REPUBLIQUE ALGERENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
Ministère de l'enseignement supérieur et de la recherche scientifique
Université BELHADJ BOUCHAIB- Ain Temouchent
Faculté Sciences de la technologie
Département Science de la matière
Filière : Chimie

POLYCOPIÉ DE TRAVAUX PRATIQUE DE CHIMIE MINERALE

2eme Année Licence Chimie



Réaliser par :

Dr SEDIRI Khaldia Maitre de conférences classe «B »

Année universitaire 2025-2026

AVANT PROPOS

Ce polycopie de travaux pratiques (TP) de chimie minérale s'adresse aux étudiants de 2eme année, spécialité chimie, domaine science et technologie de l'Université d'Ain Temouchent.

Les travaux pratiques visent à renforcer la compréhension des notions théoriques abordées en cours tout en développant les compétences expérimentales nécessaires : maîtrise des instruments de mesure, application rigoureuse des protocoles, rédaction d'un mode opératoire clair et reproductible. L'étudiant est encouragé à observer avec précision tout phénomène expérimental (variation de couleur, dégagement gazeux, formation de précipité…) et à en proposer une interprétation scientifique. L'exploitation correcte des résultats constitue également un objectif central.

Les principaux axes de ce module portent sur la compréhension de la structure et des propriétés physico-chimiques des substances chimiques, ainsi que sur l'établissement du lien entre leurs propriétés physiques et chimiques. Il vise également à introduire aux étudiants les bases de la chimie qualitative à travers quelques méthodes d'analyse simples, inspirées d'applications rencontrées dans la vie quotidienne.

Pour garantir le bon déroulement des séances, les règles suivantes doivent être respectées :

- Une préparation préalable de chaque TP est indispensable.
- Un compte rendu est exigé pour chaque séance et évalué progressivement.
- Toute absence non justifiée entraîne automatiquement la note zéro pour le compte rendu correspondant.

Tables des matières

N° TP	Page
TP N°0 : Initiation aux travaux pratiques	**1**
TP N°1 : Identification des ions (Cation/ Anion) par précipitation	**13**
TP N°2 : Etude de la solubilité des corps covalents	**18**
TP N°3 : Détermination de la dureté de l'eau par complexomètrie	**23**
TP N°4 : Dosage par Oxydoréduction (Manganimétrie)	**31**
TP N°5 : Synthèse d'un complexe Tétraaminecuivre II	**35**
TP N°6 : Solubilité d'une espèce chimique – Produit de solubilité Ks	**40**
TP N°7 : Dosage d'une solution d'acide chlorohydrique par une solution de carbonate de sodium	**44**
TP N°8 : Dosage oxydoréduction des ions hypochlorite dans un eau de javel	**48**
Références Bibliographiques	**52**

TP 0

INITIATION AUX TRAVEAUX PRATIQUE

Tous les jours, dans le monde entier, des chimistes travaillent sur des substances chimiques dangereuses dans des laboratoires. Ils appliquent généralement les procédures nécessaires à la manipulation et la mise au rebut en toute sécurité de ces substances chimiques.

Avant d'aborder les différentes techniques expérimentales mises en œuvre lors des travaux pratiques de chimie, il est nécessaire d'apprendre les mesures de sécurité élémentaires à respecter lors de toute manipulation.

I. Consignes de sécurité

1- Règles générales de comportement :

- ✓ Déposer les sacs et les effets personnels sur les tables au fond de la salle, loin de tout passage.
- ✓ Ne pas déposer les affaires personnelles (plumiers, cahiers, etc.) sur les paillasses, mais sur les tablettes en verre.
- ✓ Il est interdit de courir, de lancer des objets, de s'asperger avec les pissettes d'eau ou de solvants.
- ✓ Il est interdit d'apporter et de consommer de la nourriture ou des boissons.
- ✓ À la fin de la séance de TP, nettoyer et ranger le matériel utilisé selon les consignes de l'enseignant, ranger et nettoyer la place de travail, les éviers, les balances, etc.
- ✓ Il est impératif de se laver les mains au savon en quittant le laboratoire, même pour une courte sortie.
- ✓ En cas de doute ou de question, faire appel à l'enseignant·e.
- ✓ Le port de shorts, de jupes, de chaussures ouvertes (sandales, tongs, etc.) ou des chaussures à talons est interdit.
- ✓ Le port d'une blouse en coton fermée est obligatoire.
- ✓ Le port de lunettes de sécurité est obligatoire. Les personnes qui portent des lunettes médicales doivent utiliser des lunettes spéciales de protection prévues à cet effet. Les verres de contact sont interdits.
- ✓ Les cheveux longs sont à attacher soigneusement.
- ✓ Éviter tout contact cutané avec les matières expérimentales. Les gants seront parfois utilisés en accord avec les précautions d'emploi de certains produits.
- ✓ Ne pas respirer volontairement l'odeur des matières expérimentales.
- ✓ Ne jamais rien gouter.
- ✓ Réaliser les expériences uniquement sous la direction de l'enseignant·e et en respectant ses consignes. Ne pas mener des expériences de sa propre initiative !
- ✓ Il est strictement interdit de prendre avec soi des produits chimiques ou des matières expérimentales.
- ✓ Travailler en position stable.
- ✓ Se déplacer sans courir.

2- Manipulation des produits chimiques

- ✓ Ne commencer les manipulations expérimentales qu'après avoir lu et compris les procédures.
- ✓ Avant d'utiliser un produit chimique, lire l'étiquette et/ou la fiche de sécurité simplifiée et respecter les consignes de sécurité indiquées par les pictogrammes (voir fascicule annexe « Nouveaux symboles – mêmes dangers », infochim.ch).
- ✓ Ne prélever aucun solide avec les doigts, utiliser toujours une spatule.
- ✓ Ne jamais pipeter avec la bouche, utiliser une pipette avec une poire, une propipette ou un pipeteur.
- ✓ Ne jamais utiliser une même spatule ou pipette pour prélever deux matières expérimentales différentes.
- ✓ Toujours reboucher un flacon après usage avec son propre couvercle.
- ✓ Ne pas tenir une éprouvette ou autre récipient en dirigeant leur ouverture vers d'autres personnes.
- ✓ Éliminer de suite toute substance renversée (la neutraliser au besoin) ou tout matériel cassé : demander à l'enseignant·e.
- ✓ Ne pas remettre des matières expérimentales dans leur récipient de stockage, sauf consigne contraire de l'enseignant·e.
- ✓ Ne jamais chauffer des solvants inflammables et volatils (acétone, alcool, etc.) sur une flamme ou proche d'une flamme.
- ✓ Ne jamais diriger l'ouverture d'une éprouvette chauffée contre une partie du corps ou contre quelqu'un, ni
  en direction des prises électriques.
- ✓ Ne jamais déverser des produits chimiques dans l'évier sans instructions.
- ✓ Éliminer correctement les produits chimiques utilisés dans les bidons ou les récipients prévus à cet effet.
- ✓ Tous les flacons doivent sans exception avoir une étiquette sur laquelle on retrouve le non, 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 brulez ou si un produit est projeté sur votre peau et vous yeux, lavez immédiatement la partie atteinte avec l'eau.
- ✓ Ne jamais verser de l'eau sur une solution d'acide concentré.
- ✓ Ne pas chauffer la verrerie ordinaire non Pyrex. Le verre pyrex est un verre de borosilicate ayant un coefficient de dilatation faible lui permettant d'être chauffé.

II. L'étiquette du produit chimique et Pictogramme de sécurité:

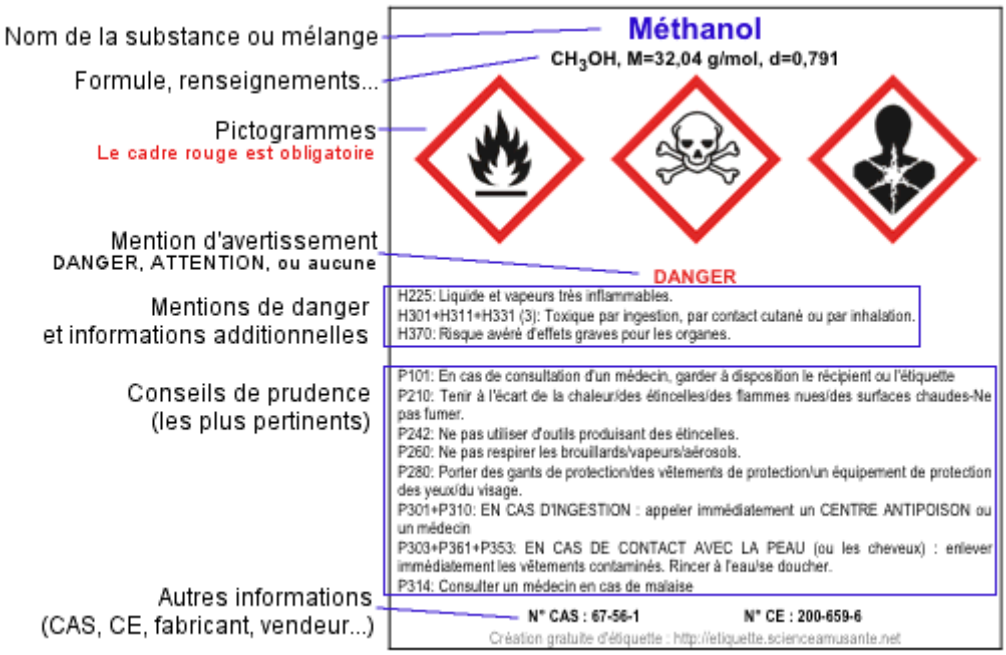
La **classification** des **produits chimiques** (substances et mélanges de substances) permet d'identifier les dangers qu'ils peuvent présenter du fait de leurs propriétés physico-chimiques, de leurs **effets sur la santé** et sur l'environnement. C'est à partir de sa classification qu'est définie l'**étiquette** du produit chimique. L'étiquette constitue la première information, essentielle et concise, fournie à l'utilisateur sur ces dangers et sur les précautions à prendre lors de l'utilisation.

1 - Lire une étiquette du produit :

L'étiquette (la fiche de sécurité) a pour but de renseigner sur les dangers que présente le produit chimique et sur les précautions à prendre et pour identifier les risques en regardant les pictogrammes.

Voici les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique :

- On lit le nom, la formule et le pictogramme de danger ;
- on peut aussi connaître les risques particuliers des produits (R1…, S1…, F1…) ;
- ainsi que les propriétés physicochimiques et d'autres indications.



2- Pictogramme de sécurité:

Les différents dangers que peuvent présenter les produits chimiques sont dus à leurs propriétés :

- **Toxicologiques,** c'est à dire liées à l'action du produit sur les êtres vivants
- **Physico-chimiques**, c'est à dire liées au produit lui-même ou à ses interactions avec d'autres
- **Écotoxiques**, c'est à dire liées à l'action du produit sur la faune ou la flore (N).

Le tableau ci-après illustre des pictogrammes de danger. Le texte en gras constitue le nom du pictogramme; les mots figurant entre parenthèses décrivent le danger présent.

