

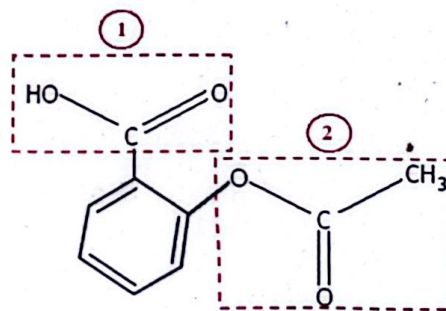
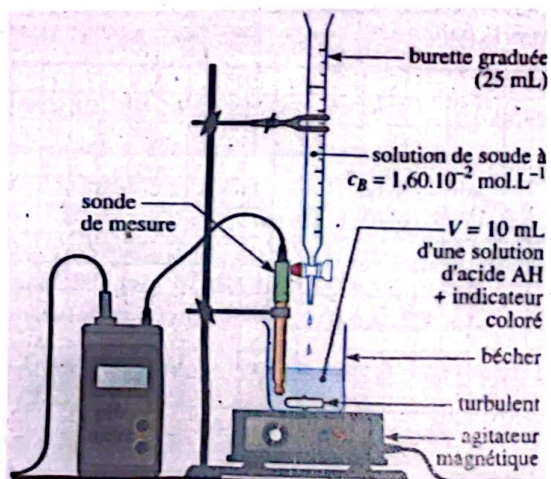
Annales

Sujets et Corrigés

Chimie Générale / Chimie Organique
Chimie Générale / Chimie Organique

Min Kalor
Chimie
Tome III

Tiles D - C et E



Acide acétylsalicylique: l'Aspirine

KAMOH BEDA

Maître ès Sciences Physiques
Professeur de Physique-chimie
au Lycée Classique d'Abidjan

Collection : Objectif BAC

SUJETS

Chimie Générale

Chapitre	Titre	Page
1	Solutions aqueuses – Notion de pH	4 – 8
2	Acides forts – Bases fortes	9 – 12
3	Réaction entre un acide fort et une base forte	13 – 16
4	Acides faibles – Bases faibles	17 – 19
5	Notio de couple acide base – Constante d'acidité – Classification	20 – 24
6	Réactions acido – basiques – Solutions tampons	25 – 36

Chimie Organique

Chapitre	Titre	Page
7	Alcools – Aldéhydes – Cétones	37 – 44
8	Amines	45 – 47
9	Acides carboxyliques	48 – 68

CORRIGES

Chimie Générale

Chapitre	Titre	Page
1	Solutions aqueuses – Notion de pH	70 – 78
2	Acides forts – Bases fortes	79 – 84
3	Réaction entre un acide fort et une base forte	85 – 91
4	Acides faibles – Bases faibles	92 – 96
5	Notio de couple acide base – Constante d'acidité – Classification	97 – 106
6	Réactions acido – basiques – Solutions tampons	107 – 124

Chimie Organique

Chapitre	Titre	Page
7	Alcools – Aldéhydes – Cétones	125 – 138
8	Amines	139 – 141
9	Acides carboxyliques	142 – 168

N.B : Le chapitre réaction acide fort- base forte est incorporé dans réaction acido-basique

SOLUTIONS AQUEUSES ET NOTION DE pH

OBJECTIFS

- ✓ Déterminer les propriétés des solutions aqueuses ioniques
- ✓ Déterminer le pH des solutions aqueuses

RESUME

• Définitions

***Solution** : c'est un mélange homogène liquide. Le composé le plus abondant est le solvant, les autres composés sont les solutés.

***Solution aqueuse** : c'est une solution dont le solvant est l'eau.

***Concentration molaire** : soit X un soluté

$$C_X = [X] = \frac{n_X}{V} \quad \text{or} \quad n_X = \frac{m_X}{M} \quad \text{donc} \quad C_X = [X] = \frac{m_X}{M.V}$$

[X] = concentration molaire (mol .L⁻¹)

n_X = nombre de mole de X (mol)

V = volume de la solution (L)

m_X = masse de X (g)

M_X = masse molaire moléculaire (g.mol⁻¹)

***Concentration massique :**

$$C_m = \frac{m_X}{V}$$

m_X = masse de X (g)

C_m = concentration massique (g.L⁻¹)

M_X = masse molaire moléculaire (g.mol⁻¹)

*** Relation entre C_X et C_m**

$$\frac{C_m}{C_X} = \frac{\frac{m_X}{V}}{\frac{m_X}{M.V}} = \frac{m_X}{V} \cdot \frac{M.V}{m_X} = M \quad \Rightarrow \quad C_m = M C_X$$

• Dilution des solutions

Diluer une solution, c'est diminuer la concentration des espèces chimiques qu'elle contient en lui ajoutant soit de l'eau pure, soit une autre solution.

La dilution conserve le nombre de mole $\Rightarrow C_i V_i = C_f V_f$

Le facteur de dilution est : $k = \frac{V_f}{V_i} = \frac{C_i}{C_f}$ on dit que la solution est diluée k fois.

• Produit ionique de l'eau

L'eau subit une réaction d'autoprotolyse : $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

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

• pH d'une solution aqueuse

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

• **Solution acide** : $[H_3O^+] > [OH^-]$; à 25°C pH < 7

• **Solution neutre** : $[H_3O^+] = [OH^-]$; à 25°C pH = 7

• **Solution basique** : $[H_3O^+] < [OH^-]$; à 25°C pH > 7

• Electroneutralité des solutions

Toute solution est électriquement neutre : la quantité de charges apportée par les cations est égale à la quantité de charges apportée par les anions.

Exemple : $2[Ca^{2+}] + [H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [Cl^-]$

ACTIVITE 1

On dissout $m = 100 \text{ g}$ de cristaux de chlorure de calcium CaCl_2 dans $V = 500 \text{ mL}$ d'eau.

1. Ecrire l'équation - bilan de la dissolution de ce composé dans l'eau.
2. Calculer la concentration molaire volumique de la solution et en déduire celle des ions présents dans la solution aqueuse.

$$M_{\text{Ca}} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

ACTIVITE 2

On dissout $m = 4 \text{ g}$ de chlorure d'ammonium NH_4Cl dans 50 cm^3 d'eau.

1. Ecrire l'équation - bilan de la dissolution de ce composé dans l'eau.
2. Calculer la concentration massique de chlorure d'ammonium de la solution.

ACTIVITE 3

Dans une fiole jaugée de 100 mL , on introduit 20 mL d'une solution de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On complète le volume avec de l'eau distillée jusqu'au trait du jauge, on bouche, on homogénéise.

1. Ecrire l'équation de dissociation du nitrate d'argent dans l'eau.
2. Calculer la concentration molaire finale de la solution. En déduire le facteur de dilution.

ACTIVITE 4

On mélange $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de sodium (NaCl), de concentration $C_1 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V_2 = 30 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate de potassium (KNO_3) à la concentration $C_2 = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Ecrire les équations-bilan de dissociation.
2. Faire l'inventaire des ions présentes dans le mélange. (Nom et formule)
3. Calculer les concentrations molaires des ions présents dans le mélange.
4. Vérifier que la solution est électriquement neutre.

EXERCICES RESOLUS

EXERCICE 1

On dissout $m = 2 \text{ g}$ d'hydroxyde de sodium NaOH dans $V_s = 5 \text{ L}$ d'eau distillée.

1. Calculer la concentration massique de la solution obtenue.
2. Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.
3. Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il dissoudre dans l'eau distillée pour obtenir $V = 1,5 \text{ L}$ de solution de concentration molaire $C = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

$$\text{Données : } M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

EXERCICE 2

En solution aqueuse, l'acide nitrique HNO_3 est totalement dissocié en ions hydronium H_3O^+ et en ions nitrate NO_3^- .

Dans une fiole jaugée de 250 mL , on introduit successivement $V_1 = 40 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique à $C_1 = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $V_2 = 25 \text{ mL}$ de solution d'acide nitrique à $C_2 = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $m_{\text{CaCl}_2} = 1 \text{ g}$ de chlorure de calcium solide et $m_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 2 \text{ g}$ de nitrate de calcium solide et l'on complète à 250 mL avec de l'eau distillée. La température finale de la solution est de 25°C .

1. Déterminer la quantité de chacun des ions introduits dans cette solution, sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu entre eux.
2. En déduire leur concentration.
3. Déterminer la concentration des ions hydroxyde et vérifier que les concentrations trouvées sont en accord avec l'équation d'électro neutralité

$$\text{Données : } M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{N}) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{Ca}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

EXERCICE 3

1. On dissout $m = 4,8g$ de chlorure de magnésium $MgCl_2$ dans l'eau et on obtient une solution S_1 de volume $V_1 = 2L$

1.1 Calculer la concentration molaire de la solution S_1

1.2 Calculer les concentrations molaires en ion magnésium et chlorure de la solution S_1

1.3 Vérifier que la solution est électriquement neutre.

1.4 On ajoute $500cm^3$ d'eau à la solution S_1 et on obtient une solution S'_1 . Que deviennent les concentrations molaires en ions magnésium et chlorure dans la solution S'_1 ?

2. On considère une solution S_2 de chlorure de sodium $NaCl$ de concentration molaire $C_2 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
On mélange $V_1 = 400 \text{ cm}^3$ de la solution S_1 avec $V_2 = 600 \text{ cm}^3$ de la solution S_2 .

2.1 Calculer les concentrations molaires des différents ions présents dans le mélange obtenu.

2.2 Que vaut le pH du mélange à $25^\circ C$?

Données : $M(Mg) = 24g \cdot mol^{-1}$; $M(Cl) = 35,5g \cdot mol^{-1}$ $K_e = 10^{-14}$

EXERCICE 4

1. On réalise un mélange des solutions aqueuses suivantes :

- Nitrate de baryum $Ba(NO_3)_2$: $C_1 = 0,21 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $V_1 = 300 \text{ cm}^3$

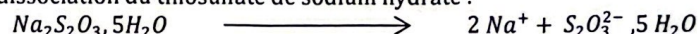
- Nitrate de sodium $NaNO_3$: $C_2 = 0,12 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $V_2 = 250 \text{ cm}^3$

1.1 Ecrire les équations de dissociation de ces composés ioniques dans l'eau.

1.2 Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange.

2. Calculer la masse m de thiosulfate de sodium hydraté ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$) qu'il faudrait dissoudre dans le mélange précédent pour avoir une solution dont la concentration totale en ion sodium est

$[Na^+] = 0,24 \text{ mol} \cdot L^{-1}$. On précise que le volume du mélange a été ajusté à 800 mL par addition d'eau distillée. L'équation de dissociation du thiosulfate de sodium hydraté :



Données : $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$; $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$; $M(Na) = 23g \cdot mol^{-1}$ $M(S) = 32g \cdot mol^{-1}$

EXERCICE 5

On dispose des composés suivants :

S_1 : solution de bromure de potassium KBr de concentration $C_1 = 25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

S_2 : Du bromure de calcium cristallisé et hydraté de formule $CaBr_2$ et de masse m_2 .

S_3 : solution de chlorure de potassium KCl de concentration $C_3 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

S_4 : solution de chlorure de calcium $CaCl_2$ de $C_4 = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et de volume $V_4 = 100 \text{ cm}^3$

On désire préparer un litre de solution S à partir de ces différents éléments qui doit contenir :

$$[K^+] = [Br^-] = 12,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} ; [Ca^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

1. Ecrire l'équation de dissolution de chaque composé

2. Déterminer la masse m_2 du bromure de calcium ainsi que les volumes V_1 et V_3 des solutions S_1 et S_3 (que l'on a complété à un litre avec l'eau distillée)

3. Calculer directement la concentration en ions chlorure.

4. Vérifier l'électroneutralité de cette solution.

On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

Données : $M(Ca) = 40g \cdot mol^{-1}$; $M(Br) = 80g \cdot mol^{-1}$; $M(Cl) = 35,5g \cdot mol^{-1}$

EXERCICE 6

1. A $37^\circ C$, le produit ionique K_e de l'eau est tel que $pK_e = 13,6$.

Définir à cette température une solution neutre, une solution acide et une solution basique.

2. La salive à $37^\circ C$ a un pH de 6,85. Est-elle acide, neutre ou basique ?

EXERCICE 7

On dissout $m_1 = 0,25$ g de chlorure de baryum ($BaCl_2$) et $m_2 = 0,1$ g d'hydroxyde de sodium ($NaOH$) dans de l'eau pure. On obtient une solution aqueuse de volume $V = 250$ mL.

1. Ecrire les équations-bilan de dissociation.
2. Calculer les concentrations molaires des ions apportés par ces composés dissous.
3. En déduire le pH de la solution obtenue.
4. Montrer que la solution est électriquement neutre.

On donne : $Ba = 137,4$; $Cl = 35,5$; $Na = 23$; $O = 16$; $H = 1$.

EXERCICE 8 (Contrôle de Connaissances TD 21 Octobre 2010)

Toutes les expériences ont lieu à 25°C

Partie A : Préparation de solution

1. Au laboratoire de chimie du lycée classique, Mr Yapo le Technicien de Laboratoire décide de préparer une solution S_0 de chlorure de potassium de volume $V_0 = 500$ mL et de concentration $C_0 = 0,3$ mol/L.

Déterminer la masse m_0 de chlorure de potassium KCl nécessaire pour cette préparation.

On donne : $M_K = 39$ g/mol $M_{Cl} = 35,5$ g/mol.

2. A partir de la solution S_0 , il désire préparer une solution S_1 de volume $V' = 1$ L et de concentration $C_1 = 3 \cdot 10^{-2}$ mol/L

2.1 Donner le nom de l'opération qu'il faut réaliser.

2.2 Calculer le volume V_0 de la solution S_0 à prélever.

2.3 A partir des matériels ci-dessous, indiquer la liste des matériels nécessaires à Mr Yapo

Matériel mis à la disposition de Mr yapo	
Agitateur magnétique	Eprouvettes graduées
Béchers : 10mL ; 200mL	Pipettes : 5mL ; 10mL ; 20mL
Verre à pied	Pissette + eau distillée
Fioles jaugées : 100mL ; 250mL ; 500mL, 1L	

2. 4 Proposer un mode opératoire à Mr Yapo lui permettant de préparer la solution S_1 .

Partie B : Mélange de solutions

3. Il prélève ensuite un volume $V_1 = 50$ mL de la solution S_1 auquel il ajoute :

- $V_2 = 100$ mL de chlorure de baryum $BaCl_2$ de concentration $C_2 = 0,1$ mol/L.
- $V_3 = 75$ mL d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ de concentration $C_3 = 0,01$ mol/L
- $V_4 = 25$ mL d'eau distillée. Il obtient une solution S.

3.1 Ecrire les équations de dissolution de KCl et $BaCl_2$ et $Ca(OH)_2$

3.2 Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange.

3.3 Vérifier l'électroneutralité du mélange

3.4 Calculer le pH de la solution.

4. A la solution S il ajoute une solution aqueuse S_5 de chlorure de calcium de volume V_5 inconnu et de concentration molaire $C_5 = 0,06$ mol/L. Il obtient ainsi une solution dont la concentration totale en ion chlorure est $[Cl^-] = 0,10$ mol/L.

4.1 Exprimer la concentration des ions chlorures dans le mélange en fonction de V_5 .

4.2 En déduire le volume V_5 .

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE 1

On mélange $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse S_1 de nitrate de sodium (NaNO_3) de concentration molaire $C_1 = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'une solution S_2 de nitrate de cuivre ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Calculer les concentrations molaires des ions dans le mélange.
2. Vérifier que la solution est électriquement neutre.

EXERCICE 2

On dissout une masse $m = 1,57 \text{ g}$ de sel de Mohr de formule $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$ dans 250 mL d'eau.

1. Vérifier que la masse molaire du sel de Mohr est $M = 392 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
2. Calculer la concentration molaire de la solution.
3. Ecrire l'équation de la dissolution du sel de Mohr dans l'eau sachant que la dissolution produit les ions Fe^{2+} , NH_4^+ et SO_4^{2-} .
4. En déduire la concentration molaire de chaque ion dans la solution.
5. Quel volume d'eau faut-il ajouter à cette solution pour préparer une solution de concentration $C' = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Problème

Monsieur Yapo laborantin au L.C.A désire préparer une solution d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire $C = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Calculer la masse m de ce composé à peser pour préparer un litre de cette solution.
2. Calculer les concentrations molaires des ions présents dans cette solution. Calculer le pH de cette solution.
3. On mélange $V_1 = 80 \text{ mL}$ de la solution précédente, $V_2 = 45 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de concentration molaire $C_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V_3 = 35 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure de calcium CaCl_2 de concentration molaire $C_3 = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - 3.1. Ecrire les équations de dissolution de ces composés ioniques dans l'eau.
 - 3.2. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans ce mélange puis calculer leurs concentrations respectives.
 - 3.3. Calculer le pH de ce mélange.
 - 3.4. Vérifier l'électroneutralité du mélange.

Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

ACIDE FORT- BASE FORTE

OBJECTIFS

- ✓ Définir les notions d'acide fort et de base forte à partir des solutions aqueuses de chlorure d'hydrogène et d'hydroxyde de sodium

pH d'une solution d'acide fort

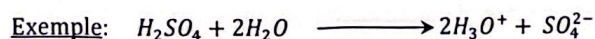
* Cas d'un monoacide fort



$$\text{pH} = -\log Ca \Rightarrow Ca = 10^{-\text{pH}} \quad \text{avec } Ca = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ cas d'un monoacide fort}$$

$$Ca = \text{Concentration de l'acide fort} : 10^{-6} \text{ mol. L}^{-1} \leq Ca \leq 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

* Cas d'un diacide fort : cet acide libère 2 moles d'ions H_3O^+



$$\text{pH} = -\log 2Ca$$

Exemples d'acides forts: acide nitrique HNO_3 ; acide bromhydrique HBr

pH d'une solution de base forte

* Cas d'une monobase forte



$$\text{pH} = 14 + \log Cb \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14+\text{pH}} \quad \text{avec } Cb = [\text{OH}^-] \text{ cas d'une monobase forte}$$

$$Cb = \text{concentration de la base avec } 10^{-7} \text{ mol. L}^{-1} \leq Cb \leq 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$$

* Cas d'une dibase forte : elle libère 2 moles d'ions OH^-



$$\text{pH} = 14 + \log 2Cb$$

Exemples de bases fortes : hydroxyde de potassium KOH ; éthanolate de sodium $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$

N.B : la dilution d'un acide fort ou d'une base forte dans l'eau est une réaction totale (utiliser donc une seule flèche \longrightarrow dans l'équation-bilan).

ACTIVITE 1

On dissout 2 L de chlorure d'hydrogène gazeux dans 1 L d'eau.

1. Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.
2. Faire l'inventaire des espèces chimiques en solution et calculer leur concentration.
3. Calculer le pH de la solution obtenue. $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ dans les conditions de l'expérience.

ACTIVITE 2

Une solution aqueuse d'acide nitrique de concentration $C = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $pH = 1,5$.

1. Montrer que l'acide nitrique est un acide fort.
2. En déduire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.

ACTIVITE 3

Une solution de dihydroxyde de calcium Ca(OH)_2 , a pour concentration $C = 148 \text{ mg.L}^{-1}$.

1. Quelle est la concentration molaire en ions OH^- de cette solution ?
 2. Montrer que le dihydroxyde de calcium est une dibase forte sachant que son pH est 11,6 à 25°C.
- Données : $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

ACTIVITE 4

1. On mélange $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution S_1 d'acide chlorhydrique de $pH_1 = 2,4$ avec $V_2 = 200 \text{ mL}$ d'une solution S_2 d'acide chlorhydrique de pH_2 inconnu. On obtient une solution dont le $pH = 2,7$. Déterminer le pH de la solution S_2 .
2. On mélange $V_3 = 400 \text{ mL}$ d'une solution S_3 d'hydroxyde de sodium de $pH_3 = 10,7$ avec $V_4 = 100 \text{ mL}$ d'une solution S_4 d'hydroxyde de sodium de $pH_4 = 12,3$. Calculer le pH de la solution obtenue.

EXERCICES RESOLUS

EXERCICE 1

On effectue le mélange des solutions suivantes :

- Solution d'hydroxyde de sodium Na OH de concentration $C_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, de volume $V_1 = 400 \text{ mL}$.
- Solution d'hydroxyde de calcium Ca (OH)_2 de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, de volume $V_2 = 200 \text{ mL}$.

1. Calculer le pH respectif de chacune de ces solutions.
2. Ecrire les équations de dissociation des composés dans l'eau.
3. Calculer les concentrations de tous les ions présents dans le mélange. Calculer le pH.
4. Quel est le volume V_e d'eau à ajouter au mélange précédent pour avoir un pH égal à 12.

EXERCICE 2

On dispose à 25° C de quatre solutions d'hydroxyde de sodium A', B', C' et D' :

A' a un $pH = 11,6$;

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

C' a été obtenue par dissolution de 2 g d'hydroxyde de sodium dans 10 L d'eau ;

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

1. Calculer le pH des solutions B', C' et D'.
2. Classer ces quatre solutions par basicité croissante.

EXERCICE 3

1. on dispose d'une solution (1) d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 5.10^{-3} mol. L^{-1}$ et d'une solution (2) d'hydroxyde de potassium de concentration $C_2 = 10^{-3} mol. L^{-1}$. Calculer le pH respectif de chacune de ces solutions.
2. On mélange un volume $V_1 = 10$ mL de la solution 1 avec un volume $V_2 = 50$ mL de la solution 2. Calculer le pH de la solution obtenue. Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques dans le mélange.

EXERCICE 4

L'étiquette d'une bouteille contenant une solution commerciale So d'acide nitrique HNO_3 porte les indications suivantes :

- Masse volumique $\rho = 1420$ kg/m³
 - Pourcentage en masse d'acide nitrique pur : 62%
 - Masse molaire moléculaire $M = 63$ g.mol⁻¹.
1. Vérifier que la concentration molaire d'un litre de solution commerciale est $C_0 = 14$ mol.L⁻¹.
 2. On introduit un volume V_0 de So dans une fiole jaugée de 500 mL contenant un peu d'eau distillée. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On obtient ainsi une solution aqueuse S_1 d'acide nitrique de volume $V_1 = 500$ mL et de concentration $C_1 = 0,14$ mol.L⁻¹. Calculer V_0 .
 3. A la solution aqueuse précédente, on y ajoute une solution aqueuse de carbonate de sodium Na_2CO_3 de concentration molaire $C_2 = 5.10^{-3} mol. L^{-1}$ et de volume $V_2 = 50$ mL
 - 3.1-Ecrire l'équation d'ionisation du carbonate de sodium avec l'eau.
 - 3.2-Calculer la concentration molaire de toutes les espèces chimiques du mélange.
 - 3.3-Calculer le pH du mélange.

EXERCICE 5

c'est à dire Karimen 43

Un élève du Lycée Classique de Cocody souhaite préparer une solution acide S de volume $V = 100$ mL et de pH= 2,1 à 25°C en mélangeant :

- Une solution S_1 d'acide chlorhydrique de volume V_1 inconnu et de concentration $C_1 = 10^{-2}$ mol/L.
 - Une solution S_2 d'acide nitrique de volume V_2 inconnu et de concentration $C_2 = 5.10^{-3}$ mol/L
1. Calculer les pH des solutions S_1 et S_2 .
 2. Ecrire les équations d'ionisation des acides HCl et HNO_3 dans l'eau.
 3. Etablir deux relations entre les volumes V , V_1 et V_2 des solutions.
 4. En déduire les valeurs des volumes V_1 et V_2 des solutions S_1 et S_2 .
 5. Sachant que $V_1 = 60$ mL et $V_2 = 40$ mL, déterminer les concentrations molaires volumiques des ions Cl^- et NO_3^- présents dans la solution S.

EXERCICE 6

Une solution aqueuse S de volume $V = 100$ mL est obtenue en mélangeant les solutions suivantes :

- S_1 : solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_1 et de volume $V_1 = 60$ mL.
- S_2 : solution aqueuse d'acide nitrique de concentration molaire C_2 et de volume V_2 .

1.Ecrire les équations-bilan des réactions du chlorure d'hydrogène (HCl) et de l'acide nitrique (HNO_3) avec l'eau.

2.On verse dans S, une solution aqueuse de nitrate d'argent utilisé en excès. On obtient un précipité blanc de masse $m_1 = 717$ mg.

2.1.Ecrire l'équation-bilan de la réaction de précipitation.

2.2.En déduire la concentration molaire C_1 .

3.La mesure du pH de la solution S donne $pH = 1,1$.

3.1.Calculer la concentration molaire et la quantité d'ions H_3O^+ présents dans la solution S.

3.2.En déduire la concentration molaire C_2 .

On donne les masses molaires atomiques en g.mol⁻¹ : Ag = 108; C = 12; Cl = 35,5.

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE 1

L'acide bromhydrique HBr est un acide fort. La solution commerciale S_0 contient $\mathcal{P} = 47\%$ en masse de HBr et a une densité par rapport à l'eau $d = 1,47$. La température de toutes les solutions est $25^\circ C$.

1. Montrer que la concentration de la solution commerciale est $C_0 = 8,54 \text{ mol. L}^{-1}$.
2. On souhaite préparer un volume $V_1 = 0,25 \text{ L}$ de solution S_1 de cet acide de concentration $C_1 = 0,50 \text{ mol. L}^{-1}$. Calculer le volume V_0 de solution commerciale à prélever.
3. Décrire la préparation de S_1 .
4. On prélève $V'_1 = 5,0 \text{ mL}$ de S_1 qu'on introduit dans une fiole jaugée de $250,0 \text{ mL}$ et on complète avec de l'eau distillée. Quel est le pH de la solution obtenue ?
5. On dilue vingt fois la solution S_2 ; soit S_3 la solution obtenue. Quel est son pH ?

Données : $M_H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$, $M_{Br} = 80 \text{ g. mol}^{-1}$

EXERCICE 2

On dispose d'une solution aqueuse d'acide fort : acide nitrique HNO_3 de concentration molaire $C_1 = 2.10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$

1. Définir un acide fort.
2. Ecrire l'équation -bilan de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau.
3. Calculer le pH de cette solution aqueuse d'acide nitrique.
4. On mélange $V_1 = 50 \text{ mL}$ de la solution aqueuse d'acide nitrique précédente ; $V_2 = 60 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique HCl de concentration molaire $C_2 = 5.10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$ et $V_3 = 40 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de chlorure de sodium $NaCl$ de concentration molaire $C_3 = 4.10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$.
 - 4.1. Ecrire les équations -bilans des réactions de ces composés avec l'eau.
 - 4.2. Faire le bilan des espèces chimiques présentes dans ce mélange.
 - 4.3. Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans ce mélange.
 - 4.4. Calculer le pH de ce mélange.

Problème

On dispose de trois solutions d'acides forts :

- Solution A d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_1 inconnue.
- Solution B d'acide sulfurique de concentration molaire $C_2 = 1,5.10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$.
- Solution C d'acide bromhydrique de concentration massique $6,48 \text{ g. L}^{-1}$.

1. On prélève $V = 100 \text{ mL}$ de la solution A et on y ajoute une solution aqueuse de nitrate d'argent ($Ag^+ + NO_3^-$) en excès : on obtient un précipité blanc de masse $m = 172,2 \text{ mg}$.
 - 1.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de précipitation.
 - 1.2 Calculer la valeur de la concentration C_1 de l'acide chlorhydrique.
 - 1.3 Calculer le pH de chacune des solutions A, B et C.
2. Dans un bécher on mélange un volume $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de la solution A, un volume $V_2 = 25 \text{ cm}^3$ de la solution B et un volume $V_3 = 25 \text{ cm}^3$ de la solution C.
 - 2.1 Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.
 - 2.2 A l'aide d'un pH-mètre, on mesure le pH du mélange. Quelle est l'indication du pH-mètre ?

Données : $M(Ag) = 108 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g. mol}^{-1}$;

REACTIONS ACIDE FORT-BASE FORTE

OBJECTIFS

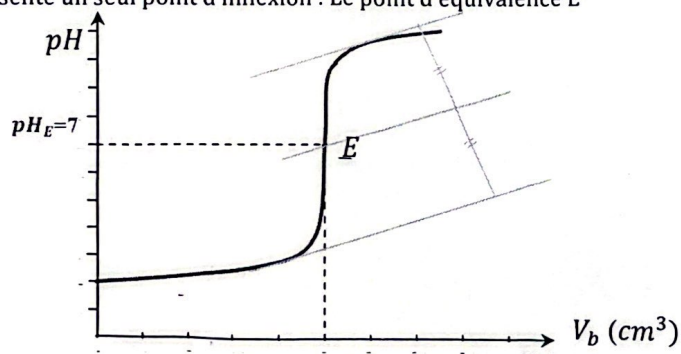
- ✓ Interpréter la courbe de variation de pH au cours d'une réaction acide/base
- ✓ Choisir l'indicateur coloré adapté pour un dosage colorimétrique

*Dosage d'un acide fort par une base forte. Exemple : HCl par NaOH

- Equation de la réaction

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O \quad (\text{quelque soit l'acide fort ou la base forte})$$
- $pH_E = 7$
- A l'équivalence,

$$n_{H_3O^+} = n_{OH^-} \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE}$$
- La courbe présente un seul point d'inflexion : Le point d'équivalence E

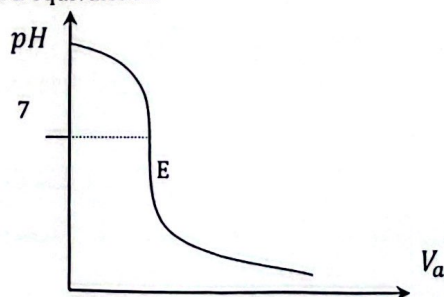


*Dosage d'une base forte par un acide fort. Exemple : NaOH par HCl

- Equation de la réaction

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O \quad (\text{quelque soit l'acide fort ou la base forte})$$
 - $pH_E = 7$
 - A l'équivalence,

$$n_{H_3O^+} = n_{OH^-} \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b$$
- La courbe présente un seul point d'inflexion. Le point d'équivalence.



ACTIVITE 1

On mélange un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de solution de soude de concentration molaire $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 17 \text{ mL}$ de solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_2 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Le mélange obtenu est-il acide ou basique ?
2. Calculer les concentrations molaires des ions dans ce mélange.
3. Quel volume de solution de soude de concentration molaire $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il ajouter au mélange précédent pour obtenir une solution neutre ?

ACTIVITE 2

A $V_a = 60 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute $V_b = 40 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, de concentration molaire $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
2. L'équivalence acido-basique est-elle atteinte suite à cette addition ?
3. Le mélange ainsi obtenu est-il basique, acide ou neutre ? Quel est son pH de la solution obtenue ?
4. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans cette solution.

EXERCICES RESOLUS

EXERCICE 1

On dispose d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_a inconnue. On prélève $V_a = 40 \text{ mL}$ de la solution d'acide que l'on verse dans un bécher. On ajoute progressivement à cette solution, une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les mesures de pH successifs du mélange ont été consignées dans le tableau ci-dessous.

$V_b \text{ (mL)}$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19	19,4	19,5	19,7	19,8	1
pH	1,1	1,15	1,2	1,3	1,4	1,55	1,6	1,65	2	2,35	2,65	3	3,1	3,4	3,7	

$V_b \text{ (mL)}$	20	20,2	20,8	21	22	23	24	25	27	31
pH	7	10,4	11,3	11,4	11,75	11,95	12,05	12,18	12,3	12,4

1. Faire le schéma annoté de l'expérience réalisée.
2. Tracer sur une feuille de papier millimétré la courbe représentant les variations du pH en fonction du volume de soude versé. Echelle : $1 \text{ cm} \rightarrow 2 \text{ mL}$; $1 \text{ cm} \rightarrow 1 \text{ unité de pH}$
3. Déterminer les coordonnées du point équivalent E.
4. Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique.
5. Calculer la concentration molaire C_a de la solution d'acide.
6. A l'aide d'une méthode appropriée, on sèche le mélange à l'équivalence. On obtient alors un solide blanc (S).
 - 6.1. Quel est ce solide ?
 - 6.2. Ecrire l'équation-bilan de la formation de S.
 - 6.3. Calculer la masse de S

EXERCICE 2

1. On dispose d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) S_B de pH voisin de 13. En déduire la concentration molaire volumique C_b de cette solution.
2. Pour affiner la valeur de la concentration C_b , on dose $V_b = 10 \text{ cm}^3$ de S_B par une solution d'acide chlorhydrique S_A de concentration $C_a = 8.10^{-2} \text{ mol/L}$.
 - 2.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique qui a lieu.
 - 2.2 L'équivalence acido-basique est obtenue pour $V_{aE} = 12 \text{ cm}^3$. En déduire la valeur de la concentration C_b .

2.3 Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$ en faisant apparaître les points caractéristiques suivants : pH à $V_a = 0 \text{ cm}^3$, V_{aE} et pH à l'équivalence.

3. On prépare une solution aqueuse S_1 d'acide chlorhydrique de volume $V_{S1} = 200 \text{ cm}^3$.

La masse de chlorure d'hydrogène dissous est m_1 . Le pH de S_1 est $\text{pH}_1 = 1,5$. Le chlorure d'hydrogène est un acide fort en solution aqueuse.

3.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

3.2 Déterminer la masse m_1 de chlorure d'hydrogène dissous dans S_1 .

4. On mélange les solutions aqueuses suivantes dans les proportions indiquées :

- Solution S_1 (Solution d'acide chlorhydrique) : $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ et $C_1 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$;
- Solution S_2 (Solution d'hydroxyde de sodium) : $V_2 = 25 \text{ cm}^3$ et $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

On obtient une solution S .

4.1 Faire l'inventaire des espèces chimiques introduites dans S .

4.2 Calculer les quantités de matières en mole des espèces chimiques apportées par des solutions S_1 et S_2 .

4.3 Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques majoritaires présentes dans S après réaction.

4.4 Déterminer le pH de la solution.

EXERCICE 3

On verse dans 200 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique une solution d'hydroxyde de sodium à 0,5 mol/L. On mesure le pH en fonction du volume V_B d'hydroxyde de sodium versé. Les résultats sont rassemblés dans le tableau suivant. (Toutes les mesures sont faites à 25 °C)

$V_B(\text{cm}^3)$	0	0,35	1	2	2,5	3	4	4,5	4,9	5	5,1	5,5	6	8	10	12
pH	1,9	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

1. Tracer sur papier millimétré la courbe $\text{pH} = f(V_B)$. Echelle : 2cm pour 1 cm^3 et 1cm pour une unité de pH .
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage.
3. Déterminer le point d'équivalence et en déduire la concentration de la solution d'acide chlorhydrique.
4. Que peut-on dire du pH de la solution obtenue à l'équivalence ? Justifier la réponse.
5. Calculer les concentrations, des diverses espèces chimiques présentes dans la solution lorsqu'on a versé $V_B = 3 \text{ cm}^3$ d'hydroxyde de sodium.

EXERCICE 4

On dose 20 cm^3 d'une solution d'acide fort de formule HA de concentration inconnue C_a par une solution de soude de $\text{pH} = 12$. Le dosage suivit au pHmètre a donné les résultats suivants :

$V_b(\text{mL})$	0	2	6	10	14	15	15,5	16	16,5	16,8	17	18	19	20	22	
pH	2,1	2,2	2,4	2,7	3,2	3,5	3,8	5	6,2	7	8,3	8,8	10,5	10,9	11,1	11,3

1. Comment peut-on mettre en évidence le caractère ionique de chacune des solutions ?
2. Trace la courbe $\text{pH} = f(v)$.
Echelles : 1 cm pour 1 mL en abscisse
1cm pour 1 unité de pH en ordonnée
3. Déterminer les coordonnées du point équivalent. En déduire la concentration molaire C_a de la solution acide.
4. En évaporant l'eau de la solution obtenue à l'équivalence, on recueille 14,02 mg de sel.
 - 4.1 Identifie l'acide grâce au tableau suivant :

HA	HCl	HBr	HI	H_2SO_4	HNO_3
$M_{\text{HA}}(\text{g/mol})$	36,5	81	128	98	63

4.2 En déduire la masse d'acide utilisé pour obtenir 1 L de la solution acide.

On donne : $\text{H} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{Na} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{Br} = 80 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{I} = 127 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{S} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{N} = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 5

1. On dissout $V = 2,4 \text{ L}$ de chlorure d'hydrogène gazeux dans $V_e = 500 \text{ mL}$ d'eau. On obtient une solution S_0 d'acide chlorhydrique.

- 1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.
- 1.2. Déterminer la concentration molaire volumique C_0 de cette solution S_0 .
- 1.3. On dilue 20 fois la solution S_0 et on obtient une solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = \frac{C_0}{20}$. Déterminer la concentration molaire volumique C_1 de cette solution S_1 .

On donne : Masses molaires atomiques (en $g \cdot mol^{-1}$) : $M(H) = 1$; $M(Cl) = 35,5$; $M(O) = 16$ et le volume molaire dans les conditions opératoires est $V_m = 24 \text{ L} \cdot mol^{-1}$.

2.

Afin de vérifier la concentration C_1 trouvée à la question 1.3, A 25°C , on prélève un volume $V_A = 100 \text{ mL}$ de la solution S_1 qu'on met dans un bécher et à l'aide d'une burette graduée, on ajoute progressivement une solution S_b d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et on mesure après chaque ajout, le pH du mélange. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

$V_b(\text{mL})$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	18,5
pH	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,4

$V_b(\text{mL})$	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26	28	30
pH	3,6	4,2	7	9,3	10	10,3	10,5	10,9	11	11,1	11,2

- 2.1. Faire le schéma annoté du dispositif expérimental
- 2.2. Tracer sur une feuille de papier millimétré la courbe $pH = f(V_b)$.

Echelle : 1 cm pour 2 mL et 1 cm pour 1 unité de pH .

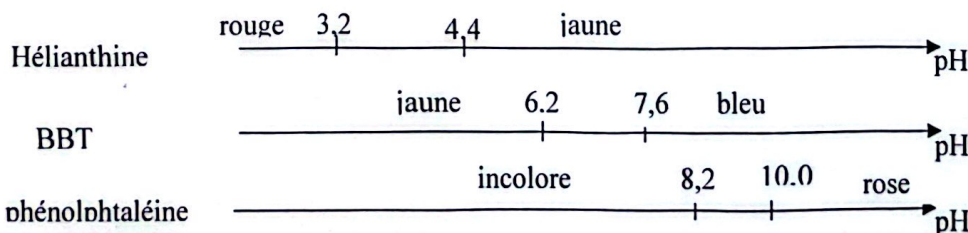
- 2.3. Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
- 2.4. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence et justifier la valeur du pH à l'équivalence.
- 2.5. En déduire la concentration C_a de la solution dosée.

Problème: Dosage d'un acide fort par une base forte

L'étude expérimentale du dosage de 20 cm^3 d'une solution aqueuse d'un acide AH de concentration inconnue par la soude (NaOH) de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ donne les résultats :

$V_B(\text{cm}^3)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19	19,5	20	20,5	21	22	24	26	28
pH	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,9	3,3	3,6	4,2	7	9,4	10,1	10,5		11	11,1	

1. Tracer la courbe $pH = f(V_B)$. Echelle : $1 \text{ cm} \rightarrow 2 \text{ cm}^3$; $1 \text{ cm} \rightarrow 1$ unité de pH .
2. Au vue de la forme de la courbe, justifier que l'acide est fort.
3. Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.
4. Par la méthode des tangentes, déterminer le point équivalent. Donner ses coordonnées V_{BE} et pH_E .
5. La valeur du pH était-elle prévisible ? justifier.
6. Vers quelle valeur tend le pH du mélange lorsqu'on continue d'ajouter la solution de soude ?
7. Calculer la valeur du pH du mélange pour $V_B = 14 \text{ cm}^3$ et $V_B = 24 \text{ cm}^3$.
8. Sans utiliser le pH -mètre, quel est l'indicateur coloré qui permettrait de mieux détecter le volume de soude versé à l'équivalence. Quelle est sa couleur à l'équivalence ?



ACIDES FAIBLES - BASES FAIBLES

OBJECTIFS

- ✓ Définir un acide faible et une base faible à partir des solutions aqueuses d'acide éthanóique et d'éthanoate de sodium

Acide faible

- Un acide faible est un acide qui ne réagit pas totalement avec l'eau
- $pH \neq \log C_a$

- Coefficient d'ionisation ou de dissociation α

$$\alpha = \frac{n_{CH_3COOH \text{ ionisé}}}{n_{CH_3COOH \text{ introduit}}} = \frac{n_{CH_3COO^- \text{ formé}}}{n_{CH_3COOH \text{ introduit}}} \quad \alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{C_a}$$

Exemples d'acides faibles

Noms de l'acide	Formule de l'acide
Acide méthanoïque (ou formique)	$H - COOH$
Acide chloroéthanoïque	$ClCH_2 - COOH$
Acide éthanóique	$CH_3 - COOH$
Acide benzoïque	$C_6H_5 - COOH$
Ion méthylammonium	$CH_3 - NH_3^+$
Ion ammonium	NH_4^+

Base faible

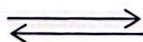
- Une base faible est une base qui ne réagit pas totalement avec l'eau.
- $pH \neq 14 + \log C_b$
- Coefficient d'ionisation ou de dissociation β

$$\beta = \frac{n_{CH_3COO^- \text{ qui ont réagit}}}{n_{CH_3COO^- \text{ introduit}}} = \frac{n_{CH_3COOH \text{ formé}}}{n_{CH_3COO^- \text{ introduit}}} \quad \beta = \frac{[CH_3COOH]}{C_b}$$

Exemple de bases faibles

Nom de la base faible	Formule de la base faible
Ammoniac	NH_3
Méthylamine	CH_3NH_2
Ethylamine	$CH_3 - CH_2NH_2$
Aniline	$C_6H_5 - NH_2$
Ion propanoate	$CH_3 - CH_2COO^-$
Ion méthanoate	$HCOO^-$
Ion éthanóate	CH_3COO^-

NB : la dissolution d'un acide faible ou d'une base faible dans l'eau est une réaction partielle (utiliser donc une double flèche).



ACTIVITE 1

Une solution d'acide méthanoïque $HCOOH$ de concentration $C_a = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ a un $pH = 2,5$

1. L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible ? Justifier votre réponse ?
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
3. Faire le bilan qualitatif des espèces présentes en solution ?
4. Calculer la concentration de toutes les espèces présentes en solution ?
5. En déduire le degré d'ionisation de l'acide méthanoïque dans la solution ?

