



جامعة محمد بوضياف - المسيلة
Université Mohamed Boudiaf - Mila

كلية العلوم

République Algérienne Démocratique et Populaire

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

وزارة التعليم العالي و البحث العلمي

جامعة محمد بوضياف - المسيلة



جامعة محمد بوضياف - المسيلة
Université Mohamed Boudiaf - Mila

كلية العلوم

مستخلص من محضر اللجنة العلمية لقسم الكيمياء

بناء على اجتماع اللجنة العلمية لقسم بتاريخ : 29 جوان 2022

و بناء على تعيين الأستاذين : - بن يحيى عز الدين استاذ التعليم العالي

- دغفل نديم استاذ محاضر (أ)

كباريين لمعاينة المطبوعة المقدمة من طرف الأستاذة : شتيوي سهيلة

رتبة : أستاذ محاضر (ب) بكلية التكنولوجيا و المتضمنة مجموعة دروس :

"Travaux Pratiques de Chimie 1"

الموجهة لطلبة السنة الاولى بالجدع المشترك (ST)

وبناء على التقريرين الايجابيين المعددين من طرف الخبراء المذكورين أعلاه

بتاريخ: 21 سبتمبر 2022 فقد تم اعتماد هذه المطبوعة.

رئيس اللجنة العلمية



د. عز الدين ملوكي

République Algérienne Démocratique et Populaire

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

وزارة التعليم العالي و البحث العلمي

Université Mohamed Boudiaf -M'sila

Département des sciences et technologies

1985

1985

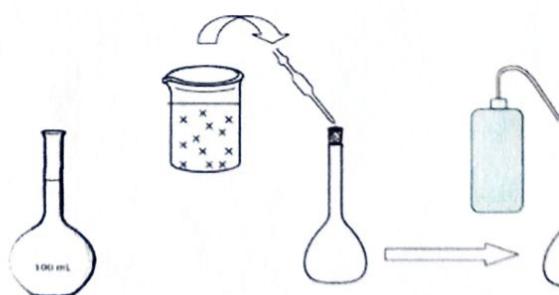


جامعة محمد بوضياف - المسيلة
Université Mohamed Boudiaf - M'sila

جامعة محمد بوضياف - المسيلة
Université Mohamed Boudiaf - M'sila

Travaux Pratiques de Chimie 1

"1 ère Année Licence (LMD), tronc commun ST"



Dr. CHETIOUI Souheyla

Année académique : 2020/2021

Avant-propos

Ce fascicule de travaux pratiques, s'adresse aux étudiants de la première année universitaire des domaines Science et Technologie (ST), et Sciences de la Matière (SM). Il est conforme au programme de la 1^{ère} année du socle commun des deux domaines.

La préparation et l'exécution des manipulations de chimie ont pour principaux objectifs :

- ◆ Familiariser l'étudiant avec les techniques les plus usuelles de la chimie pratique
- ◆ Permettre à l'étudiant de voir comment réaliser en pratique quelques réactions déjà étudiées (ou qui le seront) en "cour" et /ou en travaux dirigés, donc sur un plan théorique. Cela devrait lui faire prendre conscience du fait que les travaux pratiques ne constituent pas un domaine différent de celui du cours ou des travaux dirigés, mais plutôt un complément indispensable de ces derniers. Cette complémentarité des aspects "théoriques" et "pratiques" de la chimie sera renforcée par les réponses à certaines questions posées à la fin de chaque manipulation.

Ce manuel reprend les mesures de sécurité qu'il faut respecter dans un laboratoire de chimie, les différentes méthodes de préparation de la solution et la détermination de sa concentration.

Nous espérons que ce manuel remplira les objectifs fixés.

Table des matières

TP N°01 : Sécurité et verrerie

I. Introduction.....	5
II. La sécurité en laboratoire.....	5
III. Quelques règles générales de sécurité.....	5
1. Prévention.....	5
2. Connaissance du travail à effectuer.....	6
3. Comportement au laboratoire.....	6
4. Les équipements de protection individuelle.....	6
5. Les équipements de protection collective.....	7
IV. Quelques outils et instruments du laboratoire de chimie	7
V. Connaissances des produits utilisés et des symboles de danger.....	10

TP N°02 : préparation des solutions

I. Introduction.....	14
1. Une solution.....	14
2. Un soluté.....	14
3. Un solvant.....	14
II. Différentes expressions de la concentration.....	14
1. La concentration molaire (la molarité).....	14
2. La concentration massique.....	15
3. La molalité.....	15
4. La concentration normale (la normalité).....	15
III. Partie expérimentale.....	16
IV. Évaluation.....	18

TP N°03 : Titrage acido-basique

I. Introduction.....	20
II. Objectifs.....	20
III. Généralités.....	20
1. Définitions d'un acide et une base.....	20
2. Principe de titrage d'un acide fort par une base forte.....	20
3. Les méthodes de titrage acido-basique.....	21
4. Exemples des indicateurs colorés.....	22
IV. Partie expérimentale.....	22
1. Matériel et produit.....	22

2. Mode opératoire.....	22
3. Résultats et calculs.....	23

TP N°04 : Dosage oxydo-réduction

I. Introduction.....	25
II. Définition.....	25
III. Principe de la manganimétrie.....	25
IV. Partie expérimentale.....	26
1. Partie expérimentale 1.....	26
a. Principe de la manipulation.....	26
b. Matériels et produits.....	26
2. Partie expérimentale 2	27
a. But de la manipulation.....	27
b. Mode opératoire.....	27

TP N°05 : Dosage d'un vinaigre

I. Introduction.....	29
II. Le principe du dosage.....	29
III. But de travail.....	30
IV. Mode opératoire.....	31
1. Préparation de la solution diluée de vinaigre.....	31
2. Dosage du vinaigre dilué par une solution d'hydroxyde de sodium.....	31
V. Résultats et calculs.....	31

TP N°06 : Dosage complexométrique

I. Introduction.....	34
1. Réactifs.....	34
2. Matériels.....	34
3. Etapes du TP.....	34
II. Questions pour la préparation du TP.....	36
III. Questions pour la rédaction du compte-rendu.....	36

TP N°07 : Dosage potentiométrique

I. Principe.....	38
II. Réalisation expérimentale.....	38
III. Etude théorique.....	39
Références bibliographiques.....	41



جامعة محمد بوضياف - المسيلة
Université Mohamed Boudiaf - M'sila

République Algérienne Démocratique et Populaire

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

وزارة التعليم العالي و البحث العلمي

Université Mohamed Boudiaf -M'sila

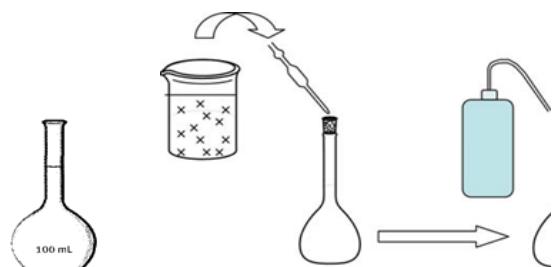
Département des sciences et technologies



جامعة محمد بوضياف - المسيلة
Université Mohamed Boudiaf - M'sila

Travaux Pratiques de Chimie 1

"1 ère Année Licence (LMD), tronc commun ST"



Dr. CHETIOUI Souheyla

Année académique : 2020/2021

Avant-propos

Ce fascicule de travaux pratiques, s'adresse aux étudiants de la première année universitaire des domaines Science et Technologie (ST), et Sciences de la Matière (SM). Il est conforme au programme de la 1^{ère} année du socle commun des deux domaines.

La préparation et l'exécution des manipulations de chimie ont pour principaux objectifs :

- ✚ Familiariser l'étudiant avec les techniques les plus usuelles de la chimie pratique
- ✚ Permettre à l'étudiant de voir comment réaliser en pratique quelques réactions déjà étudiées (ou qui le seront) en “cour” et /ou en travaux dirigés, donc sur un plan théorique. Cela devrait lui faire prendre conscience du fait que les travaux pratiques ne constituent pas un domaine différent de celui du cours ou des travaux dirigés, mais plutôt un complément indispensable de ces derniers. Cette complémentarité des aspects “théoriques” et “pratiques” de la chimie sera renforcée par les réponses à certaines questions posées à la fin de chaque manipulation.

Ce manuel reprend les mesures de sécurité qu'il faut respecter dans un laboratoire de chimie, les différentes méthodes de préparation de la solution et la détermination de sa concentration.

Nous espérons que ce manuel remplira les objectifs fixés.

