

Contexte du TP : Le carbone est principalement présent dans les océans sous trois formes qui coexistent : l'ion carbonate $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$, l'ion hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^{-}(\text{aq})$ et l'acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ (ce dernier étant instable en solution aqueuse, s'écrit $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$). Depuis le début de l'ère industrielle, à cause des activités humaines, les émissions de dioxyde de carbone (CO_2) dans l'atmosphère ont fortement augmenté. Ce dioxyde de carbone se retrouve piégé dans les océans, conduisant à une diminution du pH de ceux-ci, et diminuant par là-même la proportion des carbonates constitutifs des coquilles des coraux et coquillages. La surveillance des océans passe donc par un certain nombre de mesures, dont celle du titre alcalimétrique qui sert à connaître les teneurs de l'eau en bicarbonates (=hydrogénocarbonate HCO_3^{-}), et carbonates (CO_3^{2-}), présents dans l'eau. On dispose d'un échantillon d'eau de mer. Comment déterminer la concentration en bicarbonates de cette eau ?

Etape 1 : Analyse

□ A l'aide du document 1 (en fin de diaporama), répondre aux questions suivantes :

- 1) Justifier que les ions hydrogénocarbonate sont une espèce amphotère.
- 2) Ecrire la réaction chimique entre les ions hydrogénocarbonate et une solution de soude contenant les ions HO^- . Quelle est l'espèce chimique majoritaire à la fin de la réaction? En déduire une estimation du pH à ce moment.
- 3) Ecrire la réaction chimique entre les ions hydrogénocarbonate et une solution d'acide chlorhydrique contenant les ions H_3O^+ . Quelle est l'espèce chimique majoritaire à la fin de la réaction? En déduire une estimation du pH à ce moment
- 4) Sachant que les pH-mètres usuels permettent d'obtenir des valeurs précises pour des pH entre 1 et 11, quelle réaction va-t-on privilégier pour réaliser le titrage des ions hydrogénocarbonate ?

Etape 2 : Protocole et réalisation

- A l'aide des documents et de votre analyse précédente, proposer un protocole expérimental accompagné d'un schéma légendé pour réaliser le titrage pH-métrique et colorimétrique de 40mL d'eau de l'aquarium par une solution d'acide chlorhydrique à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$. Vous choisirez le bon indicateur coloré dans la liste ci-dessous, en sachant que la zone de virage de l'indicateur coloré doit contenir la valeur du pH obtenu à l'équivalence (quand tout le bicarbonate a réagi).
- Mettre en œuvre votre protocole en relevant le pH de la solution titré à chaque mL d'acide ajouté.

Nom de l'indicateur	Zone de virage	Changement de couleur
Bleu de bromophénol	3,0 - 4,6	jaune - bleu
Hélianthine	3,1 - 4,4	rouge - jaune
Vert de bromocrésol	3,8 - 5,4	jaune - bleu
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6	jaune - bleu
Rouge de crésol	7,2 - 8,8	jaune - rouge

Etape 3 : Validation et conclusion

- ❑ A partir de vos mesures, déterminer la concentration en bicarbonate dans l'eau titrée.
- ❑ En déduire le titre alcalimétrique de cet eau.
- ❑ Exploitez les résultats de l'ensemble de la classe pour obtenir la valeur du titre accompagnée de son incertitude.

Le *Titre Alcalimétrique* (TA) sert à connaître les teneurs de l'eau en bicarbonates (= hydrogénocarbonate HCO_3^-), carbonates (CO_3^{2-}), présents dans l'eau. Le TA se détermine grâce à un simple titrage acido-basique. Il peut s'exprimer en degré français ($^\circ\text{fH}$). Par exemple, pour un récif (zone de l'océan contenant des coraux), il faut respecter un degré compris entre 30 et 40 $^\circ\text{fH}$.

- $1^\circ\text{fH} = 6,0 \text{ mg/l}$ d'ion négatif $\text{CO}_3^{2-} = 12,2 \text{ mg/l}$ de l'ion négatif HCO_3^- .