ACTIVITE 2

On dissout $m = 77 \text{ mg}$ de propanoate de sodium ($C_2H_5CO_2Na$) dans $V = 50 \text{ mL}$ d'eau pure. Le pH de la solution ainsi obtenue est : $pH = 8,55$.

1. Calculer la concentration molaire C de la solution.
2. Montrer que l'ion propanoate est une base faible.
3. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'ion propanoate et l'eau.
4. Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes en solution.

Données : $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Na) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICES RESOLUS

EXERCICE 1

On considère 10 mL de solution S_2 d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On mesure le pH de cette solution à 25°C et on trouve $pH = 2,9$.

1. Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de dissociation de l'acide éthanoïque dans l'eau.
3. Faire le bilan des espèces chimiques présentes en solution et calculer leurs concentrations molaires.
4. Calculer la proportion d'acide ionisé.
5. À la solution précédente, on ajoute 90 mL d'eau pure et on obtient une solution S_2 dont le pH est $3,4$.
- 5.1- Calculer la concentration molaire C_2 de S_2 .
- 5.2- Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution S_2 .
- 5.3- Calculer la proportion d'acide ionisé.
- 5.4- Comparer et conclure.

EXERCICE 2

Une solution aqueuse d'ammonium NH_3 , de concentration molaire $C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, a un pH égal à $10,1$.

1. Montrer que l'ammoniac est une base faible.
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'ammoniac sur l'eau.
3. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
4. Préciser dans un tableau les espèces chimiques majoritaires, minoritaires et ultra- minoritaires.
5. Montrer que ces résultats mettent en évidence une réaction limitée.

EXERCICE 3

Un laborantin a préparé 5 solutions de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, Les solutions sont dans des flacons numérotés de 1 à 5. Le laborantin a omis de mettre les étiquettes sur les flacons. On se propose d'attribuer à chaque flacon, l'étiquette correspondante, on dispose des solutions.

B: solution de chlorure d'ammonium NH_4Cl
 E: solution de chlorure de sodium $NaCl$
 A: solution d'acide chlorhydrique HCl
 C: solution d'ammoniac NH_3
 D: solution d'hydroxyde de sodium $NaOH$

Pour identifier le contenu de chaque flacon on mesure le pH .

Flacon N°	1	2	3	4	5
pH	7	10,6	12	5,6	2
Solution					

1. Remplir la dernière ligne du tableau. Justifier brièvement le choix.
2. Ecrire les équations bilan des réactions avec l'eau de NH_4Cl , $NaCl$, NH_3 , $NaOH$.
3. On mélange $V_b=50ml$ de solution C avec $V_a=50ml$ de solution B ; on obtient un mélange dont le pH est 9,2. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes en solution

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE

On dissout une masse $m = 0,32g$ de chlorure d'ammonium NH_4Cl dans $V = 100 mL$ d'eau. Le pH de la solution obtenu est 5,2.

1. Ecrire l'équation de dissociation du chlorure d'ammonium dans l'eau.
2. Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.
3. Quel est l'espèce chimique responsable de l'acidité de la solution. Montrer que c'est un acide faible.
4. Ecrire l'équation -bilan de sa réaction avec l'eau.
5. Calculer les concentrations molaires de toutes espèces chimiques en solution

Données : $M(C) = 12 g.mol^{-1}$; $M(N) = 14 g.mol^{-1}$; $M(H) = 1g.mol^{-1}$; $M(Cl) = 35,5g.mol^{-1}$
 $K_e = 10^{-14}$ 25°C

Problème

1. Quelle masse d'éthanoate de sodium solide faut-il dissoudre dans de l'eau pour obtenir 1L de solution de concentration molaire $C = 0,1 mol / L$?
2. La solution obtenue a un pH égal à 8,9 à 25°C. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes en solution et calculer leurs concentrations molaires.
3. On mélange $V_1 = 10 mL$ de la solution précédente avec $V_2 = 10 mL$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire 0,1mol/L. Le pH du mélange ainsi obtenu est égal à 3.
 - 3.1- Faire le bilan des espèces chimiques présentes en solution.
 - 3.2- Calculer les concentrations molaires de ces espèces chimiques.
4. Montrer qu'il y a eu réaction chimique entre l'ion hydronium et l'ion éthanoate.

Données : $M(C) = 12 g.mol^{-1}$; $M(Na) = 23 g.mol^{-1}$; $M(H) = 1g.mol^{-1}$; $M(O) = 16 g.mol^{-1}$
 $K_e = 10^{-14}$ 25°C

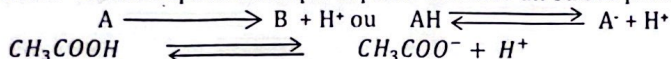
COUPLE ACIDE/BASE - CONSTANTE D'ACIDITE ET CLASSIFICATION

OBJECTIFS

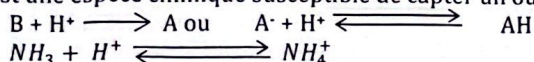
- ✓ Définir les couples acide/base et la constante d'acidité K_a
- ✓ Classer les couples acide/base à partir de la constante d'acidité

* Définition des acides et des bases selon Bronstéd.

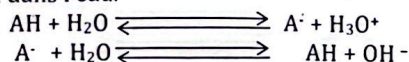
- Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou des protons H^+ .



- Une base est une espèce chimique susceptible de capter un ou des protons H^+ .



- En solution dans l'eau.



* Constante d'acidité K_a



$$K_a = \frac{[H_3O^+][B]}{[A]} \text{ avec } [A] = \text{concentration finale de l'acide}$$

On définit également la constante pK_a

$$pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a} : pK_a = pH - \log \frac{[B]}{[A]}$$

Domaine de prédominance

Si $pH < pK_a$: la forme acide prédomine

Si $pH > pK_a$: la forme basique prédomine

Si $pH = pK_a$: les deux forment coexistent

* Classification des couples acide base dans l'eau

- De deux acides faibles, le plus fort est celui dont le K_a du couple auquel il appartient est le plus grande ou le pK_a est petit.

- De deux bases faibles, la plus forte est celle pour laquelle le K_a du couple est petit donc pK_a est le plus grand.

Exemple : $CH_3 - COOH / CH_3COO^-$ $pK_{a1} = 4,8$

NH_4^+ / NH_3 $pK_{a2} = 9,2$

$pK_{a1} < pK_{a2} \Rightarrow CH_3COOH$ est l'acide le plus fort et NH_3 la base la plus forte.

ACTIVITE 1

1. Donner la définition d'un acide et d'une base selon Bronsted.
2. Qu'est-ce qu'un acide faible ? Qu'est-ce qu'une base faible ?
3. L'acide benzoïque $C_6H_5CO_2H$ est un acide faible.
 - 3.1. Ecrire l'équation- bilan de sa réaction avec l'eau.
 - 3.2. En déduire la formule de sa base conjuguée.
 - 3.3. Noter le couple acide/base considéré.
4. L'éthylamine $C_2H_5NH_2$ est une base faible.
 - 4.1. Ecrire l'équation- bilan de sa réaction avec l'eau.
 - 4.2. En déduire la formule de son acide conjugué.
 - 4.3. Noter le couple acide/base considéré

ACTIVITE 2

A $m = 0,23 \text{ g}$ d'acide méthanoïque (HCOOH), on ajoute assez d'eau pour obtenir $V = 2\text{L}$ de solution. Son pH est 3,2.

- 1- Faire l'inventaire des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
2. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
- 3- En déduire la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple acide / base considéré.

Données : $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$.

ACTIVITE 3

On considère l'acide éthanoïque ($pK_a = 4,8$) et l'ion ammonium ($pK_a = 9,2$) de formule NH_4^+ .

1. Ecrire les équations de la mise en solution aqueuse de ces acides.
2. Quels sont les couples mis en jeu.
3. Quel est le plus fort de ces deux acides ?
4. Quelle est la plus forte des deux bases conjuguées correspondant aux deux acides ?

ACTIVITE 4

On considère les couples : $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ ($pK_a = 3,8$) et $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ ($pK_a = 9,2$).

1. Placer sur un axe gradué en unité pH les domaines de prédominance des différentes espèces chimiques des couples étudiés
2. Montrer que les molécules $\text{H}-\text{COOH}$ et NH_3 ne peut exister ensemble (du moins d'une manière importante). Quelle réaction se produit - il ?

ACTIVITE 5

On prépare une solution aqueuse de méthylamine $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH=11,8.

1. La méthylamine est-elle base forte ou faible ?
2. Ecrire l'équation-bilan traduisant la mise en solution aqueuse de l'amine.
3. Quel est l'acide conjugué de cette amine.
4. Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution.
5. En déduire la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple A/B.
6. Comparer le pK_a trouvé à celui du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ qui est 9,2. De ces deux couples quel est celui qui a la base la plus forte.

EXERCICES RESOLUS

EXERCICE 1

1. Quelle est la base conjuguée de l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{-COOH}$?
2. Une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_a = 5,10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH égal à 3. Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.
3. A $V_a = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_a = 5,10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute $V_b = 15 \text{ cm}^3$ d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C_b = 4.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH du mélange obtenu est 4,7.
- 3.1 Faire l'inventaire des espèces chimiques présents dans le mélange.
- 3.2 Calculer la concentration molaire de chaque espèce chimique présente dans la solution.
- 3.3 En déduire le pK_a du couple considéré.

EXERCICE 2

L'acidité du citron est due essentiellement à l'acide citrique de formule $\text{C}_5\text{H}_7\text{O}_5\text{COOH}$ que l'on notera AH. Sa base conjuguée de formule $\text{C}_5\text{H}_7\text{O}_5\text{COO}^-$ est notée A:

A 25°C , le pK_a du couple AH/A- vaut 3,13.

On prélève 100 mL de jus de citron que l'on verse dans une fiole jaugée. On complète le volume à 1 L. Le pH de la solution obtenue, notée S, vaut 2,6 à 25°C .

1. Ecrire l'équation-bilan de la dissociation de l'acide citrique AH dans l'eau.
2. Calculer :
 - 2.1-Les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution S. En déduire la concentration C_s de la solution S.
 - 2.2-La concentration molaire initiale C_0 de l'acide citrique dans le jus de citron initial.

EXERCICE 3

On dissout $n = 0,1 \text{ mol}$ d'acide méthanoïque HCOOH dans l'eau pure de façon à obtenir 1 litre de solution. Toutes les mesures sont réalisées à 25°C . Le pH de cette solution est 2,4.

1. Montrer que l'acide méthanoïque est un acide faible.
2. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu lors de la préparation de la solution.
3. Calculer les concentrations, en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, des différentes espèces chimiques présentes dans la solution. Déduire le pKa du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$.
4. Le pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est 4,8. En adoptant comme critère les valeurs des pKa , comparer les forces des acides méthanoïque (HCOOH) et éthanoïque ($\text{CH}_3\text{-COOH}$).

EXERCICE 4

On met une masse m d'éthanoate de sodium solide CH_3COONa dans 1 L de solution aqueuse d'acide éthanoïque CH_3COOH à $C = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le pH du mélange final est égal à 3,5.

1. Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$. ($K_e = 10^{-14}$ à 25°C)
2. Donner les expressions des concentrations des autres espèces en fonction de m . On négligera la concentration des ions H_3O^+ et OH^- par rapport aux autres.
3. En utilisant la conservation de la matière, calculer m . On néglige la variation de volume lorsqu'on ajoute les cristaux de CH_3COONa .

Données : $M_C = 12 \text{ g}$; $M_O = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{Na} = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $K_a (\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 1,6 \cdot 10^{-5}$

EXERCICE 5

Afin de déterminer le pKa du couple acide éthanoïque ion éthanoate, on mesure le pH des solutions contenant ces deux espèces chimiques.

Pour cela on prépare différentes solutions en mélangeant à chaque opération une solution aqueuse d'acide éthanoïque de volume V_a et une solution aqueuse d'éthanoate de sodium de volume V_b . Les solutions d'acide éthanoïque et d'éthanoate de sodium utilisées pour ces mélanges ont respectivement pour concentration molaire $C_a = C_b = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Les valeurs du pH de ces mélanges pour différents volumes V_a et V_b sont indiquées dans le tableau suivant :

$V_b (\text{mL})$	10	10	10	10	10	20	30	40	50
$V_a (\text{mL})$	50	40	30	20	10	10	10	10	10
pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5

1. On néglige la réaction entre les ions éthanoates et l'eau. De plus, on considère que l'acide n'est pas

ionisé. En déduire l'égalité $\frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = \frac{V_b}{V_a}$

2. Représenter sur une feuille de papier millimétré la courbe représentant les variations du pH en fonction de $\frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$.

Echelle : $1 \text{ cm} \longleftrightarrow 0,1 \text{ unité de } \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} ; 1 \text{ cm} \longleftrightarrow 0,1 \text{ unité de pH}$.

3. Donner la nature de la courbe obtenue. Montrer que son équation peut se mettre sous la forme $\text{pH} = A + B \log \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$. A et B étant des constantes à déterminer. Que représente la constante A ?
4. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange pour $\text{pH} = 5$.

EXERCICE 6 (Bac D 94 Session Normale)

La pyridine, composé organique hétérocyclique de formule brute C_5H_5N est un liquide à caractère basique, que l'on rencontre dans de nombreux composés naturels comme la nicotine.

1. Comment pourriez-vous simplement mettre en évidence son caractère basique ?
2. Montrer que la pyridine est une base au sens de Bronsted et donner son acide conjugué.
3. A $25^\circ C$, le pH d'une solution à $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de pyridine est égal à 8,6.
Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
4. Au regard de ces résultats peut-on en déduire que la pyridine est une base faible et pourquoi ?
5. Calculez le pKa du couple acide / base correspondant
6. Sachant que le couple NH_4^+/NH_3 a un pKa = 9,2 ; préciser qui de la pyridine ou de l'ammoniac est la base la plus faible en justifiant clairement votre réponse.

EXERCICE 7 ((Paris Bac D 88 Sport / étude)

Les questions 1) d'une part, 2) et 3) d'autre part, peuvent être traitées indépendamment. Toutes les solutions envisagées sont à $25^\circ C$.

1. On dispose d'une solution aqueuse de l'acide AH dont le pH est 2,4. On en prélève 10cm^3 que l'on complète à 50cm^3 avec de l'eau distillée. Le pH de la nouvelle solution est 3,1. L'acide AH est-il fort ou faible ? Justifier votre réponse.
2. Le pH d'une solution d'un autre acide, l'acide benzoïque de formule $C_6H_5CO_2H$ et de concentration molaire C, est 3,1. Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans cette solution sachant que le pKa du couple $C_6H_5CO_2H/C_6H_5CO_2^-$ est 4,2. En déduire la concentration molaire C de la solution acide.
3. On ajoute un volume V_1 d'une solution d'acide benzoïque de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ à un volume $V_2 = 50\text{cm}^3$ d'une solution de benzoate de sodium de concentration $C_2 = 7,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pour obtenir une solution de pH = 5,0. Calculer le volume V_1 d'acide benzoïque versé.

EXERCICE 8

Une solution de volume $V = 20 \text{ mL}$, obtenue en ajoutant un volume $V_b = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ à un volume $V_a = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_a = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH de la solution obtenue est 4,7.

- 1 Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.
- 2 Calculer la concentration molaire de chaque espèce chimique présente dans la solution.
- 3 En déduire le pKa du couple considéré.

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE 1

La méthylamine CH_3NH_2 est une base faible dont le pK_a du couple auquel il appartient est égal à 10,7.

1- Après avoir défini une base, rappeler la différence entre une base faible et une base forte.

2- Une solution aqueuse de méthylamine de concentration molaire volumique C inconnue, a un $\text{pH} = 11,5$. Après avoir fait le bilan des espèces chimiques en présence, déterminer les concentrations molaires de ces espèces. En déduire C .

EXERCICE 2

Soit une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire C . On appelle degré de dissociation α , le rapport :

$$\alpha = \frac{\text{concentration molaire de la base conjuguée de l'acide}}{C}$$

Montrer que la constante d'acidité K_a peut s'exprimer par : $K_a = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$

EXERCICE 3

L'acide éthanoïque réagit partiellement avec l'eau.

1. Donner sa formule semi-développée.

2. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque avec l'eau.

3. Quels sont les couples acido-basiques qui interviennent dans la solution aqueuse d'acide éthanoïque.

4. Le pK_a de l'acide éthanoïque vaut 4,7.

4.1- Définir le pK_a .

4.2- Construire le diagramme de prédominance du couple acido-basique de l'acide éthanoïque.

5. Sachant que la concentration molaire de l'ion hydronium d'une solution d'acide éthanoïque vaut $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

5.1- Quel est le pH de la solution.

5.2- Quelle est l'espèce prédominante en solution pour cette valeur de pH .

Problème

1- On considère trois solutions aqueuses obtenues par dissolution des acides A_1 , A_2 et A_3 , toutes trois de concentration molaire $C = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La mesure dans un ordre quelconque, du pH de ces trois solutions a donné les valeurs suivantes: 3,0 ; 3,6 et 6,1. La constante d'acidité du couple A_1/B_1 vaut $k_{a1} = 6,3 \cdot 10^{-5}$. Le pK_{a3} du couple A_3/B_3 est 9,2.

1-1 L'acide A_2 est-il fort ou faible ? Justifier votre réponse.

1-2 Calculer le pK_{a1} du couple A_1/B_1 .

A_1 est-il plus ou moins acide que A_3 ? Justifier votre réponse.

1-3 Attribuer à chacune des solutions son pH .

1-4 Classer les bases conjuguées B_1 , B_2 et B_3 suivant la force croissante des bases.

2- Une solution d'acide chloroéthanoïque (CH_2ClCOOH) de concentration molaire $C' = 9,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a un $\text{pH} = 2,0$ à 25°C .

2-1 L'acide chloroéthanoïque est-il fort ou faible ? Justifier votre réponse.

2-2 Ecrire l'équation-bilan de sa dissolution dans l'eau.

2-3 Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

2-4 En déduire le pK_a du couple $\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$.

3- En solution aqueuse, l'acide chloroéthanoïque est plus dissocié que l'acide éthanoïque (CH_3COOH) de pK_{a5} .

3-1 Quel est des deux acides, celui dont le pK_a est plus grand ?

3-2 Classer les acides A_1 , A_2 , A_3 , CH_2ClCOOH et CH_3COOH suivant la force décroissante des acides sur un axe sachant que CH_3COO^- est plus basique que B_1 et moins basique que B_3 .

On donne : $k_e = 10^{-14}$ à 25°C

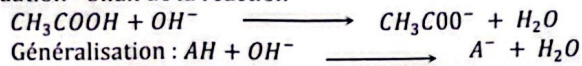
REACTIONS ACIDO-BASIQUES / SOLUTIONS TAMPONS

OBJECTIFS

- ✓ Interpréter la courbe de variation de pH au cours d'une réaction acide/base
- ✓ Choisir l'indicateur coloré adapté pour un dosage colorimétrique
- ✓ Comprendre les caractéristiques d'une solution tampon

*Dosage d'un acide faible par une base forte. Exemple : dosage de CH_3COOH par $NaOH$

- Equation - bilan de la réaction



- Le pH à l'équivalence est toujours supérieur à 7 ($pH_E > 7$)

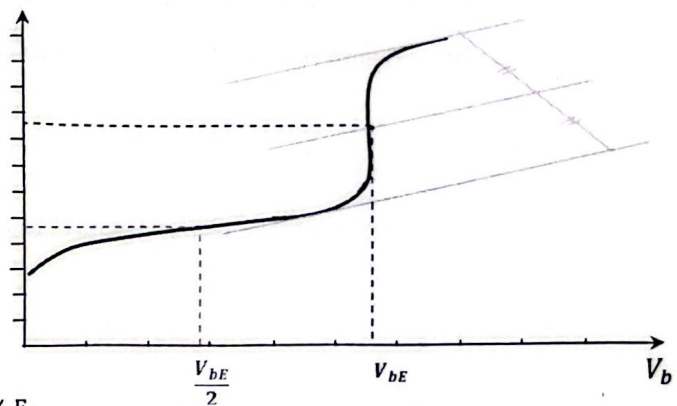
- A l'équivalence :

$$n_{\text{acide faible}} = n_{OH^-} \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE}$$

- A la demi-équivalence :

$$V_{\frac{1}{2}E} = \frac{V_{AE}}{2} ; pH = pK_A$$

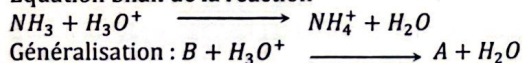
- La courbe présente deux points d'inflexions :



le point d'équivalence E et le point de demi équivalence $\frac{1}{2} E$.

*Dosage d'une base faible par un acide faible. Exemple : dosage de l'ammoniac (NH_3) par l'acide chlorhydrique (HCl)

- Equation bilan de la réaction



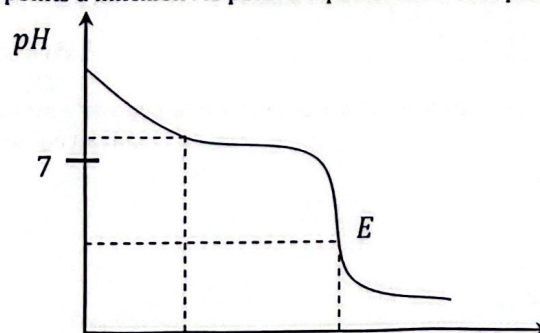
- Le pH à l'équivalence est toujours inférieur à 7 ($pH_E < 7$).

- A l'équivalence $n_{H_3O^+} = n_{\text{base faible}} \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b$

- A la demi - équivalence

$$V_{\frac{1}{2}E} = \frac{V_E}{2} ; pH = pK_a$$

- La courbe présente deux points d'inflexion : le point d'équivalence E et le point de demi équivalence $\frac{1}{2} E$.



*Comment déterminer le point d'équivalence et le point de demi équivalence

• Point d'équivalence

On trace deux tangentes parallèles passant par les zones de forte concavité et enveloppant la courbe.

On trace ensuite une droite orthogonale à ces deux tangentes.

La droite passant par le milieu de la droite orthogonale et parallèle aux tangentes coupe la courbe au point d'équivalence.

• Point de demi équivalence

Pour déterminer le point de demi équivalence, on divise le volume à l'équivalence par 2 et on cherche le pH qui correspond à ce volume. Ce pH correspond au pKa.

Nota Béné :

Tous les monoacides carboxyliques sont des acides faibles.

Toutes les amines sont des bases faibles.

Après avoir tracé la courbe,

* Si on vous demande de calculer la concentration molaire : utiliser l'équivalence acide basique c'est-à-dire la formule $C_a V_a = C_b V_{bE}$ ou $C_a V_{aE} = C_b V_b$.

* Si on vous demande de déterminer graphiquement le pka du couple, utiliser le point de demi équivalence : à la demie équivalence $pka = pH$.

SOLUTION TAMPON

Qu'est ce qu'une solution tampon ?

Une solution tampon est une solution constituée de quantités comparables d'un acide faible et sa base conjuguée.

Où obtient-on la solution tampon ?

On l'obtient à la demi-équivalence.

Comment la prépare t-on ?

Pour obtenir une solution tampon, on peut :

– Soit ajouté à une solution d'acide faible, une base forte de sorte que l'on soit à la demi équivalence.

$$n_{OH^-} = \frac{n_{acide\ faible}}{2} \Rightarrow C_b V_b = \frac{1}{2} C_a V_a$$

– Soit ajouté à une solution d'acide fort, une base faible de sorte que l'on soit à la demi équivalence.

$$n_{H_3O^+} = \frac{n_{base\ faible}}{2} \Rightarrow C_a V_a = \frac{1}{2} C_b V_b$$

– Soit en faisant un mélange équimolaire d'un acide faible (ou d'une base forte) et de sa base conjuguée (et de son acide conjugué)

$$n_{acide\ faible} = n_{base\ conjuguée} \Rightarrow C_a V_a = C_b V_b$$

Quelles en sont ses propriétés ?

Le pH d'une solution tampon

– varie peu lors de l'addition d'une quantité modérée d'acide fort ou de base forte.

– varie peu lors d'une dilution modérée.

On opère, dans tous les exercices, à la température de 25°C.

On donne : masses molaires atomiques :

$$M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}; M_N = 14 \text{ g.mol}^{-1}. \quad M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}; M_{Na} = 23 \quad M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

ACTIVITE 1

1. Une solution A d'acide benzoïque C_6H_5COOH de concentration molaire $C_A = 1.10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ a un pH de 3,1.
 - 1.1 L'acide benzoïque est-il fort ou faible ? Justifier.
 - 1.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - 1.3 Calculer la concentration de chaque espèce chimique présente dans la solution (A).
 - 1.4 En déduire le pKa du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$.
2. On prépare une solution (B) de benzoate de sodium de concentration $C_B = 2.10^{-2} \text{ mol /L}$.
 - 2.1 Quelle masse de benzoate de sodium faut-il utiliser pour obtenir 500 mL de solution (B).
 - 2.2 Quel volume de solution (B) faut-il ajouter à 100 mL de solution (A) pour obtenir une solution (C) de pH=4,2.
- 2.3 Comment appelle-t-on une solution telle que la solution (C)? Quelles sont les propriétés de la solution (C) ?

EXERCICE 1 BAC D JUIN 1989

On verse dans un bécher un volume $V_a = 10 \text{ cm}^3$ d'une solution aqueuse d'acide fluorhydrique de concentration molaire volumique C_a et on fait tomber goutte à goutte une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 10^{-1} mol/L . On note, en fonction du volume V_b de soude versée, le pH du mélange.

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

1. Construire le graphique de $V_b \rightarrow \text{pH}$
 2. Déduire du graphique :
 - 2.1 Le pH à l'équivalence,
 - 2.2 La concentration C_a ,
 - 2.3 Le pKa du couple HF / F^- .
 3. A partir du calcul des concentrations molaires volumiques des espèces présentes dans la solution d'acide fluorhydrique, déterminer :
 - 3.1 .Le coefficient d'ionisation de l'acide,
 - 3.2.La valeur du pKa HF / F^- (comparer au résultat obtenu en 2).
 - 4.Le pKa du couple $CH_3CO_2H / CH_3CO_2^-$ est égal à 4,8.
- L'acide fluorhydrique est-il plus ou moins fort que l'acide éthanóique ? Justifier la réponse.

EXERCICE 2

L'acide ascorbique de formule brute $C_6H_8O_6$ que l'on peut noter AH, est communément appelé « vitamine C ». Il est vendu sous forme de comprimés. Le but de cette étude est de déterminer, par dosage, la masse d'acide ascorbique présente dans un comprimé.

Pour cela, on dissout un comprimé dans 100 mL d'eau distillée. On dose ces 100 mL de solution obtenue par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 0,32 \text{ mol. L}^{-1}$. Les résultats des mesures pH-métriques sont consignés dans le tableau ci-dessous :

$V_b(\text{mL})$	1	3	4	5	6	7	8	8,5	9	9,5	10	11	13	15
pH	3,3	3,8	4,0	4,2	4,4	4,7	5,1	5,6	9,6	10,2	10,5	10,8	11	11,2

1. Sachant que l'acide ascorbique est un acide faible, écrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Tracer la courbe d'évolution du pH en fonction de V_b .
 Echelle { en abscisse: 1 cm \leftrightarrow 1 mL
 { en ordonnée: 1 cm \leftrightarrow 1 unité de pH
3. Déduire de cette courbe :
 - 3.1. les coordonnées du point d'équivalence E par la méthode des tangentes parallèles.
 - 3.2. la valeur de la constante pKa du couple acide ascorbique et sa base conjuguée.
4. Donner le nom de l'indicateur coloré le mieux adapté à ce dosage. Justifier.

Indicateur colore	Zone de virage
Rouge de méthyle	4,2 – 6,2
Bleu de bromothymol	6,0 – 7,6
Rouge de crésol	7,2 – 8,6
Phénolphtaléine	8,2 – 10,0

- Déterminer la concentration molaire C_a de la solution d'acide ascorbique.
- Calculer la quantité de matière d'acide ascorbique dosé.
- En déduire la masse en milligramme (mg), d'acide ascorbique contenue dans un comprimé. Ce résultat est-il compatible avec l'indication « 500 » du fabricant qui annonce vitamine C 500 ?
Donnée : $M_C: 12 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_H: 1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_O: 16 \text{ g. mol}^{-1}$

EXERCICE 3

On dose par pH-métrie, 20 cm³ d'une solution d'un monoacide carboxylique générale AH, de concentration molaire volumique initiale inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium, de concentration molaire 0,1 mol. L⁻¹. On note les résultats :

V_b (mL)	0	2	4	6	8	10	11	12	14	16	18	18,5	19	19,4	19,8	
pH	2,65	3,2	3,6	3,7	4	4,2	4,2	4,3	4,45	4,7	5,05	5,15	5,3	5,5	5,75	6
V_b (mL)	20,2	20,4	20,6	21	23	25	29									
pH	6,7	9,1	10,35	11	11,45	11,6	11,75									

1.

- Tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume de base versé.
 - L'allure de la courbe indique-t-elle la présence d'un acide faible ? Pourquoi ?
 - Déterminer graphiquement le point d'équivalence.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique.
 - Calculer la concentration molaire initiale de l'acide.
- Quel indicateur coloré peut-on utiliser si on réalise un dosage colorimétrique ?
Hélianthine (3,1 – 4,4); Bleu de Bromothymol (6 – 7,6); Phénolphtaléine (8 – 9,9).
- Trouver graphiquement, la valeur du pK_a de l'acide dosé. En déduire la valeur du K_a . Identifier cet acide dans le tableau ci-dessous.

Acide	Méthanoïque	Ethanoïque	Monophényléthanoïque
K_a	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1,58 \cdot 10^{-5}$	$6,3 \cdot 10^{-5}$

EXERCICE 4 Bac D 2001 S.N

- On dispose d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) noté S_b . Une goutte de cette solution sur le papier pH indique que son pH est voisin de 13. En déduire la concentration molaire volumique C_b de cette solution.
- Pour affiner la valeur de la concentration C_b , on dose $V_b = 10 \text{ cm}^3$ de S_b par une solution d'acide chlorhydrique noté S_a de concentration $C_a = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique qui a lieu.
 - L'équivalence acido basique est obtenue pour $V_{aE} = 12 \text{ cm}^3$. En déduire la valeur de la concentration C_b de la solution S_b .
 - Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$ en faisant apparaître les points caractéristiques suivant :
pH à $V_a = 0 \text{ cm}^3$; V_{aE} et pH à l'équivalence.
- Cette solution de soude est utilisée pour doser un vinaigre (solution d'acide éthanoïque) de concentration C_d inconnue. Un échantillon du vinaigre est dilué 10 fois (solution E).
On prélève $V_e = 10 \text{ cm}^3$ de cette solution que l'on dose en présence d'un indicateur coloré.
L'équivalence acido basique est obtenue pour $V_b = 10,5 \text{ cm}^3$ de soude versée.
 - Ecrire l'équation - bilan de la réaction.
 - Calculer la concentration du vinaigre ainsi dilué.
 - En déduire la concentration C_b du vinaigre.

3.4 Le pKa du couple acide éthanóique / ion éthanóate est 4,8. Tracer l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ en y indiquant le pH à la demie équivalence.

EXERCICE 5 Bac D 1999 S.N

Toutes les expériences sont réalisées à 25°C.

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

1.1 Ecrire l'équation - bilan de cet acide avec l'eau.

1.2 Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans cette solution.

2. Dans un bécher contenant 25 mL de cet acide, on ajoute progressivement un volume V_b d'une solution hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

2.1 Ecrire l'équation - bilan de la réaction.

2.2 Calculer le volume V_{be} d'hydroxyde de sodium à verser pour atteindre l'équivalence.

2.3 A l'équivalence, le $\text{pH} = 8,3$. Expliquer pourquoi le mélange est basique.

2.4 Le pH vaut 3,8 quand on a versé un volume d'hydroxyde de sodium $V = 6,25 \text{ mL}$. Montrer que cette valeur du pH correspond à celle du pKa du couple HCOOH / HCOO⁻.

2.5 Vers quelle limite tend la valeur du pH de la solution finale quand on ajoutera une très grande quantité de solution d'hydroxyde de sodium ?

2.6 En tenant compte des points remarquables, tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume V_b de la solution d'hydroxyde de sodium versé.

EXERCICE 6 : BAC D Session 1990

Toutes les solutions sont considérées à 25° C ; on prendra le produit ionique de l'eau égal à 10^{-14} .

On étudie deux acides : l'acide monochloroéthanóique $\text{CH}_2\text{Cl-COOH}$ et l'acide phényl éthanóique $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{-COOH}$.

1. L'acide monochloroéthanóique est un acide faible. Une solution de concentration $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 2,7.

1.1 Ecrire l'équation de la réaction de cet acide dans l'eau.

1.2 Donner le nom et la formule des espèces chimiques présentes dans la solution. Calculer leur concentration molaire volumique en justifiant les calculs.

1.3 En déduire la valeur du pKa du couple acide base de l'acide monochloroéthanóique.

2. Dans 20 cm³ d'une solution d'acide phényl éthanóique, on verse progressivement V_b (cm³) d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 0,1 \text{ mol/l}$; on note les résultats suivants :

V_b (cm ³)	0	2	4	6	8	10	11	12	14	16	18	18,5
pH	2,65	3,2	3,6	3,7	4	4,2	4,2	4,3	4,45	4,7	5,05	5,15

V_b (cm ³)	19	19,4	19,8	20	20,2	20,4	20,6	21	23	25	29
pH	5,3	5,5	5,75	6,45	6,7	9,1	10,35	11	11,45	11,6	11,75

2.1 Tracer la courbe de variation du pH en fonction de V_b . S'agit-il d'un acide fort ou d'un acide faible ?

2.2 Déterminer graphiquement le point correspondant à l'équivalence.

2.3 Calculer la concentration molaire initiale c_a de l'acide.

2.4 Déterminer graphiquement la valeur du pKa de cet acide.

3. Quel est le plus fort des deux acides étudiés.

EXERCICE 7 (BAC D 2007 S.N.)

Votre professeur de Sciences Physiques vous propose de faire l'étude d'un produit commercial qui, selon le fabricant, contient essentiellement de l'ammoniac.

1. Il prélève 10 mL de ce produit de concentration inconnue C_B qu'il dose par pH-métrie avec une solution d'acide chlorhydrique $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$. Les mesures sont consignées dans le tableau ci-dessous.

$V_A(\text{mL})$	0	1	2	3	4	5	6	7	7,5	8	8,5	9,5	10	13	16	18
pH	11,0	10,0	9,7	9,4	9,2	9,0	8,7	8,4	8,0	5,3	2,5	2,1	2,0	1,7	1,5	1,4

- 1.1. Faire un schéma annoté du dispositif expérimental.
- 1.2. Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_A)$
Échelle : 1 cm \leftrightarrow 1 mL ; 1,5 cm \leftrightarrow 1 unité de pH
- 1.3. À partir de la courbe, montrer que l'ammoniac est une base faible.
2. Exploitation de la courbe $\text{pH} = f(V_A)$.
 - 1.4. Déterminer le point d'équivalence E.
 - 1.5. En déduire la valeur de la concentration molaire volumique de l'ammoniac C_B .
 - 1.6. Déterminer la demi-équivalence et le $\text{p}K_a$ du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$
 - 1.7. Quelle est la nature du mélange à l'équivalence ? Justifier.
3. Calculer la concentration massique volumique en ammoniac en g/L en vue d'étiqueter le produit.

EXERCICE 8 : Dosage d'une base faible par un acide fort

Une solution aqueuse S d'ammoniac NH_3 de concentration molaire $C_b = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 10,6$.

- 1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'ammoniac sur l'eau.
- 2- Faire le bilan des espèces chimiques présentes et en déduire la valeur du $\text{p}K_a$ du couple acide/base concerné.
- 3- On verse progressivement, une solution d'acide chlorhydrique, de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ dans 20 mL de la solution S.
 - 3-1 Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
 - 3-2 Définir l'équivalence acido-basique et calculer le volume d'acide versé pour l'obtenir.
 - 3-3 La solution obtenue à l'équivalence est-elle neutre, acide ou basique ? Justifier.
 - 3-4 Donner l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume d'acide versé, en précisant deux ou trois points particuliers
4. On avait préparé 1 L de la solution S d'ammoniac en utilisant une solution S_0 de concentration $C_0 = 1 \text{ mol. L}^{-1}$. On dispose de fioles jaugées (100 mL et 1 L) et de pipettes jaugées (5 mL, 20 mL). Indiquer le mode opératoire.

EXERCICE 9 : BAC C-E Session 1986 acide fort-base faible

Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire des gaz est égal à 24 l/mol.

1. On prépare un litre de solution chlorhydrique S_1 en dissolvant 2,4 L de chlorure d'hydrogène dans de l'eau.
 - 1.1 Calculer la concentration molaire volumique de cette solution.
 - 1.2 Calculer son pH. En fait, le pH mesuré vaut 1,1 ; justifier cette différence.
2. Cette solution S_1 est utilisée pour doser une solution S_2 d'ammoniac. Le bécher contient 20 cm³ de la solution S_2 ; pour obtenir l'équivalence, on doit verser 8 cm³ de la solution S_1 .
Calculer la concentration molaire volumique de la solution S_2 ; en déduire le volume d'ammoniac qu'il a fallu dissoudre pour préparer 1 litre de solution S_2 .
3. Dans l'expérience précédente de dosage, la mesure du pH à l'équivalence a donné $\text{pH} = 5,4$.
 - 3.1 Interpréter ce résultat.
 - 3.2 Calculer la concentration molaire volumique de chacune des espèces chimiques présentes dans le mélange à l'équivalence et en déduire le $\text{p}K_a$ du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

EXERCICE 10 : BAC D Session 1984 solution tampon

1. Un litre de solution aqueuse a été obtenu en dissolvant dans l'eau une certaine quantité d'acide méthanoïque HCOOH .
 - 1.1 Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau. Quelle est la base conjuguée de cet acide ?
 - 1.2 Le pH de la solution est 2,7. Sachant que le $\text{p}K_a$ du couple acide-base est 3,8,
Calculer :
 - le rapport entre la concentration de la forme basique du couple et celle de la forme acide,
 - les concentrations molaires volumiques de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution,

- la concentration molaire volumique de la solution d'acide méthanoïque.
- 2. On ajoute à la solution une masse m d'hydroxyde de sodium pur. On négligera la variation de volume.
- 2.1 Ecrire l'équation de la réaction.
- 2.2 Quelle doit être la valeur de m pour que le pH de cette nouvelle solution soit égal à 3,8 ?
Quelle propriété remarquable cette solution possède-t-elle ?

EXERCICE 11 : Solution tampon

1. On mélange $V_1 = 40 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique $C_1 = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_2 = 60 \text{ cm}^3$ d'une solution d'ammoniac à $C_2 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH de la solution obtenue est égal à 5,1.
 - 1.1-Faire le bilan des espèces présentes dans la solution et calculer leurs concentrations.
 - 1.2-En déduire la valeur du pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$?
2. Quel volume d'une solution d'acide chlorhydrique à $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il verser dans 100 cm^3 d'une solution d'ammoniac à $C_b = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pour que le pH soit égal au pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$?

EXERCICE 12 : BAC D 2005 SESSION DE REMPLACEMENT solution tampon

On se propose de déterminer à partir de deux solutions différentes le pKa du couple acide méthanoïque/ion méthanoate, on dispose pour cela d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque et d'une solution aqueuse de méthanoate de sodium.

1. Le pH de la solution aqueuse d'acide méthanoïque est égal 2, 9. Pour cette solution, le rapport :

$$\frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 0,13$$

- 1.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.
- 1.2 Calculer le pKa du couple acide méthanoïque/ion méthanoate. La valeur trouvée sera notée pKa₁.
2. Le pH de la solution aqueuse de méthanoate de sodium (HCOONa) de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est 7, 9.
 - 2-1 /2.1.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'ion méthanoate avec l'eau.
 - 2.1.2 Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse de méthanoate de sodium.
 - 2-2 Calculer :
 - 2-2-1 Les concentrations molaires de toutes espèces chimiques.
 - 2-2-2 Le pKa du couple acide méthanoïque/ion méthanoate. On notera pKa₂ la valeur trouvée.
 - 2-3 Comparer pKa₁ et pKa₂.
3. Le pKa du couple acide méthanoïque/ion méthanoate est égale à 3, 8.
On désire préparer 350 mL d'une solution S de pH= 3, 8.
Pour cela on dispose de solutions de concentrations différentes :
S₁ : solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration $C_1 = 2.10^{-2} \text{ mol/L}$.
S₂ : solution aqueuse de méthanoate de sodium de concentration $C_2 = 5.10^{-2} \text{ mol/L}$.
 - 3-1 Proposer un mode opératoire permettant de préparer la solution S.
 - 3-2 Calculer les volumes des solutions utilisées.
 - 3-3 Donner les propriétés de la solution S.

EXERCICE 13: REMPLACEMENT 1991 SERIE D solution tampon

1. On dissout dans l'eau pure une amine tertiaire répondant à la formule brute $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$.
La concentration de la solution S₁ ainsi obtenue est : $C_1 = 5.10^{-2} \text{ mol/L}$ et son pH vaut 11,3. le produit ionique de l'eau vaut 10^{-14} , à la température de l'expérience.
 - 1.1 Ecrire la formule semi-développée de l'amine. Donner son nom.
 - 1.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu avec l'eau.
 - 1.3 Calculer le pKa du couple acide/base correspondant.
2. On souhaite préparer 1 litre d'une solution S de pH=pKa, en mélangeant un volume V_1 de la solution S₁, de concentration $C_1 = 5.10^{-2} \text{ mol/L}$, avec un volume V_2 d'une solution S₂ contenant le chlorure de l'acide conjugué de l'amine tertiaire ($\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+ + \text{Cl}^-$), et dont la concentration est : $C_2 = 3.10^{-2} \text{ mol/L}$
 - 2.1 Calculer les volumes V_1 et V_2 .

2.2 Comment appelle-t-on une solution ? Quelles sont ses propriétés ?

EXERCICE 14 : Bac D Session 2008 solution tampon

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

1. **la solution d'acide bromhydrique (HBr)**

Une solution A d'acide bromhydrique centimolaire (10^{-2} mol/L) a un pH = 2.

1.1 Montrer que l'acide bromhydrique est un acide fort.

1.2 Ecrire l'équation bilan de la réaction avec l'eau.

1.3 Citer un autre exemple d'acide fort.

2. **La solution de méthylamine (CH₃NH₂)**

On dispose de 5 mL d'une solution de méthylamine de concentration molaire volumique

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

2-1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de la méthylamine et l'eau.

