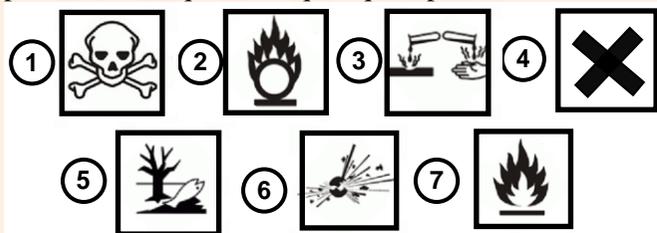


Partie I : Sécurité au laboratoire

EXERCICE 1 : Pictogrammes

Des flacons contenant des produits chimiques comportent des étiquettes qui mentionnent, à l'aide de pictogrammes ci-dessous, certaines propriétés de ces produits, ainsi que les risques qu'ils présentent.



1.1. Identifier chacun de ces flacons.

(a) **Inflammable** : Tenir à l'écart des comburants ; manipuler loin des flammes, des étincelles, des sources de chaleur.

(b) **Explosif** : Manipuler loin des flammes, des étincelles, des sources de chaleur. Eviter les chocs.

(c) **Toxicité moindre** : Proscrire l'ingestion, l'inhalation, le contact avec la peau.

(d) **Corrosif** : Protection des yeux, de la peau, des vêtements.

(e) **Comburant** : Tenir à l'écart des combustibles, manipuler loin des flammes et des sources de chaleur.

(f) **Danger pour l'environnement** : Eviter le rejet dans l'environnement. Eliminer ce produit et son récipient comme un déchet dangereux.

(g) **Très toxique** : Proscrire l'ingestion, l'inhalation, le contact avec la peau.

1.2. Que signifie les mots **comburants** et **corrosifs** ?

1.3. Expliquer l'expression :

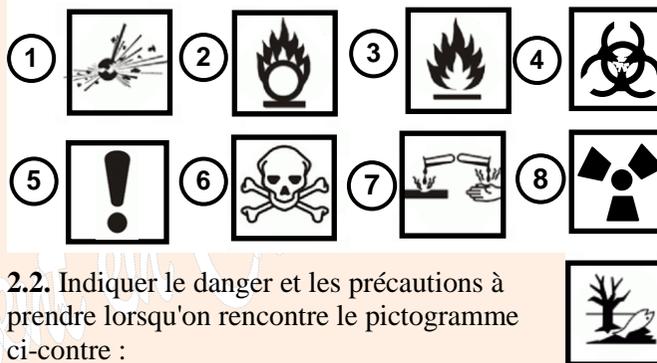
"**proscrire l'ingestion et l'inhalation**"

1.4. Quels sont les pictogrammes inscrits :

- sur une bouteille d'eau de Javel ?
- sur une bouteille d'alcool à brûler ?
- sur un flacon de soude caustique ?

EXERCICE 2 :

2.1. Associer à chaque pictogramme le danger qu'il représente : **comburant ; corrosif ; radioactif ; explosif ; irritant ; risque biologique ; inflammable et toxique.**



2.2. Indiquer le danger et les précautions à prendre lorsqu'on rencontre le pictogramme ci-contre :

2.3. Pour diluer une solution concentrée d'acide sulfurique concentré on doit : ajouter l'acide dans l'eau ou bien ajouter l'eau dans l'acide.

Justifier votre réponse.

2.4. Ranger les substances chimiques de la liste suivante à leur place dans le tableau ci-dessous comme s'il s'agissait de compartiments d'une armoire au laboratoire : **ammoniaque, eau oxygénée, pentane, permanganate de potassium, acide éthanoïque, acétone, éthanol, éthanal, anhydrides d'acide, soude, acide nitrique, acide chlorhydrique.**

Acides minéraux	
Acides organiques	
Bases	
Comburants	
Produits organiques	

EXERCICE 3 : Répondre par vrai ou faux

3.1. Un flacon porte l'étiquette suivante:
Solution d'hydroxyde de sodium à 30 %.
Provoque de graves brûlures.

A l'aide d'une pipette, vous devez prélever 20 mL



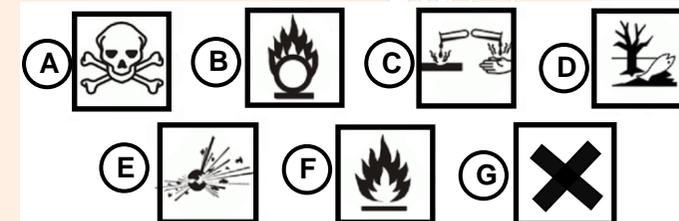
d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium et les verser dans une fiole jaugée en vue d'une dilution.

Pour cela, il faut : **A)** des lunettes de sécurité ; **B)** une hotte aspirante. **C)** des chaussures de sécurité ; **D)** des gants en latex. **E)** des gants souples en PVC.

3.2. Un camarade reçoit de l'acide chlorhydrique dans les yeux. Quelles sont les mesures d'urgence à prendre ?

- A. ne rien faire mais prévenir l'infirmerie.
- B. rincer les yeux sous l'eau du robinet pendant 5 min.
- C. rincer les yeux avec un rince œil plusieurs fois.
- D. donner un papier absorbant pour éliminer l'acide.
- E. mettre une solution basique dans les yeux pour neutraliser l'acide.

EXERCICE 4: sécurité



4.1. Trois flacons numérotés 1, 2, 3 portent l'un des pictogrammes **D, E et G**.

Quel flacon dont le contenu ne doit pas être jeté à l'évier ?

4.2. Trois flacons numérotés 1, 2, 3 portent l'un des pictogrammes **B, E et C**.

Quel est le flacon qui nécessite le port de lunettes et de gants ?

4.3. Pour réaliser la dilution de l'acide sulfurique concentré, faut-il verser :

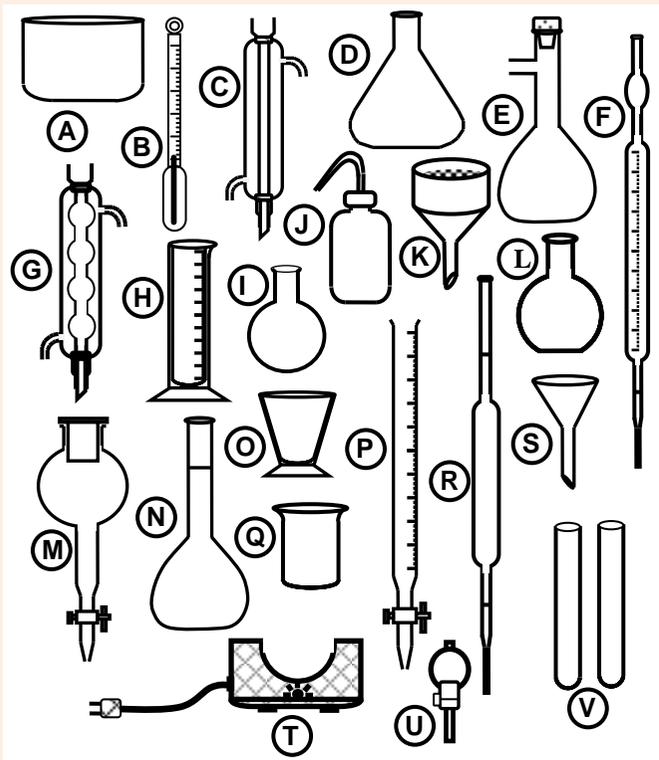
- a- l'acide dans l'eau ? b- l'eau dans l'acide ?

