

République Algérienne Démocratique Et Populaire

Ministère De L'enseignement Supérieur Et De La Recherche  
Scientifique

**ÉCOLE NORMALE SUPÉRIEURE D'ORAN**



# Polycopié de Travaux Pratiques de Chimie

Destiné aux étudiants de 2<sup>ème</sup> année PEM et PES

**Filière : Physique**

**Département des Sciences Exactes**



**Réalisé par :**

**Dr. HAMZA REGUIG Samira**

**Maître de Conférences Classe «B », ENSO**

**Année Universitaire : 2022-2023**

## AVANT PROPOS

Cet ouvrage est destiné aux étudiants de la 2<sup>ème</sup> année Professeur d'Enseignement Moyen et Secondaire Sciences Exactes de l'École Normale Supérieure filière Physique. Il comporte des travaux pratiques de chimie minérale, cinétique, électrochimie et chimie des équilibres.

L'objectif des travaux pratiques en chimie est non seulement de mieux comprendre et d'illustrer les notions théoriques abordées en cours mais également d'acquérir des techniques expérimentales, de maîtriser les outils de mesures en chimie et d'apprendre à mettre en point et à rédiger un protocole expérimental qui devra être utilisable par d'autres personnes.

L'étudiant doit apprendre à observer ce qui se passe au cours d'une réaction, chaque fois que quelque chose d'observable se produit (changement de couleur, dégagement gazeux...). Il est indispensable de noter, par écrit tout ce que l'on peut observer et, ultérieurement d'essayer d'interpréter, chaque fois que ce sera possible, les observations faites. Il doit apprendre à exploiter les résultats expérimentaux obtenus.

Pour le bon déroulement des TP, rappelons quelques règles générales ;

- ❖ Les séances doivent être préparées à l'avance.
- ❖ Pour chaque TP, vous devez rendre le compte rendu qui sera évalué au fur et à mesures des séances.
- ❖ Une absence non justifiés en traines un zéro au compte rendu du TP de l'étudiant absent.

## *Tables des matières*

<b>Quelques recommandations en guise d'introduction.....</b>	<b>3</b>
➤ <b>Consignes de sécurité.....</b>	<b>3</b>
➤ <b>Les premiers soins aux victimes d'accident.....</b>	<b>4</b>
➤ <b>Nettoyage.....</b>	<b>4</b>
➤ <b>Notions de base.....</b>	<b>5</b>
➤ <b>Différentes expressions de la concentration.....</b>	<b>6</b>
<b>TP N° 0 : Présentation de verrerie, matériel de laboratoire et Pictogramme de danger...</b>	<b>8</b>
<b>TP N°1 : Tests de reconnaissance de quelques ions.....</b>	<b>12</b>
<b>TP N° 2 : Tests d'identification des ions, Analyse des cations.....</b>	<b>15</b>
<b>TP N°3 : détermination de la constante d'équilibre de l'acide acétique et de l'acide formique.....</b>	<b>17</b>
<b>TP N° 4 : dosage de la dureté de l'eau complexométrie.....</b>	<b>20</b>
<b>TP N° 5 : facteur influençant sur la vitesse d'une réaction.....</b>	<b>25</b>
<b>TP N° 6 : Etude d'une réaction de saponification d'ordre 2.....</b>	<b>27</b>
<b>TP N°7 : Dosage par conductimétrie.....</b>	<b>30</b>
<b>Références Bibliographiques.....</b>	<b>32</b>

## *Quelques recommandations en guise d'introduction*

### ➤ **Consignes de sécurité**

Pour chaque manipulation, les étudiants disposent de tout le matériel et tous les réactifs en quantité suffisante pour la réaliser. En conséquence, il est inutile et donc défendu d'emprunter du matériel à une autre manipulation.

Les manipulations de chimie ne présentent aucun risque grave si les étudiants suivent les principes élémentaires de sécurité et les conseils de l'enseignant. D'une manière générale, il est indispensable de suivre les consignes suivantes :

1. Par mesure d'hygiène, il est interdit de manger dans le laboratoire.
2. Le port de la blouse 100% coton est obligatoire. La blouse doit être de longueur raisonnable et à manches longues, les cheveux longs doivent être attachés.
3. Dans les laboratoires, Il est strictement interdit de : fumer, manger, boire.
4. Les étudiants doivent toujours manipuler debout. Aucun objet ne doit encombrer les paillasses.
5. Les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous les paillasses afin de ne pas encombrer les allées.
6. Toute manipulation de produits chimiques présentant un risque doit être réalisée sous une hotte ventilée, avec vitres protectrices.
7. Le pipetage à la bouche est interdit. Utiliser les propipettes.
8. Il est interdit de regarder de près les récipients contenant des liquides en ébullition.
9. Ne pas respirer le contenu d'un récipient pour l'identifier à son odeur. Reboucher tout flacon immédiatement après usage.
10. Ne jamais prendre de produits solides avec les doigts, utiliser une spatule.
11. Utiliser des verreries résistantes aux hautes températures (verrerie Pyrex) lorsqu'il faut chauffer.
12. Éviter de faire subir des chocs thermiques à la verrerie (ne pas refroidir brutalement un récipient chaud).
13. Les paillasses doivent être nettoyées au cours de la séance et laissées parfaitement propres et sèches en fin de séance.
14. Lorsque vous transvasez un produit dans un contenant différent du flacon de départ, inscrivez sur ce contenant le nom du produit.

15. Il est strictement interdit de remettre dans le flacon d'origine un produit que vous auriez prélevé en excès.

16. Il est impératif de se laver soigneusement les mains après manipulation.

17. Il est recommandé de ne jamais jeter dans les éviers de laboratoires, les produits à risque : Verser les solutions dans les flacons de récupération prévus à cet effet.

18. Les vêtements, cartables et sacs doivent être rangés.

19. Ne laisser pas de substance inflammable près d'une source de chaleur.

20. Bien refermer les flacons de produits chimiques : visser correctement les bouchons

### ➤ **Les premiers soins aux victimes d'accident**

#### **En cas de projection cutanée**

Rincer la peau longuement et abondamment à l'eau claire jusqu'à ce que le produit soit éliminé.

Attention, ne pas chercher à neutraliser les produits acides ou basiques.

