

Séance de Spécialité n° 14

Le système des carbonates dans les océans

Mots-clefs « dissolution », « érosion » et « concrétion ».

L'eau de mer est un milieu dans lequel le dioxyde de carbone, $\text{CO}_{2(\text{aq})}$, les ions hydrogéné-carbonate, $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$, et les ions carbonate, $\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$, sont en équilibre permanent. On peut déterminer expérimentalement le rôle joué par ces équilibres dans la régulation de l'acidité des océans.

Points clefs :

- Savoir étalonner et utiliser un pH-mètre ;
- Connaître l'importance des couples acide/base mettant en jeu les ions hydrogénécarbonates et carbonates dans les eaux, savoir équilibrer les équations acide-bases correspondantes ;
- Comprendre l'importance du dioxyde de carbone à l'état de gaz et à l'état dissout dans ces équilibres.

1 Expérience 1 – pH d'une eau plate ou eau gazeuse

- Mesurer le pH d'une eau minérale non gazeuse et d'une eau minérale gazeuse.

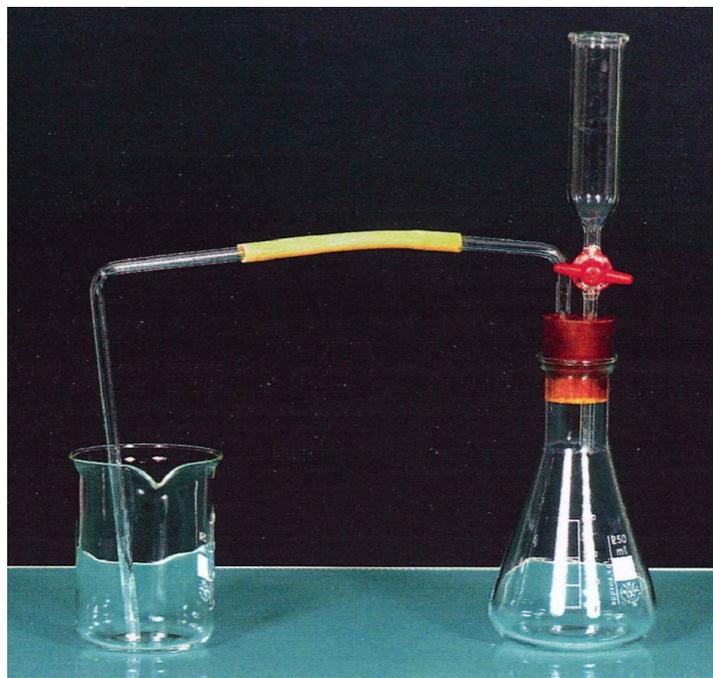
- Noter les concentrations massiques en ions hydrogéné-carbonate $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ pour les deux eaux.

a. Sur votre compte-rendu : pH mesurés, concentrations notées, et conclusion.

2 Expérience 2 – Effet de la dissolution du CO_2

- Dans deux grands béchers (typiquement de 200 mL), verser 50 mL d'eau et ajouter dans chaque quelques gouttes de bleu de bromothymol.
- Réaliser le montage ci-contre.
- Dans l'erlenmeyer, introduire environ 2 g de carbonate de calcium $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$. Remplir l'entonnoir tulipe avec 5 mL d'acide chlorhydrique $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ à $5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (gants + lunettes!).
- Plonger le bulleur dans l'un des deux béchers.
- Ouvrir le robinet et vider le contenu de l'entonnoir ; refermer immédiatement le robinet. Observer.
- À l'aide du pH-mètre, mesurer le pH de l'eau dans chaque bécher.
- Rincer et sécher l'erlenmeyer.

b. Sur votre compte-rendu : pH mesurés, conclusion.



3 Expérience 3 – Identification du CO₂

- Préparer deux tubes à essai, chacun avec environ 5 mL d'eau de chaux (pas plus de la moitié du tube!).
- Dans l'erlenmeyer du montage précédent, introduire environ 4 g de carbonate de calcium CaCO_{3(s)}. Comme précédemment, remplir l'entonnoir tulipe avec 5 mL d'acide chlorhydrique H₃O⁺_(aq) + Cl⁻_(aq) à 5 mol · L⁻¹ (gants + lunettes!).
- Introduire le bulleur dans un des tubes à essai.