4.4. Pourquoi le mélange accidentel d'acide chlorhydrique et d'eau de Javel est-il dangereux ?

4.5. Le sodium pur (solide) doit être conservé dans un liquide. Lequel choisissez-vous : **l'eau, l'alcool ou l'huile** ?

Partie II : Identification des éléments de verrerie

EXERCICE 1 : Identifier la verrerie du laboratoire

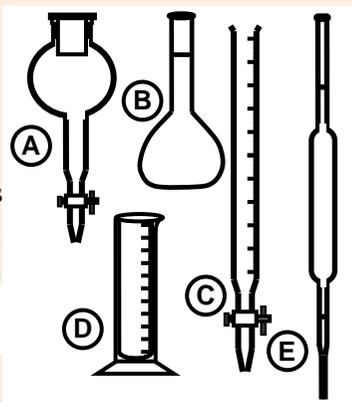


Pour chaque verrerie proposée ci-dessus indiquer un numéro choisi dans la liste suivante :

- 1- bécher ; 2- pipette jaugée ; 3- ballon à fond rond ;
- 4- verre à pied ; 5- erlenmeyer ; 6- fiole à vide ;
- 7- éprouvette graduée ; 8- ballon à fond plat ;
- 9- entonnoir de Büchner ; 10- support élévateur ;
- 11- réfrigérant à boules ; 12- propipette ou poire ;
- 13- agitateur magnétique ; 14- pipette graduée ;
- 15- entonnoir ; 16- ampoule à décantier ; 17- pissette à eau ;
- 18- tube à essais ; 19- réfrigérant droit ; 20- chauffe ballon ;
- 21- fiole jaugée ; 22- ballon à fond plat ; 23- thermomètre ;
- 24- potence ; 25- cristalliseur ; 26- burette graduée.

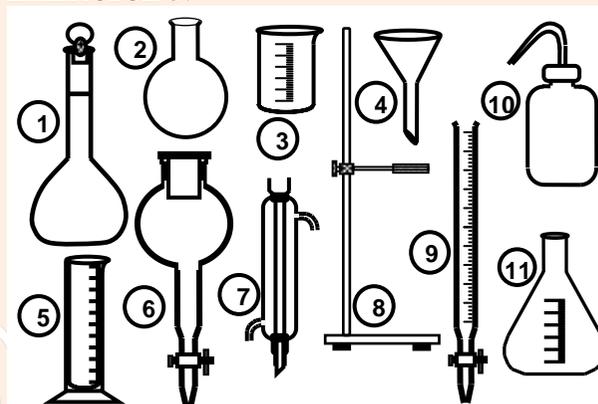
EXERCICE 2 : Choisir le bon instrument au laboratoire

Les instruments ci-contre sont souvent utilisés dans les laboratoires traditionnels de chimie



- 2.1. Identifier chaque instrument.
- 2.2. Attribuer à chaque instrument l'utilisation pour laquelle il convient le mieux :
 - (1) Prélever un volume précis d'une solution ;
 - (2) Ajouter un volume approximatif d'une solution ;
 - (3) Ajouter un volume précis d'une solution ;
 - (4) Préparer un volume précis d'une solution ;
 - (5) Séparer deux liquides non miscibles.

EXERCICE 3 :



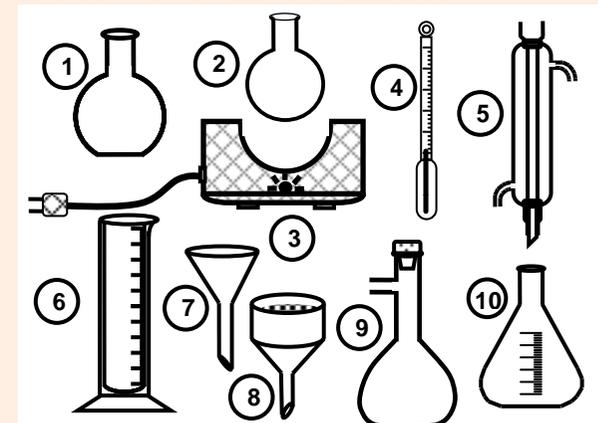
Pour une séance de travaux pratiques un professeur demande de préparer le matériel suivant pour réaliser un dosage (acido-basique) pH-métrique :

bécher 100 mL, agitateur magnétique et barreau aimanté, pipette jaugée 10 mL, fiole jaugée 100 mL, pissette d'eau distillée

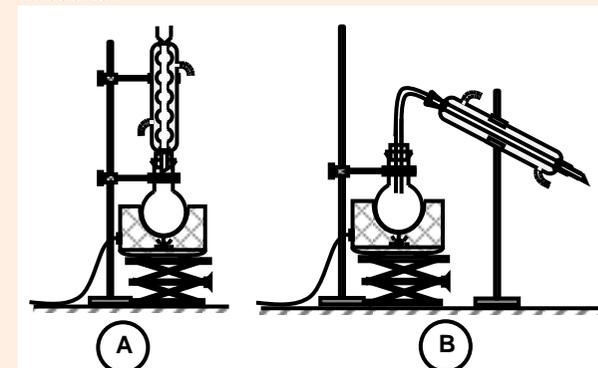
- 3.1. Le professeur a oublié certains éléments pour réaliser ce dosage. Lesquels?
- 3.2. Trois éléments qui font partie de la liste du professeur se trouvent dans la verrerie ci-dessus. Repérer ces éléments.

EXERCICE 3 : Matériel

3.1. Nommer le matériel ci-dessous :



- 4.2. De quel matériel parmi la liste ci-dessus a-t-on besoin pour une filtration simple, pour une filtration poussée ?
- 4.3. Identifier par leur nom les deux montages ci-dessous:



Partie III : Techniques spécifiques de chimie

EXERCICE 1 : Préparer des solutions.

On veut préparer de deux façons différentes **100 mL** de solution de chlorure de cuivre II de concentration molaire **C = 0,100 mol/L**.

1.1. Méthode n°1 : à partir de la poudre de chlorure de cuivre II anhydre de masse molaire **170,5 g/mol**.

1.1.1. Quelle masse de poudre faut-il prélever ?

1.1.2. Quel récipient utilise t-on pour préparer cette solution ?

1.1.3. Expliquer brièvement le protocole à suivre.

1.2. Méthode n°2 : à partir d'une solution mère de concentration **C_{mère} = 0,500 mol/L**.

1.2.1. Quel est le nom de l'opération de chimie à réaliser pour passer de C_{mère} à C ?

1.2.2. Quel volume de solution mère faut-il prélever ?

1.2.3. Détailler le protocole.

EXERCICE 2:

2.1. Quelle opération doit-on toujours réaliser avant de commencer des mesures avec un pH-mètre ?

2.2. Comment se nomment les solutions utilisées pour cela ?

EXERCICE 3 : Préparation d'une solution

Compléter le texte ci-dessous en choisissant dans la liste suivantes les mots ou expressions adéquats : **une pipette jaugée ; un bécher gradué ; une fiole jaugée ; une pipette graduée ; une burette graduée ; 10 mL ; 20 mL ; 50 mL ; 100 mL ; 500 mL ; agiter ; observer ; trait de jauge ; en haut ; vider.**

Pour préparer **500,0 mL** d'une solution (S) de sulfate de cuivre à **0,10 mol/L** à partir d'une solution (S₀) de sulfate de cuivre à **1,0 mol/L**, on doit prélever de la solution S, à l'aide d'..... ;

puis verser dans de , et enfin compléter avec de l'eau distillée jusqu'au puis pour homogénéiser.

