ETATS DE LA MATIERE ET LEUR CARACTERISATION

Régulation du milieu intérieur et des espaces hydriques - Thermo-régulation Propriétés colligatives

Pr Christelle Wisniewski



UFR des Sciences Pharmaceutiques et Biologiques christelle.wisniewski@umontpellier

2019 - 2020



Programme

UE 3A. Organisation des appareils et des systèmes

- 1. États de la matière et leur caractérisation
 - Liquides, gaz, solutions
 - Potentiel chimique
 - Changements d'état, pression de vapeur
 - Propriétés colligatives : osmose, cryométrie, ébulliométrie
 - Régulation du milieu intérieur et des espaces hydriques et thermo-régulation



Sommaire

1 THERMO-REGULATION

Agitation thermique, température et chaleur Propagation de la chaleur Thermo-régulation

2 PROPRIÉTÉS COLLIGATIVES

Solutions et propriétés colligatives : définitions Expressions des concentrations des solutions Propriétés colligatives des solutions Compléments, exemples et applications





THERMO-REGULATION



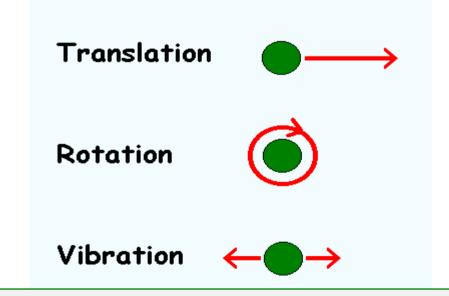
- 1. Agitation thermique, température et chaleur
- 2. Propagation de la chaleur
- 3. Thermo-régulation



1. Agitation thermique, température et chaleur

L'agitation thermique consiste en des mouvements aléatoires et incessants des atomes, des molécules.

3 types de mouvements:



Energie cinétique d'une particule : $Ec = E_{c,T} + E_{c,R} + E_{c,V}$

Liter Sie chierique a une particule. Le - Le,T · Le,R · Le,V



1. Agitation thermique, température et chaleur

L'agitation thermique incessants des atomes,

Agitation thermiqueEnergie cinétique de chaque molécule

3 types de mouveme

Cohésion de la matière amoindrie

Energie cinétique d'une particule : $Ec = E_{c,T} + E_{c,R} + E_{c,V}$

et

Au niveau macroscopique, l'agitation thermique est associée à la chaleur, et ainsi à la température.

Cas des gaz parfaits

La moyenne des Ec des particules est proportionnelle à la température absolue T.

$$\overline{\text{Ec}} = \frac{1}{2} \times \text{m} \times \overline{\text{v}}^2 \approx \frac{3}{2} \times \text{k}_{\text{B}} \times \text{T}$$

Ne pas retenir

k_B, constante de Boltzmann



La température

- Grandeur permettant d'évaluer la chaleur
- Grandeur repérée par un thermomètre



La température d'un corps donne une indication du degré d'agitation des molécules.

Echelle de température

... définie à l'aide de deux points fixes appelés «points de référence»

Echelle Celsius Echelle Fahrenheit Echelle Kelvin



- ☐ Echelle CELSIUS ou centésimale (°C)
 - θ en °C
- ☐ Echelle Fahrenheit (°F)

T (en °F) = 32 + 1,8 x
$$\theta$$
 (en °C)

☐ Echelle des températures absolues dite KELVIN (K)

Unité SI

T (en K) =
$$\theta$$
 (en °C) + 273

La chaleur

Associée au changement de température d'un corps dans un état donné.

Pour élever (ou baisser) la température d'un corps, il faut lui apporter (ou lui ôter) de la chaleur.

La quantité de chaleur Q à apporter (ou à ôter) dépend :

- de la nature du corps et de son état (solide, liquide ou gazeux),
- de sa masse m,
- de l'élévation (ou baisse) de température ΔT .



Expression de la quantité de chaleur à apporter (ou ôter)

$$Q = c \times m \times \Delta T$$

Capacité calorifique massique du corps ou Chaleur spécifique du corps

J .kg⁻¹.K⁻¹

Avec Q Quantité de chaleur ou énergie ${f J}$ m Masse ${f kg}$ ${f \Delta}{f T}$ Température ${f K}$



$$Q = c \times m \times \Delta T$$

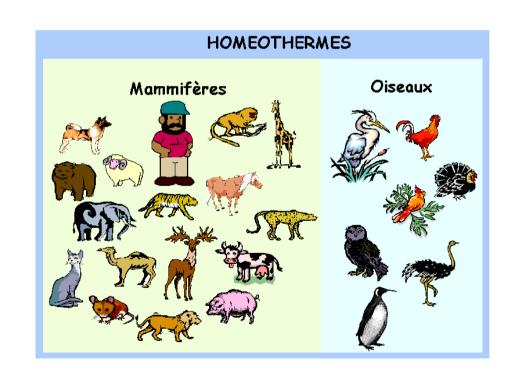


- Plus la chaleur massique d'un corps est grande, plus il est difficile de faire varier sa température.
- La chaleur massique de l'eau est supérieure à celle des autres liquides : on parle de l'inertie calorifique de l'eau.



Conséquences de l'inertie calorifique de l'eau

Chez les êtres vivants homéothermes, l'eau contribue à garder constante leur température interne.



Température interne de l'homme : 37°C

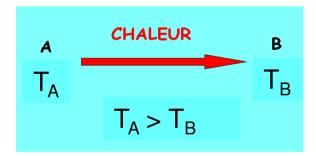


2. Propagation de la chaleur

⇒ Transfert d'énergie thermique

... basé sur les deux premiers principes de la thermodynamique.

Ainsi, la chaleur se déplacera du point le plus chaud au point le plus froid, jusqu'à égalisation des températures.



Ce transfert d'énergie donne lieu à un flux de chaleur Φ qui est caractérisé non seulement par sa direction mais aussi par son intensité.



Trois modes de propagation de chaleur

Conduction

Convection

Rayonnement



Propagation par conduction thermique

Principe

L'agitation moléculaire élevée de la zone chaude communique de l'énergie cinétique aux zones plus froides.

La conduction est ainsi un phénomène de diffusion qui permet à la chaleur de se propager à l'intérieur d'un corps, grâce à des interactions à l'échelle moléculaire, sans mouvements macroscopiques.



La conduction caractérise le transfert de chaleur d'un corps à un autre corps en contact physique avec le premier.





Ce mode de transmission caractérise essentiellement les transferts de chaleur dans les solides ou entre corps solides contigus.

La conduction intervient également dans les liquides et les gaz mais son effet est généralement marginal par rapport à celui de la convection.



Notons que la conduction de la chaleur n'est pas possible dans le vide puisqu'il n'y a pas de support moléculaire pour le permettre.

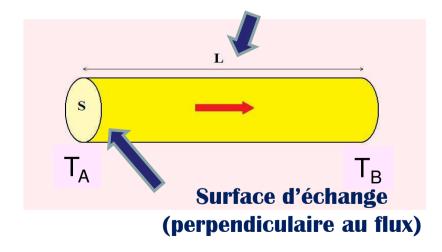


Expression du flux de chaleur en conduction

Pour quantifier ce phénomène de propagation, en régime permanent et pour des corps de forme géométrique simple, le **flux thermique** Φ_{cond} peut être quantifié à partir de la **loi de Fourier.**

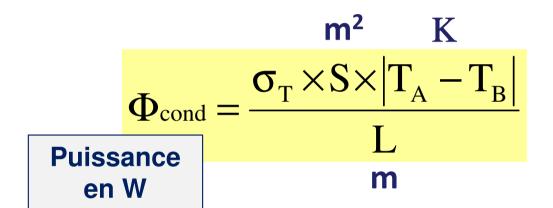
La loi de Fourier traduit la relation existant, en chaque point d'un corps, entre le flux thermique $\Phi_{\rm cond}$ et le gradient de température.

Epaisseur de la paroi





Loi de Fourier - Cas d'un matériau homogène



Le sens de l'écoulement de chaleur coïncide avec celui du gradient de température: l'écoulement de chaleur s'effectue dans le sens des températures décroissantes.

σ_T est la conductivité thermique, en W.m⁻¹.K⁻¹

Elle représente la quantité de chaleur transférée par unité de surface et par unité de temps sous un gradient de température de 1 degré par mètre.

σ_T dépend du **matériau** et de la **température**



Exemples de conductivités thermique

Matériau	σ _T en W.m ⁻¹ .K ⁻¹ (37°C)
Cuivre	400
Eau	0,6
Graisse	0,1
Air sec	0,025

Ne pas retenir



A température égale, le refroidissement de l'organisme est beaucoup plus rapide dans l'eau que dans l'air sec (20 à 30 fois).



Propagation par convection thermique

Principe

L'énergie thermique est transportée par un fluide (liquide ou gaz) en mouvement.

La convection implique le transport de la chaleur par une partie d'un fluide qui se mélange avec une autre partie.



La chaleur se servant du fluide comme *véhicule* pour se déplacer, l'étude de la convection est étroitement liée à celle de l'écoulement (dynamique) des fluides.



La convection concerne exclusivement les fluides (gaz ou liquides) puisqu'elle prend sa source dans un transport macroscopique de matière; elle peut être **naturelle** ou **forcée**.

