

DURETE DE L'EAU

La dureté d'une eau est due à la présence de nombreux sels de calcium et de magnésium (carbonates, bicarbonates, nitrates, sulfates, chlorures). La dureté totale est la somme de la dureté temporaire (ou dureté carbonatée) et de la dureté permanente qui est due aux sulfates, nitrates et chlorures et qui persiste après ébullition.

La dureté est caractérisée par le titre hydrotimétrique (TH) exprimé en degrés (°F). En France, un degré correspond à 10^{-4} mole d'ions Ca^{2+} ou d'ions Mg^{2+} et Ca^{2+} par litre.

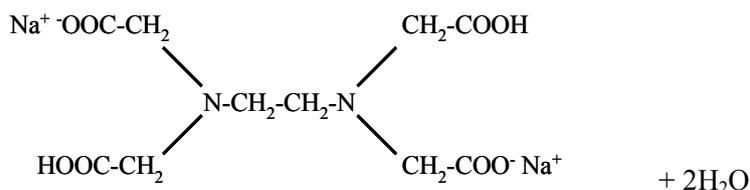
Effets sur la santé - Réglementation :

Les eaux dures ne provoquent que des inconvénients " de confort " tels que l'entartrage des canalisations d'eau chaude ou des appareils domestiques. Il est admis qu'une dureté comprise entre 15 et 25°F est idéale.

1. Principe

Nous allons chercher à déterminer la dureté de l'eau minérale mise à votre disposition.

On effectue un dosage par complexométrie. Le réactif utilisé est de l'acide éthylène diamine tétra acétique (E.D.T.A.) disodique di-hydraté:



que l'on note Na_2YH_2 .

Question 1 : Déterminer la masse molaire du sel di-hydraté.

L'EDTA forme des complexes du type $\text{MY}^{(2-n)-}$ avec de nombreux métaux (M^{n+}). Cette réaction n'est pas une réaction ionique, une mole d'EDTA complexe une mole d'ion métallique quelle que soit sa charge. La réaction sur les ions métalliques est alors :



En milieu tamponné à $\text{pH}=10$, l'EDTA complexe d'abord les ions Ca^{2+} puis les ions Mg^{2+} . On réalise alors un dosage à l'aide de comprimés tampon indicateur (voire 3a.)

Le calcium seul peut également être dosé à $\text{pH} 12$ (le magnésium est alors précipité) en présence de réactif de Patton et Reeder comme indicateur (virage du rouge au bleu).

2. Calculs

Question 2 : Déterminer la masse à peser d'EDTA disodique dihydraté pour réaliser 100mL d'une solution à 0.1 mol L^{-1} en EDTA.

On diluera alors cette solution pour obtenir 200mL de solution fille à 0.005 mol L⁻¹.

Question 3 : Quel volume de solution mère faudra-t-il prélever pour effectuer cette dilution?

3. Manipulations

Réaliser la solution mère d'EDTA ainsi que la solution fille.

Chaque dosage précis est répété au moins 2 fois.

a. Dosage global de Ca²⁺ et Mg²⁺

Prélever 25 mL d'eau minérale à doser, ajouter un comprimé tampon-indicateur et, après dissolution, 1 mL d'ammoniaque concentré. Titrer avec la solution d'EDTA à 0.005 mol L⁻¹ jusqu'au virage du rouge au gris-vert (2 dosages).

Question 4 : Ecrire les deux équations bilan relatives au dosage de Ca²⁺ et Mg²⁺

Question 5 : Ecrire la relation au volume équivalent entre les quantités de matière

Question 6 : Calculer la somme des concentrations molaires calcium + magnésium.

b. Dosage de Ca²⁺ seul

1) Prélever 25 mL d'eau minérale à doser, y dissoudre 4 à 5 pastilles de soude, **très peu** de réactif Patton et Reeder et doser par l'EDTA (2 dosages).

2) Effectuer le même dosage avec de l'eau du robinet (2 dosages).

4. Exploitation

Question 7 : D'après vos dosages en déduire la concentration en mol/L et mg/L en ions calcium et magnésium présent dans l'eau minérale, ainsi que concentration en mol/L et mg/L en ions calcium seul pour l'eau minérale et celle du robinet.

Question 8 : Quelle est la dureté de l'eau minérale ainsi que de l'eau du robinet par rapport à la concentration en Calcium ? Pour l'eau minérale, par rapport à la concentration en calcium et magnésium ?

Question 9 : En vous rapportant à l'étiquette de la bouteille d'eau minérale, calculer l'écart relatif entre vos résultats et les concentrations fournis par la marque.

La communauté d'agglomération de Poitiers indique une dureté calcaire d'environ 29°F pour l'eau potable. Comparer avec votre résultat (écart relatif).

Question 10 : Le phénomène d'entartrage est principalement dû à un dépôt de carbonate de calcium, communément appelé calcaire. Ces dépôts sont favorisés à des températures élevées.

Proposez une méthode chimique permettant d'éliminer un dépôt de calcaire. Ecrire les équations des réactions mises en jeu.

Données physico chimiques

Masses molaire de quelques éléments (g.mol⁻¹):

C : 12 O : 16 N : 14 H : 1 Na : 23 Ca : 40 Mg : 24.3