Notions et contenus	Compétences exigibles
• Techniques physiques de traitement de l'eau : décantation, filtration.	• Extraire de ressources documentaires et exploiter des informations sur les necessités du retraitement des eaux. • Utiliser des données physiques (solubilité, miscibilité, densité) pour étudier une décantation ou une filtration.
• Techniques chimiques de traitement de l'eau : précipitation, neutralisation, réaction d'oxydo-réduction.	• Écrire l'équation chimique d'une précipitation. • Définir un acide et une base (selon Brönsted). Identifier l'acide et la base dans l'équation d'une réaction acido-basique. • Mesurer le pH d'une solution. • Mesurer le titre alcalimétrique complet. • Écrire l'équation chimique de la réaction entre un acide fort et une base forte dans le cas de la neutralisation d'eaux usées et en déduire la relation entre les quantités de matière. • Exploiter les relations impliquant le pH, produit ionique de l'eau, concentrations molaires et quantités de matière.

1 Pourquoi traiter l'eau ?

L'eau est une ressource naturelle vitale. Les eaux prélevées (nappes, sources. . .) et usées constituent des mélange plus ou moins complexes.
Une station d'épuration permet de traiter les eaux usées pour les réintroduire dans le milieu naturel.
Une station de traitement de l'eau assure la production d'eau potable.
Il existe deux grandes catégories de matières mélangés dans l'eau :

— Les composés insolubles dans l'eau : liquides non miscibles avec l'eau, particules en suspension. . . dans ce cas, il y a plusieurs phases non miscibles présentes. **Un traitement physique et/ou physico-chimique est appliquée pour traiter les composés insolubles dans l'eau**.

— Les composés solubles dans l'eau : liquides miscibles avec l'eau, gaz, ions. . . Les composé soluble forment avec l'eau une phase liquide que nous supposerons homogène. **Un traitement chimique est appliquée pour traiter les composés solubles dans l'eau**.

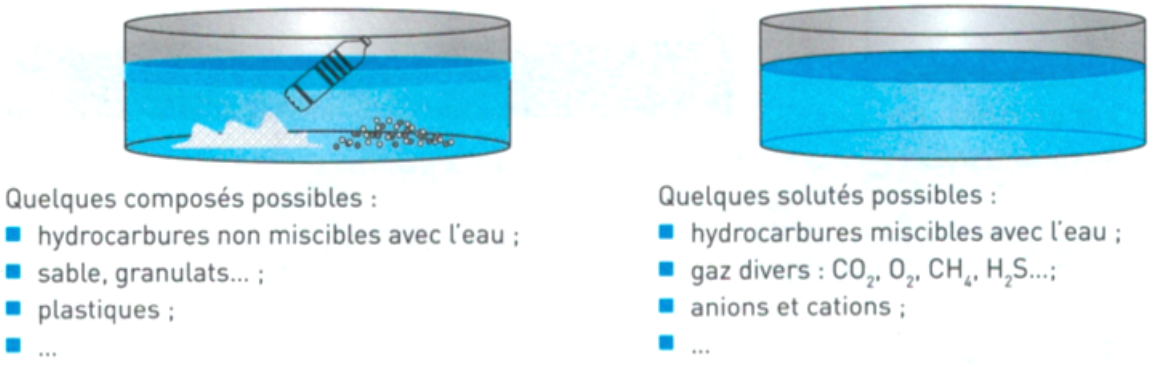


FIGURE 1 – Mélange hétérogène et mélange homogène

2 Étapes de traitement de l'eau potable et des eaux usées

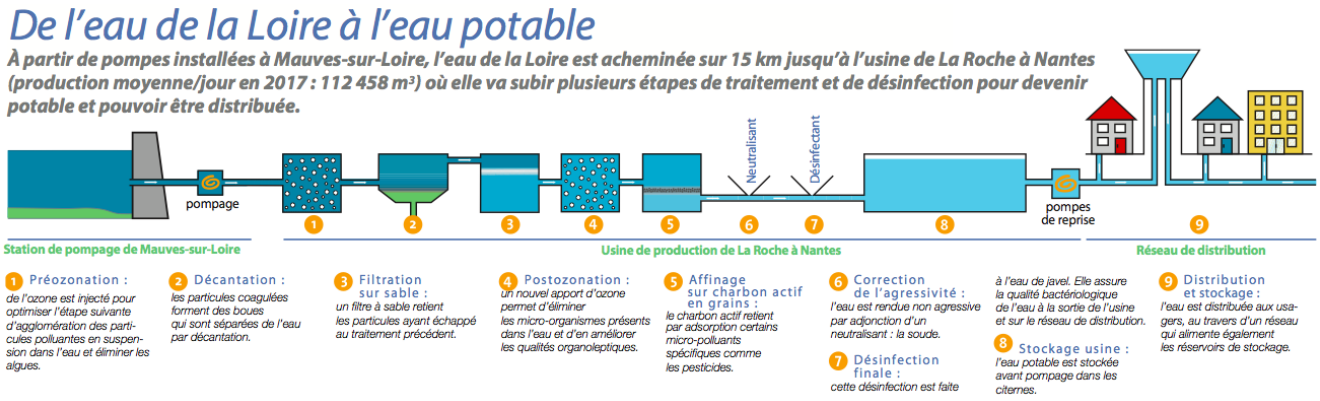


FIGURE 2 – Traitement de l'eau potable (www.nantesmetropole.fr)

