

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE
SCIENTIFIQUE
UNIVERSITE MOHAMED KHIDER-BISKRA
FACULTE DES SCIENCES EXACTES ET DES SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE
DEPARTEMENT DES SCIENCES DE LA MATIERE



Polycopié de cours

Chimie de l'eau

3^{eme} année licence Chimie Analytique

Préparé par

Dr. Abdelhek Meklid

Maitre de conférences A

2024/2025

Avant propos

À l'échelle mondiale, le traitement et l'épuration des eaux constituent le premier enjeu de santé publique. L'eau à l'état naturel nécessite un traitement dans des usines de production qui vont la rendre potable. Les eaux sont dépolluées dans les stations d'épuration, appelées également usines de dépollution en raison des traitements complexes qu'elles appliquent.

Ce cours est destiné aux étudiants de graduation spécialisés en chimie analytique de l'Université université Mohamed khider-Biskra, faculté des sciences exactes, département des sciences de la matière et qui a pour objectif de donner un aspect général sur le traitement des eaux potables qui est une science qui étudie tous les phénomènes et équations qui s'intéressent à l'eau.

Cet ouvrage est composé de quatre chapitres et qui donne une vision générale sur le traitement des eaux, Le premier chapitre couvre les notions de bases sur l'eau, Le deuxième chapitre s'intéresse aux Propriétés physiques et chimique de l'eau, Le troisième chapitre décrit les Matériel et équipement nécessaire à l'analyse de l'eau, Le quatrième chapitre s'intéresse aux différentes formes de pollution et les principaux chaînages de traitement des eaux

Table des matières

Introduction	1
Chapitre I : L'eau et ses composants	
I. Généralités	3
I.1. Importance de l'eau	3
I.2. Cycle de l'eau dans la nature	3
I.2. 1. L'évaporation et la transpiration des végétaux	3
I.2. 2. La condensation	4
I.2. 3. Les précipitations	4
I.2. 4. Le ruissellement ou l'infiltration	4
I.3. Qualité des eaux de différentes origines	5
I.3.1 Eaux naturelles	5
I.3.1.1. Eaux souterraines	5
I.3.1.2. Eaux de surface	5
I.3.1.3. Eaux des mers et océans	5
I.3.2. Eaux de consommation	6
I.3.3. Eaux industrielles	6
I.3.4. Eaux usées	8
I.3.4.1. Eaux résiduaires urbaines	8
I.3.4.2. Eaux résiduaires industrielles (ERI)	8
I.4. Composition et structure de l'eau	9
a)- Structure de la molécule d'eau	9
b)- Composition	10
I.4.1. Les différents états de l'eau	10
I.4. 2. Matières présentes dans l'eau	10
I.4.2.1. Les matières gazeuses	11
I.4.2.2. Matières en suspension (MES)	11
a)- Les colloïdes	11
b)- Les différents types de colloïdes	13
c)- Forces de van der waals et colloïdes	14
d)- Propriétés physiques	16
e) - Application pratique	16
I.4.2.3. Les matières solubles	17
a)- La solubilité	17
b)- Estimer expérimentalement la valeur de solubilité	18
c)- Observation microscopique de la solubilité	19
Chapitre II : Les analyses et leurs paramètres.	
II. Les analyses des eaux et leurs paramètres	21
II.1. Les différents types d'analyse de l'eau	21
II.2. Différentes étapes pour obtenir le résultat d'une analyse	21
II.2.1. Prélèvement et échantillonnage	21
II.2.1.1. Matériel de prélèvement	21
II.2.1.2. Mode de prélèvement	22
II.2.1.3. Informations de base sur l'eau à analyser	23
II.2.1.4. Unités utilisées en analyse des eaux	23
a)- Milligramme par litre	23
b)- partie par million	24
c)- Degré français	24

II.2.2. l'analyse	25
II.2.2. 1. Mesures in situ	25
II.2.2. 2. Eléments d'interprétation	25
a)- Eaux souterraines.	25
b)- Eaux de surface.	25
II.3. Propriétés physico-chimiques et biologique de l'eau	26
II.3.1. Propriétés physiques de l'eau	26
II.3.1.1. Température	26
II.3.1.2. Masse volumique	26
II.3.1.3. Turbidité	27
II.3.1.3.1. Les causes de turbidité	27
a)- Les matières en suspension	27
b)- Les teintures	28
c)- Les acides humiques	28
d)- Les matières organiques dissoutes colorées	28
II.3.1.4. Couleur	28
a)- L'eau est verte	28
b)- L'eau est bleue	29
II.3.1.5. Conductivité	29
II.3.1.6. La viscosité	30
a)- La viscosité dynamique	30
b)- La viscosité cinématique ν	31
II.3.1.7. La tension superficielle	32
II.3.1.8. Ascension Capillaire	34
II.3.1.9. Constante diélectrique	36
II.3.1.10. Le Potentiel d'hydrogène (pH)	36
II.3.1.10.1. Le Potentiel d'hydrogène d'une solution aqueuse	37
II.3.1.10.2. Mesure du potentiel hydrogène	38
II.3.1.10.3. Réaction acido-basique	38
II.3.2. Propriétés chimiques de l'eau	39
II.3.2. 1. Solvant	39
II.3.2. 1.1. Solubilité des substances chimiques dans l'eau	39
a)- Cas des gaz	39
b)- Cas des liquides	39
c)- Cas des solides	40
II.3.2. 2. Solutions aqueuses	40
II.3.2. 2.1. Unités de concentration	41
II.3.2. 3. Dissociation ionique de l'eau	41
II.3.2.4. Alcalinité	43
II.3.2.4.1. Le titre alcalimétrique simple (TA)	43
II.3.2. 4.2. Le titre alcalimétrique complet (TAC)	43
II.3.2. 5. Titre hydrotimétrique TH (la dureté de l'eau)	46
II.3.2. 5.1. Le titre hydrotimétrique calcique (La dureté calcique)	46
II.3.2. 5.2. Le titre hydrotimétrique magnésien (La dureté magnésienne)	46
II.3.2. 5.3. La dureté carbonatée	47
II.3.2. 5.4. La dureté non carbonatée	47
II.3.2. 6. Détermination de la dureté	47
II.3.2. 7. Titre en acides forts (TAF)	48
II.3.2. 8. Titre en sels d'acides forts (SAF)	48
II.3.2. 9. Salinité anionique (SA)	48

II.3.2. 10. Salinité totale anionique (STA)	49
II.3.2. 11. Salinité totale cationique (STC)	49
II.3.2. 12. Carbone organique total (COT)	50
II.3.2. 13. Chlorures	50
II.3.2. 14. Matières en suspension (MES)	50
II.3.2. 15. La matière solide dissoute totale (TDS)	51
II.3.2. 16. Oxygène dissous	51
II.3.2. 17. Demande Biochimique en Oxygène (DBO)	52
II.3.2. 18. Demande Chimique en Oxygène (DCO)	53
II.3.2. 19. Azote	54
a)- l'azote total Kjeldahl (TKN)	54
b)- Azote ammoniacal	54
c)- L'azote organique ammonifiable	55
d)- L'azote organique réfractaire	55
II.3.2.20. Nitrates et nitrites	55
a)- Sources	55
b)- Concentrations dans l'eau potable	56
II.3.2. 21. Phosphore	56
a)- Sources	57
II.3.2. 22. Cations et Anions des eaux naturelles	57
II.3.2. 22.1. Cations majeurs et mineurs	58
II.3.2. 22.2. Anions majeurs et mineurs	59
Chapitre III : Les équipements et leurs suivis.	
III. Matériel et équipement nécessaire à l'analyse de l'eau	62
III.1. pH-mètre	62
III.2. Le thermomètre	63
III.3. Turbidimètre	64
III.4. Conductimètre	65
III.5. membranes de filtration	66
III.6. Distillateur de l'azote ammoniacal	66
III.7. manométrique pour la mesure de la DBO	67
III.8. Spectrophotométrie d'absorption moléculaire	68
III.9. Spectrophotométrie d'absorption UV et IR	68
III.9.1. Spectrophotométrie d'absorption UV	68
III.9.2. Spectrophotométrie d'absorption IR	69
III.10. La spectrophotométrie d'absorption atomique (AA)	70
III.11. La spectrophotométrie d'émission de flamme	71
III.12. Fluorescence	71
III.13. Chromatographie	72
III.14. Polarographie	72
Chapitre IV : Les principaux chaînages de traitement des eaux	
IV. Introduction	
IV.1. La pollution de l'eau	74
IV.1. 1. Définition	74
IV.2. Les différentes formes de pollution des eaux	74
IV.2. 1. La pollution micro-biologique	75
IV.2. 2. La pollution chimique	75
IV.2. 3. La pollution par les déchets aquatiques	75
IV.3. Les différentes sources de pollutions	75
IV.3.1. La pollution domestique	75

IV.3.2. La pollution industrielle	75
IV.3.3. La pollution agricole	76
IV.3.4. La pollution liée aux transports maritimes	77
IV.4. Conséquences de la pollution des eaux	77
IV.4. 1. Conséquences sur le milieu aquatique	77
IV.4. 2. Conséquences sur la santé humaine et ses activités	78
IV.4. 3. Conséquences sur l'économie	78
V. Normes de qualité des eaux	79
V.1. Notion de normes	79
V.2. Les paramètres organoleptiques	79
V.3. Les paramètres physico-chimiques	79
V.4. Les paramètres concernant les substances indésirables	79
V.5. Les paramètres concernant les substances à effets toxiques connus	80
V.6. Les paramètres microbiologiques	80
V.7. Les pesticides et produits apparents	80
V.8. Les paramètres concernant les eaux adoucies ou déminéralisées	80
1.9. Réglementation internationale pour l'eau potable	80
1.9.1. Réglementation Algérienne	80
1.9.1.1. Paramètres de qualité de l'eau de consommation humaine	80
VI. Les principaux chaînages de traitement des eaux	84
VI.1. Les prétraitements des eaux	84
VI.1. 1. Le Dégrillage	85
VI.1.1.1. Les grilles manuelles	85
VI.1.1.2. Les grilles mécaniques	86
VI.1.1.3. Nettoyage des grilles	86
VI.1.1.4. Caractéristiques de la grille	86
VI.1. 2. Dilacération	87
VI.1. 3. Le Tamisage	87
VI.1. 3.1. Macro-tamisage	87
VI.1. 3.2. Micro-tamisage	88
VI.1. 4. Le dessablage	88
VI.1. 4.1. Dessableur rectangulaire à couloir	89
VI.1. 4.2. Dessableur à couloir à vitesse constante :	89
VI.1. 4.3. Dessableur circulaire	89
VI.1. 4.4. Dessableur rectangulaire aéré	89
VI.1. 4.5. Dessableur aéré à fond plat	89
VI.1. 4.6. Quantité de sable – caractérisation	90
VI.1. 4.7. Traitement des sables	90
VI.1. 5. Dégraissage-déshuilage	90
VI.1. 5.1. dessableur-dégraisseur circulaire	91
VI.1. 5.2. dessableur-dégraisseur rectangulaire	91
VI.2. Les traitement primaire des eaux	92
VI.2. 1. Décantation	93
VI.2. 1.1 Décantation naturelle	93
VI.2. 1.2. Les différents types de décantation	94
VI.2. 1.3. Applications de la décantation	94
VI.2. 1.4. Les différents types de décanteurs	95
a- Décanteur primaire	95
b- Décanteur lamellaire	96
VI.2. 2. Coagulation –Floculation	97

VI.2. 2. 1. coagulation	98
a) Description de phénomène de la coagulation	98
b) Coagulants utilisés	98
VI.2. 2. 2. Flocculation	99
a) Description de la flocculation	99
b) Les différents Flocculants Utilisés	100
VI.2. 2. 3. Théorie de la double couche	100
1- théorie de Helmholtz	101
2- théorie de Gouy-Chapman	101
3 - théorie de Stern	101
VI.2. 2. 3. Précipitation	103
VI.3. Les traitement secondaire des eaux (Biologiques)	104
VI.3.1. Traitements anaérobies	104
VI.3.1.2. Traitements aérobies	104
VI.3.1.2. 1. Boues activées (Les cultures libres)	104
VI.3.1.2. 2. Lits bactériens (Cultures fixes)	105
VI.3.1.2. 3. Disques biologiques (Cultures fixes)	105
VI.3.1.2. 4. Le lagunage	106
VI.4. Traitement tertiaire	107
VI.4. 1. L'élimination de l'ammoniaque : la nitrification	108
VI.4. 2. L'élimination des nitrates : la dénitrification	108
VI.4.3. Elimination du phosphore : La déphosphatation	108
VI.4.4. La désinfection	108
VI.4.4. 1. La chloration	109
VI.4.4. 2. L'ozonation	109
VI.4.4. 2. Le rayonnement ultraviolet	109

INTRODUCTION

Depuis toujours l'eau est indissociable de l'activité humaine. La révolution industrielle du 19ème siècle, en valorisant la vapeur d'eau, a permis le développement de la capacité de production : L'eau est devenue une matière indispensable au fonctionnement des usines.

Parallèlement à cette situation, les phénomènes qui contribuent à la dégradation de la qualité de l'eau et par suite à la perturbation de tout l'écosystème se multiplient et s'intensifient. Le rejet des eaux usées chargées en substances polluantes, dans le milieu récepteur sans aucun traitement préalable est un motif de préoccupation croissant compte tenu des effets indésirables qu'elles peuvent engendrer sur l'environnement et sur la santé

Les rejets liquides de l'industrie de transformation des produits de la mer sont un vecteur majeur de pollution et de dégradation de la qualité d'eaux. En effet l'industrie de pêche est la locomotive du développement de toute autre activité dans le Maroc.

Ces rejets, donc, doivent être traités avant leur déversement dans le milieu récepteur. Or aucun processus de traitement ne peut être monté qu'après une identification complète de l'eau résiduaire sujette d'épuration.

L'eau et l'environnement apparaissent comme deux grands problèmes étroitement liés à l'évolution de l'humanité. A première vue, l'eau est partout, mais sa disponibilité semble limitée (**3/4 de la surface de la planète**); sous forme d'océans, fleuves, rivières et lacs, de neige et de glaciers. On la trouve également dans l'atmosphère et dans les nappes souterraines.

- Les réserves mondiales sont estimées à 1386.10⁶ km³, dont 97 % sous forme d'eau salée
- L'eau douce représente 3 % (sous forme de glace, nappes phréatiques et souterraines...)
- L'eau potable représente 0,01% du volume total et qui sont mal répartis sur le globe:
 1. Brésil **18%**.
 2. Canada **9%**.
 3. Chine **9%**.
 4. U.S.A **8%**.

L'approvisionnement en eau potable à partir des cours d'eau sont de plus en plus difficile en raison de la nature, de la quantité et de la diversité des contaminants rejetés dans le milieu par suite des activités urbaines, industrielles et agricoles; en plus de l'apparition de nouveaux produits chimiques non biodégradables rend, difficile, voir impossible toute épuration naturelle. La consommation est passée de 250 m³/personne et par an à 700 m³/personne et par an.

Sous la pression des besoins considérables de la civilisation moderne, on est passé de l'emploi des eaux de source et de nappe à une utilisation de plus en plus poussée des eaux de surface.

Ainsi, il y-a actuellement un développement des techniques de dessalement de l'eau de mer, et des méthodes de recyclage des eaux usées

Chapitre I

L'eau et ses composants

I. Généralités

I.1. Importance de l'eau

L'eau est de toutes les matières la plus importante pour l'existence de l'homme. Elle est indispensable pour la survie et pour développement de la société moderne. Parmi les principaux modes d'utilisation de l'eau on peut citer :

- alimentation en eau potable,
- alimentation en eau industrielle,
- alimentation en eau pour l'agriculture,
- l'exploitation de centrales hydro-électriques.

A l'heure actuelle, la disponibilité en eau de bonne qualité est indispensable pour le bien être de l'homme. Hélas, sur la terre, nous ne trouvons pas l'eau qui réponde aux exigences qualitatives exigées pour l'eau potable, c'est-à-dire que l'eau doit être :

- claire, inodore, de saveur agréable.
- aussi pauvre en germes microbiens que possible et en matières en suspension.
- ne pas renfermer de substances chimiques pouvant provoquer des maladies.
- ne pas avoir des propriétés agressives vis-à-vis des canalisations

I.2. Cycle de l'eau dans la nature

L'eau circule sans arrêt sur la Terre. Elle s'évapore des océans et y revient sous forme de pluie. Le soleil fait s'évaporer l'eau des rivières, des lacs, des mers, des océans en de fines gouttelettes. En se regroupant, elles forment des nuages qui, poussés par le vent, rencontrent des masses d'air froid et donnent naissance à la pluie. L'eau de pluie s'infiltré dans le sol et rejoint les nappes phréatiques, les sources, les rivières, les fleuves, pour recommencer sans fin le même voyage.

Dans la nature, l'eau suit toujours le même parcours en formant une sorte de boucle. C'est ce que l'on appelle le cycle naturel de l'eau.

Ce parcours se compose de 4 étapes principales : évaporation, condensation, précipitations, et ruissellement.

I.2. 1. L'évaporation et la transpiration des végétaux :

Les rayons du soleil réchauffent l'eau des rivières, des fleuves, des lacs, des mers et des océans et la fait passer de l'état liquide à l'état de vapeur d'eau (gazeux) : c'est l'évaporation.

Les plantes et les autres espèces végétales puisent l'eau dans le sol et la rejettent sous la forme de vapeur d'eau. Environ 10% des précipitations tombant sur la Terre proviennent de la transpiration des végétaux, le reste est en conséquence dû à l'évaporation. La transpiration des plantes et l'évaporation due à l'humidité dans le sol libèrent de la vapeur d'eau qui s'élève dans l'atmosphère sous la forme de nuages.

L'action du vent déplace les nuages au-dessus des terres. Cela va donner lieu aux étapes suivantes :

I.2. 2. La condensation :

Au contact de l'atmosphère, la vapeur d'eau se refroidit et se transforme en petites gouttelettes qui sont à l'origine de la formation des nuages – cette étape se nomme la condensation – qui, sous l'action des vents, vont se diriger vers l'intérieur des terres.

I.2. 3. Les précipitations :

Transportés par la circulation atmosphérique, les nuages se déplacent et l'effet de la gravité aidant, l'eau retombe sur le sol sous forme de pluie, de neige ou de grêle (état liquide ou solide), qu'on appelle généralement « précipitations ».

I.2. 4. Le ruissellement ou l'infiltration :

L'eau qui n'est pas absorbée par le sol, ruisselle le long des pentes jusqu'à se déverser dans les rivières, les fleuves et les lacs. Elle sera ensuite transportée jusqu'aux mers et océans, ce sont les « cours d'eau de drainage ». L'eau de pluie s'écoule lorsqu'elle rencontre un sol imperméable et pénètre dans les sols perméables. En s'infiltrant dans un sol perméable, l'eau peut parfois remplir une poche souterraine (grotte) et former un véritable réservoir d'eau. L'eau contenue dans ce réservoir (nappe d'eau ou nappe phréatique) trouve parfois un chemin naturel vers l'extérieur

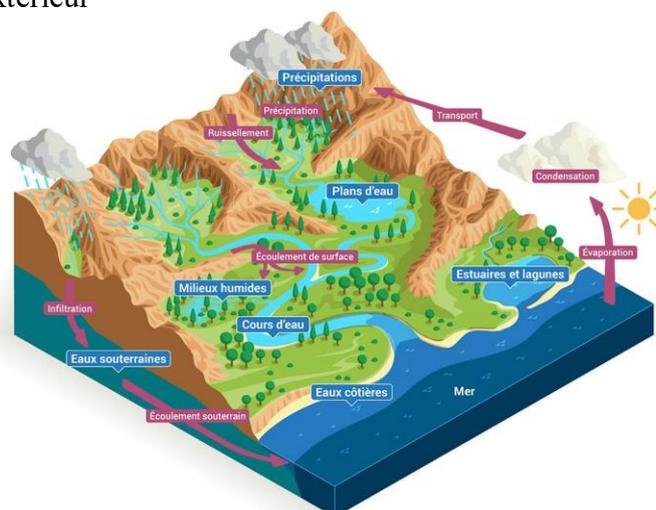


Figure I.1: Cycle de l'eau.

I.3. Qualité des eaux de différentes origines

I.3.1 Eaux naturelles

I.3.1.1. Eaux souterraines

De point de vue hydrogéologique les couches aquifères se divisent en :

- Nappes phréatiques ou alluviales : Peu profondes et alimentées directement par les précipitations pluvieuses ou les écoulements d'eau en dessus,
- Nappes captives : Plus profondes que les premières et séparées de la surface par une couche imperméable, l'alimentation de ces nappes est assurée par l'infiltration sur leurs bordures.

La nature du terrain sous lequel se trouvent ces eaux est un déterminant de leurs compositions chimiques, cependant elles sont appelées aussi les eaux propres car ils répondent 'en général' aux normes de potabilité. Pourtant, ces eaux sont moins sensibles aux pollutions accidentelles, elles perdent totalement leur pureté originale dans le cas de contamination par des polluants.

Quand une eau souterraine contient une concentration en certains minéraux dépassant les normes de potabilité, mais elle représente des propriétés thérapeutiques on la distribue en bouteilles avec parfois un traitement bien défini, ces eaux sont dites eaux minérales.

I.3.1.2. Eaux de surface

Ce type des eaux englobe toutes les eaux circulantes ou stockées à la surface des continents (rivières, lacs, étangs, barrages,...). La composition chimique des eaux de surface dépend de la nature des terrains traversés par ces eaux durant leurs parcours dans l'ensemble des bassins versants. Ces eaux sont le siège, dans la plupart des cas, d'un développement d'une vie microbienne à cause des déchets rejetés dedans et de l'importante surface de contact avec le milieu extérieur. C'est à cause de ça que ces eaux sont rarement potables sans aucun traitement.

I.3.1.3. Eaux des mers et océans

Les mers et les océans constituent des énormes réservoirs d'eau, elles représentent près de 97.4% du volume d'eau existant actuellement sur notre planète, le reste est la part des eaux continentales (eaux souterraines et superficielles). Les eaux de mers sont caractérisées par une grande salinité, elles sont dénommées aussi « eaux saumâtres », ce qui rend leur utilisation difficile, notamment leur coût très élevé pour leur traitement.

Tableau I.1 : Salinité des principales eaux de mer

Mer ou Océan	Concentration (mg/l)
Mer rouge	43000
Golfe arabe	43000
Mer méditerranée	39400
Océan atlantique	36000
Océan indien	33800
Océan pacifique	33000
Mer adriatique	25000
Mer noire	13000
Mer baltique	7000

I.3.2. Eaux de consommation

Ce sont les eaux destinées à la consommation domestique, elles ont connues une énorme croissance suite au développement démographique et à l'amélioration des conditions de vie des populations. La consommation domestique en eau varie de quelques litres par jour dans les pays sans adduction publique et à faible confort ménager jusqu'à plusieurs centaines de litres dans les pays très développés. Même si ce n'est qu'une petite quantité qui va être bu, jamais ces eaux ne sont distribuées qu'après traitement, trois facteurs déterminent le choix d'un traitement:

- La quantité : La source doit couvrir la demande, en toute circonstance.
- La qualité : La qualité de l'eau brute dont on dispose doit être compatible avec la législation en vigueur.
- L'économie : Le coût d'investissement et de fonctionnement du procédé de traitement relatif à chacune des ressources disponibles est déterminant lors de la prise d'une décision.

Il faut signaler que les établissements distributeurs des eaux de consommation sont responsables de la conformité de ces eaux aux normes jusqu'à leurs arrivées au consommateur.

I.3.3. Eaux industrielles

La qualité et la quantité des eaux utilisées dans l'industrie sont très variables, elles dépendent du type de l'entreprise productrice et de sa taille (voir tableau I.1). Une eau qui va entrer dans un cycle de refroidissement d'une chaudière est moins exigeante que l'eau utilisée dans l'industrie électronique.

Tableau I.2 : Principales utilisation industrielles de l'eau et sources d'eau possibles

Utilisation		Sources d'eau acceptables (souvent après un traitement adéquat)
Eau de fabrications nobles	<ul style="list-style-type: none"> - Agroalimentaire - Pharmacie - Papiers blancs - Textiles - Teintureries - Chimie 	<ul style="list-style-type: none"> - Eau moyennement minéralisée - Eau potable - Eaux de forage - Eaux de surface peu polluées
Eau déminéralisée	<ul style="list-style-type: none"> - Pharmacie - Chaudières - Préparation des bains divers - Rinçages en galvanoplastie - Eau ultra pure - Dessalement par osmose inverse 	<ul style="list-style-type: none"> - Eaux de forage - Eaux de surface peu polluées
Eau de refroidissement en circuit semi-ouvert	<ul style="list-style-type: none"> - Réfrigération atmosphérique 	<ul style="list-style-type: none"> - Eaux de surface pauvres en Cl- - Effluents après traitement tertiaire
Eau de refroidissement en circuit ouvert	<ul style="list-style-type: none"> - Condenseurs et échangeurs 	<ul style="list-style-type: none"> - Eaux de surface - Eaux de mer - Effluents après traitement
Eau de lavage de gaz ou produit de transport	<ul style="list-style-type: none"> - Lavage gaz métallurgique et incinération - Lavage charbon 	<ul style="list-style-type: none"> - Eaux de surface tamisées et prédécantées - Effluents secondaires

I.3.4. Eaux usées

L'utilisation des eaux engendre un nouveau produit appelé effluent ou eau usée. Les problèmes liés aux eaux usées sont aussi anciens que ces eaux elles même et ils s'aggravent suivant la croissance démographique, l'amélioration de la qualité de vie des populations et le développement des activités industrielles.

Les eaux usées se divisent en deux grandes catégories : les eaux résiduaires urbaines (ERU) et les eaux résiduaires industrielles (ERI).

I.3.4.1. Eaux résiduaires urbaines

Les eaux résiduaires urbaines (ERU) regroupent les eaux ménagères, les eaux vannes et les eaux de ruissellement. La composition et les caractéristiques d'une eau résiduaire urbaine sont peu variables par rapport aux eaux usées industrielles.

