

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Mohamed BOUDIAF – M'sila

Faculté de Technologie
Département d'hydraulique



Polycopié des travaux pratiques Traitement des eaux



Niveau concerné : 2^{ème} Année Master, Ouvrages Hydrauliques (OH)

Réalisé par : Mr. TIAIBA Mohammed

Année Universitaire : 2020/2021

Matière d'enseignement

Unité d'enseignement : UEM 2.1

Matière : TP Epuration des eaux

VHS: 22h30 (TP 1h30)

Crédits : 2

Coefficient : 1

Objectifs de l'enseignement

Les objectifs assignés par cette matière portent sur l'initiation des étudiants à mettre en pratique les connaissances théoriques acquises dans les cours de traitement et épuration de l'eau. L'étudiant sera en mesure d'utiliser les appareils de mesures de paillasse ainsi que les pilotes destinés à réaliser des études sur le traitement et l'épuration des eaux.

Connaissances préalables recommandées

- Chimie des eaux ;
- Biologie des eaux ;
- Traitement des eaux ;
- Epuration des eaux.

Contenu de la matière

- Méthode d'échantillonnage et de prélèvement pour les eaux potables ou usées dans différents milieux, utilisation des appareils de mesure physico-chimique in-situ.
- Caractérisation des eaux .Détermination de Température, pH, TA, TAC, TH Ca, TH Mg , TH, conductivité, salinité, Turbidité, MES, MM, MO, Oxygène dissous, DBO5, DCO, et Dosage d'éléments présents dans l'eau (éléments majeures).
- Essai de coagulation – floculation. (Jar test)
 - Détermination de la dose optimale
 - Détermination de l'agitation rapide optimale (degré et temps)
 - Détermination de l'agitation lente optimale (degré et temps)
 - Détermination de temps de décantation optimal
 - Détermination de meilleur coagulant, floculant, adjuvant.

Mode d'évaluation :

Contrôle continu: 100%.

TP 1 : Ph-métrie

I. Objectif

Le but de ce TP est de se familiariser avec le Ph-mètre et de mener deux séries de mesure de pH . La première consiste en la mesure du pH de certaines solutions (eau potable, javel, vinaigre, etc.). La seconde concerne la réalisation d'un dosage d'un acide pour déterminer sa concentration molaire.

1) Qu'est ce que le pH ?

L'acidité est une notion qui nous est familière car de nombreux aliments et boissons sont acides à des degrés variables: le vinaigre, le jus de citron, la tomate, les agrumes etc. A l'opposé des solutions acides il existe des solutions basiques. Il est difficile pour nous de comprendre ce qu'est une solution basique car les aliments et boissons ne le sont presque jamais. On trouve plutôt des solutions basiques parmi les produits d'entretien comme l'eau de javel ou les détergents. Le pH est un nombre qui indique si une solution est acide ou basique et avec quel degré (faiblement ou fortement) :

- Si le pH est compris entre 0 et 7 la solution est acide.
Plus le pH faible, donc proche de 0, et plus la solution est acide. (Exemples: acide chlorhydrique concentré $pH = 0$, limonade $pH \sim 3$, etc.)
- Si le pH est compris entre 7 et 14 la solution est basique.
Plus le pH est élevé, donc proche de 14 et plus la solution est basique. (Exemples: Soude caustique $pH = 14$, eau de javel $pH \sim 12$, etc.)
- Si le pH est égale à 7 alors la solution n'est ni acide ni basique, on dit qu'elle est neutre Le pH est une des rares grandeurs chimiques à ne pas posséder d'unité.

II. Appareillage : PH- mètre

Le pH -mètre (fig.1a) est constitué d'un boîtier électronique permettant l'affichage de la valeur numérique du pH et d'une sonde de pH constituée d'une électrode de verre (fig.1b) permettant la mesure et d'une électrode de référence. En fonction de la concentration en ions hydronium (=oxonium) H_3O^+ , il indique la valeur du pH . Plus la solution contient d'ions H_3O^+ , plus la valeur du pH est faible.

