Propriétés colligatives des solutions – Fiche de cours

1. Les principales propriétés colligatives

Les propriétés colligatives des solutions dépendent :

- de l'agitation moléculaire
- des forces de liaison

On distingue 4 types de propriétés colligatives :

- cryoscopie : abaissement du point de congélation
- ébullioscopie : augmentation du point d'ébullition
- tonométrie : abaissement de la tension de vapeur saturante
- osmométrie : variation de la pression osmotique

2. Cryoscopie et ébullioscopie

a. Définitions

$\theta_{solvant}$: température de congélation / ébullition du solvant

$\theta_{soluté}$: température de congélation / ébullition du soluté

γ : coefficient d'activité osmotique

K_C : constante cryoscopique du solvant

K_e : constante ébullioscopique du solvant

C_{osm} : osmolalité de la solution

$\Delta\theta = \theta_{solution} - \theta_{solvant}$: abaissement cryoscopique

b. Loi de cryométrie

$\theta_{solvant} > \theta_{solution}$ $\quad \Delta\theta < 0$ $\quad \Delta\theta = -K_c \cdot \gamma \cdot C_{osm}$

$K_c(eau) = 1{,}86\,°C/(osm.kg^{-1})$

c. loi d'ébulliométrie

$\theta_{solvant} < \theta_{solution}$ $\quad \Delta E > 0$ $\quad \Delta E = K_e \cdot \gamma \cdot C_{osm}$

$K_e(eau) = 0{,}51\,°C/(osm.kg^{-1})$

3. Tonométrie

a. Définitions

La tension de vapeur saturante est la pression pour laquelle l'état liquide et l'état gazeux d'une espèce chimique coexistent dans une enceinte close

F_0 : tension de vapeur du solvant

n : nombre de moles du solvant

F : tension de vapeur de la solution

n_1 : nombre de moles du soluté

b. Loi de tonométrie

$$\Delta F = F_0 - F = F_0 \frac{n_1}{n_1 + n}$$

4. Lois de Raoult

Les lois de cryométrie, d'ébulliométrie et de tonométrie s'appellent lois de Raoult

5. Osmométrie

a. Définition

La pression osmotique est définie par :

$$\pi_{solution} = RT \frac{n_{soluté}}{V_{solution}} \qquad \pi_{solution} \approx RT\, C_{osm}$$

On réalise l'approximation $C_{osm} \approx \frac{n_{soluté}}{V_{solvant}}$ (osmolalité de la solution)

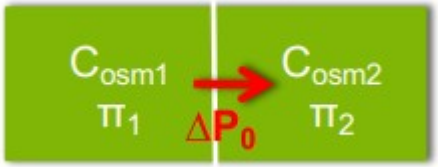
c. Application à l'organisme humain

b. Mise en évidence de la pression osmotique

- membranes déformables ou mobiles

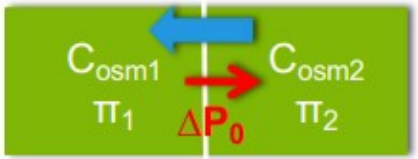
$\pi_1 > \pi_2$; le solvant (eau) migre spontanément du coté de la membrane de plus grande pression (loi de Van't Hoff)
Les volumes varient ; un équilibre s'établit lorsque les concentrations des 2 compartiments sont égaux pour $\Delta\pi = 0$

- membranes indéformables ou immobiles



Les volumes et les concentrations ne varient pas ;
$\Delta P_0 = RT\left(C_{osm2} - C_{osm1}\right)$ s'exerce sur la membrane et peut la rompre

- membranes insuffisamment déformables



$\pi_1 > \pi_2$; le solvant (eau) migre spontanément du coté de la membrane de plus grande pression
Les volumes varient jusqu'à une limite possible ; un équilibre s'établit pour $\Delta P_0 = RT\left(C'_{osm2} - C'_{osm1}\right)$ pouvant rompre la membrane

On distingue 2 types de soluté :
- non osmotiquement efficace : diffusent librement dans les membranes (exemple l'urée, l'eau)
- osmotiquement efficace : créé des pression de compartiment différents (exemple : NaCl)

d. Osmolalité efficace

$$Osm_{eff} = Osm_{totale} - Osm_{non\ eff}$$

e. Types de membranes

- semi-perméable (ou hémiperméable) : diffuse le solvant mais aucun corps dissous
- dialysante : diffuse l'eau et les petites molécules (glucose)
- sélective : diffuse des corps spécifiques au type de membrane

f. Osmométrie

L'osmométrie permet de mesurer la molalité d'une solution
On distingue plusieurs cas :
- solution hypertonique : molalité supérieure à celle du plasma
- solution isotonique : molalité égale à 300 mOsm / L
- solution hypotonique : molalité inférieure à celle du plasma

Solution de NaCl	Tonicité	Flux d'eau	Globule rouge
3g/L 0,05M 100 mosm/L	très hypotonique	entrant	hémolyse partielle
6g/L 0,10M 200 mosl/L	hypotonique	entrant	turgescence (volume augmente)
9g/L 0,15M 300 mosm/L	isotonique	aucun	disque biconcave
12g/L 0,20M 400 mosl/L	hypertonique	sortant	plasmolyse (volume diminue)