2-2 Faire l'inventaire des espèces chimiques et calculer leur concentration.

2-3 Calculer le pKa du couple CH₃NH₃⁺/CH₃NH₂

3. **Mélange de solution**

On mélange les deux solutions précédentes.

3.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu entre l'acide bromhydrique et la méthylamine.

3.2 Quel volume V_{AE} de la solution A d'acide bromhydrique faut-il verser dans 5 mL de la solution B de méthylamine pour atteindre l'équivalence acido-basique ?

3.3 Quelle est la nature du mélange à l'équivalence ? Justifier.

3.4 On mélange un volume $V_A = 20,5$ mL de solution A à un volume $V_B = 5$ mL. Donner le pH, le nom et les propriétés de ce mélange.

3.5 Donner l'allure de la courbe de dosage B par A (préciser les points caractéristiques).

EXERCICE 15 BAC D 2017

Votre professeur de Physique-Chimie veut vous faire déterminer, le pKa du couple acide éthanoïque/ion éthanoate par deux méthodes.

Il met à votre disposition un volume $V_a = 20$ cm³ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 10^{-2}$ mol/L et de pH = 3,4. Toutes les solutions sont prises à 25°C et $K_e = 10^{-14}$.

1. **Étude de la solution d'acide éthanoïque.**

Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.

1.1. Écrire l'équation-bilan de l'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau.

1.2. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution.

1.3. Déterminer :

1.4.1. les concentrations molaires volumiques de ces espèces chimiques.

1.4.2. la valeur du pKa du couple acide éthanoïque/ion éthanoate.

2. **Étude de la réaction entre la solution d'acide éthanoïque et la solution d'hydroxyde de sodium.**

Les élèves versent progressivement, dans un volume $V_a = 20$ cm³ de la solution d'acide éthanoïque précédente, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique C_b .

Les variations du pH du mélange en fonction du volume V_b d'hydroxyde de sodium versé sont consignées dans le tableau suivant :

V_b (cm ³)	0	1	3	5	7	9	11	13	15	17	19	21	23	25	28
pH	3,4	3,6	4	4,2	4,5	4,7	4,9	5,1	5,3	5,6	6,1	10,9	11,2	11,3	11,5

- 2.1. Faire le schéma annoté du dispositif expérimental.
 2.2. Tracer la courbe donnant l'évolution du pH en fonction du volume de base V_b versé : $\text{pH} = f(V_b)$.

Échelles : $1\text{cm} \longrightarrow 1 \text{ unité de pH}$
 $1\text{cm} \longrightarrow 2 \text{ cm}^3$.

- 2.3. Écrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'hydroxyde de sodium.
 2.4. Déterminer graphiquement :
 2.4.1. les coordonnées du point E à l'équivalence;
 2.4.2. la valeur du pKa du couple acide éthanoïque/ion éthanoate.

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE 1: solution tampon

- Le pKa du couple acide méthanoïque/ion méthanoate a pour valeur 3,8. On dispose d'un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution de méthanoate de sodium de concentration $C = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. son pH vaut 8,3.
 1/1.1 Écrire l'équation bilan de la réaction de l'ion méthanoate avec l'eau.
 1.2 Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution. Calculer leurs concentrations molaires volumiques et en déduire les espèces majoritaires, minoritaires et ultra-minoritaires.
 2. En ajoutant au volume $V = 100 \text{ mL}$ de méthanoate de sodium, un volume V' de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C' = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$, on obtient une solution dont le pH vaut 3,8.
 2.1-Écrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
 2.2-Calculer le volume V' de solution d'acide chlorhydrique à ajouter.
 2.3-Donner le nom et les propriétés de la solution préparée.

EXERCICE 2 BAC D 2011 solution tampon

Afin d'identifier un acide carboxylique A, on le dose par une solution aqueuse B d'hydroxyde de sodium NaOH (soude) de concentration molaire volumique $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$. On prépare 1 L de solution de A en introduisant une masse $m_A = 4,6 \text{ g}$ dans une fiole jaugée. On prélève dans un bécher un volume $V_A = 30 \text{ mL}$ de la solution A que l'on dose par la solution de soude B. Les variations du pH en fonction du volume V_B de soude versée sont données dans le tableau ci-dessous.

V_B (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	5,5	10,9	11,4	11,5	11,6

- 1-Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_B)$
 Echelles : $1 \text{ cm} \leftrightarrow 5 \text{ mL}$ en abscisse
 $1 \text{ cm} \leftrightarrow 1 \text{ unité de pH}$ en ordonnée
 2-Déterminer graphiquement le point d'équivalence E et donner ses coordonnées.
 3-
 3-1-Déterminer la valeur de la concentration C_A de la solution A d'acide.
 3-2

- 3-2-1 La formule générale brute de l'acide carboxylique A en fonction du nombre n d'atome de carbone est $C_nH_{2n}O_2$. Déterminer la masse molaire et la formule brute de l'acide carboxylique A.
- 3-2-2 Donner la formule semi-développée et le nom de l'acide A.
- 3-3 Déterminer graphiquement le pKa du couple acide carboxylique / ion carboxylate considéré.
- 4-On considère le mélange pour lequel $V_B = 15$ mL et $pH = 3,7$.
- 4-1 Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange et calculer leurs concentrations.
- 4-2 En déduire le pKa du couple acide carboxylique / ion carboxylate.
- 4-3 Donner
- 4-3-1 La nature du mélange.
- 4-3-2 Les propriétés du mélange.

EXERCICE 3 BAC C 2011 : Acide fort – base forte + solution tampon

Dans cet exercice, toutes les expériences sont réalisées à 25°C.

Un professeur dispose de trois (03) solutions acides de même concentration $C_1 = C_2 = C_3 = C_a$.

A_1 : solution d'acide chlorhydrique

A_2 : solution d'acide méthanoïque

A_3 : solution d'acide éthanoïque

I-Détermination de la concentration molaire volumique C_a .

A un volume $V_1 = 50$ mL de la solution A_1 d'acide chlorhydrique, le professeur ajoute un volume $V_b = 50$ mL d'une solution B d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-3}$ mol. L⁻¹. La mesure du pH du mélange obtenue donne : $pH = 2,6$.

1.2-Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique.

1.2-Déterminer l'expression de la quantité de matière d'ions hydronium (H_3O^+) présents dans le mélange en fonction de C_a , V_1 , C_b et V_b .

1.3-En déduire l'expression de la concentration C_a en fonction de C_b , V_b , V_1 et de pH.

1.4-Vérifier par le calcul que $C_a = 10^{-2}$ mol. L⁻¹.

II-Dosage de la solution d'acide éthanoïque

Le professeur verse progressivement la solution de soude précédente dans un volume $V_3 = 20$ mL de solution A_3 d'acide éthanoïque. Le tableau ci-dessous indique le pH du mélange en fonction du volume de soude versée.

Volume V_b de soude versée (mL)	20	40
pH	4,9	8,2

1-1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque et la soude.

1-2A quelle étape du dosage se trouve le professeur lorsque $V_b = 40$ mL ? Avant l'équivalence, à l'équivalence ou après l'équivalence ? justifier la réponse.

1-3 Pour $V_b = 40$ mL, faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.

1-4 Déterminer la concentration de chaque espèce chimique présente dans ledit mélange.

1-5 En déduire le pKa du couple acide/base étudié.

1-6 Citer les propriétés du mélange obtenu pour $V_b = 20$ mL. Justifier la réponse.

1-7 Parmi les indicateurs colorés ci-dessous, lequel convient le mieux au dosage de l'acide éthanoïque par la soude ? justifier la réponse.

Nom de l'indicateur		Zone de virage	
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 - orange - 5,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6 - vert - 7,6	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	8,2 - rose - 10	Rouge violacé

III-Comparaison de la force des acides méthanoïque et éthanoïque.

La constante d'acidité du couple acide/base présent :

- Dans la solution A₂ d'acide méthanoïque vaut $K_{a_2} = 1,6 \cdot 10^{-4}$;
- Dans la solution A₃ d'acide éthanoïque vaut $K_{a_3} = 1,6 \cdot 10^{-5}$.

- 1-1 Entre l'acide méthanoïque et l'acide éthanoïque, lequel est le plus fort ? Justifier.
 1-2 En déduire une comparaison des pH des solutions A₂ et A₃.

EXERCICE 4 (BAC D 2012) acide fort – base faible

Dans cet exercice, toutes les solutions sont prises à 25 °C.

Dans le laboratoire de chimie du lycée, votre professeur constate qu'une bouteille contenant une solution aqueuse d'une base B, a perdu son étiquette. Afin de ranger la bouteille dans le casier, le professeur vous demande de déterminer le nom et la concentration de cette base. Pour cela, il réalise un dosage pH-métrique d'un volume $V_b = 10$ mL de la solution précédente, par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 10^{-1}$ mol/L. Les résultats obtenus lors du dosage figurent dans le tableau suivant :

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

V _a (mL)	10	11	11,5	12	12,5	13	14	15	18	20
pH	9,9	9,5	9,2	5,9	2,7	2,3	2,1	1,9	1,6	1,5

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre la base B et l'acide chlorhydrique (le candidat notera l'acide conjugué de la base B : BH⁺)
2. Tracer, sur le papier millimétré, la courbe pH = f(V_a).

Echelles : 1 cm ↔ 1 mL

1 cm ↔ 1 unité de pH

3. Déterminer graphiquement le point d'équivalence E (V_{aE} ; pH_E)
4. En déduire que B est une base faible en justifiant votre réponse.
5. Calculer la concentration molaire volumique C_b de la solution aqueuse basique.
- 6/6.1- Déterminer graphiquement le pK_a du couple acide-base BH⁺/B.
- 6.2- En déduire le K_a
- 6.3- Identifier la base B en utilisant le tableau suivant :

Base	Diméthylamine	Ethylamine	Méthylamine
K _a	10 ⁻¹¹	1,6 · 10 ⁻¹¹	2 · 10 ⁻¹¹

- 6.4- Quelles indications doit-on porter sur l'étiquette de la solution de base B ?
- 6.5- Donner le nom et la formule de l'acide conjugué de base B.
- 6.6- Pour V_a = 5 mL d'acide versé :
 - 6.6.1- faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange ;
 - 6.6.2- calculer les concentrations molaires volumiques de ces espèces chimiques et retrouver la valeur du pK_a déterminé graphiquement.

Problème (BAC C 2012) acide fort – base forte

1. Identification d'un indicateur coloré

La solution d'un indicateur coloré a été préparée à partir de la forme acide faible de l'indicateur HIn. Le couple acide-base présent dans cet indicateur coloré sera noté HIn/In⁻.

Un flacon de solution de cet indicateur coloré porte l'indication C = 2,9 · 10⁻⁴ mol/L.

La mesure de son pH donne 4,18.

1.1-Ecrire l'équation de la réaction entre HIn et l'eau.

1.2-

1.2.1-Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution de l'indicateur coloré.

1.2.2-Calculer les concentrations de ces espèces chimiques en solution.

1.2.3-Calculer la valeur du pK, du couple HIn/In⁻.

1.3-Identifier l'indicateur coloré à l'aide du tableau ci-dessous

Indicateur coloré	PKi	Zone de virage	Couleur acide	Couleur basique
Bleu de bromothymol	7	6,0 - Vert - 7,6	Jaune	bleu
Héliantine	3,7	3,1 - orange - 4,4	Jaune orangé	rouge
Vert de bromocrésol	4,7	3,8 - vert - 5,4	Jaune	bleu

2.Dosage d'une solution concentrée d'acide bromhydrique

On dispose d'un flacon d'une solution d'acide bromhydrique S_0 . On décide de déterminer la concentration C_0 de S_0 . Pour cela, on dilue 1000 fois la solution S_0 .

On obtient une solution S_1 de concentration C_1 .

2.1-On dose un volume $V_1 = 20$ mL de S_1 à l'aide d'une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium de concentration $C_b = 2 \cdot 10^{-2}$ mol/L

La courbe du dosage pH métrique de la solution S_1 est donnée par le document annexe.

2.1.1-Ecrire l'équation de la réaction acido-basique qui se produit.

2.1.2-Déterminer sur le document annexe les coordonnées du point d'équivalence E.

2.1.3-Déterminer C_1 .

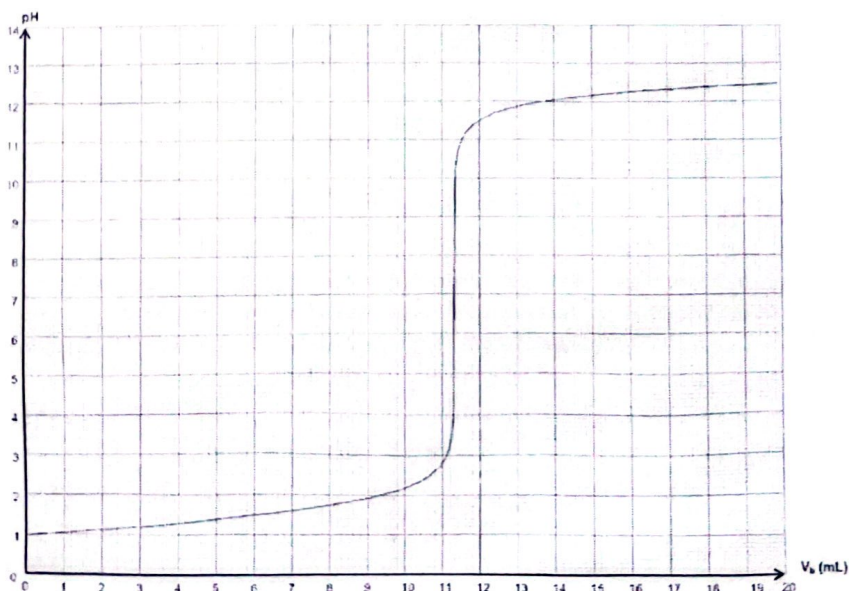
2.2-Calculer la concentration molaire C_0 de la solution S_0 de HBr.

2.3-Préciser l'indicateur coloré le mieux indiqué pour repérer l'équivalence acido-basique lors de ce dosage (voir tableau de la question 1.3).

2.4-Donner la couleur d'un mélange au point d'équivalence.

Anonymat

DOCUMENT ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE (EXERCICE 3)



LES ALCOOLS ET LES COMPOSES CARBONYLES

OBJECTIFS

- ✓ Connaître les trois classes d'alcool
- ✓ Connaître les méthodes de préparation d'un alcool
- ✓ Connaître quelques propriétés chimiques des alcools
- ✓ Connaître la nomenclature et les noms des produits d'oxydation des alcools primaires et secondaires
- ✓ Connaître la nomenclature des aldéhydes et des cétones et les réactifs qui permettent de les

▪ Réaction de combustion des alcools.

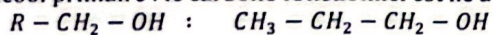


$$2k + 1 = 2n + n + 1 \Rightarrow 2k = 3n \Rightarrow k = \frac{3n}{2}$$



▪ Les trois classes d'alcool.

- Alcool primaire : le carbone fonctionnel est lié à 2 ou 3 atomes d'hydrogène.



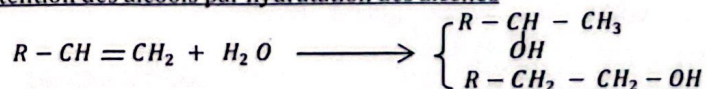
- Alcool secondaire : le carbone fonctionnel est lié à aucun atome d'hydrogène.



- Alcool tertiaire : le carbone fonctionnel est n' lié à aucun atome de d'hydrogène.



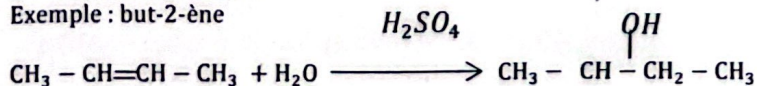
▪ Obtention des alcools par hydratation des alcènes



L'hydratation des alcools est une réaction d'addition. La molécule d'eau (OH - H) s'additionne sur la double liaison : L'alcool formé préférentiellement est celui de classe supérieur ou selon Markonikov l'alcool obtenu est celui dont le groupe hydroxyde OH se fixe sur l'atome de carbone le moins hydrogéné.

• Alcène symétrique

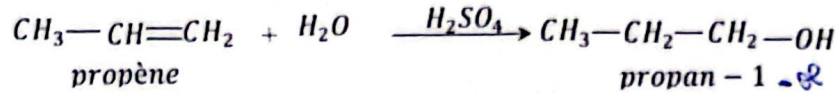
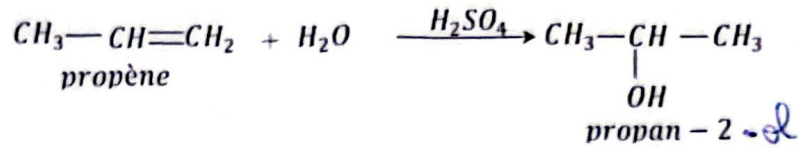
Exemple : but-2-ène



On obtient un seul alcool

• Alcène dissymétrique

Exemple : le propène



On obtient deux alcools dont essentiellement le propan-2-ol (alcool de classe supérieure)

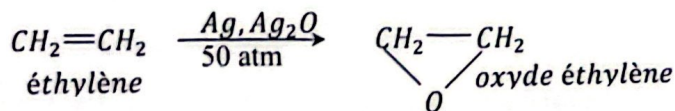
Règle de Markovnikov

Lors de l'hydratation d'un alcène dissymétrique, le groupe hydroxyde se fixe préférentiellement sur le carbone le plus substitué. (le moins hydrogéné)

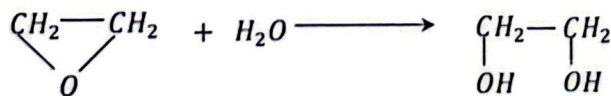
Préparation du glycol

Sa préparation se fait en deux étapes :

❖ 1^{ère} étape : oxydation de l'éthylène



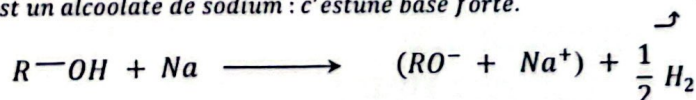
❖ 2^{ème} étape : hydratation de l'oxyde d'éthylène



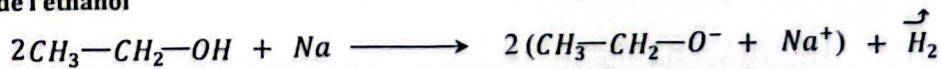
▪ Réaction des alcools avec le sodium.



R-ONa est un alcoolate de sodium : c'est une base forte.

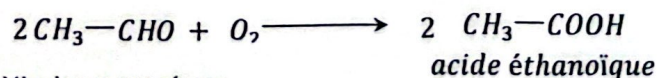
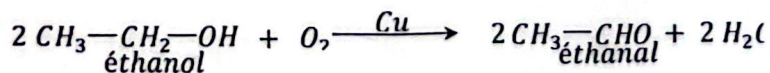


Cas de l'éthanol



Oxydation de l'éthanol par le dioxygène. Expérience de la lampe sans flamme.

Equations-bilan



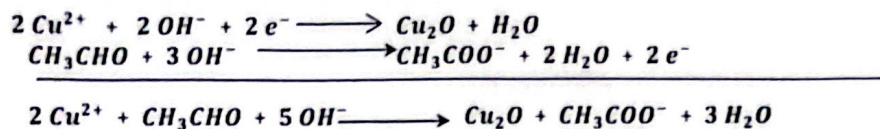
▪ Test commun aux aldéhydes et aux cétone

Les aldéhydes et les cétones possèdent en commun le groupe carbonyle ($\text{C}=\text{O}$): ce sont des composés carbonylés. En présence d'une solution de dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H), les aldéhydes et les cétones donnent un précipité jaune.

▪ Test particulier aux aldéhydes

- **Test à la liqueur de Fehling**

Aldéhyde + liqueur de Fehling \longrightarrow un précipité rouge brique.

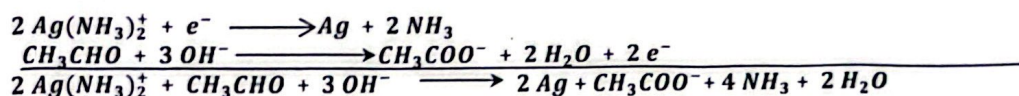


Test au réactif de Schiff

Les aldéhydes + le réactif de Schiff \longrightarrow coloration rose

- **Test au nitrate d'argent ammoniacal : réactif de Tollens.**

Aldéhyde + nitrate d'argent ammoniacal \longrightarrow dépôt d'argent



▪ Oxydation des alcools

Alcool primaire $\xrightarrow{\text{en défaut}}$ Aldéhyde $\xrightarrow{\text{en défaut}}$ Acide Carboxylique

Alcool I $\left\{ \begin{array}{l} \text{en défaut} \longrightarrow \text{Aldéhyde} \\ \text{en excès} \longrightarrow \text{Acide carboxylique} \end{array} \right.$

- Alcool secondaire $\xrightarrow{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4}$ Cétone

- Alcool tertiaire $\xrightarrow{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4}$ Rien

Il n'est pas possible d'oxyder les alcools tertiaires.

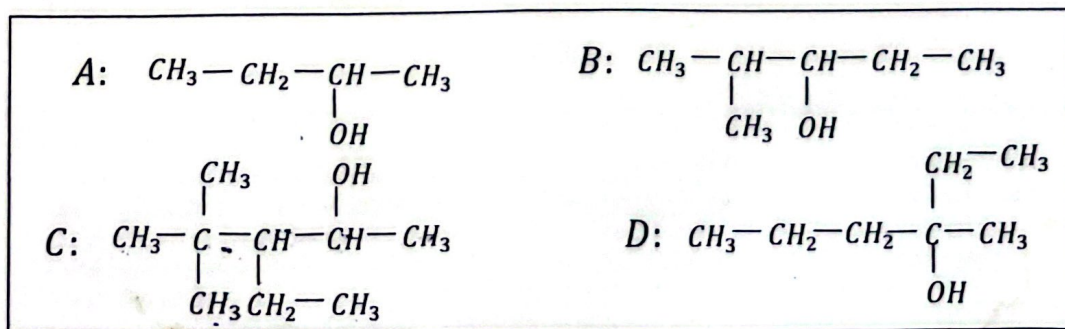
Conclusion

L'oxydation ménagée d'un alcool primaire donne un aldéhyde puis un acide carboxylique.

L'oxydation ménagée d'un alcool secondaire donne une cétone.

Les alcools tertiaires ne sont pas oxydés.

ACTIVITE 1



ACTIVITE 2

Ecrire la formule semi développée des composés suivants :

1/ 2,4-diméthylpentan-1-ol ; 2/4,4-diméthylhexan-3-ol ; 3 /2,3-diméthylbutane-2,3-diol ;
4/2-méthylpentanal

ACTIVITE 3

On effectue une addition d'eau, en présence d'acide sulfurique, sur les alcènes suivants :

But-1-ène ; But-2-ène ; 3-méthylpent-2-ène .

1. Quels sont les alcools pouvant se former ?
2. Quel est le produit formé majoritairement dans chaque cas ?

ACTIVITE 4

Un alcool A a pour formule brute C_4H_{10} . Déterminer ses différentes formules semi-développées ainsi que leur nom en précisant leur classe.

ACTIVITE 5

Combien d'alcools répondent à la formule brute $C_5H_{11}OH$? Ecrire leurs formules semi développée, les nommer et préciser leur classe.

ACTIVITE 6

Un composé organique B a pour formule brute C_4H_8O . Déterminer ses différentes formules semi-développées ainsi que leur nom.

EXERCICES RESOLUS

EXERCICE 1

- 1- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction du propan-1-ol et les ions dichromates.
- 2- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction du propan-2-ol et les ions dichromates
- 3- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction du propanal et les ions dichromates
- 4- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction du propan-1-ol et ions manganates

EXERCICE 2

On dispose d'une certaine quantité d'un alcool saturé A à chaîne linéaire. On fait réagir un excès de sodium sur cet alcool. On obtient 6,8 g d'un liquide B (B est conducteur de courant électrique et soluble dans l'eau en toutes proportions) et, en même temps, 1,2 L de dihydrogène ($V_m = 24$ L/mol)

- 1- Ecrire l'équation bilan de cette réaction
- 2- Déterminer la formule semi développée de B. En déduire celle de A.
- 3- Nommer les composés A et B.

EXERCICE 3

1- L'alcène $R-CH=CH_2$ est hydraté en présence d'acide sulfurique. Déterminer les deux corps susceptibles d'être obtenus.

2- Pratiquement, on considère qu'un seul composé se forme. Soit A ce composé. On fait réagir 20 g de A dans une solution de dichromate de potassium et d'acide sulfurique. Le composé B obtenu, de masse molaire $M = 58$ g/mol, donne un précipité avec la 2,4-DNPH mais ne réduit pas la liqueur de Fehling. En déduire la nature de B et de A. Ecrire leur formule semi développée et donner leur nom.

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

4- Calculer le volume minimal de solution de dichromate de potassium de concentration $C = 1$ mol/L faut-il utiliser pour que la totalité du composé A soit oxydée.

EXERCICE 4

On réalise l'hydratation du méthylbut-2-ène.

1. Ecrire la formule semi- de ce composé .De quelle famille est-il ?
2. Donner les noms et les formules semi développées des produits obtenus.
3. Par action du dichromate de potassium sur le produit minoritaire, on obtient un corps B .Donner la formule semi développée et le nom de B. Quelle est sa fonction chimique ?
4. Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction entre A et B.

EXERCICE 5 : Baccalauréat C-E Session 1990

L'hydratation d'un alcène (A) conduit à un composé oxygéné (B) renfermant, en masse, 21,62% d'oxygène.

- 1-Quelle est la fonction chimique de (B) ?
- 2-Déterminer la formule brute (B) ; indiquer les différentes formules semi - développées possibles.
- 3-(B) donne, par oxydation avec le dichromate de potassium en milieu sulfurique, un composé (C) qui réagit avec la DNPH, mais qui ne rosit pas le réactif de Schiff.

En déduire :

- 3-1.La formule semi - développée de (C)
- 3-2.Les formules semi - développées possibles pour l'alcène (A).

Données : masses molaires atomiques (g.mol⁻¹) : C = 12 ; H = 1 ; O = 16

EXERCICE 6

Un composé organique A à pour formule brute C_xH_yO_z. La combustion complète de m = 0,58g de A fournit 1,32g de CO₂ et 0,54g d'eau. A a pour densité de vapeur d = 2.

1. Calculer la masse molaire de A
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion.
3. Montrer que la formule exacte de A est C₃H₆O.
4. Ecrire la formule semi- développées et les noms possibles de A.

Données : masses molaires atomiques (g.mol⁻¹) : C = 12 ; H = 1 ; O = 16

EXERCICE 7

Soit un corps A de formule brute C_nH_{2n}O.

1. L'oxydation complète de 1 g de A donne 2,45 g de dioxyde de carbone. Déterminer n.
2. Avec la 2,4-DNPH, A donne un précipité jaune. Quelles sont les hypothèses sur la nature de A ?
3. Le composé A donne un dépôt d'argent ammoniacal. Conclusion ?
4. En milieu acide, A est oxydé par le permanganate de potassium et donne l'acide 2-méthylpropanoïque. En déduire la nature et la formule semi développée du corps A. Quel est son nom.
5. Ecrire les équations -bilan des réactions des questions 3 et 4 .

Données : masses molaires atomiques (g.mol⁻¹) : C = 12 ; H = 1 ; O = 16

EXERCICE 8: Baccalauréat D 1987

1-On dispose de deux flacons contenant l'un, un alcool A, l'autre un alcool B.

A et B ont la même formule brute C₃H₈O. Quels tests doit-on réaliser pour identifier A et B ?

- 2-Ecrire les équations des réactions qui se produisent avec le propanol-1 et l'ion dichromate en milieu acide.
- 3-On traite 15g de propanol-1 par excès d'ion dichromate en milieu acide. Le mélange obtenu obtient deux corps C et D. C réagit avec l'ion diamine Argent (I) (contenu dans une solution de nitrate d'argent ammoniacal) et D fait virer au jaune le bleu de bromothymol. Calculer la masse de C sachant qu'on obtient 11,1g de D.

On donne: H =1g/mol; C =12g/mol; O =16g/mol.

EXERCICE 9 : Bac C 94 S.N

1. On prépare un alcool A par addition d'eau sur un alcène B de formule brute C_nH_{2n}. Ecrire l'équation de la réaction.
2. La combustion complète de m g de A donne une masse m₁ g de dioxyde de carbone et une masse m₂ g d'eau tel que $\frac{m_1}{m_2} = \frac{11}{6}$.
- 2-1. Ecrire l'équation de la réaction de combustion de A.
- 2-2. En déduire la valeur de n et les formules brutes de A et B.

- 2-3. Ecrire les formules semi développées possibles de A et B.
 3. On chauffe un mélange renfermant 1 mole d'acide éthanóique et 1 mole de l'alcool essentiellement obtenu lors de l'hydratation de l'alcène B.
 Ecrire l'équation de la réaction. Nom de l'ester.

EXERCICE 10 (Bac D. S.N. 98)

On donne un mélange de butan-1-ol noté A et de butan-2-ol noté B. Ecrire la formule semi développée de ces deux alcools et préciser leur classe. On réalise l'oxydation ménagée de ce mélange par un oxydant : le dichromate de potassium en excès en milieu acide. On admettra que chaque mole de A conduit à une mole d'acide C et que chaque mole de B donne une mole d'un produit D.

- 1- Identifier C et D. Donner leurs formules semi développées et leurs noms.
- 2- Quels tests permettent d'identifier D sans ambiguïté ?
- 3- Les produits C et D sont séparés par un procédé approprié. On ajoute à la totalité de C de l'eau distillée pour obtenir 100 cm³ de solution. On prélève 10 cm³ de cette solution que l'on dose avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B = 0,1 mol/L. L'équivalence acido-basique est atteinte quand on a versé 14 cm³ de la solution d'hydroxyde de sodium.
 Calculer la masse du produit A contenu dans le mélange initial
- 4- A et B proviennent de l'hydratation d'un hydrocarbure.
 - 4-1- Donner la formule brute de cet hydrocarbure.
 - 4-2- Rechercher parmi les isomères possibles, celui dont l'hydratation conduit à la formation des corps A et B.

EXERCICE 11 (Bac D 2003 4ème session)

L'hydratation d'un alcène linéaire A conduit à un seul composé B. L'oxydation ménagée de B donne un composé C.

1. Donner la fonction chimique de B. Quelles sont les classes possibles de B ?
2. L'oxydation ménagée de B donne un composé C. C réagit avec la 2-4 dinitrophénylhydrazine (DNPH) en formant un précipité jaune, mais C ne réagit pas avec la liqueur de Fehling. Donner la fonction chimique de C et préciser la classe de B ;
3. La formule brute du composé B est C₄H₁₀ O. En déduire sa formule semi-développée et son nom.
4. Donner les formules semi développées et les noms des composés A et C.

EXERCICE 12

1. Quels sont les formules semi développées et les noms des alcools de formule brute C₄H₁₀ O? Préciser la classe de chaque alcool.
2. On désire identifier trois de ces isomères désignées respectivement par A, B, C. Pour cela, on les soumet à une oxydation ménagée par une solution acidifiée de permanganate de potassium en défaut. Les résultats observés sont répertoriés dans le tableau ci-dessous :

Isomère	A	B	C
Couleur de la solution	Violette	incolore	Incolore
Produits obtenus	-	B ₁	C ₁ + C ₂

Peut-on déjà identifier un isomère ? Si oui, lequel ? Justifiez.

3. On réalise sur les produits B₁, C₁, C₂ les tests dont les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

Réactif	Test à la 2,4-D.N.P.H	Test au nitrate d'argent ammoniacal
B ₁	Positif	Négatif
C ₁	Négatif	Négatif
C ₂	Positif	Positif

- 3.1 Que met en évidence un test positif à la 2,4-D.N.P.H ? Est-ce suffisant pour identifier B₁ et C₂ ?
- 3.2 Que met en évidence un test positif au nitrate d'argent ammoniacal ? En déduire le nom et la formule semi développée de C₂ sachant que sa chaîne carbonée présente une ramification.
- 3.3 En déduire la nature du composé B₁. Donner son nom et sa formule semi développée. De même pour C₁.
- 3.4 En déduire, en justifiant, les formules semi développées des alcools isomères B et C.
- 3.5 Ecrire l'équation bilan de la réaction de B sur la solution de permanganate de potassium (KMnO₄).

EXERCICE 13

Un composé organique B, liquide, ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. L'analyse montre que cette substance contient en masse : 66,7% de carbone, 11,1% d'hydrogène et 22,2% d'oxygène.

- Déterminer sa formule brute $C_xH_yO_z$, sachant que sa masse molaire vaut $M = 72 \text{ g.mol}^{-1}$.
 - Quelques expériences réalisées avec la substance B ont permis d'établir sa structure. Si on verse quelques gouttes de la substance B dans un tube à essai contenant de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H.), on obtient un précipité jaune. Quelles sont les formules semi-développées que l'on peut envisager pour le liquide B. Indiquer également les noms des produits correspondant à chaque formule.
 - Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le composé B. A quelle famille de produits de produits organiques B appartient-il ? Indiquer la (ou les) formule(s) semi-développée(s) que l'on peut retenir.
 - Le corps B est en fait l'isomère à chaîne ramifiée.
 - Indiquer la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B avec la solution de dichromate de potassium.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui conduit de B à C.
 - Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A.
 - Préciser son nom, sa classe et sa formule semi-développée.
 - Peut-on obtenir A à partir de l'hydratation acide d'un alcène ? Justifier votre réponse.
- On donne: $M(C)=12\text{g/mol}$; $M(H)=1\text{g/mol}$; $M(O)=16\text{g/mol}$.

EXERCICE 14 (Bac C 1997)

- L'hydratation d'un alcène A dont la molécule contient 4 atomes de carbone donne deux alcools B et B'. L'alcool B' est majoritaire.
 - L'oxydation ménagée de B donne un produit C qui précipité avec la DNPH et réagit de shift.
 - L'oxydation ménagée de B' par l'ion dichromate en milieu acide n'est pas possible.
 - 1.1 préciser la fonction du composé C et la classe des alcools B et B'
 - 1.2 En déduire les formules semi-développées des produits B', A, B et C.
 - 2.2.1 Si on poursuit l'oxydation ménagée de B par un excès de dichromate de potassium ($K^+Cr_2O_7^{2-}$) en milieu acide, on obtient un composé D dont on donnera la formule et le nom.
 - 2.2 Etablir l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de l'alcool B en D, par l'ion dichromate.- 3. Le produit D obtenu, isolé, est dissous dans l'eau et donne 0,5 L d'une solution S. Il faut un volume $V_B = 8 \text{ cm}^3$ de solution de soude de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol}$ pour doser 20cm^3 de la solution S.
 - 3.1. Calculer le nombre de moles de D contenues dans 0,5 L de la solution S.
 - 3.2. Le rendement de la transformation de A en D est de 8%. Calculer la masse m de A qui a été hydratée.

EXERCICE 15

Par hydratation d'un alcène ramifié A en présence d'acide sulfurique (H_2SO_4), on obtient deux produits isomères B et D dont l'un est majoritaire.

- Donner la fonction chimique de B et D .
- L'analyse élémentaire des produits B et D montre qu'ils contiennent, en masse 68,18% de carbone.
 - 2.1. Donner l'expression de la masse molaire moléculaire commune M de B et D en fonction de n, nombre d'atomes de carbone qu'ils contiennent.
 - 2.2. Montrer que B et D ont pour formule brute $C_5H_{12}O$.
- Pour identifier les produits B et D, on procède à leur oxydation ménagée :
 - Le composé B ne donne aucune réaction avec les oxydants usuels,
 - Le composé D réagit avec le permanganate de potassium en milieu acide. Le composé organique E résultant de cette réaction donne un précipité jaune avec la 2,4 – DNPH et est sans action sur le réactif de Schiff.
 - 3.1. En déduire la formule semi-développée du composé organique B. Le nommer.
 - 3.2. Donner la fonction chimique du composé E .
Ecrire sa formule semi-développée. Le nommer.
 - 3.3. En déduire la formule semi-développée du composé D. Le nommer.
 - 3.4. Ecrire la formule semi-développée de l'alcène A . Le nommer.

4. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation ménagée du composé D par le permanganate de potassium en milieu acide. (On utilisera les formules semi-développées)
Données : $M_C = 12 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_O = 16 \text{ g. mol}^{-1}$ Couple : MnO_4^- / Mn^{2+}

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE 1

Le méthylpropène est un isomère du butène. Son hydratation donne deux alcools A et B.

A : le produit majoritaire, ne subit pas d'oxydation en présence d'une solution de dichromate de potassium ($2K^+ + Cr_2O_7^{2-}$) acidifiée. Quant à B, son oxydation ménagée par l'ion dichromate en milieu acide donne un composé C qui réagit avec l'ion diammine argent I ($[Ag(NH_3)_2]^+$).

1. Ecrire :

1.1-la formule semi-développée du méthylpropène ;

1.2-les formules semi-développées des produits A, B et C et donner leurs noms.

2. Par action d'un excès de solution de dichromate de potassium en milieu acide sur l'alcool B, on obtient un composé D dont la solution fait virer au jaune le bleu de bromothymol.

2.1-Donner la formule semi-développée et le nom de D.

2.2-Ecrire l'équation-bilan de la réaction sachant que l'ion dichromate ($Cr_2O_7^{2-}$) a été réduit en ion chrome III (Cr^{3+}).

3. On réalise un mélange équimolaire contenant une masse m_1 du composé D et une masse $m_2 = 11 \text{ g}$ d'éthanol.

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

3.2 Donner les caractéristiques de cette réaction.

3.3 Nommer l'ester obtenu.

3.4 Déterminer la masse m_1 de D

3.5 Le rendement de la réaction est de 67%. Calculer la masse de l'ester obtenue.

On donne les masses molaires atomiques en g. mol^{-1} : H= 1 C=12 N= 14 O= 16

Problème

L'hydratation complète de 16,8g de propène conduit à un mélange de deux alcools isomères A et B.

1. Donner le nom et la classe des alcools formés. On désignera par A l'alcool primaire.

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 D.N.P.H et ne conduit par le courant électrique.

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

2.1- Identifier C et D en justifiant la réponse ?

2.2-Quel est l'alcool qui a conduit à C ?

2.3- On fait réagir la solution C avec de l'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,25 \text{ mol/L}$.

L'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume $V_B = 200 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium.

Déduire de cette mesure la proportion $\frac{n_A}{n_A+n_B}$ de la quantité n_A d'alcool A à la quantité de matière totale des alcools A et B produit par l'hydratation du propène.

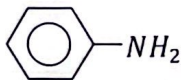
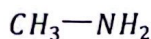
LES AMINES

1. LES AMINES

Les amines sont des composés organiques comportant un atome d'azote lié à au moins un groupement alkyle ou phényle.

Elles sont obtenues par remplacement dans la molécule d'ammoniac d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène par des groupes alkyles ou un noyau benzénique.

Exemple :



2. LES TROIS CLASSES D'AMINES

- Formules

Selon le nombre de groupes carbonés liés à l'atome d'azote, on distingue trois classes d'amines :

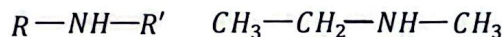
Amines primaires

Une amine est dite primaire si l'atome d'azote est lié à deux (2) atomes d'hydrogène. Sa formule générale est :



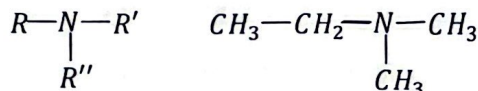
Amines secondaires

Une amine est dite secondaire si l'atome d'azote est lié à un (1) atome d'hydrogène. Sa formule générale est :



Amines tertiaires

Une amine est dite tertiaire si l'atome d'azote est lié à zéro (0) atome d'hydrogène. Sa formule générale est :



- Nomenclature

Amines primaires

Le nom de l'amine s'obtient à partir de celui de l'alcane correspondant en remplaçant le « e » final par « amine » précédé du numéro de l'atome de carbone fonctionnel qui doit être le plus petit possible.

Amines secondaires et tertiaires

Si les groupes substituants sont identiques, l'amine est symétrique. On la nomme comme une amine primaire en ajoutant les préfixes di ou tri.

Si les groupes substituants sont différents, l'amine est mixte. On donne le nom de l'amine primaire formée avec la chaîne la plus longue.

Les noms des autres groupes carbonés liés à l'atome d'azote sont mentionnés devant celui de l'atome précédé de la lettre *N* pour indiquer qu'ils sont liés à l'atome d'azote.

3. PROPRIETES CHIMIQUES DES AMINES

Les amines sont des bases faibles. Cette propriété est due au doublet non liant porté par l'atome d'azote. Ce doublet est susceptible de capter un proton.



Caractère nucléophile des amines

Réactifs nucléophiles et électrophiles

Un réactif nucléophile est un réactif riche en électrons qui est attiré par des centres pauvres en électrons.

Le doublet liant de l'azote confère aux amines et à l'ammoniac un caractère nucléophile.

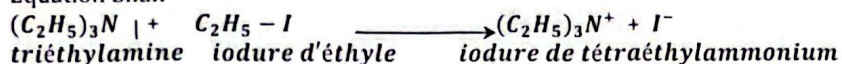
Un réactif électrophile possède un centre pauvre en électrons.

Exemple : iodure de méthyle ${}^{+\delta}CH_3 - I^{-\delta}$

L'atome d'iode est plus électro-négatif que le carbone. La liaison $C-I$ est très polarisée. L'atome de carbone qui présente un déficit en électrons est site électrophile.

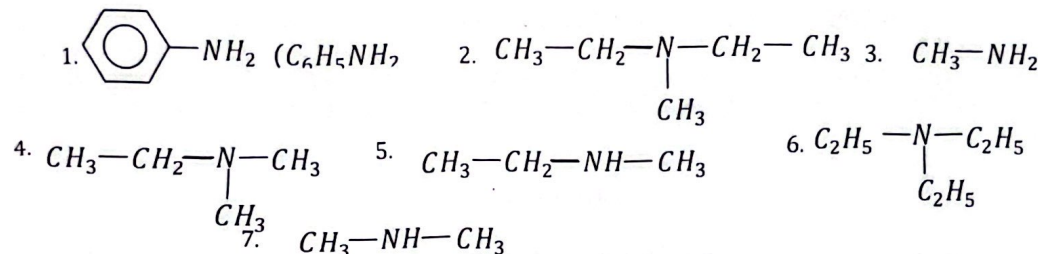
Réaction entre une amine tertiaire et l'iodure de méthyle : réaction d'Hofmann

Equation bilan



ACTIVITE

Nommer ces composés



EXERCICE 1

On considère une amine primaire saturée B contenant 23,7% en masse d'azote.

