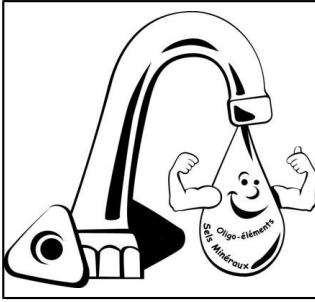


## Activité 6 : Eau potable, contrôle de la teneur en ions sulfate

• **Introduction**

**Les eaux minérales naturelles** proviennent de nappes situées en profondeur, protégées de tout risque de contamination. Comme les eaux minérales naturelles, **les eaux de source** sont exclusivement d'origine souterraine, microbiologiquement saines, préservées de la pollution d'origine humaine, et aptes à la consommation humaine sans traitement ni adjonction. Les **eaux de sources** répondent aux mêmes **critères de potabilité** que l'**eau du robinet**. Parmi ces critères, se trouve la **concentration en ions sulfate**, dont la limite à ne pas dépasser est fixée à 250 mg/L.

Les **eaux minérales** sont des eaux de source qui présentent des propriétés particulières : elles contiennent des minéraux et des oligo-éléments qui peuvent leur conférer certaines vertus thérapeutiques. En France, une eau ne peut-être qualifiée « minérale » que si elle a été reconnue par l'Académie Nationale de Médecine.

Mais si l'on s'en tient aux seuls paramètres de potabilité, une eau minérale n'est pas forcément une eau potable.

• **Problématique**

L'objectif est de vérifier la valeur de la concentration en ions sulfate indiquée sur l'étiquette d'une eau minérale.

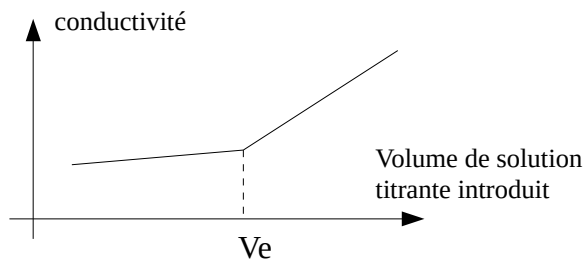
• **Documents****Document 1 Dosage conductimétrique**

Lorsque la réaction chimique, support du dosage, met en jeu des ions, on peut suivre le dosage par conductimétrie.

En ajoutant peu à peu la solution titrante, la conductivité de la solution varie car la composition ionique de celle-ci varie (*voir compléments*).

En particulier, la conductivité de la solution varie brusquement lorsque l'équivalence est atteinte. On peut ainsi repérer l'équivalence.

On obtient une courbe dont l'allure est la suivante :

**Document 2 Matériel disponible**

- Un conductimètre
- Une burette
- une fiole jaugée de 100 mL
- eau minérale de contrex
- solution de chlorure de baryum de concentration  $C_2 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- des béchers

**Document 3 Écart relatif**

Lorsque la valeur théorique est connue, l'écart relatif se calcule par la relation :

$$e = \left| \frac{\text{valeur}_{\text{théorique}} - \text{valeur}_{\text{expérimentale}}}{\text{valeur}_{\text{théorique}}} \right| \times 100$$

L'hypothèse est vérifiée si  $e < 5\%$  environ

**Document 4 Conductivité d'une solution**

La conductivité  $\sigma$  de la solution ne dépend que des caractéristiques de la solution (concentration, nature des ions, température). Pour une solution peu concentrée :

$$\sigma = \sum_{i=1}^p \lambda_i \cdot X_i$$

où  $\lambda_i$  est la conductivité molaire ionique de l'ion  $i$  en  $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$  et  $X_i$  est sa concentration molaire en  $\text{mol.m}^{-3}$

Données : *Conductivités molaires ioniques* :

$$\lambda(\text{SO}_4^{2-}) = 16,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}; \lambda(\text{Cl}^-) = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}; \lambda(\text{Ba}^{2+}) = 12,7 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

## Travail préalable

### La réaction chimique support du dosage

Introduire environ 1 mL d'une solution de sulfate de sodium ( $2 \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ ) à  $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$  dans un tube à essais, puis ajouter quelques gouttes d'une solution de chlorure de baryum ( $\text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ ) à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ . Noter vos observations.

Cette réaction est une réaction de précipitation dont le bilan est  $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{Ba}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{BaSO}_4$

*Proposer un protocole pour répondre à la situation problème en utilisant le matériel à disposition*

**Appel Professeur**

## Réaliser

*Réaliser le dosage avec précision et noter le volume équivalent.*

## Exploiter

*Répondre à la problématique en exploitant le dosage réalisé.*

*Calculer l'écart relatif pour évaluer la précision du résultat.*

*Discuter des causes éventuelles d'erreur.*

masses molaires :  $M_S = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

### Compléments

- 1. En s'aidant de l'étiquette de l'eau minérale, faire l'inventaire des espèces ioniques présentes en solution dans le bécher avant l'équivalence et après l'équivalence.*
- 2. En négligeant l'effet de la dilution, expliquer comment évoluent les concentrations des différentes espèces ioniques avant l'équivalence, puis après l'équivalence.*
- 3. Justifier alors l'existence de deux portions de droite sur la représentation graphique  $\sigma = f(V_2)$*

## Communiquer

*Rédiger un compte-rendu*