#### **En cas de projection oculaire**

Rincer immédiatement et abondamment à l'eau froide.

Consulter systématiquement un ophtalmologue.

### ➤ **Nettoyage**

- Le nettoyage de toute verrerie se fait aussitôt après son utilisation à l'eau ou à l'eau distillée si nécessaire pour l'utilisation suivante.
- Les produits chimiques contenus dans les flacons doivent rester purs. Par conséquent, ne jamais remettre dans un flacon le produit resté inutilisé.
- Faire couler l'eau dans l'évier chaque fois que vous videz des produits chimiques. Il est indispensable de tout diluer.
- Une salle de T.P. doit demeurer propre : les déchets divers (papier, verre cassé ...etc.) seront déposés dans les poubelles et non dans les éviers.
- Avant de quitter la salle chaque étudiant s'efforcera de laisser l'emplacement où il a manipulé dans l'état où il était quand il est arrivé. Pour ce faire, il remettra en place le matériel nettoyé et passera l'éponge sur la paillasse.

### ➤ **Notions de base**

- **Solvant** : Un solvant est un liquide qui a la propriété de dissoudre et de diluer d'autres substances sans les modifier chimiquement et sans lui-même se modifier. Ils permettent de

dissoudre les réactifs et d'amener les réactifs en contact, sans réagir chimiquement avec eux (on dit qu'ils sont inertes).

Pour les solutions liquides, si l'une des espèces est largement majoritaire (au moins un facteur 100), on l'appelle solvant. C'est le cas de l'eau pour les solutions aqueuses.

- **Soluté** : Substance dissoute dans un solvant.
- **Réactif** : Lors d'une réaction chimique, un réactif est une espèce chimique présente dans le système réactionnel qui tend à diminuer au cours du temps : les réactifs sont consommés. Les atomes se réarrangent pour former de nouvelles molécules : les produits de cette réaction.
- **Masse moléculaire** : La masse moléculaire est le rapport entre la masse d'une molécule et l'unité de masse des atomes (uma, équivalente à 1/12 de la masse d'un atome de carbone (12)). La masse molaire est équivalente à autant de g qu'il y a d'unités dans la masse moléculaire.
- **Masse molaire** : La masse molaire est la masse d'une mole d'un composé chimique exprimée en grammes par mole ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ou  $\text{g/mol}$ ).

$n = m / M$  ;  $n$  : nombre de moles (mol)  $m$  : masse (g)  $M$  : masse molaire (g/mol)

- **Masse volumique** : Pour toute substance homogène, le rapport de la masse  $m$  correspondant à un volume  $V$  de cette substance : c'est une caractéristique du matériau appelée masse volumique :

$\rho = m/V$  [ $\text{g/mL}$  ;  $\text{g/cm}^3$ ]  $m$  : masse (g)  $V$  : volume (ml)

- **Densité** : La densité est un nombre sans dimension, égal au rapport d'une masse d'une substance homogène à la masse du même volume d'eau pure à la température de 3,98 °C. Par définition, la densité de l'eau pure à 3,98 °C est égale à 1. La définition de la densité permet sa mesure en laboratoire. Elle peut aussi se calculer en divisant la masse volumique de la substance par 1000  $\text{kg/m}^3$ , masse volumique de l'eau pure à 3,98 °C :  $d = \rho/1000$

$d = \rho_{\text{solution}} / \rho_{\text{eau}}$ ,  $\rho_{\text{eau}} = 1\text{g/cm}^3$  [sans unité]

- **pH** : En chimie, le pH mesure l'activité de protons ( $\text{H}^+$ ) solvates. Le pH mesure l'acidité ou la basicité d'une solution. On dit solution acide  $\text{pH} < 7$ , et une solution basique  $\text{pH} > 7$ .

- **Indicateur coloré** : pour déceler le point d'équivalence dans un titrage, on emploie les indicateurs colorés dont les couleurs varient en fonction du pH de la solution. Exp : la phénolphthaléine est incolore en milieu acide mais de couleur rose.

- **Dissolution** : Mise en solution.

- **Dilution** : Adjonction de solvant à une solution pour en diminuer la concentration.

- **Une solution** : est un mélange liquide homogène (une seule phase) dans lequel un des constituants (le solvant) est en large excès par rapport aux autres constituants du mélange (les solutés). Dans une solution, les solutés (sous forme solide, liquide ou gaz) sont usuellement présents en faible quantité, contrairement au solvant qui est l'espèce très largement majoritaire.

**Solution aqueuse = Soluté (s) + Solvant.**

➤ **Différentes expressions de la concentration**

On appelle la concentration de la solution la quantité de soluté contenue dans l'unité de volume ou de masse de la solution. Soit un composé X présent dans une solution, on peut définir la composition de la solution en X en utilisant :

- **La concentration massique (Titre massique T [g.L<sup>-1</sup>])** : C'est le rapport de la masse (m) de soluté que l'on a dissous pour obtenir un litre de solution.  $C [g.L^{-1}]; [Kg.L^{-1}]; [Kg.m^{-3}] = m (g) / v (L)$

- **La concentration molaire (Molarité C [mol.L<sup>-1</sup>])** : C'est la quantité de matière (= nombre de moles) de soluté que l'on a dissous pour obtenir un litre de solution.  $C [mol.L^{-1}] = n (mol) / v(L)$

- **La concentration normale (Normalité N [éqg.L<sup>-1</sup>])** : C'est le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (V). L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, e<sup>-</sup>)

- **Le pourcentage en masse (Fraction massique % C [%])** : C'est le rapport de la masse de composé X (msoluté) contenu dans un certain volume de solution divisée par la masse de ce volume de solution (msolution).  $\%C = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100 = m_{\text{soluté}} m_{\text{solution}} \times 100$ .

- **La molalité (ou concentration molale)  $m_L$  [ $\text{mol.kg}^{-1}$ ]** : d'une solution, dont l'unité est représentée par le symbole m, est le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant. La molalité (m) ne peut être calculée à partir de la molarité (M) ou de la normalité (N) à moins de connaître la densité de la solution.  $m_L = n / m_{\text{solvant}} \text{ Kg}$

- **La fraction molaire** : C'est le rapport de la quantité de matière X (n<sub>soluté</sub>) contenue dans un certain volume de solution divisée par la somme des quantités de matière de tous les constituants présents dans ce volume de solution (m<sub>solution</sub>).  $X = n_i / \sum n_i$  [ ].

