

# ***l'osmolarité***

Étienne Roux

*Adaptation cardiovasculaire à l'ischémie INSERM U 1034  
UFR des Sciences de la Vie Université Bordeaux Segalen*

*contact: [etienne.roux@u-bordeaux2.fr](mailto:etienne.roux@u-bordeaux2.fr)*

*support de cours :*

*plateforme pédagogique l'UFR des sciences de la Vie  
[e-fisio.net](http://e-fisio.net)*

*plan du cours (format pdf)*

*diaporama du cours (format ppt)*

*rappel de calcul de base (format ppt)*

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

# I. mise en évidence de la pression osmotique

---

observation expérimentale

définitions

pression osmotique

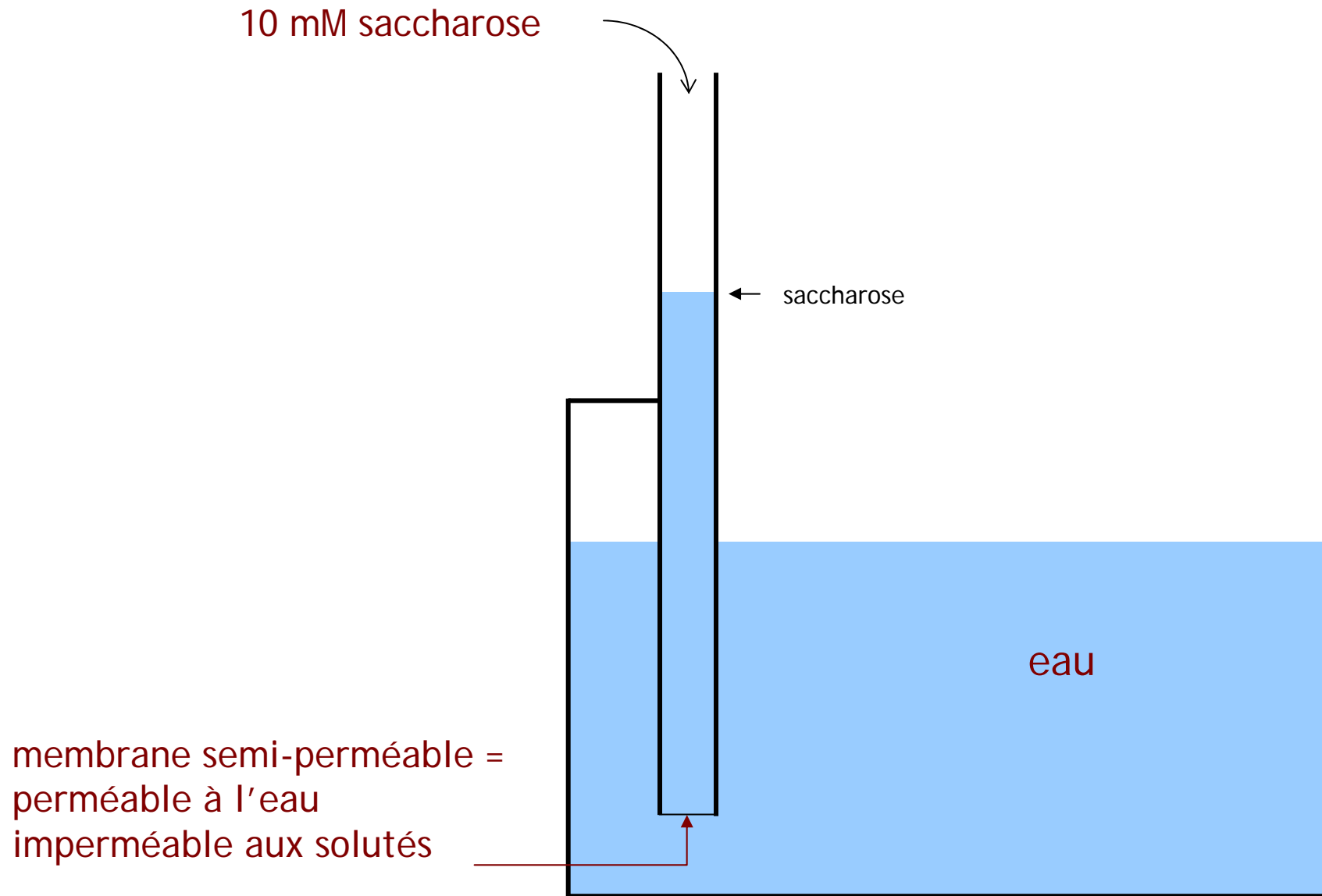
osmose

osmolarité

osmolarité - osmolalité

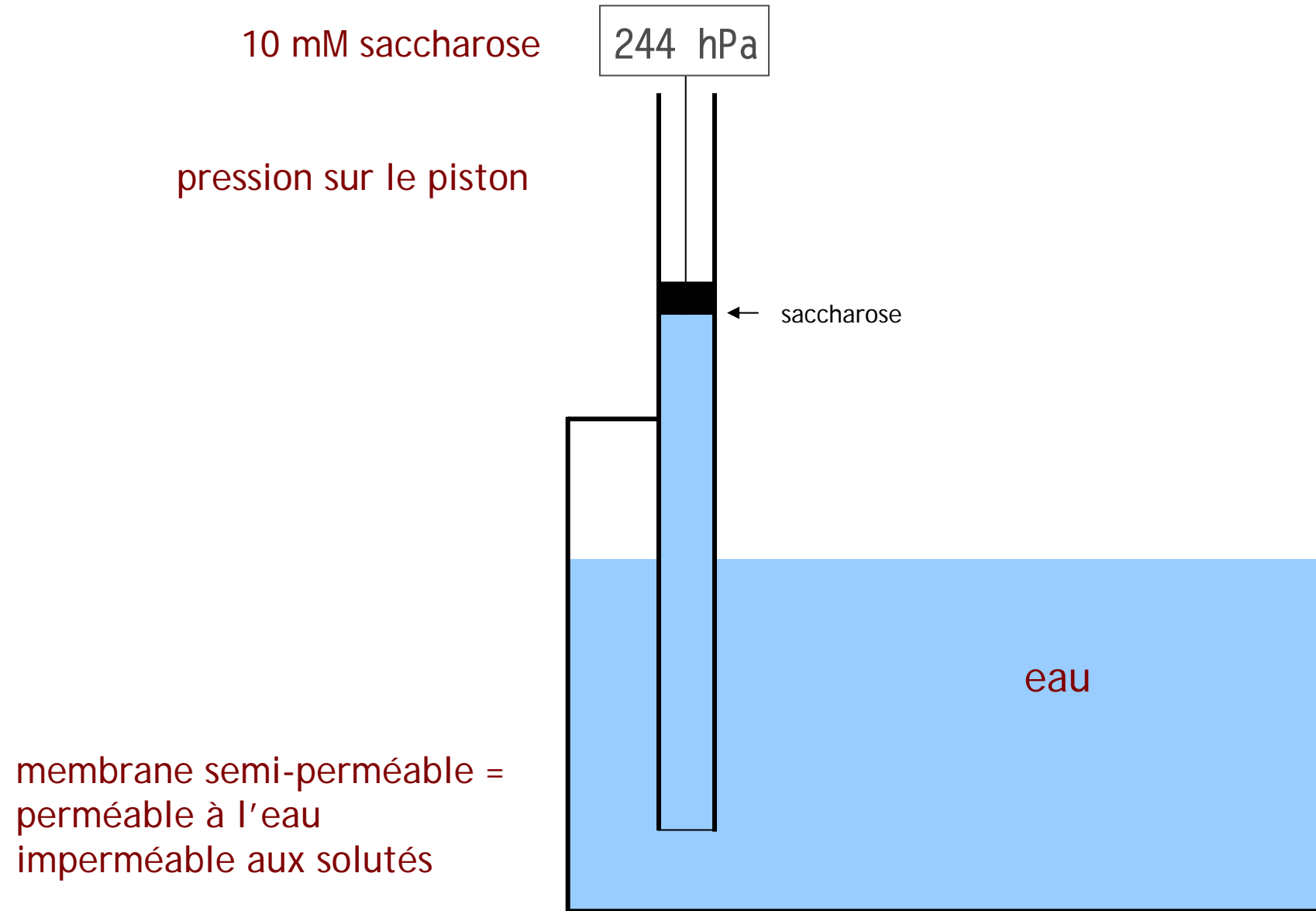
# mise en évidence de la pression osmotique

