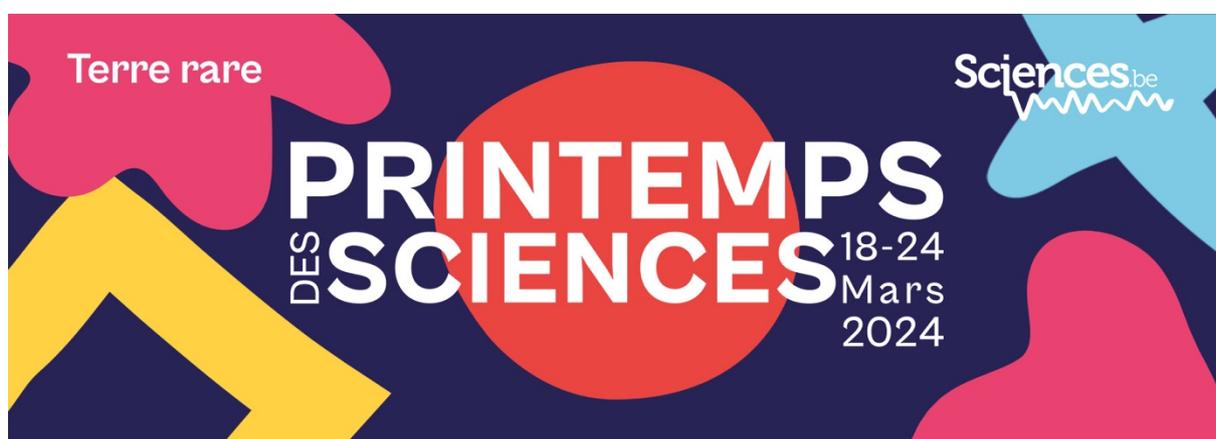


Plongée au cœur de l'acidification marine



**Auteurs : ALEN Maya, CHATAT TCHOUACHEU Nadella, DEMETS Arnaud,
DERGHAM Céline & MARNEFFE Célia**

Encadrants : BRAU Fabian & COHEUR Pierre

Co-titulaires : DE DECKER Yannick & LELOUP Jean-Christophe

Remerciements

Un grand Merci à BRAU Fabian, COHEUR Pierre et LELOUP Jean-Christophe pour leur encadrement tout au long de la préparation de ce projet.

Un grand Merci à MUSABYIMANA Dorkas pour son encadrement au laboratoire.

Descriptif du projet :

Le dioxyde de carbone (CO_2), un élément essentiel à la perpétuation de la vie sur notre planète, connaît actuellement une phase d'augmentation inquiétante au sein de notre atmosphère. Cette hausse est principalement imputable aux activités anthropiques telles que la combustion des énergies fossiles (charbon, pétrole, gaz) et la déforestation, augmentant l'abondance du dioxyde de carbone de 45 % depuis le début de la révolution industrielle [1].

Avant l'ère des émissions massives de gaz à effet de serre, l'atmosphère maintenait un équilibre dynamique de carbone avec l'océan, la végétation et les sols. L'océan, en particulier, jouait un rôle crucial en absorbant et en stockant le CO_2 émis naturellement par les écosystèmes, grâce à deux processus, l'un physique et l'autre biologique.

Le processus physique de dissolution du CO_2 dans l'océan est influencé par sa solubilité, qui est favorisée par les basses températures. Une caractéristique importante de cette dissolution est que l'eau contenant du CO_2 devient plus dense que celle qui n'en contient pas. Ainsi, dans les régions océaniques plus froides, une couche d'eau plus dense se forme en surface en raison de la présence de CO_2 . Cette couche densifiée a tendance à s'enfoncer vers les profondeurs océaniques, entraînant ainsi le CO_2 dissous. En s'enfonçant, elle crée un mouvement de convection crucial pour le brassage des eaux océaniques et le transfert de chaleur et de substances dissoutes à travers différentes couches de l'océan. En effet, ce processus permet à de l'eau sans CO_2 de remonter en surface, permettant ainsi au CO_2 de se dissoudre à nouveau.

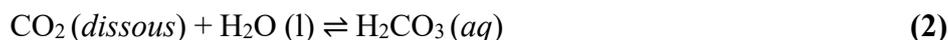
Le deuxième processus, biologique, n'est autre que la photosynthèse réalisée par le phytoplancton qui absorbe le CO_2 atmosphérique dans la couche euphotique de l'océan et le convertit en matière organique et en dioxygène (O_2) grâce à la lumière du soleil. Cette matière organique descend vers les profondeurs de l'océan par sédimentation où elle devient une source d'alimentation pour les organismes vivant dans la couche mésopélagique. Par la suite, elle est reminéralisée par les bactéries en CO_2 et en sels nutritifs. Ces éléments sont ensuite remontés en surface par les mouvements de convection pour réapprovisionner le processus de photosynthèse [2].

