

Dissolution du dioxyde de carbone dans l'eau, érosion et concrétion

Objectifs : étudier le rôle du dioxyde de carbone dissous dans quelques phénomènes naturels : l'érosion, la concrétion comme la formation de stalactites...

I Etude de documents : dioxyde de carbone et coraux

Document 1 : un effet d'une augmentation de l'effet de serre

Les océans sont les principaux puits naturels de carbone (piégeant le dioxyde de carbone et participant ainsi à la régulation climatique en limitant l'effet de serre), assimilé via le plancton, les coraux et les poissons. Ils « absorberaient » environ 50 % du carbone émis dans l'air par dissolution.

Mais 50 % environ des coraux des eaux chaudes semblent malades ou morts ces dernières décennies. Si le niveau de CO_2 s'accroît au delà d'un seuil critique dans l'atmosphère, il augmente l'acidité des eaux marines, créant potentiellement de désastreux océans acides et **provoquant le blanchiment des coraux**.

Le dioxyde de carbone dissous réagit en effet avec l'eau (couples acide/base $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{HCO}_3^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$) selon un équilibre acido-basique. L'ion hydrogénocarbonate formé étant lui-même l'acide du couple $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$, il se forme des ions carbonate grâce à un deuxième équilibre. Le **dioxyde de carbone dissous et les ions carbonate peuvent réagir aussi ensemble selon un autre équilibre chimique**.

Document 2 : formation des coraux

Les coraux fabriquent leur squelette à partir des ions carbonate et des ions calcium dissous dans l'eau de mer, selon la réaction : $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$

Ce solide (connu sous le nom de calcaire dans le langage courant) se forme si, dans l'eau de mer, les concentrations étant données en mol.L^{-1} , $[\text{CO}_3^{2-}] * [\text{Ca}^{2+}] \geq 4,47.10^{-7}$

Document 3 : quelques notions fondamentales de chimie

Une réaction acide-base est un échange d'ion H^+ entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple. L'écriture d'une telle réaction se forme à partir de deux demi-réactions acido-basiques dans chacune desquelles l'acide du groupe perd un ion H^+ pour donner la base du couple avec cet ion $\text{H}^+(\text{aq})$ dans l'eau. On combine les deux demi-réactions comme en oxydoréduction sauf que ce ne sont pas des électrons qui sont échangés entre le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple mais un ion $\text{H}^+(\text{aq})$ entre la base d'un couple et l'acide d'un autre couple, en solution aqueuse.

Un équilibre chimique est une réaction chimique qui se produit dans les deux sens. En réalité, quasiment toutes les réactions ont lieu dans les deux sens, vous avez jusqu'ici étudié uniquement celles qui avaient lieu avec un sens privilégié par rapport à l'autre. (voir aussi le tronc comment en enseignement spécifique).

Document 4 : loi de modération (Principe de Le Chatelier) :

« Lorsque les modifications extérieures apportées à un système physico-chimique en équilibre provoquent une évolution vers un nouvel état d'équilibre, l'évolution s'oppose aux perturbations qui l'ont engendrée et en modère l'effet. »

Questions :

1. Ecrire l'équation de la réaction acide-base entre le dioxyde de carbone dissous et l'eau, puis l'équation de la réaction acide-base entre l'ion hydrogénocarbonate et l'eau.
2. En déduire, schématiquement, les différentes espèces chimiques successives intervenant dans le passage du carbone dans le CO_2 au carbone dans les coraux (une partie du cycle du carbone sur Terre).
3. Déduire de 1) l'équation de la réaction acide-base expliquant la formation d'ions carbonate dans l'eau à partir de CO_2 . Justifier l'existence d'un équilibre entre le dioxyde de carbone dissous et les ions carbonate.
4. Discuter de l'effet d'une augmentation trop importante de dioxyde de carbone atmosphérique sur le squelette des coraux. On argumentera précisément en utilisant le principe de Le Chatelier à plusieurs reprises, progressivement.

II Modélisation des équilibres entre le dioxyde de carbone dissous, les ions hydrogénocarbonate et les ions carbonate dans les océans

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

Pour chaque expérience, schématiser et présenter sur votre compte rendu les observations réalisées.

Expérience 1

- Etalonnage du pH-mètre :

On utilise une électrode combinée de pH : elle est constituée de deux électrodes : une électrode de référence au calomel et une électrode de mesure en verre. Rappels :

Attention : les électrodes sont très fragiles et ne doivent être en contact ni avec les parois du récipient, ni avec le barreau aimanté.

Attention : Entre 2 mesures de pH, les électrodes doivent être rincées à l'eau distillée et essuyées "délicatement" avec du papier joseph.

