

Chapitre 3-2 :

# Diffusion osmotique et pression osmotique

Pr. François ESTEVE

Dr. Jean-François ADAM, Pr. Jean-Philippe VUILLEZ

# Plan du cours

- Diffusion osmotique et pression osmotique
- L'osmolalité et sa mesure
- Exemples

# Objectifs pédagogiques du cours

- Origine de la diffusion osmotique et méthodes de mesure

# 1. PROPRIÉTÉS DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

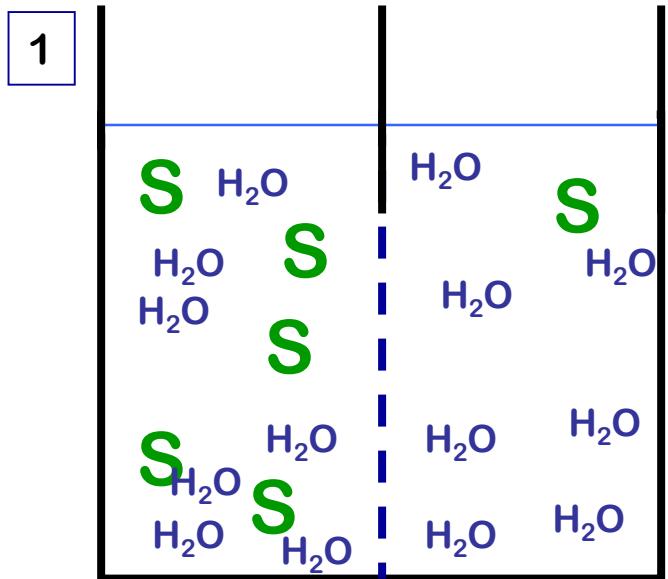
#### 1.2.2.1. Pression osmotique

- solution contenant un soluté (S)

- membrane semiperméable:

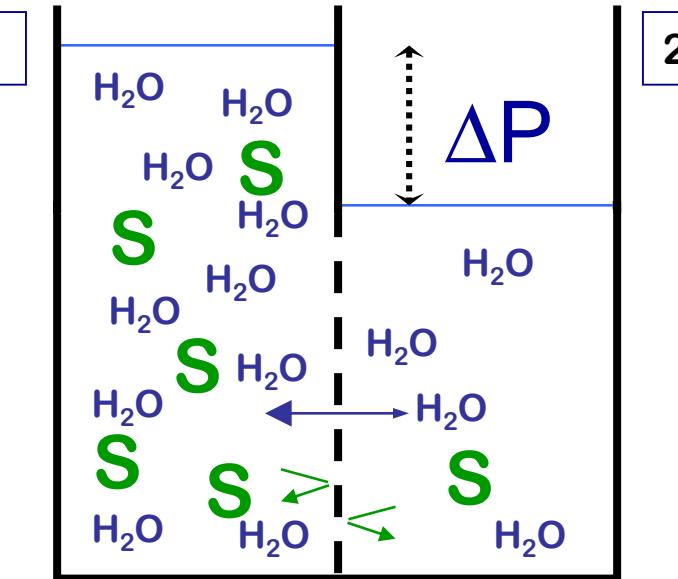
- totalement perméable à l'EAU

- totalement imperméable au SOLUTÉ



Etat initial

[ ] inégales:  $[S]_1 > [S]_2$



Etat final

- Différence de pression:  $\Delta P$

- [ ] égales:  $[S]_1 = [S]_2$

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.1. Pression osmotique

En fonction du potentiel chimique de l'eau  $\Rightarrow$  les molécules de  $H_2O$  se déplacent !

$F_x$  : Force de traction thermodynamique



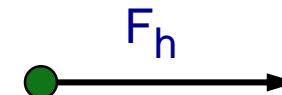
$$(13) \Rightarrow F_x = -k_B T \frac{dC}{C dx}$$

Travail = Force x Déplacement  $\Rightarrow W_x = F_x dx$

Dès qu'il y a traction dans une direction il existe une force en sens opposé.

Il est difficile de connaître la friction de l'eau avec l'eau, mais cette force correspond à celle exercée par la pression hydrostatique:

$F_h$  : Force due à la pression hydrostatique



Travail = Pression x Volume  $\Rightarrow W_h = dP V + P dV$  et  $dV = 0$

$$\Rightarrow W_h = dP V$$

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.1. Pression osmotique

De quel volume  $V$  s'agit-il ?

