

République Algérienne Démocratique et Populaire



Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université de Ziane Achour –Djelfa

Faculté des sciences exactes et informatique

Département de Chimie



POLYCOPIÉ DE TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE ANALYTIQUE

Destiné aux étudiants : 2^{-ème} Année Licence Chimie (L2)



Réalisé par :

Dr. Iman AOUES

Maitre de conférences B

Année universitaire 2025 - 2026

AVANT PROPOS

La chimie analytique est la branche de la chimie qui a pour but l'identification, la caractérisation et la quantification des substances chimiques ainsi que le développement des méthodes nécessaires à cette analyse. Elle s'intéresse également à la compréhension des phénomènes mis en jeu dans les processus et les techniques d'analyse afin de pouvoir sans cesse les améliorer.

Son rôle est d'interpréter les informations obtenues sur la nature, la composition et la structure des composés présents dans des échantillons variés afin de résoudre les problèmes d'analyse dans divers secteurs tel que le médical, l'agro-alimentaire, la biochimie, l'environnement et la sécurité.

Les méthodes utilisées pour l'analyse chimique sont répertoriées en deux catégories :

- La première catégorie les méthodes chimiques proprement dites qui mette en jeu les propriétés chimiques pour obtenir l'information chimique sur la matière traitée.
- La seconde, dorénavant comprend les méthodes physiques et physico-chimiques utilisant des propriétés particulières de la matière pour aboutir à des mesures en relation avec cette même information chimique.

Ce polycopié comporte quelques travaux pratiques simples proposés aux étudiants de deuxième année licence chimie. Ces travaux pratiques doivent permettre une meilleure compréhension des cours de chimie analytique dispensés. L'objectif principal est de permettre une maîtrise des règles élémentaires et des principes de base relatifs aux différents types de dosages et d'analyses généralement réalisés dans les laboratoires.

Les TP proposés ont été inspirés de la littérature et sélectionnés dans le sens de rapprocher l'étudiant à la chimie pratique tel que : préparation des solutions ; titrage acido-basique ; dosage des ions chlorures par précipitation et titrage d'oxydo-réduction.

Les références utilisées pour la réalisation de cet ouvrage sont rassemblées à la fin de ce recueil.

L'enseignante : **Iman AOUES**

Sommaire

TP N° : 00 Initiation aux TP de Chimie.....	4
TP N° : 01 Préparation des solutions	9
TP N° : 02 Titrage acido-basique (Titrage de l'acide acétique contenu dans le vinaigre)	14
TP N° : 03 La Solubilité (Dosage des ions chlorures par précipitation)	18
TP N° : 04 Titrage d'Oxydoréduction (Titrage indirect d'une eau de javel)	20
Références bibliographiques.....	24

TP N° : 00 Initiation aux TP de Chimie

I- Présentation le compte rendu de TP

Un TP est le plus souvent constitué d'une ou plusieurs expériences qui s'inscrivent dans une démarche de résolution de problème. Son compte rendu doit présenter les différentes étapes de la démarche adoptée pour résoudre le problème scientifique clairement défini.

- Il doit comporter les parties suivantes :

1) Page de garde :

- Nom de l'université, de la faculté et du département.
- Nom du module
- Le numéro du TP et son titre.
- les noms et prénoms des étudiants du binôme et le numéro de leur groupe.
- Nom et prénom de l'enseignant qui encadre le TP.
- La date de réalisation du TP.
- l'année universitaire.

2) Introduction : Dans l'introduction du compte rendu :

- Présenter l'objectif, l'intérêt du TP, le (ou les) problème(s) à résoudre. Il s'agit de définir clairement ce que l'on cherche à réaliser, à montrer ou à déterminer.

- Indiquer

- les notions que l'on va aborder lors de ce TP, les mots importants s'y rapportant.
- les méthodes qui vont être utilisées, les expériences qui vont être réalisées afin de répondre à l'objectif du TP.

3) Protocole

- Si le protocole est décrit dans une fiche, faire référence à celle-ci sans la recopier. Exposer clairement et brièvement les manipulations réalisées.

- Si le protocole expérimental n'est pas proposé dans l'énoncé de TP :

- décrire les étapes à effectuer en utilisant des verbes à l'infinitif
- faire un inventaire du matériel utilisé pour l'expérience, présenter les produits ou solutions (par exemple en exploitant l'étiquette du flacon).

- Ne pas oublier :

- les schémas annotés (et de taille adaptés) des montages expérimentaux, des expériences
- d'indiquer les grandeurs mesurées.

4) Résultats

- La présentation des résultats (les mesures et leurs unités) doit être claire. Elle peut être sous la forme d'un tableau, d'un graphique, d'un schéma ou d'un court texte. Il faut trouver la forme qui semble la plus judicieuse.

5) Interprétations

- L'interprétation est une explication des résultats trouvés. Il faut mettre en relation les connaissances et les résultats afin de bien les expliquer.

On voit que...or on sait que...on en déduit que...

6) Conclusion

- La réponse au problème doit être clairement exposée et il faut indiquer si le but du TP est réellement atteint.

- Si les résultats ne viennent pas confirmer les hypothèses, recherché si cette différence est due à une erreur de manipulation, de conception du protocole, ou du principe de l'expérience.

II- Règles de sécurité

Travailler dans un laboratoire de chimie expose à des risques dus aussi bien aux produits chimiques potentiellement toxiques qu'au matériel spécifique. Il faut ainsi avoir conscience des risques encourus et tout faire pour protéger les autres et soi-même [1].

