



Quels sont les concepts physiques qui se cachent derrière cette image ?

SOMMAIRE

- I- Pourquoi l'eau bout-elle à 100°C ?
- II- Peut-on faire bouillir de l'eau tiède avec de l'eau froide ?
- III- Pourquoi les icebergs flottent-ils ?
- IV Si l'iceberg fond, la mer s'élève-t-elle ?
- V- Le sel fait-il fondre la glace ?
- VI- L'eau possède elle une peau ?
- VII- Pourquoi l'eau forme-t-elle un ménisque?
- VIII- Pourquoi les gouttes d'eau sont-elles sphériques?
- IX- L'eau mouille-t-elle toujours ?
- X- Pourquoi 2 gouttes d'eau vont spontanément fusionner ?
- XI- Comment diminuer la tension superficielle de l'eau?
- XII- Pourquoi fait-on des bulles avec de l'eau et du savon ?
- XIII- Peut-on mélanger de l'eau et de l'huile ?
- XIV- Let's have fun with soap bubbles ?
- XV- Qu'est-ce que la neige carbonique ?
- XVI- Pourquoi le CO₂ est-il dangereux pour la vie aquatique ?
- XVII- Comment fabriquer de la « glace » chaude ?
- XVIII- Comment fabriquer de la glace instantanée ?
- XIX- Comment fabriquer de la « neige » instantanée ?
- XX- Comment fabriquer un vrai nuage dans une bouteille ?

I-Pourquoi l'eau bout-elle à 100°C ?



Exp n°1 : Faire bouillir de l'eau et mesurer la température d'ébullition.

Comparer à celle du dioxygène O_2

Observations : l'eau bout à 100°C à pression normale, alors que le dioxygène O_2 bout à -183°C et est un gaz à T°C ordinaire.

Interprétation :

❶ l'eau : est une molécule **polaire**. Des liaisons dites « Hydrogène » se forment entre un atome $H^{\delta+}$ d'une molécule et un atome $O^{2\delta-}$ d'une autre molécule. Pour rompre cette liaison, il faut apporter de l'énergie \Rightarrow T°C ébullition élevée.

❷ le cyclohexane et le dioxygène O_2 : molécules **apolaires**. Les interactions entre molécules sont faibles. Il suffit de peu d'énergie pour faire le passer de l'état liquide à gazeux.

II-Peut-on faire bouillir de l'eau tiède avec de l'eau froide ?



Exp n°2 : Remplir à moitié le récipient d'eau ; faire chauffer jusqu'à ébullition et maintenir l'ébullition 3 minutes. **Retirer** du feu, **boucher** le récipient et le retourner : l'eau s'arrête de bouillir. **Verser** alors de l'eau froide sur le dessus du récipient.

Observations : l'ébullition reprend.

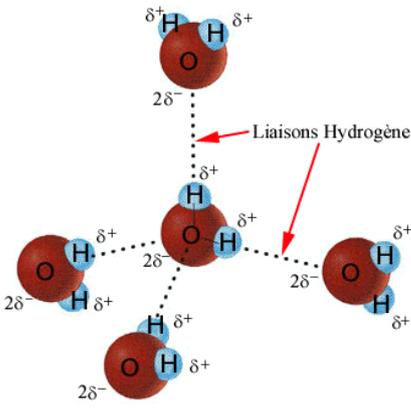
Interprétation

Lorsque l'eau bout, de l'eau liquide se transforme en vapeur d'eau; celle-ci expulse l'air présent initialement dans le récipient et occupe alors la moitié du récipient.

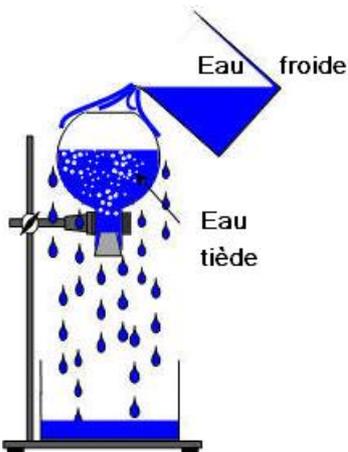
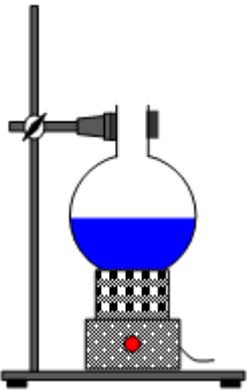
Avec l'eau froide on refroidit la vapeur d'eau qui se condense et redevient donc liquide ; comme le récipient est bouché la moitié supérieure du récipient est alors quasiment vide, ce qui signifie que la pression au dessus de l'eau est alors très basse.

