

Programme de Chimie de l'eau

1^{ème} partie : les eaux de consommation.

- I. Généralités
- II. Besoins qualitatifs en eau
- III. Les analyses d'eau
- IV. Les traitements
- V. Les traitements complémentaires

2^{ème} partie : les effluents liquides.

- I. Les facteurs de pollution
- II. Les traitements des eaux usées

3^{ème} partie : la gestion des déchets solides.

- I. La typologie des déchets solides
- II. Utilisation des déchets solides.

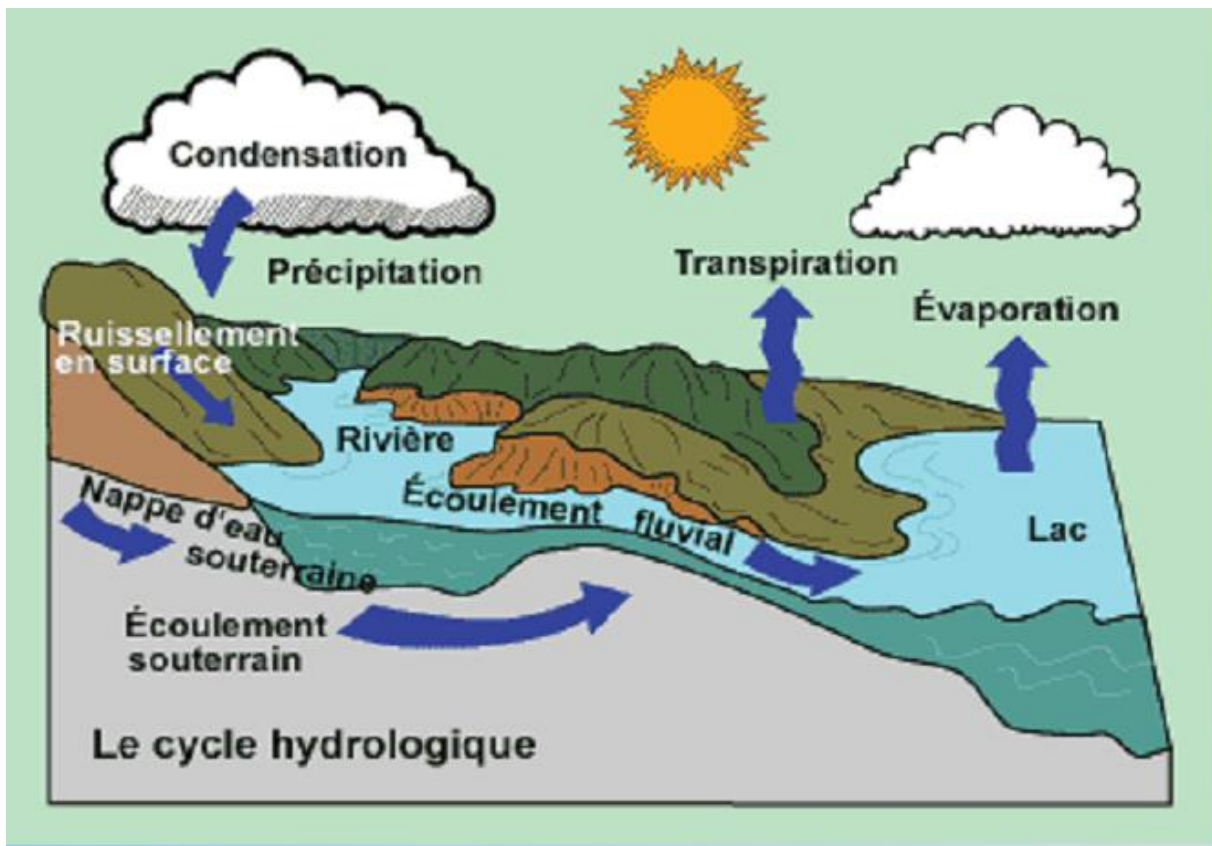
1^{ère} partie : les eaux de consommation.

I. Généralités.

I.1 Cycle de l'eau

- Evaporation (mer, eau continentale) → vapeur d'eau → nuages
- Evapotranspiration des plantes → vapeur d'eau → nuages
- Précipitations : sous l'effet de refroidissement, la vapeur d'eau se condense → précipitation (pluie, grêle, neige).

- ✓ L'évaporation représente 10 %
- ✓ Infiltration (20 à 30%) à travers les terrains perméables alimentant les nappes au contact des terrains imperméables
- ✓ Ruissellement : sol → cours d'eau mer → évaporation.



I.2 Eaux météorites : eau de pluie.

- Son importance est fonction des régions, des saisons.
- eau pure, sans presque aucun sel dessous ; riche en O_2 .
- Peut dans certaines régions suffire à l'alimentation de petites collectivités.

I.3 Eaux de surface : eau de ruissellement.

- eaux courantes : torrents, ruisseaux, rivières polluées car collecteurs de déchets mais autoépuration énergétique (soleil, brassage,...).
- eau dormantes : lacs, étangs, barrages polluées aussi mais décantation, autoépuration plus lente ; eau à traiter systématiquement.

I.4 Eaux souterraines.

En général bien filtrées et épurées mais chargées de sels minéraux (fonction des terrains traversés). Eau à priori de bonne qualité, à choisir en priorité.

II. Besoins quantitatifs et qualitatifs en eau.

Il est évident qu'une distribution devant satisfaire les besoins d'une population ; le projet s'appuiera sur

- Un recensement de la collectivité à alimenter et une étude de son évolution démographique [$p = p_0 (1 + \frac{A}{100})^n$]. Exemple : $p_0 = 500$ habitants, $A = 2\%$ sur 20 ans $p = 740$ habitants.
- Un examen de ses activités et de ses habitudes tout en n'oubliant pas les possibles variations saisonnières.

En général le projet est établi pour satisfaire la population prévue dans 15 à 20 ans (durée de vie d'un réseau d'eau).

L'eau destinée à l'alimentation humaine doit être potable. Une eau doit plaire à celui qui la boit et ne pas le rendre malade.

II.1 Composition de l'eau.

L'eau sous forme H_2O est une curiosité de laboratoire. En fait il s'agit d'une association de molécules $(H_2O)_n$ contenant des éléments dissous et en suspension ; d'où la richesse et l'importance de cet aliment. L'eau joue un rôle primordial dans le métabolisme humain : matière première indispensable, importante pour les réactions énergétiques, les échanges cellulaires, l'évacuation des déchets cellulaires ...

L'eau renferme :

- Des gaz dissous : notamment O_2 , CO_2 , N_2 utiles pour la respiration animale ou la photosynthèse végétale.
- Des composés minéraux dissous (car l'eau est un solvant) fonction des terrains traversés (CO_3^{2-} , Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} ...) mais plutôt des activités humaines (NO_3^- , PO_4^{3-} , Cr^{6+} , CN^- , ...).
- Des composés minéraux en suspension : sables, argiles...

- Des composés organiques (matières du monde vivant), dissous ou en suspension, dont les matières organiques vivantes : bactéries, virus, algues ...
- Une eau pour être potable doit :
 1. Ne pas porter atteinte à la santé de ceux qui la consomment.
 2. Posséder des propriétés organoleptiques acceptées par l'utilisateur.
 3. Respecter un certain nombre de normes :
 - Liées aux impératifs de santé publique
 - Liées aux impératifs commerciaux (odeur, saveur, couleur)
 - Liées aux impératifs de protection du réseau (corrosion, entartrage).

II.2 Caractéristiques d'une eau.

Les caractéristiques d'une eau seront déterminées par l'analyse (avant captage et en exploitation) afin de déterminer sa composition, sa qualité, les paramètres du traitement.

II.2.1 Caractères physiques.

- **La température** : la température souhaitable est de 25°C. L'optimum se situe entre 10 et 12°C. Il n'existe pas de norme impérative.
- **La couleur**. L'eau pure est incolore : l'appréciation de la couleur de l'eau se fait par comparaison avec une gamme étalon (obtenue de gouttes de chlorure de cobalt à une solution d'acide chloroplatinique. (Unité « platine- cobalt » = Pt Co) ; souhaitable < 5 unités Pt Co ; impératif < 50 unités Pt Co.
- **La transparence ou la turbidité** : l'eau trouble est due à la présence de matières fines contenues en suspension ou en suspension colloïdale. La turbidité correspond après filtration à 0,45 µm, aux particules fines présentes dans le filtrat appelées colloïdes et qui rendent l'eau trouble. La turbidité exprime l'atténuation d'un faisceau de lumière blanche au contact de particules colloïdales. Elle est d'autant plus élevée que la densité des particules contenues dans l'eau est forte. Il existe plusieurs échelles pour la mesurer. Une des plus utilisées est l'unité NFU (Unité de turbidité néphélométriques). La turbidité des eaux alimentaires doit être < 1 NFU au point de mise en distribution et < 2 au robinet du consommateur.
- **L'odeur** : sa mesure se fait en diluant l'eau à examiner jusqu'à ce qu'elle ne présente plus d'odeur perceptible. Souhaitable : < dilution au $\frac{1}{3}$.
- **La saveur**. Les eaux ne doivent pas avoir du goût désagréable, ni totalement insipides. Mauvais goût et mauvaises odeur sont souvent la même origine.

- **Les matières en suspension.** Elles sont mesurées par filtration d'un échantillon sur papier filtre puis dessiccation à 105° : les résidus représentent les MES ou « résidu sec ». Souhaitable < 0,5 g/l ; impératif < 1,5 g/l.
- **La résistivité.** La valeur de la résistivité permet d'apprécier la minéralisation globale de l'eau : trop peu de sels minéraux nuit à « l'aspect nutritionnel » de cet aliment, et rend souvent l'eau agressive vis-à-vis des ouvrages du réseau. La résistivité mesure la résistance électrique d'une colonne d'eau. Si l'eau contient beaucoup d'ions, le courant passera facilement, on aura une faible résistance, une faible résistivité. Si la minéralisation diminue, la résistivité augmente. Souhaitable : 1500 Ω cm < résistivité < 5 000 Ω cm. Impératif : 1000 Ω cm < résistivité < 10 000 Ω cm. Ce paramètre est très utile en surveillance de la qualité des eaux car, facilement et rapidement mesurable, il permet de déceler une variation de composition et donc de suspecter une pollution accidentelle.
- **Le pH.** L'acidité d'une solution dépend du degré de dissociation en ions H^+ libres : $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$. Le pH est relié à l'activité en protons par : $pH = -\log a_H$ avec a_H l'activité en H^+ à l'équilibre avec confusion généralement admise entre l'activité et la concentration, le $pH = -\log [H_3O^+]$. Le pH se mesure :
 - Par électrométrie ; le pH est proportionnel à la tension existant entre deux électrodes.
 - Par colorimétrie : après ajout d'un indicateur coloré, on mesure la coloration grâce à une gamme étalon.

Valeurs souhaitables : $7 < pH < 8,5$ et valeurs impératives : $6,5 < pH < 9,2$.

Les eaux acides sont très agressives : elles attaquent et corrodent les ouvrages métalliques et en béton.

II.2.2 Caractères chimiques.