Document 1 : Quelques données chimiques

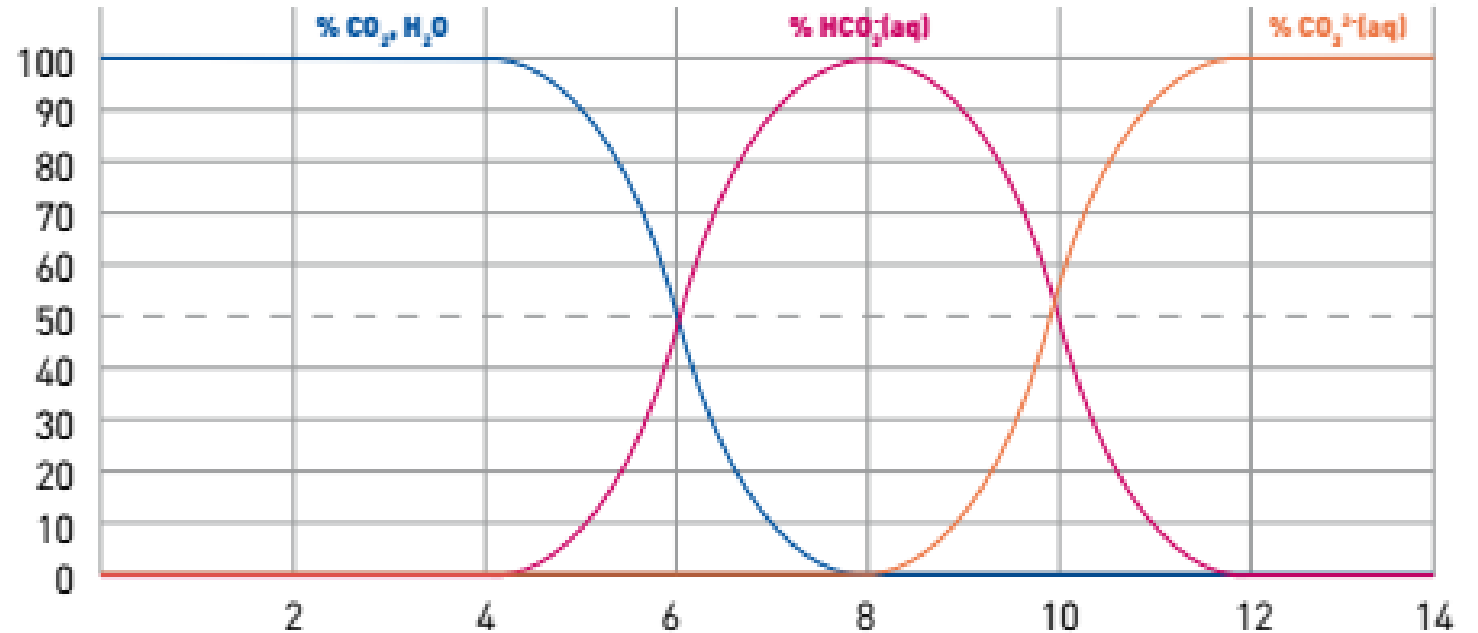
Diagramme de prédominance indiquant le % des espèces chimiques en fonction du pH

Couples acido-basiques :

- $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$
- $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$

Masses molaires atomiques :

- $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$



Document 2 : Principe d'un titrage

Un titrage (ou dosage par titrage) est une technique chimique qui permet de déterminer la concentration d'une espèce chimique en solution. Supposons une solution contenant une espèce chimique A, en concentration inconnue : c'est la solution titrée. Lors du titrage, on introduit cette solution dans un bécher ou un erlenmeyer. On la fait alors réagir petit à petit avec une autre espèce chimique B, introduite dans une burette graduée, et de concentration connue. On appelle cette deuxième solution, solution titrante.

L'objectif du dosage est d'atteindre l'équivalence, c'est-à-dire le moment où on aura introduit la juste quantité de réactif B pour faire réagir exactement tout le composé A. On dit alors que les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques. Si la réaction chimique s'écrit $aA + bB = cC + dD + \dots$, on aura à l'équivalence la relation :

$$\frac{n_{A \text{ initiale}}}{a} = \frac{n_{B \text{ versé}}}{b}$$

car à ce moment précis, les réactifs titrés et titrants sont tous deux limitants.

Cette relation permet donc, connaissant le volume de B versé à l'équivalence et sa concentration, de remonter à la quantité de matière de A dans la solution titrée.

Pour détecter l'équivalence, plusieurs méthodes sont envisageables. On peut utiliser un indicateur coloré, qui changera de couleur à l'équivalence, on parle alors de dosage colorimétrique. On peut également mesurer le pH dans le cas de réactions acido-basiques, ou encore mesurer la conductivité si la réaction de dosage fait intervenir des ions.