Le Volume  $V$  est le volume d'une molécule d'eau

$$\Rightarrow W_h = dP \cdot \frac{\bar{v}}{N_A}$$

$H_2O \ PM=18 \ (M_H=1 \ M_O=16)$

1 litre d'eau pure à  $25^\circ C = 1000 \text{ g} \Rightarrow 1000 \text{ g/l} [H_2O] \Rightarrow 1000/18 = 55.55 \text{ mol/l}$

$\Rightarrow \text{volume molaire partiel} = 0.018 \text{ l/mol} \Rightarrow \text{volume 1 molécule eau} = \text{vol molaire partiel} / N_A$

EQUILIBRE: le travail dû à la force de traction est identique au travail hydrostatique:

$$W_h + W_x = 0$$

$$\Rightarrow dP \cdot \frac{\bar{v}}{N_A} = \frac{R T}{N_A} \cdot \frac{dC_{H_2O}}{C_{H_2O}}$$

$$\Rightarrow dP = \frac{R T}{\bar{v}} \cdot \frac{dC_{H_2O}}{C_{H_2O}}$$

En intégrant de l'état initial (1) vers l'état final (2):

$$\int_1^2 dP = \frac{R T}{\bar{v}} \int_1^2 \frac{dC_{H_2O}}{C_{H_2O}}$$

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.1. Pression osmotique

on en déduit que

- Liquide idéal: Concentration = fraction molaire x Volume
- volume constant  $\Rightarrow C_2 / C_1 = f_2 / f_1$

$$P_2 - P_1 = \frac{R T}{V} \ln \frac{C_{H_2O}}{C_{H_2O}}$$

$$P_2 - P_1 = \frac{R T}{V} \ln \frac{f_{H_2O}}{f_{H_2O}} \quad (24)$$

$$P_2 - P_1 = \frac{R T}{V} ( \ln ( f_{H_2O} ) - \ln ( f_{H_2O} ) ) \quad (25)$$

Les fractions molaires :

$$f_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_s}$$

$$f_s = \frac{n_s}{n_{H_2O} + n_s}$$

$n_{H_2O}$  = nombre de molécules d'eau

$n_s$  = nombre de molécules de soluté

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.1. Pression osmotique

si  $a \gg b \rightarrow$

$$\ln \frac{a}{a+b} \approx - \frac{b}{a+b} \Rightarrow \begin{cases} \ln (f_{1_{H_2O}}) \approx - f_{1s} \\ \ln (f_{2_{H_2O}}) \approx - f_{2s} \end{cases}$$

$$P_2 = P_1 - \Delta P \Rightarrow -\Delta P \approx \frac{RT}{V} (f_{1s} - f_{2s})$$

- Liquide idéal: Concentration = fraction molaire x Volume
- volume constant  $\Rightarrow C_2 / C_1 = f_2 / f_1$

$$\frac{f_s}{V} = C_s \Rightarrow -\Delta P \approx RT (C_{1s} - C_{2s})$$

La **pression osmotique**  $\pi$  est définie comme étant la pression égale et opposée à la pression hydrostatique  $\Delta P$  exercée sur la membrane

### Loi de VAN'T HOFF

$$-\Delta P = \pi = RT \sum_i (C_{1i} - C_{2i}) \quad (26)$$

$R$  = Cte. des gaz parfaits

$T$  = température absolue

$C_i$  = concentration molale du soluté (i)

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.2. Osmolalité et coefficient osmotique

Cas d'une **solution non idéale**: il y a des interactions entre les molécules de soluté et les molécules de solvant.