	**Bombe explosant** (pour les dangers d'explosion ou de réactivité)		**Flamme** (pour les dangers d'incendie)		**Flamme sur un cercle** (pour les matières comburantes)
	**Bouteille à gaz** (pour les gaz sous pression)		**Corrosion** (peut être corrosif pour les métaux ainsi que la peau ou les yeux)		**Tête de mort sur deux tibias** (peut être toxique ou mortel après une courte exposition à de petites quantités)
	**Danger pour la santé** (peut avoir ou est présumé avoir de graves effets sur la santé)		**Point d'exclamation** (peut entraîner des effets moins sévères sur la santé ou couche d'ozone*)		**Environnement*** (peut être nocif pour le milieu aquatique)
	**Matières infectieuses présentant un danger biologique** (pour les organismes ou les toxines susceptibles de causer des maladies chez l'humain ou chez l'animal)				

* Le SGH établit également un groupe de dangers pour l'environnement. Ce groupe et les classes qu'il englobe n'ont pas été adoptés dans le SIMDUT 2015. Cependant, les différentes classes liées à l'environnement peuvent figurer sur les étiquettes et les fiches de données de sécurité (FDS). Le SIMDUT 2015 permet de fournir des renseignements concernant les dangers pour l'environnement.

III. Verreries et matériels dans les travaux pratiques de chimie :

On distingue le matériel de **prélèvement** du matériel de **précision**.

a. Verrerie de prélèvement et de stockage :

Il s'agit le plus souvent de pièces de verrerie comme les **béchers**. On y met ce que l'on veut prélever d'un flacon.

b. Verrerie de stockage :

Il s'agit de pièces de verrerie comme les **verres à pied**. On y met les résidus de réaction (poubelle).

c. Verrerie réactionnelle :

En chimie analytique, les titrages sont souvent réalisés dans des **erlenmeyers** (dans le cadre de titrages colorimétriques) ou dans des béchers (dans le cadre de titrages avec appareil de mesure nécessitant des électrodes, comme la pHmétrie). • En chimie organique, on utilise le plus souvent des **ballons** (monocol, bicol, tricol etc.) équipés d'un réfrigérant**.**

d. Verrerie de précision :

Il s'agit ici des **pipettes jaugées,** des **burettes** et des **fioles jaugées**. Les erreurs absolues commises lors des mesures de volume avec la verrerie traditionnelle dépendent de la **classe** de cette verrerie. **Classe A** : tolérance < 0,2% sur le volume indiqué ; **Classe AS** : tolérance identique à la classe A mais à écoulement rapide ; **Classe B** : tolérance < 0,5% sur le volume indiqué.

e. Verrerie graduée :

Il s'agit de **pipettes graduées** et d'**éprouvettes** délivrant un volume approximatif de liquide. Les **bécher** et **erlenmeyer** sont destinés à contenir un volume quelconque de liquide.

- **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,
  Les graduations sont très approximatives : il ne doit jamais être utilise pour mesurer un volume précis.



- **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.

  Bien que gradué, il ne peut pas servir pour mesurer un volume de liquide: les graduations sont ici aussi indicatives. .

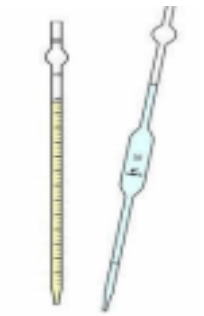


- **Fiole jaugée :** Les fioles jaugées sont utilisées pour mesurer et stocker des solutions avec un haut degré de précision. Ces flacons possèdent généralement un marquage vers le haut qui indique le niveau auquel le volume du liquide est égal au volume inscrit à l'extérieur du flacon. Ces appareils sont souvent utilisés lorsque des solutions contenant des solides dissous de concentration connue sont nécessaires.





- **Cylindre gradué :** Les éprouvettes graduées sont utilisées pour transférer des liquides avec un degré de précision modéré.



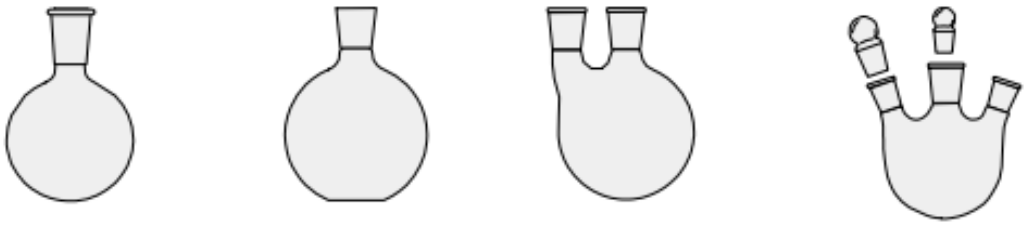
- **Pipette graduée et Jaugée :** Ces Pipettes sont calibrées en usine pour libérer la quantité de liquide souhaitée.



- **Burette :** Les burettes sont des appareils généralement utilisés dans les applications de chimie analytique et quantitative pour mesurer une solution liquide. À la différence d'une pipette puisque la quantité d'échantillon délivrée est variable, les burettes graduées sont largement utilisées dans les expériences de titrage. Dans les burettes et les pipettes, il est courant de mesurer le volume délivré. Cela signifie que deux mesures de volume seront effectuées. Le volume livré est la différence entre ces deux volumes, $V_{final} - V_{initial}$.



- **Fioles à fond rond (Ballon):** Les flacons à fond rond (également appelés flacons à fond rond ou flacons RB) sont des types de flacons à fond sphérique utilisés comme verrerie de laboratoire, principalement pour des travaux chimiques ou biochimiques.



Ballon mono col rodé | Ballon mono col | Ballon bi-col | Ballon tri-col

- **Spatule :** En laboratoire, les spatules et microspatules sont de petits ustensiles en acier inoxydable, utilisés pour gratter, transférer ou appliquer des poudres et coller comme des produits chimiques ou des traitements. De nombreuses marques de spatules sont également résistantes aux acides, aux bases, à la chaleur et aux solvants, ce qui les rend idéales pour une utilisation avec une large gamme de composés.



- **Réfrigérant (Condenseur en verre):** Un condenseur est un appareil ou un équipement utilisé pour condenser (changer l'état physique d'une substance de son état gazeux à son état liquide). En laboratoire, les Réfrigérants sont généralement utilisés dans des procédures impliquant des liquides organiques amenés à l'état gazeux par chauffage, avec ou sans abaissement de la pression (application du vide), bien qu'il existe des applications dans les domaines de la chimie inorganique et dans d'autres domaines.



- **Ampoule a décanté** : utilisé dans les extractions liquide-liquide pour séparer (partir) les composants d'un mélange en deux phases de solvant non miscibles de densités différentes.



- **Mortier et pilon** : Le mortier et le pilon sont des instruments utilisés depuis l'Antiquité pour préparer des ingrédients ou des substances en les écrasant et en les broyant en une pâte ou une poudre fine en laboratoire.



- **Fiole filtrante :** Une fiole filtrante est un matériel de laboratoire utilisé pour séparer les solides des fluides lors des opérations de filtration. Pour filtrer les substances, le flacon est utilisé avec un entonnoir filtrant, tel qu'un entonnoir Buchner, qui intègre un disque de verre fritté ou une plaque perforée munie d'un morceau de papier filtre pour filtrer les particules.



- **Verre de montre :** Un verre de montre est un morceau de verre concave circulaire utilisé en chimie comme surface pour évaporer un liquide, pour retenir les solides pendant la pesée, pour chauffer une petite quantité de substance.



- **Balance numérique :** Les balances de masse numériques des laboratoires de chimie générale sont des instruments très sensibles utilisés pour peser des substances au milligramme (0,001 g). Veuillez les traiter avec soin. Utilisez des récipients pour peser des produits chimiques et pesez toujours les objets à température ambiante. Gardez les pare-brise fermés. Ne secouez pas les instruments et ne modifiez pas les niveaux. Nettoyez toujours la zone autour du plateau avec une brosse en martre après utilisation et informez le personnel du laboratoire si des liquides ou des solides se déversent sur la balance.



- **Agitateur magnétique :** Un agitateur magnétique est un appareil largement utilisé dans les laboratoires et consiste en un aimant rotatif ou un électro-aimant fixe qui crée un champ magnétique tournant. Cet appareil est utilisé pour fabriquer un barreau d'agitation, l'immerger dans un liquide, l'essorer rapidement, ou encore remuer ou mélanger une solution.



- **Pompe à vide :** Il peut évacuer les gaz et vapeurs chimiquement agressifs.





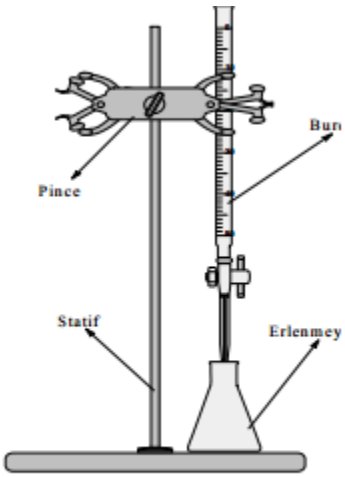
- **Conductimètre numérique :** Un conductimètre mesure la conductivité électrique d'une solution. Ses applications sont multiples en recherche et en ingénierie.



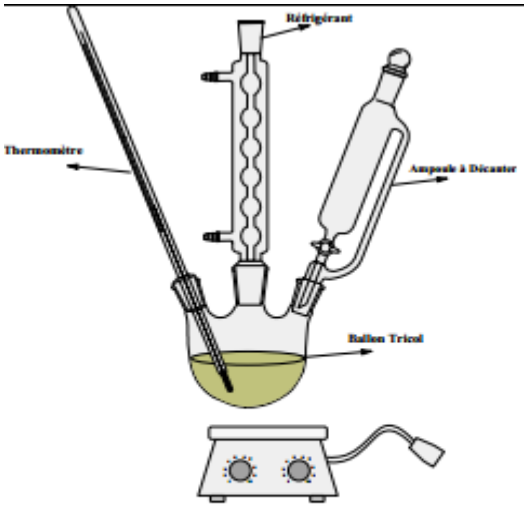
- **pH-mètre numérique :** Un pH-mètre est un instrument scientifique qui mesure l'activité des ions hydrogène dans les solutions à base d'eau, indiquant son acidité ou son alcalinité exprimée en pH.

- **Montage de dosage :** Le montage permettant de réaliser un dosage est constitué de :

  - ✓ Une burette de Mohr qui permet d'introduire progressivement la solution titrante de concentration connue.
  - ✓ Un récipient (bécher ou erlenmeyer) dans lequel on a introduit à la pipette jaugée la prise d'essai (concentration inconnue).
  - ✓ Un système d'agitation afin d'homogénéiser la solution (agitateur magnétique + barreau aimanté).



Montage de dosage

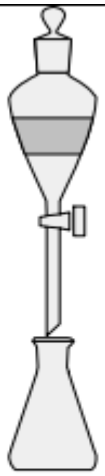


Montage d'une réaction chimique



Filtration

Séparation de solide de liquide



Séparation de deux phases liquides hétérogènes

IV. Questions :

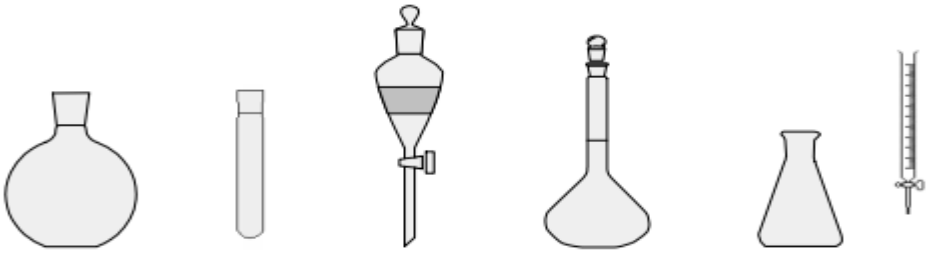
1. Pourquoi on porte la blouse blanche en coton ?
2. Pour ouvrir un flacon de produit chimique, que ce qu'on doit faire ?
3. Quelles sont les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique ?
4. Donner la signification des pictogrammes suivants ?