- **Titre hydrotimétrique (TH).** Le TH ou la dureté de l'eau indique la teneur globale d'une eau en sels de calcium et de magnésium. $TH = [Ca^{2+}] + [Mg^{2+}]$ exprimé en meq/l ou ° F.

$$1 \text{ meq/l d'un paramètre } X = \frac{\text{masse molaire de } X}{\text{valence de } X} (\text{mg/l})$$

$$1 \text{ meq} = 5^\circ \text{ F et } 1^\circ \text{ F} = 10 \text{ mg/l de } CaCO_3$$

$$\text{Ex : } 1 \text{ meq/l de } Ca^{2+} = 40/2 = 20 \text{ mg/l}$$

$$5 \text{ meq/l de } Ca^{2+} = 100 \text{ mg/l}$$

1 meq de Ca = 5° H ou 5° F.

Dans l'eau sont déterminés :

- La durété totale ou titre hydrotimétrique TH qui est la somme des concentrations calcique et magnésienne
- La durété calcique qui correspond à la teneur globale en sels calcium
- La durété magnésienne qui correspond à la teneur en sels de magnésium.

$$TH = T_{Ca} + T_{Mg}$$

- La durété carbonatée correspond à la teneur en hydrogénocarbonate et carbonate de calcium et de magnésium.

Les eaux se classent comme suit :

- Très douces : 0 à 7° F risques d'agressivité
- Douces : 7 à 14°F
- Moyennes : 14 à 20°F
- Dures : 20 à 30 °F
- Très dures : > à 30 °F entartrage.

Une eau dure a un meilleur goût, serait un facteur de protection contre les maladies cardiovasculaires ; mais à tendance à entartrer les canalisations : $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3$ et conduit à une plus forte consommation de savon lors des lessives : $2RCOONa + Ca^{2+} \rightarrow (RCOO)_2Ca + 2Na^+$.

En fait, au-delà de 30 °F, il est nécessaire d'adoucir l'eau pour la santé des canalisations surtout celles qui transportent de l'eau chaude (la chaleur favorise la précipitation du carbonate de calcium- tartre).

Le degré optimum pour la consommation humaine se situe aux environs de 10 °F à 20 °F.

Les analyses de TH utilisent des méthodes de dosage volumétriques ou colorimétriques.

- **Titre alcalimétrique (TA) ; titre alcalimétrique complet (TAC).**

- Le TA est le volume d'acide (exprimé en ml) à 0,02 mol.l⁻¹ en ions H₃O⁺ nécessaire pour doser 100 ml d'eau en présence de phénolphtaléine. Il s'exprime en °F.

Le TA correspond à la première neutralisation des ions CO₃²⁻ selon : $CO_3^{2-} + H_3O^+ \rightleftharpoons HCO_3^- + H_2O$. La réaction est terminée lorsque le pH = 8,3. TA = 0 pour pH < 8,3.

$$TA = [CO_3^{2-}] + [OH^-] - [H_2CO_3] - [H_3O^+] \text{ ou } TA = [OH^-] + 2[CO_3^{2-}]$$

$$\text{Pratiquement } TA = [OH^-] + \frac{1}{2} [CO_3^{2-}] + \frac{1}{3}[PO_4^{3-}].$$

- Le TAC est le volume d'acide (en ml) à 0,02 mol.l⁻¹ en ions H₃O⁺ nécessaire pour doser 100 ml d'eau en présence de méthylorange (hélianthine) ou de vert de bromocrésol. Il s'exprime en °F.

Le TAC correspond à la neutralisation de la totalité des espèces carboniques dissociées et s'obtient en poursuivant la neutralisation : $HCO_3^- + H_3O^+ \rightarrow H_2CO_3 + H_2O$. On considère que cette réaction est terminée lorsque le p H atteint 4,4.

Le TAC correspond à la somme à la somme : $[HCO_3^-] + 2 [CO_3^{2-}] + [OH^-] - [H_3O^+]$ ou simplement $TAC = [HCO_3^-] + 2[CO_3^{2-}] + [OH^-]$; optimum 10 à 20°F.

$$\text{Pratiquement } TAC = [Alcalis] + [CO_3^{2-}] + [HCO_3^-] + \frac{2}{3}[PO_4^{3-}].$$

- Dioxyde de carbone libre.

Il donne un goût agréable à l'eau et n'est pas nuisible à la santé ; par contre c'est un des éléments de l'agressivité de l'eau : $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$. On le mesure en neutralisant par une solution de soude.

- Oxygène dissous.

La solubilité de l'oxygène dans l'eau dépend de la température : 14,6 mg/l à 0°C et seulement 7,5 mg/l à 30°C. L'eau potable doit en contenir au maximum 5 mg/l ; en deçà il y a risque de corrosion des canalisations.

- Agressivité de l'eau.

Dans l'eau, certains composés jouent un rôle essentiel dans les propriétés de l'eau.

Ce sont des paramètres qui sont liés entre eux par un certain nombre d'équilibres thermodynamiques. Les principales relations qui entrent en jeu sont les suivantes :

- * ionisation de l'eau
 $2 H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$
- * équilibre gaz carbonique - acide carbonique
 $CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3$
- * dissociation de l'acide carbonique
(1) $H_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + H_3O^+$ $pK_1 = 6,41 \text{ à } 18^\circ C$
- * équilibre bicarbonates - carbonates
(2) $HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow CO_3^{2-} + H_3O^+$ $pK_2 = 10,40 \text{ à } 18^\circ C$

Le **CO₂ total** correspond à la somme des différentes espèces carboniques :

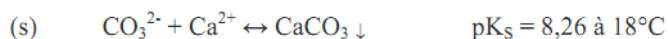
$$CO_2 \text{ total} = H_2CO_3 + HCO_3^- + CO_3^{2-}$$

Le **CO₂ libre** correspond à l'acide carbonique (H₂CO₃).

La valeur des constantes de dissociation de l'acide carbonique indique que :

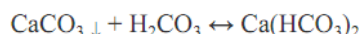
- Lorsque pH < 6,4 : l'espèce dominante est l'acide carbonique (H₂CO₃)
- Au voisinage de la neutralité 7 < pH < 7,5 : c'est l'ion hydrogénocarbonate (HCO₃⁻) qui représente l'essentiel du CO₂ total.

Les ions calcium jouent un rôle essentiel, car ils se combinent avec les formes carboniques et peuvent conduire à la précipitation du carbonate de calcium (« tartre » ou « calcaire ») selon la réaction suivante :



En pratique, on cherche à obtenir un léger dépôt de carbonate de calcium appelé « couche de Tillmans », qui permet d'éviter – dans les réseaux de distribution – les interactions entre l'eau (*i.e.* le CO₂ libre) et les matériaux des canalisations, qui peuvent être à l'origine de contaminations par des métaux (fer et plomb notamment). Lorsque la composition de l'eau permet l'amorce de ce léger dépôt de carbonate de calcium (CaCO₃), on dit que l'eau a atteint l'**équilibre calco-carbonique**.

En fait, le calcium est essentiellement présent dans l'eau sous la forme de bicarbonate de calcium (Ca(HCO₃)₂) soluble, associés aux ions hydrogénocarbonates (HCO₃⁻) :



Or, le bicarbonate de calcium (Ca(HCO₃)₂) est instable et tout déséquilibre entre le CO₂ libre et les ions calcium tend à déplacer l'équilibre dans un sens ou dans l'autre :

- Si les ions calcium sont en excès par rapport au CO₂ : le bicarbonate de calcium (Ca(HCO₃)₂) aura tendance à précipiter de manière excessive sous forme de carbonate de calcium (CaCO₃) et l'eau sera dite « **déposante** » (ou entartrante).
- Si le CO₂ est en excès par rapport aux ions calcium, le léger dépôt protecteur de carbonate de calcium ne pourra pas se maintenir et l'eau sera dite « **agressive** ».

- **La matière organique.**

La présence de la matière organique dans les eaux alimentaires pose principalement deux types de problèmes :

- Elle réagit avec les produits utilisés pour la désinfection de l'eau (en particulier le chlore) et forme des sous-produits indésirables visés par la réglementation (voir plus loin les THM) ou à l'origine du « mauvais goût » de l'eau.
- Elle peut également initier des problèmes de prolifération bactérienne dans les réseaux de distribution (la matière organique sert de source d'alimentation aux bactéries).

La teneur d'une eau en matière organique est généralement estimée au moyen de paramètres globaux suivants :

L'oxydabilité au permanganate de potassium KMnO₄ (ou indice de permanganate) correspond à l'oxydation des matières organiques par du permanganate de potassium de concentration connue en milieu acide selon un protocole normalisé (10 minutes à ébullition). Le résultat est exprimé en mg/l d'O₂. Les eaux de bonne qualité, pauvres en matière organique, ont une oxydabilité ≤ 1 mg/l d'O₂. Les eaux de surface présentent en général une oxydabilité comprise entre 3 et 12 mg/l d'O₂. La limite pour les eaux brutes est de 10 mg/l d'O₂. La référence de qualité est de 5 mg/l d'O₂. C'est une analyse dont la mise en œuvre est simple. Elle concerne en premier lieu les petites unités de distribution (< 5 000 habitants).

Le Carbone Organique Total (COT) correspond à une mesure globale de la matière organique – particulaire et dissoute – présente dans l'eau. Le COT des eaux superficielles comprend en moyenne 90 à 95 % de carbone organique dissous (COD) et 5 à 10 % de carbone organique particulaire (COP). La mesure du COT fait intervenir une aération de l'eau (pour éliminer le CO₂ dissous), puis une acidification (pour déplacer les formes carboniques) et enfin une minéralisation par oxydation ou par combustion. La matière organique est ainsi complètement minéralisée en CO₂ que l'on peut détecter en spectrophotométrie infra-rouge. Les résultats obtenus sont fiables, avec une précision de l'ordre de 0,1 mg/l. Les eaux souterraines sont généralement pauvres en COT : de 0,5 à 1 mg/l. Les eaux superficielles présentent des valeurs comprises entre 2 et 12 mg/l (voire plus pour les eaux eutrophisées). La référence de qualité est de 2 mg/l. Le COT doit être mesuré dans les unités de distribution desservant plus de 5 000 habitants. Pour les autres l'indice de permanganate suffit.

La **Demande Biochimique en Oxygène** à 5 jours (DBO_5) correspond à la quantité d'oxygène qu'il faut fournir à un échantillon d'eau pour minéraliser la matière organique par voie biologique (oxydation bactérienne). Elle représente la matière organique **biodégradable**. La durée d'incubation de l'échantillon est de 5 jours à une température de 20°C.

La **Demande Chimique en Oxygène** (DCO) représente tout ce qui peut être oxydé dans l'eau (y compris certains sels minéraux oxydables tels que les sulfures ou sulfites). Il correspond à la quantité d'oxygène nécessaire pour dégrader la totalité de la matière organique par voie chimique. Pour cela, on réalise une oxydation par le dichromate de potassium en présence d'acide sulfurique à chaud. La DCO correspond à la somme de la matière organique biodégradable et de la matière organique « résistante », qui ne peut pas être dégradée par voie biologique (on parle de DCO « dure »).

La DBO_5 et la DCO sont des paramètres très utilisés dans le domaine de l'environnement, notamment en tant qu'indicateurs de pollution. A ce titre, ils sont utilisés pour définir les limites au delà desquelles les eaux de surface sont trop polluées pour être utilisées pour l'alimentation en eau potable et ce, même après un traitement poussé. Car, même s'il est possible techniquement de potabiliser des eaux très dégradées, une qualité « minimale » est requise en France sur les eaux brutes avant traitement.