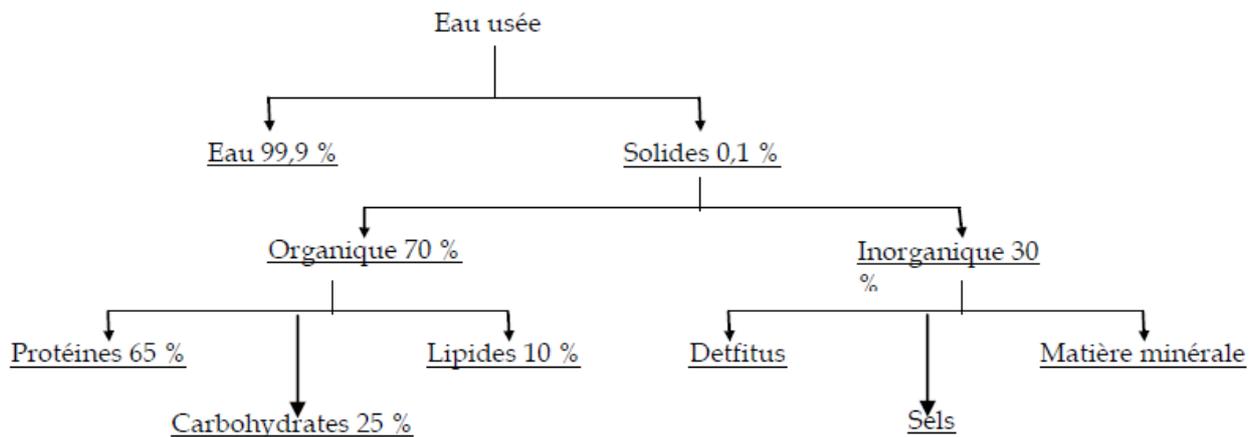


Figure I.2: composition d'une eau usée domestique

I.3.4.2. Eaux résiduaires industrielles (ERI)

Les caractéristiques des eaux usées industrielles subissent des grandes variations, elles dépendent à une multitude de paramètres type de l'industrie, production, nettoyage,..., les différentes étapes du procédé industriel, l'état des appareils,... Par ailleurs, il existe des caractéristiques communes entre les effluents de la même industrie.

En terme de volume et type de polluants, les effluents industriels présentent le plus souvent une charge importante et un risque de dysfonctionnement structurel et fonctionnel des réseaux d'assainissement et des dispositifs de traitement des eaux usées. Ces risques sont d'autant plus grands que les industries sont localisées en amont du réseau d'assainissement.

Les principaux polluants transitant dans les eaux usées d'origine industrielle sont :

- Les métaux toxiques,
- Les toxines organiques,
- Les matières colorées,
- Les huiles et graisses,
- Les sels,
- La pollution organique.

I.4. Composition et structure de l'eau

a)- Structure de la molécule d'eau

L'eau est une substance chimique, corps triatomique stable représenté par une molécule coudée H_2O dévoilant un angle de 105° entre ses deux liaisons covalentes O-H. Ce corps composé incolore, inodore et insipide est un liquide à la température ordinaire et à la pression atmosphérique normale, caractérisé par l'existence de liaison hydrogène, ce qui justifie une large plage de température entre glaciation à $0^\circ C$ et vaporisation à $100^\circ C$. Ce liquide montre aussi une tension superficielle importante, ce qui explique la formation facile de gouttelettes en présence d'air et la rétention facile dans les conduits capillaires, en particulier les pores du sol. La structure polaire de la molécule, l'oxygène électronégatif assurant le pôle négatif et le côté des atomes d'hydrogène formant un pôle positif, explique que l'eau soit un mauvais solvant à l'état liquide des composés non polaires comme les hydrocarbures, et un excellent solvant des solides à liaisons ioniques, libérant leurs électrolytes ainsi que des composés à liaison hydrogène. La molécule d'eau participe aux réactions d'hydrolyse et d'hydratation, mais aussi à diverses réactions d'oxydo-réduction, dévoilant une réactivité vis à vis d'oxydants ou de réducteurs suffisamment forts.

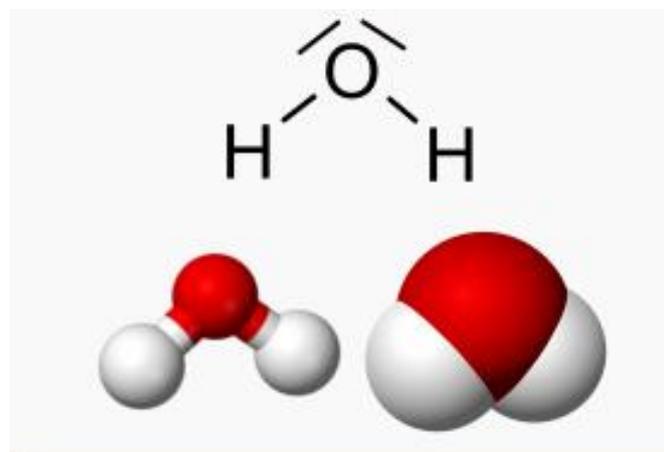


Figure I.3: Molécule d'eau.

b)- Composition

L'eau est un corps composé constitué des éléments oxygène et hydrogène. Ces deux éléments existent chacun sous trois formes isotopiques : ${}^1_1\text{H}$ (Hydrogène), ${}^2_1\text{H}$ (deutérium), ${}^3_1\text{H}$ (tritium), d'une part et ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ d'autre part. Les proportions relatives des isotopes ${}^3_1\text{H}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$ sont très faibles. L'eau est donc un mélange de trois molécules, H_2O , D_2O et HDO . H_2O constituant la fraction la plus importante du mélange (>99,99%), la proportion d'eau lourde D_2O est de l'ordre de 1/5500.

I.4.1. Les différents états de l'eau

Sur terre l'eau se présente sous trois formes principales :

- Solide, sous forme de glace dans les glaciers, les inlandsis, la banquise, les icebergs, etc.
- Liquide dans les rivières, les lacs, les océans ou au robinet. A savoir, l'eau liquide n'est pas forcément potable pour une consommation humaine. De plus, les nuages sont également constitués d'eau à l'état liquide mais sous forme de très petites molécules qui lui permet de flotter dans l'air ;
- Gazeuse : l'apparence la plus connue est la vapeur d'eau. Mais cet état est généralement invisible à l'œil nu et présent autour de nous à travers l'air que nous respirons.

Sa stabilité thermique: L'énergie de formation de la molécule d'eau est très élevée (58000 cal/mole) et sa température de décomposition se situe au delà de 1200 °C.

Sa capacité thermique: Qui en fait le fluide idéal de chauffage et de refroidissement car à chaque variation de température l'eau cède ou absorbe de l'énergie thermique en quantité supérieure à la plupart des autres éléments.

Son pouvoir solvant: Qui correspond à sa faculté de dissoudre la quasi totalité des corps qu'elle rencontre (roche, fer...). On confère souvent à l'eau la dénomination de «**Solvant universel**». En effet, peu d'éléments résistent à ce pouvoir et cette qualité est également un inconvénient majeur car, de ce fait, l'eau naturelle ne se présente que très rarement sous la forme H_2O correspondant à l'eau pure. Ainsi, les trois quarts de la surface terrestre sont recouverts par de l'eau, mais finalement, peu d'eau est vraiment pure.

I.4.2. Matières présentes dans l'eau

L'eau peut contenir

- Les matières gazeuses
- Les matières en suspension
- Les matières solubles

I.4.2.1. Les matières gazeuses

L'eau naturelle et l'eau potable sont en équilibre avec l'air et contiennent par conséquent des gaz dissous tels que l'azote (N_2), l'oxygène (O_2) et le dioxyde de carbone (CO_2).

Ils sont présents dans l'eau sous deux formes:

- Libre en tant que gaz dans l'eau;
- Dissoute

Dans ce dernier cas, leur solubilité va être en fonction de la température et de la pression du milieu.

La solubilité augmente avec la pression et diminue avec la température

Par contre dans l'assainissement et le traitement des eaux usées, les gaz le plus fréquemment rencontrés sont le méthane (CH_4), l'ammoniac (NH_3), le chlore (Cl_2), l'ozone (O_3), le dioxyde de carbone (CO_2) ainsi que de l'azote (N_2).

I.4.2.2. Matières en suspension (MES)

Les matières en suspension comprennent toutes les matières minérales ou organiques qui ne se solubilisent pas dans l'eau. Elles incluent les argiles, les sables, les limons, les matières organiques et minérales de faible dimension, le plancton et autres micro-organismes de l'eau. La quantité de matières en suspension varie notamment selon les saisons et le régime d'écoulement des eaux. Ces matières affectent la transparence de l'eau et diminuent la pénétration de la lumière et, par conséquent, la photosynthèse. Elles peuvent également gêner la respiration des poissons. Par ailleurs, les matières en suspension peuvent accumuler des quantités élevées de matières toxiques (métaux, pesticides, huiles minérales, hydrocarbures aromatiques polycycliques...)

Leur effet néfaste est principalement mécanique, par formation de sédiments et d'un écran empêchant la bonne pénétration de la lumière d'une part (réduction de la photosynthèse), ainsi que par colmatage des branchies des poissons d'autre part. Elles peuvent en outre être toxiques ou radiotoxiques de par leurs propriétés physico-chimique. Elles peuvent alors constituer une réserve de pollution potentielle (dans les sédiments)

a)- Les colloïdes

Les colloïdes, ou « solutions » colloïdales, sont des mélanges (liquide, gel) qui contiennent, en suspension, des particules. Ces particules, ou objets colloïdaux, ont une taille supérieure aux molécules qui les constituent (taille supramoléculaire) mais suffisamment petite pour que le mélange demeure homogène. D'après la définition officielle, leur taille est comprise entre

un nanomètre (10^{-9} m) et une dizaine de micromètres (soit 10^{-5} m). Ces produits peuvent être d'origine minérale (sables, limons, argiles, ...) ou organique (produits de la décomposition des matières végétales ou animales, acides humiques ou fulviques par exemple). A ces composés s'ajoutent les microorganismes tel que: les virus. Ces substances sont responsables, en particulier, de la turbidité et de la couleur .

Lorsque l'on veut « solubiliser » dans un solvant, de l'eau par exemple, un produit insoluble tel que de l'huile ou un pigment hydrophobe (qui n'aime pas l'eau), on prépare donc une solution colloïdale. Pour cela, on disperse dans le solvant le produit hydrophobe sous la forme de petites particules afin que le mouvement brownien, conséquence de l'agitation des molécules du solvant, maintienne l'homogénéité de cette dispersion. Un mélange colloïdal peut être thermodynamiquement stable, ce qui signifie qu'il n'évolue pas avec le temps si les paramètres thermodynamiques (température, pression...) ne changent pas (on parle alors de stabilité thermodynamique). Cependant, la plupart des colloïdes sont en fait métastables, c'est-à-dire qu'ils se modifient au bout d'un certain temps, qui peut être long (la stabilité est alors cinétique). Dans ce cas, le retour à une séparation de phases entre les phases hydrophile et hydrophobe doit être suffisamment lent pour que l'utilisation de la suspension puisse se faire dans des conditions raisonnables.

Les origines des colloïdes sont variées :

La dissolution de substances minérale, l'érosion, la décomposition des matières organiques, les déchets agricoles et le déversement des eaux résiduaires Virus, Biopolymères, Bactéries entre autre

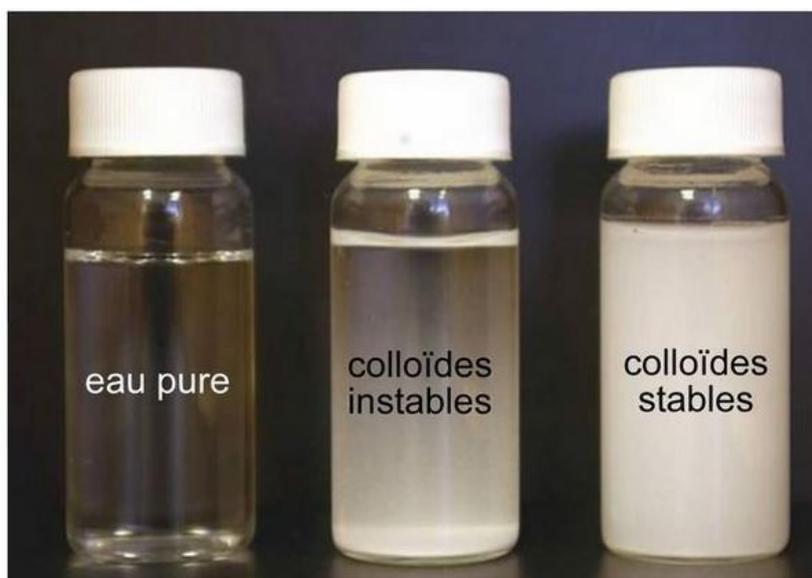


Figure I.4: Colloïdes stables et instables

b)- Les différents types de colloïdes

Les colloïdes sont classés en deux catégories en fonction de leur affinité vis-à-vis de l'eau. Ils distinguent les colloïdes hydrophiles et les colloïdes hydrophobes

- **Les colloïdes hydrophiles**

Les colloïdes hydrophiles ont, comme leur nom l'indique, une grande affinité pour l'eau ces colloïdes sont responsables de la coloration des eaux et sont en générale de nature organique, présentant des groupement de type R-NH₂, R-OH, R-COOH entre autre. Ces groupements électronégatif vont créer des liaisons hydrogène avec les molécules d'eau. Cette couche s'oppose au rapprochement et va être un facteur stabilisant.

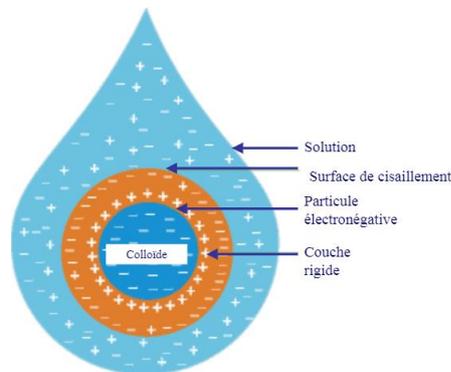


Figure I.5: Colloïdes hydrophile

- **Les colloïdes hydrophobes** qui n'ont aucune affinité pour l'eau, n'ont pas de couche protectrice. Leur stabilité est due à la charge électrique développée par les particules qui engendrent une répulsion mutuelle empêchant toutes agrégations. Ils proviennent des substances peu ou pas solubles tels que les produits minéraux et en particulier les métaux, leurs oxydes et leurs hydroxydes dont la stabilité dépend de l'interaction entre deux particules mettant en jeu deux forces contraires. Une force de répulsion qui dépend de la charge électrique entre deux particules de même signe et une force d'attraction (**type de Van Der Waals**) qui tend à rassembler les particules afin d'atteindre une énergie potentielle minimale, en fonction de la distance interarticulaire.

Pour déstabiliser les colloïdes et entraîner ainsi leur agglomération en floccs, on peut augmenter la force ionique du milieu par l'introduction d'un électrolyte. Ceci a pour effet de diminuer l'épaisseur de la double couche électrochimique en abaissant la barrière du potentiel existant autour du colloïde et faciliter cette agglomération . On peut aussi augmenter l'énergie cinétique des particules.

-Comportement hydrophile / hydrophobe :

- Forment une dispersion stable;
- Capacité des particules à rester en solution sous forme d'entités distinctes.

Cette stabilité est due à :

- la présence de charges à la surface de la particule.
- l'hydratation de la surface par des molécules d'eau.

c)- Forces de van der waals et colloïdes

Les interactions colloïdales sont en premier lieu les forces de van der Waals, qui tendent à faire s'agréger les particules entre elles, comme deux atomes ou deux molécules dans un liquide. Lorsque ces forces sont prédominantes, la suspension n'est pas stable, les particules tendent à se « coller » les unes aux autres pour finalement former un amas compact au fond du récipient de liquide. Dans ce cas, un simple mélange ne suffit pas à disperser à nouveau les particules, car les forces d'attraction dans ces collages sont très élevées

Pour assurer une dispersion homogène des particules dans le liquide, il est nécessaire d'introduire des forces de répulsion suffisantes entre les particules colloïdales. C'est notamment le cas lorsque des ions sont adsorbés à la surface des particules : des forces de répulsion électrostatiques peuvent ainsi se développer entre les surfaces chargées de particules voisines. Une autre solution consiste à couvrir les particules de polymères qui, attachés à la surface de la particule par l'une de leurs extrémités, forment alors une sorte de « chevelure ». Les chevelures de deux particules voisines s'interpénètrent difficilement et tendent à maintenir

à distance ces particules, les empêchant de se coller les unes aux autres. La superposition de ces différentes interactions peut conduire à un mécanisme d'agrégation faible : les particules voisines se placent à une distance qui correspond à l'équilibre des forces répulsives et attractives. On peut alors considérer que les particules sont en lien les unes avec les autres, mais ces liens peuvent facilement être brisés puis se reformer au cours de l'écoulement du matériau. Ces différentes techniques permettent d'assurer la stabilisation de la dispersion colloïdale.

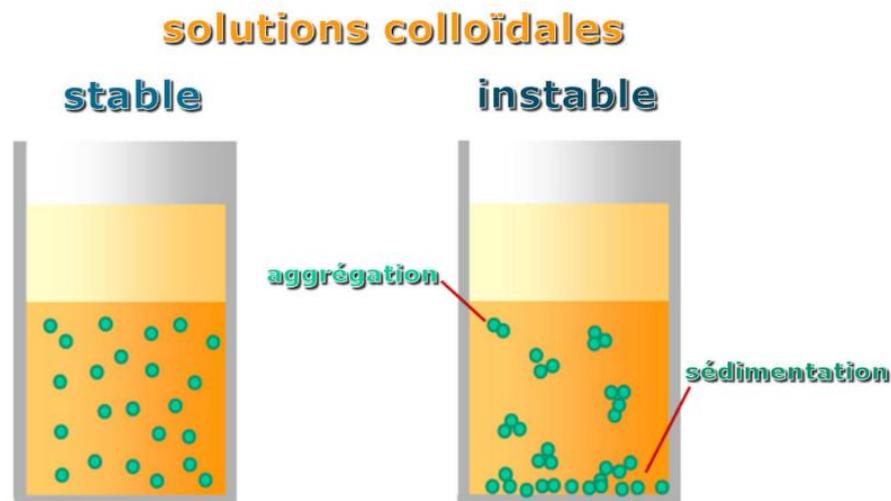


Figure I.6: exemple de dispersions colloïdes stable (à gauche) et instable (à droite). dans le deuxième cas, on remarque que les particules se rassemblent (agrégation) et sédimentent (sedimentation).

Si les particules sont assez nombreuses, elles forment un réseau continu de liens à travers tout l'échantillon. Ce réseau conduit à un comportement complètement différent de celui du liquide seul. Désormais, au repos, on a affaire à une structure solide que l'on ne peut briser qu'en appliquant un effort supérieur à une valeur critique : le fluide possède ce que l'on appelle un seuil de contrainte. Tant que la contrainte appliquée est inférieure à ce seuil, le matériau se comporte comme un solide : il se déforme de manière finie. Lorsqu'on applique une contrainte supérieure à ce seuil, le matériau s'écoule comme un fluide visqueux. Cependant, cette transition est réversible : si on abaisse progressivement la contrainte sous le

seuil durant l'écoulement le fluide s'immobilise. Il ne se remettra à couler que lorsqu'on imposera une contrainte supérieure au seuil.

d)- Propriétés physiques

Les propriétés physiques des solutions colloïdales sont réparties selon quatre critères :

- **Stabilité** : les colloïdes sont de nature relativement stable. Les particules de la phase dispersée sont dans un état de mouvement continu et restent en suspension dans la solution.
- **Filtrabilité** : les colloïdes nécessitent des filtres spécialisés appelés ultrafiltres pour la filtration. Ils passent facilement à travers des papiers filtres ordinaires sans donner aucun résidu.
- **Nature hétérogène** : les colloïdes étant constitués de deux phases, la phase dispersée ainsi que le milieu de dispersion, ils sont connus comme étant de nature hétérogène.
- **Aspect homogène** : même si les colloïdes ont des particules en suspension et sont de nature hétérogène, ils apparaissent comme s'il s'agissait d'une solution homogène. En effet, les particules en suspension sont si minuscules qu'elles ne sont pas visibles à l'œil nu.

e) - Application pratique

Dans un environnement ordinaire, les solutions colloïdales sont importantes dans de nombreuses procédures et peuvent souvent aider en tant que transporteurs. De nombreuses particules transportées à travers l'eau peuvent essentiellement se fixer aux unités en suspension dans l'eau.

Par le même processus, les solutions colloïdales peuvent aider au transport de substances plus nocives à travers la nappe phréatique, par exemple des matières radioactives. Les solutions colloïdales sont très importantes dans le domaine médical car elles peuvent être utilisées pour influencer les conditions sanguines.

Plus précisément, elles sont fréquemment utilisées pour contrôler la pression osmotique colloïdale, la pression exercée par les protéines dans la circulation sanguine pour attirer l'eau dans le système vasculaire.

I.4.2.3. Les matières solubles

a)- La solubilité

La solubilité est la capacité d'une substance (le soluté) à passer ou à se dissoudre dans une autre substance (le solvant)

On exprime généralement la solubilité en g/L

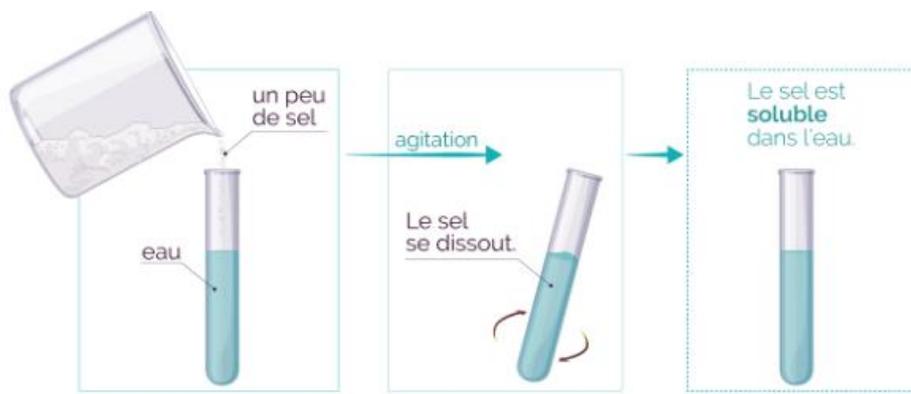


Figure I.7: Solubilité du sel dans l'eau

On ne peut pas dissoudre n'importe quelle masse de soluté (substance chimique solide) dans un volume donné de solvant (substance chimique majoritaire). Il y a une quantité limitée et lorsqu'on la dépasse, on dit que la solution est **saturée**.

Dans ce cas le solide ne se dissout plus et reste alors visible



Figure I.8: Saturation de l'eau en sel

b)- Estimer expérimentalement la valeur de solubilité

Si on dépasse une quantité limite de masse de soluté qui peut être dissout dans un volume donné de solvant, la solution est saturée.

On peut déterminer la valeur de la solubilité maximale d'une espèce chimique dans un liquide, en appliquant le protocole suivant.

Protocole pour déterminer la limite de dissolution :

1. Pour une quantité d'eau de 200 mL placée dans une éprouvette graduée, on ajoute progressivement du sel par quantité de 10 g jusqu'à environ 60 g.
2. Puis on diminue les quantités de sel en ajoutant 2 g par 2 g jusqu'à ce que le sel ne se dissolve plus.

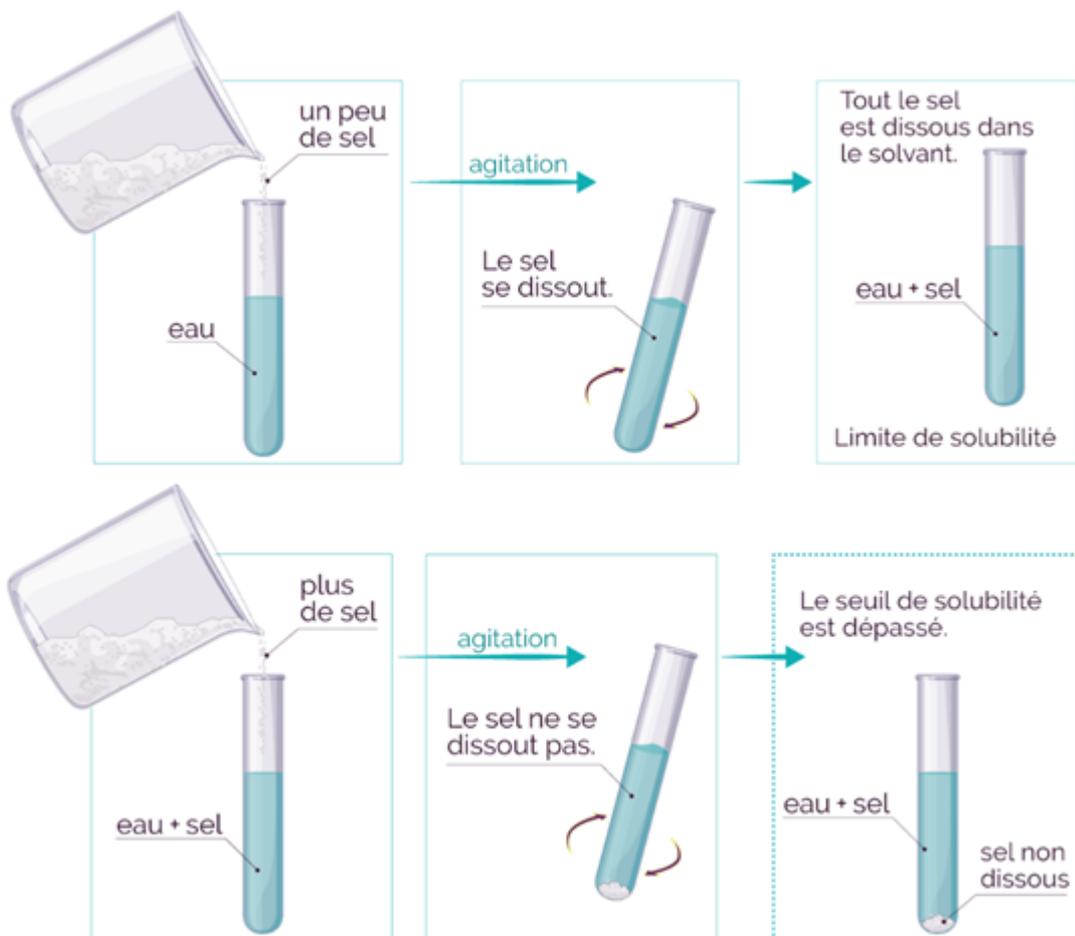


Figure I.9: Détermination expérimentale du seuil de solubilité du sel dans l'eau

Observation

On remarque que le sel ne se dissout plus lorsqu'on a versé 68 g.

On en déduit alors que la limite de solubilité du sel à température ambiante dans l'eau est égale à 68 g pour 200 mL, soit 340 g (6×85) par litre d'eau.

Voici quelques exemples du seuil de solubilité de différentes espèces chimiques, dans l'eau, à la température de 20 °C.

Composés chimiques	Chlorure de sodium (sel)	Diode	Carbonate de calcium	Sulfate de cuivre
Solubilité (en g/L)	360	0,33	0,0153	220

c)- Observation microscopique de la solubilité

Une espèce chimique est dite **soluble** lorsque toutes les molécules de l'espèce se transforment en **deux formes ioniques différentes**, en ions positifs (cations) et en ions négatifs (anions).