Convection naturelle

Le mouvement résulte de la variation de la masse volumique du fluide avec la température ; cette variation crée un champ de forces gravitationnelles qui conditionne les déplacements des particules du fluide

Convection forcée

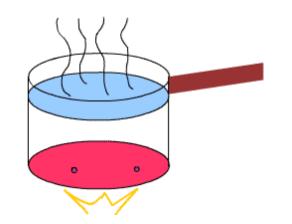
Le mouvement est provoqué par un procédé mécanique indépendant des phénomènes thermiques



Convection **naturelle**

Le mouvement du fluide est spontané

Exemple



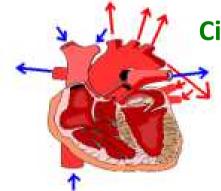
Casserole remplie d'eau sur le feu



Convection forcée

Le mouvement du fluide est provoqué par une circulation artificielle





Circulation du sang grâce à la pompe cardiaque

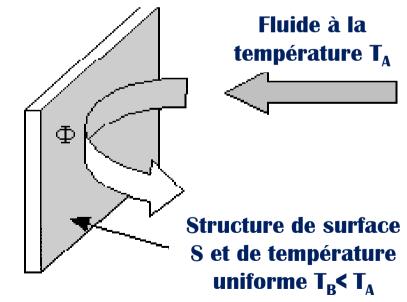
Le sang est un liquide caloporteur qui, réchauffé dans les organes chauds, cède la chaleur dans les régions froides et transporte la chaleur entre «le noyau» et la peau.



Expression du flux de chaleur en convection

Pour quantifier les échanges de chaleur par convection se produisant entre un fluide et la paroi d'une structure, on peut estimer le **flux thermique** Φ_{conv} à partir de la **loi de Newton.**

Quels que soient le type de convection (libre ou forcée) et le régime d'écoulement du fluide (laminaire ou turbulent), le flux de chaleur Φ_{conv} est donné par la loi de Newton.





Loi de Newton

Pour un écoulement à température T_A autour d'une structure à température de surface uniforme T_B et d'aire S, l'expression du **flux de chaleur en convection** Φ_{conv} est la suivante :

$$\begin{array}{c|c} \Phi_{conv} = h \times S \times \left| T_A - T_B \right| \\ \hline \text{Puissance} \\ \text{en W} \end{array}$$

L'écoulement de chaleur s'effectue dans le sens des températures décroissantes.

h est le coefficient d'échange par convection, en W.m⁻².K⁻¹

h dépend des caractéristiques du fluide, de la nature de l'écoulement, de la température, de la forme de la surface d'échange...



Exemples de coefficients d'échange par convection

Type de convection	Matériau	h en W.m ⁻² .K ⁻¹ conditions normales de pression et de température
Convection naturelle	Gaz	5 - 30
	Eau	100 - 1000
Convection forcée	Gaz	10 - 300
	Eau	300 - 12000
	Huile	50 -1 700

Ne pas retenir



Propagation par rayonnement thermique

Principe

Le rayonnement est le transfert de chaleur d'un corps à un autre, sans aucun contact entre eux, par le déplacement d'ondes dans l'espace.

Dans la transmission de chaleur par **rayonnement**, le transfert thermique s'effectue ainsi par des **ondes électromagnétiques** qui se propagent en ligne droite sans aucun support de matière.

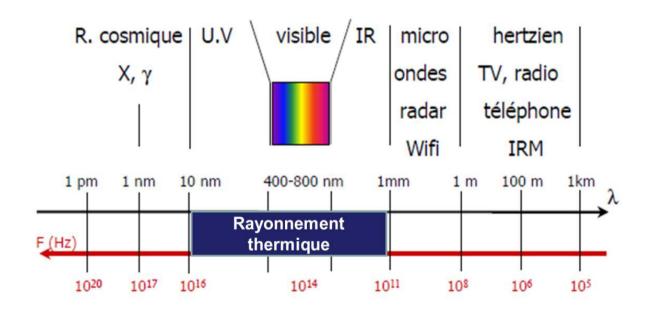


Tout corps à la température T ≠ 0 K émet un rayonnement électromagnétique.

Tout corps est à la fois émetteur et récepteur.



Le **rayonnement thermique** concerne les longueurs d'ondes comprises **entre approximativement 0,1 et 100 µm** et se situe ainsi de l'ultraviolet à l'infrarouge, en couvrant le visible.

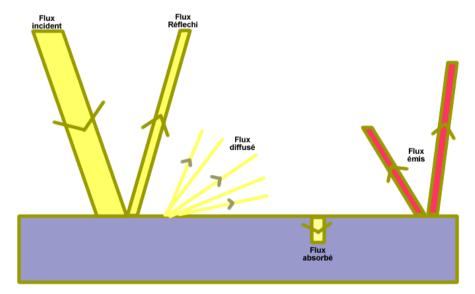




Quelques rappels...

Lorsqu'un flux d'énergie rayonnée rencontre un corps, une partie de l'énergie est absorbée, une partie est réfléchie, une partie continue son trajet après avoir traversé le corps.

Si toute l'énergie incidente est absorbée, le corps est appelé corps noir ou radiateur intégral.





Corps noir

Le corps noir est par définition un corps absorbant intégralement les radiations qu'il reçoit.

Dans ces conditions, le flux réfléchi ou transmis est nul et le flux partant est seulement constitué du flux émis.

Le corps noir est un absorbeur parfait.

Un corps noir à la température absolue T émet toute une gamme de longueurs d'ondes.

⇒ Spectre d'émission



Les longueurs d'onde du rayonnement reçu et du rayonnement émis ne sont pas forcément les mêmes.

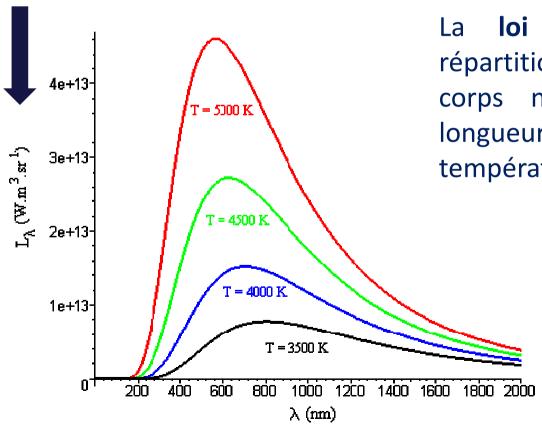
Un corps éclairé par le soleil (donc dans le visible) réémet à température ambiante dans l'infrarouge.



Corps noir et spectre d'émission

Luminance

Flux d'énergie émis par unité de surface, dans un angle solide $\Omega = 1$ sr, normal à cette surface.



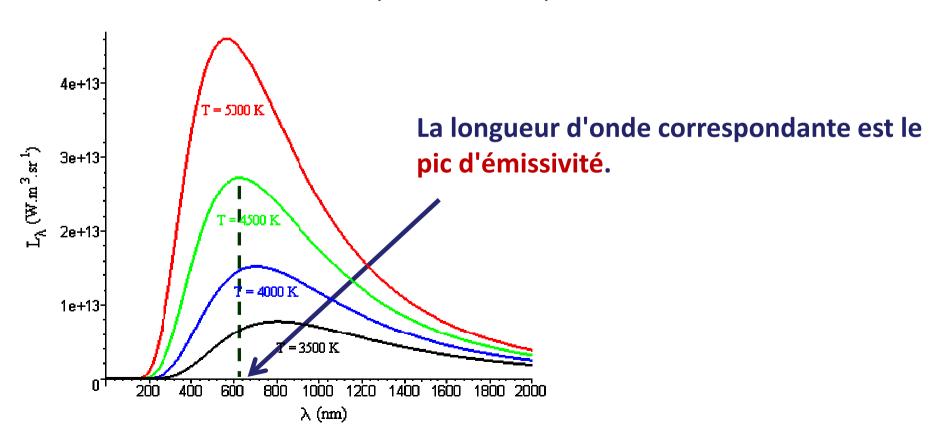
La **loi de Planck** donne la répartition de la luminance d'un corps noir en fonction de la longueur d'onde λ et de la température T.

En 1893, **Wien** découvrit que la lumière émise par un corps noir se distribue autour d'une longueur d'onde privilégiée inversement proportionnelle à la température.



Corps noir et spectre d'émission

Maximum de ce spectre donné par la loi de Wien





Loi du déplacement de Wien

Cette loi permet de calculer la longueur d'onde λ_m qui correspond au maximum d'énergie rayonnée

$$\frac{\lambda_{m}}{\text{m}} = \frac{b}{T}$$

avec $b \cong 3. \ 10^{-3} \ m.K$ b, constante de Wien



Aux températures courantes, λ_m se situe dans l'infrarouge (corps humain). Si la température augmente, λ_m se situe dans le visible (soleil).

Loi de Stefan-Boltzmann

Soit un corps noir de surface S et de température T

Puissance électromagnétique émise

Puissance absorbée (environnement à la température T₀)

$$P_{a} = \sigma \times S \times T_{0}^{4}$$

$$\mathbf{m^{2}} \quad \mathbf{K^{4}}$$

Exemple

On assimile le soleil (sphère de rayon $R_S = 0.7 \times 10^6 \text{ km}$) à un corps noir à la température T = 6000 K.

- Calculer la puissance émise par la surface du soleil.
- Calculer la longueur d'onde où le flux solaire est maximal.



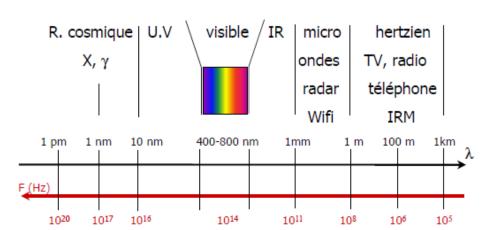
Exemple

$$P_e = \sigma \times S \times T^4 = 5,67 \times 10^{-8} \times 4 \times \pi \times (0,7 \times 10^9)^2 \times 6000^4$$

$$P_e = 4.52 \times 10^{26} W$$

$$\lambda_{\rm m} = \frac{\rm b}{\rm T} = \frac{0,003}{6000} \approx 5 \times 10^{-7} \,\rm m = 500 \,\rm nm$$

Pour le soleil, le maximum de l'émission se situe dans le **visible**.