L'**azote organique** ou **Azote Total Kjeldahl** (NTK) est également un paramètre descripteur de pollution. Il est dosé après minéralisation en milieu sulfurique à chaud et distillation en milieu basique de l'ammoniaque ainsi obtenu. C'est un paramètre à surveiller, car il réagit avec le chlore pour former des composés organochlorés pouvant être responsables du mauvais goût de l'eau. On retrouve l'azote organique dans les eaux superficielles à des concentrations comprises entre 0,5 et 3 mg/l. Mais c'est sous forme d'**azote minéral** que l'azote est essentiellement présent dans le milieu hydrique.

- **Azote minéral.**

L'**ammoniaque** se trouve dans les eaux de surface essentiellement sous la forme d'ions ammonium NH_4^+ . Deux méthodes de dosage des ions ammonium sont applicables pour la gamme de concentrations caractéristique des eaux naturelles et des eaux traitées : la méthode par spectrophotométrie au bleu d'indophénol (la plus utilisée) et celle au réactif de Nessler (moins sensible mais plus rapide). La concentration en ammoniaque est d'autant plus élevée que les eaux sont de mauvaise qualité (principalement polluées par des rejets urbains). En l'absence de rejet ponctuel d'eaux usées ou de source de pollution diffuse, sa concentration n'excède pas 0,5 mg/l dans les rivières, où il oscille généralement entre cette valeur et 5 mg/l. La valeur limite pour les eaux brutes est de 4 mg/l. La référence de qualité est de 0,1 mg/l. On n'en retrouve généralement pas dans les eaux souterraines, où sa présence – de 0 à 25 mg/l – est signe de réduction des nitrates. Dans les autres cas, l'autoépuration qui intervient dans le milieu transforme l'ammoniaque en nitrites NO_2^- puis en nitrates NO_3^- qui est la principale forme de l'azote assimilable par les plantes. Enfin, bien que l'azote ammoniacal n'ait aucun effet direct sur la santé aux concentrations rencontrées dans les eaux de consommation, sa présence contribue au développement des micro-organismes dans les réseaux et dans les réservoirs de distribution.

Les nitrates constituent une espèce très mobile, qui rejoint les nappes d'eaux souterraines, notamment dans les zones géographiques où l'agriculture est intensive. La limite de qualité pour les eaux brutes est de 50 mg/l pour les eaux superficielles et de 100 mg/l pour les eaux souterraines. La limite de qualité au robinet du consommateur est de 50 mg/l, quelle que soit l'origine de la ressource. Plusieurs méthodes d'analyse sont proposées pour rechercher les ions nitrate et nitrite dans les eaux. Le dosage automatique par spectrométrie d'absorption moléculaire et par chromatographie ionique permettent d'analyser les deux ions (nitrites et nitrates). Il existe aussi des méthodes de terrain, généralement rapides, simples et peu coûteuses, à l'aide de bandelettes (simple test de dépistage) ou au moyen d'un spectrophotomètre portable ; avec une précision satisfaisante dans ce dernier cas.

Les nitrites sont présents dans les eaux de surface à raison de 0,03 à 1 mg/l. Leur valeur doit être inférieure à 0,1 mg/l en sortie des installations de traitement. La limite de qualité est de 0,5 mg/l.

Les effets des nitrates sur la santé :

L'ingestion de nitrates est un facteur de risque potentiel avéré pour la santé humaine. En effet, les nitrates sont réduits en nitrites, qui se fixent sur l'hémoglobine à la place de l'oxygène et provoquent des difficultés respiratoires (asphyxie). C'est la **méthémoglobinémie** (cyanose) qui touche essentiellement les nourrissons (nés ou en gestation) et représente un risque à court terme. Chez l'adulte, les nitrates seraient transformés en nitrites au niveau de la cavité buccale, puis en nitrosamines et autres composés nitrosés au niveau de l'estomac. Le caractère cancérigène de certains de ces composés a été démontré chez l'animal. Un risque à long terme existerait ainsi pour des adultes normaux et pour des concentrations > 100 mg/l (d'où la limite pour les eaux brutes).

- **Chlorures.**

Sans grand inconvénient pour la santé, ils favorisent la corrosion des canalisations et donnent un mauvais goût à l'eau. Souhaitable : < 200 mg/l ; impératif : < 600 mg/l. C'est surtout la variation des chlorures d'une analyse qui est à surveiller : elle fera suspecter une contamination organique.

- **Magnésium.** Mg^{2+} est un paramètre sanitaire et de la dureté d'une eau. Souhaitable < 30 mg/l.

- **Sulfates.** SO_4^{2-} est un paramètre de protection du réseau. Au-delà de 250 mg/l ; risque d'irritation gastro-intestinales et conduit également à la dégradation des bétons. Souhaitable : < 200 mg/l , impératif < 400 mg/l.

- **Phosphates** : signe de pollution par les engrais ou les détergents. Souhaitable < 2 mg/l, impératif < 7mg/l.

- **Chlore libre.** Il est souhaitable de disposer en bout du réseau de traces de chlore ; ce chlore résiduel servira à oxyder les éventuelles M.O introduites accidentellement dans le réseau. Ceci devrait être obtenu avec 0,1 mg/l (maximum : 0,4 mg/l) au départ de distribution, juste après le réservoir.

- **Fer.** Sans aucun danger pour la santé, un excès de fer dans l'eau sera un désagrément pour les consommateurs : mauvais goût, couleur rouge, dépôt de rouille sur le linge et les équipements sanitaires. Le fer se trouve naturellement dans l'eau ou provient de la corrosion des conduites. Souhaitable < 0,1 mg/l ; impératif < 1 mg/l.

- **Manganèse.** Il donne un goût désagréable, une couleur marron, entraîne des dépôts noirâtres sur les matériaux en contact avec l'eau. bleue dans l'eau.

- **Autres éléments indésirables.** Cuivre : saveur désagréable, couleur bleue de l'eau .0, 05 à 1,5 mg/l. Zinc : saveur désagréable ; (toxique à dose très élevée) : 5 à 15 mg/l. Phénols : saveur désagréable (toxique à dose plus élevée) : 0,001 à 0,002 mg/l.

- **Autres éléments toxiques : immédiat ou à long terme (accumulation).**

❖ Plomb : cumulatif, toxicité à long terme (saturnisme). Il ne faut jamais utiliser des canalisations en plomb pour transporter de l'eau agressive. Souhaitable < 0,05 mg/l ; impératif < 0,1 mg/l.

❖ Cyanure : très dangereux, même mortel spécialement lorsque le pH est faible. Souhaitable < au seuil de détermination analytique ; impératif < 0,1 mg/l.

❖ Arsenic : toxicité immédiate élevée : souhaitable < 0,05 mg/l ; impératif < 0,2 mg/l.

- ❖ Chrome : très toxique, souhaitable < seuil de détermination analytique, impératif < 0,05 mg/l.
- ❖ Cadmium : cumulatif, toxicité à long terme. Souhaitable < 0,005 mg/l ; impératif < 0,01 mg/l.
- ❖ Mercure : cumulatif, toxicité à long terme. Souhaitable < 0,001 mg/l.
- ❖ Sélénium : impératif < 0,05 mg/l.
- ❖ Nickel : impératif < 0,05 mg/l.

II.2.3 Caractères microbiologiques.

Toutes les eaux contiennent des germes qui sont des organismes, souvent microscopiques appartenant aux règnes végétaux (algues, champignons) ou animaux (protozoaires, vers, bactéries, virus, ...). Les saprophytes existent dans le corps humain sans nuisance ; les pathogènes sont responsables de maladies infectieuses (typhoïde, cholera, poliomyélite,...).

- Germes témoins de contamination fécale.

- ❖ **Les coliformes fécaux** : les coliformes fécaux dont *Escherichia Coli*, sont des bons témoins, très spécifiques, d'une contamination fécale récente.
- ❖ **Les streptocoques fécaux** : d'origine fécale, ils sont plus résistants et seront plutôt les témoins plus anciens.
- ❖ **Les clostridium sulfito – réducteurs** : d'origine fécale probable, très résistants, ils feront suspecter une contamination encore plus ancienne.
- ❖ **Les coliformes totaux** : d'origine fécale possible, ils serviront de témoin confirmatif ou dans le cas d'une eau chlorée de test d'efficacité de traitement.
- ❖ **Les salmonelles** : ce sont les seules bactéries pathogènes dont la fréquence soit suffisante pour justifier son éventuelle recherche.
- ❖ On a l'habitude aussi d'identifier les **germes totaux** pour surveiller leur nombre d'une analyse, afin de se faire une idée sur les changements de composition de l'eau.

- Les normes microbiologiques.

➤ Eau distribuée sans traitement.

0 Salmonelle / 5 l

0 Coliforme fécal /100 ml

0 Streptocoque fécal /100 ml

0 Coliforme total /100 ml.

La présence de seul *clostridium* rendra l'eau suspecte et nécessitera une analyse de confirmation. Les germes totaux ne doivent pas de façon significative (moins de 10 fois le nombre de l'analyse précédente).

- Eau distribuée après traitement.

0 Salmonelle /5 l

0 Coliforme fécal /100 ml

0 Streptocoque fécal /100 ml

0 Coliforme total /100 ml

La présence de clostridium peut être tolérée dans une eau simplement désinfectée (résistance de ces germes au chlore) mais pas dans une eau filtrée.

A titre d'information, eau avant traitement pouvant à priori être potabilisée :

< 20 000 Coliformes fécaux/100 ml

< 10 000 Streptocoques fécaux /100ml

< 50 000 Coliformes totaux /100 ml.

Il est même souhaitable, pour des stations de traitement de technologie moyenne, de diviser ces chiffres par 10.

III. Les analyses d'eau.

Pour apprécier dans quelle mesure les caractéristiques d'une eau correspondent bien aux normes de potabilité définies par les réglementations, ou pour régler les paramètres du traitement, il convient de procéder à des analyses, effectuées par des laboratoires agréés. Toutefois, il est aussi utile de procéder à des tests rapides sur le terrain même : notamment pH, Cl₂, résistivité, O₂, température.

III.1 Types d'analyses.

Ces analyses sont classées en général en trois (3) catégories.

III.1.1 L'analyse compète (type I).

Il comporte la détermination des éléments indiqués suivant :

RESULTATS DE L'EXAMEN PHYSICO – CHIMIQUE

Eau de surface

Examen physique

Température de l'eau (mesure sur le terrain)

Turbidité

Résistivité

PH

Couleur

Analyse chimique

Oxygène cédé par KMnO₄ en milieu alcalin

Dureté totale

Titre alcalimétrique (TA)

Titre alcalimétrique complet (TAC)

Anhydride carbonique libre

Oxygène dissous

Chlore libre

Résidus sec à 105°C – 110°C

Résidu sec à 500°C

Etude de l'agressivité (essai sur marbre)

PH

Titre alcalimétrique (TAC)

Titre hydrotimétrique (TH)

1° CATIONS	mg/l	me/l	2° ANIONS	mg/l	me/l
Calcium			Carbonique		
Magnésium			Bicarbonique		
Ammonium			Chlore		
Sodium			Sulfurique		
Potassium			Nitreux		
Fer			Nitrique		
Manganèse			Phosphorique		
Aluminium					

Recherches spéciales :

Conclusion :

Le Directeur du laboratoire :

Conclusion à laquelle on ajoute la recherche de quelques toxiques indésirables et des germes témoins de contamination fécale.