Dans ce cas, les différents ions se répartissent de façon aléatoire et homogène, dans tout le volume de la solution.

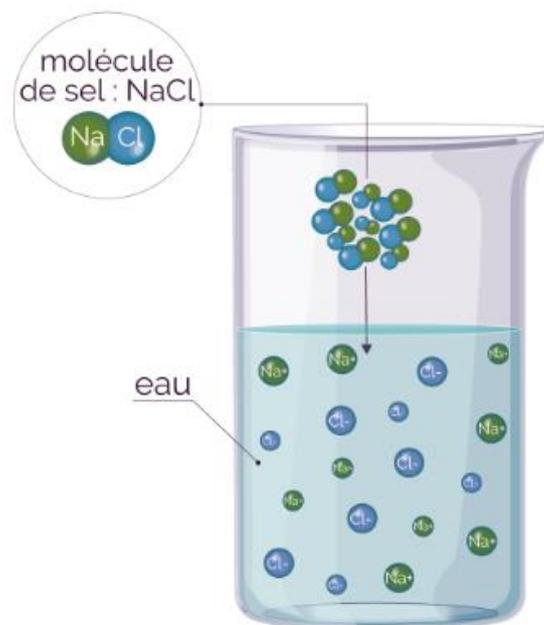


Figure I.10: La solubilité du sel (solide) dans l'eau (liquide).

Il est courant de confondre solubilité et miscibilité. La différence s'explique au niveau microscopique.

Pour la miscibilité, les molécules de chacun des liquides restent entières (elles ne se transforment pas), mais se répartissent de façon aléatoire et homogène.

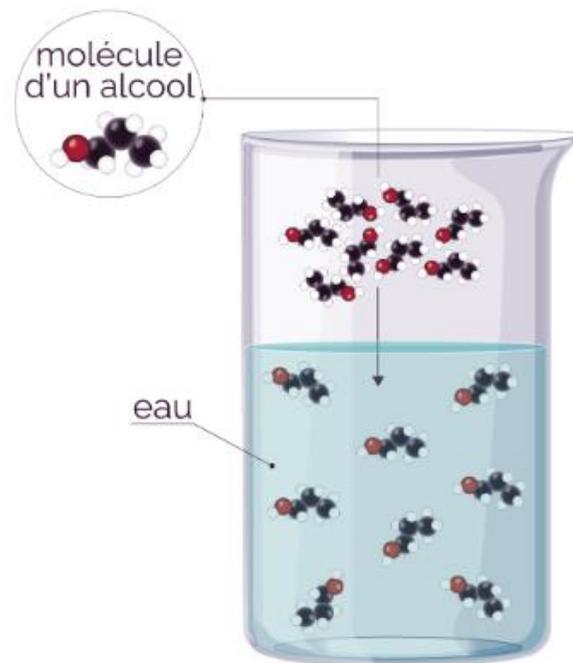


Figure I.11: Miscibilité d'un alcool dans l'eau

Chapitre II

Les analyses et leurs paramètres.

II. Les analyses des eaux et leurs paramètres

Une analyse de l'eau est une procédure par laquelle nous allons déterminer les caractéristiques chimiques, physiques ou sensorielles de l'eau. Cependant, dans de nombreux cas, nous voyons que nous entendons par analyse de l'eau différentes situations.

Ce que nous connaissons traditionnellement comme une analyse de l'eau concerne, en termes familiers, généralement à la fois une analyse de l'eau potable et une analyse de rejet ou une analyse de l'eau pour l'irrigation et l'utilisation de l'élevage. Nous devrions donc d'abord faire la différence si nous nous trouvons devant l'un ou l'autre, car il y aura des implications ultérieures.

II.1. Les différents types d'analyse de l'eau

En général, il existe deux types d'une analyse de l'eau :

- L'analyse de l'eau, qui concerne strictement une analyse chimique
- L'analyse de l'eau qui concerne une analyse physique seulement

Les analyses physiques et chimiques vont généralement de pair et sont généralement effectuées simultanément, à la fois sur l'eau potable, à usage agricole ou d'élevage et aussi sur les rejets. En revanche, l'analyse sensorielle ne se trouvera que sur l'eau potable

II.2. Différentes étapes pour obtenir le résultat d'une analyse

Les études de qualité des eaux naturelles comportent trois étapes :

- l'échantillonnage,
- l'analyse,
- l'interprétation.

II.2.1. Prélèvement et échantillonnage

L'échantillonnage est primordial car il conditionne la pertinence de l'analyse. Il doit être de qualité mais également représentatif de ce que l'on veut analyser. Les échantillons d'eau doivent être prélevés dans des récipients propres, rincés plusieurs fois avec l'eau à analyser, puis fermés hermétiquement sans laisser de bulles d'air dans le flacon.

II.2.1.1. Matériel de prélèvement

La nature du matériau du récipient de prélèvement est importante, car celui-ci ne doit pas entrer en réaction avec l'eau à analyser notamment Passage en solution d'éléments chimiques

entrant dans la composition du flacon ou fixation de certains ions de l'eau sur les parois du récipient.

Cependant, le matériel idéal n'existe pas et l'emploi de tel produit plutôt que tel autre dépend de la nature des éléments à doser :

- ❖ **Le quartz** est le matériau le plus adapté pour la bonne conservation des échantillons mais s'avère très fragile.
- ❖ **Le verre ou le pyrex** peuvent être employés sans problème pour le dosage des ions majeurs. Cependant des oligo-éléments peuvent passer en solution dans l'eau (silice pour le verre et le bore pour le pyrex).
- ❖ **Le polyéthylène** est souvent recommandé pour tout échantillonnage, surtout pour les prélèvements en vue de mesures d'éléments radioactifs. Relativement poreux vis-à-vis des gaz, on lui préfère cependant le verre pour le prélèvement et la conservation des échantillons fortement chargés en gaz (la diffusion est lente).
- ❖ **Les sachets du chlorure de polyvinyle** présentent l'avantage de ne servir qu'une seule fois, mais ils ont l'inconvénient de libérer du chlore si ces sachets restent trop longtemps exposés à la lumière.



Figure II.1: Matériel de prélèvement.

II.2.1.2. Mode de prélèvement

L'étape d'échantillonnage influence directement la qualité des résultats analytiques obtenus. Des précautions élémentaires sont décrites afin de minimiser les risques associés à la contamination et de permettre le maintien de l'intégrité des échantillons. En effet, les échantillons peuvent être contaminés par un manque de soin dans l'application des techniques d'échantillonnage. Il est de la responsabilité du préleveur ou du responsable d'un système de distribution de s'assurer de la qualité du prélèvement, de la conservation et du transport

adéquat des échantillons à soumettre au laboratoire accrédité. Il est important de travailler en collaboration avec le laboratoire d'analyse.

Dans le cas d'une rivière, nappe ouverte, réservoir, citerne la bouteille sera plongée à 50cm du fond et de la surface ; assez loin des rives ou des bords ainsi que des obstacles naturels ou artificiels. Il y-a lieu aussi de choisir plusieurs points de prélèvements dans le cas d'un lac ou d'une retenue d'eau, et dans chaque point plusieurs prélèvements à différentes profondeurs pour tenir compte de l'hétérogénéité verticale et horizontale. Il existe des dispositifs spéciaux permettent d'ouvrir les flacons à niveau déterminé et ainsi prélever l'eau en un point donné. Le mélange de plusieurs échantillons ainsi recueillis peut donner un échantillon moyen.

Dans le cas d'un robinet, il sera indispensable de faire couler l'eau un certain temps supérieur à 10 minutes, le volume nécessaire pour une analyse complète varie de 2 à 5 litres. Certains dosages particuliers sont pratiqués sur place: O₂ dissous, température, turbidité, pH...

II.2.1.3. Informations de base sur l'eau à analyser

1. Identité du préleveur.
2. Date et heure du prélèvement.
3. Particulier ou autorité demandant l'analyse.
4. Motif de la demande (analyse initiale, contrôle périodique, pollution intoxication, épidémie...).
5. Usage de l'eau (boisson, lavage, abreuvement, industrie...).
6. Ville ou établissement que l'eau alimente.
7. Nom du point d'eau et localisation précise.
8. Origine de l'eau (source, puit, forage, rivière...).
9. Température de l'eau et celle de l'atmosphère (conditions météorologiques).
10. Débit approximatif (litre/minute).
11. Nature géologique des terrains traversés.

II.2.1.4. Unités utilisées en analyse des eaux

Quand vient le temps de comprendre les résultats d'analyse ou de comparer des solutions proposées de traitement d'eau, il est parfois difficile de s'y retrouver. Les unités de mesure diffèrent souvent d'un type d'analyse à l'autre et aussi d'un fournisseur ou d'un distributeur à l'autre, entretenant ainsi la confusion.

a)- Milligramme par litre

Le milligramme par litre est l'unité de mesure standard, utilisée par exemple dans les laboratoires d'analyse d'eau potable.

L'abréviation mg/l est une expression couramment utilisée dans les domaines de la chimie et de l'environnement pour décrire la concentration massique d'une substance dissoute dans un liquide. La concentration massique mesure le nombre de grammes d'une substance qui sont présents par litre de solution.

L'abréviation mg/l est un acronyme composé des mots latins 'milligrammes' et 'litres', qui sont reliés par un slash. Il existe plusieurs abréviations différentes pour représenter des concentrations massiques, mais mg/l, ainsi que ses variantes ppm (parties par million) et ppb (parties par milliard), sont les plus fréquemment utilisées.

$$1\text{mg/L} = 1\text{g/m}^3$$

b)- partie par million

L'unité de mesure partie par million, comme le grain par gallon, n'est pas standardisée et est souvent utilisée par différents fournisseurs et/ou distributeurs de systèmes de traitement d'eau. 1 ppm signifie que pour 1 partie de carbonate de calcium par exemple, il y a 1 000 000 parties d'eau.

$$1\text{mg/L} = 1\text{ppm}$$

c)- Degré français

Le degré français (°f ou °fH), est l'unité du titre hydrotimétrique (TH), caractérisant la dureté de l'eau, et du titre alcalimétrique complet (TAC)

Un degré français correspond à la dureté d'une solution contenant 10 mg/L de carbonate de calcium (CaCO_3) qui correspond également à une solution contenant 0,000 1 mol/L de CaCO_3 (puisque la masse molaire de CaCO_3 vaut 100,1 g/mol).

Un degré français équivaut donc à

- 4 mg de calcium (et 6 mg de carbonate) par litre soit 0,000 1 mol/L de calcium (de masse molaire 40,1 g/mol)
- ou à 2,4 mg de magnésium par litre soit 0,000 1 mol/L de magnésium (de masse molaire 24,3 g/mol)
- 1°F = 10 mg/L de CaCO_3 (problème du tartre à analyser) or 10 mg/L $\text{CaCO}_3=0,2\text{meq/L}$

$$1^\circ\text{F} = 0,2 \text{ meq/L ou } 1 \text{ meq/L} = 5^\circ\text{F}$$

Il existe aussi le degré: anglais, allemand et américain

II.2.2. l'analyse

II.2.2. 1. Mesures in situ

La température, le pH, la conductivité, l'alcalinité et l'oxygène dissous doivent être mesurés in situ. En effet, ces paramètres sont très sensibles aux conditions de milieu et susceptible de varier dans des proportions importantes s'ils ne sont pas mesurés sur site. L'idéal est d'effectuer les mesures en continu (sauf l'alcalinité qui se mesure par titration), en plein courant s'il s'agit d'une rivière, ou dans un seau placé au refoulement de la pompe s'il s'agit d'eau souterraine. Il faut veiller à ne pas aérer l'eau (risque de précipitation d'éléments en solution, oxygénation...).

II.2.2. 2. Eléments d'interprétation

a)- Eaux souterraines.

La caractérisation des eaux souterraines concerne essentiellement l'analyse des paramètres de base (pH, température et conductivité) des ions majeurs et d'éventuels éléments traces.

La conductivité, la température et le pH permettent de définir les caractéristiques fondamentales de l'eau. La recherche des contrastes de ces paramètres entre différents points de mesures facilite la mise en évidence de zones d'alimentation, de pollution ou de géologie différente.

b)- Eaux de surface.

Le pH, la conductivité, l'oxygène dissous, la température et la turbidité sont mesurés in situ. Ils permettent une première estimation de la qualité du milieu.

Les phosphates, l'ammoniac, les nitrates et le fer permettent d'apprécier l'impact de rejets polluants. Les analyses bactériologiques confirment, en général, la pollution microbienne de ces eaux de surface et permettent d'en fixer l'importance.

Les indices biologiques sont surtout intéressants pour les eaux courantes. Les périodes et les stations d'études doivent être choisies pour cerner au mieux la variabilité spatiale et temporelle de la qualité du milieu.

II.3. Propriétés physico-chimiques et biologique de l'eau

II.3.1. Propriétés physiques de l'eau

La polarité de la molécule d'eau et ses possibilités d'association par liaison hydrogène sont responsables de plusieurs anomalies caractéristiques des propriétés physiques.

II.3.1.1. Température

La température de l'eau est un paramètre de confort pour les usagers. Elle permet également de corriger les paramètres d'analyse dont les valeurs sont liées à la température (conductivité notamment). De plus, en mettant en évidence des contrastes de température de l'eau sur un milieu, il est possible d'obtenir des indications sur l'origine et l'écoulement de l'eau.

La température doit être mesurée in situ. Les appareils de mesure de la conductivité ou du pH possèdent généralement un thermomètre intégré.

Il est primordial de connaître la température d'une eau. En effet, elle joue un rôle très important dans la solubilité des sels et surtout des gaz, et la détermination du pH. La mesure de la température est très utile pour les études limnologiques et le calcul des échanges. Elle agit aussi comme un facteur physiologique agissant sur le métabolisme de croissance des micro-organismes vivant dans l'eau.

II.3.1.2. Masse volumique

La masse volumique est une grandeur composée qui peut-être exprimée comme le rapport d'une masse de matière par le volume occupé par cette matière , la conversion passe donc par l'exploitation de la relation $\rho = m / v$

La masse volumique de l'eau liquide dépend de la température mais alors que la plupart des corps purs ont-ils une masse volumique qui diminue régulièrement lorsque la température augmente l'eau présente une particularité appeler anomalie dilatométrique :

sa masse volumique est croissante de zéro à 4 degrés Celsius puis décroissante à partir de 4 degrés Celsius L'eau présente donc un maximum de masse volumique à non pas 0 degré Celsius mais à 4 degrés Celsius avec $\rho_{\text{eau max}} (4^{\circ}\text{C}) = 999,973 \text{ g.L}^{-1}$

Etant donné que la masse volumique de l'eau varie avec La température on peut se demander si la valeur de 1000 gramme par litre retenue pour la masse volumique de l'eau liquide est correcte mais en réalité les variations de l'eau sont très faible. Voici les valeurs de zéro degré Celsius à 30 degrés Celsius.

Tableau II. 1 : Variation de masse volumique en fonction de la température

T °C	0	1	2	3	4	5	6
Masse volumique (g /L)	999,841	999,900	999,941	999,965	999,973	999,965	999,941

7	8	9	10	15	20	25	30
999,902	999,849	999,781	999,700	999,099	998,203	997,044	995,646

II.3.1.3. Turbidité

La turbidité est un paramètre de l'eau qui est très utilisé et représentatif de la qualité de celle-ci. Elle exprime, de façon claire et rapide, la concentration en matière en suspension et de quelques autres types de contaminants précis présents dans un échantillon d'eau. De façon générale, on dit d'une eau qu'elle est turbide lorsque la quantité de contaminants (MES et autres) est élevée et que leur présence affecte la netteté et la transparence de l'eau.

S'exprimant en unité néphéométrique, la turbidité de l'eau peut se situer sur une échelle de 0 à 1000 UNTN.

Les UNTN sont les Unités néphéométrique et représentent la capacité à la lumière de traverser un échantillon d'eau.

Tableau II. 2 : classes de turbidité usuelles (UNT, nephelometric turbidity unit)

NTU < 5	Eau claire
5 < NTU < 30	Eau légèrement trouble
NTU > 50	Eau trouble

II.3.1.3.1. Les causes de turbidité

On retrouve 4 principales sources de contamination pouvant promouvoir la turbidité de l'eau.

a)- Les matières en suspension

De façon simple, les matières en suspension sont toutes les matières possédant une masse assez faible pour leur permettre de stagner entre flotter ou couler.

b)- Les teintures

Qu'elles soient des teintures utilisées pour le textile ou pour le secteur alimentaire, leur présence tend à réduire la transparence de l'eau et diminue ainsi la capacité à la lumière de traverser l'eau. Ces contaminants peuvent poser des risques importants à la santé humaine et à la survie des formes de vie avoisinante (flores et faunes).

c)- Les acides humiques

Ces acides, proviennent d'humus se trouvant dans les sols. Caractérisé comme étant un assemblage de polymères aromatiques présentant une acidité et une réactivité variable. Comme elles sont formées naturellement dans l'humus, ces acides se propagent de façon naturelle.

d)- Les matières organiques dissoutes colorées

Elles représentent la partie des carbones organiques dissouts. La présence de ces contaminants donne à l'eau une couleur semblable à celle du thé. Outre donner une couleur peu attrayante à l'eau, ces contaminants n'ont pas de risques extrêmes associés à leur consommation.

II.3.1.4. Couleur

L'eau est transparente à l'état pur. En effet, l'eau n'absorbe aucune des couleurs du spectre lumineux et n'en renvoie non plus aucune. Et pourtant, elle apparaît le plus souvent bleue. Parfois verte, ou même grise...

De même quand l'eau est peu profonde, les couleurs jaune et rouge touchent le fond et sont donc réfléchies tout comme le bleu ou le vert, si bien que l'eau paraît transparente. Donc, sur fond blanc, une eau pure semble totalement transparente.

Cette analyse consiste en la détermination de l'intensité de la couleur brun jaunâtre d'un échantillon par comparaison visuelle avec une série de solutions étalons. La couleur est exprimée en mg/l de Pt représentant l'intensité de la couleur produite par les solutions étalons.

a)- L'eau est verte

Un phénomène que l'on rencontre très souvent dans les rivières et surtout dans les lacs et les mares, même s'il arrive aussi à l'océan de paraître vert. La couleur verte provient des minéraux, algues, planctons et micro-organismes végétaux contenus dans l'eau. Si le phénomène est normal pour l'eau naturelle, il est dû à un problème de filtration



Figure II.2: L'eau verte

b)- L'eau est bleue

L'eau est bleue et ça n'est pas pour rien qu'on appelle la terre la Planète bleue : recouverte de 71 % d'eau, elle affiche un superbe bleu marine vue de l'espace.

L'eau est bleue en grande partie parce qu'elle reflète le bleu du ciel. Et nous avons tous constaté que si un orage approche, l'eau perd rapidement sa belle teinte bleue pour devenir plus ou moins verte, marron ou grise, en tout cas, terne. Mais si le bleu du ciel et le rayonnement du soleil accentuent la teinte bleue de l'eau, elle tient surtout son bleu de la lumière en elle-même.

II.3.1.5. Conductivité

La conductivité est un moyen de mesurer la teneur en différents ions dissout dans l'eau (comme les chlorures, les nitrates, les sulfates, le sodium, le magnésium, le calcium, le fer), qui permettent le passage de l'électricité. Mesuré en micro siemens par cm, la conductivité électrique est déterminée à l'aide d'un conductivimètre.

Chaque eau naturelle a son niveau unique de conductivité qui dépendra du substrat rocheux présent sur son passage. La géologie et de la géographie sont donc des facteurs déterminants du niveau de conductivité présent dans l'eau.

L'eau pure n'offre quasiment aucune conductance électrique (0,055 $\mu\text{S}/\text{cm}$ pour l'eau pure, contre 500 $\mu\text{S}/\text{cm}$ pour l'eau potable). L'eau devient conductrice par le biais de substances dissoutes, telles que les chlorures, les sulfates et autres substances. Ainsi, la pureté d'un plan

d'eau peut être déterminée via une simple mesure de conductivité. Plus la conductivité est élevée, plus il y a de substances dissoutes dans l'eau. Les usages applicatifs de la mesure de la conductivité permettent par exemple d'évaluer le niveau de contamination des eaux souterraines dans les décharges et de surveiller les infiltrations d'eau salée dans les sources souterraines. Ces usages font de la conductivité un élément clé des technologies environnementales de dépistage et d'analyse des impuretés dans l'eau. Cependant, la conductivité n'est qu'un indicateur de pollution. La composition des substances présentes dans l'eau doit ensuite être analysée chimiquement, en particulier car les substances pouvant être dissoutes dans l'eau ne sont pas toutes conductrices (p. ex. les hormones et les fongicides).

Un autre usage applicatif de la mesure de la conductivité consiste à déterminer la direction et la vitesse d'écoulement de l'eau. Du sel est ajouté à l'eau afin d'augmenter sa conductivité, puis des mesures de conductance sont effectuées à des points spécifiques qui permettent de déterminer avec précision la vitesse et la direction d'écoulement.

II.3.1.6. La viscosité

C'est la propriété que présente un fluide (liquide ou gaz) d'opposer une résistance aux divers mouvements soit internes (ex. : turbulence), soit globaux (ex. : écoulement). Cette résistance est due aux frottements réciproques des molécules en mouvement. Elle est à la base des pertes d'énergie cinétique (pertes de charge) et joue donc un rôle important en traitement d'eau.

On distingue deux types de viscosité :

a)- La viscosité dynamique

la viscosité dynamique (ou absolue) μ définie par le rapport de la contrainte tangentielle de cisaillement T (en Pa) au gradient de la vitesse V (en $m \cdot s^{-1}$) dans une direction y (en m) perpendiculaire au plan de glissement

$$\mu \text{ (Pa.s)} = T / (Dv/dy)$$

sous-multiple usuel : $mPa \cdot s$

Tableau II. 3 : Viscosité de l'eau en fonction de la température

T °C	Viscosité dynamique en μ mPa.s	T °C	Viscosité dynamique en μ mPa.s
0	1,797	20	0,923
5	1,523	25	0,895
10	1,301	30	0,800
15	1,138	35	0,723

Tableau II. 4 : Viscosité de l'eau en fonction de la salinité

Salinité en ion Cl ⁻ g.l ⁻¹	Viscosité dynamique μ à 20 °C en mPa.s
0	1,007
4	1,021
8	1,035
12	1,052
16	1,068
20	1,085

b)- La viscosité cinématique v

La viscosité cinématique v définie par le rapport de la viscosité dynamique μ à la masse volumique ρ du fluide :

$$v \text{ (m}^2\text{.s}^{-1}\text{)} = \mu \text{ (Pa.s)} / \rho \text{ (Kg.m}^{-3}\text{)}$$

La viscosité de l'eau diminue lorsque la température croît (tableau 3). En revanche, elle augmente avec la teneur en sels dissous ; l'eau de mer est donc plus visqueuse que l'eau de rivière (tableau 4).

La pression agit d'une façon tout à fait particulière sur la viscosité absolue de l'eau.

Contrairement aux autres liquides, une pression modérée rend l'eau moins visqueuse aux basses températures : elle écrase en quelque sorte son organisation moléculaire. Lorsque la

pression continue à croître, l'eau reprend une structure de liquide dépourvue de contrainte interne et suit la règle générale, c'est-à-dire que la viscosité croît avec la pression.

II.3.1.7. La tension superficielle

Elle caractérise une propriété des interfaces (surfaces limitant deux phases). Elle est définie comme une force de traction qui s'exerce à la surface du liquide en tendant toujours à réduire le plus possible l'étendue de cette surface (figure.II.3).

La tension superficielle diminue avec l'augmentation de la température (tableau 4).

L'addition de sels dissous augmente généralement la tension superficielle ($= 74,6 \text{ mN} \cdot \text{m}^{-1}$ pour une solution aqueuse de NaCl à $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, à $18 \text{ }^\circ\text{C}$).

D'autres corps la diminuent, ils sont appelés tensioactifs (ex. :détergents).

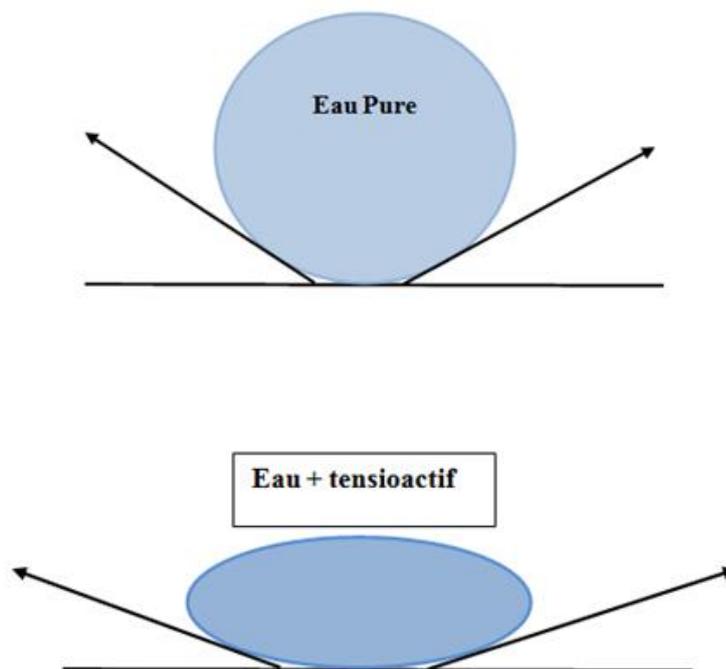


Figure II.3: Eau pure et eau tensioactif

Tableau II. 5 : Tension superficielle de l'eau en fonction de la température

T °C	Tension superficielle en mN.m ⁻¹	T °C	Tension superficielle en mN.m ⁻¹
0	75,60	50	67,91
10	74,22	60	66,18
20	72,75	70	64,40
30	71,18	80	62,60
40	69,56	100	58,90

La tension superficielle d'un liquide dépend donc de sa nature et, en particulier de l'intensité des forces de Van der Waals et des liaisons hydrogène.

La forte tension superficielle de l'eau s'explique par les associations qui y règnent et en particulier, par l'existence de liaisons hydrogène. Le mercure est également le siège de fortes interactions entre les particules, puisqu'il s'agit cette fois de véritables «liaisons» métalliques.

Sa tension superficielle est beaucoup plus élevée (à l'état fondu, la plupart des métaux présentent également de fortes tensions superficielles)

Tableau II. 6: Valeur de la tension superficielle de quelques liquides

Liquide (interface : liquide – air)	Tension superficielle (N/m)
Eau (20°C)	72,7.10 ⁻³
Glycérol	63,7. 10 ⁻³
Benzène	28,9. 10 ⁻³
Acétone	23,7. 10 ⁻³
Hexane	18,4. 10 ⁻³
Ether	17,0. 10 ⁻³
Mercure (15°C)	0,487.