5. Que devez vous faire dans les circonstances suivantes ?

   a) Les vêtements d'un étudiant prennent feu.
   b) Des produits chimiques sont projetés dans vos yeux.
6. Pour séparer un mélange **hétérogène** de produit liquid/liquid et solide/liquide, quelle sont le matériel utilisé ?
7. Quelle est la différence entre pipette gradué et pipette jaugé, et quelle est la plus précise ?
8. Nommer les verreries suivantes :



V. Réponses aux questions

1. Pourquoi on porte la blouse blanche en coton ?

On met la blouse pour protéger notre peau et nos vêtements d'une éventuelle projection des produits chimiques.

2. Pour ouvrir un flacon de produit chimique, que ce qu'on doit faire ?

On doit lire attentivement l'étiquette de produit

3. Quelles sont les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique ?

Le nom; la formule; le Pictogramme de danger; risques particuliers du produits (phrases de risque) et mesures de sécurité (phrase de sécurité); densité; point de fusion; point d'ébullition; Masse Molaire; pourcentages de pureté.

4. Donner la signification des pictogrammes suivants ?



Inflammable



Toxique



Dangereux pour l'environnement

5. Que devez vous faire dans les circonstances suivantes ?

a) Les vêtements d'un étudiant prennent feu.

On utilise une douche proche, s'envelopper dans une couverture antifeu

b) Des produits chimiques sont projetés dans vos yeux.

On rince les yeux avec beaucoup d'eau

6. Pour séparer un mélange hétérogène de produit liquid/liquid et solide/liquide, quelle sont le matériel utilisé ?

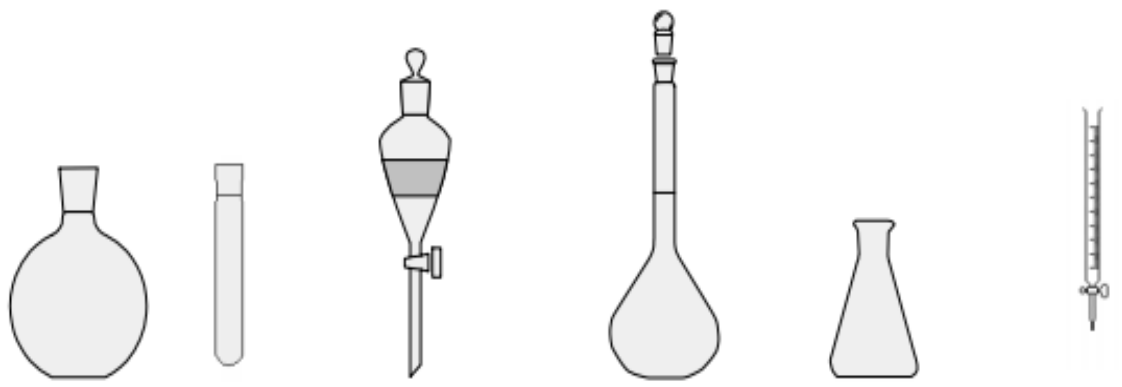
- Pour séparer un mélange hétérogène de produit liquid /liquid : on doit faire la décantation avec l'Ampoule a décanté

- Pour séparer un mélange hétérogène de produit solid /liquid : on doit faire la filtration soit simple avec un erlenmeyer ou bécher et entonnoir ; ou bien la filtration sous vide utilisant la fiole a vide et Buchner couplé avec une pompe a vide

7. Quelle est la différence entre la pipette graduée et la pipette jaugée et laquelle est la plus précise ?

- La pipette graduée permet de mesurer plusieurs volumes et de précision moyenne.
- La pipette jaugée ne mesure qu'un seul volume et de précision élevée.

9. Nommer les verreries suivantes :



Ballon ; Tube à essais ; Ampoule à décanter ; Fiole jaugée ; Erlenmeyer ; Burette

TP 1

IDENTIFICATIONS DES IONS PAR PRECIPITATION

I. Introduction :

L'identification des ions, qu'ils soient cations ou anions, constitue une étape fondamentale en chimie analytique. Elle permet de déterminer la composition ionique d'une solution ou d'un solide à travers une série de tests caractéristiques basés sur les réactions chimiques spécifiques à chaque ion. Ces réactions, souvent accompagnées de changements visibles tels que la formation de précipités, des variations de couleur ou des dégagements gazeux, fournissent des indices précieux pour reconnaître la présence d'un ion donné. Cette démarche, appelée analyse qualitative, occupe une place essentielle aussi bien dans les laboratoires d'enseignement que dans les domaines industriels, environnementaux et pharmaceutiques. Elle permet aux étudiants d'acquérir une compréhension pratique des propriétés chimiques des ions et de développer des compétences essentielles en observation, interprétation et raisonnement scientifique**.**

II. Rappels théorique :

Lorsqu'un composé ionique se dissout dans l'eau, il se sépare en particules chargées appelées **ions**.

Ces ions se déplacent librement dans la solution et participent aux réactions chimiques caractéristiques qui permettent leur identification.

II. 1. Cations et anions :

- **Cations** : ions chargés positivement. Ils proviennent d'une perte d'électrons. Exemples : Na^+, Cu^{2+}, Fe^{3+}, NH_4^+.
- **Anions** : ions chargés négativement. Ils proviennent d'un gain d'électrons. Exemples : Cl^-, SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, NO_3^-.

Chaque ion possède un comportement spécifique qui permet de le distinguer.

II.2. Test de reconnaissance :

L'identification qualitative des ions repose sur des réactions chimiques caractéristiques produisant des observations visibles :

II.2. a) Formation de précipités

Certains ions réagissent entre eux pour former des substances insolubles dans l'eau**.** Exemples :

- $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$ (précipité blanc)
- $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$ (précipité blanc)

La couleur, la solubilité et le comportement du précipité aident à identifier l'ion.

II.2. b) Changement de couleur

Certaines réactions ioniques produisent des complexes colorés. Exemples :

- $Fe^{3+} + SCN^{-} \rightarrow$ complexe rouge sang
- $Cu^{2+} + NH_3 \rightarrow$ complexe bleu profond

II.2. c) Dégagement de gaz

Certains anions libèrent un gaz en présence d'un acide. Exemples :

- CO_3^{2-} + acide $\rightarrow CO_2$ (effervescence)
- S^{2-} + acide $\rightarrow H_2S$ (odeur caractéristique)

II.2. d) Tests de flamme (pour les cations alkaliques)

- Na^+ : flamme jaune
- K^+ : flamme violette
- Cu^{2+} : flamme vert-bleu

II.3. Importance du pH

Le pH influence la formation ou la dissolution de certains précipités. Exemple :

- Les ions métalliques (Fe^{3+}, Al^{3+}…) peuvent précipiter sous forme d'hydroxydes en milieu basique.
- Certains hydroxydes peuvent se dissoudre en excès de base (amphoterisme).

III. Objectifs du TP :

- Identifier les ions (cations ou anions) présents dans une solution aqueuse à l'aide de réactifs
- Mettre en évidence la réaction entre les cations et les anions

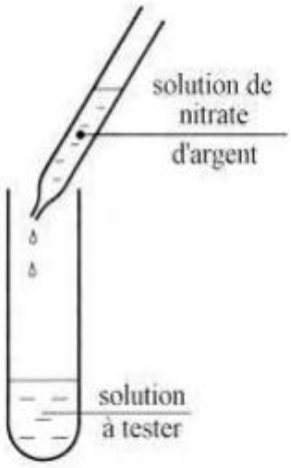
V. Partie Expérimentale :

V.1.Analyse qualitative des anions :

Dans le cadre de cette manipulation en effectuera des réactions de vérification pour les anions suivants : **Cl^-, $SO4^{-2}$,**

a-Analyse des ions chlorure Cl Réaction :

Les ions **Ag+** précipitent en milieu acide les ions **Cl^-**

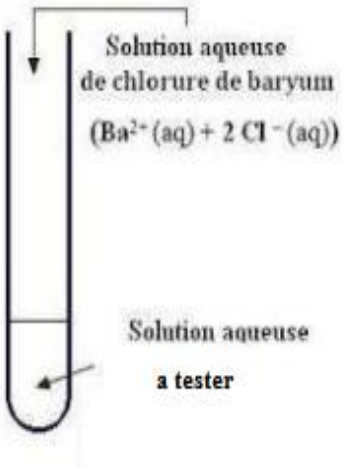


- **Réactifs :** AgNO3 en solution; Chlorure de Cuivre ($CuCl_2$) ; Chlorure de Fer ($FeCl_3$).
- **Protocole** : Dans deux tubes à essai, introduire 2 ml d'une solution de chlorure de cuivre et 2 ml d'une solution de Chlorure de Fer, puis ajoutées quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent AgNO3

On demande : - Ecrire les équations chimique

- La couleur du chaque précipité.

b-Analyse des ions sulfate SO_4^{-2}



- **Réaction :** les cations Ba^{+2} précipite en milieu Chloridrique les anions **SO_4^{-2}**
- **Réactifs :** Chlorure de Baryum ($BaCl_2$) en solution; Sulfate de Cuivre ($CuSO_4$) ; Sulfate de Magnésium ($MgSO_4$) ; sulfate de zinc ($ZnSO_4$)
- **Protocole :** Dans des tubes à essai, introduire 1 ml d'une solution a testé, puis ajoutées quelques gouttes d'une solution de chlorure de baryum $BaCl_2$.

On demande : - Ecrire les équations chimique

- La couleur du chaque précipité.

V.2. Analyse qualitative des cations

Dans le cadre de cette manipulation en effectuera des réactions de vérification pour les cations suivants : Cu^{2+}, Fe^{3+}, Ag^{+}

- **Réaction :** les cations Cu^{2+}, Fe^{3+}, Ag^{+} donnent avec le NaOH un précipité colore
- **Protocole** : Dans quatre tubes à essais, verser (maxi 2 cm de hauteur) respectivement :
  - tube 1 : solution aqueuse de sulfate de cuivre (Cu^{2+} + $SO4^{2-}$)
  - tube 2 : solution aqueuse de sulfate de zinc (Zn^{2+} + $SO4^{2-}$)
  - tube 3 : solution aqueuse de sulfate de fer II (Fe^{2+} + SO_4^{2-})

- tube 4 : solution aqueuse de chlorure de fer III ($Fe^{3+} + 3Cl^-$)
- tube 5 : solution aqueuse de sulfate de magnésium ($Mg^{2+} + SO4^{2-}$)

Ajouter ensuite de la soude (maxi 1 cm de hauteur) aux quatre tubes et observer.

On demande : - Ecrire les équations chimique

- La couleur du chaque précipité.

V- Questions :

1. Complétez le tableau suivant :

Solutions / Réactifs	$FeCl_3$	$CuCl_2$	$CuSO_4$	$MgSO_4$	$ZnSO_4$
BaCl2					
AgNO3					
NaOH					
Observations					

2. Ecrire les équations chimique des réactions pour les deux analyses qualitative des anions et cations et noter les couleurs de chaque précipite.
3. Soit une solution donnée A contenant trois ions : le nickel II, le chlorure et le sulfate.

TP 2

ETUDE DU SOLUBILITE DES CORPS COVALENTS

I. Introduction :

La solubilité des substances constitue un concept essentiel en chimie, permettant de comprendre comment et pourquoi certains corps se dissolvent dans un solvant alors que d'autres restent insolubles. Dans le cas particulier des corps covalents, leur comportement en solution dépend fortement de leur polarité, c'est-à-dire de la répartition des charges électriques au sein de la molécule. Les molécules polaires interagissent plus facilement avec des solvants polaires comme l'eau, tandis que les molécules apolaires se dissolvent préférentiellement dans des solvants organiques apolaires.