Table des matières

TP N°01 : Sécurité et verrerie

I. Introduction.....	5
II. La sécurité en laboratoire.....	5
III. Quelques règles générales de sécurité.....	5
1. Prévention.....	5
2. Connaissance du travail à effectuer.....	6
3. Comportement au laboratoire.....	6
4. Les équipements de protection individuelle.....	6
5. Les équipements de protection collective.....	7
IV. Quelques outils et instruments du laboratoire de chimie	7
V. Connaissances des produits utilisés et des symboles de danger.....	10

TP N°02 : préparation des solutions

I. Introduction.....	14
1. Une solution.....	14
2. Un soluté.....	14
3. Un solvant.....	14
II. Différentes expressions de la concentration.....	14
1. La concentration molaire (la molarité).....	14
2. La concentration massique.....	15
3. La molalité.....	15
4. La concentration normale (la normalité).....	15
III. Partie expérimentale.....	16
IV. Évaluation.....	18

TP N°03 : Titrage acido-basique

I. Introduction.....	20
II. Objectifs.....	20
III. Généralités.....	20
1. Définitions d'un acide et une base.....	20
2. Principe de titrage d'un acide fort par une base forte.....	20
3. Les méthodes de titrage acido-basique.....	21
4. Exemples des indicateurs colorés.....	22
IV. Partie expérimentale.....	22
1. Matériel et produit.....	22

2. Mode opératoire.....	22
3. Résultats et calculs.....	23

TP N°04 : Dosage oxydo-réduction

I. Introduction.....	25
II. Définition.....	25
III. Principe de la manganimétrie.....	25
IV. Partie expérimentale.....	26
1. Partie expérimentale 1.....	26
a. Principe de la manipulation.....	26
b. Matériels et produits.....	26
2. Partie expérimentale 2	27
a. But de la manipulation.....	27
b. Mode opératoire.....	27

TP N°05 : Dosage d'un vinaigre

I. Introduction.....	29
II. Le principe du dosage.....	29
III. But de travail.....	30
IV. Mode opératoire.....	31
1. Préparation de la solution diluée de vinaigre.....	31
2. Dosage du vinaigre dilué par une solution d'hydroxyde de sodium.....	31
V. Résultats et calculs.....	31

TP N°06 : Dosage complexométrique

I. Introduction.....	34
1. Réactifs.....	34
2. Matériels.....	34
3. Etapes du TP	34
II. Questions pour la préparation du TP.....	36
III. Questions pour la rédaction du compte-rendu.....	36

TP N°07 : Dosage potentiométrique

I. Principe.....	38
II. Réalisation expérimentale.....	38
III. Etude théorique.....	39
Références bibliographiques.....	41

TP N°01 : Sécurité et verrerie

I. Introduction :

Les possibilités d'accidents dans un laboratoire de chimie sont nombreuses étant donné la diversité et le nombre élevé des opérations effectuées, des matériels et des appareils utilisés, et la grande variété des produits chimiques employés ou stockés. De plus, sur une paillasse, les montages effectués pour l'expérimentation sont provisoires et donc parfois instables ; ils se trouvent souvent à proximité d'autres sources de danger tels que les appareils de chauffage, les appareils électriques et les canalisations de fluides qui peuvent augmenter les risques encourus. Les situations dangereuses sont généralement liées à :

- des infrastructures insuffisantes ou inadaptées : locaux, plans de travail, ventilation générale, dispositifs de captage des polluants, zone de stockage...,
 - la méconnaissance des propriétés dangereuses des substances mises en œuvre et des dangers provenant du matériel utilisé,
 - l'absence de moyens de prévention des risques, de sensibilisation du personnel aux problèmes de sécurité, de procédures d'hygiène et de sécurité précises et écrites.
- L'objectif à atteindre est la réduction des différents risques par la mise en application de mesures de prévention adaptées.

La sécurité en laboratoire renvoie à de multiples aspects (prévention technique, respect d'un minimum de consignes, formation du personnel, organisation du travail, qualité des relations). Lors de son travail, le personnel de laboratoire s'expose à des dangers chimiques, physiques, biologiques et radiologiques. Ces dangers peuvent être évités ou limités, si les règles élémentaires de sécurité sont respectées. Dans un laboratoire, il faut avoir une attitude réfléchie pour ne pas mettre sa vie en danger ni celle d'autrui.

II. La sécurité en laboratoire :

Dans un laboratoire, il est indispensable de respecter un certain nombre de règles afin d'assurer sa propre sécurité mais aussi celle des autres. L'étudiant devra donc savoir quoi faire, savoir comment se vêtir pour une séance de TP, connaître les règles essentielles de manipulation des matériels et des produits chimiques et la verrerie couramment utilisée.

III. Quelques règles générales de sécurité :

1. Prévention

La prévention est la première démarche élémentaire de sécurité. Prévenir les accidents, c'est tout à la fois avoir une bonne connaissance du travail à effectuer, respecter l'affichage de

sécurité, avoir un bon comportement au laboratoire, exercer une protection personnelle efficace, étiqueter, entreposer et éliminer correctement les produits chimiques.

2. Connaissance du travail à effectuer

Il faut rechercher le maximum d'informations sur les produits et le matériel employés, de même que sur les techniques et les réactions chimiques mises en œuvre. En cas de doute sur les risques associés à une manipulation, on doit procéder à une recherche bibliographique et, si possible, solliciter les conseils d'une personne compétente.

3. Comportement au laboratoire

Au laboratoire, il faut être attentif et éviter tout comportement irréfléchi ou précipité ;

- ✓ Ne pas courir.
- ✓ Ne jamais conserver ou consommer des aliments ou des boissons dans un laboratoire.
- ✓ Ne jamais fumer.
- ✓ Tenir fermés les tiroirs et les portes d'armoires.
- ✓ Garder les allées libres.
- ✓ Assécher immédiatement les endroits mouillés.
- ✓ Ne jamais travailler seul.
- ✓ En quittant les locaux : fermer la vanne générale d'arrivée de gaz et couper le courant électrique.

4. Les équipements de protection individuelle :

Avoir une tenue adaptée pour la protection personnelle :

- **Blouse**

Les blouses doivent être en tissu de COTON résistantes et équipées de boutons pressions de préférence, ce qui permet de les enlever rapidement si nécessaire ; ils doivent être assez longs pour protéger les jambes. Il est préférable de porter des chaussures qui recouvrent entièrement le pied.

- **Gants**

Le port de gants en latex peut être recommandé ou indispensable pour certaines manipulations telles celles de :

- produits corrosifs ;
- produits très toxiques par voie cutanée

Le port des gants est strictement interdit pour les manipulations nécessitant l'utilisation d'un bec bunzen, du banc Koffler, d'une plaque chauffante et d'un bain d'huile.

- **Lunettes de sécurité**

Au laboratoire, on doit toujours porter des lunettes de sécurité. Les verres de contact ne devraient pas être portés dans le laboratoire : des vapeurs organiques ou corrosives peuvent les endommager de façon irréversible ou s'infiltrer sous la lentille.

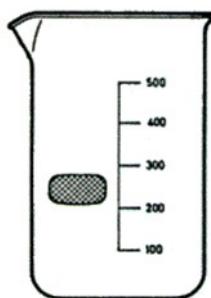
5. Les équipements de protection collective :

Les produits nocifs ou toxiques doivent être manipulés sous hotte aspirante. On doit connaître l'emplacement et le mode de fonctionnement des extincteurs, de la douche d'urgence, des bains oculaires, de la couverture ignifugée et de la trousse de premiers soins. Enfin il est essentiel de connaître l'emplacement des sorties d'urgence et des dispositifs d'alarmes.

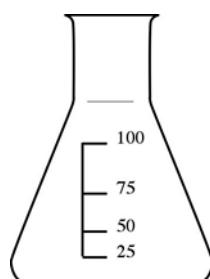
IV. Quelques outils et instruments du laboratoire de chimie :

Nous allons juste préciser l'usage des principaux ustensiles que vous allez rencontrer. Le terme général de verrerie recouvre en fait une grande variété de récipients utilisés dans les laboratoires mais ces récipients ne sont pas forcément en verre.

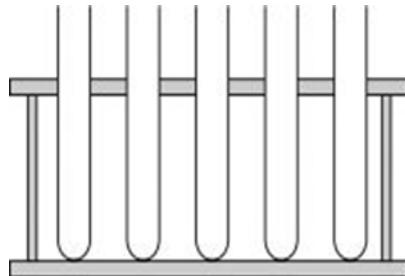
Le bécher : récipient cylindrique utilisé dès qu'il y a formation de solide



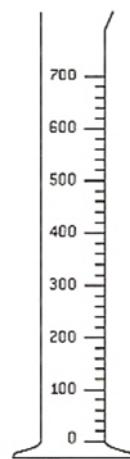
L'rlenmeyer : à col étroit ou à col large utilisé surtout pour les dosages ou lorsque l'on a besoin de travailler dans des récipients fermés.