EXERCICE 4 :

Sur la paillasse d'un élève de Tle C se trouve deux flacons dont les inscriptions sont effacées.

On sait que l'un des deux contient un acide à la concentration **0,1 mol/L** et l'autre une base à la même concentration.

4.1. Citer trois méthodes possibles permettant d'identifier chacun des flacons.

4.2. On réalise quelques tests chimiques.

Tests	Mise en évidence (Que peut-on conclure ?) :
Quelques gouttes de DNPH ajoutées dans un liquide contenu dans un tube à essais provoquent l'apparition d'un précipité jaune	
Quelques gouttes de soude ajoutées dans un liquide contenu dans un tube à essais provoquent l'apparition d'un précipité vert	
On ajoute une pointe de spatule de sulfate de cuivre anhydre, blanc à un tube à essais contenant un liquide. Le sulfate de cuivre anhydre reste blanc	

4.3. Donner les formules des ions suivants et préciser les tests que l'on peut faire pour les caractériser.

	Formule	Test
Ion sulfate		
Ion argent		

EXERCICE 5 :

On veut préparer une solution titrée à partir d'une solution mère d'hydroxyde de sodium.

Pour cela on doit prélever **20,0 mL** à partir d'un flacon de **1 litre** de solution mère.

5.1. Comment appelle-t-on cette opération chimique ?

5.2. Choisir dans la liste suivante, les opérations les plus appropriées :

a) Prélever directement dans le flacon de solution mère, le volume souhaité avec une pipette jaugée de **20 mL**.

b) Verser un certain volume de la solution mère dans un bécher, puis utiliser une pipette jaugée de **20 mL**.

c) Utiliser une éprouvette graduée de **20 mL**.

d) Remplir directement une burette graduée de **25 mL** avec le flacon de solution mère, puis verser dans un bécher le volume souhaité.

EXERCICE 6 :

On désire préparer **500 mL** d'une solution aqueuse (S) de permanganate de potassium de concentration **2,00 10⁻² mol/L**. L'étiquette du flacon est reproduite ci-dessous.

PERMANGANATE DE POTASSIUM PUR





Formule : **KMnO₄**

Masse molaire : **158,04 g/mol**

Teneur mini : **99%** ; Température de fusion : **240°C**

1
2
3

6.1. Donner la signification des pictogrammes.

6.2. Quelle est la masse à peser sur la balance au centigramme ?

6.3. Dresser la liste du matériel pour préparer la solution.

6.4. On vous demande de préparer à partir de la solution (S), **200 mL** d'une solution de permanganate de potassium 20 fois moins concentrée.

Dresser la liste du matériel pour préparer la solution.

EXERCICE 7: Dosage acide base et dilution

On dispose d'un produit détartrant pour WC, le fabricant a indiqué:

- **Attention contient 4,75% d'acide chlorhydrique.**
- **Irritant pour les yeux et la peau.**

- Ne pas laisser à la portée des enfants.
- Éviter le contact avec la peau ou les yeux...

7.1. Quelle précaution doit-on prendre pour manipuler ce produit ?

7.2. On dilue 10 fois la solution commerciale afin d'obtenir 100 mL de solution de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Quel matériel faut-il utiliser ?

7.3. On dose 10 mL de la solution diluée par une solution d'hydroxyde de sodium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. L'indicateur coloré utilisé change de teinte pour un volume $V_b = 13,1 \text{ mL}$.

Quelle est la concentration initiale de la solution commerciale ?

7.4. Le fabricant a-t-il bien annoté son étiquette ?

Données : $H=1 \text{ g.mol}^{-1}$; $Cl = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Densité de la solution commerciale = 1 ; volume 1L

EXERCICE 8 : Dilution d'une solution d'acide sulfurique

Sur l'étiquette de la bouteille contenant une solution commerciale d'acide sulfurique, on relève les indications suivantes:

Proportion massique en acide pur : **95%** ;
densité par rapport à l'eau: **d = 1,84**.

8.1. - Donner la formule de l'acide sulfurique.

Calculer sa masse molaire moléculaire.

- Calculer la concentration molaire en acide sulfurique de la solution commerciale.

8.2. Un professeur a besoin, pour des expériences de cours en classe de Tle D, de 250 mL d'une solution diluée d'acide sulfurique à $2,5 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le volume de solution commerciale à prélever.

8.3. A l'aide de schémas annotés, préciser le protocole à suivre pour réaliser cette dilution ; on indiquera les précautions à prendre. Proposer le titre de la leçon traitée par le professeur.

Données : $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $S = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} 1 \text{ 000 g.L}^{-1}$

EXERCICE 9 :

9.1. On prépare une solution de chlorure de sodium en utilisant du chlorure de sodium solide et de l'eau distillée. Le pH de la solution est :

A- supérieur à 14 ; B- supérieur à 7 ; C- égal à 7 ;

D- inférieur à 7 ; E- inférieur à 1.

9.2. Pour préparer 100 mL d'une solution de concentration précise, on a besoin de prélever 10 mL d'une solution " initiale". La verrerie utiliser est :

A- une fiole jaugée de 100 mL et une pipette jaugée de 50 mL

B- une fiole jaugée de 100 mL et une éprouvette graduée de 10 mL

C- une éprouvette graduée de 100 mL et une éprouvette graduée de 10 mL

D- une fiole jaugée de 100 mL et un bécher de 10 mL

E- une fiole jaugée de 100 mL et une pipette jaugée de 10 mL.

9.3. Pour repérer l'équivalence d'un dosage acido-basique on utilise un indicateur coloré.

Le pH à l'équivalence est de 5,7. Les zones de virage des indicateurs colorés que l'on peut utiliser sont les suivantes :

Indicateur	zone de virage
phénolphtaléine	8,3 - 10
bleu de bromothymol	6,0 - 7,6
rouge de méthyle	4,2 - 6,2
vert de bromocrésol	3,8 - 5,4
hélianthine	3,1 - 4,4

Quel indicateur peut-on utiliser ?

A- phénolphthaléine ; B- bleu de bromothymol

C- rouge de méthyle ; D- vert de bromocrésol

E- hélianthine.

EXERCICE 10 : Préparation d'une solution tampon

On dispose d'une bouteille d'acide éthanoïque sur l'étiquette de laquelle on lit : masse molaire **60 g.mol⁻¹**.
% massique d'acide **99,8%**. $C_2H_4O_2$. Densité **1,05**.

