

Osmose

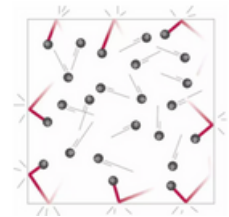
I. DÉFINITION DE LA PRESSION OSMOTIQUE

A. GENERALITES

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 :

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

n = Nb de molécules qui rebondissent (quantités de matière)
 R = constante des gaz parfait
 T = température absolue
 V = volume de l'enceinte

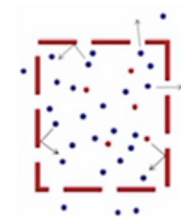


→ Si l'enceinte reste **étanche** la pression reste stable dans le temps.

→ Supposons que cette paroi ne soit **pas étanche** et qu'il y a des **trous** dans la paroi. Un certain nombre de molécules « **on** » (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 - on moles s'échappent).

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

σ = Nb de molécules qui rebondissent (quantités de matière)
 R = constante des gaz parfait
 T = température absolue
 V = volume de l'enceinte

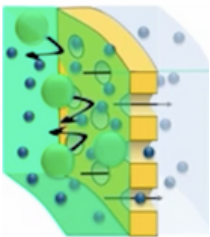


Au fil du temps, cette pression va diminuer car il y aura de **moins en moins** de molécules susceptibles de rebondir sur les parois car de plus en plus vont s'échapper à travers les trous. La pression tend à **s'annuler** avec le temps.

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** (π) : 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.

Donc la pression osmotique est la pression due aux osmoles non diffusibles.

Selon la **loi de Pfeffer-Van't Hoff** :

$$\text{Pression osmotique (en Pa)} \rightarrow \pi = RTC^o$$

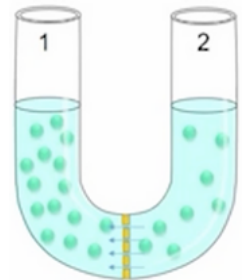
T = température absolue
 C^o = osmolalité (osmol.kg⁻¹)
 R = constante des gaz parfaits

La pression osmotique varie en fonction du **soluté** mais aussi en fonction de la **nature de la membrane** (utilisée en physio mais nous en biophysique on considèrera 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 et supérieure à celle de la partie 2. ($p_1 = RTC_1^\circ > p_2 = RTC_2^\circ$)



Cela va générer un **flux osmotique** ($2 \rightarrow 1$) 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.

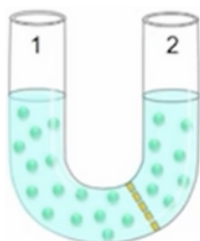
Dans les deux cas on va avoir une modification des volumes :

- o Volume 1 va **augmenter** pour être plus dilué (car les molécules ne peuvent pas diffuser)
- o 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.

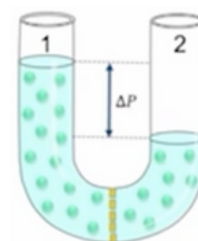
- Variation de volumes
- Pas de différence de C° , donc **pas différence de pression osmotique**.



MEMBRANE FIXE =

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

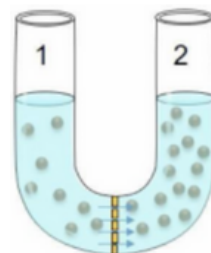
- Variation de volumes.
- **Apparition d'une différence de pression hydrostatique** $\Delta P = \Delta\pi$



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.

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 = 180g...) 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, $C^\circ = C^M$ car le glucose n'est pas dissocié.

Titre (t) : 1ère 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 :

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

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

Solution 2 :

$$c_2 = \frac{100g}{1000g} = 100g.L^{-1}$$

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

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

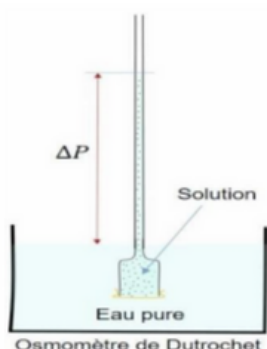
$$\Delta\pi = 8,31 \times 293 \times (C_2^M - C_1^M) = 8,31 \times 293 \times \left(\frac{100}{180} - \frac{50}{180}\right) 10^3 = \mathbf{676\ 341\ Pa}$$

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 ΔP va nous donner accès à la mesure de cette pression osmotique.

Exemple du plasma:

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

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

$$\pi = RTC^{\circ}$$

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

Donc, si on met du plasma dans l'osmomètre de Dutrochet, quelle serait la valeur de ΔP 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 :

$$\Delta\theta = -K_C \times C^{\circ}$$

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

C. ORDRES DE GRANDEUR

Les pressions hydrostatiques (par exemple la pression artérielle) sont de l'ordre de 10^3 Pa (PA moy = 13kPa). Les ordres de grandeur sont des kPa.

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

$$\pi = RTC^{\circ}$$

$$C^{\circ} = 1 \text{ osmol.m}^{-3}$$

$$\pi = 8,31 \times 310 \times 1 = 2,5 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

Si nous prenons par exemple la pression osmotique du plasma : $\pi_{\text{plasma}} = 7,7 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ donc 770 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.