## *TP N° 0 : Présentation de verrerie, matériel de laboratoire et*

### *Pictogramme de danger*

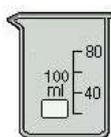
#### ***I-LA VERRERIE DE LABORATOIRE***

##### **1- Verrerie Générale**

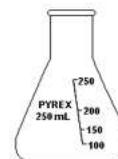
Cette verrerie est utilisée pour effectuer des manipulations qui ne nécessitent pas une connaissance précise des volumes : Tube à essai, bécher, erlenmeyer,....



Tube à essai



Bécher



Erlenmeyer

##### **Remarque :**

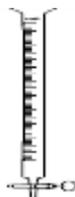
- Lorsqu'on chauffe le contenu d'un tube, il est indispensable de diriger le haut du tube vers un écran de projection ou vers un mur.
- S'il reste encore du liquide dans un bécher, il ne faut jamais le remettre dans le flacon de départ.

##### **2- Verrerie Graduée**

Cette verrerie permet de mesurer de façon peu précise les volumes : éprouvette, burette, pipette graduée.



Eprouvette



burette



pipette graduée

##### **Remarque :**

- Ne jamais pipeter dans le flacon contenant la solution mère sous peine de la polluer et de la rendre définitivement inutilisable.
- Avant chaque utilisation la pipette doit être propre et sèche. Dans le cas contraire, il est nécessaire de la rincer à l'eau distillée puis une fois avec la solution que l'on veut pipeter.
- Il faut pipeter debout.
- L'assemblage pipette-propipette conduit souvent à des accidents. Il est indispensable lors de cette manipulation de tenir la pipette par sa partie la plus proche de la propipette.

### 3- Verrerie Jaugée

Cette verrerie permet de mesurer des volumes précis. La verrerie jaugée ne doit pas subir de traitement thermique (ni frigo, ni étuve).

#### *a- La pipette jaugée*

Pour prélever un volume très précis on utilise une pipette jaugée. Les pipettes jaugées les plus couramment utilisées sont celles de 5 ml, 10 ml, 20 ml. A l'aide d'une propipette ou d'une poire, on aspire le liquide qui monte dans la pipette. Il faut alors amener la surface du liquide au niveau du trait de jauge de telle façon que le bas du ménisque soit sur le **trait de jauge**.



#### *b- La fiole jaugée*

La fiole jaugée permet de préparer des solutions à une concentration précise, les fioles les plus couramment utilisées sont celles de 50 ml, 100 ml, 200 ml.

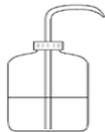


On introduit dans la fiole à l'aide d'un entonnoir le solide à dissoudre (soluté) pesé, puis on ajoute de l'eau distillée (solvant) jusqu'au 2/3. On bouche alors la fiole et on agite vivement jusqu'à dilution complète du solide.

On complète après la fiole à l'eau distillée jusqu'au **trait de jauge** (attention au ménisque).

La fiole jaugée permet aussi de préparer des solutions par **dilution** : on introduit dans la fiole à l'aide d'une pipette jaugée le volume désiré de la solution aqueuse que l'on cherche à diluer, puis on complète la fiole jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Puis pour finir on bouche la fiole et on homogénéise le tout.

## ***II-MATERIÉL UTILISÉ DANS LE LABORATOIRE***



Pissette



Entonnoir



Verre de montre



Spatule



Ballon



Cristallisoir



Pince



Noix de serrage



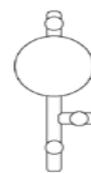
Plaque chauffante



Ampoule à décanter



Pince en bois



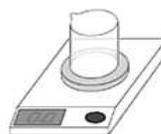
Propipette



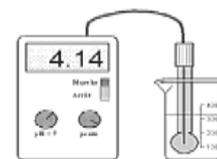
Bicol



Tricol



balance

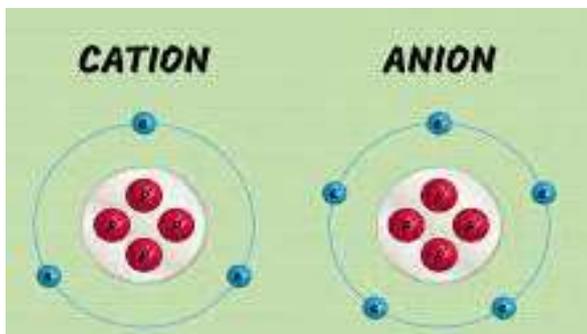


pH mètre

### III-LES PICTOGRAMMES DE DANGER

 <p><b>Explosif</b></p> <p>Produits pouvant exploser au contact d'une flamme.</p>	 <p><b>Inflammable</b></p> <p>Produits pouvant s'enflammer au contact d'une flamme.</p>	 <p><b>Comburant</b></p> <p>Produit pouvant provoquer ou aggraver un incendie.</p>
 <p><b>Bouteille</b></p> <p>Produits au gaz sous pression dans un récipient, certains peuvent exploser sous l'effet de la chaleur.</p>	 <p><b>Acide</b></p> <p>Produits corrosif, attaquant les métaux, ou rangent la peau et/ou les yeux en cas de contacte ou projection.</p>	 <p><b>Toxique</b></p> <p>Produits pouvant empoisonner même à faible dose.</p>
 <p><b>Cancérigène</b></p>	 <p><b>Polluant</b></p> <p>Produits ayant des effets néfastes sur les organismes du milieu aquatique.</p>	 <p><b>Danger</b></p> <p>Produits chimiques ayant un ou plusieurs effet empoisonnent à forte dose, irritants pour les yeux, le nez ou la gorge, provoquent des allergies, somnolence ou vertige.</p>

**TP N°1 :**  
**TESTS DE RECONNAISSANCE**  
**DE QUELQUES IONS**



**Introduction :**

On appelle test de reconnaissance, tout test chimique qui permet d'identifier la présence d'une espèce dans une solution. On se propose de montrer comment on peut déceler la présence principaux ions dans les solutions aqueuses.