8.1. - On veut préparer 1 L de solution d'acide acétique à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Quel volume d'acide doit-on prélever ?

- Quel matériel doit-on utiliser ?

- Comment procéder ?

10.2. On veut préparer 1 L de solution d'éthanoate de sodium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Comment procéder ?

10.3. On veut préparer à partir des 2 solutions précédentes **600 mL** de solution tampon à pouvoir tampon maximal.

- Quel volume de chaque solution faut-il utiliser ?

- Quel est le pH de la solution tampon (pK_a du couple acide éthanoïque / ion éthanoate = **4,8**)

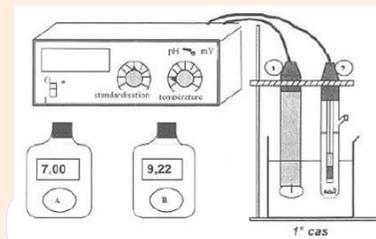
10.4. On veut vérifier le pH de cette solution tampon :

- Faire la liste du matériel nécessaire.

- Comment procéder ?

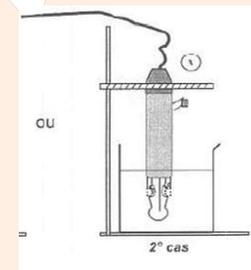
EXERCICE 11:

11.1. - Quel est le nom de l'appareil représenté ci-dessous? - Que mesure-t-il ?



11.2. Comment nomme-t-on les solutions contenues dans les flacons A et B ?

11.3. L'appareil peut-être équipé de 2 types de sondes. Quels sont leur nom ?



11.4. L'appareil étant réglé on plonge la sonde dans trois solutions. [(1) acide acétique à $0,01 \text{ mol/L}$, (2) acide chlorhydrique à $0,01 \text{ mol/L}$; (3) hydroxyde de sodium à $0,01 \text{ mol/L}$]. Il indique : **2 ; 2,8 ; 12**.

- Attribuer à chaque solution la valeur correspondante ;

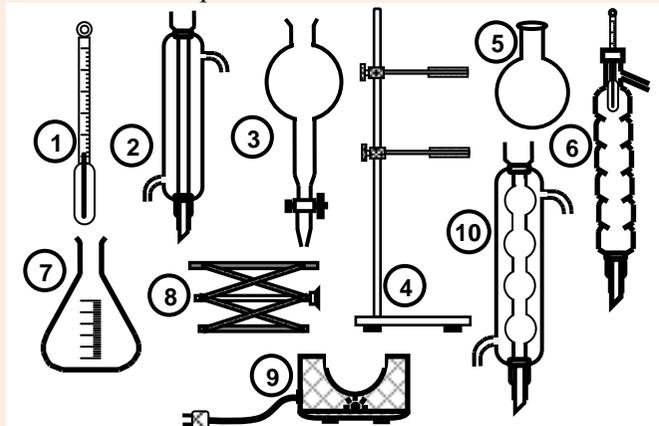
- Préciser la formule chimique des composés en solution.

Partie IV: Montages de chimie

EXERCICE 1 :

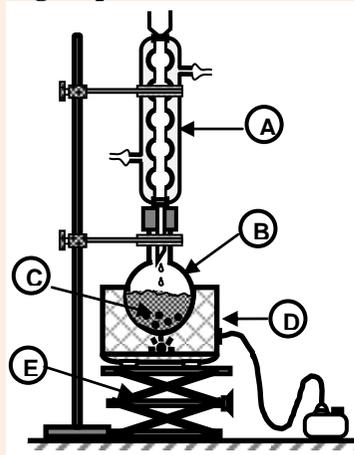
1.1. Nommer les différents éléments de verrerie ci-dessous.

1.2. Indiquer ceux qu'il faudrait utiliser pour réaliser la distillation d'un produit inflammable.



1.3. Réaliser les dispositifs d'une distillation simple et d'une distillation fractionnée d'un produit inflammable.

EXERCICE 2: Comprendre un montage de chimie organique :



2.1. - Légénder le schéma ci-contre en choisissant dans la liste suivante :
1 : ballon ; 2- chauffe ballon ; 3- support élévateur ; 4- pierre ponce ; 5- réfrigérant.

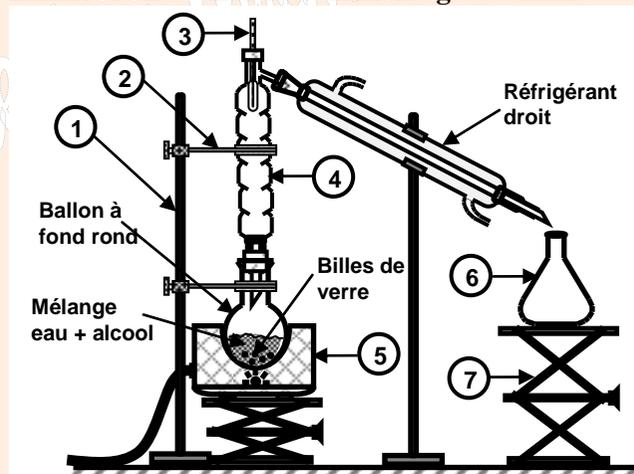
- Indiquer par une flèche l'arrivée d'eau, par une autre flèche la sortie de l'eau.

2.2. Pourquoi le support élévateur est-il indispensable ? Choisir parmi les propositions suivantes :

- a)- Pour ne pas mettre directement le chauffe ballon avec la paillasse.
- b)- Pour pouvoir retirer le chauffe ballon dès que nécessaire.
- c)- Pour avoir le mélange réactionnel au niveau des yeux.

2.3. Que se passerait-il si l'on mettait un bouchon en haut de l'élément (A) ?

EXERCICE 3 : Etude d'un montage de chimie.



3.1. Comment s'appelle le montage représenté ci-dessus ?

3.2. À quoi sert le montage ci-dessus ?

3.3. Que fait-on circuler dans le réfrigérant droit ? Précisez sur le schéma le sens de circulation.

3.4. À quoi servent les billes de verre (ou la pierre ponce) ?

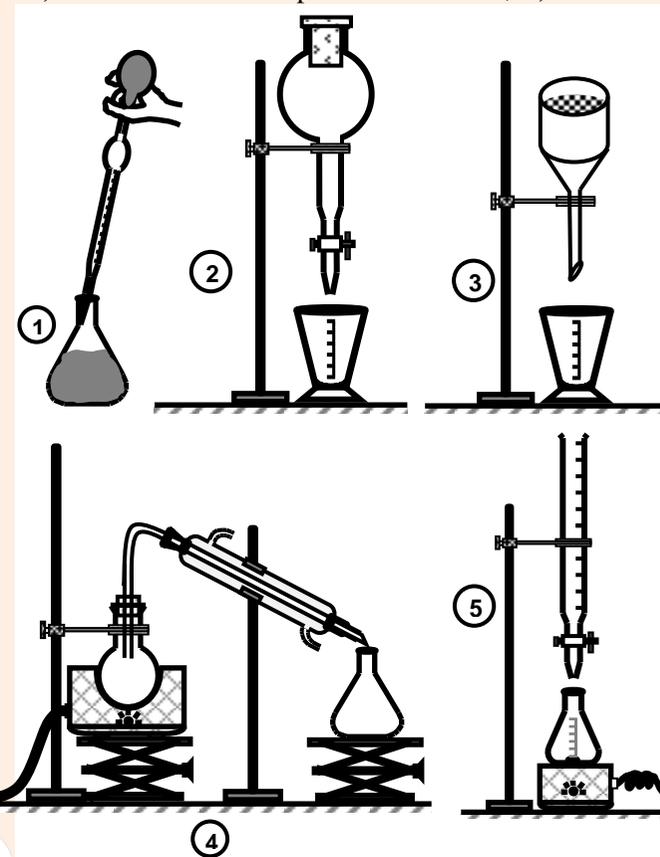
3.5. Complétez la légende du schéma.

