

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET
POPULAIRE

MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA
RECHERCHE SCIENTIFIQUE

UNIVERSITE DE MOHAMED BOUDIAF M'SILA

FACULTE DE TECHNOLOGIE

DEPARTEMENT D'HYDRAULIQUE

Polycopié des travaux pratiques

Traitement et dessalement des eaux



pH-mètre Conductimètre



Turbidimètre



Jar Test



Centrifugeuse de pailleuse



Oxy-mètre



Bouteilles DBO

Destiné aux étudiants de la première Année Master Hydraulique Urbaine et
Ressources Hydrauliques

Réalisé par :

Dr Guemache Abderezak

Année 2018/2019

Avant-propos

Les travaux pratiques, couramment abrégés en TP, rassemblent un type d'enseignement fondé sur l'apprentissage pratique avec en particulier l'exécution d'expériences permettant de vérifier et compléter les connaissances réparties dans les cours théoriques.

Les travaux pratiques « Traitement et dessalement des eaux » dans le département d'hydraulique constituent une limite entre les notions théoriques acquises des cours magistraux et des travaux dirigés, et la compréhension des phénomènes physiques et chimiques leurs exploitations dans la vie professionnelle et sociale.

Il est par logique obligatoire que l'étudiant(e) porte une nouvelle attention d'intéressement et de motivation sur les travaux pratiques.

Il est indispensable de bien étudier le polycopié avant d'effectuer les séances de TP.

Pour pouvoir diriger à bien le travail exigé et en tirer le maximum de profit (enseignement et note) il est conseillé.

- De lire prudemment la manipulation énoncée dans le polycopié,
- De se donner du nécessaire (crayon, stylos, règle, gomme, calculatrice, feuilles millimétrés,...)
- D'identifier, au début les éléments de la manipulation,
- De connaître exactement les paramètres (sens physique, sens chimique et ordre de grandeur) à mesurer,
- D'effectuer vos mesures et erreurs avec le plus grand soin,
- De faire appel à l'enseignant sans hésitation, en cas de besoin,
- De ne pas manquer de se donner un temps d'arrêt après avoir terminé les mesures pour « les regarder » d'un œil critique et de décider si celles-ci sont cohérentes ou aberrantes. Dans ce dernier cas, chercher l'origine de l'erreur qui peut être instrumentale, de calcul ou de manipulation. En cas de blocage faites appel à l'enseignant,
- De se comporter de façon **simple** et **naturelle**, de manière à faciliter la communication avec les enseignants et vos camarades étudiant (e)s.

Matière d'enseignement

Unité d'enseignement : UEM 1.2

Matière : TP Hydrochimie et Hydrogéochimie

VHS: 22h30 (TP 1h30)

Crédits : 2

Coefficient : 1

Objectifs de l'enseignement:

L'objectif de ce TP est la maîtrise des techniques d'acquisition et de traitement des données physico-chimique ainsi que l'interprétation des résultats.

Connaissances préalables recommandées :

- Hydrochimie
- Informatique
- Statistique
- cartographie

Contenu de la matière :

- ❖ Méthode d'échantillonnage et de prélèvement pour les eaux potables ou usées dans différents milieux, utilisation des appareils de mesure physico-chimique in-situ.
- ❖ Caractérisation des eaux .Détermination de Température, pH, TA, TAC, TH Ca, TH Mg , TH, conductivité, salinité, Turbidité, MES, MM, MO, Oxygène dissous, DBO5, DCO, et Dosage d'éléments présents dans l'eau (éléments majeures)
- ❖ Traitement et critique des données physico-chimiques de l'eau (balance ionique, différenciation entre éléments majeur et mineurs, intégration des donnée dans le logiciel DIAGRAMMES) et Normes et potabilité des eaux (physico-chimie et bactériologie)

Mode d'évaluation:

Contrôle continu: 100%.

Table des matières

Avant-propos.....	2
Abréviations.....	5
Initiation aux Travaux pratiques.....	6
Préparation des solutions.....	12
Procédures d'échantillonnages.....	16
pH-métrie.....	19
La conductimétrie.....	21
La dureté de l'eau.....	24
Titre alcalimétrique (TA) et titre alcalimétrique complet(TAC)..	27
Turbidité.....	29
Méthode : Jar Test.....	29
La salinité des eaux.....	32
Méthode : Dessalement par évaporation.....	32
Matière en suspensions(MES).....	34
Oxygène Dissous.....	36
Demande biologique en oxygène (DBO).....	38
Demande chimique en oxygène (DCO).....	40
Dosage des nitrates.....	43
Dosage des ions chlorures.....	45
Méthode de Mohr.....	45
Comportement bactériologique.....	47
Références bibliographiques	49

Abréviations

Z : Le nombre de protons échangés entre l'acide et la base

na : Nombre de moles

m_A : Masse

Ma : Masse molaire

V : Volume en ml

Ci : Concentration initiale

Vi : Volume initial

Cf : Concentration finale

Vf : Volume final

F : Facteur de dilution

V_E : Volume équivalent

So : Solution mère

Co : Concentration de la solution So

Vo : Volume de la solution So

pH : potentiel d'hydrogène

U : Différence de potentiel (volte)

R : Resistance (Ohm)

I : Intensité du courant (Ampère)

TH : Degré hydrotimétrique

DBO : Demande biologique en oxygène

DCO : Demande chimique en oxygène

MES : Matière en suspension

TA : Titre alcalimétrique simple

TAC : Titre alcalimétrique complet

EDTA : Éthylène diamine tétra acétique

NET : Noir Ériochrome T

P1,P2 : Poids

Initiation aux Travaux Pratiques

Vous devez connaître et respecter les règles de sécurité au laboratoire de chimie. Cet exercice vise à vous faire connaître les dangers et les risques liés au travail dans un laboratoire de chimie et à vous permettre de travailler en toute sécurité.

Quelques règles générales de sécurité

1. Par mesure d'hygiène, il est interdit de manger ou de consommer des boissons dans la salle de TP.
 - ✓ Le port de la blouse en coton est obligatoire.
 - ✓ Cette blouse doit être de longueur raisonnable et à manches longues.
 - ✓ La blouse sera mise en dehors de la salle de TP.
 - ✓ Les habits ne doivent pas être mis sur ou à côté des paillasse. Ils doivent être accrochés à un endroit où ils ne risquent rien.
 - ✓ Les étudiants doivent manipuler avec la blouse fermée. Tous les vêtements flottants (écharpes ou autres) doivent être enlevés.
2. Les cheveux longs doivent être attachés.
3. Les étudiants ne doivent prendre que le minimum d'affaires sur la paillasse.
 - ✓ Au cours des manipulations, ils doivent ranger leurs affaires sous la paillasse. On ne doit jamais manipuler au-dessus d'un classeur ouvert.
 - ✓ Les sacs doivent être déposés au fond de la salle.
 - ✓ Aucun objet ne doit encombrer les allées.
4. Les étudiants doivent toujours manipuler debout.
 - ✓ Les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous la paillasse afin de ne pas encombrer les allées.
 - ✓ Les déplacements dans le laboratoire doivent être réduits au minimum.
5. Les pictogrammes de sécurité doivent être connus.

Pictogramme	Code	Interpretation
	SGH01	Explosif
	SGH02	Inflammable
	SGH05	Corrosif
	SGH06	Toxique

Figure 1: pictogrammes de sécurité

6. Pour chaque manipulation présentant un risque potentiel (signalé par le professeur),
7. Les étudiants doivent mettre des gants et des lunettes de protection.
 - ✓ Pour certaines manipulations « dangereuses », même les personnes portant des lunettes correctives doivent se munir de lunettes de protection supplémentaires.
 - ✓ Le port de lentilles de contact est déconseillé au laboratoire. De nombreux produits volatils (hydracides, dérivés halogénés) peuvent se dissoudre dans le liquide lacrymal sur lequel surnage la lentille et provoquer des irritations importantes (phénomène accentué avec des lentilles souples).
 - ✓ Quand vous manipulez avec des gants, vous ne devez pas vous toucher le visage ou toute autre partie du corps au cours de la manipulation.
 - ✓ Il est formellement interdit de se servir des becs électriques ou d'une plaque chauffante en portant des gants.
8. Toute manipulation de produits chimiques présentant un risque doit être réalisée sous une hotte ventilée, avec vitres protectrices, (suivre les indications données par le professeur).
9. Le pipetage à la bouche est interdit, même pour des produits réputés peu nocifs.

10. Une **couverture anti-feu** est à votre disposition en cas de nécessité dans la salle de TP.
11. Il convient d'être très attentif aux consignes relatives à l'utilisation de matériel spécifique (verrerie, montages...), et la conduite de certaines opérations (chauffage, lavage, vidange ...).
12. Les paillasses doivent être nettoyées au cours de la séance et laissées rigoureusement propres et sèches en fin de séance.
13. Vous porterez une attention particulière à la **protection de l'environnement** en utilisant les quantités et les concentrations les plus faibles possibles, et en utilisant les bidons de récupération des déchets chimiques prévus à cet effet.
14. Il est impératif de se laver les mains avant de quitter la salle.