1. Ecrire la formule générale d'une amine primaire saturée composant X atomes de carbone puis la mettre sous la forme C_xH_yN . Exprimer y en fonction de x.
2. Déterminer x pour l'amine B. En déduire la formule brute de B.
3. Donner les formules semi développées possibles de B et donner leur nom.
4. Identifier B sachant que l'atome de carbone lié à N à deux autres atomes de carbone.

EXERCICE 2

1. Ecrire les formules générales des trois classes d'amines aliphatiques (amines saturées non cycliques)
2. Montrer que la formule brute d'une monoamine saturée non cyclique contenant n atomes de carbone est $C_nH_{2n+3}N$ (on établira cette formule à partir de la formule générale d'une monoamine secondaire saturée non cyclique).
3. Le pourcentage en masse d'azote d'une monoamine A saturée non cyclique est 23,7%.
 - 3.1-Déterminer la formule brute de A.
 - 3.2-Donner les noms ; les formules semi-développées et les classes des isomères possibles de cette amine.
 - 3.3-Identifier l'amine A sachant que l'atome d'azote est relié à un atome d'hydrogène.
4. Le pH d'une solution aqueuse de l'amine A de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol/L}$ vaut 11,4 à 25°C.
 - 4.1-Ecrire l'équation bilan de la réaction de cette amine avec l'eau.
 - 4.2Calculer la valeur du pK_a du couple acide-base considéré.
5. Une solution aqueuse d'éthylamine, de concentration $C_2 = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, à un pH égal à 11,4 à 25°C. Quelle est, d'éthylamine ou de l'amine A, la base la plus forte ?

EXERCICE 3

On dispose d'une amine saturée dont la molécule contient 4 atomes de carbone.

1. Donner la formule brute générale d'une amine saturée dont la molécule contient n atomes de carbone. Préciser son groupe fonctionnel.
2. Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles de A. Les nommer et donner leurs classes.
3. A est une amine tertiaire. Nommer A.
4. On veut obtenir $V = 100 \text{ mL}$ de solution aqueuse de A de concentration molaire $C = 0,5 \text{ mol. L}^{-1}$.
 - 4.1. La solution aqueuse est-elle acide, neutre ou basique ? Justifier.
 - 4.2. Quelle masse m de A dissout-on dans de l'eau pure pour obtenir la solution ci-dessus ?
 - 4.3. Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique de dissolution de A dans l'eau.
 - 4.4. Donner le couple acide/base mis en jeu et écrire la constante d'acidité K_a de ce couple.

On donne: $M_C = 12 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_N = 14 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE 1

Une amine contient en masse 15,6 % d'hydrogène et 31,1 % d'azote.

3.1 Calcule la masse molaire de cette amine .

3.2 Détermine le nombre d'atomes de carbone contenus dans cette amine .

3.3 Donne la formule semi-développée et le nom de ses isomères.

4. Une amine tertiaire ayant trois radicaux identiques R réagit avec l'iodométhane

4.1 Écris l'équation de la réaction ,

4.2 Sachant que 2,95 g d'amine réagissent avec 7,1 g d'iodométhane, quelle est la masse molaire du radical R ? R est saturé, en déduire la formule semi-développée de l'amine et son nom.

EXERCICE 2

On dissout 0,30 g d'une amine saturée, à chaîne carbonée non cyclique dans l'eau. On ajoute quelques gouttes d'un indicateur coloré à la solution. Il faut verser 10,6 mL d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration 0,48 mol.L⁻¹ pour obtenir le virage de l'indicateur coloré.

1. Calculer la quantité de matière contenue dans les 0,30 g d'amine.

2. En déduire la masse molaire moléculaire de l'amine.

3. Donner le nom et la formule semi-développée des isomères possibles de cette amine.

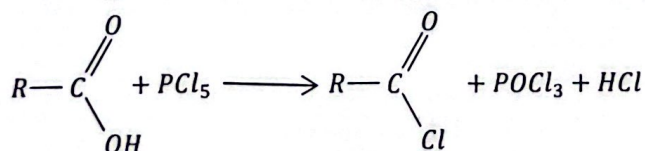
ACIDES CARBOXYLIQUES ET DERIVES

OBJECTIFS

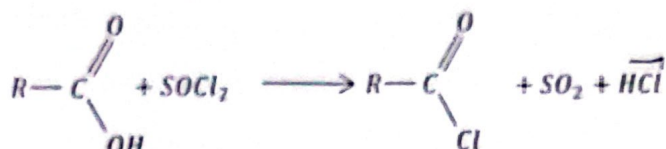
- ✓ Connaître la nomenclature et quelques propriétés chimiques des acides carboxyliques
- ✓ Interpréter les réactions d'estérification et d'hydrolyse
- ✓ Connaître les caractéristiques de la réaction de saponification

Composés	Formule générale	Formule brute	Groupe fonction
Alcool	$R - OH$	$C_nH_{2n+2}O$	$\begin{array}{c} \\ -C - OH \end{array}$
Aldéhyde	$R - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - H$	$C_nH_{2n}O$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C - H \end{array}$
Cétone	$R - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - R'$	$C_nH_{2n}O$	$\begin{array}{c} -C - \\ \\ O \end{array}$
Acide carboxylique	$R - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - OH$	$C_nH_{2n}O_2$	$\begin{array}{c} -C - OH \\ \\ O \end{array}$
Ester	$R - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - O - R'$	$C_nH_{2n}O_2$	$\begin{array}{c} -C - O - \\ \\ O \end{array}$
Amide	$R - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - NH_2$	$C_nH_{2n+1}ON$	$\begin{array}{c} -C - NH_2 \\ \\ O \end{array}$
Chlorure d'acyle	$R - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - Cl$	$C_nH_{2n-1}OCl$	$\begin{array}{c} -C - Cl \\ \\ O \end{array}$
Anhydride d'acide	$R - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - O - \underset{\begin{array}{c} \\ O \end{array}}{C} - R$	$C_nH_{2n-2}O_3$	$\begin{array}{c} -C - O - C - \\ \quad \\ O \quad O \end{array}$
Amine	$R - NH_2$	$C_nH_{2n+3}N$	$-NH_2$

➤ Passage de l'acide carboxylique au chlorure d'acyle

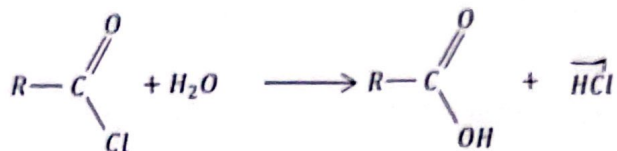


PCl_5 : pentachlorure de phosphore

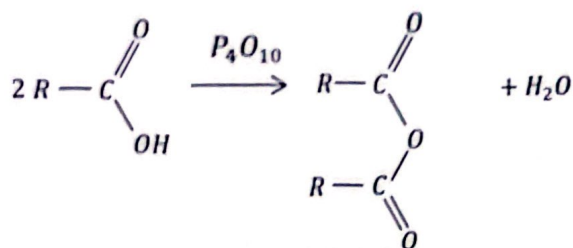


SOCl_2 : chlorure de thionyle

Remarque: l'hydrolyse des chlorures d'acyle conduit à l'acide carboxylique

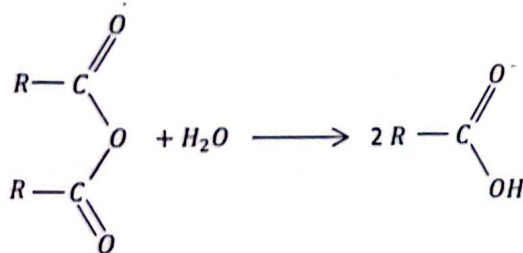


➤ Passage de l'acide carboxylique à l'anhydride d'acide

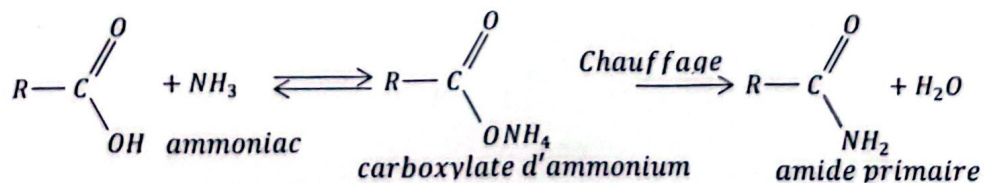


P_4O_{10} : Décaoxyde de tétraphosphore

Remarque: l'hydrolyse de l'anhydride d'acide conduit à l'acide carboxylique



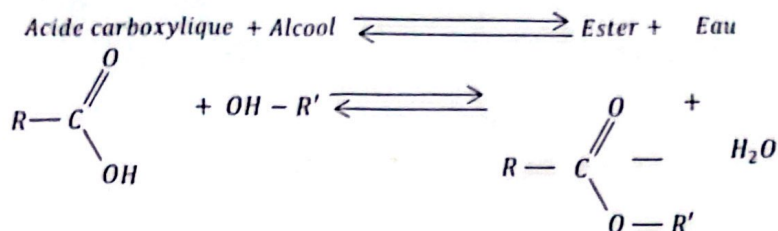
➤ Passage de l'acide carboxylique à l'amide



N.B: Le carboxylate d'ammonium est un composé intermédiaire

➤ **Estérification**

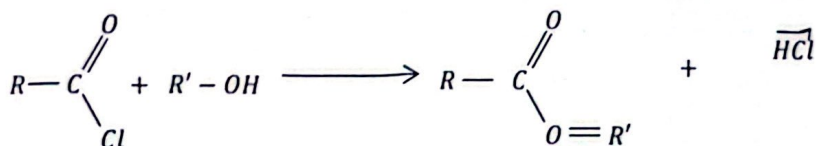
✓ Estérification directe



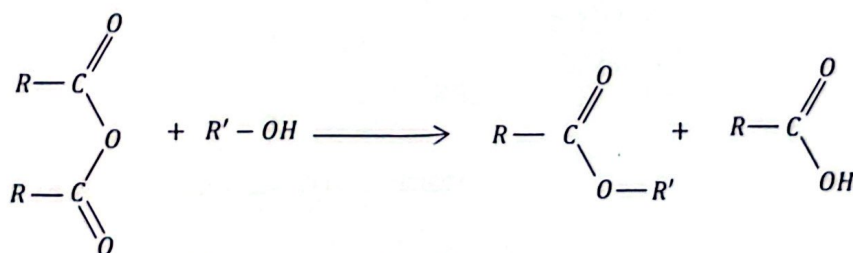
Caractéristiques: réaction lente, limitée; athermique et réversible

✓ Estérifications indirectes

- Chlorure d'acyle + Alcool \longrightarrow Ester + Chlorure d'hydrogène

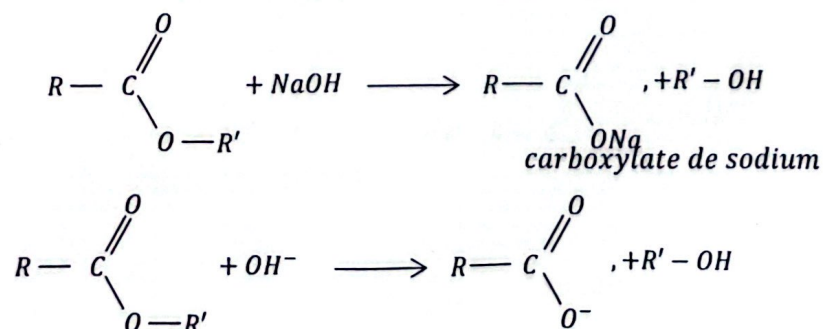


- Anhydride d'acide + Alcool \longrightarrow Ester + acide carboxylique



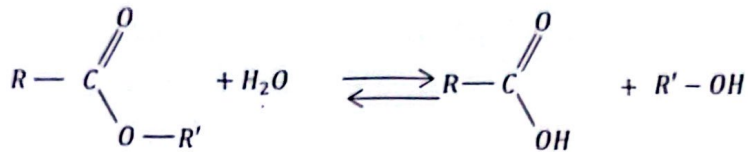
Caractéristiques: réaction rapide, totale et exothermique

➤ **Saponification des esters :** c'est la réaction entre un ester et une base forte



Caractéristiques: réaction totale mais lente

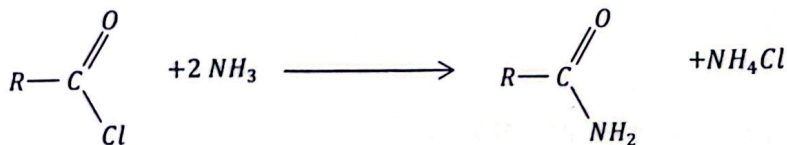
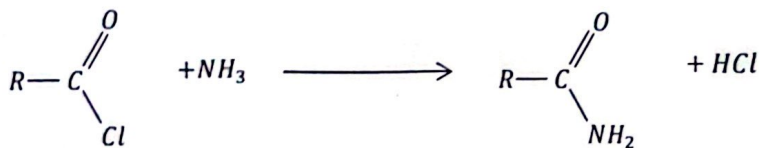
- **Hydrolyse d'un ester:** c'est la réaction entre un ester et l'eau. On obtient un acide carboxylique et un alcool



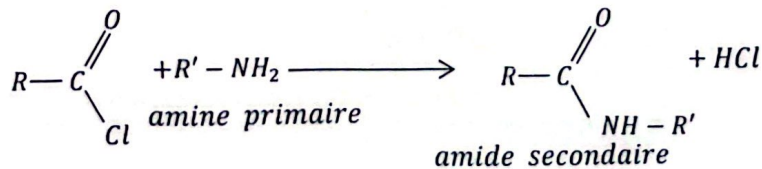
Caractéristiques: réaction lente, limitée; athermique et réversible

- **Préparation des amides**

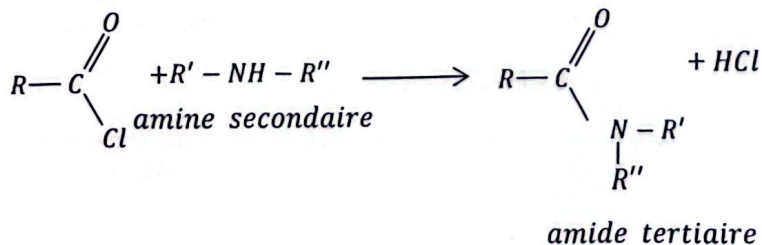
- ✓ Apartir d'un chlorure d'acyle et de l'ammoniac



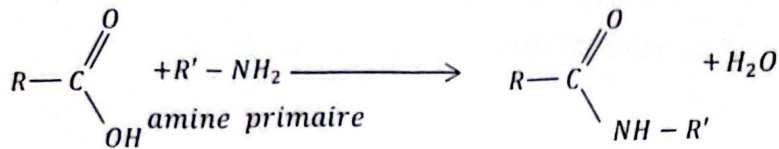
- ✓ Apartir d'un chlorure d'acyle et une amine primaire



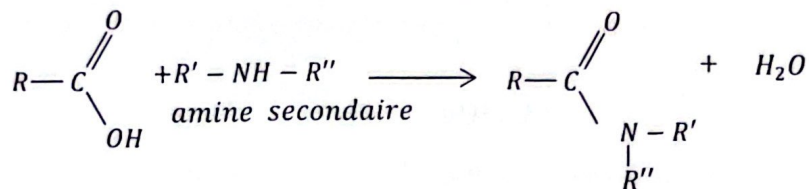
- ✓ Apartir d'un chlorure d'acyle et une amine secondaire



✓ A partir d'un acide carboxylique et une amine primaire

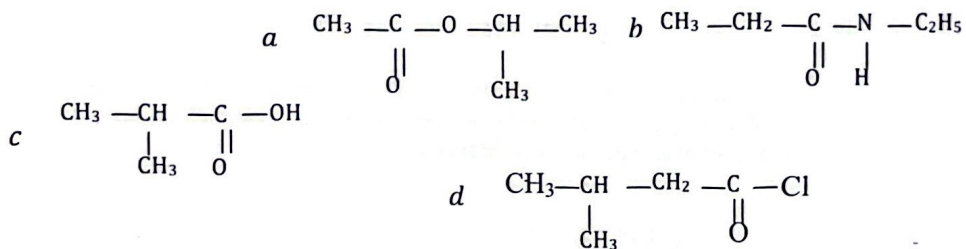


✓ A partir d'un acide carboxylique et une amine secondaire



ACTIVITE 1

Nommer les composés suivants :



ACTIVITE 2

Donner les groupes caractéristiques des composés suivants :
Acide carboxylique, Chlorure d'acyle, Amide, Ester, Anhydride d'acide

ACTIVITE 3

Par estérification directe, on obtient le propanoate de méthyle.

1. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction
2. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?

ACTIVITE 4

On hydrolyse le propanoate d'éthyle. On obtient entre autre un acide.

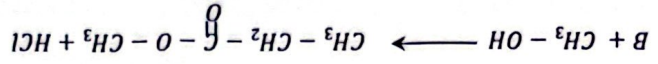
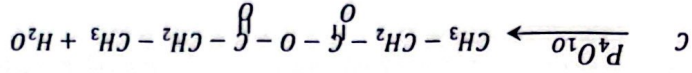
1. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
2. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?

ACTIVITE 5

1. Ecrire les deux équations d'obtention du chlorure de propanoyle.
2. Ecrire l'équation-bilan de l'hydrolyse du chlorure de propanoyle. Indiquer les caractéristiques de cette réaction.

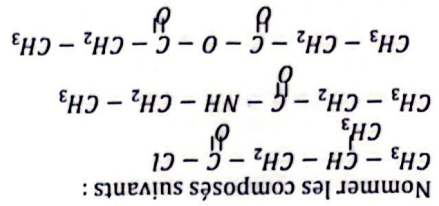
1. On dispose de quatre flacons contenant respectivement des composés organiques notés (A), (B), (C), (D). Ces composés sont soit un alcool, un aldéhyde, une cétone, un acide carboxylique. A l'aide des tests résumés dans le tableau ci-dessous. Indiquer la fonction de (A), (B), (C), (D). Justifier

EXERCICE 3



Donner le nom et la formule semi développée des composés organiques A et B et C. $A + PCl_5 \longrightarrow B + POCl_3 + HCl$

EXERCICE 2



EXERCICE 1

EXERCICES RESOLUS

On considère la réaction entre un ester, l'éthanoate de méthyle et la soude.
1. Ecrire l'équation bilan de la réaction correspondante, nommez les produits.
2. Nommez cette réaction et donnez ses caractéristiques et donnez le nom de cette réaction.

ACTIVITE 10

1. Définir la réaction de saponification
2. Ecrire l'équation bilan de la saponification par une solution d'hydroxyde de potassium d'éthanoate de méthyle. Nommez les produits obtenus.

ACTIVITE 9

Quel corps doit-on faire réagir sur le chlorure d'éthanoyle pour obtenir le N-méthyl-éthananamide ?

ACTIVITE 8

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide éthanoïque sur l'ammoniac.
2. On déshydrate le composé obtenu. Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner le nom du composé final.

ACTIVITE 7

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'anhydride éthanoïque sur l'éthanol.
2. Quel est le nom du composé formé ?
3. Donner le nom de cette réaction.
4. Indiquer les caractéristiques de cette réaction.

ACTIVITE 6

3. Ecrire l'équation-bilan de la réaction du chlorure de propanoyle sur l'éthanol. Cette réaction est-elle totale ou limitée

Corps Réactifs	A	B	C	D
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en milieu acide	Solution Orange	Solution verte	Solution verte	Solution Orange
D. N. P. H	Solution Jaune	Solution jaune	Précipité jaune	Précipité Jaune
Réactif de Schiff	Solution Incolore	Solution incolore	Solution rose	solution incolore
Liqueur de Fehling Fehling	Solution bleue	Solution bleue	Précipité rouge brique	Solution bleue

- L'action du dichromate de potassium en milieu acide sur B conduit à la formation de C et de A. B est un corps saturé de masse molaire $M = 60 \text{ g mol}^{-1}$. Déterminer les formules semi développées et les noms des corps A, B, C.
- On fait agir A sur B. Ecrire l'équation de la réaction et donner le nom des produits obtenus. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?
- Par action du pentachlorure de phosphore (PCl_5) ou du chlorure de thionyle (SOCl_2) sur A, on obtient un corps E.
- 1- Donner la formule semi développée et le nom de E.
2- Ecrire l'équation de la réaction de E sur B. Comparer cette dernière réaction à celle de A sur B.

EXERCICE 4

On mélange 6 g de propan-1-ol à 6 g d'acide éthanoïque.

- Ecrire l'équation qui traduit cette réaction.
- Lorsque le mélange atteint son équilibre chimique, l'analyse montre qu'il s'est formé 7,1 g d'ester. Calculer à l'équilibre le nombre de moles d'ester, d'eau, d'acide éthanoïque et de propan-1-ol présent dans le mélange. Quelle est la masse d'alcool estérifiée ?

EXERCICE 5

A désigne un acide carboxylique à chaîne saturée.

- Si on désigne par n le nombre d'atomes de carbone contenus dans le radical R fixé au groupement carboxyle, exprimer en fonction de n la formule générale de cet acide.
- B est un alcool de formule brute CH_4O . préciser sa formule semi-développée possible, sa classe et son nom.
- L'acide A est estérifié par l'alcool B. A partir de la formule de l'acide A (déterminée dans la première question), écrire l'équation de cette réaction.
- Sachant que la masse molaire de l'ester obtenu est 88 g.mol^{-1} , quels sont la formule exacte et le nom de A ?
On prendra O : 16 ; C : 12 ; H : 1.
- C désigne le chlorure d'acide correspondant à A.
5.1 Quelle est sa formule semi-développée ?
5.2 Préciser les différences importantes qui existent entre l'action de A sur B et celle de C sur B.

EXERCICE 6

L'hydrolyse d'un ester de formule brute de formule $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ donne de l'acide éthanoïque et un autre corps A. On fait l'oxydation ménagée de A et on obtient un corps B qui agit sur la 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH) et n'agit pas sur la liqueur de Fehling.

- Quelle est la formule semi-développée de A ?
- Existe-t-il un alcool C isomère de A ? Quelle est la formule semi-développée et la classe de C ?
- Quelle est la formule semi-développée de l'ester ?
- Indiquer comment on peut obtenir, à partir de l'acide éthanoïque :
 - L'anhydride éthanoïque ;
 - Le chlorure d'éthanoyle.

EXERCICE 7

1. On fait barboter à froid un excès d'ammoniac dans une solution d'acide propanoïque puis on chauffe doucement. On obtient un composé solide qui est un carboxylate d'ammonium A.
Donner le nom et la formule de ce corps.
2. On chauffe fortement 30 g du composé A pour le déshydrater. Au bout d'une demi-heure, on obtient 4 g d'eau et d'un produit B.
 - 2.1. Donner le nom et la formule semi-développée de B.
 - 2.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Déterminer la proportion du composé A qui a réagi.
3. La réaction précédente est relativement lente. On veut préparer B par une autre voie, beaucoup plus rapide. On dispose des produits suivants : acide propanoïque, ammoniac, propan-1-ol, chlorure de thionyle, dichromate de potassium.
Proposer une méthode de préparation en indiquant soigneusement les réactions successives à réaliser.
On donne : C : 12 g.mol⁻¹; O : 16 g.mol⁻¹; H : 1 g.mol⁻¹; N : 14 g.mol⁻¹

EXERCICE 8

On traite 10 g d'un acide carboxylique A, de masse molaire $M_A = 60 \text{ g.mol}^{-1}$, par le chlorure de thionyle. On obtient un composé B.

1.
 - 1.1. Déterminer les formules semi-développées de A et B : les nommer.
 - 1.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - 1.3. Déterminer la masse de B obtenue.
 - 1.4. Ecrire l'équation d'hydrolyse de B.
 2.
 - 2.1. Quel composé C obtient-on par action de B sur le propan-1-ol ?
 - 2.2. Est-il possible d'obtenir C à partir de A ? Si oui comparer les deux procédés d'obtention de C.
- On donne : C : 12 ; O : 16 ; H : 1 ; Cl : 35,5.

EXERCICE 9

On hydrolyse le propanoate d'éthyle. On obtient entre autre un acide A.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer les produits formés.
2. On fait agir sur A du chlorure de thionyle SOCl_2 pour obtenir un composé B. Donner la formule semi développée et le nom de B.
3. 0,1 mol de B réagit avec une amine primaire saturée en donnant un composé C qui précipite de façon totale. La masse de C est 8,7 g.
Déterminer la formule semi-développée et le nom de l'amine primaire.

On donne : C : 12 ; O : 16 ; H : 1 ; Cl : 35,5 ; N : 14.

EXERCICE 10

1. L'analyse massique d'un ester E indique qu'il contient 64,6 %, de carbone, 10,8 % d'hydrogène et 24,6 % d'oxygène. Montrer que la masse moléculaire de (E) est $M_E = 130 \text{ g.mol}^{-1}$ et en déduire sa formule brute.
2. L'action de l'eau sur (E) conduit à 2 produits (A) et (B).
 - 2.1. De quel type de réaction s'agit-il ?
 - 2.2. Quelles sont les fonctions chimiques des composés obtenus.
3.
 - 3.1. En faisant réagir sur (A) du pentachlorure de phosphore, on obtient du chlorure de propanoyle. Donner la formule semi-développée et le nom de (A).
 - 3.2. Ecrire l'équation de la réaction.
4. Afin de préciser le corps (B) on le soumet à une oxydation ménagée. Celle-ci conduit à la formation d'un composé (C) qui réagit avec la DNPH mais pas avec l'ion diamine argent (I).
Donner la formule semi-développée et le nom de (B).
5. (A) et (B) étant maintenant connu, écrire la formule semi-développée de l'ester (E).

EXERCICE 11

Un chimiste prépare par une série d'expériences une amide de formule brute C_3H_7NO .

1. L'addition d'eau sur le prop-1-ène donne une masse $m = 240$ g d'un mélange de deux alcools A et B, dont l'un B est primaire et représente 1% de la masse m . Donne les noms et formules de A et B ainsi que la classe de A.
2. Après avoir séparés l'un de l'autre, les alcools A et B sont respectivement oxydés en C et D par excès d'oxydant acidifié. Donne le nom et la formule semi-développée des composés C et D.
3. On prépare le dérivé chloré E de D. donne le nom et la formule semi-développée de E.
- 4.
- 4.1. Comment peut-on préparer l'amide de formule brute C_3H_7NO à partir de E?
- 4.2. Ecris l'équation de la réaction. Donne le nom des produits.

EXERCICE 12: Baccalauréat D 2008

A est un composé organique de formule brute $C_3H_6O_2$.

1. A quelles familles le composé A peut-il appartenir ?
2. Ecrire toutes les formules semi développées possibles et les nommer.
3. La solution aqueuse du composé A conduit le courant électrique et jaunit le bleu de bromothymol. Identifier le composé A.
4. Le composé A se transforme, en présence du pentachlorure de phosphore, en un composé B.
- 4-1 A quelle appartient-il ?
- 4-2 Préciser le groupe fonctionnel.
- 4-3 Donner la formule semi développée et le nom de B.
5. On fait réagir B sur un alcool (R-OH)
- 5.1-Ecrire l'équation bilan et donner les caractéristiques de cette réaction.
- 5.2-La densité de la vapeur par rapport à l'air de l'ester formé est $d=3,51$. Quelles sont les formules semi développées de l'ester et l'alcool ? Donner leur nom et préciser la classe de l'alcool.
 $M_C=12g/mol$; $M_H=1g/mol$; $M_O=16g/mol$.

EXERCICE 13:: Baccalauréat D Session de remplacement D 1991

- 1.Ecrire l'équation de la réaction générale d'hydrolyse d'un ester.
- 2.On procède à l'hydrolyse d'un ester de formule $C_5H_{10}O_2$. On obtient l'acide éthanoïque et un corps X. L'oxydation ménagée de X donne un corps Y qui réagit sur le dinitro-2,4 phénylhydrazine (DNPH) et n'agit pas sur la liqueur de Fehling.
- 2.1 Quelle est la formule semi développée de X ?
- 2.2 Quelle est la formule semi développée de l'ester ?
- 3.Il existe un alcool A isomère de X. Quelles sont la formule semi développée et la classe de A ?
- 4.Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit entre l'alcool A et l'ion dichromate ($Cr_2O_7^{2-}$) en excès en milieu acide pour donner B.
- 5.On désire synthétiser, à partir de B, une amide. On procède de deux manières différentes :
 - La première à utiliser B et l'ammoniac NH_3
 - La seconde consiste à utiliser B, le chlorure de thionyle $SOCl_2$ et l'ammoniac NH_3 .
- 5.1 Ecrire dans chaque cas les équations des réactions nécessaires.
- 5.2 Donner le nom de l'amide.

EXERCICE 14:: Baccalauréat C-E juin 1986

On donne les composés organiques suivants :

- | | |
|----------------|---------------------------|
| A : but-1-ène | D : chlorure de butanyole |
| B : butan-1-ol | E : méthanoate de propyle |
| C : butan-2-ol | F : butanamide |

1. Ecrire les formules semi développées de ces composés et préciser leur fonction.

- Proposer un enchaînement des réactions possibles permettant d'obtenir D à partir de A. Ecrire l'équation bilan correspondant à chaque étape.
- L'action de l'ammoniac sur un composé de cette liste permet de préparer F. Ecrire l'équation de la réaction correspondante.
- On fait réagir une solution acidifiée de dichromate de potassium sur le corps B. Nommer les composés obtenus ; écrire les équations-bilans correspondantes.

EXERCICE 15

Un composé oxygéné A, non cyclique, à chaîne carbonée saturée, a pour formule C_4H_8O .

- Rechercher les formules semi-développées compatibles avec cette formule brute et indiquer les fonctions et les noms des produits correspondants.
- A réagit avec la DNPH et la liqueur de Fehling. En déduire la fonction de A.
- A donne, par oxydation avec une solution acidifiée de dichromate de potassium, un produit B.
 - En déduire la fonction de B.
 - Ecrire les formules semi-développées pour B et donner les noms correspondants.
- Sachant que la chaîne carbonée de B n'est pas ramifiée, écrire la formule semi-développée et donner le nom du chlorure d'acyle C que l'on peut obtenir à partir de B.
- On fait réagir ensuite 21,3 g de C avec 18g de propan-1-ol.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction
 - Donner le nom des produits formés.
 - Montrer qu'un des réactifs est en excès.
 - Calculer les masses des produits que l'on devrait obtenir, en supposant le rendement de la réaction de 100%.
 $M(C) = 12 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g. mol}^{-1}$.

EXERCICE 16

On souhaite préparer un composé organique, la propanamide, en utilisant comme produit de départ le propan-1-ol. la propanamide sera par la suite appelé composé A et le propan-1-ol composé B.

- Donner la formule semi-développée des deux composés A et B. A quelles familles appartiennent-ils ?
- Plusieurs étapes sont nécessaires afin de réaliser la synthèse de A.
 - Tout d'abord, on réalise l'oxydation ménagée du composé B en le faisant réagir avec un excès de dichromate de potassium acidifié. Donner la formule semi-développée du composé C obtenu à l'issue de cette réaction. Indiquer son nom et sa famille.
 - On fait réagir le composé C avec de l'ammoniac. Un composé D intermédiaire entre C et A, est alors obtenu. Indiquer le nom de D. Ecrire l'équation-bilan correspondante. De quel type de réaction s'agit-il ?
 - Enfin, la déshydratation du composé D conduit à la formation du composé A. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
- 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 17 (Bac D .SN. 94)

- A est un acide carboxylique de formule brute $C_2H_4O_2$. Ecrire sa formule semi développée.
- Le composé A peut se transformer en chlorure d'acyle B en présence de pentachlorure de phosphore. Donner la formule semi développée de B.
- On fait réagir A sur un alcool :
 - Ecrire l'équation bilan et les caractéristiques de la réaction.
 - La densité de la vapeur de l'ester formé est $d = 3,51$. Quelle est la formule brute de l'ester et celle de l'alcool R-OH ?

EXERCICE 18 (Bac C-E. S.N. 98)

- La réaction entre un corps A, de formule brute $C_7H_{14}O_2$ et de l'eau donne de l'acide butanoïque et un alcool B.
- Donner la fonction chimique du composé A. Donner le nom et les caractéristiques de cette réaction.
 - L'oxydation ménagée de B donne un composé C qui réagit positivement avec la 2,4-DNPH et la liqueur de Fehling. En déduire le groupe fonctionnel du composé C et la classe de l'alcool B.

- 3- Donner les formules semi développées et les noms des composés A et B.
4- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre A et l'eau.

EXERCICE 19 (Bac C-E. S.R. 97)

1. Le chlorure d'éthanoyle réagit avec le butan-1-ol pour donner du chlorure d'hydrogène et un composé organique X.
- 1-1. Donner le nom et la formule semi- développée de X.
1-2. Ecrire L'équation- bilan de la réaction.
1-3. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction.
1-4. Calculer la masse de X obtenue sachant que 62,8g de chlorure d'éthanoyle ont été consommés.
2. Le propanoate de propyle réagit avec l'eau.
- 2-1 . Nommer la réaction qui a lieu. Donner le nom de la formule semi développée des produits de la réaction.
2-2. Ecrire l'équation bilan de cette réaction bilan
2-3. Que représente en commun X et le propanoate de propyle ?
2-4. Le mélange initial d'eau et de propanoate de propyle est équimolaire. Un dosage acide- basique permet de déterminer au cours du temps la quantité de propanoate de propyle restant dans le milieu au cours du temps. Des prélèvements à des dates différentes ont donnée les résultats suivants :
- 2-4-1. Qu'entend-on par équimolaire ?

t(heures)	0	1	15	30
Pourcentage de propanoate restant	100	80	67	67

- 2-4-2. Quelles caractéristiques de la réaction mettent en évidence ces résultats

EXERCICE 20 (Bac D 2004 : Bac C-E 2000)

Un hydrocarbure non cyclique de formule brute C_xH_y possède une composition massique de 85,7 % de carbone et 14,3 % d'hydrogène.

1. Déterminer les valeurs de x et de y sachant que la masse molaire du composé est $M = 56g/mol$. A quelle famille d'hydrocarbure appartient- il ?
2. On suppose que cet hydrocarbure a pour formule brute C_4H_8 . Ecrire et nommer les formules semi-développées possibles de cet hydrocarbure.
3. L'hydratation du 2-méthylpropène conduit à deux produits(A) et (B). Le produit A est majoritaire.
3.1 Ecrire les deux équations bilans de cette réaction d'hydratation.
3.2 Nommer les produits (A) et (B)
3.3 Par oxydation ménagée de (B) avec une solution de dichromate de potassium en milieu acide, on obtient un composé (B') qui réagit positivement avec la liqueur de Fehling. Donner la famille, la formule semi- développée et le nom de B'.
3.4 On fait réagit le 2-méthylpropan-1-ol et le chlorure de propanoyle pour obtenir un produit C et du chlorure d'hydrogène.
3.4 .1 Ecrire l'équation- bilan de cette réaction.
3.4.2 Donner le nom de cette réaction et préciser ses caractéristiques.
On donne les masses molaires atomiques en g/mol ; C : 12 ; H = 1

EXERCICE 21 (Bac D 2001)

L'odeur de banane est due à un composé organique C. L'analyse élémentaire de ce composé a permis d'établir sa formule brute qui est $C_6H_{12}O_2$. A fin de déterminer la formule semi- développée de ce composé, on réalise les expériences suivantes :

1. L'hydrolyse de C donne un acide carboxylique A en un alcool B.
L'acide carboxylique A réagit avec le penta chlorure de phosphore (PCl_5) pour donner un composé X.
Par action de l'ammoniac sur X, on obtient un composé organique D à chaîne carbonée saturée non ramifiée. La masse molaire moléculaire du composé D est égale à 59 g.mol.
- 1.1 Préciser les fonctions chimiques de C, X et D
1.2 On désigne par n le nombre d'atomes de carbone contenus dans la molécule du composé organique D.
1.2.1. Exprimer en fonction de n, la formule générale du composé organique D.
1.2.2. Déterminer la formule semi développée de D et donner son nom.
1.3. Donner les formules semi développées et les noms des composés X et A.

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

2.1. Préciser la fonction chimique de E

2.2. Donner :

2.2.1. La formule semi développée et le nom de B.

2.2.2. La formule semi développée et le nom de E.

2.2.3. La formule semi développée et le nom de C.

3.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction d'hydrolyse de C.

3.2. Donner les caractéristiques de cette réaction

EXERCICE 22

1. On fait réagir un acide carboxylique X sur un alcool primaire ; on obtient un produit de formule $C_4H_8O_2$. Donner les formules semi développées possibles de ce corps. Donner les noms correspondants.

2. En faisant réagir l'ammoniac sur l'acide organique X, on obtient un carboxylate d'ammonium Y. Celui-ci, par chauffage, se déshydrate ; on obtient un composé Z de formule brute C_3H_7ON .

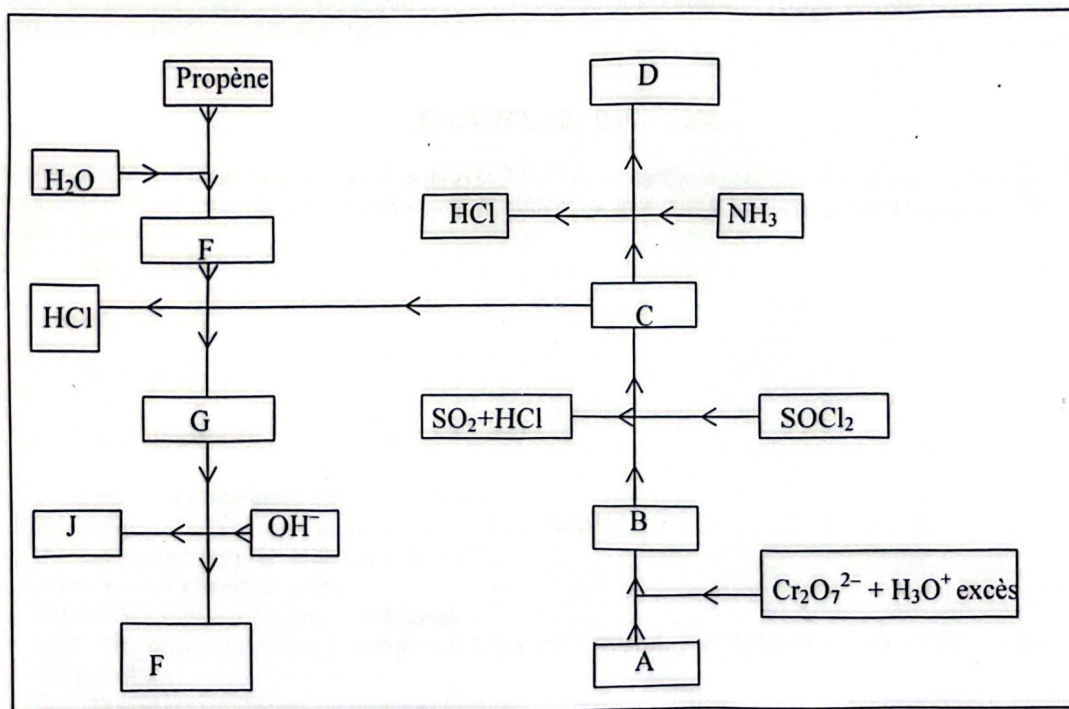
2.1 Ecrire les formules semi développées et les noms de X, Y et Z

2.2 Ecrire l'équation bilan de la transformation de l'acide organique en carboxylate d'ammonium, puis celle correspondant à la formation de Z.

3. On a obtenu 14,6 g du composé Z. Sachant que le rendement de la réaction de déshydratation est de 85%, déterminer la masse de carboxylate d'ammonium utilisée.

EXERCICE 23

Identifier les composés manquant dans l'organigramme sachant que A est un alcool possédant deux atomes de carbones.



EXERCICE 24 (Bac D 2002)

Le lait

Le lait est un produit naturel complexe contenant de nombreuses substances organiques. Ces substances sont susceptibles d'évoluer en réagissant entre elles ou avec des réactifs extérieurs comme l'oxygène.

1. Du 2-hydroxypropanal à l'acide lactique.

Nous admettrons que le corps de formule $\text{H}_3\text{C-CHOH-CHO}$, 2-hydroxypropanal, est présent dans le lait frais.

1-1 Ecrire la formule développée de la molécule de ce corps.

1-2 Quels sont les groupements fonctionnels présents dans cette molécule ?

1-3 La fonction située en bout de chaîne (-CHO) est facilement oxydable. Au contact de l'oxygène de l'air, cette fonction réagit et ce corps se transforme en acide lactique.

Ecrire l'équation bilan de cette oxydation.

2. De l'acide lactique à l'acide pyruvique.

L'acide lactique obtenu possède encore un groupement oxydable sur le carbone central. Ce groupement peut être oxydé au contact de l'air.

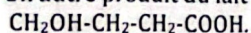
2-1 Quel est ce groupement ?

2-2 Ecrire l'équation bilan de cette oxydation

2-3 Le produit obtenu s'appelle acide pyruvique. Quelles sont les deux fonctions présentes dans cette molécule ?

3. La lactone.

Un autre produit du lait est l'acide 4-hydroxybutanoïque de formule



3-1 Ecrire sa formule développée.

3-2 Quelles sont les fonctions présentes dans cette molécule ?

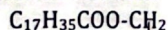
3-3 Deux molécules d'acide 4-hydroxybutanoïque peuvent réagir ensemble par estérification. Ecrire l'équation bilan de la réaction en utilisant les formules semi développées des composés.

3-4 Cette molécule présente une possibilité intéressante de réaction. Les deux extrémités de la même molécule peuvent réagir l'une avec l'autre. Il y a formation d'une molécule cyclique (lactone).

Ecrire la formule du produit sous forme développée.

EXERCICE 25 : BAC D 2005

ANANGAMAN mélange 12g d'un corps gras avec 20cm³ de soude de concentration molaire $C=2,5\text{mol/L}$. Il chauffe suffisamment longtemps ce mélange et obtient un composé A. Le corps gras est constitué d'un triester de formule.