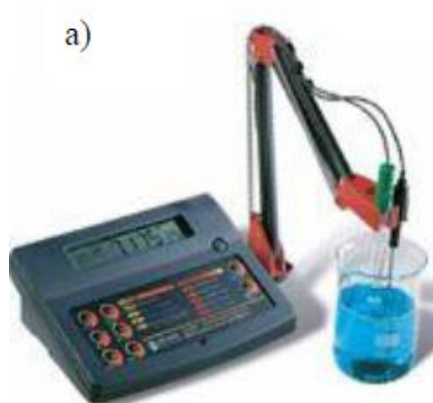


Fig.1. PH-mètre a) et Sonde de Ph à électrodes combinées b)

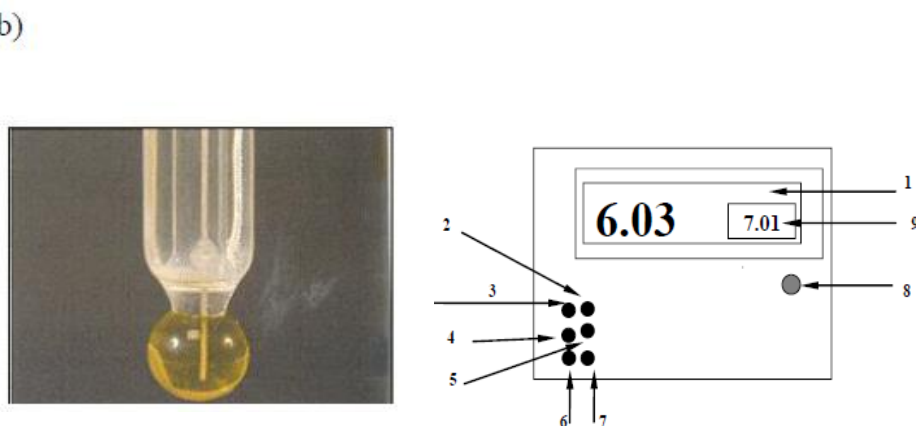


Fig.2. Schéma du PH-mètre

L'appareil est décrit par la figure 2 et les annotations suivantes :

- 1) Afficheur à cristaux liquides (LCD),
- 2) Touche « CFM », pour confirmer l'étalonnage,
- 3) Touche « Cal », pour entrer ou sortir du mode étalonnage,
- 4) Touche « T°C », pour décrémenter la température ou sélectionner les solutions d'étalonnage,
- 5) Touches « °C » pour décrémenter manuellement la température ou sélectionner les solutions d'étalonnage,
- 6) Touche « MR », pour afficher la valeur mémorisée,
- 7) Touche « Mem », pour mémoriser une valeur,
- 8) Touche « ON/OFF » (Marche/Arrêt),
- 9) Afficheur de la température de la solution.

III. Etalonnage du pH-mètre

Un étalonnage régulier est indispensable à la bonne reproductibilité des mesures de Ph . Les parties sensibles d'une électrode sont le bulbe et la jonction de référence. Ces deux parties situées au bas de la sonde doivent être toujours hydratées. Elles permettront par contact avec la solution, la mesure du Ph .

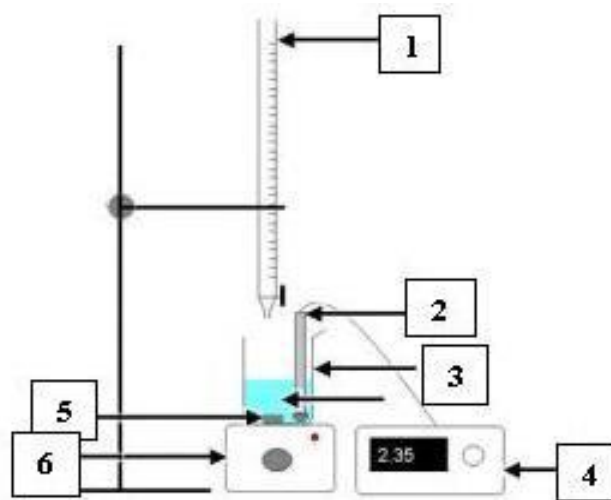
Pour étalonner en Ph , il faut tremper la sonde dans une solution étalon appelé solution tampon, solution de pH stable et dont la valeur est connue.