Plus la pression au dessus de l'eau est basse, plus la température d'ébullition de l'eau diminue ;

En Montagne, comme la pression est plus faible qu'à basse altitude la température d'ébullition est plus faible.



Liquide	T°C ébullition (à pression atm)
eau	100 °C
Cyclohexane	81°C
Dioxygène	-183°C
Azote	-196°C



III-Pourquoi les icebergs flottent-ils ?



Exp n°3 : Déposer un glaçon d'eau dans de l'eau liquide et un glaçon d'huile dans de l'huile liquide

Observations : la glace flotte sur l'eau tandis que le glaçon d'huile coule dans l'huile liquide.

Interprétation : La glace flotte sur de l'eau car la densité de la glace est moins importante que celle de l'eau liquide.

❶ Dans l'eau solide (glace) : à 0°C une molécule d'eau est peu mobile ; elle est donc liée exactement à 4 autres molécules d'eau par 4 liaisons H. Les molécules d'eau forment un réseau cristallin.

❷ Dans l'eau liquide : à une T°C > 0°C , une molécule d'eau est plus agitée ; elle est donc liée en moyenne à seulement 3 autres molécules.

Comparer les structures moléculaires de l'eau sous forme de glace et de liquide

Pour un même volume, on trouve moins de molécules d'eau dans la glace que dans l'eau liquide $\Rightarrow d_{\text{glace}} < d_{\text{eau liquide}}$

Si la glace ne flottait pas et coulait cela aurait de grande conséquence pour la vie dans les océans et les lacs. La surface de l'eau en contact avec l'air resterait liquide jusqu'à solidification complète de tout le liquide. Cela entraînerait la mort de presque tous les organismes vivants présents dans l'eau car ils ne survivraient pas congelés. Mais comme la glace flotte, elle protège la vie sous-marine en isolant la couche d'eau liquide de l'air externe en l'empêchant de geler.

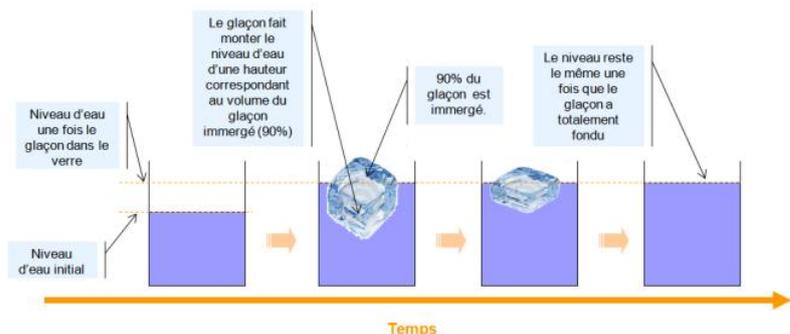
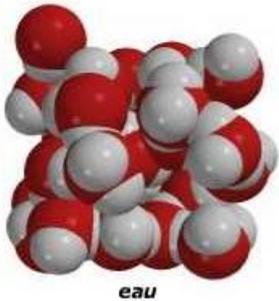
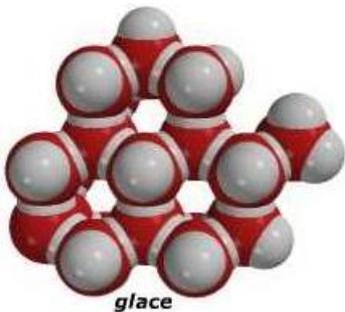
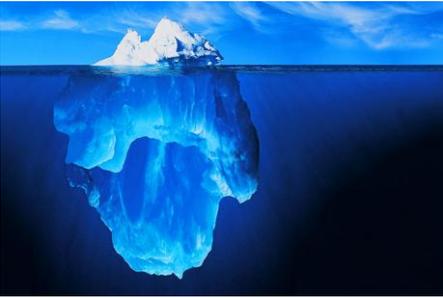
IV Si l'iceberg fond, la mer s'élève-t-elle ?