$\alpha$  = nb. de molécules de solvant liées à 1 particule de soluté

⇒ ces molécules de solvant doivent être retirées de la fraction molaire de solvant

⇒ le nb. total de molécules de solvant devient  $(n_{H_2O} - \alpha n_s)$  au lieu de  $n_{H_2O}$

$$f_{H_2O} = \frac{n_{H_2O} - \alpha n_s}{n_{H_2O} - \alpha n_s + n_s} = \frac{n_{H_2O} - \alpha n_s}{n_{H_2O} + n_s(1-\alpha)}$$

$n_{H_2O}$  = nombre de molécules d'eau  
 $n_s$  = nombre de molécules de soluté

$$\Rightarrow \pi = -\frac{R T}{V} \ln \left( \frac{n_{H_2O} - \alpha n_s}{n_{H_2O} + n_s(1-\alpha)} \right) \Rightarrow$$

cette formule est pratiquement inutilisable car dépend de  $\alpha$

pression OSMOTIQUE =  $f(\text{nb. de PARTICULES de SOLUTE})$

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.2. Osmolalité et coefficient osmotique

$$\begin{aligned} \text{mOsmol / kg} &= n_{\text{particules}} \times \text{mmol / l} \\ &= n_{\text{particules}} \times \text{mmol / m}^3 \end{aligned}$$

En pratique:

$$\boxed{\pi = \phi R T m}$$

(27)

$\pi$  = pression osmotique [Pa] [N.m<sup>-2</sup>] [J.m<sup>-3</sup>]

$\phi$  = coefficient osmotique

R = Cte. des gaz parfaits = 8.314 [J.° K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>]

T = température absolue [° K]

m = osmolalité [Osm.Kg<sup>-1</sup>]

$$1 \text{ L} = 10^3 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3}$$

**OSMOLALITE** = nb. d'osmoles de soluté / masse de solvant (eau)

osmolalité > osmolarité

(osmolalité ≈ osmolarité si solution très diluée)

**OSMOLARITE** = nb. de particules soluté / litre de solution

$\alpha$  : degré de dissociation (en %), nombre relatif de molécules dissociées

$\beta$  : nombre d'ions créés par la dissociation

**OSMOLARITE** = ( MOLARITE (1 +  $\alpha (\beta-1)$ ))

**ATTENTION !!**  
**NE PAS CONFONDRE**  
**OSMOLALITE AVEC :**

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.2. Osmolalité et coefficient osmotique

$$\pi = \phi \cdot R \cdot T \cdot m$$

- Pour des solutés sans électrolytes (par ex. Glucose)  $\phi \approx 1$
- Pour des macromolécules (par ex. Hémoglobine)  $\phi = 2.57$

- Electrolytes  $\phi < 1$  à cause des interactions entre les ions !

ex. NaCl en solution physiologique:  $\phi = 0.93$

NaCl 9 g/l:  $\Rightarrow$   $[NaCl] = 0.15M$  dissociation totale  $\Rightarrow \alpha = 1 \quad \beta = 2$

$0.15 \text{ M } Na^+ + 0.15 \text{ M } Cl^- \Rightarrow 0.30 \text{ M} = 300 \text{ mOsm}$

densité de l'eau =  $10^3 \text{ Kg/m}^3$

$$P_{\text{hydrostatique}} = \eta \cdot g \cdot h$$

hauteur colonne d'eau  
accélération gravit. =  $9.81 \text{ m.s}^{-2}$

$\left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} T = 20^\circ \text{ C} = 293^\circ \text{ K} \Rightarrow \pi = 679 \text{ Pa} = 679/101325 = 0,0067 \text{ atmosphère}$

$\xrightarrow{h = 6,7 \text{ cm H}_2\text{O}}$

Osmolalité des liquides de l'organisme (plasma)  $\approx 287 \pm 7 \text{ mOsm/kg H}_2\text{O}$