Expression du flux de chaleur en rayonnement

$$P_e = \sigma \times S \times T^4$$

$$P_a = \sigma \times S \times T_0^4$$

La puissance nette rayonnée (ou flux net rayonné) par le corps noir est:

$$\Phi_{\text{ray}} = P_e - P_a = \sigma \times S \times \left| T^4 - T_0^4 \right|$$
Puissance en W

avec $\sigma = 5,67. \ 10^{-8} \ \text{W.m}^{-2}.\text{K}^{-4}$

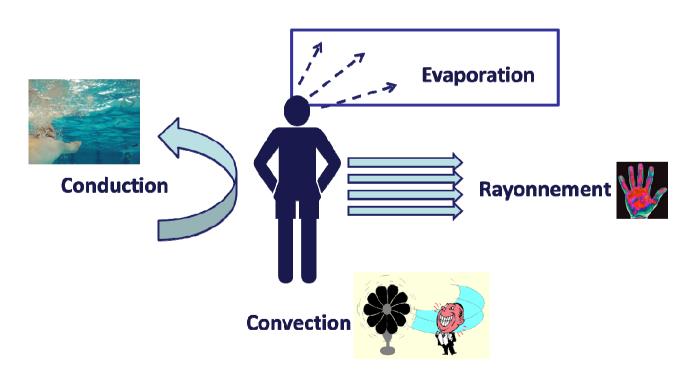
Constante de Stefan Boltzmann



Si le corps noir est à une température d'équilibre T, la puissance qu'il absorbe est égale à la puissance qu'il émet.

3. Thermo-régulation

... Les échanges thermiques du corps humain





Evaporation et régulation thermique





Chez l'homme, l'évaporation de l'eau joue un très grand rôle dans l'élimination de l'excès de chaleur.

Evaporation par les alvéoles



Evaporation par la peau





L'évaporation

... un changement d'état particulier

Phénomène surfacique Phénomène lent

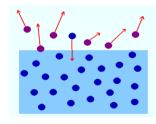


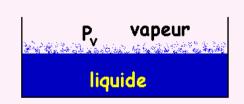
Consommation d'énergie Réaction endothermique

Passage progressif d'un corps de l'état liquide à l'état gazeux

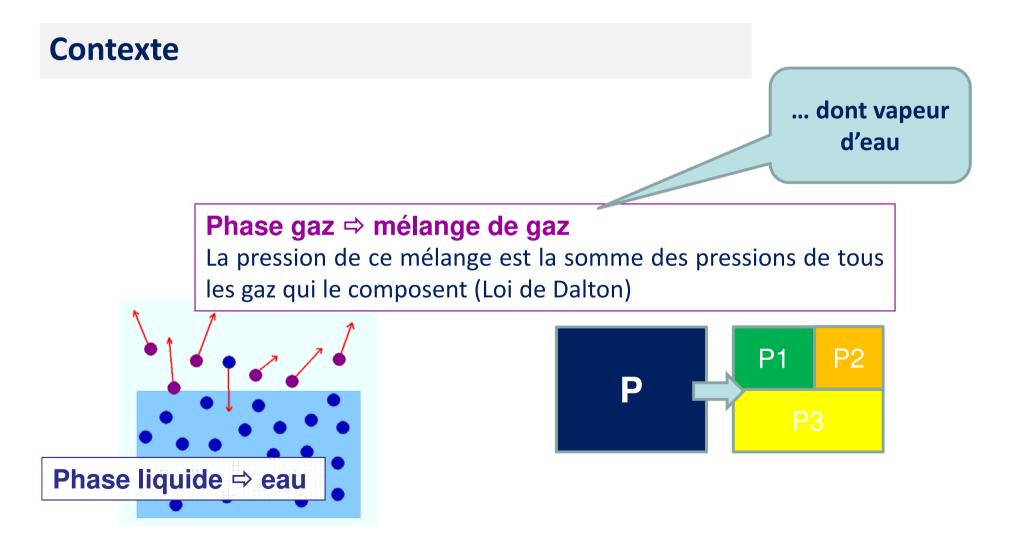


évaporation ≠ ébullition











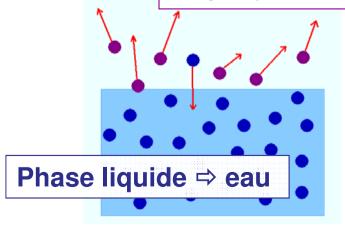
Contexte

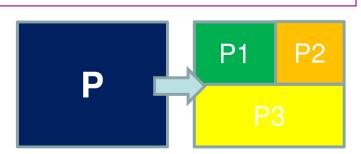
La pression due à la vapeur d'eau, notée Pv, est appelée pression de vapeur ou pression partielle de vapeur.

... dont vapeur d'eau

Phase gaz ⇒ mélange de gaz

La pression de ce mélange est la somme des pressions de tous les gaz qui le composent (Loi de Dalton)





Exemple Air Humide

$$P1 = P_{vapeur d'eau} = P_{v}$$

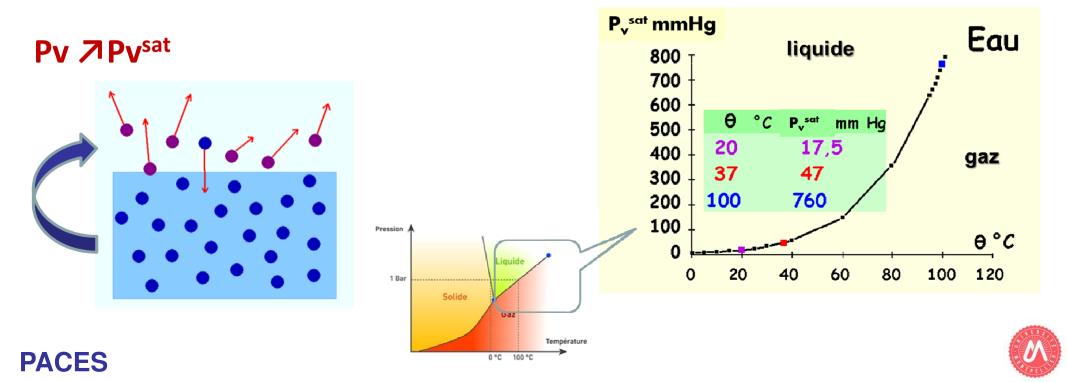
$$P2 = P_{O_2}$$

$$P3 = P_{N_2}$$



Principe

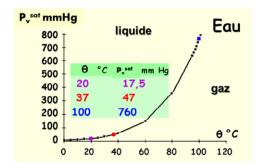
L'évaporation consiste au passage de molécules d'eau de la phase liquide à la phase gazeuse afin que la pression partielle de vapeur dans le gaz soit égale à la pression de vapeur saturante de l'eau à la température donnée.



Définitions

Pression de vapeur saturante (P_v sat)

La pression de vapeur saturante est la **pression** à laquelle la phase gazeuse d'une corps est en **équilibre** avec sa phase liquide. Elle dépend exclusivement de la température.



... pour un corps considéré

Taux d'humidité relative (HR)

Il s'agit du rapport entre la pression partielle de vapeur et la pression de vapeur saturante.

$$HR = \frac{P_{v}}{P_{v}^{sat}}$$



En résumé...

- ✓ Il y aura évaporation tant que la pression partielle de vapeur sera inférieure à la pression de vapeur saturante.
- ✓ Quand la pression partielle de la vapeur est égale à la pression de vapeur saturante, les phases gazeuse et liquides sont dites en équilibre.



La pression de vapeur saturante est la pression partielle de la vapeur à partir de laquelle on ne peut plus former de molécules sous forme vapeur dans l'air; l'air est **saturé**.



uustration Evaporation d'une flaque au soleil

Conditions ambiantes de température et de pression

T = 293 K P = 760 mmHg

Humidité relative (HR) 50 %

Pression de vapeur saturante à 293 K $P_v^{sat} = 17,5 \text{ mmHg}$

Evaporation?

$$P_v = 50\% P_v^{sat} = 8,75 \text{ mmHg}$$
 $P_v < P_v^{sat} = 17,5 \text{ mmHg}$

Evaporation possible



Attention

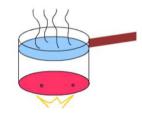
Ebullition ≠ **évaporation**

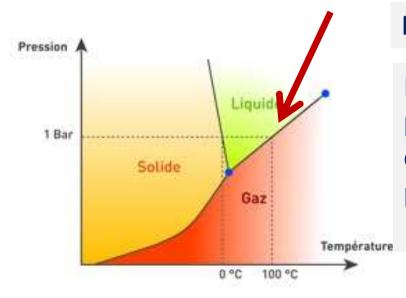
On veut porter de l'eau à ébullition dans une casserole, sous la pression atmosphérique.

Température d'ébullition sous **1 bar** Pression de vapeur saturante à **373 K**

T = 373 K

 $P_v^{sat} = 1 bar (760 mmHg)$





Formation de bulles de vapeur au sein du liquide

Bulles de vapeur qui viendront augmenter la pression partielle de l'eau gazeuse (vapeur d'eau) dans l'atmosphère jusqu'à atteindre le niveau de la pression saturante de l'eau

... ou jusqu'à ce que la casserole soit vide!!



