


L'ACIDIFICATION DES OCEANS OU CLIMATE CHANGE'S EVIL TWIN.

La géochimie du carbonate de calcium

Les eaux pétillantes sont riches en sels minéraux dissous, bien plus que les eaux plates. Pour s'en convaincre une rapide comparaison des étiquettes d'information nous donne des éléments précieux.

<p>EAU MINÉRALE NATURELLE NATURELLEMENT GAZEUSE Déferrisée et regazéifiée avec son propre gaz.  est une eau calcique et magnésienne.</p> <p>Composition moyenne en mg/l</p> <p>Calcium.....301 Bicarbonates...1837 Magnésium...160 Sulfates230 Sodium.....493 Chlorures649 Potassium.....52 Nitrates1 Silice..... 97</p> <p>Minéralisation totale, extrait sec à 180°C : 3022 mg/l, pH : 6,3</p>	<p>Minéralisation moyenne en mg/l</p> <table border="1"> <tbody> <tr><td>Calcium</td><td>Ca²⁺</td><td>176</td></tr> <tr><td>Magnésium</td><td>Mg²⁺</td><td>46</td></tr> <tr><td>Sodium</td><td>Na⁺</td><td>28</td></tr> <tr><td>Potassium</td><td>K⁺</td><td>5</td></tr> <tr><td>Sulfates</td><td>SO₄²⁻</td><td>372</td></tr> <tr><td>Bicarbonates</td><td>HCO₃⁻</td><td>312</td></tr> <tr><td>Chlorures</td><td>Cl⁻</td><td>37</td></tr> <tr><td>Fluor</td><td>F⁻</td><td>1,3</td></tr> <tr><td>*Nitrates</td><td>NO₃⁻</td><td>< 0,5</td></tr> <tr><td colspan="3">Résidu sec à 180°C : 859 mg/l - pH 7,2</td></tr> </tbody> </table>	Calcium	Ca ²⁺	176	Magnésium	Mg ²⁺	46	Sodium	Na ⁺	28	Potassium	K ⁺	5	Sulfates	SO ₄ ²⁻	372	Bicarbonates	HCO ₃ ⁻	312	Chlorures	Cl ⁻	37	Fluor	F ⁻	1,3	*Nitrates	NO ₃ ⁻	< 0,5	Résidu sec à 180°C : 859 mg/l - pH 7,2		
Calcium	Ca ²⁺	176																													
Magnésium	Mg ²⁺	46																													
Sodium	Na ⁺	28																													
Potassium	K ⁺	5																													
Sulfates	SO ₄ ²⁻	372																													
Bicarbonates	HCO ₃ ⁻	312																													
Chlorures	Cl ⁻	37																													
Fluor	F ⁻	1,3																													
*Nitrates	NO ₃ ⁻	< 0,5																													
Résidu sec à 180°C : 859 mg/l - pH 7,2																															
Composition d'une eau naturellement gazeuse	Composition d'une eau plate.																														

Cette haute teneur en sels minéraux bien visible par la minéralisation totale indiquée sur les étiquettes comme le « résidu » ou l' « extrait » à sec justifie que certaines de ses eaux pétillantes soient recommandées par les médecins nutritionnistes. D'où vient une telle différence ?

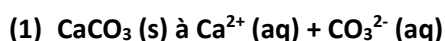
Pour répondre à cette question il s'agit bien évidemment de pointer la responsabilité du seul élément chimique présent dans les eaux pétillantes et absent dans les eaux plates : Le CO₂.

Un peu de chimie s'impose pour approfondir le lien entre la minéralisation des eaux pétillantes et le CO₂.

Toutes les publicités pour les eaux minérales insistent sur l'enrichissement progressif de l'eau en éléments minéraux lors de son long parcours dans les roches du sous-sol. Il est donc acquis que les sels minéraux présents dans notre eau proviennent des minéraux présents dans les roches

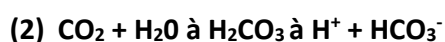
Le CO₂ présent dans les eaux va augmenter leur capacité à solubiliser (= dissoudre) les éléments minéraux des roches. Prenons l'exemple d'un minéral abondant dans les eaux : le Calcium et approfondissons les mécanismes de solubilisation.