1. **Prélèvement** ou **captage** : l'eau brute est prélevée par pompage (dans la Loire).
2. **Dégrillage** : une grille arrête les gros déchets, comme les branches d'arbres (traitement physique).
3. **Tamisage** : une grille plus fine retient les déchets plus petits, comme les feuilles (traitement physique).
4. **Coagulation - Floculation – Décantation** : cette étape permet de débarrasser l'eau des particules en suspension qui s'agglomèrent en flocons sous l'action d'un floculant et en coagulats sons l'action d'un caogulant. Ces flocons et ces coagulats, plus lourds que l'eau, se déposent au fond d'un bassin de décantation (traitement chimique pour la coagulation et la floculation et physique pour la décantation).
5. **Filtration sur sable** : l'eau est alors filtrée sur une épaisse couche de sable, qui retient les dernières particules en suspension (traitement physique). De plus, des bactéries fixées sur les grains de sable éliminent l'ammoniaque (traitement biochimique).
6. **Ozonation** : on injecte de l'ozone qui détruit les virus et les bactéries (traitement chimique).
7. **Filtration sur charbon actif en grains** : cette étape piège les micropolluants tels que les pesticides, résidus de médicaments, hormones, cosmétiques (traitement physico-chimique) et abrite des bactéries capables d'éliminer les composés organiques biodégradables (traitement biochimique).
8. **Correction de l'agressivité** : augmentation du pH vers 7 (neutralisation) par ajout de soude (traitement chimique).
9. **Chloration à l'eau de javel** : pour désinfection finale afin de conserver à l'eau toutes ses qualités jusqu'aux robinets des consommateurs, on ajoute une faible quantité de chlore (traitement chimique).
10. **Stockage usine** : l'eau potable est stockée avant pompage dans les citernes.
11. **Contrôles**.
12. **Distribution et stockage** : grâce à des pompes, l'eau potable est ensuite distribuée aux usagers à travers un réseau qui alimente également des réservoirs de stockage (chateaux d'eau) et contrôlée tout au long de son parcours.

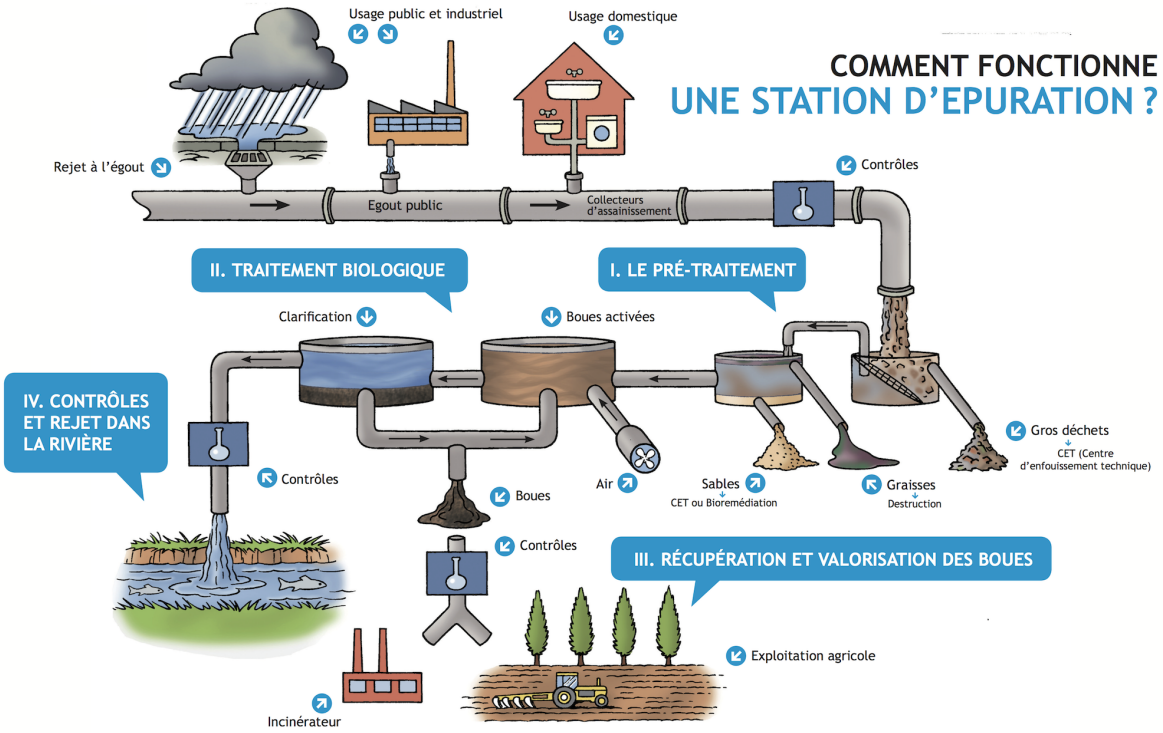


FIGURE 3 – Traitement des eaux usées en station d'épuration

1. **Dégrillage** (traitement physique).
2. **Déssableur / Dégraisseur** (traitement physique).
3. **Bassin d'aération, traitement par boues actives** : bactéries qui mangent les matières organiques (traitement biochimique) en consommant de l'oxygène.
4. **Clarificateur** (traitement physique pour la décantation et biochimique pour la coagulation).
5. **Contrôles**.
6. **Rejet dans la rivière + Valorisation des boues + Incinération ou centre de stockage des déchets (CSD)**.

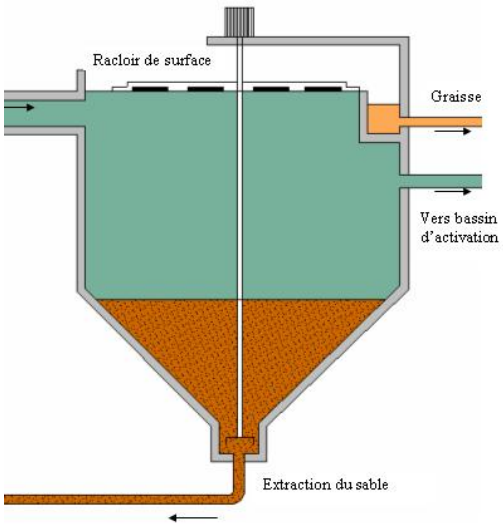


FIGURE 4 – Déssableur / Dégraisseur

3 Procédés physiques de traitement des eaux

3.1 Décantation

La décantation est une **méthode de séparation** (de plusieurs phases de non miscibles entre elles) **basée sur la différence de densité** (ou de masse volumique). Cette technique permet de séparer différents composés insolubles dans l'eau.
Pour l'eau liquide :

- Densité de l'eau : $d_{eau} = 1,0$;
- Masse volumique de l'eau : $\rho_{eau} = 1,00 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

Définition de la densité pour les liquides et solide :

$d = \dfrac{\rho}{\rho_{eau}}$	ρ : masse volumique du corps solide ou liquide ($\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$) $\rho_{eau} = 1000 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$: masse volumique de l'eau. d : densité du corps, cette grandeur est sans unité.

