

TP 1 : Détermination de la dureté de l'eau par complexométrie

I. Objectif

L'objectif de ces travaux est de déterminer de manière qualitative et quantitative la dureté de plusieurs types d'eau : eau du robinet, eau distillée, eau minérale et quelques sources de [Aïn Defla](#).

La dureté - ou titre hydrotimétrique - d'une eau est une grandeur reliée à la somme des concentrations en cations métalliques, à l'exception de ceux des métaux alcalins (Na^+ , K^+).

Rappels : Un degré hydrotimétrique ($^{\circ}\text{TH}$) correspond à une concentration en ions Ca^{2+} ou Mg^{2+} égale à $C = 10^{-1} \text{ mmol L}^{-1}$ ($C = 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$). Un degré hydrotimétrique correspond aussi à un degré français (1 f $^{\circ}$).

Dureté en $^{\circ}\text{TH}$	Qualification de l'eau
0 – 5	très douce
5 – 10	Douce
10 – 15	moyennement
15 – 30	dure
Supérieur à 30	très dure

II. Dureté permanente et dureté temporaire :

Lorsqu'on porte un volume d'eau à ébullition ou plus généralement lorsqu'on chauffe de l'eau, une partie du calcaire a tendance à participer et à se déposer sur les parois du contenant.

Si on mesure la dureté totale de cette eau après ébullition, on constatera donc une diminution du $^{\circ}\text{TH}$. De cette observation découle la division de la dureté totale en deux types de dureté : la dureté permanente (qui perdure après ébullition) et la dureté temporaire (qui disparaît après ébullition). La dureté totale est donc la somme de la dureté carbonatée et de la dureté permanente.

$$\text{Dureté totale} = \text{dureté permanente} + \text{dureté temporaire}$$

III. Expérimentation

III.1. Matériel

- Tube à essai de 5 mL
- Pipette de 10 mL
- Erlemeyer de 250 mL
- Becher de 10 mL
- Burette graduée
- Epruvette de 10 mL

III.2. Produits chimiques

- Eau (minérale, distillée, robinet et source).
- Liqueur de savon - préparation : savon + éthanol + eau l'ensemble est chauffée à ébullition.
- EDTA : 0.01 M soit 3.72 g L⁻¹ du sel de sodium de l'EDTA : 50 mL.
- NET (Noir Erichrome T) - préparation : 0.15 g dans 25 mL d'éthanol.
- Solution tampon à pH=9.2 – préparation : 250 mL solution d'ammonium à 1 mol L⁻¹ avec 250 mL d'une solution de chlorure d'ammonium à 1 mol L⁻¹.

III.3. Analyse qualitative de la dureté de l'eau

Les savons et les agents tensio-actifs des lessives ont tendance à former des précipités avec les ions Ca²⁺ et Mg²⁺ : leur présence diminue l'efficacité de la lessive ; il faut donc en mettre plus dans une eau dure.

Verser dans 4 tubes à essai 3 mL de :

- eau du robinet, eau distillée, eau minérale et une source d'eau.

Ajouter 10 gouttes d'une liqueur de savon à chacun des tubes. Secouer énergiquement les tubes de la même manière en les couchant avec le pouce et en utilisant les deux mains.

Mesurer la hauteur de la colonne de mousse formée.

- Quelle conclusion peut-on émettre ?
- Classer ces eaux, de la plus douce à la plus dure.

III.4. Analyse quantitative de la dureté de l'eau par complexométrie

Dans les dosages, on choisit souvent comme ligand, l'on issu de l'EDTA (noté Y⁴⁻), Acide Éthylène Diamine Tétra-Acétique, utilisé sous forme de sel disodique dihydraté, qui répond à la formule brute C₁₀H₁₄N₂Na₂O₈, 2H₂O (masse molaire = 372.24 g mol⁻¹). La réaction s'écrit avec un cation divalent.

Cette réaction est rendue totale en agissant sur le pH de la solution, tout en évitant la précipitation, du cation à doser sous forme d'hydroxyde M(OH)₂. Ces conditions fixent en général une région étroite de pH à respecter, réalisé par l'addition d'une solution tampon à la solution à doser.

Réaction –bilan avec les ions Ca²⁺ et Mg²⁺ :



III.4.1. conditions opératoires du dosage

Il faut travailler à pH = constant entre 9 et 10 pour que l'EDTA réagisse en totalité et qu'il n'y ait pas de réaction concurrente. (Ca²⁺ + 2HO⁻ ----> Ca(OH)₂ par exemple).

Le maintien du pH pendant tout le dosage est obtenu par l'addition d'une solution tampon à l'échantillon dosé.

III.4.2. Protocole du dosage

Détermination expérimentale de la concentration molaire en ions calcium et magnésium d'une eau minérale.

1. Préparation de la burette

- Vider l'eau déminéralisée de la burette.
- la rincer avec la solution d'EDTA à $0,01 \text{ mol L}^{-1}$.
- contenu dans le bêcher étiqueté « solution d'EDTA ».
- Remplir la burette avec cette solution et ajuster au zéro.

2. Préparation de la solution d'eau à tester

- Prélever 25 mL d'eau à l'aide d'une pipette jaugée munie de son dispositif d'aspiration ; les verser dans le bêcher
- Ajouter 10 mL de solution tampon pH 10.
- Ajouter quelques gouttes de NET (Noir Ériochrome T).

Faire un dosage précis. Relever le volume équivalent V_{eq}

A l'équivalence, démontrer que la quantité n (en mol) d'ions Y^{4-} est égale à : $n = x + y$, sachant qu'il se forme x mol de $[CaY^{2-}]$ et y mol de $[MgY^{2-}]$.

En déduire : $n = C \cdot V_{eau} = V_{eq} \cdot C_{EDTA}$ où $C_{EDTA} = 0.01 \text{ mol L}^{-1}$

(C_{EDTA} représente la concentration de la solution d'E.D.T.A. et $C \{[Mg^{2+}] + [Ca^{2+}]\}$)

IV. Questions

- Faire un schéma du dispositif expérimental.
- Calculer la concentration en ions $C \{[Mg^{2+}] + [Ca^{2+}]\}$ des solutions dosées.
- Comparer la dureté de l'eau minérale obtenue de votre dosage avec celle affichée sur l'étiquette de la bouteille.

Attention : la concentration massique s'exprime en mg L^{-1} et la masse molaire en g mol^{-1} .

On donne la masse molaire d'une mole d'ion Ca^{2+} : 40.1 g mol^{-1} et celle d'une mole d'ion Mg^{2+} : 24.3 g mol^{-1} .

- Classification : Qualifier la dureté de l'eau étudiée à l'aide de la classification des eaux en °TH.
- Conclusion.