Ce TP vise à étudier expérimentalement la relation entre structure moléculaire**,** polarité et solubilité**.** Les étudiants seront amenés à comparer le comportement de différents corps covalents dans plusieurs solvants afin d'illustrer le principe fondamental « *le semblable dissout le semblable* ». Cette étude permettra de mieux comprendre les interactions intermoléculaires, ainsi que l'influence de la polarité sur les propriétés physico-chimiques des substances.

II. Rappels Théorique :

II.1. La liaison chimique

Les chimistes font constamment appel à la notion de liaisons pour expliquer et prévoir les réactions. De façon élémentaire la liaison chimique est définie comme une interaction électromagnétique des électrons de valence des atomes en présence, assurant ainsi une cohésion entre les molécules qui constituent la matière. D'un point de vue énergétique la molécule formée est d'autant plus stable si les atomes mettent en commun, donnent ou reçoivent des électrons dans le but d'être entouré de huit électrons : c'est la règle de l'octet. Cette règle, introduite en 1904 par Abegg, énonce que les atomes qui rentrent dans la formation d'un édifice moléculaire ont tendances à acquérir la configuration la plus stable qui est celle du gaz rare le plus proche (ns^2np^6).

Par ailleurs, il faut signaler, que l'hydrogène fait exception à cette règle de sorte qu'il évolue dans le sens à acquérir la structure électronique de l'hélium = 2 électrons, ainsi la règle est dite : règle de Duet. Donc, les molécules existent parce qu'il existe des forces intramoléculaires attractives entre les atomes que l'on appelle les liaisons.

Différents types de liaisons

Généralement on distingue les *liaisons fortes* et les *liaisons faibles*. Parmi les premières, on trouve les liaisons ioniques, covalentes et métalliques. Les liaisons faibles sont principalement les liaisons par forces de Van der Waals et les liaisons hydrogène

II.1.a. Liaisons fortes

Ce type de liaison, dit aussi liaison intramoléculaire, dépend de la différence d'électronégativité, plus l'électronégativité est importante, plus l'électron est attiré par un atome particulier et plus la liaison à un caractère ionique. Si l'électronégativité est faible, la liaison est covalente.

II.1.a.1. Liaison ionique

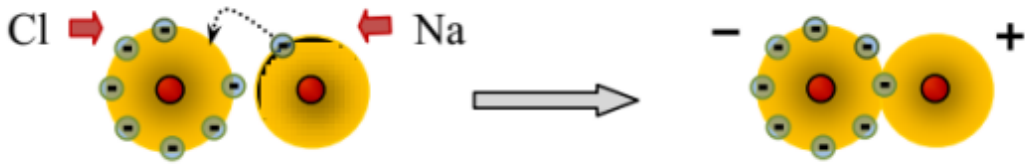
La liaison ionique se caractérise par le fait que deux atomes ne partagent pas mais échangent des électrons. Il s'agit au fait d'un type de liaison chimique qui peut être constitué par une paire d'atomes possédant une grande différence d'électronégativité, typiquement entre un métal et un non-métal. De sorte que le métal donne un ou plusieurs électrons pour former un cation et le non-métal capte ces électrons pour former un anion

Ainsi, les deux ions formés acquièrent souvent la configuration du gaz noble (ils respectent la règle de l'octet) et la stabilité de la liaison est assurée par l'interaction électrostatique entre le cation et l'anion.

Exemple : Le chlorure de sodium NaCl (Sel de cuisine) :

$$Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl$$

Lors de l'échange d'électrons entre ces deux atomes, l'atome Na libère son électron de valence ($3s^1$) pour prendre une charge positive (Na^+ : [Ne]). L'atome Cl quant à lui prend l'électron que Na vient de libérer, ce qui lui donne une charge négative (Cl^- : [Ar]). Une attraction s'exerce alors entre Na^+ et Cl^-, permettant la formation de la molécule.



II.1.a.2. Liaison covalente et de coordinence

Une liaison covalente est une liaison dans laquelle chacun des atomes liés met en commun un électron d'une de ses couches externes (e- de valence) afin de former un doublet d'électrons liant les atomes. On symbolise ce type de liaison par un tiret.

$$\mathbf{A^{\bullet} + B^{\bullet} \longrightarrow A\text{-}B}$$

- **Liaison covalente de coordinence ou dative**

La liaison dative est une liaison dans laquelle le doublet liant mis en commun est apporté par un seul des atomes donneur de doublet à l'autre qui joue le rôle

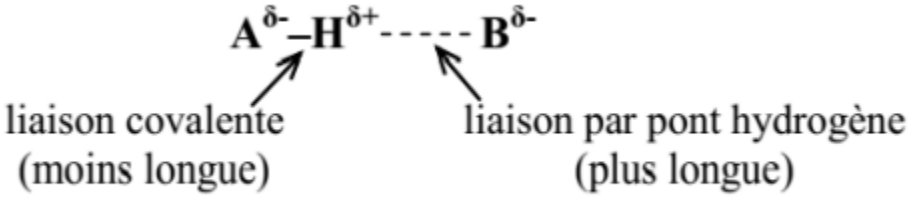
d'accepteur. Le donneur doit posséder un doublet libre. L'accepteur doit posséder une case ou orbitale atomique vide (lacune électronique). On symbolise une liaison dative par une flèche dirigée du donneur vers l'accepteur. $\mathbf{A}^{\bullet\bullet} + \square\ \mathbf{B} \rightarrow \mathbf{A\text{-}B}$

II.1.b. Liaisons faibles

La liaison intermoléculaire est une liaison qui unit les molécules. On la définit comme une force électrostatique résiduelle faible s'établissant entre les dipôles des molécules. Le plus souvent cette force est appelée Force de Van der Waals (F.V.W), du nom Hollandais Johannes Diderik Van der Walls, (prix Nobel de physique 1910).

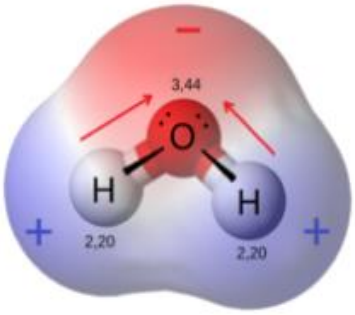
II.1.b.1 Liaison hydrogène

Cette liaison est souvent présente dans toute la chimie de la vie. Par définition une liaison hydrogène se forme lorsqu'un atome d'hydrogène, déjà uni à un premier atome (A) très électronégatif, peut établir un second lien avec un autre atome (B), également très électronégatif et porteur d'un ou plusieurs doublets non liants. L'origine de la liaison hydrogène est essentiellement électrostatique et de type dipôle dipôle. L'hydrogène lié à un atome électronégatif porte une fraction de charge positive localisée qui interagit fortement avec le dipôle produit par l'autre atome électronégatif fonctionnant comme accepteur. Les trois atomes A–H et B sont alors alignée. Généralement les atomes (A) et (B) qui interviennent sont : l'azote,l'oxygène, le fluor et le chlore. Il faut retenir que le second lien établit, entre H et (B), est souvent représenté par des pointillés (trait discontinu) pour le distinguer de la liaison covalente établit entre H et (A).



II.2. polarité des liaisons et le moment dipolaire μ

Le moment dipolaire électrique μ est dû principalement à la différence d'électronégativité entre deux atomes (l'atome le plus électronégatif a une densité électronique plus importante).



μ : moment dipolaire électrique s'exprime en Debye (D) ou Coulomb Mètre (C.m) (1 D=3,33.10-30C.m) ;

d: distance qui sépare les deux charges.

q: c'est la charge de l'électron en Coulomb

En chimie, l'électronégativité d'un atome est une grandeur physique qui caractérise sa capacité à attirer le doublet d'électrons partagés lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre atome. La différence d'électronégativité entre ces deux atomes détermine la nature de la liaison.

- **Liaison polaire et apolaire**

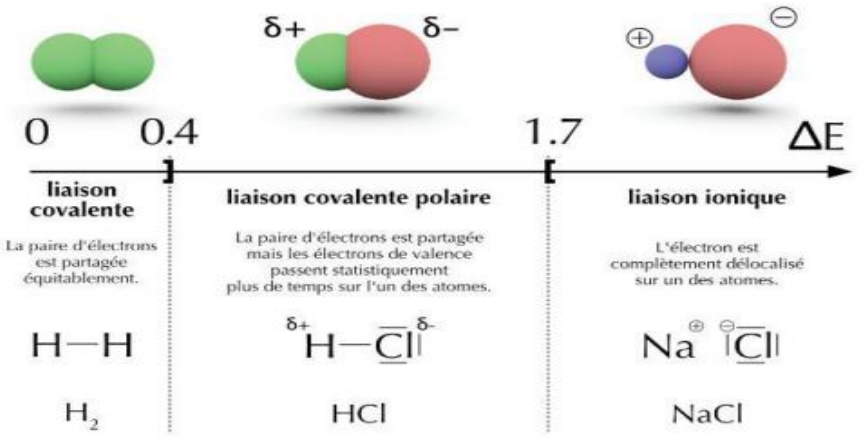
Le système est formé de deux charges partielles portées par les deux atomes, elle sont égaux avec un signe opposé (les notations –q et +q peuvent être remplacées par +δe et –δe) séparées par une distance d.

- L'orientation du vecteur moment dipolaire est toujours de la charge négative vers la charge positive.
- Si la valeur du moment dipolaire est nul, la molécule est dite apolaire ; dans le cas contraire la molécule est polaire.
- Le moment dipolaire totale μ total d'une molécule poly-atomique est la somme vectorielle des moments dipolaires des liaisons constituant la molécule c'est à dire c'est la résultante des vecteurs des moments dipolaires de chacune des liaisons qui est représenté par la relation suivante :

μ total = μi x cos (θ/2)

Dans une liaison A-B, dans le cas ou l'électronégativité de B est supérieur à celle de A, on écrit :

B δ-→Aδ+ μ=q x d



Relation entre les déférences d'électronégativité et le type de liaison

III. Objectifs du TP :

- ✓ Rechercher quelques propriétés de ces corps
- ✓ Les expliquer à partir de la structure moléculaire (détails des liaisons et de la forme des molécules

V. Manipulation

a. Matériels et produits :

Iode (I_2), Ether, Eau (H_2O), Tétrachlorure de carbone (CCl4) ou Perchloro-éthylène (C_2Cl_4) et tubes à essais

b. Expérience et Observations :

- Dans un tube à essais, verser successivement 1/3 de CCl_4 (ou C_2Cl_4), 1/3 d'eau et 1/3 éther.
- Localiser (sur un schéma) chacun de ces corps et justifier.
- Sans secouer le tube, laisser tomber dedans quelques paillettes d'iode
- Observer après une minute et noter vos observations
- Boucher le tube (avec un bouchon ou le pouce recouvert de paraffine ou autre) ; le retourner plusieurs fois pour bien le mélanger et noter les changements éventuels.