Le simple fait d'entrer dans un laboratoire de chimie impose le respect strict de certaines règles :

- Porter une blouse en coton et non en polyester.
- Porter des gants adaptés lors de la manipulation de produits corrosifs.
- Attacher les cheveux longs, retirer les bijoux.
- Manipuler debout.
- Ne jamais prendre quoi que ce soit dans un laboratoire sans permission.
- Ne jamais diriger un tube à essais vers vous ou vers quelqu'un d'autre au cours du chauffage ou d'un test. Ne jamais regarder dans l'axe d'un tube à essais.
- Tous les flacons doivent sans exception avoir une étiquette sur laquelle on retrouve le nom, la formule, le(s) pictogramme(s) de sécurité.
- Lire les instructions d'un matériel ou d'un flacon de commerce. Tout accident et toute casse ou détérioration du matériel doivent être signalés immédiatement à votre enseignant.
- Si vous vous brûlez ou si un produit est projeté sur votre peau et vos yeux, lavez immédiatement la partie atteinte avec l'eau.
- Ne jamais verser de l'eau sur une solution d'acide concentré.

- Ne jamais manger ou fumer dans le laboratoire.
- Ne jamais pipeter à la bouche,
- Ne jamais manipuler des produits chimiques directement avec les doigts ou les gouter.
- Toute réaction avec les substances toxiques et malodorantes doit être effectuée sous la hotte.
- A la fin du TP, vider tous les récipients, rincer et ranger la vaisselle et nettoyer le plan de travail.

III- Pictogrammes de danger

Les pictogrammes sont des images graphiques facilement reconnaissables et compréhensibles pour avertir les utilisateurs des dangers que peuvent présenter des substances ou des mélanges chimiques dangereux [2].

L'étiquetage des produits dangereux

Etiquette	Signification	Risques	Exemples
	Dangereux pour l'Environnement N	Produits qui peuvent présenter un risque immédiat ou différé pour une ou plusieurs composantes de l'environnement (c.à.d. capables, par ex. de causer des dommages à la faune, à la flore ou de provoquer une pollution des eaux naturelles et de l'air).	Lindane (pesticide), tétrachlorure de carbone
	Toxique T, Très Toxique T+	Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques.	Méthanol, benzène, phénol, naphthalène, Phosphore blanc, sulfure d'hydrogène, cyanure d'hydrogène à plus de 7%.
	Nocif Xn, Irritant Xi	Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques. Produits non corrosifs qui en cas de contact ou d'inhalation peuvent provoquer une irritation de la peau et des voies respiratoires, une inflammation des yeux.	Dichlorométhane, trichloréthylène, térébenthine, Bichromate de potassium, eau de Javel diluée, ammoniacale entre 5 et 10 %.
	Comburant O	Produits pouvant favoriser ou activer la combustion d'une substance combustible. Au contact de matériaux d'emballage (papier, carton, bois) ou d'autres substances combustibles, ils peuvent provoquer un incendie.	Acide nitrique à 70 % et plus, peroxydes, oxydes de chrome VI, dés herbants (chlorate de soude).
	Facilement Inflammable F, Extrêmement inflammable F+	Produits pouvant s'enflammer facilement en présence d'une source d'inflammation à température ambiante (< 21°C). Produits pouvant s'enflammer très facilement en présence d'une source d'inflammation.	Acétone, éthanol, eau écarlate, Acétylène, éther diéthylique, insecticides en bombe.
	Explosif E	Ce sont des liquides ou des solides capables d'exploser sous l'action d'un choc, d'un frottement, d'une flamme ou de chaleur.	Nitroglycérine, butane, propane dans un certain pourcentage de mélange avec l'air, TNT (trinitrotoluène)
	Corrosif C	Produits pouvant exercer une action destructive sur les tissus vivants.	Acide chlorhydrique à 25 % et plus, acide phosphorique à plus de 25 %, eau de Javel concentrée, ammoniacale à plus de 10

IV- Verreries et ustensiles usuels dans les travaux pratiques de chimie

La verrerie de laboratoire désigne divers récipients, instruments et équipements en verre (verrerie) utilisés en laboratoire par les chimistes et les biologistes pour des expériences scientifiques ou des procédures à petite échelle.



Bécher : un récipient classique en chimie, utilisé pour transvaser des solutions ou prélever une solution avec une pipette par exemple. Les graduations sur un bécher donnent uniquement un ordre de grandeur du volume contenu, elles sont très peu précises !!!!



Erlenmeyer : un récipient idéal si on veut éviter les projections de la solution contenue. Ainsi, si on mélange deux liquides, son utilisation est préférable pour des raisons de sécurité.