Resumé

Danger	Règle de sécurité	Gestes de première urgence
Produit avalé	<ul style="list-style-type: none">- Interdit de pipeter à la bouche- Utiliser les pro-pipettes et les tétines	<ul style="list-style-type: none">- Rincer la bouche- Ne pas faire boire- Ne pas faire vomir
Projection dans l'œil	<ul style="list-style-type: none">- Utiliser les lunettes de sécurité	<ul style="list-style-type: none">- Rincer l'œil maintenu ouvert sous un filet d'eau froide ou tiède, tête penchée, œil contaminé en dessous de l'œil sain
Brûlure thermique	<ul style="list-style-type: none">- Ni cheveux, ni vêtements flottants- Pas de vêtements synthétiques – porter une blouse en COTON	<ul style="list-style-type: none">- Rincer immédiatement sous un filet d'eau froide, 15 minutes- Garder les vêtements collés à la peau
Brûlure chimique	<ul style="list-style-type: none">- Porter une blouse- Utiliser de petites quantités- Utiliser les concentrations minimales nécessaires- Etiqueter les contenants- Utiliser des gants si nécessaire	<ul style="list-style-type: none">- Rincer immédiatement sous un filet d'eau froide- Enlever les vêtements contaminés sans toucher le visage
Coupure	<ul style="list-style-type: none">- Utiliser des torchons et lubrifier, pour enfiler un tube dans un bouchon- Jeter la verrerie fendue	<ul style="list-style-type: none">- Comprimer localement pour arrêter l'hémorragie- Faire asseoir et rassurer
Incendie	<ul style="list-style-type: none">- Paillasse rangée- Savoir utiliser l'extincteur, la serpillère mouillée et la couverture anti feu	<ul style="list-style-type: none">- Éteindre le feu- Sur une personne : allonger la personne par terre et la couvrir avec la couverture anti feu
Inhalation d'un gaz irritant ou toxique	<ul style="list-style-type: none">- Travailler sous hotte- Produire les quantités minimales de gaz	<ul style="list-style-type: none">- Faire sortir et respirer de l'air frais

B Verreries utilisés au sein de laboratoire de chimie

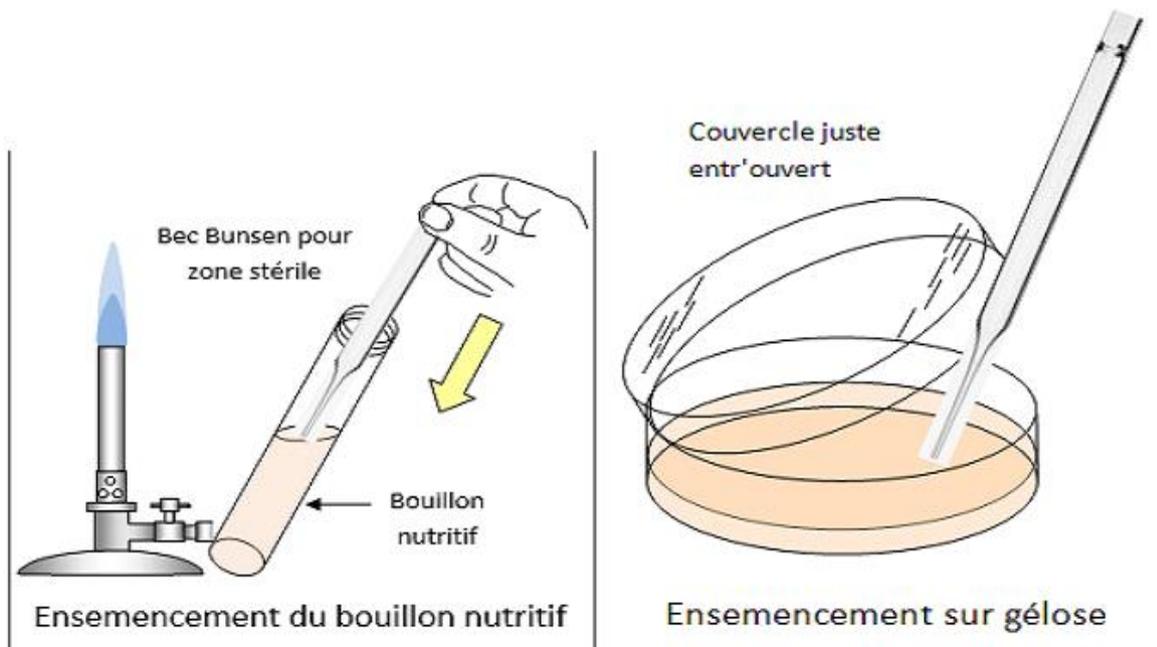
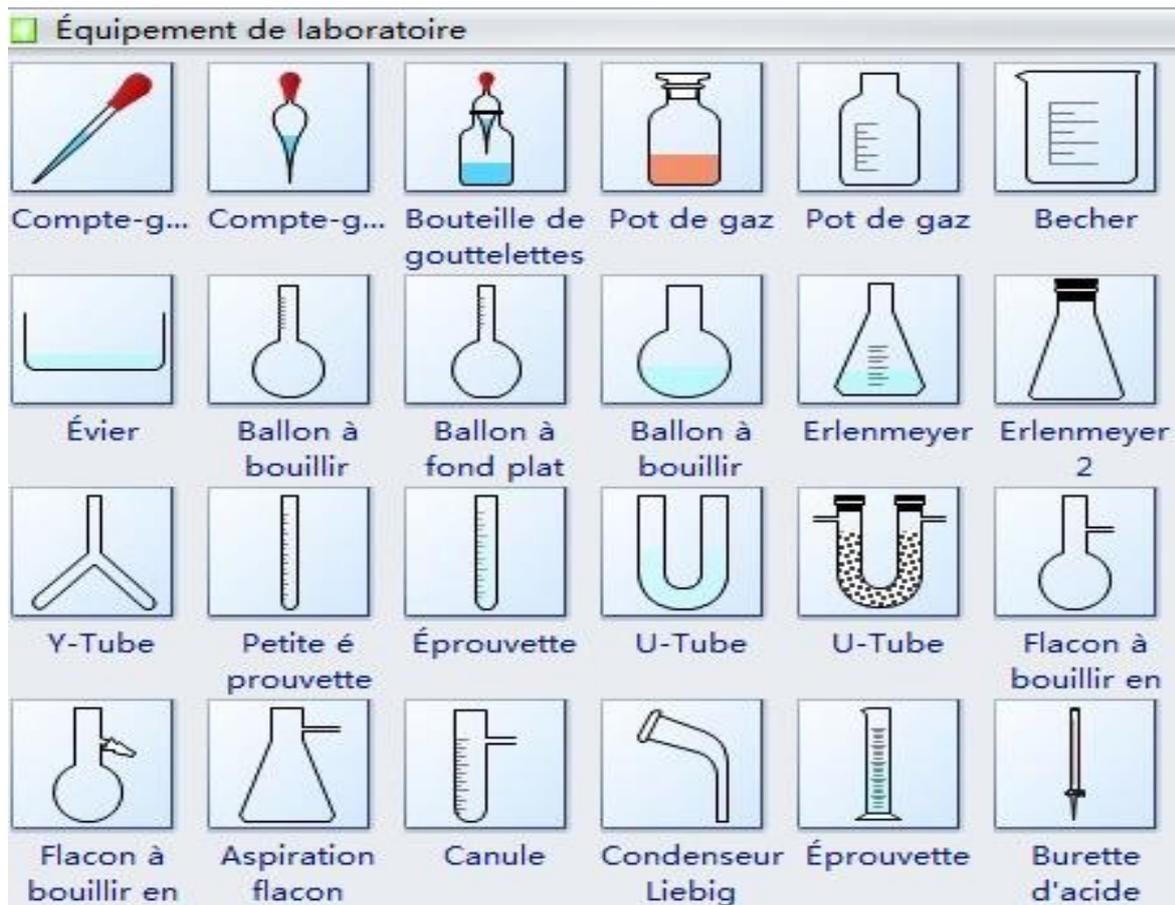


Figure 2 : Verreries de laboratoire de chimie et de microbiologie

Comment rédiger un rapport

Rédiger un rapport pour chaque manipulation en suivant le plan ci-dessous :

- 1) Titre de l'expérience
- 2) But de l'expérience
- 3) Matériel utilisé pour réaliser l'expérience
 - a) Échantillon étudié
 - b) Petit matériel
 - c) Gros matériel
- 4) Méthode utilisée pour réaliser l'expérience
 - a) Schématiser la technique utilisée (schéma, titre et légende)
 - b) Schématiser la lecture des résultats (schéma, titre et légende)
- 5) Résultats de l'expérience
 - a) Rassembler les résultats de tout le groupe,
 - b) Présenter ces résultats sous forme de tableau
 - c) Titrer et légender le ou les tableaux
- 6) Interprétation des résultats
- 7) Conclusion

Note : Un rapport pour chaque étudiant sera noté et considéré pour la note finale de l'examen des TP (traitement et dessalement des eaux)

J'AI LU ET COMPRIS LES RÈGLES DE SÉCURITÉ. JE RESPECTERAI CES RÈGLES.

SIGNÉ _____ **DATE** _____

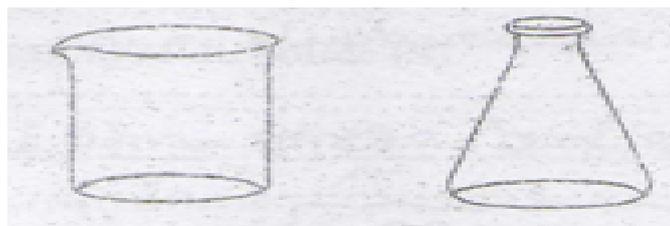
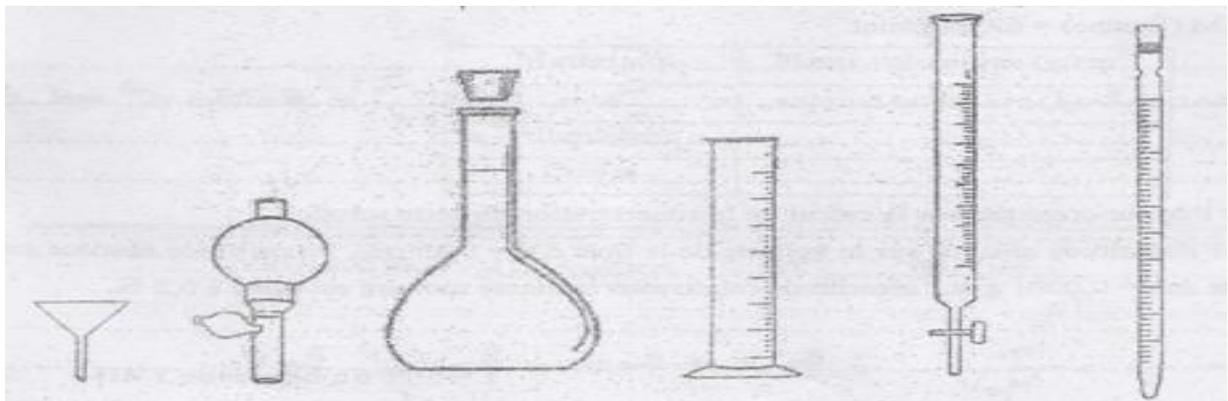
COMPTE - RENDU N°1

1. Le But du TP :

2. Que devez-vous faire dans les circonstances suivantes ?

- Les vêtements d'un étudiant prennent feu
- Des produits chimiques sont projetés dans vos yeux
- Brûlure chimique
- Inhalation d'un gaz irritant ou toxique

3. Nommer le matériel suivant :



PREPARATION DES SOLUTIONS

COMPTE - RENDU N°2

I. Principe

Une solution aqueuse est un mélange liquide homogène obtenu après dissolution dans l'eau d'une ou plusieurs espèces chimiques.