II.3.1.8. Ascension Capillaire

La capillarité est le phénomène d'interaction qui se produit aux interfaces entre deux liquides non miscibles, entre un liquide et l'air ou entre un liquide et une surface. Elle est due aux forces de tension superficielle entre les différentes phases en présence.

On retrouve la capillarité lorsque les buvards aspirent l'encre, les éponges s'imbibent d'eau, ou quand on trempe une partie de son morceau de sucre dans son café et que ce sucre devient tout noir.

Elle est plus connue pour l'effet d'un liquide à forte tension superficielle remontant contre la gravité dans un tube très fin, dit tube capillaire (car « aussi fin qu'un cheveu »). La tension superficielle est proportionnelle à la force de cohésion intermoléculaire du liquide concerné (qui elle-même dépend de sa composition chimique et des conditions physiques ambiantes). Plus les molécules du liquide ont une cohésion forte, plus le liquide est susceptible d'être transporté par capillarité.

Lorsqu'un fin tube en verre est plongé dans de l'eau, les molécules d'eau sont plus attirées par le verre que par l'air : l'eau adhère aux surfaces du tube pour augmenter sa surface de contact avec le verre et diminuer sa surface de contact avec l'air, puis ses molécules sont attirées sur la partie de la surface du tube immédiatement au-delà, et par répétition de ce phénomène l'eau monte ainsi le long du tube comme représenté sur la figure (H_2O), jusqu'à ce que la gravité qui s'exerce sur la colonne d'eau compense exactement l'effet d'attraction vers le haut. À l'inverse, le mercure (Hg) évite le contact avec le verre et descend dans le tube pour minimiser sa surface de contact avec lui. En effet, la force d'adhésion entre le verre et le mercure est plus faible que la force de cohésion entre les atomes de mercure. L'article tension superficielle décrit comment calculer la hauteur à laquelle monte ou descend le liquide dans un tube capillaire, grâce à la loi de Jurin.

La capillarité ne dépend pas du champ magnétique ou électrique local.

Lorsqu'un tube est plongé dans un liquide, le liquide va, soit monter dans le tube (cas d'un liquide mouillant), soit se trouver à un niveau plus bas (cas d'un liquide non mouillant). Les forces capillaires sont directement responsables de ce phénomène, et la hauteur, h , à laquelle le liquide se stabilise, est le résultat d'un équilibre entre la force de pesanteur et les forces capillaires.

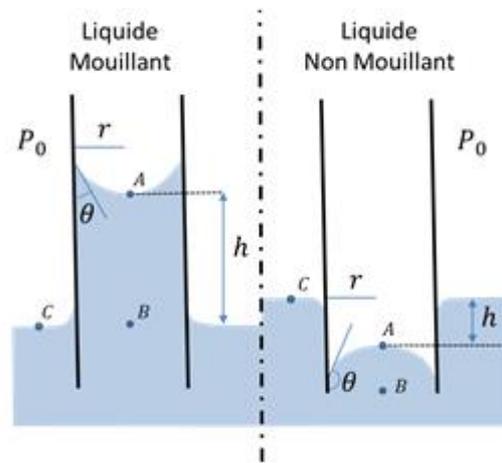


Figure II.4: Ascension capillaire d'un liquide Mouillant et non mouillant

En physique, la loi de Jurin donne la hauteur d'ascension ou de dépression d'un liquide dans un tube capillaire. Cette loi a été énoncée en 1717 par le médecin anglais James Jurin.

$$h = \frac{2 \cdot \gamma \cdot \cos(\theta)}{r \cdot \rho \cdot g}$$

où

- h est la hauteur du liquide ;
- γ est le coefficient de tension superficielle du liquide ;
- θ est l'angle de contact entre le liquide et la paroi du tube, aussi appelé angle de raccordement ;
- ρ est la masse volumique du liquide ;
- r est le rayon du tube ;
- g est l'accélération de la pesanteur.

Les conditions de validité sont les suivantes : il faut que le diamètre du tube soit petit par rapport à la longueur capillaire, qui vaut typiquement deux millimètres pour de l'eau à température et pression ambiantes. Si le tube est tenu oblique alors la loi de Jurin donne la hauteur verticale (pas la hauteur mesurée le long du tube).

II.3.1.9. Constante diélectrique

L'enthalpie de formation de la molécule d'eau, $242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (0,1 MPa ; 298,15 K), est élevée. Il s'ensuit que l'eau possède une grande stabilité. Cette stabilité, associée à ses propriétés électriques, forte polarité ($\mu = 1,84 \text{ D}$) et constante diélectrique élevée ($\epsilon = 78,5 \text{ F} \cdot \text{sr} \cdot \text{m}^{-1}$), la rend particulièrement apte à la mise en solution de nombreux corps. La plupart des substances minérales peuvent se dissoudre dans l'eau, ainsi qu'un grand nombre de gaz et de produits organiques.

La constante diélectrique de l'eau, de l'ordre de 80 farads stéradian par mètre, est l'une des plus élevées que l'on connaisse ; c'est pourquoi l'eau possède un pouvoir ionisant très important.

L'eau pure est un milieu diélectrique puissant, ce qui signifie que les forces électrostatiques à longue portée agissant entre deux charges dans l'eau sont considérablement réduites. La constante diélectrique statique est $\epsilon = 80$, également connue sous le nom de permittivité relative $\epsilon_r = \epsilon/\epsilon_0$. La réponse diélectrique dépend fortement de la fréquence et de la température. Mouvement des charges d'eau codées en constante diélectrique complexe (ϵ) ou indice de réfraction (n).

Tableau II. 7 : Variation du constant diélectrique de l'eau avec la température.

T (°C)	ϵ_r
0	88
20	80,1
25	78
50	70
100	55,3

II.3.1.10. Le Potentiel d'hydrogène (pH)

Le pH d'une eau permet de mettre en évidence les espèces chimiques présentes dans un échantillon. On parle alors de pH acide, de pH neutre ou de pH basique.

Le pH (potentiel Hydrogène) mesure la concentration en ions H^+ de l'eau. Il traduit ainsi la balance entre acide et base sur une échelle de 0 à 14, 7 étant le pH de neutralité. Ce paramètre

caractérise un grand nombre d'équilibre physico-chimique et dépend de facteurs multiples, dont l'origine de l'eau.

La mesure du pH est réalisée par une méthode potentiométrique en mesurant la différence de potentiel entre une électrode de verre et une électrode de référence.

Tableau II. 8 : classification des eaux d'après leur pH

pH < 5	Acidité forte => présence d'acides minéraux ou organiques dans les eaux naturelles
pH = 7	pH neutre
7 < pH < 8	Neutralité approchée => majorité des eaux de surface
5,5 < pH < 8	Majorité des eaux souterraines
pH = 8	Alcalinité forte, évaporation intense

II.3.1.10.1. Le Potentiel d'hydrogène d'une solution aqueuse

Le potentiel hydrogène (pH) permet d'évaluer l'acidité ou la basicité d'une solution.

Pour une solution aqueuse à 25°C, le pH est compris entre 0 et 14.

Le pH d'une solution aqueuse est influencé par la présence des ions hydrogènes H^+ et des ions hydroxydes HO^- . On distingue ainsi trois cas possibles :

- Si le pH est inférieur à 7, la solution aqueuse est acide car elle contient plus d'ions H^+ que d'ions HO^- ;
- Si le pH est égal à 7, la solution aqueuse est neutre car elle contient autant d'ions H^+ que d'ions HO^- ;
- Si le pH est supérieur à 7, la solution aqueuse est basique car elle contient plus d'ions HO^- que d'ions H^+ .

Tout ceci peut se traduire par le schéma suivant :

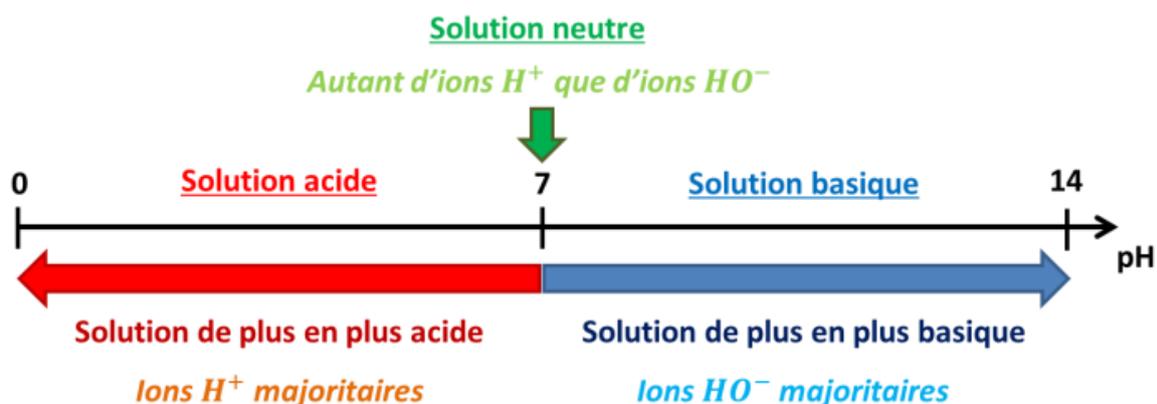


Figure II.5: Solutions aqueuses acides et basiques

II.3.1.10.2. Mesure du potentiel hydrogène

Pour mesurer le pH d'une solution, on peut utiliser :

- Un papier pH qui change de couleur en fonction du pH de la solution
- Un pH-mètre (sonde permettant d'évaluer le pH).

II.3.1.10.3. Réaction acido-basique

Une solution acide peut réagir avec une solution basique et vice-versa.

- Quand on verse une solution acide dans une solution basique, le pH diminue.
- Quand on verse une solution basique dans une solution acide, le pH augmente.

Exemple :

Si je verse une solution contenant des ions H^+ dans une solution contenant des ions HO^- , le pH du mélange diminue progressivement à mesure que j'ajoute des ions H^+ . Par ailleurs, les ions H^+ et HO^- réagissent ensemble pour former de l'eau :



II.3.2. Propriétés chimiques de l'eau

II.3.2. 1.Solvant

L'eau est un excellent solvant : elle peut dissoudre de nombreux solides et certains gaz.

Il est très facile de former des mélanges homogènes en préparant une solution avec l'eau et certains solides comme le sel, le sucre. On dit que ces solides se dissolvent dans l'eau : ils se réduisent en fines particules invisibles dans l'eau. La solution obtenue est une solution aqueuse. L'eau est le solvant et le solide dissous est le soluté. L'opération ainsi réalisée s'appelle une dissolution.

Un solide qui ne se dissout pas dans l'eau est insoluble : il forme avec l'eau un mélange hétérogène. C'est le cas du sable, de la boue.

L'eau contient naturellement des sels minéraux dissous, mais également du gaz dissous comme l'oxygène, sans lequel les poissons ne pourraient pas respirer.

II.3.2. 1.1. Solubilité des substances chimiques dans l'eau

a)- Cas des gaz

La solubilité des gaz obéit aux lois de Henry.

À titre d'exemple, la solubilité des principaux gaz à 10 °C, sous une pression de gaz pur égale à 101,325 kPa (1 bar), est représentée tableau II. 8.

Tableau II. 9 : Solubilité des gaz sous une pression de gaz pur à 1 bar

Gaz	Solubilité en mg/L ⁻¹
N ₂	23,2
O ₂	54,3
CO ₂	27,18
H ₂ S	51,12
CH ₄	32,5
H ₂	1,6

b)- Cas des liquides

La molécule d'eau étant polaire, la solubilité d'un liquide dans l'eau dépend de la polarité des molécules du liquide considéré. Par exemple, les molécules qui comprennent des groupes fonctionnels OH (les alcools, les sucres), SH, NH₂, étant très polaires, sont très solubles dans

l'eau alors que d'autres liquides (les hydrocarbures, le tétrachlorure de carbone, les huiles et les graisses...), non polaires, sont très peu solubles.

Il peut y avoir miscibilité partielle : par exemple, une substance n'est miscible en toutes proportions avec l'eau qu'au-dessus d'une température critique (température supérieure à 63,5 °C pour le mélange eau-phénol), ou au-dessous d'une limite inférieure (la triméthylamine n'est soluble en toutes proportions qu'en-dessous de 18,5 °C), ou entre deux températures critiques (ex. : le système eau-nicotine).

c)- Cas des solides

L'eau présente un exceptionnel pouvoir de dissolution des sels minéraux. La solubilité dépend de la température. Par exemple à 10 °C

La dissolution des composés ioniques ou polaires opère par association des molécules d'eau avec les cations *via* l'atome d'oxygène et avec les anions *via* l'atome d'hydrogène. La solubilité augmente lorsque le pouvoir polarisant de l'ion, défini par le rapport de sa charge sur le carré du rayon, croît (cas des sulfates de magnésium et de calcium, cas de la soude et du chlorure de sodium). La solvatation des ions crée une organisation des molécules d'eau sur plusieurs couches. La structure des solutions est d'autant plus différente de celle de l'eau pure que les ions sont de petite taille, à haute densité de charge (cas de Li⁺, Na⁺, Mg²⁺, Ca²⁺, F⁻, HO⁻).

Tableau II. 10 : Solubilité des sels minéraux

Gaz	Solubilité g.(100g) de solution	Gaz	Solubilité g.(100g) de solution
CaCl ₂	39,19	MgSO ₄	21,7
CaSO ₄	0,191	NaCl	26,32
CuSO ₄	14,4	NaOH	39
FeCl ₃	44,9	Na ₂ CO ₃	10,8
KMnO ₄	4,12		

II.3.2. 2. Solutions aqueuses

Une solution aqueuse est de l'eau qui contient au moins une substance dissoute. Les substances dissoutes peuvent être des solides, des gaz ou d'autres liquides. Pour être une vraie solution aqueuse, le mélange doit être stable.

Lorsqu'une substance est dissoute dans une autre, cela crée une solution. Une solution liquide est un mélange homogène formé d'un soluté dissous dans un solvant. Le soluté est la substance qui est dissoute, tandis que le solvant est le milieu de dissolution.

Solution = Soluté+ Solvant

Une solution aqueuse est une solution chimique dans laquelle le solvant est l'eau. Les solutés sont des molécules dissoutes et des ions entourés de molécules d'eau. Une solution aqueuse est indiquée en écrivant (aq) après une formule chimique. la solution aqueuse signifie simplement que quelque chose a été dissous dans l'eau pure.

Par exemple, une solution aqueuse de sel (NaCl, chlorure de sodium) dans l'eau est $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$ ou $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$. Il n'y a pas de Na touchant Cl lorsque NaCl est dissous. Le concept d'être dissous, au sens chimique, signifie que le sel s'est complètement désagrégé au niveau atomique. Autrement dit, les atomes individuels du sel sont totalement entourés d'eau. En revanche, une solution dans laquelle le solvant n'est pas de l'eau est appelée solution non aqueuse.



Figure II.6: solutions aqueuses

Les propriétés colligatives, comme la dépression du point de congélation et l'élévation du point d'ébullition, dépendent du nombre de particules dissoutes dans l'eau. Plus un composé se dissocie en ions ou plus sa concentration est élevée, plus il élève le point d'ébullition ou abaisse le point de congélation.

II.3.2. 2.1. Unités de concentration

❖ **Concentration massique** ou nombre de grammes de soluté contenus dans un litre de solution (mg/L).

❖ **Concentration molaire volumique**, c , ou nombre de moles de soluté contenues dans 1 litre de solution (mol/L).

❖ **Normalité**, N , ou nombre d'équivalents – grammes de soluté contenus dans un litre de solution. Dans le domaine de l'eau, on utilise surtout le milliéquivalent par litre (mék/L).

❖ **Molalité**, m , ou nombre de moles de soluté contenues dans un kilogramme de solvant (mol/kg). On peut rappeler ici que le litre est défini comme le volume occupé par 1 kg d'eau pure à 4°C, sous une pression de 760 mm Hg. Pour les solutions aqueuses diluées, la molalité diffère très peu de la concentration molaire volumique.

❖ **Fraction molaire**, x , ou rapport du nombre de moles de soluté au nombre de moles total. La somme des fractions molaires des différents constituants d'une solution est égale à 1.

❖ **Concentration** d'une solution est parfois exprimée en pourcentage. Il faut alors préciser s'il s'agit de % massique ou volumique et ce mode d'expression risque de prêter à confusion.

II.3.2. 3. Dissociation ionique de l'eau

L'eau est faiblement dissociée en ions H^+ (protons) et OH^- (ions hydroxydes). Le proton fixe une molécule d'eau pour former l'ion hydronium ou oxonium, ou proton hydraté H_3O^+ de sorte que l'équilibre de dissociation de l'eau s'écrit :



La constante d'ionisation de l'eau $K(\text{eau})$ est la constante associée à la capacité de l'eau de s'auto-ioniser en ions hydrogène (H^+) et en ions hydroxyde (OH^-).

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

ou, en considérant la concentration en molécules entières $[H_2O]$ comme constante

$$K_{H_2O} = K \times [H_2O] = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2 \text{ (à } 25^\circ\text{C)}$$

Le produit ionique de l'eau souvent écrit, pour des raisons de simplicité :

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$$

Pour de l'eau parfaitement pure, en atmosphère inerte (azote ou gaz rare), on a nécessairement égalité des concentrations en ions hydronium et hydroxyle, d'où :

$$[\text{H}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2 = 10^{-14} \text{ M}^2 \quad \text{ou} \quad [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

II.3.2.4. Alcalinité

L'alcalinité d'une eau provient de la présence en solution d'ions hydroxyde (HO^-) et d'ions carbonate $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ et d'ions hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ principalement (les ions phosphate PO_4^{3-} ou silicate SiO_3^{2-} peuvent également y contribuer de façon minoritaire).

II.3.2.4.1. Le titre alcalimétrique simple (TA)

Le titre alcalimétrique (TA) est la grandeur utilisée pour déterminer la concentration totale en ion carbonate $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ et en base forte (HO^-) d'une eau. Il correspond au volume d'acide chlorhydrique de concentration $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ (exprimé en mL) nécessaire pour doser 100 mL d'eau en présence avec comme indicateur coloré la phénolphthaléine.

En géniale le titre alcalimétrique simple (TA) c'est la mesure de la totalité des bases libres: OH^- , une des valences des ions carbonates CO_3^{2-} et éventuellement une des valences des ions phosphates PO_4^{3-}

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

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

II.3.2. 4.2. Le titre alcalimétrique complet (TAC)

Le titre alcalimétrique complet (TAC) est la grandeur utilisée pour déterminer la concentration totale en ions hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$, carbonate $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ et en base forte (HO^-) d'une eau. Il correspond au volume d'acide chlorhydrique de concentration $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ (exprimé en mL) nécessaire pour doser 100 mL d'eau en présence avec comme indicateur coloré le vert de bromocrésol (ou l'hélianthine).

Plus précisément, le titre alcalimétrique complet (TAC) C'est la mesure l'ensemble des anions suivants : OH^- , CO_3^{2-} et HCO_3^- (éventuellement PO_4^{3-} et HPO_4^{2-} ainsi que HSiO_3^-

pour certaines eaux naturelles).

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

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

Le TA et TAC s'exprime en degrés français (°f) :

- 1 °f = 3,4 mg/l HO^- (seuls ions hydroxyde si $[\text{CO}_3^{2-}] = [\text{HCO}_3^-] = 0$)
- 1 °f = 6,0 mg/l CO_3^{2-} (seuls ions carbonate si $[\text{HO}^-] = [\text{HCO}_3^-] = 0$)
- 1 °f = 12,2 mg/l HCO_3^- (seuls ions bicarbonate si $[\text{HO}^-] = [\text{CO}_3^{2-}] = 0$)

La méthode de dosage utilisée pour déterminer Le titre alcalimétrique simple (TA) et le titre alcalimétrique complet (TAC) est un dosage acido-basique.

Les titres alcalimétriques TA et TAC sont mesurés par ajout d'une solution titrée acide (liqueur alcalimétrique) en présence d'indicateurs colorés (ou d'un pH-mètre) dont le changement de couleur indique leur neutralisation.

- La mesure du TA se fait par dosage par une solution titrée d'acide en présence de phénolphtaléine. Si le pH d'une eau est inférieur à 8,3, la phénolphtaléine est incolore et le TA est nul.
- La mesure du TAC se fait par dosage par une solution titrée d'acide en présence d'hélianthine. Si le pH d'une eau est inférieur à 8,3, le TA est nul et le TAC mesure la concentration en ions bicarbonate HCO_3^- .

L'apport d'acidité est neutralisé par les ions alcalins constitutifs du TA et du TAC. Lorsque le pH atteint la valeur de 8,3 la totalité des ions hydroxydes et la moitié des ions carbonates ont réagi, pour le pH de 4,5 la totalité des ions carbonates et hydrogénocarbonates sont neutralisés.

Remarque : De part les constantes d'acidité des acides silicique et phosphorique leurs anions (silicates et phosphates) sont aussi neutralisés pour les pH indiqués (pour partie seulement pour les ions phosphates) mais se trouvent généralement en concentration négligeable dans les eaux naturelles.

Pour déceler les pH de neutralisation on utilise des indicateurs colorés :

- la phénolphtaléine pour le pH de 8,3 : passage du rose à l'incolore,

- l'hélianthine (ou méthylorange), pour le pH de 4,5 : passage du jaune à l'orangé.

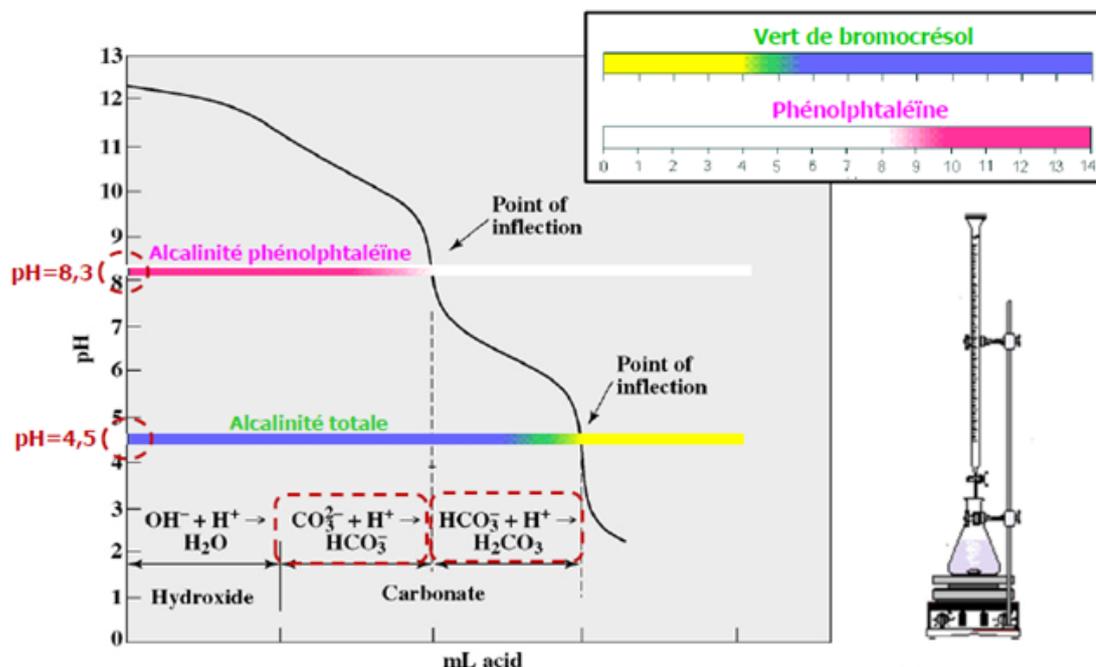


Figure II.7: Courbe de titration à l'acide de l'alcalinité

Les répartitions dans le TA et le TAC des espèces hydroxydes, carbonates et hydrogénocarbonates sont fournies dans le tableau suivant :

Tableau II. 11 : Répartitions des espèces hydroxydes, carbonates et hydrogénocarbonates

Espèces	Valeurs comparées des titres alcalimétriques				
	TA = 0	TA < 1/2 TAC	TA = 1/2 TAC	TA > 1/2 TAC	TA = TAC
OH ⁻	0	0	0	2.TA-TAC	TAC
CO ₃ ²⁻	0	2.TA	TAC	2.(TAC-TA)	0
HCO ₃ ⁻	TAC	TAC-2.TA	0	0	0

II.3.2. 5. Titre hydrotimétrique TH (la dureté de l'eau)

La dureté d'une eau est due à la présence crions métalliques bivalents. Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Sr^{2+} etc., les plus abondants étant les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} . En pratique, on considère souvent que la dureté totale d'une eau de consommation est égale à la somme de sa dureté calcique et de sa dureté magnésienne (duretés dues aux ions Ca^{2+} et Mg^{2+}

$$TH = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] \quad \text{avec } [X] \text{ en meq.l}^{-1}$$

$$TH = 2.[Ca^{2+}] + 2.[Mg^{2+}] \quad \text{avec } [X] \text{ en mmol.l}^{-1}$$

On classe la dureté d'une eau en deux types : dureté calcique ou dureté magnésienne (classification selon les ions métallique présents) ; dureté carbonatée ou dureté non carbonatée (classification selon les anions associés à ces ions métalliques).

II.3.2. 5.1. Le titre hydrotimétrique calcique (La dureté calcique)

Cette mesure est souvent appelée la "dureté" de l'eau de la piscine. La dureté calcique indique la quantité de calcaire présent dans l'eau. On parle d'eau « dure » à forte teneur en calcium et d'eau « douce » à faible teneur en calcium. Plus la concentration est élevée, plus vous aurez de calcaire dans votre eau. Et vice-versa. Une insuffisance de calcaire rendra l'eau agressive et corrosive, un excès de calcaire rendra l'eau turbide et provoquera des dépôts calcaires.

D'un autre côté, on peut dire que Le titre hydrotimétrique calcique c'est la mesure de la concentration en ions Ca^{2+}

La dureté calcique est exprimée en mg/l de carbonate de calcium ($CaCO_3$). La valeur idéale est comprise entre 100 et 200 mg/l, et elle peut être mesurée avec le photomètre HI83326.

$$TH_{Ca} = [Ca^{2+}]$$

$$1^{\circ}f = 4mg/l Ca^{2+}$$

II.3.2. 5.2. Le titre hydrotimétrique magnésien (La dureté magnésienne)

Le titre hydrotimétrique magnésien magnésienne c'est la mesure de la concentration en ions Mg^{2+} .

$$TH_{Mg}=[Mg^{2+}]$$

$$1^{\circ}f = 2,4mg/l Mg^{2+}$$

II.3.2. 5.3. La dureté carbonatée

Un type de dureté facilement perceptible sur vos plats ou dans la bouilloire. La dureté carbonatée est causée par les carbonates et bicarbonates de calcium et de magnésium. Cependant, ils s'éliminent facilement de l'eau grâce à la chaleur, par exemple, c'est pourquoi ce type de dureté est souvent appelé transitoire. Ces composés précipitent de l'eau chaude sous forme de tartre blanc qui s'accumule dans le récipient.