Etalonner le Ph -mètre en immergeant la sonde propre et sèche successivement dans deux solutions tampon. Attendre, à chaque fois, la stabilisation de l'appareil de manière à ce qu'il affiche la valeur du pH de la solution en question.

IV. Expérimentation

1. Mode opératoire (fig.3)

Verser dans un bêcher (250 ml) une cinquantaine (50) de ml de la solution tampon de telle sorte que la sonde soit immergée à 4cm environ. Ajouter de l'eau distillée pour atteindre le niveau souhaité. Il est à remarquer que l'ajout de l'eau distillée ne change pas le Ph d'une solution. Introduire le barreau magnétique.



1 : Burette 2 : Electrode de Ph 3 : Bêcher 4 : Ph-mètre 5 : Barreau magnétique ou aimant 6 : Agitateur magnétique

Allumer l'agitateur. Attendre quelques instants que toute l'eau se mette en rotation. Tremper l'électrode et la sonde de température dans le bêcher en prenant garde de ne pas les mettre dans la trajectoire du barreau aimanté en rotation ni de leur faire toucher les parois. Lire ensuite, la température affichée sur le pH-mètre et noter le pH de la première solution tampon après avoir attendu la stabilisation de la mesure. Répéter la mesure pour la deuxième solution tampon. Le pH-mètre est à présent étalonné.

2. Mesure du *Ph* de quelques solutions

Solutions	Eau distillée	Eau du robinet	Vinaigre	Eau de Javel	Lessive	Soude	Acide chlorhydrique	Coca- cola
pH								
Nature de la Solution								

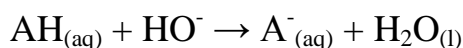
Tableau 1 - *Ph* de quelques solutions

3. Dosage ou titrage d'un acide

Dans un bécher *250ml*, verser sur une hauteur d'environ *4cm*, la solution *HCl* de concentration inconnue. Mesurer le *Ph* de la solution obtenue. Ajouter des volumes successifs de *NaOH* de concentration connue et mesurer à chaque fois le *pH* de la solution obtenue. Il faut prendre plusieurs points expérimentaux autour du point d'équivalence. Tracez la courbe de variation du *pH* de la solution en fonction des volumes de *NaOH* ajoutés. Relever le point de neutralisation ou d'équilibre *E*.

L'équation d'un dosage est-elle nécessairement associée à une transformation totale ?

L'équation de la réaction du dosage d'un acide AH par la soude est :

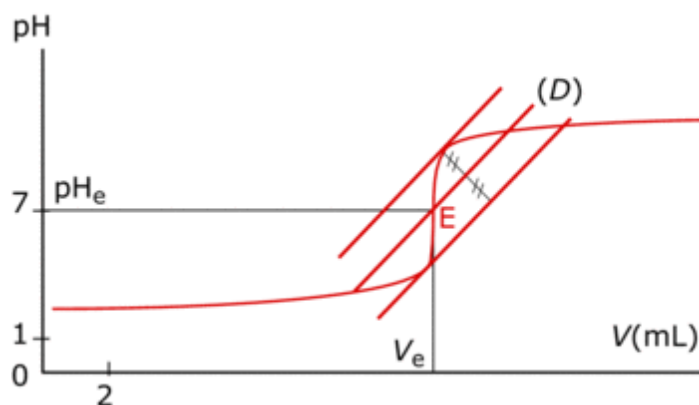


À l'équivalence, et avant l'équivalence, la quantité d'ions hydroxyde restante à l'état final du système est négligeable. L'avancement final est très proche de l'avancement maximal, ce qui donne un taux d'avancement $\tau = x_{\text{final}} / x_{\text{initial}}$ est égal à 1.

