

Les Propriétés Colligatives Des Solutions :

1. Généralité :

Dans le chapitre précédent, on a vu que les solutions sont dites idéales si les interactions entre les particules solvant-soluté et soluté-soluté sont négligeable devant les interactions solvant-solvant.

Mais il faut noter qu'en général, l'introduction d'un soluté dans un solvant limite la liberté de déplacement des molécules du soluté, les molécules du solvant minimisent les interactions soluté-soluté, cette limite ne dépend que de la quantité de soluté dissoute dans la solution.

Le mot colligative vient du mot latin « colligatus » et qui signifie un ensemble lié. L'objectif de ce chapitre est d'établir les changements qui affectent les différentes propriétés des solutions en présence d'un ou de plusieurs solutés.

Donc le but est d'étudier l'équilibre thermodynamique entre deux phases d'une solution et de comparer son comportement à celui de son solvant pur, dans les mêmes conditions de pression et de température.

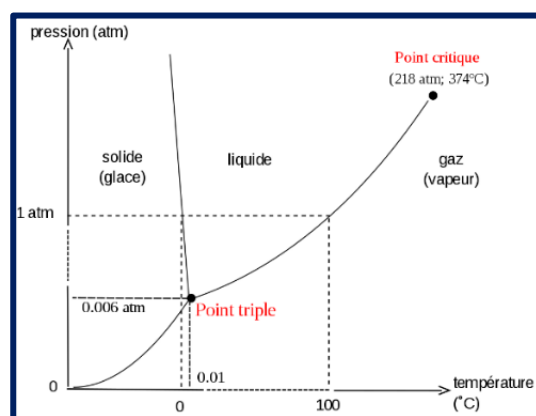
Les propriétés colligatives seront étudiées dans le cas des solutions diluées (solutions idéales), elles permettent de :

- Déterminer la masse moléculaire des solutés.
- D'estimer le degré d'ionisation d'un soluté dans le cas des électrolytes.

1.1 Diagramme De Phase (Pression-Température) D'un Solvant Pur :

Un solvant pur se présente sous l'une de ses phases, solide liquide ou gazeuse, en fonction de sa pression (P) et de sa température (T).

Le diagramme de phase est une représentation graphique utilisée en thermodynamique pour représenter les domaines de l'état physique d'un corps pur. Dans le cas de l'eau pure, il est donné par le graphe suivant.



Le changement de phase (par exemple l'évaporation) se fait également en fonction de (P) et (T). Par exemple si l'on fixe la température (T), on peut avoir une évaporation uniquement en changeant la pression (P).

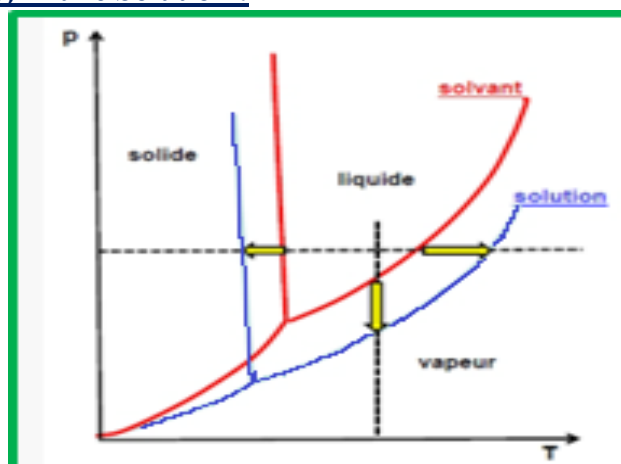
Même chose si l'on fixe la pression on peut passer d'une phase à une autre uniquement en changeant la température.

1.2 Diagramme De Phase (Pression-Température) D'une Solution :

On remarque que la présence d'un soluté dans une solution modifie l'allure du diagramme de phase d'un corps pur, la courbe suivante illustre ce changement.

La présence de soluté dans un solvant pur modifie trois de ses paramètres, à savoir :

- a. Sa pression de vapeur.
- b. Sa température d'ébullition.
- c. Sa température de congélation.



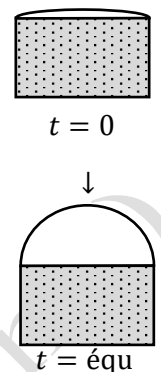
2. Tonométrie (Pression de vapeur) :

2.1 Phénomène D'évaporation Et De Condensation :

2.1.1 Préambule :

Considérons une enceinte remplie d'un solvant pur et recouverte d'une membrane flexible imperméable. Au bout d'un certain moment la membrane se déforme et commence à gonfler, suite à une augmentation de la pression du gaz emprisonné dans l'enceinte, (voir schéma ci-contre).