Ballon mono col rodé



Ballon mono col



Ballon bi-col



Ballon tri-col



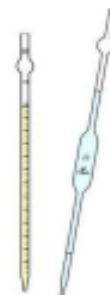
Éprouvette graduée



Burette



Fluo Jaugée



Pipette graduée et Jaugée

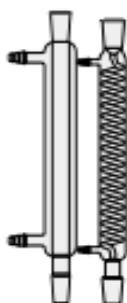
Verreries de mesure : (éprouvette graduée, burette, fiole jaugée, pipette graduée ou jaugée)



Entonnoir



Tube à essais



Réfrigérant



Trépied



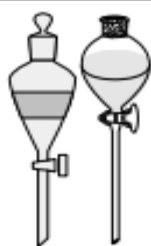
Bec Bunsen



Mortier



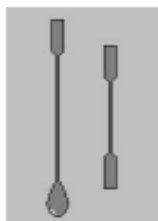
Plaque chauffante avec agitation



Ampoule à décanter



Pissette



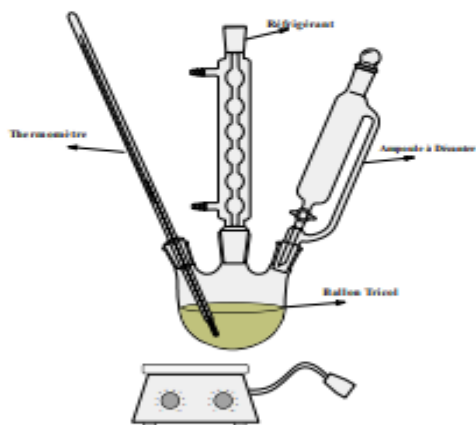
Spatule



Verre de montre



Propipette



Montage d'une réaction chimique

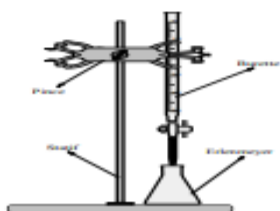


Filtration

Séparation de solide
de liquide



Séparation de deux phases
liquides hétérogènes



Montage de dosage

TPN°1 : Préparation des solutions

I. Quelques rappels :

I.1. Une solution :

En chimie, une **solution** est un mélange homogène résultant de la dissolution d'un ou plusieurs **soluté(s)** (espèce chimique dissoute) dans un **solvant**.

Lorsque le solvant est l'eau, la solution porte le nom de « **solution aqueuse** ».

Lorsque le solvant ne peut plus accueillir davantage de soluté, la solution est dite **saturée**.
Au laboratoire, on peut se retrouver face à 2 types de situations, à savoir de devoir préparer une solution :

- par dissolution d'un solide,
- par dilution d'un liquide plus concentré en connaissant sa concentration.

I-2. Différentes expressions de la concentration

- **La molarité (mol/L)** : Le n^{bre} de mole de solutés dans 1 L de solution,
 $C_M = n_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$.
- **La concentration massique (g/L)** : La masse de soluté par unité de volume,
 $C_{\text{mass}} = m_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$.
- **La molalité (mol/kg)** : c'est le n^{bre} de mole de solutés dissoute dans 1 kg de solvant
 $C_{\text{mol}} = n_{\text{soluté}} / m_{\text{solvant}}$.
- **Le pourcentage massique (%)** : C'est le rapport entre la masse de soluté et la masse de solution en %. $A\% = (m_A / m_{\text{solutions}}) \cdot 100$.
- **La fraction molaire** : C'est le rapport entre le n^{bre} de mole de l'espèce **i** et le n^{bre} de moles totale. $X_i = n_i / n_{\text{totale}}$.
- **La (Normalité N (éqg/l))** : C'est le nombre d'équivalent gramme de soluté contenu dans un litre de solution. $N = n_{\text{éqg}} / V_{\text{solution}} \iff N = Z \cdot C_M$.
- **L'équivalent-gramme** : C'est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+ , e^- etc).
- **Le facteur de dilution (F)** : Lorsqu'une solution est diluée F fois, F liant le volume V_f de solution fille obtenue au volume V_m de solution mère, s'écrit : $F = V_f / V_m$ relation dans laquelle V_f et V_m sont exprimés dans la même unité [3].

II.1. Préparation d'une solution à partir d'un solide (par dissolution) :

Une solution peut être réalisée en dissolvant une espèce solide dans l'eau liquide. On parle de **dissolution**.

Exemple :

On souhaite préparer $V=100\text{mL}$ d'une solution de chlorure de sodium NaCl à $C=0,10\text{ mol/L}$.

La masse molaire du chlorure de sodium est $M_{\text{NaCl}}=58\text{ g/mol}$.

Calculons la masse de chlorure de sodium à peser : les 100mL de solution doivent contenir $n_{\text{NaCl}}=C.V$ mol de NaCl , donc la masse m_{NaCl} à peser est $m_{\text{NaCl}}=n_{\text{NaCl}}.M_{\text{NaCl}}=C.V.M_{\text{NaCl}}$

A.N. : $m_{\text{NaCl}}=0,58\text{g}$.

II.2. Préparation d'une solution par dilution :

On dispose d'une solution mère, de concentration connue, à partir de laquelle on prépare une solution fille, moins concentrée.

« Diluer une solution aqueuse consiste, en lui ajoutant de l'eau distillée, à obtenir une solution moins concentrée ».

Diluer 10 fois une solution revient à diviser sa concentration par 10, la diluer 100 fois revient à diviser sa concentration par 100.

On parle aussi de dilution au dixième, au centième. 10 et 100 représente **le facteur de dilution**.

On parle aussi de dilution au dixième, au centième. 10 et 100 représente le facteur de dilution.

II.2.1. Volume de solution mère à prélever :

- Solution mère S_m : concentration massique C_m
- Solution fille à préparer S_f : concentration massique C_f , volume V_f .

Il faut d'abord calculer le volume V_m de solution mère à prélever auquel on ajoute de l'eau jusqu'au volume V_f .