- Ouvrir le robinet de l'entonnoir à tulipe et vider son contenu ; refermer immédiatement. Observer. Ne pas démonter le montage qui est utilisé dans l'expérience 4.
- À l'aide d'une paille, souffler dans le second tube à essai. Observer.

c. Sur votre compte-rendu : observations pour chacun des deux tubes, et conclusion dans chaque cas.

4 Expérience 4 – Précipitation des ions carbonate en excès

- Dans l'expérience 3, maintenir le bulleur dans le tube à essai.
- Rincer et sécher l'erlenmeyer.

- Ajouter dans l'entonnoir tulipe 15 mL d'acide chlorhydrique. Ouvrir le robinet, vider le contenu et refermer le robinet. Observer.

d. Sur votre compte-rendu : observation, conclusion.

5 Expérience 5 – Milieu tamponné

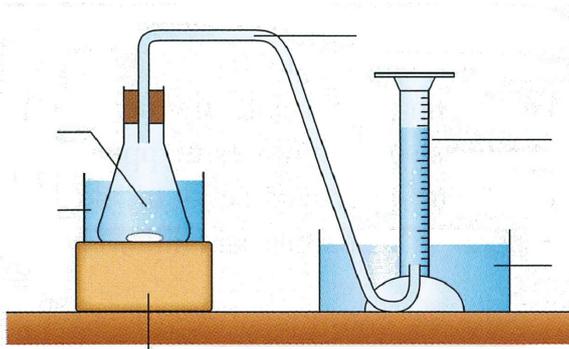
- Dans un bécher, introduire environ 50 mL d'une solution tampon carbonate. Mesurer son pH.
- Dans un second bécher, introduire 50 mL d'une solution de soude à $1,0 \times 10^{-4}$ mol · L⁻¹. Mesurer son pH.

- Réaliser, avec les deux béchers, l'expérience 2.
- Mesurer les pH finaux dans les deux béchers.

e. Sur votre compte-rendu : les quatre pH mesurés, et la conclusion.

6 Expérience 6 – Effet de la température

Objectif Établir l'influence de la température sur la solubilité du dioxyde de carbone.



- Réaliser un montage permettant de recueillir un gaz par déplacement d'eau.
- Introduire 100 mL d'eau gazeuse et boucher.
- Placer sous agitation (agiter à "4" exactement) en déclenchant le chronomètre.

- Relever les temps correspondants aux volumes récupérés, jusqu'à la fin du dégagement.
- Vider l'erlenmeyer, chauffer à 90°C, et une fois la plaque chauffante à température, relancer l'expérience.
- Tracer, pour les deux suivis, l'évolution du volume de gaz extrait en fonction du temps.

f. Déduire des graphiques les volumes vers lesquels les courbes tendent.

g. Calculer la masse de CO₂ extraite dans les deux cas. Données : $V_m = 24,0$ L · mol⁻¹ et $M(\text{CO}_2) = 44,0$ g · mol⁻¹.

h. En déduire l'effet de la température sur la solubilité du dioxyde de carbone. Conclure quant à l'implication sur le climat.

7 Exploitation des expériences

1. Écrire l'équation de la réaction qui se produit entre l'acide chlorhydrique et le carbonate de calcium.
- 2.a. En réagissant avec l'eau, le dioxyde de carbone dissout, $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$, établit un équilibre avec les ions hydrogénocarbonates $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$.
Écrire l'équation de cette réaction.
- 2.b. Justifier l'acidité des solutions étudiées dans les expériences 1 et 2.
- 2.c. Cette réaction a lieu lors des échanges entre l'atmosphère et l'hydrosphère ; expliquer.
- 3.a. L'eau de chaux est une solution saturée d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{OH}^-_{(\text{aq})}$.
Écrire les équations des deux réactions conduisant au précipité de carbonate de calcium.
- 3.b. Ces réactions ont lieu lors des échanges entre la lithosphère et l'atmosphère ; expliquer.
- 4.a. Le dioxyde de carbone dissout, $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$, et les ions carbonate, $\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$, participent à un équilibre avec les ions hydrogénocarbonate, $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$.
Écrire l'équation de la réaction.
- 4.b. L'hydrogénocarbonate de calcium, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2_{(\text{s})}$, est nettement plus soluble dans l'eau que le carbonate de calcium. Expliquer les observations de l'expérience 4.
5. Quel est l'intérêt de la solution tampon ?
6. Le « tampon carbonate » a été réalisé en mélangeant 500 mL d'une solution de carbonate de sodium à $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avec 500 mL d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium à $0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
Écrire les équations des réactions qui se produisent entre le dioxyde de carbone introduit et les ions carbonate, d'une part, et la soude, d'autre part.

