



# OSMOSE

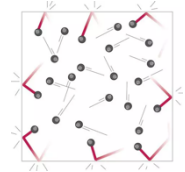
## I. DÉFINITION DE LA PRESSION OSMOTIQUE

### A. PRESSION D'UN GAZ PARFAIT

Les molécules de gaz sont contenues dans une enceinte **étanche** et les  $n$  molécules de ce gaz du fait de l'agitation thermique, vont rebondir contre les parois. Ce mouvement de rebonds va créer la pression. La pression d'un gaz est donnée par la formule suivante :

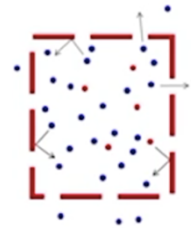
$$P_0 = \frac{nRT}{V}$$

R = constante des gaz parfaits, T = température absolue et V = volume de l'enceinte



→ Si l'enceinte reste **étanche** la pression reste stable dans le temps.

→ Supposons que cette paroi ne soit **pas étanche** et qu'il y a des trous dans la paroi. Un certain nombre de molécules «  $\sigma n$  » (certain pourcentage) vont continuer à rebondir contre les parois (imperméables) mais d'autres vont atteindre la paroi au niveau d'un orifice. Elles ne vont pas rebondir et ainsi elles ne vont pas créer de pression. ( $1 - \sigma n$  moles s'échappent).



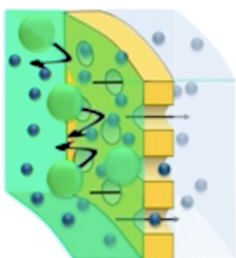
$$P = \frac{\sigma nRT}{V}$$

Au fil du temps, cette pression va diminuer car il y aura de moins en moins de molécules susceptibles de rebondir sur les parois car de plus en plus vont s'échapper à travers les trous. La pression tend à **s'annuler** avec le temps.

### B. LA PRESSION OSMOTIQUE D'UNE SOLUTION

*La diffusion des molécules en phase liquide à l'intérieur d'un volume de solvant est analogue à celle des molécules de gaz dans le volume de leur enceinte.*

Pour les solutions, on parle de **pression osmotique ( $\pi$ )** : les molécules d'un soluté d'un côté de la membrane vont rebondir contre les parois et créer une pression. Tout ça dépend de la nature du soluté et de la nature de la membrane.



**Exemple** : on considère une **membrane** avec un certain nombre de pores puis deux solutions aqueuses avec des molécules d'eau en **bleu** et des molécules de soluté en **vert**. Les molécules d'eau vont traverser les pores et ne vont pas rebondir sur les parois, elles ne vont donc **pas créer de pression**. En revanche, les **osmoles** (les molécules du soluté), qui sont plus volumineuses que les pores vont rebondir contre la paroi et **créer une pression**, c'est la pression osmotique. La pression est due aux osmoles non diffusibles.

Selon la loi de Pfeffer-Van't Hoff :

$$\pi = RTC^\circ$$

R = constante des gaz parfaits, T = température absolue et  $C^\circ$  = **osmolalité** (osmol.kg<sup>-1</sup>)

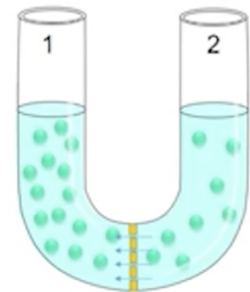
La pression osmotique varie en fonction du soluté mais aussi en fonction de la nature de la membrane (*utilisé en physio mais nous en biophysique on considère des cas plus simplifiés comme la membrane idéale*)

## II. SIGNIFICATION DE LA PRESSION OSMOTIQUE

On utilise un tube en « U » qui contient deux solutions du même soluté mais en concentrations différentes ( $C_1^\circ > C_2^\circ$ ) séparées par une **membrane hémiperméable** (*cours diffusions et transports membranaires*). On considère donc une membrane idéale perméable à l'eau et totalement imperméable au soluté.

On voit que dans la partie 1, la concentration est plus forte que dans la partie 2 donc la **pression osmotique** qui règne dans la partie 1 est supérieure à celle de la partie 2. ( $\pi_1 = RTC_1^\circ > \pi_2 = RTC_2^\circ$ )

Cela va générer un **flux osmotique** (2 → 1) qui a tendance à diminuer cet écart de concentrations. Ce flux osmotique est lié à la différence de pression osmotique ( $\Delta\pi$ ) entre les deux parties.  $\Delta\pi = RT(C_1^\circ - C_2^\circ)$



L'eau va diffuser pour essayer de diluer le compartiment 1. La situation d'équilibre va dépendre des conditions expérimentales.

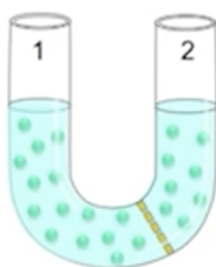
Dans les deux cas on va avoir une **modification des volumes** :

- Volume 1 va augmenter pour être plus diluées (car les molécules ne peuvent pas diffuser)
- Volume 2 va diminuer.

### MEMBRANE MOBILE =

Si la membrane est mobile, elle va **se déplacer** pour garantir des concentrations en osmoles identiques au niveau 1 et 2.

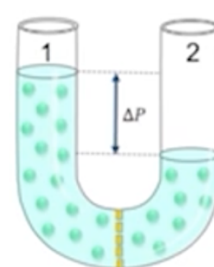
- Variation de volumes.
- Pas de différence de  $C^\circ$ , donc pas de différence de pression osmotique.



### MEMBRANE FIXE =

Si la membrane est fixe, on va voir une différence de pression hydrostatique  $\Delta P$  qui va compenser la différence de pression osmotique  $\Delta\pi$

- Variation de volumes.
- Apparition d'une différence de pression hydrostatique  $\Delta P = \Delta\pi$



*Cette deuxième situation rend compte de la pression osmotique et c'est la situation de l'osmomètre de Dutrochet que nous allons voir plus tard.*

### III. ASPECTS QUANTITATIFS DE LA PRESSION

La pression osmotique s'exprime dans le S.I. en **Pascal**, et on va aussi l'exprimer en fonction de l'**osmolarité  $C^\circ$**  (*pas osmolalité*) avec  $R = \mathcal{N} \times k_B = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$  :

$$\pi = RTC^\circ$$

$$\pi = \text{en Pa et } C^\circ = \text{osm. m}^{-3}$$

*$\text{m}^{-3}$  pour homogène aux unités du S.I. donc attention.*

Exemple : on a une solution toute simple dite « osmolaire »  $C^\circ = 1 \text{ osm.L}^{-1}$  à  $0^\circ\text{C}$ , pour avoir la pression osmotique en Pa générée par cette concentration, le calcul est le suivant :  $\pi = RTC^\circ$

$$\pi = 8,31 \times 273 \times 1. 10^3 = 22,7. 10^5 \text{ Pa (la pression est relativement importante)}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K, } 1\text{L} = 10^{-3} \text{ ou } 1\text{m}^3 = 1000\text{L}$$

On retrouve le  $10^3$  dans la formule car on convertit les L en  $\text{m}^3$  pour avoir le résultat en unité du S.I.

TIPS : Réussir le calcul, le mieux c'est de décomposer tous les chiffres et de les arrondir au max, par exemple si on simplifie on a :

$$\pi = (8 + 0,3) \times (9 \times 3) \times 10^4$$

*avec  $9 \times 3$  pour 27 auquel on a retiré une puissance de 10*

*Du coup on a plus qu'à faire séparément nos calculs :*

$$8 \times 9 \times 3 = 72 \times 3 = 216 \text{ et } 0,3 \times 9 \times 3 = 0,9 \times 9 = 8,1$$

$$\pi = 224,1 \times 10^4 \text{ ou } 22,4 \times 10^5$$

*En QCM, les valeurs des items sont souvent très éloignées donc il est plus rapide et facile d'arrondir les nombres pour le calcul de tête.*

Généralisation à plusieurs solutés en solution :

On peut aussi avoir des solutions qui comportent plusieurs solutés et plusieurs osmoles non diffusibles. Dans ce cas la pression osmotique de la solution doit prendre en compte **toutes les osmoles** à condition qu'elles ne traversent pas la membrane. On va donc faire la somme de tous les  $RTC_i^\circ$  de chaque espèce dissoute :

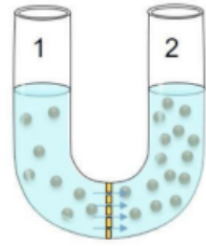
$$\pi = \sum_{i=1}^{i=n} RTC_i^\circ$$

*(on compte toutes les osmoles)*

On mesure donc l'osmolarité totale des solutés qui ne peuvent pas traverser la membrane en question

## A. APPLICATION DE LA LOI DE PFEFFER-VAN'T HOFF

Soit deux compartiments séparés par une membrane hémiperméable, remplis (à 20°C) de solutions aqueuses de glucose ( $M = 180\text{g}\dots$ ) dont les titres sont 5% pour le compartiment 1 et 10% pour le 2. Quelle est la différence de pression osmotique qui existe entre la solution 2 et la solution 1 ? On va calculer l'osmolarité de chacune des solutions :



Pour le glucose,  $C^o = C^M$  car le glucose n'est pas dissocié.

Titre (t) : 1<sup>ère</sup> solution 5%, on a 50g de soluté pour 1000g de solution donc sa concentration est de 50 g/L.

2e solution 10%, la concentration est de 100 g/L.

Solution 1 :  $c_1 = \frac{50\text{g}}{1000\text{g}} = 50\text{g.L}^{-1}$

$$C_1^M = \frac{50}{180} \text{ mol.L}^{-1} = \frac{50 \cdot 10^3}{180} \text{ mol.m}^{-3} \text{ (On veut des mol.m}^{-3}, \text{ il faut penser à multiplier par } 10^3)$$

Solution 2 :  $c_2 = \frac{100\text{g}}{1000\text{g}} = 100\text{g.L}^{-1}$

$$C_2^M = \frac{100 \cdot 10^3}{180} \text{ mol.m}^{-3}$$

Total :  $\Delta\pi = RT(C_2^o - C_1^o)$  avec  $R = 8,31\text{J.mol}^{-1}\text{.K}^{-1}$  et  $T = 273 + 20 = 293$

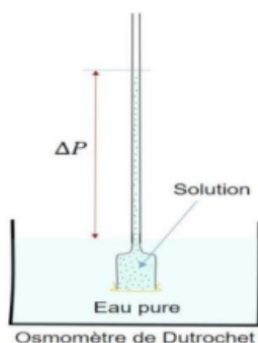
$$\Delta\pi = 8,31 \times 293 \times (C_2^M - C_1^M) = 8,31 \times 293 \times \left(\frac{100}{180} - \frac{50}{180}\right) 10^3 = 676\,341 \text{ Pa}$$

## B. MESURE DE LA PRESSION OSMOTIQUE

Il est important de connaître la pression osmotique entre les volumes **cellulaires** et **extracellulaires** pour éviter que les volumes ne varient trop. C'est l'équilibre osmolaire.

On peut mesurer facilement la pression osmolaire via la pression hydrostatique qui règne dans un système avec membrane fixe. (comme on a vu tout à l'heure)

On peut le faire avec l'osmomètre de Dutrochet :



C'est un système avec une colonne, un compartiment principal et une membrane hémiperméable qui ne laisse passer que de l'eau. On met la solution dans l'osmomètre et on plonge l'ensemble dans de l'eau pure. Il va donc y avoir un **flux osmotique d'eau** qui va équilibrer la pression osmotique qui règne dans le tube. La solution va s'élever dans la colonne et  $\Delta P$  va nous donner accès à **la mesure de cette pression osmotique**.

Exemple du plasma :

$$C^o = 0,3 \text{ osmol.kg}^{-1} \text{ à } 37^\circ\text{C}$$

$$C^o = 0,3 \cdot 10^3 \text{ osmol.m}^{-3}$$

$$\pi = RTC^o$$

$$\pi = 8,31 \times 310 \times 0,3 \cdot 10^3 = 7,7 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Donc, si on met du plasma dans l'osmomètre de Dutrochet, quelle serait la valeur de  $\Delta P$  donc la hauteur d'eau équivalente dans la colonne :

$$P = \rho gh \rightarrow h = \frac{P}{\rho g} = \frac{7,7 \cdot 10^5}{1 \cdot 10^3 \times 9,8} = 78 \text{ m}$$

On obtient une valeur très élevée, qui est difficile à mesurer avec un **osmomètre** car il faudrait une colonne de 78 mètres, ce qui est pratiquement impossible. On préfère donc utiliser **une mesure indirecte** qui va utiliser les modifications physiques du solvant :

**l'abaissement cryoscopique** (on verra que l'abaissement cryoscopique du plasma est  $\Delta\theta = -0,56^\circ\text{C}$ )

Grâce à cette abaissement cryoscopique, on peut calculer la pression osmotique de  $0,3 \text{ osmol.kg}^{-1}$  avec la formule :

$$\Delta\theta = -K_C \times C^0$$
$$C^0 = -\frac{\Delta\theta}{K_C} = \frac{0,56}{1,86} = 0,3 \text{ osmol.kg}^{-1} \text{ (on le reverra dans un autre cours)}$$

### C. ORDRES DE GRANDEUR

---

Les pressions hydrostatiques (par exemple la pression artérielle) sont de l'ordre de  $10^3$  Pa ( $P_{\text{Amoy}} = 13 \text{ kPa}$ ). Les ordres de grandeur sont des kPa.

La pression osmotique pour **une osmole** à  $37^\circ\text{C}$  :  $C^0 = 1 \text{ mosmol.kg}^{-1}$  (concentration faible) :

$$\pi = RTC^0$$
$$C^0 = 1 \text{ osmol.m}^{-3}$$
$$\pi = 8,31 \times 310 \times 1 = 2,5 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

Si nous prenons par exemple la pression osmotique du plasma :  $\pi_{\text{plasma}} = 7,7 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  donc  $770 \text{ kPa}$  (calculée tout à l'heure). On voit que c'est bien supérieur aux ordres de grandeur des pressions hydrostatiques. En effet, il va y avoir des pressions osmotiques et des pressions hydrostatiques dans l'organisme.

### CONCLUSION =

---

*On va parler des notions d'osmolarité (osmolalité) et de tonicité.*

L'osmolarité est une mesure physique des concentrations en osmole mais elle ne tient **pas compte des propriétés de la membrane** (ce qui nous intéresse) qui sépare deux solutions avec différents solutés.

Deux solutions ayant la même concentration en osmoles sont **iso-osmolaires**, mais ça ne veut pas forcément dire qu'elles ont les mêmes pressions osmotiques.

Certaines substances qui sont des solutés ont le même comportement que des molécules de solvant : elles vont traverser la membrane donc ces osmoles sont **non osmotiquement efficaces** car elles ne génèrent **pas de pression osmotique**.

La pression osmotique dépend seulement des osmoles efficaces (qui ne vont pas traverser la paroi) = **osmoles toniques**. On fait donc une différence entre osmolarité et tonicité. Deux solutions qui génèrent la même pression osmotique sont **isotoniques**. Deux solutions sont à la fois iso osmotiques et isotoniques seulement si toutes les osmoles sont efficaces.