

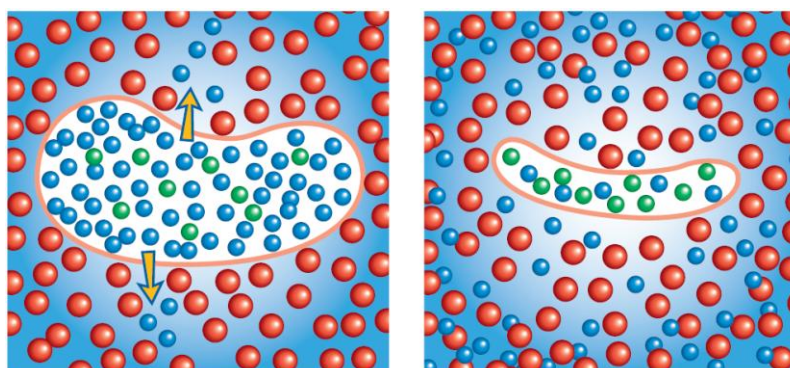
*TRAVAIL DEMANDE APRES LECTURE DU DOCUMENT
ET VISIONNAGE DU FILM*

- 1 Donner une définition générale du phénomène d'osmose ; qu'est-ce que l'osmose inverse ?**
- 2 Etablir la relation donnant le potentiel chimique d'un corps pur en phase condensée.**
- 3 Etablir les deux expressions de la pression osmotique données dans le texte (expressions encadrées page 3). Justifier la dernière phrase de la page 3 (en gras dans le texte)**
- 4 Dans les larmes et le sang, la concentration de NaCl est de 9 g.L⁻¹. En utilisant cette valeur et l'un des résultats du texte, donner la pression osmotique des liquides du corps humain.**
- 5 Dessalement de l'eau de mer :**
 - 5.1 Pourquoi doit-on renouveler régulièrement l'eau que l'on doit dessaler ?**
 - 5.2 Présenter dans un tableau les principaux inconvénients et avantages du Dessalement par osmose inverse.**
 - 5.3 Lister les processus de colmatage et les différencier suivant leur origine.**
 - 5.4 Le coût du Dessalement est plus important en Jordanie que sur l'île de Sein ; quelles causes peut-on invoquer ?**
- 6 Masse molaire du PVC**
 - 6.1 Retrouver la relation $\Pi = RT \frac{C_m}{M}$.**
 - 6.2 Déterminer la masse molaire du polymère étudié. Quel est l'ordre de grandeur du nombre de motifs de ce PVC ?**
- 7 Donner d'autres applications industrielles, biologiques, etc. des phénomènes d'osmose et d'osmose inverse.**

LE PHENOMENE D'OSMOSE

Illustration :

Le sel et le sucre empêchent la prolifération bactérienne : le sel conserve viandes et poissons tandis que le sucre préserve les confitures.. Une méthode ancienne de protection des plaies utilisée en l'absence d'antiseptique pour éviter la gangrène des plaies infectées était l'application de sucre puis d'iode. Comment sel ou sucre d'une solution aqueuse détruisent-ils les bactéries ?

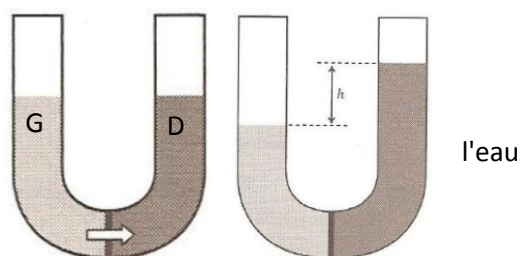


sphères bleues : eau ; sphères rouges : glucose et sphères vertes : bactéries

La plupart des bactéries sont des organismes unicellulaires. Elles contiennent une solution aqueuse d'ions, d'acides aminés et de protéines et ne sont protégées de l'extérieur que par une membrane perméable à l'eau. Lorsqu'une bactérie est plongée dans un milieu aqueux, l'eau entre et sort de la cellule à travers la membrane. Ces échanges sont équilibrés. Cependant, si la bactérie est plongée dans une solution sucrée, la quasi-totalité de l'eau intra-cellulaire sort de la cellule **par osmose** : la bactérie se déshydrate et meurt.

Rôle de la pression

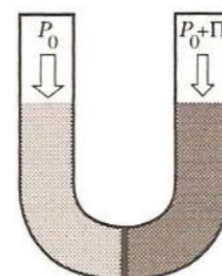
On met au contact de l'eau (à gauche) et une solution aqueuse salée, sucrée... (à droite) à travers une membrane semi-perméable, c'est à dire perméable à uniquement.



Gris clair : eau pure Gris foncé : eau salée ou sucrée

Initialement, les niveaux dans les deux parties du tube sont les mêmes. Puis de l'eau passe de gauche à droite et le niveau dans le compartiment de droite commence à monter, pendant que celui dans le compartiment de gauche baisse. Au bout d'un certain temps, un état d'équilibre est atteint : la surpression apparue ($\Pi = \rho gh$) dans le compartiment de droite finit par s'opposer au passage de l'eau de gauche à droite.

D'autre part, on pourrait empêcher le passage de l'eau en appliquant au compartiment de droite la surpression p . Cette surpression est appelée **pression osmotique**.



