire l'équation-bilan de l'oxydation de B par le dichromate de potassium en milieu acide (réaction entre le couple $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$ et le couple C / B).

- 4) Donner les formules développées et les noms de l'alcène A et du composé B.

ACIDES CARBOXYLIQUES

Résumé du cours

1) Acides carboxyliques

a) Formule générale

Les acides carboxyliques ont pour formule générale $R - COOH$. Leur formule générale en fonction de n est : $C_nH_{2n}O_2$.

b) Nomenclature

Pour nommer un acide carboxylique, on remplace le « e » final de l'alcane correspondant par le suffixe « oïque ». Le nom final est précédé du mot « acide ».

Exemple : $CH_3 - CH_2 - COOH$ acide propanoïque.

2) Chlorures d'acyle

a) Formule générale

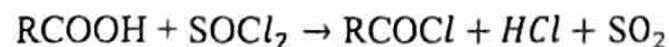
Les chlorures d'acyle ont pour formule générale $R - COCl$. Leur formule générale en fonction de n est : $C_nH_{2n-1}OCl$.

b) Nomenclature

Le nom du chlorure d'acyle est obtenu à partir du nom de l'acide dont il dérive en remplaçant le mot « acide » par « chlorure de » et la terminaison « oïque » par « oyle ».

Exemple : $CH_3 - CH_2 - COCl$ acide propanoyle.

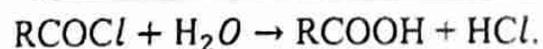
c) Synthèse d'un chlorure d'acyle



PCl_5 : pentachlorure de phosphore et $SOCl_2$: chlorure de thionyle.

N.B : Ces réactions sont totales et exothermiques.

d) Hydrolyse d'un chlorure d'acyle



Cette réaction est totale et exothermique.

3) Anhydrides d'acide

a) Formule générale

Les anhydrides d'acide ont pour formule générale $R - \overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - O - \overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - R'$. Leur formule générale en fonction de n est : $C_nH_{2n-2}O_3$.

Chimie Terminale C et D

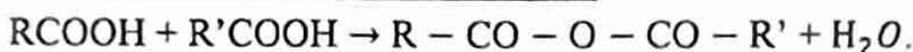
b) Nomenclature

Le nom de l'anhydride d'acide est obtenu à partir du ou des noms de l'acide ou des acides dont il dérive en remplaçant le mot « acide » par « anhydride ».

Exemples : $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} - \text{O} - \overset{\text{O}}{\parallel} - \text{CH}_3$ anhydride éthanoïque.

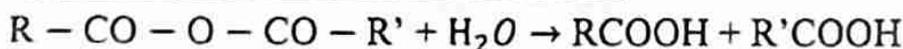
$\text{H} - \text{CO} - \text{O} - \text{CO} - \text{CH}_3$ anhydride éthanoïque et méthanoïque.

c) Synthèse d'un anhydride d'acyle



Cette réaction est totale et exothermique et s'effectue en présence du décaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10})

d) Hydrolyse d'un anhydride d'acyle



Cette réaction est totale, exothermique et lente à froid.

4) Esters

a) Formule générale

Les esters ont pour formule générale $\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel} - \text{O} - \text{R}'$. Leur formule générale en fonction de n est : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

b) Nomenclature

Le nom d'un ester s'obtient à partir du nom de l'acide carboxylique dont il dérive :

- en supprimant le mot « acide »,
- en le remplaçant la terminaison « oïque » par « oate »,
- en ajoutant la préposition « de » ou « d' »,
- en faisant suivre le nom obtenu par celui du groupement R' .

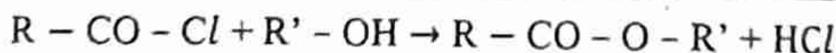
Exemple : $\text{H} - \overset{\text{O}}{\parallel} - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ méthanoate d'éthyle

c) Réaction d'estérification directe



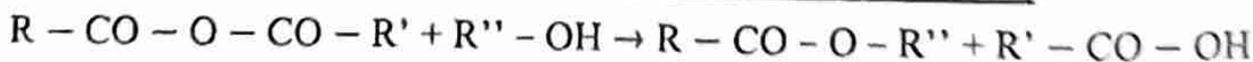
Cette réaction est lente limitée et athermique.

d) Réaction d'estérification via chlorure d'acyle (indirecte)



Cette réaction est rapide, totale et exothermique.

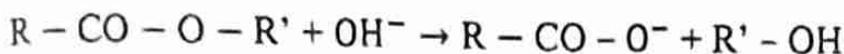
e) Réaction d'estérification via anhydride d'acide (indirecte)



Chimie Terminale C et D

Cette réaction est rapide, totale et exothermique.

f) Réaction de saponification



Cette réaction est totale mais lente.

g) Hydrolyse d'un ester



Cette réaction est lente, limitée et athermique.

5) Amides

a) Formule générale

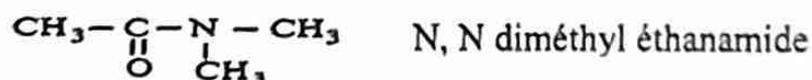
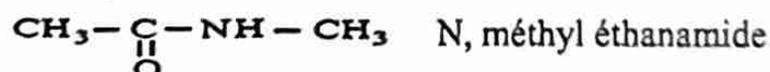
Les amides ont pour formule générale $R - \overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - \underset{\underset{R''}{|}}{N} - R'$. Leur formule générale en fonction de n est : $C_n H_{2n+1} ON$.

b) Nomenclature

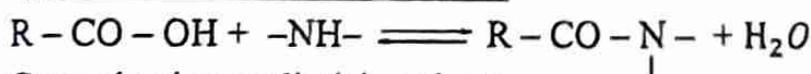
Le nom d'un amide est obtenu à partir du nom de l'acide dont il dérive en supprimant le mot « acide » et en le remplaçant la terminaison « oïque » par « amide ».

Les noms des groupes carbonés rattachés à l'atome d'azote N, sont précédés de lettre « N » dans le nom de l'amide.

Exemples : $H - \overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - NH_2$ méthanamide



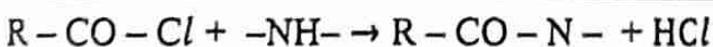
c) Synthèse directe d'un amide



Cette réaction est limitée et lente.

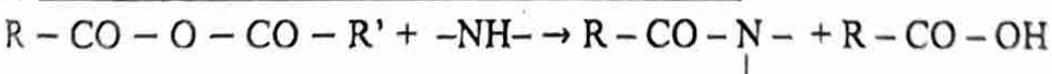
N.B : Cette réaction passe par un carboxylate d'ammonium $R - CO - O^-$, $-NH_2^+$

d) Synthèse d'un amide via chlorure d'acyle



Cette réaction est rapide, totale et exothermique.

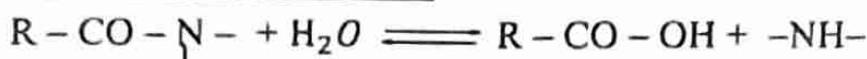
e) Synthèse d'un amide via anhydride d'acide



Chimie Terminale C et D

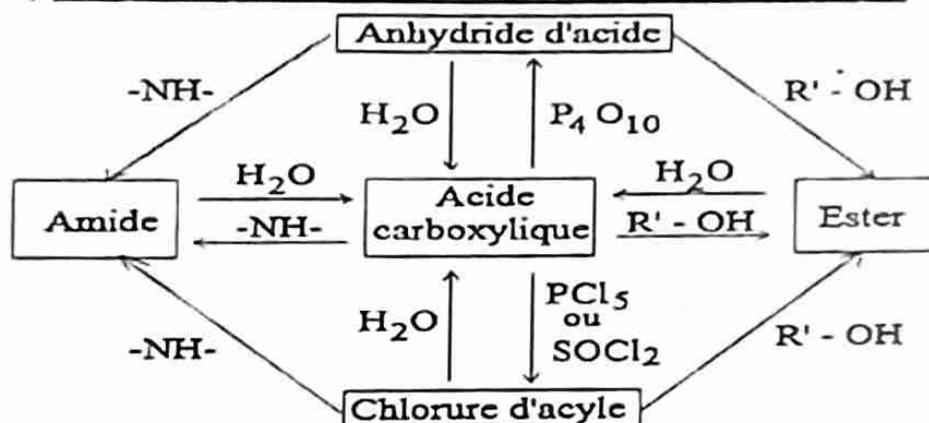
Cette réaction est rapide, totale et exothermique.

f) Hydrolyse d'un amide



Cette réaction est limitée et lente.

6) Les principales réactions avec l'acide carboxylique



Exercice d'application 1

1) On a préparé un ester E de masse molaire moléculaire 88g/mol.

a) Quelle est la formule brute de cet ester sachant qu'elle est de la forme $C_nH_{2n}O_2$?

b) Ecrire les quatre formules semi-développées et les noms des esters ayant la même formule brute précédente.

2) Pour identifier l'ester on le fait réagir avec une solution d'hydroxyde de sodium (soude) en excès. Ecrire pour chacun des quatre esters précédents l'équation de la réaction avec la soude et donner le nom de l'alcool formé.

3) Après l'action de la soude, on isole l'alcool formé. On procède à une oxydation ménagée de cet alcool par une solution de dichromate de potassium au milieu acide. On constate alors, que l'addition de dinitro-2-4 phénylhydrazine à la solution précédente produit un précipité jaune, par contre le réactif de Schiff n'a aucune réaction sur cette solution. En déduire la formule semi développée de l'ester ?

Correction

1) a) Déterminons la formule brute de l'ester.

La formule générale des esters est : $C_nH_{2n}O_2$

$M(C_nH_{2n}O_2) = 12n + 2n + 32 = 88 \Rightarrow n = 4$ alors la formule brute est $C_4H_8O_2$.

Chimie Terminale C et D

b) Ecrivons les quatre formules semi-développées et les noms des esters ayant la même formule brute précédente.

$\text{HCOO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: méthanoate de propyle

$\text{HCOO} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$: méthanoate d'isopropyle

$\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: éthanoate d'éthyle

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$: propanoate de méthyle

2) Ecrivons pour chacun des quatre esters précédents l'équation de la réaction avec la soude et donnons le nom de l'alcool formé.

$\text{HCOO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow (\text{Na}^+ + \text{HCOO}^-) + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
propan-1-ol

$\text{HCOO} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3 + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow (\text{Na}^+ + \text{HCOO}^-) + \text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$
propan-2-ol

$\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow (\text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-) + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
éthanol

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3 + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow (\text{Na}^+ + \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{COO}^-) + \text{CH}_3 - \text{OH}$
méthanol

3) En déduisons la formule semi développée de l'ester.

L'alcool formé est un alcool secondaire: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ propan-2-ol L'ester formé est le méthanoate de 1-méthyléthyle : $\text{HCOO} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$

Exercice d'application 2

On considère l'ester : 2-méthyl-butanoate d'éthyle.

1) Donner la formule semi développée de cet ester.

2) Donner les noms et les formules semi développées de l'ester isomère de cet ester provenant du même alcool.

3) Indiquer les noms et les formules semi développées de l'acide carboxylique et de l'alcool nécessaire à la synthèse de cet ester.

4) Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'hydrolyse de cet ester.

5) L'objectif de cette hydrolyse est d'obtenir une quantité importante d'acide carboxylique à partir de l'ester recueilli.

a) Indiquer une technique permettant d'atteindre cet objectif.

b) Comment peut-on accroître la rapidité de la réaction d'hydrolyse ?

Correction

- 1) La formule semi développée de l'ester est : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOCH}_2 - \text{CH}_3$.
 2) Donnons les noms et les formules semi développées de l'ester isomère de l'ester provenant du même alcool.

