

# Membrane Plasmique, l'Homéostasie, et le Transport Cellulaire

**Pr: M. agnaou**

# Homéostasie

- Le milieu interne de l'organisme (la cellule) demeure inchangé, même si le milieu externe varie
- La membrane plasmique contrôle l'homéostasie

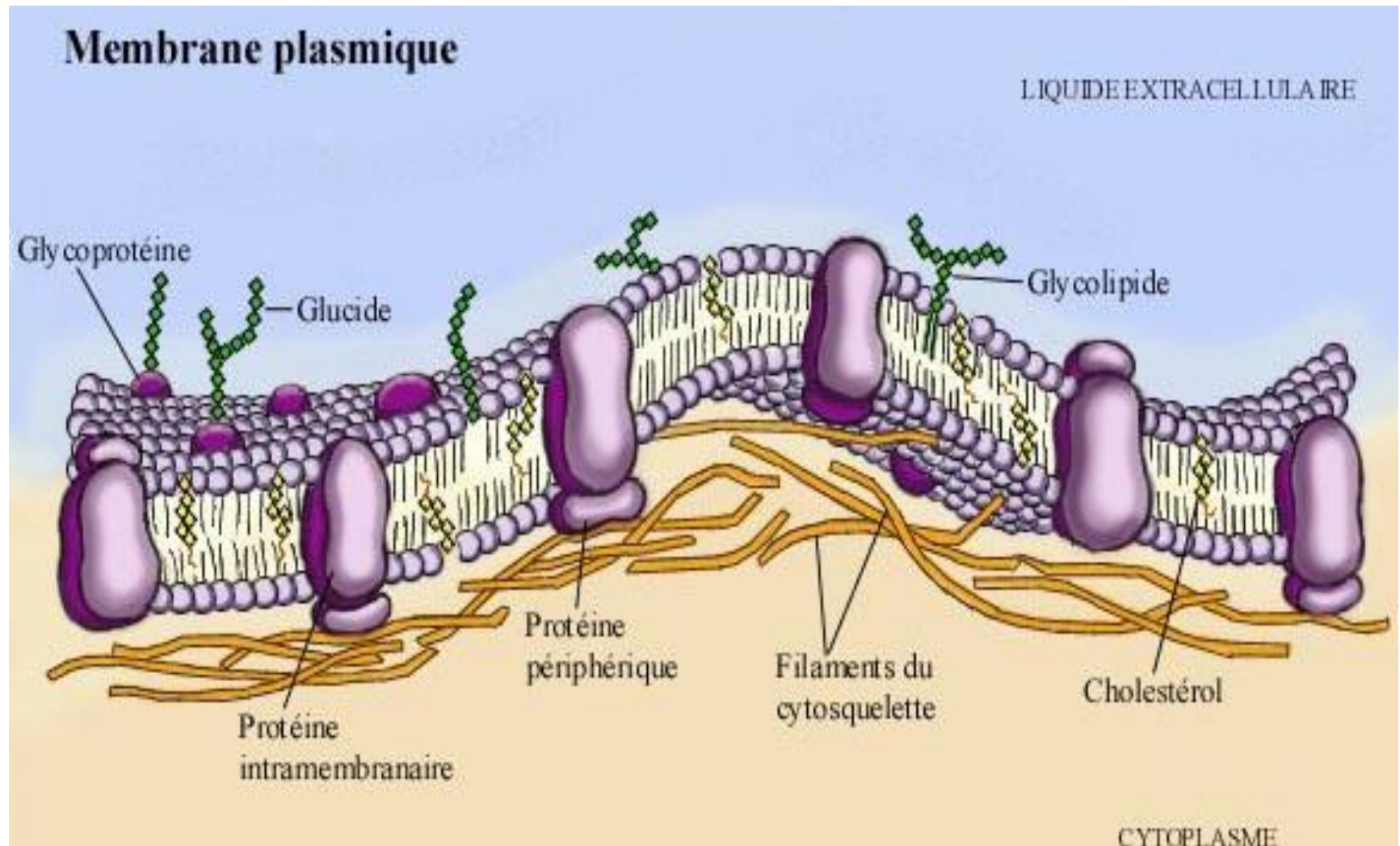
# Perméabilité sélective

- La propriété qui permet la cellule de laisser passer certaines substances et d'en rejeter d'autres.
- Alors la membrane contrôle le passage des solutés, des éléments nutritifs, et des déchets
- Cette perméabilité varie entre organisme et *cellule*.

# Structure de la membrane plasmique

- Une bicouche de phospholipides entre lesquelles se trouvent les protéines (facilitent le mouvement des matières ).
- Les phospholipides contiennent une tête polaire, qui attire l'eau. La queue non polaire est hydrophobe et évite l'eau. L'eau entoure la cellule et est à l'intérieur.
- La membrane plasmique est une structure fluide qui est libre de changer de position. (latéralement)

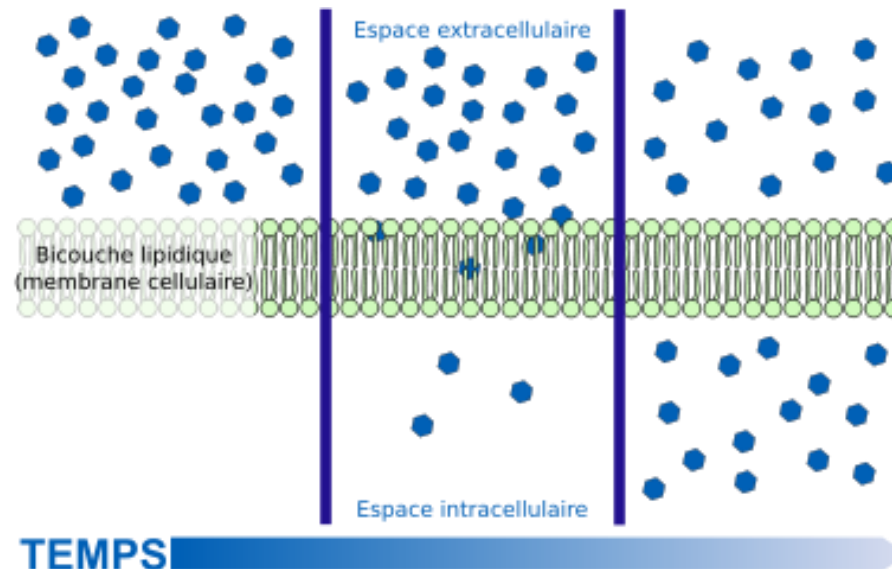
# Structure de la membrane plasmique



# TRANSPORT CELLULAIRE

## 1. La diffusion

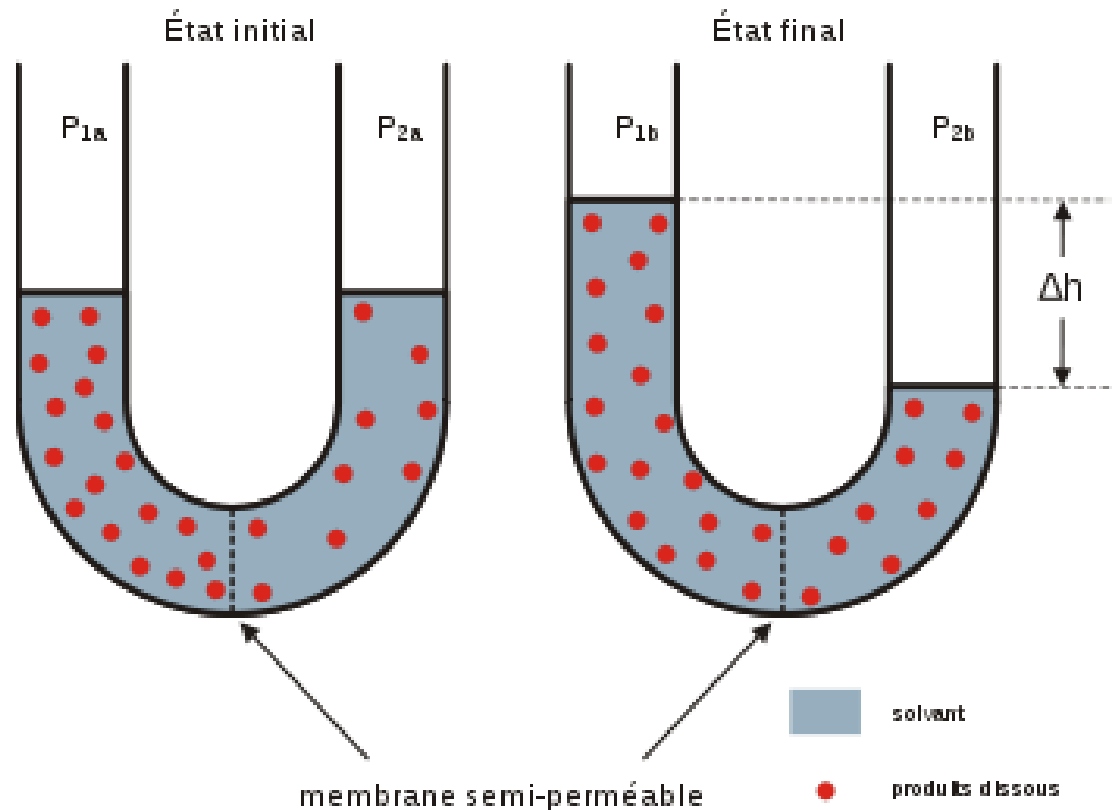
- Les cellules ont les solutions à l'extérieur et à l'intérieur et ces solutions sont fait d'eau et de soluté.
- Les molécules ont la tendance d'aller d'une zone de forte concentration vers une zone de faible concentration (**gradient de concentration**).
- Une fois que les concentrations s'établissent (sont égaux) et il y a le même mouvement d'une zone à l'autre, la solution a atteint un équilibre dynamique.



