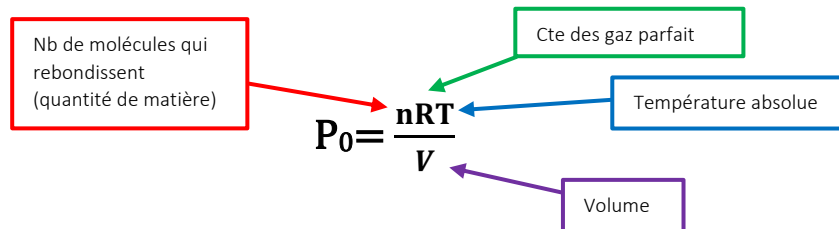


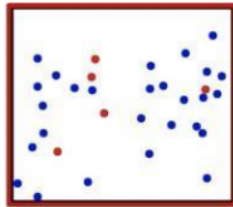
L'OSMOSE

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 :

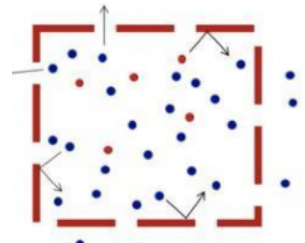

$$P_0 = \frac{nRT}{V}$$



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 ($1 - \sigma n$ moles s'échappent).

La pression s'écrira :

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



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.

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 est :

$$\pi = RTC^o$$

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^o (osmol.kg⁻¹) \neq *OsmolaRité* C^o (osmol.m⁻³)

II. SIGNIFICATION DE LA PRESSION OSMOTIQUE

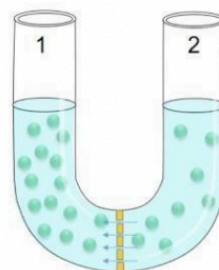
On utilise un tube en « U » qui contient deux solutions du même soluté en concentrations différentes séparées par une **membrane hémiperméable** = membrane qui ne laisse passer que les molécules d'eau et pas les molécules de soluté.

Dans la partie 1, la concentration est plus forte que dans la partie 2 donc la pression osmotique qui règne dans la partie 1 et 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.

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

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

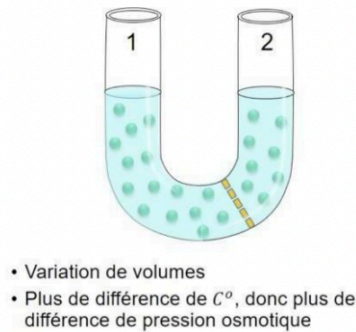
- ▷ Comme $\pi_1 = RTC_1^o > \pi_2 = RTC_2^o$
- ▷ **Flux osmotique** (d'eau) de 2 vers 1
$$\Delta\pi = RT(C_1^o - C_2^o)$$
- ▷ La situation d'équilibre dépend des conditions expérimentales



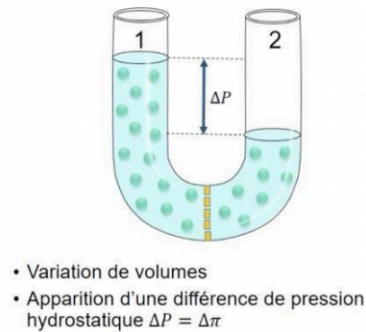
Dans les deux cas on aura une modification des volumes : le volume 1 va **augmenter** de manière à, puisque les molécules ne peuvent pas diffuser, ce qu'elles soient **+ diluées** et le volume 2 va **diminuer**.

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



▷ Membrane fixe



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

$$\text{En Pascal} \leftarrow \boxed{\pi = RT C^o} \rightarrow C^o \text{ en } \text{osm} \cdot \text{m}^{-3}$$

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

$$\pi = RT C^o$$

$$\pi = 8,31 \times 273 \times 1 \cdot 10^3 = 22,7 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

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

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:

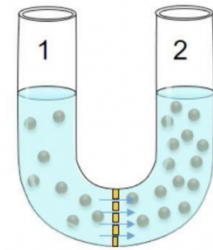
$$\pi = \sum_{i=1}^{i=n} RT C_i^o \quad \text{on « compte toutes les osmoles »}$$

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 50g/L. Dans le deuxième compartiment, la concentration est de 100g/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 /!\

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

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

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

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

$$\pi = RTC^o$$

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

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

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

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

→ 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 : $\Delta\theta = -0,56^\circ\text{C}$

$$\Delta\theta = -K_c \times C^o \quad C^o = -\frac{\Delta\theta}{K_c} = \frac{0,56}{1,86} = 0,3 \text{ osmol.kg}^{-1}$$

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 103Pa (ex : $P_{\text{Amoy}} = 13\text{kPa}$).
- ♥ La pression osmotique pour une osmole à 37°C : $C^o = 1 \text{ mosmol.kg}^{-1}$ (concentration faible) :

$$\pi = RTC^o$$

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

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

La pression osmotique du plasma : $\pi_{\text{plasma}} = 7,7 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ (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.