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{COOCH}_2 - \text{CH}_3$: 3 - méthyl butanoate d'éthyle

$\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{COOCH}_2 - \text{CH}_3$: 2,2 - diméthyl propanoate d'éthyle

- 3) Indiquons les noms et les formules semi développées de l'acide carboxylique et de l'alcool nécessaire à la synthèse de cet ester.

Acide : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$ 2 - méthyl butanoïque

Alcool : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ éthanol

- 4) Ecrivons l'équation bilan de la réaction de l'hydrolyse de cet ester.

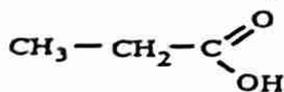


- 5) a) La technique consiste à éliminer l'alcool qui se forme au cours de la réaction.
 b) L'ajout d'un de quelques gouttes d'un acide fort concentré augmente la vitesse de la réaction d'hydrolyse.

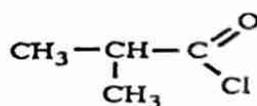
Série d'exercices

Exercice 1

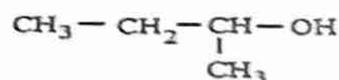
On considère les composés organiques ci - dessous.



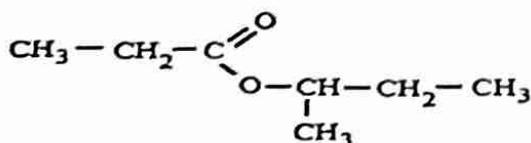
A



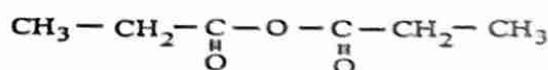
B



C



D



E

- 1) Nommer ces composés en précisant leurs familles.
 2) a) Proposer une méthode de préparation du composé D à partir de deux des autres composés.
 b) Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
 3) On fait réagir une masse $m = 65 \text{ g}$ de D avec une solution d'hydroxyde de sodium en excès.

Chimie Terminale C et D

2) Indiquer deux méthodes de préparation du composé (C) à partir des autres composés puis donner les caractéristiques de chaque réaction.

Exercice 5

Donner pour chacune des réactions suivantes la formule semi-développée et le nom des composés représentés par les lettres A, B, C, D, E, F, G, H et I.

a) Anhydride éthanoïque + méthanol \rightarrow acide éthanoïque + A

b) Acide 2-méthylpropanoïque + $\text{PCl}_5 \rightarrow$ B + POCl_3 + HCl

c) Chlorure de propanoyle + C \rightarrow propanoate de méthyle + D

d) Acide benzoïque + $\text{SOCl}_2 \rightarrow$ SO_2 + HCl + E

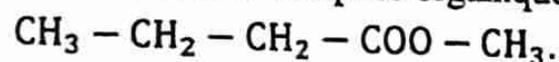
e) Éthanoate de propyle + F \rightarrow éthanoate de sodium + propan-1-ol

f) Acide éthanoïque + chlorure d'éthanoyle \rightarrow G + HCl

g) Chlorure d'éthanoyle + N-méthyléthylamine \rightarrow H + I

Exercice 6

On considère le composé organique de formule :



On se propose d'étudier une réaction de préparation du butanoate de méthyle et la cinétique de cette réaction.

1) Donner la fonction chimique puis nommer et la formule du groupe fonctionnel de ce composé.

2) Ce composé est obtenu en faisant réagir un acide carboxylique A et un corps B. Ecrire les formules semi-développées puis donner les noms de A et B.

3) a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre les corps A et B.

b) Donner le nom de cette réaction et préciser ses caractéristiques.

4) Calculer les quantités de matière minimales de A et B à utiliser pour obtenir une mole de butanoate de méthyle à partir d'un mélange équimolaire, le rendement de la réaction étant égal à 67 %.

Exercice 7

L'hydrolyse de A $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$ conduit à un acide carboxylique C et à un alcool D.

1) Quelle est la fonction chimique de A ?

2) Le composé C contient deux carbones. Donner sa formule brute, sa formule semi-développée et son nom.

3) Sachant que D contient un noyau aromatique (alcool benzylique), donner la formule brute de D, la formule semi-développée et le nom de D.

Chimie Terminale C et D

4) En utilisant les formules semi - développées écrire l'équation bilan de la réaction.

Exercice 8

L'hydratation complète du propène conduit à un mélange de deux alcools isomères A et B.

1) Donner le nom et la classe des alcools obtenus. On désignera par B l'alcool minoritaire.

2) A et B, mélangés, sont oxydés en milieu acide par le dichromate de potassium en excès. On obtient, par une réaction totale, un mélange de deux composés organiques C et D que l'on sépare par des méthodes chimiques et que l'on dissout dans l'eau. On constate que la solution contenant D donne un précipité jaune avec la 2,4-D.N.P.H. et ne conduit pas le courant électrique.

La solution C ne donne aucun précipité avec la 2,4-D.N.P.H., elle conduit le courant électrique et son pH est inférieur à 7.

a) Identifier C et D en justifiant la réponse.

b) Quel est l'alcool qui a conduit à C ?

Exercice 9

Pour déterminer la formule d'un alcool A formé de x atomes de carbone, on oxyde une masse $m = 26,4$ g d'un prélèvement de cet alcool par des ions dichromates contenus dans une solution concentrée de dichromate de sodium de concentration $C = 2$ mol/L.

Le volume de la solution ajouté à l'équivalence est $V_e = 50$ cm³.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction en fonction de x .

2) Déterminer la formule brute de A.

3) Par ailleurs, on isole l'acide carboxylique B formé. La décarboxylation de B, en présence d'un catalyseur, donne le gaz butane.

Déduire la formule semi-développée et le nom de B.

Exercice 10

1) Déterminer la formule brute d'un alcool aliphatique saturé dont la composition en masse en carbone est égale à 4,8 fois celle de l'hydrogène.

2) Montrer que cet alcool possède quatre isomères en précisant pour chacun le nom et la classe.

3) Les isomères nommés A, B, C et D sont oxydés en présence d'une solution de dichromate de potassium en milieu acide :

Chimie Terminale C et D

- A donne un composé A_1 qui fait rosir le réactif de Schiff et forme un précipité jaune avec la 2,4 D.N.P.H, puis un composé A_2 qui fait rougir le papier pH.
- B donne un produit B' qui est sans action sur le réactif de Schiff et il donne un précipité jaune avec la 2,4 D.N.P.H.
- C ne donne rien.
- D donne en deux étapes un acide carboxylique D' à chaîne linéaire .

a) Identifier A, B, C et D en justifiant la réponse.

b) Donner les formules semi développées et les noms des composés A_2 , B' et D' puis préciser leurs fonctions chimiques.

c) Ecrire la formule semi développée du produit A_1 .

Exercice 11

On réalise l'oxydation ménagée de 1,48 g de l'un des isomères d'un alcool, de classe primaire, par une solution acidifiée de dichromate de potassium en excès.

Le produit de la réaction est intégralement recueilli dans une fiole jaugée de 100ml et on complète jusqu'au trait de jauge. On obtient ainsi une solution S.

On prélève 10ml de S qu'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsque le volume d'hydroxyde sodium versé est de 20mL.

1) Ecrire de trois facons différentes la formule générale d'un alcool.

2) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydation d'un alcool avec la solution de dichromate de potassium.

3) Déterminer la formule brute de l'alcool.

4) Ecrire les formules semi développées possibles de l'alcool.

5) a) Ecrire les formules semi développées et les noms des autres alcools isomères de formules brutes $C_4H_{10}O$.

b) Préciser la classe de chaque alcool.

Exercice 12

L'action d'un acide organique A sur un alcool primaire conduit à un produit de formule brute $C_4H_8O_2$.

1) Ecrire les formules semi-développées et les noms possibles de ce produit.

2) L'action de l'ammoniac sur l'acide organique A conduit à un composé B (carboxylate d'ammonium), qui par chauffage se déshydrate pour donner un composé C de formule C_3H_7ON .

Chimie Terminale C et D

Ecrire les formules semi-développées et les noms de A, B et C.

3) Ecrire l'équation-bilan de la transformation de A en B, puis celle correspondante à la formation de C.

4) On a obtenu 7,3 g du composé C de formule C_3H_7ON . Sachant que le rendement de la réaction de déshydratation est de 85%. Déterminer la masse de carboxylate d'ammonium utilisée.

Exercice 13

L'hydratation d'un alcène A conduit à un produit oxygéné B. On introduit dans un tube 14,8 g du produit B et 0,2 mol d'acide éthanoïque. Le tube est scellé et chauffé. Après plusieurs jours, l'acide restant est isolé puis doser par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C = 2 \text{ mol.L}^{-1}$. Pour atteindre l'équivalence il a fallu verser un volume $V = 40 \text{ mL}$ de cette solution.

1) Calculer le pourcentage du composé B estérifié.

2) Sachant que la limite d'estérification, pour un mélange équimolaire acide éthanoïque - alcool, est environ 67% si l'alcool est primaire, 60% si l'alcool est secondaire, 2 à 5% si l'alcool est tertiaire, déterminer le composé B.

Exercice 14

Soit un alcool noté B dont la formule brute est $C_5H_{12}O$.

La molécule de B est ramifiée et possède un atome de carbone asymétrique.

1) Qu'est-ce qu'un carbone asymétrique ?

2) L'oxydation ménagée de B par le permanganate de potassium en milieu acide donne un acide carboxylique C.

a) Déterminer la formule brute et le nom de B.

b) Indiquer l'atome de carbone asymétrique dans la formule semi-développée de B par un astérisque (C^*).

c) Donner la formule semi-développée et le nom de C.

3) On fait réagir l'acide acétique avec l'alcool B.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le produit organique D obtenu.

c) Les masses utilisées de l'acide acétique et de l'alcool B sont respectivement

$m_A = 15 \text{ g}$ et $m_B = 22 \text{ g}$.

Calculer la masse du produit organique D obtenu sachant que le rendement de la réaction est de 66,7 %.

Chimie Terminale C et D

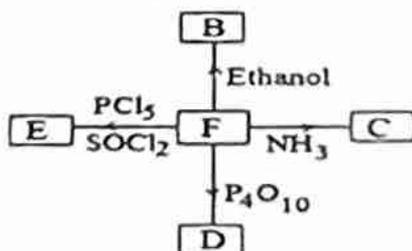
4) Il existe des méthodes plus avantageuses pour préparer le produit organique D. Lesquelles ?

Ecrire l'équation bilan de la réaction correspondant à l'une de ces méthodes.

Exercice 15

L'hydratation d'un alcène A en milieu acide donne un composé organique G qui renferme en masse 64,86% de carbone, 13,51% d'hydrogène et 21,62% d'oxygène. Sa densité par rapport à l'air est $d = 2,55$.

- 1) Déterminer la formule brute du composé G.
- 2) Donner les formules semi développées et les noms possibles des isomères de G.
- 3) L'hydratation de A a donné deux composés G_1 et G_2 ramifiés ; G_1 est majoritaire.
 - a) Donner la formule semi développée de l'alcène A.
 - b) Donner la formule semi - développée et le nom de G_1 et G_2 .
- 4) L'oxydation de G_2 en présence du dichromate potassium, en milieu acide conduit à un composé H qui donne avec la DNPH, un précipité jaune et réduit la liqueur de Fehling.
 - a) Donner la formule semi développée et le nom de H.
 - b) L'oxydation poussée de H par le dichromate de potassium en milieu acide conduit à un corps organique F. Le diagramme suivant nous montre quelques réactions réalisées avec F :



Donner la fonction chimique, la formule semi - développée et le nom des composés B, C, D, E et F.

Exercice 16

Un composé organique A a pour formule brute $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$.