# TRANSPORT CELLULAIRE

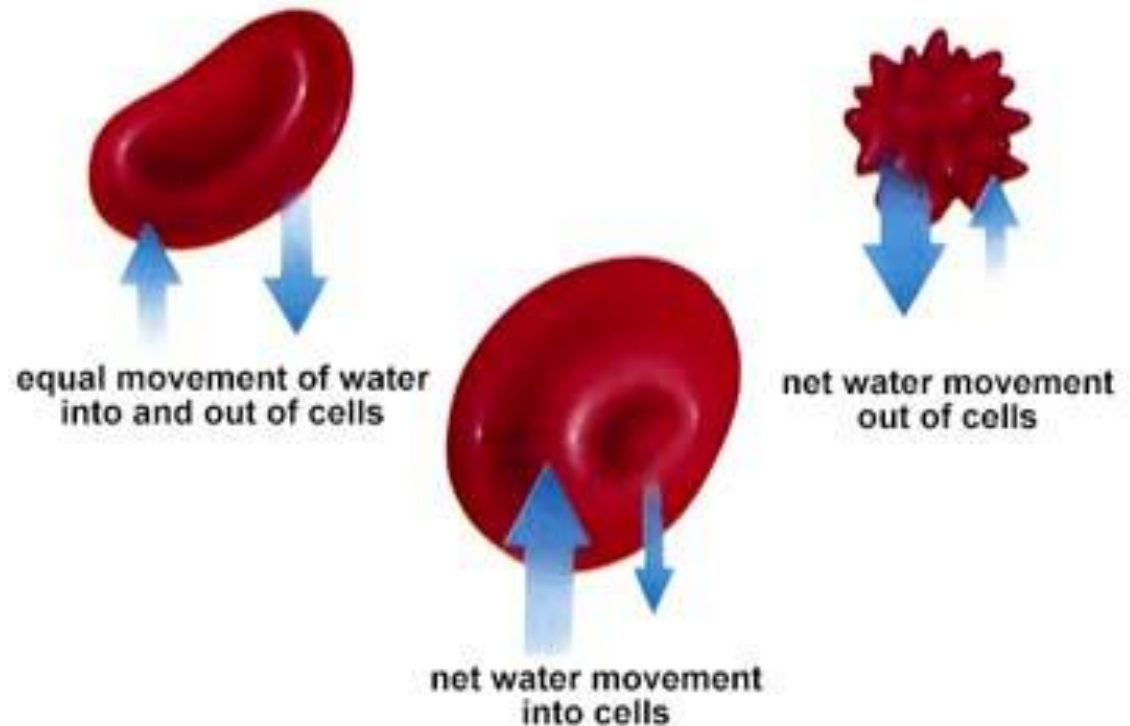
## 2. L'osmose

- La diffusion de molécules d'eau à travers la membrane selon le gradient de concentration.
- Ainsi la cellule perd ou gagne de l'eau par l'osmose.
- Les solutions:
  - isotonique
  - hypotonique
  - hypertonique



# solution isotonique

- Une solution où les solutés (externe) sont de même concentration que ceux de la cellule (interne).
- Il y a le mouvement de l'eau des deux sens sans que les concentrations change.





# Solution hypotonique

- Une solution où les solutés sont de concentration moindre que ceux dans la cellule. Plus d'eau à l'extérieur de la cellule.
- Alors, l'eau entre dans la cellule.
- Les cellules végétales gonfle, et elles ont une pression de turgence. (la paroi) Les cellules animales n'ont pas cette capacité, et elles peuvent éclater.

# solution hypertonique

- Une solution où les solutés sont plus concentrés que dans la cellule. Plus d'eau dans la cellule.
- L'osmose indique que la cellule perd de l'eau.
- Les cellules animales rapetissent.
- Les cellules végétales subissent le plasmolyse et la plante flétrisse.

# EFFETS DES CONCENTRATIONS DES SOLUTIONS SUR LES CELLULES

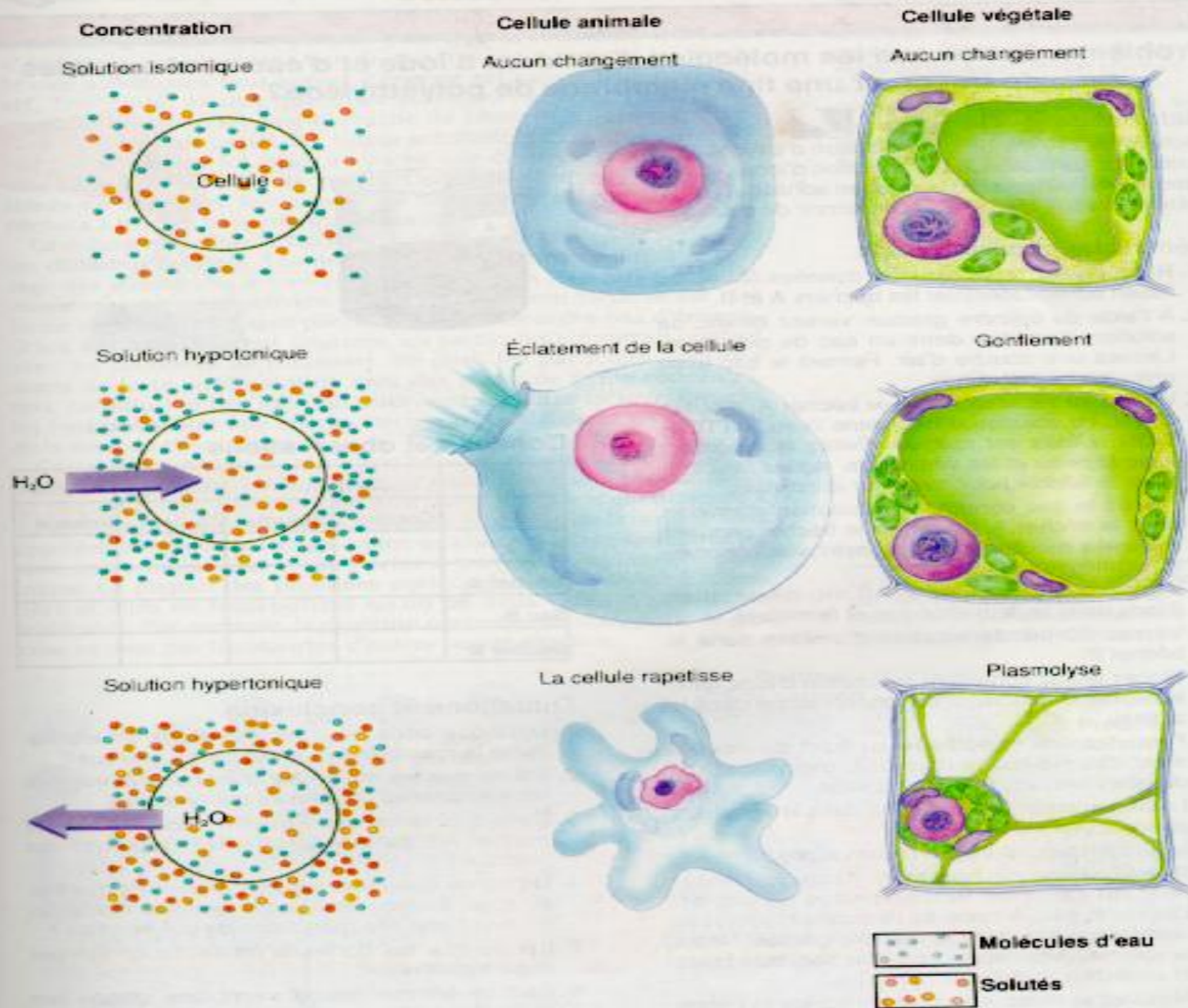
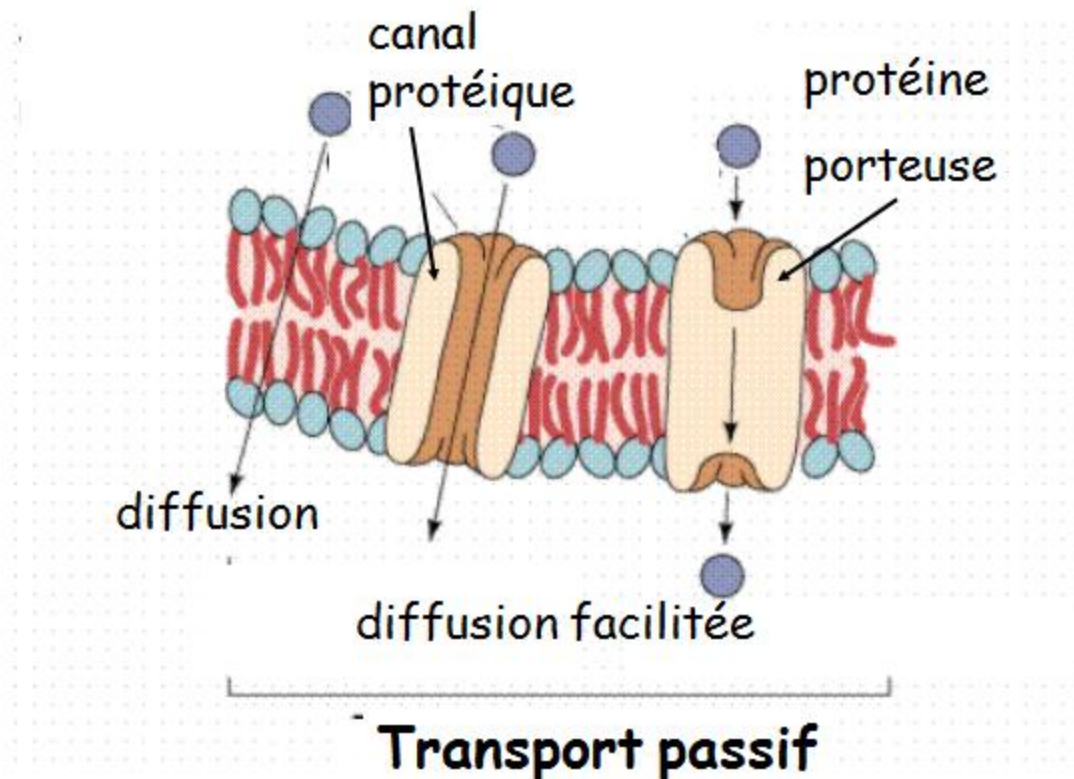


FIGURE 5-10

# TRANSPORT CELLULAIRE

## 3. Le transport passif

- Le mouvement net de substances à travers la membrane plasmique sans apport d'énergie (la diffusion).
- Les protéines de transport font la *diffusion facilitée* pour certaines molécules. Ouverture des protéines.

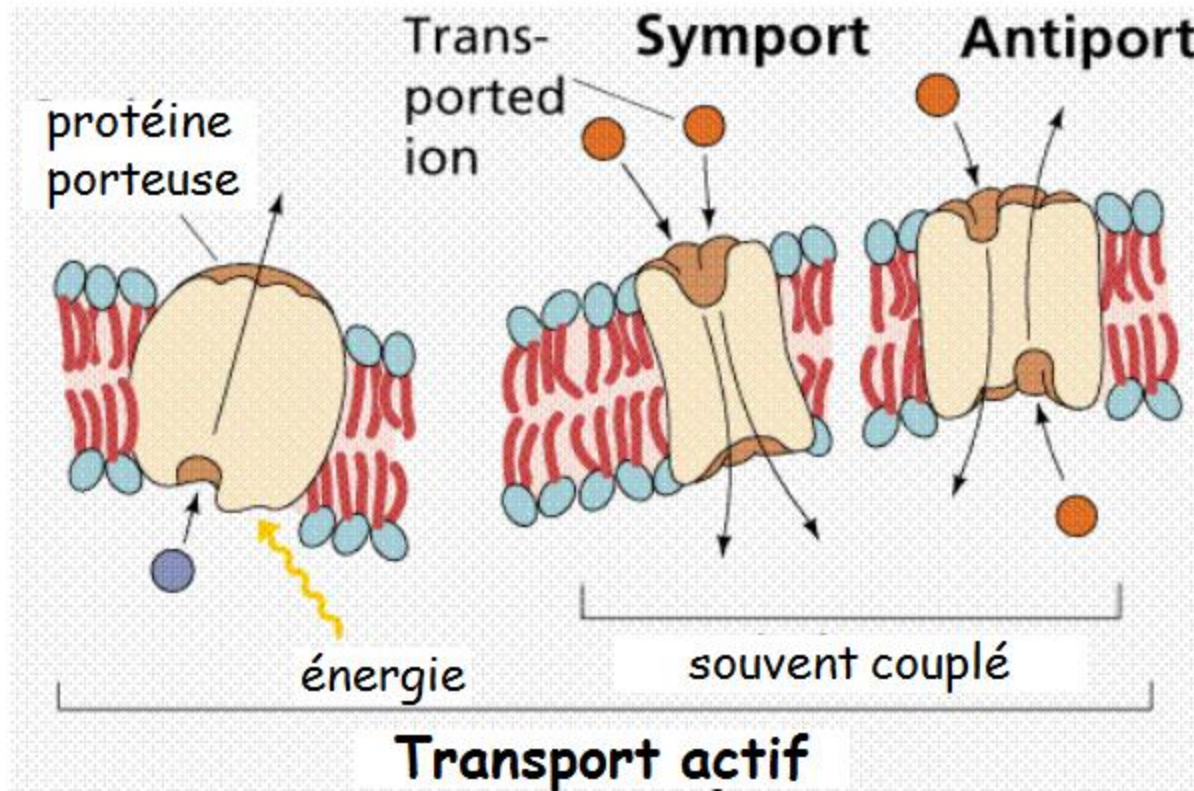




# TRANSPORT CELLULAIRE

## 4. Le transport actif

- L'entrée des éléments nutritifs, des minéraux en faible concentration à l'extérieur nécessite l'énergie.
- C'est le transport actif.
- Les protéines porteuses se lient aux molécules afin d'obtenir l'énergie pour le transport. (pompe ionique de  $\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$ )