Le calcaire est un composé solide de formule CaCO₃ (on parle de carbonate de Calcium). On démontre qu'il se dissout **très faiblement** dans l'eau pure selon l'équation (1) :

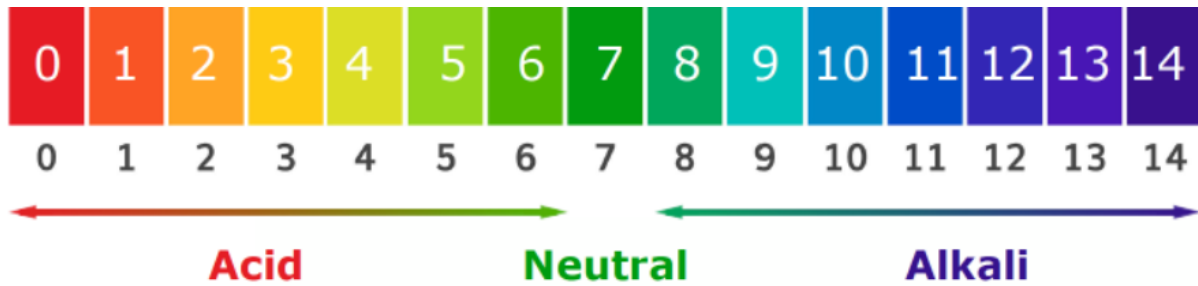


On précise ici que (s) signifie solide et que (aq) signifie en solution aqueuse, c'est-à-dire dissous.

Si du CO₂ dissout est présent dans l'eau, alors l'eau s'enrichit en ions H⁺ et HCO₃⁻ selon l'équation (2) :



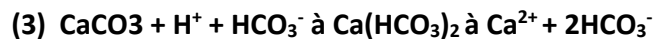
Les ions H^+ sont connus de tous les étudiants car ils définissent le potentiel Hydrogène : le pH, qui sert à mesurer l'acidité d'une solution. On rappelle l'échelle des pH ci-dessous :



H_2CO_3 représente l'acide carbonique et HCO_3^- représente l'ion hydrogénocarbonate dont nous rappellerons le rôle plus tard dans la formation des coquilles de certains mollusques.

En d'autres termes, **le CO_2 dissous dans l'eau et responsable de son acidification.**

Ainsi la présence d'ions H^+ capables d'interagir avec les CO_3^{2-} de l'équation (1) provoque une solubilisation supplémentaire du $CaCO_3$. Autrement dit, le calcaire solide fournit davantage de Calcium dissous dans l'eau. On établit donc en conclusion l'équation finale (3)



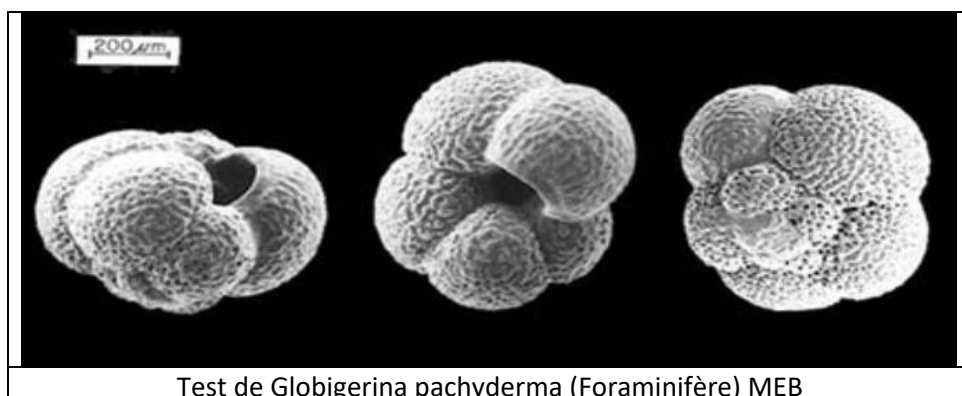
Cette belle démonstration chimique permet d'établir que le CO_2 dissous dans l'eau augmente la capacité de dissolution d'éléments minéraux solides en ions solubles tels que le Calcium.