L'hydrolyse de A donne un acide B et un alcool C. L'acide B réagit avec le pentachlorure de phosphore pour donner un composé D. Par action de l'ammoniac sur D on obtient un composé organique E à chaîne carbonée saturée, ramifiée, de densité par rapport l'air $d = 3$.

Chimie Terminale C et D

- 1) Quelles sont les fonctions chimiques de A, D et E ?
- 2) Donner les formules semi-développées et les noms de E, D et B.
- 3) En déduire les formules semi-développées possibles de A.
- 4) L'alcool C est oxydé par une solution de dichromate de potassium en milieu acide. Il se forme un composé organique F donnant un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H) mais ne réagissant pas avec la liqueur de Fehling.
 - a) Donner les formules semi développées et les noms de F et C.
 - b) Ecrire l'équation de l'oxydation ménagée de C.
- 5) Pour préparer du savon, on réalise la saponification de 26 g de A par un excès de soude avec un rendement de 90 %.
 - a) Ecrire l'équation bilan de la réaction de saponification de A. Nommer les produits formés.
 - b) Calculer la masse du carboxylate de sodium obtenu.

Exercice 17

L'action du butan-2-ol sur l'acide propanoïque conduit à la formation d'un corps A.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) A partir de l'anhydride propanoïque ou du chlorure de propanoyle.
 - a) Proposer une méthode d'obtention plus rapide et plus complète.
 - b) Ecrire l'équation de la réaction correspondante.
- 3) a) Nommer le corps A.
b) Ecrire la formule semi-développée d'un composé isomère de A et le nommer.

Exercice 18

Quatre flacons A, B, C et D contiennent respectivement un alcool, un aldéhyde, une cétone et un acide carboxylique.

- 1) Pour identifier les produits, on effectue les tests suivants :

	$Cr_2O_7^{2-}$	DNPH	Réactifs de SCHIFF	Liqueur de FEHLING
A	Solution orange	Solution jaune	Solution incolore	Solution bleue
B	Solution verte	Solution jaune	Solution incolore	Solution bleue
C	Solution verte	Solution jaune	Solution violette	Solution rouge brique
D	Solution orange	Solution jaune	Solution incolore	Solution bleue

Chimie Terminale C et D

Déterminer, justification à l'appui, les fonctions chimiques de A, B, C et D.

2) En faisant réagir du dichromate de potassium en milieu acide sur B, on obtient C et A.

a) Sachant que B est un composé à radical alkyle de trois atomes de carbone, donner les formules semi-développées et les noms de A, B, C.

b) On considère la formation de C à partir de B par action, en milieu acide, du dichromate de potassium. Ecrire les demi-équations électroniques des couples $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$ et C / B puis en déduire l'équation bilan de la réaction.

3) Par action de PCl_5 ou de $SOCl_2$ sur A, on obtient E.

a) Donner la signification de PCl_5 et $SOCl_2$.

b) Ecrire l'équation de la réaction dans chacun des cas puis donner le nom de E.

Exercice 19

On considère l'anhydride d'acide A.

1) Ecrire la formule générale des anhydrides en fonction de R (R étant une chaîne carbonée saturée)

2) Ecrire l'équation de sa réaction d'hydrolyse.

3) L'hydrolyse de 1,02 g de cet anhydride conduit un composé A. La solution obtenue est dosée en présence d'un indicateur coloré approprié. Il faut alors verser 20 cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol.L^{-1} pour atteindre l'équivalence.

a) Donner la fonction, formule semi-développée et le nom de A.

b) En déduire la masse molaire de l'anhydride d'acide, préciser sa formule semi-développée et son nom.

Exercice 20

On considère la propanamide A et un corps B (le propan-1-ol).

1) Donner la formule semi-développée de A et B.

2) Pour réaliser la synthèse du corps A on procède comme suit :

- on réalise l'oxydation ménagée du composé B en le faisant réagir avec un excès de dichromate de potassium en milieu acide ;

- on fait ensuite réagir le composé C avec l'ammoniac. Un composé D, intermédiaire entre C et A, est alors obtenu ;

- enfin, la déshydratation du composé D conduit à la formation du composé A.

Chimie Terminale C et D

- a) Donner la formule semi-développée du composé C non réducteur obtenu à l'issue de cette réaction. Indiquer son nom et sa famille.
- b) Indiquer le nom de D puis écrire l'équation-bilan de sa formation.
De quel type de réaction s'agit-il ?
- c) Ecrire l'équation de la réaction de déshydratation du composé D.
- 3) Dans la pratique, il est possible d'utiliser, à la place du composé C, un dérivé E de ce dernier. E est obtenu par action du pentachlorure de phosphore (PCl_5) ou du chlorure de thionyle (SOCl_2) sur C.
Donner la formule semi-développée et le nom de E.

Exercice 21

On chauffe un mélange équimolaire d'acide éthanoïque et d'acide propanoïque en présence du P_4O_{10} . La distillation fractionnée des produits de la réaction permet d'isoler trois composés organiques A, B et C. Tous réagissent vivement avec l'eau :

- A engendre l'acide éthanoïque ;
- B conduit à l'acide propanoïque ;
- C donne naissance à un mélange équimolaire des deux acides éthanoïque et propanoïque.

- 1) Que signifie P_4O_{10} ? Quel est son rôle ?
- 2) a) Quelles sont les fonctions de A, B et C ?
b) Ecrire les équations bilan de leurs réactions de formation.
c) Donner leurs noms.
- 3) A et B réagissent avec l'ammoniac pour donner, respectivement, les amides D et E.
Ecrire les équations-bilan et nommer D et E.

Exercice 22

- 1) On oxyde un composé organique A, on obtient un composé B qui donne un précipité jaune avec la DNPH et fait rosir le réactif de Shift.
1) Que peut-on dire de la nature des corps A et B ?
- 2) Le corps B est traité en présence d'une solution de dichromate de potassium en milieu acide ; la solution devient verte et on obtient un composé organique C.
Quelle est la nature et la formule générale de C ?
- 3) Le composé C réagit avec A pour donner le propanoate de propyle.
a) En déduire les formules semi-développées et les noms de A, B, et C.

Chimie Terminale C et D

- b) Ecrire l'équation bilan de la réaction de formation C à partir de B.
- 4) Le composé C réagit sur le pentachlorure de phosphore ou sur du chlorure de thionyle pour former un composé organique D qui peut agir sur A.
 - a) Donner la formule semi développée et le nom de D.
 - b) Ecrire l'équation bilan de la réaction de D sur A.

Exercice 23

On fait réagir un acide carboxylique A avec l'éthanamine, il se forme dans un premier temps un composé ionique humide B qui séché donne un solide blanc C de densité $d = 2,51$.

- 1) Ecrire les équations bilan des deux étapes de la formation du composé C en partant de la formule générale de A.
- 2) Déterminer les formules semi – développées et les noms de A, B et C.

Exercice 24

- 1) L'acide B réagit avec un alcool C pour donner un corps D de formule $CH_3 - CH_2 - COO - R$ et densité $d = 3,51$ puis de l'eau.
 - a) Déterminer la formule semi – développée de B puis la formule brute de C et D.
 - b) Donner les formules semi développées et les noms de C et D puis écrire l'équation bilan de cette réaction.
- 2) On fait réagir B sur le pentachlorure de phosphore. On obtient un dérivé E.
 - a) Quelle est sa formule semi développée et son nom ?
 - b) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- 3) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre E et C au cours de laquelle se forme le composé D et un autre corps.
- 4) a) Parmi les corps B, C, D et E quels sont ceux qui sont susceptibles de former une amide en réagissant avec l'ammoniac ?
 - b) Donner la formule semi – développée et le nom de l'amide.
 - c) Ecrire les équations bilans possibles.

Exercice 25

La combustion complète dans le dioxygène d'un composé organique A de formule brute $C_xH_yO_z$ de masse $m = 2,3$ g nécessite 3,36 L de dioxygène. On obtient de l'eau et un volume $V = 2,24$ L de dioxyde de carbone.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction puis déterminer x, y et z.

Chimie Terminale C et D

- 2) Ecrire les formules semi-développées possibles de A.
- 3) L'oxydation ménagée en milieu acide de A en présence d'un excès de dichromate de potassium conduit à un composé organique B. L'action de P_4O_{10} sur B conduit à la formation d'un corps organique C.

On fait réagir l'ammoniac sur B, on obtient un corps D qui, par chauffage, donne un composé organique E.

- a) Identifier les composés B, C, D et E.
 - b) Ecrire les différentes équations bilans qui se sont produites.
- 4) On fait agir du propan-2-ol sur le corps C pour obtenir le corps F.
- a) Identifier F.
 - b) Nommer la réaction entre C et le propan-2-ol puis donner ses caractéristiques.
 - c) Comment appelle-t-on la réaction entre F et la soude ? Donner ses propriétés.
 - d) Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le produit obtenu.

On donne : $M(A) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 26 : BAC 1996

Soit $C_n H_{2n} O_2$ la formule brute d'un composé N à chaîne ramifiée. En milieu acide ce composé réagit avec une solution de dichromate de potassium pour donner un composé P et un composé Q.

- 1) Sachant que le composé P réagit avec la liqueur de Fehling ou le réactif de Tollens, indiquer les fonctions chimiques des composés N, P et Q.
- 2) déterminer les formules développées et les noms des composés N, P, et Q sachant que le composé Q a pour masse molaire $M(Q) = 88 \text{ g/mol}$.
- 3) Q réagit avec le pentachlorure de phosphore (PCl_5) pour donner un composé organique R. donner la formule développée et le nom de R.
- 4) R réagit avec N pour donner le composé S de formule brute $C_8 H_{16} O_2$. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. Donner la formule développée et le nom de S. quelles sont les propriétés de cette réaction ?
- 5) S peut aussi être obtenu par réaction de N sur Q. Ecrire l'équation bilan de cette réaction en formules semi-développées. Quelles sont les propriétés de cette réaction ?

Chimie Terminale C et D

Exercice 27 : BAC 1997

1) On traite par le chlorure de thionyle SOCl_2 un composé organique saturé A. la réaction conduit à la formation d'un composé B et d'un dégagement de dioxyde de soufre et de chlorure d'hydrogène.

a) Quelle est la fonction chimique de A ?

b) Donner la formation générale de A ainsi que celle de B. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2) L'action du composé A sur un alcool saturé C de masse molaire $74 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ conduit à la formation simultanée de l'eau et d'un composé D.

a) De quel type de réaction s'agit-il et quelles sont ses propriétés ? Quel serait l'effet d'une élévation de température sur cette réaction ?

b) Donner les formules semi-développées de tous les isomères de C et les nommer.

c) L'isomère utilisé peut être oxydé en un corps E qui réagit avec la D.N.P.H. mais pas avec le réactif de Schiff. De quel isomère s'agit-il ?

d) Sachant que le pourcentage en masse d'oxygène dans D est de 22,58% :

- Déterminer la masse molaire et la formule brute de D ; en déduire la formule semi-développée et le nom du composé A ;

- Ecrire, en formule semi-développée, l'équation bilan de l'action de A sur C.

e) On veut obtenir le même composé D à partir du même alcool et du composé B. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction en formule semi-développée. Quelles sont ses propriétés ?

Montrer que C possède deux (2) énantiomères. Donner la représentation de Fischer de ces deux énantiomères.

Exercice 28 : BAC 2000

1) On cherche à identifier quatre composés A, B, C et D. les résultats des différents tests sont regroupés dans le tableau suivant :

Réactif	A	B	C	D
Dichromate de potassium en milieu acide	Solution orange	Solution verte	Solution verte	Solution orange
2,4-DNPH	Précité jaune	Précité jaune	Pas de réaction	Solution jaune

Chimie Terminale C et D

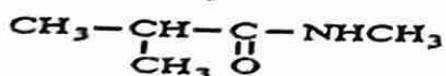
Attribuer à chaque composé sa fonction en justifiant la réponse.

