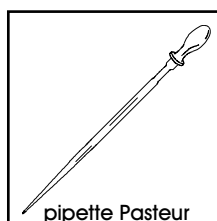
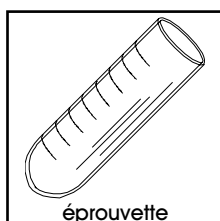


BUTS

Mettre en évidence la formation d'un précipité puis sa redissolution lors de la réaction acide-base entre l'eau de chaux et le dioxyde de carbone.


MATERIEL

1 éprouvette, pipettes Pasteur.



REACTIFS

Eau de chaux (Ca(OH)_2 en solution saturée), dioxyde de carbone (CO_2).

Ca(OH)_2	CO_2
étatsolution saturée	étatgaz
MM74.10 g/mol	MM44.01 g/mol
	
CH 4	CH 5

RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précautions la solution saturée d'hydroxyde de calcium (eau de chaux): **Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.**

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

1. Introduire 1-2 ml de solution d'eau de chaux (solution saturée d'hydroxyde de calcium) dans une éprouvette; ce volume représente une hauteur de solution de 1-2 cm dans l'éprouvette.

Ajouter 3-4 ml d'eau; agiter pour homogénéiser.

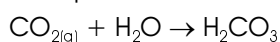
2. Connecter un tuyau en silicone à un cylindre de dioxyde de carbone.

Connecter l'extrémité libre du tuyau à une pipette Pasteur (**attention aux risques de blessure**).

Faire barboter à faible débit le dioxyde de carbone dans la solution, selon la figure.

Dès qu'un trouble apparaît dans la solution, couper l'arrivée de gaz.

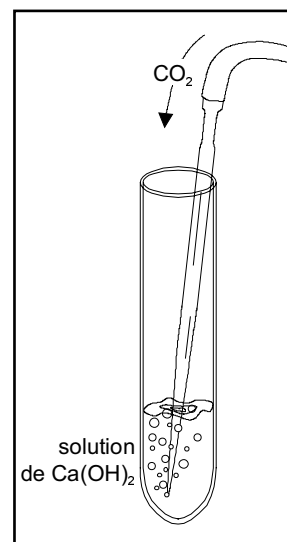
◆ Le $\text{CO}_{2(g)}$ se dissout dans l'eau et forme l'acide carbonique selon la réaction:



Cet acide peut perdre ses protons selon:



L'acide carbonique n'est pas un acide fort.



Cela signifie qu'il n'a tendance à perdre ses 2 protons ($\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$) qu'en présence d'une base suffisamment forte; en absence de base forte, l'acide carbonique a tendance à ne perdre qu'un seul proton ($\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$).

◆ D'autre part, le $\text{Ca}(\text{OH})_2$ est une base qui peut perdre ses hydroxyles en solution selon:



? 1. A l'aide des informations ci-dessus, proposer des explications pour rendre compte de l'apparition d'un trouble en solution.

Indiquer s'il y a une ou plusieurs réactions qui conduisent à l'apparition du trouble. De quelle(s) catégorie(s) de réaction(s) s'agit-il?

Proposer l'équation de la réaction (ou des réactions) entre le $\text{Ca}(\text{OH})_2$ et le $\text{CO}_{2(\text{g})}$.

3. Introduire à nouveau la pipette Pasteur dans la solution et faire barboter à **faible débit** le dioxyde de carbone.

Couper l'arrivée de gaz lorsque le trouble a définitivement disparu de la solution.

? 2. Proposer une explication pour rendre compte de la disparition du trouble en solution lorsqu'un excès de $\text{CO}_{2(\text{g})}$ est ajouté.

Proposer l'équation de cette réaction.

RECUPERATION ET NETTOYAGE

Vider la solution dans l'évier sous courant d'eau. Laver la verrerie utilisée à l'eau, puis la rincer à l'eau déminéralisée.

Récupérer la pipette Pasteur utilisée dans la poubelle pour verre usagé.

PREPARATION

Expérience pour 1 étudiant.

1. Solution d'eau de chaux saturée:

Broyer finement du CaO et l'introduire en agitant dans 100 ml d'eau déminéralisée (suffisant pour 30-40 étudiants), jusqu'à ce que le solide ne se dissolve plus. Filtrer la solution sur papier filtre avant utilisation.

2. Dioxyde de carbone:

La qualité du gaz utilisé n'est pas déterminante. Régler le détendeur de sortie de manière à obtenir une faible pression de gaz.