Après décantation les composés moins denses que l'eau surnagent :

	Solides dans l'eau		Liquides insolubles dans l'eau	
Densité *d*	< 1,00	> 1,00	< 1,00	> 1,00
ρ	< 1 000	> 1 000	< 1 000	> 1 000
Situation après décantation				

La décantation est plus ou moins rapide en fonction des masses volumiques, de la taille des particules... la durée de décantation conditionne le dimensionnement d'une cuve quand elle est alimentée en continu.

Temps	0 s	20 min	40 min	1 h 00
Décantation statique				
Décantation d'un fluide en mouvement	La longueur du décanteur ainsi que la vitesse d'écoulement doivent permettre un temps de séjour supérieur à la durée nécessaire à la décantation.			

3.2 Filtration

La filtration est une méthode pour **séparer un liquide d'un solide** qui va s'accumuler **sur le filtre** réalisé dans un matériau poreux. La taille minimale en deçà de laquelle les particules solides traverseront le filtre sans être piégées détermine la qualité de la filtration.

FIGURE 5 – Filtration

Cette technique nécessite toujours une phase de nettoyage régulière pour éviter le colmatage ou l'encrassement du filtre.
La vitesse de filtration ainsi que le type de prétraitement que l'on souhaiterait réaliser sont des facteurs importants dans le choix d'une technologie.

	Dégrillage	Filtre granulaire	Membrane
Taille minimale des particules retenues	5 à 6 mm	0,30 mm à 1,0 µm	10 µm à 1,0 nm
Vitesse (en $m.s^{-1}$)	Jusqu'à 15,0	$6,0 \times 10^{-3}$ à $2,0 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-5}$ à $2,0 \times 10^{-6}$

4 Procédés physico-chimiques de traitement des eaux

4.1 Matières colloïdales

Pour les particules (argile, silice, fer, métaux lourds, matière organique. . .) de diamètre inférieur à 1 μm en suspension dans l'eau, on parle de **suspensions colloïdales**.

FIGURE 6 – Particules en suspension dans l'eau

Ces suspensions peuvent être déstabilisés pas ajout le **coagulants** et de **floculants**. On obtient ainsi des agrégats que l'on appelle **flocs** quand ils sont séparables de l'eau par filtration ou décantation.

4.2 Coagulation

La coagulation est généralement obtenue par **ajout de chlorure de fer III ou de sulfate d'aluminium**. Ces deux solides ce dissolvent dans l'eau et peuvent former des hydroxydes métalliques. Leur présence diminue les interactions répulsives entre colloïdes, pour **former de petits agrégats**.

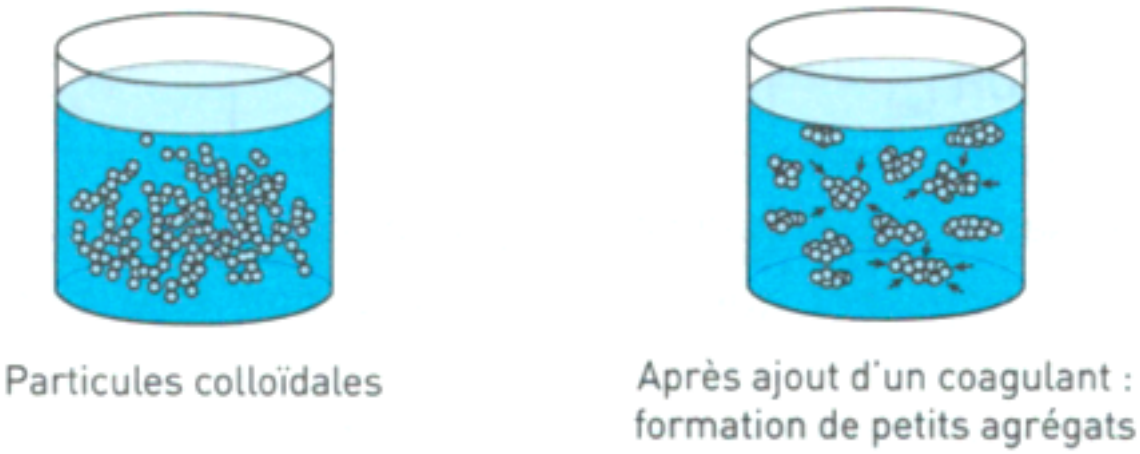


FIGURE 7 – Effet de la coagulation

4.3 Floculation

La floculation est généralement obtenue à partir de polymères d'origine naturelle ou synthétique. Le rôle des floculants est de **réaliser des liaisons faibles entre les particules colloïdales** (coagulés ou non) **pour former des flocs** (agrégat fragile). Plus les flocs deviennent denses et plus il est simple de les séparer de l'eau.

FIGURE 8 – Effet de la floculation

Nature du floculant		
Polyacrylamide	Copolymère d'acrylate de sodium	Chlorure de polyamines
Polymère neutre	**Polymère anionique**	**Polymère cationique**
$-\left(\begin{array}{c}CH-CH_2\\ \vert \\ CONH_2\end{array}\right)_n-$	$Na^+\left(\begin{array}{c}CH-CH_2\\ \vert \\ COO^-\end{array}\right)_m\left(\begin{array}{c}CH-CH_2\\ \vert \\ CONH_2\end{array}\right)_n-$	$Cl^-\left(\begin{array}{c}CH_3\\ \vert \\ N^+-CH_2-CH-CH_2\\ \vert \qquad\qquad \vert \\ CH_3 \qquad\quad OH\end{array}\right)_n-$

5 Procédés chimiques de traitement des eaux

5.1 Traitement acido-basique

Le but du traitement acide basique et de modifier le pH pour le régler à la valeur souhaitée. On utilise couramment les acides et base suivante dans le traitement des eaux :