On détermine le point d'équivalence en exploitant la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$ par la méthode des tangentes parallèles.

Une première méthode de détermination des coordonnées du **point d'équivalence** à partir de la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$, nommée « **méthode des tangentes parallèles** », consiste à tracer deux tangentes parallèles de part et d'autre du saut de *pH*, puis de tracer une troisième droite équidistante et parallèle aux deux premières.

Le **volume équivalent** V_E est le volume pour lequel la droite (D) présente un point d'intersection avec la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$.



En ce point d'équivalence, la courbe présente un point anguleux au moment de la neutralisation totale des ions H_3O^+ par les ions OH^- . C'est-à-dire qu'en ce point E, le nombre de moles OH^- ($C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$)

contenus dans le volume V_{NaOH} ajouté, est égal au nombre de moles H_3O^+ ($=V_{HCl} \cdot C_{HCl}$) contenus dans le volume initiale d'acide. C'est ce qui est exprimé par la relation suivante :

$$C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = V_{HCl} \cdot C_{HCl}$$

Où :

C_{NaOH} , Molarité de $NaOH$ (connue).

V_{NaOH} , volume de $NaOH$ ajouté pour atteindre la neutralisation totale (inconnu).

C_{HCl} , Molarité de HCl (inconnue).

V_{HCl} , volume de la solution de HCl (connu).

Dosage d'un acide par une base

	Volume de soude (ml)	pH		Volume de soude (ml)	pH
1			6		
2			7		
3			8		
4			9		
5			10		

Nettoyez et rangez le matériel, laissez la paillasse propre! MERCI.

Compte - rendu

1. Discuter et comparer les valeurs du pH des différentes solutions.
2. Tracer, avec (échelles, unités, etc.), le graphe de la variation du PH en fonction du volume NaOH ajouté.
3. Analyser et expliquer l'évolution du graphe.
4. Déterminer le point d'équilibre et le pH correspondant en exploitant le tracé $pH = f(NaOH)$.
5. Déduire la concentration C_{HCl} de la solution fils et mère.
6. Conclusion.

TP 2 : Mesure de la conductivité électrique

Définition :

La conductivité électrique d'une eau est la conductance d'une colonne d'eau comprise entre deux électrodes métalliques de 1 cm² de surfaces et séparées l'une de l'autre de 1 cm. Elle est l'inverse de la résistivité électrique. L'unité de la conductivité est le siemens par m (S/m).

La conductivité d'une eau s'exprime généralement en $\mu\text{S}/\text{cm}$.

La relation entre la résistivité et la conductivité est la suivante :

$$\text{Résistivité } (\Omega.\text{cm}) = 10^6 / \text{conductivité } (\mu\text{S}.\text{cm}^{-1})$$

Principe :

La mesure est basée sur le principe du pont de Wheatstone, en utilisant comme appareil de zéro un galvanomètre ou une image cathodique.

Matériel

- Conductimètre
- Electrode

Mode opératoire :

Mettre l'appareil en marche ; étalonner le avec une solution KCl dont la concentration et donc la conductivité sont connues. Plonger ensuite l'électrode dans votre échantillon ; laisser stabiliser et lire ensuite sa conductivité (**en $\mu\text{S}.\text{cm}^{-1}$ ou en $\text{mS}.\text{cm}^{-1}$**).

Rincer l'électrode après chaque mesure, les lectures se font à une température de 20 °C ou 25 °C.

Questions :

1. A partir de la valeur de la conductivité, calculer celle de la minéralisation.
2. Quel est l'effet de la température sur la conductivité.
3. D'après la valeur de la minéralisation, ou classeriez-vous cette eau ?

TP 3 : MESURE DES M.E.S (Matières en suspension)

I. Définition

Les matières en suspension (MES) constituent l'ensemble des particules minérales et/ou organiques présentes dans une eau naturelle ou polluée. Elles peuvent être composées de particules de sable, de terre et de sédiment arrachées par l'érosion, de divers débris apportés par les eaux usées ou les eaux pluviales très riches en MES, d'êtres vivants planctoniques (notamment les algues). Elles correspondent à la concentration en éléments non dissous d'un échantillon.