Vitesse d'évaporation

Pour une pression ambiante et température T fixées, la masse d'eau qui s'évapore par unité de temps (vitesse d'évaporation, V_{évap}) est :

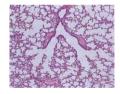
$$V_{\text{évap}} = \frac{m}{t} = K \times S \times (P_v^{\text{sat}} - P_v)$$

Avec	$V_{\acute{evap}}$	Vitesse d'évaporation	kg.s ⁻¹
	dm	Masse d'eau évaporée pendant dt	kg
	dt	Durée de l'évaporation	S
	K	Constante	kg.s ⁻¹ .m ⁻² .Pa ⁻¹
	S	Surface d'évaporation	m^2
	P_{v}^{sat}	Pression de vapeur saturante à T	Pa
	Pv	Pression partielle de vapeur d'eau	Pa

... Evaporation et régulation thermique



Evaporation par les alvéoles



Evaporation par la peau



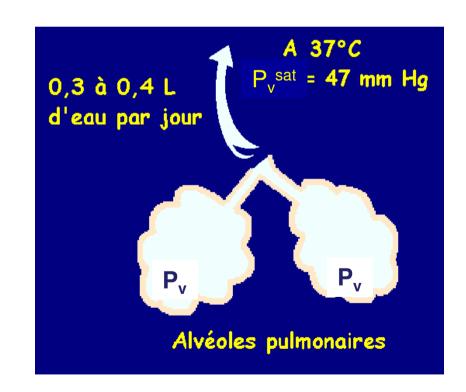


Evaporation par les alvéoles

Cette élimination est de l'ordre de **300 à 400 g d'eau par jour**.

La masse de vapeur d'eau éliminée par la respiration dépend de l'humidité de l'air inspiré :

- Si l'air inspiré est saturé en vapeur d'eau, l'élimination de l'eau du corps par les alvéoles pulmonaires sera nulle.
- Si l'air inspiré est **sec**, l'élimination sera **maximale**.





Evaporation par la peau - *Perspiration insensible*



Peau

Perspiration insensible ~ 0,7 L d'eau par jour

C'est un passage de l'eau à travers l'épiderme par simple diffusion.

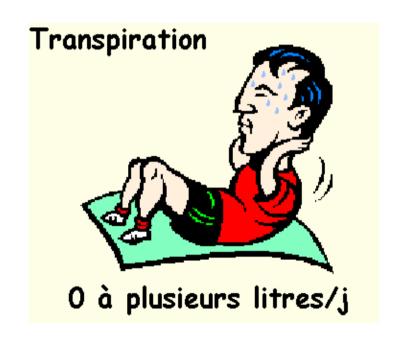
Cette eau n'est pas sécrétée par les glandes sudoripares : il s'agit d'un phénomène d'évaporation à peu prés constant, responsable de l'évaporation de 600 à 800 g d'eau par jour.



Evaporation par la peau - Transpiration

La sueur est sécrétée par les glandes sudoripares ; composée essentiellement d'eau, elle contient entre autre de l'urée et des sels minéraux.

La transpiration varie fortement suivant les nécessités, pouvant atteindre par exemple deux litres par heure en cas de forte sudation.





Ce n'est pas la sécrétion de sueur qui élimine de la chaleur mais l'évaporation de cette sueur à la surface de la peau!



Expression du flux de chaleur perdue par

évaporation

L'évaporation est une réaction endothermique, consommatrice d'énergie, qui va donc favoriser la perte de chaleur

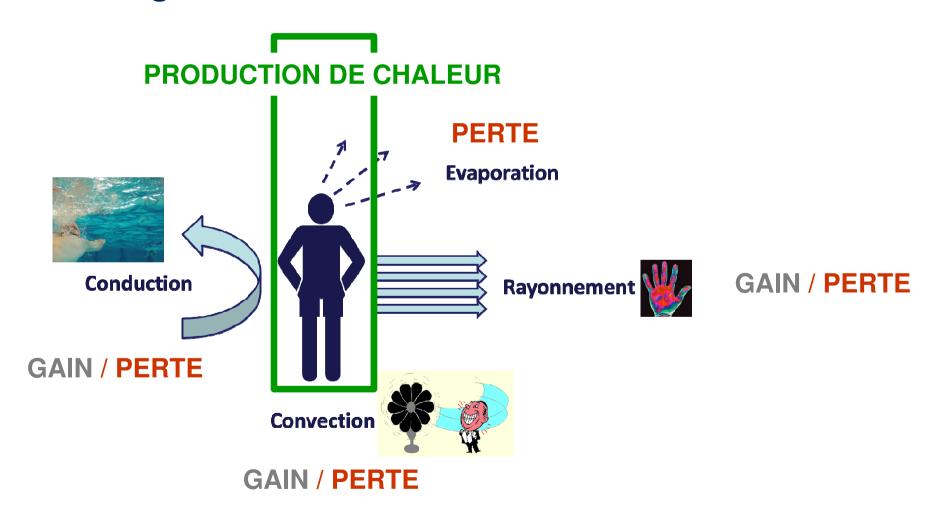
$$\Phi_{\text{évap}} = \frac{dQ_{\text{évap}}}{dt} = L_{\text{eau}} \times \frac{dm}{dt} = L_{\text{eau}} \times V_{\text{évap}}$$

Puissance en W

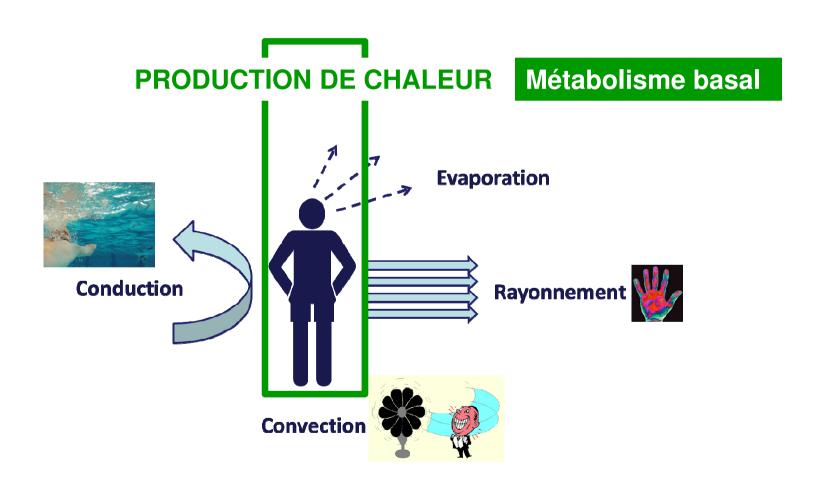
Avec	F _{évap}	Flux de chaleur perdue par évaporation	W
	$dQ_{\text{\'evap}}$	Quantité de chaleur perdue par évaporation	J
	dt	Durée de l'évaporation	S
	L_{eau}	Chaleur latente de vaporisation de l'eau à T	J.kg ⁻¹
	dm	Masse d'eau évaporée pendant dt	kg
	$V_{\acute{evap}}$	Vitesse d'évaporation	kg.s ⁻¹



Thermo-régulation









... Les échanges thermiques du corps humain



Conduction dans chaque organe, au niveau des tissus

Convection sanguine



Echanges par conduction, convection, rayonnement

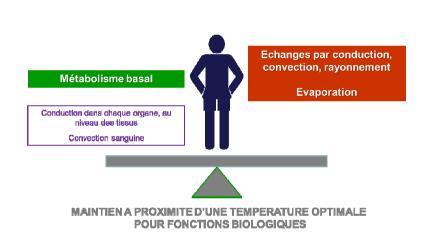
Evaporation



MAINTIEN A PROXIMITE D'UNE TEMPERATURE OPTIMALE POUR FONCTIONS BIOLOGIQUES



... Les échanges thermiques du corps humain



THERMO-REGULATION

Ne pas retenir

Détecteurs de température

Thermorécepteurs périphériques et hypothalamiques

Analyse des signaux et commandes

Centre thermorégulateur hypothalamique

Transmission des commandes

Voies nerveuses

Effecteurs

Vaisseaux sanguins (contraction/dilatation)
Glandes sudoripares
Réserves énergétiques
Tissus adipeux bruns
Contraction musculaire...



BILAN

✓ Connaitre les différents modes de transmission de la chaleur et savoir calculer les flux de chaleur associés

Direction du flux

Le transfert de chaleur s'effectue dans le sens des températures décroissantes.



Intensité du flux

Loi de Fourier - Conduction

Loi de Newton - Convection

Lois de Wien, loi de Stefan-Boltzmann - Rayonnement

✓ Savoir appliquer les précédentes notions à la thermorégulation du corps humain



2 PROPRIETES COLLIGATIVES



- 1. Solutions et propriétés colligatives : définition
- 2. Expressions des concentrations des solutions
- 3. Propriétés colligatives des solutions
- 4. Compléments, exemples et applications



1. Solutions et propriétés colligatives : définition

Solution

Mélange homogène (phase unique) d'au moins deux composés chimiques distincts.

solide, liquide ou gazeuse

Soluté et Solvant

Un **solvant** a la propriété de dissoudre et de diluer d'autres substances.

Les substances (minoritaires) qui sont dissoutes dans le solvant sont appelées solutés.



Les solutés comme le solvant peuvent être solides, liquides ou gazeux.



Solution liquide

Une solution ayant l'eau comme solvant est appelée solution aqueuse.

On s'intéressera tout particulièrement à :

✓ un liquide dans un autre

Limité par la miscibilité des deux

___ Littite par la miscipinte des de la

✓ un solide dans un liquide •

Limité par la solubilité du solide dans le solvant, au delà de laquelle le solide n'est plus dissous.

Au-delà de la limite de

solubilité, on parle de

solution saturée

✓ un gaz dans un liquide.



Solvant pur

Interactions moléculaires solvant/solvant

Propriétés physicochimiques

e.g. température d'ébullition, de fusion, pression de vapeur saturante, viscosité...

Solution

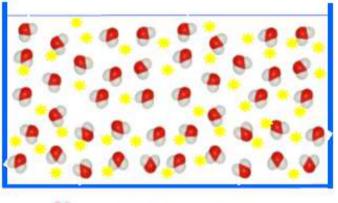
Interactions moléculaires soluté/solvant + solvant/solvant + soluté/soluté

Modifications des propriétés physicochimiques de la solution par rapport au solvant pur

A température et pression identiques, l'état énergétique du solvant dans la solution sera différent de celui du solvant pur.



