

Détermination de l'alcalinité d'une eau minérale (Evian)



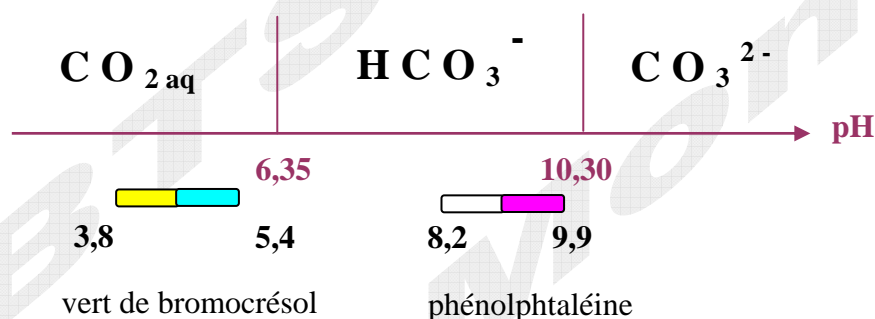
A – Introduction :

Dans l'eau, l'alcalinité est due principalement à la présence d'ions *carbonate* de formule CO_3^{2-} et d'ions *hydrogénocarbonate* (appelés très souvent ions « bicarbonate ») de formule HCO_3^- .

On donne les pK_A des couples acido-basiques $\text{CO}_2_{\text{dissous}} / \text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$.

$$\text{pK}_a (\text{CO}_2_{\text{dissous}} / \text{HCO}_3^-) = 6,35 \quad \text{et} \quad \text{pK}_a (\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}) = 10,30$$

On établit le diagramme de prédominance des trois espèces en y ajoutant les zones de virage des indicateurs colorés : vert de bromocrésol (encore nommé B.C.R. ou bromocrésol-rhodamine) et de la phénolphtaléine.



Conclusion : On peut, par conséquent, considérer qu'une eau dont le pH est grand ($\text{pH} > 10,3$) contient essentiellement des ions carbonate et qu'une solution dont le pH est compris entre 6,5 et 10,3 ne contient presque pas d'ions carbonate mais seulement des ions hydrogénocarbonate.

A – Définitions :

L'alcalinité d'une eau est dosée par un **acide fort**.

Par convention, on exprime le T.A. (Titre Alcalimétrique) et le T.A.C. (Titre Alcalimétrique Complet) en °F (en France).

☞ *Titre alcalimétrique* (T.A.)

Définition : C'est le volume * d'acide fort à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ nécessaire pour doser 100 mL d'eau en présence de phénolphtaléine.

* exprimé en mL

Le titre alcalimétrique d'une eau mesure, essentiellement, la concentration en ions carbonate.

Si celle-ci est très faible, le titre alcalimétrique est nul.

Noter que c'est toujours le cas pour une solution de $\text{pH} < 8,2$!

☞ Titre alcalimétrique complet (T.A.C.) :

Définition : C'est le volume * d'acide fort à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ nécessaire pour doser 100 mL d'eau en présence de bromocrésol-rhodamine (encore appelé vert de bromocrésol).

* exprimé en mL

Le titre alcalimétrique complet d'une eau mesure la concentration en ions hydrogénocarbonate (et carbonate si ceux-ci sont présents).

B – Protocole opératoire et résultats :

1°) Préliminaires :

- Qu'observe-t-on lorsqu'on ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine à l'eau minérale (Evian) ?

Connaissant la zone de virage de cet indicateur coloré, que peut-on en déduire quand au pH de l'eau minérale ?

Cette expérience nous permet-elle de déterminer la concentration en ions carbonate de cette eau ?

En déduire le titre alcalimétrique (T.A.) de cette eau.

- Qu'observe-t-on lorsqu'on ajoute quelques gouttes de vert de bromocrésol à l'eau minérale d'Evian ? Que peut-on dire de la concentration en ions « bicarbonate » ?
- Compte tenu des indications de l'étiquette, ces résultats sont-ils logiques ? Justifier.

2°) Détermination expérimentale du T.A.C. de l'eau d'Evian :

Doser $v = 50 \text{ mL}$ d'eau minérale avec une solution d'acide chlorhydrique à la concentration $C_A = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, en présence de vert de bromocrésol.

Le schéma du dispositif est représenté ci-contre.

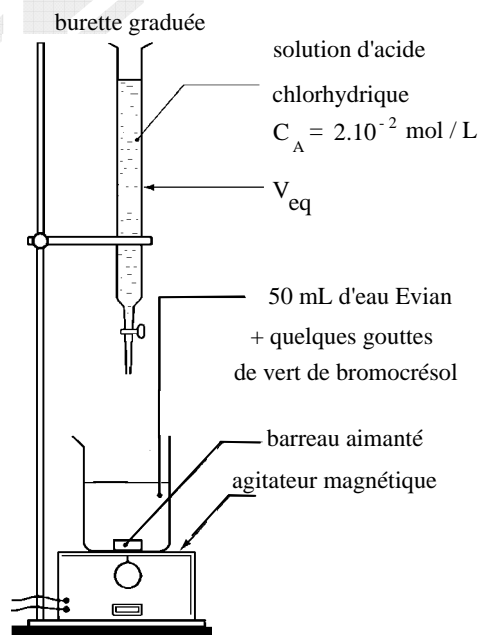
Après un dosage rapide, réaliser un dosage précis.

Attendre que le virage du vert de bromocrésol soit bien stable avant de relever le volume équivalent.

Calculer, en se reportant à la définition du T.A.C., le titre alcalimétrique complet de cette eau minérale en °F.

$V_{\text{eq}} =$

T.A.C. =



3°) Comparaison avec la valeur attendue en étudiant l'étiquette :

A l'aide des indications de l'étiquette, prévoir la concentration molaire en ions hydrogencarbonate de l'eau minérale.

Exprimer cette concentration en meq.L^{-1} puis en $^{\circ}\text{F}$

Rappels :

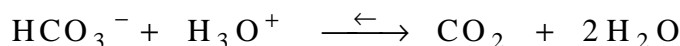
$$[\text{ion}]_{\text{mmol/L}} \times |\text{charge élémentaire de l'ion}| = [\text{ion}]_{\text{meq/L}}$$

1 meq.L^{-1} correspond à 5 $^{\circ}\text{F}$.

Calculer, alors, l'écart relatif entre la valeur obtenue expérimentalement et la valeur obtenue grâce aux indications de l'étiquette.

C – Comprendre la définition du T.A.C. :

La réaction de dosage de la base faible HCO_3^- par l'acide chlorhydrique (solution d'acide fort) est la suivante :



Vérifier que cette réaction est quantitative en calculant sa constante d'équilibre K (utiliser les données fournies en introduction).

A l'équivalence, les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques !

Montrer que le volume de solution d'acide fort à 0,02 mol.L^{-1} (c'est aussi la concentration en ions H_3O^+) nécessaire pour doser $V_{\text{eau}} = 100 \text{ mL}$ d'eau minérale s'écrit :

$$V_{\text{acide}} = 5 \times [\text{HCO}_3^-] \quad (\text{avec } [\text{HCO}_3^-] \text{ exprimée en } \text{mmol.L}^{-1} \text{ et } V_{\text{acide}} \text{ exprimé en mL.})$$

Faire, alors, le rapprochement avec la définition du T.A.C. en utilisant bien les rappels qui suivent.

Rappels :

$$[\text{ion}]_{\text{mmol/L}} \times |\text{charge élémentaire de l'ion}| = [\text{ion}]_{\text{meq/L}}$$

1 meq.L^{-1} correspond à 5 $^{\circ}\text{F}$.