**Objectifs du TP :** Mettre en œuvre les tests caractéristiques qui permettent de déceler la présence des ions suivants : l'ion chlorure ( $\text{Cl}^-$ ), l'ion sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), l'ion iodure ( $\text{I}^-$ ).

***I-Analyse qualitative des anions***

Dans le cadre de cette manipulation en effectuera des réactions de vérification pour les anions suivants :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{I}^-$

**1-Analyse des ions chlorure  $\text{Cl}^-$**

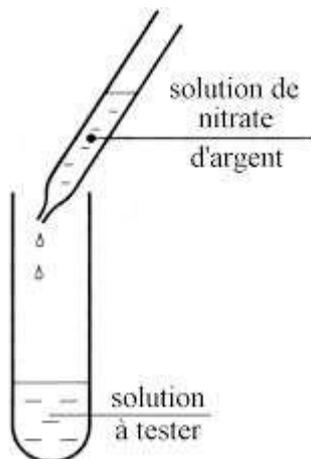
**Réaction :** les ions  $\text{Ag}^+$  précipitent en milieu acide les ions  $\text{Cl}^-$

**Réactifs :**  $\text{AgNO}_3$  en solution 2%

$\text{HNO}_3$  dilué

$\text{NaCl}$  poudre

**Protocole** : Dans un tubes à essai, introduire 2 ml d'une solution de chlorure de sodium NaCl et 2 ml d'une solution d'acide nitrique HNO<sub>3</sub>, puis ajoutées quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent AgNO<sub>3</sub>



**On demande :**

- L'équation chimique
- La couleur du précipité.

## 2-Analyse des ions sulfate SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

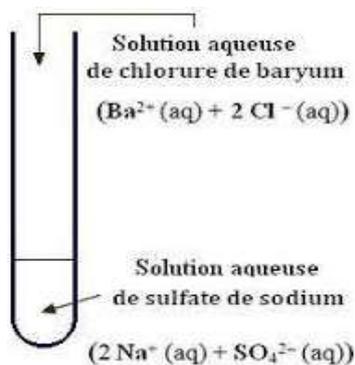
**Réaction** : les cations Ba<sup>2+</sup> précipite en milieu Chloridrique les anions SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

**Réactifs** : HCl dilué

BaCl<sub>2</sub> en solution 10%

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> poudre

**Protocole** : Dans un tubes à essai, introduire 1 ml d'une solution de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> et quelques gouttes d'une solution d'acide Chloridrique HCl, puis ajoutées quelques gouttes d'une solution de chlorure de baryum BaCl<sub>2</sub>.



**On demande :**

-L'équation chimique

- la couleur du précipité.

### 3-Analyse des ions iodure I<sup>-</sup>

**Réaction :** les cations **Ag<sup>+</sup>** précipite les anions **I<sup>-</sup>**

**Réactifs :** KI      poudre

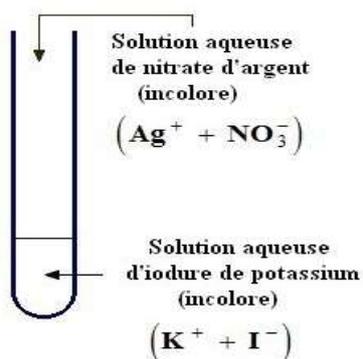
AgNO<sub>3</sub> en solution 2%

**Protocole :** Dans un tubes à essai, introduire 1 ml d'une solution KI et quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent AgNO<sub>3</sub>

**On demande :**

-L'équation chimique

-La couleur du précipité.



**TP N° 2 :**  
**TESTS D'IDENTIFICATION DES IONS**

***Analyse des cations***

***II-Analyse qualitative des cations***

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

**1-Analyse des cations  $\text{Cu}^{2+}$  :**

**Réaction :** les cations  $\text{Cu}^{2+}$  donnent avec le NaOH un précipité coloré

**Réactifs :**  $\text{CuSO}_4$  en poudre

NaOH solution diluée

**Protocole :** Dans un tubes à essai, introduire 2 ml d'une solution de  $\text{CuSO}_4$  et 3 ml d'une solution NaOH



**On demande :**

-L'équation chimique

- La couleur du précipité.

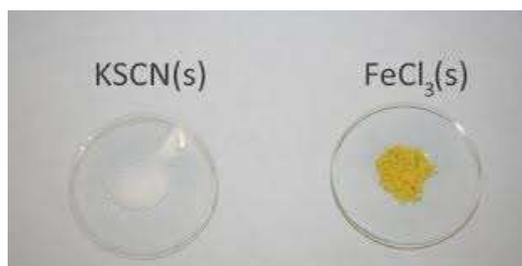
**2-Analyse des cations  $\text{Fe}^{3+}$  :**

**Réaction :** les cations  $\text{Fe}^{3+}$  donnent avec les anions  $\text{SCN}^-$  un complexe coloré

**Réactifs :**  $\text{FeCl}_3$  solution diluée

KSCN solution diluée

**Protocole** : Dans un tubes à essai, mettre 2 ml d'une solution de  $\text{FeCl}_3$  et quelques gouttes de KSCN



**On demande :**

-L'équation chimique

- La couleur du complexe.

❖ Les cations  $\text{Fe}^{3+}$  donnent avec **NaOH** et **NH<sub>4</sub>OH** un précipité coloré

Répéter l'essai et caractériser le précipité.

**3-Analyse des cations  $\text{Ag}^+$  :**

**Réaction** : les cations  $\text{Ag}^+$  donnent avec le NaOH un précipité coloré qui se dissout dans le **NH<sub>4</sub>OH**

**Réactifs** :  $\text{AgNO}_3$  solution diluée

NaOH solution diluée

**Protocole :**

**Étape 1** : Dans un tubes à essai, mettre 2 ml d'une solution de  $\text{AgNO}_3$  et quelques gouttes de NaOH.

**On demande :**

-L'équation chimique

- La couleur du précipité.

**Étape 2** : Dissoudre le précipité dans quelques gouttes de  $\text{NH}_4\text{OH}$  (solution diluée jusqu'à concentrer de  $\text{NH}_4\text{OH}$ ).