Cependant, les émissions anthropiques de CO_2 ne sont pas compensées de la même manière. Une fraction légèrement inférieure à la moitié du dioxyde de carbone libéré par la combustion et la déforestation demeure dans l'atmosphère. Le reste est absorbé par les réservoirs naturels tels que les océans, la végétation et les sols. Les émissions humaines de CO_2 sont partiellement compensées par l'absorption accrue de ce gaz par les réservoirs naturels, mais cette contrebalancée est insuffisante. Ainsi, le bilan entre les émissions d'origine humaine et l'absorption partielle par les écosystèmes

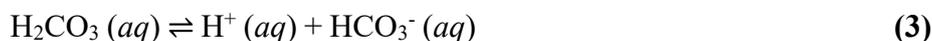
naturels se traduit par une accumulation graduelle de CO₂ dans l'atmosphère, entraînant une augmentation de sa concentration.

Environ 30 % du dioxyde de carbone émis par les activités humaines est absorbé par les océans, principalement par des processus physiques. Cette augmentation de l'absorption de CO₂ contribue à une hausse d'environ 26 % de l'acidité des océans [3]. En effet, le potentiel hydrogène (pH) moyen des eaux à la surface de l'océan a donc diminué d'environ 0,1 unité, passant de 8,2 à 8,1 depuis le début de la révolution industrielle. Le pH étant calculé sur une échelle logarithmique selon la formule $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$, une baisse de 0,1 unité de pH représente un changement d'un facteur $10^{0,1}$ (=1.26) dans la concentration d'ions H⁺ [4].

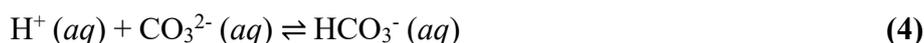
Bien que le carbone se trouve principalement sous forme de dioxyde de carbone dans l'atmosphère, il se présente sous diverses formes dans les océans, notamment en tant que CO₂ dissous, ions bicarbonates (HCO₃⁻) et ions carbonates (CO₃²⁻). Lorsque le CO₂ atmosphérique est absorbé par les océans, il réagit avec l'eau pour former de l'acide carbonique (H₂CO₃) :



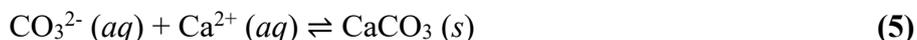
Cet acide sous forme instable, se décompose en ions bicarbonates et en ions hydrogènes (H⁺) qui induisent une diminution du pH de l'eau de mer :



Les ions carbonates présents dans l'océan se lient aux ions hydrogènes pour former des ions bicarbonates, éliminant ainsi une partie des ions H⁺ :



Néanmoins, la diminution des ions carbonates dans l'océan peut avoir des conséquences néfastes sur les organismes marins calcifiants, tels que les coraux, les crustacés et les mollusques, qui dépendent de ces ions pour la formation de leur coquille ou de leur squelette [5] :



Selon les prévisions du GIEC (Groupe d'experts intergouvernemental sur l'évolution du climat), l'acidité des océans devrait continuer d'augmenter à mesure que les émissions de dioxyde de carbone d'origine humaine se maintiendront et que davantage de CO₂ sera absorbé par les océans. Si les émissions de CO₂ persistent à leur rythme actuel, le pH des océans pourrait diminuer de 0,3 à 0,4 unité d'ici la fin du 21^{ème} siècle par rapport au pH de la période préindustrielle. Cette situation rendrait les océans 150 % plus acides [6].

Face à ces prévisions alarmantes, il est crucial d'agir.

Annexe 1 : Expériences

Expérience 1 : Création d'une échelle de pH

a) Descriptif :

Cette expérience aura pour objectif la découverte de l'acidité, notion essentielle à la compréhension de notre thématique, au moyen du jus de chou rouge, un indicateur naturel de pH. Ainsi, en observant les variations de couleur du jus de chou rouge en réaction à différentes solutions de pH connu, nous pouvons établir une échelle de pH basée sur les nuances de couleur caractéristiques de chaque intervalle de pH.

b) Matériel :

- Jus de chou rouge
- Jus de citron
- Bicarbonate de soude
- Vinaigre blanc
- Eau du robinet
- Lessive
- Tubes à essais (x5)
- Pipettes en plastique (x5)
- Cuillères en plastique (x2)

c) Protocole :

- Répartir le jus de chou rouge dans différents tubes à essai.
- Ajouter les différentes solutions mises à disposition dans chaque tube à essai.
- Observer attentivement les couleurs qui se développent.
- Associer les différentes teintes obtenues à différents niveaux de pH, en identifiant les nuances caractéristiques de chaque intervalle de pH.