I.1. Rappels Théoriques

Solution : c'est une phase liquide formée de plusieurs constituants. Elle est formée d'un solvant et d'un ou de plusieurs solutés notés.

L'eau en large majorité s'appelle le solvant ; les espèces dissoutes sont appelées solutés. Les solvants peuvent être solides, liquides ou gaz



Il y a deux types de solutions :

- Solution homogène : formée d'une seule phase (les constituants sont miscibles)
- Solution hétérogène : formée de deux à plusieurs phases (les constituants sont immiscibles).

I.2. Définitions des concentrations

Pour exprimer la concentration d'une solution on peut utiliser les termes suivants.

Concentration molaire

$$CA \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right) = mA * nA / Ma * Vsol \quad (\text{Eq.1})$$

Normalité

$$NA \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right) = mA * \frac{Za}{Ma} * Vsol = CA * Za \quad (\text{Eq.2})$$

Où Z c'est le nombre de protons échangés entre l'acide et la base

Z = 1 pour les monoacides (HCL, CH₃COOH) et pour les monobases (NaOH, NH₃)

Z =2 pour les diacides (H₂SO₄) et les dibases (Ba(OH)₂)

Pour les sels Z est le nombre des atomes du métal à l'état d'équilibre

Principe d'une dilution

Puis on utilise la loi de dilution pour déterminer le volume à compléter.

$$C_i * V_i = C_f * V_f \rightarrow V_f = C_i / C_f V_i \quad (Eq.3)$$

II. Préparations des solutions

II.1. Préparation d'une solution à partir d'une solution liquide concentrée ou solide

II.1.1. Matériels : Fiole jaugée de 100 ml, pipette graduée, poire aspirante, bécher, spatule, balance de précision.

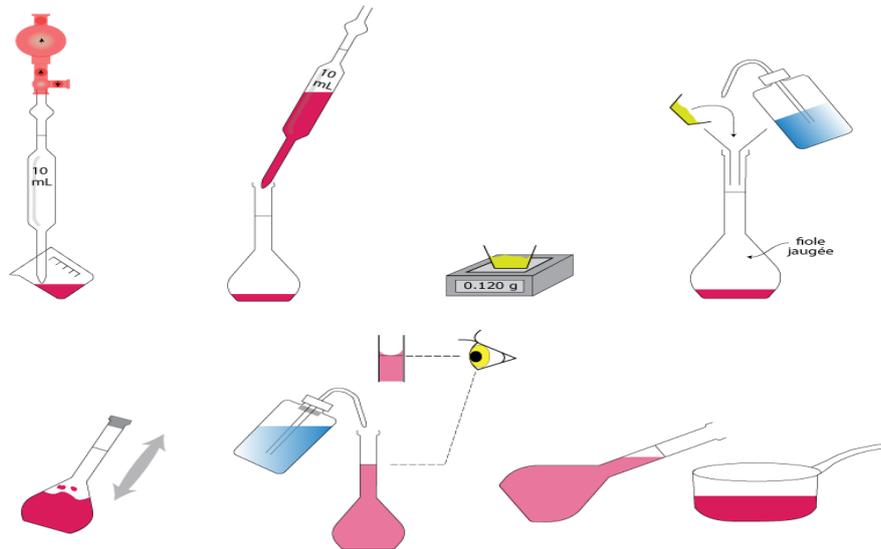


Figure 3: Modèle de préparations

II.1.2. Protocole

Après avoir rincé la fiole à l'eau distillée et avoir nettoyé le récipient et le plateau de la balance, peser précisément la masse de solide correspondant à la quantité de matière à apporter.

- Introduire le solide dans la fiole jaugée ;
- Rincer le récipient et l'entonnoir ;
- Remplir la fiole à moitié avec de l'eau distillée ;
- Agiter jusqu'à dissolution complète du solide ;
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée, jusqu'au trait de jauge.
- Boucher puis retourner deux fois la fiole pour homogénéiser le mélange.

II.2. Préparation d'une solution colorée

II.2.1. Principe

À partir d'une solution-mère S_0 contenant une espèce chimique colorée, on prépare des solutions diluées (solutions-filles) de diverses concentrations. On réalise ainsi une « échelle de teintes » qui va servir, par comparaison de la couleur, à évaluer la concentration inconnue d'une solution S

Tableau 1 : Quelques indicateurs colorés

Nom usuel	Concentration %	Couleur acide	Couleur basique
Bleu de bromophénol	0.1 g/100 ml eau	jaune	bleu
phénolphtaléine	0.1g/100 ml alcool	incolore	rouge

II.2.2. Préparer une solution à partir d'un solide

II.2.2.1. Protocole expérimental

Il s'agit de préparer $V = 250$ mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ en soluté apporté.

Vous disposez du matériel suivant :

Produit	verrerie	Matériel
Chlorure de sodium en poudre	Fiole jaugée 250 mL, Entonnoir, bouchon	Balance au $1/10^\circ$ Coupelle ou verre de montre, spatule Pissette d'eau distillée

✚ Calculer la masse de chlorure de sodium solide à prélever.

Données : Masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : $M(\text{Na}) = 22.98$; $M(\text{Cl}) = 35.45$

✚ Réaliser la dissolution.

✚ **Questions :**

- Indiquer la nature du soluté et donner le nom du solvant.
 - Calculer :
 - La masse molaire de Na Cl.
 - La masse du soluté pour préparer 250 mL.
 - Le nombre de moles .
 - La concentration massique de cette solution.

- Décrire brièvement le protocole expérimental pour préparer cette solution.
- Quelles sont les caractéristiques de la solution obtenue.
- ❖ **Déterminer la concentration et le facteur de dilution de permanganate de potassium.**

II.2.2.2 Matériels

- ✓ 2 burettes graduées, 7 tubes à essai + portoir
- ✓ Solution S_0 de permanganate de potassium à la concentration $C_0 = 2 \cdot 10^{-4}$ mol/l.

II.2.2.3. Mode Opérateur

- ✓ Remplir les deux burettes graduées l'une avec de l'eau distillée et l'autre avec de la solution S_0 de permanganate de potassium à la concentration $C_0 = 2 \cdot 10^{-4}$ mol/l.
- ✓ Commencer la dilution selon le tableau ci – dessous

Tableau 2 : Dilution de permanganate de potassium.

Solutions S	1	2	3	4	5	6
V_0 de solution S_0	0	2	4	6	8	10
$V_{\text{eau distillée}}$	10	8	6	4	2	0
$C_{\text{mol/l}}$	0					$2 \cdot 10^{-4}$
Facteur de dilution F						

II.3. Questions

- 1- Pourquoi manipuler les acides sur haute aspirante?
- 2- Avec quoi en ajuste le trait de jauge ?
- 3- Selon la formule des dilutions $C_1 * V_1 = C_2 * V_2$ établir le facteur de dilution F?
- 4- Compléter le tableau ci - dessus
- 5- Comment la couleur observée varie-t-elle avec la concentration?

PROCEDURES D'ECHANTILLONNAGE

I. Introduction

Prélever un échantillon d'eau semble a priori simple. Il faut cependant s'assurer qu'il est représentatif et que la série de prélèvements effectués permette de répondre aux questions que l'on se pose.

- ✓ La première étape dans l'élaboration d'un programme d'échantillonnage est la détermination des objectifs du suivi envisagé.
- ✓ L'échantillonnage des cours d'eau peut répondre à plusieurs questions concernant :
 - la connaissance de base de la qualité de l'eau;
 - l'identification de polluants ou d'une source de pollution;
 - l'impact des rejets urbains et industriels sur la qualité de l'eau;
 - l'impact de certaines pratiques agricoles;

I.1. Précautions générales

L'étape d'échantillonnage influence directement la qualité des résultats analytiques obtenus. Des précautions élémentaires doivent être prises pour obtenir un échantillon représentatif afin de minimiser les risques associés à la contamination de l'échantillon par le préleveur d'eau et de permettre le maintien de l'intégrité des échantillons.

Les échantillons peuvent être contaminés par un manque de soins dans l'application des techniques d'échantillonnage.

Ainsi, il incombe au préleveur ou au responsable d'un bassin de s'assurer de la qualité du prélèvement, de la conservation et du transport adéquat des échantillons avant qu'ils ne soient soumis à un laboratoire accrédité par le ministère du Développement durable, de l'Environnement et des Parcs.

Il est également de la responsabilité du préleveur ou du responsable d'un bassin de s'assurer de la représentativité de l'échantillon lorsque des analyses sur place sont effectuées

I.2. Matériel pour échantillonnage

En règle générale, le matériel d'échantillonnage consiste en une série de bouteilles d'échantillonnage, une glacière, de la glace ou des blocs réfrigérants, un échantillonneur ou une perche (lorsque l'accessibilité au site et/ou la profondeur du cours d'eau l'exigent).

I.3. Technique d'échantillonnage

Cette technique permet aussi de surveiller le remplissage des bouteilles et de les remonter au moment convenable.

A. Placez les bouteilles sur le porte-bouteilles sans enlever les bouchons.

B. Déroulez la corde du porte-bouteilles à la longueur souhaitée et à la dernière minute, dévissez les bouchons et placez-les dans un petit sac de plastique. Le fond d'une poche ou le rebord du pont sont des endroits à exclure pour éviter la perte ou la contamination des bouchons.