Solvant pur: état d'énergie E1



Molécule de Solvant (Eau)

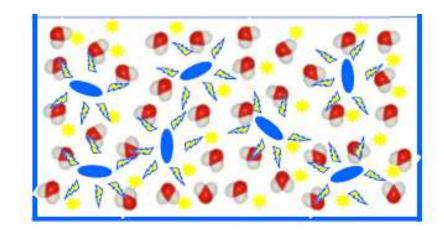
Interaction Solvant/Solvant

Soluté ionique ou moléculaire



Interaction Soluté/Soluté

Solution: état d'énergie du solvant E2 ≠ E1



Molécule de Solvant (Eau)

Molécule de Soluté

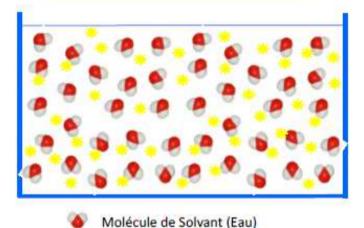
Interaction Solvant/Solvant

Interaction Soluté/Solvant

Interaction uté/Soluté



Solvant pur: état d'énergie E1



Interaction Solvant/Solvant

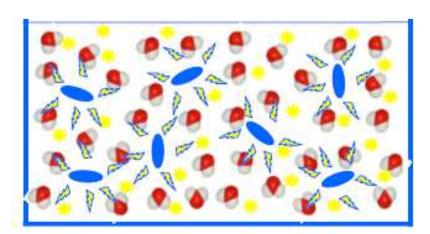
Soluté ionique ou moléculaire



Interaction Soluté/Soluté

Absence d'interactions Soluté/Soluté = solution idéale

Solution: état d'énergie du solvant E2 ≠ E1





La présence du soluté ne modifie pas le champ de force intermoléculaire du solvant

Mélange de corps chimiquement très voisins

ou Mélange **dilué**



Modifications des propriétés physicochimiques d'une solution par rapport au solvant pur



Propriétés colligatives des solutions

... colligare (attacher, réunir)



Dans les solutions idéales, ces propriétés ne dépendent pas de la nature des corps dissous, mais seulement de leurs concentrations.

Des exemples d'applications

- Dans le cas de solutés non dissociables, les propriétés colligatives peuvent être employées pour la détermination des masses molaires des solutés.
- Dans le cas de solutés dissociables, les mesures des propriétés colligatives permettront d'estimer la constante d'équilibre.



2. Expression des concentrations des solutions

La concentration en soluté exprime la quantité de soluté par unité de quantité de solution ou de solvant.

Pour exprimer une quantité de substance, on peut utiliser différentes grandeurs: la masse, le volume, le nombre de moles...



Type de concentration	Dimension	Unité SI
Concentration massique, c _{mp}	M.L ⁻³	kg de soluté / m³ de solution
Concentration molaire ou molarité, c _p	N.L ⁻³	nombre de moles de soluté / m³ de solution
Molalité, m _p	N.M ⁻¹	nombre de moles de soluté / kg de solvant
Fraction molaire, x _p	-	nombre de moles du soluté/ nombre total de moles présentes dans la solution

Fraction molaire - *Particularités*

Rapport sans dimension qui est donc compatible avec n'importe quel système d'unité.

Mélange binaire 1 soluté (p) dans 1 solvant (s)

$$x_{p} = \frac{n_{p}}{n_{p} + n_{s}}$$
 $x_{s} = \frac{n_{s}}{n_{p} + n_{s}}$ $x_{p} + x_{s} = 1$

$$x_s = \frac{n_s}{n_p + n_s}$$

$$x_p + x_s = 1$$

Mélange de i constituants

$$x_{i} = \frac{n_{i}}{\sum_{i} n_{i}} \qquad \sum_{i} x_{i} = 1$$

Autres expressions

Type de pourcentage	Définition
Pourcentage poids / volume *	Masse de soluté en g pour 100 mL de solution
Pourcentage volume / volume**	Volume de soluté en mL pour 100 mL de solution
Pourcentage poids / poids	Masse de soluté en g pour pour 100 g de solution



^{*} Une solution aqueuse de CaCl₂ 5% p/v correspond à 5 g de CaCl₂ dissous dans 100 mL (ou cm³) de solution

^{**} Une solution alcoolique à 5% v/v correspond à 5 mL (ou cm³) d'alcool dissous dans 100mL (ou cm³) de solution

Soit une solution aqueuse de H₂SO₄ à 15% en masse et de densité 1,10; quelles sont sa molalité et sa molarité?

$$S = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$
; $O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

100 g de solution à 15% en masse

15 g de soluté
$$(H_2SO_4)$$

85 g de solvant (H_2O)

$$m_{p} = \frac{n_{\text{solut\'e}}}{m_{\text{solvant}}}$$

$$c_{p} = \frac{n_{\text{solut\'e}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$m_{p} = \frac{n_{\text{solut\'e}}}{m_{\text{solvant}}}$$

$$c_{p} = \frac{n_{\text{solut\'e}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$m_p = c_p \times \frac{V_{\text{solution}}}{m_{\text{solvant}}}$$

$$\Rightarrow \mathbf{m}_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times \mathbf{V}_{\text{solution}}$$
$$\Rightarrow \mathbf{m}_{\text{solution}} = \mathbf{m}_{\text{soluté}} + \mathbf{m}_{\text{solvant}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{solvant}} = \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}} - M_{\text{solut\'e}} \times n_{\text{solut\'e}}$$

$$m_p = c_p \times \frac{V_{\text{solution}}}{\rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}} - M_{\text{solut\'e}} \times n_{\text{solut\'e}}}$$



Solution diluée si

$$m_p \approx c_p \times \frac{V_{\text{solution}}}{\rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}} \qquad m_p = \frac{c_p}{\rho_{\text{solution}}}$$

$$m_{p} = \frac{c_{p}}{\rho_{\text{solution}}}$$



Molalité
$$m_p = \frac{n_{solut\'e}(H_2SO_4)}{m_{solvant}(H_2O)} = \frac{\frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}}(mol)}{m_{H_2O}(kg)} = \frac{\frac{15}{98}}{85.10^{-3}} = 1.8 \text{ mol.kg}^{-1}$$

Molarité
$$c_p = \frac{n_{soluté}(H_2SO_4)}{V_{solution}}$$

La densité est un rapport de masses volumiques $\rho_{\text{solution}} = \frac{\Pi_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} = d_{\text{solution}} \times \rho_{H_2O}$

$$\Rightarrow V_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{d_{\text{solution}} \times \rho_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100g}{1,1 \times 1000g.\text{L}^{-1}} = 0,0911$$

$$c_p = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{15}{98} = 1,68 \text{ mol.L}^{-1}$$



 $m_p \times \rho_{solution} = 1.8 \times 1000 \times 1.10 = 1980 \text{ mol/m}^3 = 1.98 \text{ mol/L} \neq 1.68 \text{ mol/L}$

Cette solution ne peut pas être considérée comme une solution diluée!



2. Propriétés colligatives des solutions

Les propriétés colligatives sont relatives à :

Solution idéale



1. l'abaissement de la pression de vapeur,

Lois de Raoult - Loi de la tonométrie

2. l'élévation de la température d'ébullition,

Lois de Raoult - Loi de l'ébulliométrie

3. l'abaissement de la température de congélation,

Lois de Raoult - Loi de la cryométrie

4. la pression osmotique.

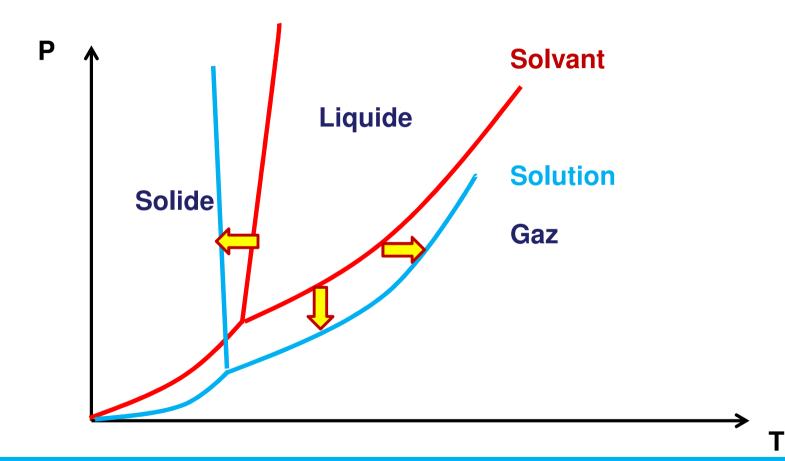
Lois de Van't Hoff



Lois de Raoult P Diagramme de phase du solvant Liquide Solide Gaz liquéfaction ou vaporisation fusion ou solidification ou congélation

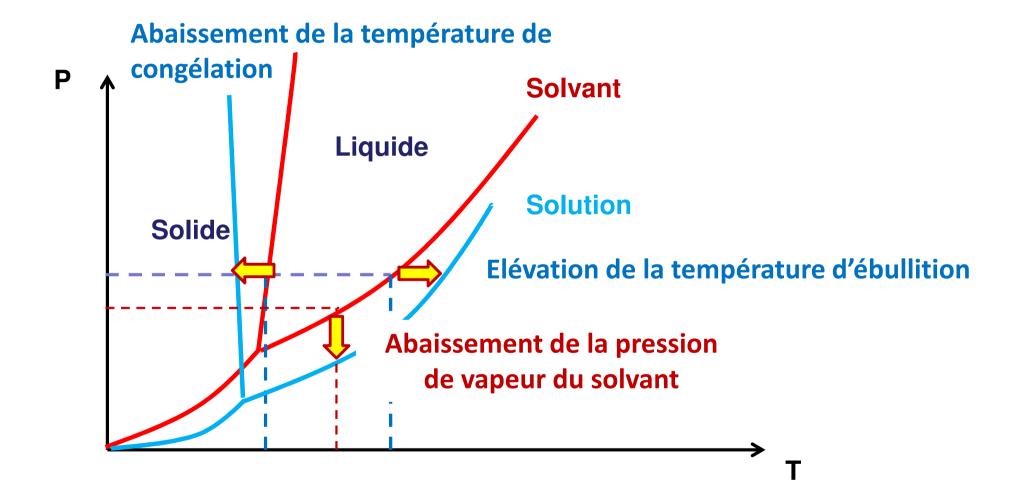
liquéfaction ou vaporisation ou ébullition





La présence d'un soluté modifie l'état énergétique du solvant.