- 2) C est un composé saturé, sa masse molaire $M = 60 \text{ g/mol}$. L'action du dichromate de potassium sur C peut donner le composé B ou le composé D. déterminer les formules semi-développées et les noms de B, C et D.
- 3) Ecrire l'équation de la réaction de C sur D et donner le nom du produit obtenu. Ecrire l'équation de la réaction du pentachlorure de phosphore (PCl_5) sur D et donner le nom du produit obtenu.

Exercice 29 : BAC 2002

On introduit 2,22 g d'un alcool absolu A, à chaîne carbonée saturée non cyclique, dans un tube à essai avec un excès de sodium pur.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Dans les conditions de l'expérience, on a recueilli 360 ml de gaz formé au cours de la réaction.
 - 2.1) Calculer la masse molaire de l'alcool et donner sa formule brute.
 - 2.2) Donner les formules semi-développées des isomères possibles de cet alcool. Indiquer, en justifiant, les isomères qui présentent une activité optique. Donner pour les stéréo-isomères correspondants une représentation qui les différencie.
- 3) l'oxydation ménagée de l'alcool A conduit à un corps B qui réagit avec la 2,4-DNPH et avec le nitrate d'argent ammoniacal. Sachant que l'alcool A a une chaîne carbonée ramifiée, préciser sa formule semi-développée et donner son nom.
- 4) A partir du corps B, on souhaite préparer le corps C de formule



Proposer une méthode pour réaliser cette synthèse en précisant les différentes étapes et en nommant les produits obtenus.

On donne les masses atomiques molaires en g/mole : $M(\text{H}) = 1$, $M(\text{C}) = 12$, $M(\text{O}) = 16$; et le volume molaire normal : 24 litres.

Exercice 30 : BAC 2003

Les parties A et B sont indépendantes

Partie A

- 1) AH est un acide carboxylique α chloré (l'atome de chlore est fixé sur le carbone $^{\circ}2$) ; sa masse molaire est de $122,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Chimie Terminale C et D

1.1) Donner la formule brute de AH.

La molécule de AH renferme un carbone asymétrique :

1.2) Nommer AH

1.3) Donner une représentation des stéréo-isomères possibles de AH.

2) AH est obtenu à la suite d'une réaction d'hydrolyse d'un ester. Cette réaction est contrôlée par des mesures de pH du milieu à intervalle de temps réguliers.

2.1) Comment évolue le pH du milieu en fonction du temps ?

À un instant t on trouve $\text{pH} = 2,7$ et la concentration en acide est

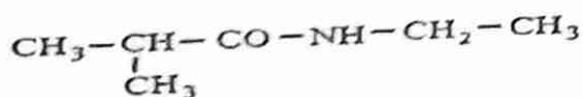
$$C_a = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.2. Calculer le pK_a du couple acide-base auquel appartient AH.

3) L'hydrolyse de l'ester a donné l'acide AH et un composé W dont l'oxydation par le dichromate de potassium acidifié conduit à un composé X aliphatique renfermant trois atomes de carbone. X donne un test positif à la 2,4-dinitrophénylhydrazine et un test négatif avec la liqueur de Fehling à chaud. Nommer X. En déduire la formule chimique et le nom de W.

Partie B

Soit le corps Y de formule semi-développée suivante :



1) Quelle est la fonction chimique portée par Y ? Nommer le corps Y.

2) Proposer deux méthodes rapides et totales de synthèses de Y à partir des dérivés d'acide carboxylique.

3) Ecrire les équations-bilan des différentes réactions et nommer les réactifs utilisés.

Données :

$$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol} ; M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol} ; M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol} ; M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}.$$

AMINES

Résumé du cours1) Formule générale

Les amines ont pour formule générale $\text{R}' - \underset{\text{R}'''}{\overset{\text{R}}{\text{N}}} - \text{R}''$. Leur formule générale en fonction de n est : $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$.

2) Nomenclature

Deux nomenclatures sont utilisées :

- on ajoute la terminaison « amine » au nom du groupe carboné R ;
- on utilise le nom de l'alcane correspondant en remplaçant la voyelle « e » par « amine ».

Remarque : Les noms des groupes carbonés liés à l'atome d'azote sont précédés par la lettre « N ».

3) Les trois classes des amines

On distingue trois classes d'amines :

- Les amines primaires : $\text{R} - \text{NH}_2$
- Les amines secondaires : $\text{R} - \text{NH} - \text{R}'$
- Les amines tertiaires : $\text{R}' - \underset{\text{R}'''}{\overset{\text{R}}{\text{N}}} - \text{R}''$

Exemples : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ éthylamine ou éthanamine

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$ N-méthyléthylamine ou N-méthyléthanamine

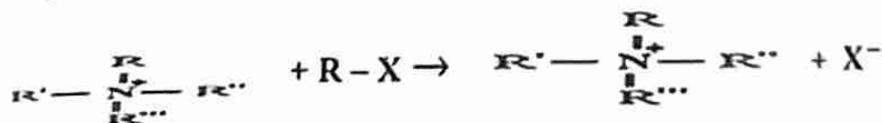
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{N}(\text{CH}_3)_2$ N,N-diméthyléthylamine ou N,N-diméthyléthanamine

4) Propriétés des aminesa) Caractère basique

Les amines sont des bases faibles dues au doublet non liant de l'atome d'azote (N). Elles réagissent avec l'eau en donnant l'acide conjugué correspondant.

b) Caractère nucléophile : la réaction d'Hofmann

C'est la réaction entre une amine tertiaire et un halogénoalcane de formule R-X. Le produit obtenu est un halogène d'ammonium.

Exercice d'application : BAC 1997

Soit E une amine saturée contenant 19,2% en masse d'azote.

Chimie Terminale C et D

- 1) Déterminer la formule brute de cette amine.
- 2) Donner les différentes formules semi-développées possibles en se limitant aux amines primaires et tertiaires et les nommer.
- 3) La réaction de l'amine E avec un halogénure d'alkyle conduit à un seul type de composé.
 - a) Quel est le nom de cette amine ?
 - b) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction et donner le nom général du composé obtenu.
- 4) E réagit sur l'iodoéthane.
 - a) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction. Indiquer le nom du produit obtenu.
 - b) Donner le nom de ce type de réaction.

Données : Masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: H : 1 ; C : 12 ; N : 14.

Correction

- 1) Déterminons la formule brute de cette amine.

La formule générale est amines est : $C_nH_{2n+3}N$.

$$M(C_nH_{2n+3}N) = 14n + 17$$

$$M = \frac{14 \times 100}{19,2} = 72,91 \Rightarrow 14n + 17 = 72,91 \Rightarrow n = \frac{72,91 - 17}{14} \approx 4$$

E : $C_4H_{11}N$

- 2) Donnons les différentes formules semi-développées possibles en nous limitant aux amines primaires et tertiaires et les nommer.

- Amines primaires :

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$: butan - 1 - amine

$CH_3 - CH_2 - CH(NH_2) - CH_3$: butan - 2 - amine

$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - NH_2$: 2 - méthyl propan - 1 - amine

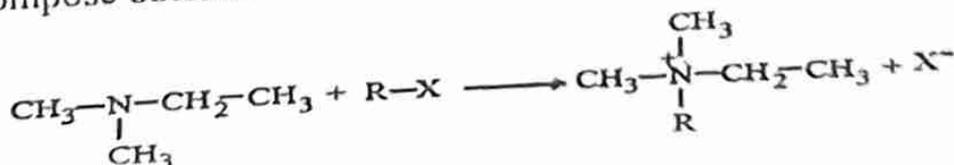
$CH_3 - C(CH_3)_2 - NH_2$: 2 - méthyl propan - 2 - amine

- Amines tertiaires

$CH_3 - N(CH_3) - CH_2 - CH_3$: N, N diméthyléthanamine.

- 3) a) Le nom de cette amine est : N, N diméthyléthanamine.

- b) Ecrivons l'équation-bilan de cette réaction et donnons le nom général du composé obtenu.



Chimie Terminale C et D

Exercice 4

- 1) a) En combien de classes les amines peuvent elles être réparties ? Donner un exemple de chaque classe en précisant le nom du corps.
- b) Etablir la formule générale des amines identiques pour toutes les classes.
- 2) a) Ecrire les formules semi-développées des amines de formule brute $C_4H_{11}N$.
- b) Donner le nom de chaque composé et préciser sa classe.

Exercice 5

- 1) Donner le couple acide / base et le nom de l'acide conjugué de chacun des composés suivants :
 - a) Ammoniac
 - b) N-méthyl propan-1-amine
 - c) N,N-diméthyl éthylamine
 - d) Triméthyl amine
 - e) N,N-diméthylpropan-2-amine
- 2) Ecrire les équations bilans des réactions des composés ci - dessus avec l'eau :

Exercice 6

Le pH d'une solution d'éthylamine de concentration $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ est environ 12 alors que celui d'une solution de soude de même concentration molaire est 13.

- 1) Montrer que l'éthylamine est une base faible.
- 2) Montrer que la solution de soude est une base forte.
- 3) Ecrire l'équation-bilan de la réaction traduisant l'action de l'eau sur l'éthylamine.
- 4) Montrer qu'il s'agit d'une réaction acido-basique.

Exercice 7

On considère une amine primaire.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de cette amine avec l'eau.
- 2) On verse progressivement cette amine liquide de masse volumique $0,75 \text{ g/cm}^3$ dans un volume $V_a = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
L'équivalence acido - basique est atteinte lorsqu'on a versé $V_b = 4,6 \text{ cm}^3$ d'amine.
 - a) Ecrire l'équation de la réaction.
 - b) Déterminer la concentration molaire de l'amine puis sa masse molaire.
 - c) Déterminer la formule brute de l'amine.

Chimie Terminale C et D

d) Sachant que le carbone porteur du groupe amino n'est lié à aucun atome d'hydrogène, écrire la formule semi-développée et le nom de cette amine.

Exercice 8

L'analyse de 0,59 g d'un composé organique de formule C_xH_yN a donné les résultats suivants : 1,32 g de dioxyde de carbone ; 0,81 g d'eau et 0,17 g d'ammoniac.

La densité de vapeur de ce composé est $d = 2,03$.

- 1) Trouver la formule brute du composé.
- 2) Ecrire les formules semi-développées des amines répondant à cette formule.

Exercice 9

Une monoamine primaire à chaîne carbonée saturée non cyclique de masse $m = 27$ g contient 5,22 g d'azote.

- 1) Exprimer la formule brute de cette amine comportant n atomes de carbone.
- 2) Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote qu'elle contient.
- 3) Déterminer sa formule brute.
- 4) Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles des amines primaires et donner leur nom.

Exercice 10

On dissout 1,18 g d'une amine aliphatique dans un peu d'eau. On ajoute quelques gouttes de BBT.

On y verse progressivement une solution molaire d'acide chlorhydrique.

La solution prend la couleur jaune quand on a versé 20 mL d'acide.

- 1) Calculer la masse molaire moléculaire de l'amine.
- 2) Trouver la formule brute de l'amine.
- 3) Ecrire les formules semi-développées, les noms et les classes de possibles de l'amine.
- 4) Ecrire l'équation traduisant l'action de l'amine sur la solution de l'acide.
- 5) Calculer la masse de sel obtenu par évaporation de la solution obtenue en fin de dosage.

Exercice 11

On dissout 7,5 g d'une amine aliphatique A dans de l'eau pure de façon à obtenir un litre de solution.