Lorsqu'on dilue une solution la masse de soluté présent ne change pas

- La masse du soluté dans le prélèvement d'un volume V_m de la solution mère est $C_m \times V_m$.
- La masse du soluté dans la solution fille sera égale à $C_f \times V_f$.
- Pour diluer, on ne rajoute que de l'eau à la solution mère, donc la masse de soluté est la même dans la solution mère et la solution fille. On a donc la relation :

$$C_m \times V_m = C_f \times V_f$$

$C_m \times V_m \rightarrow$ masse de soluté dans le prélèvement de solution mère

$C_f \times V_f \rightarrow$ masse de soluté dans la solution fille

- Le volume V_m de la solution mère à prélever est donc tel que :

$$V_m = C_f \times V_f / C_m$$

C_m et C_f sont exprimés dans la même unité, par exemple en gramme par litre (g.L^{-1})

Facteur de dilution : $F = C_m / C_f = V_f / V_m$.

III. Objectifs

Préparer des solutions de concentration molaire donnée :

1- Par dissolution d'une espèce moléculaire solide.

2- Par dilution d'une solution.

IV. Matériels et produit :

Sulfate de cuivre penta hydraté, eau distillée, les fioles jaugées (100 ml, 50 ml), tubes à essais, balance électronique, béchers, verre de montre, pipette.

V. Partie Expérimentale :

V.1. Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide

Le solide ionique dont on dispose pour préparer cette solution a pour formule chimique : $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$. Dans ce solide, les ions cuivre II Cu^{2+} sont penta hydratés, cela signifie que chaque cation Cu^{2+} est entouré par cinq molécules d'eau.

On veut préparer un volume $V = 100 \text{ ml}$ une solution de sulfate de cuivre **S** de concentration $C = 0,25 \text{ mol. L}^{-1}$.

1. Réaliser la solution demandée.

On calcule la masse de Sulfate de cuivre penta hydraté à peser

On pose un verre de montre sur le plateau de la balance de précision. On tare la balance pour qu'elle affiche 0. On pèse la quantité de solide nécessaire. A l'aide d'un entonnoir à solide, on introduire le solide dans une fiole jaugée de volume de 100 ml. Rincer l'entonnoir dans la fiole. On ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On bouche et on agite pour homogénéiser. On obtient la solution **S**.

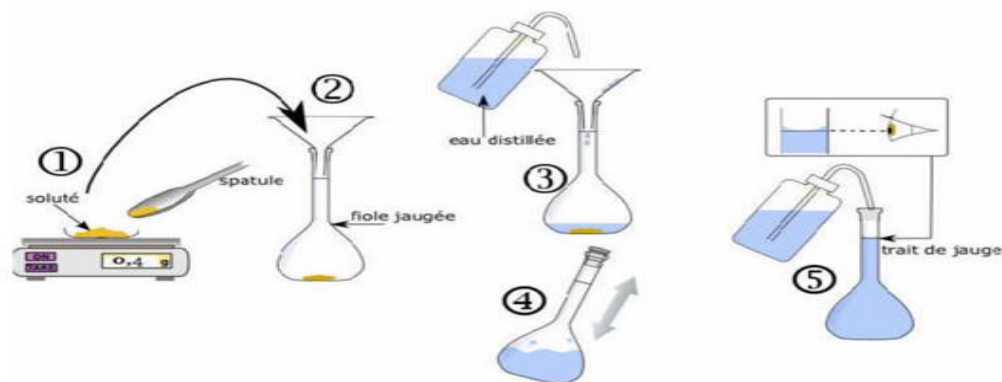


Figure 01 : Les étapes de préparation d'une solution par dissolution d'un solide.

V.2. Préparation d'une solution par dilution

A l'aide de la solution S, on veut préparer un volume $V' = 50 \text{ ml}$ de solution de sulfate de cuivre de concentration $C' = 0,010 \text{ mol. L}^{-1}$. La solution de départ de concentration C est appelée solution mère et la solution que vous allez préparer de concentration C' (solution fille)

1. Déterminer le volume à prélever de la solution mère pour obtenir la solution S'?
2. Réaliser la solution demandée.

- Pour cela il faut calculer le volume pour préparer 50 ml de solution de concentration $0,01 \text{ mol. L}^{-1}$ et verser le volume nécessaire dans une fiole jaugée et compléter avec du l'eau distillée.

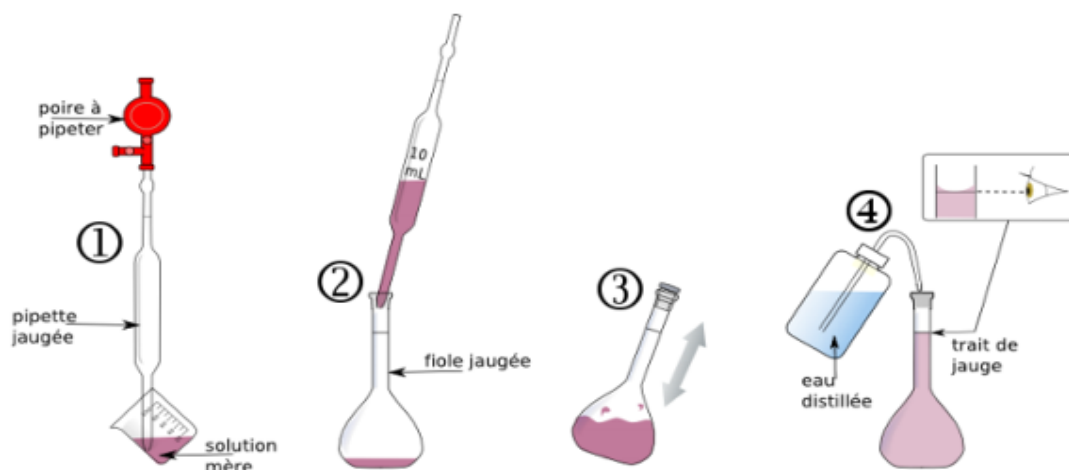


Figure 02 : Les étapes de préparation d'une solution par dilution d'une solution mère.

