

## LC 4 : OSMOSE

### EI : DESSALEMENT DE L'EAU DE MER

## Bibliographie

1. Dunod, PC-PC\*, Fosset
2. Brénon-Audat, Thermodynamique chimique
3. TI W5700, Dessalement de l'eau de mer
4. [Google Books](#) Chimie des solutions, KOTZ
5. Atkins, Chimie<sup>3</sup> (pour des illustrations et exemples)

## Introduction pédagogique

**Niveau :** L2

**Prérequis :**

1. Potentiel chimique (définitions, expressions, équilibres...) [L2]
2. Identité d'Euler, Grandeur molaire partielle [L2]
3. Lois de l'hydrostatique [L1]

**Objectifs :**

1. Faire comprendre aux élèves comment a lieu le déplacement de matière durant un phénomène d'osmose
2. Qu'ils soient capable de prédire et mesurer une pression osmotique
3. Qu'ils comprennent bien les différentes applications

**Difficultés :**

1. Lors du calcul prendre en compte tous les constituants
2. Comprendre le sens de déplacement du solvant
3. Bien penser à mettre toutes les unités en SI

**Exemples de TP** Utilisation d'un osmomètre pour mesurer la masse molaire d'une macromolécule

**Exemples de TD** Analyses documentaires sur les applications de l'osmose (en prendre une ou deux : les poissons dans l'eau, les boissons des sportifs...)

## Table des matières

|                       |          |
|-----------------------|----------|
| <b>1 Principe</b>     | <b>2</b> |
| <b>2 Applications</b> | <b>5</b> |

# Introduction

## Osmose

Passage spontané d'un solvant à travers une membrane semi-perméable.

Avant d'étudier en détail ce phénomène, on remarque déjà que l'on a plusieurs informations dans la définition même du mot. Les termes "Passage spontané" font référence à un phénomène thermodynamique. On laisse entendre que ce transfert de solvant est quelque chose de spontané et donc de stabilisant. On va voir que cela est directement en lien avec les potentiels chimiques vu dans le cours précédent.

## Membrane semi-perméable

Membrane laissant passer le solvant mais pas les sels dissous en solution ou les macromolécules. *Exemple : membrane Thin-Film Composite (TFC) : couche de polymère polyamide déposé sur une couche poreuse de polysulfone.*

Ce phénomène présente de nombreux intérêts. En effet, c'est un phénomène spontané qui permet un transfert de matière sans coût énergétique et qui est majoritairement utilisé par le vivant.

**Objectif :** comprendre ce phénomène, être capable de prédire et savoir calculer une pression osmotique

# 1 Principe

## 1.1 Mise en évidence

Observé pour la première fois au XVIII<sup>ème</sup> siècle par l'abbé Nollet qui essayait de séparer l'eau de l'alcool en utilisant une vessie animale (que l'on peut considérer comme une membrane semi-perméable). Il remarqua que c'était systématiquement l'eau qui passait à travers la membrane pour aller avec l'alcool.

Après de longues recherches ce phénomène fut mis en équation par Van't Hoff à la fin du XIX<sup>ème</sup> siècle. Cette découverte lui valut le premier Prix Nobel de chimie en 1901.

**Vidéo :** <https://www.youtube.com/watch?v=IsBaWQjF2TY> \*\*\*arrêt sur image à 7 secondes\*\*\*

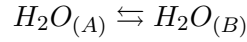
Quel est notre système ?

- Compartiment A : solvant pur (fraction molaire  $x_1$  du solvant)
- Compartiment B : Solution du soluté dans le solvant ( $x_1$  pour le solvant,  $x_2$  pour le soluté)

Etablissons les valeurs du potentiels de chacun de ces compartiments :

$$\begin{aligned}\mu_{solvant}^A(T, p, x_1 = 1) &= \mu_{solvant}^*(T, p) \\ \mu_{solvant}^B(T, p, x_1) &= \mu_{solvant}^*(T, p) + RT \ln(x_1)\end{aligned}$$

Comme  $x_1 < 1$ , on a  $\mu_{\text{solvant}}^A(T, p, x_1 = 1) > \mu_{\text{solvant}}^B(T, p, x_1)$ . On va pouvoir s'intéresser au sens du transfert spontané. On considère l'équilibre suivant :