96 %  $\leftarrow$  électrolytes

4 %  $\leftarrow$  glucose et substances dépourvues de N protéique

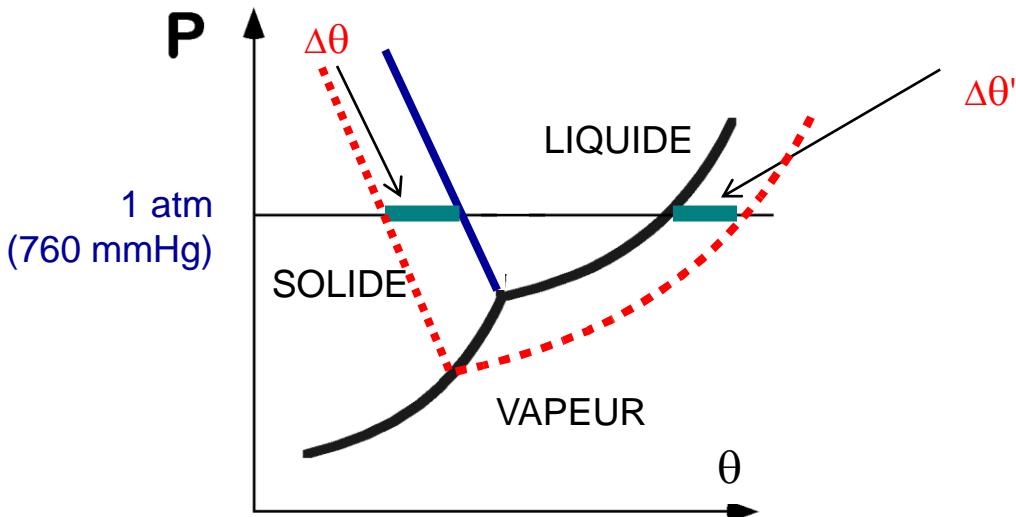
!!! la masse des électrolytes est moins de 10% de la masse du plasma !!!

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.3. Mesure de l'osmolalité



$$P=1 \text{ atm}: \quad T_{\text{fus}}(\text{H}_2\text{O}) = 0^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{O}) = 100^\circ\text{C}$$

$$\text{à } 1000\text{m } P=0.89 \text{ atm}: T_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{O}) = 97^\circ\text{C}$$

$$\text{à } 2000\text{m } P=0.78 \text{ atm}: T_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{O}) = 93^\circ\text{C}$$

$$\text{à } 4800\text{m } P=0.55 \text{ atm}: T_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{O}) = 84^\circ\text{C}$$

### Lois de RAOULT

#### • CRYOSCOPIE

$\theta_1$ :  $T^\circ$  congélation du solvant pur

$\theta_1 > \theta_2$ :  $T^\circ$  congélation du solvant + soluté

$K = \text{Cte}$   $m = \text{osmolalité}$

$$|\theta_1 - \theta_2| = \Delta\theta = K \cdot m \quad (28)$$

#### • EBULLIOMETRIE

$$\Delta\theta' = K' \cdot m \quad (29)$$

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.3. Mesure de l'osmolalité

*Exemples:*

	K(cryo)	K'(ebull)
Eau	1.85	0.51
Benzène	5.12	2.55
Ethanol	1.99	1.19

$$\Delta\theta_{\text{SANG}} = K m = 1.85 \times 0.297 = 0.55^{\circ}\text{C}$$

$\Delta\theta = K m \Rightarrow$  abaisser de  $4^{\circ}\text{C}$  le point de congélation  $\Rightarrow 4 = 1.85 m \Rightarrow$  osmolalité  $m = 2.16 \text{ Osm}$

$\alpha$  : degré de dissociation (en %)

$\beta$  : nombre d'ions créés par la dissociation, ici on va considérer qu'osmolalité et osmolarité sont égales

$$\text{PM}(\text{CaCl}_2) = 40 + 2 \times 35.5 = 111$$

$$\alpha = 1 \quad \beta = 3 \Rightarrow g/l = ( (2.16 / 3) \times 111 ) = 80 \text{ g/l}$$

$$\text{PM}(\text{NaCl}) = 23 + 35.5 = 58.5$$

$$\alpha = 1 \quad \beta = 2 \Rightarrow g/l = ( (2.16 / 2) \times 58.5 ) = 63 \text{ g/l}$$

### • TONOMETRIE

$P_1$  : pression de vapeur du solvant pur

$P_2$  : pression de vapeur de la solution (solvent + soluté)

$$\Delta P = \kappa m$$

(30)

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.4. Signification biologique de l'osmolalité

### A. COMPARTIMENTS BIOLOGIQUES

extérieur	membrane	intérieur
LEC	membrane	LIC
1/3 solutés 1/3 $H_2O$	imperméable perméable	2/3 solutés 2/3 $H_2O$

A l'EQUILIBRE: flux net d'eau est NUL  $\Rightarrow$  OSMOLALITE égale

Deux solutions sont

ISO-OSMOTIQUES si même [ ] solutés dissous (p/r [ ]solutés)

ISO-TONIQUES si flux net  $H_2O$  est nul (p/r membrane)

