

Université de Jijel
Faculté des Sciences de l'Ingénieur
Département de Chimie Industrielle

Chimie et Analyse des Eaux

Travaux pratiques

ZAZOUA Ali

Université de Jijel B.P. 98 Ouled Aissa
Jijel 18000 -Algérie-

**II- TRAVAUX PRATIQUES DE TRAITEMENT
DES EAUX**

TP₁ - Essai des eaux – Détermination de l'alcalinité (titre alcalimétrique et titre alcalimétrique complet).

1- Objet et domaine d'application :

La présente norme a pour objet de déterminer l'alcalinité d'une eau par la mesure du « titre alcalimétrique » (TA) et du « titre alcalimétrique complet » (TAC).

Elle comporte la description d'une méthode volumétrique applicable dans tous les cas où la présence de substances qui tamponne les ions Hydrogène dans les zones de pH de 4.3 et 8.3 n'est pas à craindre ; elle peut être mise en œuvre soit à l'aide d'indicateurs colorés, soit à l'aide d'un pH-mètre. L'emploi de cette dernière technique, plus générale, est recommandé dans le cas des eaux troubles, riche en matières en suspension, colorées ou qui altèrent les indicateurs et dans le cas des eaux dont l'alcalinité totale est inférieure à 0.2 milliéquivalent-gramme par litre (*).

2- Définitions:

Le TA mesure la teneur de l'eau en ,

- Alcalis libres ; OH^-
- Carbonates alcalins caustiques CO_3^{2-} ;

Le TAC mesure la teneur de l'eau : notamment , en ;

- Alcalis libres ; OH^-
- Carbonates CO_3^{2-} ;
- Bicarbonates ; HCO_3^-

3- Principe :

Détermination des volumes successifs d'acide fort en solution diluée nécessaires pour neutraliser, aux niveaux de pH 8.3 et 4.3, le volume d'eau à analyser. La première détermination, sert à calculer le TA , la seconde à calculer le TAC.

Aucun remplissage de la burette n'intervenant entre les deux lectures, TA sera inclus dans TAC, et, de ce fait, lui sera toujours inférieur. On peut opérer soit en présence d'indicateurs colorés, soit en utilisant un -pH-mètre.

4- Réactifs :

Au cours de l'analyse et pour la préparation des réactifs , n'utiliser que de l'eau distillée exempte de dioxyde de carbone libre. Les réactifs eux mêmes doivent être de pureté analytique reconnue.

- Acide sulfurique ($\text{H}_2 \text{SO}_4$) à N/50 soit 0.02 N.
- Phénolphtaléine dans l'alcool éthylique à 1 % .
- Solution de méthylorange à 0.5 %
- Eau distillée exempte de CO_2 libre (par ébullition de 15 min)

(*) Il est rappelé que le milliéquivalent-gramme (Symbole : méq) est le millième de l'équivalent-gramme calculé en divisant la masse de l'ion que l'on considère par l'électrovalence de cet ion.

5- Appareillage :

- Matériel courant de laboratoire, et notamment, burette de 25 ml de capacité, graduée tous les 0,05 ml.
- Dans le cas de la méthode potentiométrique : pH -mètre.

6- Echantillonnage et échantillons :

Les échantillons doivent être analysés le plus tôt possible après leur prélèvement et au plus tard dans les 24 heures. A cet effet, ils seront conservés de préférence dans des récipients en polyéthylène ou en verre borosilicaté complètement remplis et bouchés hermétiquement.

7- Mode opératoire :

7-1 Prise d'essai :

Selon l'objectif poursuivi, effectuer la prise d'essai directement sur l'échantillon ou sur l'échantillon filtré ou décanté.

- Si le TAC est inférieur à 10 méq/l, prélever une prise d'essai de 100 ml.
- Si le TAC est supérieur à 10 méq/l prélever un volume plus petit.

7-2 – Détermination de TA :

Placer la prise d'essai dans un bûcher de volume suffisant (ajuster éventuellement à 100 ml avec de l'eau distillée).

7.2.1 – Méthode avec Indicateurs :

ajouter une à deux gouttes de solution alcoolique de phénolphtaléine (**)

- Si la coloration rose ne se manifeste pas, le TA est nul (c'est généralement le cas pour les eaux naturelles dont le pH est inférieur à 8.3)
- Si une coloration rose se développe, verser lentement l'acide se trouvant dans la burette, en agitant la solution se trouvant dans le bûcher et ceci jusqu'à décoloration complète de la solution, c'est à dire, on arrive à un pH de l'ordre de 8.3.
- Noter le volume V_1 lu à la burette (nombre de millilitres d'acide utilisé pour obtenir le virage).
- Titrer un échantillon supplémentaire de la façon décrite précédemment et noter le volume V_1' lu à la burette.

7.2.2 – Méthode potentiométrique :

- Si le pH est supérieur à 8.3, verser lentement l'acide pour obtenir cette valeur.
- Noter le volume V_1 lu à la burette
- Refaire l'essai, selon cette procédure, et noter le volume V_1' lu à la burette.

(**)il est rappelé que la phénolphtaléine prend la coloration rose en milieu basique et incolore dans un milieu acide.

7.3- Détermination du TAC :

Utiliser l'échantillon traité précédemment ou le prélèvement primitif si l'on a vérifié que le TA est nul.

7.3.1 Méthode avec indicateurs :

-Ajouter deux gouttes de solution de méthylorange .

-Verser ou continuer à verser lentement à l'aide de la burette graduée l'acide sulfurique, en agitant constamment , jusqu'au virage du jaune orangé (pH=4.3) (s'assurer qu'une goutte d'acide en excès provoque le passage du virage du jaune orangé au rose orangé, soit à pH 4).

-Noter le volume V_2 lu à la burette

-Retrancher ce volume V_2 de 0.5 ml , car ces 0.5 ml correspondent à la quantité d'acide nécessaire pour le virage de l'indicateur, qui est un peu plus faible que le pH de neutralisation des bicarbonates (HCO_3^-) (pH>4).

-Refaire l'essai selon cette méthode , et noter V'_2 lu à la burette.

7.3.2 Méthode potentiométrique :

verser ou continuer à verser lentement l'acide jusqu'à un pH de 4,3.

Noter le volume V_2 lu à la burette.

Refaire cette expérience, et noter le volume lu V'_2 à la burette

8- Expression des résultats :

Le TA et le TAC , exprimés en milliéquivalents par litre sont donnés respectivement par les expressions :

$$TA = \frac{V_{1\text{moy}} \cdot N \times 1000}{V} \quad \text{où} \quad V_{1\text{moy}} = \frac{V_1 + V'_1}{2}$$

$$TAC = \frac{V_{2\text{moy}} \cdot N \times 1000}{V} \quad \text{où} \quad V_{2\text{moy}} = \frac{V_2 + V'_2}{2}$$

où : V est le volume en millilitres de la prise d'essai

V_1 ou V'_1 est le volume d'acide en millilitres lu à la burette

V_2 ou V'_2 est le volume d'acide en millilitres lu à la burette

N est la normalité de la solution acide.