# expériences



# mise en évidence de la pression osmotique

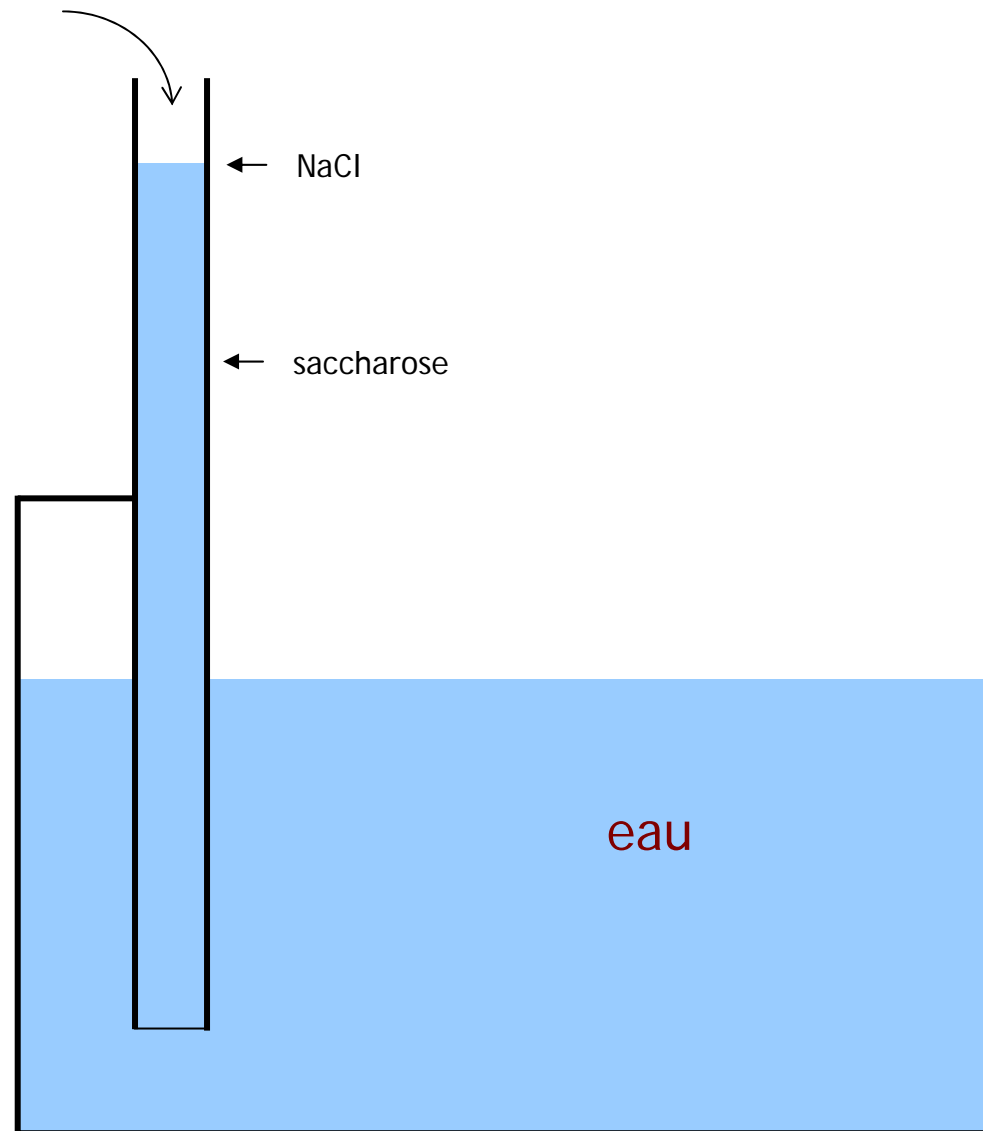
expériences



# mise en évidence de la pression osmotique

# expériences

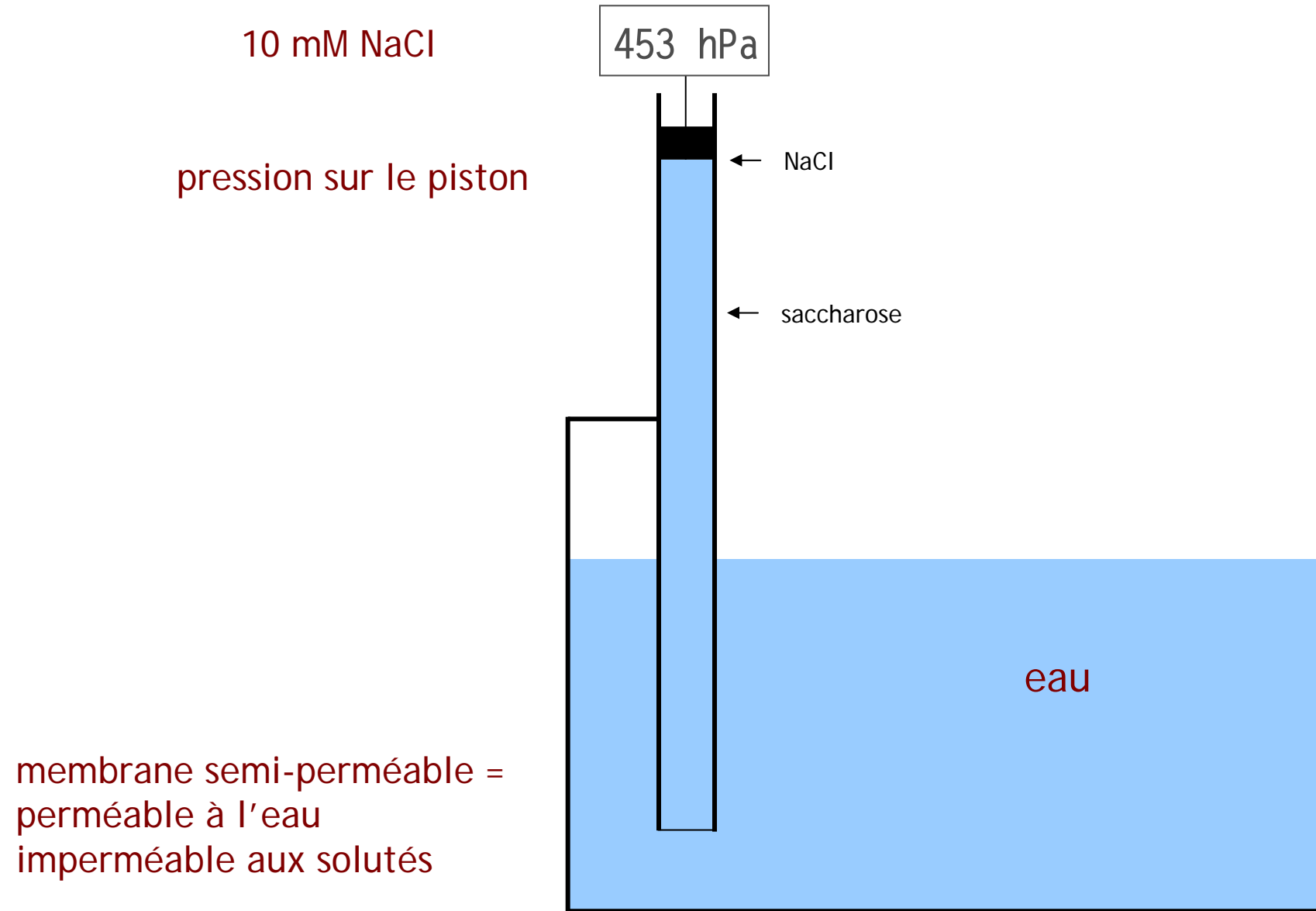
10 mM NaCl



membrane semi-perméable =  
perméable à l'eau  
imperméable aux solutés

# mise en évidence de la pression osmotique

# expériences



## 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.

## II. physique de l'osmolarité

---

osmolarité d'une solution ; coefficient osmotique

exemples de calculs

coefficient osmotique

la loi de van't Hoff

définition

unités

exemples

osmolarité d'un mélange de solutés

osmolarité efficace

solutés imperméants

solutés perméants

dynamique de l'osmose

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.

exemple : 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

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.