EXERCICE 4 : Choisir le bon dispositif au laboratoire.

4.1. Associer les opérations de laboratoire suivantes au montage expérimental adéquat :

A) Filtrer ; B) Séparer deux phases ; C) Titrer ;

D) Prélever un volume précis de solution; E) Distiller.



4.2. Voici une liste de techniques ou de dispositifs expérimentaux :

- 1- Banc Kofler ; 2-Distillation ; 3- Chromatographie ;
- 4- Ampoule à décanter ; 5- Spectrophotomètre ; 6- Filtre Büchner ; 7 -Dosage.

Que faut-il utiliser pour :

A- Séparer deux phases liquides d'un mélange non miscible eau+ dichlorométhane

B- Identifier les constituants d'une huile essentielle de lavande.

C- Extraire le composé le plus volatil d'un mélange liquide.

Partie V : Exercices de synthèse

EXERCICE 1 : Solution hydroxyde de sodium

On dispose de paillettes de soude (hydroxyde de sodium). On souhaite préparer **100 mL** d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration massique **60 g/L**.

1.1. Quelle masse de solide faut-il dissoudre dans l'eau ? Justifier.

1.2. Parmi la liste suivante indiquer le matériel à utiliser pour cette préparation :

Fioles jaugées de 100 mL, 260 mL, 500 mL, 1 L ;

Béchers de 10 mL, 50 mL, 100 mL, 10 mL ;

éprouvette graduée de 50 mL, 100 mL, 250 mL ;

burette graduée de 25 mL, 50 mL.

Balance; spatule ; entonnoir ; entonnoir de Buchner ;

pissette d'eau distillée ; agitateur en verre ;

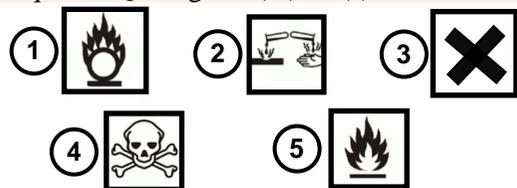
thermomètre ; sabot de pesée ; bouchon ; pipette simple.

1.3. Sachant que le produit est corrosif, quelles précautions doit-on prendre pour préparer cette solution ?

1.4. Calculer la concentration molaire de cette solution. Masse molaire de l'hydroxyde de sodium **M = 40 g/mol**.

1.5. Vous devez étiqueter cette solution. Quelles informations faites-vous figurer sur l'étiquette ?

Choisissez dans la liste suivante le(s) bon(s) pictogramme(s) que vous utilisez pour compléter votre étiquette. Que signifie(nt) t-il(s) ?



1.6. Par erreur, un élève a souillé cette solution avec un produit inconnu. Cette solution ne peut plus être utilisée. Qu'en fait-on ?

EXERCICE 2 : Synthèse de l'éthanoate de 3-méthylbutyle à partir de l'acide éthanoïque et du 3-méthylbutan-1-ol.

Composé	Masse molaire (g/mol)	Densité	Température d'ébullition °C
acide éthanoïque	60	1,05	118
3-méthylbutan-1-ol	88	0,81	131
éthanoate de 3-méthylbutyle	130	0,87	140

2.1. Quel est le nom de la réaction ayant lieu ?

2.2. Dans un ballon, on introduit 50 mL d'acide éthanoïque, 40 mL d'alcool, 1 mL d'acide sulfurique, quelques grains de pierre ponce.

2.2.1. Faire un schéma annoté du montage à reflux en précisant la capacité du ballon

2.2.2. Quel est le rôle de la pierre ponce ?

2.2.3. Comment vérifier visuellement que le reflux est correct ?

2.3. On verse le mélange réactionnel refroidi dans une ampoule à décanter contenant 100 mL d'eau glacée. Indiquer la position des phases observées.

2.4. La phase organique est lavée à l'eau puis à l'hydrogénocarbonate de sodium et enfin à l'eau. Quel est le rôle de l'hydrogénocarbonate de sodium

2.5. Proposer une espèce chimique permettant de sécher la phase organique.

2.6. L'éthanoate de 3-méthylbutyle est distillé sous pression atmosphérique.

2.6.1. Faire un schéma du montage de distillation.

2.6.2. Quel est le but de cette distillation ?

EXERCICE 3 : Chimie organique

On dispose du matériel suivant :

éprouvette graduée de 50 mL, 100 mL et 250 mL ;

fioles jaugées de 50 mL, 100 mL, 250 mL, 500 mL et 1 L ; **burettes de Mohr** de 25 mL et 50 mL ;

pipettes jaugées 5 mL, 10 mL, 20 mL, 25 mL et 50 mL ; **béchers** de 50 mL, 100mL, 250 mL ;

erlenmeyers; verres à pied; poires aspirantes; pissette d'eau déminéralisée; agitateur magnétique et barreau magnétique; ballons de 50 mL, 100 mL, 250 mL; **réfrigérant; chauffe-ballon.**

On veut réaliser l'hydrolyse d'un ester : l'éthanoate (ou acétate) d'éthyle ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5$) à partir d'un mélange de 0,5 mol d'ester et 0,5 mol d'eau placées dans un ballon.

3.1. Quels volumes d'ester et d'eau faut-il prélever pour préparer le mélange initial ? Justifier votre calcul.

Données : masses volumiques $\mu_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3$, $\mu_{\text{ester}} = 0,9 \text{ g/cm}^3$. Masses molaires $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H = 1,0 ; O = 16,0; C = 12.

3.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'hydrolyse en utilisant les formules semi-développées et nommer les produits formés.

Comment s'appelle la réaction inverse qui a lieu en même temps ?

Quel catalyseur peut-on utiliser ?

3.3. Au bout de 24 heures, on veut déterminer la quantité (en mol) d'acide carboxylique formé. A cet effet on prélève 5 mL du mélange du ballon et on les dose avec de la soude de concentration **1,0 mol.L⁻¹**.

Décrire à l'aide de schéma le mode opératoire du dosage réalisé en précisant le nom de la verrerie et des réactifs utilisés.

3.4. Parmi les trois indicateurs colorés suivants entourer celui qui est le mieux adapté pour repérer l'équivalence acido-basique. Justifier votre réponse.

Hélianthine zone de virage [3,1 - 4,4];

Bleu de bromothymol zone de virage [6,0 - 7,6];

Phénolphaléine zone de virage [8,2 - 10].