Pour étudier le sens du transfert spontanée il faut que le produit de l'enthalpie libre de réaction et de l'avancement soit négatif :

$$\Delta_r G d\xi = (\mu_{\text{solvant}}^B(T, p, x_1) - \mu_{\text{solvant}}^A(T, p, x_1 = 1)) d\xi < 0$$

Or comme  $\mu_{\text{solvant}}^A(T, p, x_1 = 1) > \mu_{\text{solvant}}^B(T, p, x_1)$  alors la différence des potentiels chimiques est négative donc il faut que  $d\xi > 0$ . Le transfert spontané est donc dans le sens direct du compartiment de plus fort potentiel chimique (A) vers le compartiment B.

**Vidéo :** <https://www.youtube.com/watch?v=IsBaWQjF2TY> \*\*\*on observe le transfert qui se fait bien dans le sens prédit : on s'arrête à 15 secondes\*\*\*

On va maintenant mettre ce déplacement de matière en équation et essayer de savoir comment on pourrait le prédire.

## 1.2 Pression osmotique

*Démonstration : Brénon Audat p. 258*

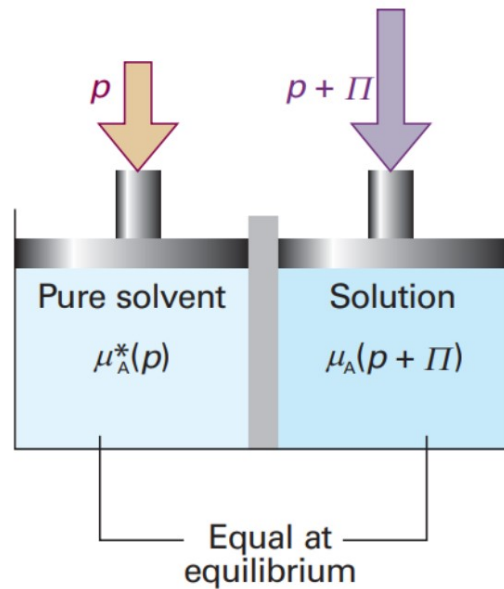


FIGURE 1 – Visualisation de la pression osmotique (Atkins)

Si on cherche à s'opposer au transfert de matière vu à la partie précédente on va devoir imposer une pression sur les deux compartiments avec une pression supérieure sur le compartiment contenant le soluté : on doit appliquer une pression supplémentaire  $\Pi$  appelé pression osmotique.

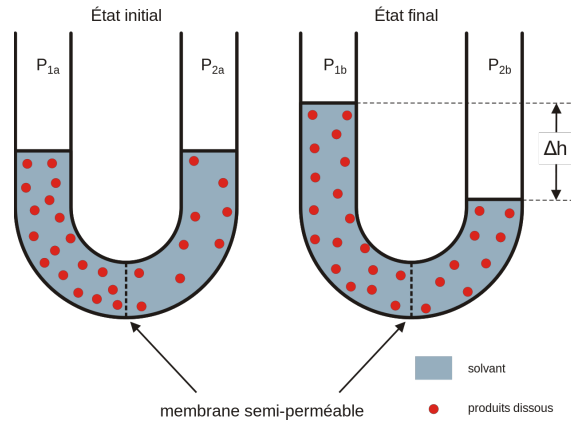


FIGURE 2 – Etat initial et final de la pression osmotique (wikipédia) : ce schéma aurait été dessiné au tableau pour mettre en place le système et montrer le récipient A, B et les espèces dans chacun et avoir ainsi une visualisation de la différence de hauteur  $h$

On peut considérer les deux systèmes (compartiment A + compartiment B) comme un système à l'équilibre donc on a égalité des potentiels chimiques :

$$\begin{aligned}\mu_{\text{solvant}}^A(T, p, x_1 = 1) &= \mu_{\text{solvant}}^B(T, p + \Pi, x_1) \\ \mu_{\text{solvant}}^*(T, p) &= \mu_{\text{solvant}}^*(T, p + \Pi) + RT \ln(x_1) \\ \mu_{\text{solvant}}^*(T, p + \Pi) - \mu_{\text{solvant}}^*(T, p) &= -RT \ln(x_1)\end{aligned}$$