L'abondance des matières en suspension dans l'eau favorise la réduction de la luminosité et abaisse la production biologique du fait, en particulier, d'une chute de l'oxygène dissous consécutive à une réduction des phénomènes de photosynthèse.

La détermination des matières en suspension dans l'eau s'effectue par filtration ou par centrifugation, La méthode par centrifugation est surtout réservée aux eaux contenant trop de matières colloïdales pour être filtrées dans de bonnes conditions, en particulier si le temps de filtration est supérieur à une heure.

II. Méthode par filtration

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

II.1. Matériel :

- Equipement de filtration sous vide ;
- Filtres en microfibres de verre Wattman GF/C (\varnothing 47mm) ;
- Fioles jaugées ou éprouvettes graduées ;

II.2. Mode opératoire

Peser un papier filtre sans sandres soit M_1 . Mettre le dispositif de filtration en marche. Homogénéiser l'échantillon et prendre un volume et les verser sur le papier filtre. Rincer le flacon ayant contenu l'échantillon par quelques gouttes d'eau distillée. Après filtration, mettre le papier filtre dans une étuve réglée à 105 °C jusqu'à évaporation totale de l'eau. Refroidir dans un dessiccateur, puis peser-le une deuxième fois, soit M_2 . Mettre le papier filtre dans un creuset en platine ou en porcelaine taré soit M' auparavant dans un four réglé à 525 ± 25 °C pendant deux (02) heures. Refroidir dans le dessiccateur et peser le creuset avec le papier filtre soit M'' .

Soit $M_3 = (M'' - M')$.

III. Méthode par centrifugation

Un certain volume d'eau est centrifugé à 4500 tr/mn, pendant 20 minutes. Le culot est ensuite recueilli, séché à 105 °C, refroidi et pesé. Ensuite, il est calciné à (525 ± 25) °C, refroidi puis pesé.

III.1. Matériel

- Centrifugeuse susceptible de tourner à 4500 tr/mn ;
- Etuve ;
- Four ;
- Creusets en porcelaine.

III.2. Mode opératoire

Centrifuger un volume d'eau homogénéisée à 4500 tr/mn pendant 20 minutes ; séparer le liquide surnageant par siphonnage sans perturbation du dépôt. Les culots de matières sont transvasés dans une capsule tarée auparavant soit M_1 . Rincer les tubes ayant contenu l'échantillon par l'eau distillée. Introduire les eaux de lavage avec les culots dans la capsules, que l'on met par la suite dans une étuve réglée à 105 °C jusqu'à évaporation totale de l'eau. Refroidir dans un dessiccateur pendant 30 à 40 minutes. Peser alors la capsule soit M_2 . La capsule est portée à 525 ± 25 °C pendant 02 heures. Refroidir de la même manière et peser la une troisième fois soit M_3 .

M_1 : poids en gramme de la capsule vide.

M_2 : poids en gramme de la capsule + culots après chauffage à 105 °C.

M_3 : poids en gramme de la capsule après calcination à (525 ± 25) °C.

IV. Questions :

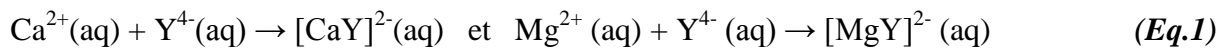
1. Calculer les matières en suspension totales, organiques et minérales par les deux méthodes.
2. Comparer les deux méthodes.
3. Quels les traitements nécessaires pour les eaux ayant de grandes quantités de matières en suspension ?