C. Descendez le porte-bouteilles attention de ne pas faire tomber des particules et/ou débris dans les bouteilles en avançant les pieds sur le bord du tablier du pont.

D. Immergez les bouteilles d'un seul coup afin d'éviter de récolter le film ou les petits débris flottants à la surface de l'eau.

E. Laissez couler le porte-bouteilles jusqu'à environ un mètre de profondeur en prenant bien soin de ne pas toucher le fond de la rivière

F. En faisant un léger mouvement de haut en bas, remplissez complètement les bouteilles. Lorsque les bouteilles seront pleines, vous ne verrez plus de bulles monter à la surface.

G. Remontez le porte-bouteilles en prenant les mêmes précautions qu'en le descendant. Remplacez immédiatement les bouchons sur les bouteilles avant d'enlever celles-ci de leur support

I.4. Méthode de prélèvement

Les échantillons destinés à l'analyse chimique doivent être prélevés pendant les heures normales d'exploitation, de 15 à 30 cm sous la surface de l'eau ou, lorsque la profondeur du bassin est inférieure à 30 cm,

Les échantillons doivent être prélevés dans une partie peu fréquentée par les baigneurs au moment du prélèvement.

Dans le cas des baignoires tourbillons, les échantillons peuvent être prélevés en tous points sous la surface de l'eau.

Il est aussi primordial que la personne qui effectue les prélèvements ait les mains très propres pour éviter toute contamination

Les cellules doivent toujours être remplies au niveau demandé pour éviter des écarts dans les mesures

I.5. Choix des paramètres

La liste des paramètres analysés lors d'un suivi de la qualité de l'eau est liée aux objectifs poursuivis. Les paramètres classiques couramment analysés permettent d'évaluer les caractéristiques physiques de l'eau (ex. : pH, conductivité, matières en suspension, turbidité, température, carbone organique dissous), les concentrations d'éléments nutritifs (azote ammoniacal, nitrites-nitrates, azote total et phosphore total), le degré de productivité du cours d'eau (chlorophylle) et la qualité bactériologique (coliformes fécaux).

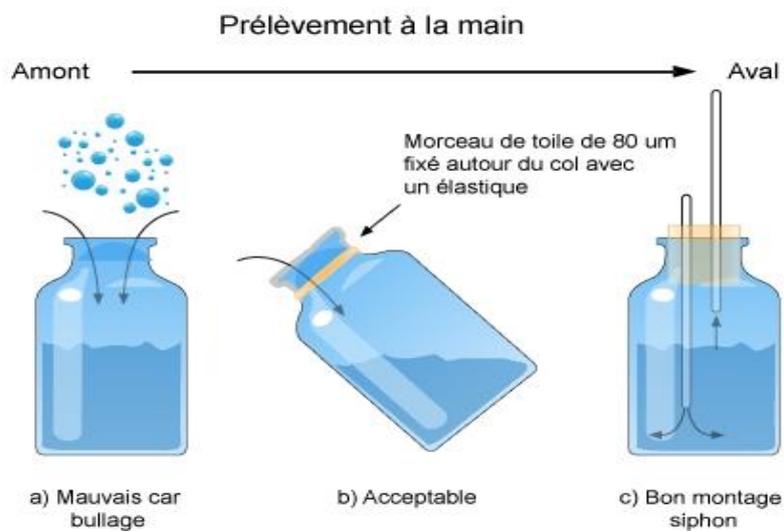


Figure 4: Technique de prélèvement de l'eau à la main

Manipulation N° 1

Mesure du pH des eaux naturelles en fonction de la température

I. Principe

Le pH est la mesure de l'acidité ou la basicité d'une solution.

$$\text{pH} : \text{potentiel hydrogène} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (\text{Eq.4})$$

En réalité, seuls les ions participent à la réaction :

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}_3\text{O}^+} \quad (\text{Eq.5})$$

$$a : \text{activité} = \gamma [\text{H}_3\text{O}^+]$$

γ : coefficient d'activité (compris entre 0 et 1)

Produit ionique de l'eau $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,008 \cdot 10^{-14}$ à 25°C.

- ✓ la concentration de H_3O^+ varie de 1 à 10^{-14} mol/L
- ✓ échelle de pH, de 0 à 14

Influence de la température : déplace l'équilibre ionique Ex. : à 60°C, le pH = 6,51

I.1. Matériel



Figure 5 : pH-mètre

I.2. Paillasse

- ✓ Petite éprouvette graduée
- ✓ Bêcher
- ✓ pH- mètre
- ✓ Thermomètre

I.3. Réactifs

- ✓ Eau de robinet ;
- ✓ Eau distillée;
- ✓ Eau usée

I.4. Protocole opératoire:

1. Brancher le pH-mètre. Le laisser réchauffer quelques minutes.
2. Etalonner l'appareil à l'aide d'une solution tampon.
3. Commander l'échantillon à la température désirée.
4. Mesurer ainsi le pH d'une eau distillée, d'une eau brute (de robinet) et d'une eau traitée (minérale) en fonction de la température

Tableau 3 : Evolution du pH en fonction de la température

Températures (°C)	16	20	25	30	35
pH eau distillée					
pH eau robinet					
pH eau traitée					

I.5. Questions

- 1- Tracer la courbe $\text{pH} = f(T)$
- 2- Quels sont les ions participants à la réaction ?
- 3- Comparer et expliquer les valeurs de pH obtenues en fonction de la nature de l'échantillon.
- 4- Que peut-on dire de l'influence de la température ?
- 5- Que peut-on dire de ces eaux ?

LA CONDUCTIMETRIE

Manipulation N° 2

Détermination de la conductivité des eaux naturelles

I. Principe

La conductivité électrique caractérise la situation d'un matériau ou d'une solution à laisser les charges électriques se déplacer librement et donc permettre le passage d'un courant électrique.

La conductivité molaire ionique dépend de la nature de l'ion, du solvant, de la température et de la concentration. La valeur est donnée dans les tables à dilutions infinies

I.1. Facteurs influençant la valeur de la mobilité

- **Dimension de l'ion.** Plus l'ion est volumineux, moins il se déplace vite : μ est inversement proportionnel au rayon de l'ion.
- **La température.** Plus la température augmente, plus l'agitation moléculaire augmente, et plus le déplacement des ions est aisé : μ augmente avec la température.
- **La concentration.** A dilution infinie, μ tend vers une valeur limite.

I.2. Dosage conductimétrique

Au cours d'un dosage, la conductivité de la solution varie, soit que des ions d'une certaine conductivité sont remplacés par des ions de conductivité différente soit que le nombre total des ions varie. A chaque addition de réactif, on mesure la conductivité de la solution et on trace la courbe $\sigma = f(V)$. La courbe comporte deux droites qui se coupent au point équivalent à condition que la solution de départ ne soit pas un mélange.

$$\text{Loi d'Ohm : } U = R \cdot I \quad (\text{Eq.6})$$

$$R = (1/G) \cdot I \quad (\text{Eq.7})$$

- ✓ Mesure : cellule conductimétrique ;
- ✓ Facteur d'influence :
- ✓ caractéristique de la cellule ;
- ✓ la nature et la concentration des ions

$$G = \sigma \cdot (S/l) \quad (\text{Eq.8})$$

σ : conductivité

S : surface des électrode

l : largeur entre les électrodes

G : conductance S/m

G : σ *constante de la cellule

Conductivité : $\sigma = \sum (z_i \cdot C_i \cdot \lambda_i)$ (Eq.9)

z_i : charge de l'ion C_i : concentration ion λ_i : conductivité molaire ionique.

I.1.1. Matériel



Figure 6 : Conductimètre

I.1.2. Paillasse

- ✓ Petite éprouvette graduée
- ✓ Bêcher
- ✓ Conductimètre –mètre

I.1.3. Réactifs

- ✓ Eau de robinet ;
- ✓ Eau distillée;
- ✓ Eau traite ;
- ✓ Solution étalon de KCl 0,01 mol.L⁻¹.

I.1.4. Protocole opératoire:

1. Consulter le mode d'emploi du conductimètre utilisé ; brancher ce dernier.
2. Le laisser réchauffer quelques minutes.
3. Les conductimètres sont gradués en unités de résistances (Ohms) et de conductances (Siemens ou μ S).
4. Immerger la cellule.
5. Etalonner l'appareil par une solution de KCl 0,01 mol.L⁻¹.
6. L'analyse s'effectue sur un prélèvement d'eau dont le volume doit être suffisant pour plonger la sonde de conductivité.

7. Déterminer la conductivité en fonction de la température, selon le tableau ci-dessous.

Tableau 4 : Evolution de la conductivité en fonction de la température

Températures (°C)	16	20	25	30	35
Conductivité eau potable (ms/cm)					
Conductivité eau distillée (ms/cm)					
Conductivité eau traitée (ms/cm)					

I.1.5. Questions

1. Rassembler les résultats expérimentaux dans le tableau au - dessus
2. Tracer la courbe de conductivité = $f(T)$
3. Quels sont les ions participants à la conductance ?
4. L'influence de la température a un effet sur la conductance ?
5. Que peut-on dire de ces eaux ?

