

Osmose

Manon LECONTE - ENS de Lyon

Dernière mise à jour : 6 mai 2020

Merci à Bénédicte Grebille, Lucile Bridou, Sébastien Prost et Joachim Galiana pour leur précieuse aide.

Mots-clés : osmose, pression osmotique, osmométrie, dessalement de l'eau de mer.

Niveau : L2

Pré-requis :

- Potentiel chimique (définition, expressions, condition d'équilibre) [L2]
- Grandeurs molaires partielles, identité d'Euler [L2]
- Diffusion [L2]
- Loi de l'hydrostatique [L1]

Bibliographie :

- Page *Wikipédia* de l'osmose [Niveau : *]
- Atkins, *Chimie Physique* [Niveau : ***]
- Fosset, *Chimie tout-en-un PC* [Niveau : **]
- Burrows, *Chimie³* [Niveau : *]
- *Tech Ingé W5700 V1*

Plan proposé

I - Principe	1
A/ Mise en évidence	1
B/ Pression osmotique	2
II - Applications	3
A/ Osmométrie	3
B/ Dessalement de l'eau de mer	4

Introduction pédagogique

Dans le cours "Potentiel chimique", on a présenté deux propriétés colligatives des mélanges : l'ébullioscopie et la cryoscopie. Ce cours se focalise sur une troisième propriété colligative, l'osmose, qui est très utilisée

Difficultés :

- Lors du calcul de la pression osmotique, il faut bien faire la somme de tous les constituants du mélange, avec les ions dissociés ;
- Comprendre dans quel sens se déplace le solvant ;
- Les unités doivent être converties en SI.

Exemples de TD : utiliser un osmomètre pour calculer la masse molaire d'une macromolécule.

Exemples de TP : étude de documents sur l'osmose en biologie ou dans l'industrie.

Introduction

Définition – Osmose : passage spontané d'un solvant à travers une membrane semi-perméable.

La migration du solvant se fait de sorte à minimiser la concentration en chacun des solutés dans chaque compartiment. Elle se fait donc des zones les moins concentrées vers les zones les plus concentrées.

Définition – Membrane semi-perméable : membrane qui laisse passer le solvant mais pas les solutés.

Intérêt : le déplacement des molécules se fait donc sans utilisation d'énergie. Ce phénomène est donc très utilisé par le vivant (approvisionnement des cellules en dioxygène, ions, ...) et dans l'industrie (dessalement de l'eau de mer).

Objectifs – Comprendre le phénomène d'osmose et savoir calculer une pression osmotique.

I - Principe

A/ Mise en évidence

Le phénomène est pour la première fois observé par l'abbé Nollet en milieu du XVIII^{me} siècle. Il observe que lorsqu'il essaye de séparer de l'eau et de l'alcool à l'aide d'une vessie animal, c'est systématiquement l'eau qui passe dans l'alcool.

Ce phénomène ne fut théorisé qu'à la fin du XIX^{me} siècle par van't Hoff, ce qui lui valu un prix Nobel de chimie en 1901.

Vidéo – Principe de l'osmose (s'arrêter à 15 s).

B/ Pression osmotique

Définition – Pression osmotique Π : pression à appliquer pour s'opposer à l'équilibre osmotique entre une solution et le solvant pur séparés par une membrane semi-perméable.

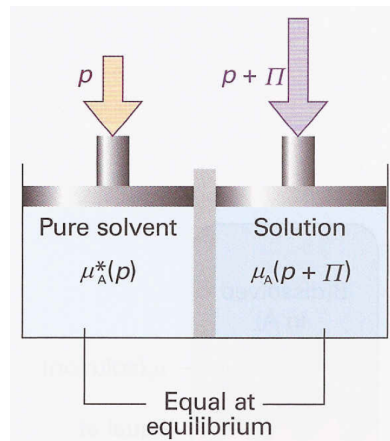


Figure 1 – Visualisation de la pression osmotique (**Source** : Atkins (p. 154)).

Démonstration – Atkins (p. 155).

Hypothèses :

- Il y a équilibre entre les deux compartiments ;
 - La solution est supposée idéale (infiniment diluée) ;
 - Il y a un unique type de soluté dans la solution, noté s.
- Il y a donc égalité des potentiels chimiques du solvant, noté A :

$$\mu_A^*(p) = \mu_A(p + \Pi, x_A) = \mu_A^*(p + \Pi) + RT \ln x_A \quad (1)$$

Par définition, $d\mu^* = -S_m^* dT + v_m^* dP$ donc $v_m^* = \left. \frac{\partial \mu^*}{\partial P} \right|_T$. On peut donc intégrer v_m pour déterminer l'expression de $\mu_A^*(p + \Pi)$:

$$\mu_A^*(p + \Pi) = \mu_A^*(p) + \int_p^{p+\Pi} v_m^*(P) dP \quad (2)$$

On injecte cette expression dans l'équation (1) :

$$0 = \int_p^{p+\Pi} v_m^*(P) dP + RT \ln x_A \quad (3)$$

Or, $x_s = 1 - x_A$ et $x_s \ll 1$. On peut donc effectuer un développement limité sur l'expression précédente. En outre, on peut supposer que la pression osmotique Π est très petite devant la pression p , et que sur cet intervalle, le volume molaire est constant. On obtient l'équation suivante :

$$RTx_s = v_m^*(p) \Pi \quad (4)$$

Enfin, on a que : $x_s = \frac{n_s}{n_s + n_A} \simeq \frac{n_s}{n_A}$ et $V = n_A v_m^*$ d'après l'identité d'Euler. On en déduit l'expression de la pression osmotique :

Définition – Equation de van't Hoff : $\Pi = [s]RT$, avec Π exprimée en pascal (Pa), $[s]$ en mol/m³ et T en kelvin (K).