1. Comment appelle t-on cette réaction ?

2.

2-1 Ecrire l'équation bilan de cette réaction ?

2-2 Indiquer sur l'équation les noms des produits formés.

3. Quelles sont les propriétés de cette réaction ?

4. Rechercher le réactif en excès.

5. Déterminer la masse du composé A formé.

6. AKAFU voudrait fabriquer le composé A. il dispose d'un acide gras de formule $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, du glycérol et de la soude.

Quelles sont les opérations qu'il aura à effectuer ?

Données : masses molaires atomiques en g/mol : C(12) ; H(1) ; O(16) ; Na(23)

EXERCICE 26

1. On veut préparer du 2-méthylpropanoate de 1-méthylpropyle.

1.1-Quel est la formule semi-développée de cet ester ?

- 1.2- Quel acide carboxylique et quel alcool doit-on utiliser pour l'obtenir ?
- 1.3 - Ecrire l'équation bilan de la réaction et en déduire ses caractéristiques.
2. L'acide carboxylique utilisé se transforme en présence du chlorure de thionyle, en un composé A.
 - 2.1 A quelle famille A appartient.
 - 2.2 Préciser son groupe fonctionnel.
 - 2.3 Donner sa formule semi-développée et son nom.
 - 2.4 Ecrire l'équation bilan de la réaction.
3. Par action de l'acide carboxylique sur l'ammoniac, on obtient un composé intermédiaire B qui après chauffage donne un composé C.
 - 3.1 Ecrire la formule semi-développée de B et donner son nom.
 - 3.2 Ecrire la formule semi-développée de C et donner son nom.
 - 3.3 Ecrire l'équation bilan de la réaction.

EXERCICE 27 ✕

On dispose de deux monoalcools saturés A et B.

1. On traite ces deux alcools par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu sulfurique. Les deux solutions deviennent vertes. Que peut-on en déduire ?
2. Les composés organiques A' et B' extraits respectivement des deux solutions donnent un précipité avec la dinitro-2,4-phénylhydrazine (DNPH). Quelles peuvent être les fonctions chimiques de A' et B' ?
3. On répète les expériences précédentes avec d'autres échantillons des deux alcools, mais avec une solution concentrée de dichromate de potassium en excès. Les produits organiques obtenus sont notés A'' et B''. A'' donne un précipité avec la DNPH alors que B'' n'en donne pas.
 - 3.1- Quelles sont les fonctions chimiques de A'' et B'' ? Montrer que A'' et A' sont identiques.
 - 3.2- A comporte le minimum d'atomes de carbones compatibles avec sa classe. Donner les noms et les formules semi-développées de A et A'.
 - 3.3- La masse molaire moléculaire de B'' est 88 g.mol^{-1} .
 - 3.3.1- Déterminer la formule brute de B''.
 - 3.3.2- Donner les formules semi-développées et les noms des isomères possibles de B'' et pour B.
4. L'action de B'' sur du chlorure de thionyle conduit au chlorure de 2-méthylpropanoyle.
 - 4.1- Donner la formule semi-développée de B''.
 - 4.2- Ecrire l'équation bilan de la réaction.
5. On fait réagir le chlorure de 2-méthylpropanoyle sur le composé A. On obtient un corps E et un gaz.
 - 5.1- Donner le nom et la formule semi-développée de ce gaz et du corps E.
 - 5.2- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'obtention de E. En déduire son nom et ses caractéristiques.

Données : $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE 28

1. Un composé organique A de formule $C_4H_8O_2$ donne, par hydrolyse, deux composés notés B et C. Sachant que le composé B a des propriétés acides, proposer les formules semi-développées et les noms possibles pour A.
2. On dissout 0,92 g du composé B dans de l'eau et on complète la solution à 100 cm^3 . On dose 10 cm^3 de cette solution par 20 cm^3 d'une solution de soude à 10^{-1} mol/L .
 - 2.1- Déterminer la masse molaire moléculaire, la formule brute, la formule semi-développée et le nom du composé B.
 - 2.2- En déduire les noms et les différentes formules semi-développées possibles pour le composé C.
3. Par oxydation ménagée en présence d'une solution acidifiée de permanganate de potassium, C donne un composé D qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine, mais qui ne réduit pas le nitrate d'argent ammoniacal.
 - 3.1- Ecrire la formule semi-développée de D. en déduire celle de C et enfin du composé A de départ.
 - 3.2- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre C et D.

EXERCICE 29 : BAC C 2014

On considère un alcool primaire à chaîne carbonée saturée non ramifiée A de formule $R - CH_2 - OH$. Par oxydation ménagée de A on obtient un composé organique B qui rosit le réactif de Schiff.

- 1-
 - 1.1 Déterminer la fonction de B et donner son groupe fonctionnel.

- 1.2 Le composé B est transformé à son tour en un produit D dont la solution aqueuse prend une coloration jaune en présence de bleu de bromothymol.
- 2- On fait dissoudre 0,37 g de D dans un litre d'eau. On prélève $V_a = 50$ mL de cette solution que l'on dose avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 10^{-2}$ mol.L⁻¹. L'équivalence acido-basique a lieu quand on a ajouté $V_b = 25$ mL de la solution d'hydroxyde de sodium.
- 2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique.
- 2.2 Déterminer la formule brute du composé D.
- 2.3 Donner le nom et la formule semi-développée du composé D.
- 3- Déduire de ces expériences la formule semi-développée et le nom de A.
- 4- On fait agir du pentachlorure de phosphore (PCl₅) sur le composé D. On obtient un composé organique E.
- 4.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 4.2 Le composé E réagit avec l'ammoniac pour donner un composé organique F et du chlorure d'ammonium.
Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique de E sur l'ammoniac.
- 4.3 Nommer le composé F et préciser sa famille chimique.
- $M_c = 12$ g.mol⁻¹ ; $M_o = 16$ g.mol⁻¹ ; $M_H = 1$ g.mol⁻¹

EXERCICE 30 : BAC D 2014

- 1- La combustion complète d'une mole d'un composé organique A, de formule brute C_xH_yO fournit quatre moles de molécules de dioxyde de carbone et quatre moles de molécules d'eau. La molécule de A renferme un seul atome d'oxygène.
- 1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction
- 1.2. Montrer que la formule brute du composé A est C₄H₈O.
- 1.3. Donner les formules semi-développées des différents isomères possibles de A.
- 2- Parmi ces différents isomères, un seul réagit avec la 2,4-D.N.P.H et donne un test négatif en présence de liqueur de Fehling.
- 2.1. Préciser la fonction chimique de cet isomère
- 2.2. Donner la formule semi-développée et le nom de cet isomère.
- 3- L'un des isomères de A, le butanal, est traité par une solution de permanganate de potassium acidifiée. Il donne un composé B.
- 3.1. Ecrire l'équation semi-développée et donner le nom du composé B.
- 3.2. Le produit B réagit avec le pentachlorure de phosphore (PCl₅) pour donner un composé organique C.
- 3.2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction
- 3.2.2. Donner le nom du composé C.
- 4- On fait réagir l'éthanol sur le composé C. On obtient entre autres un composé organique D.
- 4.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 4.2 Donner :
- 4.2.1. Le nom de cette réaction chimique
- 4.2.2. Les caractéristiques de cette réaction chimique
- 4.2.3. Le nom du composé organique D.
- 4.3. On fait réagir également l'éthanol sur le composé B. On obtient entre autres le même composé organique D.
- 4.3.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction
- 4.3.2. Donner le nom et les caractéristiques de cette réaction.

EXERCICE 31

On considère deux acides α-aminés :

La glycine : H₂N- CH₂-COOH

L'alanine H₂N- CH-COOH



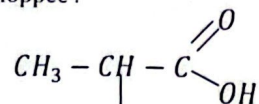
1. Donner le nom de ces acides en nomenclature systématique ; justifier les termes « acides α-aminés ».
2. On veut faire la synthèse du dipeptide noté gly-ala .
- 2.1 Ecrire l'équation -bilan correspondante. Indiquer, en l'entourant, la liaison peptidique.

2.2 Quelles sont les fonctions que l'on doit bloquer et celles que l'on doit activer pour fabriquer le dipeptide souhaité ?

2.3 Dans le cas où l'on n'oriente pas la synthèse du dipeptide comme indiqué précédemment combien de dipeptides obtient-on ? On les désignera en employant les termes : gly et ala

EXERCICE 32

L'alanine a pour formule semi-développée :



1. Comment appelle-t-on les composés de formule générale

$$\text{R} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$$

2. Quels groupes fonctionnels ce corps possède-t-il ?

3. Montrer qu'en solution aqueuse l'alanine peut se comporter comme un acide ou comme une base. Ecrire les équations-bilan des réactions chimiques correspondantes.

4. Les solutions aqueuses d'alanine contiennent un ion dipolaire. Donner la formule de cet ion.

5. De quel anion et de quel cation l'ion dipolaire précédent est-il respectivement :

- l'acide conjugué
- la base conjuguée.

6. Ecrire la réaction de condensation mettant en jeu deux molécules d'alanine. Quel type particulier de liaison trouve-t-on dans le composé obtenu ?

EXERCICE 33 BAC D 2017

Le composé organique responsable de l'odeur caractéristique de la banane mûre est un ester E de formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ Il contient en masse 27,6% d'oxygène.

Afin de déterminer la formule semi-développée de cet ester, vous réalisez une série d'expériences.

Expérience 1 :

Par action de l'eau sur E, vous obtenez deux composés A et B.

Expérience 2 :

L'addition de quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT) fait virer au jaune la solution A. L'action de P_4O_{10} sur A donne un composé A_1 l'anhydride éthanoïque.

Expérience 3 :

L'oxydation ménagée de B par le permanganate de potassium en milieu acide conduit à la formation d'un composé B_1 .

Le composé B_1 est soumis à deux tests :

l'action de la 2,4-DNPH sur B_1 donne un précipité jaune ;

l'action de la liqueur de Fehling sur B_1 ne provoque aucun changement de coloration du réactif.

1. Montrer que la formule de E est $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$
2. Donner les fonctions chimiques des produits de la réaction de l'expérience 1.
3. Préciser les caractéristiques de cette réaction.
4. Identification de A.

- 4.1. Donner la fonction chimique de A ;
- 4.2. Écrire la formule semi-développée de A₁ ;
- 4.3. En déduire la formule et le nom de A.

5. Identification de B.
- 5.1. Donner la fonction chimique et la formule brute de B₁ ;
- 5.2. Donner la formule semi-développée et le nom de B.
6. Déduire de ce qui précède, le nom et la formule de l'Ester E.

Données : masse molaire atomique en g/mol : M(H) = 1 ; M(C) = 12 ; M(O) = 16.

EXERCICES DE RECHERCHE

EXERCICE 1

1. A est un alcène comportant 4 atomes de carbone . On effectue les réactions suivantes à partir de A :

- 1.1- $A + H_2O \longrightarrow B$ produit unique de la réaction
- 1.2- $B + \text{solution de dichromate de potassium en présence d'acidesulfurique} \longrightarrow C$
- 1.3- $C + DNP \longrightarrow D$ solide cristallisé jaune

C ne réagit pas sur la liqueur de Fehling ni sur l'ion diamminoargent, en milieu basique. Déterminer la fonction chimique ,la formule semi-développée et le nom des composés A,B,C .

2. A' est un isomère de A.

- 2.1- $A' + H_2O \longrightarrow B_1 + B_2$
- 2.2 - $B_1 + \text{solution de dichromate de potassium en présence d'acidesulfurique}$
Coloration jaune orangée : couleur de la solution de dichromate de potassium
- 2.3 - $B_2 + \text{solution de dichromate de potassium en présence d'acidesulfurique} \longrightarrow C'$
- 2.4- $C' + DNP \longrightarrow D'$ solide cristallisé jaune
- 2.5- $C' + K_2Cr_2O_7 \longrightarrow E$, qui jaunit le bleu de bromothymol en solution aqueuse.
- 2.6- $B_2 + Na \longrightarrow M + H_2$

Déterminer la fonction chimique ,la formule semi-développée et le nom des composés A' ,B₁,B₂ ,C',E,M .

3. Passage de l'acide carboxylique à ses dérivées.

- 3.1 - $E + PCl_5 \longrightarrow F$
- 3.2/ $2E \longrightarrow G$
- 3.3 - $E + NH_3 \longrightarrow H \longrightarrow I$
- 3.4- $F + NH_3 \longrightarrow I$

Déterminer la fonction chimique , la formule semi-développée et le nom des composés F,G,H,I .

4. Réaction d'estérification

- 4.1- $E + \text{éthanol} \longrightarrow J$
- 4.2 - $F + \text{éthanol} \longrightarrow J$
- 4.3- $G + \text{éthanol} \longrightarrow J$
- 4.4- $J + NaOH \longrightarrow K$

Déterminer la fonction chimique ,la formule semi-développée et le nom des composés J et K.

5. Equation bilan

- 5.1- Ecrire l'équation bilan de la réaction 1.2 .
- 5.2 Ecrire l'équation bilan de la réaction 2.1 , 2.5 et 2.6.
- 5.3 Ecrire l'équation bilan de la réaction 3.1, 3.2, 3.3 et 3.4.
- 5.4 Ecrire l'équation bilan des réaction 4.1 , 4.2 , 4.3 et 4.4 et donner leur caractéristique.

EXERCICE 2

/ Détermination de la formule brute d'un ester

L'oxydation de 1,5 g d'un ester organique A produit 3g de dioxyde de carbone et de l'eau.

- I-1 Donner la formule générale d'un ester en fonction de n et préciser son groupe fonctionnel.
I-2 Ecrire l'équation bilan de la combustion de cet ester.
I-3 Montrer que sa formule brute est $C_4H_8O_2$.
I-4 Quels sont ses formules semi-développées possibles et leur nom.

II Identification de l'ester

Pour identifier cet ester, on procède à une série d'expérience.

L'action de l'eau sur cet ester donne l'acide méthanoïque et un composé X.

II-1 De quelle réaction s'agit-elle ? Donner ses caractéristiques.

II-2 A quelle famille appartient X et préciser son groupe fonctionnel.

II-3 Quels sont ses formules semi-développées possibles de X et leur nom.

II-4 X par oxydation ménagée en présence d'une solution de permanganate de potassium donne un composé Y qui réagit positivement avec la DNPH mais négativement avec le nitrate d'argent ammoniacal.

II-4-1 Donner la fonction chimique de Y, sa formule semi-développée et son nom.

III Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction d'obtention de Y à partir de X.

EXERCICE 3

Préparation de deux amides isomères

Les parties A et B sont indépendantes.

Un chimiste réalise deux séries d'expériences aboutissant chacune à la formation d'un composé non cyclique, de formule brute C_3H_7NO , dont la molécule contient deux atomes de carbone tétraédrique.

PARTIE A

Le produit C_3H_7NO final obtenu dans cette première partie est noté A. l'addition d'eau sur le propène conduit à une masse $m = 240$ g d'un mélange de deux alcools B et C, dont l'un, B est primaire et représente 1 % de la masse de m.

1. Donner les noms et les formules de B et C, ainsi que la classe de C.

2. Après avoir été séparés l'un de l'autre, les alcools B et C sont respectivement oxydés en D et E par excès de solution acidifiée de dichromate de potassium. Donner la formule et le nom des composés organiques D et E.

3. En l'absence de dérivés chlorés, A se prépare en deux étapes à partir de la solution aqueuse de D.

3.1 Ecrire l'équation bilan de chacune des deux étapes.

3.2 Nommer le produit intermédiaire F et le produit final A.

3.3 Calculer la masse maximale de A susceptible d'être obtenue.

PARTIE B

Un isomère A' de A peut se préparer en deux étapes.

1. L'acide éthanoïque est tout d'abord transformé en chlorure d'acyle G. Donner le nom et la formule semi-développée de G.

2. G réagit ensuite avec une amine primaire H pour donner A'.

2.1 Donner le nom et la formule semi-développée de H et de A' après avoir établi l'équation bilan de la réaction.

2.2 Indiquer la propriété de l'atome d'azote de l'amine H mise en évidence au cours de la réaction réalisée.

Masses molaires (en g/mol) : H= 1 C=12 N= 14 O= 16

EXERCICE 4 : Bac D 2009

On veut établir la carte d'identité (nom, formule semi-développée, fonction chimique) d'un composé D de formule brute $C_6H_{12}O_2$. Pour cela, on réalise une série d'expériences.

1. Le corps D est obtenu par action d'un chlorure d'acyle A sur un alcool B.

1-1 Donner la formule et le nom de l'autre corps obtenu au cours de cette réaction.

1-2 Donner les caractéristiques de cette réaction chimique.

2. Le corps D subit ensuite une hydrolyse qui donne deux composés E et F. E est un acide carboxylique contenant en élément oxygène 53,3% de sa masse molaire.

2-1 Déterminer la formule semi-développée de E.

2-2 Donner le nom de E.

2-3 En déduire la formule brute de F.

3. On obtient un corps G par action de l'ion permanganate en milieu acide sur F. La solution de nitrate d'argent ammoniacal est sans action sur G.

3-1 Donner la formule semi-développée, le nom et la famille de F.

3-2 En déduire la formule semi-développée et le nom de G.

EXERCICE 5: Bac C 2009

Un composé C a pour formule brute $C_5H_{10}O_2$.

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

1. De quelle réaction s'agit-il ?
2. La molécule de B comporte trois atomes de carbones.
Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles de l'alcool B.
3. L'alcool B par oxydation ménagée donne un composé E.
E donne un test positif avec la 2,4-D.N.P.H mais pas avec la liqueur de fehling.
- 3.1 Donner la fonction chimique de E, sa formule et son nom.
- 3.2 En déduire le nom et la formule semi-développée de B, A et C.
4. L'acide A réagit avec le pentachlorure de phosphore PCl_5 pour donner un composé X.
Donner la formule semi-développée et le nom de X.
5. Par action de X sur l'ammoniac, on obtient un composé D.
Ecrire la formule semi-développée de D. Donner son nom.

EXERCICE 6: Bac C 2011

Le propanoate d'éthyle et l'éthanoate de propyle sont deux (02) isomères d'un ester G de formule brute $C_5H_{10}O_2$. En séance de travaux pratiques, le professeur de sciences physiques se propose de préparer avec ses élèves, l'un de ces deux isomères.

1-Le professeur met à leur disposition trois (03) flacons 1, 2, 3 contenant respectivement :

- ① Alcool A, le propan - 2 - ol
- ② Alcool B, le propan - 1 - ol
- ③ Une solution aqueuse de dichromate de potassium acidifiée.

1-1 Ecrire les formules semi - développées des alcools A et B.

1-2 Les élèves font réagir en excès du dichromate de potassium sur les composés A et B. Ils obtiennent les composés C et C'.

- Le composé C réagit positivement au test de la DNPH.
- Le composé C' réagit avec le bleu de bromothymol (BBT) pour donner une coloration jaune.

1-2-1 Donner la famille des composés C et C'.

1-2-2 Donner les formules semi - développées des composés C et C'.

1-3 En plus des composés C et C' précédents, le professeur leur donne deux (02) autres flacons contenant l'un de l'éthanol (E) et l'autre du chlorure de propanoyle (F). Une bonne combinaison des composés C, C', E et F permet de préparer l'ester G.

1-3-1 Ecrire les formules semi - développées des composés E et de F.

1-3-2 Donner les noms des composés que les élèves peuvent utiliser pour préparer l'ester G.

1-4 Ecrire les équations bilans des réactions qui donnent l'ester G, à partir des composés de la question 2.2.

EXERCICE 7: Bac D 2011

1-On considère un hydrocarbure gazeux A de densité 1,45. La molécule de A ne comporte pas de cycle. Elle contient 14,3% en masse d'hydrogène.

- 1-1. Déterminer la formule brute de A.
 - 1-2. Donner sa formule semi-développée et son nom.
 - 1-3. La réaction d'hydratation du composé A produit deux (02) composés B_1 et B_2 (B_2 est majoritaire). Donner la formule semi-développée et le nom des composés B_1 et B_2 .
- 2- Le composé B_1 donne deux (02) composés C et D en présence de dichromate de potassium en milieu acide. Le composé C donne un test positif avec le réactif de schiff. Une solution aqueuse du composé D est coloré en jaune par quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT).
- 2-1. Donner la fonction chimique des composés C et D.

- 2-2. Donner les formules semi-développées et le nom des composés C et D.
- 3- Le composé D réagit avec le propan-2-ol pour donner un composé E.
- 3-1. Donner le nom de cette réaction et ses caractéristiques.
- 3-2. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
- 4- Le composé D réagit sur le chlorure de thionyle (SOCl_2) pour donner un composé F.
- Le composé F réagit sur le propan-2-ol pour donner le composé E.
- 4-1. Donner la fonction chimique, la formule semi-développée et le nom du composé F.
- 4-2. Donner le nom de la réaction qui produit le composé E et ses caractéristiques.
- 4-3. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

EXERCICE 8 : Bac C 2012

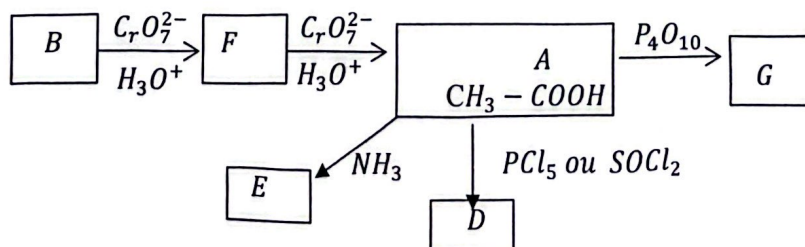
1. Soit l'alcool A de formule brute $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
- 1.1- Donner les formules semi-développées et les noms des isomères de A ;
- 1.2- Donner les classes des isomères de A.
2. On considère le composé de formule semi-développée $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$. On le fait réagir avec une solution d'ions dichromates $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en présence d'ions H_3O^+ . Dans les conditions de la réaction, les ions dichromates sont en défaut.
- 2.1- Etablir l'équation bilan de la réaction qui se produit.
- 2.2- Donner la formule semi-développée et le nom du composé organique B formé.
- 2.3- Proposer une méthode d'identification du composé B.
- 3.
- 3.1- Ecrire les formules semi-développées des composés organiques ci-dessous :
- C : éthanol ;
 - D : chlorure de propanoyle.
- 3.2- On fait réagir 4,6 g de composé C sur un excès de composé D. Il se forme un composé organique E et du chlorure d'hydrogène.
- 3.2.1- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu.
- 3.2.2- Donner le nom et les caractéristiques de cette réaction.
- 3.2.3- Donner la formule semi-développée et le nom du composé E.
- 3.2.4- Déterminer le volume V_{HCl} de chlorure d'hydrogène formé.
- On donne : C : 12 g/mol ; O : 16 g/mol ; H : 1 g/mol et $V_M = 25 \text{ L/mol}$

Problème : (BAC D 2012)

Cet exercice comporte deux parties indépendantes.

1^{ère} partie :

Dans cet organigramme, les réactifs utilisés sont notés sur les flèches. Les noms et les formules des composés organiques sont les seules informations demandées.



A partir de l'organigramme, reproduire le tableau suivant et le compléter.

Composés	Formule sémi-développée	Nom	Groupe fonctionnel
B			
F			
G			
D			
E			

1. Pour obtenir le produit (B), il faut ajouter de l'eau à un alcène en milieu sulfurique.
 - 1.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer l'alcène.
 - 1.2 Comment appelle-t-on la réaction chimique entre l'alcène et l'eau ?
2. L'oxydation ménagée du composé B par une solution de dichromate de potassium en milieu acide conduit au composé F.
 - 3.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique entre le composé B et l'ion dichromate ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$).
 - 3.2 Déterminer le volume V_0 d la solution oxydante de dichromate de potassium de concentration molaire volumique $C_0 = 1 \text{ mol/L}$ nécessaire pour oxyder une masse $m = 0,20 \text{ g}$ de B.

Données : $M_C = 12 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$; $M_H = 1 \text{ g/mol}$.

2^{ème} partie :

Un chimiste obtient un composé organique unique à partir de deux (2) réactions chimiques :

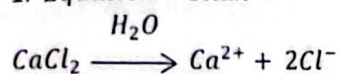
- L'acide éthanoïque sur l'éthanol ;
 - Le chlorure d'éthanoyle sur l'éthanol.
1. Ecrire les deux équations bilans et nommer le composé organique obtenu.
 2. Donner le nom de la réaction chimique de l'acide éthanoïque sur l'éthanol et préciser ses caractéristiques.
 3. Répondre aux mêmes questions pour la réaction du chlorure d'éthanoyle sur l'éthanol.

CORRIGES

Solution aqueuse – Notion de pH

ACTIVITE 1

1. Equation – bilan



2. Concentration molaire volumique des ions

Calculons d'abord la concentration molaire de la solution

$$C = \frac{n}{V_s} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{MV_s}$$

$$\Rightarrow M = M_{\text{Ca}} + 2M_{\text{Cl}} = 40 + 71 = 111 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{A.N: } C = \frac{100}{111 \times 0,5} \Rightarrow C = 1,8 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{D'après l'équation – bilan : } n_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{2} \Rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = [\text{CaCl}_2] \text{ et } [\text{Cl}^-] = 2 [\text{CaCl}_2]$$

$$\text{AN: } [\text{Ca}^{2+}] = 1,8 \text{ mol.L}^{-1}, \quad [\text{Cl}^-] = 3,6 \text{ mol.L}^{-1}$$

ACTIVITE 2

1. Equation – bilan

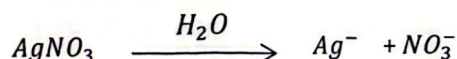


2. Concentration massique

$$C_m = \frac{m}{V_s} \Rightarrow C_m = \frac{2}{50 \cdot 10^{-3}} \quad C_m = 40 \text{ gL}^{-1}$$

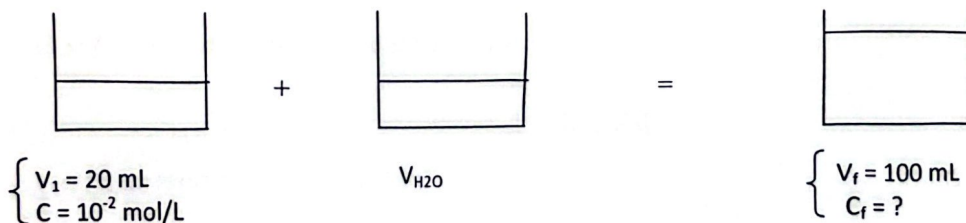
ACTIVITE 3

1. Equation – bilan



2. Concentration molaire de la solution

Cette opération est une dilution : or la dilution conserve le nombre de mole.



$$n = n_f \Rightarrow CV = C_f V_f \Rightarrow C_f = \frac{CV}{V_f} \quad C_f = \frac{10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} \quad C_f = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{facteur de dilution: } k = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i} \Rightarrow k = 5$$

ACTIVITE 4

Mélange de deux solutions, il faut suivre attentivement.

1. Equation de dissociation

Chlore de sodium : NaCl ; nitrate de potassium : KNO₃



2. ions présents : Na⁺; K⁺; Cl⁻; NO₃⁻

Na⁺ : ion sodium ; K⁺ : ion potassium ; Cl⁻ : ion chlorure ; NO₃⁻ : ion nitrate

3. Concentrations molaires des ions

ions Cl⁻ : $[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_M} \Rightarrow$

Les ions Cl⁻ sont dans la solution de NaCl. D'après l'équation (1) $n_{\text{NaCl}} = n_{\text{Cl}^-} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_M} = \frac{C_1 V_1}{V_M}$ avec $V_M = V_1 + V_2$ $[\text{Cl}^-] = 0,4 \text{ mol. L}^{-1}$

ions Na⁺ : $[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_M} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_M} \Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 0,4 \text{ mol. L}^{-1}$

Les ions K⁺ sont dans la solution de KNO₃. D'après l'équation (2) $n_{\text{KNO}_3} = n_{\text{K}^+} = n_{\text{NO}_3^-} \Rightarrow$

$[\text{K}^+] = \frac{n_{\text{K}^+}}{V_M} = \frac{n_{\text{KNO}_3}}{V_M} \Rightarrow [\text{K}^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{K}^+] = 1,2 \text{ mol. L}^{-1}$

ions NO₃⁻ : $[\text{NO}_3^-] = \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{V_M} = \frac{n_{\text{KNO}_3}}{V_M} \Rightarrow [\text{NO}_3^-] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{NO}_3^-] = 1,2 \text{ mol. L}^{-1}$

4. Vérifions que la solution est électriquement neutre:

$$[\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = 1,6 \text{ mol. L}^{-1} \quad [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-] = 1,6 \text{ mol. L}^{-1}$$

la solution est électriquement neutre

ACTIVITE 5

1. pH d'une solution neutre à 80°C

$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ (solution neutre) donc $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$

d'ou $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e}$ or $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log \sqrt{K_e}$

$\text{p}K_e = -\log K_e \Rightarrow K_e = 10^{-\text{p}K_e} = 2,5110^{-14} \Rightarrow \text{pH} = 6,8$

2. 6,85 > 6,8 donc la salive est basique.

EXERCICE 1

1. Calculons la concentration massique

$$C_m = \frac{m}{V_S} \Rightarrow C_m = \frac{2}{5} \quad C_m = 0,4 \text{ gL}^{-1}$$

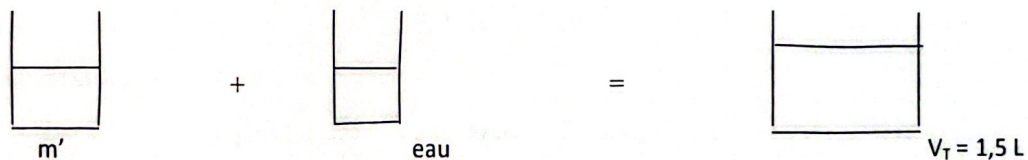
2. Calculons la concentration molaire de la solution

$$C = \frac{n}{V_S} \text{ or } \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{M V_S} \quad M = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g mol}^{-1} \text{ A.N: } C = \frac{2}{40 \times 5} \quad C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Ou } C = \frac{C_m}{M} \Rightarrow C = \frac{0,4}{40} \quad C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Masse d'hydroxyde de sodium

Il s'agit d'une dilution. Or la dilution conserve le nombre de moles.

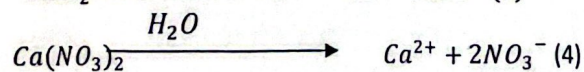


$$n_i = n_f \Rightarrow \frac{m'}{M} = C' V_T \Rightarrow m' = C' V_T M \quad m' = 2,4 \text{ g}$$

EXERCICE 2

1. Déterminons la quantité de matière de chacun des ions.

Equation de dissociation des composés .



La solution contient donc des ions Ca^{2+} , Cl^- , NO_3^- , H_3O^+ , en très petite quantité des ions OH^- provenant de l'autoprotolyse de l'eau.

- Les ions H_3O^+ proviennent des solutions d'acide chlorhydrique et nitrique :

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_1 + n_2 = C_1 V_1 + C_2 V_2 \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,3 \times 4 \cdot 10^{-2} + 0,4 \times 25 \cdot 10^{-3} :$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2,210^{-2} \text{ mol.}$$

Les ions nitrate proviennent de la solution d'acide nitrique et des cristaux de nitrate de sodium :

$$n_{\text{NO}_3^-} = n_1 + n_3 = C_1 V_2 + 2 \frac{m_3}{M_3} \Rightarrow n_{\text{NO}_3^-} = 0,4 \times 25 \cdot 10^{-3} + 2 \frac{1}{164,1} : n_{\text{NO}_3^-} = 3,410^{-2} \text{ mol.}$$

- Les ions chlorure proviennent de la solution d'acide chlorhydrique et des cristaux de chlorure de calcium

$$n_{Cl^-} = n_3 + n_4 + C_1 V_T + 2 \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow n_{Cl^-} = 0,384 \cdot 10^{-2} + 2 \frac{2}{111,1} : n_{Cl^-} = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

- Les ions calcium proviennent des cristaux de chlorure de calcium et des cristaux de nitrate de calcium

$$n_{Ca^{2+}} = n_1 + n_4 = \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow n_{Ca^{2+}} = \frac{1}{148,1} + \frac{2}{111,1} : n_{Ca^{2+}} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2. Concentration des espèces chimiques en solution

- Concentration en ion H_3O^+

$$[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+}}{V_T} = [H_3O^+] = \frac{2,210^{-2}}{0,25} \quad [H_3O^+] = 8,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

- Concentration en ion NO_3^-

$$[NO_3^-] = \frac{n_{NO_3^-}}{V_T} = [NO_3^-] = \frac{3,410^{-2}}{0,25} \quad [NO_3^-] = 1,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$

- Concentration en ion Cl^-

$$[Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V_T} = [Cl^-] = \frac{3 \cdot 10^{-2}}{0,25} \quad [Cl^-] = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$

- Concentration en ion Ca^{2+}

$$[Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_T} = [Ca^{2+}] = \frac{2,1 \cdot 10^{-2}}{0,25} \quad [Ca^{2+}] = 8,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

3. Concentration des ions OH^- et vérifions l'électroneutralité

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{8,8 \cdot 10^{-2}} \quad [OH^-] = 1,1 \cdot 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$$

$$2 [Ca^{2+}] + [H_3O^+] = 0,26 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[NO_3^-] + [Cl^-] + [OH^-] = 0,26 \text{ mol L}^{-1}$$

$$2 [Ca^{2+}] + [H_3O^+] = [NO_3^-] + [Cl^-] + [OH^-] \quad \text{L'électroneutralité est vérifiée.}$$

EXERCICE 3

1.1 Calculons la concentration molaire de la solution



$$C_1 = \frac{n}{V_S} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{M V_S} \text{ avec } M = 24 + 2 \times 35,5 = 95 \text{ g. mol} \quad C_1 = \frac{4,8}{95 \times 2} \quad C_1 = 0,0252 \text{ mol L}^{-1}$$

1.2 concentration molaire des ions

$$\text{D'après le bilan molaire } n_{MgCl_2} = n_{Mg^{2+}} = \frac{n_{Cl^-}}{2} \Rightarrow [MgCl_2] = C_1 = [Mg^{2+}]$$

$$[Cl^-] = 2 [MgCl_2] = 2 C_1 \quad \text{A.N. : } [Mg^{2+}] = 0,0252 \text{ mol L}^{-1}; \quad [Cl^-] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

1.3 Vérifions que la solution est électriquement neutre

La solution est électriquement neutre si :

$$2 [Mg^{2+}] = [Cl^-]$$

$$2 [Mg^{2+}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} ; [Cl^-] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$2 [Mg^{2+}] = [Cl^-]$ donc la solution est électriquement neutre

1.4 concentration molaire en ions dans S₁

On a fait une dilution $\Rightarrow V_T = V_1 + V_{H_2O} = 2 + 0,5 = 2,5 \text{ L}$

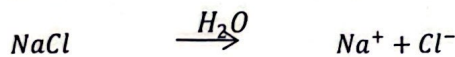
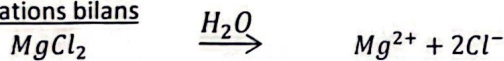
La dilution conserve le nombre de moles $\Rightarrow n_1 = n_f$

ion Mg^{2+} : $[Mg^{2+}]_1 V = [Mg^{2+}]_f V_T \Rightarrow [Mg^{2+}]_f = \frac{[Mg^{2+}]_1 V}{V_T} \quad [Mg^{2+}]_f = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

ion Cl^- : $[Cl^-]_1 V = [Cl^-]_f V_T \Rightarrow [Cl^-]_f = \frac{[Cl^-]_1 V}{V_T} \quad [Cl^-] = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

2.1 concentrations molaires

Equations bilans



Inventaire des ions : Mg^{2+} ; Cl^- ; Na^+

ion Mg^{2+} : $[Mg^{2+}] = \frac{n_{Mg^{2+}}}{V_T}$ or d'après l'équation bilan (1)

$$n_{MgCl_2} = n_{Mg^{2+}} = C_1 V_1 \quad [Mg^{2+}] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [Mg^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

ion Na^+ : $[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_T}$ or d'après l'équation bilan (2) $\Rightarrow n_{Na^+} = n_{NaCl} = C_2 V_2$

$$n_{Na^+} = n_{NaCl} = C_2 V_2 \Rightarrow [Na^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [Na^+] = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

ion Cl^- : Cl^- est dans les deux solutions

$$[Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V_T} \quad n_{Cl^-} = n_1 + n_2 \Rightarrow n_1 = 2 n_{MgCl_2} = 2 C_1 V_1 \text{ et } n_2 = n_{NaCl} \text{ or } n_{Na^+} = n_{NaCl} = C_2 V_2$$

$$[Cl^-] = \frac{2C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [Cl^-] = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2.2 Valeur du pH

Les solutions n'apportent pas d'ions H_3O^+ et OH^-

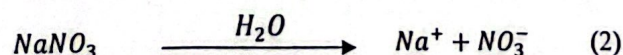
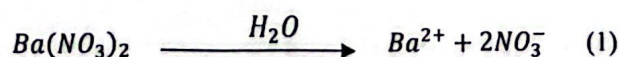
Ils proviennent de l'eau donc $[OH^-] = [H_3O^+]$

Le pH est donc égal : **pH = 7**

NB : $MgCl_2$ et $NaCl$ sont des solutions neutres.

EXERCICE 4

1. Equations-bilan de dissolution



2. Concentrations molaires des espèces chimiques

inventaire des espèces chimiques : Ba^{2+} , Na^+ , NO_3^-

$$[Ba^{2+}] = \frac{n_{Ba^{2+}}}{V_1 + V_2} \Rightarrow [Ba^{2+}] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [Ba^{2+}] = \frac{0,03}{0,3 + 0,25}$$

$$[Ba^{2+}] = 11,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_1 + V_2} \Rightarrow [Na^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [Na^+] = \frac{0,063}{0,3 + 0,25} \Rightarrow$$

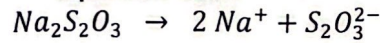
$$[Na^+] = 5,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[NO_3^-] = \frac{n_{NO_3^-}}{V_1 + V_2} \Rightarrow [NO_3^-] = \frac{2 C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [NO_3^-] = \frac{2 \times 0,063 + 0,03}{0,3 + 0,25}$$

$$[NO_3^-] = 28,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

3. Masse de thiosulfate de sodium

Equation-bilan



Les ions Na^+ proviennent des équations 2 et 3.

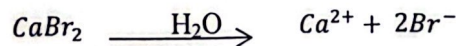
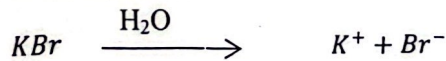
$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_T} = \Rightarrow [Na^+] = \frac{C_2 V_2 + 2 \frac{m}{M}}{V_T} \Rightarrow m = M \frac{[Na^+] V_T - C_2 V_2}{2}$$

$$M = 23 \times 2 + 32 \times 2 + 16 \times 3 + 5 \times 18 = 248 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow m = 20,088 \text{ g}$$

EXERCICE 5

N.B : Pour résoudre ces types d'exercice il faut d'abord commencer à calculer la concentration de l'ion dont l'expression comporte une seule inconnue.

1- Equations de dissolution



2- Calculons m_2 , V_1 et V_3 .

Espèces chimiques en solution : Ca^{2+} , Br^- , K^+ , Cl^-

$$[Ca^{2+}] = \frac{n_2 + n_4}{V_T} = \frac{\frac{m_2}{M_2} + C_4 V_4}{V_T}, [K^+] = \frac{n_1 + n_3}{V_T} = \frac{C_1 V_1 + C_3 V_3}{V_T}, [Br^-] = \frac{n_1 + 2n_2}{V_T} = \frac{C_1 V_1 + 2 \frac{m_2}{M_2}}{V_T}$$

$$\Rightarrow [Ca^{2+}] V_T = \frac{m_2}{M_2} + 2C_4 V_4, \quad m_2 = M_2 ([Ca^{2+}] V_T - C_4 V_4) \quad m_2 = 0,8 \text{ g}$$

$$[Br^-] V_T = C_1 V_1 + 2 \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow V_1 = \frac{1}{C_1} ([Br^-] V_T - C_1 V_1 - 2 \frac{m_2}{M_2}) \quad V_1 = 0,18 \text{ L}$$

$$[K^+]V_T = C_1V_1 - C_3V_3 \Rightarrow V_3 = \frac{1}{C_3}([K^+]V_T - C_1V_1) \quad V_3 = 0,2 \text{ L}$$

3. Concentration de Cl⁻

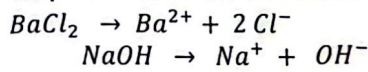
$$[Cl^-] = \frac{n_3 + 2n_4}{V_T} = \frac{C_3V_3 + 2C_4V_4}{V_T} \quad [Cl^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4. Vérifions l'électroneutralité

La solution est électriquement neutre si $2[Ca^{2+}] + [K^+] = [Cl^-] + [Br^-]$
 $2[Ca^{2+}] + [K^+] = 22,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $[Cl^-] + [Br^-] = 22,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 L'électroneutralité de la solution est vérifiée

EXERCICE 6

1. Equation-bilan des dissociations



2. Concentrations molaires des ions

inventaire des espèces chimiques: $Ba^{2+}, Cl^-, Na^+, OH^-, H_3O^+$

$$[Ba^{2+}] = \frac{n_{Ba^{2+}}}{V} \Rightarrow [Ba^{2+}] = \frac{m_1}{M_1 V} \Rightarrow [Ba^{2+}] = \frac{0,25}{208,4 \times 0,25} \Rightarrow [Ba^{2+}] = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V} \Rightarrow [Cl^-] = \frac{2 m_1}{V} \Rightarrow [Cl^-] = \frac{2 \times 0,25}{208,4 \times 0,25} \Rightarrow [Cl^-] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V} \Rightarrow [Na^+] = \frac{m_2}{M_2 V} \Rightarrow [Na^+] = \frac{0,1}{40 \times 0,25} \Rightarrow [Na^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V} \Rightarrow [OH^-] = \frac{m_2}{M_2 V} \Rightarrow [OH^-] = \frac{0,1}{40 \times 0,25} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. pH de la solution obtenue

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log 10^{-12} \quad pH = 12$$

4. Vérification de l'électroneutralité

$$2[Ba^{2+}] + [Na^+] + [H_3O^+] = 2 \times 4,8 \cdot 10^{-3} + 10^{-2} + 10^{-12} = 19,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] + [OH^-] = 9,6 \cdot 10^{-3} + 10^{-2} = 19,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2[Ba^{2+}] + [Na^+] + [H_3O^+] = [Cl^-] + [OH^-] \text{ La solution est électriquement neutre.}$$

EXERCICE 7

Partie A

1-La masse m₀ est

$$m_0 = C_0 V_0 M \quad m_0 = 0,3 \times 0,5 \times 74,5 \quad m_0 = 11,175 \text{ g}$$

2. 1- Il faut réaliser une dilution

2.2- Volume V₀

La dilution conserve le nombre de moles donc $n_0 = n \Rightarrow C_0 V_0 = C V \Rightarrow V_0 = \frac{C V}{C_0} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 100}{0.1} = 50 \text{ mL}$

$V_0 = 50 \text{ mL}$

2.3 - Matériels utilisés

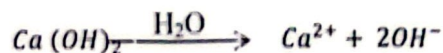
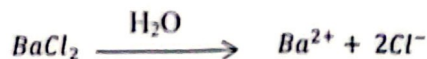
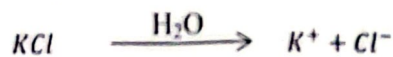
- Pipettes de 20ml
- Fiole jaugée de 1L
- Pissette + eau distillée

2.4 - Mode opératoire

- Verser une quantité de la solution dans un bécher.
- Prélever à l'aide d'une pipette de 20ml (5 fois) la solution S_0 .
- Verser le contenu de la pipette dans la fiole jaugée de 1L.
- Compléter la solution obtenue dans la fiole jaugée de 1L avec de l'eau distillée.
- Rendre homogène la solution obtenue.