Ajout de base pour augmenter le pH		Ajout d'acide pour baisser le pH	
Hydroxyde de sodium	Hydroxyde de calcium (lait de chaux)	Dioxyde de carbone	Acide chlorhydrique
$Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	$Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$	$H_2CO_{3(aq)}$	$H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

La neutralisation est définie pour une valeur du pH valant 7,0.
Les normes imposent le pH de l'eau doit être compris entre 6,5 et 9 après traitement.
Rappel concernant le pH et les concentration molaire en ion oxonium et hydroxyde :

$pH = -\log[H_3O^+_{(aq)}]$	pH : potentiel hydrogène, il est sans unité.
Relation inverse : $[H_3O^+_{(aq)}] = 10^{-pH}$	$[H_3O^+_{(aq)}]$: concentration molaire en ions oxonium (en $mol.L^{-1}$).
$[H_3O^+_{(aq)}][OH^-_{(aq)}] = K_e$	$[OH^-_{(aq)}]$: concentration molaire en ions hydroxyde (en $mol.L^{-1}$).
	$K_e = 10^{14}$ à 298 K : produit ionique de l'eau.

5.2 Concentration d'une espèce chimique

Les normes (française, OMS...) concernant l'eau fixe les concentrations massiques maximales de certaines espèces chimiques. Voici quelques exemples :

Composé	Formule chimique	Concentration massique maximale (en $g.L^{-1}$)
Ion sulfate	SO_4^{2-}	250 $mg.L^{-1}$
Ion chlorure	Cl^-	250 $mg.L^{-1}$
Ion sodium	Na^+	200 $mg.L^{-1}$
Fer total	Fe^{2+}, Fe^{3+},...	200 $\mu g.L^{-1}$
Aluminium total	Al, Al^{3+},...	200 $\mu g.L^{-1}$
Ion fluorure	F^-	1,50 $mg.L^{-1}$
Manganèse	Mn^{2+}	50 $\mu g.L^{-1}$
Plomb total	Pb et Pb^{2+}	10 $\mu g.L^{-1}$

Les relations suivantes permettent de calculer les masses ou les quantités de matière d'une espèce chimique ionique quand on connaît sa concentration massique sa concentration molaire :

Concentration massique	Passage concentration massique-concentration molaire	Concentration molaire
$\chi_{ion} = \frac{m_{ion}}{V_{Solution}}$	$\chi_{ion} = [ion] M_{ion}$	$[ion] = \frac{n_{ion}}{V_{Solution}}$

Exemple : masse molaire de l'ion sulfate $M(SO_4^{2-})$ = M(S) + 4 M(O) = 32,1 + 4.16 = 32,1 + 64 = 96,1 g.mol $^{-1}$
Pour une concentration massique en ion sulfate 250 milligrammes par litre et un volume d'eau à traiter de 10 mètres cubes, on obtient les résultats suivants :

Concentration molaire	Masse	Quantité de matière
$2{,}60 \times 10^{-3}$ mol.L^{-1}	2,5 kg	26,0 mol

5.3 Précipitation

La présence simultanée de différents ions présents dans une solution peut produire des réactions de précipitation. Pour comprendre ce qu'est une précipitation, nous allons détailler le cas de l'obtention d'un précipité d'hydroxyde de fer III.

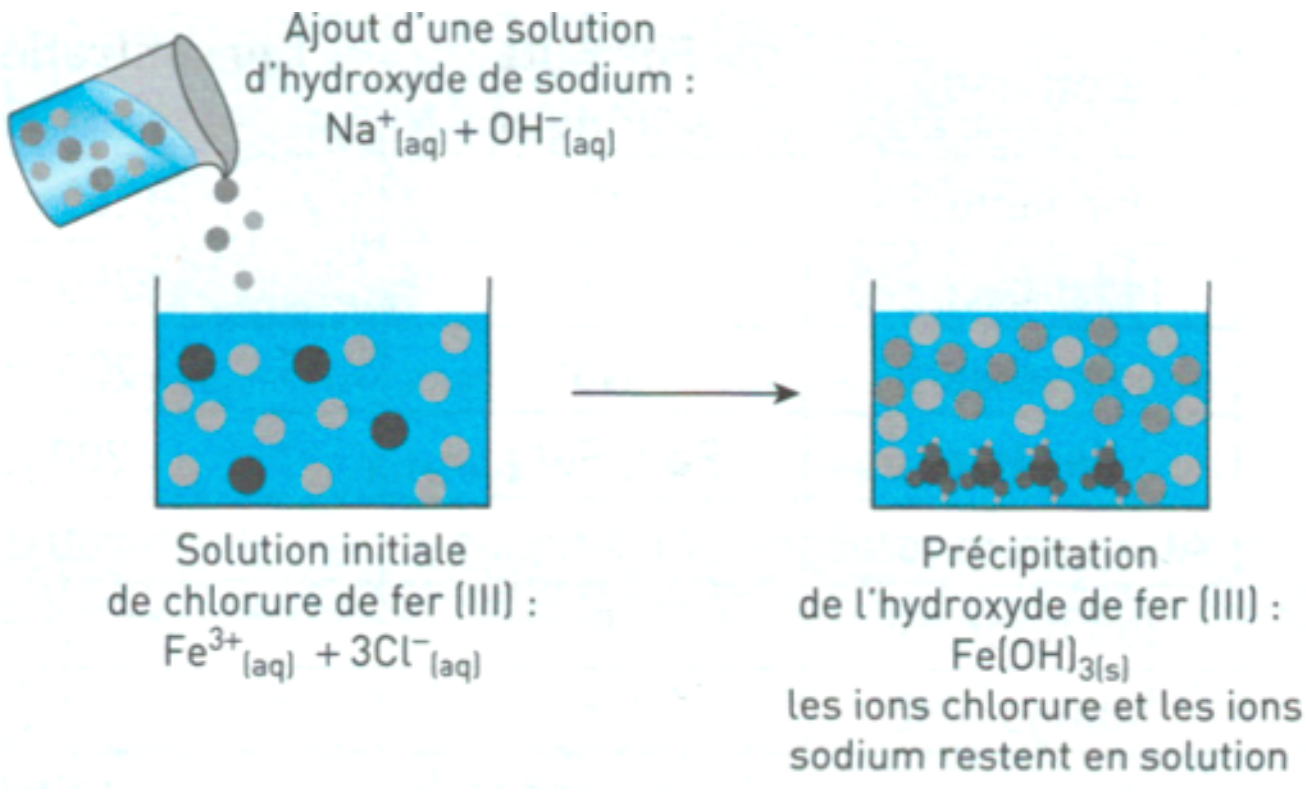


FIGURE 9 – Réaction de précipitation

Un précipité :
- Est obtenu par la réaction entre des cations et des anions ;
- Est un solide (donc filtrable) ;
- Est toujours électriquement neutre, la charge totale positive du ou des cation(s) étant totalement compensée par la charge totale négative du ou des anion(s) ;