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

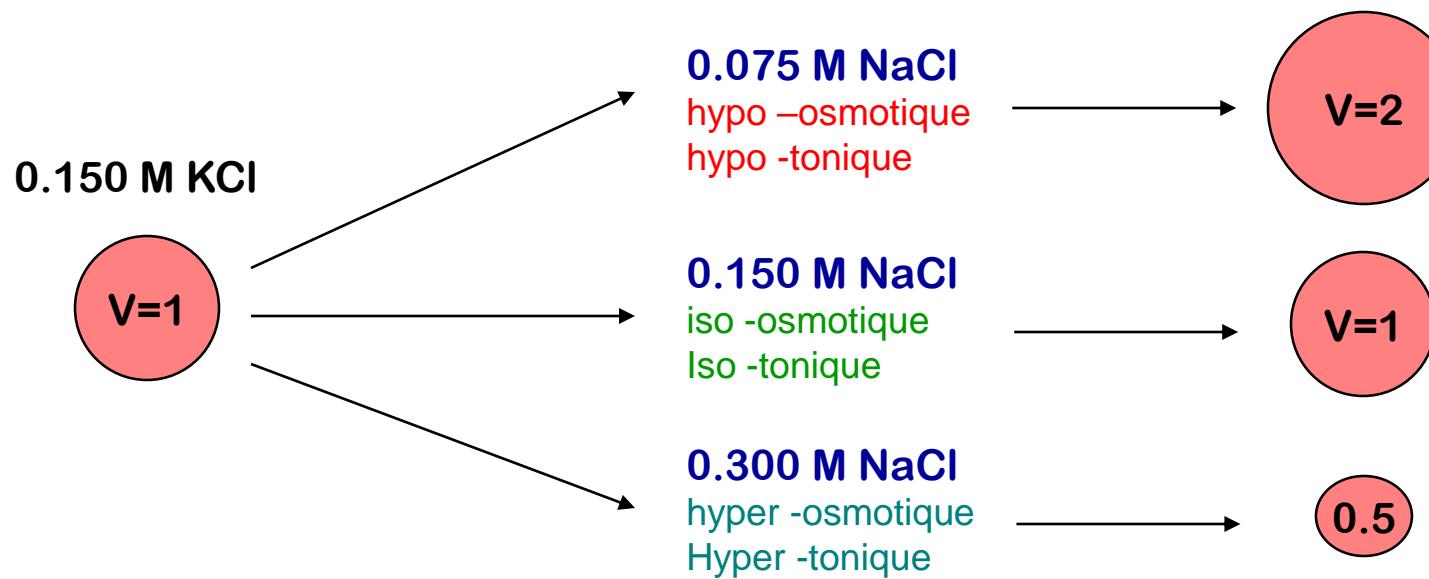
## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.4. Signification biologique de l'osmolalité