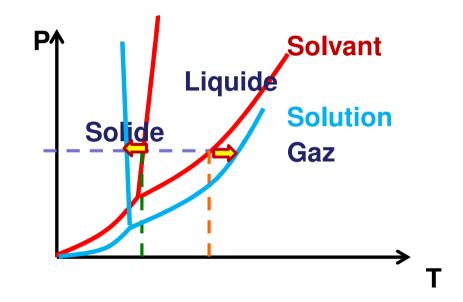




Changements d'état à pression constante

Différence de température de transition de phase entre la solution et le solvant pur à la pression P:

$$\Delta T = T - T_0 = \frac{R \times T_0^2}{Q_{T_0}} \times (x_p^I - x_p^{II})$$



R Constante des gaz parfaits

Température de transition de phase I→II de la solution

To Température de transition de phase I→II du solvant pur

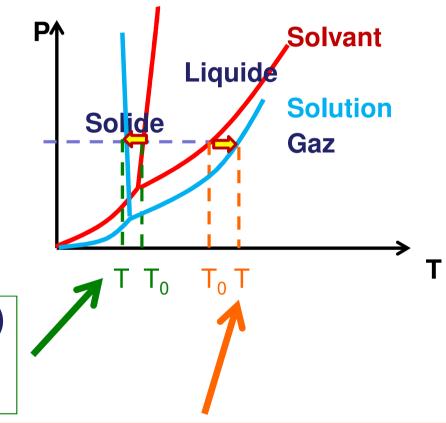
 \mathbf{Q}_{T0} Chaleur molaire de transition de phase $\mathbf{I} \rightarrow \mathbf{II}$ du solvant pur (T_0, P)

x_p , **x**_p | Fractions molaires du soluté dans les phases I et II



$$\Delta T = T - T_0 = \frac{R \times T_0^2}{Q_{T_0}} \times (x_p^I - x_p^{II})$$

Transition de phase liquide (I) \rightarrow solide (II) Congélation Q_{TO} < 0 cryométrie ΔT < 0



Transition de phase liquide (I) \rightarrow vapeur (II) Ebullition $Q_{T0} > 0$ ébulliométrie $\Delta T > 0$

Cas particulier : $x_p^{\parallel} = 0$

Le soluté est **exclu de la phase solide** (de la glace)

ou

Le soluté n'est pas volatil

$$\Delta T = T - T_0 = \frac{R \times T_0^2}{Q_{T_0}} \times \left(x_p^{I} - x_p^{II}\right) \approx \frac{R \times T_0^2}{Q_{T_0}} \times x_p^{I} \approx \left(K \times x_p^{I} - x_p^{II}\right)$$
J.mol⁻¹

K, Constante caractéristique du solvant Constante cryoscopique ou ébullioscopique



ΔT est proportionnel à la fraction molaire du soluté dans la solution



Les unités de K sont déterminées par les unités utilisées pour exprimer la quantité de soluté (fraction molaire, molalité, molarité...)



ON RETIENDRA



🔔 Lorsque l'on considère une solution, la température d'ébullition de la solution est plus haute que la température d'ébullition du solvant seul.

L'élévation de la température d'ébullition est proportionnelle à la fraction molaire du soluté.

Lois de Raoult - Loi de l'ébulliométrie

K constante ébullioscopique



🔼 Lorsque l'on considère une solution, la température de solidification de la solution est plus basse que température de solidification du solvant seul.

L'abaissement de la température de congélation est proportionnel à la fraction molaire du soluté.

$$|\Delta T| = K \times x_p$$

K constante cryoscopique

Lois de Raoult - Loi de la cryométrie



QUELQUES VALEURS DE CONSTANTES CRYOSCOPIQUES DE SOLVANTS

	$M_{\scriptscriptstyle \mathcal{S}}$ (g.mol ⁻¹)	đ	$T_f(^{\circ}\mathrm{C})$	K (Kelvin)	K' (K.kg.mol ⁻¹)	<i>K''</i> (K.L.mol ⁻¹)
Ac. acétique	60	1,082	16,7	65	3,9	3,6
Benzene	78,1	0,879	5,5	65,5	5,12	5,82
Cyclohexane	84,2	0,779	6,5	237,5	20,0	25,67
1,4-Dioxane	88,1	1,03	10,5	55,6	4,9	4,76
Eau	18	1	0	103,3	1,86	1,86

Ne pas retenir



Changements d'état à température constante

RAPPELS sur la pression partielle

Soit un mélange gazeux dans l'état (n, P, V, T) et qui est composé de k gaz parfaits.

La pression partielle **P**_i du gaz **i** dont le nombre de moles est **n**_i, est donnée par :

$$P_i \times V = n_i \times R \times T$$

P_i est la pression qu'exercerait le gaz s'il était seul dans le volume occupé par le mélange

$$P \times V = n \times R \times T$$
 \longrightarrow $\frac{P_i}{P} = \frac{n_i}{n} = x_i$ Fraction molaire du gaz i dans le mélange

$$\sum_{i}^{k} P_{i} = \sum_{i}^{k} \frac{n_{i}}{n} \times P = \frac{P}{n} \sum_{i}^{k} n_{i} = P$$
 Loi de Dalton

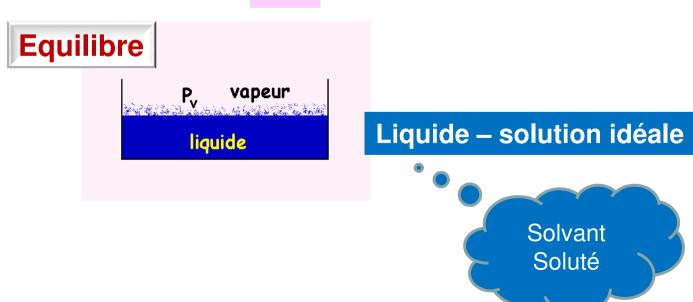
La somme des pressions partielles est égale à la pression du mélange gazeux.



Changements d'état à température constante

Quelle est la pression partielle de vapeur du solvant et du soluté dans le gaz en équilibre avec la solution?







Pression partielle de vapeur du solvant - Cas de solutions idéales



$$P_s = P_s^{sat} \times x_s$$

Loi de Raoult (relative au solvant)

La pression partielle de vapeur du solvant dans la phase gaz au dessus de la solution, P_s, est proportionnelle à sa fraction molaire dans la solution.

P_s sat , facteur de proportionnalité, est la pression de vapeur du solvant pur.



La loi de Raoult ne s'applique pas au soluté (p)



Pression partielle de vapeur du soluté - Cas de solutions idéales



$$P_p = K_H \times X_p$$

Loi de Henry (relative au soluté)

La pression partielle de vapeur du soluté dans la phase gaz au dessus de la solution, P_p , est proportionnelle à sa fraction molaire dans la solution.

K_H, facteur de proportionnalité, est la constante d'Henry.



Pression partielle de vapeur du solvant - Cas de solutions idéales



$$\mathbf{P}_{s} = \mathbf{P}_{s}^{sat} \times \mathbf{x}_{s} \qquad \mathbf{x}_{p} + \mathbf{x}_{s} = 1$$

$$x_p + x_s = 1$$

$$P_{s} = P_{s}^{sat} \times (1 - x_{p})$$

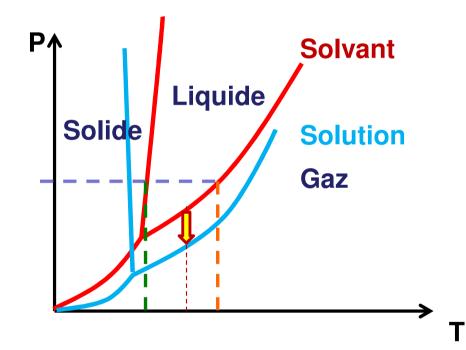
$$P_s = P_s^{sat} - P_s^{sat} \times X_p \Longrightarrow P_s - P_s^{sat} = -P_s^{sat} \times X_p$$

 $\mathbf{Z}_{\mathbf{Q}}$

Pression de vapeur du solvant au dessus de la solution à la température T Pression de vapeur du solvant au dessus du solvant pur à la température T Fraction molaire du soluté dans la solution

$$\Delta P = P_s - P_s^{sat} = -P_s^{sat} \times x_p$$

Si le soluté est absent de la phase gazeuse, à l'équilibre, à une température déterminée T, la pression de vapeur du solvant au dessus de la solution est inférieure à celle du solvant pur à la même température et la différence est proportionnelle à la fraction molaire du soluté dans la solution.





ON RETIENDRA



🔼 Lorsque l'on considère une solution, la pression de vapeur du solvant au dessus de la solution est inférieure à celle du solvant pur à la même température.

Pour une solution idéale, l'abaissement relatif de pression de vapeur du solvant est égal à la fraction molaire du soluté.

$$\frac{\left|\Delta P_{s}\right|}{P_{s}^{sat}} = \frac{\left|P_{s} - P_{s}^{sat}\right|}{P_{s}^{sat}} = x_{p}$$

Lois de Raoult - Loi de la tonométrie

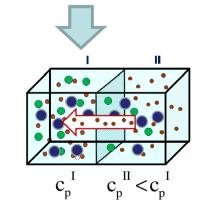
$$\Delta P_{s} = P_{s} - P_{s}^{sat} = -P_{s}^{sat} \times X_{p}$$

Loi de Van't Hoff

Osmose et pression osmotique

Osmose

Mouvement (spontané) de solvant qui se produit entre deux solutions d'inégales concentrations au travers d'une membrane semi-perméable qui ne laisse passer que le solvant et non les solutés.