Interprétation thermodynamique

1. Potentiel chimique d'un liquide (ou d'une phase condensée)

Pour un liquide pur, on néglige très souvent l'influence de la pression sur le potentiel chimique. On peut ainsi confondre le potentiel chimique $\mu(T, P)$ du liquide pur et son potentiel chimique standard :

$$\mu(T, P) \cong \mu^0(T)$$

Si ce liquide est le solvant d'autres composés chimiques et si on néglige encore l'influence de la pression, son potentiel chimique devient :

$$\mu_s = \mu_s^0(T) + RT \ln(a_s) \text{ où } a_s \text{ est l'activité du solvant.}$$

Dans le cas d'une solution idéale, $a_s = x_s$ où x_s est la fraction molaire du solvant dans la solution donc $a_s = 1 - x_d$ où x_d est la fraction molaire totale des espèces dissoutes. On en déduit :

$$\mu_s = \mu_s^0(T) + RT \ln(1 - x_d).$$

En considérant $x_d \ll 1$, on obtient finalement l'expression couramment utilisée dans l'étude des procédés chimiques : $\mu_s \cong \mu_s^0(T)$; c'est l'expression qui figure dans le cours.

Ces approximations successives sont trop grossières pour interpréter les phénomènes osmotiques car, au niveau thermodynamique, le transfert du solvant par osmose provient de l'écart entre μ_s et $\mu_s^0(T)$ lorsqu'un composé est en solution et, éventuellement, lorsque la pression varie.

2. Influence de la pression sur le potentiel chimique d'un liquide :

Pour le liquide pur : De l'expression différentielle du potentiel chimique : $d\mu^* = -S_m^* dT + V_m^* dP$, on écrit que l'influence de la pression est liée au volume molaire partiel : $\left(\frac{\partial \mu^*}{\partial P}\right)_T = V_m^*$, on considérera que le volume molaire partiel V_m^* est **constant** sur la plage de pression utile. On montre alors : $\mu^*(T, P) = \mu^0(T) + V_m^*(P - P^0)$ (relation 1).

Si ce liquide est le solvant d'autres composés chimiques on généralise les résultats et le potentiel chimique devient : $\mu_s(T, P) = \mu_s^0(T) + V_m^*(P - P^0) + RT \ln(x_s)$ (relation 2)

3. Obtention de la pression osmotique

A partir des relations 1 et 2 et de la condition d'équilibre thermodynamique entre les deux compartiments, on montre que la pression osmotique vérifie la relation :

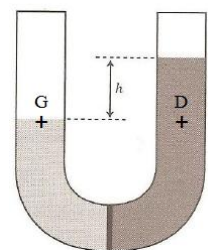
$$\boxed{\Pi V_{m, eau}^* = -RT \ln(x_{eau})}$$

Dans le cas d'une solution diluée, on montre $\boxed{\Pi = RTC}$ où C est la concentration molaire volumique du soluté.

Cette relation se généralise dans le cas d'une solution contenant plusieurs solutés : $\Pi = RT \sum_i C_i$
La pression osmotique ne dépend que des concentrations des différents solutés et non de leur nature.

Ordre de grandeur de la pression osmotique de l'eau de mer à 30 g.l^{-1} à 25°C : $\Pi = 25 \text{ bars}$.

De façon générale, l'osmose se manifeste dès qu'une membrane uniquement perméable au solvant sépare deux solutions de concentrations molaires totales en soluté différentes. Si les solutions sont à la même pression, **le transfert du solvant se fait toujours de la solution hypotonique (solution la moins concentrée) vers la solution hypertonique (solution la plus concentrée)**



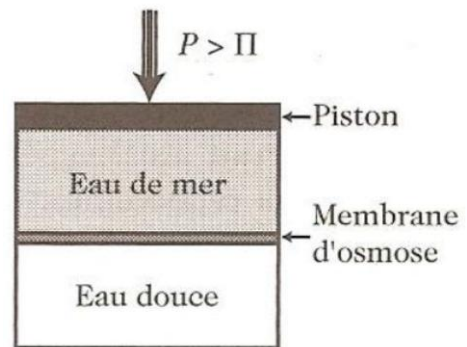
Applications :

1. Dessalement de l'eau de mer

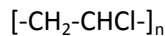
L'osmose inverse consiste à appliquer une surpression à une solution d'eau de mer pour en extraire l'eau douce.

Document à visionner : « D'eau et de sel » (Serge Bigot, CNRS Images, 2011, 14 min)

<http://videotheque.cnrs.fr/doc=2887>



2. Détermination de la masse molaire d'un échantillon de PVC (polychlorure de vinyle) :



http://unt-ori2.crihan.fr/unsfp/2010_Strasbourg_Pigault_Osmose/co/10_mesure_de_M.html

L'une des applications les plus courantes de l'osmose est la mesure des masses molaires des macromolécules (protéines et polymères synthétiques).

Si ces solutions étaient idéales, la pression osmotique serait donnée par la relation : $\Pi = RT \frac{C_m}{M}$

où C_m est la concentration massique des macromolécules et M leur masse molaire.

En réalité les solutions de polymères ne sont pas idéales à cause de la taille des macromolécules et de leur concentration élevée.

On trouve expérimentalement que : $\frac{\Pi}{C_m} = \frac{RT}{M} + kC_m$ comme le montre le graphe représenté ci-dessous.

$$Y = \frac{\Pi}{C_m} = \frac{RT}{M} + kC_m$$

Unités : Y ($\text{Pa} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{m}^3$)
 C_m ($\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$)

L'expérience est réalisée à partir de solutions de PVC dans la cyclohexanone, à 298 K.