IV. Questions

1. Donner la structure moléculaire des corps utilisés et préciser le vecteur de moment dipolaire
2. Permis ces corps classer les corps polaire et apolaire (non-polaire) ?
3. Localiser sur un schéma les corps ajouté dans le tube à essais et justifier
4. Noter vos observations après l'ajout de l'iode (dans un schéma)
5. Noter les changements éventuels après mélange (agitation de tube) et expliquez-les !
6. Quelle est le solvant adéquat (Eau ou Cyclohexane) pour solubiliser le Chlorure de sodium, Sulfate d'aluminium et Diode
7. Conclusion

TP 3

DETERMINATION DE LA DURETE DE L'EAU PAR COMPLEXOMETRIE

I. Introduction :

La dureté de l'eau est une caractéristique importante qui traduit la concentration des ions calcium (Ca^{2+}) et magnésium (Mg^{2+}) présents en solution. Une eau trop dure peut entraîner des dépôts calcaires dans les installations domestiques et industrielles, ainsi qu'affecter certains procédés chimiques. Dans ce TP, nous allons déterminer la dureté totale de l'eau par **titrage complexométrique** à l'aide de l'EDTA (acide éthylènediaminetétraacétique), un agent chélatant capable de former des complexes stables avec les ions métalliques. Cette méthode est largement utilisée en analyse chimique grâce à sa précision et sa simplicité. L'utilisation d'un indicateur adapté permettra de visualiser le point d'équivalence et d'évaluer la teneur en ions responsables de la dureté.

II. Rappels Théorique :

II.1. Définition de la dureté d'une eau :

La dureté ou titre hydrotimétrique T_H 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. Elle s'exprime généralement en degré hydrotimétrique français (symbole : **°f**).

1 °f est équivalent à une concentration molaire en ions Ca2+ et/ou Mg2+ égale à 10^{-4} mol.L^{-1} ou à 4 mg de calcium et/ou à 2,4 mg de magnésium par litre d'eau.

On distingue :

a. Dureté Temporaire (ou dureté carbonatée)

Elle est due à la présence d'ions bicarbonates de calcium et de magnésium :
$Ca(HCO_3)_2$ et $Mg(HCO_3)_2$.

Ces ions proviennent de la dissolution de roches calcaires ($CaCO_3$) sous l'action du CO_2.

Elle peut être supprimée par chauffage ou ébullition :

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O$$

Le carbonate formé ($CaCO_3$) précipite → dépôt de calcaire dans les tuyaux, bouilloires, chauffe-eau.

b. La dureté totale :

La dureté totale d'une eau représente la quantité globale d'ions calcium (Ca^{2+}) et magnésium (Mg^{2+}) dissous. Elle correspond à l'ensemble des sels de ces deux éléments présents dans l'eau,

qu'ils soient carbonatés, sulfates, chlorures ou autres. Ces ions sont les principaux responsables de la formation du calcaire et de l'entartrage des appareils. La dureté totale constitue un indicateur important de la qualité de l'eau et de ses effets sur les installations domestiques et industrielles. Elle est généralement exprimée en mg/L de $CaCO_3$ ou en degrés français (°F) et permet d'évaluer le niveau de traitement éventuellement nécessaire.

c. La dureté calcique:

La dureté calcique correspond exclusivement à la concentration en sels de calcium (Ca^{2+}) présents dans l'eau. Elle est particulièrement importante car le calcium est le principal responsable de la formation du tartre solide ($CaCO_3$) lors du chauffage de l'eau. Ce type de dureté contribue fortement à l'entartrage des équipements thermiques tels que les chaudières, bouilloires et chauffe-eau. La dureté calcique est souvent déterminée séparément pour mieux évaluer les risques d'entartrage et adapter les méthodes de traitement de l'eau.

d. La dureté magnésienne:

La dureté magnésienne correspond à la concentration des ions magnésium (Mg^{2+}) présents sous forme de sels dans l'eau. Bien que le magnésium contribue également à la dureté totale, son impact est légèrement différent de celui du calcium. En effet, certains sels de magnésium sont plus solubles et ont tendance à précipiter moins facilement. Toutefois, la présence de magnésium peut aussi entraîner des problèmes de qualité de l'eau et d'encrassement des installations. Comme pour la dureté calcique, la détermination spécifique de la dureté magnésienne permet une meilleure évaluation du comportement de l'eau.

e. La dureté permanente P:

La dureté permanente est la partie de la dureté totale qui ne disparaît pas après ébullition prolongée de l'eau. Elle est égale à la différence entre la dureté totale (TH) et la dureté carbonatée (TAC) T_H - T_{AC}. Cette dureté est principalement due à des sels de calcium et de magnésium non carbonatés, tels que les sulfates ($CaSO_4$, $MgSO_4$) et les chlorures ($CaCl_2$, $MgCl_2$). Comme elle ne peut pas être éliminée par simple chauffage, son traitement nécessite des procédés chimiques tels que l'adoucissement par résines échangeuses d'ions.

f. La dureté temporaire :

La dureté temporaire, également appelée dureté carbonatée, représente la part de la dureté qui peut être éliminée par chauffage ou ébullition. Elle est égale à la différence entre la dureté totale et la dureté permanente (T_H – P). Cette dureté est due aux bicarbonates de calcium et de magnésium, qui se décomposent lors du chauffage en carbonates précipités et libèrent du dioxyde de carbone (CO_2). Elle est principalement responsable de la formation du tartre dans les appareils chauffants, mais peut être réduite par des procédés thermiques.

Le degré hydrotimétrique n'est pas un critère de potabilité d'une eau. Cependant, idéalement,on estime que le TH d'une eau potable doit se situer entre 20 et 30 °f.

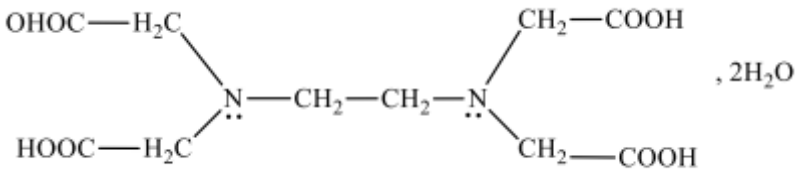
II.2. Principe du dosage complexométrique

Le dosage complexométrique est une méthode de titrage basée sur la formation de complexes stables entre un ion métallique (comme Ca^{2+}, Mg^{2+}, Zn^{2+}…) et un agent complexant, généralement l'EDTA (*acide éthylènediamine tétraacétique*).

Ce type de dosage est très utilisé pour déterminer la concentration des ions métalliques dans une solution, notamment dans l'analyse de la dureté de l'eau, le contrôle de qualité, l'industrie pharmaceutique, etc.

L'EDTA est un complexant universel car il est capable de former un complexe 1:1 (un ion métal pour une molécule d'EDTA) avec la majorité des métaux.
Il possède six sites donneurs d'électrons (hexadentate) :

- 4 groupements acides (–COOH)
- 2 atomes d'azote (–NH–)



Ces sites se lient à l'ion métallique et l'encerclent complètement, formant un complexe très stable.

Le dosage complexométrique s'effectue avec une solution du sel di-sodique de l'acide éthylène diamine tétra-acétique (EDTA) symbolisé par $Na_2H_2\ Y$, en milieu tamponné à pH 10, pH auquel on observe de bons résultats expérimentaux.

$$Ca^{2+} + H_2Y^{2-} = CaY^{2-} + 2\ H^+$$

$$Mg^{2+} + H_2Y^{2-} = MgY^{2-} + 2\ H^+$$

Les complexes de l'EDTA formés avec les ions Ca^{+2} et Mg^{+2} ne sont pas colorés. La fin du dosage est repérée grâce au noir d'ériochrome T (NET) qui donne une coloration violette en présence des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} et reprend sa teinte bleue lorsque la totalité de ces ions sont sous la forme CaY^{2-} et MgY^{2-}.

Réactions chimiques effectuées en complexométrie :

-avant addition de l'EDTA $(H_2Y)^{2-}$ on aura dans l'erlenmeyer :

$$H_2R \rightleftharpoons R^{2-} + 2H^+$$

NET solide *bleu violacé*

$$\text{Et}\quad Ca^{2+} + R^{2-} \longrightarrow [CaR]\ ;\ \text{et}\ \ Mg^{2+} + R^{2-} \longrightarrow [MgR]$$

Rouge vin *rouge vin*

-après addition de l'EDTA, et à l'équivalence, on aura :

$$[CaR] + [H_2Y]^{2-} \rightleftharpoons [CaY]^{2-} + R^{2-} + 2H^+$$

Rouge vin *bleu violacé*

$$[MgR] + [H_2Y]^{2-} \rightleftharpoons [MgY]^{2-} + R^{2-} + 2H^+$$

Rouge vin *bleu violacé*

➢ **Calcul du degré hydrotimétrique TH d'une eau brute**

calcul de la concentration **C** (ca^{2+}, Mg^{2+}) existant dans l'eau brute :

Au point d'équivalence on a :

$$C_E \times V_E = C_{(Mg2+,Ca2+)} \times V_{(Mg2+,Ca2+)}$$

$$C_{(Mg2+,Ca2+)} = [C_E / V_{(Mg2+,Ca2+)}] \times V_E = 0.01/10 \times V_E$$

De plus,

$$\mathbf{C_{(Mg2+,Ca2+)} = 10^{-3} \times V_E}$$

1°F correspond à 10^{4-} mol/l de $CaCO_3$

$$\mathbf{TH_{eau\ brut} = 10 \times V_E \ °F}$$

TH (°F)	0 à 5	5 à 10	10 à 20	20 à 40	Supérieur à 40
Eau	Très douce	Douce	Moyennement dure	dure	Très dure

III. Manipulation :

a. Réactifs

- Solution de noir d'ériochrome (NET) dans l'alcool éthylique absolu à 0,4% (à conserver à l'abri de la lumière)

-Solution tampon:

Chlorure d'ammonium		54	g
Ammoniaque à 25%		350	ml
Eau distillée	q.s.p.	1000	ml

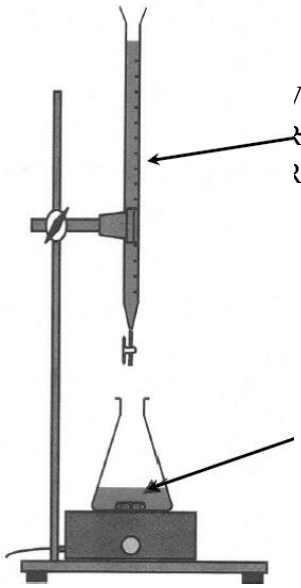
-Solution d'EDTA N/50:

Sel di-sodique de l'acide éthylène-diamine tétra-acétique	3,721g
Eau distillée	1000ml

b. Mode opératoire

➢ **Test préliminaire :** Pour juger du changement de couleur lors du dosage, il faut réaliser un tube de couleur témoin : dans un bécher, versez : 25 ml d'eau distillée, 2 ml tampon de pH = 10 et quelques gouttes de NET : la solution est ***bleu un peu foncé***. Réservez le bécher témoin.

➢ Titrage :



Vider le contenu de la burette.
Rincer la burette avec la solution d'EDTA de concentration 0,02N
Remplir la burette avec la solution d'EDTA et ajuster le zéro.

Prélever 100 ml d'eau minérale à analyser.
Chauffer la prise d'essai à une température d'environ 60 °C
À l'aide de l'éprouvette graduée, ajouter 5 ml de solution tampon
Ajouter une quinzaine de gouttes d'indicateur coloré (Noird'ériochrome T)
Introduire le barreau aimanté dans l'erlenmeyer et le placersur l'agitateur magnétique sous la burette.
Verser la solution d'EDTA jusqu'au virage du rouge vieuxau bleu vert.
Vérifier qu'une goutte d'EDTA ne produit plus de tachebleu-vert. Soit V le volume d'EDTA versé.

Refaire l'essai avec l'eau du robinet, comparer sa dureté à celle de l'eau minérale déjàanalysée conclure.

V. Compte rendu:

Principe du TP…….....