Les tubes à essais : servent pour des essais sur de petites quantités.



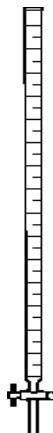
L'éprouvette graduée : sert à mesurer des volumes avec une précision de l'ordre de 1 %.
Elle n'est pas assez précise pour les dosages.



Les pipettes graduées : servent pour des volumes en général inférieure à 2 mL.



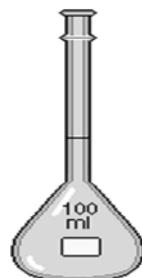
La burette : utilisée pour les dosages. L'erreur faite est inférieure à 0.05 mL.



Les pipettes jaugées: Le volume jaugé est celui qui s'écoule entre 2 traits pour les pipettes jaugées à deux traits ou celui qui s'écoule du trait jusqu'à l'extrémité effilée pour les pipettes à 1 trait. Il est normal qu'un peu de solution reste dans la partie effilé.



Les fioles jaugées: utilisées pour la préparation de solution de concentrations connues à partir d'un solide ou d'un liquide



V. Connaissances des produits utilisés et des symboles de danger :

Les produits chimiques se répartissent en substances et en préparations. Les substances sont les éléments chimiques et leurs composés tels qu'ils se présentent à l'état naturel ou tels qu'ils sont produits par l'industrie. Les préparations sont les mélanges ou solutions qui sont composés de deux substances ou plus. Pour définir la notion de produits dangereux, il apparaît utile de bien préciser la signification de deux mots essentiels : le danger et le risque.

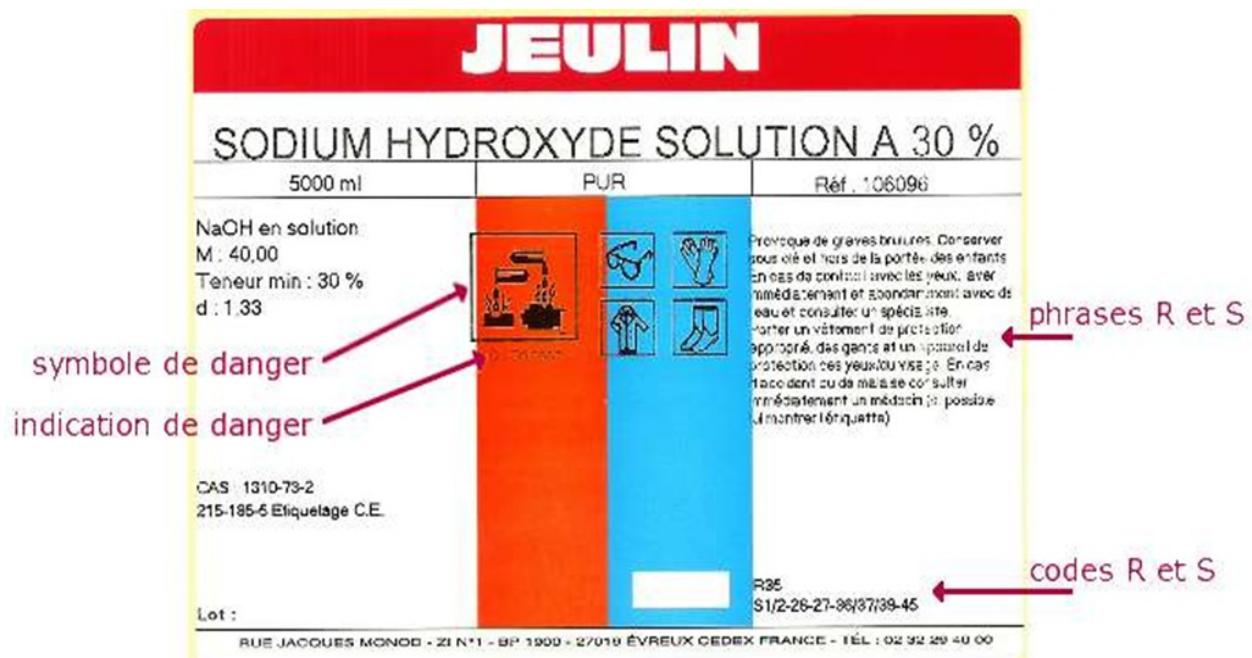
Le danger est une propriété intrinsèque du produit, pouvant compromettre l'existence, l'intégrité physique ou la santé des personnes, la préservation de l'environnement ou menaçant la sécurité des installations. Le risque est la probabilité de voir ce danger causer un dommage lorsqu'il y a exposition à ce danger. Ainsi, par exemple, dans le cas du cyanure de sodium, le danger est sa grande toxicité, le risque étant de s'intoxiquer lors de sa manipulation. Les moyens de prévention permettent de réduire le risque ou de le rendre négligeable.

Etiquetage

L'étiquette apposée sur les récipients des produits commercialisés a pour rôle d'informer l'utilisateur sur les propriétés dangereuses. Elle doit comporter :

- le nom du fabricant ou du fournisseur et ses coordonnées,
- le nom de la substance,
- un, deux ou trois symboles de danger,
- une ou plusieurs phrases de risque
- un ou plusieurs conseils de prudence.

Les phrases de risque et les conseils de prudence complètent les informations du symbole qui, le plus souvent, ne souligne que le danger principal. L'étiquetage sera reproduit lors de tout reconditionnement. Cette pratique, en assurant le suivi de l'information, évite également le risque de confusion entre différents produits. Il faudra également veiller à marquer correctement tous les flacons, ballons et récipients contenant un réactif ou une préparation en cours et à remplacer les étiquettes lorsqu'elles sont abîmées ou peu lisibles.



Symboles de danger :

La manipulation des produits chimiques n'est pas sans danger. Les étiquettes des emballages comportent des pictogrammes (images) et des codes (R ou S suivi d'un numéro) présentant les risques et les consignes de sécurité. Voici en outre 2 consignes supplémentaires de manipulation des produits.

Les pictogrammes de danger (Signalisation Européenne)

Symbole	Signification	Risques	Conseils de prudence
	Substance comburante	Favorise l'inflammation de matières combustibles ou entretient les incendies	Eviter tout contact avec les matières combustibles
	Substance facilement inflammable	Substance auto-inflammable Ou gaz facilement inflammable ou substance sensible à l'humidité ou liquide inflammable	Eviter tout contact avec l'air Eviter la formation de mélanges vapeur-air inflammables et le contact avec toute source d'ignition Eviter le contact avec l'eau Tenir loin des flammes, des étincelles et de toute source de chaleur
	Substance nocive ou irritante	Son absorption peut produire des lésions légères ou ce produit peut irriter la peau, les yeux ou les voies respiratoires	Eviter le contact avec la peau et les yeux et l'inhalation des vapeurs
	Substance toxique	Provoque des lésions graves ou même la mort par inhalation, ingestion ou contact avec la peau	Eviter tout contact avec le corps
	Substance explosive	Dans des conditions données, présente un danger d'explosion déterminé	Eviter les chocs, la friction, les étincelles et le feu
	Substance corrosive	Le contact conduit à la destruction des tissus vivants et des matériaux	Eviter l'inhalation des vapeurs et le contact avec la peau, les yeux et les vêtements

La prévention des risques, nombreux et divers et plus ou moins spécifiques, rencontrés lors du travail dans un laboratoire de chimie réclame, outre l'utilisation d'un matériel adapté, conforme à la réglementation et bien entretenu, l'emploi de dispositifs de protection collective complétés par des équipements de protection individuelle. Ces mesures préventives de base ne peuvent trouver toute leur efficacité que si le travail de laboratoire est exécuté avec précautions et attention par des opérateurs spécialement formés et compétents, parfaitement au courant des risques que peuvent leur faire courir les produits chimiques employés et les expériences effectuées.

TP N°02 : préparation des solutions

I. Introduction

Nous présentons ci-après quelques définitions générales indispensables en chimie quantitative. Nous précisons d'abord la distinction entre trois termes qui se ressemblent, soit « solution », « soluté » et « solvant ». Puis, nous définissons le sens scientifique du mot « grandeur » et indiquons les principaux multiples et sous multiples employés dans le système de mesure.

1. Une solution

En chimie, une solution est un mélange liquide homogène des molécules d'un liquide (solvant) et d'un solide (soluté), d'un gaz, d'un autre liquide dans les proportions variables et sans qu'il y ait une réaction chimique.

Solution = Soluté + Solvant.

Pour que l'on puisse parler de solution, il faut que le liquide soit homogène, c'est-à-dire que le liquide doit être constitué d'une seule phase.