III.1.2 L'analyse de surveillance : (type II)

PH, résistivité, TH, Cl^{-1} , matières organiques, NH_4^{+} , NO_2^{-} , NO_3^{-} , Cl_2 , bactériologie.

III.1.3 L'analyse de surveillance réduite : (type III)

PH, résistivité, Cl_2 , bactériologie.

III.2. Fréquence d'analyse.

Selon la nature d'eau, on conseille :

III.2.1 Analyse d'une eau destinée à être captée.

Pour une eau souterraine a priori bien protégée, un minimum de 2 à 3 prélèvements seront nécessaire avant de décider son captage et fixer les traitements à réaliser. Un prélèvement sera fait en période de sécheresse, un autre quelques jours après une grosse pluie.

Pour une eau souterraine moins bien protégée, ou une eau de surface, les prélèvements devront être multipliés afin de se faire une juste idée de la qualité de l'eau.

En règle générale, il s'agira d'analyses type I ;

III.2.2 Analyse d'une eau de distribution non traitée.

On conseille un minimum de 2 analyses type II au captage (période de sécheresse et pluvieuse) et en même temps une analyse type III en distribution au niveau des points représentatifs du réseau (surtout en extrémité).

III.2.3 Analyse d'une eau de distribution traitée.

Minimum : une analyse type II avant traitement durant la saison des pluies, et en même temps une analyse type III en distribution. Complété par une campagne d'analyse type II, en distribution pendant la saison sèche.

III.2.4 Au niveau d'une station de traitement.

Des analyses et des tests sont quotidiennement nécessaires pour régler son fonctionnement.

IV. Les traitements.

Les traitements de l'eau destinée à l'alimentation humaine, consisteront à corriger les caractères physiques, chimiques et microbiologiques d'une eau pour la rendre potable.

Les traitements seront plus ou moins complexes selon la nature de l'eau brute : une eau de barrage, de rivière devra être clarifiée et désinfectée ; l'eau de forage souvent simplement chlorée. Mais à ces schémas de base s'ajouteront parfois des traitements complémentaires pour la correction de certains défauts de l'eau : adoucissement, neutralisation, déferrisation ...

IV.1. La clarification.

Les matières contenues dans l'eau, surtout de surface, et qui la rendent trouble, ont des dimensions très variables : allant des flottants aux poudres les plus fines. Il s'agit de matières organiques. Leur élimination comprend plusieurs stades.

IV.1.1 Les prétraitements.

Ces opérations permettent d'éviter l'arrivée à la station et dans les pompes de gros objets charriés par l'eau brute.

- **Dégrillage** : il a pour objet d'arrêter les flottants dont les dimensions sont plus grandes. On utilise des séries de grilles inclinées dont les éléments sont espacés de 10 mm à 1 cm. Leur nettoyage périodique est nécessaire : se fait à la main ou mécaniquement pour les grosses stations.
- **Tamissage** : il s'agit d'une filtration sur toile métallique. Le diamètre de la toile conditionne la qualité du résultat : habituellement il est de 1 à 3 mm.

IV.1.2 La floculation.

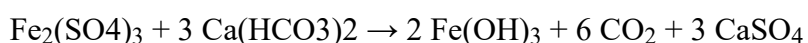
On pourrait penser, après prétraitements, filtrer l'eau pour la clarifier en éliminant les matières en suspension et les matières colloïdales qui la rendent trouble et colorés. Malheureusement les colloïdes, très petites, échappent à la décantation et à la filtration.

En effet, il s'agit de particules en suspension très petites (de l'ordre de 0,1 μm) toutes chargées électriquement et négativement : elles se repoussent donc mutuellement empêchant leur agglutination en un agrégat décantable ou filtrable.

La coagulation a pour objectif d'agglomérer les particules entre elles. Les colloïdes sont naturellement maintenus en suspension sous l'action des forces électrostatiques de répulsion. Pour rompre ces forces et déstabiliser les colloïdes, on injecte des réactifs appelés « coagulants » qui conduisent à la formation des précipités insolubles appelés « flocs » capable de décanter.

L'introduction d'un coagulant dans une eau naturelle généralement bicarbonatée calcique entraîne la réaction chimique suivante :

$\text{Me}^{3+} + 3 \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{Me}(\text{OH})_3 + 3 \text{CO}_2$; avec le métal Me. Soit pour le fer :

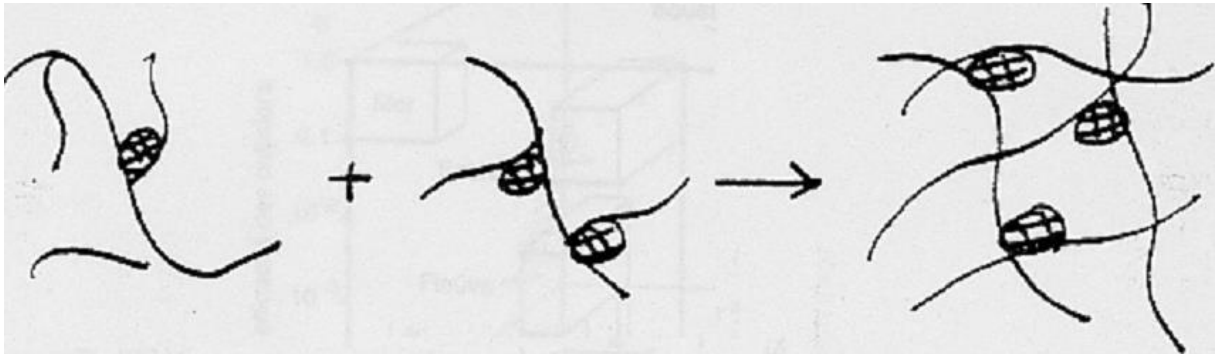


La floculation

La floculation a pour but de favoriser la réunion des particules en vue de la formation d'un floc aisément décantable. Pour qu'il en soit ainsi, la floculation doit accroître :

- le volume

- le poids
 - la cohésion ...
- ... des amas formés par les particules.



Représentation schématique de la formation de floc.

La floculation aura pour effet de rassembler en un précipité volumineux et dense les matières colloïdales contenues dans l'eau. Ce résultat est obtenu par l'introduction d'un produit coagulant (neutralisation électrique) et floculant (formation d'un précipité doué d'un pouvoir adsorbant élevé).

Il se produit :

- ✓ Une neutralisation des charges négatives des particules colloïdales par des cations (+) du sel coagulant. Ce qui permet aux particules de sédimenter.
- ✓ Un rassemblement des flocons épars : le floculant sert d'agent de cohésion pour capter par simple effet de collage les particules. Le choix du floculant et la détermination optimale de son dosage dépendent des caractéristiques physico – chimiques de l'eau et surtout de son pH. Le dosage est déterminé expérimentalement en laboratoire (jar test).

Les floculants les plus employés sont le sulfate d'alumine, le sulfate ferrique ou ferreux, le chlorure ferrique.

Exemple : $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow \text{Al}^{3+}$

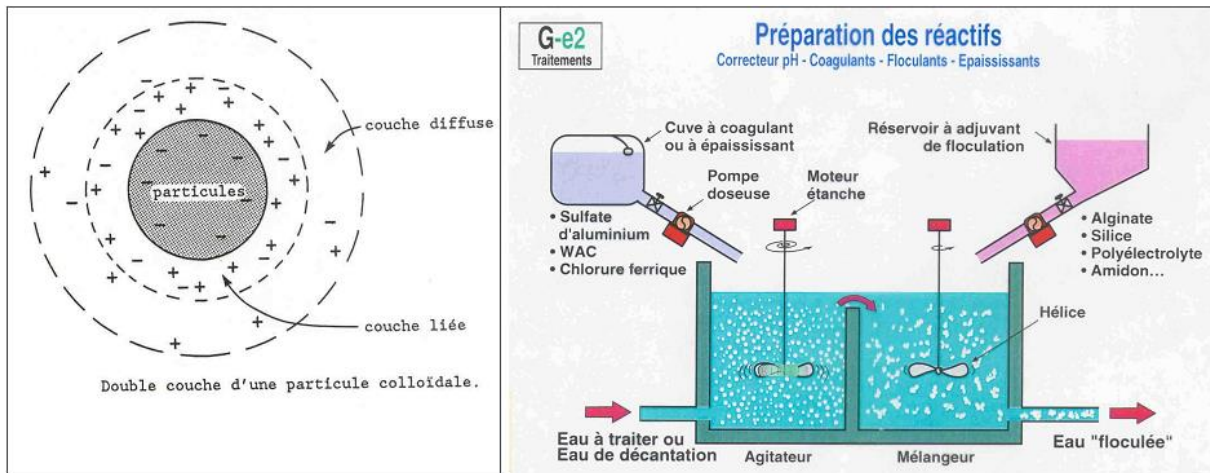
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$

On remarquera que la réaction de dissolution dans l'eau est une réaction acide. On injectera donc simultanément une base (chaux, soude, carbonate de sodium) pour neutraliser le milieu (sinon les hydroxydes métalliques formés risquent de se redissoudre).

Pour favoriser le grossissement du floc, ainsi que sa décontabilité, on peut ajouter un adjuvant : silice activée, argiles, alginate de sodium ...

Pour obtenir une bonne floculation, il est nécessaire de créer pendant quelques minutes un mélange énergétique au moment de l'introduction des réactifs dans l'eau à traiter. Pour cela il

faut maintenir, après un brassage rapide (1 mn) une agitation (40 tr/mn) pendant quelques minutes (10 à 15 mn). Cette opération peut avoir lieu dans un flocculateur séparé (de plus en plus rare) ou dans un premier compartiment du décanteur.



Les tests effectués au laboratoire porte sur :

- le choix des produits de traitement ;
- les doses qu'il convient d'utiliser ;
- les conditions opératoires.

Les moyens dont disposent les chimistes pour atteindre ces objectifs reposent essentiellement sur le Jar-test.

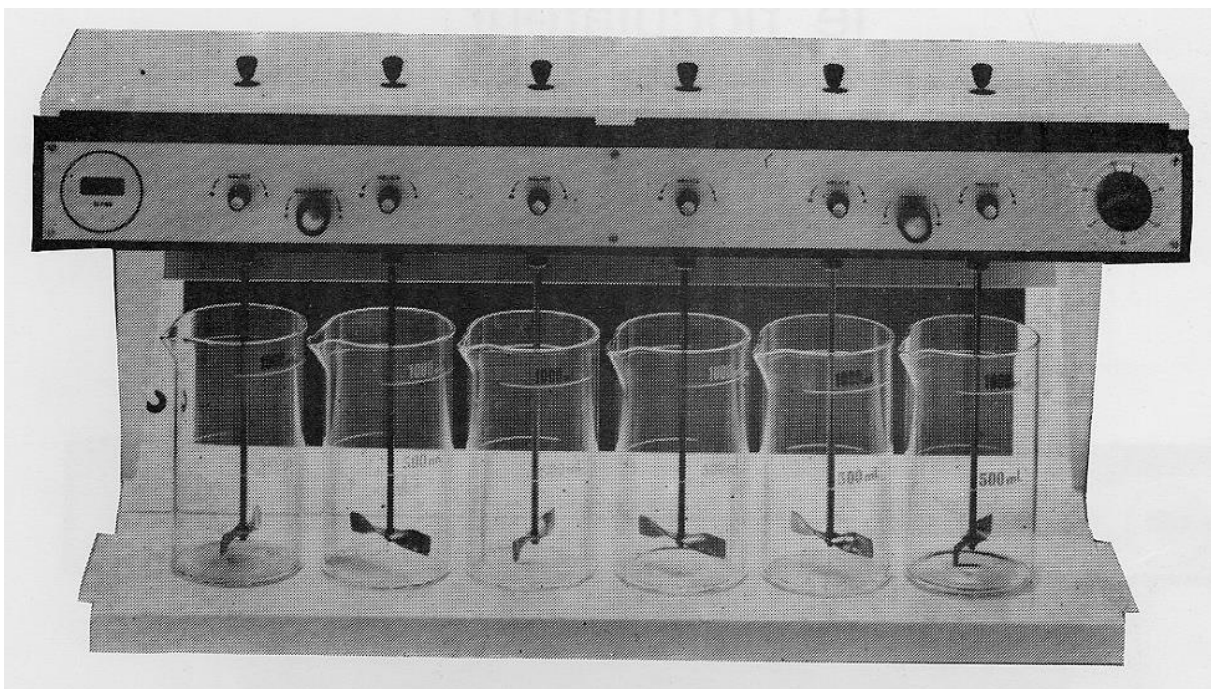


Photo du Jar-test.