Exp n°4 : Mettez le glaçon dans le verre. **Marquez** avec un feutre sur le verre le niveau de l'eau avec le glaçon. **Laissez fondre** le glaçon

Observations : le niveau d'eau n'a pas augmenté.

Interprétation : les icebergs et la banquise flottante sont déjà dans l'eau et le niveau de la mer prend déjà en compte leur volume. Par contre la banquise continentale (qui est sur la terre) et les glaciers ajouteraient au volume d'eau présent dans les océans et en feraient monter le niveau.



V- Le sel fait-il fondre la glace ?



Exp n°5 : Poser le glaçon dans le verre d'eau. Tenir la ficelle dans une main, et poser l'autre bout sur le glaçon.

Observations : on ne peut pas soulever le glaçon

Déposer un tout petit peu de sel fin sur le glaçon et attendre 15 à 30 secondes et recommencer

Observations : il est tout à fait possible de le soulever.

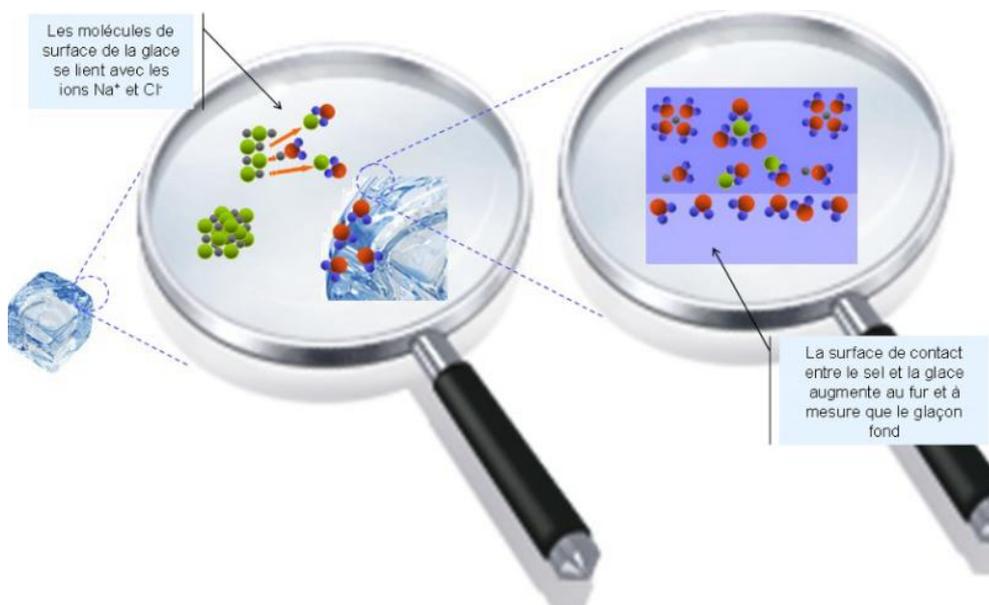
Interprétation : **le sel fait fondre la glace.**

Ce que représente la fonte de la glace, c'est la rupture des liaisons bien ordonnées des molécules d'eau entre elles pour se lier avec les ions Na^+ et Cl^- du sel. Ces liaisons ne peuvent se faire qu'au niveau externe de la glace car c'est la seule partie où sont présents les molécules du sel et les molécules d'eau.

La réaction est lente au début car les contacts sont peu importants et ne se font que de solide (sel) à solide (glace).

Les cristaux de sel sont brisés et les molécules d'eau de surface libérées pour former les structures de sel dissoutes dans l'eau

Dès que la glace a commencé à fondre, le processus s'accélère car le sel dissout dans l'eau a une surface de contact plus importante avec la glace, ce qui facilite les échanges.



