



**I- Dosage simultané des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  => dureté totale de l'eau****I-1. Protocole.**

✓ On travaille en solution tampon à pH = 9,2. A ce pH la forme majoritaire du N.E.T. libre ( $\text{HIn}^{2-}$ ) est bleue.

- Introduire dans un erlenmeyer 10 mL d'eau minérale, 10 mL de tampon ammoniacal 0,2 mol.L<sup>-1</sup> pour fixer pH = 9,2 et quelques gouttes de la solution de noir ériochrome T (très petite quantité !). Verser la solution d'E.D.T.A. (sous forme  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ ) 0,01 mol.L<sup>-1</sup> placée dans la burette ; (attention l'E.D.T.A. est toxique) jusqu'au changement de coloration. Si nécessaire utiliser une feuille de papier blanc sous le bécher pour mieux apprécier le changement de teinte. Relever le volume équivalent  $V_{eq}$ .

*Effectuer d'abord un dosage très rapide pour déterminer approximativement le volume équivalent, puis un second dosage précis en versant le réactif goutte à goutte dès que l'on approche de l'équivalence. Remarque : Afin d'avoir une bonne précision il est recommandé de faire un troisième dosage concordant à la goutte près avec le second.*

**I-2. Interprétation.**

- Ecrire les réactions de dosage des 2 cations par l'EDTA en faisant intervenir les espèces acido/basiques majoritaires à pH = 9,2 imposé par le tampon  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ ) et vérifier qu'elles sont bien quantitatives.
- Interpréter la couleur de la solution observée avant et après équivalence en écrivant les équations bilans correspondantes.
- Déduire du volume équivalent la concentration totale en mol.L<sup>-1</sup> de  $\text{Mg}^{2+} + \text{Ca}^{2+}$  :
- Calculer le TH (titre hydrotimétrique) de l'eau analysée. Où classer l'eau étudiée ?

**II- Dosage des ions  $\text{Ca}^{2+}$  .****II-1. Protocole.**

✓ Le dosage des ions  $\text{Ca}^{2+}$  seuls, nécessite de faire précipiter les ions  $\text{Mg}^{2+}$  sous forme d'hydroxyde de magnésium solide  $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$  ( $\text{pK}_s = 11$ ) par ajout de soude :  $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$

La soude permettra également de maintenir le pH entre 9 et 13,5.

Les ions  $\text{Ca}^{2+}$  restant sont alors dosés par l'EDTA. en utilisant le **réactif de Patton et Reader** comme indicateur de fin de réaction.

- *Introduire à nouveau 10 mL d'eau minérale dans un erlenmeyer, 10 mL de solution de soude à 100 g L<sup>-1</sup> et quelques gouttes de réactif de Patton et Reader (très petite quantité) et doser comme précédemment par l'E.D.T.A. placée dans la burette jusqu'au changement de coloration. Relever le volume équivalent  $V_{eq}$ .*

**II-2. Interprétation.**

- Ecrire l'équation bilan de la réaction du dosage des ions  $\text{Ca}^{2+}$  par l'EDTA en faisant intervenir les espèces acido basiques majoritaires au pH de l'expérience (entre 9 et 13,5) et vérifier qu'elle est quantitative.
- Interpréter la couleur de la solution observée avant et après équivalence en écrivant les équations bilans correspondantes.
- Déduire du volume équivalent la concentration en mol.L<sup>-1</sup> en ion  $\text{Ca}^{2+}$  puis celle en ion  $\text{Mg}^{2+}$ .
- Déduire alors les concentrations massiques de chacun des ions et comparer aux valeurs fournies sur l'étiquette.

Données : Ca : M = 40,1 g.mol<sup>-1</sup>

Mg : M = 24,3 g.mol<sup>-1</sup>