D'utilisation universelle, le Jar-test est un appareil de conception extrêmement simple. Il est constitué par un micro-floculateur à chambres multiples, des béciers de 1 litre, dans lesquels on introduit l'eau à traiter et les réactifs.

Pour un même réactif, dont la concentration varie d'un bécier à l'autre, on procède à des tests de floculation dans des conditions identiques, notamment en ce qui concerne l'agitation.

On peut ainsi effectuer toute une série d'essais, en modifiant la nature du réactif, les doses utilisées, les conditions opératoires, pH essentiellement.

Les observations visuelles concernant la formation et la cohésion du floc permettront de déterminer le traitement le plus adapté à une eau donnée.

IV.3 La décantation.

La décantation devrait permettre le dépôt des particules en suspension dans l'eau, soit que ces particules préexistent dans l'eau brute, soit qu'elles résultent de la floculation.

Pour que les particules se déposent, décantent, le débit d'alimentation du décanteur doit être constant et tel que la vitesse ascensionnelle de l'eau soit inférieure à la vitesse de chute des particules.

On distingue deux grands procédés de décantation :

IV.3.1 La décantation statique.

Elle s'opère au sein d'un milieu tranquille, où la vitesse de circulation de l'eau est faible et constante : $v_{asc} \leq 1 \text{ m/h}$: de l'ordre de 0,5 à 1 m/h.

Donc la surface du décanteur est au moins égale (en m²) au débit horaire à traiter (en m³/h). Les bassins sont circulaires ou rectangulaires. Les petits décanteurs (moins de 20 m³/h) comportent des fonds à 45° ou 60° pour permettre l'évacuation gravitaire continue des boues décantées vers une fosse située au point bas.

Pour les décanteurs plus importants, les fonds sont peu inclinés et un système de raclage (2 à 3 tr/h ou 1 cm/s) permet de rassembler les boues vers une fosse de concentration d'où elles sont périodiquement vidangées.

IV.3.2 La décantation accélérée.

Les boues qui sédimentent dans les décanteurs statiques sont composés des matières en suspension et des composés colloïdaux initialement contenus dans l'eau brute, augmentée de la masse d'hydroxyde métallique du floculant. Ces boues possèdent un pouvoir rémanent qu'on pourrait mettre à profit pour diminuer la consommation du réactif au niveau de la floculation ou pour améliorer le rendement de la décantation.

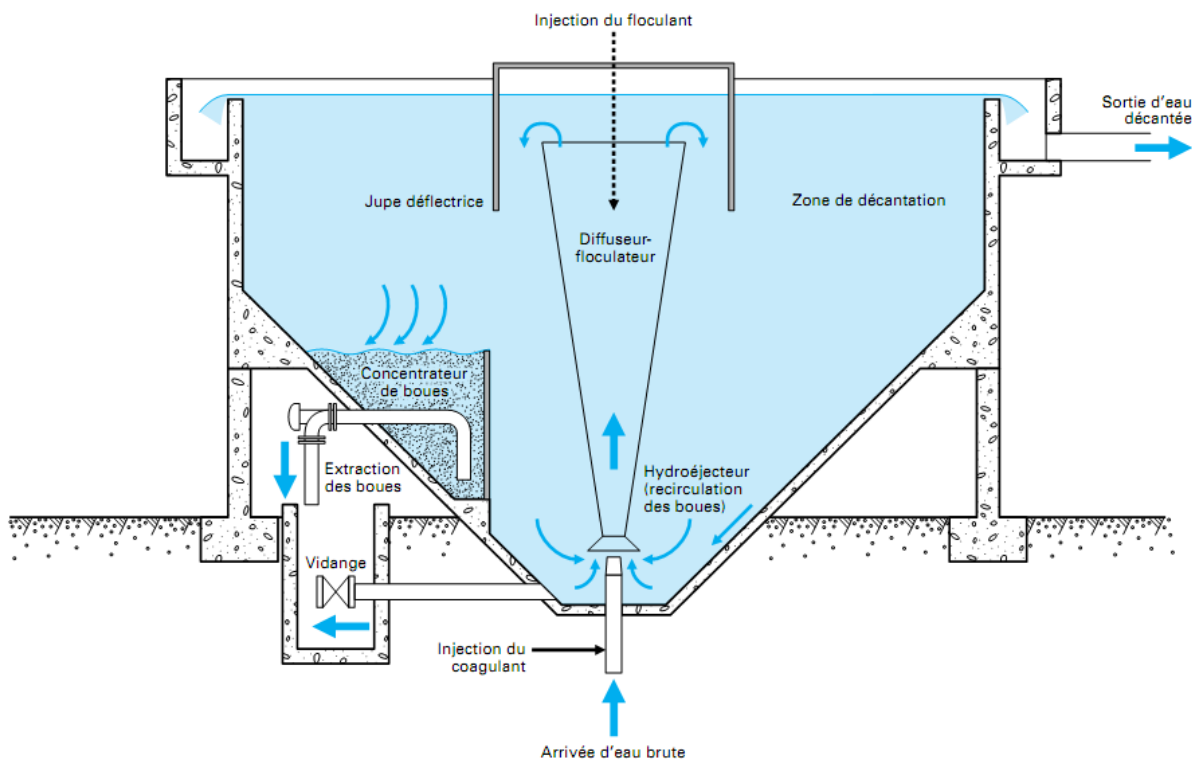
Deux moyens peuvent être employés pour assurer entre l'eau floculée et les boues décantées :

- Les décanteurs à recirculation des boues : type Accelator.

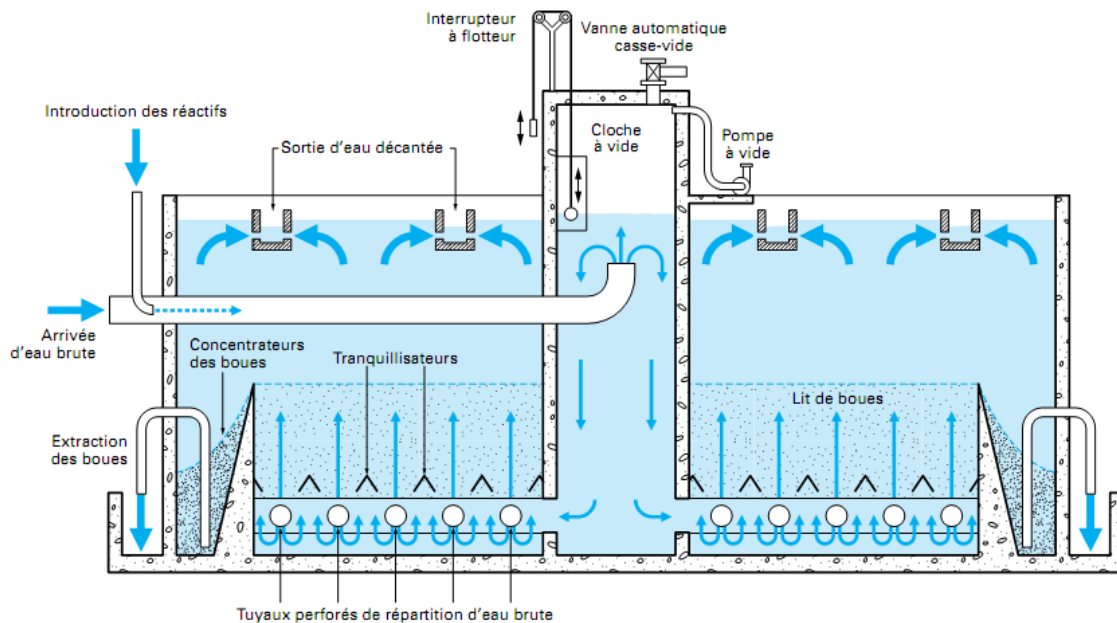
Le contact se fait par recyclage des boues (entraînement par turbine ou système de tuyère pavillon). La surface d'un tel décanteur peut être réduite au 1/4 et même au 1/5 du débit horaire de l'eau à traiter ($V_{Asc} = 4 \text{ à } 5 \text{ m/h}$).

- Les décanteurs à lits de boues : type Pulsator.

On fait passer les eaux brutes ayant reçu les réactifs de floculation au travers d'un lit de boues formé au préalable. On obtient un bon résultat en admettant l'eau à traiter d'une façon discontinue, selon un mouvement pulsé. Pour ces décanteurs $V_{Asc} = 5 \text{ à } 8 \text{ m/h}$.



Décanteur type accelator.



Décanteur type pulsator.

IV.4 La filtration.

La filtration est une opération dont le but est de séparer une phase continue (liquide ou gazeuse) des matières solides ou liquides (phase dispersée) qui y sont présentes en suspension.

L'eau décantée n'est pas exempte de matières en suspension. Les dernières particules seront retenues par passage au travers d'une ou plusieurs couches de matière poreuse (souvent sable). On distingue trois processus différents, mais pouvant agir simultanément :

- Constitution d'une membrane biologique : le matériau filtrant sert de support à des microorganismes (algues essentiellement) qui se nourrissent des impuretés contenues dans l'eau sous forme dissoute ou colloïdale.
- Adsorption des matières colloïdales sur la surface du matériau.
- Fixation mécanique des matières solides contenues dans l'eau et dont les dimensions sont plus importantes que celles des vides du matériau poreux.

La rétention des matières solides et le développement de la membrane biologique provoque une obstruction progressive des pores de la matière filtrante. Ce colmatage entraîne une

augmentation des pertes de charge de l'eau à travers les filtres et donc une réduction du débit pour une charge constante.

Suivant la vitesse de percolation à travers le filtre, on distingue :

➤ Filtres ouverts.