8 Exercices de la séance n° 15

Attention, il faut prévoir un temps suffisant à ces exercices importants !

14.1 N° 4 p. 26 : Le système des carbonates dans l'océan (1)

14.2 N° 5 p. 26 : Le système des carbonates dans l'océan (2)

14.3 N° 6 p. 27 : L'acide nitrique des pluies

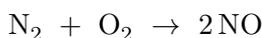
9 Correction des exercices de la séance n° 13

13.1 Vallée glaciaire

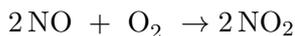
- La photographie du glacier fait apparaître des crevasses et des moraines, toutes choses caractéristiques qu'un écoulement est à l'œuvre.
- L'eau forme un « film » sous la glace qui permet son glissement.
- L'érosion des vallées glaciaires est essentiellement une érosion mécanique.

13.2 Les pots catalytiques

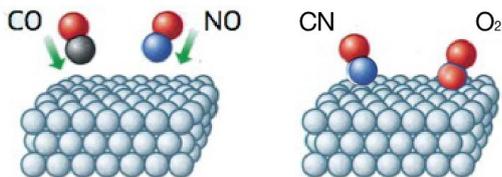
- Première réaction, l'oxydation du diazote aboutit au monoxyde d'azote :



Seconde réaction, le monoxyde d'azote est immédiatement oxydé à nouveau pour former le dioxyde d'azote :



- Schéma similaire :



- Il s'agit d'une catalyse hétérogène.
- Non, le pot catalytique des voitures n'est pas suffisant pour réduire les oxydes d'azote, car d'une part il ne détruit ce gaz toxique qu'une fois arrivé à température (après plusieurs kilomètres parcourus), et d'autre part les émissions des industries doivent elles aussi être traitées.
- Cela diminue le nombre de sites actifs restants. Il faut régénérer le pot catalytique.

13.3 La mer morte

- Les sels minéraux présents dans l'eau de mer proviennent de l'érosion des sols par les eaux de pluie et par les torrents, rivières & fleuves.
- L'évaporation de l'eau des océans et des mers (qui est une des composantes du cycle de l'eau) va provoquer une augmentation de la salinité des mers et des océans (seule l'eau s'évapore!).
- La mer Morte n'a pas de débouché : ses eaux ne peuvent pas se diluer dans celles des océans mondiaux. Mais surtout, la très forte évaporation accélère le phénomène de concentration des ions dans l'eau.
- Lorsque l'homme flotte, il est en équilibre, c'est-à-dire soumis à des forces qui se compensent. Autrement dit, son accélération est nulle. On applique la première loi de Newton :

$$\sum \vec{F}_{\text{ext}} = \vec{0} \Rightarrow \vec{P} + \vec{\Pi} = \vec{0}$$

Ainsi la poussée d'Archimède de valeur Π compense exactement le poids P dans le but d'éviter la noyade :

$$P = \Pi$$

$$mg = \rho_f g V_s$$

$$V_s = \frac{m}{\rho_f}$$

$$V_s = \frac{75}{1,240} = 60 \text{ L}$$

60 L < 80 L donc l'homme en question ne coule pas, il flotte.

- Dans une eau de mer typique :

$$V_s = \frac{m}{\rho_f} = \frac{75}{1,025} = 73 \text{ L}$$

Il faut immerger un volume supplémentaire (73 L > 60 L) pour assurer la flottaison, donc on flotte moins bien.