On dose un volume $V_1 = 40$ mL de cette solution par une solution de chlorure d'hydrogène de concentration $C_2 = 0,2$ mol/L .

Chimie Terminale C et D

Le virage de l'indicateur coloré se produit quand on a versé un volume $V_2 = 20,5$ mL d'acide.

- 1) Déterminer la concentration molaire C_1 de la solution d'amine.
- 2) En déduire la masse molaire de l'amine A et sa formule brute.
- 3) Ecrire les formules semi-développées et les noms possibles de A.
- 4) Sachant que la molécule de l'amine A est chirale, écrire sa formule semi-développée.

Exercice 12

- 1) L'analyse de 4,5 g d'une monoamine primaire saturée montre qu'elle renferme 1,4 g d'azote.
 - a) En déduire sa formule moléculaire.
 - b) Ecrire sa formule semi-développée et son nom. Possède-t-elle un isomère de classe différente ? Justifier.
- 2) On dissout dans un litre d'eau pure 0,1 mol de l'amine primaire, le pH de la solution est 11,8. Calculer les concentrations des différentes espèces présentes dans la solution et en déduire le pK_{a_1} du couple acido-basique étudié.
- 3) Donner la formule semi-développée du diéthylammonium et écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
- 4) Classer les différentes bases selon les basicités croissantes et expliquer dans quelle mesure le radical alkyle influence-t-il sur la force des bases.
On donne : couple diéthylammonium / diéthylamine : $pK_{a_2} = 11,8$;
couple ammonium / ammoniac : $pK_{a_3} = 9,2$.

Exercice 13 : BAC 1999

- 1) La molécule d'un composé organique A, de formule $C_nH_{2n}O$, contient 27,58% en masse d'oxygène. Donner la formule brute de A. On donne : $C = 12 \text{ g. mol}^{-1}$;
 $O = 16 \text{ g. mol}^{-1}$; $H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$.
- 2) On fait réagir A avec la 2,4-DNPH et le réactif de Schiff. On obtient un précipité jaune pour le premier test, une solution à coloration rose pour le deuxième test.
 - a) Quelle est la fonction du composé A ? Donner sa formule semi-développée et son nom.
 - b) Comment appelle-t-on le produit de la réaction de A sur la 2,4-DNPH ?
- 3) par action du dichromate de potassium en milieu acide sur le composé A on obtient un corps B.

Chimie Terminale C et D

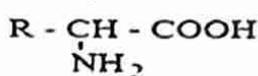
- c) Donner la formule semi-développée et le nom de B.
- d) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 4) B réagit avec un alcool C pour donner un corps D et de l'eau. D a une masse molaire de 116 g. le produit de l'oxydation de C par le dichromate de potassium en milieu acide ne réagit pas avec le réactif de Tollens ni avec les indicateurs colorés usuels. Donner les formules semi-développées et les noms de C et D.
- 5) B réagit avec le chlorure de thionyle SOCl_2 pour donner un composé E.
- a) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
- b) Le corps D peut être obtenu par action de E sur l'alcool C. Ecrire l'équation-bilan et préciser les propriétés de cette réaction.
- On fait réagir E sur un corps de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$. Ecrire l'équation-bilan et nommer les produits de la réaction. Préciser les propriétés de cette réaction.

ACIDES α AMINES

Résumé du cours

1) Définition

Un acide aminé (ou aminoacide) est un composé comportant à la fois une fonction acide carboxylique (-COOH) et une fonction amine (-NH₂). L'acide est dit α - aminé lorsque la fonction amine est portée par l'atome de carbone lié à la fonction carboxylique. Sa formule est :

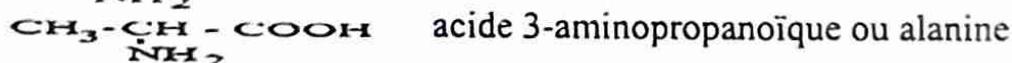
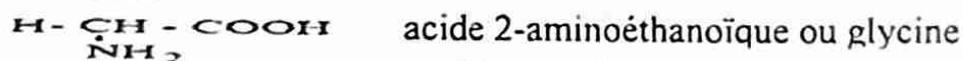


2) Nomenclature

Deux types de nomenclatures sont utilisés :

- La nomenclature systématique en considérant que le groupe -NH₂ est un substituant appelé groupe amino ;
- La nomenclature avec les noms courants ou usuels.

Exemples :



3) Propriétés acido - basique

a) Différentes formes de la molécule

L'acide α - aminé se trouve de façon majoritaire sous la forme d'ion dipolaire appelé amphion ou zwitterion.



Forme neutre

Forme amphion ou zwitterion

b) L'acide α - aminé en solution aqueuse

L'amphion peut se comporter comme :

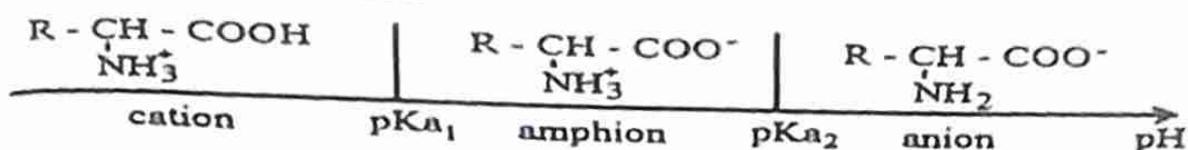
➤ Une base faible



➤ Un acide faible



c) Domaine de prédominance

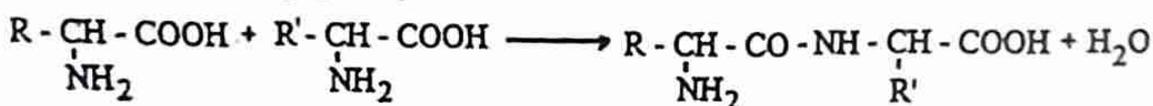


4) Protéines

a) La liaison peptidique

Elle résulte de l'élimination d'une molécule d'eau entre la fonction acide d'une molécule d'acide α - aminé et la fonction amine d'une autre molécule : c'est une réaction de condensation.

Un dipeptide est un composé de deux molécules d'acides α - aminés reliées entre elles par une liaison peptidique.



b) Définition d'une protéine

Une protéine est un peptide ou polypeptide ayant un nombre très important de molécules d'acides α - aminés.

N.B : La réaction de condensation entre deux (2) acides α -aminés conduit à 2 dipeptides isomères. L'hydrolyse des protéines conduit à la formation des acides α -aminés.

Exercice d'application : BAC 1998

Soit A un acide α - aminé de formule générale : $\text{R} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{CO}_2\text{H}$ avec R un radical ramifié.

- 1) Sachant que sa masse molaire est 117 g / mol, déterminer sa formule brute et écrire sa formule semi-développée.
- 2) Dans de l'eau, l'acide α - aminé A existe presque exclusivement sous forme d'ion mixte dipolaire noté B ; écrire la formule semi-développée de B et préciser le terme général désignant cet ion.
- 3) En milieu très acide, l'espèce prédominante dérivant de A est notée C. en milieu très basique, l'espèce prédominante dérivant de A est notée D.
 - a) Ecrire les formules semi-développées de C et D.
 - b) Ecrire la demi-équation protonique relative au couple acide-base C / B.
 - c) Ecrire la demi-équation protonique relative au couple acide-base B / D.

Données : M(H) = 1g/ mol. M(C) = 12g/ mol. M(O) = 16g/ mol. M(N) = 14g/ mol.

Chimie Terminale C et D

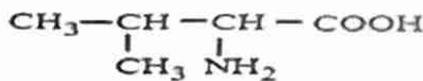
Correction

1) Déterminer la formule brute de A.

$$M(C_n H_{2n+1} - CH(NH_2) - COOH) = 14n + 75 = 117 \Rightarrow n = \frac{117-75}{14} = 3$$



Ecrivons sa formule semi-développée :

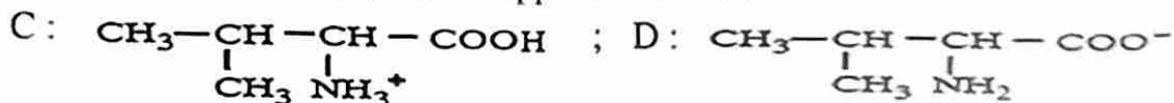


2) La formule semi-développée de B est :



Le terme général désignant cet ion est zwitterion ou amphion.

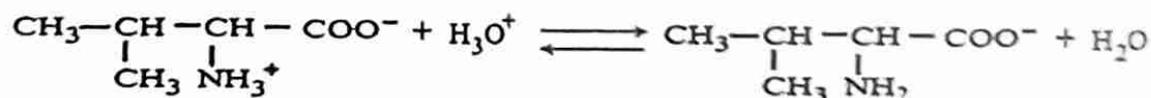
3) a) Les formules semi-développées de C et D



b) Demi-équation protonique relative au couple C / B.



c) Demi-équation protonique relative au couple B / D.



Série d'exercices

Exercice 1

Un acide α -aminé a pour formule brute $C_3H_7O_2N$.

1) Ecrire la formule semi-développée de l'acide α -aminé et le nommer.

2) Donner la représentation de Fischer des deux énantiomères correspondant à l'acide α -aminé.

Exercice 2

L'alanine est un composé organique de formule : $CH_3-CH(NH_2)-COOH$.

1) a) A quelle famille chimique appartient l'alanine ?

b) Donner son nom dans la nomenclature officielle.

2) L'alanine réagit avec la glycine NH_2-CH_2-COOH pour former un dipeptide dont l'alanine est l'acide α -aminé N-terminal. Donner la formule semi-développée du dipeptide et entourer la liaison peptidique.

Chimie Terminale C et D

- 3) a) Combien existe-t-il de dipeptides de masse molaire $M = 146 \text{ g. mol}^{-1}$?
b) Combien de configurations différentes ces dipeptides présentent-ils ?

Exercice 3

- 1) Un acide α aminé A donne par décarboxylation une amine primaire B de masse molaire 31 g. mol^{-1} .
a) Donner la formule semi-développée et le nom de l'amine primaire B.
b) En déduire la formule semi développée et le nom de l'acide α -aminé A.
2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'amine B avec l'eau et préciser le couple acide / base auquel appartient B.

Exercice 4

- 1) Un acide α - aminé A, a pour formule $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-CO}_2\text{H}$.
a) Donner son nom dans la nomenclature officielle.
b) Donner la représentation de Fischer des deux énantiomères.
2) On réalise la réaction de condensation d'un acide α -aminé B de formule semi-développée $\text{R-CH}(\text{NH}_2)\text{-CO}_2\text{H}$ sur l'acide α - aminé A (R est un radical alkyl ou un atome d'hydrogène).

On ne tiendra pas compte, dans cette question, de l'isomérisie optique et on ne considèrera que les réactions possibles entre A et B.

- a) Combien de dipeptides peut-on alors obtenir ?
b) Ecrire les équations des réactions mises en jeu.
c) Encadrer la liaison peptidique pour chaque dipeptide obtenu.
d) Sachant que la masse molaire du dipeptide est de 174 g.mol^{-1} , déterminer la formule semi-développée et le nom de l'acide α - aminé B.
3) L'acide α aminé B ressemble beaucoup, quand il est pur, à un corps à structure ionique. Il se présente en effet sous la forme d'un ion bipolaire (amphion ou zwitterion).
a) Ecrire la formule semi - développée de cet ion bipolaire.
b) Justifier son caractère amphotère.
c) En déduire les couples acide / base qui lui sont associés.
d) Associer à chaque couple acide / base un pKa.

Compléter le diagramme ci-dessous en y indiquant les espèces acido-basiques majoritaires de l'acide α aminé B pour chaque domaine de pH.