Qu'elle est l'origine de cette augmentation de pression ?



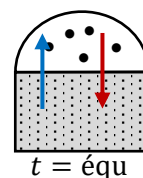
2.1.2 Explication Physique :

Les molécules du solvant qui se trouvent à la surface du liquide sont animées d'un mouvement aléatoire dû à l'agitation thermique. Ces molécules sont caractérisées par une énergie cinétique (E_C) (mouvement), et une énergie de liaison (E_{liai}) avec les différentes molécules avoisinantes.

Si le mouvement se fait vers le haut et que l'énergie cinétique est supérieure à l'énergie de liaison des molécules, des molécules s'échappent et changent de phase, elles deviennent gazeuses. Ce phénomène est appelé évaporation.

La pression augmentant avec le nombre de molécules évaporées, entraîne la déformation de la membrane.

Le même phénomène va se produire au niveau du gaz. Les molécules gazeuses sont aussi animées d'un mouvement aléatoire (énergie cinétique). Lorsque le mouvement se fait vers le bas, elles seront piégées par le liquide. Ce deuxième phénomène est appelé condensation.



Ces deux phénomènes, évaporation/condensation, se poursuivent jusqu'à équilibre.

2.1.3 Notion D'équilibre :

Lorsque le nombre de molécules qui s'évaporent à un instant (t) est égal au nombre de molécules qui se condensent, on parle d'équilibre. À l'équilibre la pression au-dessus de l'enceinte est appelée la pression de vapeur d'équilibre ou la pression saturante, elle est dite aussi tension de vapeur.

2.1.4 Définition De La Pression De Vapeur :

La pression de vapeur notée (P_0) saturante ou tension de vapeur est la pression à laquelle la phase gazeuse de cette substance est en équilibre avec sa phase liquide ou solide. C'est une propriété qui dépend uniquement de la température.

Par exemple la pression de vapeur de l'eau à l'équilibre et à une température ambiante ($T = 25^\circ \text{C}$) est de ($P_0 = 3,2 \cdot 10^3 \text{ Pa}$).

Remarque :

Il est évident que si la vitesse d'évaporation est supérieure à la vitesse de condensation, tout le liquide s'évapore. Et bien sûr si la vitesse de condensation est plus grande que la vitesse d'évaporation, le liquide se condense.

2.1.5 Loi De Boyle Mariotte :

La pression d'un gaz est calculé par la loi de Boyle Mariotte, son expression est :

$$P \times V = n \times R \times T \text{ avec : } \begin{cases} P : \text{la pression du gaz.} \\ V : \text{Volume total du gaz.} \\ n : \text{nombre de mole.} \\ R : \text{constante des gaz parfaits.} \\ T : \text{la température.} \end{cases}$$

La pression est proportionnelle au nombre de moles et à la température. Elle peut être écrite sous forme :

$$P_0 = \frac{n}{V} \times R \times T \text{ avec } \left(\frac{n}{V} = C_M \text{ étant la molarité de la solution} \right) \rightarrow P_0 = C_M \times R \times T$$

Donc à retenir :

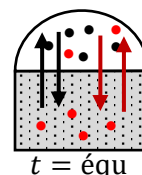
La pression de vapeur d'un liquide pur est la pression exercée par les molécules de gaz qui se trouvent au-dessus du liquide. Elle se mesure dans un système fermé à l'équilibre. Un liquide est d'autant plus volatil que sa pression de vapeur est grande.

2.2 Abaissement De La Pression De Vapeur D'une Solution Première :

2.2.1 Cas d'une solution (Solvant + Soluté) :

Dans l'exemple cité précédemment rajoutons un soluté (B) très peu volatil dans le solvant (A), analysons ce qui va se produire à l'équilibre.

Les deux phénomènes cités précédemment (évaporation/condensation) du solvant (A), schématisé par les points noirs, donne un équilibre du solvant (A). Il va générer au niveau de l'enceinte une pression de vapeur que l'on note (P_0^A), son expression sera :



$$P_0^A = \frac{n_A}{V_t} \times R \times T$$

De la même manière le soluté (B) très peu volatile, schématisé par les points rouges, génère au niveau de l'enceinte une pression de vapeur que l'on note (P_0^B), son expression est :

$$P_0^B = \frac{n_B}{V_t} \times R \times T$$

La pression totale dans le gaz sera donnée par la somme des deux pressions précédentes (**loi de Dalton**).

$$P_{tot} = P_0^A + P_0^B = \frac{n_A + n_B}{V_t} \times R \times T = \frac{n_t}{V_t} \times R \times T$$

