

Osmose

I. DÉFINITION DE LA PRESSION OSMOTIQUE

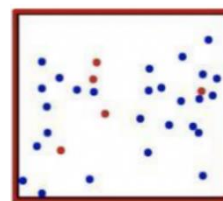
A. PRESSION D'UN GAZ PARFAIT

Les molécules de gaz sont contenues dans une enceinte étanche et du fait de l'agitation thermique, vont rebondir contre les parois. Ce mouvement de rebonds va créer la pression qui obéit à la formule suivante :

Pression quand la paroi est étanche :

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

Nb de molécules qui rebondissent (quantités de matière) → n
 Constante des gaz parfaits → R
 Température absolue → T
 Volume → V



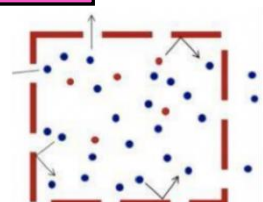
Si l'enceinte reste étanche la pression reste stable.

Si la paroi n'est pas étanche et qu'il y a des trous dedans un certain nombre de molécules « σn » vont continuer à rebondir contre les parois mais d'autres vont atteindre la paroi au niveau d'un orifice : elles ne vont pas rebondir et ne vont pas créer de pression (1- σn moles s'échappent).

Pression quand la paroi est partiellement étanche :

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

Nb de molécules qui rebondissent (quantités de matière) → σn
 Constante des gaz parfaits → R
 Température absolue → T
 Volume → 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

Pour les solutions, on parle de **pression osmotique**. 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 membrane

On considère une membrane faite d'un certain nombre de pores et de solutions aqueuses.

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 donc → créer une pression osmotique.

Pression osmotique = pression due aux osmoles non diffusibles à travers la paroi.

Selon la loi de Pfeffer-Van't Hoff la pression osmotique π est :

π selon la loi de Pfeffer - Van't Hoff

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

Diagram illustrating the equation $\pi = RTC^{\circ}$ with labels for each term:

- π : Pression osmotique (en Pa)
- R : Constante des gaz parfaits
- T : Température absolue
- C° : Osmolalité (osmol.kg⁻¹)

La pression osmotique varie en fonction du **soluté** mais aussi en fonction de la **nature de la membrane** (en biophysique on prend le cas simple de la membrane idéal)

⚠ Osmolalité C° (osmol.kg⁻¹) ≠ Osmolarité C° (osmol.m⁻³) ⚠

II. SIGNIFICATION DE LA PRESSION OSMOTIQUE

On utilise un tube en « U » qui contient deux solutions du même soluté en concentrations différentes séparées par une **membrane hémiperméable** (= membrane qui ne laisse passer que les molécules d'eau et pas les molécules de soluté).

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. Ça génère un **flux osmotique** qui a tendance à diminuer cet écart de concentrations. Le flux osmotique est lié à la différence de pression osmotique entre les deux parties du tube.

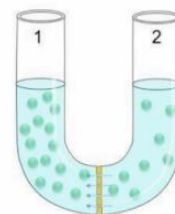
On considère une membrane idéale perméable à l'eau et totalement imperméable au soluté. Les deux compartiments ont une concentration différente ($C_1^o > C_2^o$)

> Comme $\pi_1 = RTC_1^o > \pi_2 = RTC_2^o$

> Flux osmotique (d'eau) de 2 vers 1

$$\Delta\pi = RT(C_1^o - C_2^o)$$

> La situation d'équilibre dépend des conditions expérimentales



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 aura une modification des volumes : le volume 1 va **augmenter** de manière à ce qu'elles soient + **diluées** (puisque les molécules ne peuvent pas diffuser) et le volume 2 va **diminuer**.

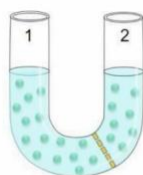
1 - Membrane mobile

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

2 - Membrane fixe

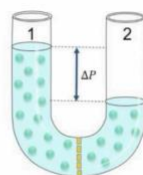
Si la membrane est fixe, on va voir apparaître une différence de **pression hydrostatique** ΔP qui va compenser la différence de **pression osmotique** $\Delta\pi$ (situation de l'osmomètre de Dutrochet vu plus loin).

> Membrane mobile



- Variation de volumes
- Plus de différence de C^o , donc plus de différence de pression osmotique

> Membrane fixe



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

III. ASPECTS QUANTITATIFS DE LA PRESSION OSMOTIQUE

La pression osmotique s'exprime dans le S.I. en Pascal, en fonction de l'osmolarité :

Dans le SI on exprime la pression osmotique en fonction de l'osmolarité C^o

avec $R = \mathcal{N} \times k_b = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$:

$$\pi = RTC^o$$

Exemple d'une solution dite « osmolaire » $C^o = 1 \text{ osm.L}^{-1}$ à 0°C :

$$\left(\begin{array}{l} \pi = RTC^o \\ \pi = 8,31 \times 273 \times 1.10^3 = 22,7.10^5 \text{ Pa} \end{array} \right)$$

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

⚠ On retrouve le 10^3 dans la formule car on converti les L en m^3 ⚠
pour avoir le résultat en unité SI

(Pour calculer le résultat ici, puisqu'il y a des chances que vous soyez amené(e)s à le faire, le mieux c'est de décomposer tous les chiffres et de les arrondir au max, par exemple si on simplifie un peu tout ça on a :

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

=> le 9×3 correspond au 270 auquel on a retiré une puissance de 10 pour rendre le chiffre plus petit ; du coup on a plus qu'à faire séparément nos calculs :

$$8 \times 9 \times 3 = 72 \times 3 = 216$$

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

=> On additionne tout ça et on obtient $224,1 \times 10^4$ ou $22,4 \times 10^5$; les chiffres ont été arrondis donc forcément on trouve pas le résultat exact, mais en QCM les valeurs des items sont rarement très rapproché (du genre dans ce cas-là y a très très très peu de chance d'avoir : A) $22,1 \times 10^5$; B) $22,4 \times 10^5$; C) $22,7 \times 10^5$...) donc vous saurez faire la diff. Aussi, les valeurs données pour faire le calcul seront plus adaptées au calcul de tête.)