Au premier ordre on peut assimiler cette différence de potentiels à une dérivée partielle :

$$\left. \frac{\partial \mu_{\text{solvant}}^*(T, p)}{\partial p} \right|_T \cdot \Pi = -RT \ln(x_1)$$

Et vous connaissez les liens entre les dérivées partielles du potentiel chimique et les grandeurs molaires, on voit donc ici apparaître le volume molaire du solvant :

$$v_{\text{solvant}}^* \Pi = -RT \ln(x_1)$$

On a réussi à obtenir une première formule qui met en lien la pression osmotique  $\Pi$  avec les autres grandeurs du système. On va voir que l'on va pouvoir continuer de simplifier cette équation.

Tout d'abord par conservation de la matière, on a :

$$x_1 = 1 - x_2$$

Dans le régime des solutions infiniment diluées on peut dire  $x_2 \ll 1$ , d'où :

$$\ln(x_1) = \ln(1 - x_2) \simeq -x_2$$

de plus, la fraction molaire du soluté peut s'écrire dans le régime des solutions infiniment

diluées :

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \simeq \frac{n_2}{n_1}$$

Or, de plus on peut utiliser l'identité d'Euler :

$$\begin{aligned} V &= n_{\text{solvant}} v_{\text{solvant}}^* + n_{\text{soluté}} v_{\text{soluté}}^* \\ &= n_1 v_1^* + n_2 v_2^* \\ &\simeq n_1 v_1^* \end{aligned}$$

On peut donc développer l'équation que l'on avait obtenu pour la pression osmotique :

$$\begin{aligned} v_{\text{solvant}}^* \Pi &= -RT \ln(x_1) \\ v_{\text{solvant}}^* \Pi &= RT \cdot x_2 \\ v_{\text{solvant}}^* \Pi &= RT \frac{n_2}{n_1} \\ V \Pi &= RT n_2 \\ \Pi &= [\text{soluté}] RT \end{aligned}$$

On a obtenu à la dernière équation la relation de Van't Hoff qui est la formule de la pression osmotique dans le régime des solutions infiniment diluées. Cette loi est dite colligative, elle ne dépend pas des espèces en solutions mais seulement de la concentration de celles-ci.

On peut généraliser cette formule :  $\Pi = RT \cdot \sum_i [\text{soluté}]_i$  lorsqu'il y a plusieurs solutés en solutions.

De plus grâce aux lois d'hydrostatique que vous avez pu voir en physique l'an dernier vous savez que l'on peut lier directement la pression avec la hauteur d'un fluide : ici on peut écrire la pression osmotique avec la formule :  $\Pi = \rho g h$ . Cette formule est importante car la grandeur qui se mesure est cette hauteur  $h$  qui permet de remonter à la pression osmotique du liquide à étudier.

Maintenant que le phénomène a pu être mis en équation et qu'on est capable de prédire le sens de déplacement de la matière on va voir quelles peuvent être les applications de ce phénomène.

## 2 Applications

### 2.1 Osmométrie

*Exemple : chimie cube p. 849*

Système : solution de 0,5 g d'hémoglobine dans 100 mL de solvant. À 25°C on mesure une pression osmotique de  $\Pi = 193 Pa$ .

$$\begin{aligned}
 \Pi &= [\text{hémoglobine}] RT \\
 &= \frac{n_{\text{hém}}}{V} RT \\
 &= \frac{m_{\text{hém}}}{M_{\text{hém}} V} RT \\
 M_{\text{hém}} &= \frac{m_{\text{hém}} RT}{V \Pi}
 \end{aligned}$$

A.N. :  $V = 100 \text{ mL} = 100 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$ ;  $T = 25^\circ \text{C} = 298 \text{ K}$

On en déduit :  $M = 64186 \text{ g/mol}$  pour une masse molaire théorique de  $M_{\text{théo}} = 64458 \text{ g/mol}$ . On a donc une méthode très précise permettant de mesurer la masse molaire d'un composé.