Si l'on fait maintenant le rapport de la pression de vapeur du solvant pur sur la pression de vapeur de la solution nous aurons :

$$\frac{P_0^A}{P_{tot}} = \frac{\frac{n_A}{V_{tot}} \times R \times T}{\frac{n_{tot}}{V_{tot}} \times R \times T} = \frac{n_A}{n_{tot}} = f_A \rightarrow P_0^A = P_{tot} \times f_A$$

De la même manière on peut écrire que :

$$\frac{P_0^B}{P_{tot}} = \frac{\frac{n_B}{V_{tot}} \times R \times T}{\frac{n_{tot}}{V_{tot}} \times R \times T} = \frac{n_B}{n_{tot}} = f_B \rightarrow P_0^B = P_{tot} \times f_B$$

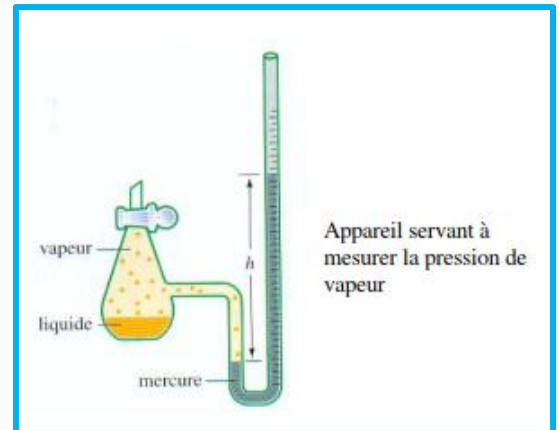
(f_A) et (f_B) sont les fractions molaires du solvant et du soluté respectivement.

2.2.2 Abaissement De La Tension De Vapeur (Première Loi de Raoult):

Sachant que le soluté est très peu volatil, sa tension de vapeur sera très petite devant celle générée par le solvant pur ($P_0^A \gg P_0^B$), donc on peut négliger la pression de vapeur du soluté devant celle du solvant :

$$P_{tot} \cong P_0^A \text{ car } P_0^B = 0$$

On définit l'abaissement de la tension de vapeur par la variation de pression (ΔP), son expression est donnée par :



$$\Delta P = P_0^A - P_t = P_0^A - (P_0^A + P_0^B) = P_0^A - (P_0^A \times f_A + P_0^B \times f_B) \text{ Avec } P_0^B = 0 ;$$

$$\Delta P = P_0^A - (P_0^A \times f_A) = P_0^A \times (1 - f_A)$$

$$\rightarrow \Delta P = P_0^A - P_t = f_B \times P_0^A$$

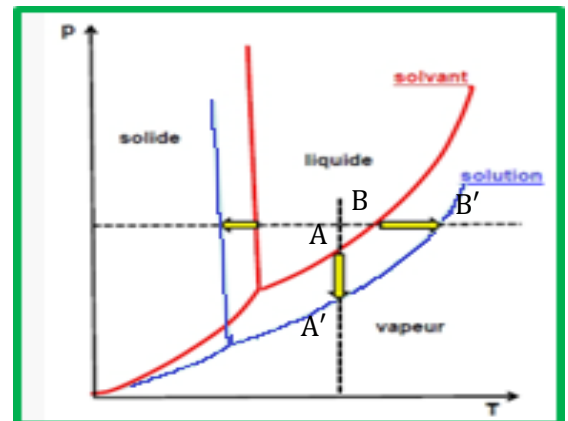
L'abaissement de la tension de vapeur dans la solution est proportionnel au nombre de particules dissoutes de soluté par unité de masse du solvant. Il dépend aussi de la nature du solvant

3. Ébulliométrie, Élévation De La Température D'ébullition :

3.1 Ébullioscopie :

3.1.1 Introduction :

Si l'on regarde de près le diagramme de phase précédent qui donne les différentes phases d'un corps pur, à pression constante, nous remarquons sur le diagramme que l'abaissement de la tension de vapeur d'une solution par rapport à son solvant pur (passage du point (A) au point (A')), est suivi par une élévation de la température d'ébullition de la solution par rapport à celle du solvant pur. (Passage du point (B) au point (B'))



Pour expliciter l'idée, on prendra l'exemple de l'eau pure. Sous la pression atmosphérique l'eau pure passe de l'état liquide à l'état gazeux à une température de (100°C). Mais pour l'eau de mer (eau salée de concentration pondérale égale à 35 gr/l), il faudrait une température de (100,54°C) pour s'évaporer.

Il y a, donc, une élévation du point d'ébullition de la solution par rapport celui du solvant pur.

3.1.2 Explication Physique :

Pour une solution, à pression constante, le flux de particules de la solution qui s'évaporent est plus faible que celui du solvant pur. La présence du soluté affaiblit le flux de particules qui s'évaporent.

