République Algérienne Démocratique et Populaire

MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE
UNIVERSITE BATNA 1
FACULTE DES SCIENCES DE LA MATIERE

Extrait du PV N° 04/2025 de la session extraordinaire de la réunion du conseil scientifique tenue le 16 octobre 2025.

Restitution des rapports d'expertise de polycopié de cours

Suite aux rapports d'expertise émanant de **Dr. OUAKKAF Amira** (Université de Biskra), **Dr. KHIOUANI Adel** (Université Batna 1) et **Dr. KHETTAF Sami** (Université Batna 1), les membres du CSF ont émis un avis favorable quant à l'utilisation du polycopié du **Dr. BENMAHDI Fatiha**, intitulé « Traitement de l'eau 1 : Chimique, physico-chimique et physique» adressé aux étudiants de Master I chimie de l'eau (Semestre 2), comme support pédagogique.

En effet, les trois rapports de cette expertise sont positifs et portent la mention avis favorable.

Fait à Batna le 26 octobre 2025

La Présidente du Conseil Scientifique

(ADJADJ Fouzia)

جامعة باتنة 1
المجلس العلمي للكلية
علوم المادة

رئيس المجلس العلمي
لكلية علوم المادة
أ.د. / عجاج فوزية

CamScanner

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Batna1

Faculté de Sciences de la Matière

Département de Chimie

Master 1 Chimie de l'eau

Semestre S2

Unité d'Enseignement fondamentale : UEF2 / Matière1

Traitement de l'eau 1 : chimique, physico-chimique & physique.

Crédits : 4

Coefficients : 2

Avant-Propos ---------- 1

Les objectifs de ce cours ---------- 2

Chapitre I : Normes et réglementations sur les eaux potables ---------- 4

I.1 Réglementation Algérienne ---------- 6

I.2 Normes et réglementations sur les eaux superficielles et souterraines destinées à l'alimentation en eau potable ---------- 9

Chapitre II : Procédés de traitement des eaux ---------- 12

II.1 Coagulation-Floculation ---------- 13
II.1.1 Particules en suspension ---------- 13
II.1.2 Théorie de la double couche ---------- 15
II.1.2.1 Mécanisme de déstabilisation des suspensions colloïdales : la coagulation ---------- 18
II.1.2.2 La turbidité ---------- 20
II.1.2.3 Mesure de la turbidité ---------- 22
II.1.3 Description de phénomène de coagulation ---------- 23
II.1.3.1 Coagulation au sulfate d'aluminium (alun) ---------- 24
II.1.3.2 Coagulation au chlorure ferrique ---------- 25
II.1.3.3 Coagulants organiques ---------- 26
II.1.3.4 L'influence de l'ajout de coagulant sur l'alcalinité ---------- 27

II.2 Floculation ---------- 28
II.2.1 L'effet de l'agitation et de la température ---------- 30
II.2.2 Les types des floculants ---------- 31
II.2.3 Aspects pratiques de la floculation ---------- 31
II.2.4 Jar test (essai de floculation) ---------- 34

II.3 Décantation ---------- 35
II.3.1 L'Objectif ---------- 35
II.3.2 Définition ---------- 35
II.3.3 Types de décantation ---------- 36
II.3.4 Décantation des particules discrète ---------- 37
II.3.4.1 Principe ---------- 37
II.3.4.2 Bassin de décantation idéal ---------- 40
II.3.4.3 Bassin à flux horizontal ---------- 40
II.3.5 Décantation diffuse (particules floculantes) ---------- 43
II.3.5.1 Principe ---------- 43
II.3.5.2 Décantation en colonne de laboratoire ---------- 44
II.3.6 La décantation à lamelles (ou décanteur lamellaire) ---------- 47

II.4 Adsorption ---------- 49
II.4.1 Introduction ---------- 49
II.4.2 Types d'adsorption ---------- 50
II.4.2.1 Adsorption physique (ou physisorption) ---------- 51
II.4.2.2 Adsorption chimique (ou chimisorption) ---------- 51
II.4.3 Les principaux adsorbants ---------- 52

II.4.4.2 Caractéristiques du charbon actif ---- 55
II.4.5 Mécanisme d'adsorption ---- 57
II.4.6 Facteurs influençant l'adsorption ---- 58
II.4.7 Isothermes d'adsorption ---- 59
II.4.7.1 Modèle de Langmuir ---- 59
II.4.7.2 Modèle de Freundlich ---- 62

II.5 Désinfection ---- 63
II.5.1 Introduction ---- 63
II.5.2 Les principaux désinfectants utilisés ---- 63
II.5.2.1 Agents oxydants ---- 64
II.5.2.1.1 Chlore et composés chlorés ---- 64
II.5.2.1.2 Ozone (O_3) ---- 64
II.5.2.1.3 Peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) ---- 65
II.5.2.1.4 Acide peracétique (CH_3CO_3H) ---- 65
II.5.3 Désinfection physique ---- 65
II.5.4 Autres désinfectants ---- 66
II.5.5 La chloration ---- 66
➢ Chlore Total : Somme de toutes les formes de chlore (libre + combiné). Il mesure globale pour évaluer la quantité totale de chlore injectée. ---- 67
➢ Chlore Libre (désinfectant Actif) : Détruit les bactéries/virus. ---- 67
II.5.5.1 Le point critique (Break Point) ---- 67
II.5.5.2 Interprétation de la courbe ---- 68
II.5.6 Méthode de détermination de la dose optimale (Test Jar) ---- 69
II.5.6.1 Protocole expérimental ---- 69
II.5.6.2 Désinfection par le chlore (Cl_2) ---- 70
II.5.6.2.1 Propriétés physico-chimiques du chlore gazeux ---- 70
II.5.6.2.2 *Action du chlore dans l'eau* ---- 71
II.5.6.3 Eau de Javel (Hypochlorite de sodium - NaOCl) ---- 72
II.5.6.4 Désinfection par le chloramines ---- 75
II.5.6.5 Désinfection par dioxyde de chlore (ClO2) ---- 75
II.5.6.6 Désinfection par l'ozone (O_3) ---- 76
• Avantages d'O_3 dans le traitement de l'eau ---- 78
• *Inconvénient* ---- 78
II.5.6.7 Désinfection par Ultraviolets (UV) : ---- 78
II.5.6.7.1 Principaux avantages ---- 79
II.5.6.7.2 Limitations ---- 79
II.5.6.7.3 Fonctionnement des systèmes de désinfection par UV ---- 79
II.5.6.8 Désinfection par chloramine ---- 80
II.5.6.8.1 Principe de Fonctionnement ---- 80
1) Avantages ---- 81
II.5.7 Loi de mortalité microbienne (Loi de Chick) ---- 81
II.5.7.1 Mécanismes d'action selon le type de pathogène ---- 83
II.5.8 Classification des désinfectant par leur pouvoir de désinfection ---- 84
II.5.9 Application et efficacité de désinfectants chlorés ---- 85
II.5.9.1 Dioxyde de chlore (ClO_2) ---- 85
II.5.9.2 Acide hypochloreux (HOCl) ---- 85
II.5.9.3 Hypochlorite (ClO^-) ---- 85

II.5.9.4 Chloramines (NH_2Cl, $NHCl_2$, NCl_3) ---------- 85
II.5.9.5 Chlore gazeux (Cl_2) en solution ---------- 85

Chapitre III : Procédés chimique de traitement des eaux ---------- 87

III.1 Précipitation ---------- 87
III.1.1 Déferrisation ---------- 87
III.1.1.1 Méthodes de déferrisation ---------- 88
III.1.1.1.1 Oxydation chimique ---------- 88
- Oxydation par l'oxygène (O_2) ---------- 89
- Effet du pH sur la déferrisation par oxydation ---------- 89

III.2 Démanganisation ---------- 91
III.2.1 Principe de la démanganisation ---------- 92
III.2.2 Facteurs influençant la démanganisation ---------- 92

III.3 Séparation membranaire ---------- 94
III.3.1 Introduction ---------- 94
III.3.2 Principe de la séparation membranaire ---------- 94
III.3.3 Classification des membranes ---------- 96
III.3.3.1 Membranes poreuses ---------- 96
III.3.3.2 Membranes non poreuses ---------- 96
III.3.4 La géométrie de préparation des membranes ---------- 96
III.3.5 Sélectivité d'une membrane ---------- 98
III.3.6 La perméabilité (A) d'une membrane ---------- 98
III.3.7 L'application des procédés membranaires dans le traitement des eaux ---------- 99
III.3.8 Les modes d'écoulement ---------- 100
III.3.8.1 L'écoulement frontal ---------- 101
III.3.8.2 Écoulement tangentiel ---------- 102
III.3.9 L'osmose et l'osmose inverse ---------- 106
III.3.9.1 Dessalement de l'eau salée par OI ---------- 107
III.3.9.2 Mécanisme de transfert de matière en OI ---------- 109
III.3.9.3 On peut exprimer la densité de flux du solvant, traversant la membrane, comme suit : -------- 109

REFERENCES ---------- 113

Avant-propos

L'objectif de ce cours sur **le** traitement de l'eau, intitulé **"Traitement de l'eau 1 : chimique, physico-chimique et physique"**, est d'offrir aux **étudiants en chimie de l'eau** (Master 1) une formation approfondie sur les principales techniques de potabilisation. Ce polycopié du cours couvre les processus fondamentaux ainsi que certaines opérations spécifiques permettant d'améliorer la qualité de l'eau destinée à la consommation.

Ce cours est organisé en deux grandes sections. La première porte sur les normes relatives à l'eau potable, en expliquant les exigences de qualité pour l'eau destinée à la consommation humaine, ainsi que les caractéristiques des eaux de surface et souterraines utilisées pour cet usage. La seconde section est dédiée aux techniques de traitement de l'eau, incluant la coagulation-floculation, la décantation, l'adsorption (avec un accent sur le rôle du charbon actif), la chloration, la précipitation chimique des métaux tels que le fer et le manganèse, ainsi que les procédés membranaires. L'ensemble du cours permet d'acquérir une vision globale et approfondie des méthodes employées pour rendre l'eau potable.

Les objectifs de ce cours

L’objectif général de ce cours est de maitriser les opérations unitaires de base d’un traitement de l’eau. Les objectifs spécifiques peuvent varier selon les processus utilisés, qu'ils soient de nature chimique, physico-chimique ou physique. Voici un aperçu des objectifs associés à chaque catégorie de traitement.

Les processus chimiques

- Comprendre les différents types de contaminants chimiques présents dans l'eau ;
- Connaître les méthodes chimiques utilisées pour éliminer les contaminants chimiques ;
- Appliquer les principes du traitement chimique de l'eau dans la pratique.

Les processus physico-chimiques

- Comprendre les interactions entre les particules en suspension et l'eau.
- Connaître les méthodes physico-chimiques utilisées pour éliminer les particules en suspension.
- Appliquer les principes du traitement physico-chimique de l'eau dans la pratique.

Les procédés physiques

- Comprendre les propriétés physiques de l'eau
- Connaître les méthodes physiques utilisées pour éliminer les contaminants
- Appliquer les principes du traitement physique de l'eau dans la pratique.

Chapitre I : Normes et réglementations sur les eaux potables

Chapitre I : Normes et réglementations sur les eaux potables

L'eau, élément vital pour la vie, est soumise à des exigences de qualité variables selon son usage. Le terme "*Normes de qualité de l'eau*" désigne les critères définissant les caractéristiques physico-chimiques et microbiologiques que l'eau doit respecter pour répondre à différents besoins :

- ***Consommation humaine*** : L'eau potable est l'usage le plus sensible et implique le respect de normes strictes pour garantir la santé des consommateurs. Ces normes, basées sur des recherches médicales, définissent les "*doses maximales admissibles*" (DMA) de substances que l'organisme peut ingérer sans danger au quotidien. Elles incluent des limites pour des contaminants chimiques, des micro-organismes et des paramètres physico-chimiques.
- ***Utilisations domestiques*** : L'eau utilisée pour la lessive, la douche ou l'arrosage du jardin peut avoir des exigences de qualité moins strictes que l'eau potable. Cependant, il est important de s'assurer qu'elle ne présente pas de risques pour la santé humaine ou pour l'environnement.
- ***Utilisations industrielles*** : Les industries ont des besoins spécifiques en matière de qualité de l'eau, qui varient selon le type d'activité. L'eau utilisée pour le refroidissement des machines, la production de vapeur ou la fabrication de produits alimentaires doit répondre à des critères précis pour garantir l'efficacité des processus et la qualité des produits finis.
- ***Utilisations agricoles*** : L'irrigation des cultures nécessite une eau de qualité adéquate pour garantir la croissance optimale des plantes et la protection des sols. Des teneurs élevées en certains éléments (ex: sodium, chlore) peuvent affecter la fertilité du sol et la qualité des récoltes.

Les catégories de normes peuvent être divisées selon le type de paramètres :

1) Paramètres microbiologiques :

Ce groupe vise à garantir l'absence de micro-organismes pathogènes (bactéries, virus, parasites) dans l'eau potable. Les indicateurs microbiologiques les plus courants sont les *coliformes totaux* et les

Escherichia coli (E. coli). Des limites strictes sont définies pour ces indicateurs afin de minimiser les risques de maladies d'origine hydrique.

2) Paramètres chimiques :

Ce groupe inclut une large gamme de substances chimiques, dont les contaminants inorganiques (ex : nitrates, arsenic, métaux lourds) et les contaminants organiques (ex : pesticides, hydrocarbures). Des valeurs limites sont fixées pour chaque substance en fonction de sa toxicité et de ses effets potentiels sur la santé humaine. Le respect de ces limites est crucial pour prévenir les risques d'intoxication et de maladies chroniques.

3) Paramètres physico-chimiques :

Ce groupe concerne les propriétés physiques et chimiques de l'eau, telles que la conductivité, le pH, la couleur et la turbidité. Ces paramètres influencent le goût, l'odeur et l'aspect de l'eau, et peuvent avoir des implications pour des installations de distribution d'eau et ainsi pour la santé. Des normes sont définies pour garantir une eau potable agréable et sans danger pour la consommation.

4) Paramètres radiologiques :

Ce groupe vise à limiter la présence de substances radioactives naturelles ou artificielles dans l'eau potable. Les principaux contaminants radiologiques sont le radon, l'uranium et le radium. Des normes strictes sont appliquées pour minimiser les risques de cancers et d'autres pathologies liées à l'exposition aux radiations.

5) Paramètres organoleptiques :

Ce groupe concerne les propriétés perceptibles de l'eau, telles que le *goût*, l'*odeur* et la *couleur*. Bien que ces paramètres n'aient pas d'impact direct sur la santé, ils peuvent influencer la perception de la qualité de l'eau par les consommateurs. Des recommandations et des limites peuvent être définies pour garantir une eau potable agréable et acceptable.

1.1. Réglementation Algérienne

Le décret exécutif n° 14-96 du 2 Joumada El Oula 1435, correspondant au 4 mars 2014, apporte des modifications et des compléments au décret exécutif n° 11-125 du 17 Rabie Ethani 1432, correspondant

au 22 mars 2011, relatif à ***la qualité de l'eau destinée à la consommation humaine***. Ces modifications visent à renforcer la protection de la santé publique en garantissant une eau potable de meilleure qualité.

Le décret n° 14-96 introduit de nouveaux paramètres physico-chimiques et microbiologiques à surveiller dans l'eau potable, tels que le cyanure, les pesticides et les Legionella (partie de la flore aquatique) et modifie les valeurs limites pour certains paramètres. Les Tableaux 1.1 et 1.2 présentent les modifications et compléments apportés aux valeurs limites des paramètres physico-chimiques et microbiologiques de l'eau potable.

Il est important de noter que le décret n° 14-96 est un document juridique important qui doit être appliqué par tous les acteurs impliqués dans la production, la distribution et la consommation de l'eau potable.

Tableau 1.1. Les paramètres chimiques et microbiologiques inclus dans les normes sur les eaux potables en Algérie et leurs valeurs limites.

Groupe de paramètres	CMC	Groupe de paramètres	CMC
Paramètres chimiques		Chloroforme (µg/L)	200
Aluminium (mg/L)	0.2	Bromoforme (µg/L)	100
Ammonium (mg/L)	0.5	Dibromochlorométhane (µg/L)	100
Baryum(mg/L)	0.7	Bromodichlorométhane (µg/L)	60
Fluorures (mg/L)	1,5	1,2-Dichloroéthane (µg/L)	0.3
Nitrates (mg/L)	50	1,4-Dichlorobenzène (µg/L)	30
Nitrites (mg/L)	0,2	1,2-Dichlorobenzène(µg/L)	300
Oxydabilité (mg/L) O_2	5	Trichloroéthylène(µg/L)	1000
Acrylamide (µg/L)	0,5	Tétrachloroéthylène (µg/L)	20
Antimoine (µg/L)	20	Uranium (µg/L)	40
Arsenic (µg/L)	10	H.P.A totaux (µg/L)	0,2

Tableau 1.2. Paramètre avec valeurs indécatifs

Paramètres	Unités	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	Unités	Valeurs indicatives
Paramètres physico-chimiques		
Concentration en ions hydrogène (pH)	/	≥ 6,5 et ≤ 9
Conductivité à 20 °C	µS/cm	2800
Dureté (TH)	mg/L en CaCO3	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

1.2. Normes et réglementations sur les eaux *superficielles et souterraines destinées à l'alimentation en eau potable*

Le tableau 1.4 résume les paramètres de qualité des eaux superficielles et souterraines destinées à l'alimentation en eau des populations selon le décret exécutif n° 11-219 du 10 Rajab 1432 correspondant au 12 juin 2011.

Tableau 1.4. Les paramètres de l'eau et leurs valeurs maximales

Groupes de paramètres	Paramètres	Unité	Valeur maximale	
			Eaux superficielles	Eaux souterraines
Paramètres organoleptiques	Couleur	mg/l Echelle Pt	200	20
	Odeur (taux dilution à 25°)	—	20	3
Paramètres	Chlorures	mg/l Cl	600	500
	Concentration en ions hydrogène (pH)	Unité pH	≥ 6,5 et ≤ 9	≥ 6,5 et ≤ 9
	Conductivité	µS/cm à 20°C	2800	2800
	Demande Biochimique en oxygène (DBO_5)	mg/l O_2	7	< 3

physico-chimiques en relation avec la structure naturelle des eaux	Demande chimique en oxygène (DCO)	mg/l O_2	30	—
	Matières en suspension	mg/l	25	25
	Sulfates	mg/l SO_4	400	400
	Taux de saturation en oxygène dissous	% O_2	30	> 70
	Température	°C	25	25
Paramètres chimiques	Ammonium	mg/l	4	0.5
	Baryum	mg/l	1	0.7
	Bore	mg/l	1	1
	Fer dissous	mg/l	1	0.3
	Fluor	mg/l	2	1.5
	Manganèse	mg/l	1	0.05
	Nitrates	mg/l NO_3	50	50
	Phosphore	mg/l	10	5
	Arsenic	µg/l	100	10
	Cadmium	µg/l	5	5
	Chrome	µg/l	100	50

Chapitre II : Procédés de traitement des eaux

Chapitre II : Procédés de traitement des eaux

Les procédés de traitement de l'eau sont divisés en trois catégories principales. Tout d'abord, les ***traitements préparatoires***, comprenant des étapes telles que le dégrillage, le tamisage et le dessablage, visent à éliminer les grosses particules et les débris. Ensuite, les ***traitements radicaux***, tels que la coagulation-floculation, la décantation, la filtration sur sable, l'oxydation et la désinfection au chlore ou à l'ozone, nécessitent des ouvrages plus complexes pour éliminer les contaminants organiques et inorganiques. Enfin, les ***traitements d'affinage*** ou complémentaires, tels que la correction du pH, l'adsorption sur charbon actif et la chloration finale, sont utilisés pour apporter les ajustements nécessaires à une eau déjà purifiée. Un schéma présenté dans une usine de traitement d'eau de surface illustre la séquence des procédés de traitement (Figure 1.1).

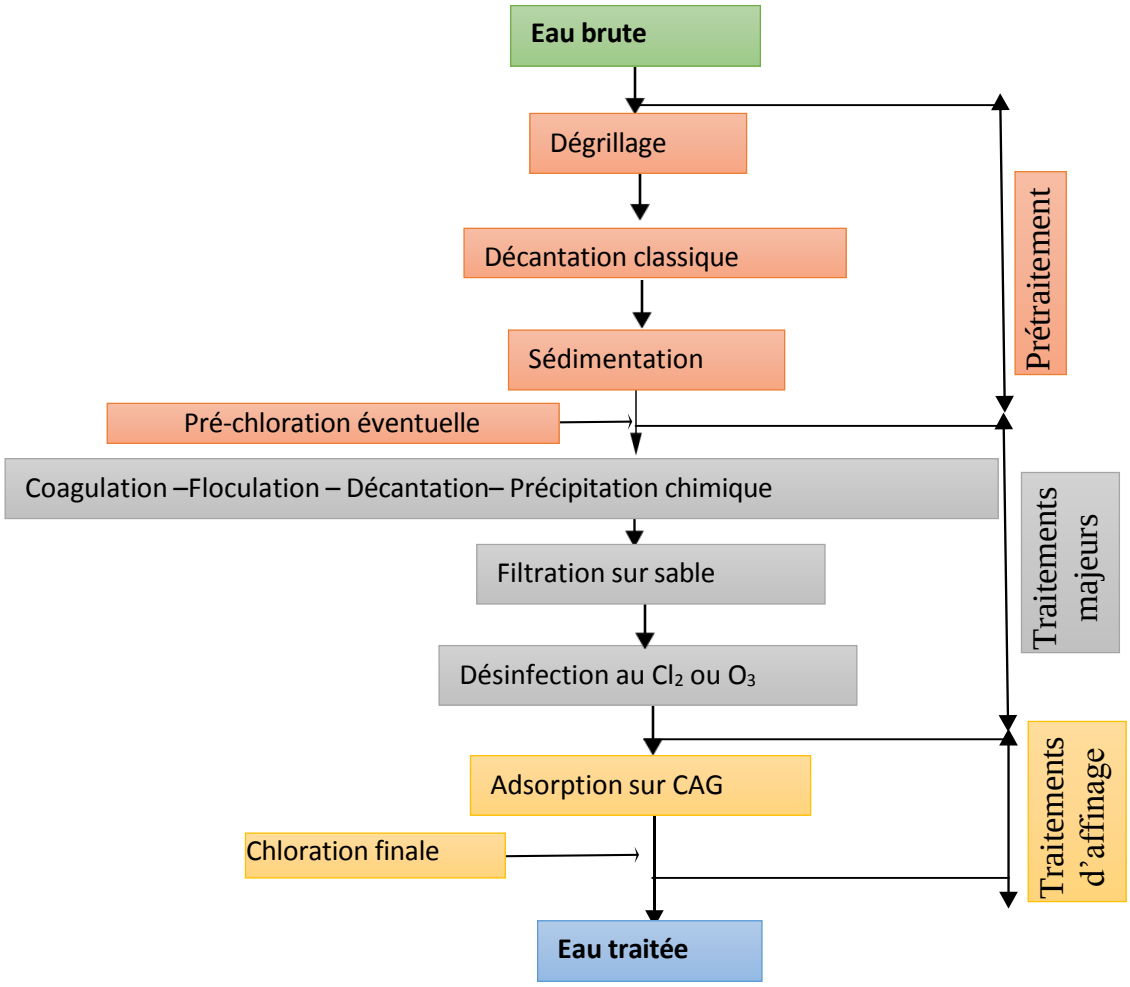


Figure 1.1. Présentation schématique des étapes de traitement d'une eau de surface.

1. Coagulation-Floculation

L'objectif principal de ce cours est de comprendre les interactions entre les particules en suspension et l'eau, connaître le procédé de coagulation-floculation utilisé pour éliminer la turbidité de l'eau (les particules en suspension, les particules colloïdales, …) et de l'appliquer ensuite dans la pratique.

1.1. Particules en suspension

En général, la turbidité de l'eau est causée par la présence de particules inorganiques, comme le limon et l'argile. Quant à la couleur, elle provient principalement de substances organiques et d'hydroxydes métalliques, notamment ceux contenant du fer.

Taille des particules en suspension

Les particules présentes dans l'eau peuvent être classées selon leur taille. Celles dont le diamètre dépasse 1 µm sont généralement des matières organiques ou inorganiques qui sédimentent rapidement. En revanche, les particules de taille inférieure à 1 µm sont de nature colloïdale et se déposent très lentement. Le tableau 1.1 indique le temps nécessaire à des particules de densités 2,65 ; 2 et 1,1 pour descendre d'une hauteur d'un mètre dans une eau à 15 °C.

Tableau 1.1. Les temps de chute d'un mètre des particules de densités 1.65, 2 et 1.1.

Type de particule	Diamètre (mm)	Temps de chute pour 1 m		
		d= 2.65	d= 2	d= 1.1
Matière en suspension :				
- **Gravier**	10	0.013 s	0.02 s	0.02 s
- **Sable grossier**	1	1.266 s	2.09 s	20.90 s
- **Sable fin**	0.1	126.66 s	3.48 min	34.83 min
Matière colloïdales :				
- **Glaise (argile)**	0.01	3.52 h	5.8 h	58 h
- **Bactéries**	0.001	14.65 j	24.19 h	241.9 j
- **Colloïdales**	0.0001	4.12 an	6.66 an	66.59 an
- **Colloïdales**	0.000 01	412.2 an	665.9 an	6659 an
- **Colloïdales**	0.000 001	41222.7 an	66590 an	665905 an

Les particules colloïdales présentent un temps de sédimentation très long, ce qui les rend difficiles à éliminer par des techniques de séparation classiques. Leur grande surface spécifique, généralement chargée négativement, favorise leur dispersion dans l'eau en empêchant qu'elles ne

se regroupent et ne décantent. Cette stabilité repose sur des interactions électrostatiques, ce qui rend la suspension colloïdale durable dans le milieu aqueux.

Affinité des particules colloïdales avec l'eau

Les particules colloïdales peuvent être classées en deux catégories : hydrophiles ou hydrophobes.

1. **Particules hydrophiles** : Lorsqu'elles sont déshydratées, ces particules se dispersent naturellement dans l'eau. Elles se trouvent rapidement entourées d'une couche de molécules d'eau qui empêche leur agglomération. Il s'agit le plus souvent de substances organiques. Dans certains cas, elles ne se dissolvent pas entièrement, mais forment un colloïde ; c'est-à-dire une dispersion stable de particules très fines dans le liquide.
2. **Particules hydrophobes** : Ces particules ne s'associent pas spontanément avec les molécules d'eau, et leur dispersion dans le milieu aqueux nécessite l'utilisation de procédés chimiques ou physiques. Elles sont généralement constituées de matières inorganiques.

Stabilité d'une solution colloïdale

Dans les eaux de surface, les particules colloïdales possèdent le plus souvent une charge négative à leur surface, appelées « **charges primaires** ». Ces charges attirent les ions positifs, également appelés « **contre-ions** », dissous dans l'eau brute, qui se fixent solidement à la surface de la particule (Figure 1.2). Ces ions positifs attirent ensuite des ions négatifs, ainsi qu'une petite proportion d'ions positifs, constituant autour de la particule colloïdale ce qu'on appelle une double couche ionique.

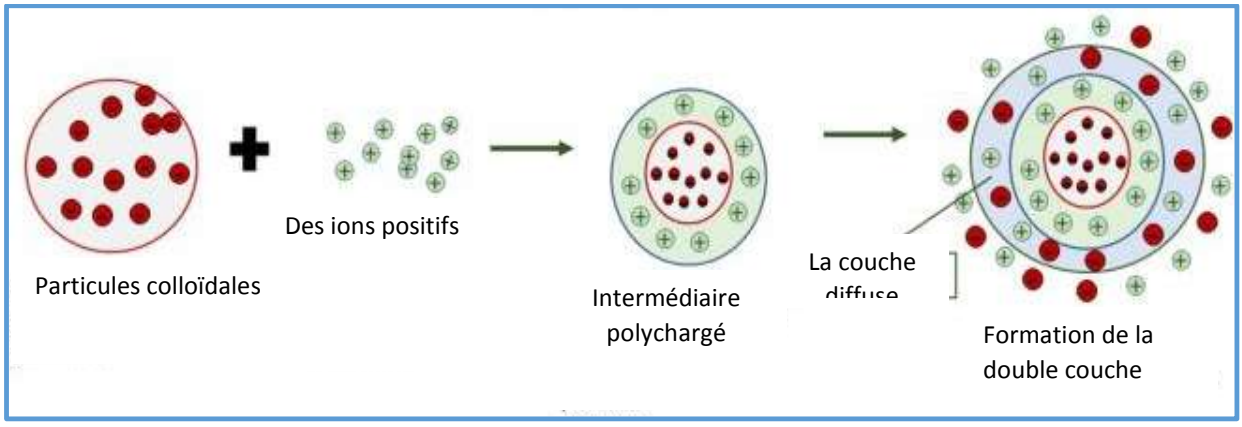


Figure 1.1. La double couche.

1.2. Théorie de la double couche

Il existe plusieurs façons de décrire comment les charges sont réparties autour du colloïde, mais le ***modèle de Stern*** est actuellement le plus avancé (figure 1.3). La théorie de Stern prend en compte la formation d'une double couche électrique : la première est constituée d'ions provenant du liquide mais attachés au colloïde, tandis que la seconde se diffuse dans le liquide environnant directement. Elle combine deux théories :

- **Modèle de Helmholtz** : Il postule qu'une couche compacte d'ions positifs se fixe directement à la surface du colloïde, compensant ainsi sa charge et assurant une neutralité locale. Cette couche, appelée couche fixe, a une épaisseur de quelques angströms (Å).
- **Modèle de Gouy-Chapman** : Contrairement à Helmholtz, ce modèle décrit une répartition non uniforme des ions positifs autour du colloïde. Ces ions forment une couche diffuse où l'équilibre électrique n'est atteint qu'à une certaine distance de la surface de la particule, sur une épaisseur d'environ 10 Å.

La figure ci-dessus illustre la variation du potentiel électrostatique généré par un colloïde chargé négativement en fonction de la distance depuis sa surface. Le potentiel est initialement très élevé (en valeur absolue) à proximité immédiate de la particule, en raison de sa forte charge négative. Plus on s'éloigne, plus l'attraction exercée sur les ions positifs diminue, jusqu'à ce que ces contre-ions compensent entièrement la charge du colloïde. À ce stade, le potentiel devient nul, et au-delà de cette double couche, le colloïde ne perturbe plus la répartition des ions en solution. La solution retrouve alors une neutralité électrique globale.

Un colloïde se distingue par la présence de deux types de potentiels :

- **E** : Il s'agit du potentiel thermodynamique, aussi connu sous le nom de potentiel de Nernst. Ce potentiel est localisé à la surface du colloïde lui-même, mais il ne peut être déterminé directement par des méthodes classiques.
- **ζ (zêta)** : Appelé potentiel électrocinétique ou potentiel zêta (noté pZ sur la figure 1.3), il correspond au potentiel mesuré à la limite de la couche fixée. Ce potentiel reste négatif, car les ions positifs de cette couche ne parviennent pas à neutraliser totalement la charge négative du colloïde. Le potentiel zêta détermine les interactions électrostatiques entre colloïdes et peut être mesuré expérimentalement par électrophorèse. Lorsqu'un colloïde est

placé dans un champ électrique, il se déplace jusqu'à atteindre une vitesse d'équilibre, résultant d'un équilibre entre la force électromotrice dirigée vers l'anode et la résistance liée à la viscosité du fluide.

Il est important de noter que le potentiel zêta est influencé par la force ionique du milieu et par le potentiel présent au sein du plan interne décrit par le modèle de Helmholtz. Dans les eaux naturelles, sa valeur se situe généralement entre -30 et -35 mV.