Les ion qui n'ont pas réagi restent en solution.
Pour déterminer si un précipité va se former ou non, il faut connaître la solubilité du solide correspondant. Le tableau suivant indique de façon qualitative quelques cas usuels :

Anions \ Cations	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Al^{3+}	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}
OH^-								
Cl^-								
NO_3^-								
SO_4^{2-}								
CO_3^{2-}								

Légende : solide ionique soluble | solide ionique peu soluble

Exemple : cas du mélange une solution de chlorure de fer III et d'une solution d'hydroxyde de sodium.
- Le chlorure de fer III et l'hydroxyde de potassium correspondent à des cases bleus foncés c'est pour cela que ces deux solutions existent.
- L'intersection entre les ion chlorure et sodium correspondant à un solide soluble dans l'eau, ces deux espèces ne vont donc pas précipiter.
- L'intersection entre les ion hydroxyde et les ions fer III correspond à un solide peu soluble dans l'eau. Un précipité va se former.

Écriture de l'équation bilan de la réaction :
- $Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ OH^-_{(aq)} \rightarrow Fe(OH)_{3(s)}$
- Les ions sodium $Na^+_{(aq)}$ et chlorure $Cl^-_{(aq)}$ ne réagissent pas et ne font donc pas partie de l'équation bilan, ce sont des ions spectateurs. Ils restent en solution.

5.4 Traitement par oxydo-réduction

Pour éliminer plus facilement certaines espèces chimiques présents dans l'eau, on peut également envisager l'action d'un oxydant.
Citons quelques oxydants couramment utilisés :

Nom	Ozone	Dioxygène	Ions hypochlorite
Formule chimique	O_3	O_2	ClO^-

Mis à part le cas de l'ozone, les équation bilan s'écrivent de façon similaire à la technique utilisée dans le cas des piles.
Exemple : oxydation des ions fer II en ions fer III dans l'eau aérée (présence de dioxygène) en milieu neutre.

Demi-équation électronique d'oxydation. Couple rédox : Fe^{3+}/Fe^{2+}	$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-$
Demi-équation électronique de réduction. Couple rédox : O_2/OH^-	$O_{2(g)} + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$
Combinaison linéaire des deux demi-réactions électronique	$(Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^-) \times 4$ $(O_{2(g)} + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-) \times 1$ $O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow 4Fe^{3+}_{(aq)} + 4OH^-_{(aq)}$
Équation bilan de la réaction	$O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow 4Fe^{3+}_{(aq)} + 4OH^-_{(aq)}$

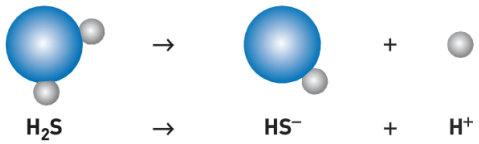
Une partie des ions fer III va ensuite précipiter avec les ions hydroxyde.

6 Les acides, les bases, le pH d'une solution aqueuse

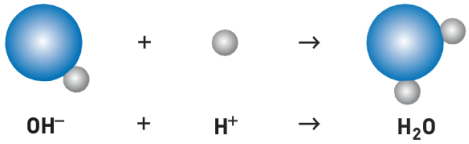
6.1 Notions sur les acides et les bases

6.1.1 Définiton de Brönsted des acides et les bases

Dans le cadre de la théorie de Brönsted les réactions acide basique correspondent à l'échange d'un (ou plusieurs) protons H^+ entre deux espèces chimiques.
Un **acide** est une espèce chimique qui **libère** un ou plusieurs **protons H^+**.
Exemple : H_2S est un acide car il peut libérer un proton H^+.



Une **base** est une espèce chimique qui **capte** un ou plusieurs **protons H^+**.
Exemple : OH^- est une base car cet ion peut capter un ou plusieurs protons H^+.



6.1.2 Couples acide/base

- Notation d'un couple acide base, l'acide précède la base : **acide/ base**
- Lorsqu'**un acide réagit en cédant à H^+**, il se transforme en sa **base conjuguée**.
  Exemple : H_2S en cédant H^+ se transforme en sa base conjuguée HS^-.
  L'acide et sa base conjuguée forment un couple acide/base : H_2S/HS^-.
- Lorsqu'**une base réagit en captant H^+**, Elle se transforme en son **acide conjugué**.
  Exemple : OH^- en captant H^+ se transforme en son acide conjugué H_2O.
  L'acide conjugué et sa base forment un couple acide/ base : H_2O/OH^-.

HCl/Cl^-	H_2SO_4/HSO_4^-	H_2CO_3/HCO_3^-	HSO_4^-/SO_4^{2-}
NH_4^+/NH_3	H_3O^+/H_2O	HCO_3^-/CO_3^{2-}	H_2O/OH^-

Remarque : une même espèce chimique qui joue le rôle d'acide dans un premier couple et de base dans un second couple est qualifiée d'**ampholyte**. H_2O, HSO_4^- et HCO_3^- sont trois espèces chimiques ampholytes.