Applications : Eau du robinet

Eau d'origine Inconnue

Eau Distillée

Eau bidistillée

TP₂ - Essais des eaux - **DOSAGE DE LA SOMME DU CALCIUM ET DU MAGNESIUM/
METHODE TITRIMETRIQUE A L'ETHYLENE DIAMINE
TETRAACETIQUE (EDTA).**

1- Objet et domaine d'application

La présente Norme spécifie une méthode titrimétrique à l'EDTA pour la détermination de la somme des concentrations en calcium et en magnésium dans les eaux.

La méthode n'est pas applicable aux effluents et aux eaux ayant une forte concentration en sels telles que les eaux de mer. La plus faible teneur qui peut être déterminée est de 0,05 mmol/l.

Les ions métalliques tels que l'aluminium, le baryum, le plomb, le fer, le cobalt, le cuivre, le manganèse, l'étain et le zinc peuvent interférer soit parce qu'ils sont dosés en même temps que le calcium et le magnésium, soit parce qu'ils provoquent un obscurcissement lors du changement de couleur de l'indicateur.

Les ions phosphates et carbonates peuvent précipiter le calcium au pH du titrage. Certaines matières organiques peuvent aussi interférer dans le dosage.

L'interférence des ions du fer à des concentrations allant jusqu'à 10 mg/l peut être éliminée par l'ajout de 250 mg de cyanure de sodium à la prise d'essai.

Le cyanure diminue également les interférences dues au zinc, au cuivre et au cobalt.

S'assurer que la solution est alcaline avant d'ajouter le cyanure de sodium. Si les interférences ne peuvent être éliminées, utiliser de préférence une méthode par l'absorption atomique.

2- Définitions

Dureté de l'eau : est la somme des cations métalliques sauf les métaux alcalins et l'ion hydrogène.

Dureté totale : ou titre hydrotimétrique (TH), concentration totale en calcium et magnésium.

Dureté due aux carbonates : partie de la dureté totale correspondant à la teneur des eaux en carbonates et hydrogencarbonates.

Dureté permanente : partie de la dureté totale correspondant à la teneur des eaux en chlorures, sulfates, nitrates...

3- Principe

Titration par complexométrie du calcium et du magnésium avec une solution aqueuse de sel disodique d'EDTA à un pH de 10.

Le colorant bleu, le noir ériochrome T (NET), qui donne une couleur bordeaux en se combinant avec l'ion magnésium, est utilisé comme indicateur de fin de réaction.

(La présence d'ion Mg^{++} est donc nécessaire, c'est pourquoi on en ajoute systématiquement à la solution titrante).

4- Réactifs

- Solution tampon ammoniacale (pH $10 \pm 0,1$).
 - chlorure d'ammonium ($NH_4 Cl$).
 - Hydroxyde d'ammonium ($NH_4 OH$).

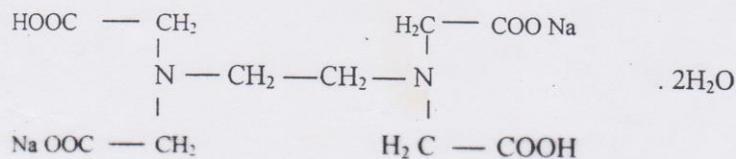
Conserver cette solution dans une bouteille en polyéthylène (durée de conservation limitée).

- EDTA, solution titrée, ($Na_2 EDTA$) = 0,02 N soit N/50.

Préparation

Sécher une portion d'EDTA, sel disodique dihydraté ($C_{10} H_{14} N_2 O_8 Na_2 \cdot 2H_2O$) à $80^\circ C$ pendant 2h, dissoudre 3,46 g du sel sec dans de l'eau et diluer à 1 000ml dans une fiole jaugée ou dissoudre 3,721 g de sel disodique dihydraté d'EDTA dans 1 litre de solution.

Formule développée de l'EDTA, sel disodique dihydraté :



Remarque

Dans le cas où l'eau à analyser est peu chargée en magnésium, rajouter 0,1 g de chlorure de magnésium ($MgCl_2, 6H_2O$) à la quantité d'EDTA pour préparer 1 litre de solution.

Conserver la solution d'EDTA dans une bouteille en polyéthylène et en vérifier la concentration de temps à autre.

- Solution de NET à 0,4% dans l'alcool éthylique.

Ou bien NET à 1% dans KCl ou NaCl.

5- Appareillage

Matériel courant de laboratoire.

6-Mode Opératoire

- Introduire 100 ml de l'échantillon dans un erlenmeyer de 250 ml.
- Ajouter 8 ml de la solution tampon et 2 pincées de l'indicateur NET; la solution doit se colorer en rouge foncé-violet, et son **pH** doit être de $10 \pm 0,1$.
- Titrer immédiatement à l'aide de la solution d'EDTA versée à partir de la burette, tout en agitant constamment (Verser rapidement au début du dosage puis lentement vers la fin); ajouter la solution d'EDTA goutte à goutte
 - dès que la couleur de la solution commence à virer du rouge et du violet au bleu. La couleur ne doit plus changer par addition d'une goutte supplémentaire de la solution d'EDTA. (lire le volume V_1 sur la burette).

Rq : si le volume de la solution d'EDTA versée est supérieur à 40ml, effectuer un autre titrage en prenant un plus petit volume d'échantillon (soit 50ml). Ajouter de l'eau distillée de façon à ce que le volume initial soit de 100ml.

- titrer un échantillon supplémentaire (lire le volume V_2 sur la burette).

7-Expression des résultats :

La teneur globale en calcium et en magnésium, exprimée en millimoles par litre, est donnée par l'équation.

$$TH = \frac{C \cdot V_{moy}}{V_0} \quad \text{où}$$

C est la concentration, exprimée en millimoles par litre, de la solution d'EDTA ;

V_0 est le volume, en millilitres de l'échantillon utilisé.

$$\text{Avec } V_{moy} = \frac{V_1 + V_2}{2}$$

V_{moy} est le volume, en millilitres, de la solution d'EDTA, utilisé pour le titrage.

Rq : si une prise d'essai diluée est utilisée, modifier le calcul en conséquence, en utilisant le facteur de dilution F.

TP₃ – DOSAGE DU CALCIUM (METHODE TITRIMETRIQUE A L'EDTA)

1- Objet et domaine d'application

La présente Norme Internationale spécifie une méthode titrimétrique à l'EDTA pour le dosage du calcium dans les eaux souterraines, les eaux de surface et les eaux de boissons. Elle peut être aussi utilisée pour les eaux résiduaires urbaines et les eaux brutes industrielles, à condition qu'elles ne contiennent pas de métaux lourds en quantités interférentes.

La méthode n'est pas applicable aux eaux de mer et aux eaux de même type à forte teneur en sels. Elle est applicable aux eaux dont la teneur en calcium varie de 2 à 100 mg/l (soit 0,05 à 2,5 mmd/l).

Pour les eaux contenant plus de 100 mg/l de calcium, une dilution de l'échantillon doit être effectuée.

2- Principe

Titration des ions calcium avec une solution aqueuse de sel disodique d'acide éthylène diamine tétraacétique (EDTA) à un pH compris entre 12 et 13.

Le Murexid qui forme un complexe rose avec le calcium est utilisé comme indicateur.