Résultats :

A) Dosage de l'eau minérale: Effectuer le titrage et déterminer V_{e1}, avec précision. À l'approche de l'équivalence verser goutte à goutte la solution de l'EDTA jusqu'au changement de couleur.

Noter le volume obtenu:V_{e1}=**.....ml**

La solution contenue dans l'erlenmeyer de couleur .....au départ est devenue de couleur……..après avoir versé V_{e1}.....de solution d'EDTA.

À l'équivalence de ce dosage, on a : $\mathbf{C x V_{eau} = C_A x V_{e1}}$

C_A:Concentration molaire de la solution d'EDTA.
V_{e1}:Volume de la solution d'EDTA à l'équivalence.
C:Concentration molaire des ions calcium et magnésium de l'eau minérale.
V_{eau}:Volume de la prise d'essai d'eau minérale.

Calculer la quantité de matière totale en Ca^{2+}et Mg^{2+}présente dans100 mL d'eau analysée.
.....

En déduire la concentration globale de ces deux espèces en mol.L^{-1}
.....

Comparer cette valeur à celle déduite des indications figurant sur l'étiquette. On rappelle :M(Ca)=40,1g/moletM(Mg)=24,3g/mol

……

Calculer la dureté de l'eau analysée, exprimée en degrés hydrotimétriques français.
……

Sachant qu'une eau est dite dure si TH > 27 et douce si TH < 18. Conclure quant au caractère doux ou dur de cette eau.

……
……

B) Dosage de l'eau de robinet:

Réaliser le dosage de l'eau de robinet comme précédemment et Indiquer le volume V_{e2}, correspondant à l'équivalence de ce dosage.

- V_{eee}= **.....ml**

Calculer la dureté de l'eau du robinet, exprimée en degrés hydrotimétriques français.

.....

Comparer la valeur obtenue à celle de l'eau minérale déjà analysée. Conclure

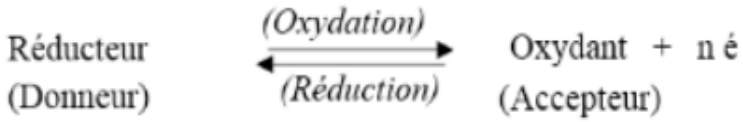
……
……..……

TP 4

DOSAGE OXYDOREDUCTION (MANGANIMETRIE

I- Introduction

Les réactions d'oxydoréduction sont des réactions d'échange d'électrons faisant intervenir des accepteurs et des donneurs de cette particule : les oxydants ont le pouvoir de fixer des électrons, les réducteurs peuvent en céder. La réaction qui définit la relation entre un **réducteur** et un **oxydant** est :



II. Rappels théorique :

II.1. Définition d'un oxydant : Un oxydant est une espèce chimique (molécule ou ion) capable de capter un ou plusieurs électronslors d'une réaction chimique.

$$\mathbf{Ox + ne^- = Red}$$

II.2. Définition d'un réducteur : Un réducteur est une espèce chimique (molécule ou ion) capable de céder un ou plusieurs électrons lors d'une réaction chimique.

$$\mathbf{Red = Ox + ne^-}$$

en perdant des électrons.

- Le passage du fer "Fe" en solution correspond à une **oxydation** $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2\,é$
- Le dépôt du cuivre "Cu" à partir de la solution de l'ion Cu^{2+} correspond à une **réduction**.

$$Cu^{2+} + 2\,é \longrightarrow Cu$$

II.3. Couple d'oxydo-réduction *:* Couple d'oxydo-réduction ou couple redox est un couple formé par un oxydant et son réducteur conjugué.

$$oxydant + ne^- \rightleftarrows réducteur$$

Cette écriture traduit la possibilité de passage de Ox à Red et réciproquement par transfert d'électrons. Cette écriture est formelle puisque les électrons n'existent pas à l'état libre en solution aqueuse. L'oxydant et les réducteurs ainsi reliés sont dits conjugués : ils forment un couple rédox, noté Ox / Red. Pour savoir si, au cours d'une réaction, une espèce a été réduite ou oxydée, on peut :

- chercher son espèce conjuguée et écrire l'équation formelle d'échange d'électrons.
- utiliser les nombres d'oxydation.

$$n_2ox_1 + n_1red_2 \rightleftarrows n_2red_1 + n_1ox_2$$

$$ox_1 + n_1e^- \rightleftarrows red_1 \qquad (1)$$
$$ox_2 + n_2e^- \rightleftarrows red_2 \qquad (2)$$

$$n_2ox_1 + n_1red_2 \rightleftarrows n_2red_1 + n_1ox_2 \qquad n_2(1) - n_1(2)$$

II.4. Nombres d'oxydation Définitions :

Le nombre d'oxydation (noté n.o.) ou degré d'oxydation permet de déterminer l'état d'oxydation d'un élément, que cet élément soit seul ou engagé dans un édifice moléculaire ou ionique. Le nombre d'oxydation est un nombre entier algébrique, noté en chiffres romains.

- ✓ Tous les composés à l'état naturel ont un degré d'oxydation nul : O2, N2, Cu, Fe.....
- ✓ L'oxygène combiné à un degré d'oxydation égal à (-II) sauf dans le cas où l'oxygène est lié au fluore ou son degré d'oxydation est (+II) et dans les peroxydes où le degré d'oxydation est (-I) ; exemple : H2O2
- ✓ L'hydrogène combiné à un degré d'oxydation égal à (+I) sauf dans le cas des hydrures métalliques ou il est à l'état d'oxydation (-I) ; exemples : LiH, NaH, CaH2.
- ✓ La somme des degrés d'oxydation est égale à la charge algébrique de l'espèce.

II.5.Manganimétrie : C'est une méthode basée sur les réactions d'oxydation par l'ion permanganate. L'oxydation peut être effectuée en milieu acide, alcalin ou en milieu neutre. Mais on utilise plus souvent le milieu acide dans l'analyse volumétrique.

Le dosage manganimétrie consiste à déterminer la normalité d'une solution réductrice connaissant celle de la solution oxydante. On se propose d'étudier l'oxydation de l'ion Fe^{2+} par l'ion permanganate MnO_4^- en milieu acide.

$$\mathbf{MnO^{-4} + 5Fe^{2+} + 8H^+ ----> 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O}$$

Les propriétés oxydantes de l'ion permanganate sont à l'origine de la manganimétrie. 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. Les ions H^+ sont mis en excès. On utilise de l'acide sulfurique H_2SO_4. L'excès d'acide sulfurique permet d'éviter la réaction en milieu neutre.

III. But

Il s'agit de déterminer la molarité d'une solution ($FeSO_4$), on utilisant la réaction d'oxydation d'une solution de Permanganate de Potassium ($KMnO_4$) préparée. Ce dosage est appelé manganimétrie.

V. Manipulation

V.1. Matériel - produits utilisés

Bécher, Pipette ou Eprouvette, Propipette, Burette, Erlenmeyer, Fiole jaugé et Pissette, $KMnO_4$ (0.1M), H_2SO_4 concentré, $FeSO_4$ et l'eau distillée.

V.2. Mode Opératoire :

1. Prélever dans un erlenmeyer 10 ml de $FeSO_4$ de normalité inconnue N, ajouter environ 5ml de H_2SO_4.
2. Remplir la burette de la solution oxydante de $KMnO_4$ de normalité 0,1M.
3. Laisser couler goutte à goutte la solution oxydante de $KMnO_4$ avec agitation. La première goutte de la solution de $KMnO_4$ en excès c'est-à-dire qui n'est plus réduite, colore la solution contenue dans l'erlenmeyer en rose persistant.
4. Noter le volume de $KMnO_4$ versé.
5. Effectuer 3 essais de dosage.

IV. Questions

1. Ecrire les demis-réactions et la réaction globale du dosage.
2. Préciser les couples redox présents.
3. Calculer la concentration de $FeSO_4$.
4. Calculer de la masse de Fe^{+2}.
5. Pourquoi on n'a pas utilisé un indicateur coloré.

TP 5

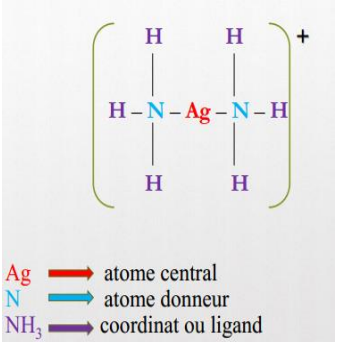
SYNTHESE D'UN COMPLEXE TETRAAMINE Cu II

I- Introduction :

La formation des complexes est un phénomène chimique où un **ion métallique central** se lie à un ou plusieurs **ligands** (molécules ou ions possédant des doublets d'électrons libres) par des **liaisons de coordination**. Ces liaisons résultent du don de doublets électroniques des ligands vers les orbitaux vides du métal. Dans le cas du **complexe tétraamminecuivre(II)**, l'ion cuivre(II) (Cu^{2+}) se combine avec quatre molécules d'ammoniac (NH_3) pour former l'ion complexe **$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$**. Ce complexe présente une **couleur bleu profond caractéristique**, due aux transitions électroniques d–d du cuivre influencées par le champ ligand de l'ammoniac. Cette réaction met en évidence la stabilité et les propriétés spectroscopiques particulières des **complexes de coordination.**

II. Rappels théorique :

II.1. Définition des complexes



On appelle complexe l'ensemble formé par :

- un ion ou cation métallique appelé atome central.
- un nombre déterminé d'atomes ou de groupements liés à cet atome central.
- ces groupements sont fixés par un atome coordinateur (atome donneur) lié directement à l'atome central.
- Le nombre de liaisons formés par l'atome central est appelé nombre de coordination ou indice de coordination, il s'agit de liaison de coordination où l'ion central se comporte comme un acide de Lewis accepteur de doublet d'électrons, et le ligand comme base de Lewis donneur du doublet
- Les indices de coordination les plus habitués sont 2, 4, 6

  Exemples : $[Ag(NH3)_2]^+$: Indice de coordination **2** ; $[Co(NH3)_4]^{2+}$: indice de coordination 4 ; $[Fe(CN)_6]^{4-}$: indice de coordination **6.**

- La charge électrique du complexe est égale à la somme algébrique des charges des diverses particules qui le constituent.

$$Fe^{2+} + 6CN^- \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{4-}$$

$$Cu^{2+} + 4NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH3)_4]^{2+}$$

Il peut exister des complexes neutres comme $Hg(SCN)_2$

Les réactions de complexation sont d'une grande importance en biologie. Elles sont

également très utilisées en chimie pour titrer certaines solutions, extraire les constituants d'un mélange, masquer les propriétés d'un composé.

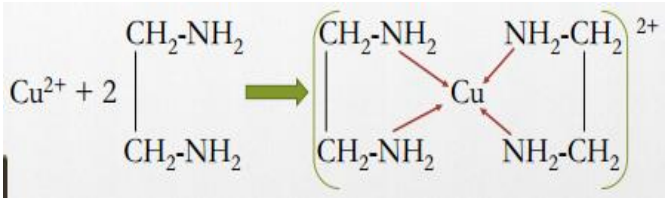
II.2. Différents types de complexes:

a. Complexes simples: chaque coordinat n'est lié à l'ion central que par une seule liaison de coordinance. On parle de coordinats ou ligands unidentés

EX : $[Cu(H2O)_4]^{2+}$, $[Ag(CN)_2]^-$

b. Complexes internes ou chélates: le coordinat occupe plusieurs positions de coordination c'est-à-dire plusieurs atomes de la même molécule sont liés à l'atome central. On parle de coordinats ou ligands multidentés (Bidenté, tridenté ext…..)