6.1.3 Demi-réaction d'échange protonique

La demi-réaction d'échange protonique traduit sous forme d'une demi-équation le passage de la forme basique à la forme acide (ou vice-versa).
Exemples :

- $OH^- + H^+ = H_2O$ pour le couple H_2O/OH^- (l'eau H_2O est un acide dans ce couple) ;
- $H_2O + H^+ = H_3O^+$ pour le couple H_3O^+/H_2O (l'eau H_2O est une base dans ce couple) ;
- $HS^- + H^+ = H_2S$ pour le couple H_2S/HS^-
- $CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$ pour le couple CH_3COOH/CH_3COO^-
  (couple acide acétique/ion acétate appelé aussi couple acide éthanoïque/ion éthanoate)

6.1.4 Réaction entre un acide et une base

Une réaction acido-basique fait nécessairement intervenir deux couples acido-basiques. L'acide du premier couple réagit avec la base du second couple.
En combinant les deux demi-réactions d'échange protonique de façon à équilibrer l'échange de protons, en les écrivant dans le sens qui convient, on trouve l'équation chimique de la réaction acido-basique. Les espèces chimiques qui apparaissent en nombre identique côté réactif et côté produit sont ensuite simplifiées.
Premier exemple : réaction entre les ions oxonium et les ions hydroxyde :

$OH^- + H^+ = H_2O$ (couple H_2O/OH^- où OH^- est la base)
$H_3O^+ = H_2O + H^+$ (couple H_3O^+/H_2O où H_3O^+ est l'acide)

$OH^- + H^+ + H_3O^+ = H_2O + H_2O + H^+$
En simplifiant par H^+ qui apparaît de chaque côté, nous obtenons l'équation bilan suivante :
$OH^- + H_3O^+ = 2\ H_2O$
base du 1er couple + acide du 2eme couple = acide du 1er couple + base du 2eme couple

Deuxième exemple : réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau :

$CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$ (couple CH_3COOH/CH_3COO^-)
$H_2O + H^+ = H_3O^+$ (couple H_3O^+/H_2O)

$CH_3COOH + H_2O + H^+ = CH_3COO^- + H^+ + H_3O^+$
En simplifiant par H^+ qui apparaît de chaque côté, nous obtenons l'équation bilan suivante :
$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$
acide du 1er couple + base du 2eme couple = base du 1er couple + acide du 2eme couple

6.2 Propriétés acido-basiques de l'eau

6.2.1 Autoprotolyse de l'eau

Sous l'effet de la température une partie des molécules d'eau réagissent pour former des ion oxonium et hydroxyde : c'est l'autopotolyse de l'eau.

$H_2O = OH^- + H^+$ (couple H_2O/OH^- où H_2O est l'acide)
$H_2O + H^+ = H_3O^+$ (couple H_3O^+/H_2O où H_2O est la base)

$H_2O + H_2O + H^+ = OH^- + H^+ + H_3O^+$
$H_2O + H_2O = OH^- + H_3O^+$ ou $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} = OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Toute solution aqueuse (qu'elle soit acide, neutre ou basique) contient toujours des ions oxonium et hydroxyde. L'eau est toujours largement en excès.

6.2.2 Produit ionique de l'eau

À toute température usuelle, seule une infime partie des molécules d'eau réagissent sur elles–même pour former des ions oxonium et hydroxyde. Le produit de leurs concentrations molaires est alors relié par une constante d'équilibre qui ne dépend que de la température.

$$\boxed{\left[H_3O^+_{(aq)}\right] \cdot \left[OH^-_{(aq)}\right] = K_e} \text{ à 298 K : } K_e = 10^{-14}.$$

La valeur du pH fixe la prédominance relative de ces deux ions :

Solution acide	Solution neutre	Solution basique
$\left[H_3O^+_{(aq)}\right] > \left[OH^-_{(aq)}\right]$	$\left[H_3O^+_{(aq)}\right] = \left[OH^-_{(aq)}\right]$	$\left[H_3O^+_{(aq)}\right] < \left[OH^-_{(aq)}\right]$

6.3 Potentiel hydrogène d'une solution aqueuse

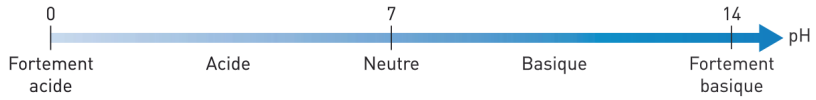
6.3.1 Définition du pH

Le pH (potentiel hydrogène) permet de classer quantitativement les solutions acides et basiques. Pour une solution aqueuse, il est défini à partir de la concentration molaire en ions oxonium présents dans cette solution.

$pH = -\log\left[H_3O^+_{(aq)}\right]$ $\left[H_3O^+_{(aq)}\right] = 10^{-pH}$	pH désigne le potentiel hydrogène, il est sans unité. $\left[H_3O^+_{(aq)}\right]$ désigne la concentration molaire en ions oxonium (en mol·L^{-1}).

6.3.2 Échelle des pH

Pour les solutions dites diluée, la limite entre solution acide et solution basique se fait à pH = 7. Le pH d'une solution aqueuse est compris entre 0 et 14.



- Si pH < 7, la solution est *acide*.
- Si pH > 7, la solution est *basique*.
- Si pH $= 7$, la solution est *neutre*.

6.3.3 Mesure de pH

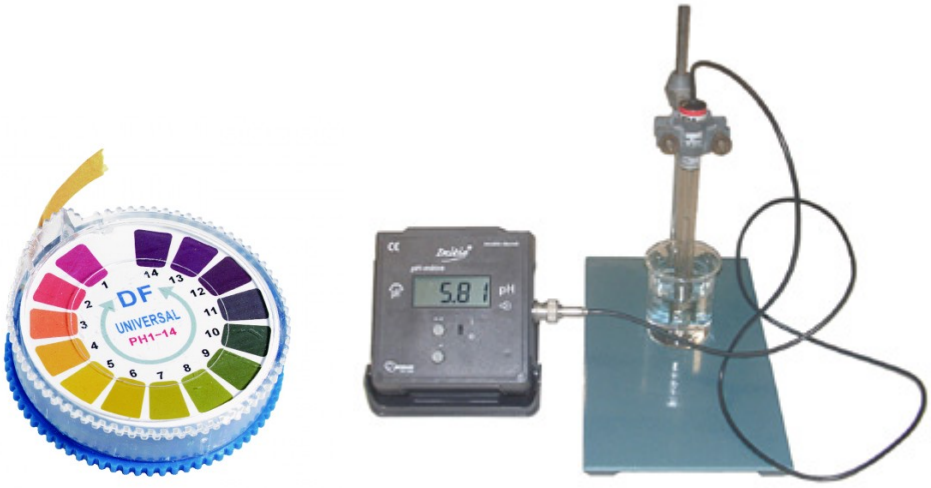
Pour obtenir un encadrement de la valeur du pH d'une solution, on utilise quelques gouttes d'un indicateur coloré. La teinte prise par la solution permettra ainsi de donner un encadrement de la valeur du pH. Exemples d'indicateurs colorés :