Le magnésium est précipité sous forme d'hydroxyde et n'interfère pas lors du dosage.

Lors du titrage, l'EDTA réagit tout d'abord avec les ions calcium libres, puis avec les ions calcium combinés avec l'indicateur qui vire alors de la couleur rose à la couleur violacée.

3- Réactifs

Au cours de l'analyse, utiliser uniquement des réactifs de qualité analytique reconnue, et de l'eau distillée ou de l'eau de pureté au moins équivalente.

- Hydroxyde de sodium à 1 N

Dissoudre 4g de NaOH dans 100 ml d'eau fraîchement distillée, conservée dans une bouteille en polyéthylène.

- EDTA (solution titrée à 0,02 N)

Conserver la solution d'EDTA dans une bouteille en polyéthylène et en vérifier la concentration de temps à autre.

- Murexid (indicateur coloré).

4- Appareillage

Matériel courant de laboratoire, et

burette de 25 ml de capacité, graduée tous les 0,05 ml.

5- Mode opératoire

Préparation de l'échantillon

L'échantillon pour analyse doit contenir 2 à 100 mg/l (soit 0,05 à 2.5 mmd/l) de calcium.

Si les prises d'essai ont été acidifiées par conservation, les neutraliser avec les quantités calculées de solution d'hydroxyde de sodium.

Dans le calcul des résultats, prendre en considération toute dilution de l'échantillon, ou de la prise d'essai, par l'acide ou l'alcali.

Dosage

- Prelever 100 ml d'eau.
- Ajouter 4 ml de NaOH et environ 0,2 g de l'indicateur.
- Mélanger et doser immédiatement. Ajouter la solution d'EDTA tout en continuant d'agiter.
- Verser lentement en fin de dosage – le virage est atteint lorsque la couleur devient nettement violée).
- La couleur ne doit plus changer avec l'ajout d'une goutte supplémentaire de la solution d'EDTA.

6- Expression des résultats

La teneur en calcium, C_{Ca} exprimée en millimoles/l, est donnée par l'équation :

$$C_{Ca} = \frac{C_1 V_{1\text{moy}}}{V_b} \quad \text{Où} \quad V_{1\text{moy}} = \frac{V_1 + V_2}{2}$$

Où C_1 concentration, en mmol/l, de la solution d'EDTA,

V_b volume, en ml, de la prise d'essai,

$V_{1\text{moy}}$ volume moyen, en ml, de la solution d'EDTA, utilisée pour le dosage.

Si l'on désire exprimer la teneur en calcium, Q_{Ca} , celle-ci est donnée, en milligrammes par litre, par l'équation :

$$Q_{Ca} = \frac{C_1 V_{1\text{moy}}}{V_b} \times M$$

Où M est la masse molaire relative du calcium (40,08 g/mol).

Si une dilution de l'échantillon a été utilisée, en tenir compte dans le calcul en utilisant le facteur de dilution F .

TP 4 - Essai des eaux - Dosage de l'anhydride carbonique libre dans les eaux.

1- Objet et domaine d'application :

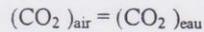
La présente norme a pour objet la description du mode opératoire du dosage de l'anhydride carbonique libre dans les eaux naturelles, de consommation....

2- Généralités

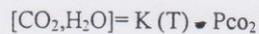
La présence d'anhydride carbonique dans une eau lui confère une saveur agréable et ne présente pas d'inconvénients pour la santé humaine.

Sa détermination quantitative est toutefois fort utile pour tous les problèmes d'agressivité ou d'incrustation des eaux, ainsi que pour les problèmes de corrosion des canalisations et d'attaque des ouvrages en béton.

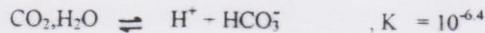
Le gaz carbonique de l'air se dissout dans l'eau sous forme d'acide carbonique $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ (ou H_2CO_3). On a alors un premier équilibre :



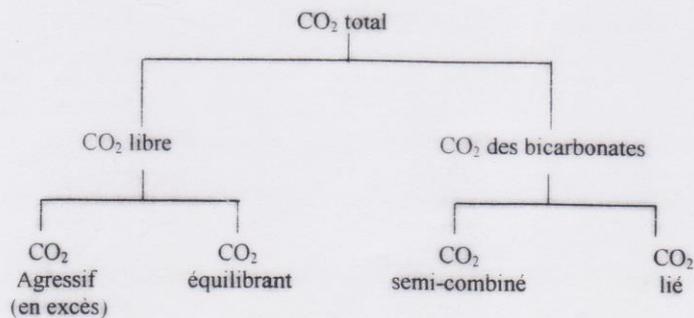
La concentration de $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ dépend de la pression partielle du CO_2 dans l'air et d'un coefficient K fonction de la température.



Dans l'eau, l'acide carbonique se dissocie :



On peut distinguer de manière théorique, les différentes formes d'anhydride carbonique contenues dans l'eau :



L'anhydride carbonique libre correspond à la fraction du CO₂ total qui n'entre pas dans la composition des bicarbonates et des carbonates.

- Il existe une concentration en CO₂ libre qui empêche la précipitation des carbonates ; cette fraction est appelée CO₂ équilibrant.

(En fait, le CO₂ équilibrant évite que les bicarbonates ne se transforment en carbonates, lesquels précipitent aux conditions habituelles de température et de pression).

- Si la concentration en CO₂ libre est supérieure à la concentration en CO₂ équilibrant, l'excès sera appelé CO₂ agressif.

Dans ce cas, il n'existera pas de couche protectrice carbonatée dans les canalisations et il y aura dissolution des métaux des canalisations (plomb, cuivre...).

- Par contre, si le CO₂ libre est présent à des concentrations inférieures au CO₂ équilibrant, il y aura précipitation des carbonates et incrustation.

Le gaz carbonique ou dioxyde de carbone est naturellement présent dans l'atmosphère.

Une eau en équilibre avec l'air renferme à 20°C, $1,2 \cdot 10^{-5}$ mol/l soit 0,52 mg/l de CO₂ libre.

3- Principe

Le gaz carbonique libre de l'eau est neutralisé par un léger excès d'une solution de NaOH ; cet excès est ensuite déterminé à l'aide d'une solution d'acide titrée.

4- Réactifs

- NaOH à N/40
- HCl à N/50
- Solution alcoolique de phénolphaléine à 1%.

5- Appareillage

Matériel courant de laboratoire et :

- fiole jaugée de 210 ml,
- erlenmeyer de 500 ml,
- burette.

6- Mode opératoire

Dans une fiole de 210ml :

- introduire 10 ml de solution de NaOH à N/40
- compléter au trait de jauge 210 ml avec de l'eau à analyser (éviter toute agitation !)
- ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine
- boucher la fiole et retourner lentement la fiole de façon à homogénéiser.

La solution doit se teinter en rose (sinon ajouter 10 ml supplémentaires de NaOH à N/40 et éventuellement quelques gouttes de phénolphtaléine)

- transvaser la solution dans un erlenmeyer de 500 ml
- titrer à l'aide d'une burette avec de l'acide chlorhydrique N/50 jusqu'à décoloration complète.