II.3.2. 5.4. La dureté non carbonatée

La dureté non carbonatée est également appelée dureté solide. Il est difficile de le retirer de l'eau. Alors que les sels d'acide carbonique instable sont responsables de la dureté carbonatée, les sels d'autres acides, tels que l'acide sulfurique (VI), chlorhydrique ou nitrique (V), sont responsables de la dureté non carbonatée. Ils forment des sulfates (VI), des chlorures et des nitrates (V) stables qui restent dans l'eau même après ébullition.

$$TH = \text{Dureté temporaire} + \text{Dureté permanente}$$

II.3.2. 6. Détermination de la dureté

Dans les laboratoires d'analyse et de contrôle qualité, la dureté totale est déterminée selon la méthode complexométrique EDTA. La dureté carbonatée (correspondant à l'alcalinité totale) est toujours déterminée en utilisant la méthode de titrage acide-base avec un moyen visuel (ou alternativement potentiométrique) pour déterminer le point final du titrage. La méthode EDTA est basée sur la détermination de la teneur totale en ions calcium et magnésium. L'échantillon à analyser est titré avec une solution d'édétate disodique (c'est le sel de sodium de l'acide éthylènediaminetétraacétique) à un pH de 9 à 10, contre le noir d'ériochrome T comme indicateur. À la fin du titrage, la couleur passe du rouge au bleu. Le titrant utilisé dans cette détermination est désigné par l'acronyme EDTA. L'édétate disodique dans les solutions aqueuses subit une dissociation électrolytique et l'ion édétate disodique résultant forme un complexe avec les ions analysés.

Remarque : L'EDTA est l'abréviation de l'acide éthylène-Diamine-tétra-Acétique, une substance chimique employée d'une part pour le titrage de TH, et d'autre part comme chélateur du fer,

En chimie , l'EDTA est utilisé pour doser par complexométrie les ions métalliques en solution (T.H.).

Les eaux sont classées en fonction de leur TH :

- Le TH est compris entre 0 à 6 °f : eau très douce
- Le TH est compris entre 6 à 15 °f : eau douce
- Le TH est compris entre 15 à 30 °f : eau moyennement dure
- Le TH est compris entre 30 à 40 °f : eau dure
- Le TH est compris entre 40 °f : eau très dure

II.3.2. 7. Titre en acides forts (TAF)

Il donne la concentration en acides forts (chlorhydrique, sulfurique, nitrique, phosphorique) qui ne sont présents que si $\text{pH} < 4,5$ (ce qui n'est pas le cas des eaux naturelles). Ces acides sont dosés par une solution de soude en présence d'hélianthine.

II.3.2. 8. Titre en sels d'acides forts (SAF)

Il représente la somme des anions forts : chlorure, nitrate, sulfate

$$\text{SAF} = [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{SO}_4^{2-}]$$

La dénomination SAF vient donc de Sels d'Acides Forts, car les anions cités sont présents dans les trois acides forts suivants : acide sulfurique, acide chlorhydrique, acide nitrique.

II.3.2. 9. Salinité anionique (SA)

La salinité est l'une des caractéristiques physico-chimiques de l'eau.

La salinité mesure la concentration d'une eau en sels dissous (chlorure de sodium, chlorure de magnésium, sulfate de magnésium, etc.) au travers de la conductivité électrique de cette eau. Cette salinité est sans unité, mais elle est encore souvent exprimée en gramme de sel par kilogramme d'eau (g/kg), en gramme de sel par litre d'eau (g/l).

- Eau douce: L'eau est dite douce lorsque sa salinité est inférieure à 1 g/L.

- Eau saumâtre: L'eau saumâtre forme la transition entre les zones d'eau douce et celles d'eau salée. La salinité est comprise entre 1 et 10 g/L.
- Eau salée: L'eau des mers et des océans possède une salinité supérieure à celle de l'eau douce. Toutes les eaux dont la salinité dépasse 10 g/L.

II.3.2. 10. Salinité totale anionique (STA)

La salinité totale anionique est la somme de titre bicarbonate et les concentrations chlorure, nitrate, sulfates, carbone dioxyde et la silice.

$$STA = SA + [CO_2] + [SiO_2]$$

STA : Salinité totale anionique (°F).

SA : Salinité anionique

[CO₂] (°F) : concentration en dioxyde de carbone.

[SiO₂] (°F) : concentration en silice.

II.3.2. 11. Salinité totale cationique (STC)

Il représente la somme des cations suivants :

$$STC = [H^+] + [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] + [Na^+] + [K^+]$$

[H⁺] : est négligeable pour les eaux naturelles ; donc :

$$STC = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] + [Na^+] + [K^+]$$

Soit encore : $STC = TAC + SAF$

[Ca²⁺] (°F) : Titre calcique.

[Mg²⁺] (°F) : Titre magnésien.

[Na⁺] (°F) : concentration en sodium.

[K⁺] (°F) : concentration en potassium

II.3.2. 12. Carbone organique total (COT)

C'est la somme du carbone organique contenu dans les matières dissoutes et en suspension dans l'eau, y compris les cyanates, le carbone élémentaire et les thiocyanates, il est mesuré sous forme de CO₂ après oxydation complète.

II.3.2. 13. Chlorures

Les chlorures existent dans la quasi-totalité des eaux à des concentrations très variables. La présence des chlorures en concentrations élevées dans l'eau contenant du sodium donne un goût salé. Par ailleurs, les chlorures sont indispensables aux régimes alimentaires. Les effluents des industries de conserve des viandes et certains légumes sont connus par une forte teneur en sels et particulièrement en chlorure. Dans des travaux antérieurs ont constaté que la salinité des eaux usées constitue un handicap majeur pour les eaux réutilisées en agriculture.

II.3.2. 14. Matières en suspension (MES)

Les matières en suspension (ou MES) (ou particules en suspension) désignent les matières solides insolubles visibles à l'œil nu présentes en suspension dans un liquide. Les matières en suspension totales (MEST) sont une mesure des matières en suspensions.

Les particules fines en suspension dans une eau sont soit d'origine naturelle, en liaison avec les précipitations, soit d'origine anthropique et alors apportée par les dépôts atmosphériques et/ou par les rejets urbains, agricoles, domestiques ruraux et industriels.

Les MES sont très liées d'une part à l'usage des sols dont elles sont issues et à la charge en phosphore résultante et d'autre part à l'histoire de leur transformation en fonction des conditions hydrologiques et climatiques, donc de la saison. Elles regroupent l'ensemble des substances non dissoutes contenues en suspension dans les eaux de ruissellement. En effet, les MES et les particules solides transportées dans les cours d'eau proviennent de l'érosion de la couche superficielle des sols sous l'action dynamique de l'eau de pluie, de ruissellement ou encore d'écoulement dans les eaux.

Leur effet néfaste est principalement mécanique, par formation de sédiments et d'un écran empêchant la bonne pénétration de la lumière d'une part (réduction de la photosynthèse), ainsi que par colmatage des branchies des poissons d'autre part.

Elles peuvent en outre être toxiques ou radiotoxiques de par leurs propriétés physicochimiques. Elles peuvent alors constituer une réserve de pollution potentielle (dans les sédiments)

II.3.2. 15. La matière solide dissoute totale (TDS)

Les solides dans l'eau se trouvent soit en solution ou en suspension et se distinguent par le passage de l'échantillon de l'eau à travers un filtre de fibres de verre. Par définition, les matières en suspension sont retenues au dessus du filtre, et les solides dissous passent à travers le filtre avec de l'eau. Lorsque la partie filtrée de l'échantillon d'eau est placée dans une coupelle, puis évaporé, les solides dissous dans l'eau restent comme résidu dans la capsule d'évaporation. Cette matière est appelée matières totales dissoutes ou TDS.

II.3.2. 16. Oxygène dissous

Sur la terre comme dans l'eau, l'oxygène est indispensable à la très grande majorité des organismes vivants. Dans l'eau, la solubilité de l'oxygène varie en fonction de la température de l'eau et de la pression atmosphérique. Ainsi, l'eau froide peut contenir une concentration plus élevée d'oxygène dissous que l'eau chaude.

L'oxygène dissous est en fait la quantité d'oxygène présent en solution dans l'eau à une température donnée. Dans les études scientifiques ou dans les livres, on utilise parfois l'abréviation O.D. pour désigner l'oxygène dissous.

La concentration d'oxygène dissous dans un lac varie en fonction de la température de l'eau, de l'altitude, de la profondeur du lac, de l'heure de la journée, de la concentration de la matière organique et des nutriments dans le lac ainsi que de la quantité de plantes aquatiques, d'algues et de bactéries présentes dans le lac. Cependant, il existe deux principaux phénomènes par lesquels l'oxygène dissous se retrouve dans l'eau :

a)- Les échanges avec l'atmosphère (absorption - évaporation)

L'atmosphère terrestre contient 21 % d'oxygène ; c'est le plus grand réservoir planétaire de ce gaz vital. À l'interface air/eau, les molécules d'oxygène peuvent diffuser de l'air vers l'eau ou de l'eau vers l'air, selon le degré de saturation de l'eau en oxygène. Le phénomène de la diffusion de l'oxygène entre le lac et l'atmosphère est relativement lent. Toutefois, l'agitation de l'eau par le vent facilite les échanges en augmentant la surface de contact par la création de vagues et de remous. L'eau à la surface du lac peut donc se recharger facilement en oxygène.

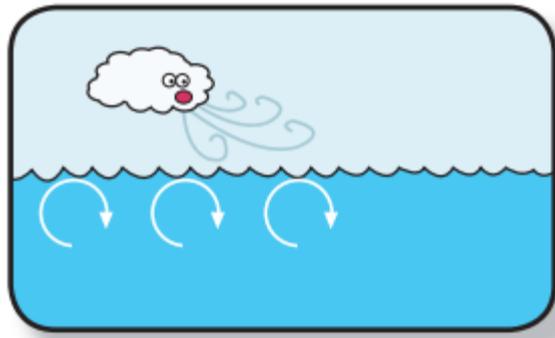


Figure II.8: L'agitation de l'eau par le vent pour faciliter sa recharge en oxygène

b)- La photosynthèse

Bien que presque tous les organismes vivants utilisent l'oxygène pour leur respiration, durant le jour, les plantes, les algues et certaines bactéries utilisent les rayons solaires et le gaz carbonique (CO_2) afin de fabriquer leur nourriture. Ce processus complexe, qu'on appelle photosynthèse, libère de l'oxygène dans l'eau. Durant la nuit, la photosynthèse s'interrompt et la production d'oxygène s'arrête, mais les organismes continuent de respirer. Cette différence explique en grande partie les variations journalières en oxygène dissous. La nuit, alors que la photosynthèse ne peut pas contrebalancer la perte en oxygène par la respiration, la concentration peut chuter de façon importante s'il y a une forte présence de plantes, d'algues et de bactéries

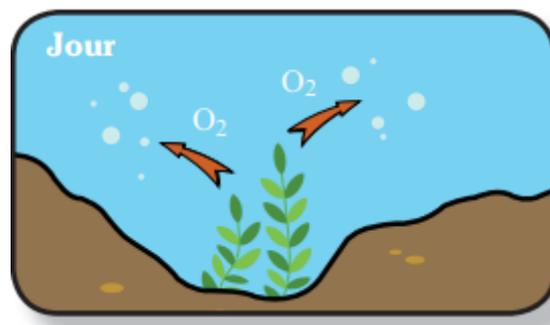


Figure II.9: la photosynthèse

II.3.2. 17. Demande Biochimique en Oxygène (DBO)

La demande biochimique en oxygène (DBO), constitue une mesure de la pollution des eaux par les matières organiques. C'est la quantité d'oxygène nécessaire aux microorganismes vivants pour assurer l'oxydation et la dégradation des matières organiques présentes dans

l'eau usée (la quantité d'oxygène nécessaire à la dégradation de la matière organique biodégradable d'une eau par le développement de micro-organismes, dans des conditions données).

Le rejet des matières organiques fermentescibles par un émissaire d'égout, par exemple, provoque immédiatement une déplétion de la teneur en oxygène dissous par dégradation sous l'action des bactéries aérobies, qui va s'atténuer dans le sens du courant . L'indicateur utilisé est généralement la DBO₅ qui correspond à la quantité d'oxygène (exprimée en mg/l) nécessaire aux microorganismes décomposeurs pour dégrader et minéraliser en 5 jours la matière organique présente dans un litre d'eau polluée. L'analyse de la DBO₅ est surtout intéressante pour l'appréciation de la qualité des eaux brutes

Tableau II. 12 : Qualité de l'eau en fonction de la DBO₅

DBO ₅	Qualification de l'eau
DBO ₅ < 1 mg/l d'O ₂	Excellente qualité
DBO ₅ = 2 mg/l d'O ₂	Bonne qualité
DBO ₅ = 3 mg/l d'O ₂	Qualité moyenne
DBO ₅ = 5 mg/l	Eau moyennement polluée
DBO ₅ > 10 mg/l	Eau polluée

II.3.2. 18. Demande Chimique en Oxygène (DCO)

La demande chimique en oxygène (DCO) exprimée en mg. L⁻¹, est la quantité d'oxygène dissous qui doit être présente dans l'eau pour oxyder les matières organiques chimiques, comme le pétrole dans des conditions définies. La DCO est utilisée pour évaluer l'impact à court terme des effluents d'eaux usées sur les niveaux d'oxygène des eaux réceptrices.

Lorsque les eaux usées traitées sont rejetées dans l'environnement, elles peuvent introduire une pollution sous forme de contenu organique dans les eaux réceptrices. Des niveaux élevés de DCO des eaux usées indiquent des concentrations de matières organiques qui peuvent appauvrir l'oxygène dissous dans l'eau, entraînant des conséquences négatives sur l'environnement et la réglementation. Pour aider à déterminer l'impact et finalement limiter la quantité de pollution organique dans l'eau, la demande en oxygène est une mesure essentielle.

La DCO peut être réalisée plus rapidement que la DBO et donne une image de la matière organique présente, même quand le développement de micro-organismes est impossible (présence d'un toxique par exemple).

II.3.2. 19. Azote

Dans les eaux, l'azote peut se trouver sous forme minéral (ammoniacal, nitrate) ou organique. Sa présence organique ou ammoniacal se traduit par une consommation d'oxygène dans le milieu naturel et altère les conditions de vie.

L'élimination de l'azote fait partie des étapes essentielles du traitement des eaux usées. Il existe d'ailleurs des normes réglementaires liées aux concentrations de l'azote en sortie de station dans de nombreux pays. De ce fait, pour respecter ces concentrations, il faut contrôler la nitrification et la dénitrification de manière optimale.

En assainissement, le cycle de l'azote passe par les différents stades d'évolution biogéochimique du composé. Il aboutit à la formation d'azote gazeux (diazote N_2) en commençant par l'azote organique, et en passant par : l'ammoniac, le nitrite, le nitrate.

Dans les stations d'épuration, plusieurs formes d'azote sont présentes :

- Nitrites et nitrates: l'azote oxydé
- les formes non oxydées: l'azote Kjeldahl comprenant l'azote organique et l'azote ammoniacal (NH_4^+)
- L'azote organique ammonifiable
- L'azote organique réfractaire

a)- l'azote total Kjeldahl (TKN)

L'azote total Kjeldahl (TKN) est la somme de l'azote organique, de l'ammoniac (NH_3) et de l'ammonium (NH_4^+) dans l'analyse chimique du sol, de l'eau et des eaux usées. Pour calculer l'azote total (TN), les concentrations de nitrate-N et de nitrite-N sont déterminées et ajoutées à l'azote total Kjeldahl.

b)- Azote ammoniacal

La présence d'azote ammoniacal (NH_4) dans une eau traduit un processus de dégradation incomplète de la matière organique.

c)- L'azote organique ammonifiable

C'est la forme la plus répandue et de l'azote ammoniacal ($\text{NH}_4\text{-H}$). Effectivement, c'est celle présente dans les urines.

L'azote organique est dit ammonifiable lorsqu'il peut être transformé par hydrolyse enzymatique en azote ammoniacal.

d)- L'azote organique réfractaire

L'azote réfractaire soluble est l'élément non biodégradable dans l'azote.

Par ailleurs, les ordres de grandeur de cet azote pour une eau urbaine standard sont compris entre 1,5 à 2,5 mg/litre. L'azote dur ou réfractaire particulaire affiche les mêmes concentrations mais celui-ci sera piégé dans les boues.

II.3.2.20. Nitrates et nitrites

Les nitrates (NO_3^-) et les nitrites (NO_2^-) sont des ions présents de façon naturelle dans l'environnement. Ils sont le résultat d'une nitrification de l'ion ammonium (NH_4^+), présent dans l'eau et le sol, qui est oxydé en nitrites par les bactéries du genre *Nitrosomonas*, puis en nitrates par les bactéries du genre *Nitrobacter*. Les nitrates sont très solubles dans l'eau; ils migrent donc aisément dans la nappe phréatique lorsque les niveaux excèdent les besoins de la végétation. La toxicité des nitrates résulte de leur réduction en nitrites et de la formation de méthémoglobine d'une part et de leur contribution possible à la synthèse endogène de composés N-nitrosés d'autre part.

Les concentrations de nitrates et de nitrites dans l'eau peuvent être exprimées sous forme de nitrates (ou nitrites) ou sous forme d'azote. Un milligramme de nitrates par litre (mg/l de NO_3) équivaut à 0,226 mg de nitrates, sous forme d'azote, par litre (mg-N/l). Dans le cas des nitrites, un mg/l équivaut à 0,304 mg-N/l

a)- Sources

La présence de nitrates dans l'eau de consommation est principalement attribuable aux activités humaines. L'utilisation de fertilisants synthétiques et de fumiers, associée aux cultures et à l'élevage intensifs, favorise l'apparition de nitrates dans l'eau. Les installations septiques déficientes, de même que la décomposition de la matière végétale et animale,

peuvent aussi être une source de nitrates dans l'eau . Le risque de contamination est plus important si le sol recouvrant la nappe d'eau est vulnérable (ex : sablonneux) et si la nappe est peu profonde (puits de surface).

b)- Concentrations dans l'eau potable

La concentration de nitrates dans l'eau potable peut être classée selon quatre catégories : inférieure à 0,2 mg-N/l (aucune influence humaine), entre 0,21 et 3,0 mg-N/l, (influence possible des activités humaines), entre 3,1 et 10 mg-N/l, (influence très nette des activités humaines mais sans impact apparent sur la santé), supérieure à 10 mg-N/l (impact majeur des activités humaines et effets possibles sur la santé).

Tableau II. 13 : Influence des activités humaines et impact sur la santé de différents niveaux de nitrates dans l'eau

Concentration de nitrates dans l'eau potable (mg-N/l)	< 0,2	0,21 – 3,0	3,1 – 10	> 10
Influence des activités humaines	Non	Possible mais impact mineur	Certaine mais avec impact modéré	Certaine avec impact majeur
Impact sur la santé	Non	Non	Non démontré	Possible

II.3.2. 21. Phosphore

Les roches contenant du phosphore peuvent être altérées par les conditions géologiques et atmosphériques sur de longues périodes de temps. Elles s'érodent lentement et libèrent ainsi le phosphore qu'elles contiennent dans l'environnement.

Ce phosphore est ensuite absorbé par les animaux et les plantes, qui s'en libéreront soit par déjections, ou, décomposition à leur mort. Le phosphore pénètre directement dans l'eau; les eaux de ruissellement vont contribuer à l'accumulation du phosphore dans les lacs et rivières. Dans les lacs, le phosphore pourra se lier aux sédiments et être libéré dans certains cas, notamment lors de grands vents ou lorsqu'il y a un manque d'oxygène dans les lacs.

Les activités domestiques cumulées de plusieurs résidences ont un impact important sur les plans d'eau. De même, certaines grandes activités anthropiques, telles les exploitations minières et l'agriculture, ajoutent beaucoup de phosphore dans les cours d'eau. Ce phosphore devient donc disponible pour divers organismes et cause un déséquilibre de l'écosystème, entre autre en causant une eutrophisation accélérée des lacs et une prolifération d'algues bleu-vert (cyanobactéries).

a)- Sources

Il y a plusieurs sources de phosphore d'origine humaine en circulation dans l'eau. Il y a notamment:

- l'engrais, qu'il soit naturel (fumier, compost) ou artificiel;
- les produits nettoyants et;
- les eaux usées provenant d'installations septiques désuètes, non-conformes ou mal entretenues.

II.3.2. 22. Cations et Anions des eaux naturelles

Toutes les eaux continentales contiennent naturellement des ions, en quantité plus ou moins importante. Ces ions se divisent en cations, à charge positive, et en anions qui sont chargés négativement. Dans les cations et anions identifiés dans les eaux, il y a ceux qu'on qualifie de majeurs, parce que presque toujours présents, comme le calcium (Ca^{2+}) ou les bicarbonates (HCO_3^-), et les mineurs, présents évidemment en faible quantité et souvent le reflet d'eaux particulières ou polluées.

Les cations majeurs comprennent le calcium (Ca^{2+}), le magnésium (Mg^{2+}), le sodium (Na^+), le fer (Fe^{2+}) et le potassium (K^+). Dans les anions majeurs, on compte les bicarbonates (HCO_3^-), les chlorures (Cl^-), les sulfates (SO_4^{2-}), Les fluorures (F^-) et les nitrates NO_3^-

II.3.2. 22.1. Cations majeurs et mineurs

- **Calcium (Ca^{2+})**

Le calcium est le cinquième élément le plus abondant dans la nature. Il s'introduit dans le système d'eau douce sous l'action de la météorisation des roches, particulièrement celle des roches calcaires, et par entraînement à partir du sol dans les eaux d'infiltration, par lixiviation et par ruissellement. On a constaté que la lixiviation du calcium à partir du sol augmentait nettement avec l'acidité de l'eau de pluie. Une carence en calcium est responsable à long terme d'ostéoporose.

- **Magnésium (Mg^{2+})**

C'est un élément de la dureté totale. La mise en solution de cet ion prend beaucoup de temps. Il provient de l'attaque des formations dolomitiques par le gaz carbonique, de la dissolution de $MgSO_4$ dans les terrains gypseux entraînant le magnésium et aussi des minéraux ferromagnésiens. Il contribue au bon fonctionnement du système nerveux et à la contraction musculaire.

- **Le sodium Na^+**

Le sodium c'est la sixième élément le plus abondants à l'état naturel. Le sodium est toujours présent dans les eaux naturelles, en proportions très variables. On peut également signaler que le sodium joue un rôle important en agriculture, pour l'irrigation, du fait de son action sur la perméabilité des sols.

Le sodium est beaucoup plus abondant que le potassium. Il est toujours présent dans les eaux naturelles avec des teneurs variables. Il provient du lessivage des formations riches en $NaCl$ (argile et marne).

Il a un rôle dans les échanges cellulaires et dans le maintien de l'hydratation de l'organisme. Un excès de sodium peut cependant jouer un rôle non négligeable dans le développement de l'hypertension chez le sujet prédisposé.

- **Le potassium K^+**

Bien que dans les roches ignées la teneur en potassium soit presque aussi importante que celle du sodium, sa présence, est à peu près constante dans les eaux naturelles et ne dépasse pas habituellement 10 à 15mg/l.

- **Le fer Fe^{2+}**

La présence de fer dans les eaux souterraines a de multiples origines : le fer, sous forme de pyrite (FeS_2), est couramment associé aux roches sédimentaires déposées en milieu réducteur.

(marnes, argiles) et aux roches métamorphiques. Il se retrouve souvent à de fortes concentrations dans les eaux des cuirasses d'altération de socle.

Présent sous forme réduite (Fe^{2+}), le fer est oxydé par l'oxygène de l'air et précipite sous forme ferrique lorsque l'eau est pompée



- **L'Aluminium**

La question de l'aluminium se pose essentiellement après traitement de l'eau avec un composé d'aluminium.

Même si aucun risque sanitaire n'a pu être prouvé, on évoque le rôle aggravant de cet élément dans la maladie d'Alzheimer.

Selon l'OMS, la présence d'aluminium à des concentrations supérieures à 0,2 mg/l provoque souvent des plaintes de la part des consommateurs, en raison de la floculation de l'hydroxyde d'aluminium dans les canalisations et d'une accentuation de la coloration de l'eau par le fer.

II.3.2. 22.2. Anions majeurs et mineurs

- **Les Bicarbonates HCO_3^-**

Les bicarbonates résultent de l'équilibre physico-chimique entre : « la roche – l'eau et le gaz carbonique » selon l'équation générale suivante :



Leur origine principale est la dissolution des roches carbonatées, ainsi leur concentration dans l'eau est fonction de :

- la nature des terrains traversés ;
- la température de l'eau ;
- et la pression du CO_2

L'élément (X) peut être le (Ca^{2+}) ou le (Mg^{2+}), il est plus probable que ce soit le Ca^{2+} , car le Mg^{2+} est très soluble, sauf si l'eau est thermale

- **Les chlorures Cl^-**

L'eau contient presque toujours des chlorures, mais en proportion très variable. Ainsi, les eaux provenant de régions granitiques sont pauvres en chlorures, alors que les eaux des régions sédimentaires en contiennent davantage. D'ailleurs la teneur en chlorure augmente généralement avec le degré de minéralisation d'une eau.

Les chlorures peuvent être localement impliqués dans les pluies acides et phénomènes d'acidification d'eaux superficielles ou souterraines

- **Les sulfates SO_4^{2-}**

Les eaux naturelles contiennent pratiquement toujours du sulfate, en proportions très variables. Leur présence résulte de la légère solubilité du sulfate de calcium des roches gypseuses ($CaSO_4, 2H_2O$) et de l'oxydation des sulfures répandus dans les roches (comme par exemple, les pyrites FeS_2).

Les fortes concentrations de sulfates provoquent des troubles gastro-intestinaux, elles peuvent donner un goût désagréable à l'eau, et créer des dépôts tenaces dans les chaudières

- **Les nitrates NO_3^-**

Les nitrates sont des composés chimiques naturellement présents dans l'environnement, notamment dans les eaux et dans les sols.

Ces dernières décennies, des concentrations croissantes de nitrates ont été observées dans les eaux suite à des pollutions anthropiques, principalement d'origine agricole : pratiques intensives, modes de culture et d'élevage avec épandage massif d'effluents, d'engrais, *etc.*

- **Les fluorures F^-**

Les sources principales de fluor dans les eaux souterraines sont les roches sédimentaires (fluorapatite des bassins phosphatés par exemple) mais également les roches magmatiques et certains filons. Les zones de thermalisme sont aussi concernées.

Les concentrations en fluor sont plus faibles si la teneur en Ca^{2+} , issu du gypse par exemple, est forte. Le temps de contact entre roche et eau souterraine ainsi que les réactions chimiques déterminent les teneurs en F^- (équilibre avec la fluorine, Ca^{2+} dominant).

Le fluor est reconnu comme un élément essentiel pour la prévention des caries dentaires (dentifrices fluorés). Cependant, une ingestion régulière d'eau dont la concentration en fluor est supérieur à 2 mg/l (OMS) peut entraîner des problèmes de fluorose osseuse et dentaire (coloration en brun des dents pouvant évoluer jusqu'à leurs pertes). Les enfants sont particulièrement vulnérables à cette atteinte.

- **Les Silices**

Qui peut être relativement abondante dans les régions granitiques. Aux pH usuels des eaux naturelles, la silice se présente surtout sous forme covalente : $[\text{Si}(\text{OH})_4]$. Elle tend à polymériser et à donner ainsi des colloïdes. Dans les eaux naturelles, la silice peut se trouver à des teneurs de 1 à 50 mg/L environ. La silice est d'ailleurs utilisée, en traitement de l'eau, comme aide coagulant ou pour prévenir la corrosion des conduites

Chapitre III

Les équipements et leurs suivis

III. Matériel et équipement nécessaire à l'analyse de l'eau

Le contrôle de la qualité de l'eau exige un équipement d'une grande polyvalence et d'une grande sophistication. Le prélèvement d'échantillons, la vérification du niveau d'eau, du débit et d'autres analyses nécessitent des outils professionnels et bien entretenus.

III.1. pH-mètre

Un pH-mètre est un appareil, souvent électronique, permettant la mesure du pH d'une solution.

Le pH-mètre est généralement constitué d'un boîtier électronique permettant l'affichage de la valeur numérique du pH et d'une sonde de pH constituée d'une électrode de verre permettant la mesure et d'une électrode de référence. Son fonctionnement est fondé sur le rapport qui existe entre la concentration en ions H_3O^+ (définition du pH) et la différence de potentiel électrochimique qui s'établit dans le pH-mètre une fois plongé dans la solution étudiée.

Celui-ci est constitué de deux électrodes, l'une standard dont le potentiel est constant et connu (appelée électrode de référence), l'autre à potentiel variable (fonction du pH, appelée électrode de verre). Ces deux électrodes peuvent être combinées ou séparées.

L'appareil est étalonné au moyen de deux solutions tampon (pH 4, 7 et 10 disponibles). On peut aussi (après avoir réalisé cet étalonnage) déterminer la valeur du pH par simple corrélation, la différence de potentiel évoluant proportionnellement à la valeur du pH selon la formule suivante :

$$\Delta E = a (\text{pH}_{\text{éch}} - \text{Ph}_{\text{réf}}) + b$$

avec :

- ΔE , la différence de potentiel entre les deux électrodes ;
- $\text{pH}_{\text{éch}}$, le pH de la solution à mesurer ;
- $\text{Ph}_{\text{réf}}$, le pH de la solution de référence ;
- a et b , les constantes dépendant de l'appareil, elles sont révélées lors de l'étalonnage du pH-mètre.



Figure III.1: pH-mètre

III.2. Le thermomètre

Généralement le thermomètre basique sert à connaître la température. Il existe des modèles adaptés aux mesures de l'air ambiant, et d'autres conçus pour les mesures dans des liquides et objets semi-solides.

Le repérage de la température de l'eau se fait à l'aide d'un thermomètre

L'unité légale de température est le Kelvin de symbole K.

L'unité usuelle de température est le degré Celsius de symbole ° C.

Dans les pays anglo-saxons, la température s'exprime en degré Fahrenheit de symbole °F.



Figure III.2: Le thermomètre

III.3. Turbidimètre

Un turbidimètre est un appareil utilisé pour mesurer la turbidité d'un liquide, généralement de l'eau. Il envoie un faisceau de lumière à travers l'échantillon de liquide et mesure la quantité de lumière diffusée par les particules en suspension dans le liquide. Les turbidimètres sont utilisés pour évaluer la qualité de l'eau, car ils permettent de mesurer la quantité de matières en suspension dans l'eau, telles que les sédiments, les boues, les algues, les bactéries et autres matières organiques.

Les turbidimètres peuvent être de différents types, mais ils fonctionnent tous sur le même principe : un faisceau de lumière est dirigé à travers l'échantillon d'eau et une partie de cette lumière est dispersée ou réfléchiée par les particules en suspension dans l'eau. La quantité de lumière diffusée ou réfléchiée dépend de la quantité et de la taille des particules en suspension, ainsi que de la longueur d'onde de la lumière utilisée. Les turbidimètres modernes utilisent généralement des diodes électroluminescentes (DEL) ou des lasers pour émettre la lumière, ainsi que des détecteurs photoélectriques pour mesurer la lumière diffusée ou réfléchiée.

Les turbidimètres sont largement utilisés dans les usines de traitement de l'eau, les laboratoires et les installations de surveillance de l'environnement pour mesurer la turbidité de l'eau. Les données de turbidité peuvent aider à identifier les niveaux élevés de matières en suspension et à prendre des mesures pour garantir la sécurité et la qualité de l'eau.



Figure III.3: La turbidité

III.4. Conductimètre

Un conductimètre pour l'eau est un outil qui évalue la capacité de l'eau à transmettre l'électricité en déterminant sa conductivité. Il mesure la concentration d'ions, tels que les sels et autres solides dissous, dans l'eau, ce qui affecte sa conductivité électrique. Les conductimètres portables et de table pour l'eau sont idéaux pour les industries telles que le traitement de l'eau, l'alimentation et les boissons, et les produits pharmaceutiques, car ils offrent une précision, une rapidité, une facilité d'utilisation, une gestion des données et un rapport coût-efficacité améliorés.



Figure III.4: Un conductimètre

III.5. membranes de filtration

La filtration par membrane est une méthode de séparation à haute pression qui ne nécessite pas l'utilisation de produits chimiques. La filtration par membrane peut produire de l'eau déminéralisée de haute qualité ou de l'eau partiellement adoucie exempte de particules et de micro-organismes.

L'eau traitée par filtration membranaire est généralement utilisée comme eau de process, eau de chaudière, eau de chauffage urbain, eau de refroidissement, eau de rinçage, eau de laboratoire ou eau potable.



Figure III.5: Membrane de filtration

III.6. Distillateur de l'azote ammoniacal

La distillation convertit l'azote du sulfate d'ammonium (solide) en ammoniac (gaz).

Le sulfate d'ammonium présent dans l'échantillon digéré est converti en gaz ammoniac, chauffé et distillé. L'ammoniac gazeux est conduit dans une solution réceptrice acide où il se dissout et redevient un ion ammoniac. En utilisant la distillation Kjeldahl, les nitrites et les nitrates ne sont pas détectés. Pour quantifier ces éléments, une réduction de l'échantillon (en utilisant l'alliage Devarda) est nécessaire avant l'étape de digestion Kjeldahl.

Les unités de distillation VELP Kjeldahl offrent différents niveaux d'automatisation, de la distillation d'entrée de gamme à la distillation avec ajout automatique de réactifs et aspiration des résidus, jusqu'au système entièrement automatisé avec titrage colorimétrique intégré



Figure III.6: Distillateur de l'azote

III.7. manométrique pour la mesure de la DBO

La mesure repose sur une mesure de la pression dans un système clos. Les micro-organismes qui se trouvent dans l'échantillon consomment l'oxygène en formant du CO_2 . Celui-ci est absorbé avec NaOH . Il s'ensuit une dépression dont la mesure peut être lue directement dans la DBO en mg/l .

Suivant le volume d'échantillon utilisé, on règle l'oxygène disponible pour pouvoir effectuer une DBO complète. En utilisant différents volumes, on peut mesurer des plages de mesure atteignant 4.000 mg/l .



Figure III.7: manométrie par sonde de pression

III.8. Spectrophotométrie d'absorption moléculaire

C'est la méthode analytique la plus utilisée en analyse d'eau. Elle nécessite la mise en œuvre préliminaire d'une réaction colorée spécifique de (élément recherché. Elle s'appuie sur le fait que toute solution colorée traversée par un faisceau de lumière laisse passer une fraction de la lumière incidente; la quantité de lumière absorbée est proportionnelle à la concentration du composé coloré recherché (loi de Beer-Lambert).

Cette technique a permis le développement de chaînes analytiques de laboratoire à flux continu, l'utilisation industrielle de photocolorimètres pour la mesure "séquentielle-en continu" de nombreux paramètres (silice, ammonium, etc.).

III.9. Spectrophotométrie d'absorption UV et IR

Dans le domaine de l'eau, ces techniques sont surtout utilisées pour quantifier des familles de matière organique (MO).

III.9.1. Spectrophotométrie d'absorption UV

Cette technique vise à mesurer l'absorbance ou la densité optique d'une substance chimique en solution. Plus l'échantillon est concentré, plus il absorbe de lumière dans les

limites de proportionnalité fixées par la loi de Beer-Lambert. Les analyses sont effectuées dans l'ultraviolet et le visible. La spectrophotométrie UV-visible peut être utilisée pour quantifier les composés organiques et les solutions riches en métaux de transition.



Figure III.8: Spectrophotométrie d'absorption UV

III.9.2. Spectrophotométrie d'absorption IR

La spectroscopie infrarouge, ou IR, est une technique d'analyse chimique qui utilise l'interaction entre la lumière infrarouge et la matière. La lumière infrarouge fait partie du spectre électromagnétique entre le Visible et les Micro-ondes, avec des longueurs d'onde allant de 780 nm à 1 mm..

Pour des raisons historiques, la lumière infrarouge en spectroscopie est décrit en termes de nombres d'onde plutôt que de longueurs d'onde. Les nombres d'onde nous indiquent le nombre de longueurs d'onde par unité de distance et sont exprimés en cm^{-1} . La lumière avec des longueurs d'onde plus courtes et une énergie plus élevée aura un nombre d'onde plus grand, tandis que la lumière qui a des longueurs d'onde plus longues aura une énergie et des nombres d'onde plus faibles.

La lumière infrarouge peut être divisée en trois régions : le proche infrarouge (NIR), le moyen infrarouge (MIR) et l'infrarouge lointain (FIR). Le NIR a la longueur d'onde la plus courte avec des nombres d'onde plus élevés tandis que le FIR a la longueur d'onde la plus longue avec des nombres d'onde plus faibles.

La mesure du COT (Carbone organique total) fait intervenir une minéralisation du carbone organique par oxydation chimique et UV ou par combustion et une détection du CO_2 par IR.

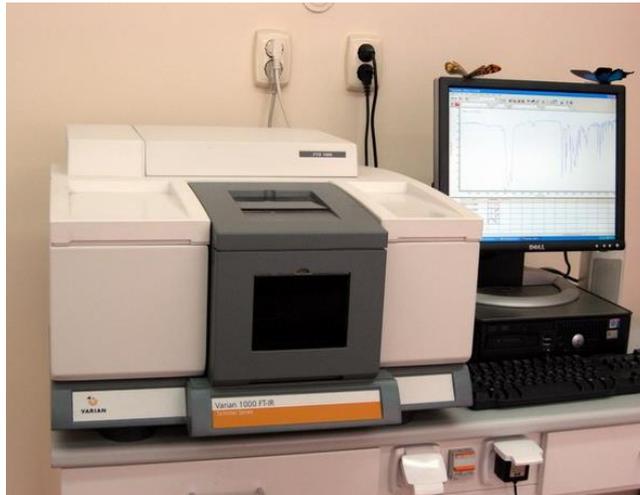


Figure III.9: Spectrophotométrie d'absorption IR

III.10. La spectrophotométrie d'absorption atomique (AA)

La spectrophotométrie d'absorption atomique (SAA , Atomic Absorption Spectroscopy AAS) est une méthode de dosage exclusivement d'éléments métalliques, il n'y a pas de spectres à proprement parlé : Aspect quantitatif seulement.

Un rayonnement électromagnétique monochromatique est envoyé sur la population d'atomes à doser mis à l'état de vapeur. Ces atomes vont absorber une partie du rayonnement. La mesure de I_0 et I_t permet de connaître la concentration de l'élément à doser:

$$A = \log \frac{I_0}{I_t} = k \cdot C$$

Cette méthode d'analyse dite élémentaire permet de doser des éléments chimiques à l'état de traces (en très faible quantité : quelques ppm) contenus dans une solution.



Figure III.10: Spectrophotométrie d'absorption atomique

III.11. La spectrophotométrie d'émission de flamme

La pulvérisation d'une solution d'eau contenant des métaux dans une flamme se caractérise par une décomposition et une dissociation à l'état atomique des traces métalliques. Les atomes des métaux sont ainsi excités thermiquement par la flamme, et leur retour à l'état fondamental s'accompagne de l'émission d'une radiation dont la longueur d'onde est spécifique de l'élément recherché et dont l'intensité est directement proportionnelle à la concentration. Cette technique est appropriée pour le dosage direct des éléments alcalins: Na, K, Li.

III.12. Fluorescence

La fluorescence est la propriété de certains atomes et molécules qui leur permet d'absorber la lumière à une longueur d'onde particulière (excitation : E_x) suivie d'une brève émission (E_m) de lumière à une longueur d'onde plus longue. La distance entre les pics d'excitation et d'émission est appelée déplacement de Stokes (ou Stokes shift) et dépend du fluorophore .

La fluorescence implique une source de lumière externe pour exciter l'échantillon à une longueur d'onde particulière. Lorsque la molécule est excitée à la longueur d'onde appropriée, elle passe d'un état fondamental à un état excité. Lorsque la molécule retourne à l'état fondamental, de l'énergie est libérée sous forme de chaleur (perte d'énergie) et de lumière à une longueur d'onde plus longue et différente de celle d'énergie plus faible.

III.13. Chromatographie

La chromatographie est une technique séparative analytique et/ou préparative. Elle consiste à faire migrer les constituants à séparer sur une phase stationnaire immobile, à l'aide d'une phase mobile, liquide ou gazeuse, de nature différente. Chaque molécule sera plus ou moins rapidement entraînée selon son affinité pour, respectivement, la phase stationnaire et la phase mobile, permettant la séparation des différents constituants présents.

À partir de ce principe très général, il existe de très nombreux types de chromatographie en fonction de la nature de la phase stationnaire, de la nature de la phase mobile, et de la nature des interactions entre ces phases et les molécules à purifier. En effet, selon les cas, les facteurs physico-chimiques qui interviennent comme critère de séparation sont totalement différents : ce peut être la masse moléculaire, la charge, l'hydrophilie/hydrophobicité, la structure tridimensionnelle, etc. Évidemment, le choix est effectué au cas par cas en fonction des besoins. Il n'est d'ailleurs pas rare d'utiliser successivement plusieurs types de chromatographies différentes au cours d'une même purification.

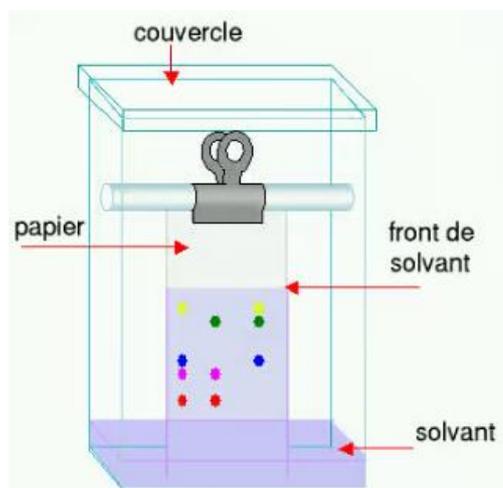


Figure III.11: chromatographie sur papier

III.14. Polarographie

Les techniques polarographiques couvrent un large domaine d'applications en analyse et peuvent être utilisées en particulier dans les domaines de l'environnement, de l'analyse de l'eau et des eaux résiduaires, de l'industrie pharmaceutique, alimentaire, cosmétique, pétrolière et nucléaire, de la galvanoplastie, de l'analyse des fluides biologiques et de l'industrie des plastiques et des polymères. Elles sont appliquées à l'analyse de constituants principaux et à

l'analyse de traces et d'ultratraces. Elles concernent l'analyse en solution de métaux, de molécules inorganiques, organométalliques ou organiques ou des molécules d'intérêt biologique et biochimique. Elles permettent des analyses multiélémentaires et sont non destructives des solutions analysées puisque les quantités de solutés impliqués dans les mesures polarographiques sont négligeables par rapport aux quantités en solution, permettant ainsi des mesures répétitives sur une même solution.

Chapitre IV

Les principaux chaînages de traitement des eaux

IV. Introduction

Au début du siècle passé, l'eau potable mise à la disposition des utilisateurs était consommée avec parcimonie. C'était le temps, sauf dans les grandes cités urbaines, des fontaines sur la place du village, des lavoirs publics, des w-c au fond du jardin, ...

Depuis la dernière guerre mondiale, l'extraordinaire développement économique, la diversification des biens de consommation, la quasi généralisation de la distribution d'eau potable à domicile et la multiplication des besoins en eau (la machine à laver le linge, le lave-vaisselle, les sanitaires et salles de bain bien équipées, etc.) ont largement contribué au confort et à la santé de la population mais ont conduit également à la pollution de l'eau

IV.1. La pollution de l'eau

IV.1. 1. Définition

La pollution de l'eau est une dégradation physique, chimique, biologique ou bactériologique de ses qualités naturelles, provoquée par l'homme et ses activités. Elle perturbe les conditions de vie de la flore et de la faune aquatiques; elle compromet les utilisations de l'eau et l'équilibre du milieu naturel.

La pollution des eaux est provoquée par le rejet d'eau salie par nos activités domestiques (lavages et nettoyages divers, évacuation de nos urines et fèces, etc.) mais également par les diverses activités industrielles et agricoles, nécessaires pour fournir les aliments et biens dont nous avons besoin.

IV.2. Les différentes formes de pollution des eaux

L'eau est indispensable à la vie. Pour les besoins de l'Homme et de l'environnement, l'eau doit être de bonne qualité. Si la qualité de l'eau est altérée, c'est tout un équilibre qui est menacé.

La bonne qualité de l'eau est déterminée par son bon état écologique et chimique. Le bon état écologique correspond à un bon fonctionnement du milieu et il s'évalue au travers de la diversité aquatique (faune et flore). Le bon état chimique, quant à lui prend en compte les paramètres de pollution par les substances toxiques.

On distingue trois principaux types de pollution de l'eau :

IV.2. 1. La pollution micro-biologique : il s'agit de bactéries, parasites ou virus

IV.2. 2. La pollution chimique : provient généralement des rejets d'eaux usées contenant des produits d'entretien, des hydrocarbures et des métaux lourds.

IV.2. 3. La pollution par les déchets aquatiques : elle est définie comme « Tout matériau ou objet fabriqué utilisé au profit de l'humanité qui est directement ou indirectement jeté ou abandonné dans les milieux aquatiques. »

Ces pollutions peuvent avoir de nombreuses origines, on en distingue quatre principales.

IV.3. Les différentes sources de pollutions

IV.3.1. La pollution domestique

Elle est généralement liée aux rejets d'eaux usées, qui peuvent être de deux types :

- Les eaux usées issues de l'utilisation d'eau au quotidien (toilettes, cuisine, douche...) contiennent des déchets organiques ou de la matière fécale. Les habitations mal ou non raccordées au réseau d'assainissement collectif, peuvent ainsi engendrer une pollution bactériologique de l'eau.

- Les produits ménagers que nous utilisons sont chargés de polluants chimiques nocifs pour l'environnement. Mélangés à l'eau, ils terminent dans nos canalisations ou dans la nature et engendrent une pollution chimique. Difficilement traités par les réseaux d'assainissement, les résidus de ces produits viennent enrichir les cours d'eau en substances chimiques.

IV.3.2. La pollution industrielle

L'industrie génère des pollutions différentes selon le secteur d'activité. Les usines de papier, par exemple, utilisent de grands volumes de produits chimiques dans leurs processus de fabrication. Malgré les réglementations imposant le traitement de leurs eaux usées, certaines substances restent difficiles à éliminer et se retrouvent dans l'environnement. Les activités agroalimentaires (conserveries, coopératives...) traitent de gros volumes

de matière organique, qui vient enrichir le milieu en nutriments et contribue au phénomène d'eutrophisation.



Figure IV.1 : La pollution industrielle

IV.3.3. La pollution agricole

Les pesticides et les engrais engendrent une pollution chimique. L'utilisation massive d'engrais d'origine naturelle, tel que le fumier, peut constituer une source de pollution bactériologique. Ces substances, par le biais du cycle de l'eau, s'infiltrent ou ruissellent polluant les milieux aquatiques.



Figure IV.2 : La pollution agricole

IV.3.4. La pollution liée aux transports maritimes

Le transport maritime peut être à l'origine de pollutions chimiques. Elles sont souvent causées par des rejets d'hydrocarbures, volontaires ou non, directement dans l'océan. Les marées noires en sont l'exemple le plus frappant.



Figure IV.3 : Pollution marine

IV.4. Conséquences de la pollution des eaux

IV.4. 1. Conséquences sur le milieu aquatique

La qualité de l'eau a un impact direct sur l'état des milieux aquatiques, tant sur la faune que sur la flore. Le bon fonctionnement des écosystèmes dépend de la qualité de l'eau dans laquelle ils se trouvent, l'équilibre des milieux aquatiques étant très fragile.

La présence d'engrais et de fertilisants (d'origine agricole) dans l'Océan a sur certaines plantes aquatiques le même effet que sur les plantes terrestres. C'est ce qui se passe dans de nombreux pays avec la prolifération des algues vertes qui envahissent les plages. Ce phénomène est également appelé marée verte.

L'utilisation massive d'hormones de synthèse tant dans l'agriculture (élevages) que dans la vie quotidienne (médicaments) a pour effet la féminisation de certaines espèces aquatiques (poissons, reptiles...).



Figure IV.4 : Pollution de l'environnement

IV.4. 2. Conséquences sur la santé humaine et ses activités

La qualité de l'eau a un impact sur l'Homme, sa santé et ses activités.

Les pollutions bactériologiques peuvent être à l'origine de maladies (otites, gastro entérites, éruptions cutanées...) . Ces pollutions sont détectées par l'analyse de deux bactéries intestinales : *Escherichia coli* et entérocoques. Les risques sanitaires liés aux pollutions chimiques sont moins bien connus et donc plus difficile à détecter.

IV.4. 3. Conséquences sur l'économie

La pollution peut avoir de lourdes conséquences sur les activités économiques.

Une pollution chimique marine peut engendrer de nombreuses perturbations qui, à plus ou moins long terme, ont des effets néfastes sur l'économie. Ces atteintes peuvent toucher les organismes vivants, les écosystèmes ainsi que les humains et leurs activités.

Comme autre exemple La qualité des eaux littorales est primordiale pour les stations balnéaires. Toute fermeture de plage pour cause de pollution entraîne une baisse de fréquentation des plages et donc un impact économique important.

Quel que soit le type de pollution, l'appauvrissement d'un milieu naturel engendre une baisse de son attractivité. C'est donc dans l'intérêt de chacun de le préserver.

Une grande partie de d'eau potable disparaît, cela va donc créer des conflits et le prix de l'eau va augmenter, ce qui affectera l'économie.

V. Normes de qualité des eaux

V.1. Notion de normes

On appelle normes, les recommandations qui émanent d'organismes particulièrement compétents, et qui précisent ce que doit être la composition de l'eau, afin qu'elle puisse être consommée par la population sans qu'elle ne puisse porter atteinte à sa santé, à court ou long terme. Les normes ne constituent pas un recueil de valeurs figées, arrêtées une fois pour toutes. Elles évoluent avec :

- le progrès de la connaissance,
- le développement de la science et des techniques,
- les incidences que peut (ou ne peut pas) avoir tel ou tel paramètre sur la santé,
- les risques liés au mode de vie, des réalités du pays (ressources en eau disponibles, niveau de développement, potentiels technique et technologique...).

Les normes sont réparties en sept groupes :

V.2. Les paramètres organoleptiques

Ces paramètres concernent la couleur, la transparence, la saveur et l'odeur de l'eau. Cependant ces critères n'ont pas de valeur sanitaire directe. Une eau peut être trouble, colorée ou avoir une odeur particulière et néanmoins être consommable.

V.3. Les paramètres physico-chimiques

Il s'agit des caractéristiques telles que le pH de l'eau et sa température. Ces caractéristiques sont en relation avec la structure naturelle de l'eau.

V.4. Les paramètres concernant les substances indésirables

Ce sont des substances dont la présence est tolérée en faible quantité. Parmi ces substances, on peut trouver des éléments qui ne causent que des désagréments pour l'utilisateur mais d'autres peuvent avoir une incidence sur la santé.

V.5. Les paramètres concernant les substances à effets toxiques connus

Les normes fixées sont sensiblement inférieures aux seuils considérés comme acceptables en toxicologie, c'est pourquoi les teneurs tolérées sont extrêmement faibles. Ces paramètres concernent le plomb et le chrome entre autres.

V.6. Les paramètres microbiologiques

L'eau ne doit pas contenir de bactéries ou de virus pathogènes. Par contre, les germes banals y sont admis mais en faible quantité, en effet, puisque l'eau est un milieu vivant, une vie bactérienne inoffensive et limitée y est normale.

V.7. Les pesticides et produits apparents

Beaucoup de substances appartiennent à cette catégorie ; leur présence dans l'eau est limitée à de très petites quantités.

V.8. Les paramètres concernant les eaux adoucies ou déminéralisées

Les eaux adoucies ou déminéralisées doivent tout de même contenir une teneur minimale en calcium ou en magnésium (pour la dureté) et en carbonate ou en bicarbonate (pour l'alcalinité).

1.9. Réglementation internationale pour l'eau potable

L'OMS (Organisation mondiale de la santé) établit, pour chaque paramètre, des recommandations qui peuvent être adaptées dans chaque pays, en fonction de l'état sanitaire et des conditions économiques, pour aboutir aux normes réglementaires nationales.

