

TP DE RÉVISIONS N°4 : ANALYSE D'UNE EAU MINÉRALE (HEPAR) – ETUDE THÉORIQUE

I. BUT DE LA MANIPULATION

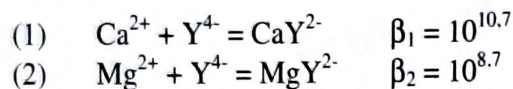
On se propose de déterminer les concentrations des principaux sels minéraux dans une eau naturelle du commerce. On cherche :

- la concentration totale en ions alcalino-terreux Ca^{2+} et Mg^{2+} , principaux responsables de la dureté de la plupart des eaux naturelles ;
- la concentration en ions sulfate SO_4^{2-} ;
- la concentration des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- .

II. DOSAGE DES CATIONS Ca^{2+} ET Mg^{2+} PAR L'EDTA

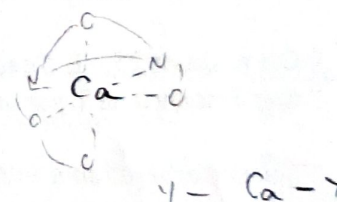
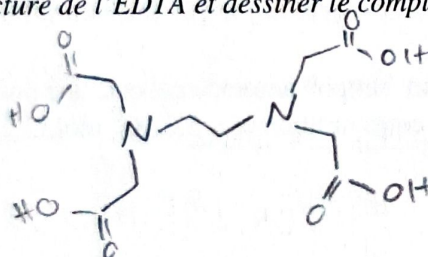
II.1 PRINCIPE

L'EDTA (éthylènediaminetétracétate), noté Y^{4-} , ligand hexadentate, donne des complexes avec presque tous les cations métalliques, et en particulier avec Ca^{2+} et Mg^{2+} selon les réactions :



Par ailleurs, Y^{4-} est une tétrabase dont les pK_a sont $\text{pK}_{a1} = 2,0$; $\text{pK}_{a2} = 2,7$; $\text{pK}_{a3} = 6,2$; $\text{pK}_{a4} = 10,2$.

Rappeler la structure de l'EDTA et dessiner le complexe CaY^{2-} .



Les réactions de formation de ces complexes seront quantitatives si aucune autre réaction ne vient perturber les réactions de complexation. Il ne faut donc pas :

- opérer en milieu trop acide car la protonation de l'EDTA pourrait entraîner la destruction du complexe.
- opérer en milieu excessivement basique, du fait de la compétition avec OH^- , qui pourrait conduire à la formation de complexes ou de précipité(s) du calcium et du magnésium.

En pratique, on opère à $\text{pH} = 10$, d'où l'emploi de tampon ammoniacal. On utilise comme indicateur de fin de réaction le noir Eriochrome T (bleu sous sa forme libre), qui est un autre ligand possible pour les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} mais qui forme des complexes moins stables que ceux avec l'EDTA : $\beta(\text{CaNET}) = 2,5 \cdot 10^5$ et $\beta(\text{MgNET}) = 10^7$. Ces complexes sont roses en solution.