Attention :

Procéder à un essai à blanc en opérant de la ^{même} manière mais en remplaçant l'eau à analyser par de l'eau fraîchement distillée, ayant subi une ébullition douce pendant 20 minutes.

NB :

Si vous avez ajouté au total 20 ml de NaOH dans l'échantillon à doser, rajouter également 20 ml de NaOH pour l'essai à blanc.

Remarque :

Si l'échantillon contient beaucoup d'azote ammoniacal, la phénolphtaléine se transforme en dimidophtaléine qui est incolore. Il faudra donc, lors du dosage, utiliser un pH-mètre.

7- Expression des résultats

Soient :

- V , la différence de volume entre la chute de burette d'acide pour l'essai à blanc (V_b) et celle de l'eau à analyser (V_e) en ml;
- N , la normalité de l'acide chlorhydrique;
- N_{CO_2} , le nombre d'équivalents-gramme par litre de la prise d'essai;
- V_{CO_2} , le volume de la prise d'essai en ml,

$$N \cdot V = N_{CO_2} \cdot V_{CO_2}$$

$$\frac{1}{50} V = N_{CO_2} \cdot 200$$

$$N_{CO_2} = \left(\frac{1}{10000} \cdot V\right) \text{ éq/l}$$

$$N_{CO_2} = \left(\frac{1}{10} \cdot V\right) \text{ meq/l}$$

Or, 1 équivalent-gramme de CO_2 vaut 44 g de CO_2 ,

\Rightarrow 1 milli-équivalent-gramme de CO_2 vaudra 44 mg de CO_2 et :

$$CO_2 \text{ (mg/l)} = (44/10) \cdot V$$

$$CO_2 \text{ (mg/l)} = 4,4 \cdot V \quad ; (V \text{ en ml})$$

Précision de la mesure :

L'incertitude relative est de l'ordre de 5%, ce qui, pour des teneurs en CO_2 libre voisines de 20 mg/l, donne une précision de 1 mg/l.

Applications :

- Eau de robinet,
- Eau d'origine inconnue,
- Eau distillée.
- Eau bidistillée.

5-Essais des eaux – Dosage des ions Chlore**1-Objet et domaine d'application**

La présente norme spécifie une méthode titrimétrique pour le dosage des ions chlore présents dans les eaux.

2-Définitions :

Chlore libre : Chlore présent sous la forme d'acide hypochloreux, d'ion hypochlorite ou de chlore élémentaire dissous.

Chlore combiné : Fractions de chlore total présente sous la forme de chloramines et de chloramines organiques.

Chlore total : Chlore présent sous la forme de chlore libre ou de chlore combiné ou l'ensemble des deux.

Chloramines : Dérivés de l'ammoniac par substitution d'un, deux ou trois atomes d'hydrogène par des atomes de chlore (monochloramine NH_2Cl , dichloramine NHCl_2 , trichlorure d'azote NCl_3) et tous les dérivés chlorés des composés organiques azotés.

3-Principe :

Dosage du chlore combiné à l'état de chlorure par le nitrate d'argent, en présence de chromate de potassium comme indicateur.

4-Réactifs :

- Acide nitrique (HNO_3) dilué au 1/10.
- Carbonate de calcium (CaCO_3) ; 0,1g.
- Solution de permanganate de potassium (KMnO_4) ; 0,1 N.
- Eau oxygénée à 3%.
- Phénolphtaléine à 1% dans l'alcool éthylique à 96°.
- Chromate de potassium (K_2CrO_4) ; solution 50 g au litre.
- Solution titrée de nitrate d'argent (AgNO_3) ; 0,1N.

5-Mode opératoire :

Echantillon pour essai

Effectuer les dosages immédiatement après les prélèvements. A tout moment, éviter la lumière vive, la chaleur et l'agitation.

Prise d'essai :

Le volume de la prise d'essai est fixé à 100 ml et la teneur en chlore doit être comprise entre 0,5 et 15 mg (soit 5 à 150 mg/l).

Si la teneur de l'eau à analyser est inférieure à 5mg de chlore au litre, l'échantillon est concentré de façon à amener sa teneur entre 5 et 150 mg/l.

Si cette teneur est supérieure à 150 mg de chlore au litre, l'échantillon est dilué par addition d'eau distillée de façon à ramener sa teneur entre les limites précédemment indiquées.

Dosage :

a-Eaux neutres à la phénolphtaléine :

Ajouter à la prise d'essai, 1ml de solution de chromate de potassium.

Doser avec l'AgNO₃ jusqu'à virage de la coloration jaune à une très faible teinte brunâtre.

b)Eaux acides de pH inférieur à 4

Neutraliser avec le moins possible de CaCO₃ (environ 0,1g) jusqu'à neutralité (pH≈7). Attendre quelques minutes après l'addition de CaCO₃ car la réaction n'est pas immédiate. Continuer le dosage comme en (a).

c) Eaux alcalines à phénolphtaléine

Ajouter de l'acide nitrique dilué jusqu'à décoloration de la phénolphtaléine. Eviter d'ajouter un excès d'acide et continuer le dosage comme en (a).

d) Eaux contenant des sulfures ou des sulfites

Ces composés doivent être détruits par addition, goutte à goutte, d'une solution de permanganate de potassium jusqu'à coloration rose persistante.

Rendre incolore par une goutte d'eau oxygénée et continuer le dosage comme en (a).

6) Expression des résultats

La teneur de l'eau en chlore, exprimée en milliéquivalents d'ions Cl^- au litre, est donnée par l'équation :

$$C_{Cl^-} = \frac{C_1 V_1}{V_0 F} \cdot 1000$$

Où V_0 : nombre de millilitres de la prise d'essai (100ml)

F : facteur de la concentration (eaux contenant moins de 5 mg de chlore au litre) ou de la dilution (eaux contenant plus de 150 mg chlore au litre) subie par l'échantillon lors de la préparation de la prise d'essai.

V_1 : nombre de millilitres de la solution de nitrate d'argent utilisé.

C_1 : concentration, en équivalent-gramme par litre, de la solution de nitrate d'argent (0,1 eq/l)

La concentration en chlore, en meq/l, peut être exprimée en milligrammes d'ions Cl^- au litre par le facteur multiplicatif de conversion de 35,5.

$$C_{Cl^-} = \frac{C_1 V_1}{V_0 F} \cdot 1000 \cdot M$$

M : masse molaire relative au Cl^-

Remarque :

1 meq/l = 35,5 mg Cl^-

et $1^{\circ}F = 7,1$ mg Cl^- /l

TP6- Détermination de la conductivité électrique

1- Objet et domaine d'application

Cette norme expose une méthode de mesure de la conductivité électrique de tous types d'eau.

Ce paramètre est utilisé pour contrôler la qualité des eaux, notamment celles de surface des stations de traitement (eau adoucie, eau déminéralisée...), de rejets industrielles.

Il est surtout utile pour la surveillance dans le temps d'une eau distribuée, car il permet de déceler immédiatement les variations de composition.