D'autres études anciennes (Lehmann dès 1932) mettent en évidence que la dissolution est également plus forte lorsque la température augmente.

En résumé, le carbonate de calcium (= le calcaire) solide est mis en solution (=dissous) d'autant plus facilement que l'eau de la solution est riche en CO_2 , c'est-à-dire que l'eau est acide.

L'importance biologique du carbonate de calcium et conditions physico-chimiques de l'océan

Prenons désormais le point de vue océanique. De très nombreux organismes disposent d'une coquille (les mollusques, par exemples), d'une carapace (les crustacés), d'un squelette (coraux) ou d'un test (les foraminifères) formé en grande partie de carbonate de Calcium solide.

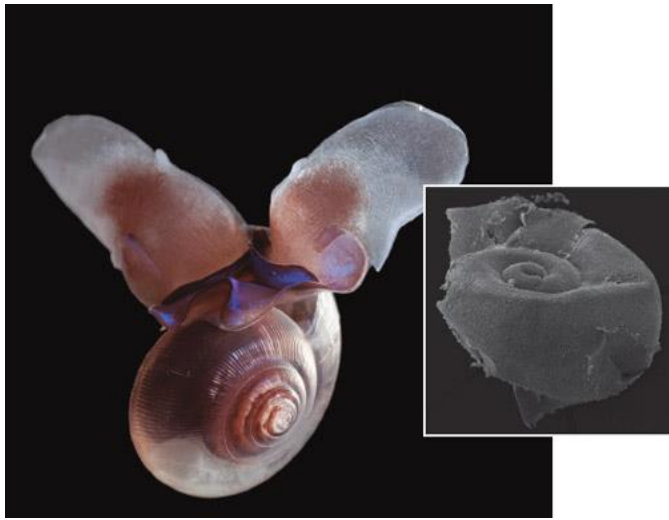


Des études révèlent que la cristallisation du carbonate de calcium ne peut avoir lieu qu'au-delà d'un pH de 10. Bien entendu, l'eau dans laquelle se développe les animaux marins n'atteint pas ce niveau de pH. Ce sont les molécules organiques produites par l'organisme vivant, principalement les protéines et la chitine, qui rendent possible la cristallisation à un pH voisin de 7.

Pour terminer cette présentation rapide de la cristallisation du carbonate de calcium par les organismes marins, il faut évidemment passer par la rédaction de l'équation chimique (4)



Il n'aura échappé à personne que cette dernière équation est l'opposée de l'équation (3)