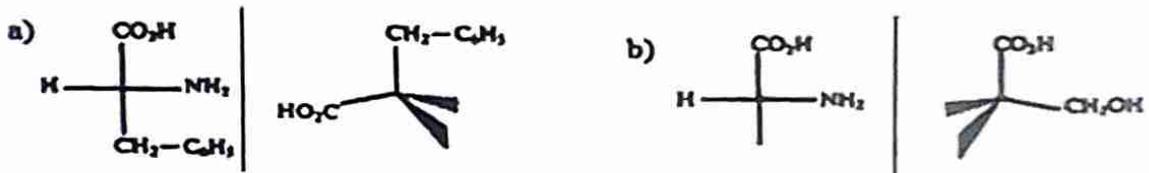
Chimie Terminale C et D



On donne : $pK_{a_1} = 2,3$ et $pK_{a_2} = 9,6$.

Exercice 5

On considère les formules en perspective et leurs représentations de Fischer.
A chaque formule en perspective est associée sa représentation de Fischer.



Compléter les parties manquantes.

Exercice 6

Un dipeptide de masse molaire $M = 146 \text{ g.mol}^{-1}$ est obtenu par condensation d'une molécule de glycine et d'une molécule d'un autre acide α -aminé A. La molécule de A possède un seul atome de carbone asymétrique.

- 1) a) Qu'est-ce qu'un carbone asymétrique ?
- b) Déterminer les formules semi-développées possibles du dipeptide, donner la formule de A et son nom dans la nomenclature officielle.
- c) Représenter les deux énantiomères de A à l'aide de la représentation de Fischer.
- 2) On désire obtenir uniquement le dipeptide P_1 dans lequel la glycine est l'acide aminé N-terminal.
 - a) Comment doit-on procéder ? Décrire schématiquement les grandes étapes de la synthèse.
 - b) De quelle façon peut-on activer la fonction acide carboxylique ? Quel est l'intérêt de cette activation ?

Exercice 7

On forme un dipeptide en faisant agir la valine sur un autre acide α -aminé A de formule ci - contre :

où R- est un groupe alkyle C_nH_{2n+1} .

- 1) Donner la représentation de Fischer de l'acide α -aminé A.
A quelle série D ou L appartient-il ?



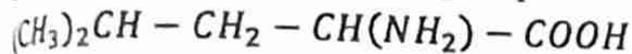
- 2) Déterminer R sachant que la masse molaire du dipeptide est $M = 188 \text{ g.mol}^{-1}$.

Chimie Terminale C et D

1) Ecrire la formule semi-développée du dipeptide, sachant que pour l'obtenir, on a réalisé la synthèse en bloquant la fonction amine de A et la fonction acide carboxylique de la valine. Comment peut-on procéder pour bloquer une fonction acide carboxylique ?

Exercice 8

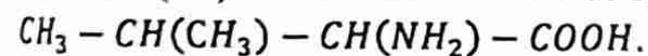
La leucine est un composé organique de formule semi-développée :



- 1) Préciser la nature de ce composé et donner son nom en nomenclature systématique.
- 2) La molécule de la leucine est-elle chirale ? Si oui, donner et nommer les représentations de Fischer de la leucine.
- 3) On fait réagir la leucine avec un acide α -aminé $R - CH(NH_2) - COOH$. On obtient un dipeptide dont la masse molaire est égale à $202 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 - a) Déterminer la formule semi-développée et donner le nom systématique de cet acide α -aminé.
 - b) Préciser, en justifiant, le nombre de dipeptides que le mélange des acides ci-dessus cités, permet d'obtenir (les formules ne sont pas demandées).
- 4) On veut synthétiser uniquement le dipeptide pour lequel la leucine est l'acide N-Terminal. Préciser les différentes étapes de cette synthèse et nommer le dipeptide obtenu.

Exercice 9

La valine (val) est un acide α -aminé de formule :



- 1) Montrer que la molécule est chirale.
- 2) Donner les représentations de Fischer et les noms des deux énantiomères de la valine.
- 3) En solution aqueuse la valine donne trois formes ionisées dont un ion dipolaire, appelé zwitterion.
Ecrire les équations de deux réactions du zwitterion sur l'eau en mettant en évidence les couples acido-basiques de pK_a 2,4 et 9,8.
- 4) On désire synthétiser le dipeptide $H_3C - CH(NH_2) - CO - NH - CH(COOH) - CH(CH_3) - CH_3$ par condensation de la Valine avec un autre acide α -aminé.
 - a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de condensation.

Chimie Terminale C et D

b) Donner le nom systématique de l'autre acide α -aminé.

Exercice 10

La leucine et l'isoleucine sont deux acides α -aminés de même formule : $R-CH(NH_2)-COOH$ dont les groupes alkyles diffèrent.

Le groupe alkyle de la leucine est noté R_L , celui de l'isoleucine R_I .

1) La masse molaire des deux acides α -aminés est $M = 131 \text{ g.mol}^{-1}$.

a) En déduire la formule brute du groupe alkyle.

b) Les groupes R_L et R_I possèdent chacun une seule ramification. La leucine possède un carbone asymétrique et l'isoleucine en comporte deux.

Ecrire la formule développée de chacun des deux acides α -aminés.

c) Donner la représentation de Fischer des deux énantiomères de la leucine (pour ne pas alourdir l'écriture on symbolisera, dans cette question et les suivantes, les groupes alkyle par R_L et R_I). Préciser quel est l'isomère L et l'isomère D.

2) Montrer que la réaction de condensation de la leucine sur l'isoleucine conduit formellement à deux dipeptides P_1 et P_2 . (On ne tiendra pas compte de l'isomérisation optique ni dans cette question ni dans les suivantes...)

3) a) En fait, la réalisation expérimentale de la réaction entre la leucine et l'isoleucine conduit à quatre dipeptides. Pourquoi ?

b) On désire synthétiser un des dipeptides P_1 et P_2 . Indiquer succinctement quels sont les moyens expérimentaux qui permettent de n'obtenir que P_1 ou P_2 .

BAC 2010

1^{er} Groupe

Exercice 1

Cinq béchers contiennent chacun 50 mL d'une solution différente. Les cinq solutions, chacune de concentration molaire $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, sont les suivantes :

- Solution de chlorure de sodium A ;
- Solution d'hydroxyde de sodium B ;
- Solution de chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique C ;
- Solution d'acide éthanoïque D ;
- Solution d'éthanoate de sodium E.

L'étiquette posée sur chaque bécher n'est plus lisible. Pour identifier les solutions, on mesure le pH de chacune d'entre elles.

1) Compléter le tableau suivant avec les lettres A, B, C, D et E. Justifier votre choix.

Numéro du bécher	1	2	3	4	5
Ph	12	8,6	2	3,4	7
Solution					

2) Faire le bilan des concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le bécher numéro 4.

On verse progressivement, dans 20 mL de la solution du bécher numéro 4, la solution du bécher numéro 1.

- 3) Calculer le volume de la solution du bécher numéro 1 versé à l'équivalence.
- 4) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- 5) Le pH à l'équivalence est – il supérieur ou inférieur à 7 ? Justifier la réponse.

Exercice 2

Soit un alcène A dont la densité par rapport à l'air est 1,45. On rappelle que la masse de 22,4 litres d'air est 29g. l'hydratation de A, en présence d'acide sulfurique, donne B et B' qui réagissent avec le dichromate de potassium en milieu acide. B donne successivement C puis D ; B' ne donne que C'. On fait alors réagir D et B.

Chimie Terminale C et D

La réaction est lente et conduit à un équilibre, il se forme alors E et de l'eau.

1) Identifier A, B, B', C, C', D et E en précisant leur formule développée et leur nom.

2) Comment expérimentalement distinguer C et C' ?

En traitant D par un des réactifs suivants : $SOCl_2$, PCl_5 , ou, PCl_3 , on obtient F qui par action sur B donne aussi E.

3) Quels sont le nom et la formule développée de F ? Quels sont les avantages de cette méthode de préparation de E ?

4) Définir les acides α - aminés et écrire leur formule générale semi - développée. Application à l'alanine (acide 2 - aminopropanoïque). Préciser pour l'alanine et la glycine (acide 2 - aminoéthanoïque) s'il existe des formes énantiomères. En cas de réponse positive, les représenter et les nommer.

On donne : C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

2^e groupe

Exercice 1

1) Quelle masse m d'acide benzoïque (C_6H_5COOH) doit - on dissoudre dans de l'eau distillée pour obtenir $V = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution de concentration égale à $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en acide benzoïque ?

2) Le pH de cette solution étant de 2,6 ; calculer les concentrations des différentes espèces en solution. On donne : C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

Exercice 2

1) Indiquer les formules semi - développées possibles des alcools de formule brute $C_4H_{10}O$.

2) On considère 3 alcools A, B et C de formule $C_4H_{10}O$, dont on désire déterminer la formule semi - développée. Pour cela on réalise des expériences complémentaires :

- On ajoute à chacun de ces alcools une petite quantité d'une solution de dichromate de potassium acidifiée par l'acide sulfurique ; on observe de changement de couleur uniquement pour les solutions B et C.

- L'oxydation ménagée de B conduit à un composé D capable de réagir avec la liqueur de Fehling.

Chimie Terminale C et D

- L'oxydation ménagée de C conduit à un composé E donnant un précipité jaune avec la dinitro - 2, 4 phénylhydrazine (D.N.P.H) et ne réagissant pas avec la liqueur de Fehling.

- Chauffée en présence d'un catalyseur, une molécule de B donne une molécule d'eau et une molécule de butène - 1.

Quel (s) renseignement (s) peut - on déduire de chacun des tests ? En déduire les formules semi - développées des alcools A, B et C.

BAC 2011

1^{er} Groupe

Exercice 1

Toutes les solutions aqueuses envisagées sont à la température de 25°C.

L'acide benzoïque de C_6H_5COOH est un acide faible dont le pKa vaut 4,2.

1) Après avoir défini un acide, rappeler la différence entre un acide fort et un acide faible.

2) Ecrire l'équation traduisant l'acide de cet acide sur l'eau.

3) Une solution aqueuse d'acide benzoïque de concentration molaire C inconnue a un pH égal à 3,1.

a) Mis à part l'eau, quelles sont les espèces chimiques présentes en solution ?

b) Exprimer, puis calculer, les concentrations molaires de ces espèces chimiques.

c) Quelle masse d'acide benzoïque faut - il utiliser pour préparer un litre de solution ?

Données : $M(H) : 1g.mol^{-1}$; $M(C) : 12g.mol^{-1}$; $M(O) : 16g.mol^{-1}$.

Exercice 2

1) Un composé organique A de masse molaire moléculaire 74 g contient en masse : 64,86% de carbone ; 13,51% d'hydrogène et 21,62% d'oxygène. Déterminer la formule brute du composé A.

2) Le composé A est un alcool, donner les formules développées de ces différents alcools, les nommer et indiquer à quelle classe d'alcool ils appartiennent.

3) L'un des alcools précédents possède un carbone asymétrique ; lequel ? Expliquer ce qu'est la chiralité. Dessiner en représentation projective les énantiomères correspondants.

Chimie Terminale C et D

4) Ce même alcool peut – être préparé à partir d'un alcène. Dire par quel type de réaction. Quel doit – être cet alcène pour que l'on obtienne uniquement l'alcool de carbone asymétrique ? Ecrire l'équation correspondante.

5) L'alcool en question peut – être oxydé à froid par l'ion dichromate. Quel corps dérivant de l'alcool obtient – on ? Comment pourrait – on caractériser ce dernier corps ?

6) Comment préparer, à partir de l'acide butanoïque, les composés suivants :

a) Chlorure de butanoyle

b) Butanamide.

Ecrire les équations bilans de ces réactions.

Données : $M(H) : 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) : 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) : 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

2^e groupe

Exercice 1

On désire déterminer la formule moléculaire et la fonction chimique d'un composé organique C à chaîne saturée non cyclique.

L'hydrolyse de C donne deux composés organiques A et B. A n'admet pas d'oxydation ménagée et réagit avec le chlorure de thionyle SOCl_2 .

Le produit de l'oxydation de B réagit avec la 2,4 – DNPH en donnant un précipité jaune. Il réagit aussi avec le réactif de Schiff.

1) Quelle est la fonction chimique des composés A, B et C ?

Une analyse élémentaire de C montre qu'il contient 24,62% d'oxygène.

2) Quelle est la formule moléculaire brute de C ?

Données : $M(H) : 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) : 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) : 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 2

Il faut verser 12 mL d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans 8 mL d'une solution d'acide chlorhydrique pour obtenir l'équivalence acido – basique.

1) Quelle est la nature de la solution obtenue à l'équivalence ? Est – elle acide, basique ou neutre ?

2) Quelle est la concentration en mol.L^{-1} de la solution d'acide chlorhydrique dosée ?

3) Quel volume de chlorure d'hydrogène a – t – il fallu dissoudre pour obtenir un litre de la solution chlorhydrique étudiée ?

Chimie Terminale C et D

Données : $M(H) : 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cl) : 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : 24 L.

BAC 2012

1^{er} Groupe

Exercice 1

Dans la limonade obtenue par dilution du jus de citron, l'acidité est due essentiellement à l'acide citrique $C_6H_8O_7$, considéré comme un monoacide (de base conjugué $C_6H_8O_7^-$ et de pK_a égal à 3,13 à $25^\circ C$). A cette température, on considère un litre de limonade obtenue par dilution au dixième de jus de citron ; la valeur mesurée de son pH est 2,60.

1) Déterminer :

- les concentrations des différentes espèces dans la limonade ;
 - la concentration initiale de l'acide citrique dans le jus de citron ;
 - la masse d'acide citrique dissoute dans le litre de limonade.
- 2) On verse dans 10 cm^3 de cette limonade, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le volume de solution d'hydroxyde de sodium nécessaire pour doser l'acide nitrique.

Données : $M(H) : 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) : 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) : 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 2

On se propose de déterminer la nature d'un corps pur A.

Pour cela, on réalise quelques expériences dont on note les résultats :

- Le sodium réagit sur A avec dégagement de dihydrogène ;
- Par oxydation ménagée, en présence d'une solution de permanganate de potassium, on obtient un corps qui rosit le réactif de Schiff.

1) Quelle est la nature de A ?

2) Pour déterminer complètement le corps A, on oxyde, avec un excès d'oxydant, une masse $m = 8,1 \text{ g}$ de A ; on obtient ainsi un corps B qui réagit avec la soude.

L'équivalence acido – basique est atteinte après avoir versé $V_B = 0,135 \text{ L}$ de solution de soude de concentration $C_B = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ dans une solution aqueuse contenant la masse de B obtenue par oxydation à partir de $8,1 \text{ g}$ de A.

En déduire la masse molaire de A puis sa formule semi – développée. Quel est son nom ?

Chimie Terminale C et D

- 4) On fait réagir sur l'acide 2 - méthyl propanoïque :
- le chlorure de thionyle (SOCl_2), écrire l'équation bilan de la réaction, donner la fonction et le nom du composé organique C obtenu.
 - l'éthanol, écrire l'équation bilan de la réaction, donner la fonction et le nom du composé organique D formé.
- 4) a) Ecrire les formes semi - développées des amines isomères de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$.
- b) Le butan - 2 - amine réagit sur le composé C pour donner le produit E. Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner la fonction chimique du produit E.
- On donne : $\text{C} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

2^e groupe

Exercice 1

On considère une solution aqueuse d'acide formique HCO_2H de concentration $C_A = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. son pH vaut 2,65.

- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit lors de la mise en solution dans l'eau.
- Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.
- En déduire les valeurs de la constante d'acidité et du pK_A du couple acide formique / ion formiate.

Exercice 2

L'hydratation d'un alcène symétrique A donne un corps B.

- Quelle est la fonction chimique du composé B ?
- On fait réagir B sur l'acide éthanoïque, il se forme les corps C et D. C est un composé organique, de masse molaire $M = 116 \text{ g.mol}^{-1}$.
 - Quelle est la fonction chimique de C ?
déterminer la formule brute de B.
 - En déduire les formules semi - développées de A, B, C.
 - Ecrire le bilan de la réaction entre B et l'acide éthanoïque.
 - Une des molécules précédentes A ou B est chirale. Laquelle ? Pourquoi ?
Donner une représentation spatiale de ses isomères.

On donne : $\text{C} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

1^{er} Groupe

Exercice 1

L'étiquette d'une bouteille contenant une solution commerciale S_0 d'acide nitrique porte les indications suivantes : densité (d) = 1,40 ; pourcentage en masse d'acide nitrique : 65%.

- 1) Quelle est la concentration molaire C_0 de la solution S_0 ?
- 2) On prélève $V_0 = 2,6$ ml de S_0 que l'on dilue avec l'eau distillé jusqu'à 3 litres. Déterminer la concentration molaire C de la solution S ainsi préparée.
- 3) Afin de vérifier cette concentration, on introduit dans un bécher un volume $V = 200$ ml de la solution S . Dans ce bécher on plonge une sonde de pH - mètre. Une burette graduée contient une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,5$ mol.L⁻¹. On verse progressivement dans le bécher l'hydroxyde de sodium et on mesure le pH du mélange en fonction du volume V_b versé. On obtient les résultats suivants :

V_b (ml)	0	0,35	1,0	2,0	2,5	3,0	4,0	4,5	4,9	5	5,1	5,5	6	8	10
pH	1,9	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,6	2,9	3,6	5,1	10,3	11	11,3	11,6	11,8

- a) Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$; échelle : 1 cm pour $V_b = 1$ ml ; 1 cm pour $\text{pH} = 1$.
- b) Déterminer les coordonnées du point d'équivalence, déduire la concentration molaire de la solution S et conclure.
- 4) Sans pH - mètre, on peut effectuer ce dosage à l'aide d'un indicateur coloré. Lequel choisir parmi les trois ci - dessous ? Justifier votre réponse.
Hélianthine : 3,1 à 4,4 ; Bleu de Bromothymol : 6 à 7,6 ;
Phénolphthaléine : 8,2 à 10.

On donne en g.mol^{-1} : H = 1 ; N = 14 ; O = 16.

Exercice 2

On considère la réaction d'hydratation d'un alcène A et qui conduit à un composé B renfermant 26,6% (en masse) d'oxygène.

- 1) a) Quelles sont les formules chimiques de A et B ?
 - b) Le produit B n'est pas seul à se former. Donner la formule du second corps C. Des deux produits B et C, lequel est le plus abondant ? Justifier votre réponse.
- Les produits B et C peuvent respectivement subir une oxydation et une oxydation ménagée pour donner D et E.

Chimie Terminale C et D

2) Qu'appelle-t-on oxydation ménagée ? Citer un oxydant couramment utilisé pour oxyder les alcools. Ecrire l'équation bilan de la réaction ayant conduit à D et E.

3) Indiquer ce que l'on observe lorsque D et E sont soumis aux réactifs suivants :

a) Dinitro - 2, 4 phénylhydrazine en solution ;

b) Liqueur de Fehling à chaud.

4) Le produit E est de nouveau oxydé pour obtenir F qui réagit avec le chlorure de thionyle pour donner G. Donner les formules de F et G.

5) Le produit G réagit avec la méthylamine pour donner H et de l'acide chlorhydrique.

Donner la formule et le nom de H.

2^e groupe

Exercice 1

Une solution aqueuse de méthanoate de sodium de concentration $C = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ entièrement dissocié en ions méthanoate et sodium, a un pH égal à 8,2.

1) Recenser les différentes espèces en solution.

2) Déterminer leur concentration molaire.

Exercice 2

Le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ est égal à 4,8. Quel volume de solution d'acide éthanoïque à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ faut-il verser dans 5 cm^3 d'éthanoate de sodium à $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour obtenir une solution tampon de $\text{pH} = 4,2$?

1) Donner un enchaînement de réactions qui permet de passer du propanol au composé de formule : $\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{COOCH}_3$. Quel est son nom ?

2) Ce composé $\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{COOCH}_3$ peut être obtenu par action d'un alcool sur un chlorure d'acyle (ou chlorure d'alcanoyle). Quels sont leurs formules semi-développées et leurs noms ?

BAC 2014

1^{er} Groupe

Exercice 1

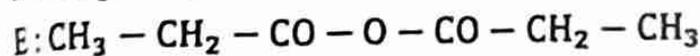
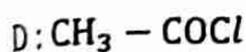
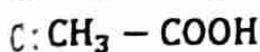
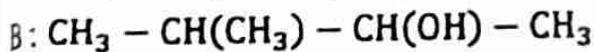
1) a) Qu'appelle-t-on concentration massique, concentration molaire ?

Chimie Terminale C et D

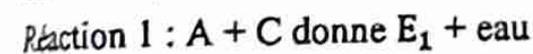
- 1) Calculer la concentration molaire de l'acide benzoïque lorsqu'on dissout une masse m de 122 g dans un litre d'eau.
- 2) Le pH de cette solution est égal à 2,1. Montrer que cet acide est faible et calculer son pK_a .
- 3) On se propose de doser cette solution avec une solution d'hydroxyde de potassium.
 - a) Faire un schéma annoté du dispositif expérimental permettant de réaliser le dosage. Ce dernier permettra de tracer la courbe $pH = f(V)$ où V est le volume de l'hydroxyde de potassium.
 - b) Donner l'allure de la courbe $pH = f(V)$ qu'on peut obtenir.
 - c) Situer le pH au point de l'équivalence par rapport au pH de l'eau pure et placer sur le graphe la valeur du pK_a du couple acide benzoïque / ion benzoate.

Exercice 2

- 1) Donner le nom et la fonction chimique de chacun des composés suivants :



- 2) L'éthanoate d'amyle, arôme artificiel entrant dans la composition des bonbons est en fait un mélange de deux esters qu'on notera respectivement E_1 et E_2 . Pour les obtenir, on réalise les deux réactions suivantes :



On rappelle que les formules semi-développées des composés A, B et C sont celles de la question 1.

- a) Ecrire l'équation bilan de chacune des réactions 1 et 2.
- b) Comment pourrait-on accélérer chacune de ces deux réactions ?
- 3) Au laboratoire du lycée, lors de la synthèse d'un arôme artificiel, on procède ainsi qu'il suit :
 - a) Pour la réaction 1, on part de 0,6 g du corps C et 0,88 g de corps A. A l'équilibre, il se forme 8,67 g de E_1 . Quel est le rendement de la réaction 1 ?

Chimie Terminale C et D

b) Pour la réaction 2, on part de 6,0 g de C et 8,8 g de B. En utilisant les informations ci – dessous, calculer la masse de E_2 formée à l'équilibre.

Classe de l'alcool	Primaire	Secondaire	Tertiaire
Limite d'estérification	66,7%	60%	5%

4) En examinant la liste des composés A, B, C, D et E il est possible d'obtenir E_1 .

a) Ecrire l'équation de la réaction permettant d'obtenir E_1 .

b) Quel avantage tirerait – on en procédant de la sorte ?

On donne en $g.mol^{-1}$: $M(O) = 16$; $M(C) = 14$; $M(H) = 1$.