Partie B

3.1 - Equations de dissociation



3.2 - Calculons la concentration de toutes les espèces chimiques

Espèces chimiques Ba^{2+} ; Cl^- , K^+ , OH^- ; Ca^{2+}

$$[K^+] = \frac{C_1 V_1}{V_T} \quad [K^+] = 0,006 \text{ mol L}^{-1} \quad ; \quad [Ba^{2+}] = \frac{C_2 V_2}{V_T} \quad [Ba^{2+}] = 0,04 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[Ca^{2+}] = \frac{C_3 V_3}{V_T} \quad [Ca^{2+}] = 0,003 \text{ mol L}^{-1} \quad ; \quad [OH^-] = \frac{2C_3 V_3}{V_T} \quad [OH^-] = 0,006 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = 1,66 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1} \quad ; \quad [Cl^-] = \frac{C_1 V_1 + 2C_2 V_2}{V_T} \quad [Cl^-] = 0,086 \text{ mol L}^{-1}$$

3.3 La solution est électriquement neutre si :

$$2[Ca^{2+}] + [K^+] + 2[Ba^{2+}] + [H_3O^+] = [Cl^-] + [OH^-]$$

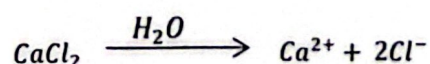
$$2[Ca^{2+}] + [K^+] + 2[Ba^{2+}] = 0,092 \text{ mol L}^{-1} \quad ; \quad [Cl^-] + [OH^-] = 0,092 \text{ mol L}^{-1}$$

Donc la solution est électriquement neutre

3.4. pH de la solution

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 1,66 \cdot 10^{-12} \Rightarrow pH = 11,8$$

4.1 Exprimer la concentration des ions Cl^-



$$[Cl^-]_T = \frac{C_1 V_1 + 2C_2 V_2 + 2C_3 V_3}{V_T'} \text{ avec } V_T' = V_T + V_5$$

$$[Cl^-]_T = \frac{3.10^{-2} \times 50.10^{-3} + 2 \times 0.1 \times 100.10^{-3} + 2 \times 0.06 V_5}{0.25 + V_5} \Rightarrow [Cl^-]_T = \frac{0.0215 + 0.06 V_5}{0.25 + V_5}$$

4.2. Calcul de V_5

$$(0.25 + V_5) [Cl^-]_T = 0.0215 + 0.06 V_5 \Rightarrow [Cl^-]_T \cdot 0.25 - 0.0215 = 0.06 V_5 - V_5 [Cl^-]_T = (0.06 - [Cl^-]_T) V_5$$

$$V_5 = \frac{0.25 [Cl^-]_T - 0.0215}{0.06 - [Cl^-]_T} \quad \text{A.N : } V_5 = \frac{0.25 \times 0.1 - 0.0215}{0.12 - 0.1} \Rightarrow V_5 = 0.175 \text{ mL} = 175 \text{ mL}$$

Acide fort et base forte

ACTIVITE 1

1. Equation bilan de la réaction.



2. Inventaire des espèces chimiques : H_3O^+ , Cl^- , H_2O .

NB : HCl étant un acide fort il n'est plus en solution

Calculons leur concentration.

$$[\text{HCl}] = C = \frac{n}{V_S} \quad \text{or } n = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m} \Rightarrow C = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m \cdot V_S} \Rightarrow C = \frac{2}{24 \times 1} \Rightarrow C = 8,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

D'après l'équation $n_{\text{HCl}} = n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{Cl}^-) \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C = 8,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ et $[\text{Cl}^-] = C = 8,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

3. Le pH de la solution.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 8,33 \cdot 10^{-2} : \text{pH} = 1,1$$

ACTIVITE 2

1. Montrons que l'acide nitrique HNO_3 est un acide fort.

Un acide est fort si $\text{pH} = -\log C$

$$-\log C = -\log 3 \cdot 10^{-2} = 1,52 = 1,5$$

Or $\text{pH} = 1,5 \Rightarrow \text{pH} = -\log C$ donc HNO_3 est un acide fort.

2. Equation bilan

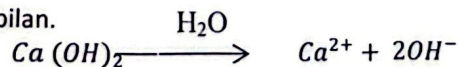


NB : Quand un acide est fort, sa réaction avec l'eau est totale donc (\rightarrow)

ACTIVITE 3

1. Concentration en ion OH^-

Equation bilan.



Bilan molaire: $n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = n(\text{Ca}^{2+}) = \frac{n_{\text{OH}^-}}{2}$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{[\text{Ca}(\text{OH})_2]}{2} \quad \text{or} \quad [\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{C_m}{M} \quad M = M(\text{Ca}) + 2M(\text{O}) + 2M(\text{H}) = 74 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad ; \quad [\text{OH}^-] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Montrons que le dihydroxyde de calcium est une base forte.

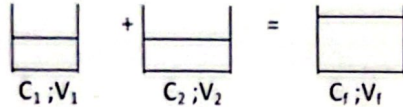
Pour une dibase forte le pH respecte $\text{pH} = 14 + \log 2[\text{Ca}(\text{OH})_2]$

$$14 + \log 2C = 14 + \log (2 \times 2 \cdot 10^{-3}) = 11,6$$

Or $pH = 11,6$ donc la relation $pH = 14 + \log 2 [Ca(OH)_2]$ est respectée donc $Ca(OH)_2$ est une dibase forte.

ACTIVITE 4

1. Détermination du pH.



Ici il ne s'agit pas d'une dilution mais on a additionnée deux solutions de même nature $\Rightarrow n_f = n_1 + n_2$

$$C_1 V_1 + C_2 V_2 = C_f V_f$$

HCl est un acide fort $pH = -\log C \Rightarrow C = 10^{-pH}$

$$\text{Donc } 10^{-pH_1} \cdot V_1 + 10^{-pH_2} \cdot V_2 = 10^{-pH} V_f \Rightarrow 10^{-pH_2} \cdot V_2 = 10^{-pH} (V_1 + V_2) - 10^{-pH_1} V_1$$

$$10^{-pH_2} = \frac{10^{-pH}(V_1 + V_2) - V_1 10^{-pH_1}}{V_2} \quad \text{On sait qu'en mathématique } 10^b = a \Rightarrow b = -\log a$$

$$\Rightarrow pH_2 = -\log \frac{10^{-pH}(V_1 + V_2) - V_1 10^{-pH_1}}{V_2} \quad \text{A.N } pH_2 = \frac{10^{-2,7}(0,1+0,2) - 0,1 \cdot 10^{-2,4}}{0,2} \Rightarrow pH_2 = 3$$

- Le pH de la solution obtenue est :
La même démarche s'impose mais ici il s'agit d'une mono base forte.
 $n_1 + n_2 = n_f \Rightarrow C_3 V_3 + C_4 V_4 = C_f V_f$

Pour les mono bases fortes $pH = 14 + \log C \Rightarrow \log C = pH - 14 \Rightarrow C = 10^{pH-14}$

$$10^{pH_3-14} \cdot V_3 + 10^{pH_4-14} \cdot V_4 = 10^{pH-14} \cdot V_f$$

$$10^{pH-14} = \frac{10^{pH_3-14} V_3 + V_4 10^{pH_4-14}}{V_3 + V_4} \Rightarrow pH - 14 = \log \frac{10^{pH_3-14} V_3 + V_4 10^{pH_4-14}}{V_3 + V_4}$$

$$pH = 14 + \log \frac{10^{pH_3-14} V_3 + V_4 10^{pH_4-14}}{V_3 + V_4} \Rightarrow pH = 14 + \log \frac{10^{-3,3} \times 0,4 + 0,1 \times 10^{-1,7}}{0,5} \Rightarrow pH = 11,64$$

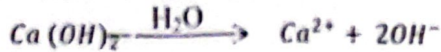
EXERCICES RESOLUS

EXERCICE 1

1. Calcul de leur pH

- $NaOH$ est une monobase forte : $pH_1 = 14 + \log C_1 \Rightarrow pH_1 = 14 + \log 3 \cdot 10^{-2} \Rightarrow pH_1 = 12,47$
- $Ca(OH)_2$ est une dibase forte : $pH_2 = 14 + \log 2 C_2 \Rightarrow pH_2 = 14 + \log 2 \times 2 \cdot 10^{-2} \Rightarrow pH_2 = 12,6$

2. Equation de dissociation



3. Concentration des ions

Inventaire des ions : Na^+ ; OH^- ; Ca^{2+} ; H_3O^+

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_1V_1 + 2C_2V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{3 \cdot 10^{-2} \times 400 + 2 \times 2 \cdot 10^{-2} \times 200}{600} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,033 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{C_2V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = \frac{2 \cdot 10^{-2} \times 200}{600} \Rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = 0,0066 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_1V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{3 \cdot 10^{-2} \times 400}{600} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,033 \text{ mol/L}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Le pH du mélange est: $\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-]$ ou $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ $\Rightarrow \text{pH} = 12,5$

EXERCICE 2

1. Calculons le pH des solutions.

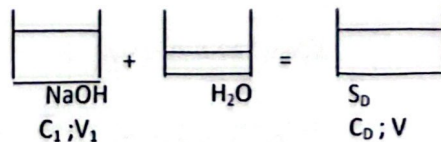
- Solution A $\text{pH}_A = 11,6$
- Solution B $\text{pH}_B = 14 + \log[\text{OH}^-]_B \Rightarrow \text{pH}_B = 11,5$
- Solution C $\text{pH}_C = 14 + \log C_C$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \text{ donc } \text{pH}_C = 14 + \log \frac{m}{M \cdot V} \quad M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$= 14 + \log \frac{2}{40 \times 10} \Rightarrow \text{pH}_C = 11,7$$

- Solution D

D est obtenu par dilution du NaOH.



La dilution conserve le nombre de mole donc

$$n_1 = n_D \Rightarrow C_1V_1 = C_DV \text{ avec } V(V_1 + V(\text{H}_2\text{O})) \Rightarrow C_D = \frac{C_1V_1}{V}$$

$$\text{pH}_1 + 14 + \log C_1 \Rightarrow \log C_1 = \text{pH}_1 - 14 \Rightarrow C_1 = 10^{\text{pH}_1 - 14} \quad C_1 = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$C_1 = \frac{3,2 \times 10^{-2} \times 0,5}{0,5} \quad C_2 = 2,52 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_1 = 14 + \log C_1 \quad \text{pH}_2 = 11,4$$

2. Classons ces quatre solutions par basicité croissante.

Il faut donc les classer de la moins basique à la plus basique.

Une solution est d'autant plus basique si son pH augmente. D, B, A, C.

EXERCICE 3

1. Calculons le pH respectif

L'hydroxyde de sodium est une monobase forte donc $\text{pH} = 14 + \log C_1$

$$\text{pH}_1 = 14 + \log 5 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \text{pH}_1 = 11,7$$

$$\text{pH}_2 = 14 + \log 10^{-2} \Rightarrow \text{pH}_2 = 11$$

2. Calculons le pH de a solution

On a mélangé deux solutions de base forte donc $\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-]$

Equation bilan



$$n(\text{OH}^-) = n_1 + n_2$$

$$\text{or } n_1 = n(\text{NaOH}) = C_1 V_1 \text{ et } n_2 = n(\text{KOH}) = C_2 V_2$$

$$n(\text{OH}^-) = C_1 V_1 + C_2 V_2$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V_T} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 10^{-2} + 10^{-2} \times 5 \cdot 10^{-2}}{6 \cdot 10^{-2}} \quad [\text{OH}^-] = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log 1,7 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = 11,7$$

Calculons la concentration de toutes les espèces chimiques.

Inventaire des espèces : OH^- , H_3O^+ , Na^+ , K^+

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_1}{V_1 + V_2} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 8,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{K}^+] = \frac{n_2}{V_1 + V_2} = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{K}^+] = 8,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

EXERCICE 4

1. Vérifions que $C_0 = 14 \text{ mol/L}$.

$$C_0 = \frac{n}{V_0} = \frac{m}{M(HNO_3) V_0} \text{ or } m = \frac{62m_0}{100} \text{ et } m = \rho \cdot V_0 \Rightarrow C_0 = \frac{62\rho V_0}{100M V_0} \Rightarrow C_0 = \frac{62\rho}{100M}$$

$$M \text{ est en g/mol } M = M(H) + M(N) + 3M(O) \Rightarrow M = 63 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow \rho \text{ doit être en g/dm}^3 \text{ ou g/L} \Rightarrow \rho = \frac{1420000}{1000} = 1420 \text{ g/L} : C_0 = \frac{62 \times 1420}{100 \times 63} \Rightarrow C_0 = 14 \text{ mol/L}$$

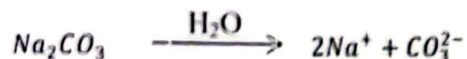
2. Calculons V_0 .



On a fait une dilution et la dilution conserve le nombre des moles donc.

$$n_0 = n_1 \quad C_0 V_0 = C_1 V_1 \Rightarrow V_0 = \frac{C_1 V_1}{C_0} = \frac{0,14 \times 0,5}{14} \quad V_0 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

3-1 Equation d'ionisation



3.2 Calculons la concentration molaire des espèces chimiques.

Inventaire des espèces chimiques : H_3O^+ , OH^- , NO_3^- , Na^+ , CO_3^{2-}

$$[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+}}{V_T} = \frac{n_{HNO_3}}{V_T} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \text{ A.N : } [H_3O^+] = \frac{0,14 \times 0,5}{0,55} \quad [H_3O^+] = 0,13 \text{ mol/L}$$

$$[NO_3^-] = \frac{n_{NO_3^-}}{V_T} = \frac{n_{HNO_3}}{V_T} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [NO_3^-] = 0,13 \text{ mol/L}$$

$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_T} = \frac{2n_{Na_2CO_3}}{V_T} = \frac{2C_2 V_2}{V_1 + V_2} \text{ A.N : } [Na^+] = \frac{2 \times 5 \cdot 10^{-3} \times 0,05}{0,55} \quad [Na^+] = 9,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[CO_3^{2-}] = \frac{n_{CO_3^{2-}}}{V_T} = \frac{n_{Na_2CO_3}}{V_T} = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [CO_3^{2-}] = 4,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{0,13} \quad [OH^-] = 7,69 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$$

3.3 pH du mélange

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow pH = 0,9$$

EXERCICE 5

1. Calculons les pH des solutions S_1 et S_2 .

S_1 et S_2 sont des solutions d'acides forts, donc leur pH respectent la relation $pH = -\log C$

$$pH_1 = -\log C_1 = 2; \quad pH_2 = -\log C_2 = 2,3$$

2. Equation d'ionisation



3. Etablissons deux relations entre V, V_1 et V_2

• $V = V_1 + V_2$

• Le mélange est acide. Son pH est 2,1 donc $[H_3O^+] = 10^{-2.1} = 10^{-2.1}$

D'après les deux équations d'ionisation $[H_3O^+] = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 10^{-2.1}$

$$[H_3O^+](V_1 + V_2) = C_1 V_1 + C_2 V_2 \iff [H_3O^+] V_1 + [H_3O^+] V_2 = C_1 V_1 + C_2 V_2$$

$$([H_3O^+] - C_1)V_1 + ([H_3O^+] - C_2)V_2 = 0$$

$$\begin{cases} V = V_1 + V_2 \\ ([H_3O^+] - C_1)V_1 + ([H_3O^+] - C_2)V_2 = 0 \end{cases} \iff \begin{cases} V = V_1 + V_2 \\ -2.10^{-3}V_1 + 2,94.10^{-3}V_2 = 0 \end{cases}$$

4. Valeurs de V_1 et V_2

$$V_1 = V - V_2 \iff -2.10^{-3}(V - V_2) + 2,94.10^{-3}V_2 = 0$$

$$-2.10^{-3}V + 2.10^{-3}V_2 + 2,94.10^{-3}V_2 = 0 \iff V_2 = \frac{2.10^{-3} \times V}{5.10^{-3}} \quad V_2 = 0,4 \text{ L} = 40 \text{ mL}$$

$$V_1 = V - V_2 \quad V_1 = 0,6 \text{ L} = 60 \text{ mL}$$

5. Concentration molaires des ions Cl^- et NO_3^-

$$[Cl^-] = \frac{C_1 V_1}{V_T} \iff [Cl^-] = \frac{10^{-2} \times 60}{100} \quad [Cl^-] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[NO_3^-] = \frac{C_2 V_2}{V_T} \quad [Cl^-] = \frac{5.10^{-3} \times 40}{100} \quad [NO_3^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

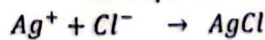
EXERCICE 6

1. Equation-bilan des réactions

- $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
- $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

2.

2.1. Equation-bilan de la réaction de précipitation



2.2. Concentration molaire de l'acide chlorhydrique

$$C_1 = [Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V_1}; \quad n_{Cl^-} = n_{AgCl} = \frac{m_1}{M_1}$$

$$C_1 = \frac{m_1}{M_1 V_1} \iff C_1 = \frac{0,717}{143,5 \times 0,06} \iff C_1 = 8,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Concentration en ion hydronium et C_2

- Concentration en ion hydronium

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \iff [H_3O^+] = 10^{-1.1} \iff [H_3O^+] = 7,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Concentration C_2

$$C_2 = \frac{n_2}{V_2}; \quad n_2 = n - n_1 = [H_3O^+]V - C_1 V_1$$

$$C_2 = \frac{[H_3O^+]V - C_1 V_1}{V_2} \iff C_2 = \frac{7,9 \cdot 10^{-2} \times 0,1 - 8,3 \cdot 10^{-2} \times 0,06}{0,04}$$

$$C_2 = 7,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Réaction entre acide fort et une base forte

ACTIVITE 1

1. Nature du mélange

$$n_a = C_a V_a \Rightarrow n_a = 10^{-2} \times 17 \cdot 10^{-3} \Rightarrow n_a = 17 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n_b = C_b V_b \Rightarrow n_b = 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} \Rightarrow n_b = 10 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$n_a > n_b \Rightarrow$ Le mélange est acide

2. Concentration molaires des espèces chimiques



- Concentration en Cl^-

$$[Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V_a + V_b} \Rightarrow [Cl^-] = \frac{n_a}{V_a + V_b} \Rightarrow [Cl^-] = \frac{17 \cdot 10^{-5}}{17 \cdot 10^{-3} + 10 \cdot 10^{-3}}$$

$$[Cl^-] = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Concentration en Na^+

$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_a + V_b} \Rightarrow [Na^+] = \frac{n_b}{V_a + V_b} \Rightarrow [Na^+] = \frac{10 \cdot 10^{-5}}{17 \cdot 10^{-3} + 10 \cdot 10^{-3}}$$

$$[Na^+] = 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Concentration en H_3O^+

$$[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+}}{V_a + V_b} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{n_a - n_b}{V_a + V_b} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{17 \cdot 10^{-5} - 10 \cdot 10^{-5}}{17 \cdot 10^{-3} + 10 \cdot 10^{-3}}$$

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

- Concentration en OH^-

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{2,6 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [OH^-] = 3,8 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

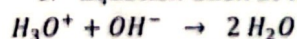
3. Volume de soude à ajouter

$$n_{H_3O^+} = n_s \Rightarrow [H_3O^+] (V_a + V_b) = C_s V_s \Rightarrow V_s = \frac{[H_3O^+] (V_a + V_b)}{C_s}$$

$$V_s = \frac{2,6 \cdot 10^{-3} \times (17 \cdot 10^{-3} + 10 \cdot 10^{-3})}{10^{-2}} \Rightarrow V_s = 7 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 7 \text{ mL}$$

ACTIVITE 2

1. Equation-bilan de la réaction



2. Vérifions si l'équivalence acido-basique est atteinte

$$n_a = C_a V_a \Rightarrow n_a = 2 \cdot 10^{-2} \times 60 \cdot 10^{-3} \Rightarrow n_a = 12 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_b = C_b V_b \Rightarrow n_b = 10^{-2} \times 40 \cdot 10^{-3} \Rightarrow n_b = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$n_a \neq n_b \Rightarrow$ L'équivalence acido-basique n'est pas atteinte

3. Nature du mélange

$n_a > n_b$ le mélange est acide

- pH de la solution obtenue

$$[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+}}{V_a + V_b} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{n_a - n_b}{V_a + V_b} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{12 \cdot 10^{-4} - 4 \cdot 10^{-4}}{60 \cdot 10^{-3} + 40 \cdot 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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

4. Concentration des espèces chimiques en solution

- Espèces chimiques en solution : H_3O^+, OH^-, Na^+, Cl^-

$$[H_3O^+] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

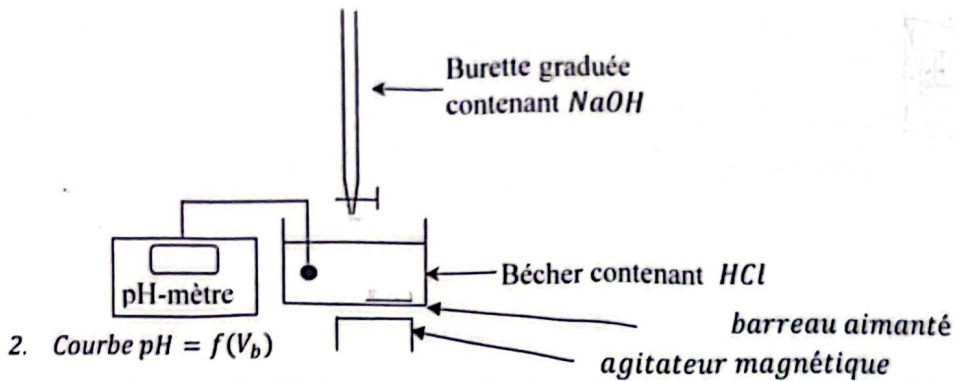
$$[H_3O^+][OH^-] = K_e \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{8 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [OH^-] = 1,25 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{n_b}{V_a + V_b} \Rightarrow [Na^+] = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{60 \cdot 10^{-3} + 40 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [Na^+] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

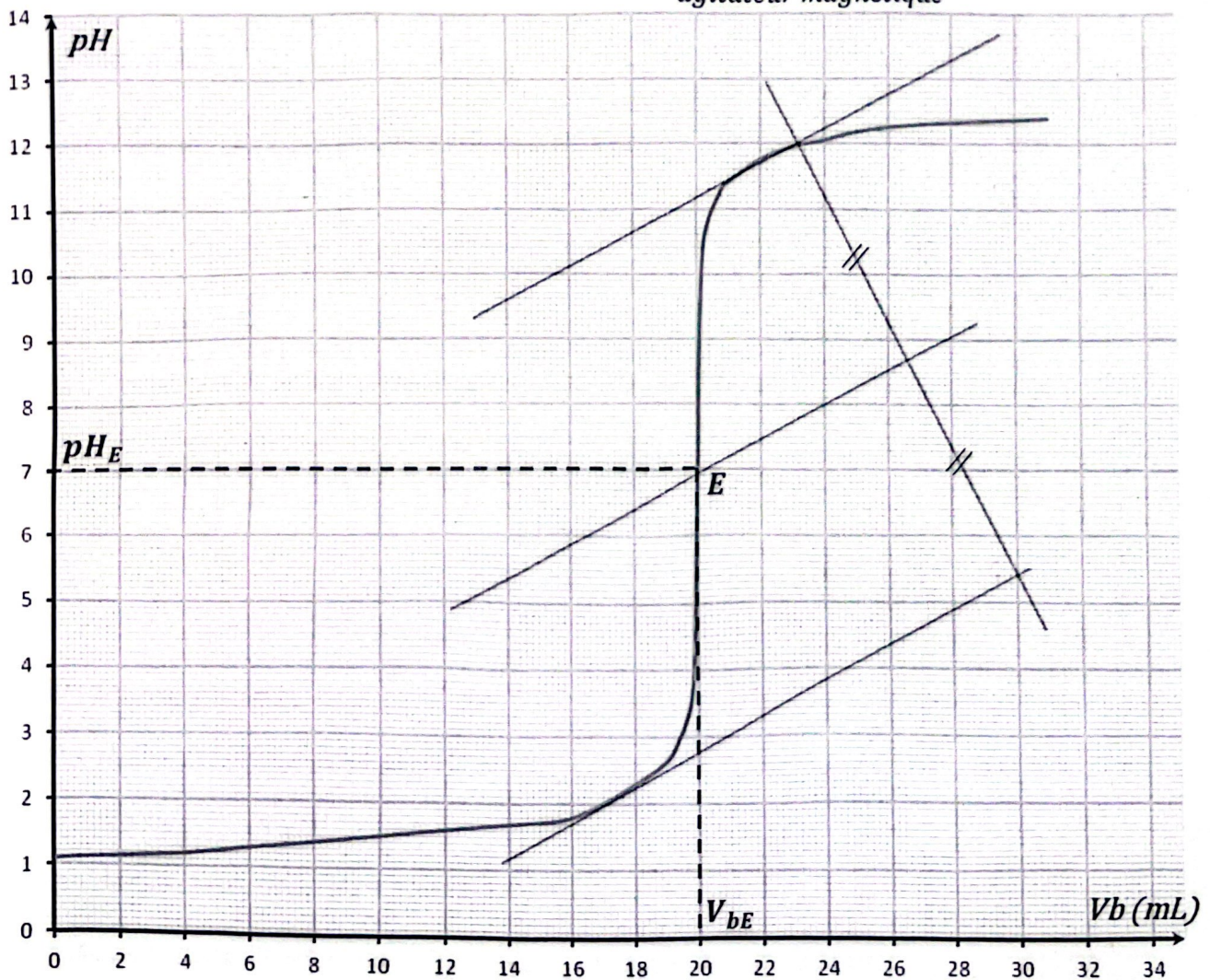
$$[Cl^-] = \frac{n_a}{V_a + V_b} \Rightarrow [Cl^-] = \frac{12 \cdot 10^{-4}}{60 \cdot 10^{-3} + 40 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [Cl^-] = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 1

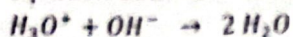
1. Schéma annoté du dispositif



2. Courbe pH = f(V_b)



4. Equation-bilan de la réaction



3. Calculons la concentration C_a

A l'équivalence: $n_{H_3O^+} = n_{OH^-} \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} \quad C_a = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{40} 20$

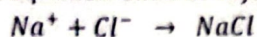
$$C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

5.

5.1. Nature du solide

Il s'agit de chlorure de sodium NaCl.

5.2. Equation-bilan de la formation de S



5.3. Masse de S

$$n = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} \Rightarrow m_{NaCl} = n M_{NaCl} \Rightarrow m_{NaCl} = n_{Cl^-} M_{NaCl} \Rightarrow m_{NaCl} = C_a V_a M_{NaCl}$$

$$m_{NaCl} = 10^{-2} \times 40 \cdot 10^{-3} \times 58,5 \Rightarrow m_{NaCl} = 0,0234 \text{ kg} = 23,4 \text{ mg}$$

EXERCICE 2

1. Concentration molaire C_b :

NaOH est une base forte donc $pH = 14 + \log C_b \Rightarrow \log C_b = pH - 14 \Rightarrow C_b = 10^{pH-14} \Rightarrow C_b = 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$

2.1- Equation bilan.



Na⁺ et Cl⁻ sont des ions spectateurs donc l'équation bilan est :

2.2- Valeur de C_b

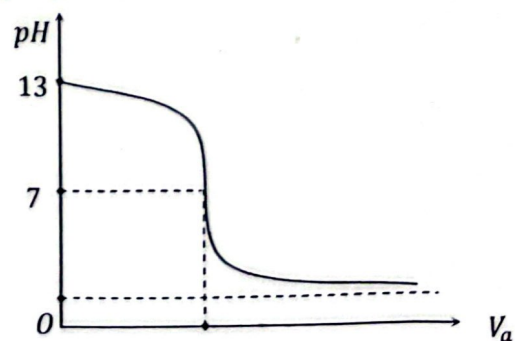
A l'équivalence $C_a V_{AE} = C_b V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a V_{AE}}{V_1 + V_2} \Rightarrow C_b = 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$

2.3- Allure de la courbe

Réaction entre une base forte et un acide fort $\Rightarrow pH_E = 7$ et $V_{AE} = 12 \text{ cm}^3$

Pour $V_a = 0 \text{ cm}^3$, la seule solution présente est celle de la base $\Rightarrow pH = 13$

0	12
13	7



3.1 Equation de dissolution.



3.2- Masse m_1

$$m_1 = n \cdot M = C_1 V_1 M \text{ or } M_{HCl} = M_H + M_{Cl} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{pH} = -\log C_1 \Rightarrow C_1 = 10^{-3.5}$$

$$m_1 = 10^{-3.5} \cdot V_1 \cdot M \quad m_1 = 10^{-3.5} \times 0,2 \times 36,5 \Rightarrow m_1 = 0,23 \text{g}$$

4.1- Inventaire des espèces chimiques.

H_3O^+ , Cl^- , Na^+ , OH^-

4.2- Calculons les quantités de matières (en mole)



$$n(\text{Cl}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HCl}) = C_1 V_1 \quad n(\text{H}_3\text{O}^+) = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) = n(\text{Na}^+) = n(\text{NaOH}) = C_2 V_2 \Rightarrow n(\text{Na}^+) = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

4.3- Concentrations molaires volumiques

$n(\text{OH}^-) > n(\text{H}_3\text{O}^+)$, le mélange est basique.

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V_T} = \frac{C_2 V_2 - C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 5,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_T} = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 1,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

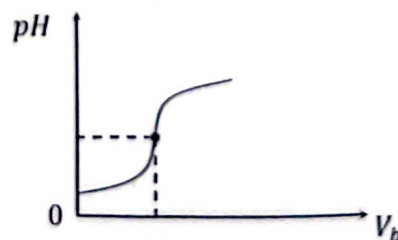
$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_T} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = 8,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4.4- pH de la solution

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = 11,75$$

EXERCICE 3

1. Courbe $\text{pH} = f(V_b)$: voir papier millimétré.



2. Equation bilan



3- Point d'équivalence

A l'aide de la méthode des tangentes on place le point d'équivalence : $\text{pH}_E = 7$

Concentration de la solution d'acide.

A l'équivalence $C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} \quad C_A = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

4. Le pH de la solution obtenue à l'équivalence est neutre ($\text{pH}_i = 7$) car d'après l'équation bilan on obtient de l'eau (dosage d'un acide fort et d'une base forte) et NaCl est une solution neutre

5. Calculons la concentration des espèces chimiques.

Ions : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , Cl^-

Molécules: H_2O

NB: HCl et NaOH sont des acides et des bases forts donc ils ne sont pas en solution.

D'après pH $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}}$

Pour $V_b = 3 \text{ cm}^3 \Rightarrow \text{pH} = 2,3$ voir tableau $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

D'après $K_e \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14 + \text{pH}} = 10^{-11,7} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

Na^+ et Cl^- sont des ions spectateurs.

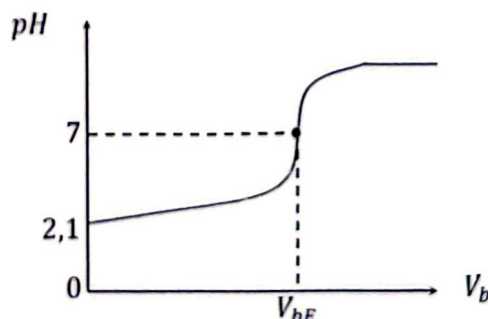
$[\text{Na}^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 7,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$[\text{Cl}^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = 1,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

EXERCICE 4

1. Il faut montrer que ces solutions conduisent le courant électrique car toute solution ionique conduit le courant.

2. Courbe pH = f(V)



3. Coordonnées de E

E(16,5 ml ; 7)

Concentration C_a

A l'équivalence $C_a V_a = C_b V_{bE}$ A l'équivalence $C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} \Rightarrow C_a = 8,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

4. Identifions l'acide HA

Pour cela cherchons la masse molaire de A

Equation bilan de la réaction.



Le sel recueilli est NaA

$n(\text{NaOH}) = n(\text{NaA})$ d'après l'équation bilan

A l'équivalence $n(\text{HA}) = n(\text{NaOH}) = n(\text{NaA}) \Rightarrow n(\text{NaA}) = C_2 V_2 = C_3 V_{\text{eq}} = 0,000165 \text{ mol}$

Déterminons la masse molaire du sel

$$M(\text{NaA}) = \frac{m}{n} = \frac{14,02 \cdot 10^{-2}}{0,000165} \Rightarrow M(\text{NaA}) = 84,91 \text{ g/mol}$$

Déterminons la masse molaire de A.

$$M(\text{NaA}) = M(\text{Na}) + M(\text{A}) \Rightarrow M(\text{A}) = M(\text{NaA}) - M(\text{Na})$$

$$M(\text{A}) = 84,91 - 23 = 61,91 \text{ g/mol} = 62 \text{ g/mol.}$$

La masse molaire de l'acide est:

$$M(\text{AH}) = M(\text{A}) + M(\text{H}) \Rightarrow M(\text{AH}) = 63 \text{ g/mol}$$

Il s'agit de l'acide nitrique HNO_3 .

Masse d'acide utilisé

$$m = n \cdot M = C_3 V \cdot M(\text{AH}) \quad \underline{\underline{m = 519,75 \cdot 10^{-3} \text{ g}}}$$

EXERCICE 5

1.

1.1. Equation bilan



1.2. Concentration C_0

$$n = \frac{V}{V_m} = C_0 V_0 \Rightarrow C_0 = \frac{V}{V_m V_0}$$

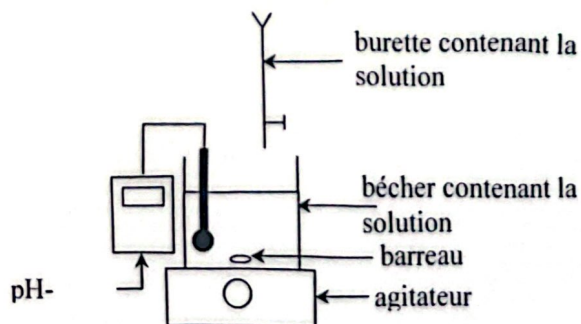
$$C_0 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

1.3. Concentration C_1

$$C_1 = \frac{C_0}{20} \Rightarrow C_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

2.

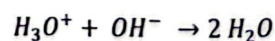
2.1. Schéma du dispositif



2.2. Courbe $\text{pH} = f(V_b)$

Voir papier millimétré

2.3. Equation bilan



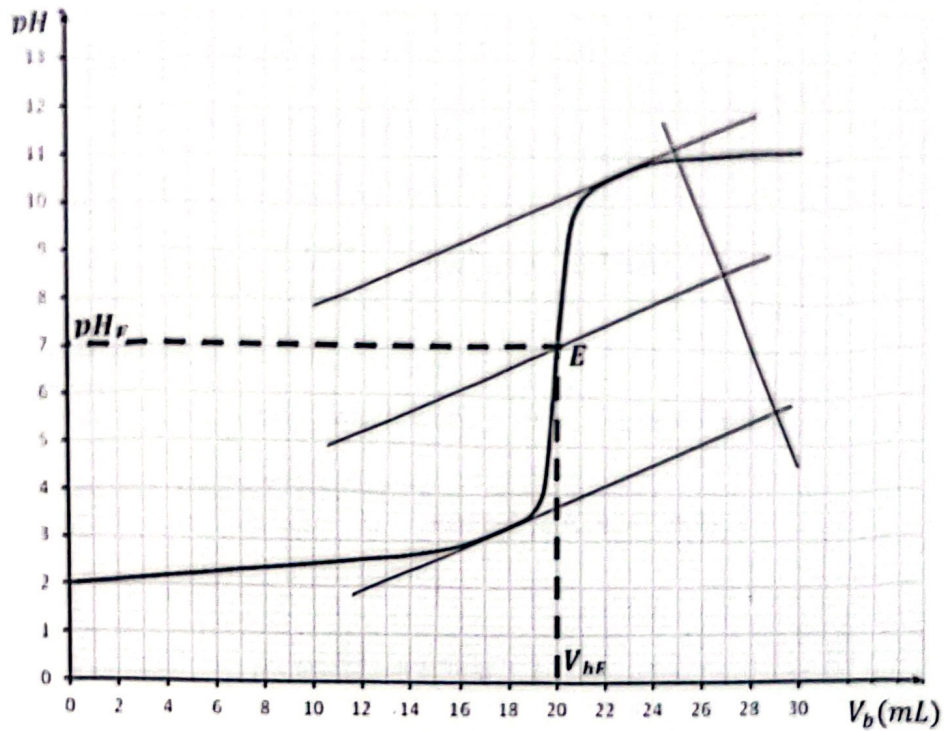
2.4. Coordonnées du point d'équivalence

$$E \begin{cases} V_{bE} = 20 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 7 \end{cases}$$

2.5. Concentration de la solution

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$$

$$C_a = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 20}{100} \Rightarrow C_a = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$$



Acide faible – Base faible

ACTIVITE 1

1. L'acide méthanoïque est un acide fort si $\text{pH} = -\log C$

$C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow -\log C = 1,3 \Rightarrow \text{pH} \neq -\log C$ donc l'acide méthanoïque est un acide faible.



3. Bilan des espèces chimiques en solution H_3O^+ ; OH^- ; HCOO^- ; HCOOH ; H_2O

4. Concentration de toutes les espèces chimiques en solution

- Définition du pH $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Produit unique de l'eau $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,5}} \quad [\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$
- Electroneutralité de la solution :
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{HCOO}^-]$
 $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-] \text{ donc } [\text{HCOO}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

[Conservation de la matière : $C = [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}]$

$[\text{HCOOH}] = C - [\text{HCOO}^-] = 5 \cdot 10^{-2} - 3,16 \cdot 10^{-3} \Rightarrow [\text{HCOOH}] = 4,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

5. degré d'ionisation

$$\alpha = \frac{[\text{HCOO}^-]}{C} = \frac{3,16 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-2}} \quad \alpha = 0,0632 \text{ soit } 6,32 \%$$

ACTIVITE 2

1. concentration molaire C

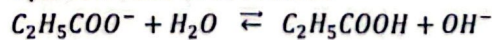
$$C = \frac{n}{V_s} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{M V} \Rightarrow C = \frac{77 \cdot 10^{-3}}{96 \times 0,05} \Rightarrow C = 0,016 \text{ mol.L}^{-1}$$

2. montrons que l'ion propanoate est une base faible

si l'ion propanoate est une base forte, alors $\text{pH} = 14 + \log C$.

$14 + \log C = 12,2$ or $\text{pH} = 8,55$ donc $\text{pH} \neq 14 + \log C$: l'ion propanoate donc est une base faible.

3. équation-bilan de la réaction



4. Concentrations des espèces chimiques en solution

- Inventaires des espèces chimiques
 ions: H_3O^+ , OH^- , Na^+ , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$,
 molécules: $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$, H_2O .

N.B : le propanoate de sodium se dissout facilement dans l'eau. Il n'existe donc pas d'espèces chimiques CH_3COONa en solution de même que NH_4Cl .

• d'après pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,55} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,81 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

- d'après K_e

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-8,55}}$$

$$[OH^-] = 3,55 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

- concentration en ion Na^+

$$Na^+ \text{ est un ion spectateur } \Rightarrow [Na^+] = C = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- équation d'électroneutralité

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

$$[Na^+] \gg [H_3O^+] \gg [OH^-] \Rightarrow [C_2H_5COO^-] \approx [Na^+] \Rightarrow$$

$$[C_2H_5COO^-] = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- conservation de la matière

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

$$[C_2H_5COOH] = C - ([H_3O^+] + [Na^+] - [OH^-])$$

$$[C_2H_5COOH] = 1,6 \cdot 10^{-2} - (2,8 \cdot 10^{-9} + 1,6 \cdot 10^{-2} - 3,5 \cdot 10^{-6})$$

$$[C_2H_5COOH] = 3,55 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

N.B : il ne faut pas remplacer

$[C_2H_5COO^-]$ par sa valeur mais il faut le remplacer par son expression dans laquelle

On n'a pas négligé $= [H_3O^+] \text{ et } [OH^-]$.

EXERCICE 1

1. montrons que l'acide éthanoïque est acide faible

Un est acide fort si $pH = -\log C$.

$-\log C = -\log 10^{-1} pH = 2,9 \Rightarrow pH \neq -\log C$. L'acide éthanoïque est donc un acide faible

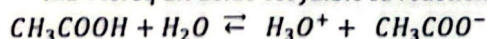
Autre méthode

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

$$C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [H_3O^+] \neq C_1 \text{. L'acide éthanoïque est donc un acide faible}$$

2. équation-bilan

N.B : lorsqu'un acide est faible sa réaction avec l'eau est partielle donc \rightleftharpoons



3. concentrations molaires des espèces chimiques en solution

- Bilan des espèces chimiques

ions: H_3O^+, OH^-, CH_3COO^- ,

molécules: CH_3COOH, H_2O .

