

Licence Science de la Mer et de l'Environnement

Physique Générale

Chapitre 5 :Gaz dissous dans les liquides

1 – Introduction

Les gaz se dissolvent dans les liquides, c'est le cas de l'eau gazeuse qui contient de grandes quantités de gaz carbonique. La quantité de gaz emmagasinée dépend de la pression de gaz en équilibre avec le liquide.

2 – La loi de Henry

A température constante, la quantité de gaz dissous dans un liquide est proportionnelle à la pression exercée par ce gaz sur le liquide.

- Si la température augmente, la dissolution diminue.
- En permanence quand un gaz est en contact avec un liquide il y échange entre le gaz et le gaz dissous.
- A l'équilibre, les échanges sont identiques.
- Le gaz exerce sur le liquide une pression p , et le liquide exerce sur le gaz une tension T .

3 – Ecriture de la loi de Henry

On peut écrire la loi de Henry de deux manières différentes :

$$p = K_H c$$

où : p est la pression, K_H , la constante de Henry et c la concentration

ou alors :

$$c = K_H p$$

Attention :

Il faut faire attention aux unités. Suivant les unités données pour la constante, on choisira la première ou la deuxième formule.

Pour un liquide et un gaz donnés, la constante de Henry varie avec la température

4 – Les différents états de saturation

La saturation est définie par le rapport :

$$S = \frac{T}{p}$$

Nous allons regarder dans ce qui suit les trois cas possibles

4.1 La sous-saturation

C'est lorsque $S < 1$, c'est à dire $T < p$. C'est le cas lorsque la pression du gaz est supérieure à la tension dans le liquide. Dans ce cas, le gaz a tendance à se dissoudre dans le liquide jusqu'à l'équilibre.

Exemple :

Le plongeur qui descend au fond de la mer. La pression augmente, et l'air se dissout de plus en plus dans le sang et les articulations.

4.2 La saturation

C'est lorsque $S=1$, c'est à dire que $p=T$. C'est l'état d'équilibre.

Exemple :

Le plongeur qui reste suffisamment longtemps à une profondeur donnée.

4.3 La sur-saturation

C'est lorsque $S>1$, c'est à dire que $p<T$. La pression du gaz est inférieure à la tension du liquide.

Exemple :

Lorsqu'un plongeur a passé un temps suffisamment long en profondeur, l'air s'est dissout avec une tension élevée. Lorsqu'il remonte à la surface, la pression de l'air est plus faible, et le gaz contenu dans les articulations a tendance à vouloir sortir. Si la remontée est rapide, il y a formation de bulles de gaz dans les articulations. D'où la nécessité de faire des paliers de décompressions pour que les gaz aient le temps de sortir lentement sans faire de bulle.

5 – Exemples d'applications de la loi de Henry

Calculer la concentration d'oxygène dans l'eau à 25°C sachant que la constante de Henry : $K_H=1,27.10^{-3}mole.m^{-3}.atm^{-1}$

Afin d'être homogène dans l'équation aux dimensions, il faut utiliser la relation :

$$c=K_H p$$

La pression partielle d'oxygène est de 0,21 atm, puisque l'air contient 21% d'oxygène. Donc : $c=1,27.10^{-3}.0,21=2,67.10^{-4} mole/m^3$

6 – Loi de Dalton : pressions partielles

C'est ce qui permet de calculer les pressions partielles d'un mélange de gaz ;

Définition :

La pression partielle d'un gaz est la pression que ce gaz exercerait s'il occupait seul le volume en question.

$$p=\sum_{i=1}^N p_i$$

Les p_i sont les pressions partielles et p la pression totale

Application à la loi de Henry

De la même manière on peut appliquer cette loi à la dissolution des gaz dans les liquides.

$$c_i =K_{H_i} p_i$$

c_i est la concentration en gaz i
 K_{H_i} La constante de Henry du gaz i
 p_i la pression partielle du gaz i

7 – Loi de Graham

La vitesse de diffusion d'un gaz est inversement proportionnelle à la racine carrée de son poids moléculaire.

Ainsi, l'oxygène O_2 diffuse plus vite que le dioxyde de carbone CO_2 .

Cette loi est appliquée pour séparer l'uranium 235 du 238 avec un système de filtres poreux.

8 – Loi de Fick

La vitesse de transfert d'un gaz à travers une couche d'un tissu est proportionnelle à la surface et à la différence de concentration du gaz de part et d'autre du tissu et inversement proportionnel à l'épaisseur.

$$\text{Débit} = \frac{SD\Delta c}{e}$$

Où D est la constante de diffusion.

Exemple :

Les poumons ont une très grande surface de très faible épaisseur environ $5\mu m$

9 – Composition de l'air

N_2	78,084%
O_2	20,948%
Ar	0,934%
CO_2	348ppm
Ne	18ppm
He	5ppm
Kr	1ppm
Xe	0,08ppm
CH_4	2ppm
H_2	0,5ppm
N_2O	0,3ppm
CO	0,05 à 0,2ppm
O_3	0,02 à 10ppm
NH_3	4ppb
NO_2	1ppb
SO_2	1ppb
H_2S	0,05 ppb

10 – Echanges interface gaz/liquide

Le flux de gaz à travers l'interface entre gaz et liquide par unité de surface est donné par :

$$F=SK\Delta c$$

S est la surface d'échange
K est la vitesse de transfert
 Δc est le gradient de concentration

Le transfert entre le gaz et l'eau se fait à travers un film d'eau en surface qui joue le rôle d'interface. Le gaz circule dans un sens et dans l'autre à travers cette interface. S'il y a des turbulences, la diffusion est beaucoup plus rapide, car la surface d'échange est beaucoup plus grande.

11 - Saturation

Quand on dissous un gaz dans un liquide, il y aura une limite de saturation au delà de laquelle on ne peut plus mettre de gaz.

Quand on dissous un solide dans un liquide, par exemple du sel dans l'eau, lorsqu'une limite est atteinte, le sel précipite, il y a dépôt d'un solide.

On peut dans certains cas dépasser la limite de solubilité, mais c'est un équilibre métastable, et la moindre perturbation va la déstabiliser.

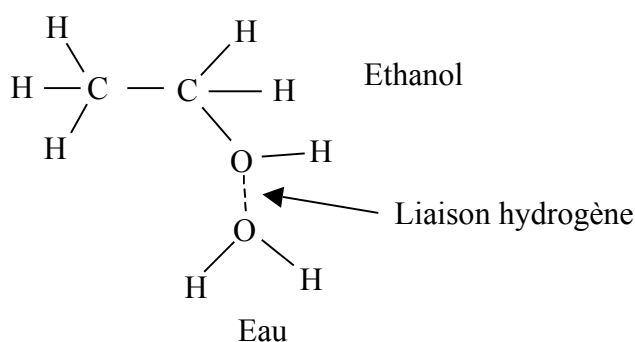
12 - Solubilité des liquides

Les molécules polaires se dissolvent dans des solvants polaires.

Les molécules non polaires se dissolvent dans des solvants non polaires.

Exemple

L'eau et l'éthanol sont des molécules polaires qui se dissolvent très bien. Elles font des liaisons OH qui assurent le mélange.



Plus il y a de groupes OH dans la molécule, plus elle est soluble. Au contraire, plus il y a de carbones, moins elle est soluble.

Exemple :

L'huile et l'eau ne se mélangent pas car il n'y a pas de liaison OH dans l'huile