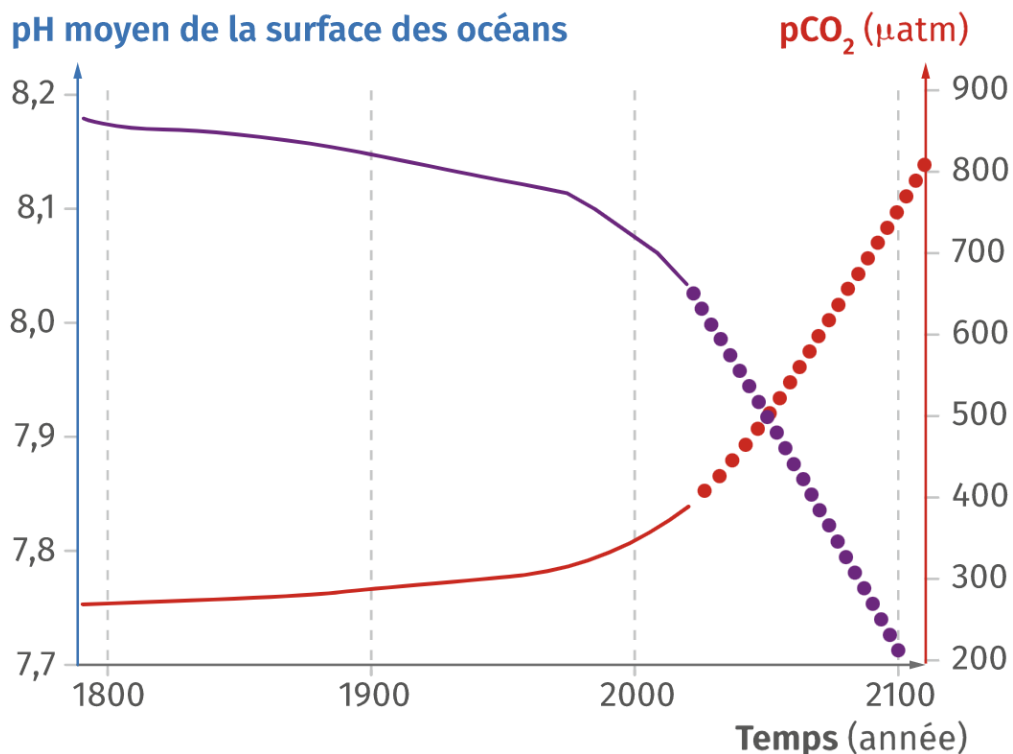


Ainsi l'équilibre subtil entre cristallisation du carbonate de calcium indispensable aux êtres vivants et la dissolution de ce même carbonate de calcium dans l'eau dépend de 2 paramètres principaux : l'acidité du milieu résultant de la teneur en CO_2 et de la température.

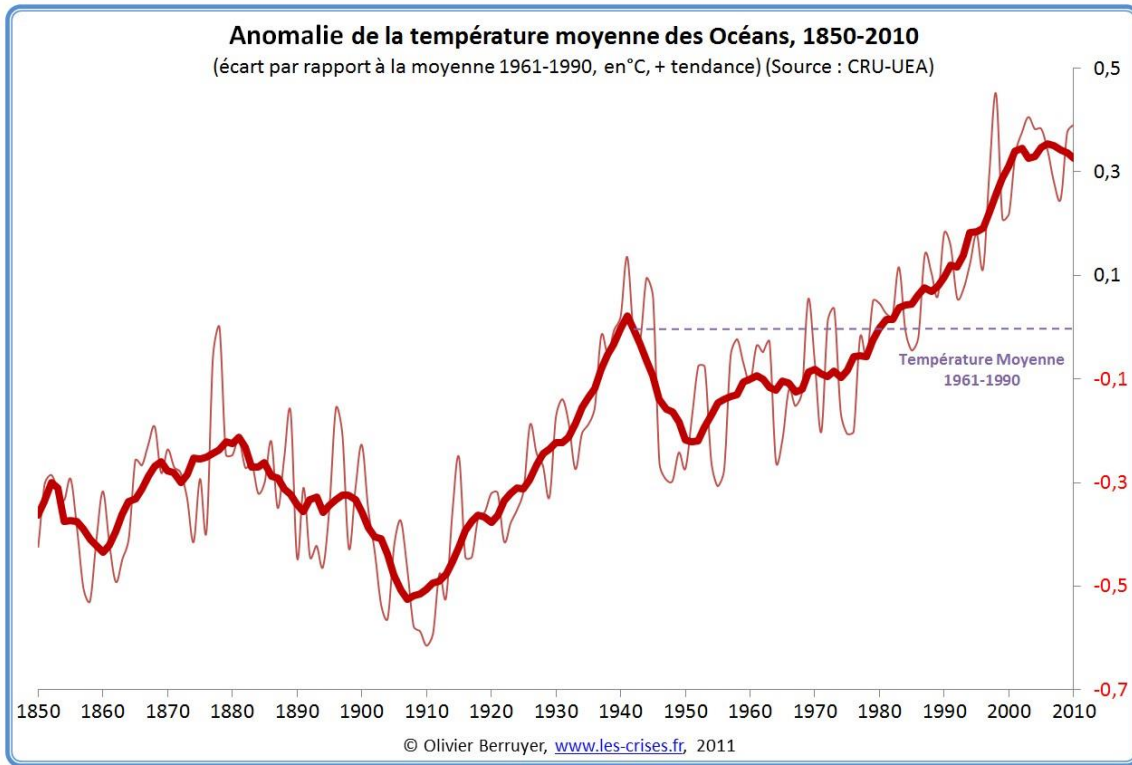
Une étude récente estime ainsi que d'ici le milieu du siècle, la calcification des algues microscopiques et des coraux sera réduite de 10 à 50 %

David Liittschwager/National Geographic Society/Corbis; Inset image courtesy of NOAA.