2. Un soluté

Toute substance qui peut être dissoute dans le solvant pour une préparation de liquide résultant de la dissolution d'une ou plusieurs substances dans le liquide il peut être ionique ou moléculaire.

3. Un solvant

Le solvant est une substance liquide qui dissout d'autre substances, qui est présent en plus grande quantité et qui se trouve dans le même état physique (phase) que la solution.

II. Différentes expressions de la concentration

Plusieurs facteurs sont mis en disposition pour définir la proportion de soluté dans la solution d'où la composition exacte d'une solution X ou la préparation d'une solution bien définie, ces facteurs sont appelés les concentrations.

La concentration est une grandeur qui rend compte de la composition d'une solution, c'est-à-dire de la proportion de soluté présent dans un solvant, peut être définie comme étant :

1. La concentration molaire (la molarité) :

C'est le nombre de mole de soluté par litre de solution ou c'est le nombre de moles de composé dissoutes par litre de solution. La concentration molaire (C_M) est exprimée en (mol. L^{-1}).

C_M : concentration molaire

n : nombres de moles

V : volume de la solution

2. La concentration massique :

La concentration massique noté, **C_m** est appelée aussi **titre massique** C'est la concentration pondérale exprimée en unité de masse par litre de solution généralement exprimée en g. l⁻¹ ou Kg. m⁻³.

Cm : Concentration massique en (g.L⁻¹)

m_s: masse du soluté en gramme (g)

V : Volume final de la solution en litre (L)

3. La molalité (m') :

La molalité correspond à la quantité (nombre de mole) de soluté contenue dans 1000 grammes de solvant, elle s'exprime en mole par kilogramme (mol/kg).

$$m' = \frac{n}{V} \quad [\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}] \quad \dots \dots \quad (3)$$

m' : la molalité

n : le nombre de mole (mole)

V : le volume en (kg)

4. La concentration normale (la normalité) (N) :

C'est le nombre d'équivalent gramme de soluté ($n\text{-eq}_{\text{gr}}$) contenu dans un litre de solution.

$$N = \frac{n - eq_{gr}}{v} \quad [eq_{gr}L^{-1}] \dots \dots \dots (2)$$

L'équivalent-gramme ($n - éq_{gr}$) est la quantité de soluté comprenant une mole des particules considérées (H^+ , OH^- , e^- ... etc.).

III. Partie expérimentale

La préparation d'une solution aqueuse d'une concentration donnée peut se faire par :

Dissolution de composants solides

But : Préparer une solution par dissolution d'un solide dans l'eau, de façon à obtenir une concentration molaire en soluté apporté précise.

❖ **Calcule préliminaires :**

il faut déterminer la masse **m** de NaOH à prélever pour préparer 200 ml d'une solution aqueuse de la soude de 0.2 M.

$$\text{La masse } m \text{ de produit à prélever : } m = \frac{C_M \times V \times M}{1000}$$

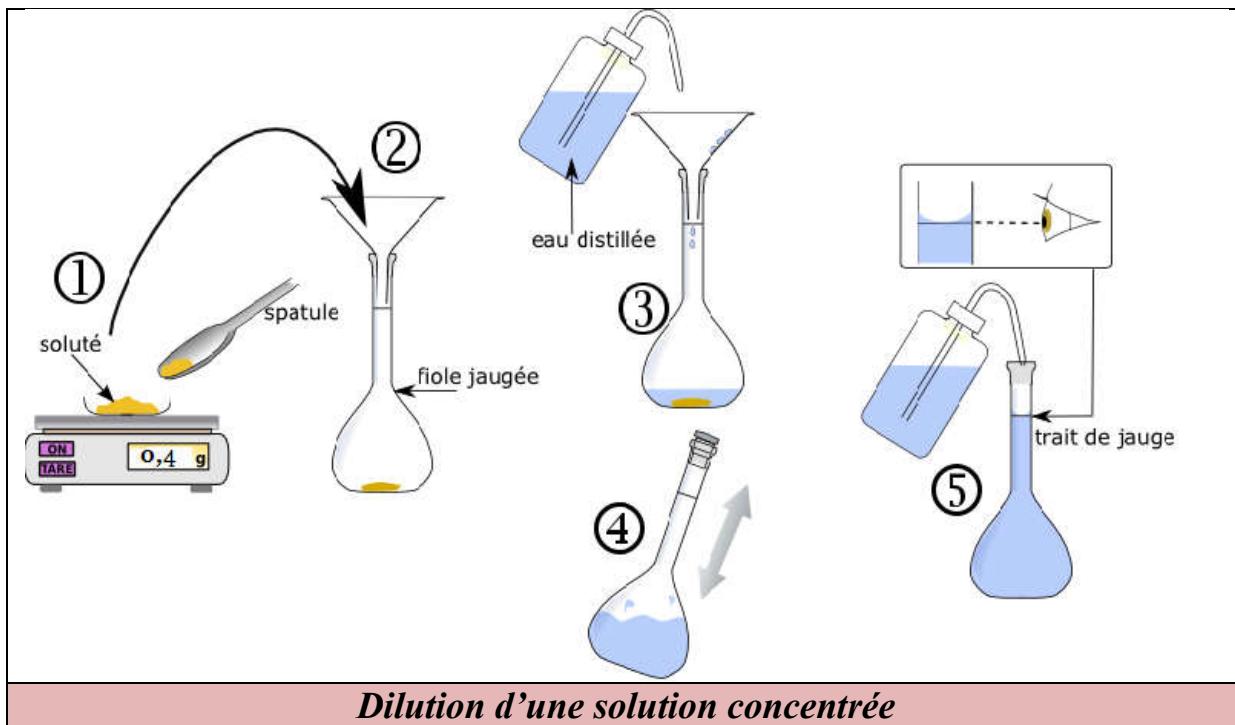
CM : la concentration molaire

M : la masse molaire g/mol

V : le volume de la solution (en ml)

❖ **Réalisation pratique :**

1. Tarer la balance électronique avec le verre de montre et Peser précisément m en prélevant le NaOH avec une spatule propre et sèche.
2. Introduire le NaOH dans une fiole jaugée avec un entonnoir.
3. Rincer le verre de montre et l'entonnoir avec de l'eau distillée.
4. Remplir la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée. Après l'a voir bouchée, a giter cette fiole pour dissoudre le solide.
5. Ajouter de l'eau distillée à la pissette pour terminer au niveau du trait de jauge.



But : préparer une solution par dilution d'une solution mère à la concentration molaire
C₁ connue précisément et supérieure à C₂.

❖ **Calcule préliminaires :**

Préparation de 200 ml de HCl (2 M) à partir de HCl concentré.

- Lors d'une dilution, la concentration molaire du soluté diminue, mais sa quantité de matière ne change pas. On dit qu'au cours d'une dilution, la quantité de la matière de soluté se conserve.
- La solution de départ est appelée la solution mère et la solution diluée est appelée la solution fille.

Solution mère

Dilution

Solution fille

n₁

=

n₂

C₁.V₁

=

C₂.V₂

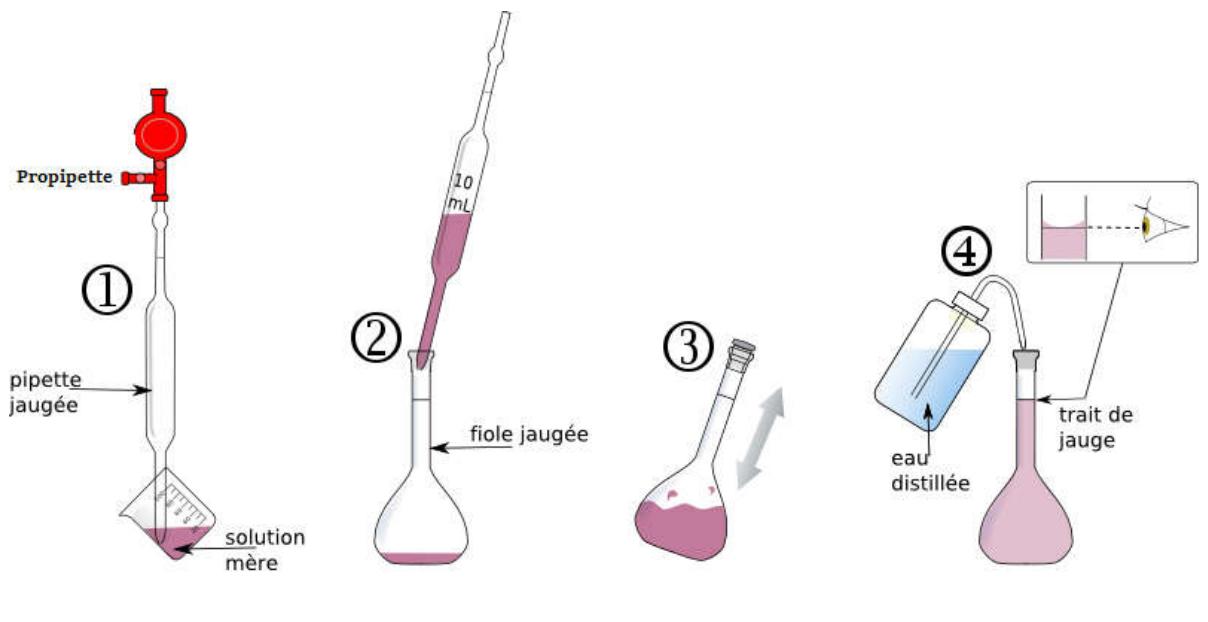
Avec obligatoirement vrai un V₁<V₂.