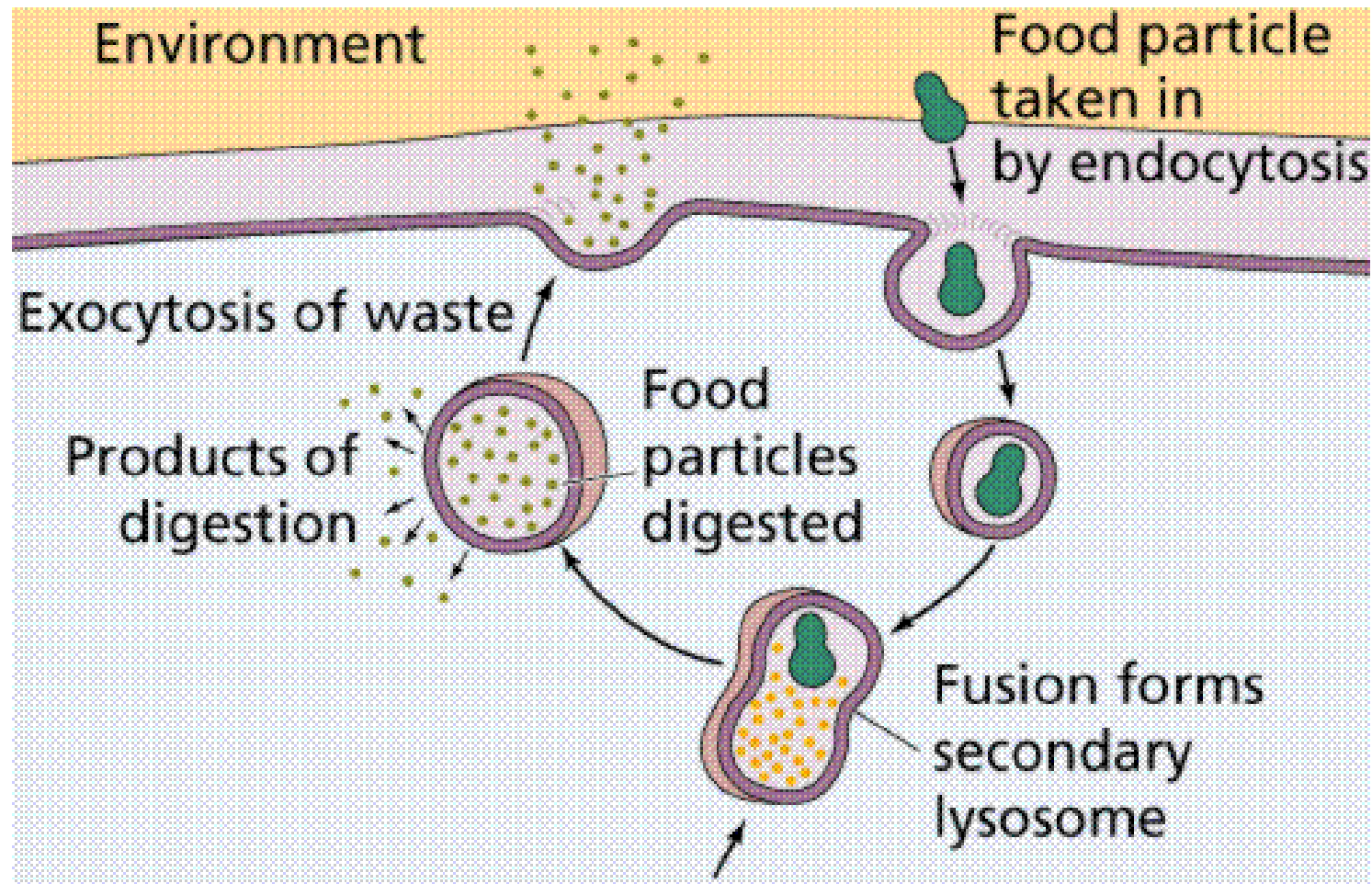
# TRANSPORT CELLULAIRE

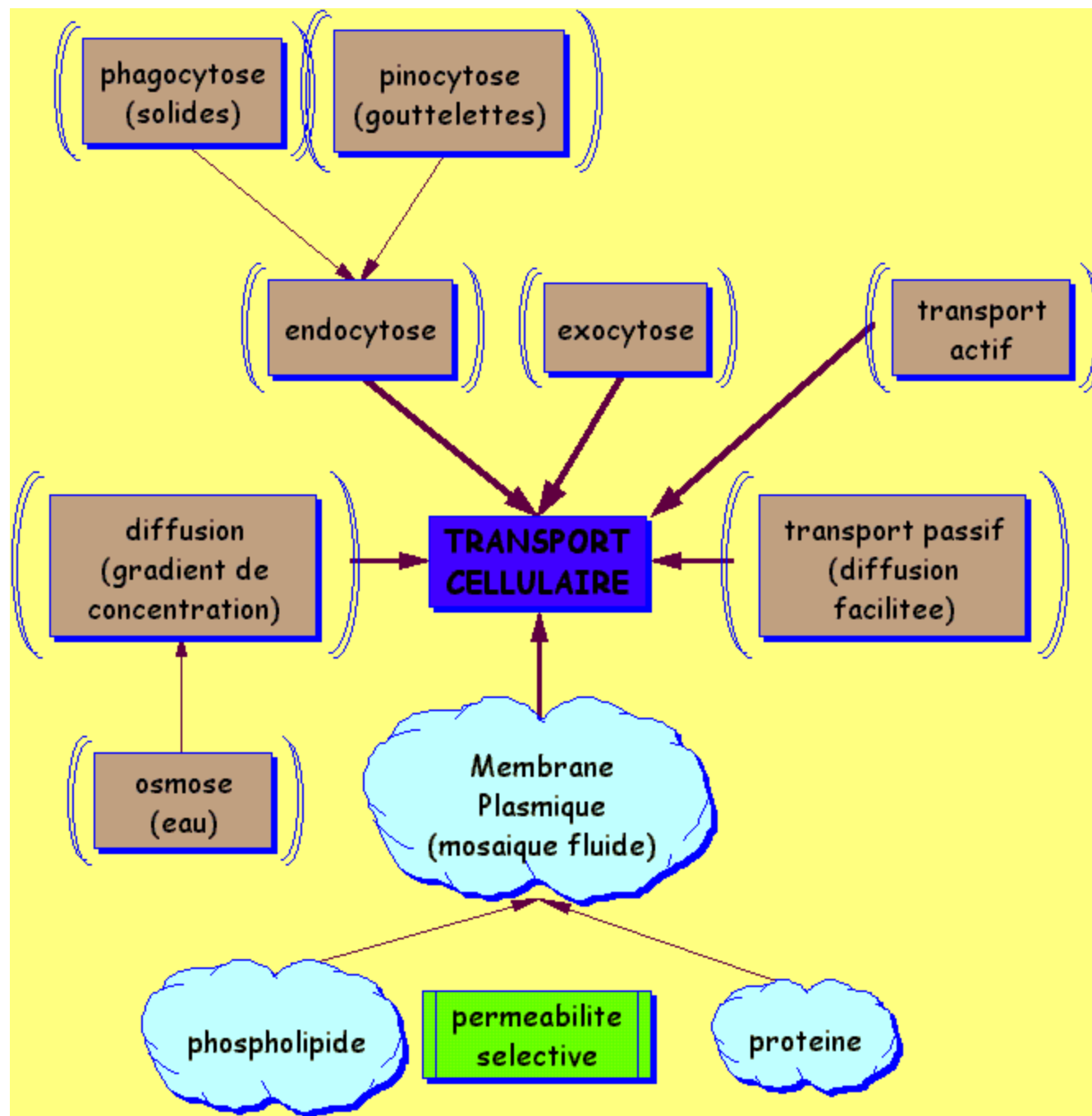
## 5. Endocytose / exocytose

- **L'endocytose**: les molécules entre dans la cellule par l'englobement d'une molécule par la membrane, formant une vacuole.
- **A. le phagocytose**: solides ou cellules entières (globules blanches qui digèrent les bactéries)
- **B. le pinocytose**: petites particules ou gouttelettes, (des éléments nutritifs ou grosses molécules en suspension)
- **L'exocytose**: l'expulsion des déchets ou l'excrétion des molécules (hormones, enzymes digestives, et l'insuline)