	3,1	4,4	
Hélianthine	rouge	Zone de Virage orange	Jaune
	6,0	7,6	
B.B.T	jaune	Zone de Virage vert	Bleu
	8,2	10	
Phénolphtaléine	Incolore	Zone de virage Rose très pâle	Rose fuchsia

La mesure quantitative d'un pH utilise généralement deux techniques que l'on choisit en fonction de la précision de mesure désirée :

— le papier indicateur de pH (moins précis) ;
— le pH-mètre (plus précis).

L'emploi d'un pH-mètre nécessite un étalonnage préalable avec au moins deux solutions tampons (solutions dont le pH est connu avec une grande précision).



6.3.4 Effet de dilution sur le pH

La dilution de toute solution (acide ou basique) tend à modifier son pH vers celui d'une solution neutre pH = 7.

6.3.5 Neutralisaion acido-basique

On neutralise :

— Une solution acide par ajout d'une base ;
— Une solution basique par ajout d'un acide.

Exemple : neutralisation de l'acide chlorhydrique HCl par la soude NaOH :

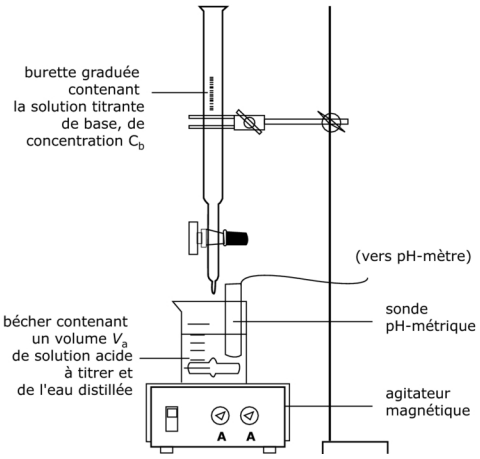
$HCl = H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ et $NaOH = Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$, notés $(H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$ et $(Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)})$

$(H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) + (Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}) \rightarrow (Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) + H_2O_{(l)}$

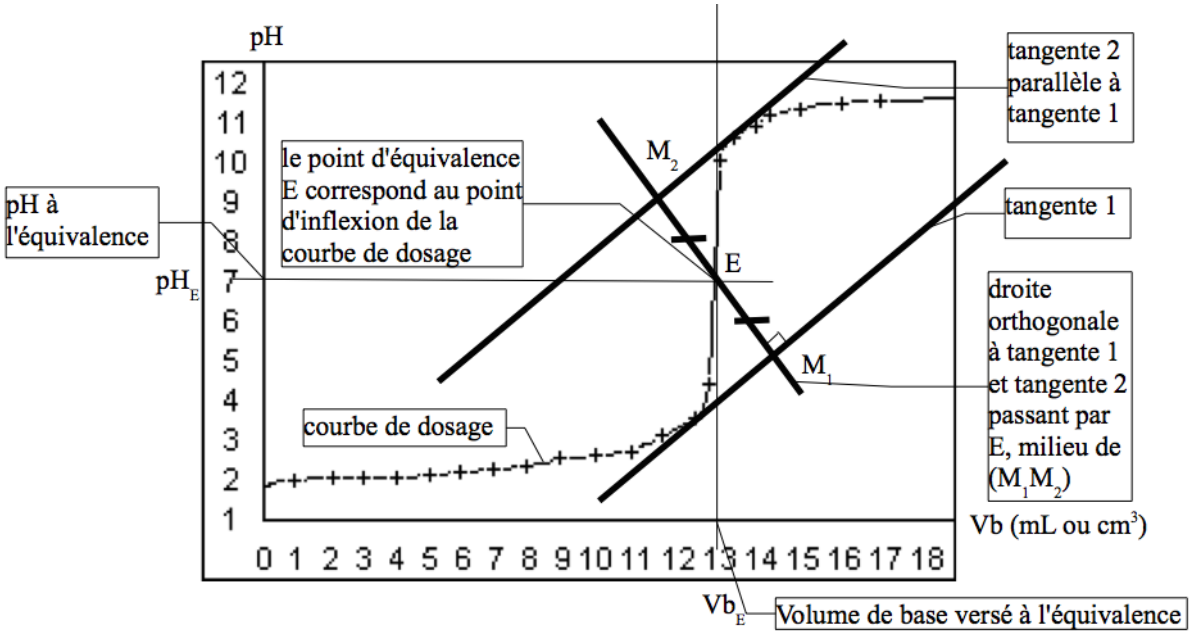
acide + *base* → *sel* (chlorure de sodium dans ce cas) + *eau*

Les ions $Na^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$ ne réagissent pas, ils sont *spectateurs*. La neutralisation acido-basique a lieu quand le pH de la solution prend une valeur égale à 7 (ou proche).