3.5. La solution de soude utilisée, a été préparée par dissolution dans l'eau de la soude en cristaux (NaOH). Quelle masse de soude a-t-il fallu dissoudre pour préparer **500 cm³** de cette solution ?

Données : Na = 23 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; H = 1 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; O = 16,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3.6. A partir de la soude à $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, le préparateur doit préparer pour une autre expérience 100 cm^3 de solution de soude de concentration $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Décrire le mode opératoire à l'aide de schémas en indiquant précisément le matériel utilisé (noms ; volumes...)

EXERCICE 4 : Synthèse de l'arôme de jasmin :

Cette synthèse peut être réalisée par chauffage à reflux d'un mélange d'acide acétique et d'alcool benzylique.

4.1. Donner la liste du matériel à utiliser pour réaliser cette synthèse ; et réaliser le dispositif expérimental.

4.2. Sur les étiquettes des flacons des réactifs on trouve les pictogrammes suivants :



Indiquer les précautions à prendre lors de la manipulation de ces réactifs.

4.3. Le protocole expérimental prévoit l'utilisation de 30 mL d'acide éthanoïque et de $20,5 \text{ g}$ d'alcool benzylique ($C_m = 1,05 \text{ g/mL}$). Calculer le volume d'alcool à prélever.

4.4. A la fin de cette synthèse, le milieu réactionnel est constitué de deux phases. Quel matériel peut-on utiliser pour les séparer ?

EXERCICE 5 : Préparation d'une solution titrée d'acide sulfurique

But : on se propose de préparer $V_2=100 \text{ mL}$ d'une solution d'acide sulfurique de concentration $C_2=0,1 \text{ mol/L}$ à partir d'une solution commerciale.

Principe : la pureté de l'acide commercial est mal connue car ce dernier absorbe l'humidité de l'air.

On procède donc en deux étapes.

- on prépare d'abord 500 mL d'une solution "plus riche" que celle demandée, de concentration $0,11 \text{ mol/L}$. cette solution plus riche est dosée par une solution d'hydrogénocarbonate de potassium préalablement préparée.
- cette solution plus riche sera ensuite rectifiée à la concentration C_2 demandée.

Données: H_2SO_4 : masse molaire : 98 g/mol ; $d=1,83$; pourcentage massique : **95%**.
Hydrogénocarbonate de potassium KHCO_3 ; $100,11 \text{ g/mol}$; pureté $P=100\%$.

5.1. Quelles précautions faut-il prendre lors de la manipulation de l'acide sulfurique commercial ?

5.2. Démontrer que la concentration C_0 en ion oxonium H_3O^+ de la solution commerciale est 36 mol/L .

5.3. Démontrer que le volume noté x d'acide de la solution commerciale à prélever est $1,6 \text{ mL}$ lors de la préparation de la solution plus riche.

5.4. Donner et justifier le mode opératoire de la préparation de l'acide plus riche.

5.5. Ecrire l'équation de la réaction de dosage de l'acide sulfurique dilué par la solution d'hydrogénocarbonate de potassium.

5.6. Quels sont les indicateurs colorés les plus appropriés?

Données: H_2O , $\text{CO}_2 / \text{HCO}_3^-$ $pK_a=6,4$;
 $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$ $pK_a=10,3$.

Indicateur	pH (zone de virage)
hélianthine	3,2 - 4,4
vert de bromocrésol	3,8 - 5,4
rouge de méthyl	4,2 - 6,2
bleu de bromothymol	6 - 7,6
phénolphthaléine	8,3 - 10

5.7. Quelle masse d'hydrogénocarbonate de potassium faut-il peser pour préparer 100 mL de solution à $0,100 \text{ mol/L}$.

5.8. Donner le volume y d'acide à utiliser lors de la rectification de l'acide plus riche si la concentration de l'acide plus riche est voisine de $0,11 \text{ mol/L}$. Donner et justifier le mode opératoire de la rectification de l'acide plus riche.

EXERCICE 6 :

MALA et TALA, deux élèves en classe de terminale scientifique ont demandé et obtenu auprès du laborantin de leur lycée, l'autorisation pour la réalisation d'une expérience dont le but est de préparer quelques solutions aqueuses.

Eprouvant quelques difficultés, ils sollicitent votre aide.

Support :

- Ils préparent $V = 500 \text{ mL}$ d'une solution S_1 de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol/L}$ à partir d'un volume initial V_0 d'une solution commerciale S_0 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_0 = \frac{\rho d p_e}{M}$.

- Ils ajoutent à un volume $V_a = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution centimolaire d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$), un volume V_b de la solution S_1 .

- L'expression du pH du mélange obtenu au voisinage de la demi-équivalence est donnée par la relation :

$$\text{pH} = 4,2 + \log \frac{V_b}{20 - V_b} \text{ où } V_b \text{ est en } \text{cm}^3.$$

Données : $p = 23 \%$; $d = 1,23$; $p_e = 1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$;
 $M = 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $pK_a (\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) = 4,2$;
 $V_{b1} = 8 \text{ cm}^3$ et $V_{b2} = 12 \text{ cm}^3$.

Tâche : Explication des faits et l'utilisation du matériel

1. Etablir l'expression de C_0 indiquée dans le support puis calculer le volume V_0 nécessaire à la préparation de la solution S_1 .

2. Décrire succinctement le protocole expérimental permettant la préparation de S₁.

3. Etablir l'expression du $\text{pH} = f(V_b)$ au voisinage de la demi-équivalence et calculer la valeur du pH pour chacune des valeurs V_{b1} et V_{b2} de V_b .

Préciser laquelle des propriétés du mélange est ainsi vérifiée.

EXERCICE 7 :

Des rumeurs persistantes ont révélé qu'un produit laitier mis sur le marché par une société de la place est de qualité douteuse.

Une structure de contrôle a été dépêchée et vous sollicite pour les aider à vérifier cette information.

Document :

L'acidité d'un lait s'exprime en degré Dornic (°D). Cette acidité est due à l'oxydation par l'air de certains constituants du lait. Un degré Dornic correspond à **0,1 g** d'acide lactique ($\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$) par litre de lait. Au-delà de **18°D**, le lait est impropre à la consommation. Un lait frais a un **pH voisin de 6,7**.

Le technicien du service de contrôle a étalonné le pH-mètre afin de réaliser le dosage pH-métrique du lait. Pour cela, il prépare une solution tampon de $\text{pH} = 4$ en mélangeant deux des solutions suivantes :

- Solution S₁ d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Solution S₂ d'acide sulfurique de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Solution S₃ d'acide éthanoïque de concentration $C_3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Solution S₄ de 2-chloropropanoate de sodium ($\text{CH}_3\text{-CHCl-COONa}$) de concentration $C_4 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Solution S₅ d'hydroxyde de sodium de concentration $C_5 = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Volume de solution tampon préparée : $V = 50, 0 \text{ mL}$.

$\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{-COOH} / \text{CH}_3\text{-COO}^-) = 4, 8$;

$\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{-CHCl-COOH} / \text{CH}_3\text{-CHCl-COO}^-) = 4, 0$.

