

**Aperçu :****Tranche d'âge :**

10-14 ans

Durée de la leçon :

45 Minutes (1 vidéo incluse)

Équipement nécessaire :

Ordinateur

Projecteur

Sujets couverts :

Géologie

Chimie

Biologie (vie en conditions extrêmes)

Astronomie (conditions à la surface de Mars)

Plan de l'activité :

Comprendre les solutions salines sursaturées et comment elles peuvent affecter l'habitabilité d'un autre corps planétaire.

Acquis :

Après avoir réalisé cette activité, les élèves :

- Comprendront comment fonctionne la cristallisation.
- Seront capables d'expliquer comment on obtient des solutions saturées et sursaturées.
- Seront capables d'expliquer comment les solutions salines saturées affectent l'habitabilité.

Documentation de référence :**Slide 1 - Introduction**

Dans cette leçon, nous allons étudier comment les solutions de saumure saturées affectent l'habitabilité de Mars.

Slide 2 - Objectifs

A retrouver dans les « acquis » de la leçon.

Slide 3 – Introduction à la saturation

Pour comprendre cela, nous devons d'abord clarifier certains termes. Tout d'abord, quelqu'un peut-il expliquer brièvement ce que l'on entend par solution saturée ?

(Prenez les réponses)

La saturation est le point où la quantité maximale d'un composé a été dissoute dans une solution. Par exemple, 357 g de chlorure de sodium (ou sel de table) peuvent être dissous dans 1 litre d'eau avant d'atteindre son point de saturation à une concentration d'environ 26,3 %. Bien entendu, les points de saturation sont affectés par de nombreux facteurs, dont la pression et la température.

Slide 4 – La sursaturation

L'exemple qui vient d'être donné suppose que la température de l'eau est de 20°C, ce qui correspond à la température ambiante. Cependant, en chauffant l'eau, on peut dissoudre une plus grande quantité d'une substance donnée et former ainsi une solution sursaturée.

À 100°C, l'eau sera capable de dissoudre 390 g de sel, soit une augmentation de 33 g par rapport à notre exemple à 20°C.

Slide 5 – Le Plateau de la Puna en Argentine

Maintenant que nous comprenons un peu mieux le fonctionnement de ces mécanismes, nous pouvons porter notre attention sur Mars. On pense qu'à un certain moment de son histoire, Mars aurait eu des lacs de saumure saturés. Afin d'étudier si ces lacs auraient été viables pour la vie martienne primitive, on utilise des sites analogues ici sur Terre.

L'un de ces sites analogues est la Laguna Negra, un lac peu profond situé sur le plateau de la Puna, dans le nord de [l'Argentine](#). Cet environnement est saturé de sels de chlorure de calcium. Il s'agit d'un environnement très difficile pour la vie.

Slide 6 – Pensez-vous que Laguna Negra soit habitable ? A quel point ?

Discutez dans vos groupes si vous pensez qu'il y a effectivement de la vie dans la Laguna Negra.

(Laissez le temps de discuter)

(Prenez les réponses)

La présence de vie microbienne a effectivement été détectée à Laguna Negra ; ces formes de vie sont halophiles et se développent dans des environnements riches en sel.

Slide 7 – La cristallisation

Les sels métalliques tels que le chlorure de calcium et le chlorure de sodium se trouvent souvent sous une forme cristalline. La cristallisation est le processus (naturel ou artificiel) par lequel se forme un solide dont les atomes ou les molécules sont fortement organisés en une structure appelée cristal. Les cristaux se forment notamment par précipitation à partir d'une solution, par congélation ou, plus rarement, par dépôt direct à partir d'un gaz.

Voici un diagramme décrivant la structure moléculaire d'un cristal de sel. Grâce à leur structure hautement organisée, les composés cristallins sont comparativement solides. Par exemple, le graphite que l'on trouve dans les crayons et les diamants sont tous deux des structures de carbone pur. Pourtant, le graphite peut être écrasé du bout des doigts et les diamants sont l'une des substances les plus dures du monde naturel. Cela est dû à leur disposition moléculaire.

Slide 9 – A quoi ressemble la cristallisation ?

Les solutions sursaturées peuvent très facilement conduire à la formation de cristaux qui quittent la solution.

Voici une vidéo d'une solution sursaturée d'acétate de sodium en train d'être versée :

<https://youtu.be/bdhcRrP31LM>

Contexte de la vidéo : L'acétate de sodium est un composé ionique constitué de cations sodium, Na^{+} , et d'ions acétate, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}$. Comme la plupart des acétates, il présente une grande solubilité dans l'eau : 76 g se dissolvent dans 100 ml à 0°C. Cependant, la solubilité augmente considérablement à une température plus élevée. La précipitation d'un solide à partir d'une solution entraîne une diminution du désordre du système. En effet, dans la solution, les ions se déplacent librement dans des directions aléatoires et présentent donc un désordre élevé. Lorsque les ions se combinent pour former des cristallites solides, leur liberté de mouvement est limitée. Les scientifiques décrivent ce phénomène comme une diminution de l'entropie, ou du désordre, du système. Les lois de la thermodynamique stipulent que pour qu'un processus présentant une diminution de l'entropie se produise spontanément,



comme la précipitation d'un solide à partir d'une solution, le processus doit également libérer de la chaleur. Par conséquent, l'introduction d'un cristal solide d'acétate de sodium se réchauffera à mesure que l'acétate de sodium précipitera à partir de la solution.

**Slide 10 – Que s'est-il passé ?
Pourquoi ?**

Discutez dans vos groupes de ce que vous observez dans cette vidéo, pourquoi pensez-vous que cela s'est produit ?

(Laissez le temps de discuter)

(Prenez les réponses)

Slide 13 - Bilan

À l'issue de cette leçon, les élèves devraient être en mesure de répondre aux questions suivantes :

- Pouvez-vous expliquer le mécanisme de la cristallisation ?
- Comment obtient-on des solutions saturées et sursaturées ?
- Comment les solutions salines saturées affectent-elles l'habitabilité ?