- D'après pH

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

- D'après K_e

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-2,9}}$$

$$[OH^-] = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

- équation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-];$$

$$[H_3O^+] \gg [OH^-]$$

$$[CH_3COO^-] \approx [H_3O^+] \Rightarrow [CH_3COO^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- conservation de la matière

$$C_1 = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH] \Rightarrow [CH_3COOH] = C_1 - [CH_3COO^-]$$

$$[CH_3COOH] = 10^{-1} - 1,26 \cdot 10^{-3} \Rightarrow [CH_3COOH] = 9,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4. proportion d'acide ionisé

$$\alpha_1 = \frac{[CH_3COO^-]}{C_1} \Rightarrow \alpha = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{10^{-1}} \Rightarrow \alpha_1 = 0,0126 \text{ soit } 1,26 \%$$

5.

5.1. Concentration molaire de S_2

$$n_1 = n_2 \Rightarrow C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2} \Rightarrow C_2 = \frac{0,1 \times 10}{100} \Rightarrow$$

$$C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

5.2. Concentrations des espèces chimiques en solution

Bilan des espèces chimiques

ions: H_3O^+ , OH^- , CH_3COO^- ,

molécules: CH_3COOH , H_2O .

• D'après pH

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

• D'après K_e

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3,4}}$$

$$[OH^-] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

• équation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-] ; [H_3O^+] \gg [OH^-]$$

$$[CH_3COO^-] \approx [H_3O^+] \Rightarrow [CH_3COO^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

• conservation de la matière

$$C_2 = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH] \Rightarrow [CH_3COOH] = C_2 - [CH_3COO^-]$$

$$[CH_3COOH] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [CH_3COOH] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

5.3. proportion d'acide ionisé α_2

$$\alpha_2 = \frac{[CH_3COO^-]}{C_2} \Rightarrow \beta \alpha_2 = \frac{3,98 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}} \Rightarrow \alpha_2 = 0,0398 \text{ soit } 3,98 \%$$

5.4. conclusion

$\alpha_2 > \alpha_1$. plus on dilue la solution, plus les molécules sont ionisées.

Conclusion: La dilution favorise l'ionisation

EXERCICE 2

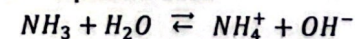
1. montrons que l'ammoniac est une base faible

si l'ammoniac est une base forte, alors $pH = 14 + \log C$.

$$14 + \log C = 14 + \log 10^{-3} = 11$$

$11 \neq 10,1$ donc $pH \neq 14 + \log C$: l'ammoniac est donc une base faible.

2. équation-bilan



3. Calculons les concentrations molaires

ions: H_3O^+ , OH^- , NH_4^+ ,

molécules: NH_3

D'après le pH

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

D'après K_e

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 10^{-14+pH} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-10,1}$$

$$[OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

• équation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] + [NH_4^+] = [OH^-] \Rightarrow [NH_4^+] = [OH^-] - [H_3O^+] ; [H_3O^+] \ll [OH^-]$$

$$[NH_4^+] \approx [OH^-] \Rightarrow [NH_4^+] = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

• conservation de la matière

$$C = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow [NH_3] = C - [NH_4^+] = C - ([OH^-] + [Cl^-] - [H_3O^+])$$

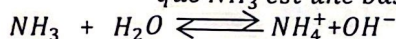
$$[NH_3] = 10^{-3} - 1,26 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [NH_3] = 8,74 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

4. Classification

Espèces chimiques majoritaires	Espèces chimiques minoritaires	Espèces chimiques Ultra minoritaires
NH_3	$OH^-; NH_4^+$	H_3O^+

5. Montrons que ces résultats mettent en évidence une réaction limitée.

$[NH_3] \neq 0 \Rightarrow$ ils restent des molécules de NH_3 en solution. (une autre manière de montrer que NH_3 est une base faible). L'ionisation de NH_3 est donc partielle.



EXERCICE 3

1. Remplissons le tableau

E est une solution neutre donc son pH est 7.

A est une solution d'acide fort $\Rightarrow pH = -\log C = -\log 10^{-2} = 2$

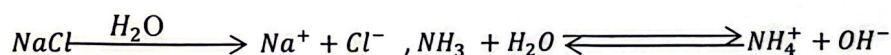
D est une solution de base forte $\Rightarrow pH = 14 + \log C = 14 + \log 10^{-2} = 12$

B est une solution d'acide faible $\Rightarrow pH < 7 \Rightarrow pH = 3,5$

C est une solution de base faible $\Rightarrow pH > 7 \Rightarrow pH = 8,5$

Flacon n°	1	2	3	4	5
pH	7	10,6	12	5,6	2
solution	E	C	D	B	A

2. Equation – bilan



3. Concentrations des espèces chimiques en solution

- $H_3O^+, OH^-, Cl^-, NH_4^+, NH_3$

- Définition du pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-9,2} \Rightarrow [H_3O^+] = 6,31 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- Produit ionique de l'eau

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-9,2}}$$

$$[OH^-] = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- Concentration en Cl^-

$$[Cl^-] = \frac{C_B V_B}{V_T} \Rightarrow [Cl^-] = 0,005 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- Equation d'électroneutralité



- Conservation de la matière

N.B: On a mélangé deux solutions qui contiennent les molécules de NH_3 .

Calculons donc la nouvelle concentration initiale en NH_3

$$\frac{C_B V_B + C_C V_C}{V_T} = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow [NH_3] = \frac{C_B V_B + C_C V_C}{V_T} - [NH_4^+] \Rightarrow [NH_3]$$

$$= \frac{C_B V_B + C_C V_C}{V_T} - ([OH^-] + [Cl^-] - [H_3O^+])$$

$$\Rightarrow [NH_3] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Couple Acide – Base : Constante d'acidité

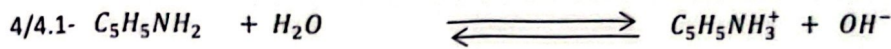
ACTIVITE 1

1. -Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons H^+ .
-Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .
- 2.-Un acide faible est un acide qui se dissocie partiellement dans l'eau.
-Une base faible est une base qui se dissocie partiellement dans l'eau.



3.2- base conjuguée : $C_6H_5COO^-$ ion benzoate

3.3- $C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$



4.2- Acide conjugué : $C_5H_5NH_3^+$ ion éthylammonium

4.3- $C_5H_5NH_3^+ / C_5H_5NH_2$

ACTIVITE 2

1. Calculons les concentrations de toutes les espèces chimiques

Inventaire des espèces chimiques:

ions : CH_3COO^- ; OH^- ; H_3O^+

Molécules: CH_3COOH , H_2O

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,9} \Rightarrow [H_3O^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [OH^-] = 10^{pH-14} = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la matière:

$$C_a = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]_f \Rightarrow [CH_3COOH]_f = C_a - [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COOH]_f = 9,874 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

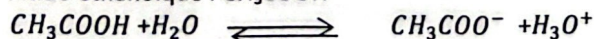
2. Valeur du pKa

$$pka = pH - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_f} \Rightarrow pKa = 4,8$$

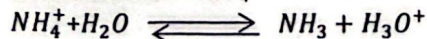
ACTIVITE 3

1. Equation de la mise en solution.

Acide éthanoïque : CH_3COOH



Ion ammonium : NH_4^+



2. Les couples sont :



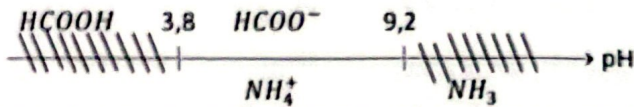
3. Entre deux acides faibles, celui dont le couple possède le plus petit pKa est le plus fort donc l'acide éthanoïque est le plus fort.

4. Entre deux bases faibles, celle dont le couple possède le plus grand pKa est la plus forte donc l'ammoniac NH_3 est la base la plus forte.

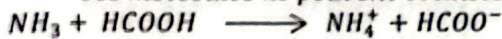
ACTIVITE 4

1. Domaine de prédominance:

Si le $\text{pH} > \text{pKa}$ c'est la forme basique qui prédomine, si $\text{pH} < \text{pKa}$ c'est la forme acide qui prédomine.



2. Le tracé montre que les domaines de prédominance de NH_3 et HCOOH sont disjoints. Ces molécules ne peuvent coexister en solution et il se produit la réaction.



ACTIVITE 5

1. La méthylamine est une base forte si: $\text{pH} = 14 + \log C_b$

$14 + \log C_b = 14 + \log 10^{-1} = 13$ or $\text{pH} = 11,8$ donc $\text{pH} \neq 14 + \log C_b \Rightarrow$ la méthylamine est une base faible.

2. Equation bilan



3. Acide conjugué: $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+$

4. Calcul des concentrations

Inventaire des espèces chimiques:

ions : OH^- ; H_3O^+ ; $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+$

Molécules: $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$, H_2O

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,8} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,58 \cdot 10^{-12} \text{ mol. L}^{-1}$ et

$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pH}+14} = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$

Equation d'électroneutralité

$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+] = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$

Conservation de la matière:

$C_b = [\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+] + [\text{CH}_3 - \text{NH}_2]_f \Rightarrow [\text{CH}_3 - \text{NH}_2]_f = C_b - [\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+] \Rightarrow$

$[\text{CH}_3 - \text{NH}_2]_f = 9,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$

5. Valeur du Ka

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3 - NH_2]_f}{[CH_3 - NH_3^+]} \Rightarrow K_a = 2,3510^{-11}$$

$$pK_a = -\log K_a \Rightarrow pK_a = 10,62$$

6. La base la plus forte est celle dont le couple possède le plus grand pKa
 $\Rightarrow CH_3 - NH_2$ est la base la plus forte.

EXERCICE 1

1. concentrations molaires des différentes espèces chimiques.

Inventaire des espèces chimiques.

Ions: H_3O^+ , OH^- , $HCOO^-$

Molécules: $HCOOH$, H_2O .

D'après pH $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,2} \Rightarrow [H_3O^+] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

D'après K_e $[OH^-] = 10^{-14 + pH} = 10^{-10,8} \Rightarrow [OH^-] = 1,58 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

Equation d'électroneutralité

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

$$[OH^-] \ll [H_3O^+] \Rightarrow [HCOO^-] \cong [H_3O^+] = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$C_i = [HCOO^-] + [HCOOH]_f$$

$$[HCOOH]_f = C_i - [HCOO^-]$$

Calculons C_i

$$C_i = \frac{n}{V_s} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C_i = \frac{m}{M V_s} \quad C_i = \frac{0,23}{46 \times 2} = 0,0025 \text{ mol/L}$$

$$[HCOOH]_f = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. constante d'acidité K_a

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]_f} \quad K_a = 2,13 \cdot 10^{-4}$$

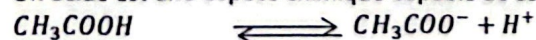
Calcul du pKa

$$pK_a = -\log K_a \Rightarrow pK_a = -\log 2,13 \cdot 10^{-4} \quad pK_a = 3,7 \quad \text{ou} \quad pK_a = pH - \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]_f} \quad pK_a = 3,7$$

EXERCICE 2

1. La base conjuguée est :

Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons $H^+ \Rightarrow$



CH_3COO^- est la base conjuguée.

2. Montrons que l'acide éthanique est un acide faible.

Si CH_3COOH est un acide fort alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$ ou $\text{pH} = -\log C$

Calculons $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{Or } C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \neq C$$

L'acide éthanique est donc un acide faible.

3.1-Inventaire des espèces chimiques :

Ions : H_3O^+ , OH^- , CH_3COO^- , Na^+

Molécules: CH_3COOH , H_2O

3.2-Concentration molaire de chaque espèce chimique

$$\text{D'après pH} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} = 10^{-4,7} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{D'après } K_e \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{14-\text{pH}} = 10^{9,3} \quad [\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{10} \text{ mol/L}$$

N.B : Na^+ est un ion spectateur. Il se trouve dans la solution d'éthanoate de sodium.

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_2 V_2}{V_2} \quad [\text{Na}^+] = \frac{4 \cdot 10^{-2} \times 15 \cdot 10^{-3}}{25 \cdot 10^{-3}} \quad [\text{Na}^+] = 2,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Equation d'électroneutralité

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

$$[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{Na}^+] \text{ donc } \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] = 2,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

Suivez attentivement. Ici on a mélangé deux solutions (acide éthanique et l'éthanoate de sodium).

Les molécules d'acide se trouvent dans les deux solutions.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]_i$$

$$\text{Cherchons } C' = [\text{CH}_3\text{COOH}]_f = \frac{n_1 + n_2}{V_T} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f - [\text{CH}_3\text{COO}^-]_i$$

$$= \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} - \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}]_f = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}]_f = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

3.3-Calculons le pKa

$$\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_f} \quad \text{pKa} = 4,8$$

EXERCICE 3

1. Montrons que l'acide méthanoïque est un acide faible.

Si HCOOH est un acide fort alors $\text{pH} = -\log C$.

$$C = \frac{n}{V_s} = \frac{0,1}{1}$$

$$\Rightarrow C = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$-1 \log C = -\log 0,1 = 1$$

Or $\text{pH} = 2,4$ donc $\text{pH} \neq -\log C$ l'acide méthanoïque n'est donc pas un acide fort donc c'est un acide faible.

2. Equation de la réaction



NB : Quand l'acide est faible sa réaction avec l'eau est partielle donc \rightleftharpoons

3. Concentrations molaires

Inventaire des espèces chimiques :

Ions : H_3O^+ , OH^- , HCOO^-

Molécules : HCOOH , H_2O

$$\text{D'après pH} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{D'après } K_e \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14+\text{pH}} \quad [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Equation d'électroneutralité

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

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

$$[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ donc } [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$[\text{HCOOH}]_i = [\text{HCOOH}]_{\text{diss}} + [\text{HCOOH}]_f \Rightarrow C_i = [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}]_f$$

$$[\text{HCOOH}]_f = C_i - [\text{HCOO}^-] = 0,1 - 3,98 \cdot 10^{-3} \Rightarrow [\text{HCOOH}]_f = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Le pK_a du couple $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ est

$$\text{pK}_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]_f} \quad \text{pK}_a = 3,8$$

4. Comparons la force des acides.

Un acide est d'autant plus fort si son pK_a est petit donc HCOOH est plus fort que CH_3COOH .

EXERCICE 4

1. Calculons $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$

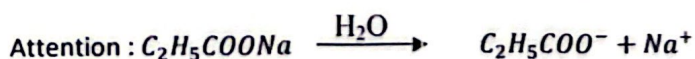
$$\text{D'après pH } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{D'après } K_e \quad [\text{OH}^-] = 10^{-14+\text{pH}} = 10^{-11,5} \quad [\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

2. Expression des concentrations des autres espèces en fonction de m.

Inventaire des espèces : ions : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , CH_3COO^- ,

Molécules : CH_3COOH , H_2O



Na⁺ est un ion spectateur $[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V} = \frac{n_{CH_3COONa}}{V} = \frac{m_{CH_3COONa}}{M_{CH_3COONa} V}$
 $M_{CH_3COONa} = 12 \times 2 + 16 \times 2 + 3 + 23 = 82 \text{ g/mol} \Rightarrow [Na^+] = \frac{m}{M V} = \frac{m}{82}$
 Equation d'électroneutralité

$$[Na^+] + [H_3O^+] = [CH_3COO^-] + [OH^-]$$

$$[CH_3COO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-]$$

Comme on néglige $[H_3O^+]$ et $[OH^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [Na^+] = \frac{m}{82}$

Utilisons le K_a :

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_f} \Rightarrow [CH_3COOH]_f = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{K_a}$$

$$[CH_3COOH]_f = \frac{3,16 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{m}{82}}{1,6 \cdot 10^{-5}} \quad [CH_3COOH] = 0,241 \text{ m}$$

3. Calcul de m

Conservation de la matière

$$[CH_3COOH]_M = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]_f$$

$$[CH_3COOH]_f = [CH_3COOH]_M - [CH_3COO^-]$$

Calculons $[CH_3COOH]$ dans le mélange.

$$\boxed{}_{n_1} + \boxed{}_{n_2} = \boxed{}$$

Suivez bien : dans les deux solutions il existe les molécules d'acide éthanóique

$$[CH_3COOH]_M = \frac{n_1 + n_2}{V} = \frac{m + CV}{V} = \frac{m}{82} + C \Rightarrow [CH_3COOH]_f = \frac{m}{82} + C - \frac{m}{82} = C$$

$$[CH_3COOH]_f = 0,1 \text{ mol/L Or } [CH_3COOH]_f = 0,241 \text{ m} \Rightarrow m = \frac{[CH_3COOH]}{0,241} \quad m = 0,415 \text{ g}$$

EXERCICE 5

1. Relation entre V_a et V_b

$$[CH_3COO^-] = [Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b}$$

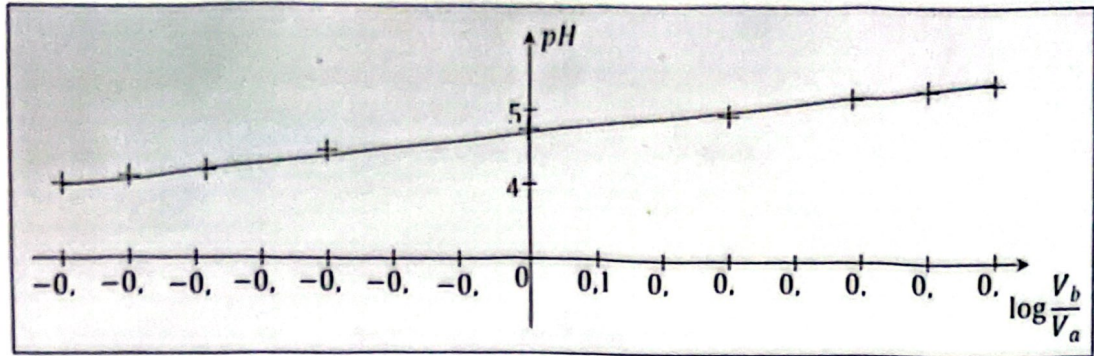
$$[CH_3COOH] = \frac{C_a V_a + C_b V_b}{V_a + V_b} - \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b}$$

Faisons le rapport des concentrations

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{C_b V_b}{C_a V_a} \Rightarrow \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{V_b}{V_a}$$

2. Représentation graphique

pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5
$\log \frac{V_b}{V_a}$	-0,7	-0,6	-0,48	-0,3	0	0,3	0,48	0,6	0,7



3. Nature de la courbe

La courbe est une droite affine d'équation :

$$pH = A + B \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

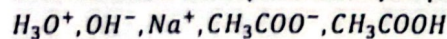
$A = 4,8$: ordonnée à l'origine

$$B = \frac{5,5 - 4,8}{0,7 - 0} = 1 : \text{coefficient directeur de la droite}$$

$$pH = 4,8 + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} ; pH = pK_a + \log \frac{[base]}{[acide]}$$

A représente le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^-

4. Concentrations des espèces chimiques pour $pH = 5$



• D'après pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

• D'après K_e

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

• Concentration en Na^+

$$[Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = pK_a + \log \frac{V_b}{V_a} \Rightarrow \frac{V_b}{V_a} = 10^{0,2} \Rightarrow V_a = 10^{-0,2} V_b$$

$$[Na^+] = \frac{C_b V_b}{10^{-0,2} V_b + V_b} \Rightarrow [Na^+] = \frac{0,1}{10^{-0,2} + 1} \Rightarrow$$

$$[Na^+] = 6,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

• Equation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-]$$

$$[Na^+] \gg [H_3O^+] \gg [OH^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] \approx [Na^+]$$

$$[CH_3COO^-] = 6,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

• D'après pK_a

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 10^{0,2} \Rightarrow [CH_3COOH] = 10^{-0,2} [CH_3COO^-]$$

$$[CH_3COOH] = 10^{-0,2} \times 6,13 \cdot 10^{-2} \Rightarrow [CH_3COOH] = 3,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

EXERCICE 6 (Bac D 1994 S. N)

1. Pour mettre en évidence le caractère basique de la pyridine, on procède par pH-métrie ou en utilisant un indicateur coloré : la phénolphthaléine qui donne une coloration rose.
2. Une base au sens de Brønsted est une molécule ou un ion pouvant capter un proton. Son acide conjugué est : $C_5H_5NH^+$
3. Concentration des espèces chimiques

Bilan des espèces chimiques: H_3O^+ , OH^- , $C_5H_5NH^+$, C_5H_5N

- D'après pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-8,6} \Rightarrow [H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

- D'après K_e

$$[H_3O^+][OH^-] = K_e \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-8,6}}$$

$$[OH^-] = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Equation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] + [C_5H_5NH^+] = [OH^-] \Rightarrow [C_5H_5NH^+] = [OH^-] - [H_3O^+]; [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[C_5H_5NH^+] \approx [OH^-] \Rightarrow [C_5H_5NH^+] = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Conservation de la matière

$$C = [C_5H_5NH^+] + [C_5H_5N] \Rightarrow [C_5H_5N] = C - [C_5H_5NH^+]$$

$$[C_5H_5N] = C - ([OH^-] - [H_3O^+]) \Rightarrow [C_5H_5N] = 0,01 - (4 \cdot 10^{-6} - 2,5 \cdot 10^{-9})$$

$$[C_5H_5N] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

4. Nature de la solution

La pyridine est une base faible car au regard des résultats on voit qu'elle n'est pas complètement ionisée. $[C_5H_5N]_f \neq 0$

5. pK_a du couple correspondant

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C_5H_5N]}{[C_5H_5NH^+]} \Rightarrow K_a = \frac{2,5 \cdot 10^{-9} \times 0,01}{4 \cdot 10^{-6}} \Rightarrow K_a = 6,25 \cdot 10^{-6}$$

$$pK_a = -\log K_a \Rightarrow pK_a = -\log(6,25 \cdot 10^{-6}) \Rightarrow pK_a = 5,2$$

6. Détermination de la base la plus forte

$pK_a(NH_4^+/NH_3) > pK_a(C_5H_5NH^+/C_5H_5N)$. NH_3 est la base la plus forte car une base faible est d'autant plus forte que son pK_a est grand

EXERCICE 7

1. Montrons que AH est un acide faible ou fort.

Si le nombre de mole d'ions H_3O^+ varie au cours de la dilution, alors l'acide est faible.

Avant la dilution : $n_1(H_3O^+) = [H_3O^+] \cdot V_1 = 10^{-pH_1} \cdot V_1 = 10^{-2,4} \times 10^{-2}$

$$n_1(H_3O^+) = 3,98 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Après la dilution : $n_2(H_3O^+) = [H_3O^+] \cdot V_2 = 10^{-pH_2} \cdot V_2 = 10^{-3,1} \times 50 \cdot 10^{-3}$

$$A.N : n_2(H_3O^+) = 3,97 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_1(H_3O^+) = n_2(H_3O^+) : \text{AH est un acide fort.}$$

2. Calculons les concentrations des espèces chimiques et calculons C.

Espèces chimiques en solution : H_3O^+ ; OH^- ; C_6H_5COOH ; $C_6H_5COO^-$; H_2O

- Définition du pH : $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,1} \Rightarrow [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

Produit ionique de l'eau $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3.1}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$

• Electroneutralité de la solution

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \Rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$ or $[\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-]$
 $\Rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

N.B : On ne connaît pas la concentration initiale C donc on ne peut pas utiliser la conservation de la matière pour calculer $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]$. Il faut donc utiliser K_a ou pK_a .

• Définition de la constante d'acidité

$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$, $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{K_a}$ A.N : $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

• Conservation de la matière

$C = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 10^{-2} - 7,94 \cdot 10^{-4} \Rightarrow C \approx 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

3. Calculons le volume V_1

Espèces chimiques en solution : H_3O^+ ; OH^- ; $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$; Na^+ ; H_2O

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{Na}^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$ or $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{Na}^+]$ et $[\text{OH}^-] \ll [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$

$[\text{Na}^+] \approx [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$

Conservation de la matière

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$

Or d'après K_a $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{K_a}$

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{K_a} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a}\right) = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{\frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}}{\left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a}\right)} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} \times \frac{K_a}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$

$C_2 V_2 (K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]) = (C_1 V_1 + C_2 V_2) K_a$ $C_1 V_1 = \frac{C_2 V_2 (K_a + [\text{H}_3\text{O}^+])}{K_a} - C_2 V_2 = \frac{C_2 V_2 (K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]) - K_a C_2 V_2}{K_a}$

$C_1 V_1 = \frac{C_2 V_2 [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \Leftrightarrow V_1 = \frac{C_2 V_2 [\text{H}_3\text{O}^+]}{C_1 K_a}$ A.N : $V_1 = \frac{7 \cdot 10^{-2} \times 10^{-5} \times 50}{10^{-4.2} \times 10^{-1}} \Rightarrow V_1 = 5,55 \text{ mL}$

EXERCICE 8

1. Equation-bilan



2. Calculons :

2.1 Calculons les concentrations molaires

Ions : H_3O^+ , OH^- , $C_5H_7O_5COO^-$

Molécules : H_2O , $C_5H_7O_5COOH$

Définition du pH : $[H_3O^+] = 10^{pH} = 10^{-2.6} \Rightarrow [H_3O^+] = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Produit ionique de l'eau $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2.6}} \Rightarrow [OH^-] = 3,98 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$

Electroneutralité de la solution

$[H_3O^+] = [OH^-] + [C_5H_7O_5COO^-] \Rightarrow [C_5H_7O_5COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$ or $[OH^-] \ll [H_3O^+]$
 $\Rightarrow [C_5H_7O_5COO^-] \approx [H_3O^+] \Rightarrow [C_5H_7O_5COO^-] = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Conservation de la matière

$C = [C_5H_7O_5COO^-] + [C_5H_7O_5COOH] \Rightarrow [C_5H_7O_5COOH] = C - [C_5H_7O_5COO^-] = 10^{-2} - 2,51 \cdot 10^{-3}$
 $\Rightarrow [C_5H_7O_5COOH] = 7,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

EXERCICE 9

1. Inventaire des espèces chimiques:

Ions : CH_3COO^- ; OH^- ; H_3O^+ ; Na^+ Molécules: CH_3COOH , H_2O

2. Calculons les concentrations

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.7} \Rightarrow [H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ et $[OH^-] = 10^{pH-14} = 2,51 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$
 Na^+ est un ion spectateur et est dans la solution de l'éthanoate de sodium

$[Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_T} \Rightarrow [Na^+] = \frac{10^{-1} \times 10}{20} \Rightarrow [Na^+] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

Equation d'électroneutralité

$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-] \Rightarrow$
 $[OH^-] \ll [H_3O^+] \ll [Na^+] \Rightarrow [CH_3COO^-] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

Conservation de la matière:

$C'_a = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]_f \Rightarrow [CH_3COOH]_f = \frac{C_a V_a + C_b V_b}{V_T} - [CH_3COO^-]$
 $\Rightarrow [CH_3COOH]_f = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$

2. Valeur du pKa

$$pka = pH - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]_f} \Rightarrow pKa = 4,7$$

Réaction Acido – Basique – Solution tampon

ACTIVITE 1

1.1 Nature de l'acide benzoïque

l'acide benzoïque est un acide fort si $pH = -\log C$

$-\log C = 2 \Rightarrow pH \neq -\log C$ donc l'acide benzoïque est un acide faible.

1.2. Equation – bilan



1.3. Calcul des concentrations

Inventaire des espèces chimiques en solution: OH^- ; H_3O^+ ; $C_6H_5COO^-$; C_6H_5COOH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,1} \Rightarrow [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[OH^-] = 10^{-14+pH} = 10^{-10,9} \Rightarrow [OH^-] = 1,2610^{-10} \text{ mol L}^{-1}$$

Equation d'électroneutralité:

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [C_6H_5COO^-] \text{ or } [H_3O^+] \gg [OH^-] \text{ donc}$$

$$[C_6H_5COO^-] = [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Conservation de la matière :

$$C_a = [C_6H_5COO^-] + [C_6H_5COOH]_f \Rightarrow [C_6H_5COOH]_f = C_a - [C_6H_5COO^-]$$

$$[C_6H_5COOH]_f = 9,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

1.4 Calculons le pKA :

$$pKA = pH - \log \frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]_f} \quad pKA = 4,2$$

2/2.1 Calcul de la masse de benzoate de sodium C_6H_5COONa

$$m = n \cdot M = C_b V_b \cdot M, \quad M = 12,7 + 5,1 + 16,2 + 23 = 144 \text{ g mol}^{-1} \Rightarrow m = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,5 \cdot 144$$

$$m = 1,44 \text{ g}$$

2.2 Volume V_B

$pH = 4,7 = pKA$ donc on est à la demi – équivalence. On a mélangé ici un acide faible et sa base conjuguée donc :

$$C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow V_b = \frac{C_a V_a}{C_b} \Rightarrow V_b = 50 \text{ mL}$$

2.3 Il s'agit d'une solution tampon

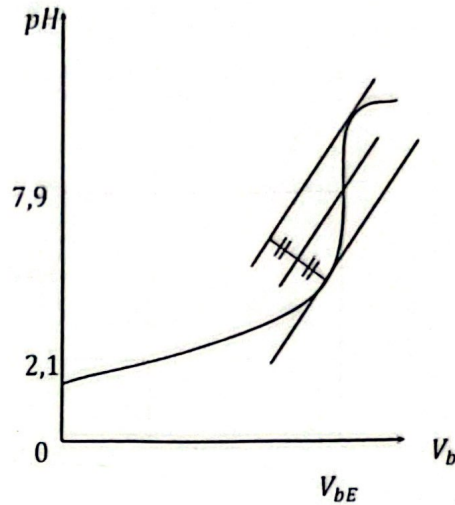
Propriétés:

le pH varie peu lors de l'ajout modéré de solution acide ou basique ou lors d'une dilution modérée.

EXERCICE 1 BAC D JUIN 1989

1) Graphe pH = f(V_b)

Voir courbe



2. Déduisons

2.1 • le pH à l'équivalence

A l'aide de la méthode des tangentes, on place le point E sur la courbe.

$pH_E = 7,9 \text{ ou } 7,8$

2.2 • Concentration C_a

A l'équivalence $n(\text{acide}) = n(\text{OH}^-)$

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_A} \quad C_a = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

2.3 • Le pKa du couple HF/ F⁻

Répondre à cette question à partir de la courbe.

Il faut se placer à la demi équivalence qui correspond à $V_{\frac{1}{2}E} = \frac{V_{bE}}{2}$

En ce point $pH = pKa$ donc $pKa = 3,2$

3.1- Calculons les concentrations molaires volumiques et coefficient directeur.

Inventaires des espèces chimiques :

Ions : H_3O^+ , OH^- , F^- Molécules : HF, H_2O

NB : on a pas encore versé la solution de soude donc $V_b = 0$. Le pH de la solution d'acide fluorhydrique est $pH = 2,1$

D'après pH $[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

D'après K_e $[OH^-] = 10^{-14+pH} \Rightarrow [OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$.

Equation d'électroneutralité

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

$$[OH^-] \ll [H_3O^+] \Rightarrow [F^-] = [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$C_a = [F^-] + [HF]_f$$

$$[HF]_f = C_a - [F^-] \Rightarrow [HF]_f = 9,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Coefficient d'ionisation

$$\alpha = \frac{[F^-]}{C_a} \Rightarrow \alpha = 7,94 \cdot 10^{-2} \text{ ou } \alpha = 7,94\%$$

3.2- Valeur du pKa

$$pKa = pH - \log \frac{[F^-]}{[HF]} \Rightarrow pKa = 3,16 = 3,2. \text{ Les deux valeurs du pKa sont identiques aux erreurs près.}$$

4. Si le pKa augmente, la force de l'acide diminue \Rightarrow HF plus fort que CH_3COOH .

EXERCICE 2

1. Equation bilan de la réaction



2. Voir papier millimétré

3.

3.1. Coordonnées du point d'équivalence E

$$E \begin{cases} \text{pH}_E = 7,7 \\ V_{bE} = 8,85 \text{ mL} \end{cases}$$

3.2. pKa du couple AH/A⁻

A la demi-équivalence $\text{pH} = \text{pKa}$ et $V_b' = \frac{V_{bE}}{2} = 4,4 \text{ mL}$

Graphiquement, on lit $\text{pH} = 4,1$ d'où $\text{pKa} = 4,1$

4. Indicateur coloré idéal

C'est le rouge de crésol car pH_E appartient à sa zone de virage

5. Concentration molaire C_a

A l'équivalence $n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE}$

$$C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$$

$$C_a = \frac{0,32 \times 8,85}{100} \Rightarrow C_a = 2,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

6. Quantité de matière d'acide dosé

$$\begin{aligned} n_a &= C_a V_a \\ \Rightarrow n_a &= 2,83 \cdot 10^{-2} \times 0,1 \Rightarrow n_a = 2,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

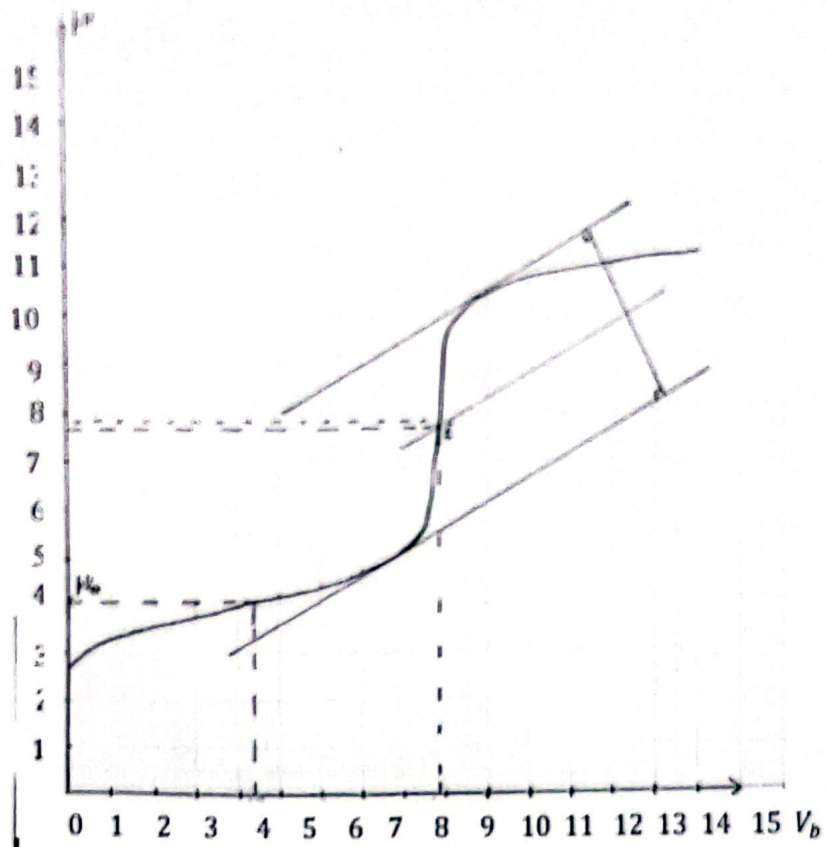
7. *Masse d'acide ascorbique

$$m = n_a M$$

$$M = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

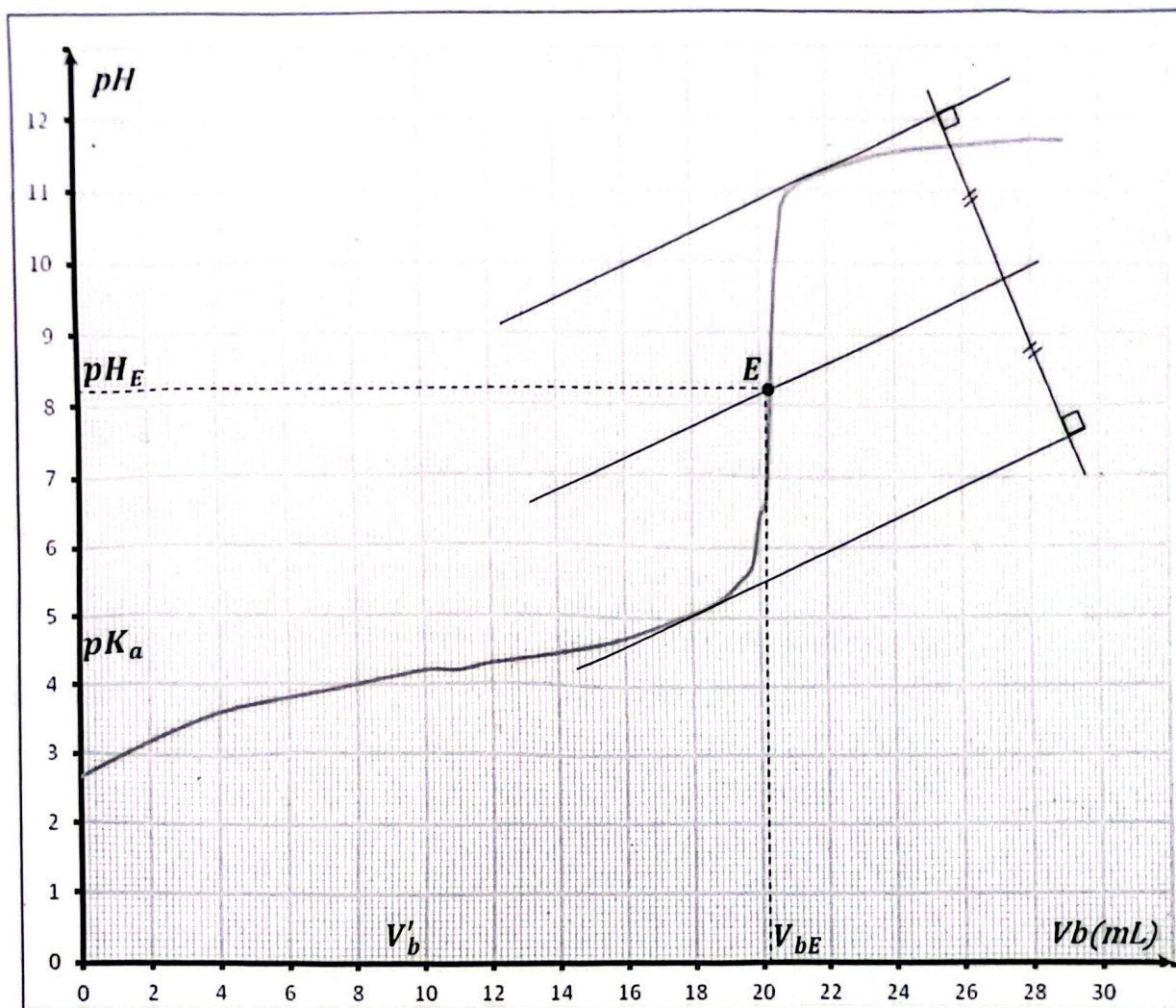
$$m = 2,83 \cdot 10^{-3} \times 176 \Rightarrow m = 498 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 498 \text{ mg}$$

$m = 498 \approx 500 \Rightarrow$ résultat compatible avec l'indication « 500 » du fabricant.



EXERCICE 3

1.1. Courbe de variation



1.2. Nature de la solution

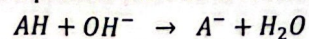
La courbe présente **deux points d'inflexion**. Elle indique donc la présence d'un **acide faible**.

1.3. Détermination du point d'équivalence

On utilise la méthode des tangentes parallèles

$$E \begin{cases} V_{bE} = 20,2 \text{ mL} \\ pH_E = 8,2 \end{cases}$$

1.4. Equation bilan de la réaction



1.5. Concentration initiale de l'acide

$$n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} \Rightarrow C_a = \frac{0,1 \times 20,2}{20} \Rightarrow C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Choix de l'indicateur coloré

Un indicateur coloré convient si pH_E appartient à la zone de virage de l'indicateur coloré.
L'indicateur qui convient est la phénolphtaléine.

3. Détermination du pK_a

A la demi-équivalence $pH = pK_a$

$$V'_b = \frac{V_{bE}}{2} = 10,1 \text{ mL} ; \text{pH} = \Rightarrow \text{p}K_a = 4,2 ; K_a = 10^{-\text{p}K_a} \Rightarrow K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$$

L'acide dosé est l'acide monophényléthanoïque.

EXERCICE 4 BAC D 2001

1. Concentration molaire de la solution de soude

La soude est une base forte $\Rightarrow \text{pH} = 14 + \log C_b \Rightarrow \log C_b = \text{pH} - 14$ donc $C_b = 10^{\text{pH} - 14}$ $C_b = 10^{-1} \text{ mol/L}$

2.

2.1 Equation-bilan de la réaction



2.2 Valeur de la concentration

A l'équivalence : $n_a = n_b \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a V_{aE}}{V_b}$ $C_b = 9,610^{-2} \text{ mol/L}$

2.3 Allure de la courbe

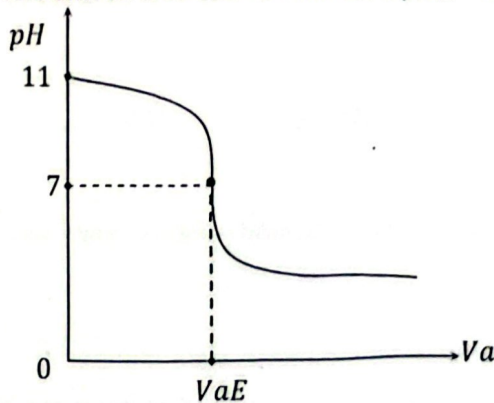
Précisons d'abord les points particuliers

*Initialement on a seulement la solution de soude de $\text{pH} = 13$ pour $V_a = 0$.