Une route verglacée ou enneigée qui a été salée avec des cristaux fondra mieux si elle est fréquentée que si aucune voiture n'y circule. Pour démarrer plus rapidement le processus de fonte, il faut que le sel soit dissout dans l'eau, et ce sont les passages de voitures qui vont légèrement fondre la glace ou la neige en surface grâce à la pression de leur poids. L'expérience peut être faite en hiver en jetant sur de la neige du sel en poudre, et plus loin, du sel dissout dans de l'eau froide.

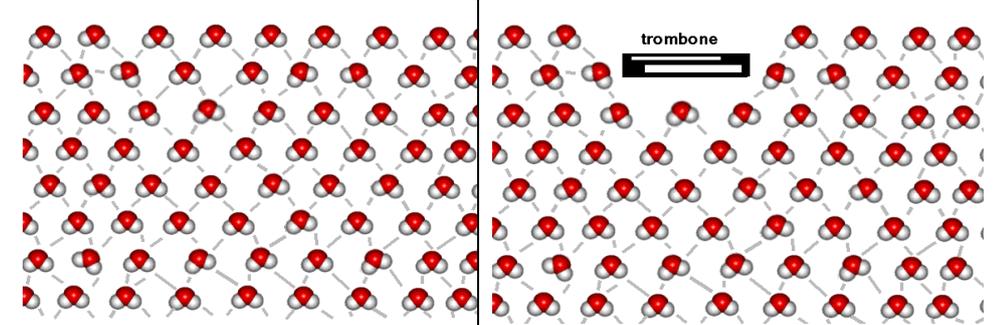
VI- L'eau possède elle une peau ?



Exp n°6 : Placer délicatement à l'aide d'un trombone plié en L un autre trombone à la surface de l'eau

Observations : il flotte alors que sa densité $d_{\text{Fe}} = 7,8 > d_{\text{eau}}$

Interprétation : il existe des forces de cohésion (due aux liaisons H) qui maintiennent le trombone à la surface : tension superficielle. La surface de l'eau se comporte comme une peau qui soutient le trombone.



a) Avant le trombone : En surface on compte 9 molécules

b) Après le trombone : En surface on compte 12 molécules

Pour passer de a) à b) cela coûte en énergie au système (« eau ») car il a fallu que $(12-9)=3$ molécules provenant de l'intérieur du liquide rompent leur liaison H et remontent à la surface. Or dans la nature, **l'énergie** d'un système tend toujours **spontanément** vers un **minimum**. Les molécules veulent retourner dans leur condition initiale a). La tension superficielle de l'eau est forte.

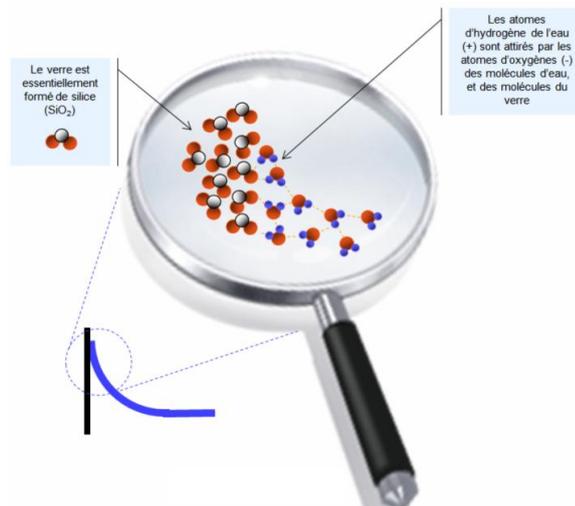


Exp n°7 : Recommencer l'exp avec du cyclohexane

Observations : le trombone coule systématiquement

Interprétation : le cyclohexane est **apolaire**. Il n'existe pas de liaison H dans ce liquide. Les forces de cohésion internes sont donc plus faibles que dans l'eau \Rightarrow La tension superficielle du cyclohexane est très faible.