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  $\rightarrow \cong$  20 milliosmoles de NaCl

## coefficient osmotique

l'osmolarité dépend de :

◆ concentration en soluté

◆ 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

coefficient osmotique

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

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

(NB:  $\Phi$  n'est pas le pourcentage de dissociation)

$$\Phi \leq 1$$

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

$\text{NaCl}$  :  $\Phi = 0,93$   $i = 2$

$\Phi = 1$  dans 2 cas

$i > 1$  (le soluté se dissocie en solution)  $\leftrightarrow \Phi = 1$  si 100% de dissociation

$i = 1$  (le soluté ne se dissocie pas en solution)  $\leftrightarrow \Phi = 1$  (pas de correction)

## définition

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

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

R : constante des gaz parfaits

T : température

n: nombre de moles de soluté

V: volume (!!! l'unité internationale de volume est le m<sup>3</sup>, et non le litre)

i : nombre de particules formées par dissociation du soluté

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

unités

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

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

Pa

osmolarité :

en osm/m<sup>3</sup>

en mosm/L

1 atm = 101,3 kPa = 760 mmHg

R = 8,314 (UI)

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

n: sans unité    i : sans unité    Φ : sans unité

V: !!! l'unité internationale de volume est le m<sup>3</sup>, et non le litre



unités

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

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

kPa

osmolarité :

en osm/L (M)

1 atm = 101,3 kPa = 760 mmHg

R = 8,314 (UI)

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

n: sans unité    i : sans unité     $\Phi$  : sans unité

V: !!! l'unité internationale de volume est le m<sup>3</sup>, et non le litre

exemples

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

exemple : 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

$$\rightarrow i = 1$$

$$\rightarrow \Phi = 1$$

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

exemples

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

exemple : 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 Na<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup>

$$\rightarrow i = 2$$

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

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

osmolarité d'un 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

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

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

---

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

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

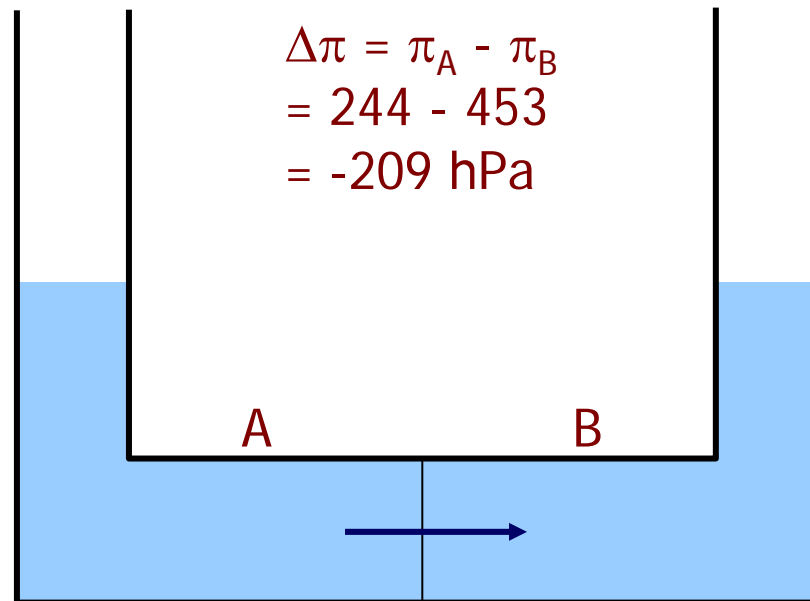
saccharose

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

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

NaCl

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



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

## 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

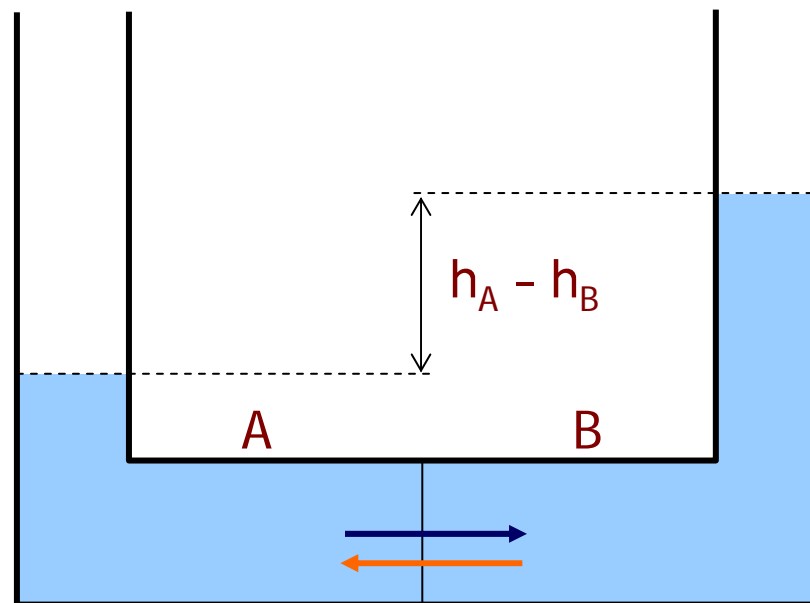
NaCl

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

(concentration due à la perte d'eau)

