

I. TITRE HYDROTIMÉTRIQUE ET DURETÉ D'UNE EAU

1. Définition

Le titre hydrotimétrique (°TH) est un paramètre qui permet d'apprécier la dureté d'une eau. En fonction de leur °TH, les eaux peuvent être classées de la façon suivante

Titre hydrotimétrique (°TH)	Dureté de l'eau
0 à 10	Très douce
10 à 20	Douce
20 à 30	Assez dure
> à 30	Dure

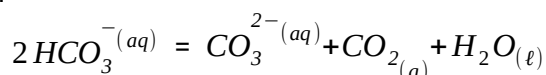
La **dureté totale d'une eau** est liée à la **concentration molaire en ions Ca²⁺ et en ions Mg²⁺**.

Par définition, $1^{\circ}\text{TH} = 0,10 \text{ mmol.L}^{-1} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ d'ions Ca²⁺ et/ou Mg²⁺

2. Importance de la dureté de l'eau

L'utilisation d'eau dure a des conséquences néfastes sur les installations sanitaires, en particulier sur le réseau d'eau chaude.

L'eau de ville, en bouillant, perd de sa dureté. En effet, l'ébullition prolongée provoque la décomposition des ions hydrogénocarbonate selon l'équation:



Les ions carbonates CO₃²⁻ s'unissent aux ions calcium Ca²⁺ pour donner le carbonate de calcium CaCO_{3(s)} qui précipite car c'est un composé ionique très peu soluble dans l'eau.

Le carbonate de calcium forme ce qu'on appelle le **tartre**. Il se dépose sur les tuyauteries et adhère aux parois lorsque la température est supérieure à 70 °C.

Dureté de l'eau et qualité du lavage du linge :

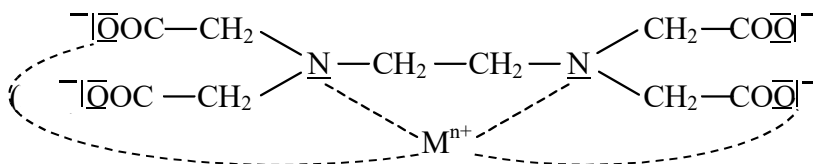
Eau Dure	Eau Douce
<ul style="list-style-type: none"> - le savon ne mousse pas, en se déposant sur le linge, il le rend rugueux, terne, cassant et d'aspect douteux. - irrite la peau, pouvant entraîner des rougeurs, des démangeaisons, et une sécheresse excessive de l'épiderme. Les shampooings moussent mal, et les cheveux restent ternes. - nécessite l'utilisation d'une quantité plus grande de détergent qu'une eau douce (vaisselle, lessive). Ceci entraîne un surcoût et une pollution accrue des eaux. 	<ul style="list-style-type: none"> - donne des meilleurs résultats de lavage. Les savons de toilette sont plus facilement éliminés après le bain et la douche. Crèmes de beauté, lotions, produits de parfumerie, shampooings capillaires, sont d'autant plus efficaces qu'ils sont utilisés avec l'eau douce. - la formation d'une mousse abondante rend le rinçage difficile. - une eau trop douce est une eau corrosive qui ronge les parois des canalisations favorisant la formation de fuites. Or les bactéries se développent préférentiellement aux points de fuite et de corrosion. En outre, la corrosion augmente la concentration en cuivre, étain ou plomb de l'eau, suivant le matériau dont sont faites les conduites, toutes substances nocives à la consommation. Une eau trop douce est donc une eau qui contribue à la dégradation de la qualité de l'eau dans les canalisations.

Pour à la fois protéger les équipements de l'encrassement et maintenir la qualité de l'eau lors de sa distribution, l'eau doit donc être juste assez dure pour qu'une couche protectrice de carbonate de calcium se dépose sur les parois des canalisations, les isolant de l'eau transportée. Il convient donc d'utiliser une eau équilibrée, ni trop dure, ni trop douce, bien dosée en sels minéraux.

II. PRINCIPE DU TP

Afin de déterminer la dureté de l'eau, il est nécessaire de mesurer la concentration des ions Ca²⁺ et Mg²⁺

Le dosage des ions Ca²⁺ et Mg²⁺ est un dosage complexométrique. Les cations métalliques vont s'associer avec l'E.D.T.A (éthylène diamine tétraacétique) pour former chacun un complexe très stable selon l'équation : $\text{M}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Y}^{4-}_{(\text{aq})} = \text{MY}^{2-}_{(\text{aq})}$. Les ions Ca²⁺ et Mg²⁺ sont donc dosés ensemble.