V.3. Préparation de solutions par dilution – Echelle de teinte

➤ L'échelle de teintes

L'échelle est constituée d'un ensemble de solutions contenant une même espèce chimique colorée en solution et dont les concentrations sont connues. Elle permet alors de déterminer la concentration d'une solution contenant la même espèce colorée à une concentration inconnue par comparaison des teintes.

A partir de la solution mère, vous préparerez 4 solutions fille **S₁**, **S₂**, **S₃** et **S₄** chacune de volume $V_f = 50$ ml. Pour les préparer, il faudra introduire directement dans la fiole de volume $V = 50$ ml (le volume V_o de solution mère indiqué dans le tableau) et on complète à 50 ml avec de l'eau distillée.

Facteur de dilution

Le facteur de dilution indique le nombre de fois qu'a été diluée la solution mère pour obtenir la solution fille. Par définition : $F = V_f / V_m$ ----- C_m / C_f [3]

1. Compléter le tableau (donner vos résultats en écriture scientifique).
2. Une solution de sulfate de cuivre de concentration inconnue est au bureau. Utiliser l'échelle de teinte pour donner un encadrement de cette concentration inconnue.

Solutions filles S_i	S₁	S₂	S₃	S₄
Volume V_o de S_i (ml)	10	15	25	40
Concentration Solution fille (mol. L ⁻¹)				

TPN°2 : Titrage acido-basique

(Titrage de l'acide acétique contenu dans le vinaigre)

I. INTRODUCTION

Connu depuis l'Antiquité, le vinaigre (de "vin" et "aigre") est obtenu par oxydation des alcools en acide acétique par le développement de bactéries acétiques (Acétobacter) ; par extension, on a appelé vinaigre tout produit obtenu par la fermentation acétique de boissons ou des dilutions alcooliques [4].

La composition d'un vinaigre dépend de la matière première employée dans sa fabrication (vinaigre de cidre, de vin rouge, de vin blanc, ou encore jus de raisin, de citron, de pomme...). Le vinaigre peut se résumer à une solution aqueuse d'acide acétique contenant d'autres produits naturels [4].

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. (Par exemple un vinaigre à 5° d'acidité contient 5 g d'acide éthanoïque pour 100 g de solution de vinaigre.) [5]. La masse volumique du vinaigre égale à 1010g/l [6].

II. Objectifs

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.

- Le vinaigre est essentiellement une solution aqueuse diluée d'acide éthanoïque : CH_3COOH .
- Les concentrations commerciales de vinaigre sont exprimées en degrés.

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.

L'équation de la réaction est : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

III. 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** et la mesure potentiométrique du pH lors du titrage [7]. Pour ce TP, nous utiliserons les deux méthodes.

IV. Matériels et produits

- Burette graduée ; agitateur magnétique ; bécher de 100 ml ; solution d'hydroxyde de sodium NaOH à 0.1 M ; une bouteille de vinaigre d'alcool commercial munie de son étiquette ; phénolphtaléine ; pH-mètre.

V. Travail à réaliser :

1. Préparation de la prise d'essai du vinaigre

La solution de vinaigre, notée S, étant trop concentrée, il faut la diluer 10 fois pour obtenir une solution diluée notée S_A. On veut préparer 100 ml de solution S_A.

2. Titrage colorimétrique rapide de la solution diluée S_A

- Rincer la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.
- Prélever $V_A = 10,0 \text{ ml}$ de S_A avec une pipette jaugée et les verser dans un bécher.
- Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine.
- Mettez le barreau magnétique dans l'Erlenmeyer et réglez l'agitation
- A l'aide de la burette, ajoutez goutte à goutte la solution de NaOH jusqu'à ce qu'une coloration rose-violette apparaisse.

Attention : le changement de couleur se fait à la goutte près ! Lisez le volume de NaOH ajouté et notez le résultat. Faites le titrage 2 fois de suite

- Déterminer un ordre de grandeur du volume d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence, noté V_{BE} .

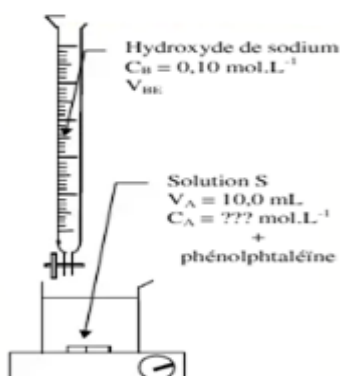


Figure 03 : Titrage Colorimétrique

3. Titrage pH-métrique et tracé du graphe $\text{pH} = f(V_B)$

- Etalonner le pH-mètre et rincer la sonde pH-métrique avec de l'eau distillée.
- Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium.
- Prélever $V_A = 10,0 \text{ ml}$ de la solution S_A avec une pipette jaugée
- Ajoutez progressivement la solution d'hydroxyde de sodium de volume V_B
- A chaque ajout, attendre la stabilisation de la valeur du pH.
- Noter les valeurs de pH et de volume de soude V_B versé en complétant le tableau ci-dessous.