LA DURTEE DE L'EAU

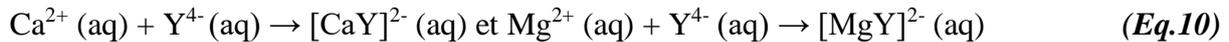
Manipulation N° 3

Mesure de la dureté calcique par complexométrie

I. Principe

La dureté totale d'une eau est définie par la quantité d'ions calcium Ca^{+2} (dureté calcique) et magnésium Mg^{+2} (dureté magnésienne) présents dans cette eau. Elle s'exprime en °TH (degré hydrotimétrique). Une dureté de 1 °f correspond à une concentration en ions Ca^{2+} de 4 mg / l ou 2,4 mg / l en ion Mg^{2+} , ainsi, un degré français équivalent à 10ppm CaCO_3

Les ions calcium et magnésium réagissent avec l'EDTA selon les réactions totales :



La dureté totale = la dureté permanente + la dureté temporelle

Classification des eaux :

Eau	Eau très douce	Eau demi-douce	Eau douce	Eau dure
Dureté (°f)	0-5	5-15	15-25	>25

I.1. Matériel

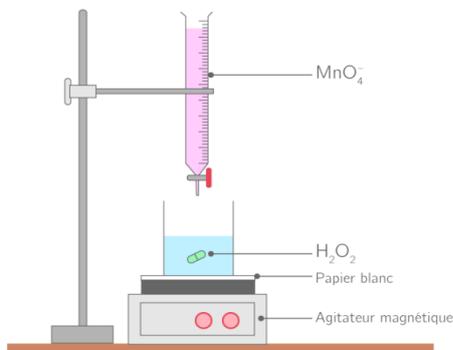


Figure 7 : Montage titrimétrie

I.2. Paillasse

- Erlen meyer
- Burette graduée
- Béchers (100ml)
- Eprouvette graduée
- Entonnoir

I.3. Réactif

- ✓ Une solution tampon ammoniacal pH = 10 ;
- ✓ Une solution EDTA ;
- ✓ Eau distillée ;
- ✓ Solution noir Eriochrome T (NET);
- ✓ Eau du robinet ;
- ✓ Eau traitée ;

I.4. Protocol opératoire

❖ A température ambiante

- ✓ prélever puis introduire dans le bécher « dosage » un volume $V = 10$ mL d'eau à analyser à l'aide de la pipette jaugée munie de son dispositif d'aspiration,
- ✓ ajouter délicatement environ 10 mL de la solution tampon en évitant la formation de « mousse ».
- ✓ Ajouter 6 à 10 gouttes de solution alcoolique de noir Eriochrome T (NET) dans le bécher.

❖ A température d'ébullition

- ✓ prélever puis introduire dans le bécher « dosage » un volume $V = 10$ mL d'eau à analyser à $T=100^{\circ}\text{C}$ à l'aide de la pipette jaugée munie de son dispositif d'aspiration,
- ✓ ajouter délicatement environ 10 mL de la solution tampon en évitant la formation de « mousse ».
- ✓ Ajouter 6 à 10 gouttes de solution alcoolique de noir Eriochrome T (NET) dans le bécher.

❖ Dosage

- ✓ Ouvrir le robinet de la burette afin que la solution d'EDTA s'écoule doucement dans le bécher « dosage»,
- ✓ Fermer le robinet dès que la solution du bécher « dosage » devient bleue et reste bleue.

Noter le volume V_1 de solution d'EDTA versée

I.5. Questions

Selon la loi d'équivalence, les réactifs sont en proportions stœchiométriques.

On peut donc écrire : $((C \cdot V_1) / V_2) \cdot 1000$ **(Eq.11)**

La concentration totale en calcium et magnésium exprimée en milliéquivalents par litre est donnée par l'expression:

C: concentration en milliéquivalents par litre d'EDTA.

V_1 : volume en ml de la solution d'EDTA.

V_2 : volume de l'échantillon.

1. Ecrire la réaction entre EDTA et les ions $[Ca^{2+}]$,
2. Déterminer le volume équivalent ?
3. Calculer la concentration molaire, en mol/L, de chacun de ces ions $[Ca^{2+}]$, $[Mg^{2+}]$?
4. Trouver la dureté totale et la dureté temporelle?
5. Convertir les concentrations en degré français ?
6. Classer cette eau d'après le tableau de la dureté ?

TITRE ALCALIMETRIQUE(TA), TITRE ALCALIMETRIQUE COMPLET (TAC)

Manipulation N° 4

Détermination du titre TA et TAC par dosage

I. Principe

Le TA (titre alcalimétrique) correspond à la mesure de la teneur d'une eau en hydroxydes et de la moitié de sa teneur en carbonates alcalins et alcalino-terreux.

Le TAC (titre alcalimétrique complet) est la teneur d'une eau en hydroxydes, en carbonates, et en hydrogénocarbonates alcalins et alcalino-terreux.

Titre TA : titre alcalimétrique simple

$$\text{TA} = [\text{OH}^-] + \frac{1}{2} [\text{CO}_3^{2-}] \quad \text{avec } [X] \text{ en } \text{meq.l}^{-1} \quad (\text{Eq.12})$$

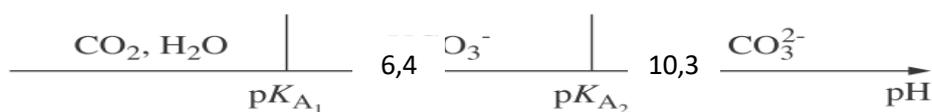
$$\text{TA} = [\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{2-}] \quad \text{avec } [X] \text{ en } \text{mmol.l}^{-1} \quad (\text{Eq.13})$$

Titre TAC : titre alcalimétrique complet

$$\text{TAC} = [\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] \quad \text{avec } [X] \text{ en } \text{meq.l}^{-1} \quad (\text{Eq.14})$$

$$\text{TAC} = [\text{OH}^-] + 2. [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] \quad \text{avec } [X] \text{ en } \text{mmol.l}^{-1} \quad (\text{Eq.15})$$

Domaines de prédominance :



I.1. Matériels

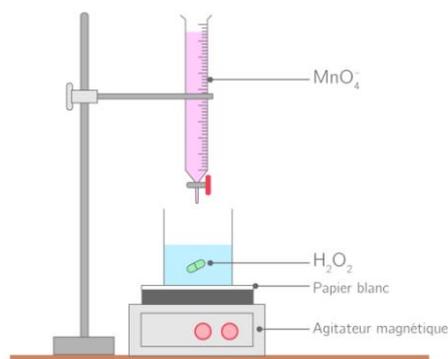


Figure 8 : Montage Titrimétrie

I.2. Paillasse

- Acide chlorhydrique ou acide sulfurique concentré.
- Indicateur coloré (phénophtaléine).
- Solution de méthylorange
- Eau permutée.

Verrerie : Ballon ou erlen meyer de 500 ml , Fiole jaugée de 1000 ml , Bêcher 500 ml , Burette graduée

I.3. Mode opératoire

❖ Détermination du TA :

- Prélever 100 ml d'eau à analyser dans un bécher de 500 ml,
- Ajouter 1 à 2 gouttes d'indicateur coloré (phénophtaléine).
- Une teinte rose doit se développer.
- Dans le cas contraire le TA est nul, ce qui se produit en général pour les eaux naturelles dont le pH est inférieur à 8.3
- Titrer ensuite doucement l'acide à l'aide d'une burette, en agitant régulièrement et ceci jusqu'à la décoloration complète de la solution.

Soit V : le nombre de millilitres d'acide utilisés pour obtenir le virage.

❖ Détermination du TAC :

- Sur le même échantillon, ajouter 2 gouttes de solution méthylorange et titrer de nouveau avec le même acide jusqu'au virage du jaune orangé au rose orangé.
- Soit V' le nombre de millilitres d'acide 0.02 N verser depuis le début du dosage.
- Répéter 3 fois le titrage et prendre la moyenne des 3 valeurs pour le TA et pour le TAC.

I.4. Questions

- 1- Écrire les équations des réactions de chacun des acides considérés avec l'eau ?
- 2- Pourquoi dit-on que l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est une espèce amphotère ?
- 3- TA: V: exprime le titre alcalimétrique en degrés français.
V/5: exprime le titre alcalimétrique en milliéquivalents par litre
- 4- TAC: V'- 0.5: exprime le titre alcalimétrique complet en degrés français.
(V' - 0.5)/5 : Exprime le titre alcalimétrique complet en milliéquivalents par litre.

LA TURBIDITE

Manipulation N° 5

Mesure de la turbidité par la méthode Jar Test

I. Principe

La turbidité désigne la teneur d'une eau en particules suspendues qui la troublent. On mesure la turbidité en unités de turbidité Néphalométriques (UTN) à l'aide d'un turbidimètre. Cet instrument envoie un rayon de lumière à travers un échantillon d'eau et ensuite il mesure la quantité de lumière qui passe à travers l'eau par rapport à la quantité de lumière qui est réfléchiée par les particules dans l'eau.

Pour pouvoir traiter l'effluent, il ne faut pas simplement le laisser déposer car il comporte en solution des particules colloïdales, qui du fait de leur charge similaire (tous électronégatifs), se repoussent et retardent la décantation naturelle. Dans un premier temps, nous chercherons à faire coaguler notre effluent en ajoutant le meilleur coagulant avec son volume optimal afin de concilier un bon rendement épuratoire et une consommation minimale de produit

I.1. Matériels nécessaires



Figure 9: Turbidimètre



Figure 10 : Jar Tests

I.2. Paillasse

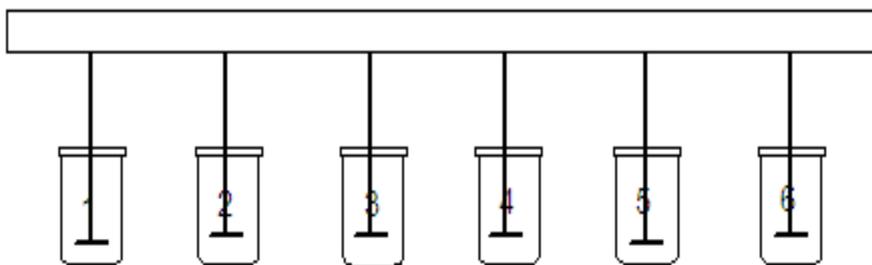
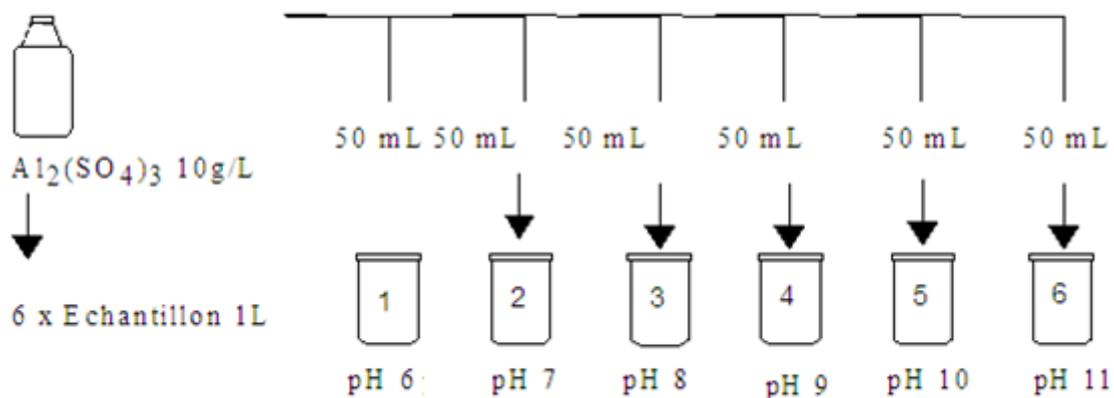
- Turbidimètre
- Solution d'étalon
- Jar tests
- Eau d'alimentation chargée en bentonite à 1g/l
- Solution de sulfate d'alumine à 1g/l

I.3. Protocol opératoire

Sur une série de 6 bécher de 1000 ml, nous injectons une dose variable de coagulant, le Sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$ 10 g/l (voir la figure ci-dessous).