TP 4 : TITRE HYDROMETRIQUE (T.H)

I. Principe

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

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

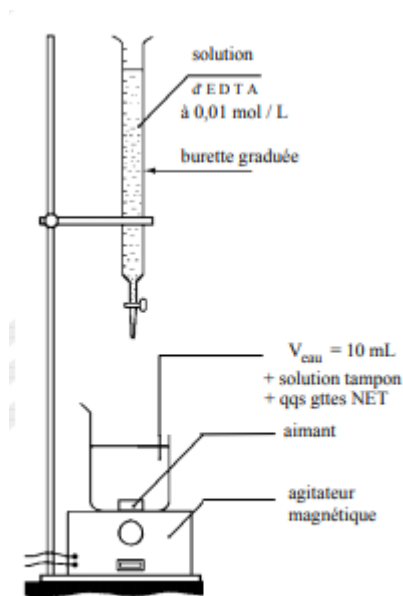


La dureté totale = la dureté permanente + la dureté temporelle

Classification des eaux :

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

I.1. Matériel



I.2. Paillasse

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

I.3. Réactifs

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

Figure 1 : Montage titrimétrie

I.4. Protocol opératoire

❖ A température ambiante

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

❖ A température d'ébullition

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

❖ Dosage

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

Noter le volume V_1 de solution d'EDTA versée

I.5. Questions

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

On peut donc écrire : $((C * V_1)/V_2)*1000$ (Eq.2)

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

C: concentration en milliéquivalents par litre d'EDTA.

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

V_2 : volume de l'échantillon.

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

TP 5 : Coagulation-Floculation

Jar test

I. Objectif

Nous devons réaliser le traitement, d'une eau volontairement polluée par un colorant textile *Red Dye 14* (rejet synthétique), par un procédé physico-chimique : la décantation associée à la coagulation-floculation. Le but de la manipulation est de déterminer le coagulant le plus performant entre le sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ et le chlorure ferrique FeCl_3 , le floculant étant imposé. Nous devons aussi déterminer les proportions optimales de coagulant et de floculant pour obtenir des rendements épuratoires optimaux. Ainsi on obtiendra une eau clarifiée qui pourra être rejetée au milieu naturel. Ce procédé est le plus souvent utilisé lorsque la charge polluante en MES et DCO est élevée. Dans ces cas, ce procédé peut constituer un traitement préalable à un système biologique.

II. Généralités :

La turbidité et la couleur d'une eau sont principalement causées par des particules très petites, dites particules colloïdales. Ces particules, qui peuvent rester en suspension dans l'eau durant de très longues périodes, peuvent même traverser un filtre très fin. Par ailleurs, du fait de leur grande stabilité, elles n'ont pas tendance à s'accrocher les unes aux autres.

Pour éliminer ces particules, on a recours aux procédés de coagulation et de floculation. La coagulation a pour but principal de déstabiliser les particules en suspension, c'est-à-dire de faciliter leur agglomération. En pratique, ce procédé est caractérisé par l'injection et la dispersion de produits chimiques. La floculation a pour but de favoriser, à l'aide d'un mélange lent, les contacts entre les particules déstabilisées. Ces particules s'agglutinent pour former un floc qu'on pourra facilement éliminer par décantation.

II.1. La coagulation :

Elle permet de neutraliser électriquement les particules en suspension et de les rassembler. On utilise dans ce cas principalement les propriétés électriques du coagulant. Les floes sont généralement chargés négativement, on a donc des coagulants à charges positives dans ce cas, par exemple : Al^{3+} contenu dans AlCl_3 le chlorure d'aluminium ou le sulfate d'alumine (le moins cher). Fe^{3+} contenu dans FeCl_3 le chlorure ferrique Ce sont des coagulants cationiques.

Les coagulants minéraux sont très fréquents mais il existe également des coagulants organiques. Les coagulants organiques sont de petite masse moléculaire pour des polymères mais avec beaucoup de charges électriques. C'est le cas du polymère d'aluminium : WAC

II.2. La floculation :

Les floculants servent à faire grossir les floccs en les piégeant mécaniquement dans des chaînes moléculaires longues. La charge électrique du floculant influence mais dans des proportions moindres les liaisons floccs/floculant.

Il existe donc des gammes de floculants anioniques, cationiques et non ioniques. Ils sont organiques, de type polymères. Ils sont commercialisés sous deux formes : en poudre ou en émulsion.