❖ **Réalisation pratique :**

1. Introduire la solution mère dans un bêcher puis prélever cette solution à l'aide d'une pipette jaugée de V₁ ml, préalablement rincée.
2. verser les V₁ ml de la solution mère dans une fiole jaugée de 200 ml. Lors de l'ajustement du niveau, l'extrémité de la pipette doit toucher la paroi intérieure de la

fiole.

3. Ajouter un peu d'eau distillée dans une fiole jaugé puis boucher la fiole et homogénéiser la solution.
4. Ajouter encore de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge supérieur et homogénéiser à nouveau la solution.



IV. Évaluation

On pèse 20 g de glucose ($C_6H_{12}O_6$) dans le but de préparer 100 ml d'une solution aqueuse S1 de glucose.

1. Quelle est la concentration C1 de S1 ?

2. Comment s'appelle l'opération réalisée pour préparer la solution S1 ?

On prélève 10 ml de la solution S1 que l'on introduit dans une fiole jaugée de 250 ml que l'on complète avec de l'eau distillée. On obtient une solution aqueuse S2.

1. Quelle est la concentration de la solution S2 ?

2. Comment s'appelle l'opération réalisée pour préparer la solution S2 ?

TP N°03 : Titrage acido-basique

Titrage acido-basique

Titrage colorimétrique d'un acide fort HCl par une base forte NaOH

I. Introduction :

Le titrage est une technique de dosage utilisée en chimie analytique afin de déterminer la concentration d'une espèce chimique en solution composée d'un acide ou d'une base.

II. Objectifs:

- ✓ suivi **colorimétrique** pour pouvoir déterminer l'équivalence d'une réaction chimique.
- ✓ Détermination de la concentration d'une solution d'acide chlorhydrique par la soude avec la méthode du titrage (colorimétrie).

III. Généralités :

1. Définitions d'un acide et une base :

- Un acide, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de céder au moins un proton H^+ .
 - Écriture symbolique : on note l'acide **AH** :



- Une base, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de capter au moins un proton H^+ .
 - Écriture symbolique : on note la base **B** :



2. Principe de titrage d'un acide fort par une base forte :

- Doser une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte, c'est déterminer sa concentration.
- On réalise une réaction acido-basique (réaction rapide, totale) et on détermine la fin du dosage c'est-à-dire l'équivalence acido-basique (par exemple **HCl** par **NaOH**).



▪ Avant équivalence :

Le pH du milieu acide fort se calcule par la relation **pH = - log C_A**

▪ **A l'équivalence :**

Le milieu du sel de base forte de d'acide fort (NaCl) est neutre : $\text{pH} = 7$

▪ **Après l'équivalence :**

Le pH du milieu base forte se calcule par la relation : $\text{pH} = 14 + \log C_B$

3. Les méthodes de titrage acido-basique :

a. La méthode pH -métrique :

Il s'agit d'utiliser un pH-mètre permet de suivre de manière précise l'évolution du pH lorsqu'on mélange une solution acide avec une solution basique.

- Pour déterminer les coordonnées du point d'équivalence, on utilise la méthode des tangentes ou la fonction dérivée de la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{réactif titrant}})$.
- A l'équivalence le nombre de mole H_3O^+ apportées par l'acide doit être égale au nombre de mole de OH^- apportées par la base avec :

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{BE}$$

C_A : la concentration molaire de l'acide et C_B : la concentration molaire de la base

V_A : le volume de l'acide et V_{BE} : le volume de la base à l'équilibre.

On détermine la valeur de V_{BE} et on en déduit la valeur de C_A .

b. La méthode colorimétrique :

Il s'agit d'utiliser un indicateur coloré qui permette (sans pH-mètre) de déterminer V_B équivalente(V_{BE}). Nous pouvons tirer parti de la courbe obtenue pour faire un choix judicieux de l'indicateur coloré à utiliser si l'on souhaite se contenter d'effectuer un dosage colorimétrique.

c. L'indicateur coloré :

Une espèce chimique dont la couleur dépend du pH. Il est aussi appelé indicateur acido-basique (le pH traduisant le caractère acide ou basique d'une solution) et sa sensibilité au pH implique que chacune de ses formes colorées porte une fonction acide ou basique. On utilise généralement trois indicateurs colorés (couple acido-basique dont les formes acide et base ont des couleurs différentes): l'hélianthine, le bleu de bromothymol (ou BBT) et la phénolphthaleïne. Un indicateur coloré est caractérisé par sa zone de virage qui

est déterminée par les valeurs extrêmes du pH entre lesquelles l'indicateur coloré change de teinte.

4. Exemples des indicateurs colorés :

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte basique	pKa
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4 (orange)	Jaune	3,8
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6 (vert)	Bleu	6,8
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0 (rose très pale)	Rose	9,6

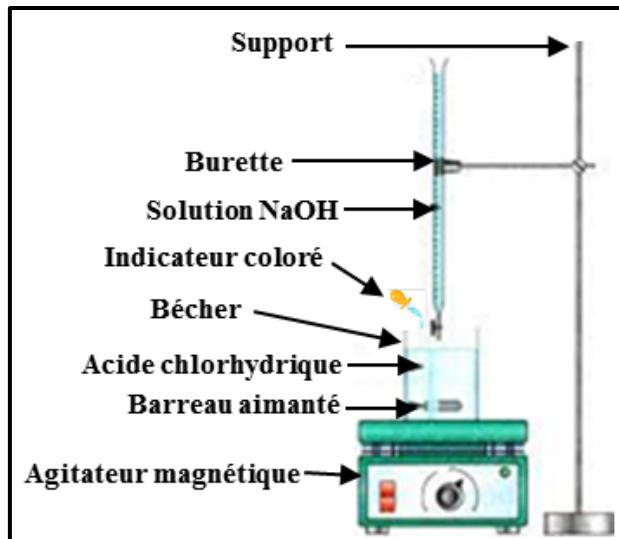
IV. Partie expérimentale :

1. Matériel et produit :

Burette graduée de 25ml, Bécher, Barreau aimante, Agitateur magnétique, éprouvette, pissette d'eau distillée, pipette jaugée, solution NaOH ($0,1 \text{ mol. L}^{-1}$), Solution diluée d'HCL et un flacon de bleu de bromothymol.

2. Mode opératoire :

- Remplissez la burette de NaOH ($0,1 \text{ mol. L}^{-1}$), n'oublier pas de l'amorcer et de bien régler le zéro.
- avec une pipette jaugée, prélevez exactement 10 mL de la Solution diluée d'HCL de concentration inconnue (cette solution est 10 fois diluée). Versez-les dans un bécher avec quelques gouttes de l'indicateur coloré bleu de bromothymol.
- A l'aide de la burette, ajoutez goutte à goutte la solution de NaOH jusqu'à ce qu'une coloration rose-violette apparaisse.
- Noter le volume V_B de NaOH versé, correspondant au volume qui provoque le changement de couleur de l'indicateur
- Avec un papier pH on note le pH de la solution chaque 2 ml jusqu'à la coloration de la solution afin de repérer la zone de virage (changement de couleur), tout en agitant le bécher en permanence.



Montage d'un titrage calorimétrique.

3. Résultats et calculs :

- 1) Quel est le rôle de l'indicateur coloré ?
- 2) Pourquoi en a choisi l'indicateur coloré bleu de bromothymol ?
- 3) Donner le volume versé de la soude à l'équivalence : V_{BE}
- 4) Donner les réactions chimiques avec toutes les entités présentes dans le milieu : avant, après et au point d'équivalence.
- 5) Calculer la concentration C_A et quel est le pH obtenu au point d'équivalence.
- 6) Remplir le tableau et tracer sur un papier millimétrique le graphe $pH=f(V)$

V(ml)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18
pH										

- 7) En utilisant la méthode des tangentes parallèles, déterminer les coordonnées du point équivalent.
- 8) Avec les coordonnées du point d'équivalent, déduire la concentration de la solution d'acide de départ, calculer son pH, est-il en accord avec la valeur que vous avez mesurée ?
- 9) Que signifie pour vous une zone de virage ?