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 de chaque espèce dissoute :

Généralisation à plusieurs solutés en solution :

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

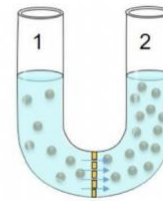
on « compte toutes les osmoles »

Mesure l'osmolarité totale des solutés qui ne peuvent pas traverser la membrane en question

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

Application numérique 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 chacun des compartiments

Pour le glucose, $C^o = C^M$ car le glucose n'est pas dissocié. On connaît le titre du glucose (qui est la concentration en masse de soluté par rapport à la masse de la solution). Pour 5%, on a 50g de soluté pour 1000g de solution → sa concentration est de 50 g/L. dans le deuxième compartiment, la concentration est de 100 g/L.

$$C^o = C^M \quad c_1 = \frac{50g}{1000g} = 50 \text{ g.L}^{-1}; \quad c_2 = \frac{100g}{1000g} = 100 \text{ g.L}^{-1};$$

En termes de moles, on va diviser les grammes par la masse d'une mole :

$$C_1^M = \frac{50}{180} \text{ mol.L}^{-1} = \frac{50 \cdot 10^3}{180} \text{ mol.m}^{-3}; \quad C_2^M = \frac{100 \cdot 10^3}{180} \text{ mol.m}^{-3}$$

△ On veut des mol.m^{-3} , il faut donc bien penser à multiplier par 10^3 △

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

$$\Delta\pi = 8,31 \times 293 \times (C_2^M - C_1^M) = 8,31 \times 293 \times \left(\frac{100}{180} - \frac{50}{180}\right) 10^3 = 676341 \text{ Pa}$$

△ $C^M = \text{molarité (mol.m}^{-3}) \neq C^m = \text{molarité (mol.kg}^{-1})$ △

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 (équilibre osmolaire).

On peut mesurer facilement la pression osmolaire via la pression hydrostatique qui règne dans un système avec membrane fixe.

On peut le faire avec un 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 : $C^\circ = 0,3 \text{ osmol.kg}^{-1}$ à 37°C

$$\left(\begin{array}{l} \pi = RTC^\circ \\ C^\circ = 0,3.10^3 \text{ osmol.m}^{-3} \\ \pi = 8,31 \times 310 \times 0,3.10^3 = 7,7.10^5 \text{ Pa} \end{array} \right)$$

puis on cherche la hauteur d'eau équivalente dans la colonne ΔP pour une solution équivalente à celle du **plasma** :

$$\text{Hauteur d'eau équivalente : } P = \rho gh \rightarrow h = \frac{P}{\rho g} = \frac{7,7.10^5}{1.10^3 \times 9,8} = 78\text{m}$$

-> Valeur très élevée difficile à mesurer avec un osmomètre à colonne

On préfère donc utiliser une mesure indirecte qui va utiliser les modifications physiques du solvant : **l'abaissement cryoscopique**.

Grâce à celui-ci, on peut mesurer la pression osmotique.

Intérêt des mesures indirectes utilisant les modifications physiques du solvant : Abaissement cryoscopique du plasma : $\Delta \theta = -0,56^\circ\text{C}$

$$\left(\begin{array}{l} \Delta \theta = -K_C \times C^\circ \\ C^\circ = -\frac{\Delta \theta}{K_C} = \frac{0,56}{1,86} = 0,3 \text{ osmol.kg}^{-1} \end{array} \right)$$

C. ORDRES DE GRANDEUR

En effet, il va y avoir des pressions osmotiques et des pressions hydrostatiques dans l'organisme.

Les pressions hydrostatiques (ex : pression artérielle) sont de l'ordre de 10^3 Pa (ex : $PA_{\text{moy}} = 13\text{kPa}$).

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

$$\left(\begin{array}{l} \pi = RTC^\circ \\ C^\circ = 1 \text{ osmol.m}^{-3} \\ \pi = 8,31 \times 310 \times 1 = 2,5.10^3 \text{ Pa} \end{array} \right)$$

La pression osmotique du plasma : $\pi_{\text{plasma}} = 7,7.10^5 \text{ Pa}$ (calculée tout à l'heure) est bien supérieure à la pression hydrostatique.

IV. 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 qui sépare deux solutions avec différents solutés.

⌘ Deux solutions ayant la même concentration en osmoles sont **isoosmolaires**, 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 ne sont pas 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 **isoosmotiques** et **isotoniques** seulement si toutes les osmoles sont efficaces

*Voilà c'est tout pour cette petite fiche, c'est l'avant dernière de biophy des sols, *snif* plus qu'une et après c'est la fin de la biophy des sols... J'espère qu'elle vous aura plus ! Toujours la même chose, si vous avez des questions ou des suggestions, direction => le forum !! On se retrouve la semaine prochaine pour la dernière fiche de biophy des sols et puis après on passera aux RX :)*

Bon j'ai ni le temps ni l'inspi pour faire des dédis. Donc on se quitte là-dessus.

*Bonne révisions, vous **pouvez** et vous **allez** y arriver !!*