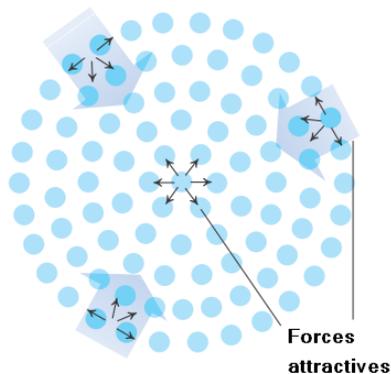
VII- Pourquoi l'eau forme-t-elle un ménisque?



Tension superficielle : résistance à la déformation de la surface d'un liquide. Plus cette tension est forte, plus le liquide s'oppose à l'augmentation de sa surface externe.

Liquide	Tension superficielle (10^{-2} N/m)
Mercure	48
eau	7,3
Cyclohexane	2,5

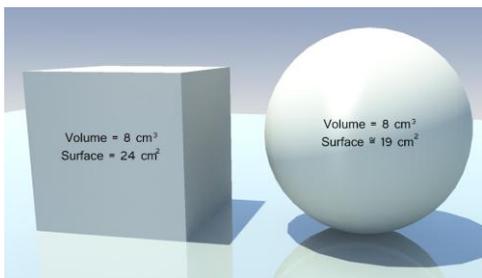
Le silice SiO_2 est **polaire**.



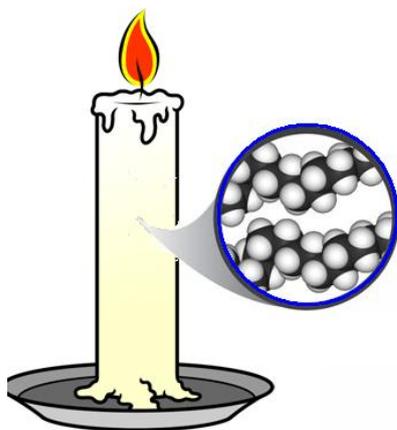
Les molécules d'eau à la surface sont attirées vers le centre.



Les pingouins forment un cercle pour minimiser le nombre d'individus (donc la surface) exposés au froid.



Pour un volume donné, la sphère est celle qui présente la surface minimale.



La cire contient des molécules d'hydrocarbures apolaires.

VIII- Pourquoi les gouttes d'eau sont-elles sphériques?

Les molécules d'eau s'attirent réciproquement. C'est ce phénomène qui donne sa cohésion aux liquides et aux solides. Du coup, on comprend que les molécules qui sont à la frontière avec l'air, sont « plus malheureuses » que celles qui se trouvent au milieu du volume d'eau, puisqu'elles cherchent à se mettre en contact avec leurs semblables, mais y parviennent moins bien. Ceci va engendrer une force, pour que la frontière soit la plus petite possible, de façon à limiter le nombre de molécules peuplant la surface. Or quelle est la surface la plus petite pour un volume donné ?

C'est la sphère. Et donc très naturellement, une goutte ou son inverse, une bulle d'air dans l'eau, tendront à être sphériques.

Dans la nature, des êtres vivants obéissent aux mêmes principes : ce sont les pingouins sur la banquise. Lorsqu'il fait très froid, les pingouins se collent les uns aux autres pour se réchauffer mutuellement. Cela marche d'ailleurs très bien : des scientifiques ont mesuré la température qui règne au milieu du groupe : elle est de 30 °C ! Comme pour les molécules d'eau, une force pousse ces animaux les uns vers les autres et va donner à l'ensemble une cohésion. Et pour qu'il y ait le moins de pingouins possibles en contact direct avec le vent et le froid polaires, ils se regroupent en cercle. Exactement comme la goutte tend à être sphérique. On appelle cette force la « tension superficielle ».

IX- L'eau mouille-t-elle toujours ?



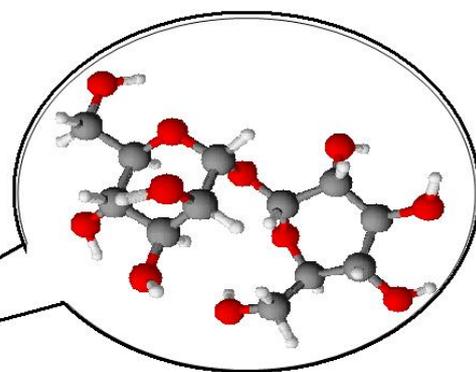
Exp n°8 : Déposer une goutte d'eau sur de la cire de bougie, une poêle tefal® et du papier absorbant.