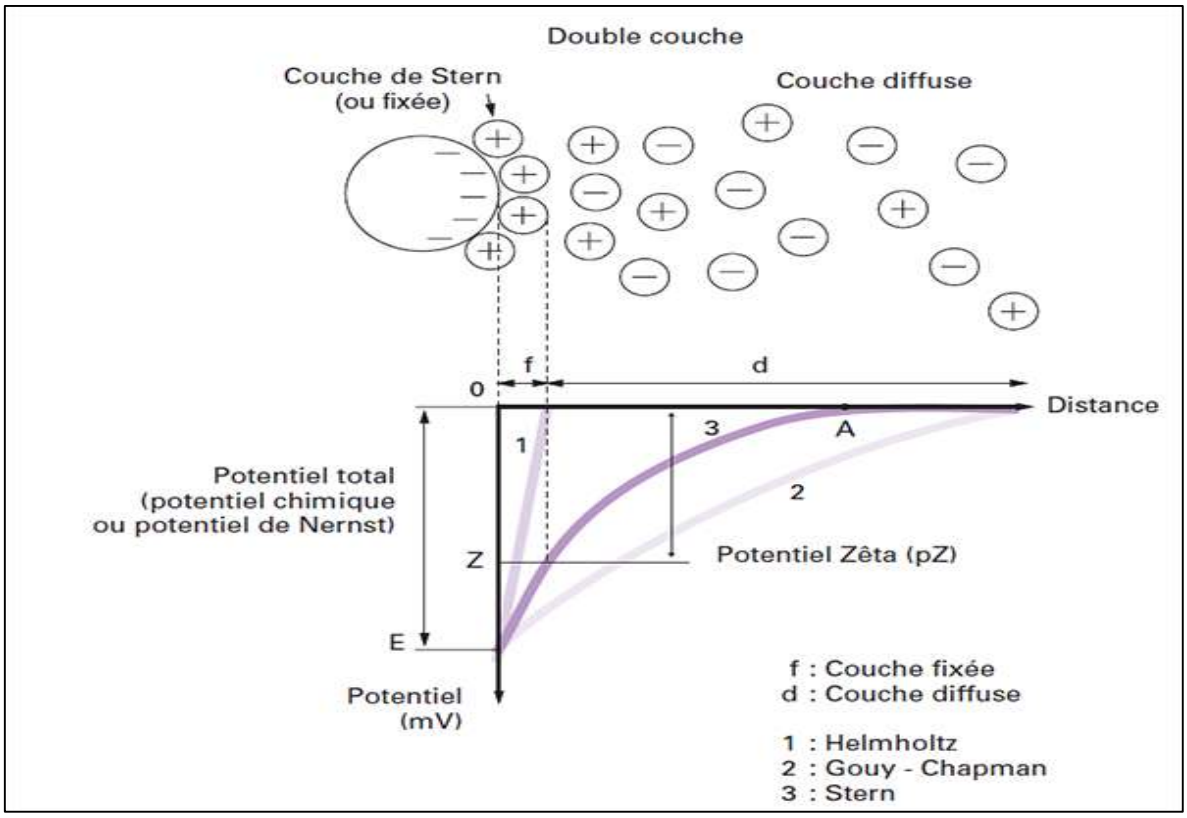


Figure 1.3. La double couche électrique (couche fixé et couche diffuse).

La relation qui relie la mobilité électrophorétique et le potentiel Zêta est de la forme :

$$\zeta = \frac{k\,\mu}{\varepsilon}\, m_e \qquad (1.1)$$

Avec : k est un paramètre lié au diamètre de la particule et de l'épaisseur de la double couche, m_e représente la mobilité électrophorétique (μm^2 /s V), ε est la constante diélectrique du milieu, μ est la viscosité dynamique du milieu (Pa · s).

Note : par définition, des particules ayant le même potentiel électrocinétique Zêta possèdent la même mobilité électrophorétique, indépendamment de leur diamètre. Le potentiel Zêta est mesuré à l'aide de Zêtamètre.

1.2.1. Mécanisme de déstabilisation des suspensions colloïdales : la coagulation

La théorie de la double couche électrique et le concept du potentiel zêta permettent d'expliquer pourquoi les colloïdes ne s'agrègent pas spontanément pour former des particules assez denses pour se déposer par gravité. Lorsqu'elles s'approchent, deux particules colloïdales sont soumises à deux types de forces antagonistes, comme le montre la Figure 1.4. Dans les eaux naturelles, le second scénario est le plus fréquent : les forces répulsives l'emportent, assurant ainsi la stabilité des suspensions colloïdales.

Sur la partie droite de la Figure 1.3, l'évolution des forces en fonction de la distance crée une sorte de barrière énergétique autour des particules. Pour mieux comprendre ce phénomène, imaginez que deux colloïdes se rapprochent à partir d'une grande distance :

- À plus de trois fois leur diamètre, les particules n'interagissent pratiquement pas.
- Lorsqu'elles sont très proches, à une distance inférieure à leur diamètre, une forte attraction s'exerce entre elles.
- Entre ces deux extrêmes, une faible attraction peut apparaître, mais elle est généralement insuffisante pour entraîner une agglomération.

Pour provoquer l'instabilité de la suspension colloïdale, il est donc nécessaire de réduire les forces répulsives d'origine électrostatique. Cela passe par la neutralisation des charges de surface des colloïdes, un objectif atteint grâce à l'ajout d'un **coagulant** (voir Figure 1.5).

Le coagulant introduit dans l'eau des ions positifs multivalents qui s'adsorbent dans la couche de Stern, au plus près de la surface des particules. Ce processus modifie le potentiel zêta (pZ), qui diminue progressivement jusqu'à devenir nul ou très faible, indiquant que les charges négatives ont été entièrement neutralisées. Cela permet aux colloïdes de se rapprocher, de s'agréger, puis de se déposer.

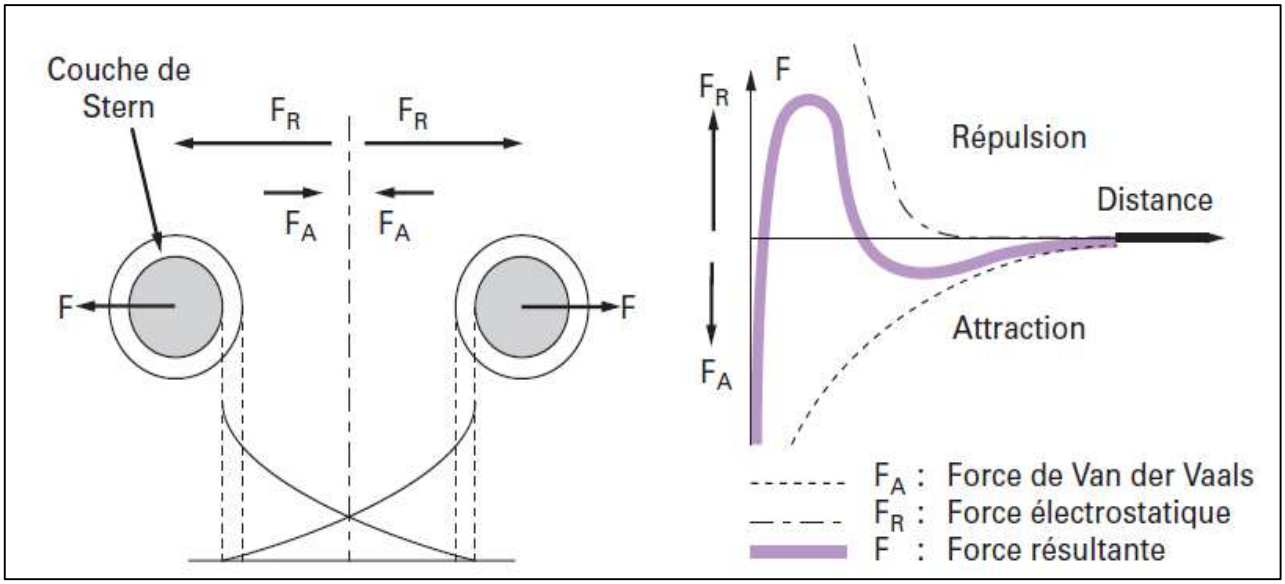


Figure 1.4. Schématisation des différentes énergies de deux particules colloïdales en fonction de la distance entre elles.

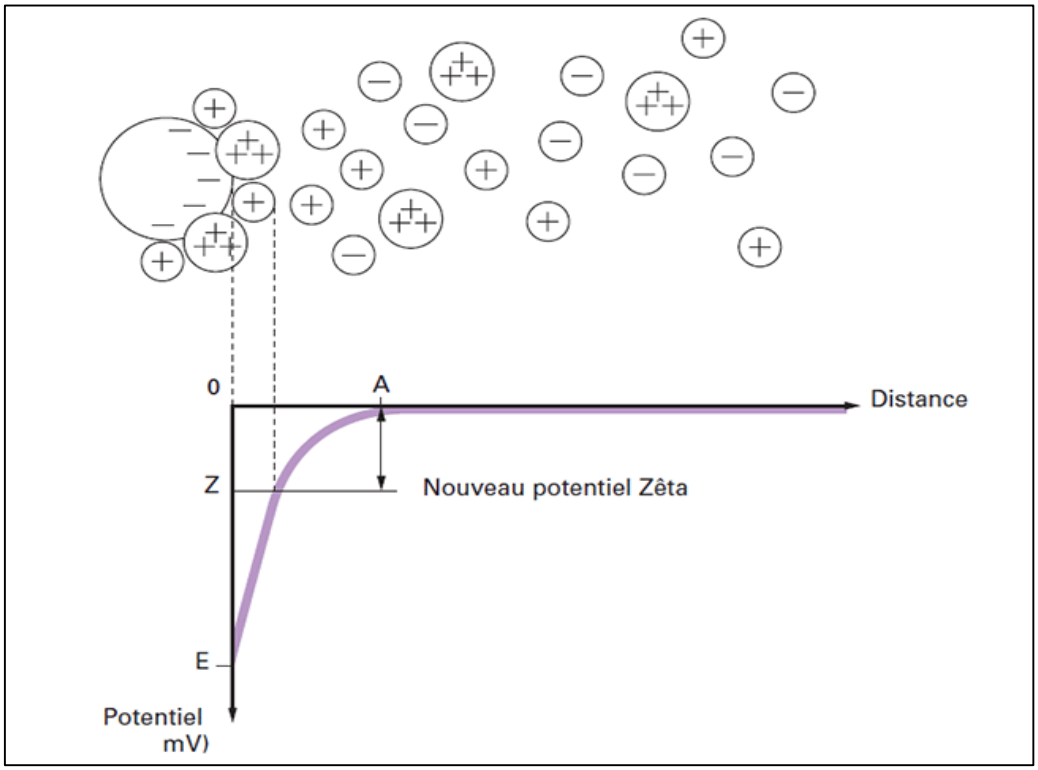


Figure 1.5. Eau brute additionnée de coagulant (chargé positivement)

Pour garantir une répartition uniforme du coagulant dans l'eau et éviter toute précipitation prématurée d'hydroxyde, il est essentiel de le disperser **immédiatement**. Cela nécessite une **agitation forte** pendant une **période courte** pour assurer une dispersion efficace du coagulant dans l'eau.

Note : Selon la théorie de la double couche, une coagulation efficace correspond à l'ajout de la quantité idéale de réactif permettant de ramener le potentiel zêta à zéro.

1.2.2. La turbidité

La turbidité correspond au degré de clarté de l'eau, influencé par la présence de particules en suspension qui diffusent la lumière. Ces particules peuvent être :

- **Fines et en suspension** (telles que le sable, les limons, le plancton ou les débris organiques),
- **Colloïdales** (comme les argiles fines, les métaux, les kystes de protozoaires, les bactéries ou certaines macromolécules),
- **Dissoutes** (matières organiques, sels minéraux, gaz, etc.).

Les procédés de coagulation et de floculation ont pour objectif de faciliter l'élimination de plusieurs types de particules, en particulier :

1. **Les particules fines en suspension**, comprenant :
    - une **fraction inerte**, comme les limons fins ou les argiles,
    - une **fraction biologique**, incluant le plancton et les micro-invertébrés.
2. **La majorité des particules colloïdales**, parmi lesquelles :
    - les **matières organiques floculables**, telles que certaines macromolécules d'acides humiques ou fulviques,
    - ainsi que des **micro-polluants** associés à ces composés organiques, comme certains métaux lourds ou virus.

La Figure 1.6 illustre les différentes tailles de ces particules dans l'eau.

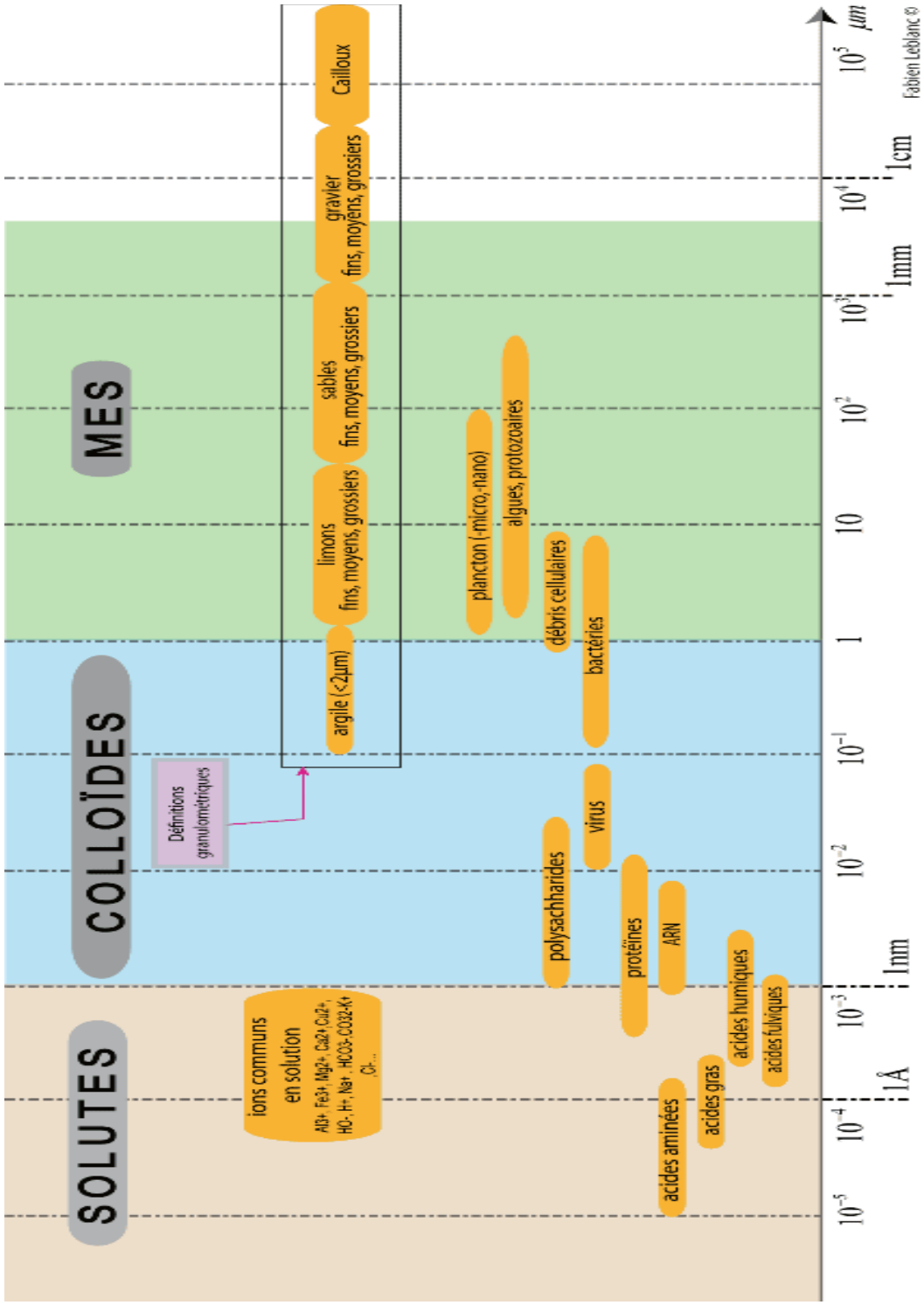


Figure 1.6. Taille de diverses particules présentes dans l'eau.

Échelle des tailles des particules dans l'eau (en mètres) :

- (100 µm) → Sable grossier
- (10 µm) → Sable fin, Bactéries
- (1 µm) → Limon, Argile, Bactéries
- (100 nm) → Virus
- (10 nm) → Virus, Colloïdes
- (1 nm) → Molécules organiques, Ions
- (0.1 nm) → Molécules d'eau (H_2O).

1.2.3. Mesure de la turbidité

La turbidité est généralement mesurée en unités de néphélométrie (NTU) ou de formazine néphélométrique (FNU) à l'aide d'un appareil appelé turbidimètre. Le turbidimètre mesure la turbidité d'un liquide en émettant un faisceau de lumière à travers l'échantillon et en mesurant la quantité de lumière diffusée ou absorbée par les particules en suspension. Plus la turbidité est élevée moins de lumière atteint le photodétecteur, ce qui se traduit par une lecture de turbidité plus élevée. Le fonctionnement général d'un turbidimètre (Figure 1.7) repose sur les étapes suivantes :

1. **Source lumineuse** : Le turbidimètre utilise une source lumineuse, généralement une diode électroluminescente (LED), pour émettre un faisceau de lumière à travers l'échantillon liquide.
2. **Photodétecteur** : De l'autre côté de l'échantillon se trouve un photodétecteur. Ce détecteur mesure l'intensité de la lumière qui traverse l'échantillon.
3. **Interaction avec les particules** : Lorsque la lumière traverse le liquide, elle interagit avec les particules en suspension. Plus il y a de particules dans le liquide, plus la lumière est diffusée dans différentes directions.
4. **Mesure de l'atténuation de la lumière** : Le photodétecteur mesure l'intensité de la lumière qui parvient à traverser l'échantillon. Si la turbidité de l'échantillon est faible (c'est-à-dire qu'il y a peu de particules en suspension), la lumière atteindra le photodétecteur presque intacte. En revanche, si l'échantillon est très trouble (avec de nombreuses particules en suspension), une plus grande partie de la lumière sera diffusée ou absorbée, et donc moins de lumière atteindra le photodétecteur.
5. **Conversion en lecture de turbidité** : En fonction de la quantité de lumière qui atteint le photodétecteur, le turbidimètre convertit cette mesure en une lecture de turbidité, souvent exprimée en unités de turbidité (NTU pour Nephelometric Turbidity Units).

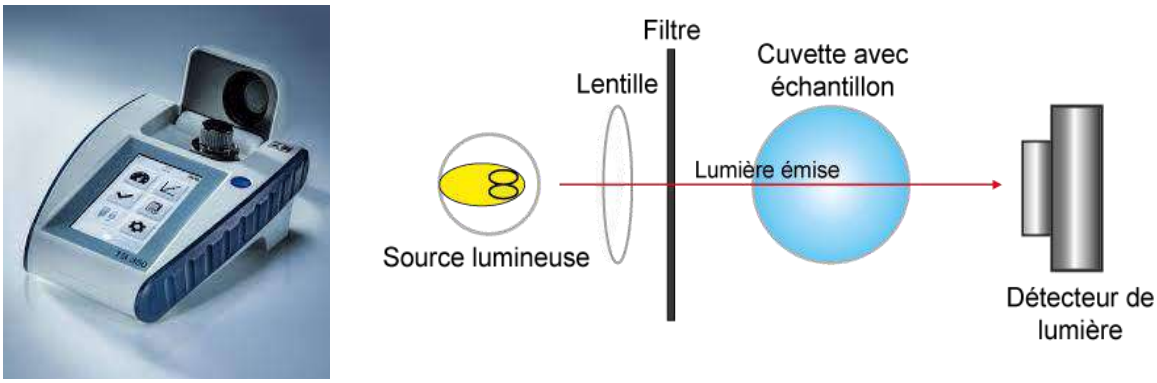


Figure 1.7. Principe de mesure de turbidité avec un turbidimètre.

1.3. Description de phénomène de coagulation

La coagulation consiste à introduire dans l'eau un électrolyte chargé positivement, dans le but de neutraliser les charges négatives responsables de la stabilité des particules en suspension (voir Figure 1.8). Ce procédé utilise généralement des sels de métaux trivalents, comme le fer (Fe^{3+}) ou l'aluminium (Al^{3+}). Selon la théorie de Schulze-Hardy, les ions trivalents sont bien plus efficaces : ils réduisent le potentiel zêta environ dix fois plus que les ions divalents, ce qui signifie qu'il faudrait une concentration dix fois plus élevée d'ions divalents pour obtenir le même effet.

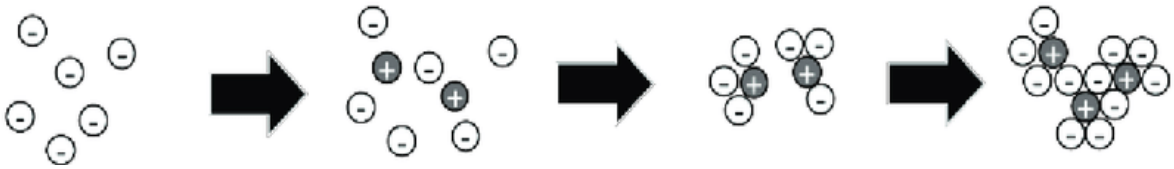


Figure 1.8. Neutralisation des colloïdes.

Les principaux coagulants utilisés dans le traitement de l'eau sont les suivants :

- **Sulfate d'aluminium (ou alumine)** : de formule $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$, il est très soluble dans l'eau (environ 600 à 720 g/L pour la forme cristallisée). En traitement des eaux de surface, les doses varient généralement entre **10 et 150 mg/L**, selon la qualité de l'eau à traiter.

- **Chlorure ferrique ($FeCl_3$ ou $FeCl_3 \cdot 6H_2O$)** : également très soluble, avec une solubilité d'environ **600 g/L** dans l'eau.
- **Autres agents coagulants parfois utilisés** :
  - **Sulfate ferreux** ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$)
  - **Sulfate ferrique** ($Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$)
  - **Aluminate de sodium** ($NaAlO_2$)

1.3.1. Coagulation au sulfate d'aluminium (alun)

La formation de l'hydroxyde d'aluminium, responsable de la création de micro-micelles capables d'emprisonner les colloïdes déchargés, provient de l'hydrolyse du coagulant ajouté. Cette réaction libère de l'acidité, qui est ensuite neutralisée par l'alcalinité naturelle de l'eau (TAC), permettant ainsi la précipitation effective de l'hydroxyde.

Pendant l'étape d'hydrolyse, un intermédiaire **polychargé positivement** se forme pour neutraliser les charges négatives des particules colloïdales. Cet intermédiaire contient un atome d'aluminium avec un nombre d'oxydation très élevé, allant de +4 à +7. Cette étape est très courte, avec un temps court de formation des intermédiaires (0.1 s). L'étape qui suit est l'étape de précipitation d'hydroxyde d'aluminium.

$$\mathbf{Al_2(SO_4)_3} \xrightarrow{\text{étape d'hydrolyse}} \underbrace{\mathbf{(Al)_x(OH)_y(SO_4)_z}}_{\text{intermédiaire polychargé}} \xrightarrow{\text{étape de précipitation}} \mathbf{Al(OH)_3}\downarrow$$

➢ ***Explication de la formation de l'intermédiaire polychargé***

En effet, à des pH acides, lorsque la concentration du monomère $Al(H_2O)_5OH^+$ est élevée, il a tendance à se polymériser en de plus grosses molécules en établissant des doubles-ponts OH entre les atomes d'aluminium. Ce processus est appelé olation.

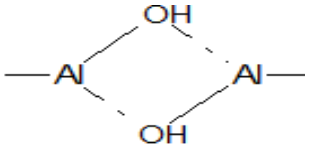


Figure 1.9. Illustration de la réaction d'olation

Cela conduit à la formation d'espèces polymériques telles que $\mathbf{Al_2(OH)_2^{4+}}$, $\mathbf{Al_3(OH)_4^{5+}}$ $\mathbf{Al_4(OH)_{16}^{2+}}$, $\mathbf{Al_6(OH)_{15}^{3+}}$, $\mathbf{Al_{13}(OH)_{32}^{7+}}$, jusqu'à $\mathbf{Al_{54}(OH)_{144}^{18+}}$. Ces espèces fortement chargées peuvent jouer un rôle crucial lors de la coagulation. Ce rôle en déroule en 3 étapes :

1) Elles neutralisent les colloïdes en augmentant significativement la force ionique du milieu.
2) Elles adsorbent plusieurs colloïdes à leur surface en fonction de la disponibilité des groupes fonctionnels réactifs.
3) Enfin, plusieurs colloïdes pouvant être adsorbés "plusieurs" fois, cela conduit à la formation du floc par pontage des polymères, comme illustré dans le schéma ci-dessous.

Selon le diagramme de répartition des espèces d'aluminium, l'hydroxyde d'aluminium se précipite dans la plage de pH comprise entre 5.8 et 7.2 (figure 1.10). Il est important de toujours travailler dans cette plage de pH pour éviter la présence d'ions Al^{3+} dissous, ce qui peut causer des effets indésirables pour le consommateur (la dose limite étant de 0.2 mg/L).

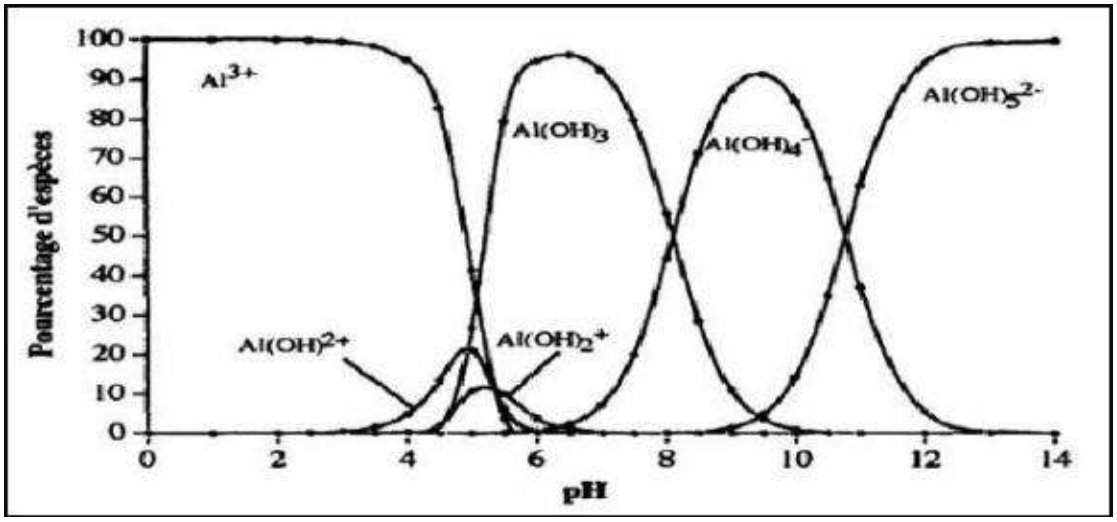


Figure 1.10. Répartition des espèces d'aluminium en fonction du pH

1.3.2. Coagulation au chlorure ferrique

La réaction globale du $FeCl_3$ avec l'alcalinité de l'eau (HCO_3^-) est comme suit :

$$2FeCl_3 + 3\,Ca(HCO_3)_2 \rightleftarrows 3CaCl_2 + 2Fe(OH)_{3\downarrow} + 6CO_2$$

Selon le diagramme de spéciation du fer, l'hydroxyde ferrique se forme par précipitation dans une large plage de pH allant de 5,5 à 8,3 (voir Figure 1.11). Il est essentiel de maintenir le pH dans cette zone optimale pour éviter la remise en solution des ions Fe^{3+}. Une telle dissolution pourrait provoquer une coloration rougeâtre de l'eau, favoriser la corrosion des conduites de distribution, et encourager la croissance de bactéries ferreuses. Les normes actuelles fixent à **0,3 mg/L** la concentration maximale de fer admissible dans l'eau destinée à la consommation humaine.

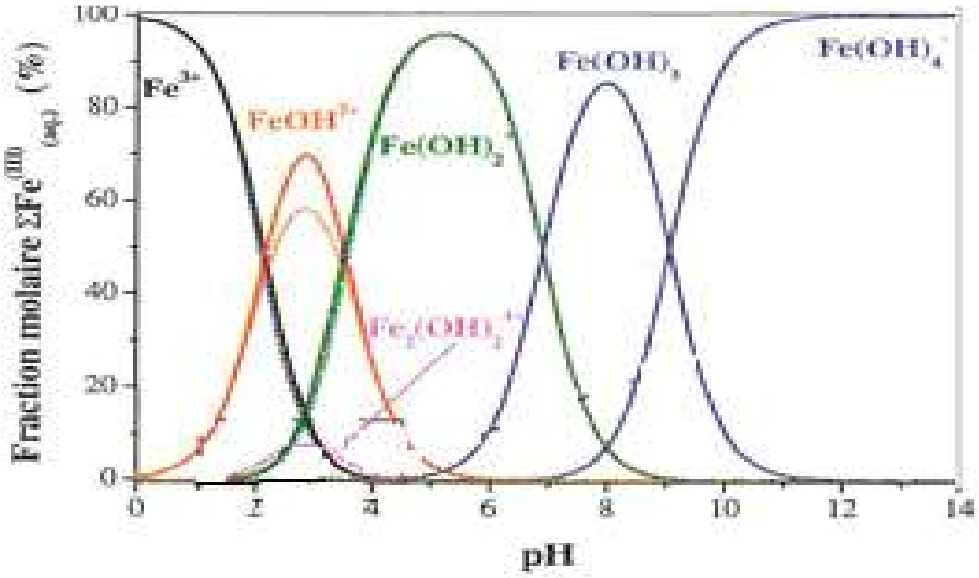


Figure 1.11. Répartition des espèces de fer en fonction du pH.

1.3.3. Coagulants organiques

Les polymères organiques de synthèse sont utilisés lorsque les colloïdes ont un faible potentiel zêta et lorsque les eaux contiennent des matières en suspension fines. Cependant, leur efficacité en tant qu'agents de coagulation est limitée en raison de leur nombre restreint de charges positives.

Exemple : polymère de type **WAC**

Il s'agit de polymères cationiques (**Aqualenc)**, solubles dans l'eau et présentant un poids

moléculaire élevé, fournis sous forme d'émulsions liquides. Leur formule chimique consiste en des intermédiaires polychargés identiques.

1.3.4. L'influence de l'ajout de coagulant sur l'alcalinité

Chaque coagulant ajouté à l'eau entraîne une diminution de l'alcalinité. La quantité d'alcalinité perdue dépend du type de coagulant utilisé. La réaction de neutralisation de l'alcalinité par le sulfate d'aluminium peut être décrite comme suit :

$$\mathbf{Al_2(SO_4)_3, 18\ H_2O + 3\ Ca(HCO_3)_2 \rightleftarrows 3CaSO_4 + 2Al(OH)_3 \downarrow + 18\ H_2O + 6CO_2}$$

La réaction implique deux éléments clés : la consommation de l'alcalinité par le coagulant ($\mathbf{1\ mol\ Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow 3mol\ de\ Ca(HCO_3)_2}$) et la production de CO_2. Cette diminution de l'alcalinité entraîne une chute du pH, acidifiant ainsi l'eau, à moins qu'il y ait simultanément un dégazage du CO_2. Le précipité de $\mathbf{Al(OH)_3}$ se forme aux dépens de la dureté **temporaire** ($\mathbf{Ca(HCO_3)_2}$), qui se transforme en dureté **permanente** sous forme de $\mathbf{CaSO_4}$.