Dans l'Union Européenne, la qualité des eaux potables est définie par une directive, que tous les États membres doivent ensuite transposer en droit national. La directive initiale datait de 1980 et a été transposée en droit français le 3 janvier 1989 ; elle définissait des niveaux-guides et des concentrations maximales admissibles pour 64 paramètres

1.9.1. Réglementation Algérienne

1.9.1.1. Paramètres de qualité de l'eau de consommation humaine

Décret exécutif n°14-96 du 2 Joumada El Oula 1435 correspondant au 4 mars 2014 modifiant et complétant le décret exécutif n° 11-125 du 17 Rabie Ethani 1432 correspondant au 22 mars 2011 relatif à la qualité de l'eau de consommation humaine

(Journal officiel de la République algérienne démocratique et populaire N° 13, du 7
Joumada El Oula 1435 correspondant au 9 mars 2014)

Tableau IV.1. : Paramètres avec valeurs limites

GRUPE DE PARAMETRES	PARAMETRES	UNITES	VALEURS LIMITES
Paramètres chimiques	Aluminium	mg/l	0,2
	Ammonium	mg/l	0,5
	Baryum	mg/l	0,7
	Bore	mg/l	- Eaux conventionnelles : 1 - Eaux dessalées ou déminéralisées : 1,3
	Fluorures	mg/l	1,5
	Nitrates	mg/l	50
	Nitrites	mg/l	0,2
	Oxydabilité	mg/l O ₂	5
	Acrylamide	µg/l	0,5
	Antimoine	µg/l	20
	Argent	µg/l	100
	Arsenic	µg/l	10
	Cadmium	µg/l	3
	Chrome total	µg/l	50
	Cuivre	mg/l	2
	Cyanures	µg/l	70
	Mercuré	µg/l	6
	Nickel	µg/l	70
	Plomb	µg/l	10
	Sélénium	µg/l	10
	Zinc	mg/l	5
	Hydrocarbures polycycliques aromatiques (H.P.A ²) totaux Fluoranthène, benzo (3,4) fluoranthène, benzo (11,12) fluoranthène, benzo (3,4) pyrène, benzo (1,12) pérylène, indéno (1,2,3-cd) pyrène, benzo (3,4) pyrène	µg/l	0,2
	Benzo (3,4) pyrène	µg/l	0,01
	Benzène	µg/l	10
	Toluène	µg/l	700
	Ethylbenzène	µg/l	300

GROUPE DE PARAMETRES	PARAMETRES	UNITES	VALEURS LIMITES
Paramètres chimiques (Suite) Radionucléides	Xylènes	µg/l	500
	Styrène	µg/l	100
	Agents de surface régissant au bleu de méthylène	mg/l	0,2
	Epychlorehydrine	µg/l	0,4
	Microcystine LR	µg/l	1
	Pesticides par substance individualisée		
	- Insecticides organochlorés persistants	µg/l	0,1
	- Insecticides organophosphorés et carbamates	µg/l	0,1
	- Herbicides	µg/l	0,1
	- Fongicides	µg/l	0,1
	- P.C.B	µg/l	0,1
	- P.C.T	µg/l	0,1
	- Aldrine	µg/l	0,03
	- Dieldrine	µg/l	0,03
	- Heptachlore	µg/l	0,03
	- Heptachlorépoxyde	µg/l	0,03
	Pesticides (Totaux)	µg/l	0,5
	Bromates	µg/l	10
	Chlorite	µg/l	0,07
	Trihalométhanes par substance individualisée :		
	- Chloroforme	µg/l	200
	- Bromoforme	µg/l	100
	- Dibromochlorométhane	µg/l	100
- Bromodichlorométhane	µg/l	60	
Chlorure de vinyle	µg/l	0,3	
1,2-Dichloroéthane	µg/l	30	
1,2-Dichlorobenzène	µg/l	1000	
1,4-Dichlorobenzène	µg/l	300	
Trichloroéthylène	µg/l	20	
Tetrachloroéthylène	µg/l	40	
Particules alpha	Picocuriel/L	15	
Particules bêta	Millirems/an	4	
Tritium	Bequerel/l	100	
Uranium	µg/l	30	
Dose totale indicative (DTI)	mSv/an	0,15	
Paramètres microbiologiques	Escherichia Coli	n/100ml	0
	Entérocoques	n/100ml	0
	Bactéries sulfitoréductices y compris les spores	n/20ml	0

Tableau IV.2 : Paramètres avec valeurs indicatives

GROUPE DE PARAMETRES	PARAMETRES	UNITES	VALEURS INDICATIVES
Paramètres Organoleptiques	couleur	mg/l platine	15
	Turbidité	NTU	5
	Odeur à 25 °C	Taux dilution	4
	Saveur à 25 °C	Taux dilution	4
Paramètres Physico-chimiques en relation avec la structure naturelle des eaux	Alcalinité	mg/l CaCO ₃	65 pour les eaux dessalées ou déminéralisées (valeur minimale)
	Calcium	mg/l	200
	Chlorure	mg/l	500
	Concentration en ions hydrogène	Unité pH	≥ 6,5 et ≤ 9
	Conductivité à 20 °C	μS/cm	2800
	Dureté (TH)	mg/l en CaCO ₃	500
	Fer total	mg/l	0,3
	Manganèse	μg/l	50
	Phosphore	mg/l	5
	Potassium	mg/l	12
	Sodium	mg/l	200
	Sulfates	mg/l	400
	Température	°C	25

VI. Les principaux chaînages de traitement des eaux

On peut diviser, grosso modo, le traitement de l'eau en quatre étapes :

- **Prétraitement** : les eaux brutes doivent généralement subir, avant leur traitement proprement dit, un prétraitement comportant un certain nombre d'opérations uniquement physiques ou mécaniques.
- **Traitement primaire** : élimine une grande partie de MES et constitue une préépuration non négligeable quoique insuffisant pour garantir la qualité en milieu naturel, il fait appel à différents procédés physiques ou chimiques.
- **Traitement secondaire** : Cette étape consiste en l'élimination des matières en solution dans l'eau (matières organiques, substances minérales).
- **Traitement tertiaire** : Au terme du traitement secondaire, l'eau débarrassée des éléments qui la polluaient, est épurée à 90%. Mais lorsque le lieu de rejet est fragile des traitements complémentaires peuvent s'avérer nécessaires.

VI.1. Les prétraitements des eaux

Les eaux brutes doivent généralement subir, avant leur traitement proprement dit, un prétraitement qui comporte un certain nombre d'opérations uniquement physiques ou mécaniques. Ils sont destinés à extraire de l'eau brute la plus grande quantité possible d'éléments dont la nature ou la dimension constituerait une gêne pour les traitements ultérieurs. Il s'agit du :

- Dégrillage
- Dilacération
- Tamisage
- Dessablage
- Déshuilage/dégraissage

Les termes de dégrillage et de tamisage sont des procédés mécaniques. Le terme de grille est réservé à des supports présentant des ouvertures de largeur définie, généralement supérieure à 5 mm, mais de très grande longueur, dont le nettoyage s'effectue par voie mécanique (raclage). Parallèlement, l'usage a consacré le terme de tamis à des supports minces, à orifices circulaires ou carrés, ou à mailles croisées, offrant un passage généralement inférieur à 3 mm, ces tamis pouvant être fixes ou rotatifs, avec nettoyage mécanique ou hydraulique

VI.1. 1. Le Dégrillage

L'eau brute passe à travers des grilles composées de barreaux placés verticalement ou inclinés de 60 à 80° sur l'horizontale. L'espacement des barreaux varie de 3 à 100 mm. La vitesse moyenne de passage entre les barreaux est comprise entre 0,6 et 1 m/s. on distingue trois types de dégrillage, en fonction de la taille des détritres à éliminer :

- 30 à 100 mm prédégrillage,
- 10 à 30 mm dégrillage moyen,
- 3 à 10 dégrillage fin

on distingue différents types de dégrillages

Tableau. VI.1 : Le type de dégrillage en fonction de l'espacement des barreaux

Type de dégrillage	Espacement entre les barreaux
Dégrillage grossier	30 - 100mm
Dégrillage moyen	10 - 25mm



Figure IV.5. Opération de dégrillage.

L'élimination des matières retenues par les barreaux des grilles peut s'effectuer manuellement ou bien mécaniquement, on distingue

VI.1.1.1. Les grilles manuelles

Elles sont composées des barreaux inclinés de 60° à 80° par rapport à l'horizontal et sont menues de by pass pour éviter les débordements en cas d'obstruction (Figure. 2.2). Elle

nécessite un nettoyage quotidien à l'aide d'un râteau. Ce type de grilles est utilisé dans les petites installations, l'espacement minimum entre les barreaux est de 30cm

VI.1.1.2. Les grilles mécaniques

Elles sont destinées pour les stations dont le nombre d'équivalent habitant est supérieur ou égale à 2000 habitants.

La manoeuvre automatique de la grille permet d'éviter le colmatage rapide des canalisations.

On trouve deux types de ces grilles :

➤ **Grilles courbes**

Elles sont formées de barreaux plats, et sont utilisées pour des profondeurs du canal variant de 0,5 à 1,8m.

➤ **Grilles droites**

Elles sont inclinées de 90° par rapport à l'horizontal et sont parfois verticales. Ce type de grilles peut être utilisé pour les grandes profondeurs du canal (2 à 3m) avec un espacement des barreaux (40 à 60mm).

VI.1.1.3. Nettoyage des grilles

Pour éviter le colmatage de l'installation, une opération de nettoyage est obligatoire ; Elle peut être manuelle dans le cas des petites stations ou automatique lorsque le volume des déchets à évacuer est important. Les déchets extraits par le dispositif de nettoyage peuvent être évacués par bac amovible, bande transporteuse ou vis d'Archimède. On distingue quatre dispositifs de dégrillage :

- grille statique simple,
- dégrilleur fixe (à chaîne sans fin et râteau),
- grille à câble, à grappin,
- grille courbe à peigne

VI.1.1.4. Caractéristiques de la grille

La vitesse de passage de l'eau doit permettre l'application des matières sur la grille sans provoquer de pertes de charge importantes ni entraîner des colmatages en profondeur des barreaux.

- Vitesse de passage

La vitesse moyenne de passage entre les barreaux est comprise $0.6 < V < 1$ m/s ou 1.2 à 1.4 m/s en débit maximal.

VI.1. 2. Dilacération

Il s'agit d'une opération de broyage des déchets qui sont évacués avec l'eau brute.

Ce système nécessite beaucoup d'impératifs liés à la nature des déchets, et à l'efficacité de ce traitement. Les broyeurs sont deux types :

- broyeurs à marteau
- tambours à râteau

VI.1. 3. Le Tamisage

Le tamisage est en fait un dégrillage poussé, Il consiste de faire passer l'eau à travers un filtre dont les mailles sont assez fines (dégrillage poussé), par exemple la filtration sur toile mettant en oeuvre des mailles de différentes dimensions (0,1 à 4mm)

Trois principales fonctions du tamisage peuvent être mentionnées

- la récupération de déchets recyclables ;
- la protection de canalisations et des pompes ;
- la limitation des risques de dépôts et de fermentation ;

VI.1. 3.1. *Macro-tamisage*

Les éléments filtrants sont constitués de tôles perforées ou, le plus souvent, de toiles à mailles croisées en acier inoxydable ou en tissu synthétique, présentant des ouvertures de 0,15 à 2 mm.

Les tamis sont réalisables sous forme de tambours de 1,5 à 6 m de diamètre ou de bandes de 1 à 3 m de largeur et dont la hauteur de 3 à 15 m est adaptée aux rivières à niveau variable.

Selon le sens de circulation de l'eau, le système de lavage par pulvérisation est situé au-dessus du filtre ou à l'intérieur. Une goulotte évacue les effluents de lavage.

Dans les deux cas, la mise en place de panneaux en forme de dièdres ou de demi cylindres permet d'accroître la surface spécifique de filtration. La capacité de ces appareils peut aller jusqu'à plusieurs milliers de $\text{m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$.

VI.1. 3.2. *Micro-tamisage*

Les toiles filtrantes, en tissu synthétique, ont des ouvertures de mailles de 30-40 μ m à 150 μ m. Elles sont montées sur des tambours. Les équipements de lavage doivent assurer une pulvérisation plus intense sur la toile du fait de risques de colmatage accrus par les sables et limons fins (Figure 2.3). L'étanchéité des joints doit être assurée plus sévèrement.



Figure IV.6 : Schéma d'un Micro-tamis à tambour

VI.1. 4. Le dessablage

Le dessablage débarrasse les eaux des sables pour éviter leur sédimentation ultérieure. L'écoulement de l'eau à une vitesse réduite dans un bassin appelé "désableur" entraîne leur dépôt au fond de l'ouvrage. Ces particules sont ensuite aspirées par une pompe. Les sables récupérés sont essorés, puis lavés avant d'être soit envoyés en décharge, soit réutilisés.

La technique de dessablage consiste à faire circuler l'eau dans une chambre de tranquillisation où il est tenté d'obtenir une vitesse constante quelque soit le débit. Une vitesse de 0,3m/s permet un dépôt de la majeure quantité des matières minérales contenues dans l'eau.

Le dessablage concerne les particules minérales de diamètre supérieur à 0,2 mm environ

On distingue différents types de dessableurs à savoir :



Figure IV.7. Opération de dessablage

VI.1. 4.1. Dessableur rectangulaire à couloir

Il s'agit de dessableurs à couloirs simples qui sont des canaux à section élargies et rectangulaires dans lesquels la vitesse de passage est inférieure à 0,3m/s, de manière à éviter le réentraînement des particules par le courant (Figure. 2.3).

VI.1. 4.2. Dessableur à couloir à vitesse constante :

Pour maintenir la vitesse constante dans ce type de dessableur on se base sur le canal de venturi.

VI.1. 4.3. Dessableur circulaire

Ce type de dessableur est alimenté tangentiellement et dans lequel les sables sont projetés vers les parois et en décrivant une spirale à axe vertical. La vitesse de passage est de l'ordre de 0,8m/s.

VI.1. 4.4. Dessableur rectangulaire aéré

Dans ce type de dessableur l'insufflation de l'air impose aux eaux un mouvement de rotation qui entraîne :

- décantation des grains de sable seulement par contre la matière organique reste en suspension.
- détachement de la matière organique fixée sur le sable par effet de tourbillonnement.
- un rafraîchissement des eaux par l'apport d'oxygène.

VI.1. 4.5. Dessableur aéré à fond plat

L'eau est admise sur toute la largeur du bassin par le côté opposé. Les sables sont recueillis par raclage.

VI.1. 4.6. Quantité de sable – caractérisation

La quantité de sable dans l'effluent est très variable, et dépend :

- des caractéristiques géologiques de la région ;
- de l'état et de la longueur des canalisations ;
- du type de réseau : séparatif, unitaire, mixte, et entretien du réseau ;
- de la fréquence des épisodes pluvieux.

La quantité de sable à extraire ne dépasse pas généralement 15 litres par an et par habitant.

VI.1. 4.7. Traitement des sables

Le sable est généralement traité pour réduire la quantité de matières organiques ; le « sable » repris en sortie du dessableur est envoyé sur un traitement particulier comportant :

- hydrocyclone ;
- classificateur ;
- laveur de sables.

VI.1. 5. Dégraissage-déshuilage

Les opérations de dégraissage et de déshuilage consistent à séparer des produits de densité légèrement inférieure à l'eau, par effet de flottation, naturelle ou assistée, dans une enceinte liquide de volume suffisant.

On a coutume d'appeler « huiles » des produits liquides non miscibles à l'eau aussi différents que les huiles végétales, les huiles minérales, les hydrocarbures légers et le terme déshuilage est habituellement réservé à l'élimination d'huiles présentes en quantité notable, en particulier dans les industries du pétrole (mais normalement absentes des ERU, leur rejet en égout étant interdit).

Donc le dégraissage-déshuilage vise à éliminer les graisses et les huiles dans les eaux, qui peuvent gêner l'efficacité des traitements biologiques qui interviennent ensuite. L'opération s'effectue par flottation. L'injection d'air au fond de l'ouvrage permet la remontée en surface des corps gras. Les graisses et huiles sont raclées à la surface, puis stockées avant d'être éliminées (mise en décharge ou incinération).

Il existe plusieurs types de dégraisseur

VI.1. 5.1. dessableur-dégraisseur circulaire

De forme cylindroconique, l'ouvrage a un diamètre de 3 à 8 m et une profondeur liquide au centre de 3 à 5 m. Il est équipé d'un aérateur-mélangeur immergé genre « Aéroflot » placé dans l'axe

Le mélangeur-aérateur comporte un mobile centrifuge de pompage, noyé sous environ 2 m d'eau et entraîné par un moteur électrique immergé libérant une puissance spécifique de 15 à 30 W par m³ de capacité liquide.

Le mobile :

- assure un flux d'écoulement giratoire dans les zones basses de l'ouvrage, facilitant l'écoulement des sables sur les pentes de la trémie à 45° ;
- crée une zone de turbulence ponctuelle favorisant la séparation des graisses et des matières agglutinées ;
- aspire un certain débit d'air atmosphérique par une conduite à l'air libre, et libère cet air dans la masse sous forme de fines bulles dispersées. Elles s'agglomèrent préférentiellement aux particules de graisses hydrophobes et les aident à flotter.



Figure IV.8. Dessableur-dégraisseur circulaire

VI.1. 5.2. dessableur-dégraisseur rectangulaire

De taille identique au dessableur rectangulaire, il permet de traiter des débits importants, jusqu'à 5 000 m³ · h⁻¹

On distingue les zones de traitement suivantes :

zone 1 : zone aérée où se synthétisent les graisses ;

zone 2 : zone calme de concentration et de récupération par raclage des graisses ;

zone 3 : pont racleur combiné avec raclage des graisses et extraction des sables par pompe.



Figure IV.9. Dessableur-dégraisseur rectangulaire

VI.2. Les traitement primaire des eaux

L'eau contient de nombreux composés qui peuvent se regrouper en trois catégories :

- **Matières en suspension**

Ces produits peuvent être d'origine minérale (sables, limons, argiles, ...) ou organique (produits de la décomposition des matières végétales ou animales, acides humiques ou fulviques par exemple). A ces composés s'ajoutent les micro-organismes tels que bactéries, plancton, algues et virus. Ces substances sont responsables, en particulier, de la turbidité et de la couleur ;

- **Matières colloïdales (moins de 1 micron)**

Ce sont des MES de même origine que les précédentes mais de plus petite taille, dont la décantation est excessivement lente. Elles sont également génératrices de turbidité et de couleur ;

- **Matières dissoutes (moins de quelques nanomètres)**

Ce sont généralement des cations ou des anions. Une partie de la matière organique est également sous forme dissoute. On trouve aussi des gaz (O_2 , CO_2 , H_2S , ...).

Les procédés de coagulation et de floculation facilitent l'élimination des MES et colloïdales. Celle-ci est réalisée dans une étape ultérieure de séparation solide liquide: décantation, flottation ou filtration.

VI.2. 1. Décantation

Après les prétraitements, les effluents conservent une charge polluante dissoute et des matières en suspension. Les procédés de traitement primaire sont physiques, comme la décantation, ou physico-chimique. Ces traitements éliminent 50 _a 60% des matières en suspension.

VI.2. 1.1 Décantation naturelle

La décantation est une opération de séparation solide/liquide par simple gravité. Si la densité des particules est supérieure à celle de l'eau, il y a une décantation, sinon on a une flottation. La décantation a pour but d'éliminer les MES et les colloïdes. Ce procédé est utilisé pratiquement dans toutes les usines d'eau potable ainsi que les stations d'épuration d'eaux usées. Le décanteur est un bassin rectangulaire ou circulaire dans lequel l'eau séjourne longtemps pour permettre la sédimentation entière des particules ou des flocons



Figure. IV.10 : Bassin décanteur

D'autre part la décantation est un processus physique utilisé pour séparer les particules solides des liquides, basé sur leur différence de densité. Ce processus se déroule en plusieurs étapes dans un bassin de décantation.

- Tout d'abord, on mélange les particules solides en suspension dans un liquide, puis on laisse reposer un certain temps.
- Pendant ce temps, les particules solides perdent de leur énergie cinétique, se déposent au fond du récipient et forment une couche séparée.
- L'objectif, c'est que les particules perdent leur énergie cinétique pour qu'on puisse facilement les ramasser en fond d'ouvrage.

VI.2. 1.2. Les différents types de décantation

Il existe plusieurs types de décantation utilisés dans différents domaines industriels. La décantation est un procédé de séparation physique utilisé pour séparer des liquides de densités différentes ou des solides en suspension dans un liquide. Et dans le domaine de l'eau, nous avons la décantation solide-liquide qui est largement répandue.

Cette méthode repose sur le repos d'un mélange solide-liquide pendant un temps défini. Ainsi, les particules solides se déposent au fond, créant alors une couche distincte. Son principe repose sur la séparation de deux liquides de densités différentes. Pour cela, on utilise un séparateur centrifuge ou un séparateur à gravité. Cependant, n'oubliez pas que les effluents à traiter contiennent très souvent une fraction flottante. Il faut aussi pouvoir l'extraire séparément.

VI.2. 1.3. Applications de la décantation

- **Traitement des eaux usées : pour éliminer les matières en suspension**

L'utilisation de la décantation pour éliminer les matières en suspension est un élément important de ce traitement. Le traitement primaire des eaux usées avec un bassin tampon est recommandé, car cela permet de nombreux avantages :

- Les bassins primaires réduisent la teneur de matières en suspension ainsi que les polluants incorporés dans ceux-ci.
- Peut aider à lisser le débit sur la biologique, pour faciliter la vie des microorganismes épurateurs.
- Réduction de la taille des équipements installés, notamment de l'aération biologique, ce qui peut entraîner des économies de coûts.

- Il permet de réaliser des économies d'électricité en évitant les pics de débits en période de pointe. De plus, le tampon élimine une partie de la pollution carbonée.
- Production d'eau potable : pour éliminer les impuretés et protéger le filtre en aval

Pour garantir la qualité de l'eau, il est important d'éliminer les impuretés avant de la filtrer. C'est là que la décantation entre en jeu.

Il s'agit d'un processus de séparation physique de la boue et des impuretés en suspension dans l'eau. Elle consiste à faire flotter les particules en suspension pour les séparer de l'eau claire.

Le processus se déroule en plusieurs étapes :

- On ajoute lentement l'eau à une cuve de décantation pour que les particules en suspension se déposent au fond.
- Ensuite, on pompe l'eau décantée claire depuis le dessus du réservoir, laissant les impuretés au fond. Cette étape est importante, car elle protège le filtre en aval et augmente son efficacité et sa rentabilité.

VI.2. 1.4. Les différents types de décanteurs

Il existe de Deux types de décanteurs

a- Décanteur primaire

Un décanteur primaire est un équipement de traitement des eaux utilisé pour séparer les solides lourds et les graisses des eaux usées. Il s'agit de la première étape du traitement des eaux usées. Elle consiste à préparer les eaux pour les traitements suivants.

Le décanteur primaire est essentiel dans une station d'épuration, car il sépare les gros déchets. Cette séparation prévient l'obstruction des équipements ultérieurs et optimise leur fonctionnement.

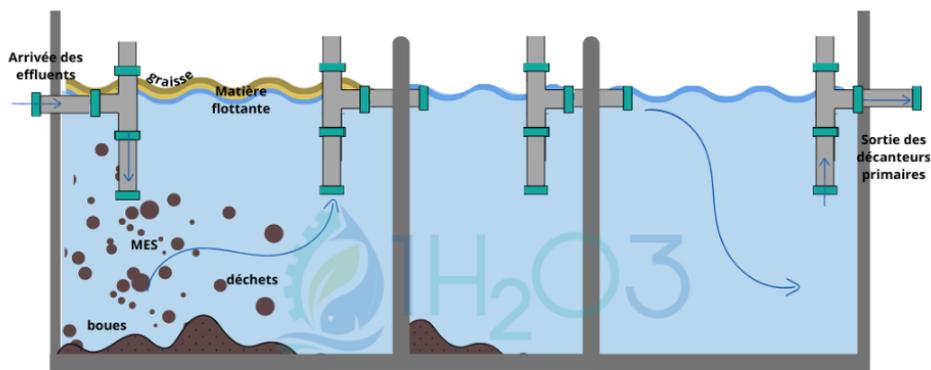


Figure. IV.11 : Décanteur primaire

b- Décanteur lamellaire

C'est un équipement de traitement de l'eau utilisé pour clarifier l'eau en séparant les particules en suspension. Les industries et les stations d'épuration utilisent fréquemment le décanteur lamellaire pour améliorer la qualité de l'eau traitée.

Le décanteur lamellaire se compose des lamelles anti-colmatages de 3 mm d'épaisseur pour faciliter l'écoulement de l'eau. Les particules en suspension sont retenues à la surface des lames et s'accumulent à mesure que l'eau circule.

Son fonctionnement repose sur la différence de densité entre les particules en suspension et l'eau. Une force centrifuge pousse les particules légères vers la surface, tandis que les lourdes restent en suspension.

Lorsque les particules en suspension s'accumulent à la surface des lames, un système de vidange rapide l'évacuera ensuite.

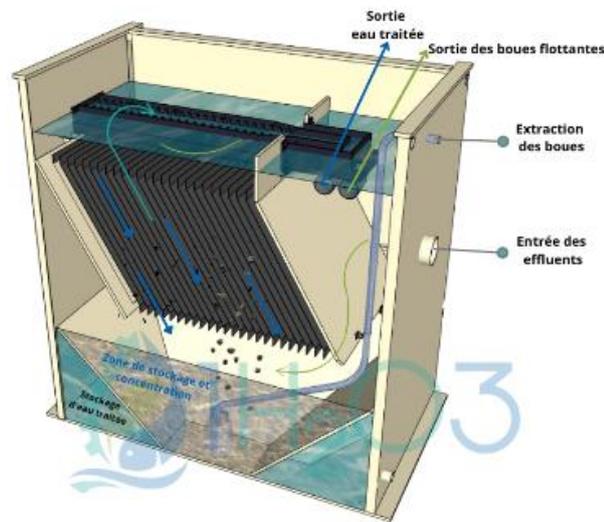


Figure. IV.12 : Décanteur lamellaire

VI.2. 2. Coagulation –Floculation

La coagulation-floculation facilite l'élimination des MES (Matières En Suspension) et des colloïdes en les rassemblant sous forme de floes dont la séparation s'effectue par décantation, flottation et/ou filtration. C'est donc un traitement physique qui permet d'éliminer tout ou partie des polluants des effluents notamment les fractions particulaires inertes ou vivantes, les fractions floculables des matières organiques et de certains métaux lourds, les micropolluants associés aux MES et les macromolécules colloïdales. Le temps de décantation des particules coagulées dépend du type de particules, du diamètre des particules et de leur surface spécifique. Ce temps va d'une seconde pour du gravier coagulé ayant un diamètre de 10 mm et une surface spécifique de $6.102 \text{ m}^2 \cdot \text{m}^{-3}$ à 20 ans pour du colloïde de $10^{-2} \mu\text{m}$ ayant une surface spécifique de $6.108 \text{ m}^2 \cdot \text{m}^{-3}$. Il est donc impossible que certaines particules notamment les colloïdes et les particules à surface spécifique très élevée décantent naturellement. Pour obtenir la décantation de ces particules, il faudrait assembler un très grand nombre de colloïdes en agrégats d'au moins 10 à 100 μm . Malheureusement, ces particules exercent entre elles des forces de répulsion de nature électrostatique empêchant leur assemblage. C'est ce phénomène qui rend certaines suspensions totalement stables.