**On demande :**

-L'équation chimique

## TP N°3 :

### *DÉTERMINATION DE LA CONSTANTE D'ÉQUILIBRE DE L'ACIDE ACÉTIQUE ET DE L'ACIDE FORMIQUE*

#### **Introduction :**

Un acide est dit faible lorsque son ionisation en solution aqueuse est partielle (donc réversible et limité à un équilibre). Pour un acide faible de formule HA on peut écrire :



Cette constante appelée constante d'acidité ou  $K_A$  permet de caractériser la force relative de cet acide. Plus l'acide est fort, plus son ionisation est marquée et plus sa constante d'acidité est élevée. D'après la formule suivante

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

A tout acide faible HA est associée une base faible  $\text{A}^-$ . Les espèces HA et  $\text{A}^-$  forment un couple acide-base et  $\text{A}^-$  est appelée base conjuguée de HA.

La détermination du  $K_A$  est donc importante pour le chimiste. Actuellement il existe des tables reprenant les constantes d'acidité de nombreux couples.

Dans ce travail nous allons voir comment déterminer expérimentalement la valeur de cette constante.

#### **Principe de la manipulation**

Soit une solution d'acide faible HA de concentration  $C_A$  et une solution de base forte de concentration  $C_B$ . à  $V_A$  (ml) de HA on ajoute  $V_B$  (ml) de base. On a alors.

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \quad \text{Ou} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_A \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]} \quad (1)$$

$$[\text{HA}] = \frac{V_A \cdot C_A - V_B \cdot C_B}{V_A + V_B} \quad \text{c.à.d.} \quad \frac{\text{Nombre de moles d'acide encore présentes}}{\text{Divisé par le volume total}}$$

et

$$[\text{A}^-] = \frac{V_B \cdot C_B}{V_A + V_B} \quad \text{c.à.d.} \quad \frac{\text{Nombre de moles de base ajoutées}}{\text{Divisé par le volume total}}$$

L'équation (1) devient alors

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_A \frac{V_A \cdot C_A - V_B \cdot C_B}{V_B \cdot C_B}$$

Ou encore

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{V_A \cdot C_A \cdot K_A - V_B \cdot C_B \cdot K_A}{V_B \cdot C_B} = \frac{V_A \cdot C_A \cdot K_A}{V_B \cdot C_B} - \frac{V_B \cdot C_B \cdot K_A}{V_B \cdot C_B}$$

Qui peut se mettre sous la forme

$$\frac{1}{V_B} \frac{K_A \cdot V_A \cdot C_A}{C_B} = [\text{H}_3\text{O}^+] + K_A$$

et finalement

$$\boxed{\frac{1}{V_B}} = \boxed{\frac{C_B}{V_A \cdot C_A}} + \boxed{\frac{C_B}{K_A \cdot V_A \cdot C_A}} \cdot \boxed{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$\downarrow \qquad \downarrow \qquad \downarrow \qquad \downarrow$   
**Y = b + a . x**

L'équation obtenue représente une droite où les grandeurs ( $C_A$ ,  $C_B$ ,  $V_A$ ) sont fixées initialement.

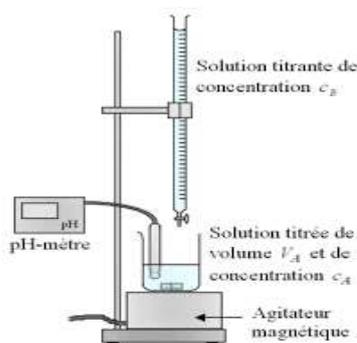
Pour déterminer la constante d'acidité  $K_A$ , nous allons procéder à un dosage de l'acide de concentration  $C_A$  connue, par l'ajout à chaque fois différents volume de  $V_B$  de base de concentration  $C_B$  connue. Ceci va entraîner une variation de pH qui sont mesurés par l'appareil de pH-mètre. Ce qui donne un ensemble des valeurs de  $V_B$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

Le tracé de la courbe  $1/V_B = f([\text{H}_3\text{O}^+])$  donne une droite (3) dont le coefficient angulaire (pente)  $a$  permet de déterminer  $K_A$ .

## Manipulation

1- Préparer une solution de **NaOH**  $C_B = 0,1M$

- 2- Préparer une solution de  $C_A = 0,1M$  en  $CH_3COOH$  (acide éthanoïque ou acide acétique)
- 3- Préparer une solution de  $C_A = 0,1M$  en  $HCOOH$  (acide méthanoïque ou acide formique)
- 4- Monter un dispositif de titrage volumétrique.
- 5- Remplir la burette par le  $NaOH$   $C_B = 0,1M$ .
- 6- Mettre dans l'erenmeyer  $V_A = 30$  ml de l'acide  $C_A = 0,1M$ .
- 7- Ajouter progressivement les volumes de  $V_B$  de bases tels qu'indiqués dans le tableau 1 et mesurer le pH au pH-mètre.



### Discussion des résultats

- 1- Compléter le tableau 1 ci-dessous.

$V_B$ (ml)	$1/V_B$ ( $l^{-1}$ )	<b>HCOOH</b> (acide méthanoïque)		<b>CH<sub>3</sub>COOH</b> (acide éthanoïque)	
		<b>pH</b>	<b>[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]</b>	<b>pH</b>	<b>[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]</b>
2					
4					
6					
8					
10					
12					
14					
16					
18					
20					
22					
24					
26					
28					
30					

2-Tracer le graphe  $1/V_B$  en fonction de  $[H_3O^+]$  et déterminer graphiquement la pente de cette droite. Puis calculer  $K_A$ .

3-Comparer les valeurs obtenues avec celles donnée dans la littérature :

$$K_A = 1,85 \cdot 10^{-5} (\text{CH}_3\text{COOH}), K_A = 1,78 \cdot 10^{-4} (\text{HCOOH}).$$

4-Conclusion

## **TP N° 4 : DOSAGE DE LA DURETÉ DE L'EAU**

### **COMPLEXOMÉTRIE**

#### **I-Définition**

Les dosages complexométriques reposent sur les réactions de formation de complexes qui donnent certaines solutions lorsqu'elles sont mises en présence.