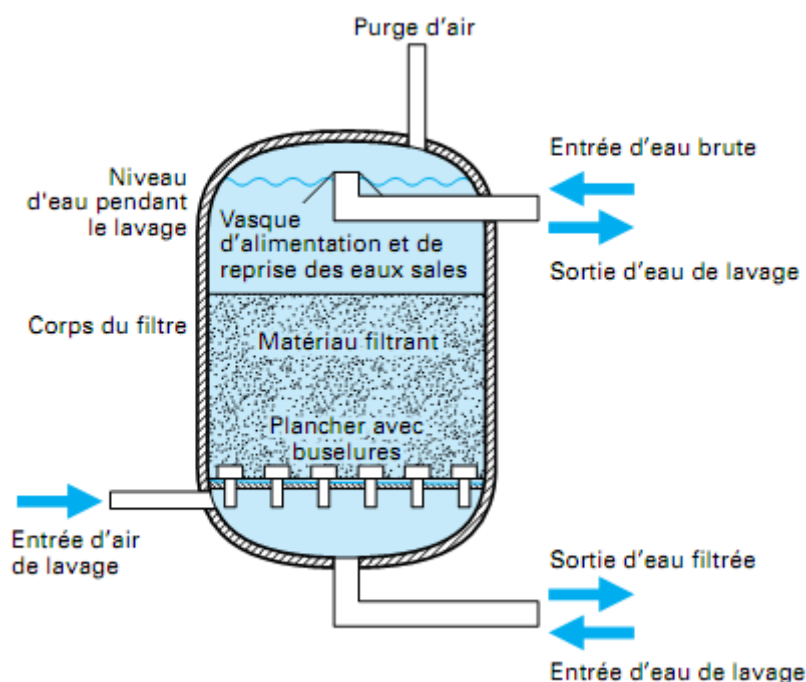
Filtres rapides 5 à 10 m/h.

La plupart des installations filtrantes destinées à l'alimentation en eau potable ainsi que bon nombre d'installation de clarification d'eau industrielles ou résiduaires de fort débit, utilisent des filtres ouverts en général en béton.

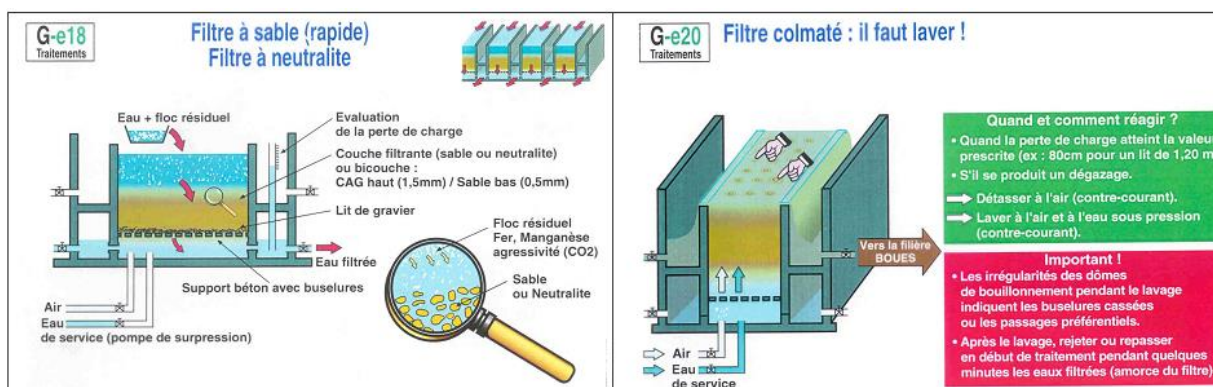
Suivant les cas, l'eau à filtrer ne reçoit au préalable aucun réactif, est simplement coagulée sans phase de décantation, ou bien est coagulée.

➤ Filtres sous pression.

Ces filtres sont en général métalliques. Ils comportent des matériaux filtrants dont la granulométrie et la densité doivent être compatibles avec l'importance des vitesses de retour d'eau de lavage qu'il est nécessaire de prévoir pour leur mise en expansion. La couche filtrante est supportée par des lits successifs de matériaux d'une granulométrie croissante vers le bas, la reprise d'eau filtrée s'effectuant par un collecteur perforé, noyé dans la couche de granulométrie la plus forte.



Filtre vertical métallique lavé sous l'air et à l'eau.



IV.5.La désinfection.

Si la filtration peut assurer une épuration bactériologique non négligeable, elle doit cependant être suivie d'une désinfection, ne serait – ce que pour faire face aux pollutions sur le réseau.

On distinguera la désinfection, qui est une élimination des germes dangereux, de la stérilisation, destruction complète de tous les microbes (presque impossible à obtenir au stade industriel).

IV.5.1. Le chlore et ses dérivés.

Le chlore est un oxydant puissant et un désinfectant efficace. Dans les conditions normales, le chlore est un gaz jaune verdâtre, irritant pour les yeux, la peau et les muqueuses. Sa densité par rapport à l'air est de 2,49 et sa solubilité dans l'eau est de l'ordre de 7 g/L. Le chlore présente de multiples degrés d'oxydation comme le montre le tableau :

Degré d'oxydation	Anions	Acides	Sels	Divers
-1	Cl^-	Chlorhydrique	Chlorures	
0				Chlore
+1	ClO^-	Hypochloreux	Hypochlorites	
+3	ClO_2^-	Chloreux	Chlorites	
+4	ClO_2			Dioxyde de chlore
+5	ClO_3^-	Chlorique	Chlorates	
+7	ClO_4^-	Perchlorique	Perchlorates	

▪ L'état de chlore dans l'eau.

L'état du chlore dépend du pH. Si le $pH \leq 5$. Tout le chlore est à l'état moléculaire Cl_2 . Si le pH est compris entre $5 \leq pH \leq 6$: tout le chlore est sous forme d'acide hypochloreux $HClO$. Si le $pH \geq 10$; tout le chlore est sous forme d'hypochlorite ClO^- .

Dans les eaux de consommation, le pH est compris entre 6 et 10 ; on a un mélange d'acide hypochloreux et d'ions hypochlorite.



La proportion d' $HClO$ et de ClO^- dépend du pH:

pH = 6,5: 90 % HClO 10% ClO⁻

pH = 7: 75 % HClO 25 % ClO⁻

pH = 7,5: 50 % HClO 50 % ClO⁻

pH = 8: 25 % HClO 75 % ClO⁻

pH = 8,5: 10 % HClO 90 % ClO⁻

La forme réellement active du chlore est l'acide HClO. En d'autres termes, le chlore sera plus actif à pH = 7 jusqu' à pH = 8 par exemple, et totalement inactif pour pH ≤ 5 et pH ≥ 10.

En solution aqueuse Cl₂, HClO, ClO⁻, sont instables car susceptibles d'oxyder l'eau ; compte tenu des potentiels redox des couples formés. L'eau peut en effet s'oxyder selon la réaction : $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$; avec E(H₂O/O₂) = +1,23 V .

Nous savons que pour qu'une telle réaction ait lieu, il faut que le potentiel redox du couple qui sera opposé à celui de l'eau lui soit supérieur. Or dans le cas qui nous concerne les couples redox antagonistes sont : $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$: E = +1,39 V

$2 \text{HClO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$: E(ClO⁻/Cl₂) = +1,61 V.

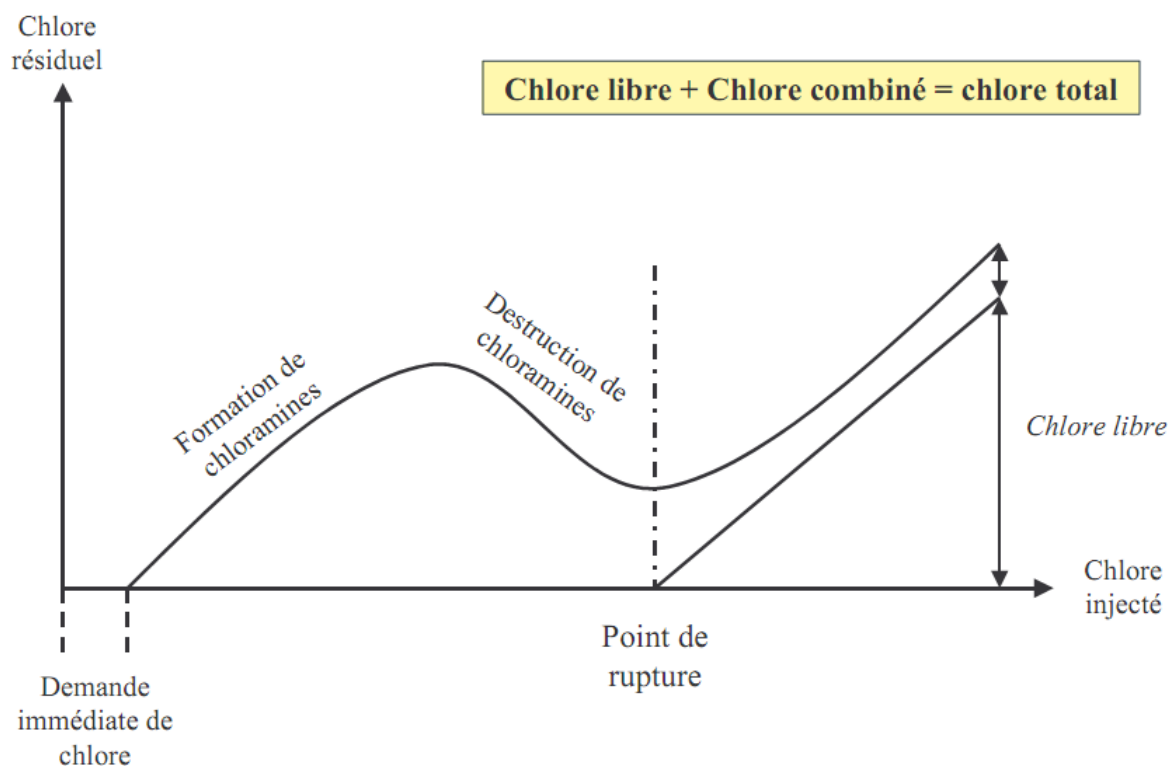
Les potentiels redox étant supérieurs à celui de l'eau, celle-ci sera oxydée par Cl₂ et HClO. Du fait de cette oxydation, les solutions de chlore et d'hypochlorite se conservent assez mal.

On parle de chlore actif : HClO, de chlore libre : HClO + ClO⁻ et de chlore total : HClO + ClO⁻ + Chloramines ;

En effet, dans une eau non totalement pure, le chlore s'attaque tout d'abord aux composés réducteurs (nitrites, sulfures) dans l'eau pour donner des composés chlorés appelés chloramines.



Ceci conduit à dire que : les composés réducteurs, les matières organiques et l'ammoniac « mangent » le chlore introduit. Un excès de chlore détruira ces chloramines formées.