2- Principe

La conductivité électrique est déterminée à l'aide d'un instrument, appelé conductimètre. Elle donne une évaluation globale des ions présents (concentration des solutés ionisables) essentiellement minéraux, évaluée en $\mu\text{S}/\text{cm}$; elle représente, en fait, la mesure du courant conduit par les ions présents dans l'eau, dépendant de la concentration en ions, de la nature des ions, de la température et de la viscosité de la solution.

D'ailleurs, à titre indicatif, une eau pure, telle qu'elle résulte de sa propre dissociation, a une conductivité électrique à $25\text{ }^\circ\text{C}$ de $0.05483\ \mu\text{S}/\text{cm}$

3- Réactifs

3-1 Eau de préparation des solutions et des dilutions, bidistillée ou déionisée, dont la conductivité électrique à $25\text{ }^\circ\text{C}$ doit être inférieure ou égale à $1\ \mu\text{S}/\text{cm}$.

3.2 Chlorure de potassium, solution étalon A,

$$[\text{KCl}] = 0.1\ \text{mol/l}$$

dissoudre $0.7456\ \text{g}$ de chlorure de potassium, préalablement séché à $105\text{ }^\circ\text{C}$ durant $2\ \text{h}$ et refroidi en dessiccateur, dans de l'eau et diluer à $100\ \text{ml}$.

La conductivité électrique de cette solution à $25\text{ }^\circ\text{C}$ est $12900\ \mu\text{S}/\text{cm}$.

3.3 –Chlorure de potassium, solution étalon B,

$$[\text{KCl}] = 0.01 \text{ mol/l}$$

Diluer 10 ml de la solution A à 100 ml avec de l'eau.

La conductivité électrique de cette solution à 25 C° est de 1410 $\mu\text{s/cm}$.

3.4 Chlorure de potassium, solution étalon C,

Diluer 10 ml de la solution B à 100 ml avec de l'eau.

Juste avant la préparation de cette solution, l'eau doit être rendue exempte de dioxyde de carbone par ébullition; au cours de cette opération, minimiser le contact de votre échantillon avec l'atmosphère.

Préparer cette solution juste ^{avant} son emploi.

La conductivité électrique de cette solution à 25 C° est de 147 $\mu\text{s/cm}$.

Le tableau suivant donne des concentrations de chlorure de potassium qui peuvent être utilisées en alternative comme étalons de conductivité.

Tab.1 – Conductivité électrique de solutions de chlorure de potassium

Concentration de KCl	Conductivité électrique à 25°C*
Mol /l	$\mu\text{s/cm}$
0.0005	74
0.001	147
0.005	720
0.01	1410
0.02	2770
0.05	6700
0.1	12900
0.2	24800

3.5 Solutions de platinage

Dissoudre 1.5 g d'acide hexachloroplatinique hexahydraté ($\text{H}_2\text{PtCl}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) dans 50 ml d'eau contenant 0.0125g d'acétate de plomb II [$\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$]

4- Appareillage :

4.1 Conductimètre :

Le conductimètre est un instrument pour le mesurage de la conductivité électrique. L'appareil du laboratoire d'étude des eaux est équipé d'une cellule de mesure de type à immersion, constituée de deux électrodes en platine et dont sa constante doit être appropriée à la gamme de mesure ; la cellule électrolytique utilisée dans ce TP est de constante égalant à 1 cm^{-1} , recommandée pour les conductivités électriques des eaux en étude.

Le tableau ci-dessous regroupe les constantes de la cellule de mesure recommandées, pour des gammes de mesure bien spécifiques.

Tab.2- Constantes de la cellule de mesure recommandées pour différente gamme de conductivités électriques.

Gamme de mesure	Constante recommandée
Us/cm	Cm-1
$X < 20$	0.01
$1 < x < 200$	0.10
$10 < x < 2000$	1.0
$100 < x < 20.000$	10.0
$1000 < x < 200.000$	50.0

L'appareil de notre laboratoire affiche sur l'écran la valeur de la conductance, qu'on multiplie par la constante de la cellule de mesure pour obtenir la conductivité électrique.

Beaucoup d'autres instruments sont équipés d'un dispositif de correction de la constante et permettent une lecture directe de la conductivité électrique.

L'appareil de laboratoire, est équipé, en outre, d'un dispositif de compensation de température et, par référence aux coefficients de température des échantillons, peut automatiquement corriger les mesures obtenues pour une gamme de température en conductivité à 25°C° . Dans le cas où l'appareil n'est pas doté de ce dispositif, il suffit de faire une correction mathématique, en utilisant le facteur de correction approprié indiqué dans

le Tableau 4 (voir Annexe 1) pour ramener la valeur de la conductivité électrique effectuée à 0°C à celle de 25°C .

4.2 Electrodes :

Les électrodes de la cellule de mesure sont platinées, dans le cas nécessaire, notamment si elles sont souillées par des matières en suspension grossière, de graisse ou d'huile.

Ce type d'interférences affecte les valeurs mesurées en provoquant une modification de la constante de cellule; d'ailleurs on peut s'en assurer par contrôle avec la solution étalon appropriée de KCl.

Le platinage de ces électrodes, se fait grâce à un appareillage constitué d'un dispositif d'alimentation en courant continu de 6 V, d'un rhéostat, d'un milliampèremètre, et d'une électrode. On arrête le revêtement de platine avec une charge surfacique de 1.5 à 3C/cm² d'aire d'électrode.

4.3 -Thermomètre, précis $\pm 0.5^{\circ}\text{C}$ est suffisant pour des mesurages de routine.

4.4 Bain Thermostaté, réglage à $25.0 \pm 0.5^{\circ}\text{C}$

5- Echantillonnage et échantillons :

L'échantillon est à prélever dans une bouteille en polyéthylène complètement remplie et bien bouchée.

La mesure de la conductivité électrique doit être faite dès que possible, notamment dans le cas où il peut y avoir un échange de gaz tels que le dioxyde de carbone ou l'ammoniac avec l'atmosphère ou une activité biologique.

Si les prises ne peuvent pas être mesurées immédiatement, on pourrait conserver les échantillons à l'obscurité à 4°C . Cependant avant la mesure de leur conductivité électrique les échantillons doivent être ramenés à la température de 25°C .

6- mode opératoire :

- Platiner, dans le cas nécessaire, les électrodes de la cellule de mesure.

A titre indicatif, le temps de platinage d'une électrode ayant une aire totale (deux faces) de 10 cm², est de 12.5 à 25 min pour un courant de 20 mA.

La densité de courant peut être 1 à 4 mA/cm² d'aire d'électrode. Le revêtement des électrodes se fait, une par une, en utilisant une électrode d'appoint

- Au cours du dépôt agiter doucement la solution.
- Etalonner l'appareillage en contrôlant la constante de la cellule avec la solution étalon approprié de KCl (l'étalonnage des cellules de mesure de la conductivité électrique doit être effectué à température de référence 25.0 ± 0.1°C°).
- Effectuer le mesurage de la conductivité électrique lorsque l'échantillon et l'appareillage en contact direct ont atteint la température d'équilibre de 25°C°, ainsi toute source d'erreur susceptible de provenir de dispositifs de compensation de température ou de corrections mathématiques est éliminée.
- Pour les mesures effectuées en dehors de 25°C°, les valeurs doivent être corrigées soit par le dispositif de compensation de température ou par un facteur de correction approprié.
- En fin d'opération, lorsque la cellule n'est plus employée, la remplir d'eau pour éviter la dessiccation des électrodes au cours du stockage.