# TRANSPORT CELLULAIRE

## 5. Endocytose / exocytose







I .mise en évidence de la pression osmotique

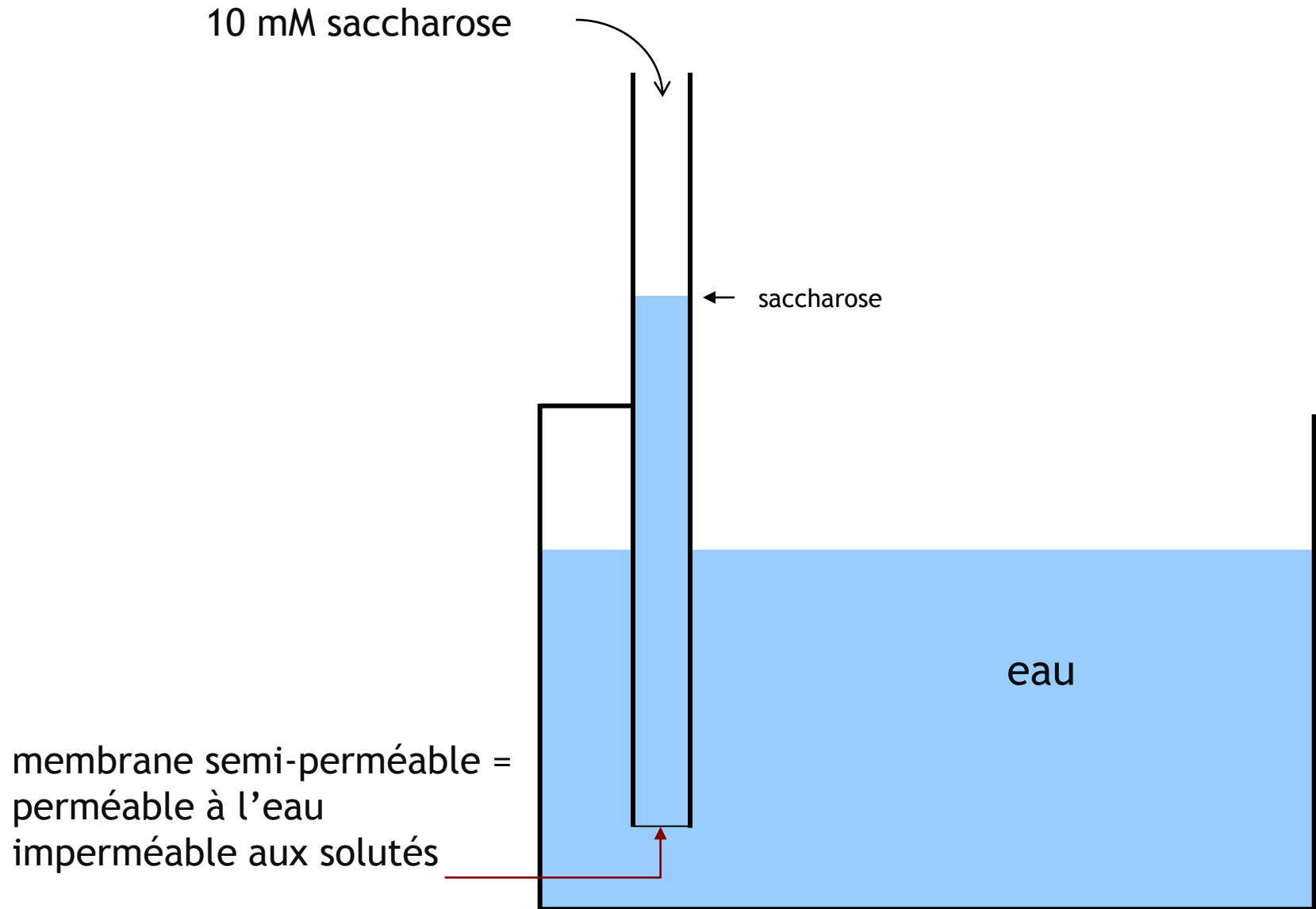
II. caractéristiques physiques de l'osmolarité

III. osmolarité et volume cellulaire : les cellules dans l'organisme

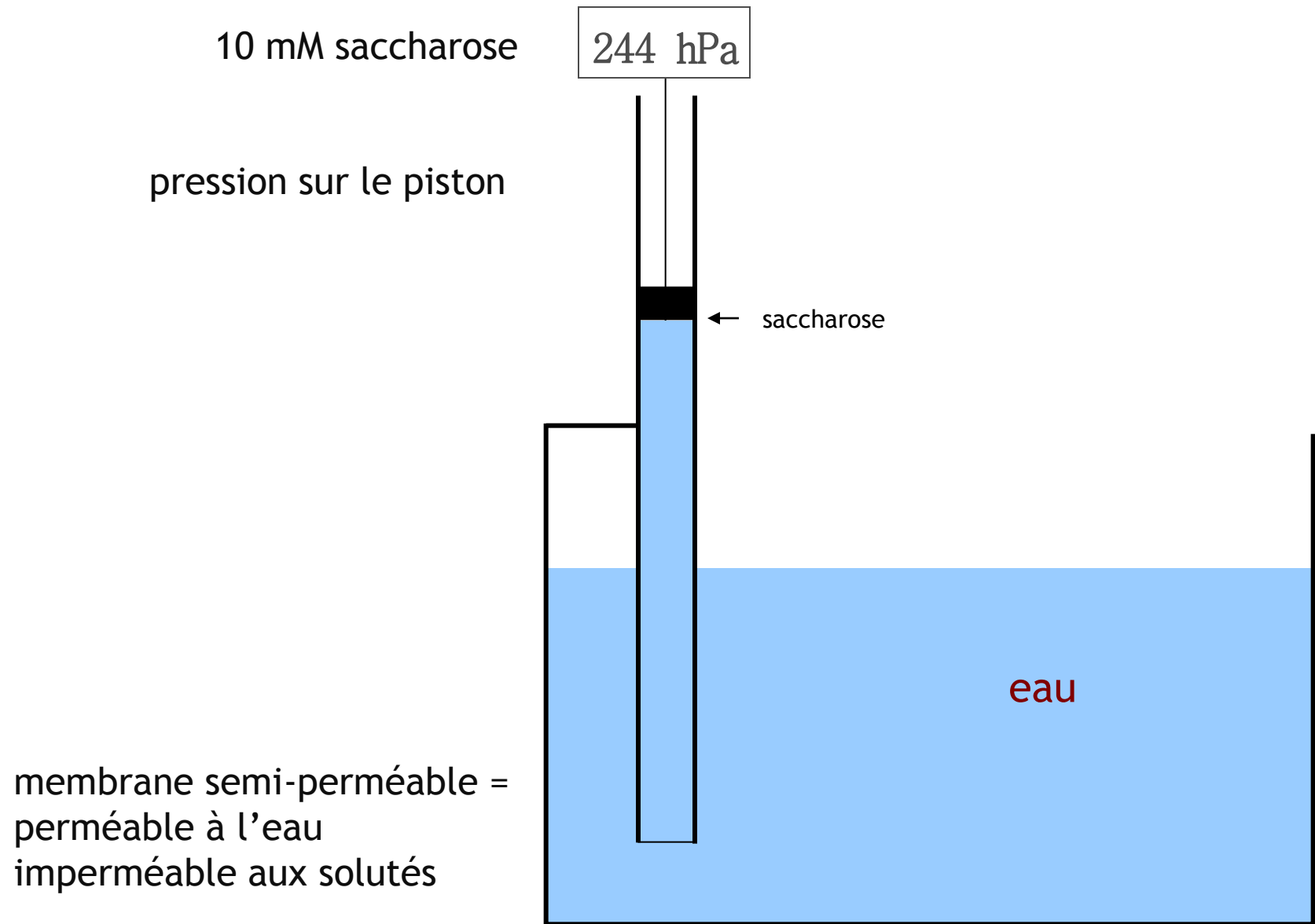
IV. pression oncotique : les compartiments de l'organisme

V. eau et osmolarité : l'organisme dans son milieu

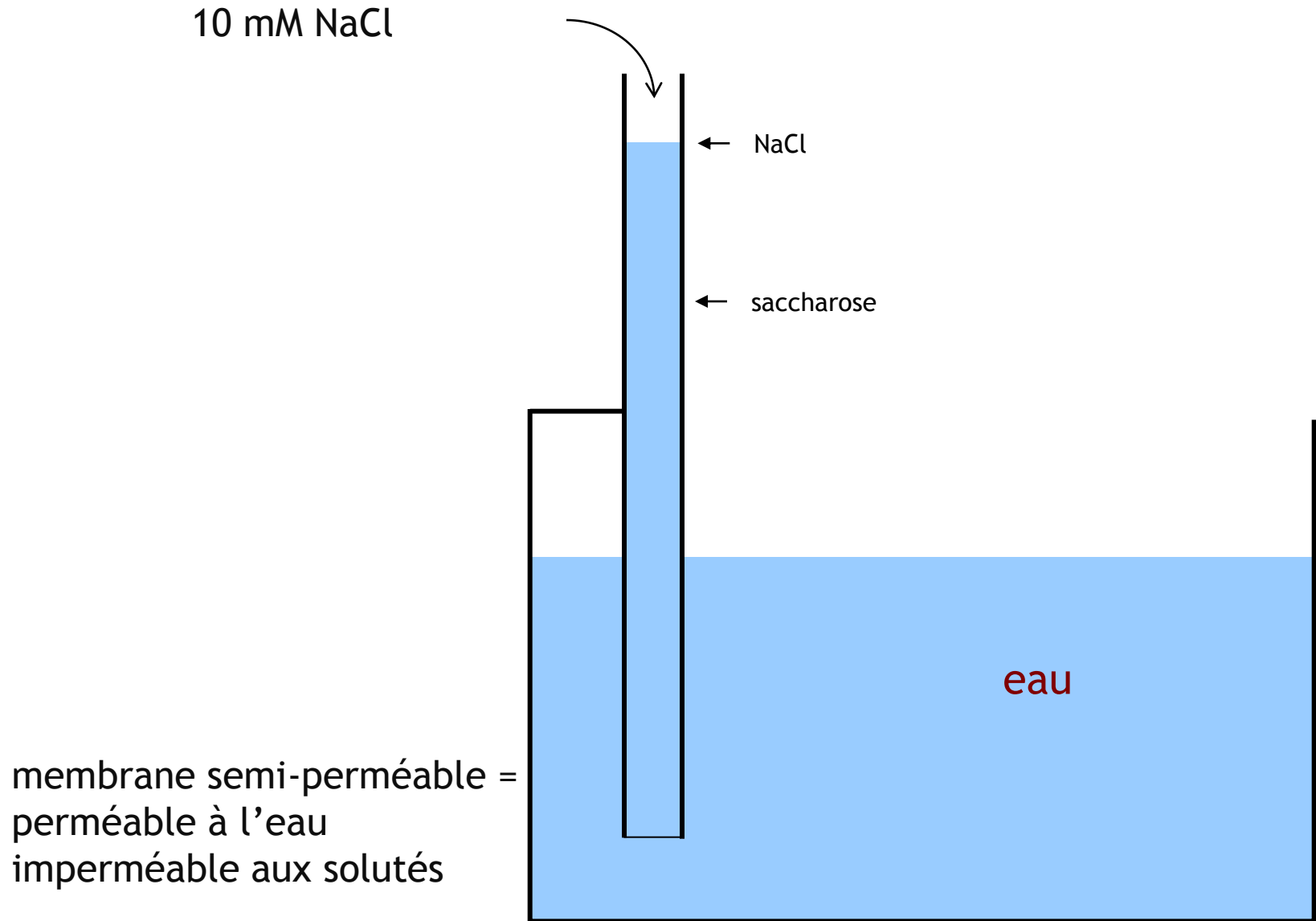
# I - mise en évidence de la pression osmotique