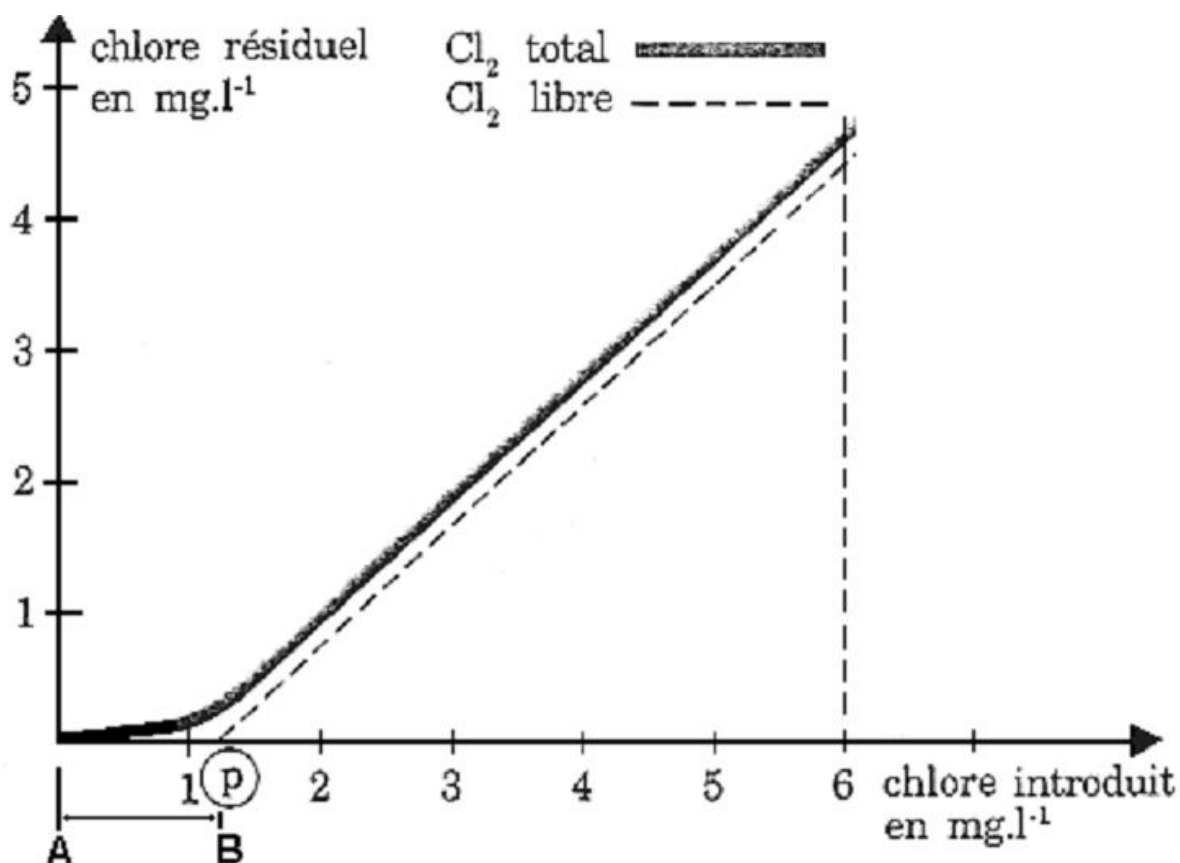


Ce n'est qu'au-delà de ce point de destruction des chloramines (BREAK POINT) que subsisteront dans l'eau HClO et ClO^- , donc que le chlore sera réellement désinfectant pour les matières organiques.

Demande en chlore

Si on ajoute des doses croissantes de chlore à une eau exempte d'ammoniaque et de ses dérivés, on fait les observations suivantes :

- au début, l'eau consomme le chlore au fur et à mesure de son introduction, c'est-à-dire que l'on ne trouve pas traces de chlore « libre » dans l'eau ;
- après ajout d'une certaine quantité de chlore, il apparaît à un certain moment un résiduel, c'est-à-dire du chlore libre dont la concentration croît au fur et à mesure que l'on continue à introduire le chlore. Le graphique suivant montre l'évolution de la concentration du chlore résiduel en fonction du taux de chlore utilisé.



La partie AB correspond à la consommation du chlore par les diverses substances oxydables présentes dans l'eau.

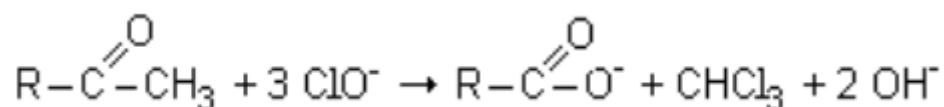
On l'appelle demande en chlore, et c'est seulement lorsque cette dernière aura été satisfaite que le chlore pourra jouer son rôle bactéricide.

Dès l'instant que la demande en chlore est satisfaite, l'excès de chlore ajouté reste à l'état de chlore libre.

Dans le cas d'une eau contenant de l'ammoniaque ou ses dérivés tels les amines, l'aspect de la courbe est tout autre (figure précédente).

Les haloformes.

La présence dans les eaux de méthylcétones ou de composés susceptibles d'en fournir par oxydation, conduit à la formation de dérivés trihalogénés appelés « haloformes », en raison de l'analogie qu'ils présentent avec le chloroforme CHCl_3 . La réaction de base dans la genèse des haloformes s'écrit :



Outre CHCl_3 , on peut trouver les haloformes CHBrCl_2 (dichlorobromométhane), CHBr_2Cl (dibromochlorométhane), CHICl_2 (dichloriodométhane), etc.

La présence de l'iode et du brome dans ces trihalogénures s'explique par le caractère très électronégatif du chlore ; ce qui permet à ce dernier de déplacer les deux éléments cités de certaines de leurs combinaisons, telles les iodures et bromures.

En présence de traces de phénols ou de composés de même nature, la stérilisation au chlore confère à l'eau une saveur extrêmement désagréable suite à la formation de chlorophénols.

Facteurs intervenant dans l'efficacité de la chloration.

- Le pH : on l'a vu, plus le pH est bas, plus le chlore agira facilement.
- La durée de contact : le chlore doit être en contact 2 h avec l'eau pour agir sur les germes et perd son efficacité au bout de 48 h. Dans le calcul du volume optimal d'un réservoir on devra vérifier que ces deux conditions sont bien remplies.
- La composition de l'eau : le chlore étant un oxydant, les substances réductrices (notamment les matières organiques et NH_4) l'utiliseront ; ce qui diminue le chlore restant (chlore résiduel) pour détruire les microorganismes.

Détermination du dosage du chlore.

Si l'on introduit dans l'eau des doses croissantes de chlore et qu'on recherche au bout de 2h la dose de chlore résiduel (mesure colorimétrique) on constate que cette dose résiduelle, au lieu d'augmenter régulièrement, passe par un maximum, puis décroît, passe par un minimum et croît ensuite proportionnellement à la quantité introduite.

En effet le chlore produit d'abord des composés d'addition avec les matières organiques et azotées de l'eau, composés qui sont eux même détruits par une dose de chlore plus forte.

Le break point est la dose de chlore correspondant au minimum de la courbe et pour laquelle il ne subsiste plus de composés d'addition chlorés dans l'eau.

Comme ce sont ces composés qui dégagent des mauvais goûts et odeurs, et dont le pouvoir désinfectant est faible, le « break point » est la dose pour laquelle le goût est minimum, la décoloration la plus complète, l'action désinfectante commence. Les eaux pauvres en matières organiques et azotées ne présentent pas de break point.

Mise en œuvre de la chloration.

- Pour avoir un pouvoir désinfectant suffisant, il faudra introduire dans l'eau une dose de chlore dépassant le break point, et de façon à avoir 0,1 à 0,4 mg/l de chlore actif résiduel. Ceci se fera à la fin de chaîne de traitement.
- De plus le chlore ayant une action oxydante sur les matières organiques et azotées, on peut faire subir à l'eau un pré chloration. Du même coup on réalisera une première action bactéricide et algicide évitant un colmatage trop rapide des filtres.

IV.5.2. Le chlore gazeux (Cl₂).

Le chlore est un gaz jaune verdâtre, suffocant, oxydant. Il est corrosif en présence d'humidité et s'attaque aux métaux usuels. Il est livré sous forme liquide, dans des bouteilles métalliques contenant 2 à 50 kg de chlore. L'état liquide est surmonté d'une phase gazeuse sous pression.

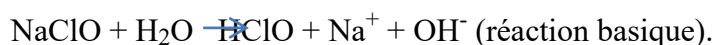
Le principe de la désinfection au chlore consiste à dissoudre ce gaz par barbotage dans de l'eau, et d'introduire ce jus coloré dans l'eau à traiter selon la dose prescrite (environ 2 g/l).



IV.5.3L'eau de Javel (NaClO).

Les solutions d'hypochlorite de sodium, communément appelées « eaux de Javel », sont caractérisées par leur teneur en chlore actif. Cette teneur est exprimée en degrés chlorométriques, encore appelés degré GAY LUSSAC.

Il s'agit d'un liquide jaunâtre livré en bidon plastique, wagon ou camion-citerne. Il est fabriqué par électrolyse d'une solution de chlorure de sodium. Dans l'eau :



Les solutions d'eau de Javel sont caractérisées par leur teneur en chlore libre qui s'évalue en degré chlorométrique : 1°chlorométrique = 3,17 g de chlore libre par kg d'hypochlorite de sodium. On trouve habituellement des solutions à 7°, 12°, 24°, 36°, 48°.

Exemple : 1l d'eau de Javel à 48° contient : $3,17 \times 48 = 152$ g de chlore libre.

NB : l'eau de Javel étant un produit instable, il faut le stocker à l'abri de la lumière, dans des récipients contenant un excès de soude, et préparer sa dilution éventuellement pas plus de 24 h à l'avance.

IV.5.4L'hypochlorite de calcium (Ca(ClO)₂).

L'hypochlorite de calcium se présente sous forme d'une poudre blanche contenant de 65% à 70% de chlore libre. Elle sera dissoute dans de l'eau habituellement aux environs de 1 kg pour 100 L (6,5 à 7 g/l) de chlore libre. Cette eau chlorée est injectée dans le réseau, comme l'eau de Javel à l'aide d'une pompe doseuse.



IV.5.5 L'ozone (O₃).

L'ozone est un gaz incolore, d'odeur forte et typique, lourd, instable. Il est produit sur place à partir de l'oxygène de l'air sec circulant entre 2 plaques conductrices soumises à

une forte différence de potentiel (15 à 20 000 V). La réaction est exothermique, aussi faut-il refroidir les ozoneurs.



C'est un oxydant très énergique et il sera utilisé pour éliminer ou détruire :

- Les polluants classiques (fer, Mn, MO) ; pas les matières azotées.
- Les composés responsables de la détérioration du goût, de la couleur ou de l'odeur des eaux ;
- Les micropolluants organiques (détergents, phénols, hydrocarbures, pesticides.
- Et bien sûr les bactéries et les virus (très bon rendement pour un temps de contact bref 5mn à des doses de l'ordre de 0,5 g/m³.

En revanche, il ne réagit pas avec l'ammoniaque et ne permet de l'éliminer. Il présente par ailleurs l'inconvénient de produire des bromures quand l'eau brute contient du brome. Ce qui pose des problèmes vis-à-vis du respect de la norme de 10 µg .l⁻¹ fixé par la réglementation.

IV.5.6 Autres procédés de désinfection.

- L'ébullition.

C'est un procédé simple, efficace même sur les formes résistantes des germes mais à réserver pour des traitements au niveau domestiques. 10 à 20 mn d'ébullition mais attention du goût (O₂ et CO₂).

- Le permanganate de potassium.

C'est un oxydant plus puissant que le chlore mais il est relativement coûteux. Il est surtout utilisé en prétraitement pour l'élimination du manganèse dans l'eau ;

Du fait de sa plus faible efficacité désinfectante que le chlore le KMnO₄ n'est pas utilisé à titre dans un stationnement de traitement.

Dose de 30 mg/l avec un temps de contact de 24 h.

Le Mn est présente dans l'eau sous les formes suivantes :

- Mn²⁺ : forme réduite et dissoute
- Mn⁴⁺(MnO₂) : forme oxydée et précipitée qui donne une couleur noire à l'eau
- Mn⁶⁺(MnO₄⁻) : forme oxydée et dissoute qui donne une couleur rose à l'eau
- Libre ou complexée.