7- Expression des résultats :

Le résultat doit être exprimé en microsiemens par centimètre(*), c'est à dire par la conductivité électrique à 25 C° , avec référence aux solutions de KCl utilisées pour étalonner l'appareillage.

Pour des mesurages non directement effectués à la température de 25 ± 0.1 C° , la méthode de correction à 25 C° doit être indiquée en plus de la température de mesure réelle.

(*) 1 μ s/cm = 0.1ms/m = 0.0001 s/m

NB : les mesures sur des eaux de conductivité électrique inférieures à 10 μ s /cm sont influencées par le CO₂ et NH₃ de l'atmosphère. Dans ces cas les mesurages doivent être effectués avec des appareils de type à écoulement. Lorsqu'on a des eaux à très faible teneur en ions, la contribution des conductivités électriques d'eau très pures peut être importante.

TP₇ - Mesure électrométrique du pH avec l'électrode de verre**1- Objet et domaine d'application:**

La présente norme a pour objet la description de la mesure du pH des eaux par méthode potentiométrique au moyen de l'électrode en verre. La pHmétrie est une mesure de la solution.

2- Principe:

Le pH mesure le degré d'acidité ou d'alcalinité d'une solution aqueuse où les ions H^+ et OH^- sont en équilibre (constante d'équilibre égale à 10^{-14} à $22^\circ C$). La différence de potentiel existant entre une électrode de verre et une électrode de référence plongeant dans une même solution, est une fonction linéaire du pH de celle-ci. En effet, d'après les lois de NERNST, le potentiel de l'électrode est lié à l'activité des ions H^+ présents par la relation:

$$U_0 = K + \frac{RT}{F} \log |H^+|$$

Où R représente la constante des gaz, en joules /degrés,

T la température absolue ($^\circ K$),

F le symbole de faraday (96500 coulombs),

H^+ est l'activité des ions H^+ ,

K est une constante dépendant de la nature du verre de l'électrode et du dispositif de mesure.

K est réglé par étalonnage du pH mètre.

3- Réactifs (Solution -étalon)

3.1- Etalon A: pH = 4,62.

3.2- Etalon B: pH = 7,00

3.3- Etalon C: pH = 9,00.

4- Appareillage:**4.1- pH mètre:**

Il s'agit d'un millivoltmètre de forte résistance interne pour lequel on a choisi de faire correspondre une différence de potentiel (d d p) et pH (l'appareil n'affiche que la valeur du pH déduite de la relation de NERNST). Le pH mètre est équipé d'électrodes.

4.2- Electrodes:

-**Une électrode de mesure:** l'électrode de verre dont le potentiel dépend du pH de la solution.

-**Une électrode de référence:** l'électrode au calomel, au sulfate mercurieux, fil d'argent chloruré, dont le potentiel est indépendant du pH de la solution à mesurer.

-Lors de notre manipulation les électrodes employées sont couplées de façon coaxiale sur un même support:

- Partie centrale: électrode de verre.
- Partie extérieure: électrode de référence.

4.3- Thermomètre, précis $\pm 0,5^{\circ}\text{C}$

5- Echantillonnage:

Il est recommandé de déterminer le pH des eaux "in situ" de façon à ne pas modifier les équilibres ioniques par suite d'un transport ou d'un séjour plus ou moins prolongé des échantillons d'eau dans des flacons.

Dans le cas d'échantillons d'eaux peu tamponnées, ou dont la composition est susceptible de se modifier au contact de l'air (eaux de condensation de chaudière), le pH devra être déterminé sans que l'échantillon soit exposé à l'air.

6- Mode opératoire:

- Etalonner le dispositif de mesure au moyen de deux solutions-étalons, de pH connus, voisins, et de préférence situés de part et d'autre de la valeur de pH à mesurer.

Quand faut-il étalonner?

- Chaque fois qu'on change d'électrode.
- Quand on utilise la même électrode avec le même pHmètre, on peut se contenter jour après jour de ne vérifier que le tarage.
- Pour les eaux susceptibles de se modifier au contact de l'air: mesurer le pH à l'abri de l'air. L'obtention de l'équilibre étant parfois lente, il importe d'attendre un temps suffisant pour qu'il soit atteint.
- Conserver les électrodes dans l'eau distillée ou déminéralisée, lorsqu'elles ne sont pas en service. (Les séjourner au moins vingt quatre heures avant leur emploi dans leur tube de protection rempli d'eau désionisée).

7- Expression des résultats:

Les résultats sont exprimés en unités de pH, à la température de 20°C .

Tab- valeurs de pK et de pH pour l'eau pure en fonction de la température.

T(°C)	pK	pH	T(°C)	pK	pH
0	14,943	7,47	40	13,534	6,77
10	14,534	7,27	50	13,261	6,63
20	14,166	7,08	60	13,017	6,51
25	13,999	7,00	70	12,785	6,39
30	13,833	6,92			

**III-PRESTATION DU COMPTE RENDU DES
TRAVAUX PRATIQUES**

**PRESENTATION DU COMPTE-RENDU
DES TRAVAUX PRATIQUES DE TRAITEMENT
DES EAUX**

Le compte rendu de vos travaux pratiques des études des eaux doit comporter :

I-Introduction générale :

II-But du travail

III-Partie théorique

III-1 Théorie

III-2 Références bibliographiques (voir modèles p39)

IV-Partie expérimentale

IV.1-Première étape

Cette première étape des travaux pratiques consiste à déterminer les teneurs caractérisant une eau.

Il est toujours nécessaire de connaître la composition de l'eau pour définir son origine; mais selon son objectif, sa destination ou autres ...

Il n'est retenu que les analyses des teneurs préjudiciables.

IV 1-1 Méthodes expérimentales

IV-1.2 Résultats expérimentaux :

a/ Exprimer les mesures de la conductivité (χ), CO_2 libre, TA, TAC, TH, Tca^{++} , Cl, MEST en mg/l, turbidité apparente et turbidité colloïdale en NTU.

b/ Déduire des résultats d'analyse les teneurs en HCO_3^- , CO_3^{--} , OH^- , Mg^{++} , CO_2 total en mg /l;

Sachant que :

$$\text{TH} = \text{Tca}^{++} + \text{TMg}^{++}$$

Où Tca^{++} : Titre calcique

TMg^{++} : Titre magnésien.

Egalement, nous distinguons ;

$$\text{TA} = [\text{OH}^-] + \frac{1}{2} \cdot [\text{CO}_3^{--}]$$

$$\text{TAC} = [\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-]$$

$$\text{CO}_2 \text{ total} = [\text{CO}_2 \text{ libre}] + [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-]$$

c/Calculer l'indice de Ryznar (I_R) de chaque type d'eau et déduire le caractère de ces eaux (incrustant ou agressif)

l'indice de Ryznar est défini par une formule empirique :

$$I_R = 2\text{pH}_S - \text{pH}$$

pH_S (pH de saturation) est déduit de l'abaque de Langelier.

pH est déterminé par mesure au pH mètre.

d/Reporter l'analyse de chaque type d'eau sur un tableau comparatif

Tab 1 Caractéristiques physico-chimiques des eaux.