## 2.2 Dessalement de l'eau de mer

*Exemple : Fosset p. 65, TI W5700*

L'une des nouvelles utilisation massive de l'osmose est son utilisation pour dessaler l'eau de mer. En effet, aujourd'hui l'accès à l'eau potable peut être problématique dans certains pays. Nous allons voir comment l'osmose peut être utilisé pour transformer l'eau de mer en eau potable.

Pour cela il faut diminuer la salinité de l'eau de mer de 35 g/L à moins de 350 mg/L pour la rendre potable. On va pour cela utiliser l'osmose inverse : "application d'une pression pour forcer un solvant à travers une membrane semi-perméable dans le sens inverse."

**Vidéo :** <https://www.youtube.com/watch?v=IsBaWQjF2TY> \*\*\*on observe le transfert inverse grâce à une pression\*\*\*

Quelle est la pression que l'on doit imposer sur le réservoir de gauche afin de faire traverser le solvant ? Pour cela on va faire le bilan des espèces présentes dans l'eau de mer avec leurs concentrations :

| Soluté              | NaCl | MgCl <sub>2</sub> | MgSO <sub>4</sub> | CaSO <sub>4</sub> | K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> |
|---------------------|------|-------------------|-------------------|-------------------|--------------------------------|
| Concentration (g/L) | 27,2 | 3,8               | 1,7               | 1,3               | 0,9                            |

La prise en compte de toutes ces espèces rend le calcul compliqué. Mais nous avons vu que l'osmose est une propriété dite colligative : elle ne dépend pas de la nature des espèces en solutions. Ainsi il est possible de simplifier l'eau de mer en considérant que c'est une solution de chlorure de sodium à 35 g/L. Utilisons l'équation de Van't Hoff généralisée :

$$\begin{aligned}
 \Pi &= RT \left( [Na^+] + [Cl^-] \right) \\
 &= \frac{RT}{M_{NaCl}} \left( c_m(Na^+) + c_m(Cl^-) \right)
 \end{aligned}$$

On peut faire l'analyse numérique :

- $c_m = 35 \text{ g/L} = 35000 \text{ g/m}^3$
- $M = 58,5 \text{ g/mol}$
- $R = 8,314 \text{ J/K/mol}$
- $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

avec ces différentes valeurs on trouve une valeur de pression osmotique :  $\Pi = 2960000 \text{ Pa} = 29,6 \text{ bar}$ . Industriellement les pressions utilisées sont souvent deux fois supérieures à la pression osmotique, soit : 60 à 80 bars.

Cela pose certains problèmes : cette pression laisse passer des sels dans l'eau potable, on obtient donc une salinité supérieure à la salinité obtenue grâce à la distillation (350 mg/L au lieu d'une dizaine de mg/L). De plus les filtres peuvent s'encrasser et nécessitent d'être changés tous les 7-8 ans.

Mais cette méthode a quand même de nombreux avantages : elle est très peu spacieuse, il est possible de minimiser la taille des usines. Il n'y a pas besoin de chauffer l'eau (ce qui est un très fort coût énergétique). Enfin c'est une méthode peu énergivore donc très utile. (cf le TI)

## 2.3 Utilisation en médecine

*Exemple tiré du google book*

Il est impossible pour le personnel médical d'ignorer l'importance du phénomène de l'osmose. En effet, avec tous les solutés présents dans le sang, à  $40^\circ\text{C}$ , on estime sa pression osmotique à 7,8 bar. Ainsi lorsque l'on réalise une transfusion il faut faire très attention à la solution que l'on injecte.

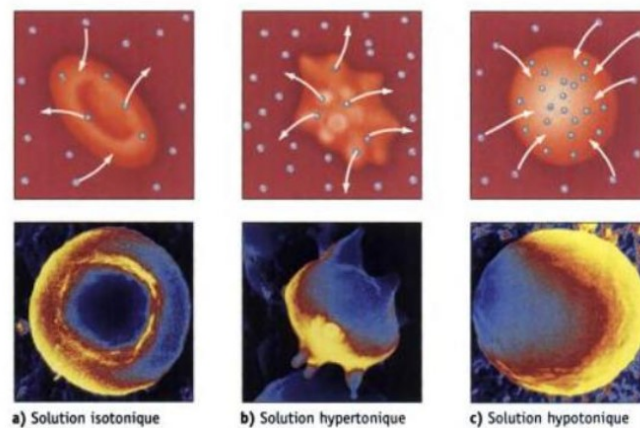


FIGURE 3 – L'osmose et les cellules vivantes (Google Books, page 36)