III. Mode opératoire :

1. Remplir les bécjers (1L) par l'eau brute à traiter.
2. A t=0, ajouter le coagulant le plus rapidement possible (Ajouter des doses croissantes).
3. Mettre en route les agitateurs (150 tr/min pendant 3 min) : c'est la coagulation.
4. Après 3 min, ajouter le floculant en mettant une dose constante, tel que le rapport $\frac{\text{Floculant}}{\text{Coagulant}} =$ constante, Réglée la vitesse 30 tr/min, Temps d'agitation = 20 min : c'est la phase de la floculation (Agitation lente).
5. Laisser 60 min, et laisser décanter tout en ayant arrêté et levé les pales.
6. Après chaque 10 min de décantation, prélever une quantité suffisante de surnageant (eau claire) dans chaque bécjier et mesurer les paramètres de rendement choisis (pH, Turbidité, MES...).



Figure.1 : Appareil du Jar tests du laboratoire

IV. Préparation des solutions

IV.1. Solution synthétique : (Eau + Colorant)

Solution mère de 2 g/L (laisser agiter pendant 30 min)

Pour $C_i = 50 \text{ mg/L}$ (colorant) :

$$C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f \Rightarrow V_m = (C_f \cdot V_f) / C_m$$

Le volume à prélevé est $V_m = 50 \times 800 / 2000 = 20 \text{ ml}$

\Rightarrow On prend **20 ml** et on les verse dans le bécher de 800 ml de solution.

IV.2. Solution du coagulant :

a) Pour la solution mère de sulfate d'aluminium (SA) = **5 g/L** (eau distillée)

Pour une $C_i = 100 \text{ mg/L}$ de (SA) :

$$C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f \Rightarrow V_m = (C_f \cdot V_f) / C_m$$

Le volume à prélevé est $V_m = 100 \cdot 800 / 5000 = 16 \text{ ml}$

On prend **16 ml** et on les verse dans le bécher de **800 ml** de la solution synthétique.

C (SA) mg/L	100	200	250	300	400	500
V (SA) ml	16					

b) Pour la solution mère de Chlorure Ferrique (FeCl_3) = **5 g/L** (eau distillée),

C (FeCl_3) mg/L	100	200	250	300	400	500
V (FeCl_3) ml	16					

NB: Ces volumes sont à verser dans les béchers de 800 ml (contenant 50 mg/L) du colorant.