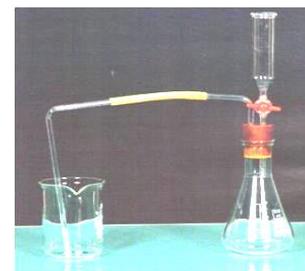
Attention : L'électrode combinée de pH ne doit pas rester « à l'air » : entre 2 mesures, l'immerger dans un bécher d'eau distillée. Etalonner le pH-mètre en utilisant les **deux solutions tampons**.

Rq : Des solutions tampons sont des solutions dont le pH ne varie pas par ajout modéré d'acide, de base ou d'eau.

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

Expérience 2

- Dans deux béchers hauts de 200 mL, verser 50 mL d'eau du robinet et ajouter quelques gouttes de bleu de bromothymol. Noter la couleur observée.



Indicateur	Couleur		Zone de virage (en pH)
	Forme acide	Forme basique	
Bleu de bromothymol	Jaune	Bleu	6,0 – 7,6

- Introduire environ 1g de carbonate de calcium, $\text{CaCO}_{3(s)}$ dans l'erlenmeyer
- Réaliser le montage ci-contre en ajoutant un agitateur magnétique sous l'erlenmeyer. Bien boucher l'erlenmeyer.
- Après avoir vérifié que le robinet est fermé, remplir la tulipe avec 5 mL d'acide chlorhydrique à 5 mol.L⁻¹.
- (Rq : la tulipe a été remplacée par une colonne de chromatographie pour des questions de budget...)
- Plonger le bulleur dans l'un des deux béchers.
- Ouvrir le robinet, vider le contenu de la tulipe. Refermer rapidement le robinet dès que tout le liquide a coulé, observer.
- A l'aide d'un pH-mètre, mesurer le pH de l'eau dans chaque bécher.

Questions :

1. a) Ecrire l'équation de dissolution du carbonate de calcium dans l'eau.
b) Ecrire l'équation de la réaction entre la solution d'acide chlorhydrique et le carbonate de calcium dissous.
2. a) Ecrire l'équation de la réaction acide-base qui se produit entre le dioxyde de carbone dissous dans l'eau et l'eau : elle conduit à un équilibre entre le dioxyde de carbone dissous et les ions hydrogénocarbonate.
b) Justifier l'acidité des solutions étudiées dans les expériences 1 et 2.
c) Une partie du montage de l'expérience 2 a pour but de modéliser l'interaction entre l'atmosphère et l'hydrosphère terrestre. Indiquer sur un schéma légendé quel élément de l'expérience modélise l'atmosphère, quel élément modélise l'hydrosphère, quel élément modélise les activités humaines ou naturelles rejetant du dioxyde de carbone dans l'atmosphère.

Expérience 3

- Dans un tube à essais, verser environ 3 mL d'eau de chaux. Dans l'erlenmeyer, introduire 1g de carbonate de calcium, $\text{CaCO}_{3(s)}$. Remplir la tulipe avec 5 mL d'acide chlorhydrique à 5 mol/L.
- Plonger le bulleur dans le tube à essais que vous placerez dans un bécher (éviter à cause de projections).
- Ouvrir le robinet et vider le contenu de la tulipe; refermer le robinet et observer.

Expérience 4 Maintenir le bulleur dans le tube à essais.

- Ajouter dans la tulipe 10 mL d'acide chlorhydrique supplémentaires. Ouvrir le robinet et vider le contenu de la tulipe; refermer le robinet et observer.

Questions :

- 1) L'eau de chaux est une solution saturée d'hydroxyde de calcium, $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HO}^-$. Ecrire les équations des réactions conduisant au précipité de carbonate de calcium. (On écrira d'abord les deux équations des réactions acido-basiques successives se produisant avec l'ion hydroxyde du couple $\text{H}_2\text{O(l)}/\text{HO}^-(\text{aq})$ puis l'équation de précipitation du carbonate de calcium)
- 2) Ces échanges ont lieu entre la lithosphère et l'atmosphère, expliquer ainsi la formation des stalactites (concrétion).
- 3) 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.

III Erosion chimique

A l'aide des résultats obtenus dans les parties I et II, proposer une explication de l'érosion rapide des roches calcaires (composées majoritairement de CaCO_3 et de MgCO_3) par l'eau de pluie provenant de l'atmosphère. Aller lire aussi le site suivant http://www.geowiki.fr/index.php?title=Relief_karstique#Processus_chimique_de_dissolution_de_la_roche_par_l_e2.80.99eau.

C:\Users\florian\Documents\annee-2014-2015\classes-2014-2015\ts-spe\cours\eau\concretion-erosion-dioxyde-de-carbonae-dissous.docx