La particule de solvant est d'un côté liée à une particule de solvant, et d'un autre côté elle est liée à une particule de soluté. On doit fournir plus d'énergie pour « casser » ces deux liaisons (liaison solvant-solvant ; solvant-soluté) pour faire évaporer le solvant.

3.2 Définition De La Température D'ébullition D'une Solution :

La température d'ébullition d'une solution est la température nécessaire pour que les particules du solvant changent de phase, elles deviennent gazeuses. Elle est toujours supérieure à la température d'ébullition du solvant pur.

La variation de la température d'ébullition notée (ΔT_{ebu}) est proportionnelle à la constante ébullioscopique (K_{ebu}), et elle est proportionnelle aussi à la concentration osmolale (C_{Osm}) de la solution. Elle est donnée par :

$$\Delta T_{ebu} = T_t - T_0 = K_{ebu} \times C_{Osm} \quad \text{avec:} \quad \begin{cases} \Delta T_{ebu} : \text{la variation de la température d'ébullition.} \\ T_t : \text{la température d'ébullition de la solution.} \\ T_0 : \text{la température d'ébullition du solvant.} \\ K_{ebu} : \text{constante ébullioscopique.} \\ C_{Osm} : \text{la concentration osmolale de la solution.} \end{cases}$$

La constante ébullioscopique varie d'un solvant à un autre.

4. Cryoscopie, Abaissement De La Température De Congélation :

4.1 Introduction :

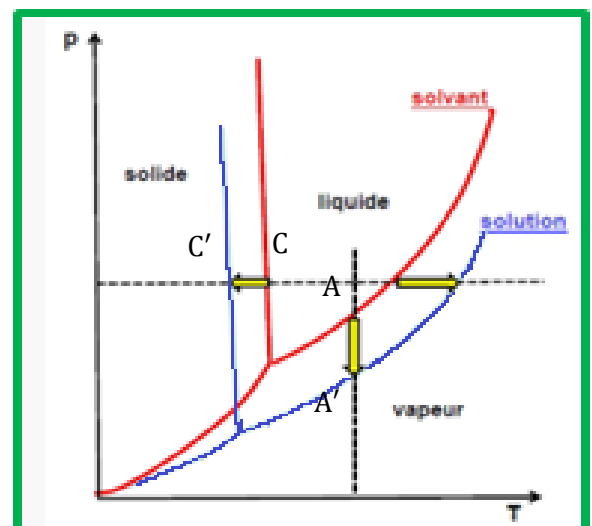
4.1.1 Cryoscopie :

Si l'on regarde de la même manière que précédemment le diagramme de phase précédent, l'abaissement de la tension de vapeur d'une solution par rapport à son solvant pur (passage du point (A) au point (A')), à pression constante est suivi par un abaissement de la température de congélation de la solution par rapport à celle du solvant pur. (Passage du point (C) au point (C'))

Pour expliciter l'idée, on prendra l'exemple de l'eau pure. Sous la pression atmosphérique l'eau pure passe de l'état liquide à l'état solide à une température de (0°C).

Mais pour l'eau de mer (eau salée de concentration pondérale égale à 35 gr/l), il faut une température (-21 °C) pour se congeler.

Il y a, donc, un abaissement du point de congélation de la solution par rapport celui du solvant pur.



4.1.2 Explication physique

Pour une solution, à pression constante, le flux de particules de la solution qui se solidifie (congélation) est faible par rapport aux particules du solvant pur. La présence du soluté rend moins libre le nombre de particules de solvant qui se solidifient.

Pour tout solvant pur, la baisse de la température de congélation de la solution par rapport à la température de congélation du solvant pur est proportionnelle à la constante cryoscopique de la solution, elle est proportionnelle aussi à la concentration osmolale de la solution.

4.2 Définition De La Température De Congélation D'une Solution :

La température de congélation d'une solution est la température nécessaire pour que les particules du solvant changent de phase, elles deviennent solides. Elle est toujours inférieure à la température de solidification du solvant pur.

La variation de la température de congélation notée (ΔT_{Con}) est proportionnelle à la constante cryoscopique (K_{Con}), et est proportionnelle aussi à la concentration osmolale (C_{Osm}) de la solution. Elle est donnée par :

$$\Delta T_{Con} = T_t - T_0 = K_{Con} \times C_{Osm} \quad \text{avec:} \quad \begin{cases} \Delta T_{Con} : \text{la variation de la température de congélation.} \\ T_t : \text{la température de congélation de la solution.} \\ T_0 : \text{la température de congélation du solvant.} \\ K_{Con} : \text{constante cryoscopique.} \\ C_{Osm} : \text{la concentration osmolale de la solution.} \end{cases}$$

La constante cryoscopique varie aussi d'un solvant à un autre.