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

(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

solutés perméants

certains solutés traversent la membrane semi-perméable

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

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

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

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

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

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

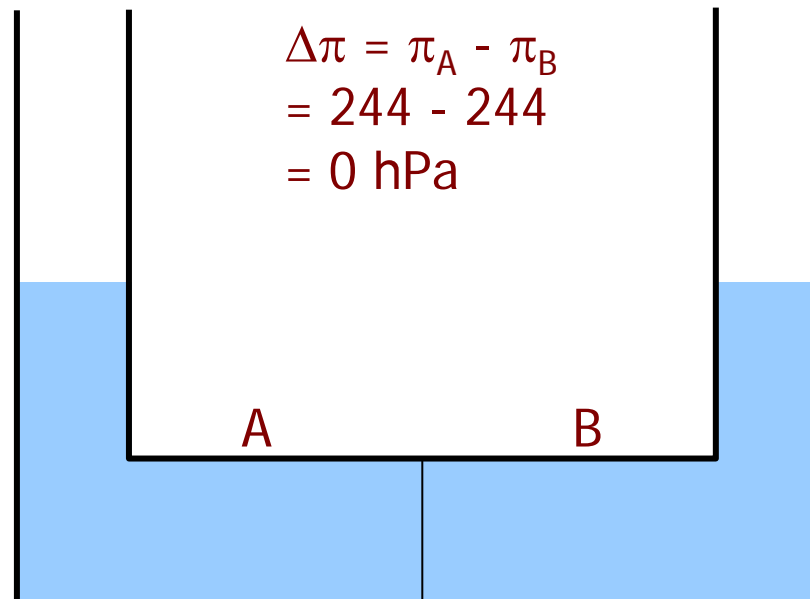
saccharose

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

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

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

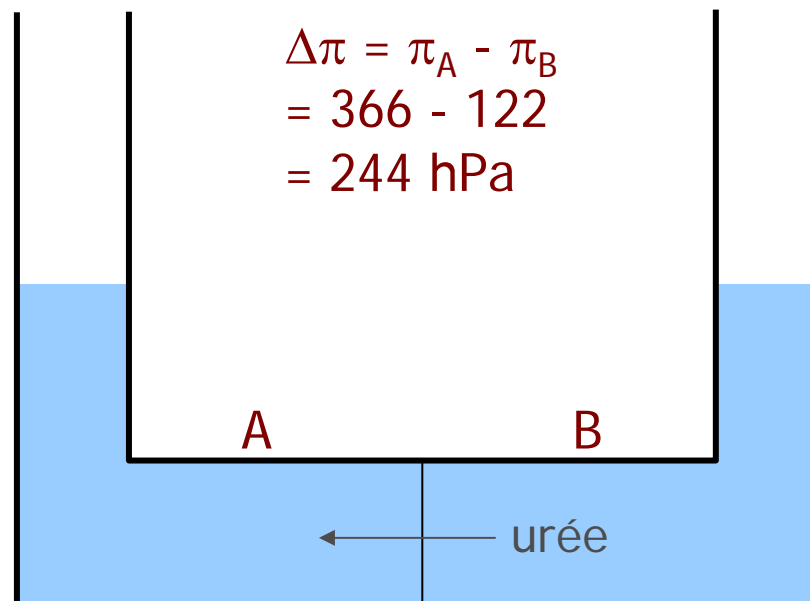
saccharose

$$\begin{aligned}\pi_A &= 8,314 \times \\ &293,15 \times (10 + 5) \\ &= 244 + 122 \\ &= 366 \text{ hPa}\end{aligned}$$

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

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)

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

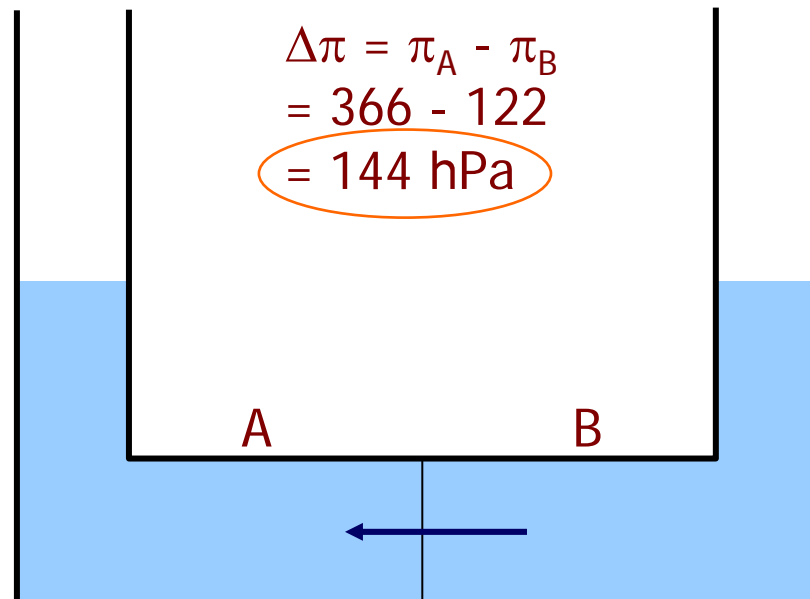
saccharose

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

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

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

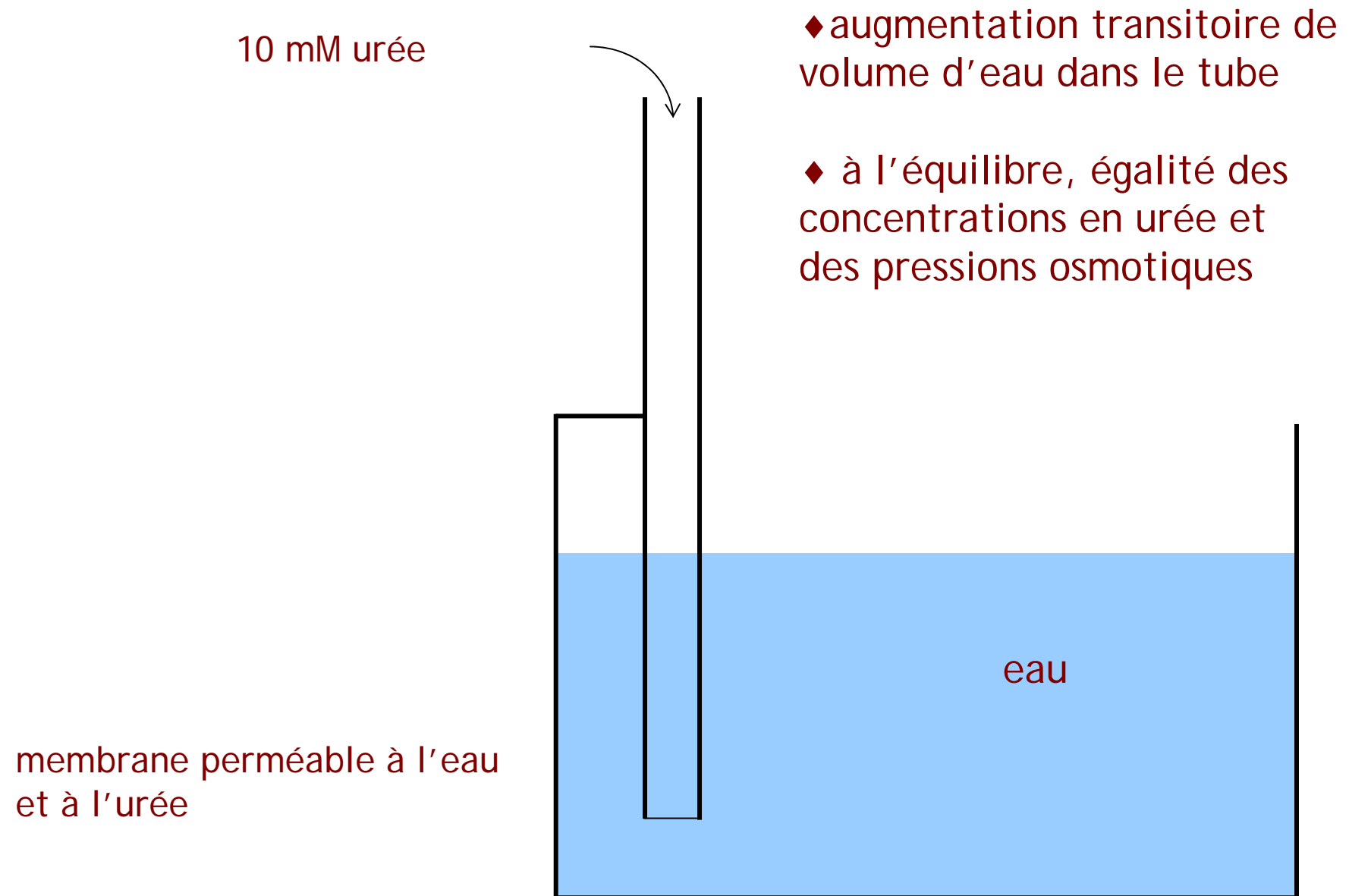
solutés perméants

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'équilibre n'est pas obtenue immédiatement

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



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

---

composition des milieux intérieurs

liquide interstitiel

milieu intracellulaire

osmolarité cellulaire

isosmolarité - isotonicité

applications pratiques

sang

lymphe

liquide extracellaire

liquide céphalo-rachidien

liquide extracellulaire cérébral

liquide synovial

urine

...

## liquides intersticiel et intracellulaire

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
<i>Pi (en mEq/l)</i>	<i>100</i>	<i>2</i>

autres composés : glucose, protéines, ...

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

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

liquides intersticiel et intracellulaire

- ◆ les milieux extracellulaire et intracellulaire sont isomostiques
- ◆ l'osmolarité des différents milieux est obtenue différemment
  - milieu extracellulaire : ions majoritaires = NaCl
  - milieu intracellulaire: ions majoritaires = KCl

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

mesure de l'osmolarité d'une solution : osmomètre

osmolarité calculée d'une solution de composition déterminée



## isosmolarité - isotonicité

- ◆ deux solutions sont isosmolaires si leurs osmolarités sont égales
- ◆ une solution est isotonique si son osmolarité efficace est égale à l'osmolarité cellulaire

## osmolarité et volume cellulaire

solution isotonique → volume cellulaire constant

solution hypotonique → augmentation du volume cellulaire

solution hypertonique → diminution du volume cellulaire

## application pratique

- ◆ détermination de la composition 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.Φ

molarité = osmolarité/(i. Φ)

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

## IV. pression oncotique : les compartiments de l'organisme

---

mise en évidence de la pression oncotique

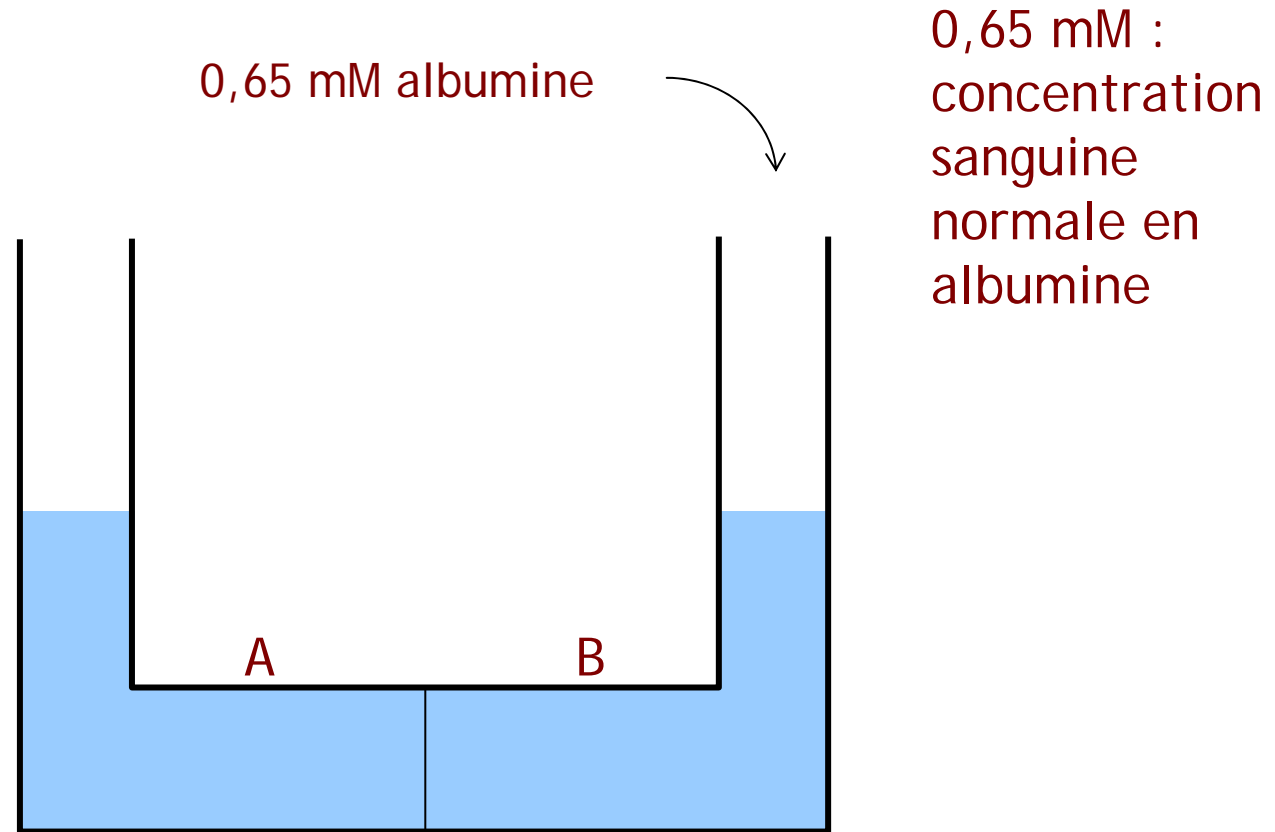
définition de la pression oncotique

pression oncotique plasmatique et pression hydrostatique

# la pression oncotique

# mise en évidence

exemple : pression osmotique due à une solution d'albumine



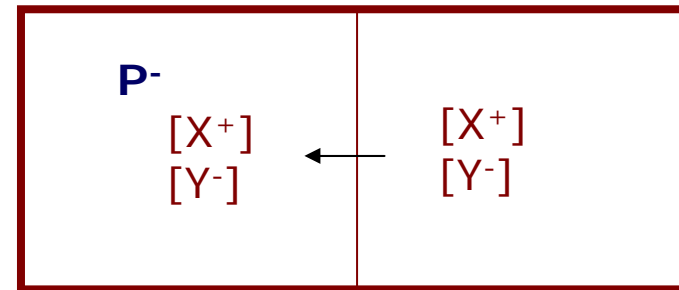
La présence d'albumine crée une pression osmotique dans le compartiment B

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 osmotique du colloïde + pression osmotique ionique due à  
l'effet Donnan

membrane « de Donnan » : membrane perméable à certaines particules chargées et pas à d'autres → les concentrations en particules perméantes sont plus importantes dans le compartiment où se trouvent les particules chargées non perméantes



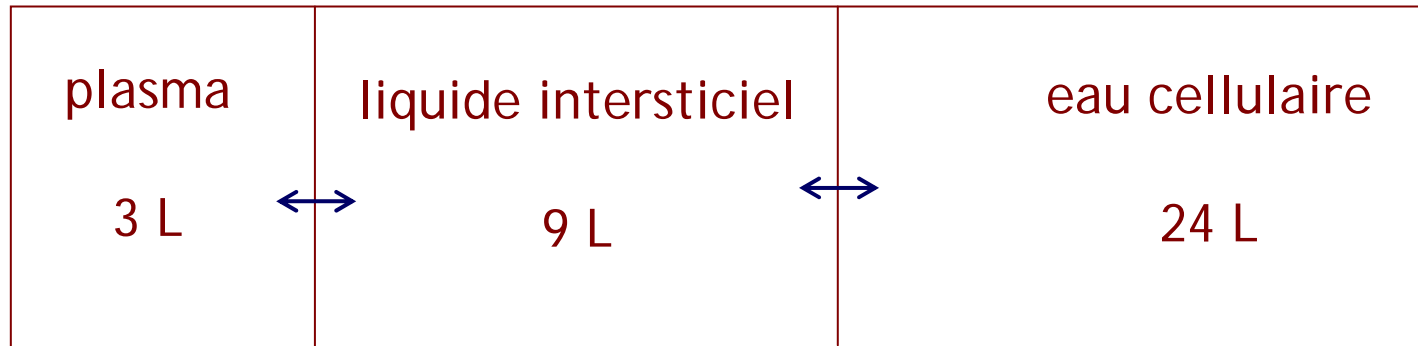
concentrations ioniques plus élevées dans le compartiment où se trouvent les protéines.