6.3.6 Dosage acido-basique



- On place la solution titrante (une base pour neutraiser l'acide à doser donc de la soude ou hydroxyde de sodium NaOH) dans la burette. On note C_b la concentration connue de la solution titrante et V_b son volume versé à la burette. Au départ, V_b= 0 mL. On ajuste le zéro dans un bécher poubelle.
- On met un acide dont on ne connaît pas la concentration dans un bécher à l'aide d'une pipette jaugée. On note C_a la concentration inconnue de l'acide et V_a(mL) son volume prélevé à la pipette jaugée.
- On place le bécher sous la burette.
- On place un pH-mètre, étalonné, dans le bécher et un agitateur pour suivre la variation du pH du mélange lorsqu'on verse la soude dans l'acide à doser. On peut ajouter de l'eau distillée (autant que l'on veut car ça ne change pas le nombre de moles d'acide $n_a = C_a \cdot V_a$ présentes dans le bécher), afin d'immerger correctement la sonde du pH-mètre (mais pas trop pour qu'il reste de la place dans le bécher pour verser la soude sans déborder).
- On note, dans un tableau, l'évolution du pH du mélange en fonction du volume V_b de base versée.
- On trace la courbe pH = f(V_b) sur une feuille millimétrée ou un tableur informatique.
- On recherche le point d'équivalence (eau salée, pH proche de 7) correspondant au moment où le pH augmente le plus rapidement (la dérivée est maximale, la dérivée seconde s'annulle et change de signe, ce qui correspond à un *point d'inflexion*).
- On peut utiliser la méthode des tangentes (voir figure ci-dessous) pour trouver le point d'équivalence, noté E. On relève les coordonnées du point E, notées V_{bE} et pH_E.
- Le nombre de moles d'acide dans le bécher est $n_a = C_a \cdot V_a$ et le nombre de moles de base versées à l'équivalence est égal à $n_b = C_b \cdot V_{bE}$. Etant donné que l'eau salée s'obtient lorsqu'on à le même nombre de moles de chaque et que la réaction est considérée comme totale, à savoir que les réactifs sont entièrement consommés (équivalence acido-basique), on utilise la relation $n_a = n_{bE}$ donc $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE}$ pour trouver l'inconnue, à savoir la concentration C_a de notre acide à titrer.
- $C_a = \dfrac{C_b \cdot V_{bE}}{V_a}$



Par exemple : Si $C_b = 10^{-2}$ mol.L^{-1} et $V_a = 10$ mL, alors on trouve, grâce à la méthode des tangentes que $V_{bE} = 13$ mL. On a $n_a = n_{bE}$ soit $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE}$ donc :

$$C_a = \frac{C_b \cdot V_{bE}}{V_a} = \frac{10^{-2} \cdot 13}{10} = 1{,}3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Remarque : On peut utiliser du BBT (Bleu de Bromothymol) pour arrêter de verser de la soude lorqu'il devient vert. On n'a, alors, pas besoin de pH-mètre. On met quelques gouttes de cet indicateur coloré qui est jaune dans l'acide au départ (excès d'acide). Il est vert à l'équivalence (eau salée), pH $\simeq$ 7 et bleu en milieu basique (excès de soude donc de base). On parle dans ce cas de *dosage colorimétrique* et non plus de *dosage pH-métrique* (mais ça revient au même, les deux étant des dosages acido-basiques puisque il y a échange de proton entre un acide qui le donne H_3O^+ et une base qui le reçoit OH^- pour donner 2 H_2O donc de l'eau à l'équivalence d'où la neutralisation et le pH proche de 7). Un dosage précis doit être fait *à la goutte près*. Il faut donc s'y reprendre à 3 fois : un dosage rapide pour voir à peu près à quel volume de soude versée ça vire au vert puis un deuxième où on verse rapidement puis goutte à goutte quelques milliltres avant le volume repéré précédemment puis un troisième dosage de confirmation. Il est utile de mettre un papier blanc sous le bécher (et un agitateur magnétique) afin de bien voir le changement de couleur dès la première goutte.

6.4 Titre alcalimétrique complet d'une eau

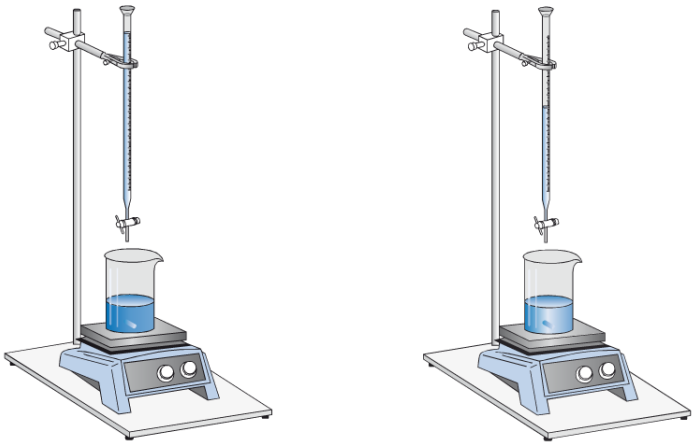
6.4.1 Alcalinité d'une eau

L' alcalinité d'une eau permet de connaître la capacité de cette eau à capter des protons. Une alcalinité élevée permet à l'eau d'avoir un pH variant peu vis-à-vis de l'ajout d'un acide une base. HCO_3^-, CO_3^{2-}, OH^- sont des bases couramment présentes dans l'eau, elles sont donc susceptibles de capter des protons H^+. Ces trois ions sont les principaux responsables de l'alcalinité d'une eau. Le titre alcalimétrique complet(TAC) se mesure en degrés français ($^\circ$f).

Limite de potabilité de l'eau	**Valeurs "optimales"**
$< 50\,^\circ$f	entre $10\,^\circ$f et $25\,^\circ$f

6.4.2 Dosage du titre alcalimétrique complet (TAC)

La détermination du titre alcalimétrique complet d'une eau s'effectue par un dosage à l'aide d'une solution titrante d'acide chlorhydrique de concentration $\mathbf{c_a = 2{,}0\times10^{-2}\ mol.L^{-1}}$ en présence d'un indicateur coloré dont la zone de virage contient la valeur de pH égal 4,5 (par exemple l'héliantine).



Au départ : couleur rouge À l'équivalence : couleur jaune

Le titre alcalimétrique complet s'exprime par :

$\text{TAC} = \dfrac{V_{100}}{V_{prise}} \cdot V_{acide}$	TAC : titre alcalimétrique complet (en $^\circ$f). V_{100} volume de référence V_{100}= 100 mL. V_{prise} volume d'eau introduit dans le bécher (en mL). V_{acide} volume d'acide versé au virage de l'indicateur (en mL).