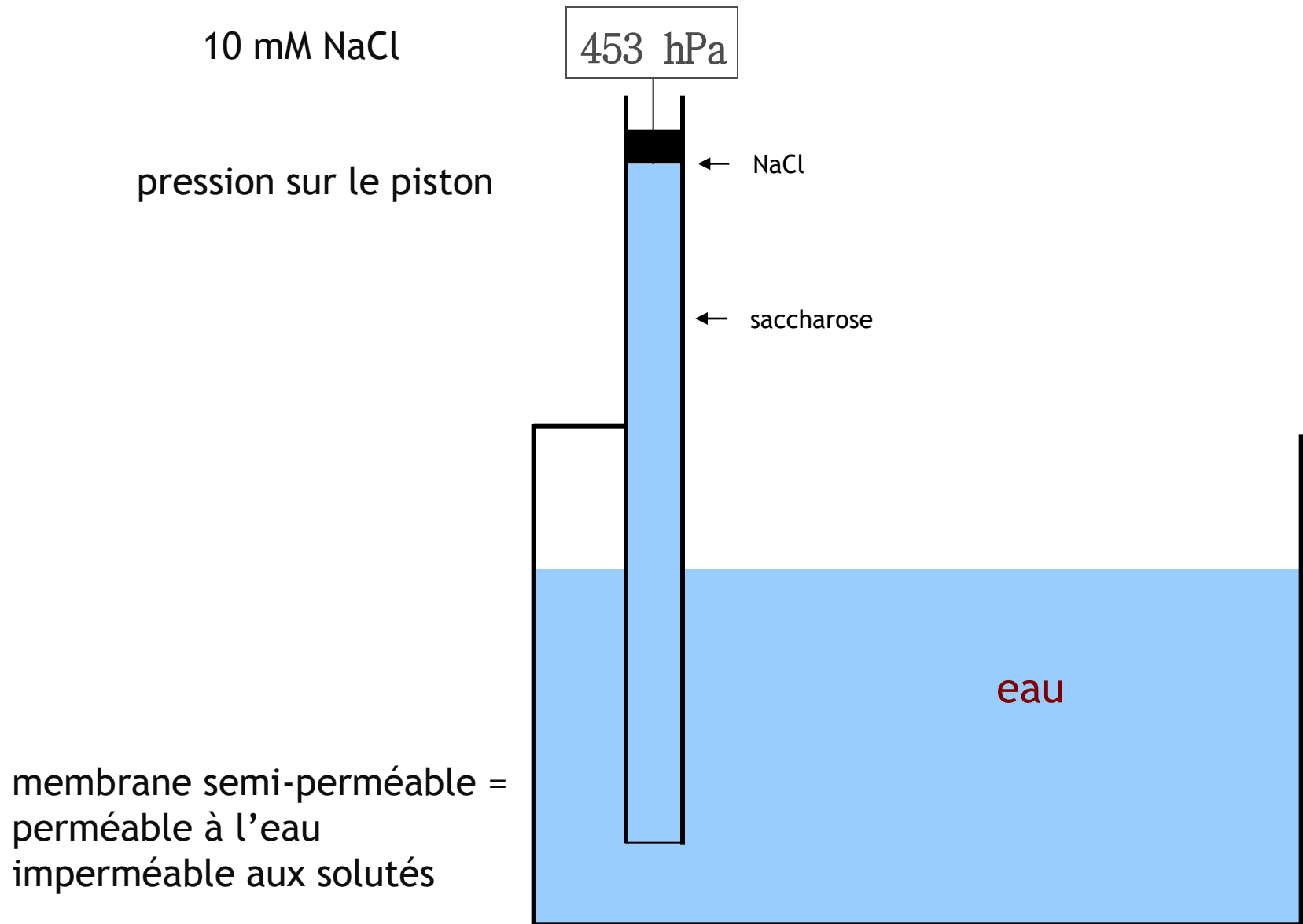
# I - mise en évidence de la pression osmotique



# I - mise en évidence de la pression osmotique



# I - mise en évidence de la pression osmotique



# définitions

## ❖ pression osmotique

La pression osmotique est la pression exercée par les particules en solution, et responsable de l'osmose.

## ❖ osmose

mouvement d'eau à travers une membrane semi-perméable, du compartiment le moins concentré en particules en solution vers le compartiment le plus en particules en solution.

## ❖ osmolarité

L'osmolarité d'une solution est le nombre de moles de particules en solution dans 1 litre de solution.

1 **osmole** (osm) correspond à une mole de particules.

## ❖ molarité et molalité

**La molarité** est la concentration exprimée en moles par litre de solution. Une solution qui contient une mole par litre est une solution molaire.

**La molalité** est la concentration exprimée en moles par kg d'eau. Une solution qui contient une mole par kg d'eau est une solution molale.

osmolarité et osmolalité

**L'osmolarité** d'une solution est le nombre de moles de particules en solution dans 1 litre de solution.

**L'osmolalité** est le nombre de moles de particules en solution dans 1 kg d'eau.

# définitions

## NB : concentration ionique

La concentration ionique d'une solution est le nombre de moles de charges présentes dans la solution. Son unité est l'équivalent (Eq) par volume de solution.

exemple : calcul de la concentration ionique d'une solution de 10 mM de NaCl

NaCl est à la concentration de 10 mM.

NaCl se dissocie en  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ .

Chaque mole de NaCl porte une mole de charges + et une de charges -. La concentration ionique de la solution est donc :  $2 \times 10 = 20 \text{ mEq.l}^{-1}$ .

concentration ionique  $\neq$  osmolarité

# définitions

L'osmolarité d'une solution est le nombre de moles de particules en solution dans 1 litre de solution.

**1 osmole (osm) correspond à une mole de particules.**

exemple1 : calcul de l'osmolarité d'une solution de 10 mM de saccharose

$$10 \text{ mM} = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L} = 10 \text{ mol/m}^3$$

saccharose = soluble dans l'eau

en solution : ne se dissocie pas

1 molécule de saccharose en solution = 1 particule en solution

10 millimoles de saccharose → 10 milliosmoles de saccharose

exemple : calcul de l'osmolarité d'une solution de 10 mM de NaCl

$$10 \text{ mM} = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L} = 10 \text{ mol/m}^3$$

NaCl = soluble dans l'eau

en solution : se dissocie en  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$

1 molécule de NaCl en solution  $\cong$  2 particules en solution\*

(\*tout le NaCl ne se dissocie pas en  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ )

10 millimoles de NaCl →  $\cong$  20 milliosmoles de NaCl



# coefficient osmotique

l'osmolarité dépend de :

- ◆ concentration en solutés
- ◆ nombre de particules effectivement formées par la dissociation du soluté:

→ nombre de particules formées par la dissociation d'une molécule de soluté

→ facteur de correction : toutes les molécules de soluté ne se dissocient pas en solution

$$\text{osmolarité} = (n/V) \cdot i \cdot \Phi$$

n: nombre de moles de soluté

V: volume

$n/V$  = molarité de la solution

i : nombre de particules formées par dissociation du soluté

$\Phi$  (phi) : coefficient osmotique = facteur de correction

$$\Phi \leq 1 \quad (\Phi = 1 \leftrightarrow 100\% \text{ de dissociation})$$

exemples :  $\text{MgCl}_2$  :  $\Phi = 0,89$   $i = 3$   
 $\text{NaCl}$  :  $\Phi = 0,93$   $i = 2$

# La pression osmotique

**La pression osmotique** d'une solution est donnée par la loi de van't Hoff, dérivée de la loi sur les gaz parfaits.

calcul de la pression osmotique en unités internationale : Pascal (Pa)

$$\pi = R.T.(n/V).i.\Phi$$

Pa

osmolarité :

en  $\text{osm}/\text{m}^3$

en  $\text{mosm}/\text{L}$

1 atm = 101,3 kPa = 760 mmHg

R = 8,314 (UI) constante des gaz parfaits

T : température en Kelvin (0 K = -273,15°C ; 1 K = 1°C)

n: nombre de moles de soluté sans unité

i : nombre de particules formées par dissociation du soluté sans unité

$\Phi$  : (phi) : coefficient osmotique = facteur de correction sans unité

V: volume l'unité internationale de volume est le  $\text{m}^3$ , et non le litre

# La pression osmotique

exemples

$$\pi = R.T.(n/V).i.\Phi$$

loi de van't Hoff

exemple1 : calcul de la pression osmotique due à une solution de 10 mM de saccharose, à 20°C.

$$n/V = 10 \text{ mM}$$

saccharose en solution : ne se dissocie pas

$$\rightarrow i = 1$$

$$\rightarrow \Phi = 1$$

$$\pi = 8,314 \times (20+273,15) \times 10 \times 1 \times 1 = 24372 \text{ Pa} \cong 244 \text{ hPa}$$

exemple2 : calcul de la pression osmotique due à une solution de 10 mM de NaCl, à 20°C.

$$n/V = 10 \text{ mM}$$

NaCl en solution : se dissocie en  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$

$$\rightarrow i = 2$$

$$\rightarrow \Phi = 0,93$$

$$\pi = 8,314 \times (20+273,15) \times 10 \times 2 \times 0,93 = 45333 \text{ Pa} \cong 453 \text{ hPa}$$

# osmolarité d'un mélange

osmolarité d'un soluté

$$\text{osmolarité} = \text{molarité} \times (i \cdot \Phi)$$

osmolarité d'un mélange de solutés

$$\text{osmolarité totale} = \sum \text{osmolarité de chaque soluté}$$

exemple : calcul de l'osmolarité d'une solution contenant 10 mM de saccharose et 10 mM de NaCl

$$\text{osmolarité du saccharose : } 10 \times 1 \times 1 = 10 \quad \text{mosm. L}^{-1}$$

$$\text{osmolarité du NaCl : } 10 \times 2 \times 0,93 = 18,6 \quad \text{mosm. L}^{-1}$$

---

$$\text{osmolarité totale} = 28,6 \quad \text{mosm. L}^{-1}$$

# osmolarité efficace

## solutés imperméants

exemple : calcul de la différence de pression osmotique d'une solution A contenant 10 mM de saccharose et d'une solution B contenant 10 mM de NaCl

### saccharose

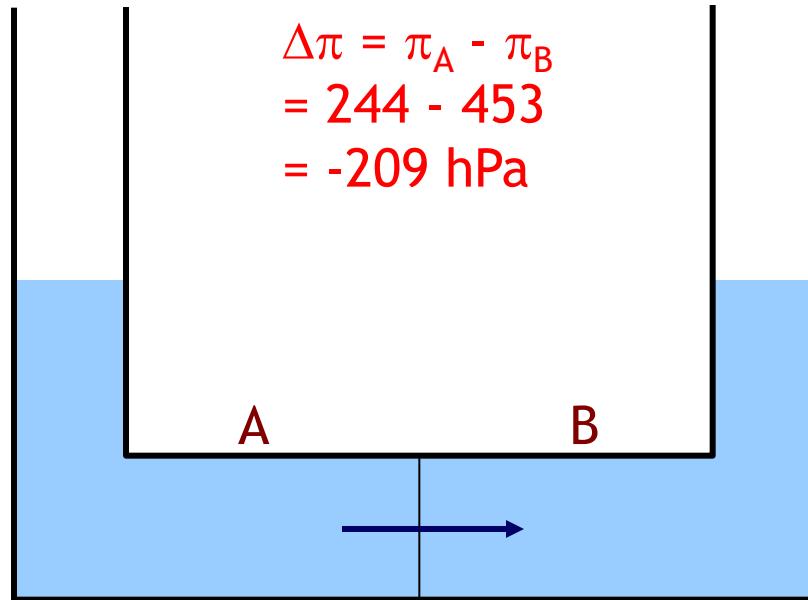
$$\begin{aligned}\pi_A &= 8,314 \times \\ &293,15 \times 10 \\ &= 244 \text{ hPa}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\pi &= R.T.(n/V).i.\Phi \\ &= R.T. \text{ osmolarité}\end{aligned}$$

### NaCl

$$\begin{aligned}\pi_B &= 8,314 \times \\ &293,15 \times 18,3 \\ &= 453 \text{ hPa}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta\pi &= \pi_A - \pi_B \\ &= 244 - 453 \\ &= -209 \text{ hPa}\end{aligned}$$



la différence de pression osmotique crée un mouvement d'eau de A vers B

# osmolarité efficace

## solutés imperméants

le mouvement d'eau de A vers B crée, par la différence de hauteur, une pression hydrostatique qui s'oppose à l'osmose.