Observations : l'eau mouille le papier absorbant, mais ne mouille pas la cire ou la poêle tefal®

Interprétation : la cire est une chaîne de carbone **apolaire**. Elle est donc hydrophobe (« déteste l'eau »). Alors que le papier ou le bois (cellulose) présente plusieurs liaisons **polaires** : il peut donc absorber l'eau (« hydrophile »)



L'arbre est fait de cellulose (longue chaîne de glucose **polaire**).

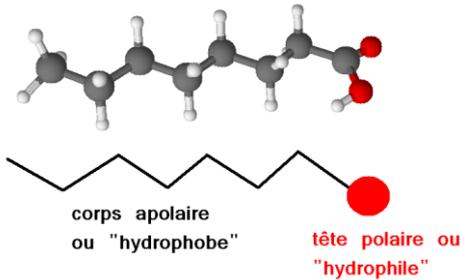


(*) Exemple de calcul pour deux gouttes de même rayon R.

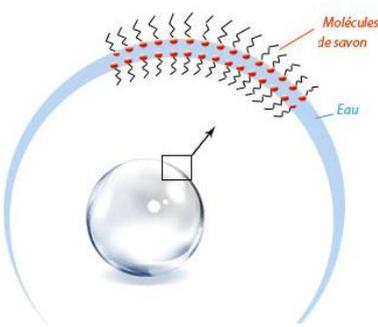
Leur volume est proportionnel au cube R^3 de leur rayon. Le volume de la goutte résultante est donc proportionnel à $2R^3$ et a donc un rayon égal à $2^{1/3} R$

Leur surface est égale à $4\pi R^2$ chacune, soit $8\pi R^2$ au total. La goutte résultante, quant à elle, a une surface $4\pi (2^{1/3} R)^2 = 6,3 \pi R^2$.

(*) Un **tensio-actif** présente une tête **polaire** et un corps **apolaire**. Il est « **amphiphile** ».



Les molécules d'eau en surface sont donc attirées vers le tensio-actif, ce qui contrebalance la force qui les attirait vers l'intérieur. Cela réduit la tension superficielle



Interprétation : Le tensio-actif permet de réunir les 2 mondes polaire et apolaire

Remarque : avec le jaune d'œuf, on fabrique de la mayonnaise ...

X- Pourquoi 2 gouttes d'eau vont spontanément fusionner ?

Réponse : la surface totale de la nouvelle goutte est **< à la somme des deux surfaces initiales**. C'est cette **surface** qu'il faut chercher à **réduire** pour atteindre un état d'équilibre (correspondant à une **énergie minimale** car la nature est économe).

XI- Comment diminuer la tension de l'eau?



Exp n°9 : Saupoudrer de la poudre de Soufre sur une surface d'eau.

Observations : Le soufre ($d_{\text{soufre}} = 2$) plus dense que l'eau flotte à cause de la tension superficielle

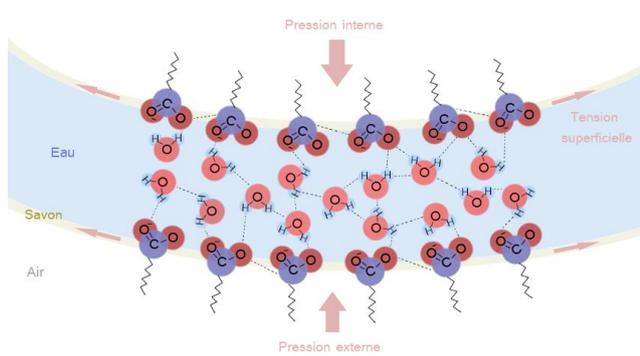
Ajouter une goutte de savon à la surface de l'eau

Observations : le soufre coule au fond de l'eau.

Interprétation : le savon a diminué la tension superficielle de l'eau : c'est un agent **tensio-actif**(*) .