Dans un mètre cube (**1m^3**) d'eau à traiter, la diminution de l'alcalinité (TAC) est de **0.045°F** par gramme de sulfate d'aluminium sous forme de produit commercial cristallisé [$Al_2(SO_4)_3$, 18 H_2O], ce qui équivaut à **0.549 mg d'$\mathbf{HCO_3^-}$**. Pour le chlorure ferrique ($FeCl_3$), elle se montre à environ 3.75 °F et à 1°F pour le WAC.

Exemple de calcul :

- Concentration massique de [$Al_2(SO_4)_3$, 18H_2O]= 1 mg/L= 1g/m^3
- Masse molaire de ($Al_2(SO_4)_3$, 18H_2O) = 666 g/mol
- Valence = 6 (car 1 mole $Al_2(SO_4)_3$, 18 H_2O $\longrightarrow$ 2 mole Al^{3+})
- [$Al_2(SO_4)_3$, 18H_2O]$_{meq/L}$=[Al_2SO_4, 18H_2O] $_{mg/L}$× (valence/masse molaire de [$Al_2(SO_4)_3$,18H_2O]) = 1mg/L × (6/666) = 0.009 meq/L = 0.045 °F.

Le TAC est diminué de 0.045 °F.

$\Delta TAC = \Delta HCO_3^-$ dans les zones de pH des eaux naturelles.

D'après la réaction précédente 1 mole $(Al_2(SO_4)_3;\ 18\ H_2O) \longrightarrow 6$ mole HCO_3^-

La valence de $Al_2(SO_4)_3$ est 6 fois supérieure à celle de HCO_3^-. On a donc, *en termes de charge*, la même diminution de TAC que de $Al_2(SO_4)_3$, soit 0.045°F.

- Les sulfates augmentent de 0.045°F
- 0.235 mg/L de précipité de $Al(OH)_3$ sont formés.
- 0.4 mg/L de CO_2 libre sont formés.

Tableau 1.2. Perte de TAC et production de CO_2 par un gramme de coagulant commercial.

Coagulant	**Perte de TAC (°F)**	**Production de CO_2 (g)**	**Perte d'alcalinité (g de CaO)**
$\mathbf{Al_2(SO_4)_3}$	0.045	0.4	0.25
$\mathbf{FeCl_3}$	0.038	0.333	0.211
WAC	0.01	0.086	0.054

La diminution de l'alcalinité (TAC) accompagnée d'une libération de dioxyde de carbone provoque une chute du pH de l'eau. Dans les eaux douces à faible alcalinité, souvent acides, il est nécessaire d'ajouter un agent basique, comme la chaux, afin de neutraliser l'acidité générée et de stabiliser le pH à un niveau optimal pour assurer la précipitation complète de l'hydroxyde d'aluminium. Il est donc indispensable de contrôler l'acidité de l'eau avant et après la coagulation, car ce phénomène est directement lié à l'équilibre calco-carbonique.

$$\mathbf{Al_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \rightleftarrows 3CaSO_4 + 2Al(OH)_3}$$

1.4. Floculation

La floculation est un processus qui vise à regrouper les particules fines en suspension dans l'eau (MES), connues sous le nom de "microflocs", pour former des amas plus grands et plus facilement décantables, appelés "flocs" à l'aide d'un adjuvant de floculation (floculant). La taille des microflocs dépend de la force de l'agitation et du type de coagulant utilisé. Le mécanisme d'action du floculant repose sur ses longues chaînes moléculaires. Ces chaînes se fixent à la surface

des microflocs et les connectent les uns aux autres, formant ainsi un précipité d'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$ (voir Figure 1.12). Ce processus est régissant par deux phénomènes de transport: l'agitation **thermique** (floculation péricinétique) et l'agitation **mécanique** de l'eau (floculation orthocinétique).

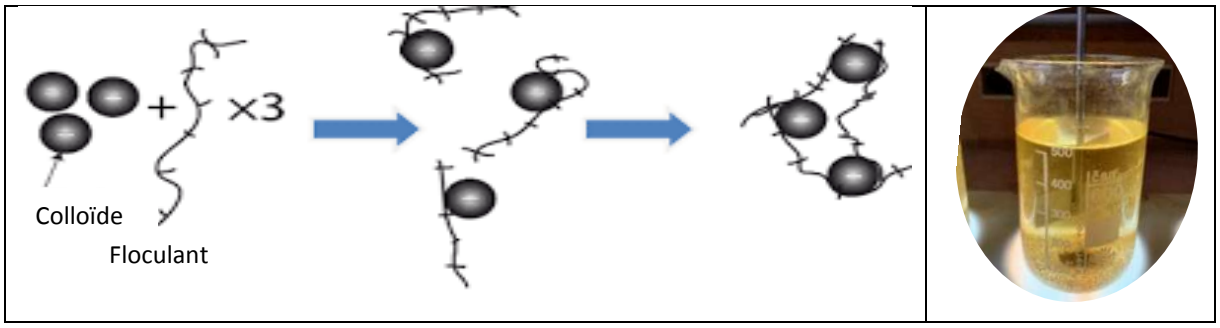


Figure 1.12. Mécanisme schématisé de floculation.

- **La floculation péricinétique** est liée à la diffusion brownienne des particules (agitation thermique).
- **La floculation orthocinétique** est liée à l'énergie dissipée au cours d'un brassage modéré de l'eau (agitation forcée). Cette dernière, a beaucoup plus d'intérêt car, elle permet d'obtenir le floc volumineux séparable physiquement.

La formule suivante de Smoluchowski permet de comprendre le processus de floculation.

$$\ln\left(\frac{N}{N_0}\right) = -\frac{4\,a\,b\,G}{\pi}\,t$$

Où :

- **N** et $\mathbf{N_0}$ représentent le nombre des particules colloïdales libres au temps t et t_0, respectivement.
- **a** représente le facteur de fréquence de collision efficace et **b** représente le volume de particule par le volume total de suspension.
- **t** et le temps de contact et **G** est le gradient de vitesse moyen des particules au sein de multiples tourbillons produites par le brassage. Il est donné par :

$$G = \sqrt{\frac{P}{V\,\mu}}$$

Où :

- G : Gradient de vitesse moyen (s^{-1}) ;
- P : Puissance réellement dissipée par les pâles de l'agitateur (W).
- μ : Viscosité dynamique du liquide (Pa.s).
- V : Volume occupé par le fluide (m^3).

Si le facteur de fréquence de collision efficace (**a**) est égal à 1, un choc interparticulaire donne une floculation ou agglomération. Le paramètre **b** est constant (pas de création ou de dispersion des particules).

Note : Lorsque $\ln\left(\frac{N}{N_0}\right)$ est petit, le nombre des particules au temps t est inférieur au nombre des particules au temps t_0, la floculation est efficace.

1.4.1. L'effet de l'agitation et de la température

Pour assurer une coagulation efficace, il est essentiel de disperser rapidement tout le coagulant avant l'apparition des précipités. Cela nécessite une agitation intense pendant une courte période de temps. Il est donc important de viser un gradient de vitesse élevé, généralement compris entre 400 et 1000 s^{-1}. La température influe ainsi fortement sur la viscosité comme le montre le tableau 1.3.

Tableau 1.3. L'effet de la température sur la viscosité de l'eau.

T (°C)	0	5	10	20	30	40
μ (10^{-3} Pa.s)	1.79	1.52	1.31	1	0.79	0.66

1.4.2. Les types des floculants

On trouve des floculants à base de polymères d'origine minérale ou organique. Les polymères minéraux incluent la silice activée, la bentonite et l'alumine, tandis que les polymères naturels comprennent

l'amidon et l'alginate. Cependant, l'émergence de polymères de synthèse très variés a considérablement amélioré les performances de la floculation. Ces polymères se divisent en polycations, polyanions, non ioniques et amphiphiles. En général, ce sont des polyacrylates ou des polyacrylamides. La figure 1.13 présente la structure d'un floculant de type polyacrylate de sodium, largement utilisé dans le traitement des eaux de barrage dans notre région.

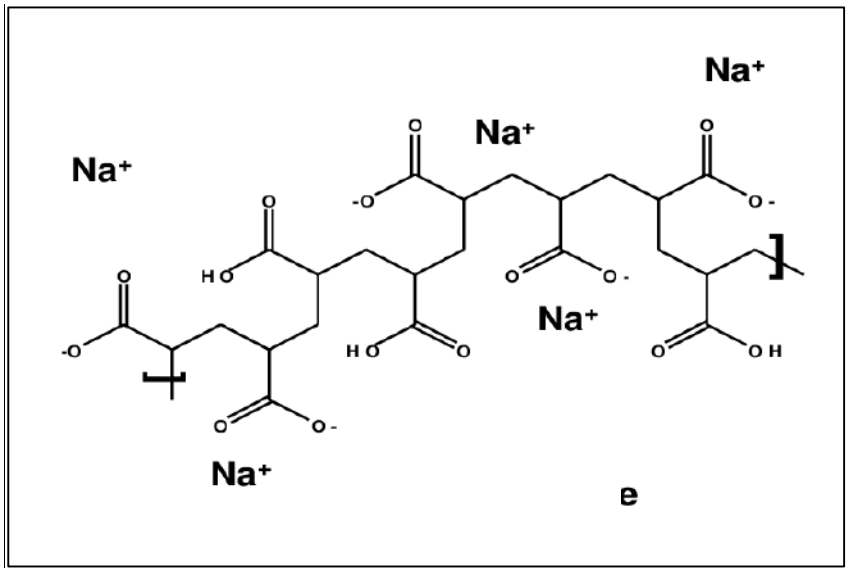


Figure 1.13. La structure d'un floculant anionique synthétisé (polyacrylate de sodium).

1.4.3. Aspects pratiques de la floculation

La floculation est réalisée dans des équipements spécifiques appelés floculateurs, qui sont dotés de systèmes d'agitation. Ces floculateurs diffèrent selon les applications ou les types de fluides à traiter, ce qui entraîne des variations dans le système d'agitation, le volume du réacteur et l'énergie dissipée.

La conception de la cuve, du système d'agitation et des équipements annexes poursuit plusieurs objectifs :

- ✓ Éviter la formation de zones mortes, comme les dépôts au fond de la cuve.
- ✓ Récupérer l'énergie dissipée sous forme de turbulence, notamment grâce à l'utilisation de déflecteurs.
- ✓ Prévenir les courts-circuits entre l'entrée et la sortie du fluide.

On distingue deux grandes catégories de floculateurs :

1. **Les floculateurs agités ou floculateurs à pales**
2. **Les floculateurs statiques.**

Dans le cas des floculateurs agités, l'agitation est générée par un ensemble de pales (Figure 1.14). La puissance transmise par ces pales est calculée à l'aide de la formule suivante

$$P = \frac{C_p \, \rho \, A}{2} \, V_r^3$$

Avec :

- **P** représente la puissance transmise (en watts).
- $\mathbf{C_p}$ est le coefficient de traînée (égal à 1,8 pour les pales plates).
- **A** correspond à la surface de la pale (en m²).
- $\mathbf{V_r}$ désigne la vitesse relative de la pale par rapport au liquide (équivalente à 0,75 fois la vitesse de la pale, en m/s).

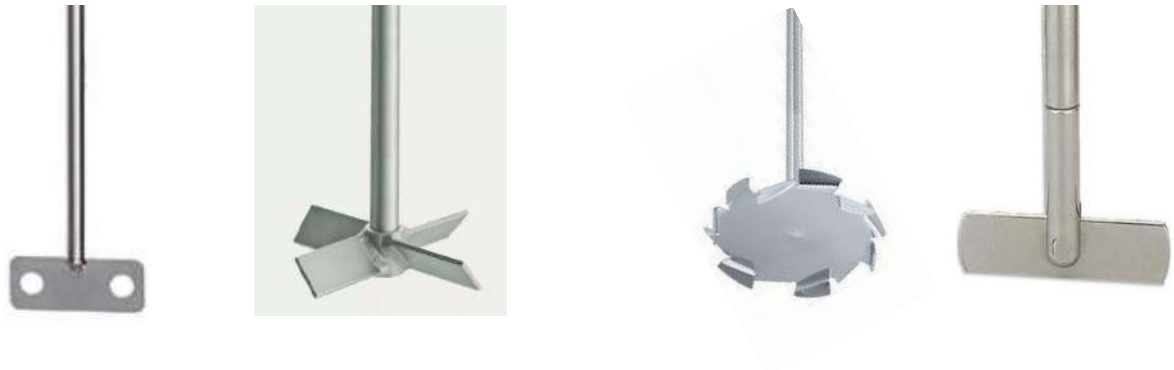


Figure 1.14. Quelques types de floculateurs de base.

Le deuxième type, les floculateurs statiques, est moins couramment utilisé. Ces dispositifs sont conçus pour provoquer des changements brusques de direction dans l'écoulement du fluide à traiter. Les pertes de charge qui en résultent fournissent l'énergie nécessaire à la floculation. Ce type de floculateur est principalement employé dans des installations rudimentaires.

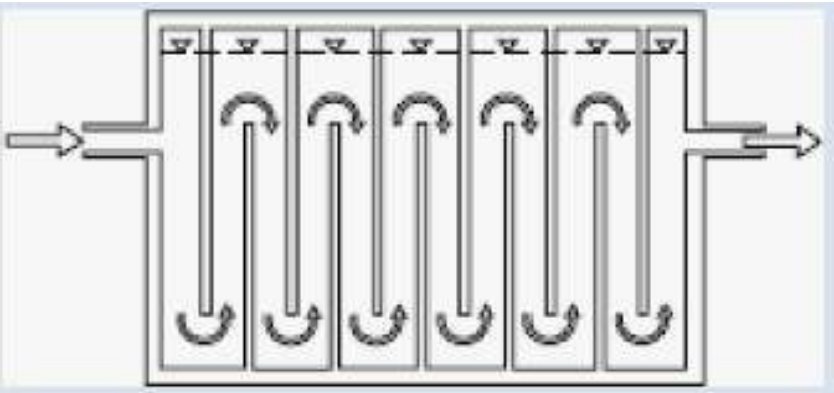


Figure 1.15. Floculateur à barrières (à canal chicane).

La puissance dissipée sous forme de brassage est donnée par :

$$P = \rho . Q . g . \Delta h$$

Avec :

- g : accélération de la pesanteur.
- Q : débit volumique du liquide.
- Δh : dénivellement de l'eau donné par :

$$\Delta h = (1 + n)\,\frac{v_1^2}{2\,g} + n\,\frac{v_2^2}{2\,g}$$

Avec :

n représente le nombre de chicane ; $\mathbf{v_1}$ et $\mathbf{v_2}$ représentent les vitesses linéaire de l'eau en direction parallèles aux chicanes et la vitesse linéaire à l'extrémité chicanes; respectivement.

1.4.4. Jar test (essai de floculation)

Le **Jar-test** est une méthode expérimentale fréquemment employée pour déterminer les conditions optimales de coagulation et de floculation lors du traitement de l'eau. Il permet de déterminer les doses optimales de coagulants et de floculants, ainsi que les paramètres opérationnels tels que la vitesse et le temps d'agitation. Voici les étapes clés de la méthodologie du Jar-test :

- Prélever des échantillons d'eau à traiter et les répartir en volumes égaux dans des béchers.
- S'assurer que les échantillons sont homogènes et représentatifs de l'eau à traiter.
- Ajouter des doses variables de coagulant (par exemple, sulfate d'aluminium, chlorure ferrique) ou de floculant (polymères) à chaque échantillon.
- Inclure un échantillon témoin sans ajout de réactif pour comparaison.
- Soumettre les échantillons à une agitation rapide (100 à 200 tours par minute) pendant une durée courte (1 à 5 minutes). L'objectif est la dispersion uniforme du coagulant et la favorisation de la déstabilisation des particules colloïdales.
- Sélectionner la dose optimale de coagulant, puis reproduire les étapes précédentes en utilisant cette même dose optimale de coagulant pour chaque essai. Soumettre les échantillons à une agitation rapide pendant une durée courte.
- Ajouter des doses variables de floculant (polymères) à chaque échantillon.
- Réduire la vitesse d'agitation (20 à 50 tours par minute) pour une période plus longue (10 à 30 minutes). Cette étape permet la formation de flocs par agrégation des particules déstabilisées.
- Arrêter l'agitation et laisser reposer les échantillons pendant une durée déterminée (15 à 30 minutes) pour permettre la sédimentation des flocs formés.
- Observer (aspect visuelle) et mesurer la turbidité, la couleur ou la concentration en matières en suspension dans l'eau surnageant de chaque échantillon.
- Identifier la dose de réactif et les conditions d'agitation qui produisent la meilleure clarification de l'eau. Adapter les conditions identifiées pour une application à grande échelle dans le traitement de l'eau.

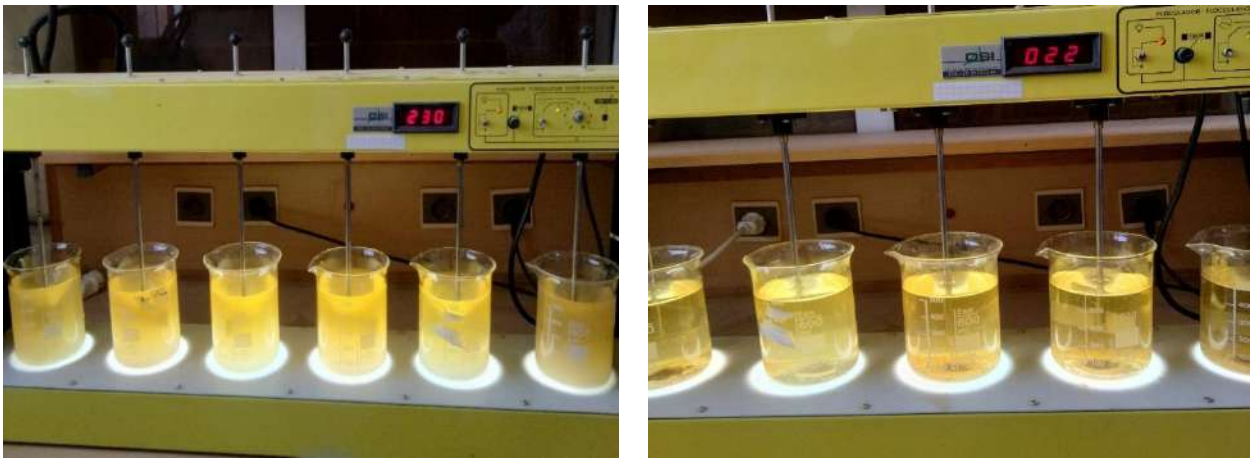


Figure 1.16. *Jar-test durant l'étape de coagulation (à gauche) et l'étape de floculation (à droite).*

2. Décantation

2.1. L'Objectif

L'objectif de ce cours est de permettre aux apprenants de comprendre les principes physiques fondamentaux qui régissent le processus de décantation, notamment l'action de la gravité et la vitesse de chute des particules. Il vise également à présenter les différentes technologies de décantation utilisées dans le traitement de l'eau, tout en analysant les principaux facteurs qui influencent l'efficacité de ce procédé, tels que le temps de séjour, la charge hydraulique et la taille des particules.

2.2. Définition

La décantation est un processus utilisée dans traitement des eaux. Elle permet de séparer les particules en suspension dans l'eau en fonction de leur densité. Les particules plus denses que l'eau se déposent au fond du bassin de décantation sous l'effet de la gravité, tandis que les particules moins denses **restent en suspension** et sont évacuées avec l'eau décantée.

Le processus de décantation présente plusieurs avantages :

- ✓ **Simplicité** : La décantation est une technique facile à mettre en œuvre et à comprendre.
- ✓ **Efficacité** : Elle permet d'obtenir une séparation efficace des phases solide et liquide.
- ✓ **Coût** : C'est une technique relativement peu coûteuse.

Cependant, la décantation présente aussi quelques limitations :

- ✓ **Encombrement** : Les décanteurs peuvent être volumineux, ce qui peut poser problème en termes d'espace.
- ✓ **Efficacité** : L'efficacité de la décantation peut être limitée pour les particules très fines ou pour les flocs de faible densité.
- ✓ **Temps** : Le processus peut être long, surtout pour les particules fines.

2.3. Types de décantation

a) Décantation simple

Une fois le floc formé, la séparation solide-liquide est réalisée pour obtenir de l'eau clarifiée d'un côté et des boues (constituées des particules colloïdales initiales et du floc) de l'autre. Le processus repose sur l'action de la pesanteur :

- Les particules en suspension se déposent au fond.
- L'eau claire est recueillie dans la partie supérieure de l'appareil.
- Les boues sédimentées sont extraites de la partie inférieure.

b) Décantation des particules discrètes (individuelles)

- Les particules décantent indépendamment les unes des autres. Chaque particule conserve ses propriétés physicochimiques.
- Chaque particule a une vitesse de chute constante.
- Ce type de décantation est illustré par une chute régulière et prévisible des particules.

c) Décantation diffuse

- Se produit dans un décanteur lorsque la concentration en matières **est faible**.

- Les particules, plus ou moins floculées, ont des tailles et des vitesses de décantation variables.
- La vitesse de chute des particules augmente progressivement ; les flocs grossissent en rencontrant d'autres particules.

d) Décantation en piston (ou « à contact de boues »)

- Se produit lorsque la concentration en matières **est élevée**.
- L'abondance de floc entraîne une décantation d'ensemble.

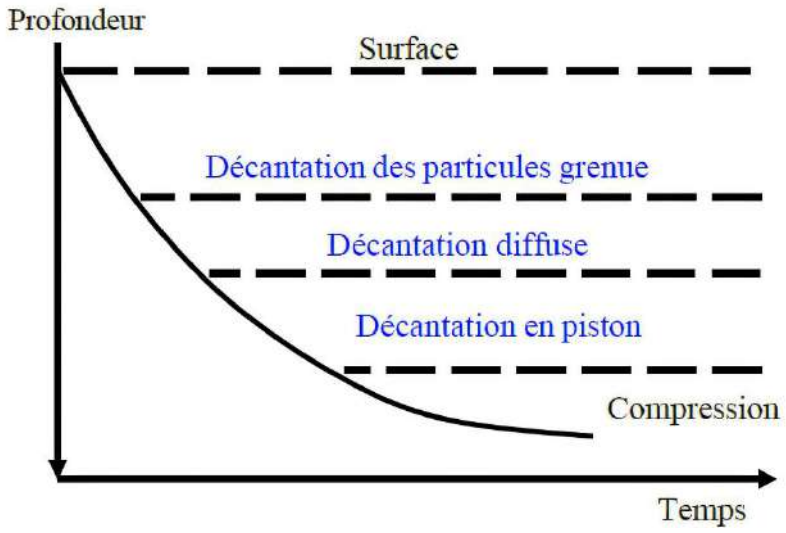


Figure 2.1. Types de décantations

2.4. Décantation des particules discrète

2.4.1. Principe

La loi qui régit la vitesse de chute des particules dans un fluide est connue sous le nom de loi de **Stokes**. Elle s'applique sous les conditions suivantes :

- ✓ Les particules sont sphériques et rigides.
- ✓ Les particules ont une faible densité.
- ✓ Le fluide est newtonien et incompressible.
- ✓ Le régime d'écoulement est laminaire.

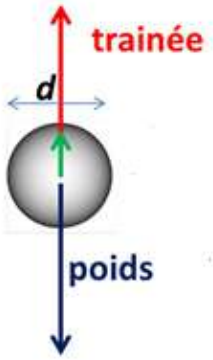
Lorsqu'une particule sphérique chute dans un fluide de volume constant, sa vitesse augmente jusqu'à ce que **les forces de poids (F_g)** équilibrent **les forces de frottement (F_d)**.

$$\mathbf{F_T} = m.\gamma = \rho_p\, V_p \frac{dv_p}{dt} = F_g - F_d$$

$$\mathbf{F_g} = m.g = \Delta\rho.V_p.g = (\rho_p - \rho_f)\, V_p.g$$

$$\mathbf{F_d} = \frac{1}{2}(C_d\,.A_p.\rho_f)\, v_p^2$$

Où : $\mathbf{V_p} = \frac{\pi\, d^3}{6}$ $\qquad$ $\mathbf{A_p} = \frac{\pi\, d^2}{4}$



Où :

F_g , F_d , F_T sont des forces de décantation (poids), de trainée et totale.

ρ_f : densité du fluide (Kg/m³)

ρ_p : densité de la particule (Kg/m³)

d : diamètre de la particule (mètres)

V_p :le volume de la particule

g : accélération gravitationnelle (9.81 m/s²)

A_p : l'aire de **la section (**$4\pi\, r^2$) de la particule

Donc, on peut écrire les relations des forces comme suit :

$$\mathbf{F_g} = g(\rho_p - \rho_L)\frac{\pi\, d^3}{6}$$

$$\mathbf{F_d} = \frac{C_d\ \rho_L\, v_p^2}{2}\,\frac{\pi\, d^2}{4}$$

Où :

C_d: Coefficient de trainée (ou de frottement).

Donc, F_T s'écrit :

$$\mathbf{F_T} = (\rho_p - \rho_f)\, V_p.g - \frac{C_d\ \rho_L\, v_p^2}{2}\,\frac{\pi\, d^2}{4} = \rho_p\, V_p \frac{dv_p}{dt}$$

$$\frac{dv_p}{dt} = \frac{(\rho_p - \rho_f)\ \frac{\pi\ d^3}{6} \cdot g - \frac{C_d\ \ \rho_L\ v_p^2}{2}\ \frac{\pi\ d^2}{4}}{\rho_p\ \frac{\pi\ d^3}{6}}$$

À l'équilibre $\frac{dv_p}{dt} = 0$, la relation précédente devient :

$$v_p^2 = \frac{4g.\,d}{3C_d\ \ \rho_L}(\rho_p - \rho_f)$$

La vitesse de chute d'une particule sphérique dans un fluide est donnée par la relation suivante :

$$v_p = \left(\frac{4g.\,d}{3C_d\ \ \rho_L}(\rho_p - \rho_f)\right)^{1/2}$$

Le coefficient de trainée, $\mathbf{C_d}$, est déterminée par la perturbation du fluide, qui dépend elle-même de la vitesse de chute de la particule. Cette perturbation est quantifiée par le nombre de Reynolds de grain ($Re = \frac{\rho_p.v_p.d_p}{\mu}$).

Dans le cas des particules sphérique où le Re<1 (**régime laminaire**), on peut écrire :

$$C_d = \frac{24}{Re}$$

$$C_d = \frac{24\ \mu}{V_p\ \rho_L\ d}$$

Où: μ est la viscosité dynamique du fluide (Pa.s).

En combinant les équations précédentes pour déduire la vitesse de chute d'une particule sphérique dans un fluide (la formule de Stokes) :

$$v_p = \frac{d^2\ (\rho_p - \rho_f)\ g}{18\mu}$$

2.4.2. Bassin de décantation idéal

Un **bassin de décantation idéal** est un système bien conçu, efficace et facile à entretenir, qui maximise la séparation des particules solides et des liquides tout en minimisant les coûts opérationnels et les

perturbations. Pour qu'un bassin de décantation soit considéré comme idéal, il doit répondre à plusieurs critères de conception et de fonctionnement.

- ✓ L'eau doit circuler dans le bassin avec un écoulement laminaire (sans turbulence) pour éviter la remise en suspension des particules décantées.
- ✓ Le temps de séjour de l'eau dans le bassin doit être suffisamment long pour permettre aux particules de se déposer au fond.
- ✓ Le bassin doit avoir une forme rectangulaire ou circulaire pour faciliter une répartition uniforme du flux.
- ✓ La surface de décantation doit être suffisamment grande pour maximiser la séparation des particules.
- ✓ La profondeur doit être optimisée pour éviter les courants courts-circuits (où l'eau traverse le bassin sans décantation efficace).
- ✓ Une zone supérieure où l'eau clarifiée est collectée sans perturbation.
- ✓ Une zone inférieure où les particules décantées (boues) s'accumulent.
- ✓ Un système de raclage ou de pompage doit être prévu pour évacuer régulièrement les boues accumulées au fond du bassin.

2.4.3. Bassin à flux horizontal

Les caractéristiques d'un bassin idéal à écoulement horizontal comprennent :

- La profondeur totale de la zone de décantation, correspondant à la hauteur d'eau dans le bassin (H)
- La profondeur partielle de cette zone (h)
- La longueur de la zone de décantation (L)
- La largeur de la zone de décantation (w)
- Le débit d'eau circulant dans le bassin (Q)
- Le temps de séjour des particules dans le bassin (t_0)
- La vitesse de chute réelle d'une particule (v_p)
- La vitesse de chute cible, c'est-à-dire la vitesse verticale requise pour qu'une particule sédimente sous l'effet de la gravité, calculée par $v_0 = H / t_0$
- La surface de la zone longitudinale, donnée par $A = L \times w$

- Aire de la zone transversale ($A' = H.w$)
- Vitesse horizontale de l'eau ($v_H = \frac{Q}{A'}$).

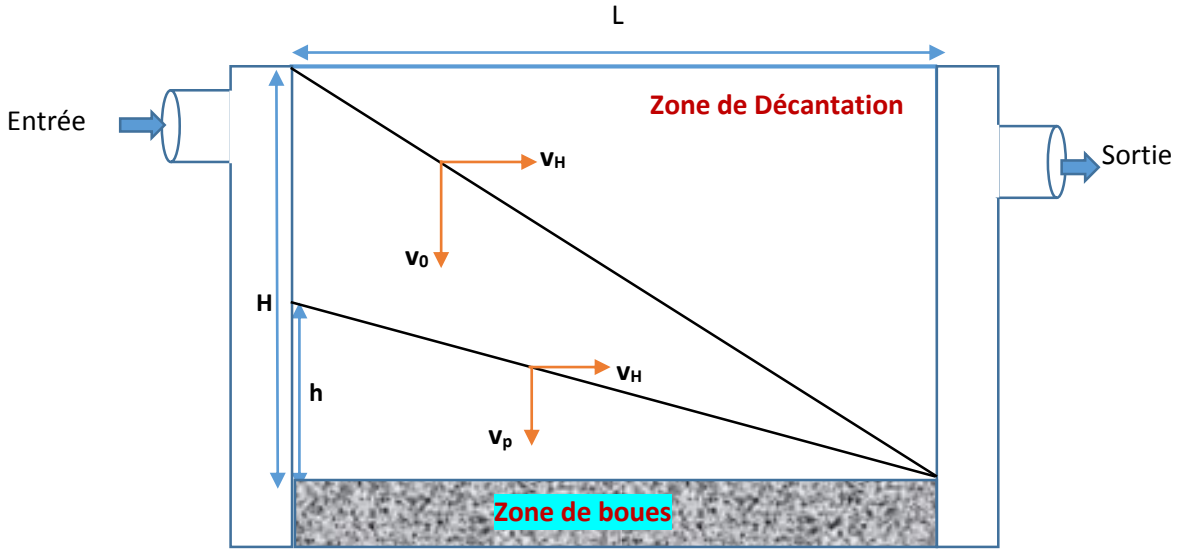


Figure 2.2. Bassin de décantation à flux horizontal (**particules discrètes**).

Le bassin est caractérisé par les zones suivantes :

1) La zone d'entrée
2) La zone de décantation
3) La zone de sortie
4) La zone de boues

D'après la figure 2.2, toutes les particules dont une vitesse de chute supérieure à $\mathbf{v_0}$ sont éliminées. Par contre, les particules dont la vitesse de chute inferieure à $\mathbf{v_0}$ (par exemple, $\mathbf{v_p}$) se pénètrent dans la zone de décantation à une hauteur **<h**.

Note : Pour garantir une sédimentation complète des particules ayant une vitesse de chute $\geq v_0$, le bassin doit être dimensionné de manière à ce qu'elles atteignent le fond avant la sortie.

Dans la **zone transversale** où le débit est distribué uniformément, les particules ayant la même vitesse v_p. La fraction des particules éliminées s'écrit :

$$F = \frac{h}{H} = \frac{v_p\, t_0}{v_0 t_0} = \frac{v_p}{v_0}$$

Où : t_0 représente le temps de séjours des particules ($t_0 = \frac{L}{v_H}$)

$$v_0 = \frac{H}{t_0} = \frac{H v_H\, w}{L\, w} = \frac{Q}{A}$$

La combinaison des équations donne :

$$\mathbf{F = \frac{v_p\, A}{Q}}$$

Cette équation sert à déterminer l'efficacité d'élimination des particules partageant **une même vitesse de chute**.

La courbe ci-dessous illustre la distribution des vitesses de chute des particules, où f0f_0f0 correspond à la proportion des particules dont la vitesse est inférieure à v0v_0v0. Ainsi, la fraction des particules éliminées complètement est égale à $\mathbf{1 - f_0}$.

$$F = 1 - f_0 + \frac{1}{v_0}\int_0^{f_0} v_p\, dv$$

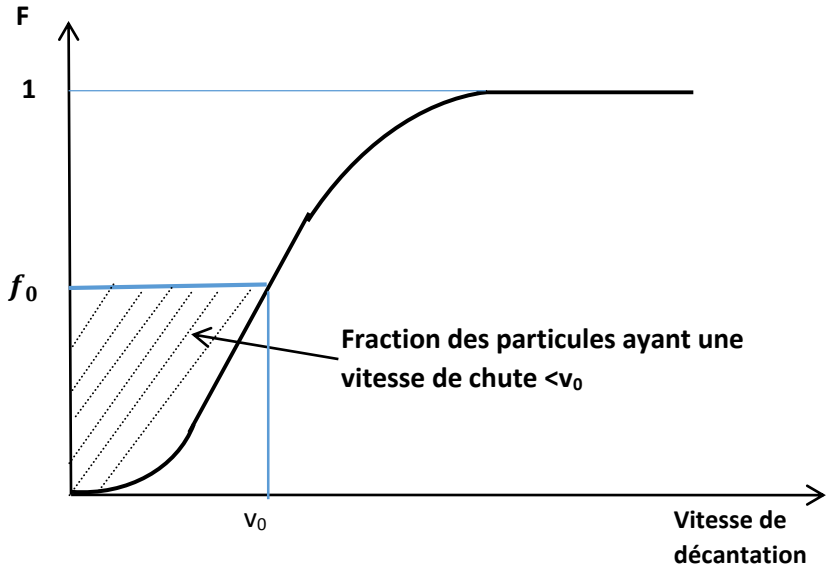


Figure 2.3. La distribution cumulative des vitesses de chute des particules.

2.5. Décantation diffuse (particules floculantes)

2.5.1. Principe

Contrairement à la décantation des particules discrètes, la taille des particules en suspension dans le bassin augmente progressivement en raison des collisions qu'elles subissent. En pratique, la décantation concerne majoritairement des particules floculantes, qui s'agglomèrent au cours de leur chute. Les flocs ainsi formés sont généralement plus volumineux mais moins denses que les particules d'origine, ce qui conduit à une sédimentation à vitesse croissante. On observe alors que:

- ✓ La vitesse de chute des particules augmente avec le temps ;
- ✓ Leur trajectoire de décantation suit une courbe (figure 2.3), et non une ligne droite ;
- ✓ L'évolution continue des caractéristiques des particules durant leur chute complique fortement l'élaboration d'un modèle mathématique précis. Il est donc souvent nécessaire de recourir à des essais en colonne de décantation à l'échelle de laboratoire.

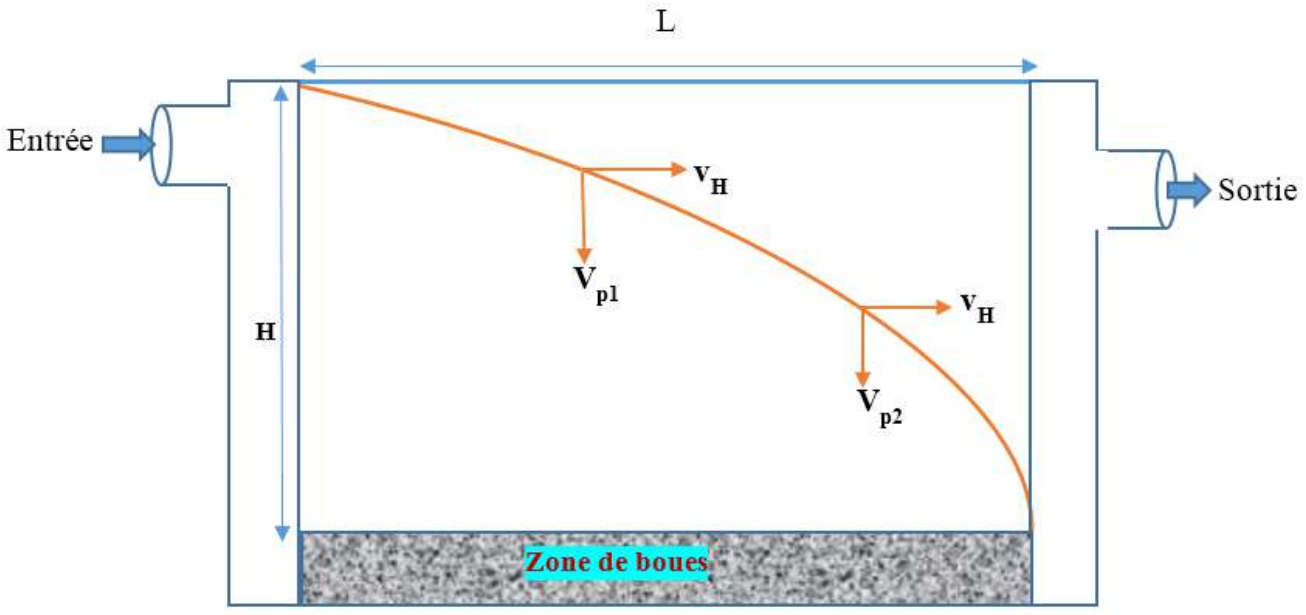


Figure 2.3. Bassin de décantation à flux horizontal (**particules floculantes**).

2.5.2. Décantation en colonne de laboratoire

L'essai de décantation en colonne reproduit en laboratoire le comportement de sédimentation d'une solution diluée contenant des particules floculantes. Il permet de simuler les phénomènes de décantation observés dans un décanteur réel, notamment pour des suspensions à faible concentration.

Pour réaliser ce test, on utilise une colonne de décantation, comme illustré à la Figure 2.4, dont la hauteur correspond à la profondeur du décanteur à modéliser, généralement comprise entre 1,8 et 2,4 mètres. Cette colonne est remplie avec la suspension homogénéisée à analyser, puis laissée au repos afin d'observer le processus de décantation.

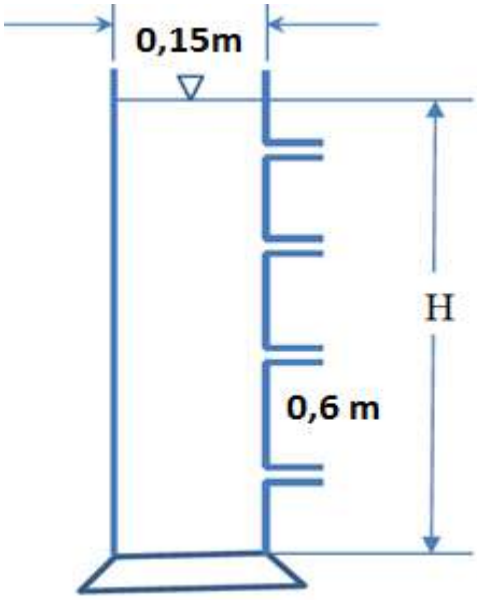


Figure 2.4. Colonne de décantation à l'échelle de laboratoire.

Des prélèvements d'échantillons sont réalisés à différentes profondeurs fixées à des distances d_1, d_2, d_3, etc., à partir de la surface libre. Ces profondeurs sont généralement choisies à intervalles réguliers, typiquement à 0,6 m, 1,2 m et 1,8 m. Les échantillons sont prélevés à des temps définis, ce qui permet de suivre l'évolution de la concentration en particules en fonction du temps (t) et de la profondeur (H).

Les résultats obtenus permettent de tracer des courbes (Figure 2.5) dites « **iso-concentrations** » ou « courbes d'égal rendement », qui représentent les pourcentages d'élimination des particules en fonction du temps et

de la profondeur. Ces courbes servent à estimer les performances d'un décanteur idéal, en particulier le pourcentage de particules éliminées pour un temps de rétention donné à différentes profondeurs du bassin.

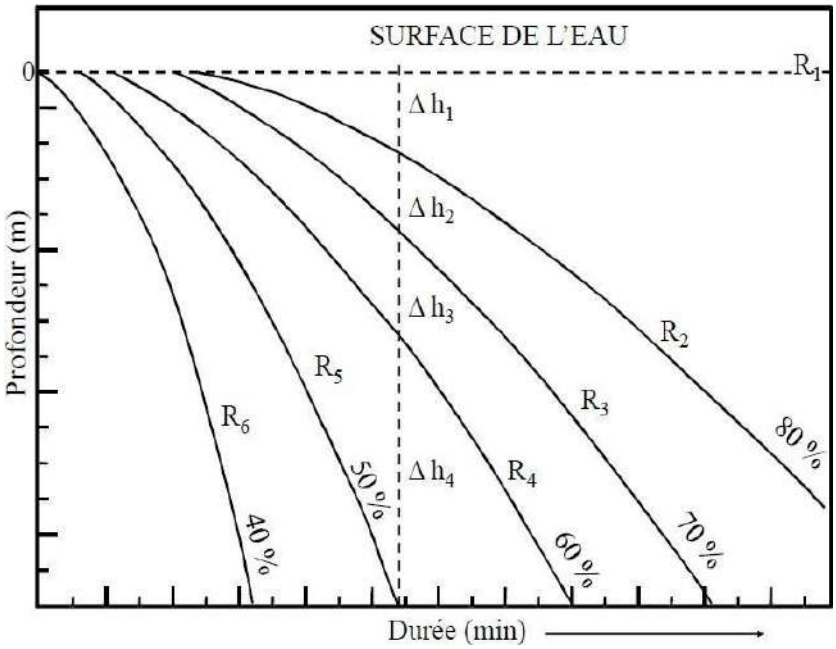


Figure 2.5. Courbes iso-concentration.

À partir des données expérimentales, on peut estimer le pourcentage de particules éliminées dans un bassin de décantation idéal, en fonction des durées de séjour et des profondeurs variées. Cette estimation se fait en appliquant l'équation suivante :

$$R\,(\%) = \frac{\Delta h_1}{H} \times \left(\frac{R_1 + R_2}{2}\right) + \frac{\Delta h_2}{H} \times \left(\frac{R_2 + R_3}{2}\right) + \frac{\Delta h_3}{H} \times \left(\frac{R_3 + R_4}{2}\right) + \cdots + \frac{\Delta h_n}{H} \times \left(\frac{R_n + R_{1+n}}{2}\right)$$

Avec:

R : pourcentage moyen des particules éliminées, c'est-à-dire le rendement global, dans un bassin de décantation idéal après un temps de séjour t.

Δh_1, Δh_2, Δh_3,…, **Δh_n :** hauteurs moyennes correspondant aux intervalles de profondeur situés entre deux courbes affichant le même pourcentage d'élimination des particules.

R_1, R_2, R_3, R_n : pourcentage de particules éliminées à une profondeur h, et après un temps de rétention **t** ;

Cette formule permet ainsi d'intégrer les variations de rendement en fonction de la profondeur et du temps, pour obtenir une estimation globale de l'efficacité du processus de décantation

2.4. La décantation à lamelles (ou décanteur lamellaire)

La décantation lamellaire est une amélioration de la décantation classique qui permet de concevoir des installations plus compactes et plus efficaces. Cette technologie repose sur le principe que le rendement de séparation dépend principalement de la surface de décantation et non de la profondeur du bassin.

En intégrant plusieurs plaques inclinées (ou tubes parallèles) dans un même décanteur, on multiplie les surfaces de séparation eau-boue. Chaque plaque agit comme un petit décanteur indépendant, ce qui augmente fortement le débit total traité.

Pour assurer l'évacuation naturelle des boues, les plaques sont inclinées entre 45° et 60°, avec un espacement de 10 à 20 cm. L'ensemble forme un système compact avec une grande surface de décantation effective, égale à la somme des surfaces projetées horizontalement de chaque plaque.

Tableau 2.1. Comparaison entre les deux types de décantation.

Type de décantation	**Principe**	**Avantages**	**Inconvénients**
Décantation simple	Gravité uniquement	Simple, pas cher	Lente, gros volumes nécessaires
Décantation à lamelles	Gravité + plaques inclinées	Rapide, gain d'espace	Plus coûteux à installer

Exemple :

Figure 2.6 illustre un exemple comportant trois lamelles. Lorsque l'eau chargée en particules traverse ces lamelles, les solides se déposent plus rapidement sur les plaques en raison de la réduction du chemin de décantation. Dans ce système, les particules dont la vitesse de décantation est supérieure ou égale à $V_0/3$ sont totalement éliminées. En comparaison, dans un bassin sans lamelles, seules les particules ayant une vitesse de décantation supérieure ou égale à V_0 sont complètement séparées.

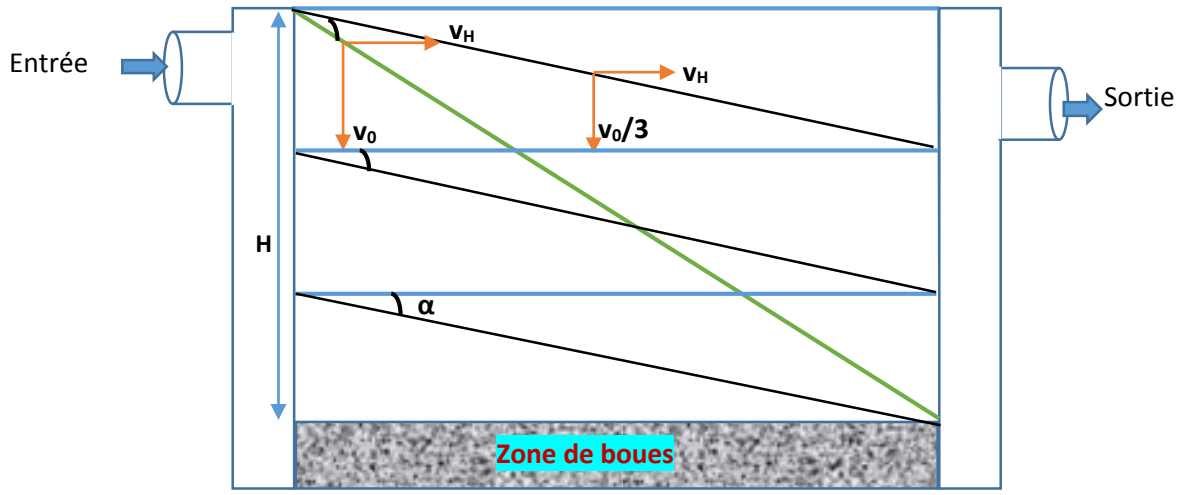


Figure 2.6. Bassin idéal de trois lamelles (paliers).

3. Adsorption

3.1. Introduction

Ce chapitre se concentre sur l'adsorption des composés organiques par le charbon actif. La matière organique dissoute dans l'eau, appelée matière organique dissoute (MOD), comprend des substances naturelles comme la matière organique naturelle (MON) ainsi que des substances issues des activités humaines, comme la matière organique d'effluents (MOE). Certains composants de la MOD, tels que les pesticides, les produits pharmaceutiques ou les composés responsables de goûts et d'odeurs, sont appelés micropolluants et peuvent poser des problèmes sanitaires ou esthétiques.

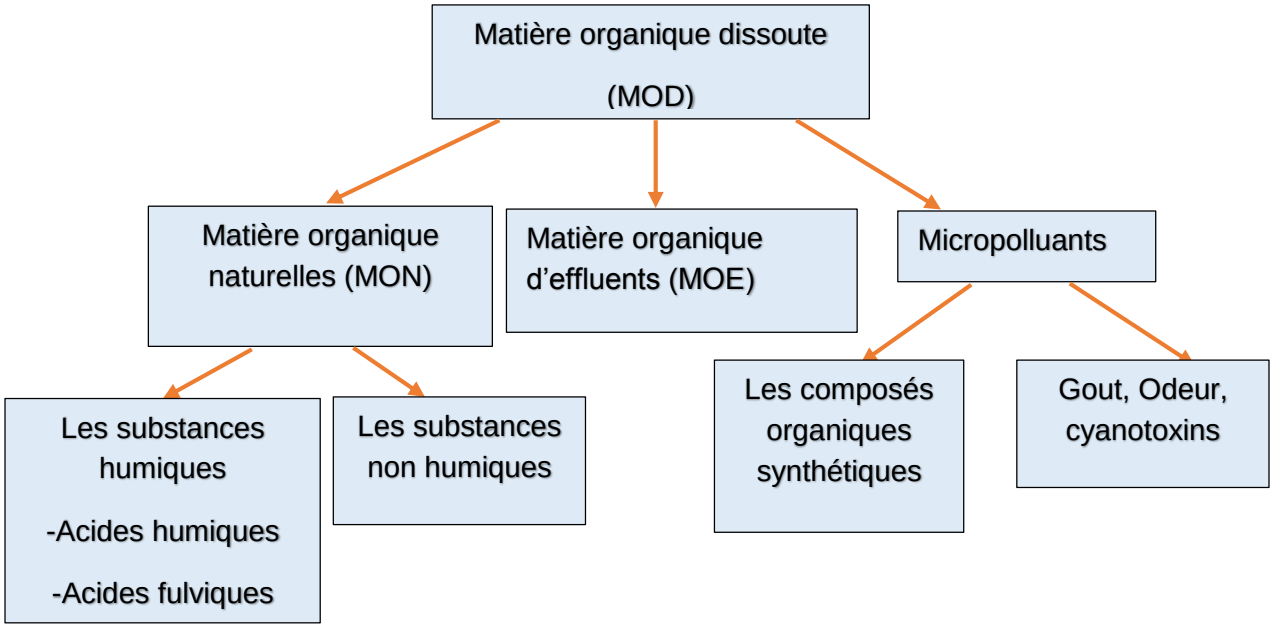


Figure 3.1. Classification de la matière organique dissoute (MOD).

3.2. Définition de l'adsorption

L'adsorption est l'accumulation de molécules à l'interface entre deux phases, comme un liquide et un solide. Dans le traitement de l'eau, le matériau solide est appelé **adsorbant** (par exemple : charbon actif, oxydes métalliques, résines, argiles), et la substance adsorbée est **l'adsorbat** (composés organiques et inorganiques d'origine naturelle ou anthropique).

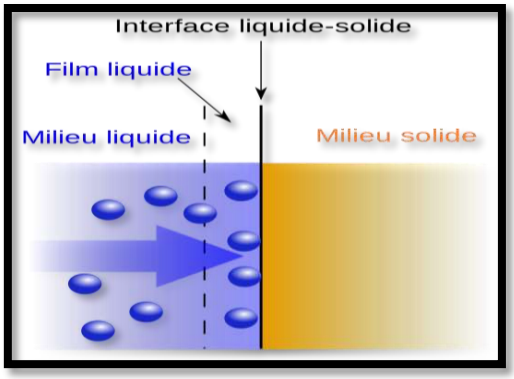


Figure 3.2. Schéma simplifié représentant le phénomène d'adsorption.

Les paramètres remarquables de l'adsorption sont :

- **L'adsorbant** : représente la surface du solide poreux ou non poreux.
- **L'adsorbat** : représente la molécule à adsorber que ce soit gaz ou liquide.
- La phase à traiter qui prend les molécules de l'adsorbat.

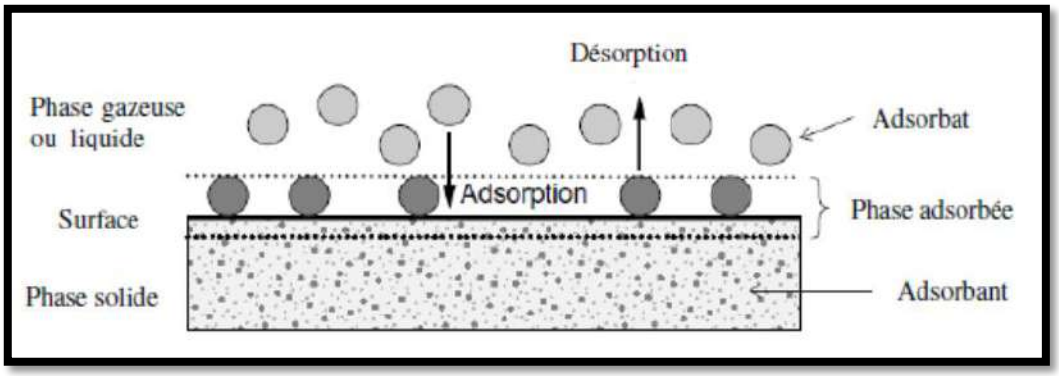


Figure 3.3. Terme de base de l'adsorption.

3.3. Types d'adsorption

L'adsorption est un phénomène de surface au cours duquel des atomes ou des molécules se fixent sur la surface d'un solide, appelé adsorbant, par le biais d'interactions physico-chimiques. Selon l'intensité des énergies de liaison impliquées entre l'adsorbant et les substances adsorbées, ainsi que la nature des forces responsables du phénomène, on distingue deux types d'adsorption : l'adsorption physique (physisorption) et l'adsorption chimique (chimisorption).

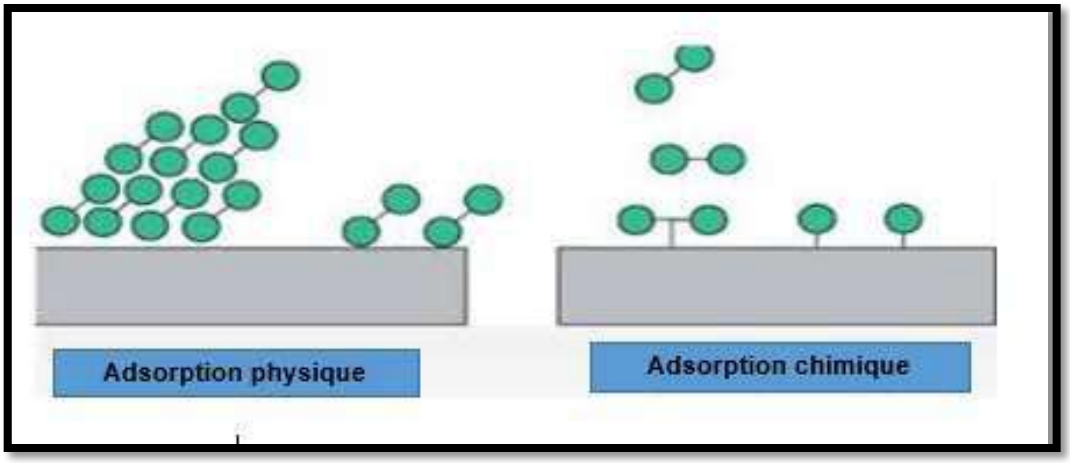


Figure 3.4. Les types d'adsorption

3.4.1. Adsorption physique (ou physisorption)

C'est lorsque des molécules se fixent à la surface d'un matériau sans provoquer de réaction chimique. Ce processus est en général réversible et dépend de la surface disponible du matériau ainsi que des forces entre les molécules.

3.4.2. Adsorption chimique (ou chimisorption)

Dans ce cas, les molécules adsorbées réagissent chimiquement avec le matériau, formant de nouveaux composés. Ce processus est généralement irréversible et peut être utilisé dans les réactions catalytiques. Il existe aussi l'adsorption spécifique, où certaines molécules sont choisies et retenues par le matériau. Cela peut être lié à des liaisons chimiques, à des interactions électrostatiques ou encore à des forces de Van der Waals.

Remarque : parfois, l'adsorption physique et l'adsorption chimique peuvent se produire en même temps. Les molécules se fixent alors à la surface à la fois par des interactions simples et par des réactions chimiques spécifiques.

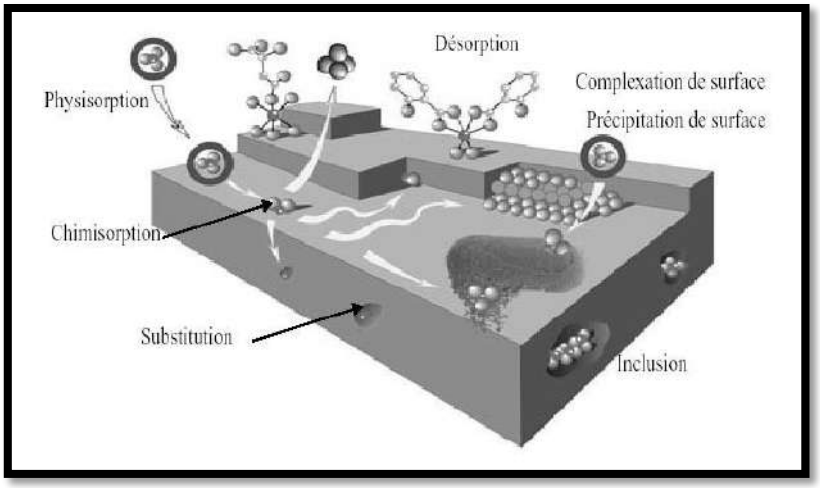


Figure 3.5. Les interactions fondamentales entre une espèce chimique (atome ou molécule) et une surface solide, en présence d'un liquide, se manifestent à l'interface solide-liquide.

Tableau 1. Comparaison entre l'adsorption physique et l'adsorption chimique.

Propriété	Adsorption physique	Adsorption chimique
Type de liaison	Forces de Van der Waals	Liaisons chimiques fortes
Température du processus	Température relativement basse	Température plus élevée
Désorption	Facile, souvent réversible	Difficile, généralement irréversible
Cinétique	Rapide, peu influencée par la température	Lente, dépend fortement de la température
Chaleur d'adsorption	< 10 kcal/mol	> 10 kcal/mol
Énergie impliquée	Faible	Élevée
Type de formation	Formation possible en plusieurs couches (multicouche)	Formation limitée à une seule couche (monocouche)

3.5. Les principaux adsorbants

Plusieurs matériaux sont employés, dont les plus courants sont :

- **Charbon Actif** (en poudre ou en grains – CAP/CAG) : Il est largement utilisé pour éliminer les composés organiques (phénols, pesticides, solvants). Il est utilisé en filtration ou en injection directe.

- **Argiles et Zéolites** : Ils ont une bonne affinité pour les métaux lourds et certains polluants ioniques.
- **Résines et adsorbants synthétiques** : sont également efficaces pour éliminer certains polluants spécifiques. Spécialisées pour l'élimination de micropolluants (médicaments, pesticides, …).
- **Bio-adsorbants** (coques de noix, sciure de bois, algues).

D'autres procédés d'adsorption jouent aussi un rôle, comme l'adsorption sur les hydroxydes d'aluminium et de fer formés lors de la coagulation, ou sur le carbonate de calcium formé lors de l'adoucissement à la chaux.

Tableau 2. Caractéristiques des principaux adsorbants industriels.

Adsorbant	Surface spécifique ($m^2.g^{-1}$)	Taille des pores (nm)	La porosité interne
Charbon actif	400 à 2200	1.0 à 4.0	**0.4 à 0.8**
Gels de silice	600 à 800	2.0 à 5.0	**2.0 à 5.0**
Alumine activées	200 à 400	1.0 à 6.0	**1.0 à 6.0**
Zéolithes	**500 à 800**	**0.3 à 0.8**	**0.3 à 0.4**

3.5.1. Critères de choix d'un adsorbant

Les critères de choix d'un adsorbant dépendent de l'application spécifique et des objectifs recherchés. Voici quelques critères importants à prendre en compte :

1. **Sélectivité** : L'adsorbant doit avoir une affinité sélective pour les substances à adsorber, afin de les capturer de manière efficace et sélective. Cela peut être déterminé par les propriétés chimiques de l'adsorbant et des substances cibles.
2. **Capacité d'adsorption** : L'adsorbant doit avoir une capacité suffisante pour adsorber la quantité désirée de substances cibles. La capacité d'adsorption dépend de la surface spécifique de l'adsorbant, de sa porosité et de ses propriétés chimiques.

3. **Stabilité** : L'adsorbant doit être stable dans les conditions d'utilisation, en résistant aux variations de température, de pH, d'humidité, etc. Il ne doit pas se dégrader ou perdre son efficacité adsorbante pendant le processus.
4. **Régénération** : Si l'adsorbant doit être réutilisé, sa capacité de régénération est un critère important. Certains adsorbants peuvent être régénérés facilement en éliminant les substances adsorbées, tandis que d'autres peuvent nécessiter des traitements spécifiques.
5. **Coût** : Le coût de l'adsorbant doit être pris en compte, en fonction de la disponibilité des matériaux et des processus de fabrication. Il est important d'évaluer le rapport coût-efficacité de l'adsorbant par rapport à son efficacité d'adsorption.
6. **Sécurité et compatibilité** : L'adsorbant ne doit pas présenter de risques pour la santé humaine ni entraîner de réactions indésirables avec les substances à adsorber. Il doit être compatible avec les autres composants du système d'adsorption.
7. **Facilité d'utilisation** : L'adsorbant doit être facile à manipuler, à mettre en place et à retirer du système d'adsorption. Sa forme (granules, poudre, fibres, etc.) peut influencer la facilité d'utilisation et l'efficacité du processus d'adsorption.

En considérant ces critères et en les adaptant aux exigences spécifiques de l'application, il est possible de choisir un adsorbant approprié pour une utilisation efficace et réussie.

3.5.2. L’adsorption sur charbon actif

Les charbons actifs sont obtenus par un processus d'activation, soit chimique soit physique, à partir de matériaux carbonés ou de sources végétales appelés précurseurs. En fonction du type de matière première utilisée et des paramètres de production, il existe une grande diversité de charbons actifs. Certains types, dits « activés chimiquement », sont produits à haute température en présence d’agents déshydratants comme l’acide phosphorique ou le chlorure de zinc.

Ce matériau est largement employé comme adsorbant dans le traitement des eaux, et il est disponible sous deux formes principales :

1. **Le charbon actif en poudre (CAP)**, qui est ajouté directement à l’eau à traiter, souvent sous forme de boue dans un mélangeur rapide. Il est souvent choisi pour régler des

problèmes saisonniers de goût et d'odeur, car il coûte peu cher et est facile à utiliser. Mais si l'on a besoin de fortes doses de CAP sur une longue période, le CAG devient une solution plus économique.

2. **Le charbon actif granulaire (CAG)**, qui est utilisé dans des lits fixes pour le traitement de l'eau. Il est utilisé dans des filtres spéciaux où il peut à la fois retenir les particules et adsorber les polluants, ou dans des unités indépendantes après la filtration. Comparé au CAP, le CAG permet une adsorption plus efficace et un meilleur contrôle du traitement. Même si son installation coûte plus cher au départ, ses performances peuvent vite compenser ce coût, surtout si l'on doit éliminer en continu des substances polluantes.

Charbon actif poudre	Charbon actif granulé

Figure 3.6. Les deux types de CA utilisés.

3.5.3. Caractéristiques du charbon actif

Les charbons actifs sont des matériaux carbonés poreux à structure complexe. Leurs surfaces sont caractérisées par un grand nombre de pores de tailles différentes, ce qui leur confère une grande capacité d'adsorption. Les principales caractéristiques du charbon actif :

1. **Grande surface spécifique** : Le CA possède une surface interne très développée (jusqu'à 400–2000 m²/g), ce qui lui permet d'adsorber de grandes quantités de molécules.
2. **Les fonctions de surfaces** : Le CA présente plusieurs types de groupes fonctionnels à sa surface, qui favorisent l'adsorption.