L'échantillon 1 est un échantillon sans coagulant pour comparer l'action de celui-ci sur les autres. Suite à l'injection, les échantillons sont soumis à une agitation rapide (150 t/min.) pendant 3 minutes afin de favoriser la coagulation par le mélange. puis une agitation lente pendant 15 minutes à 40 tr/min.. Cette vitesse plus lente évite de casser les floccs déjà formés tout en permettant un mélange pour favoriser leur polymérisation

En fin une décantation pendant 30 minutes, en suite le surnageant est mesurée au turbidimètre.



I.4. Questions

- 1- Expliquer la turbidité ?
- 2- Quel rôle joue le Sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$?
- 3- Éclaircir la coagulation ?
- 4- Tracer la turbidité en fonction du dose et pH

LA SALINITE DES EAUX

Manipulation N° 6

Elimination des sels par la méthode d'évaporation

I. Principe

La salinité des eaux marines, exprimée en g.L^{-1} , mesure la concentration des océans en sels dissous (chlorure de sodium, sulfate de magnésium, carbonate de calcium, etc.). Elle varie d'une mer à l'autre. Les eaux saumâtres, majoritairement souterraines contiennent quant à elles, entre 1 et 10 g de sels dissous par litre d'eau. Leur composition dépend de la nature des sols traversés. Pour obtenir de l'eau douce à partir de ces eaux salées, des procédés de distillation ont été mis au point

L'eau est un solvant polaire. Elle a donc la propriété de dissoudre les solides ioniques cristallins. La dissociation qui accompagne la dissolution se traduit par une équation. A l'issue de la dissolution, l'eau contient des ions hydratés.



L'eau de mer contient en moyenne 35 g de sels par kg d'eau de mer.

I.1. Matériel nécessaire

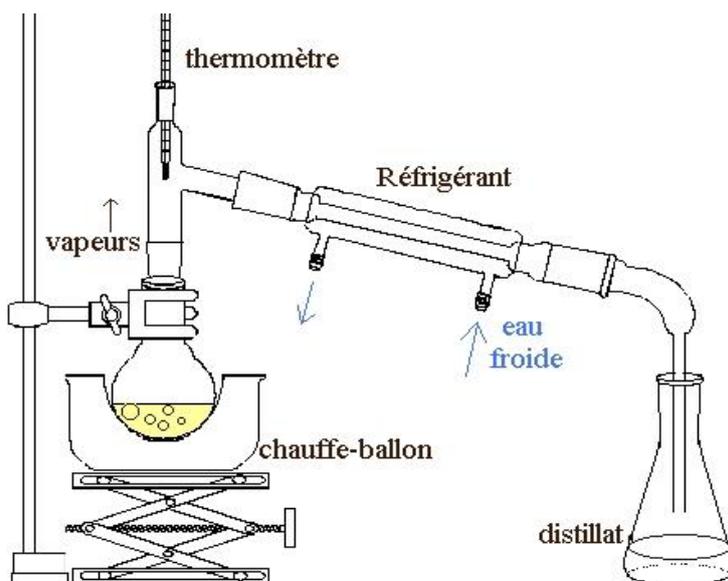


Figure 11 : Montage de distillation

I.2. Paillasse

- Montage de distillation
- Eau salée
- Grains de pierre ponce

I.3. Protocole

- Placer dans le ballon, les espèces chimiques à séparer ainsi que quelques grains de pierre ponce (pour réguler l'ébullition),
- Ensuite placer la colonne à distiller, qui doit être bien verticale puis mettre un thermomètre en haut de la colonne de distillation.
- Adapter ensuite le réfrigérant à eau dans l'orifice de sortie de la colonne et faire circuler l'eau dans le réfrigérant (**Voir Figure 11**)
- Recueillir la fraction distillée recherchée, en regardant la température en tête de colonne qui doit être constante. (Le changement d'état d'un corps pur se fait température constante, lorsque la température en tête de colonne évolue, changer le récipient qui recueille le distillat.
- Veiller à conserver dans le ballon un volume de liquide suffisant.
- La circulation d'eau dans le réfrigérant permet de refroidir les vapeurs formées lors du chauffage, provoquant leur liquéfaction.

I.4. Questions

1. Quelles sont les deux méthodes de dessalement de l'eau de mer ?
2. Quelles sont les conséquences des chlorures dans l'eau potable ?
3. Quelle est la méthode la moins coûteuse en énergie ?
4. Quelle est la différence entre une eau de mer et une eau saumâtre ?
5. Quel est le risque majeur lié au rejet de saumures dans les mers ?

MATIERE EN SUSPENSIONS (MES)

Manipulation N° 7

Matière en suspension (ou MES)

I. Principe

La **matière en suspension** (ou MES) (ou particules en suspension) indique l'ensemble des matières solides insolubles visibles à l'œil nu présentes en suspension dans un liquide.

Les matières en suspensions s'obtiennent soit par filtration des effluents peu chargés soit par centrifugation des solutions, séchage jusqu'à obtenir un résidu sec.

La mesure des MES par filtration repose sur le principe de la double pesée : un volume d'eau est filtré sur un papier filtre (préalablement pesé à vide) de 1,5 micron et les résidus sur cette dernière sont pesés. Le rapport de la différence de masse sur le volume d'eau filtré donne la concentration des MES en milligramme/litre.

I.2. Matériels nécessaires



Figure 12 : Centrifugeuse de paillasse

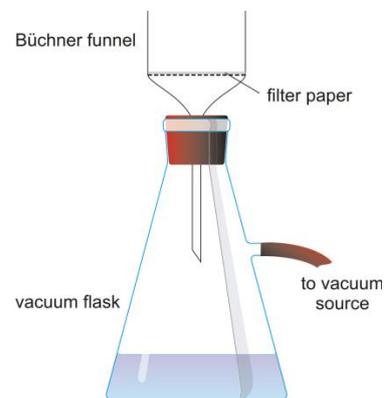


Figure 13 : Appareil de filtration

I.3. Paillasse

- Etuve
- Centrifugeuse
- Filtre
- Dessiccateur

I.4. Protocol opératoire

❖ Les matières en suspension mesurées par filtration

On pèse un filtre en fibre de verre préalablement séché au dessiccateur, noté P1 (mg).

On filtre sur ce dernier un volume connu V d'échantillon. Le tout est séché 3h à l'étuve à 100°C, avant d'être pesé, la masse obtenue est notée P2 (mg).

Ainsi on en déduit la quantité de MES qui est égale à :

$$(P2 - P1)/V \left(\frac{mg}{l}\right) \quad (Eq.17)$$

❖ Les matières en suspension mesurées par centrifugation

Par centrifugation pour les prélèvements dans le réacteur et le culot du décanteur : on prélève un volume V d'échantillon, que l'on centrifuge à 5000T pendant 20 minutes.

Soit **P1** la masse d'une coupelle de pesée, préalablement séchée 10 minutes au dessiccateur.

On récupère le culot dans cette coupelle, puis on sèche le tout durant 3h à 100°C à l'étuve. On note **P2** est la masse de la coupelle + le culot.

I.5. Questions

1. On en déduit la masse de MES qui est égale à

$$MS = (P2 - P1)/V \left(\frac{mg}{l}\right) \quad (Eq.18)$$

2. Quel est le rôle de la centrifugeuse ?
3. Quelle est la différence entre la centrifugation et la séparation par filtration ?
4. Evaluer la clarté de l'eau et comparer avec l'eau usée

OXYGENE DISSOUS

Manipulation N° 8

Mesure de l'oxygène dissous en fonction du temps

I. Principe

L'oxygène est le manomètre de degré de la pollution des eaux, l'oxygène dissous mesure la concentration du dioxygène dissous dans l'eau et il est exprimé en mg/l ou pourcentage de saturation .Il contribue aux processus chimiques et biologiques en milieu aquatique.

Quatre principaux facteurs qui peuvent faire varier l'oxygène dissous :

- la température de l'eau est très importante, une eau fraîche contient généralement plus d'oxygène dissous qu'une eau chaude ;
- la turbulence du cours d'eau : un brassage important de l'eau augmente le contact de celle-ci avec l'air et par conséquent augmente le taux d'oxygène dissous ;
- la consommation par les animaux, les plantes et de façon plus importante, par les bactéries qui dégradent la matière organique (les particules de plantes et d'animaux morts), diminue le taux d'oxygène dissous ;
- la photosynthèse des plantes et des algues peut faire varier le taux d'oxygène dissous sur une période de 24 heures, car le jour, les plantes produisent de l'oxygène alors que la nuit, elles en consomment.

•

I.1. Matériel nécessaire



Figure 14 :Oxymètre

I.2. Paillasse

- Oxymètre multi paramètre
- Réactifs
 - A(HI93732) ;
 - B(HI93732) ;
 - C(HI93732) ;
- Eau permutée.