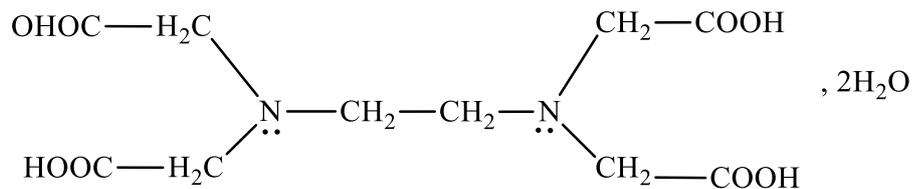
Un complexe résulte de l'union par liaisons semi-polaires :

- D'un métal possédant des cases quantiques vides,
- d'un donneur de doublets appelé **ligand**.

-Quand un ligand donne plusieurs doublets, le complexe formé s'appelle **un chélate**.

-Un des corps le plus employé est le complexon III ou trilon B appelé également **EDTA**.

C'est un sel de l'acide **éthylène-diamine-tétra-acétique** qui a la formule suivante :



-Le pouvoir complexant est dû aux doublets de l'azote qui sont cédés à un métal.

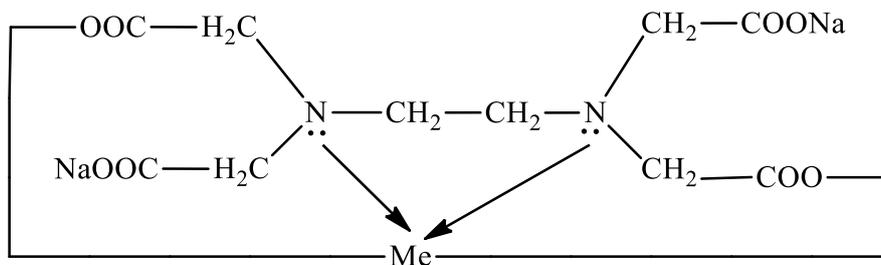
-La forme commerciale de l'EDTA est le sel di sodique de cet acide.

-L'ion  $\text{Na}^+$  ne joue aucun rôle dans la réaction.

L'**anion** est symbolisé par  $\text{H}_2\text{Y}^{2-}$ , l'**acide** par  $\text{H}_4\text{Y}$  et L'**EDTA** par  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}, 2\text{H}_2\text{O}$ .

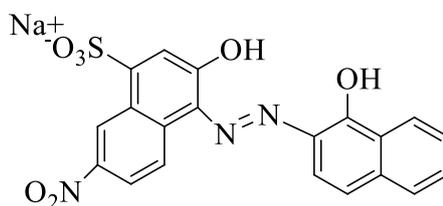
-La masse molaire de l'**EDTA** ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}, 2\text{H}_2\text{O}$ ) = **372,2 g/mol**.

-L'**EDTA** forme avec beaucoup de métaux des complexes qui sont très stables et très solubles.



Les complexes formés sont incolores. On utilise alors des indicateurs colorés. Ce sont des agents complexant qui forment aussi des complexes avec les cations mais ces complexes sont moins stables que les complexes du métal avec l'**EDTA**. On emploie généralement l'indicateur **le noir ériochrome T**.

### Noir ériochrome T (NET)

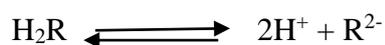


-En solution aqueuse, à pH compris entre 7 et 11, et en absence de métal, sa couleur est **bleue**.

-Quand il complexe un cation, sa couleur devient **rouge vin**.

-On représente l'indicateur par **H<sub>2</sub>R**

-En solution les molécules sont dissociées :



*Lilas foncé*                      *bleu*

-En présence d'ion métallique Me<sup>2+</sup>



*Bleu*                                  *Rouge vin*

-Pour effectuer un dosage, on ajoute l'indicateur à la solution à doser.

-Il forme des complexes avec les ions métalliques et la couleur de la solution devient rouge vin.

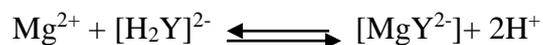


## Objectifs

Savoir comment déterminer le degré hydrotimétrique TH d'une eau.

## Principe

Le calcium et le magnésium contenus dans l'eau sont complexés par l'EDTA selon les équilibres :

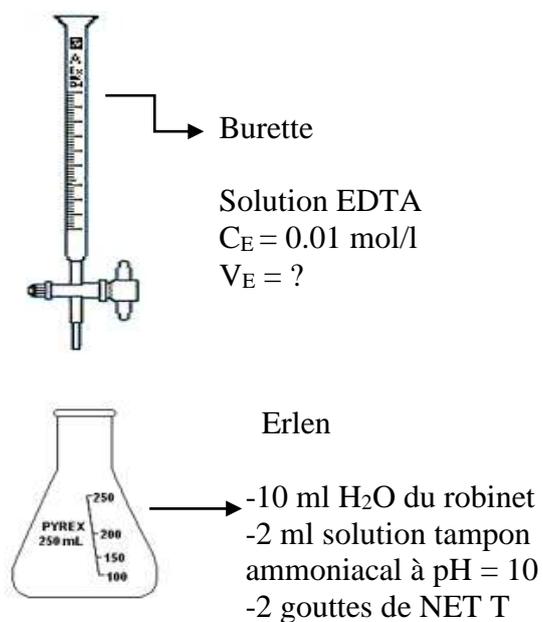


et



Comme indicateur, on se sert de noir ériochrome T, le dosage doit se faire à pH compris entre 8 et 10.

### ➤ Dosage de l'eau brute :



**Point d'équivalence :** coloration du **rouge vin** au **bleu violacé**

### ➤ Calcul du degré hydrotimétrique TH d'une eau brute

1-calcul de la concentration  $C$  ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ) existant dans l'eau brute :

Au point d'équivalence on a :

$$C_E \times V_E = C_{(Mg^{2+}, Ca^{2+})} \times V_{(Mg^{2+}, Ca^{2+})}$$

$$C_{(Mg^{2+}, Ca^{2+})} = [C_E / V_{(Mg^{2+}, Ca^{2+})}] \times V_E = 0.01/10 \times V_E$$

$$C_{(Mg^{2+}, Ca^{2+})} = 10^{-3} \times V_E$$

De plus,

**1°F correspond à 10<sup>-4</sup> mol/l de CaCO<sub>3</sub>**

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

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

➤ **Questions**

1-Donner le but de ce TP

2-Faite 3 essais sur ce type de dosage, calculer le  $V_E$  moyen

3-Calculer la concentration  $Ca^{2+}+Mg^{2+}$

4-Que signifie la couleur bleu à l'équivalence ?