### saccharose

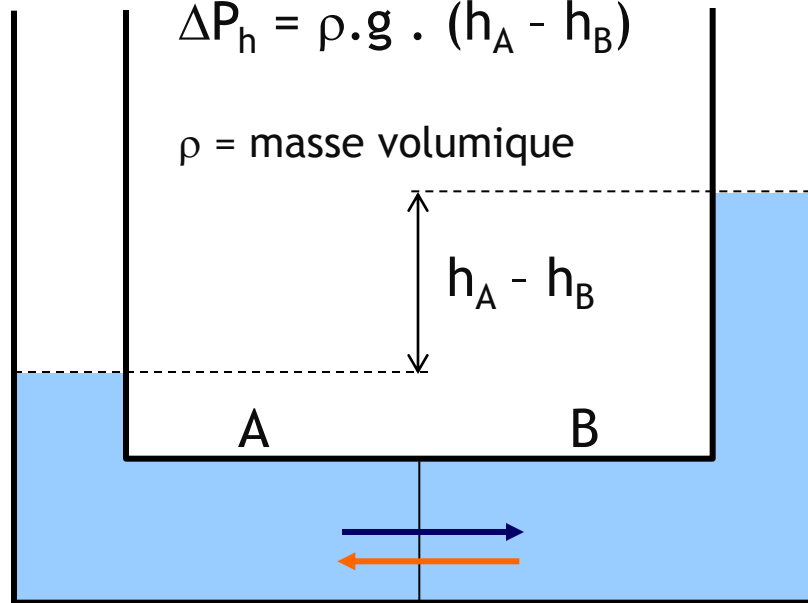
$$\pi_A \text{ final} > \pi_A \text{ initial}$$

(concentration  
due à la perte  
d'eau)

$$\Delta\pi' = \pi'_A - \pi'_B =$$

$$\Delta P_h = \rho \cdot g \cdot (h_A - h_B)$$

$\rho$  = masse volumique



### NaCl

$$\pi_B \text{ final} < \pi_B \text{ initial}$$

(dilution due au  
gain en eau)

à l'équilibre, la différence de pression osmotique est égale à la différence de pression hydrostatique qui s'exerce en sens opposé

# osmolarité efficace

## solutés perméants

certaines solutés traversent la membrane semi-perméable

exemple : calcul de l'osmolarité et de la pression osmotique d'une solution contenant 10 mM d'urée

$$\text{osmolarité} = \text{molarité} \times (i \cdot \Phi)$$

$$\text{osmolarité} : 10 \times 1 \times 1 = 10 \text{ mosm.L}^{-1}$$

$$\pi = R \cdot T \cdot (n/V) \cdot i \cdot \Phi = R \cdot T \cdot \text{osmolarité}$$

$$\pi_{\text{urée}} = 8,314 \times 293,15 \times 10 = 244 \text{ hPa}$$

# osmolarité efficace

solutés perméants

exemple : calcul de la différence de pression osmotique d'une solution A contenant 10 mM de saccharose et d'une solution B contenant 10 mM d'urée

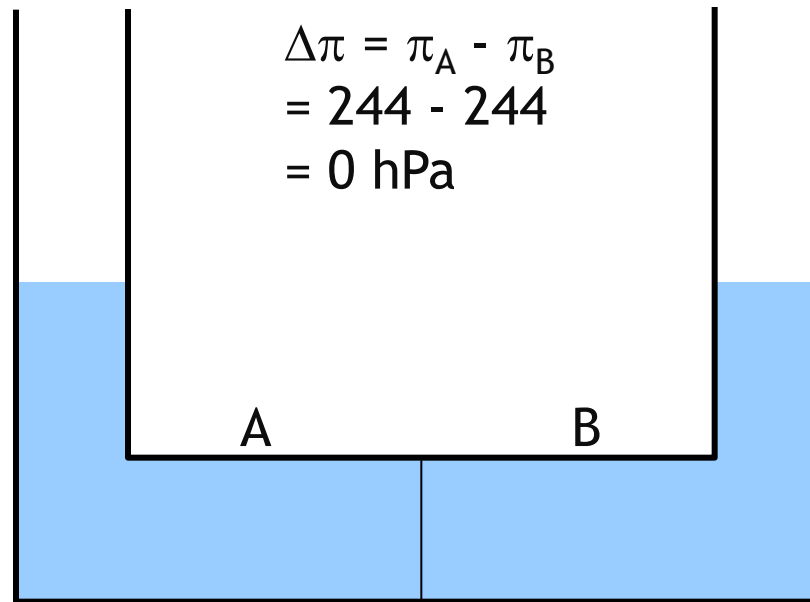
saccharose

$$\begin{aligned}\pi_A &= 8,314 \times \\ &293,15 \times 10 \\ &= 244 \text{ hPa}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\pi &= R.T.(n/V).i.\Phi \\ &= R. T. \text{ osmolarité}\end{aligned}$$

urée

$$\begin{aligned}\pi_B &= 8,314 \times \\ &293,15 \times 10 \\ &= 244 \text{ hPa}\end{aligned}$$



si la membrane est imperméable à l'urée, il n'y a aucun mouvement d'eau



## solutés perméants

exemple : calcul de la différence de pression osmotique d'une solution A contenant 10 mM de saccharose et d'une solution B contenant 10 mM d'urée si la membrane est perméable à l'urée, les concentrations en urée s'équilibrent entre A et B (5 mM)

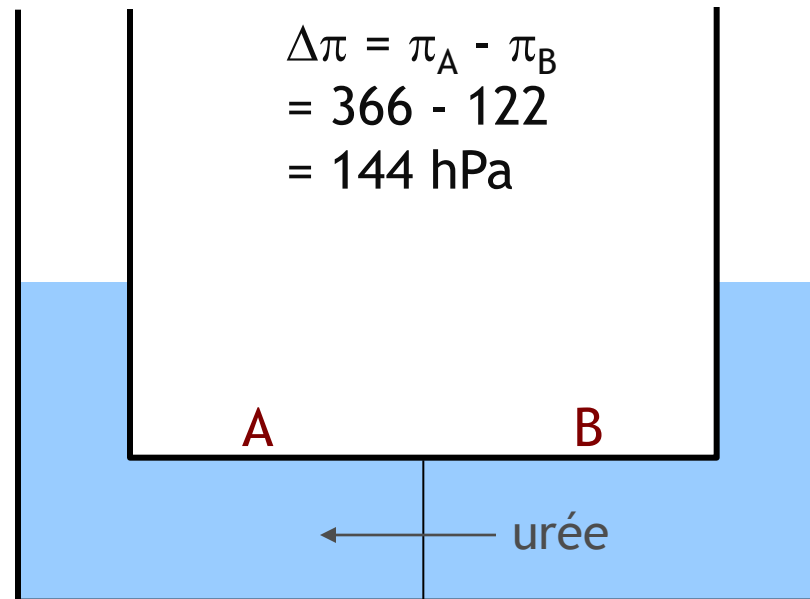
saccharose

$$\begin{aligned}\pi_A &= 8,314 \times \\ &293,15 \times (10 + 5) \\ &= 144 + 122 \\ &= 366 \text{ hPa}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\pi &= R.T.(n/V).i.\Phi \\ &= R. T. \text{ osmolarité}\end{aligned}$$

urée

$$\begin{aligned}\pi_B &= 8,314 \times \\ &293,15 \times 5 \\ &= 122 \text{ hPa}\end{aligned}$$



si la membrane est perméable à l'urée, les concentrations en urée s'équilibrent entre A et B (5 mM)

# osmolarité efficace

## solutés perméants

exemple : calcul de la différence de pression osmotique d'une solution A contenant 10 mM de saccharose et d'une solution B contenant 10 mM d'urée si la membrane est perméable à l'urée, les concentrations en urée s'équilibrent entre A et B (5 mM)

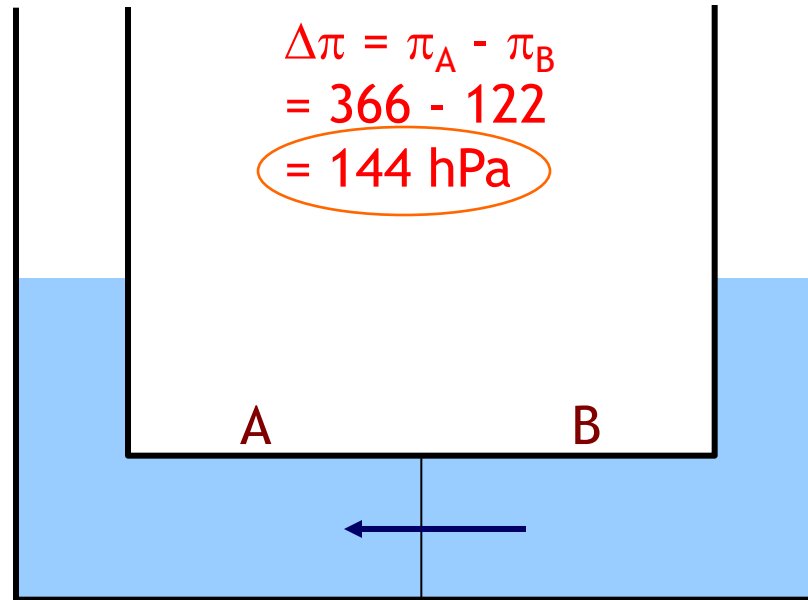
### saccharose

$$\begin{aligned}\pi_A &= 8,314 \times \\ &293,15 \times (10 + 5) \\ &= 144 + 122 \\ &= 366 \text{ hPa}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\pi &= R.T.(n/V).i.\Phi \\ &= R.T. \text{ osmolarité}\end{aligned}$$

### urée

$$\begin{aligned}\pi_B &= 8,314 \times \\ &293,15 \times 5 \\ &= 122 \text{ hPa}\end{aligned}$$



si la membrane est perméable à l'urée, la pression osmotique est due au saccharose

# dynamique de l'osmose

## solutés perméants

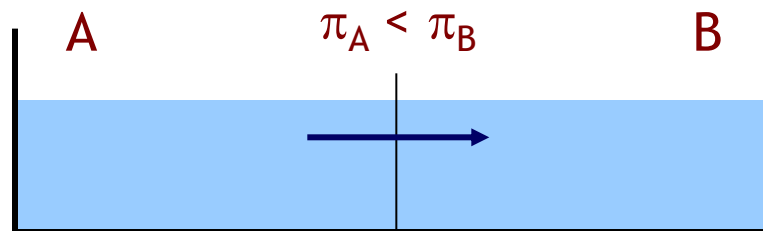
dans le cas d'une solution contenant des solutés perméants et non perméants, la pression osmotique à l'équilibre est due aux solutés imperméants  
osmolarité efficace : osmolarité des solutés non perméants