I.3. Protocol opératoire

- Remplissez le flacon de OD de 60 ml à ras bord avec l'échantillon à mesurer, puis veillé à ce qu'il n'y ait aucune bulle d'air présente dans le flacon, des quantité de 5 gouttes de réactif A et 5 gouttes de réactif B sont rajoutés à l'échantillon, une agitation du flacon par des gestes circulaires.
- Une coloration orange indique qu'une floculation va apparaitre.
- On laisse l'échantillon au repos jusqu' à ce que la floculation commence à se déposer au fond. Puis après à peu près 2 min d'attente, lorsque la moitié supérieure de la bouteille devient transparente, nous ajoutons 10 gouttes de l'échantillon C.
- Une autre agitation du mélange par des mouvements circulaires, l'échantillon sera prêt à la mesure lorsqu' il sera jaune et complètement limpide.
- Porter les résultats sur le tableau

Tableau 5 : Evolution de l'oxygène dissous en fonction du temps

Temps (min)	10	15	20	25	30
O ₂ (mg/l)					

I.4. Questions

- 1- Tracer la courbe oxygène dissous = f(T)
- 2- Quel rôle joue le temps ?
- 3- Que peut-on dire de cette eau ?
- 4- Quelle est la teneur moyenne d'oxygène dans les eaux de surface non polluée?

LA DEMANDE BIOLOGIQUE EN OXYGENE (DBO)

Manipulation N° 9

Mesure la demande biologique en oxygène(DBO₅)

I. Principe

La DBO₅ explique la demande biochimique en oxygène utilisée par les microorganismes pendant une période d'incubation de 5 jours à 20°C, la DBO₅ des eaux naturelles est inférieure à 2mg /l,

L'oxydation des matières organiques provoque la production de CO₂ qui sera piégé par une solution de KOH. Ainsi il se développe une dépression dans la bouteille.

L'incorporation de 1 allyle 2 thio-urée : C₄H₈N₂S permet d'inhiber la nitrification car l'oxydation des dérivés ammoniacaux et des nitrites en nitrates absorbe également de l'oxygène.

Cette amine joue un rôle d'inhibiteur. A introduire pour la mesure des eaux de sortie.

I.2. Matériels nécessaires



Figure 15 : Bouteilles DBO



Figure 16 : Incubateur

I.3. Paillasse

- 4 Bouteilles de 500 ml
- Etuve 20°C
- 1'allyle 2 thio-urée : C₄H₈N₂S
- KOH

I.4. Protocol opératoire

- Mesurer la quantité désirée (cf. tableau ci-après) avec le ballon jaugé de trop-plein et verser dans la bouteille propre ;
- Introduire l'agitateur magnétique dans chaque bouteille ;
- Ajouter une pincée de l'allyle thio-urée ;
- Déposer 2 pastilles d'hydroxyde de potassium dans chaque bouchon intérieur (noir) avec deux pincettes ;
- Visser sans fermer hermétiquement le bouchon ;
- Mettre sur le système d'agitation à 20 °C ;
- Laisser s'établir l'équilibre pendant 30 mn et fermer hermétiquement le bouchon ;
- Relever les valeurs après 5 jours ;
- Utiliser les mesures des autres groupes et déterminer la précision des mesures.

Tableau 6 : Facteur de conversion de la DBO5 en fonction du volume de prise

Portée de mesure	Quantité	Facteur
0-40	432ml	1
0-80	365ml	2
0-200	250ml	5
0- 400	164ml	10
0-800	97ml	20
0-2000	43.5ml	50
0-4000	22.7ml	100

I.5. Questions

- 1- Tracer la courbe $DBO = f(T)$
- 2- Que peut-on dire de cette eau ?
- 3- La température a-t-elle une influence directe sur l'oxygène dissous dans l'eau ?
- 4- Pourquoi l'oxygène dissous est-il important ?
- 5- Quelle est la teneur moyenne d'oxygène dans les eaux de surface non polluées ?

LA DEMANDE CHIMIQUE EN OXYGENE (DCO)

Manipulation N° 10

Mesure la demande chimique en oxygène(DCO)

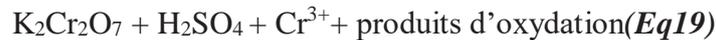
I. Principe

La demande chimique en oxygène DCO expose les exigences en oxygène des matières oxydables présentes dans l'eau d'un effluent. Il s'agit en grande partie de matières organiques qui seront oxydées lors de réactions enzymatiques, ou d'ions oxydables (fer ferreux, chlorures, sulfures, nitrites...), la DCO permet de comprendre la valeur du traitement appliquer et d'évaluer l'impact des rejets sur l'environnement.

La DCO (demande chimique en oxygène) correspond à la quantité d'oxygène émanant du dichromate de potassium réagissant, dans les conditions opératoires du procédé indiqué, avec les substances oxydables contenues dans 1 l d'eau. 1 mol de $K_2Cr_2O_7$ correspond à 1,5 mol de O_2 Indication en mg/l de DCO (= mg/l de O_2)

Les réactions peuvent être schématisées comme suit :

❖ *Oxydation des substances (s^*) présentes dans l'eau*



❖ *Intervention d'un agent masquant*

Pour éviter l'oxydation des ions chlorures en chlore, on utilise le sulfate de mercure (II) qui complexe les ions Cl^- :



❖ *Réaction de dosage*



I.2. Produits et matériels

I.2.1. Produits

- Acide sulfurique concentré $d = 1,83$ g/l (dangereux) ;
- Acide sulfurique dilué 4 M ;
- Solution de sulfate d'argent dans l'acide sulfurique concentré, (dangereux) ;
- Solution de sulfate de fer d'ammonium environ 0,12 M ;
- Sulfate de mercure en cristaux ;

- Solution de dichromate de potassium 0,04 M ;
- Solution aqueuse de sulfate de tris(1,10-phénanthroline)fer (II) (ferroïne).

I.2.2. Matériel

- Dispositif à reflux ;
- Ballons de 250 ml ;
- Pipette jaugée de 5 ml ;
- Burette de 25 ml ;
- Eprouvette de 10 ml et de 20 ml ;
- Rampe chauffante ;
- Agitateur magnétique.



Figure 17 : Dispositif à reflux

I.3. Protocol opératoire

❖ Détermination du titre exact du sel de Mohr

- Dans un erlen de 250 ml, introduire 10 ml de solution de $K_2Cr_2O_7$ 0,25 N et 90 ml d'eau distillée
- Ajouter lentement 30 ml de H_2SO_4 concentré. Refroidir.
- Ajouter 3 gouttes de ferroïne.
- Titrer par sel de Mohr contenu dans la burette.
- Observer les changements de coloration.
- Le point équivalent correspond au virage du bleu-vert au rouge-brun.
- Noter le volume de sel de Mohr de burette VSDM et en déduire le titre de la solution

❖ Oxydation (2 heures de réaction)

- Dans un tube rodé de 250 ml, introduire 0,4 g de sulfate mercurique, puis 20 ml d'échantillon, 10 ml de la solution de bichromate et (lentement) 30 ml du mélange d'acide sulfurique et de sulfate d'argent.

- Agiter pour bien homogénéiser et ajouter une ou deux pierres ponce avant de mettre à chauffer.
- Installer le reflux. Ne pas graisser à la silicone car il pourrait réduire le bichromate. On lui préfère un rode en Téflon. Ni l'acide sulfurique ni le bichromate ne sont volatils. Il y a six positions simultanées.
- On préparera donc en même temps: un blanc d'eau distillée et 5 échantillons. Compte tenu du mode de dosage en retour, il faut être sûr que le bichromate est en excès mais pas trop. On ne peut pas changer les quantités de bichromate. On sera donc amené à effectuer plusieurs dilutions d'un échantillon complètement inconnu.

❖ Dosage

- Récupérer l'ensemble avec précaution et sans hâte au bout de deux heures de chauffage en rinçant et rassemblant bien tous les résidus.
- Laisser refroidir un peu avant de manipuler le système. Il y a ici un très grave danger en cas de projection de bichromate acide bouillant. Attention particulièrement aux yeux. La peau restera marquée à vie en cas de contact (brûlure profonde).
- On doit aboutir à un volume d'environ 140 mL que l'on dose avec le sel de Mohr en présence de ferroïne.
- Attention, on ne pourra pas recommencer le dosage!

1.4. Questions

- 1- Ecrire les demi-équations électroniques relatives à chaque réactif.
- 2- Quel est le rôle du dichromate de potassium
- 3- Calculer alors la DCO en mg.L^{-1} d'équivalent dioxygène en remplacement du bichromate ?
- 4- Donner une formule reliant la DCO, les volumes de titration et la concentration en bichromate ?

DOSAGE DES NITRATES

Manipulation N° 11

Dosage des nitrates par spectrophotométrie

I. Principe

L'ion nitrate (NO_3^-) est l'essentielle forme d'azote combiné trouvée dans les eaux naturelles. Il constitue le stade final de l'oxydation de l'azote. L'ion nitrite (NO_2^-) s'oxyde facilement en ion nitrate

Les principales sources de rejet du nitrate sont les effluents industriels et municipaux ainsi que le lessivage des engrais inorganiques azotés utilisés pour fertiliser les terres agricoles.

La concentration des ions nitrate et nitrite varie généralement entre 0,03 et 1,30 mg/l N- NO_3/NO_2 . L'ion nitrite est la principale cause de la présence de méthémoglobine dans le sang.

I.2. Matériel



Figure 18 : Spectrophotomètre de laboratoire

I.3. Paillasse

- HI 93728-0 - Réactif poudre 1 sachet
- HI 93728-01 Réactifs pour 100 tests
- HI 93728-03 Réactifs pour 300 tests
- Appareil multi paramètre

I.4. Protocole opératoire

- A l'aide d'une pipette, remplissez la cuvette avec 6 ml de l'échantillon jusqu'à mi-hauteur et remettez le capuchon.
- Placez la cuvette dans l'instrument et fermez le clapet.