TP N°04 : Dosage oxydo-réduction

I. Introduction :

Une réaction d'oxydo-réduction son abréviation (**réd/ox**) est une transformation de la matière à l'échelle atomique par déplacement d'électrons (ses derniers ne sont jamais libres, cela est dû à la charges négatives qui les mettent en interactivité avec les donneurs dit réducteur et les accepteurs dit oxydants). La réaction d'oxydo-réduction se décompose en deux parties : une oxydation et une réduction.

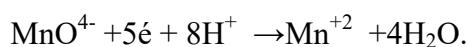
Pour ce TP on s'intéresse à la manganimétrie, qui est une méthode de titrage volumétrique de composés réducteurs par une solution titrée de permanganate de potassium oxydante, généralement en milieu acide.

II. Définition :

- Les réactions d'oxydoréduction représentent environ les trois quarts des réactions chimiques dans la nature.
- Les oxydants sont des éléments chimiques qui ont tendance à gagner des électrons lors des réactions chimiques, cette action est appelée : oxydation
- Les réductions ont la tendance à perdre des électrons lors d'une réaction chimique, cette action est appelée : réduction.
- Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, les réactions se produisent simultanément : l'oxydation d'un réducteur (espèce chimique qui cède des électrons) et la réduction d'un oxydant (espèce chimique qui capte des électrons). Un oxydant et son réducteur associé forment un couple oxydant/réducteur, appelé couple redox.
- **Oxydation** : réducteur (1) \leftrightarrow oxydant (1) + $n e^-$
- **Réduction** : oxydant (2) + $n e^- \leftrightarrow$ réducteur (2)
- **Oxydo-réduction** (« somme » de l'oxydation et de la réduction)
oxydant (2) + réducteur (1) \rightarrow oxydant (1) + réducteur (2)

III. Principe de la manganimétrie :

- La manganimétrie consiste à doser des solutions réductrices de normalité inconnue au moyen de l'agent oxydant (MnO_4^-) en milieu acide.
- Au cours de la réduction, le manganèse (Mn^{+7}) qui intervient dans MnO_4^- va passer sous la forme Mn^{+2} selon la réaction :



IV. Partie expérimentale :

But de la manipulation :

Dans ce TP on s'intéresse aux réactions oxydoréduction en solution, en a effectué cette procédure pour deux solutions en le répétant deux fois. Afin d'obtenir un meilleur résultat. Tout d'abord on va déterminer le titre d'une solution d'acide oxalique ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) par une solution de KMnO_4 en milieu acide, nous avons ensuite répété la même procédure pour la détermination de la concentration de Fe^{2+} contenus dans une solution de FeSO_4 .

1. Partie expérimentale 1 :

Dosage directe de l'acide oxalique par le permanganate de potassium :

a- Principe de la manipulation :

Détermination du titre d'une solution de ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), en milieu acide par KMnO_4 .

Remarque : La forme oxydante MnO_4^- est violette, la forme réductrice Mn^{2+} est incolore, ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés.

b- Matériels et produits :

Pipettes de 25 ml et de 10 ml, burette de 10 ml, plaque chauffante, becher ou erlenmeyer, barreau magnétique, solutions de : ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$); H_2SO_4 (2N); KMnO_4 (0,2N), FeSO_4 et eau distillée.

Déroulement de la manipulation :

1. Tous le matériel doit être rincé avant les deux expériences.
2. Remplir la burette avec la solution de KMnO_4 de Normalité (NA= 0.2N).
3. Dans le bécher qui va servir au titrage, verser un volume de 10ml d'une solution de ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) en utilisant une pipette jaugée plus 50ml d'eau distillée et 5ml de H_2SO_4 , ajouter un barreau magnétique dans le bécher et placer ce dernier sous la burette.
4. Verser un peu de solution titrante, agiter pour homogénéiser et chauffer de 60 à 70°.
5. Lire et noter le volume versé lorsque le volume équivalent a bien été atteint.
6. Répéter les opérations 2 fois.

c-Questions

1. Donner les deux demi-réactions et la réaction globale du dosage ?
2. Préciser les couples redox.
3. Calculer la normalité de la solution ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).
4. Que peut-on conclure quant au rôle de l'acide sulfurique H_2SO_4 ?

5. Pour quelle raison en chauffe.
6. Est-ce qu'on peut remplacer H_2SO_4 par un autre acide? Expliquer?

2. Partie expérimentale 2 :

a- But de la manipulation :

Détermination de la concentration des ions Fe^{2+} contenus dans une solution de $FeSO_4$, à l'aide d'une solution de Permanganate de Potassium (**KMnO₄**)

b- Mode opératoire :

1. Remplir la burette avec la solution de $KMnO_4$ de Normalité ($NA = 0.2N$).
2. Dans le bécher ou erlenmeyer qui va servir au titrage, verser un volume de 10ml de $FeSO_4$ ($N_{red}?$), 50ml H_2O et 10 ml de H_2SO_4 (2N), ajouter un barreau magnétique dans le bécher et placer ce dernier sous la burette.

Laisser couler goutte à goutte la solution oxydante KMO_4 avec agitation. La première goutte de la solution de KMO_4 en excès, colore la solution contenue dans l'rlenmeye en rose pale.

1. Noter le volume de KMO_4 versé (Vox). Refaire le titrage 2 fois.

Verser la solution titrante goute à goute, agiter pour homogénéiser sans chauffage. La première goutte de la solution de KMO_4 en excès, colore la solution contenue dans l'rlenmeye en rose pale.

1. Lire et noter le volume versé.
2. Répéter l'opération 2 fois.

À la fin du titrage, la burette graduée est vidée et rincée avec de l'eau distillée

c- Questions :

1. Donner les deux demi-réactions et la réaction globale du dosage ?
2. Calculer la concentration de ($FeSO_4$). ?
3. Est-ce que on peut remplacer H_2SO_4 par un autre acide? Expliquer ?
4. Pourquoi on n'a pas utilisé un indicateur coloré ?

TP N°05 : Dosage d'un vinaigre

I. Introduction :

Le vinaigre de vin est un produit naturel. Son goût acide est dû à la présence d'acide acétique (ou acide éthanoïque : CH₃-CO-OH) obtenu par l'oxydation de l'éthanol (CH₃-CH₂-OH) par le dioxygène de l'air.

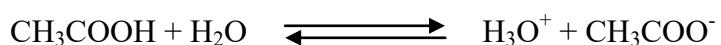
II. Le principe du dosage :

Chaque molécule d'acide acétique dissoute dans l'eau libère un proton H⁺, qui peut être neutralisé à l'aide d'un ion hydroxyde OH⁻ provenant d'une base forte telle que NaOH, dont on connaît la concentration. Cette analyse s'appelle un titrage acide-base. Lorsque la quantité de base ajoutée est exactement équivalente à la quantité d'acide à titrer, le système est au point d'équivalence, point où la concentration en H⁺ est exactement égale à celle des OH⁻.

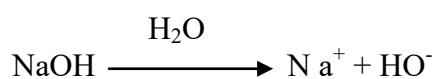
Pour déterminer le point d'équivalence dans un titrage acide-base, deux méthodes sont employées principalement : l'emploi d'indicateurs colorés ou la mesure potentiométrique du pH lors du titrage.

Remarque :

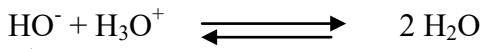
- ✓ La teneur en acide acétique (éthanoïque) d'un vinaigre figure sur la bouteille. Cette teneur est exprimée en degrés. Le degré d'un vinaigre correspond à la masse, exprimée en gramme, d'acide acétique pur, contenue dans 100 g de vinaigre.
- ✓ Ainsi, un vinaigre à 6° contient 6 g de CH₃COOH dans 100 g de vinaigre : la teneur massique en CH₃COOH du vinaigre est 6 %.
- ✓ Cette valeur est généralement exprimée sur la bouteille avec un seul chiffre significatif.
- ✓ Un dosage acido-basique peut être suivi par colorimétrie en utilisant un indicateur coloré qui est un réactif dont la couleur dépend du pH. Il peut être utilisé pour repérer la fin d'un dosage si l'équivalence est atteinte dans sa zone de virage.
- ✓ L'acide acétique réagit et se dissocie dans l'eau :



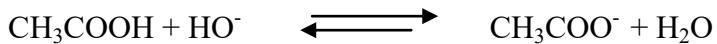
- ✓ La solution de NaOH contient en réalité des ions Na⁺ et HO⁻.