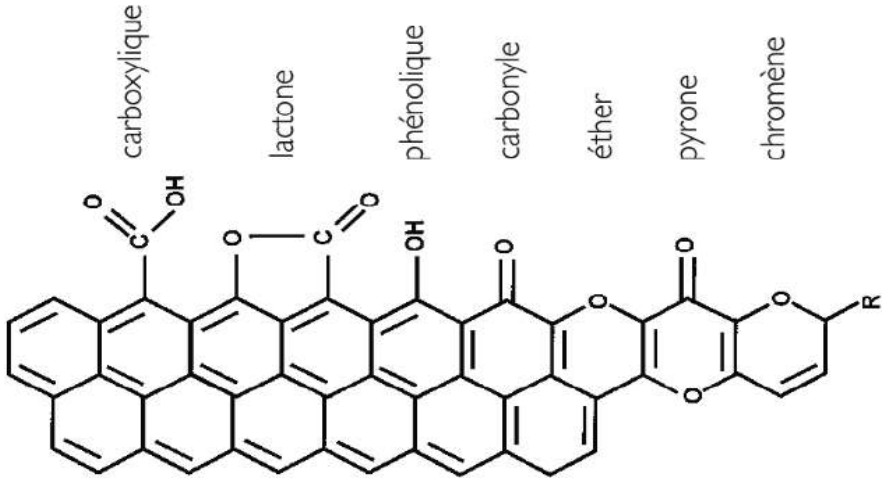


Figure 3.7. Quelques fonctions sur la surface de CA.

3. **Structure poreuse** : Il est formé de pores de différentes tailles facilitant l'adsorption de diverses molécules.

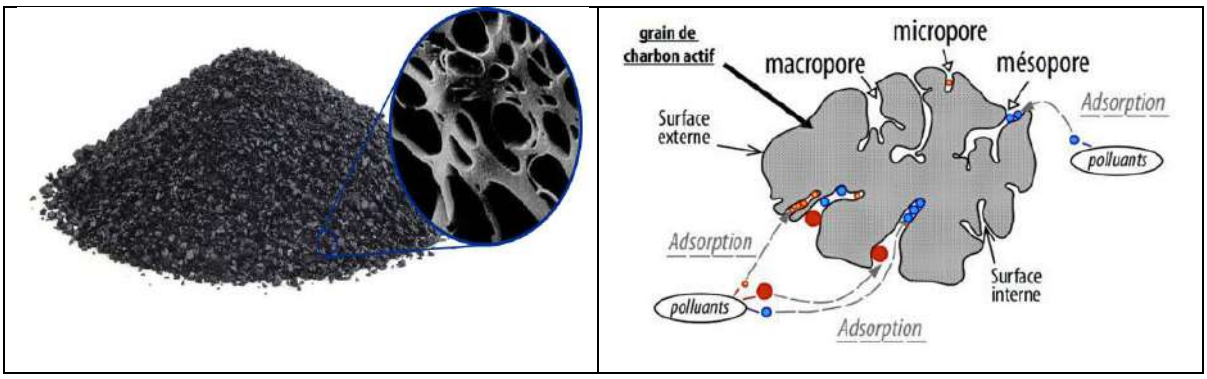


Figure 3.6. Les types de pores de CA avec une image MEB de sa structure poreuse.

4. **Grande capacité d'adsorption** : Sa structure poreuse et sa surface importante lui permettent de retenir efficacement une large gamme de contaminants, qu'ils soient organiques ou inorganiques.
5. **Composition majoritairement carbonée** : Le charbon actif contient principalement du carbone (plus de 85 %), avec parfois de petites quantités d'éléments comme l'oxygène, l'hydrogène, l'azote ou le soufre.
6. **Possibilité de régénération** : Une fois saturé, le charbon peut être reconditionné par un traitement thermique à haute température pour être réutilisé.

7. **Usages multiples** : Il est couramment employé dans le traitement de l'eau sous forme de charbon actif en poudre (CAP) ou granulé (CAG).
8. **Mécanismes d'adsorption variés** : Il capte les molécules soit par interactions physiques, soit parfois via des liaisons chimiques.

3.6. Mécanisme d'adsorption

La figure ci-dessous illustre le parcours d'une molécule depuis la phase liquide jusqu'au site d'adsorption. Ce chemin comprend quatre étapes majeures de transfert entre les différentes phases :

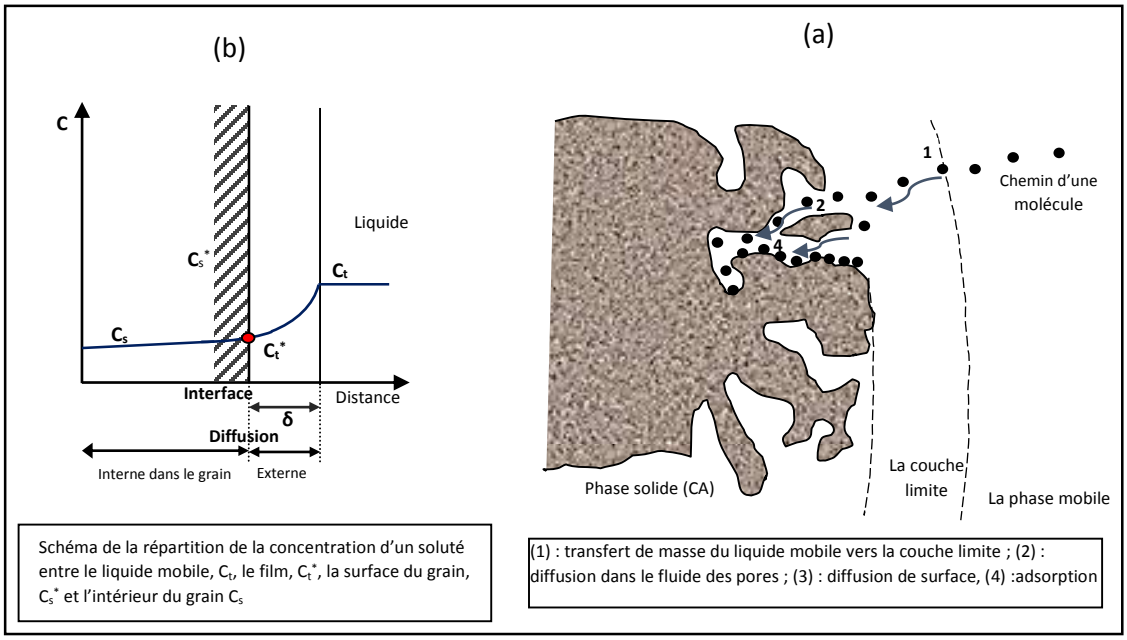


Figure 3.5. (a) : Parcours d'une molécule depuis la phase liquide jusqu'au site d'adsorption, **(b)** Étapes du transfert externe et interne.

1. **Diffusion externe** : La molécule traverse la couche limite immobile du liquide pour atteindre la surface de l'adsorbant ou l'entrée des macropores.
2. **Diffusion dans les macropores et mésopores** : Elle pénètre ensuite dans les pores plus larges de l'adsorbant.
3. **Diffusion dans les micropores** : La molécule se propage à l'intérieur des micropores, explorant leur surface interne.

4. **Réaction chimique de surface** : Enfin, elle réagit chimiquement avec les groupes actifs situés à la surface de l'adsorbant.

3.7. Facteurs influençant l'adsorption

Plusieurs éléments peuvent influencer le processus d'adsorption, notamment :

a) **Nature du matériau adsorbant** : La composition chimique, la morphologie de surface ainsi que les caractéristiques physiques de l'adsorbant jouent un rôle déterminant dans l'efficacité de l'adsorption.

b) **Nature des molécules adsorbées** : Les propriétés des molécules à adsorber, telles que leur taille, polarité, charge électrique et solubilité, affectent leur affinité pour l'adsorbant. Par exemple, les molécules polaires sont généralement mieux adsorbées sur des surfaces polarisées.

c) **Conditions environnementales** : Les paramètres externes comme la température, le pH, et la concentration des espèces en solution influencent également la dynamique et l'étendue de l'adsorption.

d) **Surface spécifique** : La surface accessible par unité de masse de l'adsorbant est cruciale, car une surface spécifique élevée offre davantage de sites disponibles pour la fixation des molécules.

e) **Temps d'adsorption** : Le délai nécessaire pour atteindre l'équilibre d'adsorption dépend des facteurs précédents ; certains systèmes atteignent rapidement cet équilibre, tandis que d'autres requièrent des durées plus longues.

3.8. Isothermes d'adsorption

L'isotherme d'adsorption est une courbe qui illustre la quantité de soluté adsorbée à l'équilibre, exprimée par unité de masse ou de surface de l'adsorbant, en fonction de la concentration du soluté dans la solution à température constante. La quantité adsorbée par unité de masse peut être déterminée à l'aide de la formule suivante:

$$q_e = \frac{(C_0 - C_e)}{m} V$$

Où:

- C_0 est la concentration initiale du soluté (mg/L),
- C_e est la concentration du soluté à l'équilibre (mg/L),
- V est le volume de la solution (L),
- m est la masse d'adsorbant utilisée (g).

Pour modéliser les phénomènes d'adsorption, plusieurs équations ont été développées. Les modèles les plus fréquemment utilisés sont ceux de **Langmuir** et de **Freundlich**, qui permettent d'interpréter les mécanismes d'interaction entre l'adsorbant et les molécules adsorbées.

3.8.1. Modèle de Langmuir

Le modèle d'adsorption de **Langmuir**, formulé en 1916 par Irving Langmuir, est l'un des premiers modèles théoriques utilisés pour décrire l'adsorption de solutés sur une surface solide. Il repose sur l'hypothèse que l'adsorption s'effectue sur des sites définis, appelés *sites actifs*, répartis de manière homogène sur la surface de l'adsorbant. Chaque site ne peut accueillir qu'une seule molécule, et tous les sites sont considérés comme équivalents. De plus, il n'y a aucune interaction entre les molécules déjà adsorbées. Ce modèle suppose une adsorption **monocouche**, où chaque molécule se fixe de manière réversible sur un site actif. L'équation de Langmuir peut être présentée sous deux formes :

$$q_e = \frac{q_m K_L C_e}{1 + K_L C_e}$$

$$\frac{1}{q_e} = \frac{1}{q_m} + \frac{1}{K_L q_m} \frac{1}{C_e}$$

Où :

q_m désigne la quantité maximale que l'adsorbant peut fixer en monocouche (exprimée en mg/g).

K_L (en L/mg) est la constante caractéristique du modèle de Langmuir, reflétant l'affinité entre l'adsorbant et l'adsorbat.

La représentation graphique de $\frac{1}{q_e}$ en fonction de $\frac{1}{C_e}$ permet d'obtenir une droite dont les paramètres donnent accès aux valeurs de K_L et q_m.

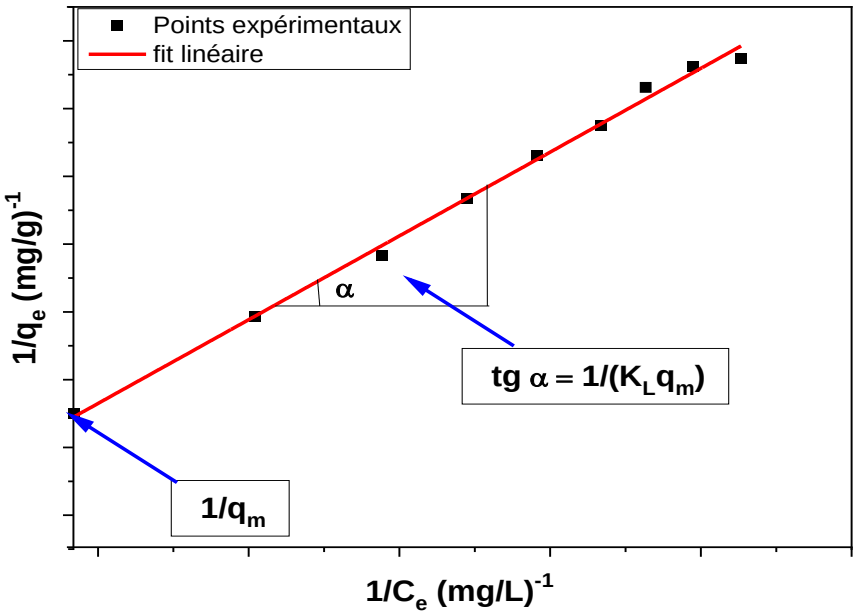


Figure 3.9. Linéarisation de l'isotherme de Langmuir.

La théorie de l'adsorption de Langmuir en solution aqueuse repose sur plusieurs hypothèses fondamentales :

- ✓ L'adsorption complète implique le recouvrement de tous les sites disponibles par une unique couche de molécules ;
- ✓ Lorsque la surface de l'adsorbant est homogène, les propriétés des sites d'adsorption sont considérées identiques ;
- ✓ La quantité maximale adsorbée (q_m) correspond à la saturation totale des sites actifs, typique d'une adsorption en monocouche ;
- ✓ Tous les sites sont équivalents et la surface du solide est supposée plane. Chaque molécule adsorbée occupe un seul site.

Selon Langmuir, on distingue quatre formes d'isothermes, reflétant différents comportements d'adsorption :

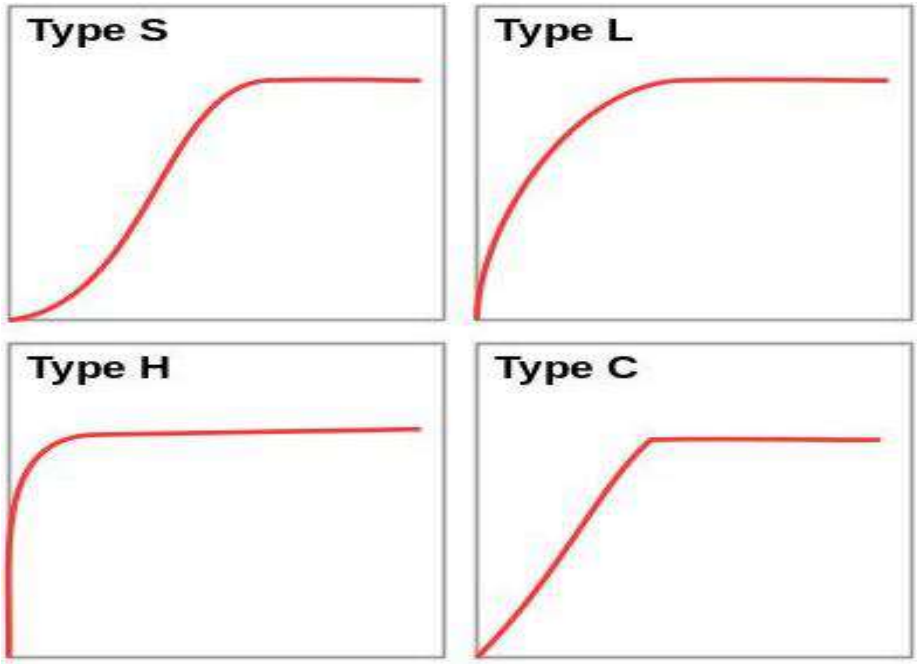


Figure 3.8. Typologie des isothermes.

3.8.2. Modèle de Freundlich

L'isotherme d'adsorption de Freundlich, présentée en 1906, s'exprime par l'équation suivante :

$$q_e = K_F \ C^{1/n}$$

Où :

K et n sont des constantes qu'il faut évaluer pour chaque solution et pour chaque température.

La linéarisation de modèle de freundlish est donnée sous la forme suivante :

$$\ln q_e = \ln K_F + \frac{1}{n} \ln C_e$$

La courbe représentant $\ln q_e$ en fonction de $\ln C_e$ nous permet de déterminer les constantes de Freundlich K_F et n.

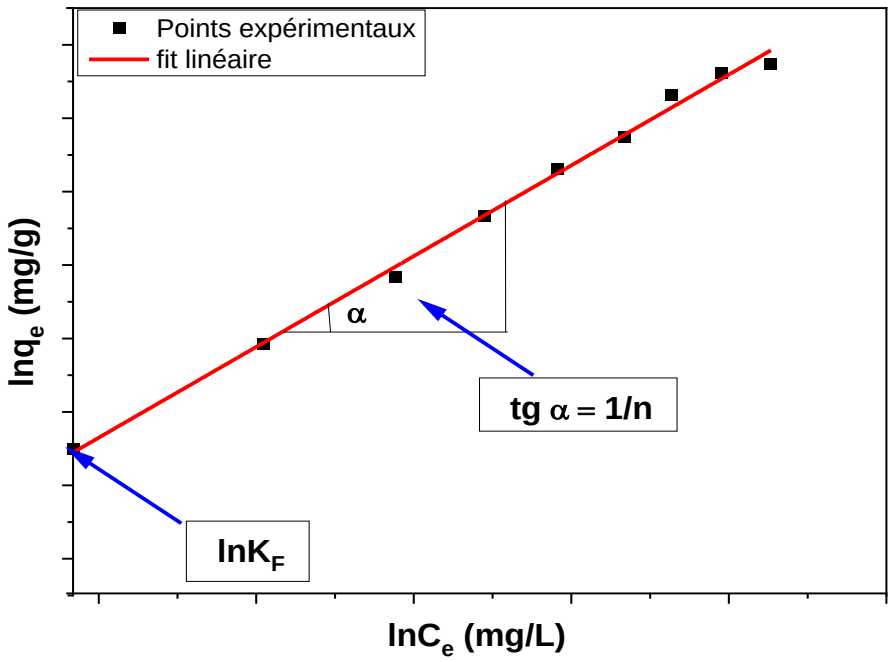


Figure 3.9. Linéarisation de l'isotherme de Freundlich.

4. Désinfection

4.1. Introduction

Les eaux de surface (comme les rivières, les lacs et les réservoirs) peuvent facilement être contaminées par des microbes à cause des activités humaines et des phénomènes naturels. La présence de microbes dangereux pour la santé (comme certaines bactéries, virus et parasites) représente un risque pour la santé publique. C'est pourquoi il est important de désinfecter l'eau pour réduire leur nombre à un niveau sûr. La désinfection ne tue pas tous les micro-organismes comme la stérilisation, mais elle rend l'eau suffisamment propre pour être bue sans danger. La composition microbienne des eaux de surface contiennent une grande variété de microbes. Elle varie selon l'environnement et les activités humaines :

a) **Bactéries :** Très diverses, incluant des espèces naturelles, des coliformes (indicateurs de contamination fécale comme *E. coli*), des pathogènes potentiels (Salmonella, Vibrio), des cyanobactéries (algues bleues parfois toxiques), et des bactéries du fer/soufre.
b) **Archaées :** Moins étudiées mais présentes, surtout dans des environnements extrêmes.
c) **Protistes :** Eucaryotes unicellulaires comme les protozoaires (parfois pathogènes comme *Giardia* et *Cryptosporidium*) et les algues unicellulaires (diatomées, flagellés).
d) **Champignons :** Levures et moisissures associées à la décomposition.
e) **Algues multicellulaires :** Leurs formes microscopiques font partie de la communauté microbienne.
f) **Virus :** Infectent tous les types de microbes et peuvent inclure des pathogènes humains (norovirus, etc. via contamination fécale).
g) **Helminthes :** Leurs œufs et larves microscopiques peuvent être présents.

4.2. Les principaux désinfectants utilisés

Les désinfectants utilisés dans le traitement de l'eau peuvent être classés en plusieurs catégories, principalement basées sur leur nature chimique et leur mécanisme d'action. Voici les principales catégories :

4.1.1. Agents oxydants

Ces désinfectants agissent en oxydant les composants essentiels des cellules des micro-organismes, ce qui perturbe leur fonctionnement et entraîne leur inactivation.

4.1.1.1. Chlore et composés chlorés

C'est la catégorie de désinfectants la plus couramment utilisée dans le traitement de l'eau potable à travers le monde. Ils sont efficaces contre un large éventail de bactéries, de virus et, à des concentrations et temps de contact plus élevés, contre certains protozoaires. Le chlore est disponible sous plusieurs formes:

a) **Chlore gazeux (Cl_2)** : Forme la plus économique pour les grandes installations mais nécessite une manipulation et un équipement spéciaux en raison de sa toxicité.
b) **Hypochlorite de sodium (NaClO)** : Solution liquide, plus facile à manipuler (eau de Javel).
c) **Hypochlorite de calcium ($Ca(ClO)_2$)** : Disponible sous forme solide (granulés ou comprimés), plus stable que l'hypochlorite de sodium.
d) **Chloramines (NH_2Cl (mono), $NHCl_2$(di), NCl_3 (tri))** : Formées par la réaction du chlore avec l'ammoniac. Elles sont des désinfectants plus faibles que le chlore libre mais offrent un résiduel plus stable dans le réseau de distribution, réduisant la formation de sous-produits de désinfection (SPD) tels que les **t**ri**h**alo**m**éthanes (THM). La monochloramine (NH_2Cl) est la forme prédominante utilisée.
e) **Dioxyde de chlore (ClO_2)** : Un oxydant puissant efficace contre les bactéries, les virus et les protozoaires (y compris *Cryptosporidium* et *Giardia*). Il est généralement produit sur site car il est instable et ne forme pas autant de THM que le chlore. Cependant, il peut former d'autres SPD comme le chlorite et le chlorate.

4.1.1.2. Ozone (O_3)

Un désinfectant très puissant et un oxydant fort, plus efficace que le chlore contre la plupart des micro-organismes, y compris les protozoaires résistants au chlore. L'ozone est instable et doit être

produit sur site par décharge électrique dans l'air ou l'oxygène. Il ne laisse pas de résiduel désinfectant à long terme dans le réseau de distribution.

4.1.1.3. Peroxyde d'hydrogène (H_2O_2)

Un oxydant qui peut être utilisé comme désinfectant, souvent en combinaison avec d'autres traitements (comme l'ozone ou les rayons UV).

4.1.1.4. Acide peracétique (CH_3CO_3H)

Un oxydant puissant utilisé principalement pour la désinfection des eaux usées et dans certaines applications industrielles. Il est efficace contre un large spectre de micro-organismes et se décompose en produits non toxiques (acide acétique, eau et oxygène).

4.1.2. Désinfection physique

Ces méthodes utilisent des moyens physiques pour inactiver ou éliminer les micro-organismes.

a) **Rayonnement ultraviolet (UV)** : La lumière UV-C (longueur d'onde d'environ 254 nm) endommage l'ADN des micro-organismes, les empêchant de se reproduire. La désinfection UV est efficace contre les bactéries, les virus et les protozoaires (*Giardia* et *Cryptosporidium* inclus). Elle ne laisse pas de résiduel chimique et ne forme pas de SPD, mais son efficacité peut être réduite par la turbidité ou la présence de matières en suspension dans l'eau.

b) **Chaleur (ébullition, pasteurisation)** : Le chauffage de l'eau à des températures élevées pendant une durée suffisante tue la plupart des micro-organismes pathogènes. L'ébullition est une méthode simple et efficace pour la désinfection de l'eau à petite échelle ou en situation d'urgence.

4.1.3. Autres désinfectants

a) **Iode (I_2)** : Utilisés principalement pour la désinfection de l'eau potable à petite échelle en raison de leur efficacité contre les bactéries et les virus. L'iode est moins efficace contre les kystes de protozoaires comme *Cryptosporidium*. Il peut également avoir un goût et une

odeur désagréables et peut être problématique pour les personnes ayant des troubles thyroïdiens ou des allergies à l'iode.

b) **Métaux lourds** : L'argent (Ag), sous forme d'ions ou de nanoparticules, possède des propriétés antimicrobiennes. Il est parfois utilisé dans des filtres à eau ou des systèmes de désinfection à petite échelle. Les nanoparticules de cuivre (Cu) peuvent également avoir des effets antimicrobiens.

4.2. La chloration

L'organigramme suivant montre les différentes formes de chlore dans l'eau.

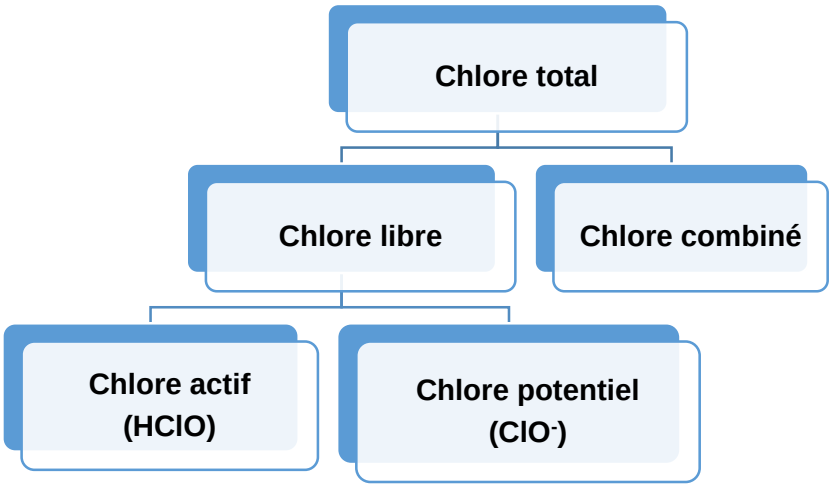


Figure 4.1. Les différentes formes de chlore dans l'eau

Voici une explication détaillée de chaque terme mentionné, ainsi que leur rôle :

- **Chlore Total :** Somme de toutes les formes de chlore (libre + combiné). Il mesure globale pour évaluer la quantité totale de chlore injectée.
- **Chlore Libre (désinfectant Actif) :** *Détruit les bactéries/virus.*
  - **Acide hypochloreux (HClO)** : Forme la plus efficace (pH 6–7).
  - **Ion hypochlorite (ClO^-)** : Moins actif (dominant à pH > 8).
- **Chlore Combiné (Chloramines)** : Il se forme à partir de la réaction du chlore avec l'ammoniaque (NH_3) ou la matière organique. Il influe sur l'efficacité désinfectante.

- **Monochloramine (NH_2Cl)** : Il est Stable et a une faible effet de désinfection.
- **Dichloramine ($NHCl_2$) / Trichloramine (NCl_3)** : Goûts/odeurs indésirables.

Note : la concentration de chlore libre résiduel dans l'eau doit maintenir entre **0,2 et 0,5 mg/L** pour une désinfection sûre.

4.2.1. Le point critique (Break Point)

Pour déterminer la quantité optimale de chlore à ajouter et éviter la formation de chlore combiné, il est essentiel d'identifier le point d'inversion, également appelé point critique ou 'breakpoint'. Ce point marque la fin de la formation des chloramines (qui sont malodorantes et peu efficaces comme désinfectants) et le début de leur destruction. Au-delà de ce point, le chlore ajouté reste sous forme libre, ce qui permet une action désinfectante efficace.

La figure suivante montre la courbe de chlore résiduel en fonction de chlore injecté dans l'eau 'en mg/L), ainsi que le pont de rupture.

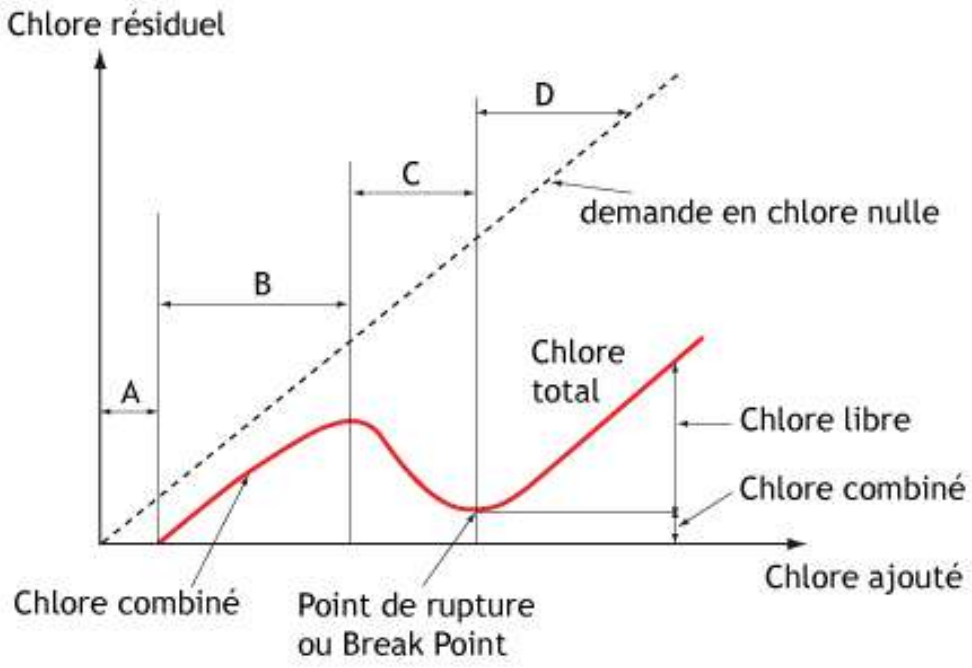


Figure 4.2. Demande chimique en chlore « Break-point ».

Interprétation de la courbe

1) **Zone A** : Le chlore est entièrement consommé par les matières facilement oxydables (fer, manganèse, sulfures, nitrates…). Tout le chlore ajouté réagit immédiatement **(**chlore libre = 0). Cette phase consomme du chlore sans effet désinfectant.

   Exemple (oxydation du fer) : $Cl_2 + Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + 2Cl^-$

2) **Zone B** : Chlore combiné apparaît (Formation de mono-, di-, tri**chloramines**) selon les réactions suivantes :

   $HOCl + NH_3 \rightarrow \boldsymbol{NH_2Cl} + H_2O$ Formation de ***monochloramine***

   $HOCl + NH_2Cl \rightarrow \boldsymbol{NHCl_2} + H_2O$ Formation de ***dichloramine***

   $HOCl + NHCl_2 \rightarrow \boldsymbol{NCl_3} + H_2O$ Formation de ***trichloramine***

3) **Zone C :** Seuil critique où les chloramines sont détruites par excès de chlore ajouté.

   - *Destruction de la monochloramine (NH_2Cl)*

     $\boldsymbol{2NH_2}Cl + HOCl \rightarrow \boldsymbol{N_2} \uparrow + H_2O + 3H^+ + 3Cl^-$

   - Destruction de la dichloramine ($NHCl_2$) : La dichloramine réagit avec HOCl pour former du trichlorure d'azote (NCl_3) instable, qui se dégrade ensuite :

     $NHCl_2 + HOCl \rightarrow NCl_3 + H_2O$
     $NCl_3 + H_2O \rightarrow NOCl + 2HCl$
     $NOCl + H_2O \rightarrow \boldsymbol{HNO_2} + \boldsymbol{HCl}$

   - Destruction de la trichloramine (NCl_3) : Très instable, elle se décompose spontanément en

     $NCl_3 \rightarrow \boldsymbol{N_2} \uparrow + \boldsymbol{3Cl_2} \uparrow$

Le chlore gazeux (Cl_2) libéré peut à son tour réagir avec l'eau pour former le **chlore actif (HOCl)**, participant à la désinfection selon cette réaction :

$Cl_2 + H_2O \rightarrow \boldsymbol{HClO}$

4) **Le point de rupture (Break Point) :** Le point qui marque la fin de la destruction des chloramines et le début de l'accumulation de chlore libre actif.
5) **Zone D (Post-Break Point)** : Représente la zone de **désinfection efficace** où le chlore ajouté reste sous forme active.

Lorsqu'on injecte du chlore dans l'eau, celui-ci est **consommé par oxydation** des composés présents (matières organiques, ammoniaque, métaux…). La **dose optimale** doit être déterminée pour éviter la formation de **chloramines indésirables** et garantir une **désinfection efficace**.

Méthode de détermination de la dose optimale (Test Jar)

Protocole expérimental

1. **Préparer plusieurs échantillons** d'eau identiques (ex: 6 béchers de 500 mL).
2. **Ajouter des doses croissantes de chlore** (0,5-5 mg/L).
3. **Attendre 30 min** (temps de contact standard).
4. **Mesurer le chlore résiduel total** (DPD ou autre méthode).