3. Matériel nécessaire pour 1 étudiant:

1 éprouvette

1 support-éprouvettes

1 tuyau en silicone ($\varnothing_{\text{int}} = 5 \text{ mm}$, $\varnothing_{\text{ext}} = 8 \text{ mm}$, $L = 60 \text{ cm}$)

1 pipette Pasteur sans tétine

4. Durée de l'expérience:

Environ 20 min de manipulations.

DISCUSSION

? 1. A l'aide des informations ci-dessus, proposer des explications pour rendre compte de l'apparition d'un trouble en solution.

Indiquer s'il y a une ou plusieurs réactions qui conduisent à l'apparition du trouble. De quelle(s) catégorie(s) de réaction(s) s'agit-il?

Proposer l'équation de la réaction (ou des réactions) entre le $\text{Ca}(\text{OH})_2$ et le $\text{CO}_{2(\text{g})}$.

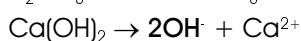
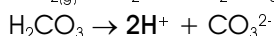
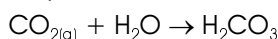
Un trouble apparaît car une substance précipite dans l'éprouvette. Selon les informations à disposition, nous savons que:

a) le CO_2 se transforme en H_2CO_3

b) le H_2CO_3 est un acide et peut éventuellement perdre 2 protons

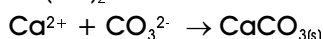
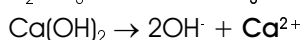
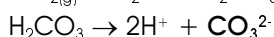
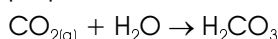
c) le $\text{Ca}(\text{OH})_2$ est une base et peut perdre ses 2 hydroxyles

Il est donc pertinent de suggérer que l'adjonction de dioxyde de carbone à l'eau de chaux permet l'établissement d'une réaction acide-base selon la séquence suivante:

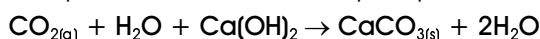


En cours d'ajout de CO_2 , les protons de l'acide carbonique sont neutralisés par les hydroxyles de l'hydroxyde de calcium. La solution reste cependant basique, puisqu'il y a un excès de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ par rapport au CO_2 ajouté.

Les réactions ci-dessus mettent en évidence la neutralisation de l'acide carbonique par l'hydroxyde de calcium. En reprenant ces réactions, on peut proposer la réaction de précipitation du carbonate de calcium, selon:



En combinant toutes ces réactions, on met en évidence un mécanisme complexe acide-base et de précipitation:



Le carbonate de calcium existe sous différentes formes, plus ou moins réac-

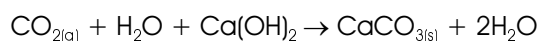
tives, selon ses modalités de formation: Le calcaire, qui constitue essentiellement la chaîne du Jura, est une roche sédimentaire peu résistante aux attaques acides. Inversément, le marbre est une roche métamorphique (c'est-à-dire formée par transformation à hautes températures et pressions d'une roche sédimentaire) relativement plus résistante.

Le $\text{CaCO}_{3(s)}$ peut être amorphe ou cristallin (aragonite et calcite). Le calcaire est d'autre part moins soluble dans l'eau à température élevée, ce qui explique son dépôt dans les installations de chauffage de l'eau. En plus de ses formes chimiques, le carbonate de calcium est aussi produit biologiquement; c'est le constituant principal des coquillages et du corail.

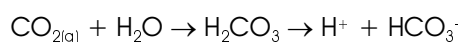
? 2. Proposer une explication pour rendre compte de la disparition du trouble en solution lorsqu'un excès de $\text{CO}_{2(g)}$ est ajouté.

Proposer l'équation de cette réaction.

Comme discuté ci-dessus, le carbonate de calcium précipite parce que, lors de la dissolution du dioxyde de carbone en acide carbonique, ce dernier est entièrement déprotoné dans la solution basique d'hydroxyde de calcium:



Cependant, la basicité de cette solution diminue continuellement, au fur et à mesure que le dioxyde de carbone est ajouté. Finalement, après que la solution ait été neutralisée, un ajout supplémentaire de dioxyde de carbone contribuera à acidifier faiblement la solution:



On remarque que, dans ce cas, l'acide carbonique n'est que partiellement déprotoné (acide faible), puisqu'il n'y a plus de base suffisamment forte en solution. Cette faible acidification est toutefois suffisante pour dissoudre le précipité de carbonate de calcium, qui n'est pas assez stable:

