

Chapitre 6

Osmose de diffusion

1. Phénomène d'osmose

1.1 Observation

On considère deux phases liquides séparées par une membrane sélective '*semi-perméable*', perméable à certaines molécules et imperméable à d'autres. Supposons par exemple que l'une des phases soit l'eau pure et l'autre une solution aqueuse d'un soluté arrêté par la membrane. L'eau pure tend à diluer la solution de manière à équilibrer les concentrations. Ce déséquilibre se traduit par un flux de solvant pur à travers la membrane qui veut diluer la solution dans le but de rendre les concentrations égales. C'est au flux de solvant pur qu'on donne le nom de *l'osmose de diffusion*. En effet les molécules de solvant diffusent du milieu le moins concentré vers le milieu le plus concentré. Le mot osmose vient du fait que c'est le nombre d'osmole du soluté qui fait la différence de concentration de part et d'autre de la membrane. Comme il y a un flux de particules de solvant, on pourra donc affirmer qu'une pression est responsable de ce flux de solvant.

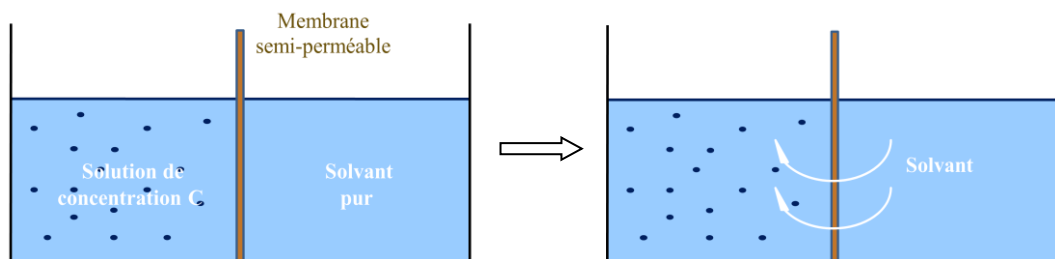


Fig 6.1 Phénomène d'osmose.

1.2 Pression osmotique

On remarque donc que le solvant passe dans la solution et provoque une pression hydrostatique P_h définie par ' $P_h = \rho gh$ '. Et lorsqu'elle sera suffisante, arrêtera le flux de solvant. Donc la pression *hydrostatique* est égale à la pression *osmotique*. On définit donc la pression osmotique comme la pression minimum qu'il faut exercer pour empêcher le passage d'un solvant d'une solution moins concentrée à une solution plus concentrée au travers d'une membrane semi-perméable.

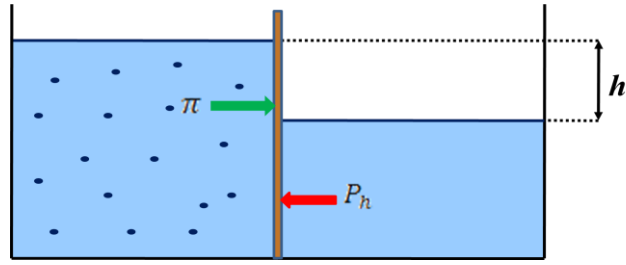


Fig 6.2 La Pression osmotique.

1.3 Loi quantitative - Loi de *Van't Hoff* -

La loi *Van't Hoff* est une loi expérimentale retrouvée dans la thermodynamique, elle est basée sur deux hypothèses, idéalité et dilution. Lorsque deux solutions d'osmolarité différentes w_{r1} et w_{r2} ($w_{r2} > w_{r1}$), séparées par une membrane semi-perméable, la pression osmotique de ce système obéit à la relation

$$\Delta\pi = R.T(w_{r2} - w_{r1}) \quad (6.1)$$

π : Pression osmotique,

T : Température absolue.

R : Constante universelle des gazes parfaits.

SI : $R = 8,31 \text{ J/osmole.}^\circ\text{K}$

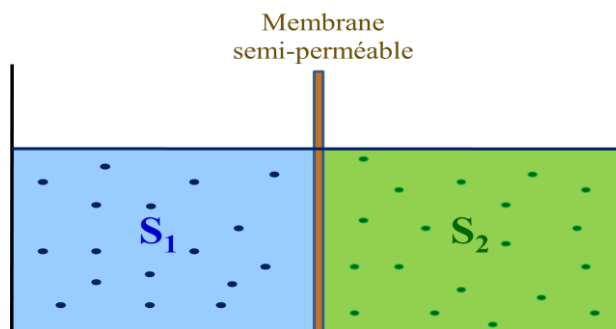
CGS : $R = 0,0082 \text{ l.atm/osmole.}^\circ\text{K}$

Unité :

- π en Pa.
- T en $^\circ\text{K}$.

2. La tonicité des solutions

Si une membrane semi-perméable sépare deux solutions de molarités différentes, le solvant dialyse de la solution la moins concentrée vers la plus concentrée. La première est dite *hypotonique* et la deuxième est *hypertonique*. Si les deux solutions ont la même molarité, donc, ça ne donne lieu à aucun transfert de solvant, elles sont dites *isotoniques*.



3. Plasmolyse, Turgescence et Hémolyse

La pression osmotique du plasma sanguin est d'environ 8 bars à 37°C. Les globules rouges sont en équilibre osmotique avec le plasma. La membrane plasmique étant tout à fait perméable à l'eau, l'eau pénétrera ou sortira des cellules dans le sens de son gradient de concentration.