Paramètres	Eau de robinet	Eau inconnue	Eau distillée	Eau bidistillée
T (°C)				
X ou ST à 20°C (mg/l)				
pH				
HCO_3^- (mg de CaCO_3 /l)				
CO_3^{2-} (mg de CaCO_3 /l)				
OH^- (mg de CaCO_3 /l)				
Ca^{++} (mg de Ca^{++} /l)				
Mg^{++} (mg de Mg^{++} /l)				
Cl^- (mg de Cl^- /l)				
CO_2 libre (mg/l)				
CO_2 total (mg/l)				
Turbapp (NTU)				
Turbcolloïd (NTU)				
I_R				

e/comparer les teneurs des différents éléments des distinctes eaux par rapport aux teneurs normalisées.

IV-2 Deuxième étape

Cette étape consiste à fixer la dose optimale de l'électrolyte pour traiter l'eau selon l'objectif assigné.

IV-2.1 Méthode expérimentale

IV 2.2 Résultats expérimentaux

a-Reporter vos valeurs sur un tableau

Tab 2- Effet de la dose de l'électrolyte sur la turbidité de l'eau.

	Dose de l'électrolyte (ppm)			
Turb app De l'eau (NTU)				

b/Représenter graphiquement la turbidité apparente de l'eau en fonction des doses de l'électrolyte mises en œuvre.

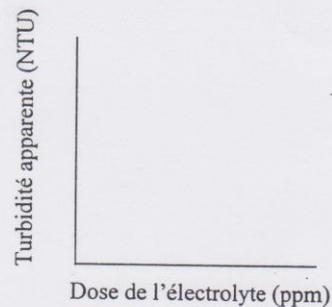


Fig 1 – Evolution de la turbidité de l'eau en fonction de la dose de l'électrolyte.

c/déterminer la dose optimale de l'électrolyte utilisé en fonction de la qualité de l'eau

V-Discussion et interprétation des résultats

VI-Conclusion générale.

**ANNEXE 1 : CONVERSION D'UNITES –
GRAPHIQUES ET NOMOGRAMME**

**Calcul de la conductivité ($\mu\text{s/cm}$)
en mg/l et détermination du pH de
saturation**

Exprimer la conductivité (x) en mg/l

- Si la prise d'essai est à 20°C .

Lire sur le tableau 3 « calcul de la minéralisation à partir de la conductivité », le coefficient de conversion et exprimer ainsi la valeur de la conductivité de $\mu\text{s.cm}^{-1}$ en mg/l.

- Si la prise d'essai est à une autre température.

Corriger la conductivité à 20°C à l'aide d'un facteur de correction f :

Où $x_{20^\circ\text{C}} = x_T \cdot f$. f est déterminé du tableau 4 .

Exemple : Si la conductivité $x = 273 \mu\text{s.cm}^{-1}$ à 24°C .

du tableau 4, nous lisons le facteur de correction à 24°C

où $f = 0,919$

Par conséquent $x_{20^\circ\text{C}} = 273 \times 0,919$

$x_{20^\circ\text{C}} = 250,8 \mu\text{s. cm}^{-1}$

du tableau 3 nous déduisons x en mg/l.

(comme $166 < x < 333 \mu\text{s. cm}^{-1}$)

Finalement $x_{\text{mg/l}} = 0,769574 \times 250,8$

$x = 193 \text{ mg/l.}$

« x » exprimée en mg/l est portée sur l'abscisse du graphique établi par Langelier. Déduire ainsi, sur l'ordonnée, la valeur de la constante température – salinité ($\text{pk}'_2 - \text{pk}'_s$)
A l'aide d'une règle joindre les points correspondants à la constante ($\text{pk}'_2 - \text{pk}'_s$) et à la teneur en Ca^{++} (exprimée en calcium (mg/l)). Le point d'intersection de cette droite avec la colonne 2 (ligne de pivot) donne une valeur.

Par une nouvelle droite, joindre cette valeur au point correspondant à l'alcalinité (colonne 5, exprimée en mg de CaCO_3/l).

Lire ainsi la valeur du pHs au point où cette droite coupe la colonne 4.

Déduire du monogramme de Langelier et Hoover l'indice de Ryznar qui définit que :

Si $I_R < 6 \rightarrow$ Eau entartrante (ou incrustante)

$I_R > 6,5 \rightarrow$ Eau corrosive (ou agressive)

$6 < I_R < 6,5 \rightarrow$ Eau à l'équilibre (eau inerte)

Détermination de la minéralisation globale de l'eau

Il existe une relation entre la teneur en sels dissous d'une eau et sa conductivité. Toutefois, la minéralisation déterminée par pesée de l'extrait sec n'est pas rigoureusement identique à celle calculée à partir de la conductivité, étant donné les erreurs inhérentes à la détermination de chacune de ces deux mesures. En effet, l'évaporation peut entraîner des transformations de la structure de certains sels : bicarbonates dissociés et donnant des

TABLEAU DE CALCUL DE LA MINÉRALISATION À PARTIR DE LA CONDUCTIVITÉ (1003)

Conductivité (µS/cm)	Minéralisation (mg/l)
Conductivité inférieure à 30 µS/cm	1,365 079 x conductivité (µS/cm) à 20°C
Conductivité comprise entre 30 et 166 µS/cm	0,947 638 x conductivité (µS/cm) à 20°C
Conductivité comprise entre 166 et 333 µS/cm	0,769 374 x conductivité (µS/cm) à 20°C
Conductivité comprise entre 333 et 833 µS/cm	0,715 920 x conductivité (µS/cm) à 20°C
Conductivité comprise entre 833 et 10 000 µS/cm	0,758 544 x conductivité (µS/cm) à 20°C
Conductivité supérieure à 10 000 µS/cm	0,850 432 x conductivité (µS/cm) à 20°C

Note : Se reporter également au chapitre « Contrôle des résultats de l'analyse ».

carbonates, cristallisation des sulfates avec un certain nombre de molécules d'eau, si bien que le poids de l'extrait sec ne représente pas avec exactitude celui des sels dissous. D'autre part la mesure de la conductivité est influencée par le pH de la solution, la valence des ions et le degré d'ionisation.

En fait, le calcul de la minéralisation à partir de la conductivité ne permet pas d'avoir une valeur exacte. Les différences entre les résidus secs et la minéralisation obtenue par cette méthode sont très fréquentes. La possibilité ainsi offerte a surtout un intérêt dans le cas de vérifications de concordance ou dans l'étude de l'évolution d'une perturbation.