Afin de repérer l'équivalence du dosage, on ajoute un indicateur coloré : le Noir Eriochrome T (N.E.T).
 Lorsqu'il reste en solution des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} , le N.E.T. donne une couleur rouge-violet.
 Lorsque la totalité des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} sont sous forme de complexes CaY^{2-} et MgY^{2-} , la solution prend une teinte bleue.
 Pour que le dosage se fasse dans de bonnes conditions il faut se placer en milieu tamponné, ici à $\text{pH} = 10$.

III. PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL

1. Préparation d'une solution titrée de carbonate de calcium :

Le carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(s)$ est très peu soluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique.

- Peser avec précision une masse de carbonate de calcium pur et sec de l'ordre de 0,200 g. Les mettre dans une fiole jaugée de 200,0 mL et ajouter environ 5 mL d'acide chlorhydrique à 1 mol.L^{-1} (lunettes). Laisser dissoudre en agitant. Au besoin, rajouter un peu d'acide chlorhydrique.
- Après dissolution totale, ajouter de l'eau distillée et ajuster.
- Quelle est la masse précise de carbonate de calcium réellement pesée ?
- En déduire la concentration molaire des ions Ca^{2+} de la solution : (on laissera 4 chiffres significatifs).

2. Étalonnage de la solution d'EDTA :

- Dans un erlenmeyer de 250 mL, mettre environ 10 mL de la solution de Ca^{2+} et 40 gouttes de solution tampon ammoniacal $\text{pH}10$. Vérifier au papier pH que ce volume de tampon est suffisant pour amener le pH à une valeur $\text{pH}10$. Ajouter au besoin quelques gouttes de la solution tampon et noter le nombre de gouttes nécessaire au total.
- Ajouter dans l'erlenmeyer une pointe de spatule de NET. La solution prend une teinte rouge-violet.
- Remplir la burette avec la solution d'EDTA.
- Tiédifier à 40°C environ et verser l'EDTA jusqu'au changement de coloration. Attention ! Il faut voir disparaître tous les reflets rouges.
- Faire 2 essais concordants (on admettra un écart maximum de 1%).

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai (si nécessaire)
descente de burette			

- Rappeler la réaction mise en jeu lors du dosage
- En déduire la relation entre les concentrations et les volumes des solutions mises en jeu dans le dosage
- Calculer la concentration exacte de la solution d'EDTA

3. Dureté de l'eau du robinet :

On procédera comme ci-dessus, mais en prélevant 100,0 mL d'eau du robinet, additionnée de 40 gouttes de solution tampon ammoniacal et d'une pointe de spatule de NET.

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai (si nécessaire)
descente de burette			

- Quelle est la réaction mise en jeu lors du dosage ?
- En déduire la somme de la concentration des ions Ca^{2+} et des ions Mg^{2+} dans l'eau du robinet.
- Quel est le degré hydrotimétrique de cette eau ?
- Conclure sur la dureté de l'eau du robinet.
- Les analyses de l'eau de la ville réalisées par la DDASS donnent les valeurs suivantes, en $^\circ\text{TH}$:
 dureté moyenne de l'eau = 10 ; valeur minimale = 7,7 ; valeur maximale = 15,6.
 Votre résultat est-il en accord avec les analyses de la DDASS ?

4. Dureté de l'eau de Contrex :

On procédera comme ci-dessus, mais avec 10,00 mL d'eau de Contrex, additionnée de 40 gouttes de solution tampon ammoniacal et d'une pointe de spatule de NET.

	1 ^{er} essai	2 ^{ème} essai	3 ^{ème} essai (si nécessaire)
descente de burette			

- Quelle est la réaction mise en jeu ?
- En déduire la somme de la concentration des ions Ca^{2+} et des ions Mg^{2+} dans l'eau de Contrex.
- Quel est le degré hydrotimétrique de cette eau ?
- A l'aide des indications de l'étiquette, calculer la dureté de l'eau. Comparer avec la valeur expérimentale. Conclure.

Eau sulfatée calcique et magnésienne. Minéralisation en mg/l :			
calcium : 486	magnésium : 84	sodium : 9,1	potassium : 3,2
sulfate : 1187	hydrogénocarbonate : 403	chlorure : 8,6	nitrate : 2,7
Source Pavillon. Résidu sec à 180°C : 2125 mg/l.			