*Dosage d'une base forte par un acide fort \Rightarrow à l'équivalence $\text{pH}_E = 7$

*Lors du dosage le pH du mélange va tendre vers celui de la solution d'acide donc $\text{pH}_{\text{lim}} = -\log C_a = 1,1$

A(0 ; 13) B(12 ; 7) $\text{pH}_{\text{lim}} = 1,1$



3/ 3.1 Equation de la reaction



3.2 Concentration Ce du vinaigre

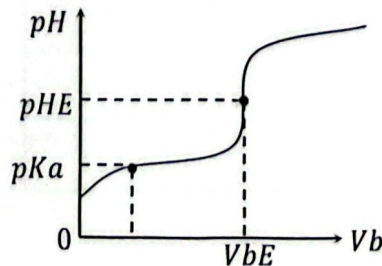
A l'équivalence $n_a = n_b \Rightarrow C_e V_e = C_b V_{bE} \Rightarrow C_e = \frac{C_b V_{bE}}{V_e} \Rightarrow C_e = 0,1 \text{ mol/L}$

3.3 Concentration Cd du vinaigre

Pour avoir Cd on a diluée 10 fois la solution Se $\Rightarrow C_e = \frac{C_d}{10} \Rightarrow C_d = 10 C_e \Rightarrow C_d = 1 \text{ mol/L}$

3.4 Allure de la courbe

A l'équivalence $\text{pH} = \text{p}K_a$



EXERCICE 5 BAC D 1999

1/ 1.1 Equation bilan de la réaction



1.2 Concentration molaire des espèces chimiques en solution

Ions: H_3O^+ , OH^- , HCOO^- , Molécules : H_2O , HCOOH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14+\text{pH}} = 10^{-11,6} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Equation d'électroneutralité

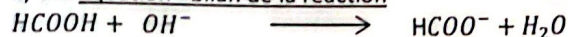
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] + [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{HCOO}^-] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$C_a = [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}] \Rightarrow [\text{HCOOH}] = C_a - [\text{HCOO}^-]$$

$$[\text{HCOOH}] = 10^{-1} - 3,98 \cdot 10^{-3} \Rightarrow [\text{HCOOH}] = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2/ 2.1 Equation -bilan de la réaction



2.2 Volume V_{bE} à l'équivalence

$$\text{A l'équivalence } n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow V_{bE} = \frac{C_a V_a}{C_b} \Rightarrow V_{bE} = 12,5 \text{ mL}$$

2.3 Montrons que le mélange est basique

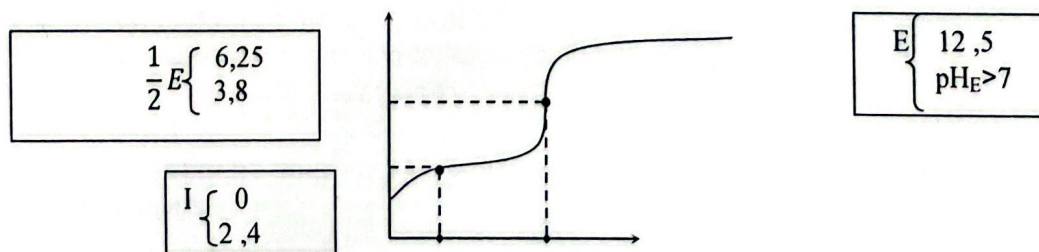
A l'équivalence on a la présence de l'ion méthanoate (voir l'équation bilan) qui est une base faible : il rend donc le mélange basique.

2.4 Montrons que $V_b = 6,25 \text{ mL}$, $\text{pH} = \text{pKa} = 3,8$

$V_{bE} = 12,5 \text{ mL}$ et $V_b = \frac{12,5}{2} \Rightarrow V_b = \frac{V_{bE}}{2}$. V_b correspond donc au volume de soude versé à la demi-équivalence. Or à la demi-équivalence $\text{pH} = \text{pKa}$ donc $\text{pH} = \text{pKa} = 3,8$

2.5 le pH du mélange va tendre vers celui de la solution de base forte $\Rightarrow \text{pH} = 14 + \log C_b \Rightarrow \text{pHlim} = 14 + \log 0,2$, $\text{pHlim} = 13,3$

2.6 Allure de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$



EXERCICE 6 (Bac C-E 1986)

1.1-1 Concentration molaire volumique

$$C_a = \frac{n}{V_S} \text{ or } n = \frac{V_{HCl}}{V_m} \Rightarrow C_a = \frac{V_{HCl}}{V_m V_S} \quad C_a = \frac{2,4}{1 \times 24} \Rightarrow C_a = 0,1 \text{ mol/L}$$

N.B: HCl est un gaz donc $V_T = V_S = 1 \text{ L}$

1.2 Calculons le pH

HCl est un acide fort donc $\text{pH} = -\log C \Rightarrow \text{pH} = 1$

pHmesuré = 1,1 \cong pH. Cette différence se justifie par les erreurs de mesure.

2* Concentration molaire volumique de S₂

A l'équivalence $n_a = n_b \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a V_{aE}}{V_b} \Rightarrow C_b = 0,04 \text{ mol/L}$

* Volume de NH₃

Pour obtenir la solution d'ammoniac on a dissout le gaz ammoniac

$$C_b = \frac{n}{V_{S2}} \text{ or } n = \frac{V_{NH3}}{V_m} \Rightarrow C_b = \frac{V_{NH3}}{V_m V_{S2}} \quad \boxed{V_{NH3} = C_b \cdot V_m \cdot V_{S2}} \quad V_{NH3} = 0,96 \text{ L}$$

3.3-1 Interprétons ce résultat

Equation – bilan du dosage



A l'équivalence $\text{pHE} < 7$ donc le mélange à l'équivalence est acide car d'après l'équation-bilan, on obtient l'ion NH_4^+ qui est un acide.

3.2 Calculons les concentrations molaires des espèces chimiques à l'équivalence

Ions: H_3O^+ , OH^- , Cl^- , NH_4^+

Molécules: H_2O , NH_3

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = \Rightarrow [H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}; \quad [OH^-] = 10^{-14 + \text{pH}} = \Rightarrow [OH^-] = 2,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$[Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V_T} = \frac{C_a V_{aE}}{V_{aE} + V_b} \Rightarrow [Cl^-] = 2,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \text{ (Cl}^- \text{ est un ion spectateur)}$$

Equation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] + [NH_4^+] = [Cl^-] + [OH^-] \Rightarrow [NH_4^+] = [Cl^-] + [OH^-] - [H_3O^+]$$

$$\Rightarrow [NH_4^+] = [Cl^-] + [OH^-] - [H_3O^+] \Rightarrow [NH_4^+] = 2,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

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

$C' b$ = nouvelle concentration de l'ammoniac dans le mélange

$$C' b = \frac{C_b V_b}{V_{aE} + V_b} \Rightarrow C' b = 0,0285 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3] = C' b - [NH_4^+] = [NH_3] = C' b - ([Cl^-] + [OH^-] - [H_3O^+]) = 0,0285 - 0,0285 - 2,5 \cdot 10^{-9} + 3,98 \cdot 10^{-6} \Rightarrow [NH_3] = 3,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$* \text{ pKa} = \text{pH} - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow \text{pKa} = 9,25$$

EXERCICE 7 BAC D 1990

1.1 Equation de la reaction de cet acide avec dans l'eau



1.2 Noms et formules

H_3O^+ : ion hydronium ; OH^- : ion hydroxyde ; $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$: ion monochloroéthanoate ;
 CH_2ClCOOH : acide monochloroéthanoïque

Calculons leur concentration

- Définition du pH : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} = 10^{-2,7} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Produit ionique de l'eau $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2,7}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$
- Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] + [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

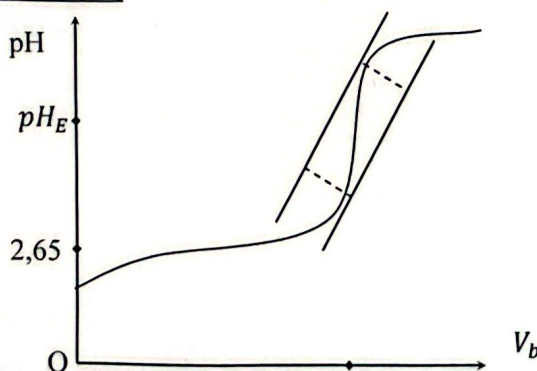
- Conservation de la matière
 $\text{Ca} = [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] + [\text{CH}_2\text{ClCOOH}] \Rightarrow [\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = \text{Ca} - [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = 5 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-3}$

$$[\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

1.3 pKa du couple

$$* \text{ pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]} \Rightarrow \text{pKa} = 2,9$$

2.1 Courbe de variation pH = f(Vb)



L'acide phényléthanoïque est un acide faible car pour $0 \leq V_b \leq 10 \text{ cm}^3$ la courbe n'est pas rectiligne or si c'est un acide fort cette partie était une droite ou la courbe présente deux points d'inflexions.

2.2 Déterminons graphiquement le point d'équivalence

A l'aide de la méthode des tangentes on a : $\text{pH}_E = 8,5$; $V_{bE} = 20 \text{ cm}^3$

2.3 Calculons la concentration molaire de l'acide : A l'équivalence : $n_a = n_b \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b$

$$C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} \Rightarrow C_a = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

2.4 Déterminons graphiquement la valeur du pKa

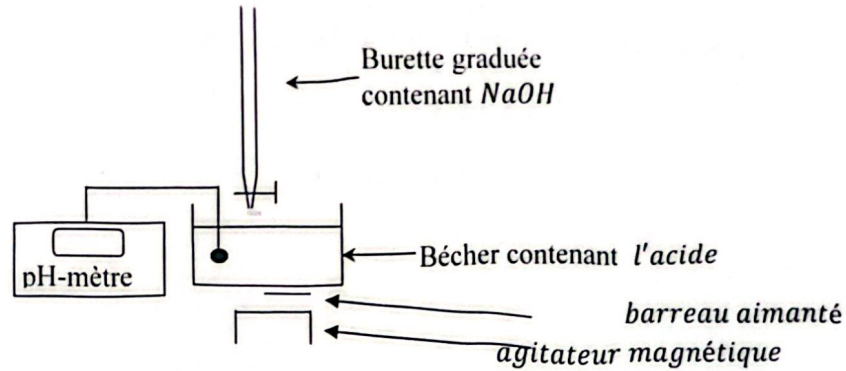
A la demi équivalence $V_{\frac{1}{2}E} = \frac{V_{AE}}{2}$. En ce point $pH = pK_a$ donc $pK_a = 4,2$

3. L'acide le plus fort est celui qui a le plus petit pK_a donc l'acide monochloroéthanoïque est l'acide le plus fort.

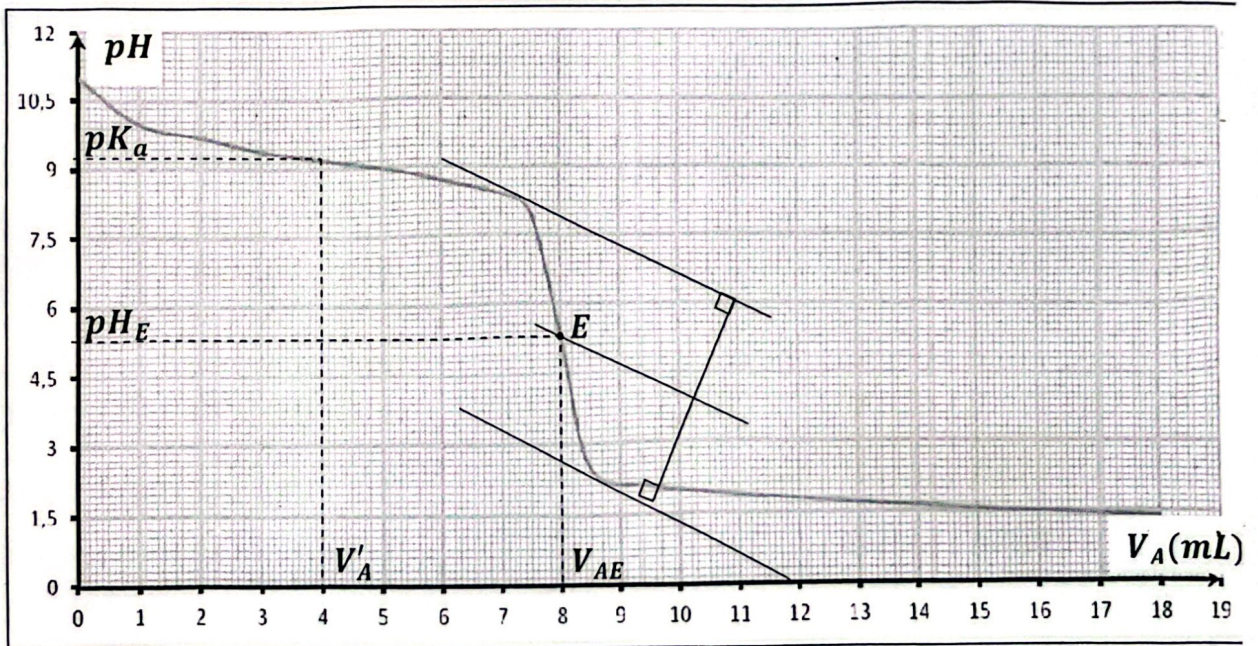
EXERCICE 8

1.

1.1. Schéma annoté du dispositif



1.2. Courbe $pH = f(V_A)$



1.3. Nature de la base

La courbe présente deux points d'inflexion donc l'ammoniac est une base faible.

2. Exploitation de la courbe

2.1. Détermination du point d'équivalence

Méthode des tangentes parallèles

$$E \begin{cases} V_{AE} = 8 \text{ mL} \\ pH_E = 5,3 \end{cases}$$

2.2. Concentration molaire de l'ammoniac

A l'équivalence

$$n_a = n_b \Rightarrow C_A V_{AE} = C_B V_B \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} \Rightarrow C_B = \frac{0,1 \times 8}{10} \Rightarrow C_B = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.3. Demi-équivalence et pK_a

A la demi-équivalence $pH = pK_a$ du couple NH_4^+ / NH_3

$$V'_A = \frac{V_{AE}}{2} = 4 \text{ mL} \quad ; \quad pH = \Rightarrow pK_a = 9,2$$

2.4. Nature du mélange à l'équivalence

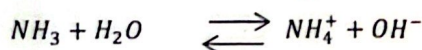
A l'équivalence, la solution contient les espèces majoritaires NH_4^+, Cl^-, H_2O . La solution obtenue est une solution de chlorure d'ammonium qui est acide.

3. Concentration massique

$$C = C_B M \Rightarrow C = 8 \cdot 10^{-2} \times 17 \Rightarrow C = 1,36 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

EXERCICE 9

1. Equation bilan de la réaction



2. Bilan des espèces chimiques

Ions : H_3O^+, OH^-, NH_4^+ Molécules : H_2O, NH_3

Calculons les concentrations.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,6} \Rightarrow [H_3O^+] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{-14+pH} = 10^{-3,4} \Rightarrow [OH^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Equation d'électroneutralité

$$[H_3O^+] + [NH_4^+] = [OH^-] \Rightarrow [NH_4^+] = [OH^-] - [H_3O^+] \Rightarrow [NH_4^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

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

$$[NH_3] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [NH_3] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Calcul le pK_a

$$pK_a = pH - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow pK_a = 9,2$$

3-1 Equation bilan de la réaction

Il s'agit du dosage d'une base faible par un acide fort



3-2 Définition de l'équivalence acido-basique

L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque le nombre de moles d'ions H_3O^+ (acide) ajouté est égal au nombre de moles de molécules NH_3 (base) initiale

A l'équivalence $n_{acide} = n_{base}$

$$n(H_3O^+) = n(OH^-)$$

$$C_a V_{at} = C_b V_b \Rightarrow V_{at} = \frac{C_b V_b}{C_a} \quad V_{at} = \frac{10^{-2} \times 20}{0,01} \Rightarrow V_{at} = 20 \text{ mL}$$

3-3 La solution obtenue à l'équivalence est acide car d'après l'équation on obtient l'ion ammonium NH_4^+ qui est un acide.

3.4 Allure de la courbe

Précisons d'abord les points particuliers

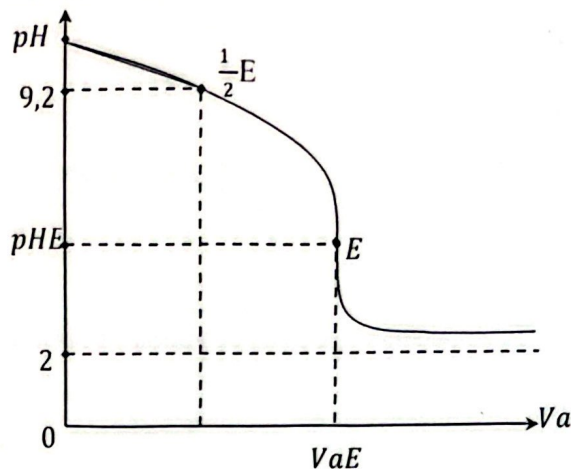
*Initialement on a seulement la solution de NH_3 de $\text{pH} = 10,6$ donc pour $V_a = 0$, $\text{pH} = 10,6$.

*Dosage d'une base faible par un acide fort \Rightarrow à l'équivalence $\text{pH}_E > 7$

*A la demi équivalence $\text{pH} = \text{pKa} = 9,2$ et $V_{\frac{1}{2}E} = V_{E/2} = 10 \text{ mL}$

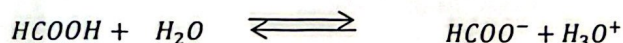
*Lors du dosage le pH du mélange va tendre vers celui de la solution d'acide donc $\text{pH}_{\text{lim}} = -\log C_a = 2$

A(0 ; 10,6) B(10 ; 9,2) C(20 ; $\text{pH}_E < 7$) $\text{pH}_{\text{lim}} = 2$



EXERCICE 10 BAC D 1984

1/1.1 Equation-bilan



La base conjuguée est : HCOO^-

1.2 Calculons

*Rapport $\frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$

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

$$\Rightarrow \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 10^{\text{pH} - \text{pKa}} \Rightarrow \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 7,94 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

*Concentration molaire volumique de toutes les espèces

Inventaire des espèces chimiques : H_3O^+ , OH^- , HCOO^- , H_2O , HCOOH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14+\text{pH}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 5.10^{-12} \text{ mol/L}$$

Equation d'électroneutralité

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

$$[\text{HCOO}^-] = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$$

N.B : On ne peut pas utiliser la conservation de la matière pour calculer $[\text{HCOOH}]$ car on ne connaît pas la concentration molaire initiale de l'acide. Comme on connaît la valeur du rapport $[\text{HCOOH}] / [\text{HCOO}^-]$, utilisons donc ce rapport.

$$[\text{HCOOH}] = \frac{[\text{HCOO}^-]}{7,94 \cdot 10^{-2}} = 0,025 \text{ mol/L}$$

-Concentration molaire Ca

Conservation de la matière

$$C_a = [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}]_f \Rightarrow [\text{HCOOH}]_f = 2 \cdot 10^{-3} + 0,025 \Rightarrow C_a = 0,027 \text{ mol/L}$$

2/ 2.1 Equation de la réaction



2.2 Valeur de m

$$\text{pH} = \text{pKa} \Rightarrow \text{ nous sommes à la demi-équivalence donc } n_{\text{base}} = \frac{n_{\text{acide faible}}}{2} \Rightarrow \frac{m}{M} = \frac{C_a V_a}{2}$$

$$m = \frac{C_a V_a M}{2} \quad m = \frac{0,027 \cdot 1,40}{2} \Rightarrow m = 0,53 \text{ g}$$

pH = pKa \Rightarrow C'est une solution tampon

Propriétés : le pH varie peu lors de l'ajout modéré de solution acide ou basique ou lors d'une dilution modérée.

EXERCICE 11

1. Bilan des espèces présentes :

H_3O^+ , OH^- , NH_4^+ , NH_3 , Cl^-

Calculons les concentrations

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,1} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14+\text{pH}} = 10^{-8,9} \quad [\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Cl⁻ ion spectateur

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,3 \times 40}{100} \quad [\text{Cl}^-] = 0,12 \text{ mol/L}$$

Equation de l'électroneutralité

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

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

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = 0,12 \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$C'_b = [\text{NH}_3]_f + [\text{NH}_4^+]$$

$$[\text{NH}_3]_f = C'_b - [\text{NH}_4^+] \quad C'_b \text{ est la nouvelle concentration initiale de } \text{NH}_3 \text{ dans le mélange}$$

$$[\text{NH}_3]_f = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} - [\text{NH}_4^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} - ([\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+])$$

$$[\text{NH}_3]_f = \frac{0,3 \times 60}{100} - (0,12 + 1,26 \cdot 10^{-9} - 7,94 \cdot 10^{-6}) \quad [\text{NH}_3]_f = 7,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{Le pKa du couple est } \text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{A.N: } \text{pKa} = 5,1 - \log \frac{7,94 \cdot 10^{-6}}{0,12} \quad \text{pKa} = 9,3$$

2. Volume de la solution d'acide

On a mélangé une solution d'acide fort et une solution de base faible, pH = pKa \Rightarrow nous sommes à la $\frac{1}{2}$ équivalence. Je me pose la question suivante. Il s'agit de quel mélange ? Si je trouve le mélange, j'associe la formule qui y correspond.

A la demi équivalence $n(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{n_{\text{base faible}}}{2}$

$$C_a V_a = \frac{C_b V_b}{2} \Rightarrow V_a = \frac{C_b V_b}{2 C_a} \quad V_a = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 100}{0,1} \quad V_a = 50 \text{ cm}^3$$

EXERCICE 12 BAC D 2005 Session de remplacement

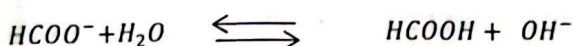
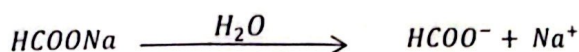
1-1 Equation bilan de la réaction



1-2 Valeur du pKa

$$\text{pKa}_1 = \text{pH}_1 - \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \quad \text{pKa}_1 = 2,9 - \log(0,13) \quad \text{pKa}_1 = 3,8$$

2-1-1 Equation bilan de la reaction



2-1-2 Espèces chimiques en solution:

$\text{Na}^+, \text{H}_3\text{O}^+, \text{OH}^-, \text{HCOO}^-, \text{HCOOH}, \text{H}_2\text{O}$

2-2/ 2-2-1 Concentrations molaires des espèces chimiques en solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,9} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14+\text{pH}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 7,94 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = C_2 = 10^{-2} \text{ mol/L (ion spectateur)}$$

• Equation d'électroneutralité

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

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

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{Na}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• Conservation de la matière

$$[\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] = C_2$$

$$[\text{HCOOH}] = C_2 - [\text{HCOO}^-]$$

$$[\text{HCOOH}] = C_2 - ([\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-])$$

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

$$[\text{HCOOH}] = 7,94 \cdot 10^{-7} - 1,26 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{HCOOH}] = 7,81 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

2-2-2 pKa du couple (HCOOH / HCOO⁻)

$$\text{pKa}_2 = \text{pH}_2 - \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \quad \text{pKa}_2 = 3,8 \text{ donc } \text{pKa}_1 = \text{pKa}_2 = 3,8$$

3-1 Mode opératoire

On prélève à l'aide d'une pipette ou d'un burette graduée, le volume V_1 d'acide méthanoïque et le volume V_2 de méthanoate de sodium. On les mélange dans un ballon à fond plat de 500 mL

3-2 Calcul des volumes utilisés.

$$V_1 + V_2 = V_T$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_1 = V_T - V_2 \Rightarrow C_1(V_T - V_2) = C_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{C_1 V_T}{C_1 + C_2}$$

$$V_2 = \frac{2.10^{-2} \times 350}{10^{-2} + 5.10^{-2}} \Rightarrow V_2 = 100 \text{ mL} \Rightarrow V_1 = 350 - 100 \Rightarrow V_1 = 250 \text{ mL}$$

3-3 Propriétés de la solution

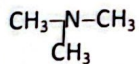
La solution S est une solution tampon (pH = pKa)

C'est une solution dont le pH varie peu :

- lors d'une dilution modérée
- lors d'un ajout modéré d'un acide ou d'une base..

EXERCICE 13 BAC D 1991 Session de Remplacement

1.1 Formule semi développée de l'amine



Nom : N, N-diméthylméthylanamine ou triméthylamine

1.2 Equation bilan



1.3 Calculons le pKa

Inventaire des espèces : H_3O^+ , OH^- , $\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+$, $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$, H_2O

D'après pH $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,3}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.10^{-12} \text{ mol/L}$

D'après $K_e \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14 + \text{pH}} = 10^{-2,7}$ $[\text{OH}^-] = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$

Equation d'électroneutralité.

$$[\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+] = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$C_1 = [\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+] + [\text{C}_3\text{H}_9\text{N}]$$

$$[\text{C}_3\text{H}_9\text{N}] = C_1 - [\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+] = 5.10^{-2} - 2.10^{-3} \Rightarrow [\text{C}_3\text{H}_9\text{N}] = 0,048 \text{ mol/L}$$

$$\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{C}_3\text{H}_9\text{N}]}{[\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+]} \Rightarrow \text{pKa} = 9,92$$

2.1 Calcul de V_1 et V_2

pH = pKa donc nous sommes à la demi équivalence. Comme on a mélangé une base et son acide conjugué, on a : $n_{\text{acidefaible}} = n_{\text{baseconjugué}}$

$$C_2 V_2 = C_1 V_1 \Rightarrow V_2 = \frac{5.10^{-2} V_1}{3.10^{-2}} \quad \text{or } V_1 + V_2 = 1 \text{ L}$$

$$V_1 + V_2 = 1 \Rightarrow V_1 = 1 - V_2$$

$$3V_2 = 5V_1 \Rightarrow 3V_2 = 5(1 - V_2) \Rightarrow 3V_2 = 5 - 5V_2 \Rightarrow 8V_2 = 5 \Rightarrow V_2 = 0,625 \text{ L}$$

$$V_1 = 1 - 0,625 \Rightarrow V_1 = 0,375 \text{ L}$$

2.2 Une telle solution est une solution tampon.

Propriétés : le pH varie très peu lors :

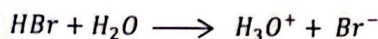
- d'une dilution modérée
- d'un ajout modéré de base ou d'acide.

EXERCICE 14 BAC D 2008

1. La solution d'acide bromhydrique (HBr)

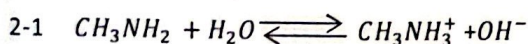
1.1 Acide fort si $\text{pH} = -\log C = -\log 10^{-2} = 2$ or $\text{pH} = 2$ donc $\text{pH} = -\log C$

1.2 Equation bilan



1.3 Exemple : acide chlorhydrique (HCl), acide nitrique (HNO₃)

2. Solution de méthylamine



2-2 Inventaire : CH₃NH₂, CH₃NH₃⁺, H₃O⁺, OH⁻, H₂O
 $\text{pH} = 11,8 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,8} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,6 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad [\text{OH}^-] = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Equation d'électroneutralité

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

$$\Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] + [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = C$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_2] = C - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 8,2 \cdot 10^{-2} - 6,3 \cdot 10^{-3} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_2] = 7,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2-3 Calcul du pKa

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{C}_3\text{H}_9\text{N}]}{[\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+]} \quad \Rightarrow \quad \text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{C}_3\text{H}_9\text{N}]}{[\text{C}_3\text{H}_9\text{NH}^+]} \quad \text{pKa} = 10,7$$

3. Mélange de solutions



3-2 Al'équivalence: $C_A V_{AE} = C_B V_B$

$$V_{AE} = \frac{C_B V_B}{C_A} \quad V_{AE} = \frac{8,2 \cdot 10^{-2} \times 5}{10^{-2}} \quad V_{AE} = 41 \text{ mL}$$

3-3 Nature du mélange à l'équivalence

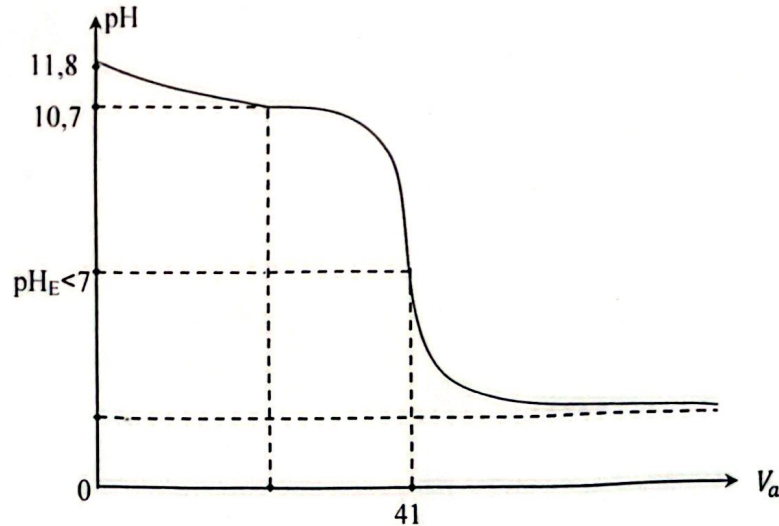
Milieu acide car on a une solution de bromure de méthylammonium CH₃NH₃Cl (acide faible) ou formation d'ion méthylammonium CH₃NH₃⁺ d'après l'équation bilan

3-4 $V_A = 20,5 \text{ mL} = \frac{V_{AE}}{2}$: nous sommes donc à la demi-équivalence ; solution tampon ; $\text{pH} = \text{pK}_a = 10,7$

Propriétés : le pH varie très peu lors :

- d'une dilution modérée
- d'un ajout modéré de base ou d'acide.

3-5 Allure de la courbe de dosage de B par A.

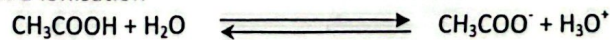


EXERCICE 15 BAC D 2017

1. Etude de la solution d'acide éthanóïque

1.1. Montrons que l'acide éthanóïque est faible. Pour l'acide fort, on a $\text{pH} = -\log C$
 or $-\log C_a = -\log(10^{-2}) = 2 \neq \text{pH}$
 CH_3COOH est un acide faible.

1.2. Equation – bilan d'ionisation



1.3. Inventaire des espèces chimiques

Ions : CH_3COO^- ; OH^- ; H_3O^+

Molécules : CH_3COOH ; H_2O

1.4. Détermination

1 - 4 - 1. Les concentrations molaires

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L car } [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$C.M.: Ca = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

$$[CH_3COOH] = Ca - [CH_3COO^-]$$

$$[CH_3COOH] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4}$$

$$[CH_3COOH] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

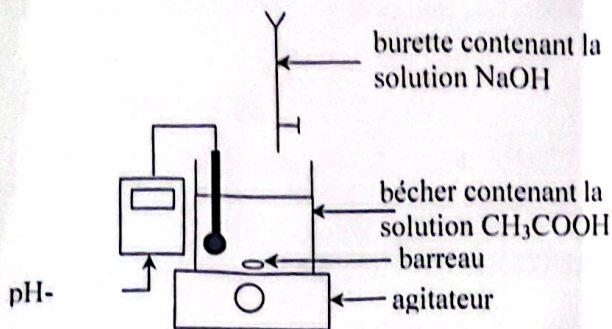
1 - 4 - 2. Valeur du pka

$$pka = pH - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$pka = 3,4 - \log \frac{3,98 \cdot 10^{-4}}{9,6 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow pka = 4,78$$

2. Etude de la réaction entre la solution d'acide éthanóique et la solution d'hydroxyde de sodium

2 - 1. Schéma annoté



2.2. Courbe $pH = f(V_b)$ Voir papier millimétré

2.3. Equation bilan



2.4. Déterminer graphiquement

2 - 4 - 1. Coordonnées du point E

$$E \begin{cases} V_{bE} = 20 \text{ cm}^3 \\ pH_E = 8,6 \pm 0,1 \end{cases}$$

2 - 4 - 2. Valeur du pka

A la 1/2 équivalence, $pH = pka$

$$V_1 = V_{bE}/2 = 10 \text{ cm}^3$$

$$pka = 4,8$$

Alcool – Aldéhyde – Cétone

ACTIVITE 1

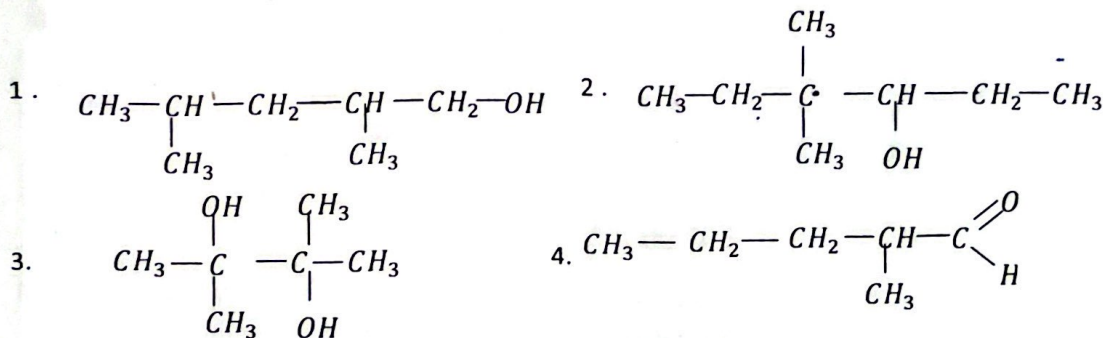
Nom des alcools

A : butan – 2 – ol ; B : 4 – méthylpentan – 3 – ol

C : 3 – éthyl – 4,4 – diméthylpentan – 2 – ol ; D : 3 – méthylhexan – 3 – ol

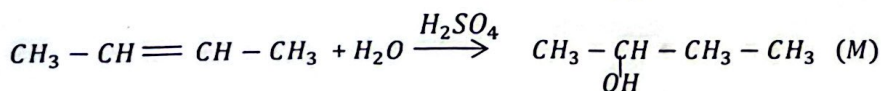
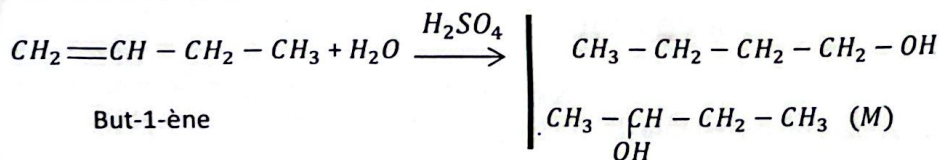
ACTIVITE 2

Formules semi développées des composés suivants :

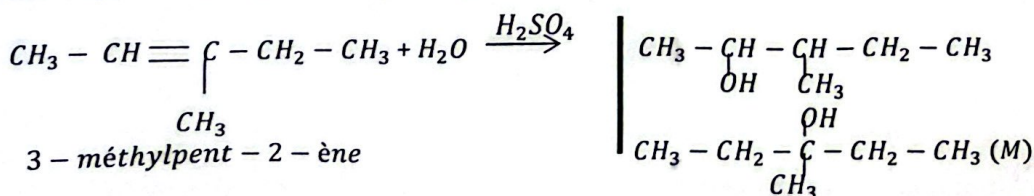


ACTIVITE 3

1. Les alcools pouvant se former sont :



NB: L'hydratation d'un alcène symétrique donne un seul alcool.



2. Le produit formé majoritairement est : (M).

D'après Markonikov lors de l'hydratation d'un alcène le groupe OH se fixe préférentiellement sur l'atome de carbone le moins hydrogéné ou aussi l'alcool majoritaire est celui de classe supérieure.

ACTIVITE 4

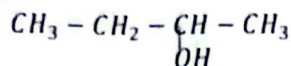
Formule semi développées et leur classe : C₄H₁₀O.

Je commence d'abord par la chaîne carbonée linéaire.

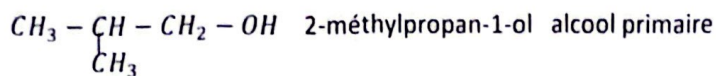
CH₃ – CH₂ – CH₂ – CH₂ – OH butan-1-ol alcool primaire

CH₃ – $\underset{\text{OH}}{\text{CH}}$ – CH₃ – CH₃ butan-2-ol alcool secondaire

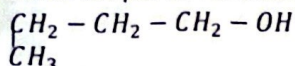
Suivez bien:



Cet alcool n'est pas le butan-3-ol mais le butan-2-ol donc j'ai fini les chaînes linéaires, je passe donc à la chaîne carbonée ramifiée.



NB : on ne fait pas de ramification en bout de chaîne.



cet alcool n'est pas le 3-méthylpropan-1-ol mais le butan-1-ol.

A bon entendeur, Salut !

ACTIVITE 5

Inspirez vous de l'activité 3. Il y a 8 alcools de formules brutes $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$.

4 Alcools primaires ; 3 alcools secondaires et 1 alcool tertiaire.

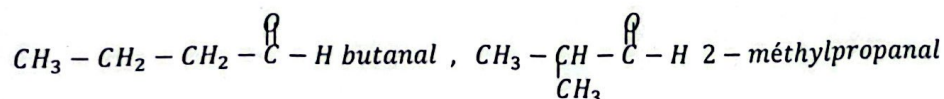
NB : si tu as tout trouvé, réjouis toi, car c'est un acquis.

ACTIVITE 6

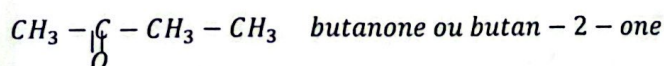
Formules semi développées et leurs noms : $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.

B respecte la formule générale brute $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$. B est soit un aldéhyde soit une cétone.

Aldéhyde:



Cétone



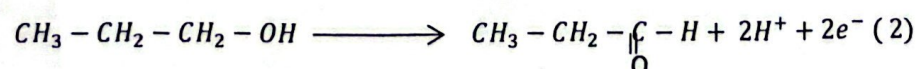
NB : Quand on vous donne une formule brute sans préciser la famille de ce composé, la première question que vous devez vous poser est la suivante.

Ce corps appartient à quelle famille (il respecte quelle formule générale brute).

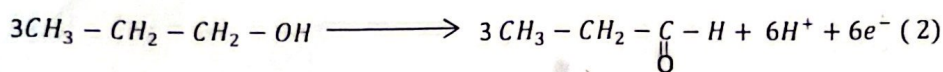
EXERCICE 1

Equation d'oxydoréduction

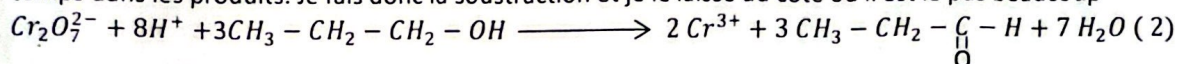
Les couples mis en jeu sont : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ et $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{H} / \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$



Dans (1) on a 6e⁻ et dans (2) 2e⁻. Dans l'équation bilan il n'y a pas d'e⁻ donc je multiple (2) par 3 pour avoir 6e⁻ et (1) x 1 ⇒

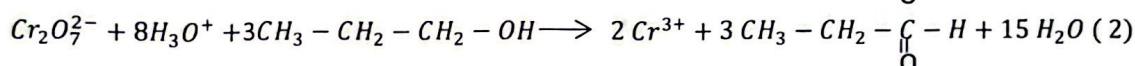
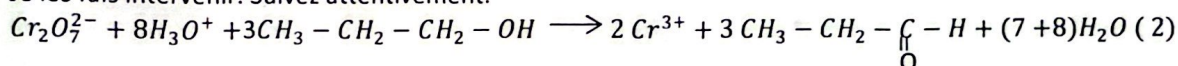


Je fais (1) + (2) sachant que dans une équation bilan un corps ne peut être dans les réactifs et en même temps dans les produits. Je fais donc la soustraction et je le laisse du côté où il est le plus beaucoup



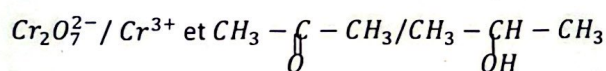
En solution aqueuse les ions hydroniums ont pour formule H₃O⁺.

Je les fais intervenir. Suivez attentivement.

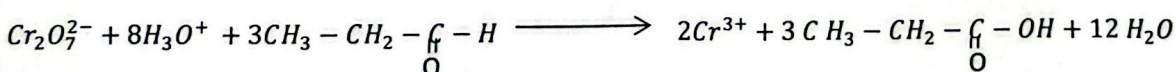
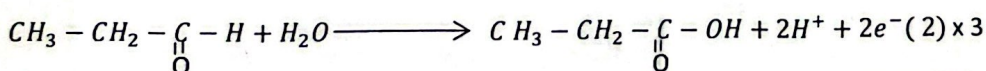
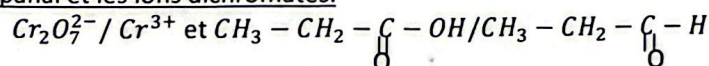


NB: On peut écrire l'équation d'oxydoréduction en faisant intervenir les ions H₃O⁺ dans les demi-équations. On trouvera le même résultat

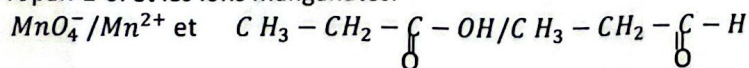
2. Propan-2-ol et les ions dichromates



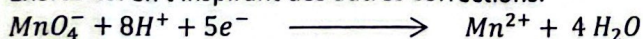
3. Propanal et les ions dichromates.



Propan-1-ol et les ions manganates.



Exerce-toi en t'inspirant des autres corrections.

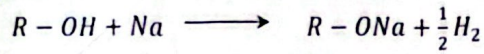


N. B: Entre l'aldéhyde et l'acide carboxylique, il ya un atome d'oxygène en moins. Il faut donc ajouter de l'eau là où il est déficitaire.

EXERCICE 2

1. Equation bilan de cette réaction.

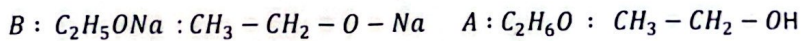
Il s'agit de la réaction entre un alcool et le sodium. On obtient un alcoolate de sodium et un dégagement de dihydrogène.



2. Formule semi développée de B

Bilan molaire $n_B = \frac{n_{H_2}}{\frac{1}{2}} \Rightarrow \frac{m_B}{M_B} = 2 \frac{V_{H_2}}{V_m} \Rightarrow M_B = \frac{m_B V_m}{2 V_{H_2}} \quad M_B = \frac{6.824}{2 \cdot 1.2} = 68 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

B : $R-ONa = C_nH_{2n+1}-ONa \Rightarrow M_B = 14n + 40 = 68 \Rightarrow n = 2$

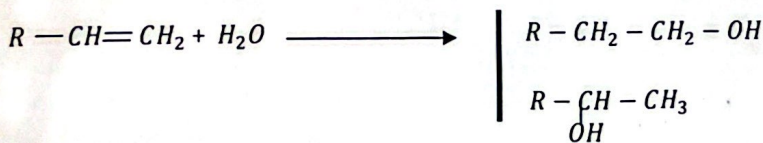


3. Noms des composés A et B.

Noms : B : éthanolate de sodium A : éthanol

EXERCICE 3

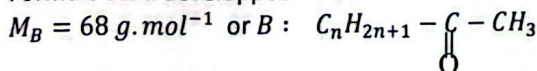
1. Les deux composés susceptibles d'être obtenus:



2. Nature de B et A.

B test positif avec la DNPH et test négatif avec la liqueur de Fehling \Rightarrow B est une cétone donc A est un alcool secondaire.

Formule semi développée



$M_B = 14n + 1 + 12 + 16 + 12 + 3 = 58 \Rightarrow n = 1$



3. Equation bilan.