5-Calculer le degré hydrotimétrique de cette eau. Conclure.

## ***TP N° 5 : FACTEUR INFLUENÇANT SUR LA VITESSE D'UNE REACTION***

### **I-Définition**

On appelle cinétique chimique l'étude de l'évolution dans le temps des systèmes chimiques, car, lors d'une réaction chimique, le passage d'un état initial à un état final ne se fait pas instantanément ; il demande un temps plus ou moins long.

La vitesse est une grandeur qui traduit soit la lenteur ou la rapidité de changement de système dans le temps. On remarque qu'il existe : des réactions rapides et des réactions lentes.

La vitesse d'une réaction peut être influencée par plusieurs facteurs ; on s'apprête dans ce tp d'identifier le facteur influençant sur la réaction de formation de diiode  $I_2$ .

### **II-Manipulation**

1-Prendre deux bécher

2-Mettre dans le **premier bécher** : -5 ml d'iodure de potassium (KI ; 0,1 mol/l)

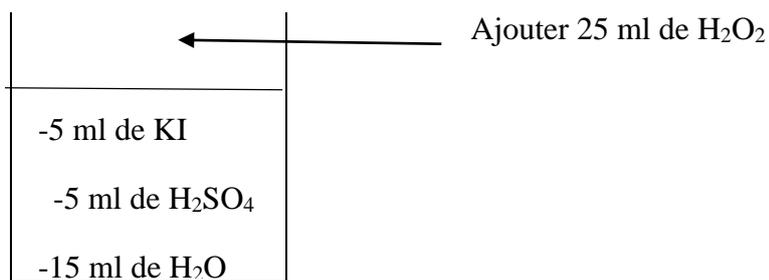
-5 ml d'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ; 0, 2 mol/l)

-15 ml d'eau distillée ( $H_2O$ )

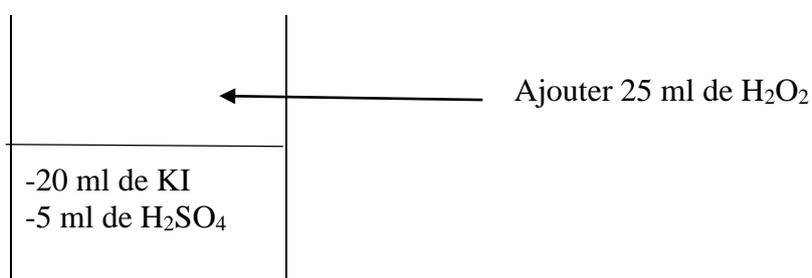
3-Mettre dans le **deuxième bécher** : -20 ml de KI

-5 ml de  $H_2SO_4$

4-Ajouter dans les deux bécher au même temps 25 ml d'eau oxygéné ( $H_2O_2$  ; 0,1 mol/l)



**Bécher 1**



**Bécher 2**

**III-Questions :**

- 1-Quel est la couleur qui apparait lors de l'ajout de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ; que signifie cette couleur ?
- 2-Noter le temps d'apparition de cette couleur dans les deux béchers
- 3-Quel est le rôle de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 4-En sachant que les réactions sont des réactions d'oxydo-réduction ; écrire les réactions mises en jeu et la réaction globale.
- 5-Conclusion

## TP N° 6 :

### ÉTUDE D'UNE RÉACTION DE SAPONIFICATION D'ORDRE 2



#### I- Caractères généraux de la cinétique chimique

##### 1. vitesse de réaction

La cinétique chimique est l'étude de la vitesse des transformations chimiques étant donnée la réaction  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

On exprime la vitesse de la réaction par rapport à l'une des substances qui y prennent part

1. les réactifs A et B
2. les produits C et D

La vitesse de la réaction est définie par le nombre de moles de réactifs A ou B qui disparaissent par unité de temps et de volume, ou par le nombre de moles de produits de C ou D qui apparaissent par unité de temps et de volume.

Si l'unité de volume prise est égale à un litre. La vitesse de la réaction par rapport à A, B, C ou D est mesurée par la variation de la molarité de A, B, C ou D au cours du temps.

On peut écrire  $v_A = -\frac{dA}{dt}$  ,  $v_B = -\frac{dB}{dt}$

$$v_C = \frac{dC}{dt} \quad v_D = \frac{dD}{dt}$$

Le signe (-) vient du fait qui s'agit d'une vitesse de disparition.

Ces quatre définitions de la vitesse de réaction sont équivalentes bien que les expressions de ces vitesses ne soient pas égales, dans le cas de la réaction



On a  $v_A = -\frac{dA}{da} = v_B = -\frac{dB}{db} = v_C = \frac{dC}{dc} = v_D = \frac{dD}{dd}$

##### 2. Ordre d'une réaction

Considérons par exemple la vitesse de réaction par rapport au réactif A :

L'expérience montre que  $v_A$  peut se mettre sous forme.

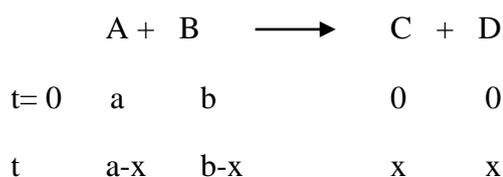
$$v_A = k [A]^\alpha [B]^\beta$$

$k$  est une constante qui ne dépend que de la température, c'est la constante de vitesse de la réaction  $\alpha$  et  $\beta$  sont les ordres partiels de la réaction par rapport à A et B. la somme des ordres partiels ( $\alpha$  et  $\beta$ ) est l'ordre global de la réaction.

L'ordre global n'est forcément entier, il peut être fractionnaire ou nul. L'ordre partiel par rapport à un réactif est généralement différent du coefficient stœchiométrique que affecté à ce réactif dans l'écriture de la réaction considérée. C'est une grandeur purement expérimentale.