Remarque : Les relations, l'abaissement de la pression de vapeur, l'abaissement de la température de congélation ainsi que l'élévation de la température d'ébullition d'une solution, sont dits les lois de Raoult.

5. Osmométrie :

5.1 Introduction Et Définition :

L'osmose (mouvement de particules) apparaît en présence de membranes semi perméables séparant deux compartiments de concentrations différentes, par exemple les membranes cellulaires et les parois des capillaires. Ces membranes semi perméables se laissent traverser par le solvant (eau généralement), mais elles bloquent les particules du soluté.

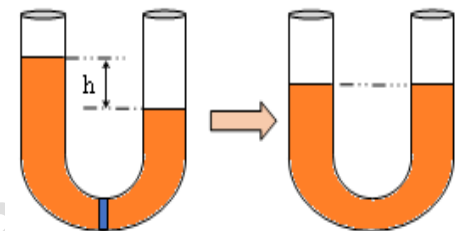
L'osmose est le phénomène de transport passif des particules à travers une membrane semi perméable du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré.

5.1.1 Mécanisme D'Osmose, Et Notion D'équilibre.

Exemple 1 :

Considérons un tube en (U) schématisé sur la figure ci-dessous. Les deux branches du tube sont séparées par une membrane imperméable, on verse dans la branche de droite un volume (V_1) d'une solution de concentration (C_1), et dans la branche de gauche un volume (V_2) de même solution et de même concentration (C_1). En présence de la membrane les volumes n'étant pas égaux, une dénivellation apparaît entre les deux branches du tube. Voir figure ci-contre.

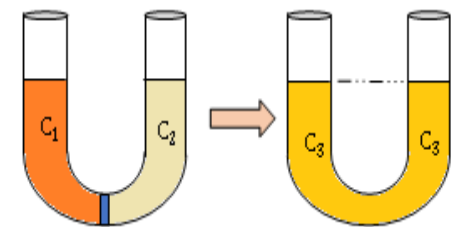
Si on enlève la membrane, un équilibre s'établit entre les deux branches lorsque le même niveau de la solution sera observé dans les deux branches du tube, voir schéma.



Exemple 2 :

Considérons le même tube en (U) précédent, on verse maintenant dans la branche de droite un volume (V_1) d'une solution de concentration (C_1), et dans la branche gauche un même volume de la même solution mais de concentration (C_2) inférieure à la précédente ($C_1 > C_2$). En présence de la membrane séparant les deux branches un équilibre s'établit (pas de mélange). Voir figure ci-contre.

Si on enlève la membrane, on rompt l'équilibre. La diffusion fait que les particules se déplacent du milieu le plus concentré vers le milieu le moins concentré jusqu'à avoir un nouvel équilibre dans tout le tube. L'équilibre s'obtient lorsque l'on aura la même concentration (C_3) dans toute la solution. Voir schéma ci-dessus.



Exemple 3 :

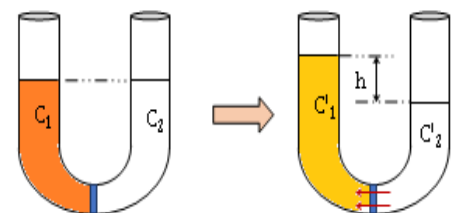
Considérons le même tube en (U) de l'exemple (2), la membrane précédente séparant les deux branches du tube est remplacée par une autre semi perméable.

La présence de la membrane semi perméable empêche le déplacement du soluté entre les deux branches, mais n'empêche pas le mouvement du solvant.

Nous remarquons que fur et à mesure que le temps s'écoule le niveau de la branche de gauche s'élève, jusqu'à atteindre une certaine hauteur et s'arrête.

Il y a eu un déplacement du solvant du milieu le moins concentré, vers le milieu le plus concentré.

L'équilibre sera établi lorsque la pression hydrostatique générée par la dénivellation soit égale à la pression dynamique générée par le mouvement du solvant. Voir figure ci-contre.

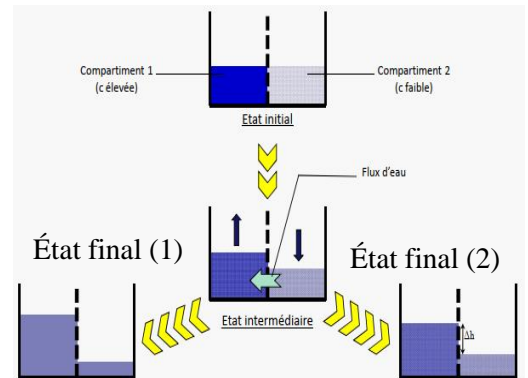


5.1.2 Explication physique :

Le soluté se trouvant dans le compartiment le plus concentré, et ne pouvant pas traverser la membrane, retient le solvant, par interactions entre leurs molécules. Pour équilibrer les concentrations dans les deux compartiments, le solvant (eau) du compartiment le moins concentré se déplace vers le compartiment le plus concentré jusqu'à atteindre un état d'équilibre.