## B. VARIATIONS DE VOLUMES CELLULAIRES

### B1. Changement de concentration hydrique extracellulaire (M. imperméable au soluté)



## 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.4. Signification biologique de l'osmolalité

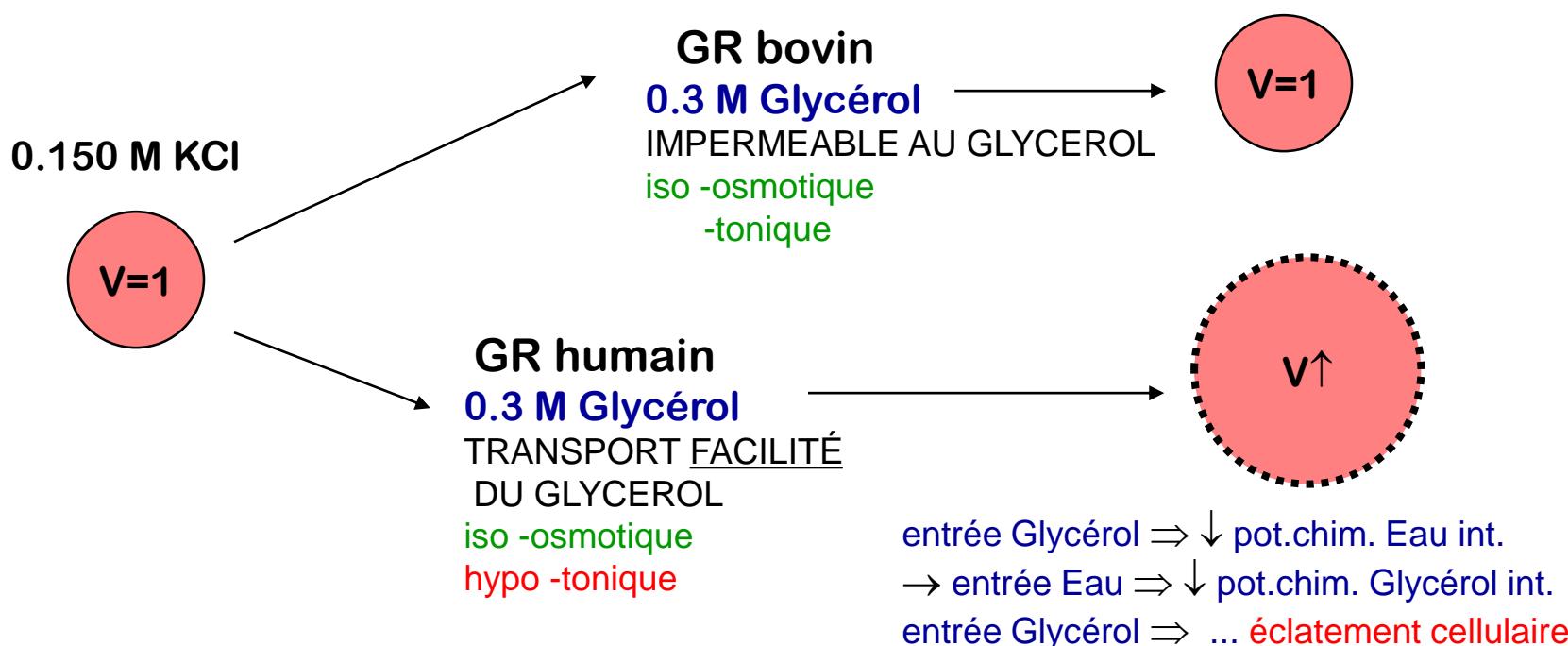
## B. VARIATIONS DE VOLUMES CELLULAIRES

## B2. Changement de concentration hydrique extracellulaire (M. perméable au soluté)

milieu externe       $0.15 \text{ M Na}^+\text{Cl}^-$        $\longleftrightarrow$        $0.30 \text{ M Glycérol}$

dissocié      même osmolarité      non dissocié

iso-osmotique au milieu interne



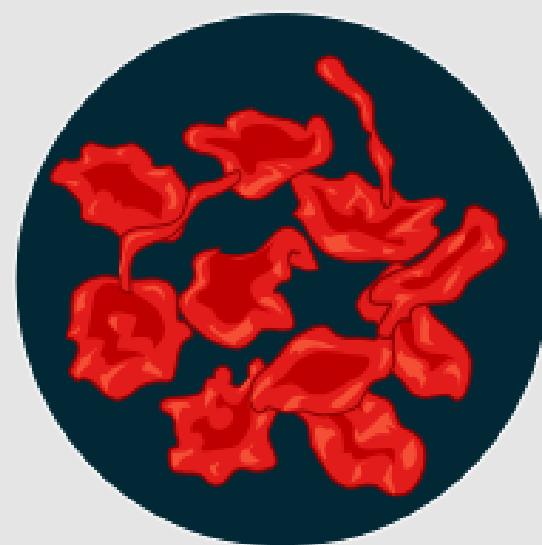
# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

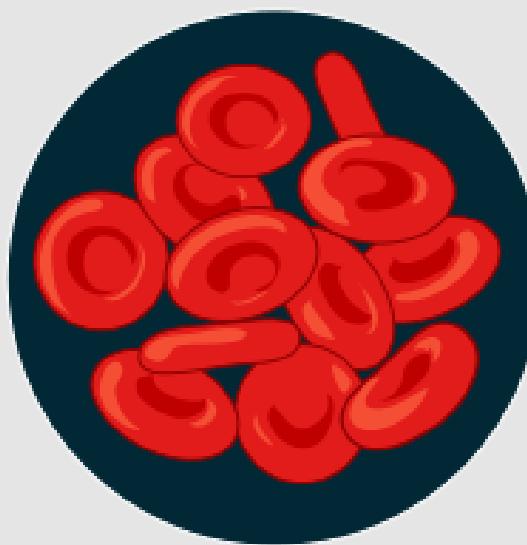
### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.4. Signification biologique de l'osmolalité

