

EAU ET ENVIRONNEMENT

DURETÉ DE L'EAU

1. Dureté de l'eau.

1.1. Le calcaire.

[Calcaire \(Wikipédia\)](#)

[Calcaire corallien \(Wikipédia\)](#)

1.2. Le calcaire dans l'eau.

[SEDIF](#)

[dossier CNRS](#)

[dossier SENAT](#)

Donnez la formule du calcaire solide et son nom en nomenclature officielle.

Écrivez l'équation de la dissolution du calcaire dans l'eau.

Décrivez au moins deux processus de formation du calcaire solide à partir du calcaire dissous dans l'eau.

Expliquez ce qu'est une eau dure.

Réalisez un inventaire des avantages et des inconvénients liés à une forte présence de calcaire dans l'eau.

Peut-on considérer que le calcaire est un polluant de l'eau ?

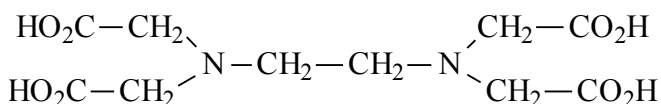
2. Les ions calcium dans l'eau

Les ions calcium Ca^{2+} sont présents dans les eaux naturelles (par exemple dans les eaux de boisson)

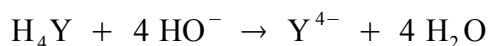
2.1. Réaction entre les ions calcium et l'ion oxalate.

Dans une solution contenant des ions Ca^{2+} , versez quelques gouttes d'une solution d'oxalate d'ammonium $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$; observez ; donnez l'équation de la réaction.

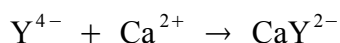
2.2. L'acide éthylènediaminetréacétique [EDTA](#).



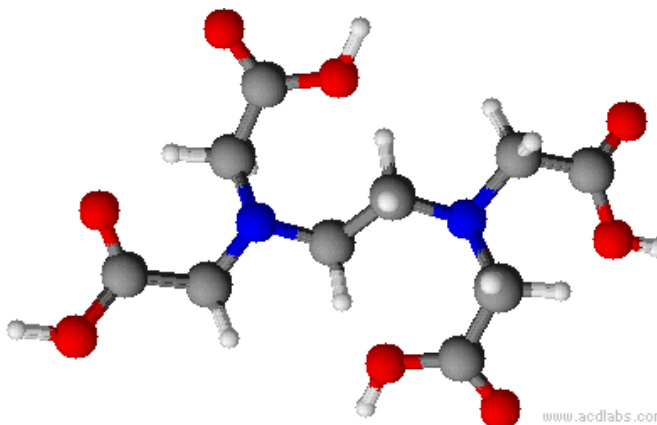
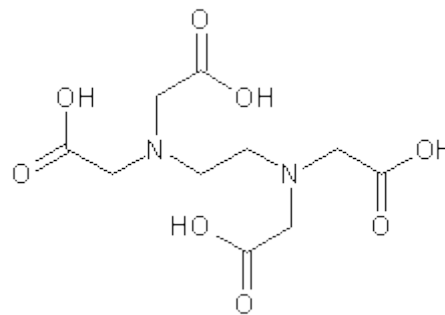
Cet acide noté H_4Y se présente en milieu basique sous la forme d'un ion Y^{4-} .



Sous cette forme, il est susceptible de réagir avec des ions métalliques, par exemple l'ion calcium Ca^{2+} dans une réaction de complexation.



Cette réaction peut également avoir lieu avec l'ion magnésium Mg^{2+} .



www.acdlabs.com

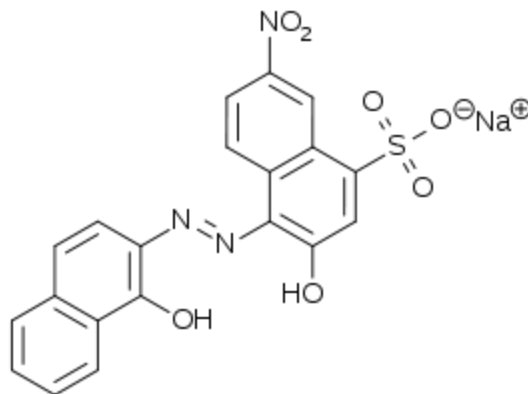
2.3. Le Noir ériochrome T.

C'est un indicateur coloré (bleu en solution aqueuse) qui réagit avec les ions calcium et magnésium pour donner un complexe coloré rose / rouge ; on peut, par exemple, le noter $[\text{Ca}(\text{Net})]^{2+}$.

Versez quelques grains de l'indicateur dans de l'eau ; observez ; versez quelques gouttes d'une solution contenant des ions calcium ; observez ; interprétez.

Ajoutez quelques gouttes d'une solution d'EDTA ; observez ; interprétez.

Ces réactions sont très sensibles au pH de la solution ; réalisez vos essais en milieu acide et en milieu basique.



3. Mesure de la dureté d'une eau minérale.

La dureté d'une eau est liée à la concentration totale des ions calcium et magnésium.

3.1. Recherchez la définition de la dureté d'une eau.

3.2. Observez l'étiquette d'une bouteille d'eau de Contrexeville.

Calculez les concentrations molaires en magnésium et en calcium.

Calculez la dureté de cette eau ; doit-elle être considérée comme « dure » ?

Eau sulfatée calcique et magnésienne. Minéralisation en mg/l :

calcium : 486	magnésium : 84	sodium : 9,1	potassium : 3,2
sulfate : 1187	hydrogénocarbonate : 403	chlorure : 10	nitrate : 2,7

Source Contrex. Résidu sec à 180 °C : 2125 mg/l.
A consommer de préférence : voir date indiquée sur la bouteille et dans les 48 heures après ouverture.

Minéralisation caractéristique (mg/l)

CALCIUM : 486	MAGNÉSIUM : 84	Sodium : 9,1	Potassium : 3,2
Sulfate : 1187	Hydrogène-carbonate : 403	Nitrate : 2,7	Chlorure : 10

Source Contrex. Résidu sec à 180 °C : 2125 mg/l.
A consommer de préférence : voir date indiquée sur la bouteille et dans les 48 heures après ouverture.

Eau sulfatée calcique et magnésienne. Minéralisation en mg/l :

calcium : 486	magnésium : 84	sodium : 9,1	potassium : 3,2
sulfate : 1187	hydrogénocarbonate : 403	chlorure : 8,6	nitrate : 2,7

Source Pavillon. Résidu sec à 180 °C : 2125 mg/l.

3.3. Mode opératoire.

Vous avez à votre disposition une solution d'EDTA de concentration molaire $c = 1,00 \times 10^{-2}$ mol/L, ainsi que tous les réactifs évoqués dans le paragraphe précédent.

Élaborez un mode opératoire complet (réactifs, concentrations, verrerie, chronologie) permettant de mesurer la dureté de l'eau de Contrexeville.

3.4. Mesures.

Réalisez le titrage et déterminez la dureté de l'eau étudiée.

À partir des résultats des différents groupes, évaluez la précision du résultat.

Calculez l'écart relatif à la valeur indiquée par l'étiquette.