Ce flux de solvant se déplace de la solution la moins concentrée en solutés à la solution la plus concentrée.

Pression osmotique

La pression hydrostatique qu'il faudrait exercer sur la solution la plus concentrée pour empêcher le solvant pur de traverser la membrane qui sépare les 2 solutions est appelée pression osmotique.



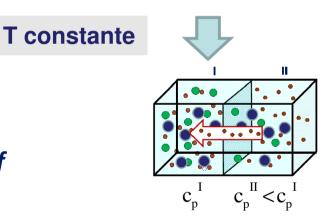
Loi de Van't Hoff

Pression osmotique exercée sur une membrane



$$\Delta\Pi = R \times T \times \Delta c_p = R \times T \times (c_p^{I} - c_p^{II})$$

Loi de Van't Hoff



La **pression osmotique** exercée sur une membrane séparant deux solutions de concentration en solutés différentes est directement proportionnelle à la différence de concentration en soluté Δc_p entre les deux solutions.

Cette pression osmotique est directement proportionnelle à la température.



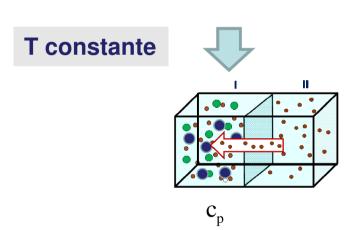
Loi de Van't Hoff

Pression osmotique d'une solution



$$\Pi = R \times T \times c_p$$

Loi de Van't Hoff



La **pression osmotique** d'une solution diluée à température constante est directement proportionnelle à sa concentration en soluté c_p .

La **pression osmotique** d'une solution diluée est directement proportionnelle à sa température.



3. Compléments, exemples et applications

Travail osmotique et contre-osmotique

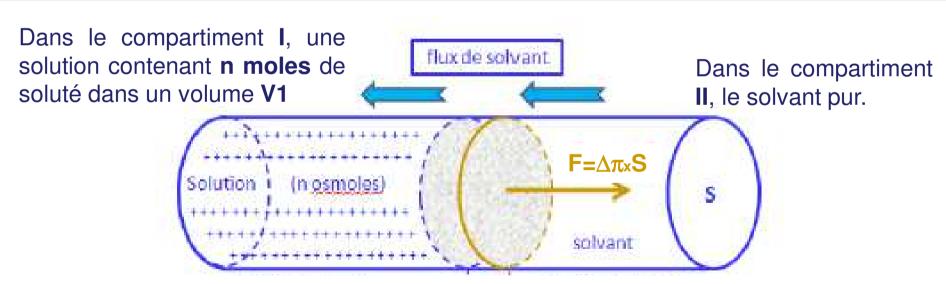
Dissociation totale ou partielle du soluté

Notions d'iso-osmolarité et d'isotonicité



Travail osmotique et contre-osmotique

Considérons un cylindre de section droite S, séparé en deux compartiments I et II par un piston mobile constitué d'une membrane semi perméable ne laissant diffuser que le solvant (eau).



Le déséquilibre de concentration entraîne un passage d'eau du compartiment II vers le compartiment I

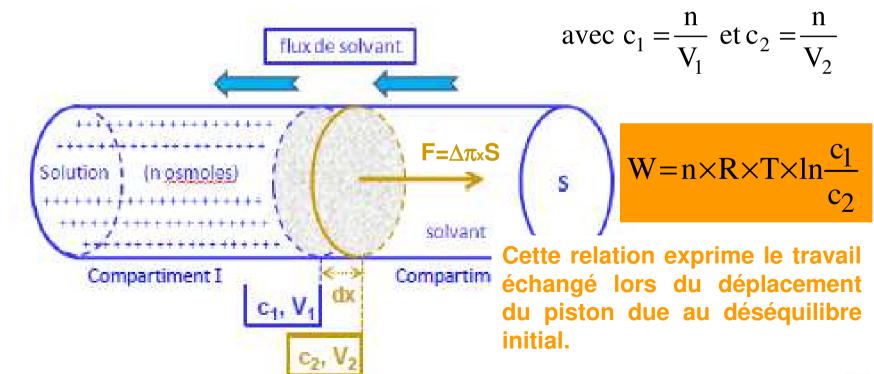
- ⇒ PRESSION OSMOTIQUE ΔΠ
- ⇒ FORCE ET TRAVAIL ÉCHANGÉ



$$dW = F \times dx = \Delta \Pi \times S \times dx = \Delta \Pi \times dV$$

avec
$$\Delta \Pi = R \times T \times c = R \times T \times \frac{n}{V}$$

$$dW = R \times T \times \left(\frac{n}{V}\right) \times dV = n \times R \times T \times \frac{dV}{V} = n \times R \times T \times d(\ln V) \implies W = n \times R \times T \times \ln \frac{V_2}{V_1}$$



REMARQUE

$$W = n \times R \times T \times \ln \frac{c_1}{c_2}$$



Volonté de diluer le compartiment l $(c_2 < c_1) \Rightarrow W > 0$



Variation négative de l'enthalpie libre de la solution ($\Delta G < 0$) Caractère **spontané et passif de la transformation**



Volonté de concentrer le compartiment l $(c_2 > c_1) \Rightarrow W < 0$



Variation positive de l'enthalpie libre de la solution ($\Delta G > 0$) Caractère non **spontané et actif** (qui demande de l'énergie) **de la transformation**



Application médicale

Travail rénal

Pour fabriquer l'urine plus concentrée que le sang, le rein **fournit de l'énergie**.

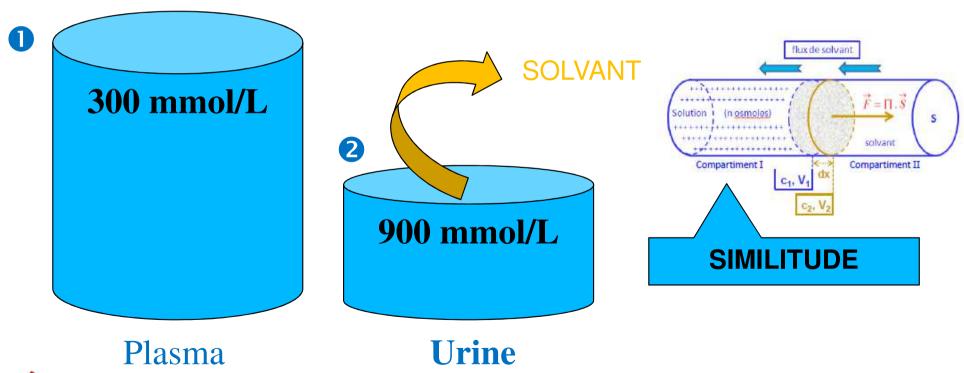
POUR CALCULER CE TRAVAIL, ON VA FAIRE UNE ANALOGIE...

Le rein est un piston qui va comprimer (jusqu'à V2, volume *urine*) un compartiment de volume initial V1 (volume *plasma*), comprenant n moles.



Application médicale

Travail rénal





Volonté de concentrer le compartiment $(c_2 > c_1) \Rightarrow W < 0$



Dissociation totale ou partielle du soluté

Supposons que la substance (soluté) ajoutée au solvant pur se dissocie en sa présence... l'intégralité des produits de la dissociation vont influer sur les propriétés colligatives!

⇒ Notions d'osmole, d'osmolarité et d'osmolalité

Type de concentration	Dimension	Définition
Osmolarité	[N.L ⁻³]	nombre de particules (moles ou osmoles) / volume de solution
Osmolalité	[N.M ⁻¹]	nombre de particules (moles ou osmoles) / masse de solvant

L'osmolarité est **une molarité**... le nombre de moles de tous les solutés en solution (actifs en ce qui concerne les propriétés colligatives) par m³ de solution.

L'osmolalité est **une molalité**...nombre de moles de tous les solutés en solution (actifs en ce qui concerne les propriétés colligatives) par kg de solvant.

PACES



L'osmolarité est tout simplement la concentration molaire des produits de dissociation, actifs en solution, c'est-à-dire qui vont agir sur les propriétés colligatives.



Si la solution est constituée de solutés non dissociables, une mole de soluté correspond à une osmole.

Si la solution est constituée de solutés dissociables (électrolytes), une mole de soluté correspondra à un nombre d'osmoles > 1.



EXEMPLE 1

Soit 1 mole de NaCl ajouté à 1 litre d'eau.

Si la dissociation est totale, quelle est l'osmolarité de cette solution?

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

1 mole 1 mole

Deux espèces en solution : Na+ et Cl-

En solution -

osmolarité de 2 osmol/L ou 2 mol/L



EXEMPLE 2

Soit 1 mole de H₂SO₄ ajouté à 1 litre d'eau.

Si la dissociation est totale, quelle est l'osmolarité de cette solution?

$$H_2SO_4 \Leftrightarrow 1 \times SO_4^{2-} + 2 \times H^+$$
 Deux espèces en solution : SO_4^{2-} et H^+ 1 mole 1 mole 2 moles

En solution —— osmolarité de 3 osmol/L ou 3 mol/L



EXEMPLE 3

Soit 1 mole de H₂SO₄ ajouté à 1 litre d'eau.