Cet état d'équilibre peut se présenter sous deux formes différentes :

- Le mouvement du solvant va s'arrêter lorsque les concentrations des solutions seront égalisées dans les deux compartiments (état d'équilibre final 1).
- Le mouvement s'arrête lorsque la pression hydrostatique générée par la dénivellation soit équilibrée par la pression dynamique générée par le mouvement du solvant (état d'équilibre final 2).



5.2 Définition De L'Osmose.

Le passage du solvant (eau) à travers une membrane semi perméable, séparant deux compartiments de concentrations différentes, est appelé osmose. Ce passage se fait toujours du milieu le moins concentré vers le milieu le plus concentré.

5.3 Pression Osmotique :

5.3.1 Mesure De La pression Osmotique :

Le dispositif expérimental qui permet de mesurer la pression osmotique (**osmomètre de Dutrochet**) est constitué d'un petit récipient prolongé à sa partie supérieure par un tube capillaire vertical gradué et couvert à sa partie inférieure par une membrane hémiperméable.

L'ensemble est plongé dans une enceinte contenant de l'eau pure. À l'intérieur de l'osmomètre on place une solution concentrée.

À l'équilibre on mesure la hauteur d'élévation dans le tube capillaire et on déduit la valeur de la pression osmotique.



5.3.2 Définition De La Pression Osmotique :

La pression osmotique est la pression nécessaire à appliquer pour arrêter le flux du solvant. Elle exprime la pression qui s'oppose au flux du solvant et qui est égale à la pression qu'exercerait le soluté dans le sens opposé du flux du solvant.

5.3.3 Expression De La Pression Osmotique Loi De Van 't Hauff :

Van 't Hoff considère que les particules du soluté se comportent comme des particules gazeuses dans le même volume de solution et applique la loi des gaz parfaits.

Connaissant la loi des gaz parfait, il déduit l'expression de la pression osmotique qu'il note (π).

$$P \times V = n \times R \times T \rightarrow P = \pi = \frac{n}{V_t} \times R \times T$$

Dans le cas général, le nombre d'entités actives dans la solution sont des osmoles ($n = n_{osm}$), il donne la relation empirique de la pression osmotique.

$$\pi = \frac{n_{osm}}{V_t} \times R \times T \rightarrow \pi = C_{osm} \times R \times T$$

Bien que cette relation soit empirique, elle donne de bons résultats jusqu'à nos jours dans le cas des solutions diluées contenant un seul soluté.

5.3.4 Mesure De L'osmolarité D'une Solution :

Sur la figure ci-contre, les points (A) et (B) sont sur la même horizontale, ils seront soumis à la même pression. On peut écrire que :

$$P_C = P_B = P_{atm} \dots \dots \text{équation (1)}$$

D'un côté le point B est soumis à l'action de la pression atmosphérique :

De l'autre côté le point (A) est soumis, en plus de la pression atmosphérique du point (C), à la pression qui est due au poids (Poids = $m \times g$) de la colonne du liquide entre les points (A) et (C). On peut donc écrire aussi que la pression totale (P_A) est :

$$P_A = P_C + \frac{\text{Poids}}{S} \text{ avec}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m : \text{la masse de la colonne de la solution} = \rho \times V. \\ V = S \times H : \text{le volume de la colonne.} \\ H : \text{la hauteur d'ascension de la solution dans le tube.} \\ S : \text{la surface de base de la colonne de solution.} \\ \text{donc le poids : } \text{Poids} = m \times g = \rho \times S \times H \times g \\ g : \text{étant la gravité.} \end{array} \right.$$

$$\text{On peut donc écrire que : } P_A = P_{Atm} + \frac{\rho \times S \times H \times g}{S} \rightarrow P_A = P_{Atm} + \rho \times H \times g = P + P_{atm}$$

La pression relative (P) au point (A) peut-être écrite sous forme :

$$P = \rho \times g \times H$$

Conclusion : Si l'on mesure la hauteur (H) d'ascension due à la pression osmotique, on peut :

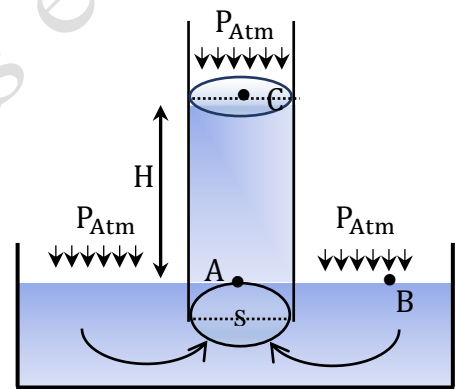
a- Calculer la pression relative au point (A).

$$P = \rho \times g \times H$$

b- Connaissant la pression relative au point (A) on peut calculer l'osmolarité de la solution :

$$P = \pi \rightarrow C_{osm} \times R \times T = \rho \times g \times H \rightarrow C_{osm} = \frac{\rho \times g \times H}{R \times T}$$

c- Connaissant l'osmolarité de la solution on peut déduire la masse molaire du soluté.