- ✓ Le mélange entre la solution d'acide et de base conduit à la réaction de neutralisation.



- ✓ Il s'ensuit, le bilan de neutralisation :



III. But de travail :

Le but de ce TP est de déterminer le degré d'acidité D d'un vinaigre et défini comme la masse d'acide acétique ou éthanoïque pur contenu dans 100 g de vinaigre. Pour cela, on dosera l'acide acétique (éthanoïque) contenu dans un volume connu de vinaigre à l'aide d'une solution de base forte de concentration connue : solution d'hydroxyde de sodium.

Lors des dosages, il faut connaître **avec précision** la concentration de la solution **titrante** (ici NaOH). Or dans la plupart des cas, les concentrations des solutions ne sont pas rigoureusement exactes car :

- La solution est réalisée à l'aide d'un produit solide dont la pureté n'est pas garantie par le fabricant.
- La solution est réalisée à l'aide d'un produit dont le prélèvement (pesée, volume) ne peut être précis.
- La composition chimique de la solution évolue au cours du temps.

Si la concentration de la solution **titrante** n'est pas rigoureusement exacte, il est nécessaire de réaliser auparavant une solution **étalon** qui servira à déterminer par dosage la concentration exacte de la solution **titrante**. Pour que la concentration de la solution **étalon** soit précise. La substance servant d'étalement doit avoir une masse molaire élevée (pour améliorer la précision de la pesée), être stable à la lumière et chimiquement, être facilement soluble et de pureté garantie. Pour l'étalement d'une solution de soude, on utilise l'acide oxalique.

Au cours de ce TP, vous aurez l'occasion d'apprendre et de revoir les techniques usuelles de laboratoire :

- Réalisation d'une pesée à la balance analytique,
- Préparation d'une solution par dilution,
- Fabrication d'une solution étalon,
- Réalisation d'un dosage volumétrique.

IV. Mode opératoire :

1. Préparation de la solution diluée de vinaigre

Prélever précisément 10 ml de vinaigre commercial à l'aide d'une pipette (déjà rincée au vinaigre).

- ✓ Les placer dans une fiole jaugée de 100 ml préalablement rincée à l'eau distillée.
- ✓ Compléter avec de l'eau déminéralisée jusqu'au trait de jauge.
- ✓ Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser la solution.

2. Dosage du vinaigre dilué par une solution d'hydroxyde de sodium

- ✓ Rincer le matériel.
- ✓ Remplir la burette avec la solution de **NaOH** de concentration (**N_B=0.1N**).
- ✓ Prendre (**V_A=10 ml**) de la solution (**CH₃-COOH**) et verser la dans un erlenmeyer de **100 ml**
- ✓ Ajouter environ **20 ml d'eau distillée**.
- ✓ Ajouter 2 gouttes de l'indicateur coloré : **la phénolphthaléine**.
- ✓ Réaliser un dosage rapide pour estimer le (**V_B**) volume d'équivalence.
- ✓ Noter le volume (**V_B**) de (**NaOH**) versé.
- ✓ En présence d'un **papier pH**, lire le pH de la solution chaque **2ml** jusqu'à coloration.
- ✓ Effectuer 2 essais de dosage.

$$M_{CH_3-COOH} = 60 \text{ g.mol}^{-1}, \rho = 1010 \text{ g.L}^{-1}.$$

V. Résultats et calculs :

- 1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction :
- 2- Noter le volume **V_B** de (**NaOH**) versé et déterminer de la concentration **C_A** de (**CH₃-COOH**).
- 3- Calculer la Concentration molaire initiale **C₀** de l'acide éthanoïque commerciale.
- 4- Calculer le degré d'acidité du vinaigre et comparer ce résultat à celui de l'étiquette de la bouteille de vinaigre commercial.
- 5- Tracer la courbe représentant la valeur du **pH= f(V_B)** sur papier millimétré
- 6- Déterminer le volume **V_E** et le **pH** à l'équivalence en utilisant le graphique.
- 7- Parmi les indicateurs colorés figurant dans le tableau ci-dessous quel est le mieux adapté pour repérer l'équivalence. Justifiez votre réponse.

Indicateur	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
<i>Hélianthine</i>	<i>Rouge</i>	<i>3,1 - 4,4</i>	<i>Jaune</i>
<i>Rouge de méthyle</i>	<i>Rouge</i>	<i>4,2 - 6,2</i>	<i>Jaune</i>
<i>Bleu de bromothymol</i>	<i>Jaune</i>	<i>6,0 - 7,6</i>	<i>Bleu</i>
<i>Phénolphtaléine</i>	<i>Incolore</i>	<i>8,2 - 10,0</i>	<i>Rose-violet</i>

8- Pourquoi rajoute-t-on de l'eau distillée ? Cet ajout modifie-t-il le volume V_E versé à l'équivalence ?

TP N°06 : Dosage complexométrique

Dosage complexométrique du magnésium et du calcium

Détermination de la dureté d'une eau de robinet

I. Introduction :

La dureté d'une eau correspond à la somme des concentrations en cations métalliques, à l'exception des métaux alcalins. Les ions calcium et magnésium y sont majoritairement responsables.

On distingue ainsi :

- La dureté totale : Correspond à la somme des concentrations en Ca^{2+} et Mg^{2+} .
- La dureté carbonatée : Due au calcium et au magnésium liés aux carbonates (CO_3^{2-}) ou aux hydrogénocarbonates (HCO_3^-)
- La dureté permanente : C'est la dureté qui persiste après ébullition prolongée de l'eau, elle correspond principalement au calcium et au magnésium des sulfates, car on a précipité CaCO_3 .
- La dureté temporaire : égale à la différence : dureté totale – dureté permanente. La dureté magnésienne : Correspond à la teneur globale en sels de magnésium. La dureté calcique : Correspond à la teneur globale en sels de calcium.

1. Réactifs :

Solution étalon CaCO_3 (environ 0,005 M) – M = 100,09 g/mol.

Solution de sel disodique d'EDTA – M = 372 g/mol.

Solution de NaOH à 10% – M = 56,07 g/mol.

Tampon ammoniacal (pH=10).

Indicateurs colorés : ACC (Acide Calcone Carboxylique) - NET (Noir Eriochrome T).

Echantillon d'eau de robinet.

2. Matériels :

Burette – Erlen – Béchers – Eprouvettes graduées – Pipettes graduées – Pissette d'eau distillée.

3. Etapes du TP :

Etape 01 : Etalonnage de la solution de sel disodique d'EDTA (un seul essai)

- Remplir la burette avec la solution d'EDTA disodique.
- Introduire dans l'rlen 10 mL de la solution étalon de CaCO_3 avec la pipette graduée.

- Ajouter 10 mL de la solution de NaOH à l'aide d'une éprouvette et 50 mL d'eau distillée.
- Ajouter une pointe d'ACC.
- Titrer jusqu'au virage du rose vineux au bleu.

Etape 02 : Prélèvement de l'échantillon

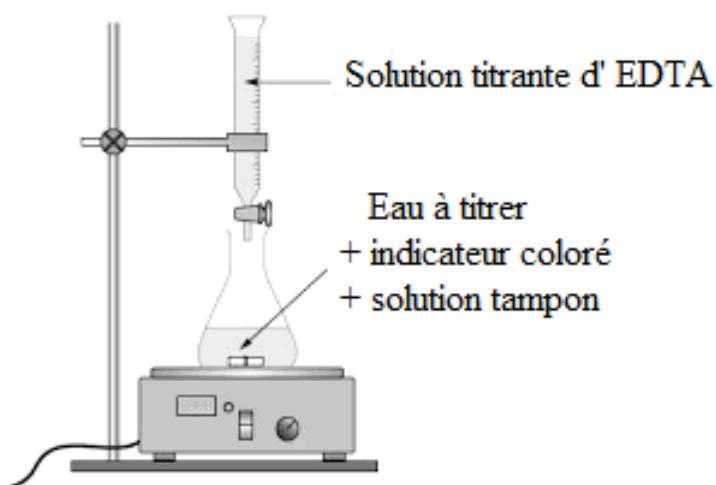
- Ouvrir le robinet et laisser couler l'eau une dizaine de secondes.
- Récupérer environ 50 mL d'eau dans un bécher.

Etape 03 : Détermination de la dureté totale de l'échantillon (un seul essai)

- Remplir la burette avec la solution d'EDTA dissodique.
- Introduire dans l'rlen avec la pipette graduée 20 mL d'échantillon.
- Ajouter 10 mL de tampon ammoniacal à l'aide de l'éprouvette graduée et 05 gouttes de NET. Titrer jusqu'au virage de l'indicateur du rose bordeaux au bleu.

