

Détermination de la dureté d'une eau naturelle

La dureté est la propriété qu'a l'eau d'empêcher les savons de mousser ; elle est due à la présence d'ions calcium et magnésium qui forment avec les savons alcalins (sels de potassium et de sodium d'acides gras) des composés insolubles.

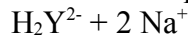
Une eau possède une dureté légale de 1 degré hydrotimétrique (1 °f ou 1 TH) si elle contient 10^{-4} mol.L⁻¹ d'ions calcium ou d'ions magnésium.

L'eau est très douce pour des degrés compris entre 0 et 5 TH, douce entre 5 et 15 TH, moyennement dure entre 15 et 25 TH, et dure au-delà de 25 TH.

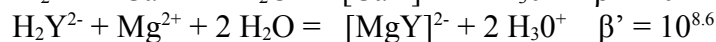
La dureté dépend du sous-sol dans laquelle l'eau est prélevée : un sol calcaire donne une eau dure, un sol siliceux donne une eau douce.

1) Principe de la mesure de la dureté d'une eau

Le sel disodique de l'acide éthylène diamine tétracétique (EDTA) a pour formule :



Il réagit sur certains cations métalliques pour donner des complexes qui sont très stables en milieu basique surtout, en particulier dans le cas des ions magnésium et calcium :

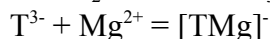
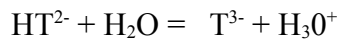


La réaction de complexation est totale si on maintient un pH supérieur à 10.

2) Détection de la fin de la réaction

Les complexes formés étant incolores, on utilise comme indicateur de fin de réaction le noir d'ériochrome T (NET), noté T³⁻

En solution dans l'eau, pour un pH compris entre 8 et 12, les solutions de NET sont bleu foncé, le NET étant sous la forme HT²⁻. En présence d'ions Mg²⁺ vers un pH de 10, il se forme des complexes rouges bordeaux.



3) Principe du dosage par l'EDTA

On ajoute à la solution à doser l'indicateur coloré, il se forme alors des complexes avec les cations métalliques, et la solution prend une couleur rouge bordeaux.

Lorsque l'on verse la solution d'EDTA titrée, ces complexes sont détruits, les ions métalliques formant des complexes plus stables avec l'EDTA. A l'équivalence, la coloration de la solution a viré au bleu.

4) Manipulations

Mesurer la masse nécessaire à la préparation de 100 mL d'une solution d'EDTA de concentration 0.050 mol.L⁻¹.

Dissoudre l'EDTA dans la solution tampon à pH = 10, et compléter à 100 mL avec de l'eau distillée.

Dans un bécher de 150 mL sec, introduire :

50 mL de l'eau à analyser

Quelques mL de la solution tampon ammoniacale à pH = 10

Quelques grains de NET (il faut en mettre très peu, sinon la teinte bleue est trop foncée, et l'équivalence est difficile à repérer avec précision)

Verser l'EDTA à la burette jusqu'à l'apparition d'une teinte bleue pure.

En déduire la dureté de l'eau utilisée.

Comparer avec ce que vous déduisez des indications de l'étiquette de la bouteille d'eau minérale.

Calculer les incertitudes expérimentales, et conclure sur l'accord entre vos résultats expérimentaux et les indications de l'étiquette de l'eau minérale.

Masses molaires :

Ions calcium : 40.1 g mol^{-1}

Ions magnésium : 24.3 g mol^{-1}

$\text{H}_2\text{Y}^{2-} + 2 \text{Na}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$: 372.2 g mol^{-1}

($\text{H}_2\text{Y}^{2-} = \text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_8^{2-}$: 290.2 g mol^{-1} , Na : 23 g mol^{-1})