EX: **l'éthylène diamine forme avec les ions cuivriques un composé selon la réaction :**

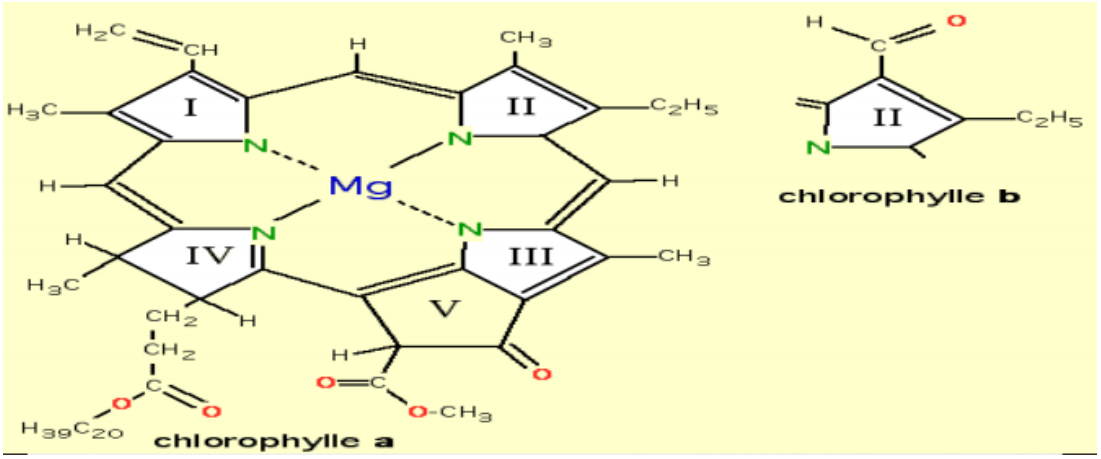


Chaque molécule est liée au cuivre en deux points, le coordinat dans ce cas est dit bidenté l'ion métallique se trouve pincé par la molécule d'où le nom de chélate (du grec: veut dire pince) le chélateur doit posséder plusieurs groupements donneurs d'électrons

De nombreux chélateurs sont utilisés en analyse : l'hydroxy-8quinoléine, La dimétyl-glyoxime et surtout les complexons de Schwarzenbach constitués par des acides aminopolycarboxyliques dont le plus connu est l'acide éthylène diamine tétracétique ou E.D.T.A

Il existe également de nombreux chélates naturels comme :

- Chlorophylle – Mg^{2+}
- Hémoglobine – Fe^{2+}



II.3. Les ligands :

Il existe essentiellement deux types de ligands :

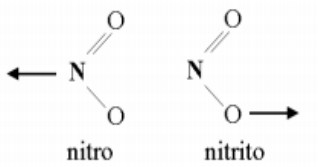
- Ceux qui apportent une ou plusieurs paires d'électrons au métal qu'on appelle les ligands "pairs" notés L ou Ln, n étant le nombre de pairs d'électrons données au métal.
- Les ligands L assurent la liaison métal-ligand par les deux électrons d'une paire libre d'un hétéroatome (N, O, P, S, etc.) ou deux électrons d'une liaison entre deux atomes du ligand L.
- Ceux qui apportent un électron ou un nombre impair d'électron au métal, appelés ligands radicalaires notés X (un électron) ou LnX (nombre impair d'électrons).

Nom des ligands constitués par des molécules neutres :

H2O aqua
NH3 amine
CO carbonyle
NO nitrosyle

Nom des ligands anioniques :

F^-	fluoro	OH^-	hydroxo
O^{2-}	oxo	NH_2^-	amido
O_2^{2-}	peroxo	NH^{2-}	imido
H^-	hydruro	NO_2^-	nitro (liaison par N)
CN^-	cyano	NO_2^-	nitroto (liaison par O) ONO^-
SCN^-	thiocyanato-S (liaison par S)	NO_3^-	nitrato
SCN^-	thiocyanato-N (liaison par N)	SO_4^{2-}	sulfato
CH_3O^-	methoxo	$C_2O_4^{2-}$	oxalato (un bidentate)
$C_2H_5O^-$	ethoxo		



III. Principe :

Le principe général de ce TP repose sur la formation d'un complexe de coordination entre l'ion cuivre(II) et l'ammoniac

V. Manipulation

V.1. Matériel et produits

• Béchers, erlenmeyers, pipettes/ pro-pipettes, burette, balance, entonnoir, papier filtre, agitateur, fiole jaugée
• $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (ou $CuSO_4$ anhydre)
• Hydroxyde d'Ammonium à 25%
• Eau distillée, éthanol

V.2. Mode opératoire Synthèse

1. Dissoudre environ 2 g de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ dans 5 mL d'eau distillée.
2. Ajouter 15 ml d'une solution d'ammoniaque (NH3) à 25%. L'ajoute d'ammoniaque goutte à goutte jusqu'à apparition d'un précipité bleu clair ($Cu(OH)_2$).
3. Continuer l'ajout jusqu'à dissolution complète du précipité et formation d'une solution bleu foncé.

5. ajouter l'EtOH goutte à goutte pour formé des cristaux
4. Placer l'erlenmeyer dans un bain de glace pendant quelques minutes, puis filtrer.

5. Rincer l'erlenmeyer avec un mélange **éthanol/ammoniaque concentrée (1:1).**

6. Laver les cristaux avec la même solution, puis avec de l'éthanol pur

7. Filtrer, et sécher à l'étuve (<50C°).

IV. Questions :

1. Quel est l'objectif de notre TP ?

2. Schématisé les observations notées

3. Ecrire l'équation de réaction mise en joue lorsqu'on ajoute les premières gouttes de l'Hydroxyle d'Ammonium

4. Ecrire l'équation de réaction lorsque le complexe est formé ?

5. Schématisé la géométrie du complexe

6. Quel est le rôle d'Ethanol ?

7. Quel est votre conclusion sur le TP ?

TP 6

SOLUBILITE D'UN ESPECE CHIMIQUE-PRODUIT DE SOLUBILITE

I. Introduction

L'étude de la solubilité d'une espèce chimique constitue une étape essentielle en chimie analytique et environnementale. Elle permet de comprendre la capacité d'un composé solide à se dissoudre dans un solvant, généralement l'eau, jusqu'à atteindre un état d'équilibre. Cet équilibre est caractérisé par le produit de solubilité, noté *Ks*, qui exprime quantitativement la limite de dissolution d'un solide ionique. La connaissance de *Ks* permet ainsi de prédire la précipitation ou la dissolution d'un composé dans diverses conditions expérimentales (pH, concentration, température). Ce TP a pour objectif de déterminer expérimentalement la solubilité d'une espèce chimique et d'interpréter les résultats à travers le produit de solubilité

II. Rappels théorique :

II.1.Solubilité s d'une espèce chimique

Tout soluté mis en solution dans un volume défini de solvant, il existe à une température donnée une limite de concentration, au-delà de quelle le corps ne peut plus être dissous, c'est la solubilité maximale.

La solubilité **S** d'un cristal ionique (un sel peu soluble) dans l'eau est le nombre de moles du composé ionique capable de se dissoudre dans un litre de solution exprimé en mol L^{-1} (ou g/L)



II.2. Produit de solubilité Ks:

Certains composés ioniques, mis en solution aqueuse, ne s'y dissolvent pas complètement, on obtient une solution saturée en présence du solide. La dissolution partielle du composé solide CmAn dans l'eau fourni une solution saturée, siège de l'équilibre hétérogène

$$\mathbf{XmYn\ (s) + n\ H2O \rightarrow XmYn\ (diss) \rightarrow m\ X^{n+}(diss) + n\ Y^{m-}(diss).}$$

La loi d'action de masse s'écrit:

$$\mathbf{Ks = [X^{n+}]^m\ [Y^{m-}]^n}$$ .....concentrations en mol.L^{-1}.

Ks est une constante sans unité, qui ne dépend que de la température

Remarque : Si la solution n'est pas saturée en sel solide,l'équilibre n'est pas atteint, on ne peut pas écrire la loi d'action de masse. (Le produit des concentrations $\mathbf{[X^{n+}]^m\ [A^{m-}]^n}$ est inférieur à **Ks**.)

Exemple:

La solubilité du chromate d'argent Ag_2CrO_4, dans l'eau à 25 ° est 0,0027 g par 100 mL. Calculer le produit de solubilité du chromate d'argent. Ag=108; Cr=52; O=16 gmol-1.

Ag_2CrO_4 solide en équilibre avec $2Ag^+ + CrO_4^{2-}$.

Masse molaire Ag_2CrO_4 :332 gmol-1. .....0,0027/0,1 = 0,027 gL-1

s = $[CrO4^{2-}]$ =½ [Ag+]

s =[CrO42-] = 0,027/332= 8,13 10^{-5} mol L-1; [Ag+]=2s ;

Ks=$[CrO4^{2-}]$ $[Ag+]^2=4s^3$= 2,15 10^{-12}.

III. But du TP :

- Préparer un solution de 0.034 mol de NaCl
- Fabriquer une solution saturée en NaCl .
- Déterminer la solubilité dans l'eau pure puis dans une solution de soude.
- Déterminer le produit de solubilité K_s de ce composé.

V. Manipulation :

V.1. Matériels et produits :

Chlorure de sodium, eau distillée, fioles jaugés, béchers, spatules, balance, verre de montre et éprouvettes graduée.

V.2. Mode Opératoire :

1- Précipitation et dissolution :

Dissolution de 2,0 g de chlorure de sodium solide dans 10 mL d'eau distillée. [Conserver cette solution S1] Ecrire l'équation de la réaction de dissolution.

2- Solubilité s d'une espèce chimique :

Utiliser 5 ml de solution préparé S1, ajouter du chlorure de sodium solide par portion de 0,25 g et déterminer approximativement la solubilité s du chlorure de sodium à 20°C

3- Produit de solubilité de NaCl

- Ecrire l'équilibre correspondant à la dissolution de NaCl.
- Donner l'expression de Ks(NaCl) A partir des résultats expérimentaux du II,
- Donner un ordre de grandeur de Ks(NaCl).

TP 7

DOSAGE D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLOROHYDRIQUE PAR UNE SOLUTION DE CARBONATE DE SODIUM

I. Introduction

Le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) par une solution de carbonate de sodium (Na_2CO_3) est une méthode de titrage acido-basique indirecte mettant en jeu une réaction de neutralisation accompagnée d'un dégagement de dioxyde de carbone. Ce type de dosage permet de déterminer avec précision la concentration d'un acide fort à l'aide d'une base faible. La réaction se déroule en deux étapes successives et nécessite le choix approprié d'indicateurs colorimétriques pour détecter les points équivalents. Ce TP vise à comprendre le principe de la neutralisation, à maîtriser la technique de titrage et à analyser les phénomènes observés tels que le changement de couleur et le dégagement gazeux.

II. Rappels théorique :

II.1. Principe du dosage acido-basique

Le dosage acido-basique est une méthode quantitative permettant de déterminer la concentration d'un acide ou d'une base en utilisant une réaction chimique de neutralisation.
Le principe repose sur le fait qu'à l'équivalence, les quantités de matière de l'acide et de la base ajoutée sont stœchiométriquement égales.

$$Acide + Base \rightarrow Sel + Eau$$

Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide base : le couple Acide1/Base1 et le couple Acide2/Base2. Une réaction acide-base est une transformation chimique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple acide/base, par l'intermédiaire d'un échange d'ions H+. L'équation complète est une combinaison linéaire des deux demi-équations spécifiques de chaque couple :

$$Acide1 = Base1 + nH+$$
$$Base2 + nH+ = Acide2$$
$$Acide1 + Base2 = Base1 + Acide2$$ (cette équation est dite une « équation bilan »)

a-Quelle est la différence entre un dosage et un étalonnage ?