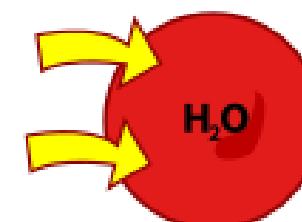
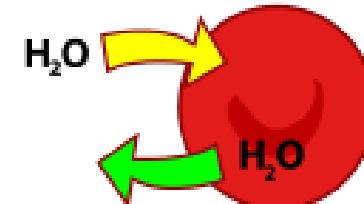
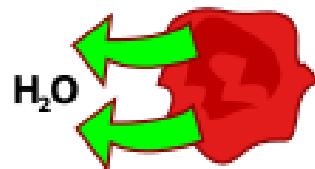
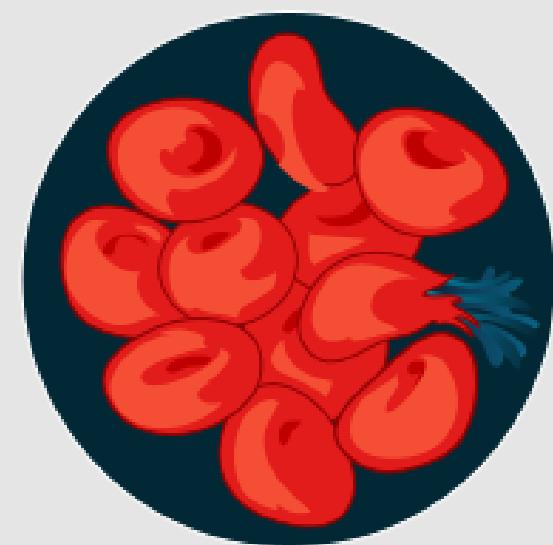
Hypertonic



Isotonic



Hypotonic



# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.4. Signification biologique de l'osmolalité

## C. EXEMPLES DE REGULATIONS PHYSIOLOGIQUES

Perte hydrique, deshydratation

osmolalité [solutés EC]  $\uparrow$   $\Rightarrow$  rétention hydrique  $\Rightarrow$   $\downarrow$  urine (10-20 x)  $\Rightarrow$   $\uparrow$  soif

- osmolalité [urée, ethanol]  $\uparrow$   $\Rightarrow$  osmolalité LIC  $\uparrow$ , car ils sont **diffusibles**

normal:  $[Glu]_{EC} \uparrow \Rightarrow$  insuline  $\uparrow \Rightarrow [Glu]_{IC} \uparrow$  :  $[Glu]$  égales

- DIABETE**

pathologie:  $[Glu]_{EC} \uparrow \Rightarrow$  ~~insuline~~  $\Rightarrow [Glu]_{sang} \uparrow \Rightarrow$  élimination urinaire  $[Glu] + H_2O \Rightarrow$   
 $\Rightarrow$  osmolalité EC  $\uparrow \Rightarrow$  infusion I.V. de insuline +  $H_2O \Rightarrow$  correction

# 1. PROPRIETES DES MEMBRANES ET DES MILIEUX AQUEUX

## 1.2. Diffusion

### 1.2.2. Diffusion osmotique

#### 1.2.2.5. Pression oncotique

Pression ONCOTIQUE (=pression colloïdo-osmotique) :

part de la pression osmotique due aux **PROTEINES** (85% albumine, globuline, ...)

C'est la différence de pression osmotique entre le secteur plasmatique et le milieu interstitiel :

Une baisse de la pression oncotique par hyper hydratation amène une baisse de pression oncotique et donc un flux global d'eau vers le milieu interstitiel

$$P_{\text{onc}} \approx 25 \text{ mmHg} = 3.3 \text{ kPa}$$

1atm=760mmHg=1013 hPa; 1 kPa=7.50 mmHg; 1 cm H<sub>2</sub>O≈0.1 kPa; 1 mmHg (Torr)=0.133 kPa

# Messages essentiels du cours

- Origine et mécanisme de la pression osmotique
- Osmolalité des liquides biologiques et leur mesure

# Mentions légales

---

L'ensemble de ce document relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle. Tous les droits de reproduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Ce document est interdit à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'Université Grenoble Alpes (UGA).

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Grenoble Alpes (UGA), et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.