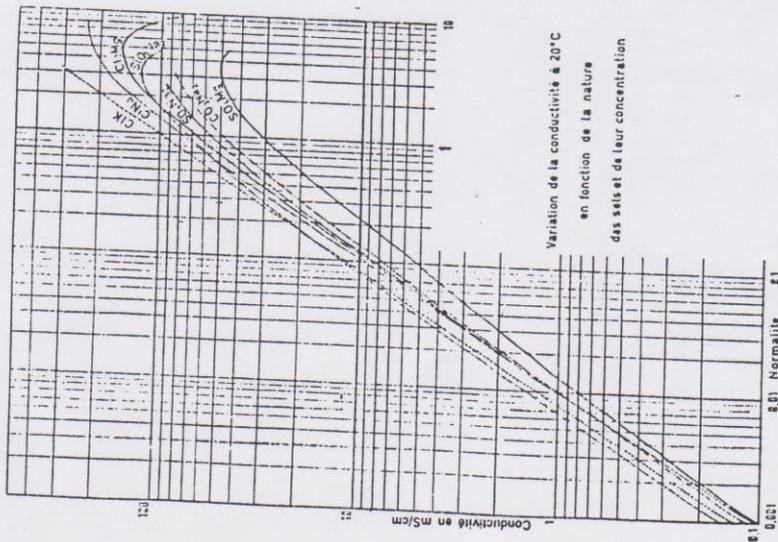
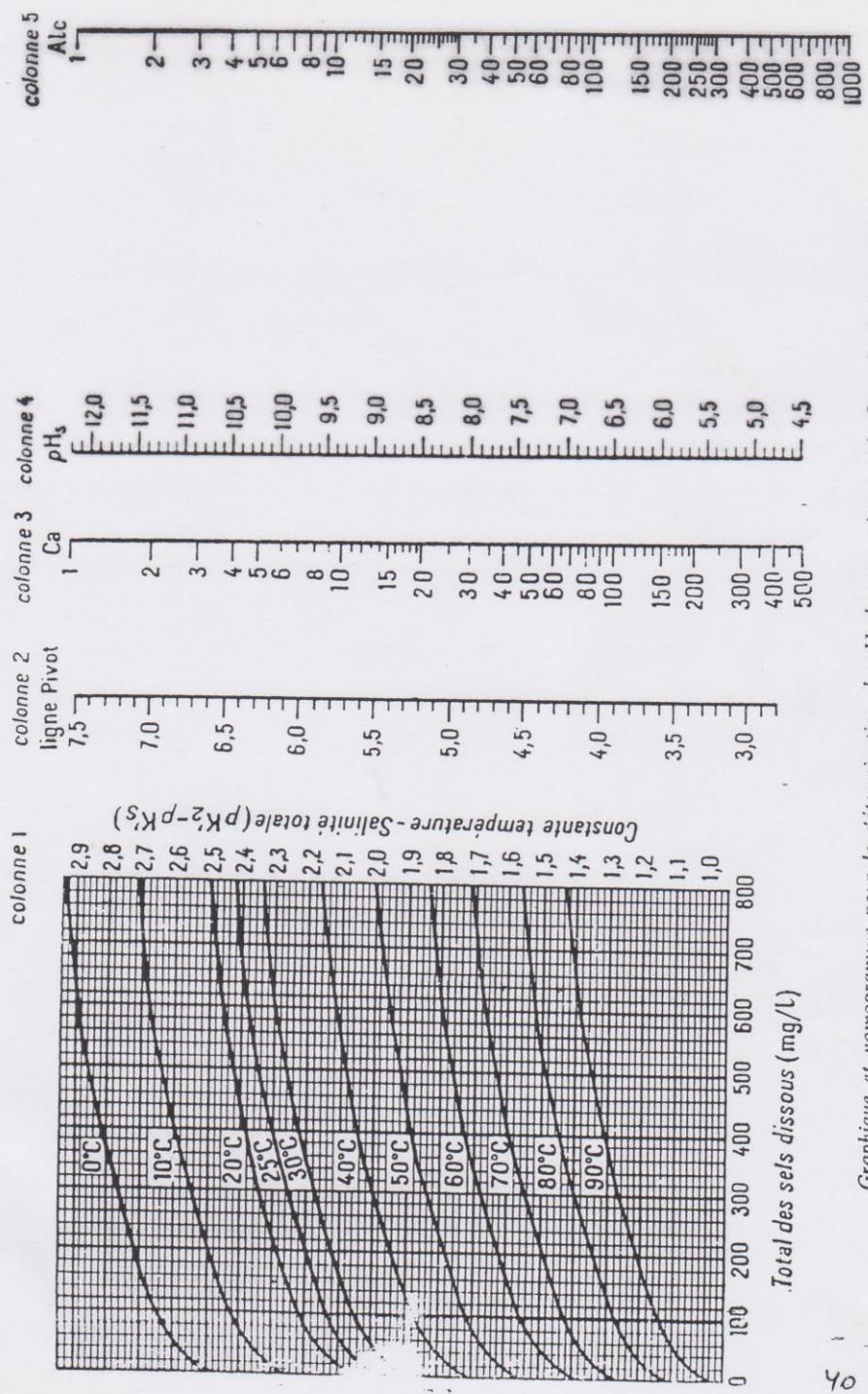


Tableau 4 - Facteur de correction f

DEGRÉS	DIXIÈMES DE DEGRÉ									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
5	1,490	1,488	1,483	1,479	1,477	1,468	1,464	1,459	1,455	1,449
6	1,445	1,440	1,436	1,432	1,428	1,424	1,418	1,414	1,410	1,404
7	1,400	1,396	1,392	1,388	1,385	1,379	1,375	1,371	1,368	1,362
8	1,358	1,353	1,349	1,347	1,342	1,340	1,335	1,331	1,328	1,324
9	1,319	1,316	1,312	1,308	1,305	1,300	1,297	1,293	1,288	1,285
10	1,282	1,279	1,277	1,273	1,269	1,265	1,261	1,257	1,254	1,250
11	1,246	1,244	1,242	1,239	1,234	1,231	1,227	1,224	1,219	1,216
12	1,213	1,210	1,207	1,204	1,202	1,199	1,194	1,191	1,189	1,184
13	1,182	1,180	1,176	1,173	1,169	1,166	1,164	1,160	1,157	1,154
14	1,152	1,149	1,146	1,144	1,141	1,138	1,135	1,132	1,129	1,127
15	1,123	1,121	1,118	1,116	1,112	1,109	1,107	1,103	1,101	1,099
16	1,096	1,094	1,091	1,088	1,086	1,084	1,081	1,078	1,075	1,073
17	1,070	1,069	1,067	1,064	1,061	1,059	1,056	1,053	1,050	1,048
18	1,046	1,044	1,043	1,039	1,037	1,035	1,033	1,029	1,027	1,025
19	1,023	1,022	1,019	1,016	1,014	1,012	1,010	1,008	1,004	1,002
20	1,000	0,999	0,996	0,994	0,992	0,990	0,988	0,985	0,983	0,981
21	0,979	0,977	0,975	0,973	0,970	0,969	0,967	0,965	0,962	0,960
22	0,958	0,956	0,954	0,952	0,950	0,947	0,946	0,943	0,941	0,940
23	0,938	0,937	0,934	0,933	0,931	0,929	0,926	0,926	0,923	0,921
24	0,919	0,918	0,916	0,915	0,912	0,910	0,908	0,907	0,905	0,902
25	0,902	0,899	0,897	0,896	0,893	0,891	0,889	0,888	0,885	0,885

58

59



Graphique et nomogramme pour la détermination du pH de saturation par la formule de Langelier.

40 7.15