5.4 Pression Osmotique résultante :

5.4.1 Cas De Deux Solutions Différentes Séparées Par Une Membrane :

Dans le cas où l'on a deux solutions de concentrations différentes séparées par une membrane semi perméable, par exemple ($C_1 > C_2$), la première solution va exercer une pression osmotique que l'on note (π_1) opposée à la pression osmotique générée par la seconde solution (π_2).

La pression osmotique résultante exercée sur la membrane sera calculée par la différence des pressions osmotiques car elles sont opposées.

$$\pi = \pi_1 - \pi_2 = R \times T \times (C_1 - C_2)$$

5.4.2 Cas d'une solution contenant plusieurs solutés :

Dans le cas où la solution est composée de plusieurs solutés, la pression osmotique résultante ($\pi_{rés}$) est la somme algébrique de toutes les pressions osmotiques générées par chaque soluté.

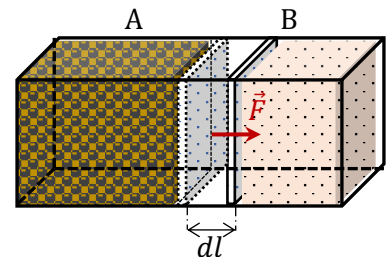
$$\pi_{rés} = R \times T \times \sum_{i=1}^n C_i$$

5.5 Travail De La Pression Osmotique :

Considérons maintenant, une membrane semi perméable mobile séparant deux compartiments contenant deux solutions différentes.

Dans le premier compartiment on a une solution de concentration connue, et dans l'autre du solvant pur. La différence de concentration fait apparaître une pression osmotique qui va causer le déplacement de la membrane.

On définit le travail résultant de la pression osmotique par :



$$dW = F \times dl \text{ avec : } \begin{cases} F = \pi \times S : \text{ la force qui déplace la membrane} \\ dl : \text{ le déplacement de la membrane.} \end{cases}$$

Le travail peut s'écrire donc : $dW = \pi \times S \times dl$. Le produit ($S \times dl = dV$), on peut donc écrire :

$$dW = \pi \times dV$$

On peut calculer le travail par une simple intégration :

$$W = \int_{initial}^{final} \pi \times dV = \int_{initial}^{final} \pi \times dV = \int_{initial}^{final} n \times R \times T \times \frac{dV}{V} \\ \rightarrow W = n \times R \times T \times \ln \left(\frac{V_{final}}{V_{initial}} \right).$$

Le travail peut être exprimé en fonction de l'osmolarité initiale et finale de la solution car l'osmolarité est donnée par :

$$C_{OsM} = \frac{n_{osm}}{V_t} \rightarrow V_t = \frac{n_{osm}}{C_{OsM}}$$

Sachant que le nombre d'osmoles ne varie pas, seul le solvant va diffuser à travers la membrane, on peut écrire que le travail osmotique est :

$$\rightarrow W = n \times R \times T \times \ln \left(\frac{C_{initiale}}{C_{finale}} \right)$$

Cette expression est utilisée pour calculer le travail d'un rein artificiel dans le cas de l'hémodialyse.

5.6 Notion D'iso Tonicité Et D'iso Osmolarité :

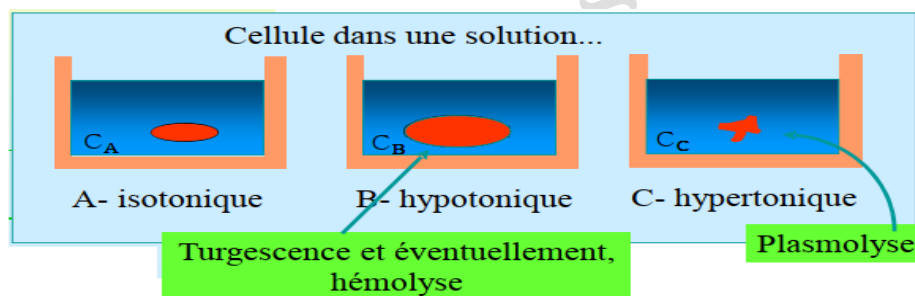
5.6.1 Solution Iso Osmolaire :

Deux solutions sont dites iso osmolaires, si elles possèdent la même osmolarité, quel que soit la nature des particules des solutés.