VI.2. 2. 1. coagulation : déstabilisation des particules colloïdales et formation de micro micelles constituées des hydroxydes métalliques et de colloïdes ;

Des sels de fer ou d'aluminium sont ajoutés à l'eau afin de réduire les forces électrostatiques de répulsion entre les particules et permettre ainsi leur coagulation ;

a) Description de phénomène de la coagulation

La charge électrique et la couche d'eau qui entourent les particules tendent à éloigner les particules les unes des autres et, par conséquent, à les stabiliser dans la solution. Le but principal de la coagulation est de déstabiliser ces particules pour favoriser leur agglomération. Cette agglomération est, généralement, caractérisée par l'injection et la dispersion rapide de réactifs chimiques, ce procédé permet d'augmenter substantiellement l'efficacité des traitements ultérieurs (décantation et/ou filtration).

b) Coagulants utilisés

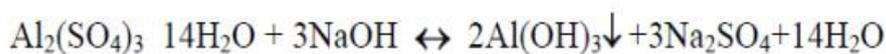
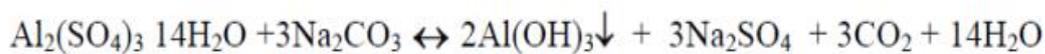
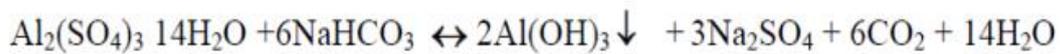
L'efficacité de la clarification dépend d'abord du coagulant utilisé. Les coagulant les plus efficaces sont des sels de métaux, à bases d'aluminium ou de fer. Ils sont cités dans le tableau ci - dessous

Dérivés des sels d'aluminium et de fer

Sels d'aluminium	Formule chimique	Sels de fer	Formule chimique
Sulfate d'aluminium (alun)	$Al_2 (SO_4)_3$	Chlorure ferrique	$FeCl_3$
Chlorure d'aluminium	$AlCl_3$	Sulfate ferrique	$Fe_2 (SO_4)_3$
Aluminate de sodium	$NaAlO_2$	Sulfate ferreux	$FeSO_4$

Les produits les plus utilisés sont l'alun et le chlorure ferrique. Ces coagulants, une fois introduits dans l'eau, forment des produits d'hydrolyse qui déterminent l'efficacité de la

coagulation. Par exemple, lorsque l'alun est utilisé, plusieurs radicaux hydroxy-alumineux monomères ou polymères sont formés. Ces produits complexes ont une solubilité qui varie avec le pH. Dans le cas de l'alun. Les réactions suivantes décrivent comment est formé le précipité :



VI.2. 2. 2. Flocculation : rassemblement des micromicelles sous forme séparable de la phase aqueuse ;

L'eau est lentement brassée, permettant ainsi aux particules de s'agglomérer et de former des amas de plus et plus gros. Leur masse élevée leur permet ensuite de se déposer plus rapidement dans le fond du bassin sous l'effet de la gravité.

a) Description de la flocculation

Après avoir été déstabilisées, les particules colloïdales ont tendance à s'agglomérer lorsqu'elles entrent en contact les unes avec les autres, pour former des microfloc puis des plus volumineux et décantables. Le taux d'agglomération des particules dépend de la probabilité des contacts et de l'efficacité de ces derniers. La flocculation a justement pour but d'augmenter la probabilité des contacts entre les particules, lesquels sont provoqués par la différence de vitesse entre ces particules.

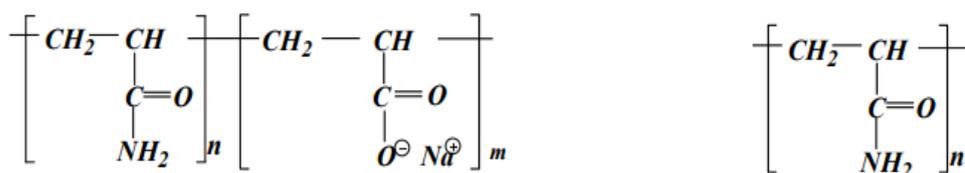
b) Les différents Flocculants Utilisés

❖ **Les flocculants minéraux :**

- La Silice activée
- Silico-aluminate
- Certaines argiles (bentonite, kaolin)
- Blanc de Meudon ou carbonate de calcium précipité
- Charbon actif en poudre
- Diatomées

❖ **Les flocculants organiques:**

- Les polymères organiques d'origine naturelle : Aqualgine, Sobalguine, Cellalgine, Carboxyméthyl-cellulose de sodium,
- Les polymères organiques de synthèse :
 1. Anioniques: Ce sont généralement des polymères de l'acrylamide et d'acrylate
 2. Neutres ou non ioniques: ce sont essentiellement des polyacrylamides



VI.2. 2. 3. Théorie de la double couche

Les colloïdes sont généralement chargés négativement. Afin de neutraliser cette charge négative de surface, des ions positifs présents dans l'eau brute ou ajoutés sont attirés et forment une couche autour du colloïde. Diverses théories expliquent ce phénomène .

1- **théorie de Helmholtz** : une couche d'ions positifs recouvre intégralement la surface du colloïde et assure la neutralité de l'ensemble (couche fixée) ;

2- **théorie de Gouy-Chapman** : la couche d'ions positifs est inégalement répartie autour du colloïde ; la neutralité est obtenue à une plus grande distance (couche diffuse) ;

3 - **théorie de Stern** qui combine les deux théories précédentes et considère la formation d'une double couche : la première formée d'ions du liquide mais adhérente au colloïde, la seconde diffuse dans le liquide environnant. Comme illustré sur la figure I.11 (courbe 3), le potentiel subit une première chute significative dans la couche fixée, puis diminue plus lentement à mesure que la distance augmente jusqu'à son annulation au point A (point isoélectrique)

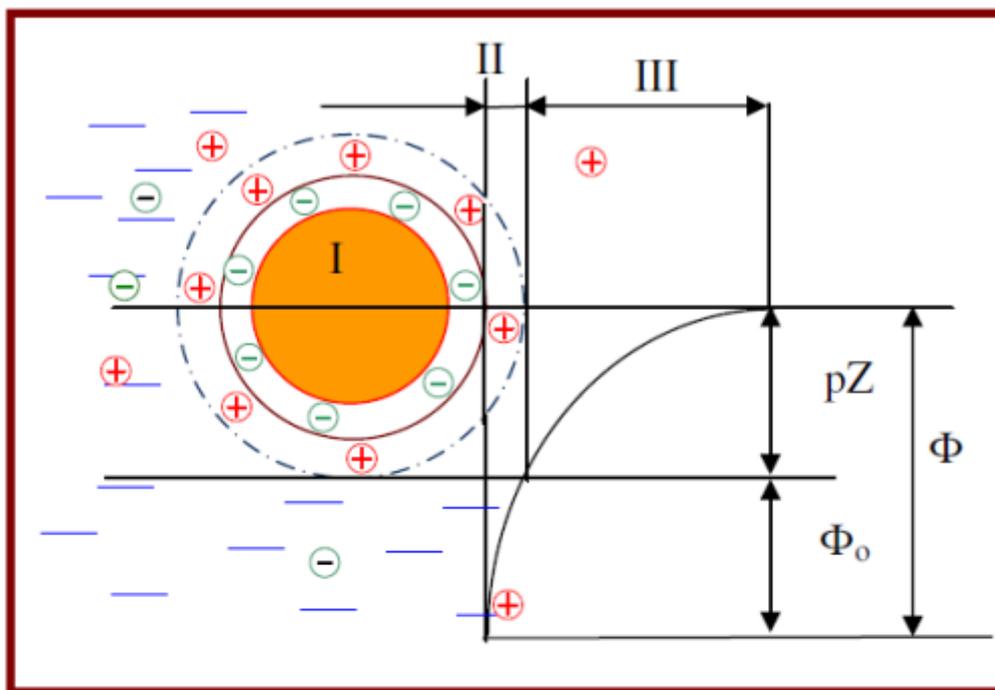


Figure IV.13 : Potentiel électrique de particules colloïdales

I - Particule colloïdale

II - Couche adhérente de Stern

III- Couche diffuse de Gouy-Chapman

Φ : Potentiel total à l'interface

Φ_0 : Potentiel différentiel dans la couche adsorbée

pZ : Potentiel zéta

Un colloïde se caractérise par deux potentiels:

- **Potentiel thermodynamique ou potentiel de Nernst ;**

- **Potentiel zêta ou potentiel électrocinétique.**

Le potentiel thermodynamique est présent à la surface même du colloïde mais est malheureusement non mesurable par des méthodes simples.

Le potentiel zêta reste négatif comme la charge générale des colloïdes. Il donne le niveau de l'interaction mutuelle des colloïdes et se mesure par électrophorèse.

$$\rho Z = \frac{\kappa \cdot \mu}{\epsilon} \cdot m.e$$

- κ : fonction du diamètre de la particule
- μ : Viscosité dynamique (Pa.s);
- ϵ : constante diélectrique du milieu;
- $m.e$: mobilité électrophorétique ($\mu\text{m.s}^{-1} \cdot \text{v}^{-1}$)

Cette relation simple existe entre l'électrophorèse et le potentiel zêta permettant de déterminer ce dernier. Un appareil de mesure directe du potentiel existe et est appelé zétamètre.

Mécanismes de déstabilisation des suspensions colloïdales par la coagulation. Les colloïdes sont, comme souligné précédemment, chargés négativement. Etant de même signe, deux particules colloïdales se repoussent. Elles sont soumises à deux types de force de direction opposée :

- Force d'attraction gravitationnelle de van der Waals F_A , liée à la surface spécifique et à la masse des colloïdes ainsi qu'à la nature du milieu.
- Force de répulsion électrostatique F_R , liée aux charges superficielles des colloïdes et donc à leur potentiel zêta (ρZ).

Si $F_A > F_R$, l'agrégation se produit

Si $FR > FA$, il y a principalement la répulsion entre les particules colloïdales

L'énergie totale d'interaction (E) entre les particules colloïdales est la somme de l'énergie répulsive E_R due au potentiel électrique et l'énergie attractive E_A (figure 12). E et F sont des grandeurs proportionnelles.

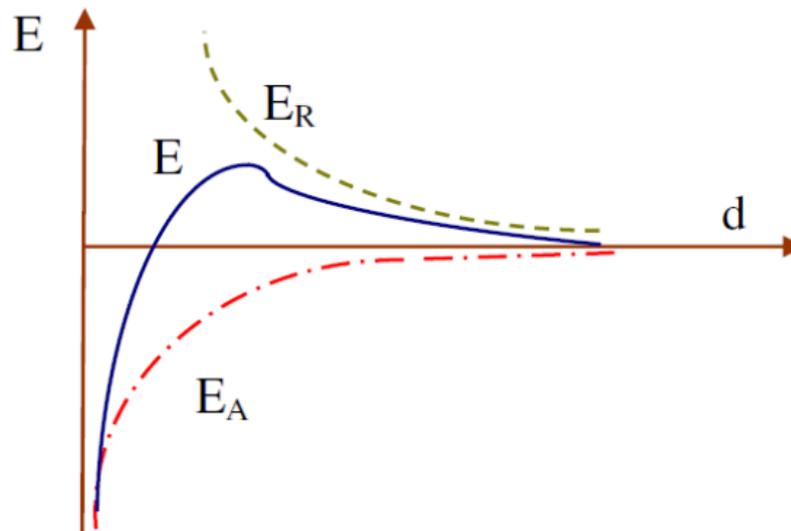


Figure IV.14 : Energie d'interaction entre deux particules lipophiles en fonction de la distance depuis la surface de la particule

VI.2. 2. 3. Précipitation

La précipitation chimique regroupe un certain nombre de procédés qui réalisent tous l'application de la loi de Bertholet : on ajoute à l'eau un réactif soluble qui, par permutation ou combinaison avec les ions indésirables préexistants, forme un composé insoluble ou très peu soluble qui précipite jusqu'à sa limite de solubilité (déterminée par le produit de solubilité, cette dernière grandeur pouvant subir des variations importantes en fonction de la température, de la force ionique, de la nature des autres ions dissous, etc.). L'aboutissement de ces réactions de précipitation combinées souvent avec une neutralisation des rejets, est toujours une séparation solide-liquide, mettant en oeuvre des traitements classiques de décantation, flottation, voire filtration.

VI.3. Les traitement secondaire des eaux (Biologiques)

Dans la grande majorité des cas, l'élimination des pollutions carbonées et azotées s'appuie sur des procédés de nature biologique, basés sur la croissance de micro-organismes aux dépens des matières organiques "biodégradables" qui constituent pour eux des aliments.

VI.3.1. Traitements anaérobies

Les traitements anaérobies font appel à des bactéries n'utilisant pas de l'oxygène, en particulier, aux bactéries méthanogènes qui conduisent, comme leur nom l'indique, à la formation du méthane à partir de la matière organique, et à un degré moindre de CO₂.

C'est une opération délicate qui demande une surveillance importante. En effet, la température doit être maintenue à un niveau très stable et suffisamment élevée. Il faut aussi éviter les écarts brutaux de PH et les substances inhibitrices du développement bactérien, à titre d'exemple : les cyanures, les sels de métaux lourds et les phénols.

VI.3.1.2. Traitements aérobies

Les micro-organismes utilisés exigent un apport permanent d'oxygène.

VI.3.1.2. 1. Boues activées (Les cultures libres)

En pratique, le procédé consiste à alimenter un bassin brassé et aéré (bassin d'aération) avec l'eau à épurer (effluent préalablement prétraité voir décanté) au sein d'un courant continu d'eau usée, les bactéries aérobies sont soumises à l'action prolongée d'une forte oxygénation obtenue par introduction d'air régulièrement répartie dans l'effluent, ces bactéries absorbent la matière organique et forment de gros floccs (bio floc) qui décantent, lesquels à leur tour, constituent des boues ou des masses flocculeuses dites boues activées.

Le mélange eau usée + bio floc forme une liqueur mixte.



Figure IV.15 : Bassin d'aération

VI.3.1.2. 2. Lits bactériens (Cultures fixes)

Un lit bactérien se présente comme une colonne circulaire pouvant atteindre 4 à 5 mètres de hauteur dans laquelle se trouve un matériau (Pouzzolane ou Plastique).

L'effluent ruisselle à la surface de la pellicule biologique qui prolifère sur le support (interstices), celle-ci renferme une forte concentration de bactéries, de champignons.

Ces organismes absorbent et métabolisent la matière organique de l'effluent, l'appauvrissent progressivement au cours de son trajet.

L'approvisionnement en oxygène se fait naturellement à l'aide d'Ouïes d'aération assurant ainsi les besoins en oxygène de la biomasse

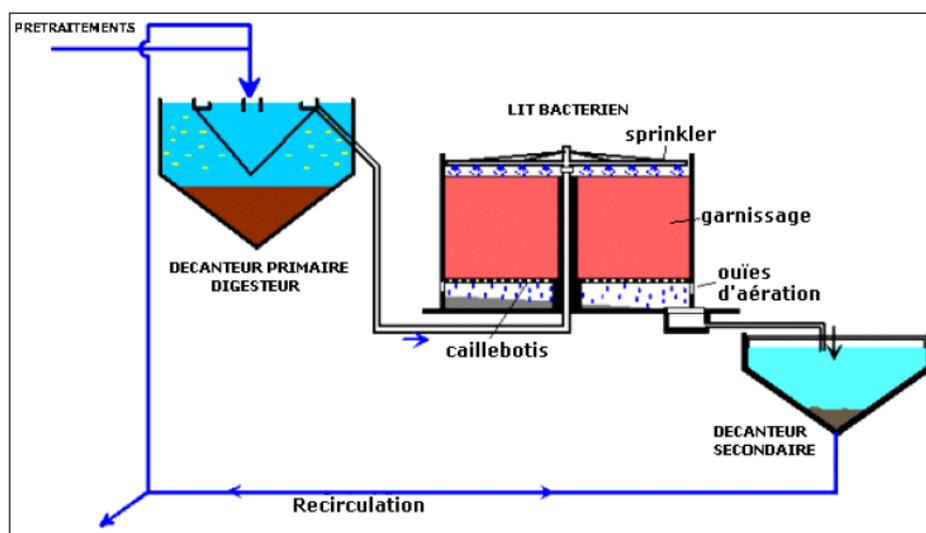


Figure IV.16 : Lits Bactérien

VI.3.1.2. 3. Disques biologiques (Cultures fixes)

L'eau usée, préalablement décantée, alimente un ouvrage dans lequel des disques fixés sur un axe sont mis en rotation à vitesse lente. Sur ces disques biologiques en plastique se développe alors un film bactérien. Lors de leur émergence, ces bactéries prélèvent l'oxygène nécessaire à leur respiration et lors de l'immersion, elles absorbent la pollution dissoute dont elles se nourrissent.

Dès que le film biologique dépasse une épaisseur de quelques millimètres, il se détache et est entraîné vers le décanteur final où il est séparé de l'eau épurée. Les boues ainsi piégées sont renvoyées par pompage périodique vers l'ouvrage de tête pour y être stockées et digérées.



Figure IV.17 : Disques biologiques

VI.3.1.2. 4. Le lagunage

Ce sont des procédés utilisant de grandes surfaces (lagunes) s'appuyant sur les propriétés épuratrices d'un plan d'eau peu profond. On a deux types de lagunage :

❖ Le lagunage naturel

Ce mode a pour principe d'utiliser la végétation aquatique comme agent épurateur des eaux polluées. L'épuration des effluents est réalisée essentiellement par des bactéries aérobies dont l'oxygénation est assurée par l'action chlorophyllienne de végétaux qui participent aussi à la synthèse directe de la matière organique

- Les microphytes ou algues microscopiques sont essentiellement des algues bleues ou vertes difficilement séparables ;
- Les macrophytes ou végétaux macroscopiques qui comprennent des formes libres (exemple : lentilles d'eau) ou fixées (exemple : roseaux).

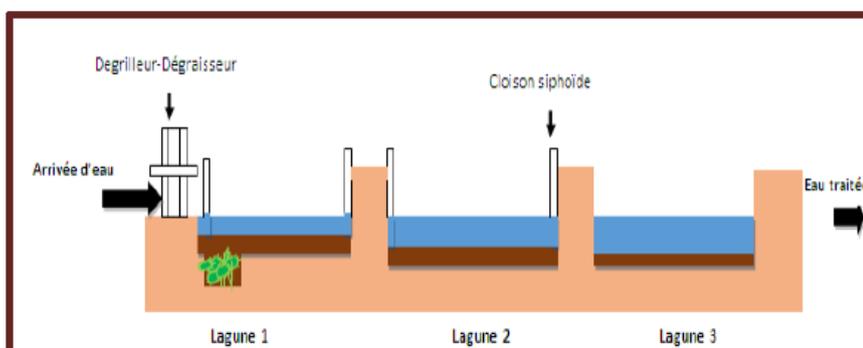


Figure IV.18 : Lagunage naturel.

➤ **Avantages :**

- généralement pour des petites stations de taille inférieure à 2000 EH
- bien adapté au réseau unitaire (charge hydraulique - dilution) ;
- faibles coûts d'exploitation ;
- bonne intégration dans l'environnement ;
- bonne élimination des pathogènes ;
- boues peu fermentescibles ;
- raccordement électrique inutile ;
- bonne élimination de l'azote (70 %) et du phosphore (60 %).

❖ **Le lagunage aéré**

L'apport d'oxygène est essentiellement assuré de façon artificielle : aérateurs mécanique flottants ou fixes, insufflation d'air.

❖ **Le lagunage anaérobie**

Dans ces algues, le rendement d'épuration dépend essentiellement du développement d'une fermentation méthanique. Il n'est, de ce fait, applicable que sur des effluents à forte concentration, et le plus souvent, à titre de prétraitement avant un deuxième stade d'épuration de type aérobie.

VI.4. Traitement tertiaire

Appelés aussi les traitements complémentaires qui visent à l'élimination de la pollution azotée et phosphatée ainsi que la pollution biologique des eaux usées domestiques.

Les traitements tertiaires permettent d'affiner ou d'améliorer le traitement secondaire, ces derniers visent à améliorer la qualité générale de l'eau afin d'une réutilisation ultérieure dans l'industrie ou l'irrigation.

Ces traitements sont réalisés lorsque le milieu récepteur l'exige.

On y distingue généralement les opérations suivantes:

- la nitrification-dénitrification et déphosphatation biologique ou mixte (biologique et physico-chimique);
- la désinfection bactériologique et virologique.

VI.4. 1. L'élimination de l'ammoniaque : la nitrification

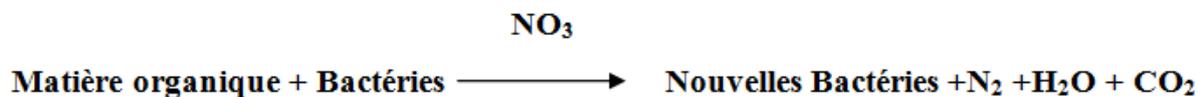
La nitrification est un processus contrôlé par l'action de certains micro-organismes spécifiques, qui conduit à la transformation de l'ammoniaque ou de l'ammonium en nitrate, c'est à dire la conversion biologique de la forme réduite, NH_4^+ , NH_3 en la forme oxydée NO_3^- .

L'élimination de l'ammoniaque n'est possible qu'en présence d'oxygène. La réaction d'oxydation n'est réalisée que par un nombre très limité d'espèces bactériennes strictement aérobies, les bactéries nitrifiantes. L'oxydation de l'ammoniac en nitrates s'effectue en deux étapes :

- NH_3 est d'abord converti en nitrite (NO_2^-) par des bactéries du genre *Nitrosomonas*.
- Les nitrites sont ensuite oxydées en nitrates (NO_3^-) par des bactéries du genre *Nitrobacter*.

VI.4. 2. L'élimination des nitrates : la dénitrification

Dans le cas de l'élimination biologique des nitrates, la dénitrification, la réaction nécessite l'oxydation concomitante d'une molécule organique ou minérale qui fournira l'énergie nécessaire à la réduction des nitrates en azote N_2 .



VI.4.3. Elimination du phosphore : La déphosphatation

L'élimination du phosphore, ou "déphosphatation", peut être réalisée par deux voies:

Voie chimique: (pour les petites installations) Il s'agit d'une précipitation des phosphates par des sels de fer ou d'aluminium (le sulfate d'ammonium ou le chlorure ferrique) , ou encore par de la chaux; on obtient alors des précipités insolubles de phosphates métalliques.

Voie biologique: La déphosphatation biologique consiste à provoquer l'accumulation du phosphore dans les cultures bactériennes des boues. Les mécanismes de la déphosphatation biologique sont relativement complexes et leur rendement variable. Dans les grosses installations d'épuration, ce procédé est souvent couplé à une déphosphatation physicochimique, pour atteindre les niveaux de rejets requis.

VI.4.4. La désinfection

La désinfection vise à réduire la concentration des germes pathogènes dans les effluents avant rejet dans l'environnement. Contrairement aux normes de désinfection pour la production d'eau

potable qui spécifie l'absence totale de coliformes, les normes de rejets pour les eaux résiduaires urbaines varient suivant la nature du milieu récepteur.

VI.4.4. 1. La chloration

Le chlore est un agent oxydant fort qui réagit facilement avec plusieurs substances organiques et inorganiques trouvées dans les eaux usées. Il est particulièrement efficace pour détruire les bactéries, mais moins efficace contre les virus.

Le chlore est utilisé sous les formes suivantes: chlore gazeux, hypochlorite de sodium (eau de javel NaClO) et bioxyde de chlore.

VI.4.4. 2. L'ozonation

C'est le seul procédé vraiment efficace contre les virus, l'ozone est un gaz instable que l'on doit générer sur place, dans les stations d'épuration, au moyen d'une décharge électrique produite dans de l'air ou de l'oxygène. L'opération consiste à transformer l'oxygène sous forme « O_2 » en oxygène sous forme « O_3 ».

L'ozonation ne nécessite aucun transport de produits chimiques et est plus sécuritaire pour le personnel de la station d'épuration que la chloration

VI.4.4. 2. Le rayonnement ultraviolet

Il consiste à faire passer les eaux dans un canal ouvert muni de lampes à rayons ultraviolets.

Les principaux avantages de cette technologie sont l'absence de formation de produits secondaires indésirables, de même que la simplicité et la sécurité d'exploitation comparativement aux méthodes chimiques.



Figure IV.19 : rayonnement ultraviolet

Références bibliographiques

- [1] S.A. DEGREMONT,(2005), Mémento technique de l'eau . Edition : Technique et documentation, Paris, France
- [2] CARDOT. C, (1999). Génie de l'environnement. Les traitements de l'eau. Procédés physico-chimiques et biologiques. Cours et problèmes résolus, éd. Ellipses, 247 p.
- [3] MOUCHET, P, ROUSTAN, M (2011) : Composition et structure de la molécule d'eau Caractéristiques et propriétés des eaux - Eau pure, eaux naturelles
<https://www.techniques-ingenieur.fr/base-documentaire/environnement-securite-th5/eau-proprietes-qualite-valeurs-d-usage-42506210/caracteristiques-et-proprietes-des-eaux-w110/composition-et-structure-de-la-molecule-d-eau-w110niv10001.html>
- [4] CARDOT CLAUDE, (1999), Les traitements de l'eau Procédés physico-chimiques et biologiques, Cours et problèmes résolus, Edition : Ellipses, PARIS, ISBN 2-7298-598 1-0.
- [5] ATTEIA, A. Chimie et pollutions des eaux souterraines, édition Tec et Doc (2005), 400 p.
- [6] OUALI, M. (2008) , Cours de procédés unitaires biologiques et traitement des eaux 2emeEdition, office des publications universitaires, Alger ,156p.
- [7] KASSIM COULIBALY,(2005), Etude de la qualité physico-chimique et bactériologique de l'eau des puits de certains quartiers du district de Bamako, thèse de doctorat, Université de Bamako.
- [8] RODIER, J , (2009), L'Analyse de l'eau : Eaux naturelles, eaux résiduaires, eau de mer, 9 ème Edition Dunod.
- [9] RODIER, J., BAZIN, C., BROUTIN, J.P. CHAMBON P., CHAMPSAUR, H. et RODI, L. (2005) : L'analyse de l'eau : eaux naturelles, eaux résiduaires, eau de mer. Ed Dunod, Paris
- [10] DESJARDINS RAYMOND, (1997), Le traitement des eaux, 2e édition revue et améliorée : Éditions de l'École Polytechnique de Montréal