L'expression peut être généralisée si plusieurs espèces sont présentes en solution :

$$\Pi = RT \sum_i [s_i] \quad (5)$$

Remarque – Ici, on somme les concentrations sur l'ensemble des solutés. Si on a dissous un solide ionique, par exemple NaCl, dans l'eau, il faut prendre en compte la concentration des ions sodium ET celle des ions chlorures.

II - Applications

Dans cette partie, on va présenter des applications techniques de l'osmose. Des applications de l'osmose dans le vivant pourront être abordées en études de documents.

A/ Osmométrie



On peut mesurer la masse molaire d'une macromolécule (molécule de très grande taille, par exemple une protéine) à l'aide de l'osmose. C'est ce que l'on appelle l'**osmométrie**.

Source – *Chimie*³ (p. 849).

On mesure la pression osmotique d'une solution de 100 mL contenant 0,50 g d'hémoglobine à une température $T = 25^\circ \text{C}$: $\Pi = 193 \text{ Pa}$.

On peut déterminer la masse molaire de l'hémoglobine en réécrivant l'équation de van't Hoff :

$$\Pi = \frac{m}{MV} RT \Leftrightarrow M = \frac{mRT}{V\Pi} \quad (6)$$

 On fait attention à bien convertir les différentes grandeurs en unités SI :
 $V = 100 \text{ mL} = 100 \times 10^{-6} \text{ m}^3$; $T = 25^\circ \text{C} = 298 \text{ K}$.

Application numérique – $M = 64\,000 \text{ g/mol}$.

On retrouve la valeur tabulée de la masse molaire de l'hémoglobine.

B/ Dessalement de l'eau de mer

L'osmose est également de plus en plus utilisée pour dessaler l'eau de mer. Toutefois, ce n'est pas la première technique utilisée : en 2008, 60% du dessalement de l'eau de mer se faisait par distillation.

Objectif : diminuer la salinité de la mer - qui est de 35 g/L dans l'océan Atlantique - pour qu'elle devienne potable. La salinité doit alors être inférieure à 1 000 mg/L, et la concentration en chlorures inférieure à 250 mg/L. On utilise non pas l'osmose, mais l'osmose inverse.

1) Principe de l'osmose inverse

Définition – Osmose inverse : application d'une pression pour forcer un solvant à travers une membrane semi-perméable "dans le sens inverse".

Vidéo – Principe de l'osmose inverse.

⇒ Quelle pression doit-on appliquer sur le compartiment de droite pour n'obtenir que de l'eau potable à gauche ?

Source – Fosset, *Chimie tout-en-un* (p. 65).

On utilise l'équation de van't Hoff généralisée (5) :

$$\Pi = RT([\text{Na}^+] + [\text{Cl}^-]) = \frac{RT}{M}(c_m(\text{Na}^+) + c_m(\text{Cl}^-)) \quad (7)$$

Application numérique – $\Pi = 30$ bar.

Données

- $M(\text{NaCl}) = 58,5$ g/mol ;
- $T = 25$ °C.

2) Avantages et inconvénients dans l'industrie

Les membranes semi-perméables utilisées ont la forme de rouleaux, afin de mieux filtrer l'eau de mer (regarder la vidéo à 22 s).

Avantages

- une unité de dessalement occupe très peu de place, ce qui permet de minimiser la taille des usines de dessalement ;

- l'osmose inverse est le procédé de dessalement de l'eau de mer le moins énergivore (3 à 5 kW h/m²) : il n'y a pas besoin de chauffer, contrairement à la distillation. Cependant, il faut tout de même changer les membranes tous les 7-8 ans.

Inconvénients

- Dans l'industrie, les pressions appliquées sont au moins égales à deux fois la pression osmotique, soit de 60 à 80 bar, afin d'être plus performant. Mais, de telles pressions laissent également passer du sel ;
- Pour ne pas trop abîmer les membranes (l'encrassement ou l'entartrage risquent de les boucher), il faut préfiltrer l'eau de mer ;
- La salinité du perméat (ce qui sort de la membrane) est de l'ordre de 200 à 300 mg/L. Celle d'un distillat est plus faible : 10 à 30 mg/L.

Conclusion

L'osmose est une propriété colligative des mélanges, qui consiste en l'homogénéisation de la concentration de deux compartiments par déplacement spontané du solvant. Ce phénomène est très utilisé dans la nature (approvisionnement des cellules, montée de la sève dans les arbres, ...), mais aussi par l'homme (osmométrie, dialyse, ...). L'osmose inverse, qui s'oppose au mouvement spontané du solvant est également très utilisée dans l'industrie, par exemple pour dessaler l'eau de mer.