5.6.2 Tonicité :

La tonicité est basée sur le comportement d'une cellule, lorsque celle-ci est placée dans une solution. On distingue trois situations différentes :

- La solution est dite **isotonique**, si le volume de la cellule n'est pas modifié. Le milieu extracellulaire et le milieu intra cellulaire sont isotoniques
- Si le volume de la cellule augmente, entrée du liquide extracellulaire dans la cellule. Le milieu extra cellulaire est moins concentré que **le milieu intracellulaire (hypotonique)**.
- Si le volume de la cellule diminue, sortie du liquide intracellulaire de la cellule. Le milieu extra cellulaire est plus concentré que **le milieu intracellulaire (hypertonique)**.

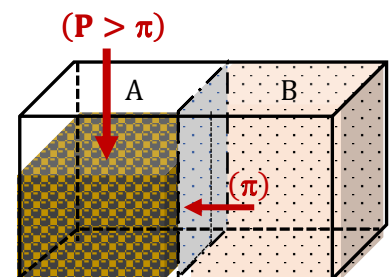


6. Mécanisme de filtration :

6.1 Principe De Base De La Filtration :

Rappelons que l'existence d'une **différence de concentration** entre les deux faces d'une membrane séparant deux solutions **est à l'origine d'un transfert de matière** entre ces deux solutions. **Ce transfert de matière est appelé osmose.**

Si la **membrane est semi perméable** le **flux se fait dans un seul sens**, le soluté ne pouvant pas traverser la membrane oblige le solvant à se déplacer vers le compartiment le plus concentré générant une pression osmotique.



Maintenant si l'on augmente la pression du compartiment (A) contenant la solution la plus concentrée, en **exerçant une pression supplémentaire supérieure à la pression osmotique** (voir le schéma), on va **obliger** le solvant à **se déplacer du compartiment (A) au le compartiment (B)**. Ce déplacement du solvant fait que la solution du compartiment (A) devient plus concentrée et que la solution du compartiment (B) devient plus diluée. **On fait un « essorage » de la solution (A).**

Cette technique permet de **libérer le solvant de la solution (A) et de diluer encore davantage la solution (B)**. Le dessalement de l'eau de mer est basé sur cette technique, **qui est appelée la filtration** ou osmose inverse.

6.2 L'ultrafiltration :

6.2.1 Définition :

L'ultrafiltration est une technique de séparation des éléments contenus dans un liquide. Elle utilise des membranes semi-perméables dont le diamètre des pores est compris entre (0,001 μm) et (0,1 μm).

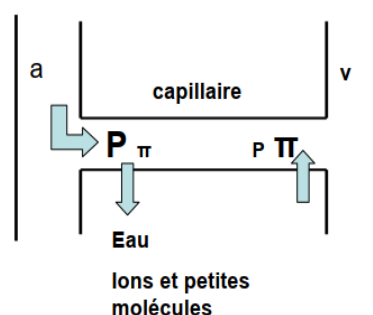
6.2.2 Applications :

- **Filtration Des Protéines** : est une technique qui permet la filtration d'une solution contenant des protéines à travers une membrane dialysante imperméable aux macromolécules mais perméables aux micromolécules (ions).
- **Hémodialyse** : On peut associer à l'hémodialyse une ultrafiltration en appliquant de part et d'autre de la membrane dialysante un excès de pression hydrostatique dans le compartiment sanguin. Dans ces conditions un transport de solutés (urée...) s'ajoute aux flux de diffusion de ces solutés à travers la membrane dialysante. **On peut ainsi raccourcir le temps nécessaire à l'épuration sanguine** et éventuellement débarrasser le sang d'un excès volumique d'eau.

6.3 Phénomène de Starling :

Au pôle artériel d'une anse capillaire, la pression hydrostatique artérielle (P_{art}) est toujours supérieure à la pression osmotique des protéines plasmatique (appelée pression oncotique), il y a donc à ce niveau une sortie d'eau oxygénée accompagnée de solutés nutritifs tels que le glucose vers l'espace interstitiel (transsudation).

À l'opposé, au pôle veineux, la pression hydrostatique veineuse (P_{vein}) est toujours inférieure à la pression oncotique (π) des protéines plasmatiques, d'où une entrée d'eau riche en gaz carbonique accompagnée de déchets métaboliques (urée...), dans le capillaire (résorption).



- Les protéines restent dans le capillaire

Il s'établit ainsi un équilibre d'échange volumique à travers la membrane capillaire appelé équilibre de STARLING.