Etape 04 : Détermination de la dureté calcique de l'échantillon (un seul essai)

- Remplir la burette avec la solution d'EDTA dissodique.
- Introduire dans l'rlen avec la pipette graduée 20 mL d'échantillon.
- Ajouter 10 mL de NaOH à l'aide de l'éprouvette graduée et 50 mL d'eau distillée.
- Ajouter une pointe d'ACC.
- Titrer jusqu'au virage de l'indicateur du rose vineux au bleu.



II. Questions pour la préparation du TP :

1. Schématiser les étapes du TP.
2. Définir les degrés hydrotimétriques Français et Anglais en établissant les correspondances en mg/L et en mmol/L en carbonate de calcium.
3. Définir les intervalles de classification d'une eau de très douce à très dure.

III. Questions pour la rédaction du compte-rendu :

1. Donner le principe de l'étalonnage de la première étape.
2. Ecrire les réactions mises en jeu dans cette étape et noter la chute de burette et son incertitude.
3. Déterminer la concentration de l'EDTA disodique en molarité avec les incertitudes.
4. Pourquoi est-il nécessaire d'alcaliniser le milieu réactionnel dans cette étape ?
5. Donner le principe de titrage de la deuxième étape.
6. Ecrire les réactions mises en jeu dans ce titrage et noter les chutes de burette de la deuxième et la troisième étape ainsi que leurs incertitudes.
7. Pourquoi est-il nécessaire de tamponner le milieu réactionnel dans la deuxième étape ?
8. Expliquer le mécanisme de virage du NET.
9. Déterminer les duretés totale, calcique et magnésienne.
10. Classer votre échantillon tout en exprimant la dureté totale de cette eau en degré hydrotimétrique français.

TP N°07 : Dosage potentiométrique

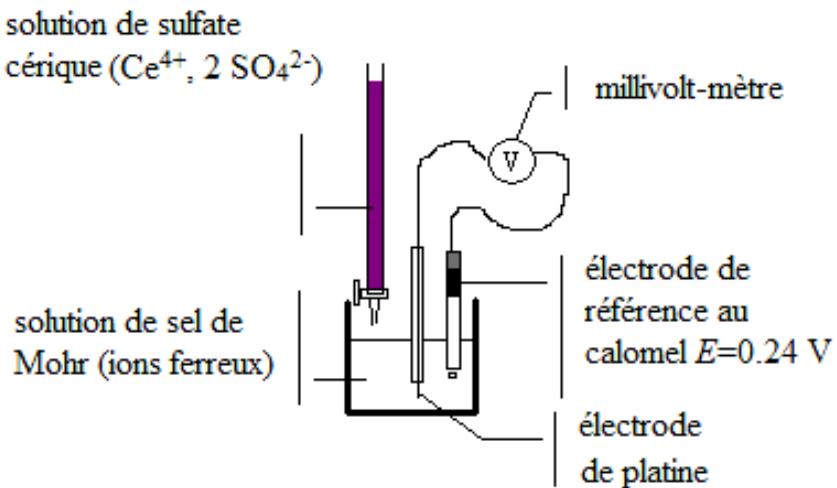
Dosage d'oxydo-réduction Dosage potentiométrique

I. Principe :

Il s'agit de constituer une pile et de mesurer sa fém U, c'est-à-dire la différence de potentiels (ddp) entre les deux électrodes. On utilise alors une électrode de mesure en platine, dont le potentiel est noté E_{mes} et une électrode de référence au calomel saturée de KCl (ECS), dont le potentiel est constant : $E_{ECS} = 0,246 \text{ V}$.

II. Réalisation expérimentale :

- Relier les deux électrodes au millivoltmètre : ECS sur Ref ; Pt sur électrode.
- Relier le millivoltmètre à l'ordinateur (c'est un Ph mètre dans notre cas : pensez à vérifier qu'il est bien en train de mesurer des volt et non un pH... changer la grandeur mesurée en appuyant sur la touche mV/pH si besoin).
- Paramétriser Synchronie (dans Valeurs mesurées : sélectionner mV et non pH).
- Remplir la burette de solution de sulfate de cérium(IV).
- Dans un bêcher de 150 mL, introduire :
 - ✓ 10 mL de la solution d'ions Fe^{2+} à doser (solution de sel de Mohr : FeSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)
 - ✓ les deux électrodes (Pt et ECS) reliées au préalable au millivoltmètre.
 - ✓ Puis ajouter suffisamment d'eau distillée pour que les électrodes soient bien immergées (50 mL environ).
- Verser la solution de sulfate cérique (Ce^{4+} , 2 SO_4^{2-}) à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ de 1 mL en 1 mL au jusqu'à plus de 2 Veq, sauf au voisinage de l'équivalence où vous serez plus précis. Pour chaque point, relever la valeur du potentiel de la solution sur Synchronie. (Bien attendre que le voltmètre soit stabilisé.)
 - ✓ Quelle relation lie U et E_{mes} ?
 - ✓ Quelles sont les 2 expressions littérales qui permettent d'exprimer E_{mes} au fur et à mesure du dosage ?



III. Etude théorique : Courbe théorique $E = f(V)$

Conventions : c_0 : concentration en ions Fe^{2+} dans la solution à doser

V_0 : volume prélevé de solution à doser

c : concentration en ions Ce^{4+} dans la solution titrante

V : volume versé de solution titrante

V_{eq} = volume versé à l'équivalence On pose également

1- Déterminer l'expression de $E = f(V)$ avant l'équivalence

2- Déterminer l'expression de $E = f(V)$ après l'équivalence

3- Déterminer de E à l'équivalence

4- D'après l'allure de la courbe $E = f(V)$, justifier la possibilité d'un suivi colorimétrique du dosage.

5- Déterminer le volume à l'équivalence en utilisant la méthode des tangentes et en déduire la concentration en ions Fe^{2+} de la solution dosée.

6- Déterminer des potentiels standards d'oxydo-réduction

- A priori où peut-on lire sur la courbe $E = f(V)$, la valeur de $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$?
- A priori où peut-on lire sur la courbe $E = f(V)$, la valeur de $E^\circ(\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+})$?
- Comparer avec les valeurs théoriques.

En fait, le titrage a lieu en milieu acide et surtout en présence d'ions sulfate. La complexation des ions en solution par les ions sulfate se traduit par la modification de leur caractère oxydant ou réducteur. Les potentiels redox déterminés précédemment doivent être plus

proche des valeurs données des couples en milieu sulfate. En milieu sulfurique, on trouve les données suivantes : $E^\circ(\text{Fe}^{\text{III}}/\text{Fe}^{\text{II}}) = 0,68 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Ce}^{\text{IV}}/\text{Ce}^{\text{III}}) = 1,46 \text{ V}$

En observant l'évolution du potentiel standard du couple pour les ions cérium en milieu aqueux non sulfurique puis en milieu sulfurique, prévoir qui de Ce^{4+} ou de Ce^{3+} est le plus fortement stabilisé par complexation avec les ions sulfate.

Références bibliographiques

- [1]. Belabass Benayad, Expériences de chimie analytique
- [2]. R. Ouahes ; B. Dévallez, Chimie générale, SNED - Alger
- [3]. A.-S. Bernard, S. Clède, M. Emond, Techniques expérimentale en chimie
- [4]. Travaux pratiques de chimie : De l'expérience à l'interprétation de Thomas Barilero, Aurélie Deleuze, Matthieu Emond et Hélène Monin-Soyer. 2013.
- [5]. Travaux pratiques de chimie générale minérale et organique. 25 thèmes, Edition revue et corrigée de François Souil. 2000.
- [6]. M. Chavanne, A. Jullien, G.J. Beaudoin, E. Flamand, Chimie organique expérimentale, 2^{oed}, Belin. 1991.
- [7]. Thomas Bariliro, Aurélie Deleuze, Travaux pratiques de chimie tout prêt
- [8]. Danielle Cachau-herreillat, Des expériences de la famille acide base
- [9]. J. Coarer, Chimie le minimum à savoir : EDP, Science 2003
- [10]. P. Courrièr ; G. Baziard ; J-L. Stigliani, Chimie physique, ISBN 2002
- [11]. Travaux pratiques de chimie tout prêts. Thomas Barilero , Aurélie Deleuze , Matthieu Edmond. Editions Rue d'Ulm. 2009.
- [12]. Mini Manuel de Chimie générale - Chimie des Solutions. Elisabeth Bardez. Dunod. 2008.
- [13]. Douglas Skoog, Donald West, F. James Holler, Chimie analytique, De Boeck Supérieur, 1997
- [14]. Travaux pratiques de chimie analytique, Titrages potentiométriques, Pharmacie 1^{re} année, 2002-2003,