- Appuyez sur la touche ZERO. Lorsque l'afficheur indique “-0.0-”, il est prêt pour la mesure.
- Ôtez la cuvette et ajoutez le contenu d'un sachet de réactif HI 93728-0.6 ml NITRATE GAMME MOYENNE 36.
- Remettez le capuchon puis immédiatement secouez vigoureusement de haut en bas pendant 10 secondes.
- Continuez à mélanger en inversant doucement la cuvette pendant 50 secondes. La poudre ne se dissoudra pas complètement.
- Le temps et la manière de secouer peut affecter la mesure.
- Remettez la cuvette dans l'instrument en veillant à ne pas la secouer.
- Appuyez sur TIMER. Un chronomètre décomptera 4 mn et 30 s suivi de la lecture en mg/l d'azote nitreux (NO_3^-).

1.5. Questions

- 1- Déterminer la concentration des nitrates en mg.L^{-1} ?
- 2- Que peut-on dire de cette eau ?
- 3- Quelle est la teneur moyenne des nitrates dans les eaux de surface non polluée?
- 4- Quels sont les effets des nitrates dans l'eau potable ?

DOSAGE DES IONS CHLORURES

Manipulation N° 12

Dosage des ions chlorures par la méthode Mohr

I. Principe

L'eau comporte toujours de chlorures, mais en proportion très variable, les chlorures sont présents en grande quantité dans l'eau de mer (± 19 g/l). Leur concentration dans l'eau de pluie est approximativement de 3 mg/l. Dans les eaux souterraines, leur concentration dépend des roches traversées

Ecrire l'équation de la réaction de dosage.



Déterminer la relation entre les concentrations molaires en ions chlorure Cl^- (c_1) et en ions Ag^+ (c_2) et les volumes des solutions d'ions chlorure Cl^- (V_1) et d'ions Ag^+ versés à l'équivalence (V_{2E}).

$$\text{A l'équivalence, } n_{(\text{Ag}^+)E} = n_{(\text{Cl}^-)} \quad c_2 \times V_E = c_1 \times V_1 \quad (\text{Eq23})$$

C'est un dosage par précipitation en milieu neutre. On utilise une solution titrée de nitrate d'argent. L'indicateur de fin de réaction est une solution de chromate de potassium.

I.2. Matériel



Figure 19: Spectrophotomètre de laboratoire

I.3. Paillasse

- NaCl 0.1 mol/l
- AgNO₃ 0.1 mol/l
- K₂CrO₄
- Spectrophotomètre de laboratoire

I.4. Mode opératoire

Remplir la burette avec la solution de nitrate d'argent.

- **Dosage d'une eau salée de concentration c₁ connue**
- Verser 5 ml d'eau salée dans un bécher.
- Ajouter 1 ml de solution de chromate de potassium.
- Doser à l'aide de la solution de nitrate d'argent.

Noter le volume de solution de nitrate d'argent versé à l'équivalence.

- **Dosage de l'eau du robinet :**
- Verser 100 ml d'eau du robinet dans un erlen meyer de 250 ml.
- Ajouter 2 à 3 ml de solution de chromate de potassium.
- Doser avec la solution de nitrate d'argent.
- Noter le volume de solution de nitrate d'argent versé à l'équivalence.
- **Dosage d'une eau minérale :**
- Verser 20 ml d'eau de Vichy-Saint-Yorre dans un bécher.
- Ajouter 1 ml de solution de chromate de potassium.
- Doser à l'aide de la solution de nitrate d'argent.
- Noter le volume de solution de nitrate d'argent versé à l'équivalence.

I.5. Questions

- 1- En déduire la concentration expérimentale en ions chlorure Cl⁻.
- 2- En déduire la concentration en ions chlorure Cl⁻ de l'eau du robinet.
- 3- En déduire la concentration massique en ions chlorure Cl⁻ et la comparer à celle indiquée sur l'étiquette de la bouteille.
- 4- Quelles sont les conséquences des sels chlorures dans l'eau ?

COMPORTEMENT BACTERIOLOGIQUE

Manipulation N° 13

L'examen microbiologique de l'eau

I. Principe

L'examen microbiologique de l'eau est de fournir des informations sur la potabilité de l'eau, c'est-à-dire sans risque d'ingestion de microorganismes qui causent des maladies

Les indicateurs de pollution fécale pris en compte dans cette partie sont uniquement les coliformes (dits coliformes totaux (CT)), les coliformes thermo tolérants (CTT) et les streptocoques fécaux (SF).

Estimation des germes aérobies mésophiles (GAM.)

Ces germes représentent la flore microbienne globale capable de pousser en présence d'oxygène, à une température de 25-30°C sur un milieu riche. Ce sont principalement des bactéries mais certains champignons sont également capables de se développer sur ce milieu riche. En règle générale, plus l'eau contient de matière organique, plus il y aura de GAM.

Du point de vue écologique on considère une eau :

- Très pure, si elle contient moins de 100 UFC/ml
- Encore pure, si elle contient entre 100 et 1000 UFC/ml
- Impure, si elle contient plus de 1000 UFC/mL

Le terme UFC signifie Unité Formant Colonies. Après incubation de la boîte de pétri, une cellule donne une colonie.

Le principe de ce type d'ensemencement est d'épuiser un dépôt initial en faisant des étalements successifs dans différentes directions (d'où le nom de la technique : épuisement par la méthode des quadrants). Deux techniques sont couramment appliquées : 4 ou 5 étalements successifs

✚ Description de la technique en 5 étalements :

- Dépôt initial de la souche près d'un bord d'une boîte de gélose adaptée à l'espèce désirée
- Etalement de ce dépôt en réalisant des stries serrées sur environ 1/3 de la boîte
- Stérilisation de l'instrument d'étalement
- Etalement d'une partie des stries précédentes, après avoir fait tourner la boîte d'environ 50 °
- Répétition des deux étapes précédentes 2 fois.
- Faire un Z final vers le centre de la gélose

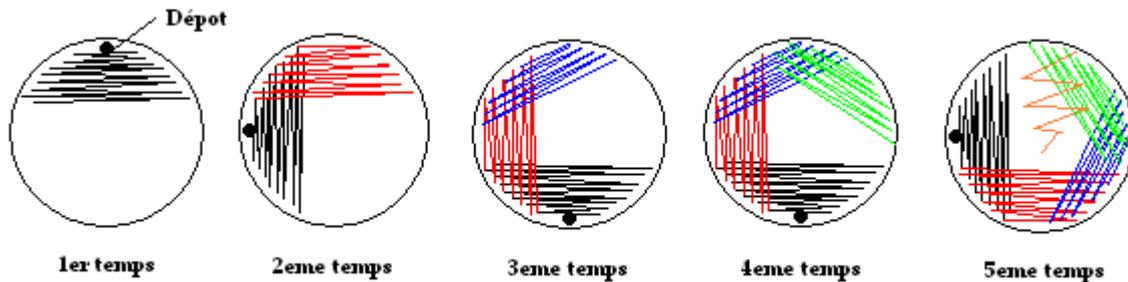


Figure 20 : Technique d'étalements

I.1. Matériel



Figure 21 : Ensemencement de bactéries en milieu solide

I.2. Paillasse

- ✓ Bec benzène
- ✓ Micropipette
- ✓ Boites de pétri

I.3. Réactif

- ✓ L'eau polluée
- ✓ Milieu de culture (Gélose Nutritive)
- ✓ Les souches bactériennes

- Pseudomonas Aeruginosa
- Klebsiellapneumoniae
- Escherichia coli
- Staphylococcus aureus

I.4. Protocol opératoire:

- **Méthode par étalement**

C'est une technique qui est utilisée pour l'analyse des eaux usées brutes et des eaux à forte charge bactérienne.

Dans ce cas, des dilutions sont nécessaires car elle utilise de très faibles volumes à cause de la charge bactérienne souvent très élevée. La méthode par étalement n'a aucun sens pour les eaux de forage.

- Etalement en surface d'une prise d'essai de 0.1 à 0.5 ml sur un milieu gélosé ;
- Dilution de sorte que le nombre présumé de colonies formées soit compris entre 25 et 300 ;
- Incubation à température et temps convenables ;
- Dénombrement des colonies typiques ;
- Expression des résultats selon la formule en 1.5.

I.5. Questions

- 1- Lire la lecture de chaque boîte
- 2- Identification des colonies et dénombrement
- 3- Dévoiler l'impact des quatre souches

Références bibliographiques

- 1) Jean-Claude Boeglin(2002) « Traitements physico-chimiques de la pollution insoluble »Technique de l'ingénieur.
- 2) J.Rodier, (2009), L'analyse de l'eau – Eaux naturelles, eaux résiduaires, eaux de mer.9^{ème}édit, 1526 p .
- 3) Claude, Cardot, (2005). Les traitements des eaux, procédés physico-chimiques et biologiques cours et problèmes résolus, Ed Ellipses, 252 p.
- 4) Alain Maurel, (2001). Dessalement de l'eau de mer et des eaux saumâtres, Et autres procédés non conventionnels d'approvisionnement en eau douce ED Tec et Doc - Lavoisier, 226p.
- 5) R .Desjardins - 1997 - books.google.com
- 6) F Berné, J Cordonnier (1991).Traitement des eaux.
- 7) J.Rodier, Bernard Legube, Nicole Merlet, (2016). L'analyse de l'eau. Eaux naturelles, eaux résiduaires, eau de mer, édition Dunod, 10^{ème} édition.
- 8) Initiation à la chimie moderne « André CROS & Gilbert ARRIBET.
- 9) Travaux pratiques, Maîtrise de Chimie physique-Université de Marne-la-vallée-France.
- 10) G. Jones,. and B. C. Bradshaw, .The measurement of the conductance of electrolytes: A redetermination of the conductance of the standard potassium chloride solutions in absolute units, J. Amer, Chem. Soc. 55:178, (1933).
- 11) C.Beaupoil., P.Bomesn ,(1997).”Oxygène dissous et toxicité de l'ammoniaque en zones estuariennes, Biotecmer–AELB, 49 p.
- 12) E.Derwiche . ,L Benaabida., A.Ziani, (2010).”Caractérisation physico-chimique des eaux de la nappe alluviale du haute sebou en aval de sa confluence avec oued Fès”. Larhyss Journal ISSN 1112- 3680, n°08, pp. 101-112.
- 13) K. Denyiba , (1997). ‘Microbiologie des eaux, tome1, Génie sanitaire EIER, p107.