2^e groupe

Exercice 1

On prélève un volume $V_1 = 20\text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$. Et on y ajoute à l'aide d'une burette un volume V_2 d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 0,8.10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$ jusqu'à l'équivalence acido – basique.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2) Répondre aux questions suivantes en les justifiant :

a) Quelle est la valeur du pH de la solution acide de départ ?

b) Quel est le volume V_2 de solution acide de départ ?

c) Quelle est la valeur du pH à l'équivalence ?

Exercice 2

1) Donner les formules semi – développées des isomères d'un alcool de formule brute $C_4H_{10}O$.

2) Parmi ces isomères, indiquer celui ou ceux qui sont chiraux.

3) On considère 3 alcools A, B et C de formule $C_4H_{10}O$, dont on désire déterminer la formule semi – développée. Pour cela on réalise les expériences complémentaires suivantes :

a) On ajoute à chacun de ces alcools une petite quantité d'une solution de dichromate de potassium acidifiée par l'acide sulfurique ; on observe de changement de couleur uniquement pour les solutions B et C.

b) L'oxydation ménagée de B conduit à un composé D capable de réagir avec la liqueur de Fehling. L'oxydation ménagée de C conduit à un composé E donnant un précipité jaune avec la 2, 4 – dinitro phénylhydrazine (D.N.P.H) et ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.

c) Chauffée en présence d'un catalyseur, une molécule de B donne une molécule d'eau et une molécule de butène - 1. Quel (s) renseignement (s) peut - on déduire de chacun des tests ? En déduire les formules semi - développées des alcools A, B et C.

BAC 2015

1^{er} Groupe

Exercice 1

Une solution aqueuse S_1 d'ammoniac (NH_3) de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $pH_1 = 11,1$.

- 1) Montrer que l'ammoniac est une base faible.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
- 3) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution S_1 à l'exception de H_2O . En déduire la valeur de la constante d'acidité K_{a_1} du couple NH_4^+ / NH_3 ainsi que son pK_{a_1} .
- 4) Calculer le coefficient α_1 d'ionisation dans l'eau.
- 5) Un prélèvement de la solution S_1 est dilué 10 fois, on obtient une solution S_2 de $pH_2 = 10,7$.
 - a) Calculer les concentrations des espèces à l'exception de celle de H_2O .
 - b) Calculer le nouveau coefficient d'ionisation α_2 de l'ammoniac dans l'eau.
 - c) Conclure quand à l'effet de dilution sur la dissociation de l'ammoniac dans l'eau.
- 6) Le couple $(C_2H_5)_2NH_2^+ / (C_2H_5)_2NH$ a un $pK_a = 11,1$.
 - a) Placer sur un même diagramme la zone de prédominance de chaque espèces des couples NH_4^+ / NH_3 et $(C_2H_5)_2NH_2^+ / (C_2H_5)_2NH$.
 - b) En déduire :
 - l'acide le plus fort.
 - la base la plus faible.

Exercice 2

L'analyse centésimale d'un composé organique ne contenant qu'un seul atome d'oxygène donne les pourcentages en masse des éléments suivants : %H = 13,33, %C = 60 et %O = 26,67.

- 1) a) Déterminer la formule brute de ce composé.

Chimie Terminale C et D

- b) Sachant que A est un alcool, écrire les formules semi - développées des isomères possibles et les nommer.
- 2) Un des isomères de A subit une oxydation en présence des ions permanganate en excès et en milieu acide pour donner un composé B dont la solution fait virer le BBT au jaune.
- a) Ecrire la formule semi - développée et nommer le composé organique B formé.
- b) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui s'est produite.
- 3) Le composé B réagit avec un alcool A, le produit C obtenu a pour masse molaire $M_C = 88 \text{ g/mol}$.
- a) De quel type de réaction s'agit - il ? Quelles sont ses propriétés ?
- b) Ecrire l'équation bilan de la réaction ; (on notera l'alcool R - OH).
- c) Déterminer la formule semi - développée de A et le nommer.
- d) Ecrire la formule semi - développée de C et le nommer.
- 4) On fait réagir le composé C avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.
- a) De quel type de réaction s'agit - il ?
- b) Ecrire l'équation bilan de la réaction de C avec l'hydroxyde de sodium.
- 5) Le composé B réagit avec l'ammoniac (NH_3). La réaction se fait en deux étapes et permet d'obtenir un composé D.
- a) Ecrire les équations des réactions qui se sont produites sur les deux étapes.
- b) A quelle famille appartient le composé D ? Nommer le.

On donne en g.mol^{-1} : H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

2^e groupe

Exercice 1

On prépare une solution aqueuse S_1 d'hydroxyde de potassium (KOH) en dissolvant 2,8 mg de KOH solide dans 500 ml d'eau pure.

- 1) Calculer la concentration molaire de la solution S_1 .
- 2) Le pH de la solution est égal à 10.
- a) Montrer que l'hydroxyde de potassium est une base forte.
- b) Ecrire l'équation bilan de dissolution de KOH dans l'eau.
- c) Quel volume d'eau pure faut - il ajouter à $V_0 = 50 \text{ ml}$ de la solution S_1 pour obtenir une solution de $\text{pH} = 9,5$?

On donne en g.mol^{-1} : H = 1 ; O = 16 ; K = 39.

Chimie Terminale C et D

Exercice 2

- 1) Donner la formule générale de chacune des fonctions chimiques suivantes : alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester et chlorure d'acyle.
- 2) Quels sont les tests permettant de distinguer un aldéhyde d'une cétone ?
- 3) Dans quel cas utilise-t-on :
 - Le chlorure de thionyle (SOCl_2) ?
 - Le décaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10}) ?

BAC 2016

1^{er} groupe

Exercice 1

On dissout un volume $V_0 = 336 \text{ mL}$ de chlorure d'hydrogène (HCl) dans les conditions où $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ dans 500 mL d'eau pure.

- 1) Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
- 2) Calculer le nombre de mole du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
- 3) Calculer la concentration de la solution obtenue.
- 4) Le pH de cette solution de chlorure d'hydrogène préparée est égal à 1,5. Montrer que cet acide est fort.
- 5) Calculer la masse d'hydroxyde de potassium solide KOH qu'il faut ajouter à un volume $V_a = 50 \text{ mL}$ de la solution chlorhydrique pour que le pH du mélange soit égal à 7.

On donne en g/mol : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{K}) = 39$.

Exercice 2

1) On chauffe un mélange équimolaire d'acide éthanoïque et d'acide propanoïque avec de l'oxyde de phosphore P_4O_{10} . La distillation des produits de la réaction permet d'isoler trois composés organiques A, B et C. Tous réagissent vivement avec l'eau :

- A engendre à l'acide éthanoïque ;
- B conduit à l'acide propanoïque ;
- C donne naissance à un mélange équimolaire des acides éthanoïque et propanoïque.

Chimie Terminale C et D

- a) Identifier les composés A et B. Donner leurs formules semi - développée et leurs noms. Ecrire les équations de leurs réactions de formation.
- b) Identifier le corps C. Donner sa formule semi - développée et écrire l'équation de sa réaction de formation.
- 2) A réagit sur l'ammoniac pour donner un composé organique X et l'éthanoate d'ammonium Y. La déshydratation par chauffage de Y donne le composé X.
- a) Ecrire les équations traduisant la transformation de A en X et la transformation de Y en X.
- b) Ecrire l'équation globale de la réaction, à chaud, de A sur l'ammoniac. Quelle est la fonction chimique de X ? Donner sa formule semi - développée.
- c) Sachant qu'on a obtenu une masse $m = 35,4$ g de X avec un rendement de 85%, quelle est la masse du composé A utilisée ?

Données en g/mol : $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$; $M(N) = 14$.

2^e groupe

Exercice 1

- 1) Ecrire les semi - développées possibles de tous les alcools isomères de formule brute $C_5H_{12}O$. Les nommer.
- 2) a) Qu'est - ce qu'une molécule chirale ?
- b) Quelles sont les molécules chirales parmi les alcools de la question précédente ?

Exercice 2

On dispose d'une solution aqueuse S_1 d'un acide AH de concentration $C_1 = 0,1$ mol/l.

- 1) On prélève un volume $V_1 = 50$ ml de S_1 que l'on complète avec l'eau pure de façon à obtenir 1 L d'une solution aqueuse S_2 . Calculer la concentration C_2 de la solution S_2 .
- 2) On prélève un volume $V_1 = 100$ ml de la solution S_1 que l'on complète avec de l'eau pure de façon à obtenir 1 L d'une solution S_3 . Calculer la concentration C_3 de la solution S_3 .
- 3) Classer sans calcul les trois solutions par ordre de pH croissant.

1^{er} groupe

On dose un volume V_a de l à ml d'acide méthanoïque de concentration de C_a en y versant progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage.

2) Le point équivalent a pu être déterminé expérimentalement, soit

$E(V_{bE} = 10 \text{ ml} ; \text{pH}_E = 8,2)$

a) Calculer la concentration de la solution d'acide méthanoïque.

b) Expliquer pourquoi le mélange obtenu à l'équivalence est basique ?

3) On donne les zones de virage des indicateurs colorés suivants :

Hélianthine (3,1 – 4,4)

- Phénolphthaléine (8,1 – 10,0)

- Bleu de Bromothymol (6,0 – 7,6)

a) Rappeler la signification de zone de virage d'un indicateur coloré.

b) Indiquer en justifiant, l'indicateur le plus approprié pour repérer le point d'équivalence lors de ce dosage.

4) a) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution initiale de l'acide méthanoïque.

On donne $\text{pK}_a (\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-) = 3,8$.

b) En déduire le pH de la solution initiale de l'acide méthanoïque.

5) Déterminer le pH et préciser la nature du mélange lorsqu'on a versé un volume $V_b = 5 \text{ ml}$ d'hydroxyde de sodium au cours du dosage.

6) A partir de quelques points particuliers que l'on précisera, tracer l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$.

Exercice 2

L'hydratation d'un alcène A conduit à un composé B renfermant 21,6% en masse d'oxygène.

1) Quelle est la fonction chimique du composé B ?

2) Déterminer la formule brute de B.

3) Ecrire les formules semi-développées possibles de B et les nommer.

Chimie Terminale C et D

4) Le composé B est ramifié, son action sur les ions permanganate (MnO_4^-) en défaut, conduit à un produit C qui réagit avec la 2,4 - dinitrophénylhydrazine et la liqueur de Fehling.

a) Déduire en le justifiant, les formules semi - développées de A, B, C. Les nommer.

b) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre le composé B et les ions permanganate en excès.

Nommer le composé organique D formé.

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

BAC 2018

1^{er} groupe

Exercice 1

1) Ecrire la formule semi - développée de l'acide propanoïque.

2) Ecrire l'équation bilan de sa réaction d'ionisation dans l'eau.

3) Le pH d'une solution aqueuse de cet acide de concentration $C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$, est de 3,3 à 25°C.

a) Faire le bilan des espèces chimiques contenues dans la solution.

b) Calculer leurs concentrations.

c) On définit α , coefficient d'ionisation de l'acide dans la solution par le rapport

$\alpha = \frac{\text{nombre de moles d'acide dissocié}}{\text{nombre de moles total d'acide}}$. Calculer α pour la solution précédente.

Exercice 2

1) Quel est le nom du composé organique solide A de formule $CH_3CO_2NH_4$?

2) On prend 154 g de ce composé A que l'on chauffe fortement. Il se déshydrate et l'on obtient, au bout d'une demi-heure, 29 g d'eau et un produit B.

a) Ecrire l'équation -bilan de cette réaction. Donner le nom du produit B obtenu. A quelle famille chimique appartient - il ?

b) Quelle masse d'eau maximale pouvait-on récupérer théoriquement ?

Quel est le rendement de cette réaction au bout d'une demi-heure ?

On donne : $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(N) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.