Pour tester le pH-mètre étalonné, il mesure le pH d'un mélange (M), de **20 mL de la solution S₁**, **10 mL de la solution S₂** et **25 mL de la solution S₅**.

Pour le dosage de l'acide lactique présent dans le lait, il prélève dans un bécher un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de lait et y ajoute 150 mL d'eau distillée. La solution titrante est une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le tableau ci-dessous résume le pH du mélange en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium versée.

V_b (mL)	0	2,0	4,0	6,0	8,0	10	11
pH	2,7	3,2	3,6	3,9	4,2	4,6	4,9

V_b (mL)	11,5	12	12,5	13	14	16
pH	6,3	8,0	10,7	11,0	11,3	11,5

Echelles pour le graphe $\text{pH} = f(V_b)$: 1cm pour 1 mL en abscisses et 1 cm pour une unité de pH en ordonnées.

Tâche : Explication des faits et l'utilisation du matériel

1.

1.1. Proposer un mode opératoire de l'étalonnage du pH-mètre.

1.2. Indiquer les solutions à mélanger pour préparer la solution tampon puis écrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.

1.3. Calculer le pH du mélange M et les volumes des solutions à mélanger pour préparer la solution tampon.

2.

2.1. Pourquoi le technicien a-t-il ajouté de l'eau distillée dans le bécher contenant le lait ?

Cette addition d'eau modifie-t-elle le volume de base nécessaire à l'équivalence ?

2.2. Tracer sur une feuille de papier millimétré, la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ du dosage acido-basique puis expliquer la nature du mélange obtenu à l'équivalence.

2.3. Calculer la concentration molaire du lait frais puis déterminer le degré Dornic du lait dosé et apprécier sa qualité.

EXERCICE 8 :

Extrait : Au XIX^{ème} siècle, une boisson à base de feuilles de coca et de noix de cola était préconisée par son inventeur comme remède contre les problèmes gastriques. Cette boisson est actuellement vendue comme soda. Des études récentes laissent penser que l'acide phosphorique (H_3PO_4), contenu dans certains sodas au cola est responsable d'un accroissement des risques d'insuffisance rénale et d'ostéoporose si la dose journalière admissible (D.J.A) est dépassée.

Un professeur de P.C.T s'inspire de cet extrait pour proposer à sa classe une activité d'exploitation des résultats de manipulations portant sur le dosage pH-métrique de l'acide phosphorique dans le soda.

Support

- La boisson, vendue actuellement comme soda, contient entre autres l'acide benzoïque comme conservateur et l'acide phosphorique comme acidifiant.

- Dosage de l'acide phosphorique dans le soda pour déterminer la concentration en acide phosphorique dans le soda, on dégaze un volume $V_a = 10,0 \text{ mL}$ de soda afin d'éliminer le dioxyde de carbone dissous.

On réalise ensuite le dosage pH-métrique de la boisson dégazée par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Tableau 1 :

V_b (en mL)	0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0
pH	2,9	3,1	3,2	3,3	3,6	4,6

V_b (en mL)	6,0	7,0	8,0	9,0	10,0
pH	5,8	6,2	6,3	6,4	6,4

- On admet que seul le couple $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$ intervient dans ce dosage et que l'acide benzoïque étant en faible quantité, sa présence influe très peu sur le dosage de l'acide phosphorique.

-La **D.J.A** est la dose maximale d'une substance (exprimée en **mg par kg** de masse corporelle et par jour) à laquelle on peut être exposé de façon répétée sans risque pour la santé.

-La **D.J.A** d'acide phosphorique pour un adulte est **70 mg.kg⁻¹.jour⁻¹**.

- Une personne adulte pèse en moyenne **70 kg**.

- Masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{P}) = 31$; -Autre donnée : $V_0 = 1,5 \text{ L}$.

Le pH-mètre utilisé pour suivre l'évolution du pH lors du dosage de l'acide phosphorique dans le soda est étalonné avec une solution tampon (T) obtenue à partir des solutions aqueuses suivantes :

S_1 : Solution de sulfate d'ammonium ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)

S_2 : Solution d'acide benzoïque ($\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COOH}$)

S_3 : Solution de benzoate de sodium ($\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COONa}$)

S_4 : Solution de dihydroxyde de calcium ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)

Volume et pH de la solution tampon (T) :

$V_s = 300 \text{ mL}$; $\text{pH} = 9,2$.

Les quatre solutions ont la même concentration molaire volumique **$C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$** .

- Produit ionique de l'eau à 25°C : $K_e = 10^{-14}$;

$\text{pK}_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-) = 4,2$;

$\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

La solution tampon (T) est l'un des mélanges du tableau 2 ci-dessous.

Tableau 2 :

Mélange M_1	Mélange M_2	Mélange M_3	Mélange M_4	Mélange M_5
100 mL de S_1 et 200 mL de S_4	200 mL de S_2 et 100 mL de S_4	200 mL de S_1 et 100 mL de S_4	150 mL de S_2 et 150 mL de S_3	192,64 mL de S_1 et 107,36 mL de S_4

Tâche : Expliquer des faits et décrire l'utilisation du matériel approprié.

1. Décrire le mode opératoire du dosage réalisé.

2. Exploiter les résultats du dosage pour déterminer le nombre de bouteilles de soda de volume V_0 qu'une personne adulte peut consommer par jour, sans que l'acide phosphorique ne présente un risque pour sa santé.

3. Choisir, justification à l'appui, le mélange du **tableau 2** qui correspond à la solution tampon (T).

4. Déterminer, tout en précisant les approximations faites, le pH du mélange M_5 puis conclure.

EXERCICE 9 :

Document : L'acide ascorbique, couramment dénommé vitamine C, est un réducteur naturel que l'on qualifie usuellement d'antioxydant. En pharmacie, il est vendu sous forme de comprimés de «**500 mg**».

Sur la notice du médicament, on peut lire : vitamine C tamponnée, acide ascorbique: **247,7 mg** ; ascorbate de sodium: **281,4 mg** ; acide ascorbique total: **500 mg**.

Au laboratoire votre lycée, on désire vérifier l'indication de masse d'un comprimé de «**500 mg**» de vitamine C. Pour cela, on dissout un comprimé dans un volume **$V = 200 \text{ mL}$** d'eau. Soit **S_a** la solution obtenue. On procède ensuite au dosage d'un volume **$V_a = 20 \text{ mL}$** de la solution **S_a** par une solution de soude de concentration **$C_b = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$** en présence d'un indicateur coloré approprié. Le virage de l'indicateur est obtenu quand le volume de la solution de soude versé est **$V_{bE} = 11,7 \text{ mL}$** . A l'équivalence, le **pH_E** est de **8**.

Données : Informations sur l'acide ascorbique

- L'acide ascorbique a pour formule brute **$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$** et peut être représentée par la formule simplifiée AH.

- pK_a du couple $\text{AH}/\text{A}^- = 4,1$;

Masses molaires : $M(\text{AH}) = 176 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{ANa}) = 198 \text{ g.mol}^{-1}$.

Tâche : Explication des faits

1. Justifier qualitativement le caractère basique du mélange à l'équivalence en s'appuyant sur les équations de réactions chimiques.