D'une manière générale, le passage de l'état Mn²⁺ à l'état MnO₂ nécessite une oxydation puissante par du dioxyde de chlore, du permanganate de potassium ou de l'ozone à un pH > 7.

Avec KMnO₄, les couples redox mis en jeu sont : MnO₄⁻ / Mn²⁺ et MnO₂/Mn²⁺

L'équation bilan s'écrit : $2 \text{MnO}_4^- + 3 \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 5 \text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+$.

La démanganisation biologique est également possible avec une élimination rapide et complète.

- Rayonnements ultraviolets.

L'effet bactéricide de la lumière est bien connu : il est dû aux UV surtout ceux de longueur d'onde 200 à 300 nm.

Au stade industriel on utilise des lampes à vapeur de mercure à très basse pression qui soumises à une décharge électrique produisent des UV. L'eau à désinfecter, qui doit être limpide en couche mince au voisinage de la lampe.

Les avantages sont nombreux : pas de goût, pas de modification chimique, meilleur effet germicide. Inconvénients : plus cher (consommation électrique : 40 Wh/m^3), besoin d'une eau très limpide, pas de rémanence.

V. Les traitements complémentaires.

A côté des traitements de base que sont la clarification et la désinfection, existent souvent des traitements particuliers.

V.1 La déferrisation.

Le fer provient du lessivage du sol par les eaux : la pyrite (FeS_2) est oxydée par des bactéries ferrugineuses en sulfate ou en carbonate ferrique.

Les besoins humains sont de 1 à 2 mg de fer par jour et les excès sont inoffensifs.

- Déferrisation par aération.



Au stade industriel, le traitement se fait en continu par pulvérisation d'eau dans l'air ou insufflation d'air dans l'eau (appareils sous pression). L'hydrogène ferreux formé devra être retenu par un filtre.

- Déferrisation par oxydation.

On utilise un oxydant plus puissant que l'oxygène de l'air : chlore, ozone injecté avant la filtration. Ce traitement plus cher en réactifs sera réservé aux cas où l'emploi d'oxydant est utile pour éliminer simultanément un autre polluant.

- Déferrisation par précipitation.

On peut par addition d'une base (comme la chaux ou la soude) faire précipiter directement l'hydroxyde ferreux sans oxydation préalable :



Cette solution s'applique principalement aux eaux très riches en fer (> 5 mg/ l) qu'il serait difficile d'oxyder directement. On termine la déferrisation par de l'air pour éliminer les dernières traces de fer.

Précipitation → décantation → oxydation → ~~filtration~~ → ~~désinfection~~.

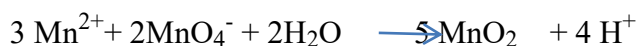
- Déferrisation du fer colloïdal.

Sous sa forme la plus complexe, quand il s'agit de traiter du fer colloïdal souvent associés à des humâtes, l'installation sera complétée par une floculation soignée avec des adjuvants comme les alginates de sodium.

V.2. Démanganisation.

Le manganèse de l'eau provient de la dissolution chimique ou microbiologique de composés terreux manganifères ou de la dégradation des matières végétales et animales.

Au-delà de 0,5 mg/l le manganèse est intolérable : goût, couleur, dépôt.



Le bioxyde de manganèse formée sera arrêtée par filtre (souvent un filtre de pyrolusite : minéral naturel constitué de MnO_2).

Le chlore au break point facilite l'élimination du Mn. Les doses des réactifs à utiliser résultent d'essais (théoriquement 2 mg de KMnO_4 par mg de Mn).

V.3. Adoucissement.

Par adoucissement, on vise à minimiser les effets du calcium et magnésium, en particulier :

- ✓ L'obstruction progressive des canalisations par du tartre, surtout des tuyauteries soumises à des températures élevées (serpentin de chauffe-eau).
- ✓ Les consommateurs trop grands de savon.

Le principe consiste à transférer les ions indésirables de l'eau brute vers un support insoluble (la résine).



Exemple de l'échange cationique .

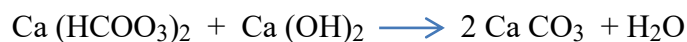


(1) Est le traitement du vin tel qu'il est pratiqué dans certains pays et (2) est le procédé d'adoucissement de l'eau.

Adoucissement par décarbonation.

L'adoucissement par résine ne peut être appliqué aux eaux fortement calciques, à cause des teneurs excessives en sodium qu'il entraîne.

Il faut éliminer le calcium sans le remplacer et c'est le but de la décarbonation qui se fait le plus souvent à l'aide de chaux (ou de la soude).



On sépare ensuite les boues formées par décantation puis filtration.

V.4. Neutralisation.

Certaines eaux contenant du CO₂ en excès et de pH acide, sont agressives vis-à-vis du CaCO₃ et corrodent rapidement les canalisations en acier, en plomb ou en cuivre. On est donc amené à éliminer le gaz carbonique d'une eau ou à neutraliser les effets de celui-ci pour éviter l'attaque des canalisations.

➤ Neutralisation par dégazage.

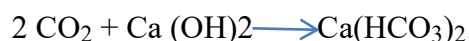
On peut faire ruisseler ou pulvériser l'eau dans l'air, ou faire barboter de l'air dans l'eau acide.

Ces solutions sont intéressantes lorsque les teneurs en CO₂ sont très élevées, mais on n'arrive pas à éliminer les dernières traces de gaz qu'il faut alors neutraliser chimiquement.

➤ Neutralisation chimique.

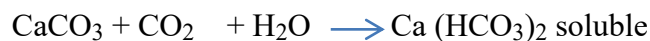
Elle se fera souvent en fin de traitement sauf si elle est associée à d'autres traitements sauf du fer en grande excès, avant la décantation.

Pour les grandes installations, la neutralisation se fera par la soude ou la chaux, souvent la valeur initiale du TH :



➤ Reminéralisation.

La mise en œuvre de la neutralisation chimique est délicate lorsque la teneur en CO₂ varie sans cesse dans l'eau brute. On préfère alors faire percoler l'eau acide sur du marbre (CaCO₃), ou mieux du lithotame (squelette fossile d'animaux marins : 85 % de CaCO₃, 14 % de MgCO₃ et des oligoéléments). Ceci permet de livrer à la consommation une eau en équilibre avec la partie protectrice intérieure des canalisations.



Au fur et à mesure le marbre ou le lithotame sont érodés; il faut donc regarnir régulièrement le système en matériaux.

V.5 Elimination des matières azotées.

- NH_4^+

L'ammonium est difficile à oxyder. A faible dose on utilisera du chlore au-delà du break point pour former et détruire les chloramines.



Au-delà, on recherchera une nitrification sur filtre sec avec ajout de nutriments phosphatés.

- NO_2^-

L'ion nitrite s'oxyde facilement par le chlore ou l'ozone.

- NO_3^-

L'ion nitrate sera éliminé par résines échangeuses d'ions ou par dénitrification ($\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2$) grâce à des bactéries anaérobies et apport d'une source de carbone (méthanol).



Elimination des nitrates des sources d'eau est dangereuse pour la santé des enfants.

V.6 Elimination des odeurs et des goûts.

Le meilleur procédé est l'utilisation du charbon actif. Celui-ci est un adsorbant très puissant, à grande surface spécifique (700 – 1500 m²/g).

Il sera utilisé :

- En poudre mélangée à l'eau (grains de 10 à 50 μ) ensuite éliminée par filtration sur sable, donc pas de régénération du charbon actif.
- En grain : l'eau à traiter est filtrée sur charbon actif. Le charbon pourra être lavé, régénéré à la chaleur, donc réemployé.

TRAVAUX DIRIGES

Exercice 1

- a) Donnez l'ordre dans lequel devraient se dérouler les diverses opérations de prétraitement pour une eau destinée à la consommation et pour chacune d'elles rappelez brièvement l'objectif recherché.

- b) Quelle est le but de la coagulation ? En quoi consiste-t-elle ? Vous utiliserez dans votre argumentaire les termes suivants tout en les explicitant : colloïdes, déstabilisation, attraction et répulsion, barrière de potentiel.
- c) Quel est l'objectif de la floculation ?
- d) Expliquez pourquoi une agitation rapide est souhaitable lors des opérations de coagulation alors qu'une agitation modérée l'est dans le cas de la floculation.

Exercice 2

- 1) Ecrire les réactions conduisant à l'hydrolyse du chlore à partir du chlore gazeux, de l'eau de javel, de l'hypochlorite de calcium.
- 2) Expliquer pourquoi les résultats de la désinfection dépendent étroitement de la valeur du pH.
- 3) Tracer l'allure du graphique donnant le chlore résiduel en fonction du chlore ajouté, dans les cas suivants :
Il n'y a pas de pollution
La pollution ne contient aucun dérivé ammonié.
La pollution contient des dérivés de ce type.
- 4) Expliquer à partir de ces graphes ce qu'on appelle :
La demande en chlore
Les chloramines
Le point critique.
- 5) Quels sont les avantages et les inconvénients des divers procédés de chloration ?
D'une façon générale par rapport à l'ozonation ?
D'une façon relative, les uns les autres.
Quels sont les produits susceptibles de se former lors de la chloration ?

Exercice 3

L'analyse d'un échantillon d'eau d'un fleuve a donné :

$\text{Na}^+ = 12,5 \text{ mg/l}$ $\text{K}^+ = 1,4 \text{ mg/l}$ $\text{Ca}^{2+} = 41,0 \text{ mg/l}$ $\text{Mg}^{2+} = 9,3 \text{ mg/l}$
 $\text{HCO}_3^- = 115 \text{ mg/l}$ $\text{Cl}^- = 30,0 \text{ mg/l}$ $\text{SO}_4^{2-} = 27,2 \text{ mg/l}$

- 1) Exprimer les concentrations en Ca^{2+} et Mg^{2+} en meq/l et en mg/l de CaCO_3 .

- 2) Déterminer la dureté calcique et la dureté magnésienne en °f
- 3) En déduire la dureté totale de cette eau en meq/l, mg/l de CaCO₃ et en °F.
- 4) Quelle est la dureté temporaire et sa dureté permanente en meq et en °F.

Exercice 4

Une simple aération se révélant insuffisante pour oxyder le fer ferreux contenu dans une eau. On décide d'avoir recours au chlore pour cette opération. La réaction d'oxydation (non équilibrée) s'écrit : $\text{FeSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{CaCl}_2 + \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2$

- 1) Ecrire les deux couples redox qui interviennent et équilibrer l'équation d'échange d'électrons.
- 2) Calculer à partir de l'équation électronique la quantité théorique de chlore qu'il faut utiliser pour oxyder 1 mg de fer ferreux.
- 3) Expliquer pourquoi l'oxydation par le chlore conduit à une diminution du pH de l'eau traitée
- 4) Sachant que l'oxydation de deux (2) Fe^{2+} nécessite l'intervention de 3 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, équilibrer l'équation chimique totale.

Exercice 5

L'analyse d'une eau « Cristal » et « Excel » a fourni les résultats suivants :

Ions (mg/l)	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Cl ⁻¹	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻
Cristal	17	3,9	5	18	6	8,4	108
Excell	4,13	0,9	2,05	9,05	6	0,5	7,30

- 1) Déterminer le titre hydrométrique et conclure. (en degré français).
- 2) Quelle est la dureté temporaire et la dureté permanente ?