Manip 1: .././2020

Effet de la dose du coagulant

Concentration initial de colorant $C_i = 50 \text{ mg/L}$

V coag = 150 tr/min, Temps d'agitation = 3 min

V flocc = 30 tr/min, Temps d'agitation = 20 min

$C_i \text{ Coagulant} = 100 \text{ mg/L}$

Temps déc	pH	Turb	Turb (%)
0			
10			
20			
30			
40			
50			
60			

$C_i \text{ Coagulant} = 200 \text{ mg/L}$

Temps déc	pH	Turb	Turb (%)
0			
10			
20			
30			
40			
50			
60			

$C_i \text{ Coagulant} = 250 \text{ mg/L}$

Temps déc	pH	Turb	Turb (%)
0			
10			
20			
30			
40			
50			
60			

$Ci_{Coagulant} = 300 \text{ mg/L}$

Temps déc	pH	Turb	Turb (%)
0			
10			
20			
30			
40			
50			
60			

$Ci_{Coagulant} = 400 \text{ mg/L}$

Temps déc	pH	Turb	Turb (%)
0			
10			
20			
30			
40			
50			
60			

$Ci_{Coagulant} = 500 \text{ mg/L}$

Temps déc	pH	Turb	Turb (%)
0			
10			
20			
30			
40			
50			
60			

V. Questions

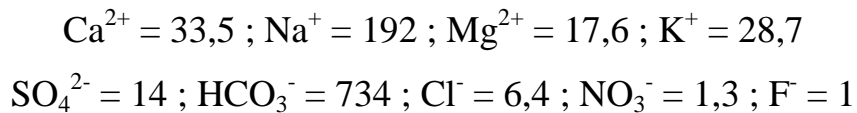
1. Expliquer la turbidité.
2. Tracer, avec (échelles, unités, etc.), la variation de la turbidité (%) en fonction de la dose du coagulant.
3. Analyser et expliquer l'évolution de la turbidité (%) en fonction de la dose du coagulant.
4. Déterminer la dose du coagulant et le temps de décantation optimales en exploitant le tracé $Turb(\%) = f(Ci_{Coagulant})$.
5. Déterminer le coagulants le plus performant entre le sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$ et le chlorure ferrique $FeCl_3$.
6. Conclusion.

TP 06

Traitement et critique des données physico-chimiques de l'eau (balance ionique, différenciation entre éléments majeur et mineurs, intégration des données dans le logiciel DIAGRAMMES)

Application :

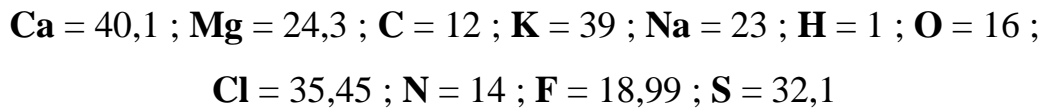
L'étiquette d'une eau minérale naturelle embouteillée indique la concentration massique (en **mg/L**) des principaux ions qu'elle contient :



Résidus secs à 180 °C = 675

pH = 7,2

On donne les poids atomiques suivants en g/mol :



1) Déterminer

- La dureté totale (TH) en : mg/L, meq/L, mg/L_{CaCO3} et °F.
- La dureté carbonatée (TAC) en : mg/L, meq/L, mg/L_{CaCO3} et °F.
- La minéralisation (Min) en mg/L.
- Le titre en sel d'acides forts (SAF) en mg/L et °F.

2) Vérifie la balance ionique

3) Déterminer le faciès chimique de cette eau ?

4) Quelle est la différence entre une eau minérale et une eau de source ?

TP 7 : TITRE ALCALIMETRIQUE (TA), TITRE ALCALIMETRIQUE COMPLET (TAC)

I. Introduction

L'alcalinité d'une eau correspond à la présence des hydrogénocarbonates, carbonates et hydroxydes. Indépendamment des difficultés qu'il peut y avoir pour l'opérateur à apprécier le virage de l'indicateur, l'emploi de la méthode volumétrique doit être évité en présence de substances telles que les acides humiques, les phosphates, les citrates, les tartrates, etc, qui retardent le virage, la méthode potentiométrique est recommandée dans le cas des eaux troubles et colorées, et en présence de matières en suspension.

II. Définition :

Le titre alcalimétrique ou T.A mesure la teneur en alcalis et en carbonates alcalins caustiques.

Le titre alcalimétrique complet TAC correspond à la teneur de l'eau en alcalis libres, carbonates et hydrogénocarbonates.

III. Principe :

Ces mesures sont basées sur la neutralisation d'un certain volume d'eau par un acide minéral, en présence d'un indicateur coloré.

III.1. Réactifs :

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

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

III.2. Mode opératoire :

❖ Détermination du TA :

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

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

❖ **Détermination du TAC :**

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

III.3. Expression des résultats

$$TA = V_{H_2SO_4} * N_{H_2SO_4} * 0,1 \quad (\text{en méq/l})$$

$$TAC = (V_{H_2SO_4} - 0,5) * N_{H_2SO_4} * 0,1 \quad (\text{en méq/l})$$

IV. Questions

1. Écrire les équations des réactions de chacun des acides considérés avec l'eau ?
2. Pourquoi dit-on que l'ion hydrogénocarbonate est une espèce amphotère HCO_3^- ?
3. Donner les valeurs de TA et TAC en °F en milligrammes de $CaCO_3$ par litre d'eau ?
4. Donner les relations existant entre TA et TAC et TH ?