

I But du TP

Le but de ce TP est déterminer expérimentalement la « dureté » d'une eau . Cette propriété de l'eau intervient dans de nombreuses applications pratiques quotidiennes : dès lors que l'eau est utilisée dans un dispositif où elle est chauffée, la dureté de l'eau devient une donnée déterminante dans la mesure où une eau trop dure devient très incrustante. Le phénomène est bien connu des plombiers et autres utilisatrices de fer à vapeur : le tartre se dépose (celui-ci correspond à l'espèce chimique CaCO_3).

II . 1 Définition .

La dureté d'une eau est une indication sur la concentration en ions calcium : Ca^{2+} et magnésium Mg^{2+} .

Elle s'exprime de diverses façons :

On peut tout simplement comme pour n'importe quelle espèce ionique dissoute donner cette concentration en mol.L^{-1} . Elle sera alors notée tout naturellement : $[\text{Ca}^{2+}]$ et $[\text{Mg}^{2+}]$. Cette notation n'est jamais utilisée dans la vie courante.

La deuxième convention de notation consiste à exprimer cette concentration en millimole par litre , elle est alors notée N.

La troisième façon d'exprimer la dureté d'une eau est la notation utilisant le degré hydrotimétrique français : ° T.H .

La définition du ° T.H se déduit de la définition précédente : $1^\circ \text{T.H} = 10 \text{N}$

Cela correspond à $10 * (10^{-3} * \text{M}(\text{Ca})) = 4.10^{-3} \text{g de Ca/L}$ ou $10 * (10^{-3} * \text{M}(\text{Mg})) = 2,4.10^{-3} \text{g de Mg/L}$

A noter que les eaux usuelles ont un ° T.H compris entre 0 et 50 . (si le ° T.H est nul , cela signifie que l'eau considérée ne contient aucun ion calcium et magnésium).

A l'inverse, on estime que si le ° T.H est supérieur à 30 l'eau est considérée comme dure.

II . 2 Inconvénient d'une dureté élevée.

Lorsque l'eau renferme une quantité importante d'ions magnésium et calcium, ceci a pour conséquence lors du chauffage d'entraîner un dépôt de calcaire (carbonate de calcium CaCO_3 et de magnésium MgCO_3).

La **solubilité** du carbonate de calcium (le plus abondant) diminue de façon très nette lorsque la température augmente.

Température T (°C)	0	80
solubilité s (mg/L)	9,76	3,26

C'est la raison pour laquelle le phénomène d'entartrage des canalisations est plus aigu à température élevée qu'à la température ordinaire.

III. Principe.

III . 1 Réaction du titrage.

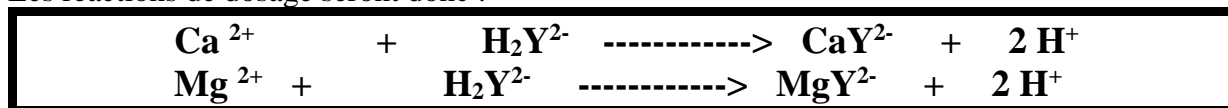
Ce TP est donc un dosage au cours duquel on se propose de déterminer la concentration des ions calcium et magnésium dans diverses eaux.

Dans le cas présent, on met à profit la particularité qu'ont ces deux ions de se complexer avec une espèce chimique qui joue le rôle de complexant: E.D.T.A (édifice chimique relativement

compliqué qui a la propriété de s'accaparer les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} qui sont présents dans une solution aqueuse.)

Cet édifice sera noté par la suite H_2Y^{2-} (en réalité, il s'agit d'un des divers ions issus de l'E.D.T.A)

Les réactions de dosage seront donc :



Ces deux réactions sont totales et donc quantitatives et peuvent donc servir de support au dosage, les deux espèces sont donc dosées **simultanément**.

III.2 Détection de l'équivalence

La fin du dosage est repérée par l'intermédiaire d'un indicateur de fin de réaction approprié: le noir d'ériochrome.

IV MODE OPERATOIRE

*Principe :

Vérifier les deux teintes prises par l'I.C (indicateur coloré). Pour cela prendre deux bêchers (ou tube à essais), dans l'un verser quelques mL d'eau distillée (donc ne contenant pas de Ca^{2+} ni Mg^{2+}). Dans l'autre verser quelques mL d'eau du robinet .

Dans chacun des deux verser quelques mL de la solution tampon $\text{pH} = 10$ (la couleur de dépend du pH).