V_b	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
pH												

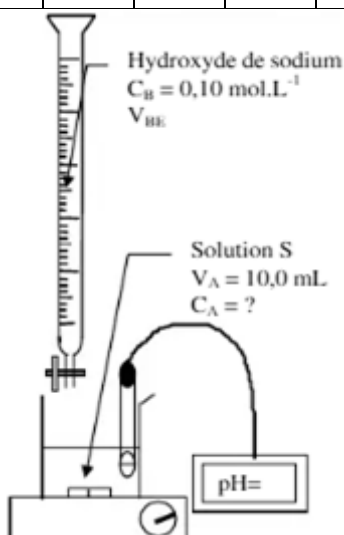


Figure 04 : Titrage pH-métrique

III. Compte rendu

- 1-Tracez, sur papier millimétré, $\text{pH} = f(V_B)$
- 2- Déterminez, par la méthode des tangentes, le volume de solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence (V_{BE}) ainsi que le pH à l'équivalence (pH_E).
- 3- Ecrire les couples acide / base mis en jeu dans le titrage et en déduire l'équation de la réaction de titrage.
- 4- Déterminer la relation entre C_A ; V_{BE} ; V_A et C_B à l'équivalence.
- 5- Calculer la concentration molaire C_A de la solution S_A dosée.
- 6- Calculer la concentration C de la solution S .

7- En déduire la quantité n d'acide éthanóïque contenue dans 100 g de la solution **S** de vinaigre.

On donne la masse volumique du vinaigre est: $\rho_{\text{vinaigre}} = 1,01 \times 10^3 \text{ g.L}^{-1}$.

8- Calculer la masse m d'acide éthanóïque contenue dans 100 g de la solution **S** de vinaigre.

9- En déduire le degré d'acidité du vinaigre et comparer avec la valeur indiquée par l'étiquette (5°).

10-Conclusion.

TPN°3 : LA SOLUBILITE

(Dosage des ions chlorures par précipitation)

I. Introduction

La méthode de MOHR est une méthode de titrage des chlorures. Cette méthode doit son nom au pharmacien allemand **Karl Friedrich Mohr**. Elle consiste à doser les ions chlorure par une solution contenant des ions argent (I) en présence d'une solution contenant les ions chromate. Ce dernier est l'**indicateur coloré** qui réagit en fin de dosage (indicateur de fin de réaction) pour former le **chromate d'argent**, apparaissant comme un **précipité** [8]. La méthode de Mohr peut être utilisée pour la détermination directe du chlorure dissous dans l'eau [9].

II. Objectifs

- Réaliser le titrage direct des ions chlorure par la méthode de Mohr.
- Déterminer la teneur en ions chlorure dans l'eau.

III. Dosage d'une solution de chlorure de sodium par la méthode de MOHR

1. Principe :

On précipite les ions chlorures par une solution de nitrate d'argent. On obtient un précipité blanc de chlorure d'argent. La fin de la réaction est détectée par un indicateur d'ions Ag^+ : le chromate de potassium (jaune) qui forme avec Ag^+ un précipité rouge de chromate d'argent.

2. Matériels et produit

Béchers, Erlenmeyer, Eprouvette, Burette graduée, Agitateur magnétique, solution de nitrate d'argent (AgNO_3) 0.1mol/l, Solution de chromate de potassium (K_2CrO_4) 50g/l, Solution de chlorure de sodium (NaCl), Eau minérale et Eau de robinet.

3. Protocole expérimental

a. Dosage des ions chlorure dans la solution étalon de chlorure de sodium NaCl :

- Dans un erlenmeyer, introduire un volume $V_1=10$ ml de solution de chlorure de sodium de concentration molaire inconnue C_1 .
- Ajouter quelque goutte d'une solution de chromate de potassium
- Doser cette solution par une solution de nitrate d'argent ($C_2=0.1$ mol. L^{-1}).
- Agiter le mélange pendant le dosage.
- Arrêter le dosage lorsque la coloration de suspension passe du jaune à l'orange brique.
- Faire deux dosages successifs et noter le volume moyen de nitrate d'argent qui a servi au dosage.

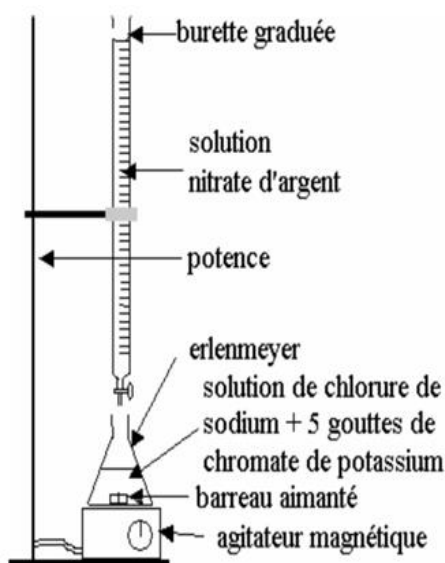


Figure 05 : Dosage des ions de chlorure

b. Dosage des ions chlorure dans l'eau minérale :

On verse $V_2 = 20$ ml d'eau minéral dans un erlenmeyer de 50ml et on ajoute 2ml de chromate de potassium K_2CrO_4 (la solution est jaune). Nous titrons l'eau minérale par la solution de nitrate d'argent $AgNO_3$ de concentration $C = 0.1 \text{ mol. L}^{-1}$ préalablement introduite dans la burette.

- Faire deux dosages successifs et noter le volume moyen de nitrate d'argent qui a servi au dosage.

c. Dosage des ions chlorure dans l'eau du robinet :

Le même montage des deux expériences précédentes, mais on met $V_3 = 20$ ml d'eau du robinet dans l'erlenmeyer.