4.2.2. Désinfection par le chlore (Cl_2)

Le chlore est l'agent désinfectant le plus utilisé en traitement d'eau grâce à son pouvoir oxydant élevé, capable de détruire les matières organiques (support des pathogènes) et ainsi d'inactiver bactéries, virus et protozoaires.

4.2.2.1. Propriétés physico-chimiques du chlore gazeux

- ✓ Le chlore pur n'existe pas à l'état naturel en raison de sa réactivité. Il est produit industriellement par **électrolyse** de chlorure de sodium (NaCl). Il est ensuite stocké et transporté sous forme de **gaz liquéfié sous pression**, généralement dans des cylindres, des conteneurs d'une tonne ou des citernes. Courant électrique

$$2NaCl + 2H_2O + \text{courant électrique} \rightarrow 2NaOH + \mathbf{Cl_2} + H_2$$

- ✓ La densité du **chlore liquide** est d'environ **1,422 Kg/m³** à 16 °C. Il a une couleur ambre. S'il n'est pas confiné, il se vaporise rapidement (1 volume de liquide produit environ 450 volumes de gaz). Cette conversion nécessite de la chaleur, et le taux de soutirage du gaz est limité par le transfert thermique à travers les parois du réservoir.
- ✓ Comme le chlore dans un conteneur peut coexister sous forme gazeuse et liquide, toute étude du chlore liquide inclut celle du **chlore gazeux**. Ce dernier est 2,5 fois plus dense que l'air **(3,213 Kg/m³)** ; en cas de fuite, il se dépose donc d'abord au point le plus bas avant de se mélanger à l'air ambiant.
- ✓ Le chlore est peu soluble dans l'eau : sa **solubilité** maximale est d'environ 1 % (**10 g/L**) à 9,6 °C. Comme sa pression de vapeur augmente avec la température, sa solubilité diminue. Elle chute à 4 g/L à 38 °C et devient nulle à 100 °C.

- ✓ À des températures inférieures à 9,6 °C, le chlore peut se combiner à l'eau pour former un hydrate de chlore (parfois appelé "glace de chlore"), une substance cristalline susceptible de provoquer des problèmes opérationnels dans les systèmes de chloration directe.

- ✓ Le chlore, bien qu'il ne soit ni explosif ni inflammable, est **un oxydant puissant** pouvant favoriser la combustion. Il doit être stocké à l'écart des gaz comprimés et des matériaux inflammables. En présence d'eau, il forme un mélange corrosif d'acides.

- ✓ Il est très réactif, notamment avec les matières organiques (parfois de manière explosive). Le chlore sec n'est pas corrosif pour certains métaux (acier au carbone, nickel, plomb, cuivre), mais peut réagir violemment avec d'autres (aluminium, or, titane…). Le chlore humide est corrosif pour la plupart des métaux sauf quelques exceptions (or, platine, etc.).

- ✓ Certains plastiques comme le PTFE et le PVDF sont compatibles avec le chlore gazeux ou liquide. En revanche, le PVC est sensible au chlore sous pression, mais peut être utilisé sous vide.

4.2.2.2. Action du chlore dans l'eau

Le chlore gazeux (Cl_2) se dissout dans l'eau et réagit pour former deux acides :

$$Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows HClO_{(aq)} + HCl_{(aq)}$$

- **Acide hypochloreux (HClO)** : principal agent désinfectant (*chlore libre actif*). Il très efficace contre les micro-organismes.

Cette réaction est suivie d'une dissociation en fonction du pH et de la température :

$$HClO \rightleftarrows ClO^- + H^+ \qquad \text{pka} = 7.53 \text{ à } 25\ °C$$

L'ion hypochlorite (**ClO^-**) est moins désinfectant que HClO.

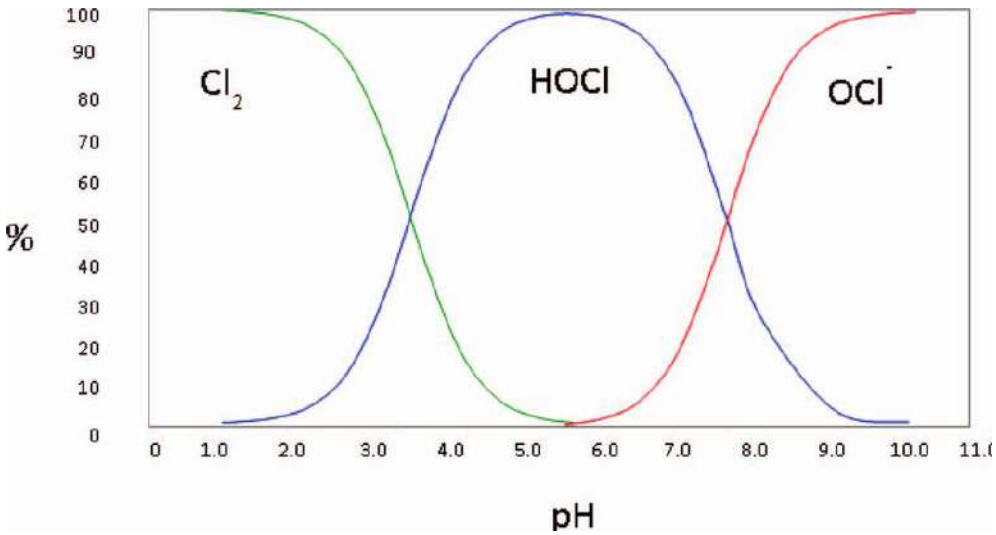


Figure 4.1. Diagramme de distribution des espèces de Cl_2 en fonction du pH.

4.2.3. Eau de Javel (Hypochlorite de sodium - NaOCl)

The industrial production of sodium hypochlorite (NaOCl) occurs through the chemical reaction between chlorine gas (Cl_2) and sodium hydroxide (NaOH) solution:

$$Cl_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow \mathbf{NaClO}_{(aq)} + NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

C’est l’alternative au chlore gazeux, avec la même réaction en solution :

$$\mathbf{NaClO}_{(\boldsymbol{aq})} + \mathrm{H_2O}_{(l)} \rightleftarrows \mathbf{HClO}_{(\boldsymbol{aq})} + \mathrm{NaOH}_{(aq)}$$

Les principales caractéristiques physico-chimiques de l’eau de Javel sont :

- ✓ Liquide limpide à jaune pâle (l'intensité de la couleur augmente avec la concentration).
- ✓ Densité : 1,1-1,2 g/cm³ (variable selon concentration et température).
- ✓ pH : Fortement alcalin (généralement 11-13 dans les formulations commerciales).
- ✓ Potentiel d'oxydation : +0,89V (potentiel standard de réduction pour $HOCl/Cl^-$)
- ✓ Stabilité thermique : Se décompose au-dessus de 40°C (accélérée par l'exposition à la lumière).
- ✓ Corrosivité : Attaque la plupart des métaux, le caoutchouc et certains plastiques.
- ✓ L'odeur chlorée caractéristique provient d'un équilibre gazeux contenant HOCl, Cl_2O, Cl_2 et O_2 issu des produits de décomposition.
- ✓ Le chlore est incompatible avec les acides, l’ammoniac et les composés organiques (risque de réactions violentes et dégagement de chlore gazeux en milieu acide), nécessitant une protection oculaire et cutanée obligatoire lors de sa manipulation.
- ✓ Concentration commerciale : 47-50° chlorométrique (~150 g Cl_2/L).
- ✓ L’eau de Javel agit via **HClO**, dont l’efficacité dépend du **pH**.

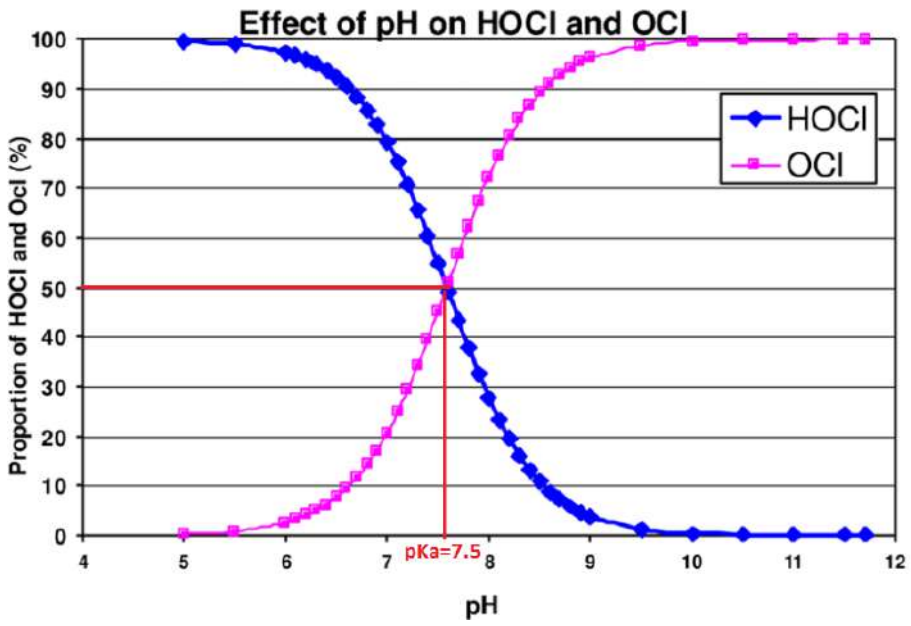


Figure 4.2. Diagramme de distribution des espèces de l'eau de Javel en fonction du pH.

Tableau 4.2. Principaux facteurs influençant la stabilité de l'hypochlorite de sodium

Facteur	Relation	Produits de décomposition
Concentration	La stabilité augmente lorsque la concentration diminue	Chlorate
Température	La stabilité augmente lorsque la température diminue	Chlorate
Impuretés métalliques	Réduire au minimum les concentrations de Cu, Ni, Co	O_2
pH	Un pH compris entre 11,5 et 13 est optimal	Chlorate
Lumière UV	Réduire l'exposition à la lumière au minimum	Chlorate / O_2

Tableau 4.2. Le temps de désinfection pour différents types de micro-organismes pathogène de l'eau avec 1 ppm de chlore (pH 7.5 et T=25°C).

Micro-organisme	Temps de contact pour inactivation	Résistance relative
Bactéries		
Escherichia coli	1–5 minutes	Faible
Vibrio cholerae	< 1 minute	Très faible
Salmonella typhi	2–10 minutes	Modérée
Virus		
Virus de l'hépatite A (HAV)	10–30 minutes	Élevée
Rotavirus	5–20 minutes	Modérée à élevée
Protozoaires		
***Giardia lamblia* (kystes)**	30–60 minutes	Très élevée
***Cryptosporidium parvum* (oocystes)**	> **60 minutes** (résistant au chlore)	Extrêmement élevée

4.2.4. Désinfection par le chloramines

Contrairement au chlore libre, la monochloramine agit de manière plus sélective, ciblant principalement les protéines impliquées dans le transport des substrats, la respiration et d'autres fonctions cellulaires. Elle réagit particulièrement avec les acides aminés soufrés, sans causer de dommages majeurs à la membrane cellulaire ou aux acides nucléiques. Son efficacité dépendrait de réactions simultanées sur plusieurs sites sensibles.

Le mécanisme de désinfection par **monochloramine** comprend deux volets :

a) **Désinfection primaire** : La monochloramine est rarement utilisée comme désinfectant principal en raison de sa faible réactivité. Des doses beaucoup plus élevées (valeurs CT) sont nécessaires pour obtenir le même niveau d'inactivation que le chlore libre.

b) **Désinfection secondaire** : Elle est principalement utilisée pour maintenir un résidu désinfectant dans les réseaux de distribution, empêchant la recroissance microbienne. La monochloramine offre une stabilité supérieure à celle du chlore libre, mais son déclin peut être moins perceptible en cas de contamination, nécessitant une surveillance complémentaire.

4.2.5. Désinfection par dioxyde de chlore (ClO_2)

Le dioxyde de chlore est un gaz jaune, instable, à l'odeur piquante. À l'état pur, il peut exploser sous l'effet de la chaleur, de la lumière ou en présence de matières organiques, en libérant du chlore. Lorsqu'il est mélangé à l'air, il devient explosif si sa concentration dépasse 10 % en volume.

C'est pourquoi il doit être produit juste avant son injection dans l'eau. Sa solubilité varie en fonction de la température et de la pression. Le tableau suivant synthétisant les propriétés clés du dioxyde de chlore (ClO_2) :

Tableau 4.4. Les propriétés de dioxyde de chlore.

Propriété	Caractéristique	Paramètres critiques
État & apparence	Gaz jaunâtre à l'odeur âcre	Densité vapeur : 2,4
Stabilité	Instable à l'état pur	Explosif sous lumière et chaleur (> -40°C)
Solubilité (eau)	3 g/L à 25 °C (1 atm)	Dépend de T, P et pH
Conditions opératoires	Température de stockage : < -30°C (si stocké)	Pression max : 0,5 bar
	Concentration d'usage typique : 0,1-1,0 mg/L (traitement d'eau)	Demi-vie aqueuse : 20-30 min

Contrairement au chlore, Le dioxyde de chlore (ClO_2) conserve son efficacité dans une large gamme de pH (de 4 à 10) et réagit moins avec la matière organique, ce qui limite la formation de sous-produits indésirables comme les trihalométhanes (THM).

$$2ClO_2 + H_2O \rightleftarrows HClO_2 + HClO_3 \qquad K = 1{,}2 \times 10^{-7} \text{ à } 25\ °C$$

ClO_2 agit en **oxydant les membranes cellulaires** des micro-organismes (bactéries, virus, protozoaires), provoquant leur inactivation. Il est efficace même à faibles concentrations et a un pouvoir rémanent suffisant pour assurer une désinfection durable dans le réseau de distribution.

Cependant, comme le dioxyde de chlore est **instable et explosif à forte concentration**, il doit être **produit sur place** juste avant son injection dans l'eau. Il ne doit jamais être stocké sous forme gazeuse.

4.2.6. Désinfection par l'ozone (O_3)

L'ozone est un gaz bleu instable, reconnaissable à son odeur piquante et irritante. En raison de son fort pouvoir oxydant, le choix des matériaux en contact avec ce gaz doit être rigoureux: tandis que le verre et la porcelaine y résistent parfaitement, des matériaux comme le caoutchouc se dégradent rapidement. Par ailleurs, sa solubilité dans l'eau est relativement faible, atteignant 570 mg/L à 20°C, ce qui représente une valeur douze fois inférieure à celle du chlore dans les mêmes conditions. Cette faible solubilité, combinée à son instabilité, influence directement son efficacité et sa méthode d'application dans les procédés de traitement des eaux.

L'ozone est produit sur place car il est instable et ne peut pas être stocké. La méthode la plus courante est la **décharge corona**. Elle consiste à faire passer de l'oxygène (O_2) ou de l'air sec dans un champ électrique à haute tension. Cela casse les molécules d'oxygène en atomes libres, qui se recombinent ensuite pour former de l'ozone (O_3).

$$3\ O_2 \rightarrow 2\ O_3 \text{ (sous l'effet d'une décharge électrique)}$$

Le pouvoir oxydant exceptionnel de l'ozone en fait un agent de traitement des eaux particulièrement efficace. Grâce à sa forte réactivité, il permet d'éliminer les problèmes de **couleur, de goûts et d'odeurs** dans l'eau. Il dégrade efficacement les composés phénoliques et oxyde les ions ferreux (Fe^{2+}) et manganeux (Mn^{2+}), les transformant en formes insolubles (Fe^{3+}, Mn^{4+}) plus faciles à éliminer par filtration. Autre avantage majeur par rapport au chlore : l'ozone ne réagit pas

avec l'azote ammoniacal (NH_3/NH_4^+), évitant ainsi la formation de chloramines, des sous-produits indésirables et potentiellement toxiques. Cette propriété en fait une solution privilégiée pour un traitement à la fois puissant et plus sûr que les désinfectants chlorés.

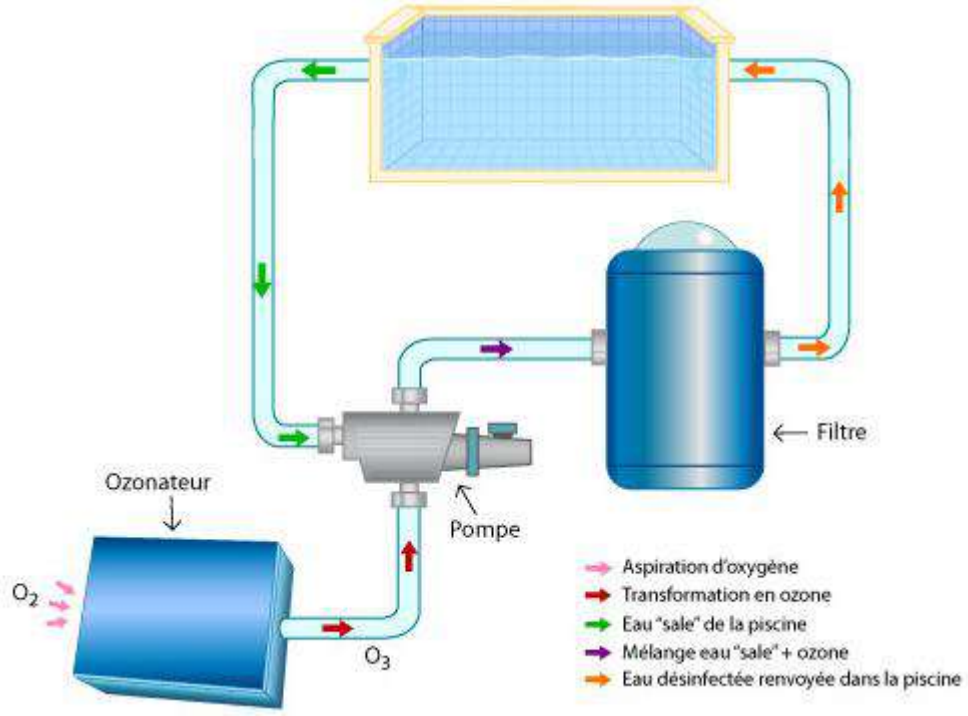


Figure 4.4. Installation de désinfection de l'eau par l'ozone.

L'ozone présente une efficacité désinfectante 10 à 100 fois supérieure à celle du chlore contre tous les microorganismes, y compris les formes les plus résistantes comme les spores et les kystes. Considéré comme l'oxydant et désinfectant le plus puissant, il agit rapidement mais se décompose spontanément dans l'eau, sans effet rémanent. Cette instabilité nécessite souvent l'ajout d'un désinfectant résiduel (chlore ou dioxyde de chlore) pour maintenir une protection dans le réseau de distribution. Pour une désinfection optimale, un résiduel d'ozone de 0,4 mg/l doit être maintenu pendant au moins 4 minutes, notamment pour garantir l'effet virucide.

4.2.6.1. Avantages d'O_3 dans le traitement de l'eau

- ✓ Très puissant pour tuer les micro-organismes (plus efficace que le chlore)
- ✓ Élimine les odeurs et les goûts désagréables
- ✓ Dégrade les polluants organiques

- ✓ Ne laisse pas de résidus chimiques nocifs

4.2.6.2. Inconvénient

- ✓ Coût énergétique relativement élevé
- ✓ Nécessite des équipements spécialisés
- ✓ L'ozone doit être utilisé immédiatement après sa production

4.2.7. Désinfection par Ultraviolets (UV) :

La désinfection par rayonnement ultraviolet (UV) constitue une solution physique efficace pour éliminer les micro-organismes pathogènes dans l'eau, incluant bactéries, virus et protozoaires. Cette technologie repose sur l'utilisation de rayons UV-C (longueur d'onde optimale de 254 nm) qui pénètrent les microorganismes et altèrent irréversiblement leur matériel génétique (ADN/ARN), bloquant ainsi leur capacité à se reproduire et les rendant inoffensifs.

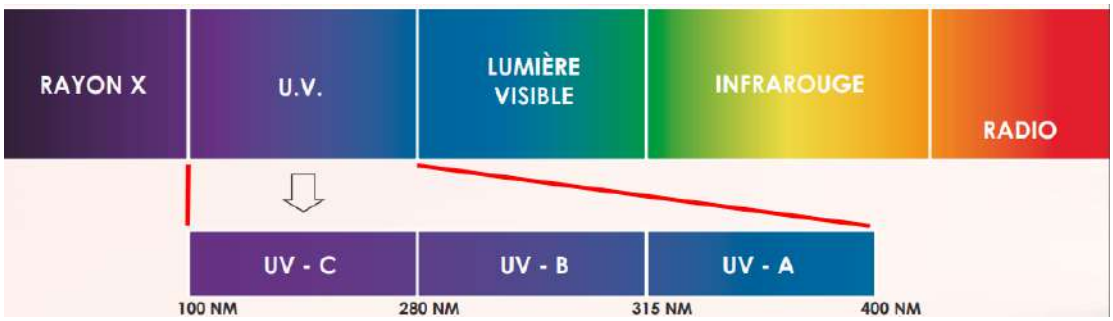


Figure 4.3. La gamme de la longueur d'onde d'UV.

4.2.7.1.Principaux avantages

- ✓ Efficacité immédiate contre un large spectre d'agents pathogènes ;
- ✓ Procédé 100% physique, sans ajout de produits chimiques ni génération de sous-produits indésirables ;
- ✓ Préservation des caractéristiques organoleptiques de l'eau (goût, odeur, pH) ;
- ✓ Système facilement automatisable et adaptable à différents débits ;
- ✓ Solution écologique respectant l'environnement;

4.2.7.2.Limitations

- ✓ Absence d'effet rémanent, nécessitant des précautions particulières pour éviter la recontamination post-traitement
- ✓ Efficacité dépendante de la qualité physico-chimique de l'eau (turbidité, couleur, matières en suspension)
- ✓ Maintenance régulière requise (nettoyage des gaines quartz et remplacement des lampes)
- ✓ Nécessité d'une alimentation électrique constante

Cette technologie trouve des applications variées dans le traitement des eaux potables, des eaux usées et des eaux de process industriels, particulièrement adaptée aux situations où la conservation des propriétés de l'eau est cruciale. Son implémentation optimale requiert souvent une prétraitement (filtration) pour garantir une parfaite transparence de l'eau à traiter.

4.2.7.3. Fonctionnement des systèmes de désinfection par UV

Les systèmes de désinfection par UV fonctionnent en faisant circuler l'eau à travers une chambre de traitement équipée de lampes spécialisées. Lorsque l'eau traverse cette chambre, les micro-organismes pathogènes qu'elle contient sont exposés à une lumière UV-C de haute intensité. Cette énergie lumineuse pénètre les cellules des bactéries, virus et autres agents pathogènes, altérant leur matériel génétique de manière irréversible. Les dommages causés à leur ADN ou ARN empêchent ces micro-organismes de se reproduire et de se multiplier. Bien que les pathogènes ne soient pas immédiatement éliminés physiquement, leur incapacité à se reproduire entraîne leur mort progressive et les rend incapables d'infecter des hôtes humains ou animaux. Ce procédé physique, qui n'utilise aucun produit chimique, offre une méthode de désinfection rapide, efficace et respectueuse de l'environnement, sans modifier les propriétés physico-chimiques de l'eau traitée.

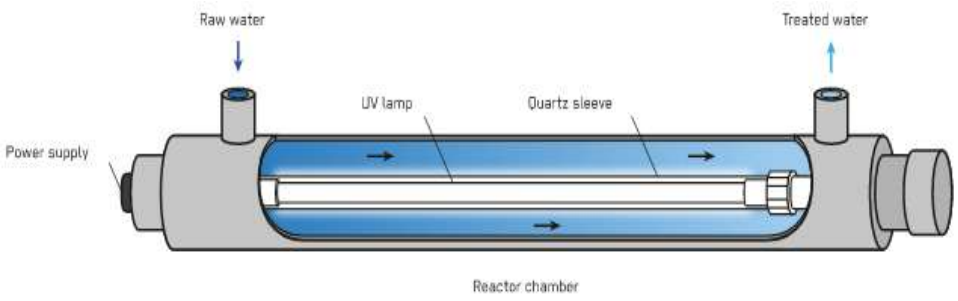


Figure 4.4. Un réacteur UV de type fermé.

4.2.8. Désinfection par chloramine

La chloramine est un désinfectant utilisé dans le traitement de l'eau potable, formé par la réaction du chlore (Cl_2) avec de l'ammoniac (NH_3). Contrairement au chlore libre, elle agit plus lentement mais offre une **désinfection rémanente**, ce qui en fait une solution privilégiée pour les réseaux de distribution d'eau.

4.2.8.1.Principe de Fonctionnement

La chloramine (principalement **monochloramine NH_2Cl**) se forme en mélangeant chlore et ammoniac dans un rapport contrôlé. Elle agit en **oxydant les membranes cellulaires** des micro-organismes, mais de manière moins agressive que le chlore libre, ce qui réduit la formation de sous-produits indésirables.

1) Avantages

- ✓ Stabilité prolongée : Persiste plus longtemps dans les réseaux de distribution, limitant les risques de recontamination ;
- ✓ Génère moins de trihalométhanes (THM) **et** acides haloacétiques (HAA) que le chlore.
- ✓ Réduit les problèmes de goût de chlore dans l'eau du robinet.
- ✓ : Limite la prolifération bactérienne (efficace contre les biofilms) dans les canalisations.

2) Inconvénients et Limites

- ✓ Moins efficace contre certains virus et parasites (ex. *Cryptosporidium*).
- ✓ Nécessite un traitement spécifique pour les aquariums et les patients sous dialyse.
- ✓ Formation possible de nitrosamines (cancérigènes potentiels) si le dosage ammoniac/chlore est mal maîtrisé.

4.3. Loi de mortalité microbienne (Loi de Chick)

La **loi de Chick** (1908) est une équation fondamentale décrivant l'inactivation microbienne lors de la désinfection. Elle établit que la vitesse de destruction des micro-organismes suit une **cinétique de premier ordre** par rapport à la concentration de désinfectant. La formulation mathématique est comme suit :

$$\frac{dN}{dt} = -k.N$$

Avec:

- N : Concentration de micro-organismes viables (UFC/mL).
- k : Constante de vitesse de réaction (dépend du désinfectant, du pathogène, et des conditions physico-chimiques) en s^{-1}.
- t : Temps de contact en s.

Pour une concentration constante de désinfectant, on peut écrire :

$$N_t = N_0 \exp(-k\,t)$$

Avec :

- $\mathbf{N_0}$: Concentration initiale de micro-organismes.
- $\mathbf{N_t}$: Concentration résiduelle après temps *t*.

Cette loi ne s'applique pas aux désinfectants dont l'action n'est pas linéaire, comme les UV ou l'ozone. Elle ne prend pas en compte la variabilité de résistance entre les différentes souches microbiennes, ni l'influence de la matière organique ou de la turbidité de l'eau.

La loi de **Chick-Watson** intègre la concentration du désinfectant (C) :

$$\frac{dN}{dt} = -k'.C^n.N$$

Avec :

k' : Constante spécifique au couple désinfectant/pathogène.

n : Coefficient d'ordre (souvent ≈1 pour le chlore et 2 pour le dioxyde de chlore).

Tableau 4.3. Exemple de constantes *k* pour le Chlore (pH 7, 20°C).

Pathogène	k (min^{-1})
E. coli	0,5–1.2
Vibrio cholerae	1,5–2,0
Virus de l'hépatite A	0,05–0,1

4.3.1. Mécanismes d'action selon le type de pathogène

a) **Bactéries** : Les oxydants (chlore, ozone) attaquent la membrane cellulaire**,** augmentant sa perméabilité, puis dégradent les acides nucléiques (ADN/ARN)**,** bloquant ainsi leur reproduction.

b) **Virus** : L'agent désinfectant pénètre la capside (enveloppe protéique) et détruit les acides nucléiques, neutralisant leur capacité infectieuse.

c) **Kystes amibiens (parasites)** : Ces organismes résistants nécessitent des traitements plus agressifs (ex. dioxyde de chlore ou filtration combinée à une désinfection chimique).

Le choix du désinfectant dépend de plusieurs facteurs :

- ✓ La qualité de l'eau brute ;
- ✓ Le type de micro-organismes cibles ;
- ✓ L'efficacité du désinfectant ;
- ✓ Le coût ;
- ✓ La facilité d'utilisation ;
- ✓ La nature des canalisations de distribution ;

- ✓ La formation de sous-produits de désinfection (SPD) et la nécessité d'un résiduel désinfectant dans le réseau de distribution.

Tableau 4.1. Avantages et limites des différentes méthodes

Agent désinfectant	Avantages	Limitations
Chlore libre	- Efficace contre bactéries et virus - Résiduel protecteur dans le réseau	- Formation de sous-produits toxiques (THM) - Moins efficace contre les kystes
Ozone	- Puissant oxydant - Elimine virus et parasites - Pas de sous-produits chlorés	- Coût élevé - pas d'effet rémanent
UV	- Détruit ADN/ARN sans produits chimiques - Efficace contre virus	- Aucun effet résiduel - Dépend de la turbidité de l'eau

4.4. Classification des désinfectant par leur pouvoir de désinfection

Le pouvoir désinfectant des dérivés du chlore dépend de leur capacité oxydante et de leur réactivité avec les micro-organismes. Pour comparer l'efficacité des différents désinfectants, on peut évaluer **le coefficient de mortalité (λ)** de divers micro-organismes attribuable à chacun d'eux.

$$\lambda = \frac{4.6}{C_r\, t_{99}}$$

C_r : concentration résiduelle de désinfectant ;

t_{99} : temps de contact nécessaire pour éliminer 99 % des microorganismes.

Le tableau 4.4 présente les coefficients de mortalité (λ) de certains micro-organismes, correspondant à une destruction de 99 %, obtenue avec différents agents désinfectants.

Tableau 4.4. Coefficients de mortalité imputables à quelques désinfectants

Désinfectant	Coefficient de mortalité (λ)		
	Bactéries	Spores	**Virus**
Ozone O_3	500	2	**5**
Acide hypochloreux, HOCℓ	20	0,05	**1,0**
Ions hypochlorites, $OC\ell^-$	0,2	< 0,0005	**< 0,02**
Monochloramines, $NH_2C\ell$	**0,1**	**0,001**	**0,005**

4.6. Application et efficacité de désinfectants chlorés

4.6.1. Dioxyde de chlore (ClO_2)

- ✓ Meilleur pouvoir oxydant (E° = +0,95 V)
- ✓ Efficace contre bactéries, virus, kystes (Cryptosporidium, Giardia)
- ✓ Ne forme pas de THM ni de chloramines
- ✓ Actif sur une large plage de pH (4-10)

4.6.2. Acide hypochloreux (HOCl)

- ✓ Forme active du chlore libre en milieu acide/neutre (pH < 7,5)
- ✓ Très réactif (meilleur que ClO^-)
- ✓ Détruit rapidement les pathogènes (bactéries, virus)
- ✓ Peut former des sous-produits (THM)

4.6.3. Hypochlorite (ClO^-)

- ✓ Forme dominante du chlore libre en milieu basique (pH > 7,5)
- ✓ Moins efficace que HOCl (oxydation plus lente)
- ✓ Nécessite des doses plus élevées pour une désinfection comparable

4.6.4. Chloramines (NH_2Cl, $NHCl_2$, NCl_3)

- ✓ Formées par réaction avec l'ammoniac
- ✓ Action lente et moins puissante
- ✓ Moins de sous-produits (THM) mais irritantes
- ✓ Utilisées en réseaux de distribution pour stabilité

4.6.5. Chlore gazeux (Cl_2) en solution

- ✓ Se transforme en **HOCl/OCl⁻** selon le pH
- ✓ Efficacité intermédiaire mais **risque de sous-produits (THM, HAA)**

Tableau 4.5. Applications selon l'éfficacité.