XII- Pourquoi fait-on des bulles avec de l'eau et du savon ?

Réponse : pour diminuer la tension superficielle de l'eau et pouvoir ainsi augmenter sa surface ou peau sans que celle-ci oppose une forte résistance.



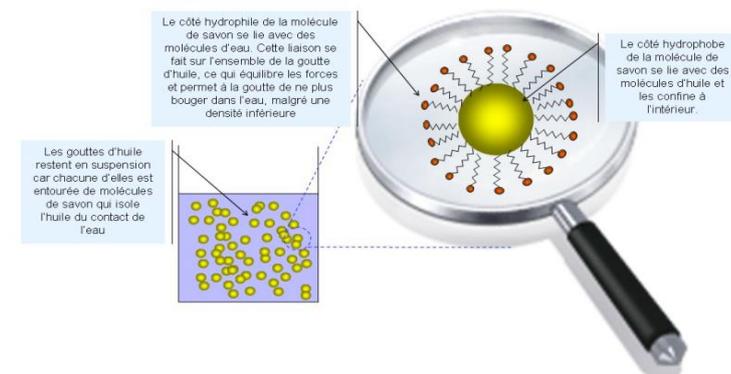
XIII- Peut-on mélanger de l'eau et de l'huile ?



Exp n°10 : Dans un tube Verser 1 mL d'eau , puis 3 mL d'huile .

Observations : L'eau (polaire) et l'huile (apolaire) ne se mélangent pas

Ajouter un tensio-actif : savon ou éthanol ou du jaune d'œuf.



XIV- Let's have fun with soap bubbles ?



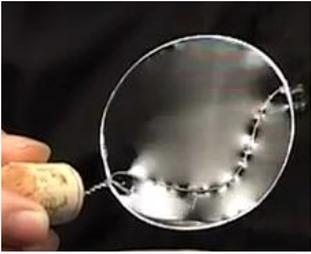
Exp n° 11: Avec du fil de fer, fabriquer un anneau en fil de fer sur lequel, on fixe un fil de coton non tendu. Plonger l'anneau dans de l'eau additionnée de produit vaisselle.

Observations : un fil de savon apparait de chaque côté du fil qui reste non tendu.

Crever une des faces savonneuses.

Observations : cette fois le fil se tend en formant un arc de cercle.

Interprétation : le film savonneux restant tire sur le fil afin de diminuer son surface



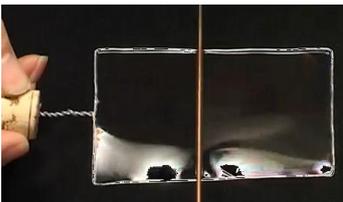
Exp n° 12 : fabriquer un cadre rectangulaire en fil de fer que l'on trempe dans de l'eau additionnée de liquide vaisselle.

Observations : un fil de savon apparait de chaque côté du barreau qui reste en équilibre

Crever une des faces savonneuses.

Observations : le barreau est entraîné .

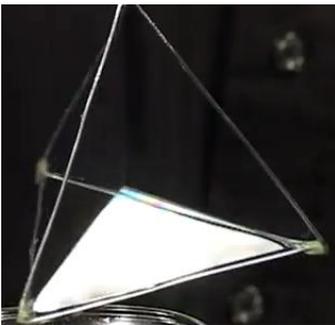
Interprétation : c'est la tension superficielle de l'eau qui en minimisant la surface de l'eau entraîne le barreau



Exp n° 13: fabriquer un cadre en forme de tétraèdre en fil de fer que l'on trempe dans de l'eau additionnée de liquide vaisselle.

Observations : il n'y a pas 4 mais 6 surfaces savonneuses

Interprétation : l'aire totale des 6 surfaces est < somme des aires des 4 faces du tétraèdre \Rightarrow L'eau a trouvé une solution géométrique pour rendre sa surface minimale

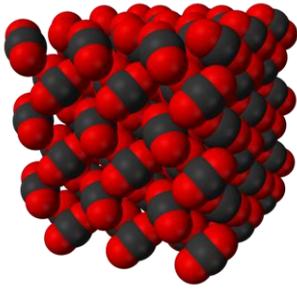


Exp n° 14: fabriquer une bulle de savon.