- Faire deux dosages successifs et noter le volume moyen de nitrate d'argent qui a servi au dosage.

4. Questions

1. Ecrire les équations mise en jeu ?
2. Quelle est la relation entre C_1 , C_2 , V_1 et V_{2E} ?
3. Calculer la concentration des ions chlorures dans chaque cas (la solution étalon, l'eau de minérale et l'eau de robinet) ?
4. Calculer la concentration massique des ions chlorures dans chaque cas ?
5. Donner l'expression de la solubilité de $AgCl$ et Ag_2CrO_4 , puis calculer la solubilité ?
6. Expliquer pourquoi $AgCl$ est moins soluble que Ag_2CrO_4 ?

Données : $pK_s(AgCl) = 9.7$, $pK_s(Ag_2CrO_4) = 12$

TPN°4 : TITRAGE D'OXYDOREDUCTION

Titration indirect d'une eau de javel

I. Introduction

Javel était un lieu-dit de la proche banlieue de Paris, aujourd'hui incorporé dans le 15^{ème} arrondissement. Dans cette partie du village de Grenelle, le comte d'Artois fonda en 1777 une usine d'acides et de produits dérivés. L'un d'entre eux était utilisé dans les blanchisseries comme antiseptique, décolorant et détersif. Il a pris le nom du lieu : c'est l'eau de Javel que l'on utilise toujours.

L'eau de Javel est une solution aqueuse constituée d'un mélange équimolaire d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{ClO}^-_{(\text{aq})}$) et de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$).

L'espèce active de l'eau de javel est l'ion hypochlorite ClO^- [10].

Elle est fabriquée par réaction entre le dichlore et une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) selon la réaction 1 (appelée «dismutation» du dichlore)



En milieu acide, l'eau de Javel (milieu basique) subit une transformation complète représentée par la réaction (2) : $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} = \text{Cl}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.

Cette transformation permet de définir *le degré chlorométrique* D (°chl) qui est généralement indiqué sur l'emballage du produit commercial. Celui-ci est *égal au volume*, exprimé en litre, de dichlore $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ produit par un litre d'eau de Javel, dans les conditions normales de température et de pression (C. N. T. P.) à 0°C sous 101 300 Pa.

Le degré chlorométrique d'une eau de javel est donné par le produit : $V_m \times [\text{ClO}^-]$ où V_m est le volume molaire des gaz à 0°C et 1,013·10⁵ Pa, soit $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

II. Précautions à prendre lors de son utilisation :

Attention : Le dichlore est un gaz toxique.

L'ajout d'acide à l'eau de Javel fournirait donc de gaz dichlore.

Cela montre la dangerosité d'un tel produit car le dichlore est très toxique. Bien des accidents se produisent lorsque l'eau de javel est mélangée à un produit détartrant (donc acide) pour nettoyer les sanitaires par exemple.

Il ne faut jamais utiliser les deux en même temps !

III. Objectifs :

- Déterminer la concentration en ions hypochlorite d'une eau de Javel commerciale par titrage indirect (iodométrique).

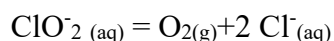
- Dédurre le degré chlorométrique de l'eau de Javel commerciale. Comparaison du résultat avec les indications portées par l'étiquette du produit.

IV. Principe :

Le degré chlorométrique d'une solution contenant des ions hypochlorite correspond au volume de dichlore $\text{Cl}_{2(g)}$, exprimé en litre (à 0°C et à pression atmosphérique $P=1,013.105$ Pa), qu'un litre de solution peut dégager par action de l'acide chlorhydrique concentré, selon l'équation :



* Les concentrations des eaux de javel commerciales sont de 9 à 48 °chl. Mais les ions hypochlorite sont instables en présence de dioxygène. Avec le temps, ce degré chlorométrique diminue. Les ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$ se décomposent suivant la réaction d'équation :



Cette réaction est lente, elle impose une limite de durée d'utilisation à l'eau de Javel : un an pour l'eau de Javel diluée, trois mois pour les concentrés. Un titrage des ions ClO^- permet de déterminer si l'eau de Javel a été stockée plus ou moins longtemps.

L'eau de Javel commerciale, préalablement diluée, est titrée par la méthode iodométrique [10-11] :

- Les ions hypochlorite $\text{ClO}^-_{(aq)}$ oxydent les ions iodure $\text{I}^-_{(aq)}$ introduits en excès en milieu acide ;
- Le diiode formé $\text{I}_{2(aq)}$, espèce colorée, est ensuite titré par les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$.

V. Matériels et produit :

- Eau de javel commerciale ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ et $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{ClO}^-_{(aq)}$), concentration C_0 inconnue
- Burette graduée de 50 mL
- Agitateur magnétique
- Fiole jaugée de 50 mL
- Béchers de 50 mL et 100 mL
- Solution d'iodure de potassium ($\text{K}^+_{(aq)} + \text{I}^-_{(aq)}$), concentration 0.10 mol/L.
- Solution d'acide éthanoïque, concentration 1.0 mol/L (à manipuler avec gants et lunettes).
- Solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^+_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$), concentration en ion thiosulfate $C_B = 0.100$ mol/L.
- Empois d'amidon (ou thiodène), utilisé pour repérer l'équivalence du titrage.