Dérivé	Usage Typique	Avantages/Inconvénients
ClO_2	Eau potable, hôpitaux, industries	Efficacité maximale, pas de THM, mais coûteux
HOCl/OCl^-	Désinfection rapide (piscines, eaux usées)	Efficace mais forme des sous-produits
Chloramines	Réseaux de distribution (rémanence)	Stable mais moins désinfectant

Le dioxyde de chlore (ClO_2) et l'acide hypochloreux (HOCl) sont les plus efficaces, tandis que les chloramines agissent plus lentement mais sont stables. La classification suivante de l'ordre du pouvoir désinfectant des dérivés du chlore :

$$ClO_2 > HOCl > OCl^- > NaOCl > NH_2Cl > NHCl_2 > NCl_3$$

5. Précipitation

Parmi les contaminants fréquents des eaux de surface, les métaux dissous, notamment le fer (Fe^{2+}) et le manganèse (Mn^{2+}), posent des problèmes techniques et sanitaires. Leur présence peut altérer le goût, la couleur et la turbidité de l'eau, tout en favorisant l'encrassement des réseaux de distribution. L'élimination de ces métaux repose souvent sur des procédés d'oxydation suivis de précipitation, transformant les formes solubles (Fe^{2+}, Mn^{2+}) en hydroxydes ou oxydes insolubles ($Fe(OH)_3$, MnO_2), facilement séparables. Dans cette partie, nous aborderons les mécanismes de précipitation du fer et du manganèse, les agents oxydants couramment employés.

5.1. Déferrisation

La déferrisation est une étape importante du traitement de l'eau, qu'elle soit potable, souterraine ou industrielle. Elle permet d'éliminer le fer dissous, présent le plus souvent sous forme ferreuse (Fe^{2+}) ou ferrique (Fe^{3+}). Une teneur en fer supérieure à 0,3 mg/l (selon les recommandations de l'OMS) peut entraîner des désagréments tels qu'un goût métallique, une coloration rougeâtre de l'eau, des dépôts dans les canalisations et la prolifération de certaines bactéries. Pour le cas du fer, les différentes formes sous lesquelles, cet élément est susceptible de se présenter dans l'eau sont résumées dans la Figure 5.1.

Le fer présent dans l'eau peut provenir de différentes sources, aussi bien **naturelles** qu'**anthropiques** :

1. **Sources naturelles** : Le fer peut se retrouver dans l'eau à la suite de la dissolution naturelle de minerais ferrugineux présents dans les sols et les roches. Ce phénomène est favorisé par des conditions géochimiques particulières, telles qu'un pH acide ou un environnement réducteur, qui facilitent la solubilisation du fer sous forme ionique, notamment le fer ferreux (Fe^{2+}).
2. **Sources anthropiques** : L'activité humaine contribue également à la présence de fer dans l'eau, principalement par la corrosion des canalisations métalliques (en fonte ou en acier). Ce processus libère des ions fer dans les réseaux de distribution. Dans les eaux de surface, le fer est souvent présent sous forme dissoute (Fe^{2+}) en conditions réductrices, c'est-à-dire en

absence d'oxygène, avant de précipiter sous forme de composés insolubles en cas d'oxydation.

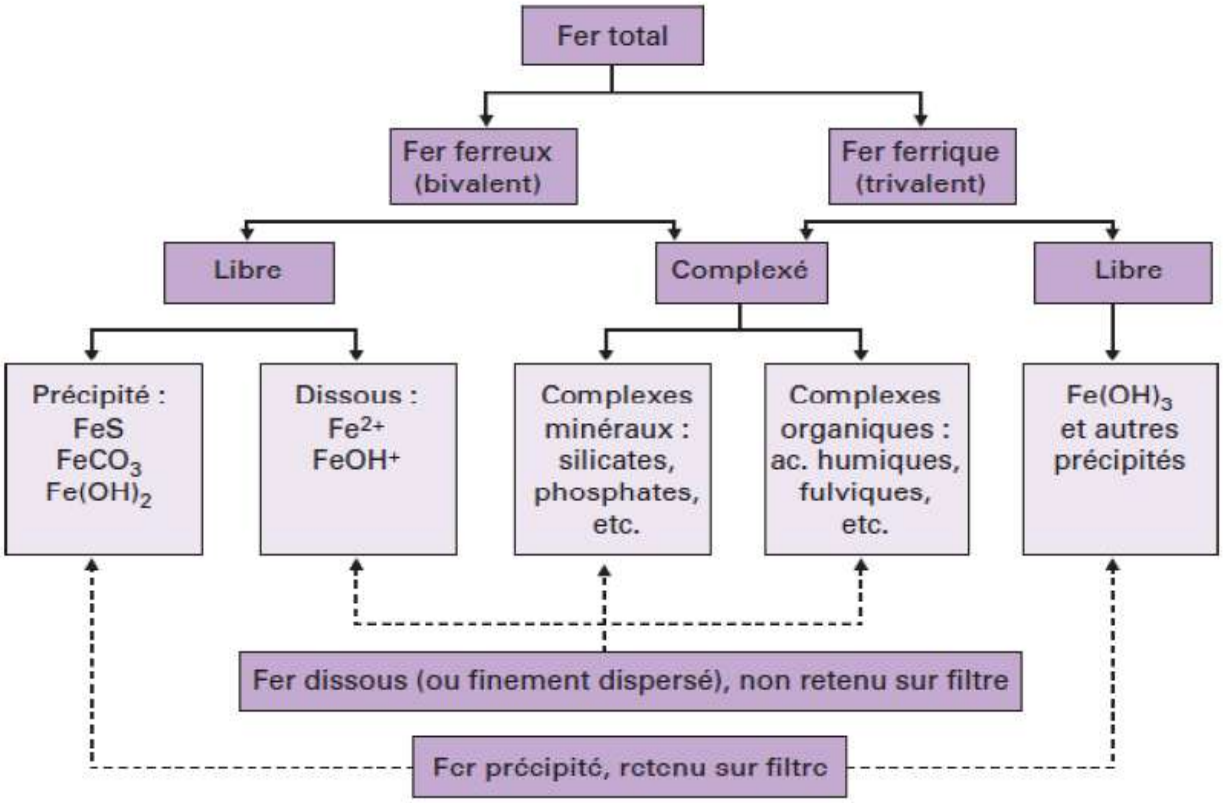


Figure 5.1 : Formes d'existence du fer dans l'eau

5.1.1. Méthodes de déferrisation

5.1.1.1. Oxydation chimique

Cette méthode consiste à transformer le fer dissous, principalement sous forme ferreuse (Fe^{2+}), en fer ferrique (Fe^{3+}) par un agent oxydant. Le fer ferrique précipite ensuite sous forme d'hydroxyde ferrique ($Fe(OH)_3$), une substance insoluble qui peut être éliminée par décantation, filtration ou flottation. Les agents oxydants couramment utilisés sont le chlore (Cl_2), le dioxygène (O_2), le permanganate de potassium ($KMnO_4$), l'ozone (O_3), le dioxyde de chlore (ClO_2).

Cette méthode est efficace, relativement simple à mettre en œuvre, et convient particulièrement au traitement des eaux contenant du fer ferreux en concentrations modérées. Elle est souvent suivie d'une étape de filtration pour éliminer les particules solides formées.

➢ Oxydation par l'oxygène (O_2)

L'oxydation par l'oxygène constitue l'une des méthodes les plus simples, économiques et écologiques pour éliminer le fer dissous de l'eau, en particulier sous forme de fer ferreux (Fe^{2+}). Cette méthode repose sur l'exposition de l'eau à l'oxygène atmosphérique, généralement à travers un procédé d'aération, naturelle ou forcée. L'injection d'air permet de fournir l'oxygène nécessaire à la transformation du fer ferreux (Fe^{2+}) en fer ferrique (Fe^{3+}), lequel précipite ensuite sous forme d'hydroxyde ferrique ($Fe(OH)_3$), une particule insoluble.

L'aération peut être réalisée par divers procédés tels que **les cascades**, **les fontaines d'aération**, ou **les diffuseurs d'air**. L'efficacité de cette réaction dépend de plusieurs paramètres, notamment le pH, la température, et la teneur en oxygène dissous.

L'équation chimique simplifiée de la réaction d'oxydation est la suivante :

$$\mathbf{4\ Fe^{2+} + O_2 + 10\ H_2O \rightarrow 4\ Fe(OH)_3 \downarrow + 8\ H^+}$$

L'hydroxyde ferrique formé est ensuite séparé de l'eau par décantation ou filtration. Cette méthode est particulièrement utilisée dans les stations de traitement d'eau potable, notamment pour les eaux souterraines riches en fer. Elle présente l'avantage de ne nécessiter aucun produit chimique, mais son efficacité dépend fortement des conditions de pH, de la température et de la concentration en oxygène dissous.

➢ Effet du pH sur la déferrisation par oxydation

Le pH joue un rôle déterminant dans le processus d'oxydation et de précipitation du fer dissous dans l'eau. En effet, l'oxydation du fer ferreux (Fe^{2+}) en fer ferrique (Fe^{3+}) est fortement influencée par l'acidité du milieu (Figure 5.2). À **pH acide**, la réaction d'oxydation est très lente, ce qui rend la déferrisation inefficace. À l'inverse, l'élévation du pH (généralement au-dessus de 6,5) accélère

significativement la vitesse de réaction avec l'oxygène dissous, favorisant la transformation du Fe^{2+} en Fe^{3+}. Une fois oxydé, le Fe^{3+} précipite sous forme d'hydroxyde ferrique ($Fe(OH)_3$), mais cette précipitation devient optimale lorsque le **pH dépasse 7,5**, car la solubilité de $Fe(OH)_3$ diminue fortement à pH élevé.

Ainsi, un **pH neutre à légèrement basique (entre 7 et 8)** est idéal pour assurer à la fois une oxydation rapide du fer et une précipitation efficace de ses composés. Dans certaines situations, une correction du pH à l'aide de réactifs alcalins (comme la soude ou la chaux ($CaOH_2$)) est nécessaire pour optimiser le traitement. En résumé, un contrôle rigoureux du pH est essentiel pour garantir l'efficacité du procédé de déferrisation par oxydation.

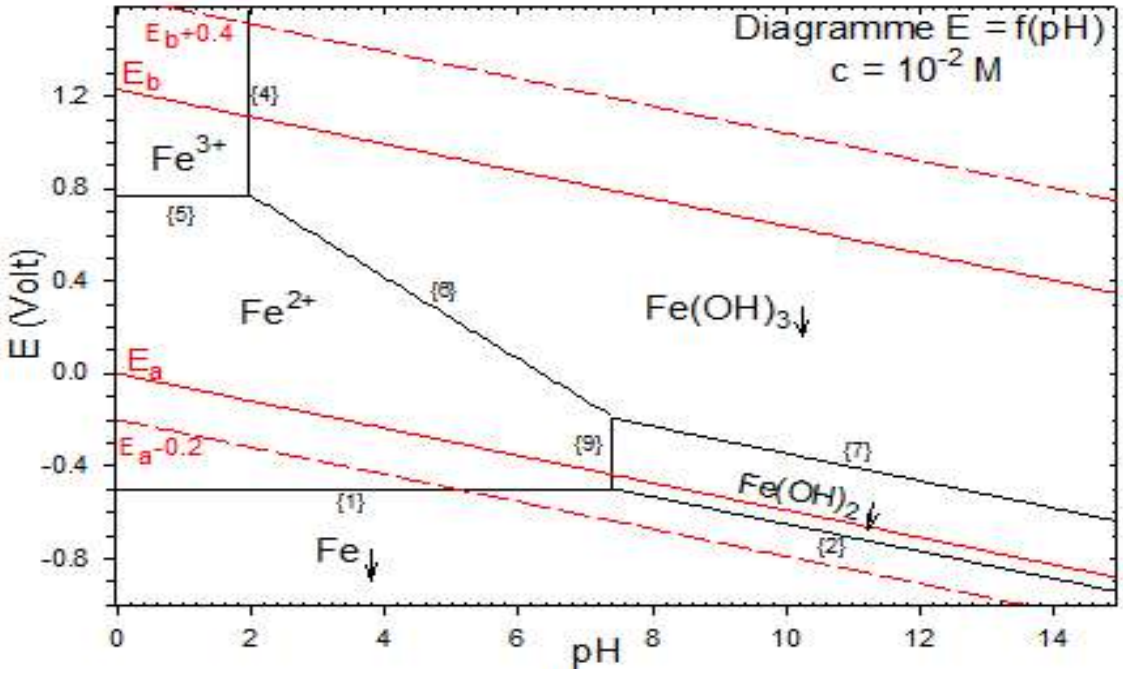


Figure 5.2. Diagramme E-pH du fer.

5.1.1.2. L'oxydation biologique

L'oxydation biologique du fer est un procédé naturel qui repose sur l'action de micro-organismes **ferrooxydants**. Ces bactéries utilisent le fer ferreux (Fe^{2+}) dissous dans l'eau comme source d'énergie en présence d'oxygène, et le transforment en fer ferrique (Fe^{3+}), qui précipite ensuite sous forme d'hydroxyde ferrique ($Fe(OH)_3$). Ce processus se déroule principalement dans des

environnements à pH neutre à légèrement acide et à faible concentration en oxygène dissous, conditions favorables à l'activité biologique.

L'oxydation biologique est une alternative écologique aux traitements chimiques, souvent utilisée dans les filtres biologiques ou dans des systèmes de traitement semi-naturels (zones humides artificielles, bassins plantés, etc.). Elle présente l'avantage de produire des boues moins abondantes et plus faciles à déshydrater, tout en nécessitant peu d'apports extérieurs. Toutefois, la mise en œuvre de cette méthode demande un contrôle rigoureux des conditions environnementales et un temps de traitement plus long comparé aux procédés physico-chimiques classiques.

5.2. Démagnétisation

Le manganèse (Mn) est souvent présent dans les eaux souterraines sous forme dissoute, principalement sous l'état d'oxydation +2 (Mn^{2+}). À des concentrations supérieures à 0,05 mg/L, il peut causer une coloration brunâtre de l'eau, des dépôts dans les canalisations et les appareils, ainsi que favoriser le développement de biofilms bactériens. La norme de l'OMS recommande une teneur maximale de 0,1 mg/L de Mn dans l'eau potable. L'objectif du traitement est donc de réduire la concentration de Mn^{2+} à un niveau inférieur à cette valeur.Le manganèse peut se présenter dans l'eau sous différentes formes. Sous forme réduite, il apparaît principalement en tant que Mn^{2+}, une forme soluble couramment rencontrée dans les eaux souterraines anaérobies, c'est-à-dire pauvres en oxygène. En présence d'un oxydant, Mn^{2+} peut être transformé en Mn(IV), une forme oxydée insoluble qui précipite sous forme de dioxyde de manganèse (MnO_2), un solide noir-brun. En plus de ces formes, le manganèse peut également s'associer à la matière organique dissoute ou être présent sous forme colloïdale, ce qui complique parfois son élimination.

Le processus de démanganisation repose sur un principe général en deux étapes. La première consiste à oxyder le manganèse dissous (Mn^{2+}) en sa forme insoluble (MnO_2). La seconde étape consiste à éliminer les particules solides formées par une étape de filtration. Plusieurs agents oxydants peuvent être utilisés pour réaliser cette transformation, chacun ayant ses propres conditions d'efficacité.

5.2.1. Principe de la démanganisation

Pour retirer le manganèse dissous (Mn^{2+}) dans l'eau, on utilise une réaction d'oxydation qui transforme le manganèse soluble en une forme insoluble (oxyde de manganèse), qui peut ensuite être éliminée par filtration ou décantation.

1. Le manganèse dissous (Mn^{2+}) est oxydé en une forme insoluble (MnO_2) ou autres oxydes de manganèse). En utilisant un oxydant puissant comme le $KMnO_4$. Réaction globale en milieu neutre ou légèrement basique :

$$\mathbf{3\ Mn^{2+} + O_2 + 2\ MnO_4^- \rightarrow 5\ MnO_2 \downarrow + 4\ H^+}$$

   - Le permanganate MnO_4^- est réduit de l'état +7 à +4 (MnO_2 solide).
   - Le manganèse Mn^{2+} est oxydé de l'état +2 à +4 (MnO_2 solide).
   - Le produit MnO_2 forme un précipité insoluble qui peut être éliminé.

2. Ces particules solides sont ensuite éliminées par des procédés physiques (filtration, décantation).

Le permanganate de potassium ($KMnO_4$) est un oxydant très efficace pour la démanganisation, même à **pH neutre**. Il est particulièrement utilisé lorsque les teneurs en manganèse dissous sont élevées.

5.2.2. Facteurs influençant la démanganisation

L'efficacité de la démanganisation dépend de plusieurs facteurs physico-chimiques :

1. **pH de l'eau**

   Le pH joue un rôle crucial. L'oxydation du manganèse par l'oxygène dissous est lente à pH acide, mais elle devient plus rapide à partir de pH 8. Pour d'autres oxydants comme le permanganate, l'efficacité reste élevée même à pH neutre.

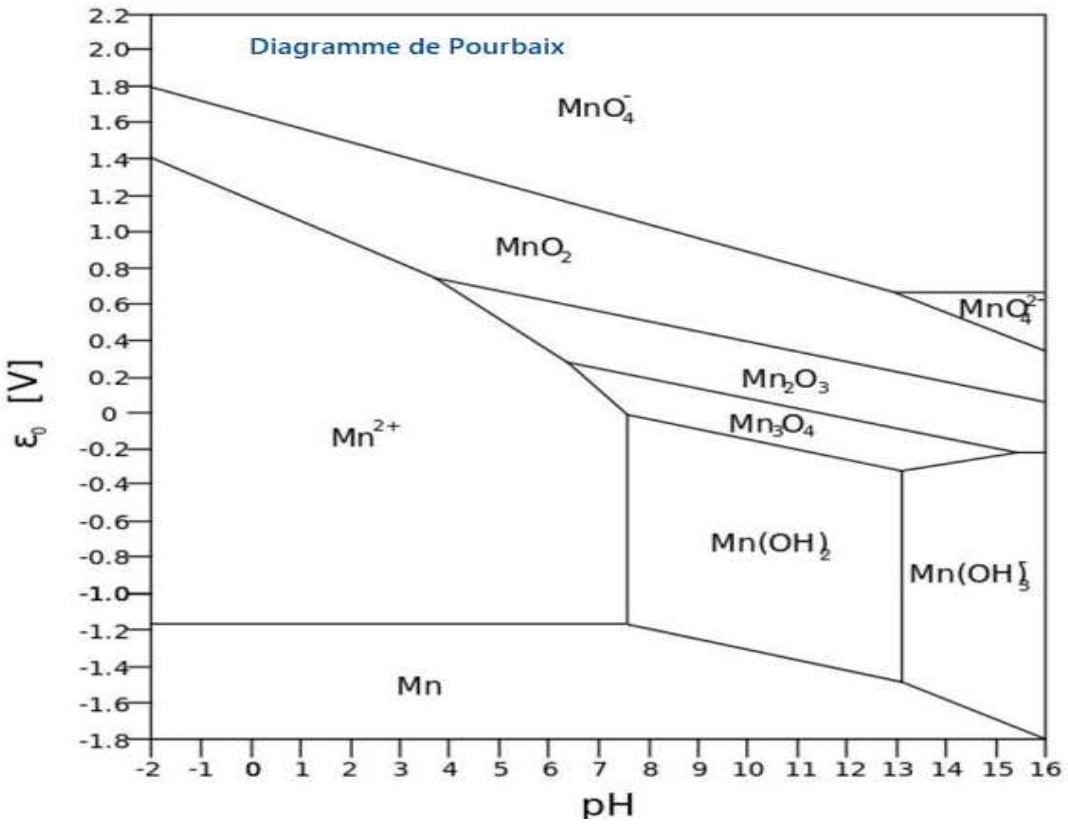


Figure 5.3. Diagramme E-pH du Mn.

2. **Présence d'oxydants :** L'agent oxydant utilisé (oxygène, chlore, ozone, permanganate) influence la vitesse et l'efficacité de la réaction. Le permanganate et l'ozone sont très efficaces, même à faible concentration de manganèse.
3. **Concentration initiale en manganèse :** Des teneurs élevées en manganèse nécessitent des doses plus importantes d'oxydant. Le permanganate est souvent préféré pour les fortes concentrations.
4. **Température :** L'augmentation de la température accélère les réactions d'oxydation et la précipitation du MnO_2.
5. **Temps de contact :** Un temps de contact suffisant entre l'oxydant et le manganèse dissous est nécessaire pour permettre l'oxydation complète.
6. **Présence d'autres substances :** Des composés comme le fer, la matière organique ou les sulfures peuvent interférer avec l'oxydation du manganèse en consommant une partie de l'oxydant ou en formant des complexes.

6. Séparation membranaire

6.1. Introduction

La séparation membranaire est une technologie avancée et efficace de traitement de l'eau potable. Elle repose sur l'utilisation de membranes semi-perméables qui permettent de retenir les particules indésirables, tout en laissant passer l'eau pure. Ce procédé offre une solution performante pour éliminer un large éventail de contaminants, notamment les particules en suspension, les bactéries, les virus, les sels dissous, les métaux lourds, et les micropolluants organiques.

Selon la taille des pores de la membrane et le type de force motrice utilisée, on distingue plusieurs techniques :

- **La microfiltration (MF)l'ultrafiltration (UF)**, efficaces contre les micro-organismes et les colloïdes ;
- **La nanofiltration (NF)** et **l'osmose inverse (RO)**, capables de retenir les sels dissous, les nitrates et les pesticides. Ces procédés sont particulièrement adaptés au traitement des eaux de surface ou souterraines, ainsi qu'à la désalinisation de l'eau de mer ou d'eaux saumâtres.

La séparation membranaire présente de nombreux avantages : absence de produits chimiques, qualité d'eau élevée et constante, fonctionnement continu, encombrement réduit. Toutefois, elle nécessite un entretien régulier des membranes (nettoyages, remplacement) et une maîtrise des coûts énergétiques, notamment pour les systèmes à haute pression comme l'osmose inverse.

6.2. Principe de la séparation membranaire

La séparation membranaire repose sur l'utilisation d'une membrane jouant le rôle d'interface entre deux phases adjacentes. Cette membrane agit comme une barrière sélective, permettant le passage préférentiel de certaines substances tout en retenant d'autres, en fonction de leurs propriétés physico-chimiques.

Le transport des composants à travers la membrane est induit par une force motrice, parmi lesquelles on distingue :

- Un gradient de pression (ΔP) ;
- Un gradient de concentration (ΔC) ;
- Un gradient de température (ΔT) ;
- Un gradient de potentiel électrique (ΔE).

La séparation s'effectue selon différents mécanismes : **tamisage** (filtration selon la taille), **diffusion** (à travers le matériau ou les pores de la membrane), et **interactions de surface** (forces électrostatiques répulsives ou attractives, par exemple).

Une illustration schématique d'un procédé membranaire est présentée dans la figure ci-dessous.

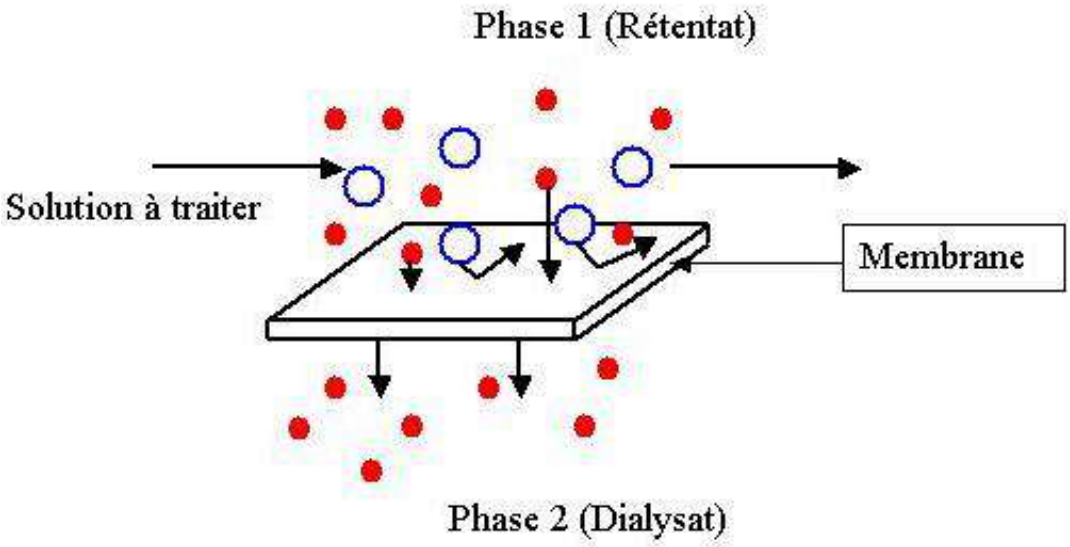


Figure 6.1. Schéma simplifié d'une opération de séparation membranaire.

Lors d'une filtration par membrane, le flux d'alimentation est séparé en deux courants distincts :

- **Le retentat** (ou concentrat), qui contient les espèces retenues par la membrane ;
- **Le perméat** (ou filtrat), qui regroupe les substances ayant traversé la membrane.

Le choix du type de membrane dépend fortement de l'application finale. Par exemple, des membranes spécifiques sont sélectionnées pour la production d'**eau potable**, d'**eau ultra pure**

(utilisée dans la fabrication de semi-conducteurs ou de produits pharmaceutiques), pour le **traitement des effluents industriels**, ou encore pour le **dessalement de l'eau de mer**. Cette diversité d'usages nécessite une adaptation précise des caractéristiques de la membrane à la nature des substances à séparer.

6.3. Classification des membranes

Les membranes peuvent être classées selon les mécanismes de séparation à base de membrane, la dimension et la forme, la nature chimique, l'état physique et la charge électrique.

6.3.1. Membranes poreuses

Pour les membranes poreuses, la vitesse de transport et la sélectivité sont principalement influencées par un tamisage physique ou une exclusion de taille. Les interactions des solutés avec la surface de la membrane peuvent altérer considérablement sur la performance de la membrane. Les membranes poreuses sont :

1. **Membrane de microfiltration (MF)** *:* son diamètre des pores est compris entre 10^2 et 10^4 nm ;
2. **Membrane d'ultrafiltration (UF)** : son diamètre des pores est compris entre 1 et 10^2 nm ;
3. **Membrane de nanofiltration (NF)** : son diamètre des pores est inférieur à 1 nm.

6.3.2. Membranes non poreuses

Les membranes non poreuses les plus connues sont les membranes **d'osmose inverse** (OI) et les membranes **échangeuses des ions**.

6.4. La géométrie de préparation des membranes

La forme des membranes conditionne la manière dont elles sont assemblées pour fabriquer des modules. On va voir ici ces différentes formes :

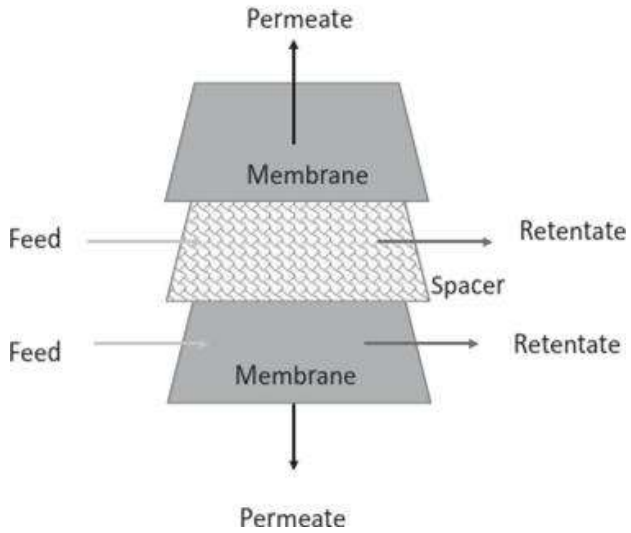


Schéma du module plan.

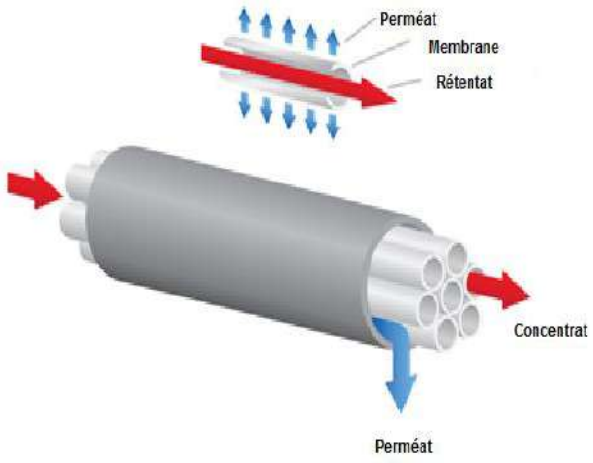
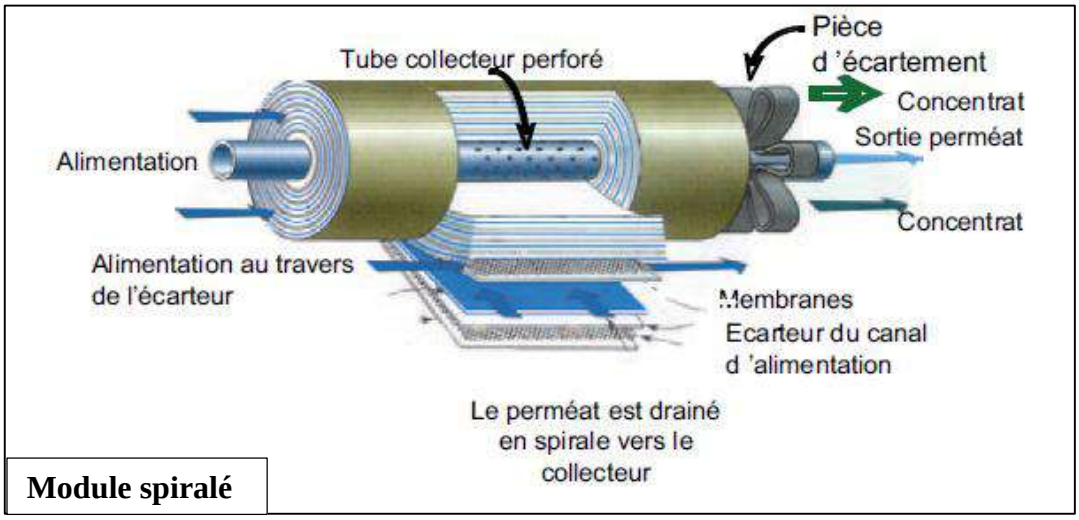
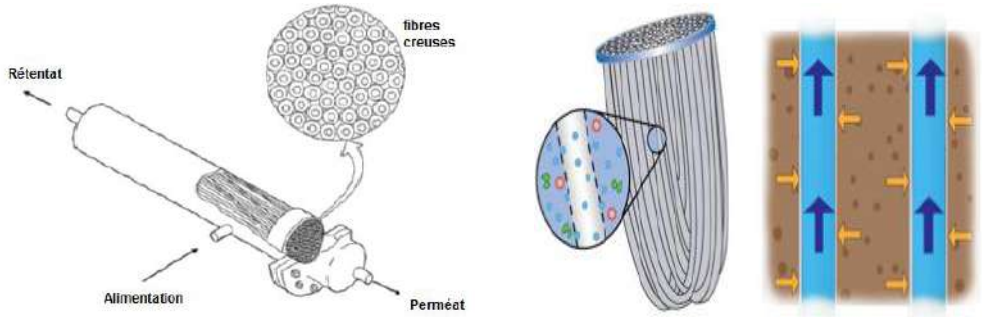


Schéma du module tubulaire.



Module spiralé



Module fibres creuses

6.5. Sélectivité d'une membrane

La **sélectivité d'une membrane** dépend de sa structure, de l'environnement chimique et des propriétés de la substance à séparer. Elle s'exprime par le **taux de rétention (TR)** ou par un **facteur de sélectivité**, permettant d'évaluer l'efficacité de la séparation.

$$\boldsymbol{T_R = 1 - \frac{C_p}{C_0}}$$

Avec :

C_p: la concentration du soluté dans le compartiment de perméat.