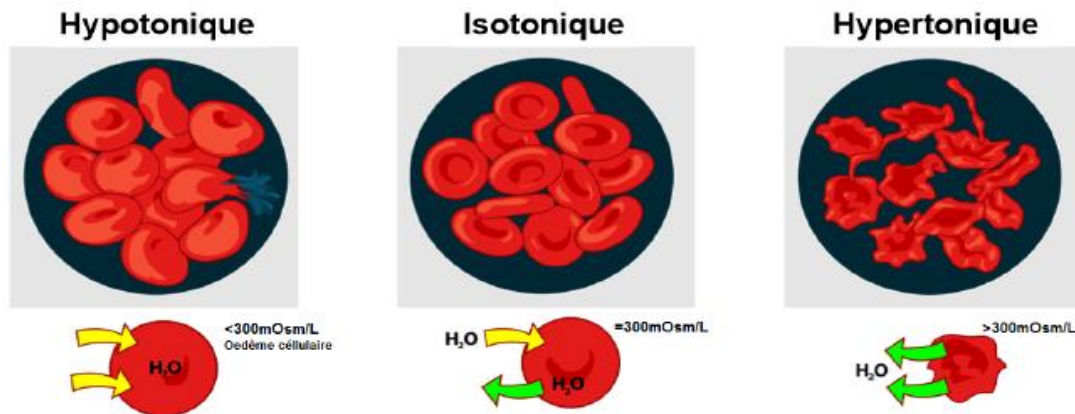


Fig 6.3 Le phénomène de plasmolyse, turgescence et hémolyse [10].

La pression osmotique dans le milieu intracellulaire est supérieure à celle du milieu extracellulaire. L'eau passe à travers la membrane cytoplasmique du milieu *hypotonique* vers le milieu *hypertonique* et la vacuole se trouve remplie d'eau. La cellule gonfle et exerce une pression sur la paroi, pression de *turgescence*. La cellule est dite *turgescence*.

Un globule rouge placé dans l'eau pure subit une pression osmotique considérable. En absence de contre-pression appliquée dans le cytoplasme, l'eau pure *hypotonique* diffuse vers l'intérieur de la cellule *hypertonique* à travers la membrane. L'entrée massive d'eau dans l'hématie entraîne le gonflement puis l'éclatement du globule rouge, il y a *hémolyse* des cellules

Réciproquement, si les globules rouges sont placés dans une solution *hypertonique*, ils se rétracteront. Le milieu extérieur est *hypertonique* entraînant la sortie de l'eau des hématies et donc le phénomène de *plasmolyse*.

Il est possible de faire varier la pression de turgescence d'une cellule en faisant varier la pression osmotique du milieu extérieur. Si l'on plonge les cellules dans des solutions salines de différentes concentrations, on observe trois états de la cellule en fonction de la pression osmotique externe.

4. Abaissement cryoscopique - La loi de Raoult -

Cet abaissement représente la différence de température de solidification entre le solvant et le soluté.

$$\Delta\theta = \theta_S - \theta_0 \quad (6.2)$$

θ_S : $\theta_{(Soluté)}$

θ_0 : $\theta_{(H_2O)}$

Pour une solution aqueuse l'abaissement cryoscopique est donné par la loi de Raoult

$$\Delta\theta = K_c \cdot w_r \quad (6.3)$$

K_c : Constante cryoscopique dépend uniquement du solvant. $K_c(H_2O) = -1.86 \text{ l}^\circ\text{C}/\text{mole}$

Lorsqu'on refroidit de l'eau isolée de toute influence extérieure et que l'on étudie les variations de température en fonction du temps. La courbe représentative suivante peut être décomposée comme suit Θ_0

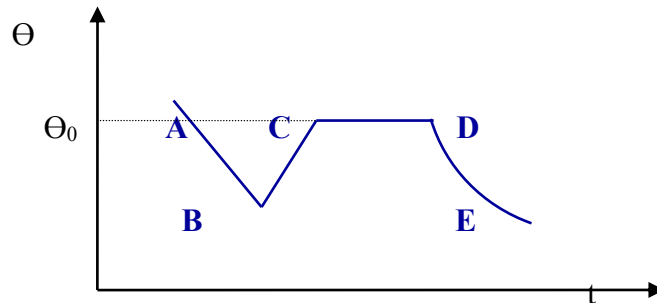


Fig 6.4 La variation de la temperature en fonction du temps.

- (AB) : $\Theta \searrow$ Eau liquide se refroidit.
- (BC) : $\Theta \nearrow$ Eau liquide avec des cristaux de glace.
- (CD) : $\Theta = C^{te}$ Eau liquide glace.
- (DE) : $\Theta \searrow$ L'eau est congelée.

Exercice

Une solution aqueuse d'un acide faible monovalent 0,1 M présente un degré de dissociation $\alpha=0,15$.

Calculer l'abaissement cryoscopique $\Delta\theta$ sachant que $K_c = -1,86 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{°C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solution

L'abaissement cryoscopique $\Delta\theta$

$$\Delta\theta = K_c \cdot w_r$$

$$\alpha = 0.15 \text{ 'Dissociation partielle' } HB \leftrightarrow H^+ + B^-$$

$$w_r = m_r [1 + \alpha(\beta - 1)]$$

$$\text{D'ou } \beta = 2$$

A.N:

$$w_r = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} [1 + 0,15]$$

$$w_r = 0,115 \text{ osmol} \cdot \text{l}^{-1} = 115 \text{ osmol} \cdot \text{m}^{-3}$$

On obtient alors

$$\Delta\theta = K_c \cdot w_r$$

A.N:

$$\Delta\theta = (-1,86 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{°C} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot 115 \text{ osmol} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\Delta\theta = -0,21 \text{ °C}$$