Expérience 2 : Qu'est-ce que le CO₂ ? Quel est son lien avec l'acidité ?

a) Descriptif :

À travers cette expérience, notre objectif est de fournir une définition simple du dioxyde de carbone, de démontrer sa présence dans l'air expiré, et d'établir un lien entre la présence de CO₂ dans l'eau et son acidification. Cette acidification est analogique à ce qui se produit dans les océans lorsque l'excès de CO₂ atmosphérique se dissout dans l'eau de mer, contribuant ainsi à l'acidification des océans. Dans cette expérience, le jus de chou rouge est utilisé comme un indicateur coloré pour mettre en évidence les changements de pH résultant de l'utilisation d'eau du robinet (neutre ou légèrement alcaline) et d'eau pétillante (plus acide en raison du CO₂ dissous).

b) Matériel :

- Eau du robinet
- Eau pétillante (marque distributrice Carrefour)
- Jus de choux rouge
- Tubes à essais (x2)
- Gobelet en plastique transparent
- Couvercle percé pouvant laisser passer une paille (type couvercle en plastique de boîte de conserve)
- Paille

c) Protocole :

- Remplir le gobelet en plastique ainsi que les deux tubes à essais de jus de chou rouge.
- Ajouter de l'eau pétillante dans l'un des deux tubes à essais et de l'eau du robinet dans l'autre.
- Observer et noter les changements qui se produisent dans chaque tube à essai.
- Souffler avec une paille dans le gobelet recouvert d'un couvercle.
- Observer et noter les changements qui se produisent dans le gobelet.

NB : Même si différentes marques d'eau pétillante peuvent avoir des concentrations variables de CO₂ dissous, cela n'affecte pas le résultat final de l'expérience car la différence de pH induite par la présence de CO₂ n'est pas significative pour entraîner un autre changement de couleur du jus de chou rouge.

Expérience 3 : Comment générer du CO₂ ?

a) Descriptif :

Cette expérience aura pour but de générer du dioxyde de carbone par le biais d'une réaction acide-base simple. En effet, lorsque l'on mélange un acide avec un carbonate, cela entraîne la production de CO₂. Par exemple, si l'on ajoute du vinaigre (acide acétique) à du bicarbonate de soude dans un récipient fermé, cela déclenchera une réaction chimique libérant du CO₂ :



Dans ce cas, la présence de CO₂ peut être déterminée par l'observation visuelle des bulles de gaz produites lors de la réaction entre l'acide et le carbonate et par le changement de couleur du jus de chou rouge.

b) Matériel :

- Bicarbonate de soude (1 cuillère à café)
- Vinaigre blanc (5mL)
- Jus de chou rouge (~90mL)
- Verres en plastique (x2)
- Verrine en plastique
- Couvercles (x2) (type couvercle en plastique de boîte de conserve)
- Scotch
- Verre à pied

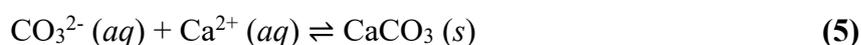
c) Protocole :

- Verser environ 45 mL de jus de chou rouge dans chacun des deux verres.
- Ajouter 1 cuillère à café de bicarbonate de soude dans une verrine en plastique.
- Coller avec du scotch la verrine à l'intérieur de l'un des verres, de sorte que le dessus de la verrine soit environ 1 cm sous le dessus du verre. Le deuxième verre contenant uniquement le jus de chou rouge sera votre contrôle.
- Ajouter délicatement environ 5 mL de vinaigre blanc dans le verre contenant le bicarbonate de soude. Veillez à ne pas verser de vinaigre dans le jus de chou rouge.
- Refermer immédiatement les verres au moyen d'un couvercle.
- Observer et noter les changements qui se produisent dans chaque verre.