C_0: la concentration du soluté dans le compartiment d'alimentation. Perméat.

6.6. La perméabilité (A) d'une membrane

De façon pratique, la perméabilité peut être définie comme étant le rapport entre le flux de perméat (J_P) et la pression transmembranaire (PTM) :

$$A = \frac{J_p}{PTM}$$

Où : PTM représente la différence de pression entre les deux parts de la membrane.

Le flux de perméat est un débit unitaire, c'est-à-dire, le rapport entre le débit volumétrique de perméat (Q_P) et la surface effective de la membrane (S) :

$$J_p = \frac{Q_p}{S}$$

Donc :

$$A = \frac{Q_p}{S \times PTM}$$

La résistance d'une membrane (R_m) correspond à son opposition à l'écoulement du fluide ; elle est inversement proportionnelle à sa **perméabilité**.

$$R_m = \frac{1}{A\,\mu}$$

Avec :

μ : la viscosité de perméat (Pa.s).

6.7. L'application des procédés membranaires dans le traitement des eaux

Les procédés membranaires jouent un rôle essentiel dans le traitement des eaux, qu'il s'agisse d'eau potable, d'eau industrielle ou d'eaux usées. Grâce à leur capacité de séparation sélective, ces technologies permettent de retenir efficacement les particules, les sels, les micro-organismes et les polluants dissous.

Parmi les principales techniques, on distingue :

- **La microfiltration (MF)** et **l'ultrafiltration (UF)** : utilisées pour éliminer les particules en suspension, les bactéries et certains virus.
- **La nanofiltration (NF)** : efficace pour réduire la dureté de l'eau et éliminer les matières organiques dissoutes.
- **L'osmose inverse (OI)** : appliquée pour le dessalement, la production d'eau ultra-pure et l'élimination de la majorité des contaminants dissous.

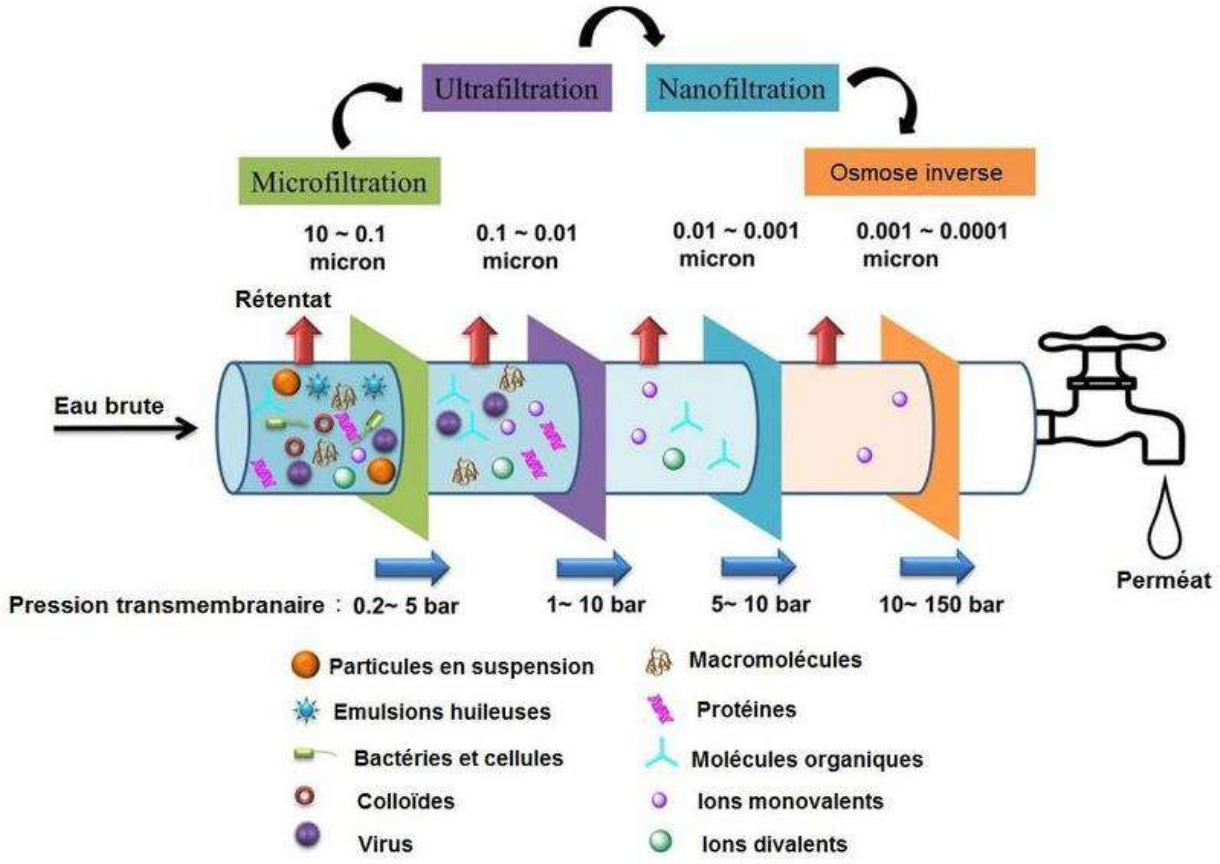


Figure 6.2. Les procédés membranaires vs traitement des eaux.

6.8. Les modes d'écoulement

Les membranes utilisées en microfiltration (MF) et en ultrafiltration (UF) peuvent fonctionner selon deux principaux modes opératoires : la filtration frontale (ou en bout) et la filtration tangentielle (ou en flux croisé). L'évaluation de ces procédés repose généralement sur deux critères : la **sélectivité**, qui correspond à la capacité de la membrane à retenir des substances spécifiques, et la **perméabilité**, qui mesure la facilité avec laquelle le liquide traverse la membrane.

En filtration tangentielle appliquée à la microfiltration, la **taille des pores** de la membrane constitue un paramètre déterminant. Elle est souvent exprimée en microns (par exemple, 0,45 µm) et influence directement l'efficacité de séparation en fonction de la nature des particules ou des polluants à éliminer.

6.8.1. L'écoulement frontal

La figure ci-après illustre le schéma d'un écoulement en mode frontal. Dans cette configuration, le fluide s'écoule de manière perpendiculaire à la surface de la membrane, suivant une seule direction. Ce mode de fonctionnement est typiquement associé aux systèmes à membranes à fibres creuses. Il est couramment utilisé pour des expérimentations en laboratoire, notamment lors des essais de faisabilité ou de caractérisation des performances membranaires.

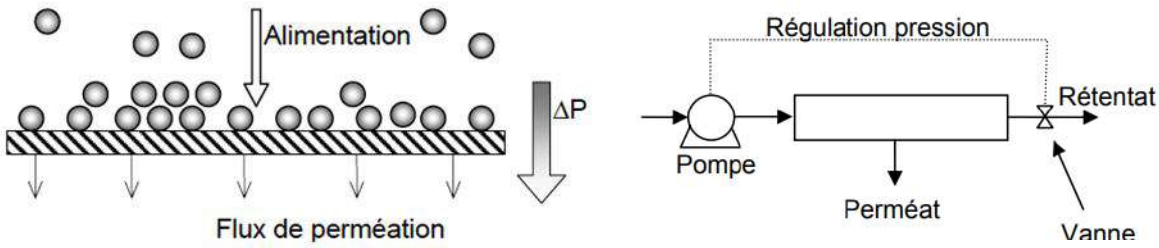


Figure 6.3. Présentation du fonctionnement de la filtration frontale.

Dans le cas de la filtration frontale, la pression transmembranaire est calculée par la relation suivante :

$$\mathrm{PTM} = \mathrm{P_a} - \mathrm{P_p}$$

Avec :

P_a : la pression d'alimentation.

P_p : la pression dans le compartiment de perméat.

Le principal avantage de ce mode de test des membranes réside dans sa **simplicité de mise en œuvre**. En effet, l'absence de pompe de recirculation facilite considérablement le montage expérimental.

Cependant, cette méthode présente un **inconvénient majeur** : le colmatage rapide de la membrane, dû à l'accumulation des espèces retenues (qu'elles soient dissoutes ou en suspension) à la surface de celle-ci, ce qui limite son efficacité à long terme.

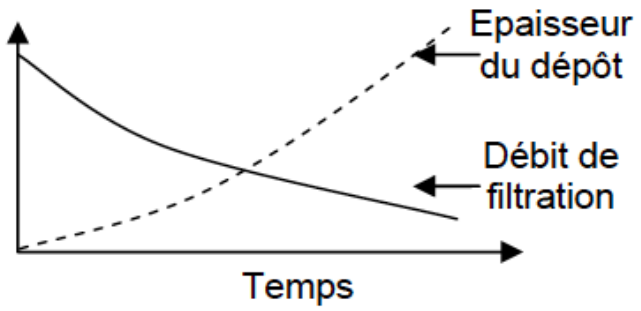


Figure 6.4. L'influence de formation du dépôt sur le flux de perméat (filtration frontale).

6.8.2. Écoulement tangentiel

Dans ce mode de filtration, il y a deux écoulements : un écoulement à travers la membrane qui est perpendiculaire à la surface de la membrane comme en écoulement frontal et un écoulement tangentiel à la surface de la membrane. Il y a donc nécessairement *une entrée* (l'alimentation) et *deux sorties*.

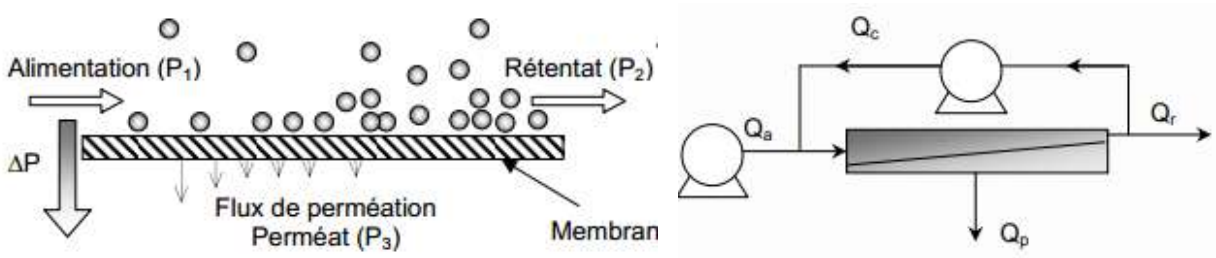


Figure 6.5. Présentation du fonctionnement de la filtration tangentielle.

L'écoulement frontal peut être vu comme une forme particulière de l'écoulement tangentiel, correspondant à une situation où la composante tangentielle de la vitesse devient négligeable. À la différence de l'écoulement frontal, l'écoulement tangentiel est adapté aussi bien aux applications industrielles qu'aux essais de laboratoire, car il permet de traiter des volumes plus importants.

L'un de ses principaux atouts réside dans l'action de balayage exercée par le fluide le long de la surface de la membrane. Ce flux parallèle empêche l'accumulation excessive de matières à la

surface, ce qui diminue significativement le risque de colmatage et augmente la durée de vie du dispositif membranaire.

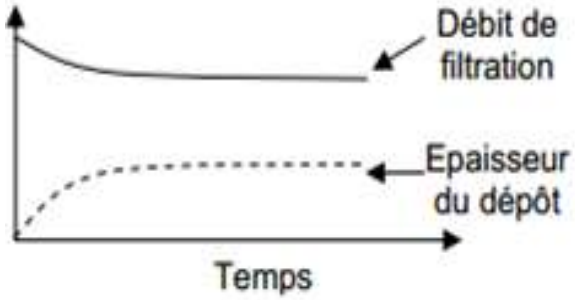


Figure 6.6. L'influence de formation du dépôt sur le flux de perméat (filtration tangentielle).

Dans le cas de la filtration tangentielle, la pression transmembranaire est calculée par la relation suivante :

$$\mathrm{PTM} = \left(\frac{P_a + P_c}{2}\right) - P_p \qquad (2)$$

Avec :

- PTM : la pression transmembranaire.
- P_a : la pression en entrée de module s'appliquant sur la membrane.
- P_c : la pression dans le compartiment retentât souvent égale à la pression atmosphérique.
- P_p : la pression en sortie de module.

6.9. Limitations des procédés membranaires

En fonction des caractéristiques de l'eau brute, le prétraitement peut inclure différentes étapes, parmi lesquelles :

- Une étape de préfiltration visant à retirer les particules de grande taille à l'aide d'un tamis à mailles larges ;
- Une désinfection initiale par ajout de chlore ;

- Une clarification, éventuellement accompagnée de floculation ;
- Une réduction de la turbidité et de la dureté à travers un traitement à la chaux ;
- Une filtration sur média granulaire ;
- Une diminution de l'alcalinité par ajustement du pH ;
- L'introduction d'un agent antitartre pour prévenir les dépôts.

Le colmatage des membranes correspond à l'accumulation de divers matériaux sur leur surface. De nombreux composés peuvent en être responsables, notamment des macromolécules organiques, des substances dissoutes (organiques ou inorganiques), des particules en suspension ou colloïdales, ainsi que des micro-organismes. On distingue plusieurs types de colmatage :

a) **Obstruction complète des pores** : chaque pore est totalement bloqué par une particule ;
b) **Réduction progressive de la perméabilité** : les particules s'accumulent à l'intérieur des pores, diminuant progressivement leur diamètre effectif ;
c) **Formation d'un dépôt en surface** : un amas de particules crée une couche dense assimilable à une seconde membrane.

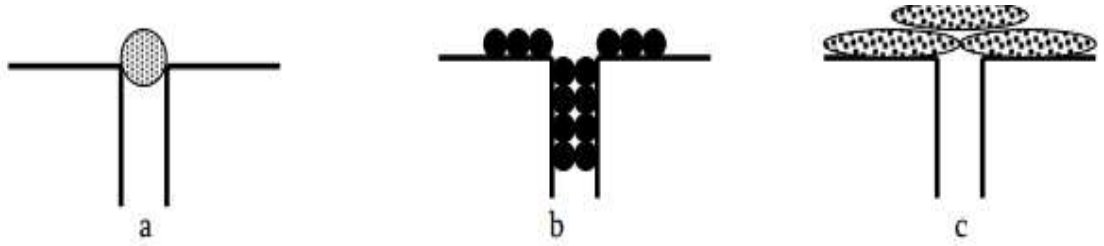


Figure 6.7. Différents types de colmatage :

Les effets principaux liés au colmatage des membranes sont les suivants :

- **Une réduction progressive du débit de perméat** au fil du temps, due à l'encrassement ;
- **Une usure prématurée des membranes**, nécessitant des nettoyages plus fréquents, ce qui entraîne une **augmentation de la consommation de produits chimiques** ;
- **La formation d'un dépôt en surface** (ou gâteau) accroît la résistance à l'écoulement, ce qui se traduit par **une demande énergétique plus élevée** ;
- **Une altération des performances de séparation**, car le dépôt formé agit comme une barrière supplémentaire, modifiant la sélectivité initiale de la membrane.

Mesures de prévention et de traitement du colmatage :

1. **Aération contrôlée :** L'injection de bulles d'air permet de limiter l'accumulation de dépôts à la surface des membranes, en favorisant leur décollement.
2. **Rétrolavage régulier :** Cette opération consiste à inverser le flux à travers la membrane afin de libérer les pores obstrués et de restaurer leur perméabilité.
3. **Nettoyage chimique :** Différents agents sont employés selon la nature des salissures :

   - **Soude caustique (NaOH)** : utilisée principalement pour dissoudre les polluants organiques, généralement à une température supérieure à 60 °C et à des concentrations ne dépassant pas 100 g/L ;
   - **Acides minéraux (tels que HNO_3, H_2SO_4, HCl)** : efficaces pour éliminer les dépôts inorganiques, notamment les carbonates et oxydes ; l'acide nitrique est souvent appliqué à chaud à faible concentration ;
   - **Hypochlorite de sodium (NaClO)** : grâce à son pouvoir oxydant, il est capable de dégrader les composés organiques récalcitrants ;
   - **Tensioactifs et agents complexants** : ces composés facilitent la dispersion des particules ou la complexation des ions métalliques.

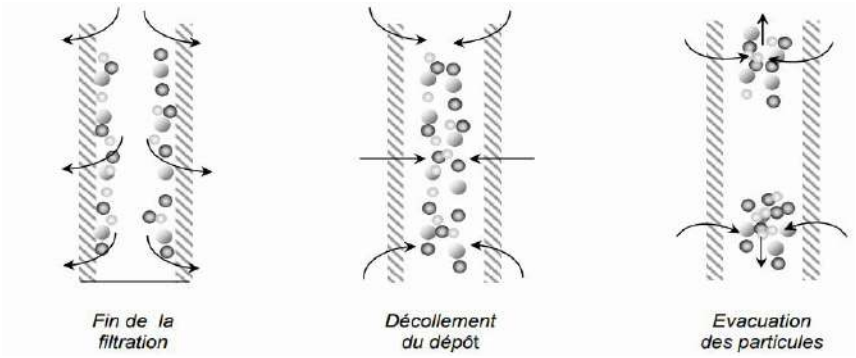


Figure 6.8. Schéma illustrant le principe du rétrolavage.

6.10. L'osmose et l'osmose inverse

L'**osmose** est le passage naturel de l'eau à travers une membrane semi-perméable, allant de la solution la moins concentrée vers la plus concentrée, sous l'effet d'un **gradient de**

concentration.

L'**osmose inverse** fonctionne selon le principe opposé : en appliquant une pression supérieure à la **pression osmotique**, on force l'eau à passer de la solution concentrée vers la solution diluée. Cette technique est couramment utilisée pour le **dessalement de l'eau de mer** et la production d'**eau ultra pure**.

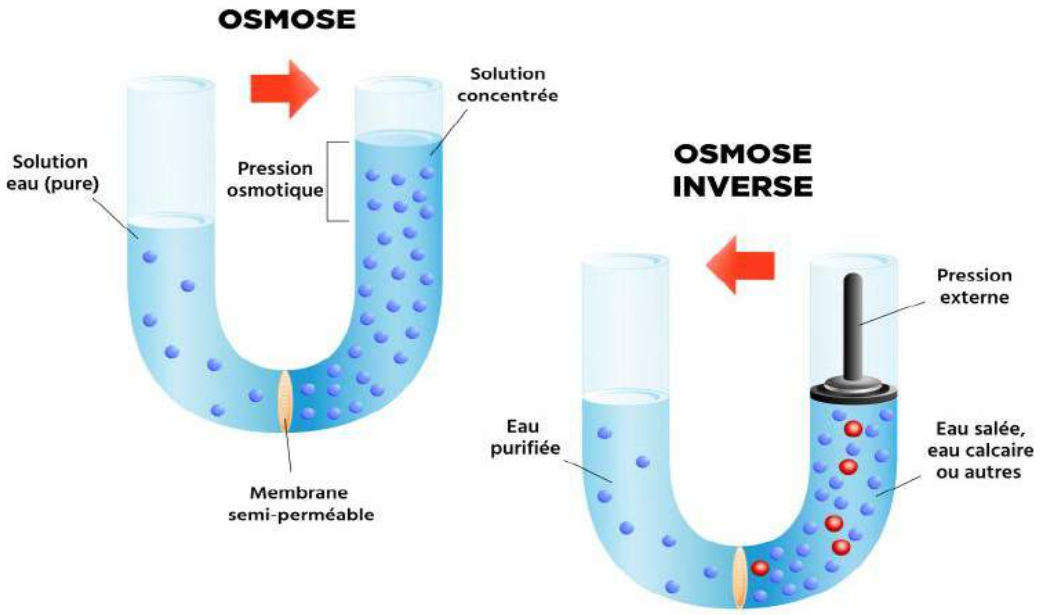


Figure 6.9. Phénomène d'osmose et d'osmose inverse.

Les membranes d'OI sont préparées sous forme de feuilles plates et assemblées en configuration de module spiralé avec une surface de membrane spécifique élevée (la densité d'emballage est d'environ 500-800 m^2/m^3). L'écoulement s'effectue en continu tangentiellement à la membrane selon le schéma suivant :

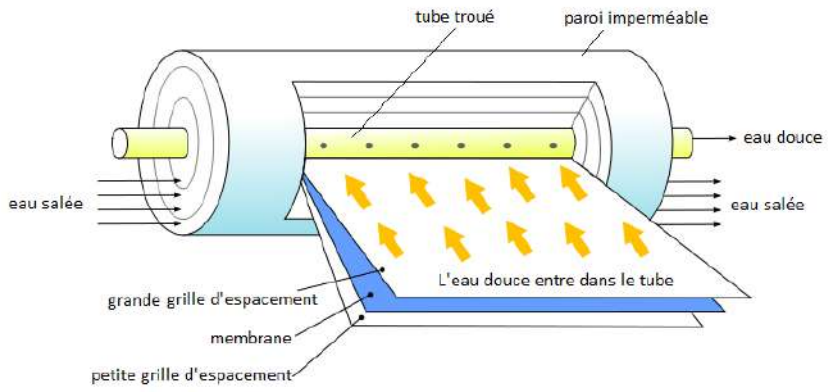


Figure 6.10. Schéma d'une membrane d'osmose inverse.

Le bilan massique pour l'ensemble du système peut être représenté comme suit: $\boldsymbol{Q_A C_A = Q_R C_R + Q_p C_p}$

Q_A, Q_R et Q_p sont les débits d'alimentation, de concentrât et de perméat ; respectivement.

Q_A, Q_R et Q_p sont les concentrations d'alimentation, de concentrât et de perméat ; respectivement.

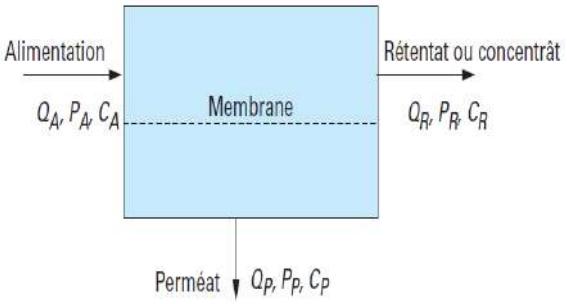


Figure 6.11. Diagramme simplifié du processus d'osmose inverse : principaux flux.

6.10.1. Dessalement de l'eau salée par OI

Le procédé d'osmose inverse pour le dessalement de l'eau salée repose sur l'application d'une pression supérieure à la pression osmotique naturelle de l'eau de mer. Cette pression force l'eau à traverser une membrane semi-perméable à structure compacte, en direction du compartiment contenant l'eau douce (voir schéma ci-dessus). Cette technique permet ainsi de retenir les sels dissous du côté salé, et de produire une eau purifiée, convenant à la consommation humaine ou à d'autres besoins.

La pression osmotique peut être estimée à l'aide d'une version simplifiée de l'équation de Van't Hoff :

$$\Pi\, V = n\, R\, T \Longrightarrow \Pi = i\, C\, R\, T$$

Où :

- **C** représente la concentration molaire des sels (mol/L) ;
- **R** est la constante des gaz parfaits, dont la valeur est 0,082 L·atm/mol·K ;
- **T** correspond à la température absolue de la solution, exprimée en kelvins (K) ;
- **i** est le facteur de dissociation ionique, qui reflète le nombre d'ions produits par une molécule d'électrolyte dissoute.

Lorsque la concentration en sels dissous varie entre 20 000 et 50 000 ppm, la pression osmotique peut être estimée à l'aide d'une version modifiée de l'équation, proposée par Kaghazchi et al. (2010).

$$\Pi = 0.9524C^2 + 81633\mathrm{C} - 236143$$

Pour des concentrations des solutions macromoléculaire, la pression osmotique est généralement exponentielle plutôt que linéaire et peut être décrite par :

$$\Pi = \mathrm{a}\, C^b$$

Où : a est une constante et b est un facteur exponentiel ($b > 1$).

Remarque :

Le déplacement de l'eau à travers la membrane est principalement entraîné par une différence de pression entre les deux côtés de celle-ci. Toutefois, dans les procédés de **nanofiltration (NF)** et **d'osmose inverse (OI)**, qui permettent le rejet des sels dissous, il est également nécessaire de considérer le **gradient de pression osmotique** entre les deux compartiments. Ce gradient représente une composante essentielle de la force motrice totale, et il peut être exprimé à l'aide de la relation suivante :

$$\Delta\Pi = \mathrm{i}\ \Delta\mathrm{C}\ \mathrm{R}\ \mathrm{T} = \mathrm{i}\ \left(\frac{C_0 + C_c}{2} - C_p\right)\ R\ T$$

Où :

ΔC : la différence de la concentration entre les deux compartiments de la membrane (mol/l) ;

C_0, C_c et C_p (mol/l) sont la concentration des sels dans l'alimentation, dans le concentrât et dans le perméat ; respectivement.

On peut calculer la pression efficace par l'application de la relation suivante :

$$\Delta P - \Delta\Pi = \left(\frac{P_0 + P_c}{2} - P_p\right) - \mathrm{i}\ \left(\frac{C_0 + C_c}{2} - C_p\right)\ R\ T$$

Où :

ΔP : la différence de pression entre les deux compartiment de la membrane (bar) ;

P_0 , P_c et P_p sont la pression d'alimentation, la pression de concentrât et la pression de perméat respectivement.

6.10.2. Mécanisme de transfert de matière en OI

Les mécanismes de transfert en osmose inverse sont décrits par plusieurs modèles, dont celui de **solubilisation-diffusion**. Ces modèles considèrent un transport à l'état stationnaire à travers la couche active de la membrane, en supposant un équilibre thermodynamique instantané.

On peut exprimer la densité de flux du solvant, traversant la membrane, comme suit :

$$J_1 = \frac{\bar{D}_1 K_1}{\delta\ R\ T}\ \bar{C}_1\ V_{m,1}(\Delta P - \Delta\Pi)$$

Avec:

J_1: le flux massique du solvant (Kg/m^{2}s) ;

$\overline{D}_1$: Coefficient de diffusion du solvant dans la membrane (m^2.s^{-1}) ;

K_1: Coefficient de partage de l'eau entre la solution et la membrane ;

$\bar{C}_1$: Concentration moyenne du solvant dans la membrane (mol.m^{-3}) ;

δ : Epaisseur effective de la membrane (m) ;

$V_{m,1}$: Volume molaire partiel du solvant (m^3.mol^{-1}).

On peut simplifier cette équation en considérant, à une température donnée, comme une constante le premier terme, que l'on nomme la perméabilité de la membrane à l'eau : A (m/s).

$$A = \frac{\overline{D}_1 K_1}{\delta\ R\ T}\ \bar{C}_1\ V_{m,1}$$

Donc, on peut écrire :

$$J_1 = A(\Delta P - \Delta\Pi)$$

D'autre part, la densité de flux de soluté, traversant la membrane, peut être exprimée comme suit :

$$J_2 = \frac{D_{2,m}\ H}{\delta}\left(C_{2,0} - C_{2,p}\right) = B\ \left(C_{2,0} - C_{2,p}\right)$$

Avec:

$D_{2,m}$: Coefficient de diffusion du soluté dans la membrane (m^2.s^{-1}) ;

B: la perméabilité moyenne de la membrane au soluté (m/s) ;

$C_{2,0}$ et $C_{2,p}$: Concentration moyenne du soluté dans le compartiment d'alimentation et de perméat respectivement (mol.m^{-3}) ;

H: Coefficient de partage de soluté entre la solution et la membrane. Il s'écrit :

$$H = \frac{\bar{C}_{2,m}}{C_{2,s}}$$

Où :

$\bar{C}_{2,m}$ et $\bar{C}_{2,s}$ sont les concentrations du soluté dans la membrane et dans la solution.

On remarque que le flux de solvant est proportionnel à la pression efficace $(\Delta P - \Delta\Pi)$. La perméabilité d'une membrane à l'eau (A), peut être déterminée comme la pente de la droite du flux de perméation J_1 en fonction de la pression efficace $(\Delta P - \Delta\Pi)$ (Figure 5).

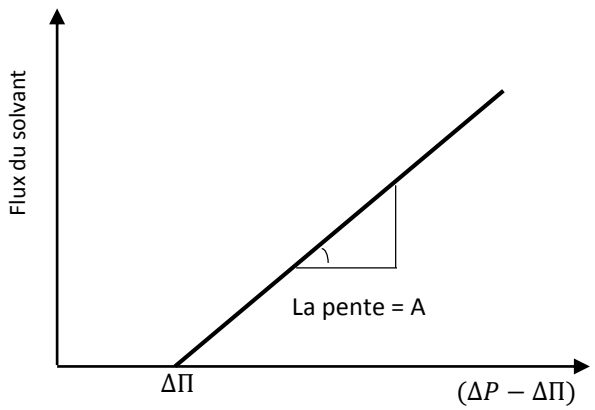


Figure 6.12. Le flux de perméat (J_p) en fonction de la pression efficace $(\Delta P - \Delta\Pi)$

Note : Pour des membranes présentant une haute sélectivité ($C_{2,p} \ll C_{2,0}$), la combinaison des équations précédentes permet de calculer T_R.

Le principe de conservation de masse permet d'écrire cette relation : $J_2 = J_1\, C_{2,p}$

$$J_2 = J_1\, C_{2,p} = B\left(C_{2,0} - C_{2,p}\right)$$

Où :

$$T_R = \frac{C_{2,0} - C_{2,p}}{C_{2,0}} \Longrightarrow (C_{2,0} - C_{2,p}) = T_R\, C_{2,0}$$

Cette équation devient : $J_1\ C_{2,p} =\ B\ T_R\ C_{2,0} \Longrightarrow\ T_R\ = \frac{J_1}{B}(1 - T_R\ )$

T_R s'écrit :

$$T_R\ = \frac{J_1}{J_1 + B}$$

Cette équation montre que le taux de rejet s'accroît avec la pression effective (ΔP - ΔΠ). Cependant, les données expérimentales révèlent que ce taux ne atteint jamais la valeur maximale de 1, même sous des pressions élevées ($T_R < 1$). Cela s'explique par le fait qu'une augmentation de la pression effective favorise aussi une augmentation du flux de soluté, liée à l'interaction entre les flux de solvant et de soluté.

Références

1. Letterman, Raymond D. *WATER QUALITY AND TREATMENT A Handbook of Community Water Supplies Fifth Edition*. McGraw-Hill, Inc., 1999.
2. DeZuane, John. *Handbook of drinking water quality*. John Wiley & Sons, 1997.
3. Cardot, Claude. *Les traitements de l'eau pour l'ingénieur: procédés physico-chimiques et biologiques: cours et problèmes résolus*. Ellipses, 2010.
4. Sigg, Laura, Philippe Behra, and Werner Stumm. *Chimie des milieux aquatiques*. Vol. 277. Paris, France: Dunod, 2001.
5. Desjardins, Raymond. *Le traitement des eaux*. Presses inter Polytechnique, 1997.
6. Howe, Kerry J., et al. *Principles of water treatment*. John Wiley & Sons, 2012.
7. Crittenden, John C., et al. *MWH's water treatment: principles and design*. John Wiley & Sons, 2012.
8. Masschelein, Willy J. *Processus unitaires du traitement de l'eau potable*. No. BOOK. Cebedoc, 1996.

https://www.lachimie.fr/solutions/oxydoreduction/images/diagramme-pourbaix-Mn.jpg

https://ressources.univ-lemans.fr/AccesLibre/UM/Pedago/chimie/01/04-Chimie_descriptive/res/Descriptive-Fer-02.jpg

https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcSHpZgTB6TRTtJWhnDk6Rw_3270ECQEZlc_Pg&

https://www.researchgate.net/profile/Abdallah-Ammi-Said/publication/334331195/figure/fig9/AS:778893170593795@1562714011847/Les-techniques-membranaires-les-plus-utilisees-dans-le-traitement-des-eaux.jpg