VI. Mode opératoire

1. Dilution de la solution d'eau de Javel

Préparer, à partir de la solution commerciale S de concentration molaire apportée C , 100 ml d'une solution S' de concentration molaire apportée $C' = C/10$.

2. Le titrage

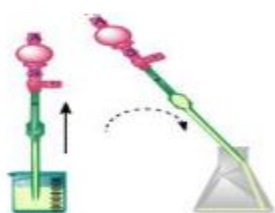
- Dans un erlenmeyer, introduire $V = 10$ ml de la solution S'
- Ajouter 20 ml d'une solution d'iodure de potassium de concentration $0,1 \text{ mol. L}^{-1}$.
- Agiter le mélange pendant 2 minutes à l'aide d'un agitateur magnétique. Observer l'apparition du diiode.
- Ajouter, dans l'erlenmeyer, 10 ml d'acide éthanoïque à 1 mol. L^{-1} .
- Placer la solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$ dans la burette.
- Verser lentement la solution d'ions thiosulfate. Observer la décoloration progressive de la solution.
- Lorsque le mélange devient jaune clair (juste avant l'équivalence), ajouter 5 gouttes d'une solution d'empois d'amidon ou et continuer "à la goutte" l'addition de la solution d'ions thiosulfate jusqu'à la disparition de la coloration bleue (décoloration de la solution).
- Repérer l'équivalence en notant le volume V_E de la solution d'ions thiosulfate versée.

Etape 1 : Réduction de ClO^- par I^- en milieu acide

1. Prise d'essai (10 ml) d'eau de Javel diluée dix fois

2. Addition de 20 ml de solution aqueuse de KI (0.1M)

3. Addition de 10 ml de solution d'acide éthanoïque (1M)



Etape 2 : Dosage de I_2

4. Préparation de la burette



5. Dosage

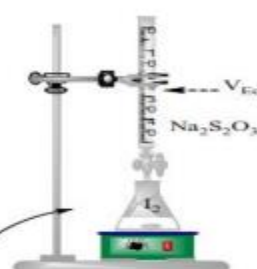
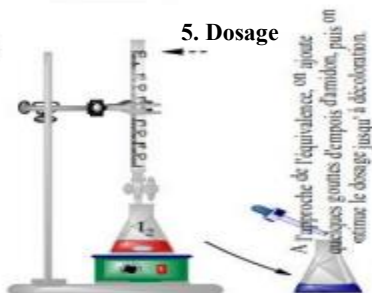


Figure 06 : Mode opératoire détaillé (représentation schématique)

VII. Questions (Compte rendu)

1. Écrire des demi-équations électroniques qui correspondent aux couples oxydant / réducteur mis en jeu : $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$ En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre l'ion hypochlorite et l'ion iodure.
2. Écrire l'équation de la réaction de titrage du diiode par le thiosulfate.
3. Déterminer la quantité de matière de diiode titré n_{I_2} , titré.
4. En déduire la quantité de matière n_{ClO^-} , dilué puis la concentration en ions hypochlorite $[\text{ClO}^-]_{\text{diluée}}$ de la solution diluée.
5. Déterminer la concentration en ions hypochlorite $[\text{ClO}^-]_{\text{commercial}}$ de la solution commerciale au moment où le titrage a été effectué.
6. Quel est le rôle de l'amidon
7. Calculer le degré chlorométrique de l'eau de Javel et le comparer à la valeur théorique (13°chl).
8. Pourquoi le titrage peut-il être qualifié de titrage indirect ?

Références bibliographiques :

- [1] A.S. Bernard, S. Clède, M. Emond, H. Monin-Soyer, J. Quérard, Techniques expérimentales en chimie-Classes prépas et concours : Travaux pratiques. Dunod : 2018.
- [2] S. Bernier, M. H. Aubert, A. Brendel, B. Diers, A.M. Freyria, E. Vaganay, S. Munch, 150 fiches pratiques de sécurité des produits chimiques au laboratoire-5e éd. -Conforme au réglem : Conforme au règlement européen CLP. Dunod : 2014.
- [3] P. Arnaud, F. Rouquérol, G. Chambaud, R. Lissillour, A. Boucekkine, R. Bouchet, F. Boulc'h, V. Hornebecq, Les cours de Paul Arnaud - Chimie générale - 8e éd : Cours avec 330 questions et exercices corrigés et 200 QCM. Dunod : 2016.
- [4] C.M. Bourgeois, J.P. Larpent, Microbiologie alimentaire : aliments fermentes et fermentations alimentaires (Tome 2). Edition techniques et documentations, 1996, p 623.
- [5] Légifrance., Décret n° 88-1207 du 30 décembre 1988 relatif aux vinaigres (Modifié par Décret n° 2005-553 du 19 mai 2005).
- [6] W. M. Haynes, (Éd.). CRC Handbook of Chemistry and Physics. 97e éd. Boca Raton : CRC Press, 2016. Section 8 : Aqueous Solutions Density Table (Acetic Acid).
- [7] M. Leconte, Chimie analytique : Titrages. Écoles Normales Supérieures de Lyon, 2020.
- [8] S.M. Khopkar, Basic Concepts Of Analytical Chemistry, New Age International Publishers, 1998, p 500.
- [9] ISO 9297 : Qualité de l'eau — Dosage des chlorures — Titration au nitrate d'argent avec du chromate comme indicateur (Méthode de Mohr), 1989.
- [10] J. Mesplède, J. L. Queyrel, Manipulations commentées de chimie générale, Bréal.
- [11] D.A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, Chimie analytique. De Boeck