En pratique, il n'y a pas de différence entre un dosage et un étalonnage. C'est le contexte qui change. Par exemple le **dosage** d'une solution acide signifie généralement la détermination de sa concentration en utilisant une solution basique de concentration connue (solution titrante). Maison parle d'un **étalonnage** pour signifier

que la solution basique constitue la référence (étalon) dans la détermination précise de la concentration inconnue de la solution acide.

II.2. L'indicateur coloré

L'indicateur coloré est un composé chimique qui présente des propriétés acido basiques et dont la forme acide et la forme basique présente des couleurs différentes, cela permet donc de distinguer simplement le milieu (acide ou basique) de la solution.

Exemples d'indicateurs colorés :

Indicateur	Teinte / acide	Zone de virage	Teinte / base
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,08 - 6	Jaune
Bleu de bromothymole	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose-violet
Jaune d'Alizarine	Jaune	10,1 – 12,2	Rouge

III- Objectifs :

- ✓ Vérifier le titre molaire de la solution d'acide chlorhydrique préparée

V. Manipulation

V.1. Matériels et produits utilisées

REACTIFS

- Solution de HCl
- Carbonate de sodium Na_2CO_3 (0,1N)
- Eau distillée
- Méthylorange

MATERIELSETVERRERIES

- 1burette de25mL
- 1erlenmeyerde250mL
- 1pipette graduéede10mL
- 3 Béchers de 50mL et 2Fiolesde100 mL
- Balance analytique.

V.2. Mode Opératoire :

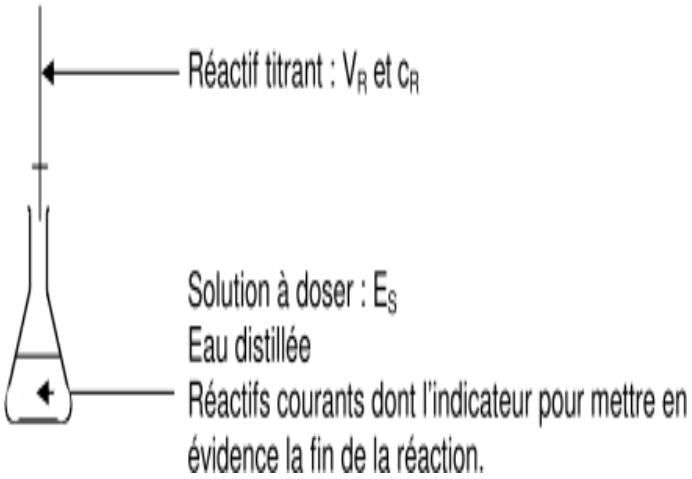
1. Préparation de100 mL de solution de carbonate de sodium (Na_2CO_3) 0.1N

Dans une fiole jaugée de100 mL, introduire la masse de Na_2CO_3 nécessaire pour préparer la solution demandée.

2. Étalonnage de la solution de HCl

Introduire à l'aide d'une pipette, 10mL de la solution d'acide chlorhydrique **(concentration inconnue)** dans un erlenmeyer de 250 mL, ajouter une goutte d'indicateur coloré puis agiter le mélange. Remplir la burette avec carbonate de sodium (0,1N), **(Solution 2)**.

Verser graduellement la solution du carbonate de sodium jusqu'à ce que la solution change de couleur.



Répétez l'expérience jusqu'à ce que deux valeurs de volume soient à0,1mL près.

VI. Questions

1. Ecrire les deux équations de réaction successives entre les ions présentes dans la Solution.
2. Pourquoi ce titrage présente-t-il deux points d'équivalence ?
3. Quel est le rôle de l'indicateur coloré dans le titrage ?
4. Ecrire l'expression du nombre de moles de carbonate de sodium versées lors du titrage et donner la relation reliant les moles à l'équivalence
5. Calculer la concentration de la solution de HCl.
6. Un volume de 25 ml de HCl est titré par une solution de Na_2CO_3 (0.15M) . l'équivalence est atteinte pour 13.20 ml de Na_2CO_3. Calculer :
   Les moles de Na_2CO_3 versées et la concentration de HCl

TP 8

DOSAGE OXYDO-REDUCTION DES IONS HYPOCHLORITE DANS UN EAU DE JAVEL

I. Introduction

L'eau de Javel est une solution oxydante couramment utilisée comme désinfectant et agent blanchissant. Son efficacité est principalement due à la présence d'ions hypochlorite (ClO^-), responsables du pouvoir désinfectant. Le dosage des ions hypochlorite est essentiel afin de contrôler la concentration réelle du produit et vérifier sa conformité aux normes de qualité.

Le dosage par oxydoréduction consiste à mettre en réaction l'espèce oxydante (ClO^-) avec un réducteur connu, généralement à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium après libération du diiode en présence d'iodure de potassium. Ce dosage repose sur une réaction rapide, totale et stœchiométrique permettant de déterminer la concentration en ions hypochlorite dans l'échantillon de Javel.

II. Rappels théorique.

II.1 Degré chlorométrique :

Le degré chlorométrique (°Cl) est une unité utilisée pour exprimer la concentration en chlore actif dans l'eau de Javel. Il correspond au volume de dichlore (Cl_2)**,** exprimé en litres, qui peut être dégagé par 1 litre de solution de Javel, à la température de 0 °C et sous 1 atm**.**Le titre de l'eau de Javel peut être exprimé de différentes façons :

a. En degrés chlorométriques de Gay-Lussac (°chl), défini comme étant le volume, exprimé en litres, de dichlore gazeux dégagé dans des conditions normales de température et de pression sous l'action d'un acide.

ClO-(aq) + Cl-(aq) + 2 H+(aq) = Cl2(g) + H2O.

b. En pourcentage: % de "chlore actif " défini comme la masse, en gramme, de chlore actif contenu dans 100 ml de liquide,

c. En grammes par litres, identique à la définition précédente, mais par litre de liquide (1% = 10 g/l), les titres sont généralement exprimés aujourd'hui en pourcentage voire en °chl. Les correspondances sont : 1° chl = 0,317 % = 3,17 g/L.

Une mesure directe par gazométrie du volume de dichlore ainsi libéré est délicate. On utilise donc un dosage en deux étapes :

La première étape : On fait agir un excès de solution d'iodure de potassium KI (aq), sur une prise d'essai d'eau de Javel : il se forme du diiode I2 (aq),

Réaction globale**1 : $2H^+(aq) + 2\ I^-(aq) + ClO^-(aq) = Cl^-(aq) + I_2(aq) + H_2O$ (1)**

La deuxième étape : Le diiode (I2aq) ainsi libéré est dosé par une solution de thiosulfate de sodium $2Na^+S_2O_3^{2-}$(aq) de concentration connue.

Réaction globale **2:** $I_2(aq) + 2\ S_2O_3^{2-}(aq) = 2\ I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$ **(2)**

- **Comment calculer le degré chlorométrique ?**

Soit **D**= [**ClO-**] **x Vm** avec **Vm** volume molaire, qui dans ces conditions, vaut 22.4 L par une mole

III. Objectifs :

- Maîtriser la technique de titrage redox,
- Etablir les équations d'oxydation et de réduction correspondantes,
- Calculer la concentration exacte des ions actifs afin d'évaluer l'efficacité de la solution de Javel étudiée.

V. Manipulation

V.1. Matériels et produits

REACTIFS	MATERIELS ET VERRERIES
- Thiosulfate de sodium à 0.1 mol.L^{-1} - KI à 100g/L, - Eau de Javel - Thiodène (ou empois d'amidon), eau distillée	- pro pipette - Agitateur - magnétique - Barreau aimanté - Erlenmeyer de 100 mL - Pipette jaugée de 10 mL - Béchers, Burette - Eprouvette 25 mL - Fiole 100 mL

V. Mode Opératoire :

1. Dilution de la solution commerciale d'eau de Javel

- Préparer 100 mL d'eau de javel commerciale diluée dix fois.
- Préciser les volumes de la verrerie utilisée.

2. Réaction de réduction des ions hypochlorite par les ions iodure

Placer dans un erlenmeyer : 10 mL de la solution d'eau de javel diluée ,20 mL de la solution d'iodure de potassium de concentration massique Cm = 100 g.L-1 en soluté apporté. Agiter le mélange pendant 3 minutes puis ajouter 15 gouttes d'acide éthanoïque pur. Agiter et observer l'apparition du (I2).

3. Dosage du diiode formé

Placer la solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire C S2O3-2= 0,10 mol /L dans la burette graduée. Verser lentement la solution d'ions thiosulfate en maintenant l'agitation. Lorsque la solution devient jaune clair (juste avant l'équivalence), ajouter 5 gouttes d'une solution d'empois d'amidon et terminer le dosage. Observer le changement de la couleur. Noter le volume VEq de la solution d'ions thiosulfate versé.

VI. Questions :

1- Quelles sont les précautions à prendre pour manipuler ces produits, compte-tenu de leur concentration ?

2- Ecrire les demi-équations de la réaction globale **1** et la réaction globale **2**

3- Quel est le rôle d'empois d'amidon?

4- En suivant le même mode opératoire cité dans ce Tp, un étudiant a trouvé un Veq =10.1 mL . Calculé le degré Chlorométrique ?

Références bibliographiques

[1] G. Double, G. Ferroni, A. Petrocchi, G. Carpeni; « Travaux pratiques de chimie minérale, Précis d'analyse qualitative, Maîtrise de chimie et de chimie physique »; Edion Dunod, 1970.

[2] : Y. Datoussaid, T. Attar ; « Polycopié de travaux pratiques de chimie, École Supérieure en Sciences Appliquées de Tlemcen – ESSAT » ; 2017-2018

[3] : A. Dessart, J. Jodogne, J.Paul, « Chimie Analytique », Edition A. DE BOECK, 1973.

[4] : J. Jodogne, « Chimie Minérale », Edition A. DE BOECK 1966.

[5] : Martine Beljean-Leymarie, Jean-Pierre Dubost, Martine Galliot-Guilley, «Chimie des solutions », Edition Elsevier-Masson, 2006.

[6] : G. Charlot, « Analyse qualitative rapide des cations et anions » Edition Dunod, 1980.

[7] : Y. Le Duc, M. Galliot et R. Demonchy, « Guide des travaux pratiques en chimie analytique, analyse minérale qualitative » 2ème édition, Edition Sedes et CDU Réunis, 1984.

[8] : R. David et J. Benoit, « Chimie pratique » 2ème édition, Librairie Vuibert, Paris, 1978.

[9]: R. Prurnet, D. Gula et Merillon-C. Robert, « Bases de chimie pour le technicien» chap 23, Analyse qualitative de quelques ions, p225, Edition Dunod, 1995.

[10] : Kalend, T. Dibungi, « Chimie inorganique qualitative, séparation et identification des cations », Laboratoire de chromatographie, Faculté de pharmacie, Université de Kinshasa, 2006-2007.

[11]: G. Charlot, « Réactions chimiques en solution, l'analyse qualitative minérale», Edition Masson, Paris, 1969.

[12]: Olena Silvia1 et coll, « Identification of Cation Reaction and Separation of Group I Cations », Journal of Global Research Education, ISSN: 3026-6777, Vol. 2. No. 1, 2024.

[13]: V. Alexéev « Analyse Qualitative», 4ème édition, Ed. Moscou 1989.