Si la dissociation est de 20%, quelle est l'osmolarité de cette solution?

$$H_2SO_4 \Leftrightarrow 1 \times SO_4^{2-} + 2 \times H^+$$

0,2 mole 0,2 mole 0,4 moles

$$H_2SO_4$$

Trois espèces en solution H₂SO₄ SO₄ et H⁺

0,8 mole

En solution



Dissociation partielle du soluté

$$A_n C_m \iff nA^{m-} + mC^{n+}$$

1 mole dissociée donne

 $\gamma = n + m$ moles

si α est le coefficient de dissociation

α moles dissociées donneront

 $\alpha \times \gamma$ moles

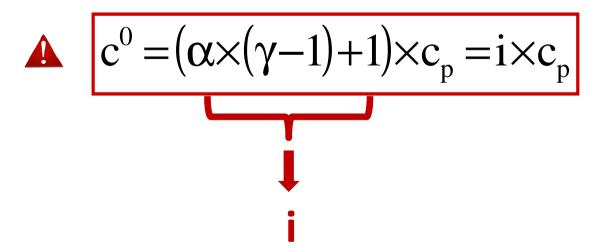
1 - α moles non dissociées

Le nombre total de moles présentes dans la solution, sera donc : $\alpha \times \gamma + (1 - \alpha)$

$$\Rightarrow \alpha \times (\gamma-1) + 1$$



Si c_p est la concentration molaire du soluté (avant dissociation), sa molarité c^0 après dissociation (qui correspond à la concentration "efficace" pour les propriétés colligatives) s'écrira:



coefficient isotonique ou coefficient de Van't Hoff



EXEMPLE 4

Soit une solution de H₂SO₄ à 15% en masse et de densité 1,10.

Quelle est son osmolarité si le degré de dissociation de l'acide est total?

Quelle est son osmolarité si le degré de dissociation de l'acide est de 20%?

$$S = 32 \text{ g.mol}^{-1}$$
; $O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

$$c_p = 1,68 \text{ mol.L}^{-1}$$

le degré de dissociation de l'acide est total

$$H_2SO_4 \Leftrightarrow 1 \times SO_4^{2-} + 2 \times H^+$$

1,68 mol

1,68 mol

2 x 1,68 mol

 H_2SO_4

0 mol

$$c^0 = 5,04 \text{ mol.L}^{-1}$$

le degré de dissociation de l'acide est de 20%

$$H_2SO_4 \Leftrightarrow 1 \times SO_4^{2-} + 2 \times H^+$$

0,2 x1,68 mol

H₂SO₄

0,8 x1,68 mol

$$c^0 = 2,35 \text{ mol.L}^{-1}$$



Trois espèces en solution H₂SO₄ SO₄²⁻ et H⁺

$$c^{0} = (\alpha \times (\gamma - 1) + 1) \times c_{p} = i \times c_{p}$$

le degré de dissociation de l'acide est total

$$H_2SO_4 \Leftrightarrow 1 \times SO_4^{2-} + 2 \times H^+$$

1,68 mol

1,68 mol

2 x 1,68 mol

H₂SO₄

0 mol

$$c^0 = 5.04 \text{ mol.L}^{-1}$$

Deux espèces en solution SO₄²⁻ et H⁺

$$\alpha = 1$$
 et $\gamma = 3$

 $c^0 = 3 \times c_p = 5,04 \text{ mol/ } L$

le degré de dissociation de l'acide est de 20%

$$H_2SO_4 \Leftrightarrow 1 \times SO_4^{2-} + 2 \times H^+$$

0,2 x1,68 mol 0,2 x 1,68 mol 0,2 x 2 x 1,68 mol

H₂SO₄

0,8 x1,68 mol

$$c^0 = 2,35 \text{ mol.L}^{-1}$$

Trois espèces en solution H₂SO₄ SO₄²⁻ et H⁺

$$\alpha = 0.2$$
 et $\gamma = 3$

$$c^0 = 1.4 \times c_p = 2.35 \text{ mol/ } L$$



AUTRES EXEMPLES

NaCl
$$\alpha$$
 = 1 γ = 2 \Longrightarrow i = 1.(2-1) + 1 = 1 + 1 = 2 C_{osm} = 2.c_p

Na₂SO₄ α = 1 γ = 3 \Longrightarrow i = 1.(3-1) + 1 = 2 + 1 = 3 C_{osm} = 3.c_p

Ca₃(PO₄)₂ phosphate tricalcique ou phosphate neutre de calcium (soluble en milieu acide) α = 1 γ = 5 \Longrightarrow i = 1.(5-1) + 1 = 4 + 1 = 5 C_{osm} = 5.c_p

Ca(CIO)₂ hypochlorite de calcium α = 1 γ = 3 \Longrightarrow i = 1.(3-1) + 1 = 2 + 1 = 3 C_{osm} = 3.c_p

par contre, si α = 0.5, \Longrightarrow i = 0,5.(3-1) + 1 = 1 + 1 = 2 C_{osm} = 2.c_p

Ca(CH₃COO)₂

si complètement dissocié: α = 1 γ = 3 \Longrightarrow i = 1.(3-1) + 1 = 2 + 1 = 3 C_{osm} = 3.c_p

par contre, si α = 0.25, \Longrightarrow i = 0,25.(3-1) + 1 = 0,5 + 1 = 1,5 C_{osm} = 1,5.c_p

Application à la détermination des constantes d'équilibre

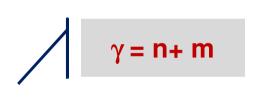
$$A_n C_m \Leftrightarrow nA^{m-} + mC^{n+}$$

$$[A^{m-}] = \alpha \times n \times c_{p}$$

$$[C^{n+}] = \alpha \times m \times c_{p}$$

$$[A_{n}C_{m}] = (1-\alpha) \times c_{p}$$

$$k_{d} = \frac{\left[A^{m-}\right]^{n} \times \left[C^{n+}\right]^{m}}{\left[A_{n}C_{m}\right]}$$



$$k_{d} = \frac{n^{n} \times m^{m} \times c_{p}^{\gamma-1} \times \alpha^{\gamma}}{1-\alpha}$$



On mesure c⁰ par cryométrie \rightarrow connaissant c_p et γ , on peut calculer α et K_d





Notions d'iso-osmolarité et d'isotonicité

Deux solutions sont dites **iso-osmolaires** si elles ont la même **osmolarité**, c'est à dire la même concentration globale en particules actives indépendamment de la nature de ces particules.

L'isotonie correspond à une concentration égale en solutés de part et d'autre d'une membrane semi- perméable.



Il ne faut pas confondre isotonie et iso-osmolarité.

Si, dans une solution, il y a des solutés qui peuvent franchir passivement une membrane: leur concentration s'égalise de part et d'autre de cette membrane et ils ne participent pas aux phénomènes osmotiques.



Une osmole n'est pas forcément une particule osmotiquement active (c'est-à-dire capable de provoquer une pression osmotique).

Deux solutions **iso-osmolaires**, dans un même solvant, auront la même température de congélation, la même température d'ébullition, la même pression de vapeur.

Soit une membrane qui les sépare:

- Si cette membrane est rigoureusement semi-perméable pour tous les constituants en solution (extra ou intracellulaire), les deux solutions seront isotoniques (ou iso-osmotiques).
- Si cette membrane peut laisser diffuser certains constituants, ces deux solutions ne seront pas **isotoniques**.



Exemple 1

Une solution qui contient 75 mmol/L de NaCl (osmolarité de 150 mmol/L) et 150 mmol/L d'urée sera **iso-osmolaire** au plasma sanguin (300 mmol/L) mais **hypotonique** parce que l'urée peut diffuser au travers de la membrane du globule rouge alors que les ions Na⁺ et Cl⁻ ne peuvent pas la traverser.



Exemple. 2

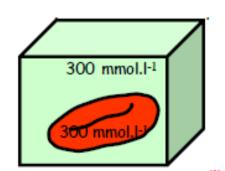
Le sang : plasma et globules rouges

⇒ 2 compartiments séparés par une **membrane cellulaire semi- perméable**

- Plasma riche en macromolécules non diffusible (albumine)
- **2** Globules rouges (GR)

Osmolarité (et isotonie) des 2 compartiments ~ 300 mmol.l-1

Deux compartiments en équilibre. La membrane plasmique est perméable à l'eau.





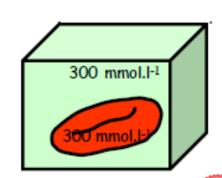
Exemple 2

Le sang : plasma et globules rouges

⇒ 2 compartiments séparés par une **membrane cellulaire semi- perméable**

- Plasma riche en macromolécules non diffusible (albumine)
- **2** Globules rouges (GR)

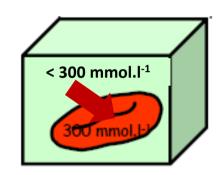
Que se passe t'il si les globules rouges ne sont plus immergés dans une solution qui leur est isotonique?



Hypotonie et Hémolyse

Un globule rouge placé dans l'eau pure (hypotonique) subit une pression osmotique considérable.

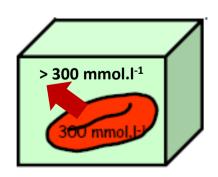
L'entrée massive d'eau dans l'hématie entraîne le gonflement puis l'éclatement du globule rouge, il y a *hémolyse* des cellules.



Hypertonie et Plasmolyse

Réciproquement, si les globules rouges sont placés dans une solution **hypertonique**, ils se rétracteront.

Le milieu extérieur est hypertonique et entraîne ainsi la sortie de l'eau des hématies et donc le phénomène de *plasmolyse*.





BILAN

✓ Savoir exprimer les concentrations des solutions Solutés dissociables ou pas

✓ Connaitre les lois associées aux propriétés colligatives

des solutions



Lois de Raoult - Loi de la tonométrie

Lois de Raoult - Loi de l'ébulliométrie

Lois de Raoult - Loi de la cryométrie

Lois de Van't Hoff

Loi de Henry – Loi de Raoult

Notions d'iso-osmolarité et d'isotonicité



MERCI POUR VOTRE ATTENTION