NB : les flux d'eau et de particules n'étant pas instantanés, la situation d'aquilibre n'est pas obtenue immédiatement

→ variations transitoires d'osmolarité, de pression osmotique et de volume

Les mouvements d'eau jusqu'à l'équilibre des pressions ne sont pas instantanés

débit d'eau à travers une membrane : dépend de la différence de pression osmotique et de la perméabilité de la membrane à l'eau



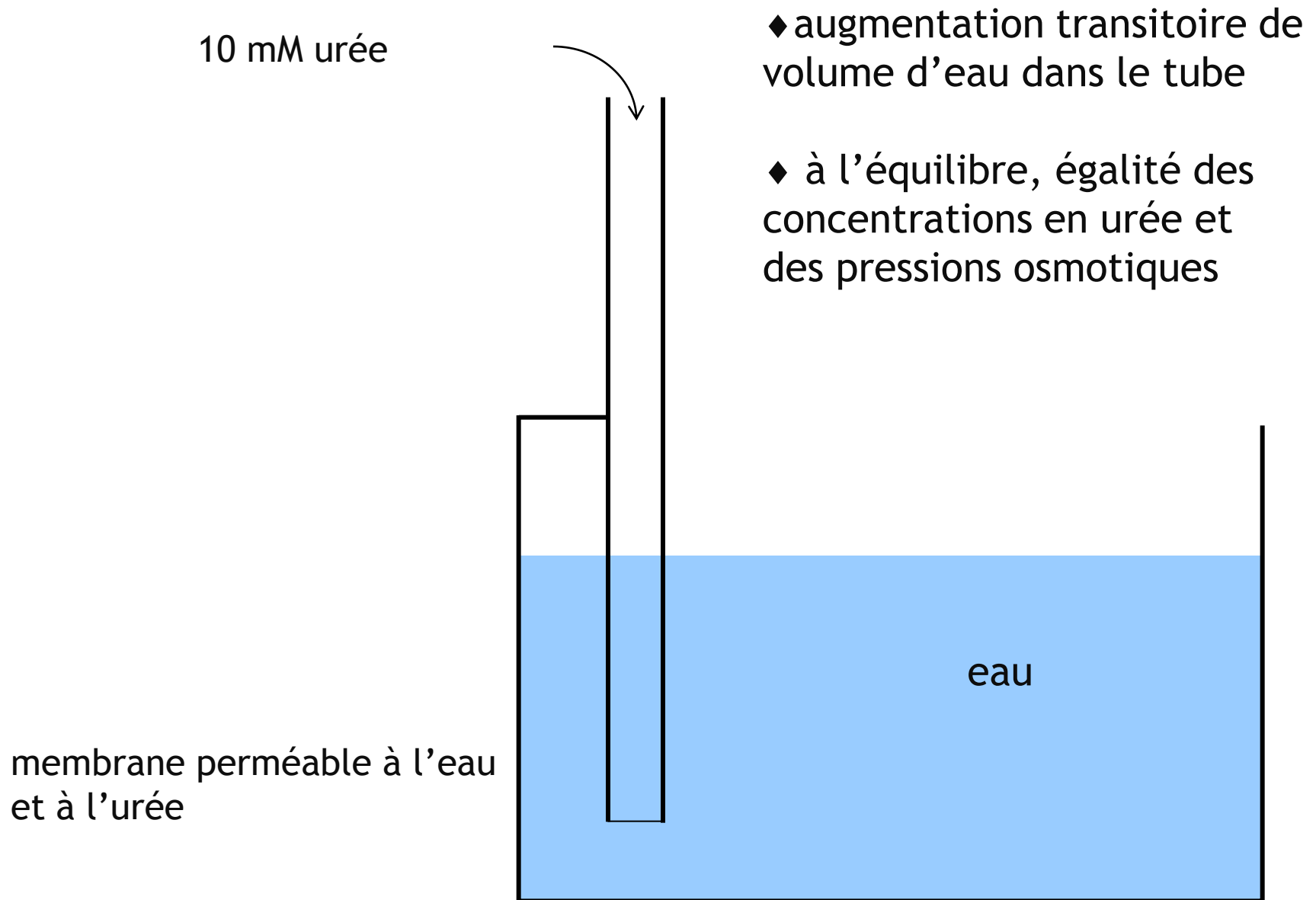
cas d'un soluté perméant :

Les mouvements du soluté à travers la membrane ne sont pas instantanés

débit d'eau à travers une membrane : dépend de la différence de concentration en soluté et de la perméabilité de la membrane au soluté

NB : l'eau et le soluté perméant n'ont pas forcément le même débit

# dynamique de l'osmose



# osmolarité et volume cellulaire /milieux intérieurs

## liquide intersticiel

ions	intracellulaire (mM)	extracellulaire (mM)
Na <sup>+</sup>	5-15	145
K <sup>+</sup>	140	5
Mg <sup>2+</sup>	0,5	1-2
Ca <sup>2+</sup>	$1 \times 10^{-4}$	1-2
H <sup>+</sup>	$7 \times 10^{-5}$ (pH = 7,2)	$4 \times 10^{-5}$ (pH = 7,4)
Cl <sup>-</sup>	5-15	110
Pi (en mEq/l)	100	2

autres composés : glucose, protéines,...

ion majoritaire : Na<sup>+</sup>

osmolarité mesurée (osmomètre) : 290 mosm.L<sup>-1</sup>

osmolarité estimée : [cation majoritaire] x 2 : 290 mosm.L<sup>-1</sup>

# osmolarité et volume cellulaire /milieux intérieurs

## liquide intracellaire

ions	intracellulaire (mM)	extracellulaire (mM)
Na <sup>+</sup>	5-15	145
K <sup>+</sup>	140	5
Mg <sup>2+</sup>	0,5	1-2
Ca <sup>2+</sup>	1x 10 <sup>-4</sup>	1-2
H <sup>+</sup>	7x 10 <sup>-5</sup> (pH = 7,2)	4x 10 <sup>-5</sup> (pH = 7,4)
Cl <sup>-</sup>	5-15	110
Pi (en mEq/l)	100	2

autres composés : glucose, protéines,...

ion majoritaire : K<sup>+</sup>

osmolarité mesurée (osmomètre) : 290 mosm.L<sup>-1</sup>

osmolarité estimée : [cation majoritaire] x 2 : 280 mosm.L<sup>-1</sup>

# osmolarité et volume cellulaire /milieux intérieurs

liquides intersticiel et intracellulaire

- ♦ les milieux extracellulaire et intracellulaire sont isostiques
- ♦ l'osmolarité des différents milieux est obtenue différemment

mesure et calcul de l'osmolarité d'une solution :

mesure de l'osmolarité d'une solution : osmomètre

osmolarité estimée d'un liquide biologique intérieur :

[cation majoritaire] x 2 (équilibre des charges)

osmolarité calculée d'une solution de composition déterminée :

$$\text{osmolarité} = (n/V) \cdot i \cdot \Phi$$

- ♦ détermination de la concentration d'une solution de NaCl isotonique

ex : perfusion sanguine

osmolarité cellulaire : 290 mosm.L<sup>-1</sup>

osmolarité voulue de la solution de NaCl : 290 mosm.L<sup>-1</sup>

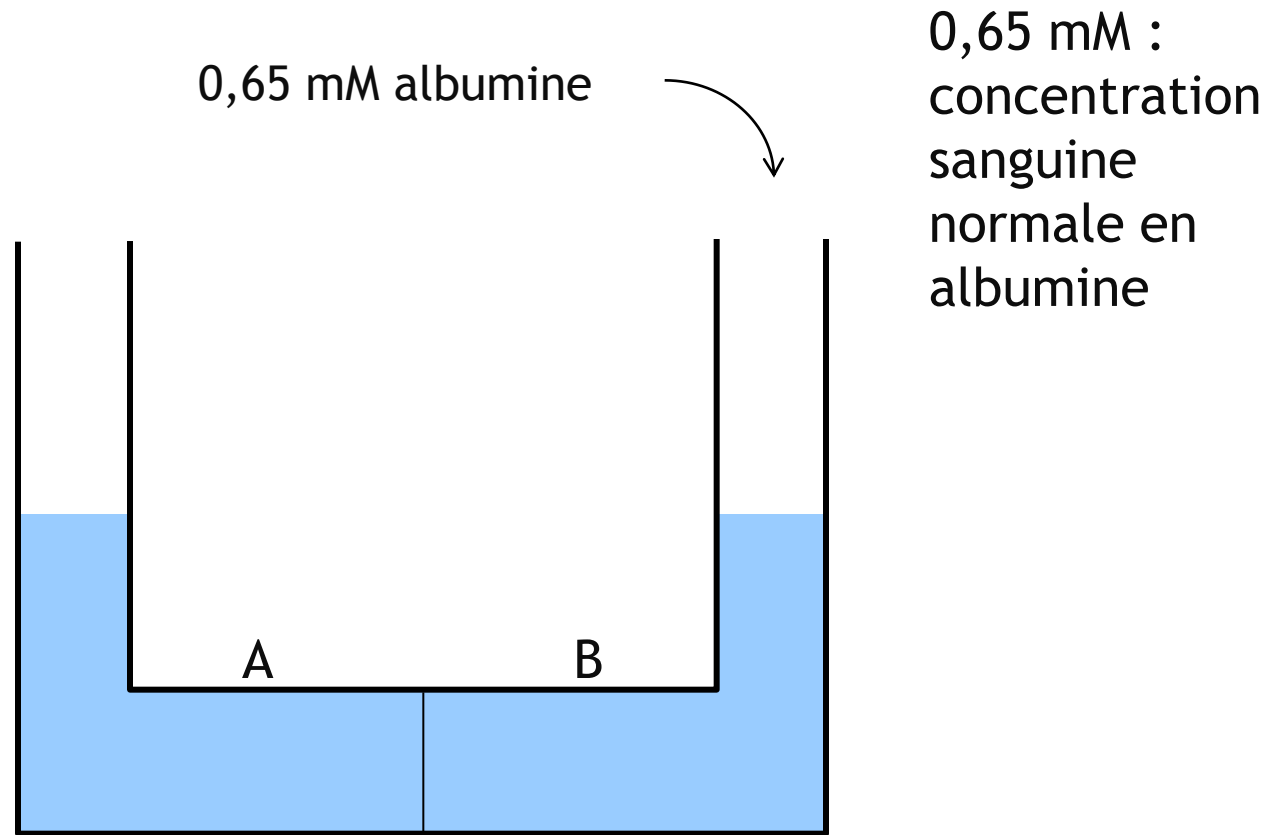
osmolarité = molarité . i .  $\Phi$

molarité = osmolarité / (i .  $\Phi$ )

$$\text{molarité de la solution de NaCl} = 290 / (2 \times 0,93) = 156 \text{ mM}$$