Expérience 4 : Système carbonate : impact sur les organismes à coque [7]

a) Descriptif :

Cette dernière expérience explore l'impact que peut avoir l'acidification de l'eau sur les organismes marins à coque, qui dépendent des ions carbonate pour former leur exosquelette. En manipulant des solutions de bicarbonate de soude et de chlorure de calcium, nous simulerons les conditions océaniques et observerons les réactions qui pourraient affecter la disponibilité des ions carbonate. En effet, lorsque l'on mélange une solution de bicarbonate de sodium (NaHCO_3) à une solution de chlorure de calcium (CaCl_2), nous formons du carbonate de calcium (CaCO_3). Ce dernier étant peu soluble dans l'eau, il précipite :



A présent, réitérons l'expérience dans de l'eau pétillante (simulant l'eau de mer). Le précipité n'est plus formé. Nous formons du bicarbonate de calcium soluble dans l'eau :



b) Matériel :

- Déshumidificateur ou $\text{CaCl}_2 (s)$ (1 cuillère à café)
- Bicarbonate de soude (1 cuillère à café)
- Gobelets en plastique transparent (x4)
- Eau du robinet
- Eau pétillante
- Cuillères en plastique (x2)

c) Protocole :

- Ajouter 1 cuillère à café de bicarbonate de soude dans un gobelet en plastique contenant environ 100 mL d'eau du robinet.
- Ajouter 1 cuillère à café de chlorure de calcium dans un second gobelet en plastique contenant environ 100 mL d'eau du robinet.

- Verser des quantités égales de solutions de bicarbonate de sodium et de chlorure de calcium dans un gobelet en plastique et mélanger.
- Observer le mélange et comparer aux solutions initiales.
- Ajouter dans un gobelet contenant de l'eau pétillante, des quantités égales de solutions de bicarbonate de sodium et de chlorure de calcium.
- Observer et comparer au mélange précédent.

Annexe 2 : Liste bibliographique

NB : Tous les auteurs des articles et des ouvrages sur lesquels nous nous sommes appuyés sont des chercheurs faisant partie d'une institution universitaire ou apparentée. Les revues dans lesquelles les auteurs ont publié leurs articles sont des revues scientifiques pluridisciplinaires, en libre accès, et évaluées par les pairs.

- [1] Buise, A. (2019, octobre 9). *The Atmosphere : Getting a Handle on Carbon Dioxide*. Climate Change: Vital Signs of the Planet. Consulté 11 mars 2024, à l'adresse <https://climate.nasa.gov/news/2915/the-atmosphere-getting-a-handle-on-carbon-dioxide>
- [2] Wang, W-L., Fu, W., Le moigne, F. A. C., Letscher, R. T., Liu, Y., Tang, J-M., Primeau, F. W. (2023, 6 décembre). *Biological carbon pump estimate based on multidecadal hydrographic data* | *Nature*. Consulté 2 mars 2024, à l'adresse <https://www.nature.com/articles/s41586-023-06772-4>
- [3] Perez, M. (2021, juillet 9). *L'océan, puits de carbone à l'avenir incertain* | *CNRS Terre & Univers*. <https://www.insu.cnrs.fr/fr/cnrsinfo/locean-puits-de-carbone-lavenir-incertain>
- [4] Broadgate, W., Riebeqell, U., Armstrong, C., Brewer, P., Denman, K., Feely, R., Gao, K., Gattuso, J-P., Isensee, K., Kleypas, J., Laffoley, D., Orr, J., Pörtner, H-O., Schmidt, D., Urban, E., Waite, A., Valdés, L., (2013). *Acidification des océans : Résumé à l'intention des décideurs, troisième Symposium sur l'océan dans un monde avec un taux élevé de CO₂—UNESCO Bibliothèque Numérique*. Consulté 2 mars 2024, à l'adresse https://unesdoc.unesco.org/ark:/48223/pf0000224724_fre
- [5] Dupont, S., & Pörtner, H. (2013). Get ready for ocean acidification. *Nature*, 498(7455), 429-429. <https://doi.org/10.1038/498429a>
- [6] Staff, C. B. (2022, février 28). *In-depth Q&A : The IPCC's sixth assessment on how climate change impacts the world*. Carbon Brief. Consulté 11 mars 2024, à l'adresse <https://www.carbonbrief.org/in-depth-qa-the-ipccs-sixth-assessment-on-how-climate-change-impacts-the-world/>
- [7] Exploratorium Teacher Institute Project. (2023, décembre 7). *Shell Shifts : Chemistry & Environmental Science Activity*. Consulté 11 mars 2024, à l'adresse <https://www.exploratorium.edu/snacks/shell-shifts>