2. Vérifier l'indication de masse «**500 mg**» d'un comprimé de vitamine C.

3. Exposer brièvement l'intérêt d'un patient à prendre des comprimés d'aspirine tamponnée.

EXERCICE 10 :

Contexte

ALI et LOE sont deux élèves qui participent souvent aux activités expérimentales. Un jour, pour les tester, le laborantin confie à chacun d'eux une tâche.

- ALI est invité à identifier l'alcool **A** anhydre contenu dans un flacon puis à réaliser une suite de réactions chimiques avec ce même alcool (**document 1**).

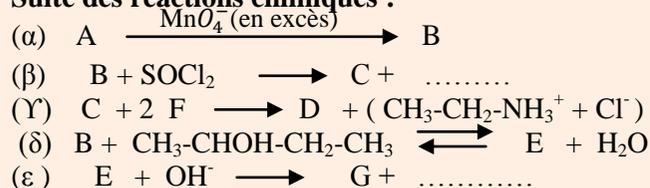
- LOE, quant à lui est invité à identifier le contenu d'un flacon contenant un acide carboxylique **AH**. Il met une masse **m** de l'acide dans un volume **V** d'eau distillée et prélève un volume **V_a** de cette solution qu'il dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration **C_1** (**document 2**).

Donnée : Toutes les solutions sont à 25°C .

Document 1 :

ALI fait réagir l'alcool **A** avec le sodium métallique et obtient une solution dont la mesure du pH est supérieure à 7. Il dose ensuite la solution obtenue ci-dessus par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration **$C_a = 10^{-1} \text{ mol/L}$** . Le volume versé à l'équivalence est **$V_{aE} = 200 \text{ mL}$** . Le volume d'alcool utilisé est **$V = 1,165 \text{ mL}$** et sa masse volumique est **$\rho = 790 \text{ kg/m}^3$** .

Suite des réactions chimiques :



Document 2

- La masse m de l'acide AH introduit dans le volume v d'eau est $m = 4,8 \text{ g}$ et $V = 1 \text{ L}$; le volume d'acide prélevé pour le dosage est $V_a = 50 \text{ mL}$; la concentration de la solution d'hydroxyde de sodium est $C_b = 0,2 \text{ mol/L}$.

- Les résultats des mesures effectuées au cours du dosage sont consignés dans le tableau ci-dessous

Vb (mL)	0	1	2	3	5	8	10	14	16
pH	3	3,5	3,8	4	4,2	4,5	4,7	5	5,3

Vb (mL)	18	19	19,5	20	20,5	21	22	24
pH	5,6	6	6,4	8,6	10,5	11	11,4	11,8

Echelles : 1 cm pour 2 mL et 1 cm pour une unité de pH.
 Masses molaires atomiques en g/mol : $M(C) = 12$;
 $M(H) = 1$; $M(O) = 16$; $M(Na) = 23$.

Tâche : Pour ton évaluation, tu es invité(e) à jouer le rôle de chacun de ces deux camarades.

1.

- 1.1. Donner la nature de la réaction qui a lieu entre l'alcool et le sodium puis écrire son équation-bilan.
- 1.2. Proposer une explication au caractère basique de la solution obtenue après réaction puis identifier l'alcool A.
- 1.3. Identifier les composés B, C, D, E, F et G puis donner les caractéristiques des réactions δ, ε après avoir écrit leur équation-bilan.

2.

- 2.1. Tracer la courbe représentant les variations du pH du mélange en fonction du volume de base versée et

l'exploiter pour déterminer la formule semi-développée de l'acide AH.

2.2. Déterminer le pKa du couple acide-base associé à cet acide.

2.3. Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange lorsqu'on a versé un volume $V_b = 5 \text{ mL}$ d'hydroxyde de sodium et en déduire le pKa du couple acide-base en solution puis vérifier si ce résultat est en accord avec la réponse donnée en 2.2).

EXERCICE 11 :

Un candidat au BAC participe à un test de Chimie organisé par les professeurs de PCT de sa localité afin de jauger son niveau. Pour ce test, il est appelé à :
 - préparer une solution tampon T et l'utiliser pour étalonner un pH-mètre ;
 - réaliser le dosage pH-métrique d'une solution d'hydroxylamine ;

Document 1 : Informations relatives à la préparation de la solution tampon T.

Pour étalonner le pH-mètre, chaque candidat à ce test doit d'abord préparer une solution tampon T. Pour cela, il doit mélanger deux des six (6) solutions ci-dessous.

- S₁ : solution d'acide éthanóique CH₃ – COOH ;
- S₂ : solution de dihydroxyde de calcium Ca(OH)₂
- S₃ : solution de sulfate de méthylammonium (CH₃NH₃)₂SO₄
- S₄ : solution de carbonate de potassium K₂CO₃
- S₅ : solution d'acide sulfurique (H₂SO₄) ;
- S₆ : solution de méthylamine CH₃NH₂

Toutes les solutions ont la même concentration molaire C.

Le pH de la solution S₅ d'acide sulfurique est $\text{pH}_5 = 2,3$. $\text{pKa}(\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2) = 10,6$;
 $\text{pKa}(\text{CH}_3 - \text{COOH}/\text{CH}_3 - \text{COO}^-) = 4,8$;
 $\text{pKa}(\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH}_3^+/\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH}_2) = 4,62$
 Solution tampon T : **pH = 10,6 et V' = 150 mL**

Négliger les concentrations des ions H₃O⁺ et OH⁻ devant celles des autres espèces.

Document 2 : Informations relatives au dosage pH-métrique de la solution d'hydroxylamine.

L'hydroxylamine est une base faible de formule NH₂OH qui sera notée B. Le dosage pH-métrique d'un volume $V_b = 50 \text{ cm}^3$ de la solution d'hydroxylamine par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ a nécessité à l'équivalence acido-basique, un volume $V_a = 5 \text{ cm}^3$ de la solution d'acide. **pKa (BH⁺ / B) = 6 ; pH' = 4,0**

Données : Toutes les solutions étudiées sont à 25°C et pK_e = 14 ; Masses molaires atomiques en g. mol⁻¹ : H : 1 ; C : 12 ; O : 16 ; Na : 23 ; N : 14 ; Cl : 35,5

Tâche : Explication des faits et description de l'utilisation du matériel.

1.

- 1.1- Décrire la démarche d'étalonnage du pH-mètre.
- 1.2- Indiquer les solutions à mélanger pour préparer la solution tampon T puis déterminer les volumes respectifs de ces solutions à utiliser.
- 1.3- Calculer la valeur du pH₃ de la solution S₃.

2.

- 2.1. Écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage puis calculer la concentration molaire C_b de la solution d'hydroxylamine.
- 2.2. Vérifier que le pH du mélange à l'équivalence vaut pH' puis déterminer la valeur limite vers laquelle tend le pH du mélange lorsqu'on ajoute indéfiniment la solution acide.
- 2.3. Tracer l'allure de la courbe de dosage pH-métrique de la solution d'hydroxylamine par la solution d'acide chlorhydrique en y indiquant quelques points particuliers.