### 3.Équation de vitesse du deuxième ordre

Cas particulier où les concentrations initiales des réactifs sont identiques et égales à  $a$  soit la réaction générale de seconde ordre :



La vitesse de la réaction par rapport à B (nombre de moles de B qui réagissent sur A par unité de temps) est donnée par :

$$v_B = - \frac{dB}{dt} = k [A][B] \quad \text{ordre global} = 2$$

Au temps  $t$ ,  $x$  moles de A et B auront réagi pour former  $x$  moles de C et D. A l'instant  $t$ , on aura donc :  $[A] = [B] = a-x$

$$[C] = [D] = x$$

$$\text{Soit : } v_B = - \frac{d(a-x)}{dt} = k (a-x)^2 = - \frac{d(a-x)}{(a-x)^2} = k dt$$

$$\frac{1}{a-x} = k t + Cte \quad \text{à } t=0, x=0 \text{ donc } Cte = \frac{1}{a}$$

Le graphe de  $\frac{1}{a-x} = f(t)$  est une droite dont la pente mesure la constante de vitesse de la réaction, l'ordonnée à l'origine ( $\frac{1}{a}$ ) permet de déterminer la concentration initiale de A et B.

La connaissance de  $k$  et  $a$  permet de déterminer le temps au bout duquel la concentration de A ou B a une valeur moitié de sa valeur initiale : c'est le temps de demi-réaction noté  $t_{1/2} = \frac{1}{ka}$ .

## II-Manipulation

## 1. Principe

La réaction étudiée est la réaction de saponification de l'acétate d'éthyle par la potasse



## 2. Étude de la réaction

- A  $t = 0$ , mélanger 100ml d'acétate d'éthyle 0.05N à 100ml de potasse 0.05N
- agiter aux instants  $t = 1, 3, 6, 10, 20, 30, 45$  et 60mn, prélever 10ml du mélange et doser la potasse par  $\text{HCl } 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  en présence de phénolphtaléine
- Note : les volumes d'acide utilisés.

### N.B :

- ❖ ne pas omettre d'agiter régulièrement le milieu réactionnel.
- ❖ effectuer le dosage le plus rapidement possible.
- ❖ si une mesure paraît incorrecte, effectuer un nouveau prélèvement en notant le temps.

## 3. Résultats expérimentaux

Dresser le tableau suivant :

t (min)	Veq (ml)	$1/(a-x) = 10/Nv$

1. tracer la représentation graphique de  $1/(a-x) = f(t)$
2. déterminer graphiquement  $k$  et  $1/a$ , comparer la valeur obtenue pour  $a$ , à celle obtenue par mesure directe
3. déterminer le temps de demi-vie à l'aide de graphe.

## TP N° 7 : DOSAGE PAR CONDUCTIMÉTRIE

### ❖ Point d'équivalence d'un titrage acide-base

#### I-Introduction

La conductance est une mesure de la capacité de la solution à transporter un courant électrique.

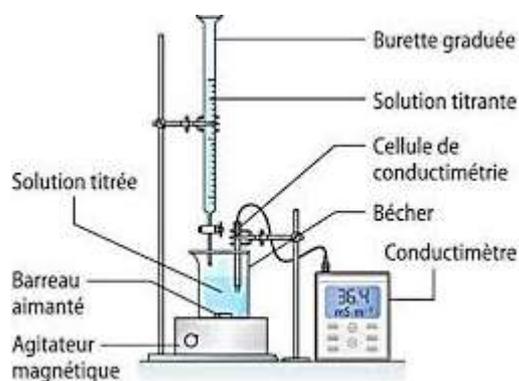
**II-Objectif** : Titrage conductimétrique d'une solution d'ammoniac  $\text{NH}_3_{(\text{aq})}$  de concentration inconnue par de l'acide chlorhydrique de concentration  $C_A = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ .

#### III-Manipulation

On prélève de façon précise 20,0 ml de la solution à titrer, que l'on introduit dans un bécher. On ajoute ensuite environ 80 mL d'eau distillée et on installe le dispositif de mesure conductimétrique. On verse alors de 2,0 ml en 2,0 ml, 20,0 ml de solution titrante en notant à chaque fois la conductivité  $\lambda$ .

#### 1. Réalisation du titrage

- 1) Quelle est la solution à titrer ?
  - 2) Avec quelle verrerie l'introduit-on dans le bécher ?
  - 3) Comment appelle-t-on l'autre solution ?
  - 4) Ecrire l'équation chimique de la réaction du titrage.
  - 5) A quelle catégorie de réactions chimiques appartient-elle ? Justifier la réponse en indiquant quels est les couples en présence ?
  - 6) Que peut-on dire de l'acidité de chacune de ces solutions avant de commencer le titrage ?
- L'exploitation du titrage conduit à trouver un volume équivalent de 8,0 mL. A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la concentration de la solution d'ammoniac.



## 2. Étude de la courbe de titrage

*Si nécessaire, on pourra négliger la variation de volume due à l'addition du réactif titrant.*

- 1) Que peut-on dire de la conductivité de la solution titrée avant le titrage ?
- 2) Avant l'équivalence, quel est le réactif limitant de la réaction de titrage ? En déduire les entités chimiques autres que  $\text{H}_2\text{O}$  présentes dans le bécher.
- 3) En quelle quantité (en mole) ces entités sont-elles présentes dans le bécher après la première ajoute de 2,0 mL de solution titrante ? On pourra utiliser un tableau d'avancement comparable à celui établi en partie **A**.
- 4) Sans faire de calcul, que peut-on dire de l'évolution de la conductivité lors de cet ajout ? Justifier la réponse.
- 5) Toujours sans faire de calcul, prévoir la suite de l'évolution de la conductivité jusqu'à l'équivalence.
- 6) Après l'équivalence, obtenue pour 8,0 mL, prévoir l'évolution de la conductivité. On utilisera les données.
- 7) Représenter graphiquement l'évolution de la conductivité pendant ce titrage. Sur ce graphe, indiquer par un point A, en le justifiant, le moment où l'on considère que la réaction de titrage commence et par un point B celui où l'on considère qu'elle est terminée.

---

## *Références Bibliographiques*

---

- N. Margossian, Glossaire du risque chimique, sciences et techniques, édition Dunod, 2011.
- A. Picot, J. Ducret, Sécurité et prévention des risques en laboratoire de chimie et de biologie, 3ème édition eBook, 2013.
- C. Vanhaverbeke, Chapitre 1 : Cinétique chimique Université Joseph Fourier de Grenoble - Année universitaire 2011/2012.
- L. Maillard, V. Quentin ; TP conductimétrie, 2009.