effet des protéines sur l'osmolarité : pression osmotique des protéines + pression osmotique ionique additionnelle

# la pression oncotique      pressions oncotique et hydrostatique

mouvement d'eau entre le plasma et le milieu intersticiel

individu 60 Kg : 36 L d'eau (60 %)



paroi capillaire  
perméable à l'eau  
perméable aux solutés  
imperméable aux protéines

membrane plasmique  
perméable à l'eau  
perméable à certains solutés  
imperméable aux protéines

plasma : protéines (albumine)  
liquide intersticiel : peu de protéines

# la pression oncotique      pressions oncotique et hydrostatique

mouvement d'eau entre le plasma et le milieu intersticiel

individu 60 Kg : 36 L d'eau (60 %)



↑  
paroi capillaire

plasma : protéines (albumine)

liquide intersticiel : peu de protéines

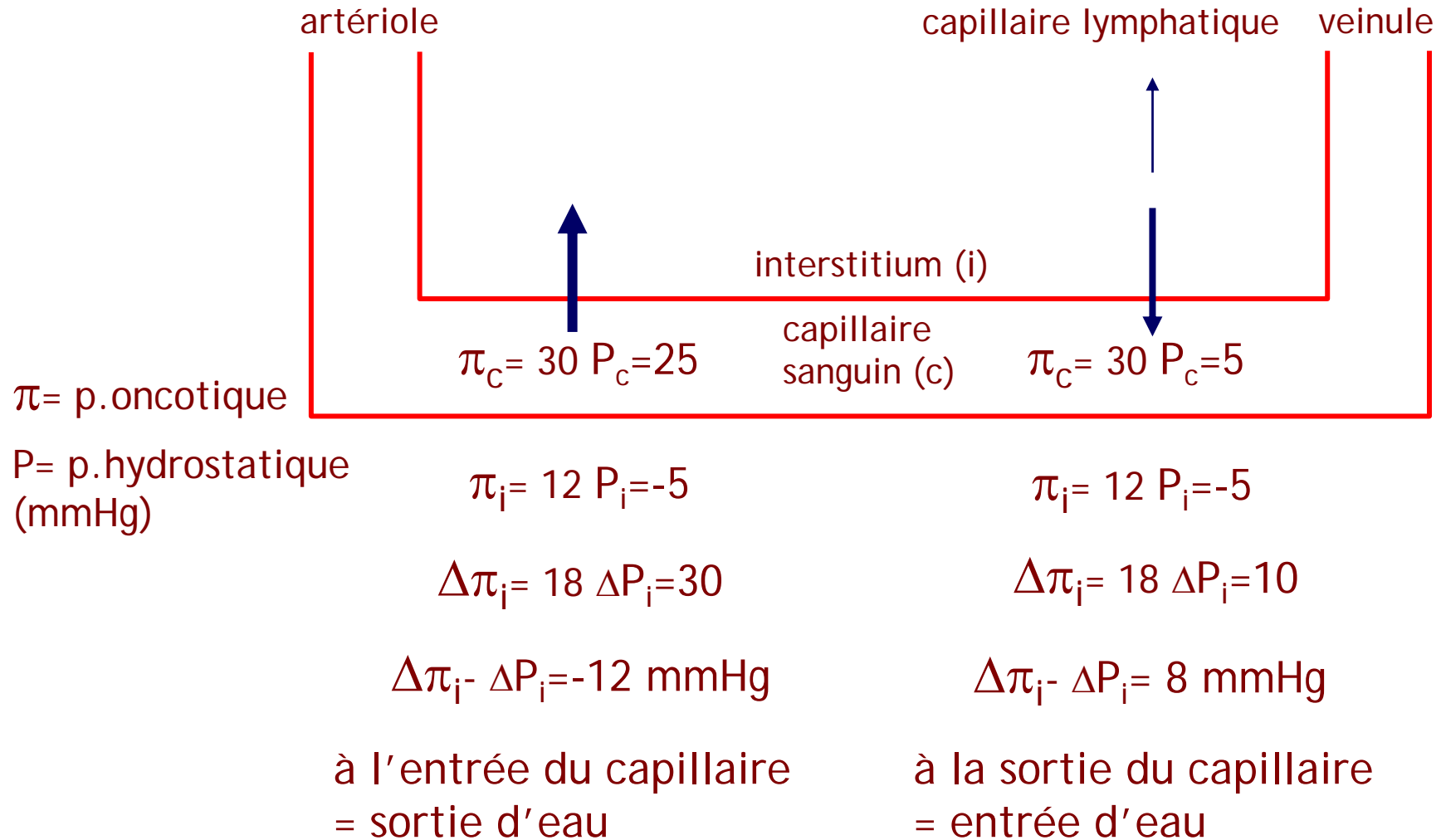
osmolarité efficace = osmolarité oncotique

pression oncotique → osmose du milieu intersticiel vers le milieu plasmatique



# la pression oncotique      pressions oncotique et hydrostatique

mouvement d'eau entre le plasma et le milieu interstitiel



# la pression oncotique      pressions oncotique et hydrostatique

---

mouvement d'eau entre le plasma et le milieu intersticiel

entrée du capillaire : sortie de liquide du capillaire (filtration)  
(homme : 20 L/jour)

sortie du capillaire : entrée de liquide dans le capillaire (réabsorption)  
(homme : 18 L/jour)

capillaire lymphatique : entrée de liquide dans le S. lymphatique  
(homme : 2 L/jour)

hypoalbuminémie (<20 g.L<sup>-1</sup>) : diminution  $\pi_c$   
→ augmentation filtration ; diminution réabsorption : oedème