Il y a trois cas possibles :

1. Hypertonique (cas b sur la figure) : la solution qu'on injecte possède une salinité supérieure (et donc une pression osmotique supérieure) au sang. Alors par osmose les cellules présentes dans le sang vont se vider de leur eau, se flétrir et mourir. C'est le phénomène de plasmolyse ;
2. Hypotonique (cas c sur la figure) : la solution qu'on injecte possède une salinité inférieure (et donc une pression osmotique inférieure) au sang. Alors par osmose les cellules présentes dans le sang vont se remplir d'eau, se gonfler jusqu'à éclater si l'écart de pression osmotique est trop grand. C'est le phénomène de turgescence ;

3. Isotonique (cas a sur la figure) : lorsque le liquide que l'on injecte possède la même pression osmotique que le sang. Alors la cellule garde un comportement normal. pour avoir une telle solution on utilise en général une solution aqueuse de glucose à 5%.



## Question

- Membrane semi-perméable : définition à changer ? Uniquement imperméable aux ions ?
- Pourquoi l'eau passe et pas le reste ? Interaction électrostatique qui empêche les ions de traverser
- On sait faire des canaux à ions : membrane avec des canaux ? Famille de molécule qui joue ce rôle ?
- Pourquoi il y a égalité des potentiels chimiques à l'équilibre ? Et pourquoi cela nous donne le sens du transfert ?
- Quand est-ce que le transfert s'arrête ?
- On utilise quoi en TP pour mesurer cette hauteur ? Osmomètre de Dutrochet
- La pression osmotique dépend de la molécule d'intérêt ? Non juste de sa concentration : propriétés colligatives
- Quelle masse molaire est mesurée ?
- Approximation de la composition de l'eau de mer importante ?
- On peut sommer des concentration massique ?
- Grossière erreur si on avait sommé les concentrations molaires ?
- Type d'exercice fréquent pour la mesure d'une masse molaire ?
- Mesurer la pression pour différentes concentrations : on obtient pas une droite, pourquoi ? Si on augmente trop la concentration on s'écarte de notre modèle.
- Qu'est-ce qu'on fait en pratique ? DL à l'ordre 2
- Autres techniques de dessalement de l'eau de mer ? Distillation de l'eau de mer.
- Avantage/ inconvénient de la distillation et de l'osmose inverse. Distillation très énergivore.
- Comment rendre la distillation moins énergivore ? Distillation sous vide
- Énergie d'une compression ou pour abaisser la pression par rapport à l'énergie thermique ?
- Gros inconvénient de l'osmose inverse ? Nettoyer les membranes
- C'est quoi les membranes qu'on utilise ? Polymère fin enroulé
- Quel type de polymère ?
- Problème de l'alimentation ? Comment un sportif s'hydrate

## Remarques

- Intro pédagogique OK :
- activité documentaires sur les poti poissons ne pas trop teaser des trucs dont on ne parle pas
- Exemple : pourquoi on conserve les éléments dans le sel
- Piste de TD : boisson pour sportif : calcul de la concentration : pile ce qui faut pour que l'eau soit isotonique
- TP : osmomètre de Dutrochet peut exister dans les lycées
- Développement du viriel pour obtenir la parabole des point expérimentaux
- Préciser les unités
- Ne pas se limiter au sel dans la définition de la membrane ; citer des exemples de

membranes

- Mettre la justification du sens de déplacement de l'eau dans la démonstration : éviter l'affinité et utiliser l'enthalpie libre de réaction
- Bien préciser l'équilibre étudié.
- Bien de noter les dépendances des potentiels chimiques. Ça alourdit mais ça passe mieux auprès des élèves
- Notation  $1/2$  pas très judicieuse
- Faire un schéma de l'état initial et de l'état final au tableau avec le h
- Préciser les propriétés colligatives
- Masse molaire en nombre pas toujours une bonne valeur
- dessalement de l'eau de mer : électrodialyse
- Canaux à ions : les cyclodextrines