Ajouter une **trace** de poudre de noir d'ériochrome et constater les deux teintes prises par l'I.C.

*Titrage :

Dans un erlenmeyer introduire 100 mL d'eau à analyser prélevés à l'aide d'une pipette.

Introduire 10 mL de la solution tampon $\text{pH} = 10$

une trace de poudre de noir d'ériochrome.

1. Remplir la burette avec le titrant et faire le zéro (solution d'E.D.T.A de titre connu $C = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.)

2. Effectuer le dosage jusqu'au virage de l'indicateur coloré et noter le volume d'équivalence.

Comme la fin est repérée par un changement de couleur, **contrairement** au suivi conductimétrique on surveillera à l'œil **en permanence** l'évolution de la couleur de la solution et **on ne verse pas** mL par mL. Réaliser un goutte à goutte rapide au départ puis ralentir quand les « gouttes » sont consommées lentement.

3. Renouveler toutes ces opérations afin de confirmer le premier volume d'équivalence obtenu (le premier titrage sert alors à avoir une estimation du volume équivalent).

V EXPLOITATION

1. partir de la relation $C_{\text{EDTA}} \cdot V_{\text{eq}} = n_{\text{Mg}^{2+}} + n_{\text{Ca}^{2+}}$. Calculer la quantité de matière totale en Mg^{2+} et Ca^{2+} présente dans 100 mL d'eau analysés.

2. En déduire la concentration globale de ces deux espèces en mol.L^{-1} .

3. Compte tenu de la définition du °TH. Donner le °TH de l'eau analysée.

VI CONCLUSION

Que penser de la durezza des eaux analysées. Comparer les deux valeurs obtenues.

Compléments : Les effets du calcaire dans l'eau

Le **carbonate de calcium** (CaCO_3) est composé d'un ion carbonate (CO_3^{2-}) et d'un ion calcium (Ca^{2+}), sa masse molaire est de 100,1 g/mole.

C'est le composant principal du calcaire et de la craie, mais également du marbre. C'est aussi le principal constituant des coquilles d'animaux marins, du corail et des escargots.

calcaire : carbonate de calcium CaCO_3 ou carbonate de magnésium

La présence de calcium (de calcaire) dans une eau a des **effets contradictoires** :

- **elle est bénéfique pour la santé** : une eau dure (riche en calcium et en magnésium) couvre **un tiers des besoins en calcium et magnésium de l'homme**, Elle est aussi plus agréable à boire.

- en revanche, **elle présente certains inconvénients domestiques**, en formant des dépôts blancs, un dépôt de carbonate, sur la vaisselle, les verres, en provoquant des phénomènes d'entartrage des tuyaux et des équipements électroménagers qui utilisent l'eau.

Ces inconvénients se manifestent surtout avec l'eau chauffée. Plus une eau est chauffée, plus les dépôts sont importants (c'est pourquoi les bouilloires s'entartrent si vite). Quelques remèdes simples permettent donc d'éviter l'entartrage des appareils : ne pas laver le linge à plus de 60°, abaisser la température du chauffe-eau électrique (souvent surchauffée par l'installateur.... pour le changer plus vite).

A l'inverse, **une eau trop douce (sans calcaire) présente aussi des inconvénients** :

l'absence de calcaire empêche l'instauration d'une couche carbonatée qui assure aussi la protection des canalisations contre les risques de corrosion. L'eau devient donc agressive ce qui entraîne donc la solubilisation des métaux, notamment le fer, le cuivre et le plomb.

Ainsi, les eaux brutes naturellement douces, comme la plupart des eaux de rivières, sont reminéralisées à l'usine de traitement afin de parvenir à une eau distribuée comprise entre 8 et 15° F.

Les caractéristiques d'une eau très calcaire dite "dure" sont :

- le savon mousse peu et se rince plus facilement ;
- elle laisse des traces blanchâtres dans les casseroles et sur la vaisselle ;
- elle entartre les tuyaux d'eau chaude, les chaudières et les appareils électroménagers.

Les caractéristiques d'une eau peu calcaire dite "douce" :

- le savon mousse beaucoup et est plus difficile à rincer;
- il n'y a pas de dépôt sur les récipients;
- les canalisations ne s'entartrent pas.

source et emprunt :

<http://lometsciences07.free.fr/plus/eau/L%27eau%20et%20le%20calcaire.htm>

http://fr.wikipedia.org/wiki/Carbonate_de_calcium

<http://memoirelyceen.free.fr/sitedu5juin1/eau/TPeau14/TP14durete-eau.htm>