# la pression oncotique

exemple : pression osmotique due à une solution d'albumine



La présence d'albumine crée une pression osmotique dans le compartiment B



# la pression oncotique

pression due à des colloïdes neutres

0,65 mM Dextran

Dextran : colloïde neutre

pression osmotique mesurée

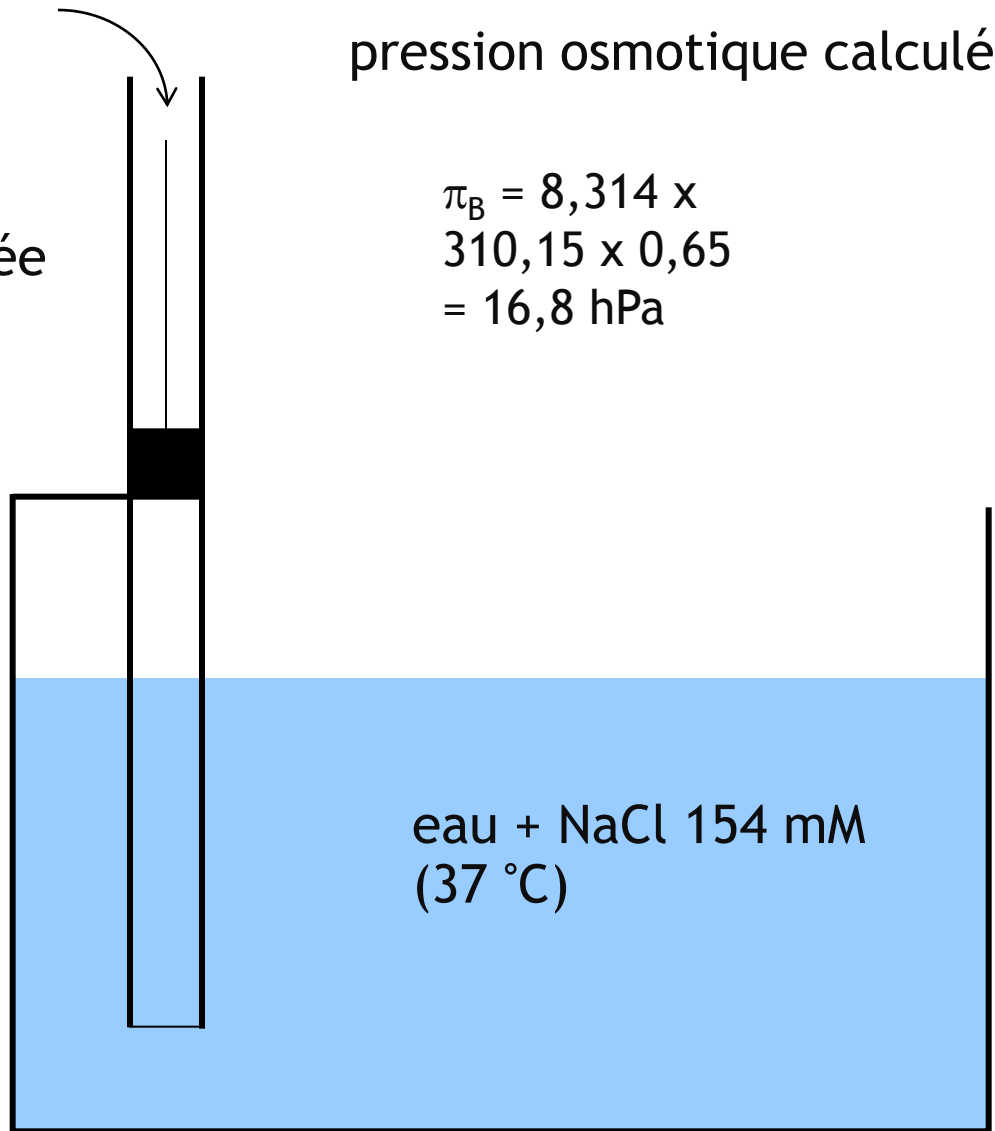
16,8 hPa  
12,6 mmHg

membrane perméable aux  
ions imperméable aux  
colloïdes

pression osmotique calculée

$$\begin{aligned}\pi_B &= 8,314 \times \\ &310,15 \times 0,65 \\ &= 16,8 \text{ hPa}\end{aligned}$$

eau + NaCl 154 mM  
(37 °C)



# la pression oncotique

pression due aux protéines

0,65 mM d'albumine

Dextran : colloïde neutre

pression osmotique mesurée

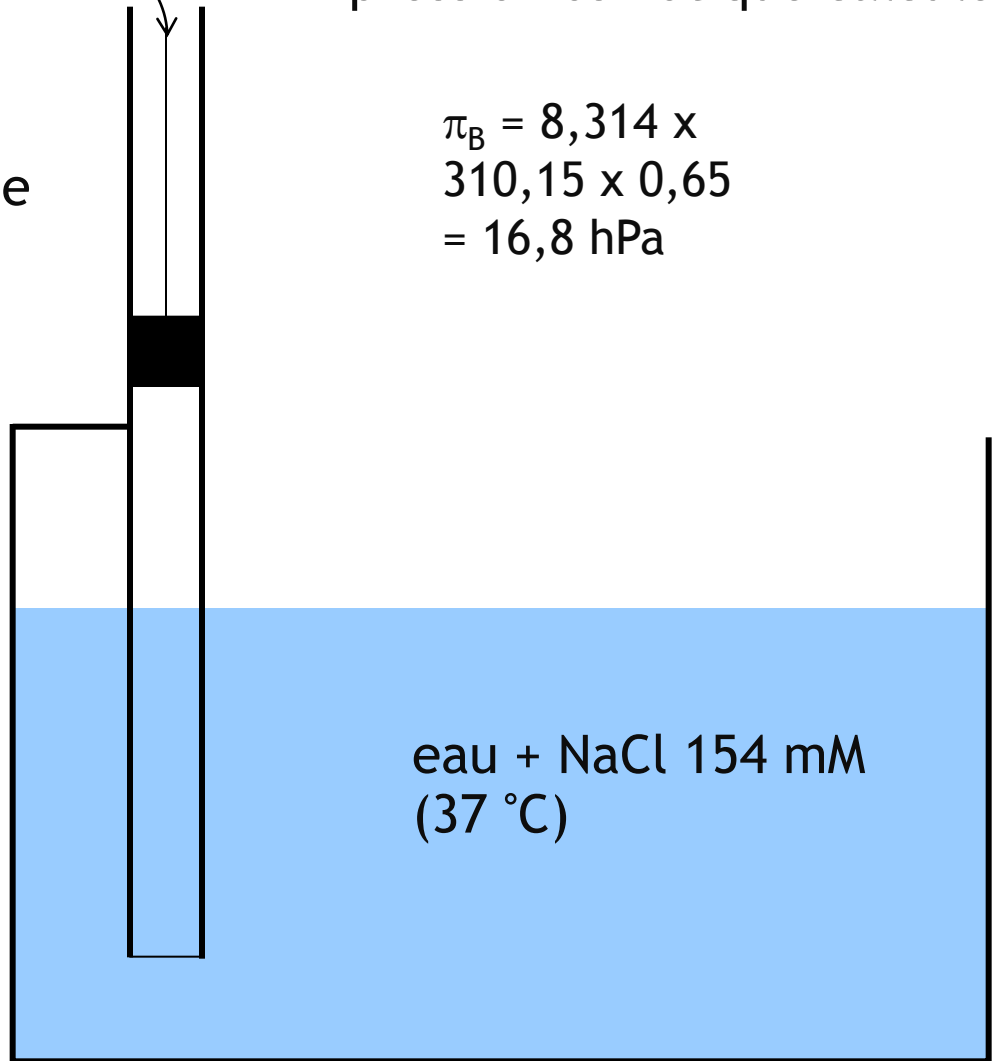
33 hPa  
25 mmHg

membrane  
perméables aux ions  
imperméables aux  
colloïdes

pression osmotique calculée

$$\begin{aligned}\pi_B &= 8,314 \times \\ &310,15 \times 0,65 \\ &= 16,8 \text{ hPa}\end{aligned}$$

eau + NaCl 154 mM  
(37 °C)



# la pression oncotique

pression due aux protéines

effet Donnan

pression oncotique = pression colloïdo-osmotique =  
pression osmotique due aux colloïdes

colloïdes : « aspect de colle » : intermédiaire homogène entre  
suspension et solution vraie (taille entre 2 et 20 nm)

pression oncotique due aux protéines :  
pression oncotique « vraie » + effet Donnan

membrane « de Donnan » : membrane perméable à certaines  
particules chargées et pas à d'autres.

# la pression oncotique

pression due aux protéines

effet Donnan

osmolarité de chaque compartiment ?

exemple:

$[X^+] = 2 \text{ M}$   
 $[Y^-] = 1 \text{ M}$   
 $[Z^-] = 1 \text{ M}$

$[Z^-] = 1 \text{ M}$	
$[X^+]$	$[X^+]$
$[Y^-]$	$[Y^-]$
<b>A</b>	<b>B</b>

membrane  
perméable à X et Y,  
imperméable à Z

si les solutés X, Y et Z ne sont pas chargés :

osmolarité efficace : osmolarité de Z

osmolarité A - osmolarité B = osmolarité Z =  $1 \text{ osm.L}^{-1}$

# la pression oncotique

pression due aux protéines

osmolarité de chaque compartiment ?

exemple:

$[X^+] = 2 \text{ M}$   
 $[Y^-] = 1 \text{ M}$   
 $[Z^-] = 1 \text{ M}$

$[Z^-] = 1 \text{ M}$	
$[X^+]$	$[X^+]$
$[Y^-]$	$[Y^-]$
<b>A</b>	<b>B</b>

membrane  
perméable à X et Y,  
imperméable à Z

si les solutés X, Y et Z sont chargés : équation de Gibbs-Donnan

$$[X^+]_A [Y^-]_A = [X^+]_B [Y^-]_B$$

+ électroneutralité

+ conservation de la matière

→ répartition inégale de  $X^+$  et  $Y^-$  entre A et B

# la pression oncotique

pression due aux protéines

osmolarité de chaque compartiment ?

exemple:

$[X^+] = 2 \text{ M}$   
 $[Y^-] = 1 \text{ M}$   
 $[Z^-] = 1 \text{ M}$

$[Z^-] = 1 \text{ M}$ $[X^+] = 1,33$ $[Y^-] = 0,33$ <b>A</b>	$[X^+] = 0,67$ $[Y^-] = 0,67$ <b>B</b>
---	--

membrane  
perméable à X et Y,  
imperméable à Z

A : osmolarité =  $1 + 1,33 + 0,33$

B : osmolarité =  $1,33$

osmolarité A - osmolarité B =  $1,33 \text{ osm.L}^{-1} > \text{osmolarité Z}$

→ répartition inégale de  $X^+$  et  $Y^-$  entre A et B

# la pression oncotique

## pression due aux protéines

pression oncotique due aux protéines :

pression oncotique « vraie » + effet Donnan

membrane « de Donnan » : membrane perméable à certaines particules chargées et pas à d'autres.

albumine : protéines chargée négativement

→ effet Donnan

pression oncotique > pression oncotique “vraie”

(les solutés chargés sont plus concentrés dans le compartiment où se trouvent le soluté chargé imperméant)