Ces deux graphiques ci-dessous témoignent d'une hausse continue de la température moyenne des océans et d'une acidification de plus en plus intense. Les conséquences sont dès lors évidentes et inévitables : une disparation des formes de vie nécessitant la cristallisation du carbonate de calcium pour vivre.

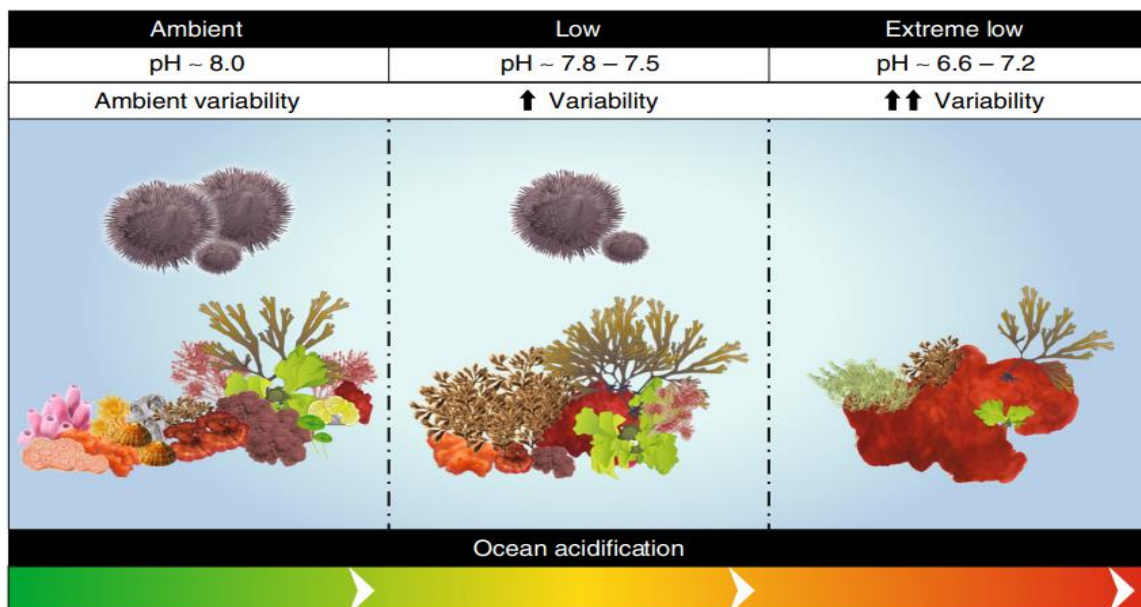


« Functional biodiversity loss along natural CO₂ gradients » (DOI: 10.1038/s41467-018-07592-1)



Dans un article publié en 2018 dans Nature, les auteurs N Teixido et al envisagent la perte de biodiversité marine selon les trajectoires du GIEC dites RCP2.6 et RCP8.5 d'ici 2100. Ils concluent que l'acidification des océans conduira à une diminution de la diversité des espèces mais que la perte la plus importante se situera dans la richesse fonctionnelle des écosystèmes marins. Les communautés d'organismes existent grâce aux interactions entre les organismes qui possèdent individuellement des caractéristiques génétiques et physiologiques leur permettant d'exploiter leur environnement.

L'illustration ci-dessous présente la perte de biodiversité en nombre d'espèces et en richesse fonctionnelle selon un gradient d'acidité. La diminution du pH entraîne une perte drastique de l'ensemble de cette richesse fonctionnelle.



Ainsi l'acidification des océans, cette sœur jumelle du réchauffement climatique, est le changement majeur du biome le plus important de notre planète. L'évaluation de l'étendue de ses conséquences est scientifiquement extrêmement complexe, mais les travaux actuels sont particulièrement alarmants !