Observations : la bulle est sphérique

Interprétation : Pour réduire l'énergie nécessaire, la bulle de savon va donc naturellement se stabiliser sous la forme possédant la surface minimale par rapport au volume d'air contenu : la sphère





Dioxyde de carbone solide

(*) Calcul des masses molaires

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$



Extincteur au CO_2

XV- Qu'est-ce que la neige carbonique ?

La neige carbonique, ou glace sèche, est du dioxyde de carbone (CO_2) sous forme solide.



Exp n° 15 : Déposer une bougie allumée dans un bécher. Puis verser quelques cristaux de neige carbonique

Observations : la bougie s'éteint

Interprétation : la combustion nécessite du dioxygène qui est chassé ici par le CO_2 (g)

Mettre vos amis au défi d'allumer la bougie

Interprétation : cela est impossible car le CO_2 est plus lourd que l'air. Comparer les masses molaires (*)

⇒ Application : extincteur d'incendie.



Exp n° 16 : Déposer un $\frac{1}{2}$ stick dans un ballon que l'on noue.

Observations : le ballon se gonfle

Interprétation : $\text{CO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$



Exp n° 17 : Déposer de la neige broyée dans un récipient transparent. Souffler une bulle de savon par-dessus.

Observations : la bulle lévite

Interprétation : le $\text{CO}_2(\text{g})$ est plus dense que l'air.



Exp n° 18 : verser de l'eau très chaude au fond d'un récipient transparent. Ajouter de la neige carbonique. Puis savonner les bords du récipients avec un torchon.

Observations : une bulle de CO_2 se forme puis éclate sous son poids.

XVI- Pourquoi le dioxyde de carbone est-il dangereux pour la vie aquatique ?



Exp n° 19 : verser dans une éprouvette de l'eau chaude + indicateur coloré (hélianthine ou phénolphtaléine ou BBT) . Ajouter un stick de CO_2

Observations : l'indicateur coloré indique que le milieu initialement neutre devient acide.

Interprétation : $2 \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \boxed{\text{H}_3\text{O}^+} + \text{HCO}_3^-$

L'apparition d'ions H_3O^+ caractérise un milieu acide (*)

(*) Les organismes marins les plus vulnérables à l'acidification de l'océan sont ceux qui fabriquent leurs coquilles ou squelettes à partir du carbonate de calcium (CaCO_3) y compris les coraux, les coccolithophoridés (phytoplancton calcaire), les moules, les escargots de mer et les oursins. Le carbonate se raréfiant, il sera de plus en plus difficile à ces organismes de synthétiser la matière qui constitue leur squelette.

XVII- Comment fabriquer de la « glace » chaude ?



Exp n°20 : Fabriquer une solution sursaturée d'acétate de sodium que l'on verse dans un récipient ultra propre

Puis déposer un cristal d'acétate de sodium dans le liquide.

Observations : tout le liquide cristallise rapidement ; la réaction est exothermique.



Glace instantanée

XVIII- Comment fabriquer de la glace instantanée ?



Exp n° 21: mettre une bouteille d'eau minérale au réfrigérateur pendant 2 h45 juste avant qu'elle ne congèle. Frapper la bouteille d'un coup sec sur une table

Observations : l'eau se met à geler de façon instantanée.

XIX- Comment faire de la « neige » instantanée



Exp n° 22: mettre quelque mL d'eau du robinet sur le polymère « magic snow »

Observations : de la « neige » apparait.

Interprétation : le polymère absorbe 100× son volume.



Instant snow

XX- Comment fabriquer un vrai nuage dans une bouteille ?



Exp n° 23: Mettre un fond d'eau dans une bouteille en plastique. Faire bruler une allumette, l'éteindre et la jeter dans une bouteille en plastique. A l'aide d'une pompe reliée à la bouteille, augmenter la pression dans la bouteille. Déboucher la bouteille.

Observations : un nuage apparait brutalement dans la bouteille.

Interprétation :



Nuage dans une bouteille