

I/ Solutions ioniques

A) Introduction

Une **solution ionique** est une solution où les espèces dissoutes sont des **ions**.
Le soluté se dissocie dans une solution en :

- ♥ **cations** (charges positives, se dirigent vers la cathode)
- ♥ **anions** (charges négatives, se dirigent vers l'anode)

Électrolyte : soluté qui produit suffisamment d'ions pour rendre une solution conductrice.

Une solution ionique est une solution électrolytique.

On distingue 3 types d'électrolytes :

- ♣ Electrolyte **fort** : $\alpha = 1$ (ex : NaCl)
- ♣ Electrolyte **faible** : $0 < \alpha < 1$ (ex : CH_3COOH où $\alpha = 0,1$)
- ♣ **Non-Electrolyte** : $\alpha = 0$ (ex : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)

avec

α le taux de dissociation

NB : si α est faible/nul, la solution conduit (très) peu le courant

Pour déterminer α : $\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre de molécules au départ}}$

v = nombre d'espèces dissociées (ex : pour NaCl, $v = 2$ car donne $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$)

B) Solutions ioniques et solvation

Les forces d'attraction (F) entre anions et cations obéissent à la **loi de Coulomb** :

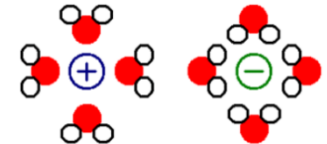
$$F = \frac{1}{4\epsilon\pi} \times \frac{qq'}{r^2}$$

L'eau :

- ♣ A un **fort pouvoir solvant**
- ♣ A une **constante diélectrique élevée** : ϵ est grand
→ F est faible et les ions sont séparés (=dissociation électrolytique)

Phénomène de **solvatation** des ions :

Les molécules d'eau orientent leur pôle positif vers les anions et leur pôle négatif vers les cations.



C) Calcul de l'ionarité (= concentration ionique)

→ Dans le cas où il y a 1 seule molécule ionisée : $C^I = C^M \cdot \alpha \cdot v$

→ Dans le cas où il y a plusieurs molécules ionisées :

$$C^I = \sum_{i=1}^n C^M \cdot \alpha \cdot v$$

avec

α le taux de dissociation

v le nombre d'espèces dissociées

D) Force ionique d'une solution

Force ionique : caractérise l'état de la solution à l'égard de ses propriétés électrostatiques.

$$\mu = \frac{1}{2} \sum_{i=1}^n C^I \cdot q^2$$

avec

μ la force ionique

La force ionique dépend de la **charge de l'ion** (q) et de sa **concentration ionique** (C' qui prend en compte le coefficient de dissociation, le nombre d'ions, et la concentration molaire).

La force ionique va influencer la conductivité de la solution ionique.

E) Mobilité ionique et conductivité d'une solution

Mobilité ionique : vitesse d'un ion dans un champ électrique unité ($T=1V$).

$$U = \frac{q}{6\pi\eta r}$$

avec :

q la charge

η le coefficient de viscosité du milieu

r le **rayon apparent** (\neq rayon réel) (*souvent solvaté*)

L'ion H^+ est le plus mobile en solution aqueuse : $U(H^+) > U(OH^-) > U(K^+)$

Loi de Kohlrausch : décrit la conductivité d'une solution.

Pour une solution diluée, la conductivité électrique d'un électrolyte est proportionnelle, toutes choses égales par ailleurs, à sa **concentration**.

$$X = F \cdot C^M \cdot \alpha \cdot z \cdot (U^+ + U^-)$$

avec

F la constante de Faraday ($= e \cdot N = 96500 \text{ SI}$)

α le taux de dissociation

z la valence de l'électrolyte

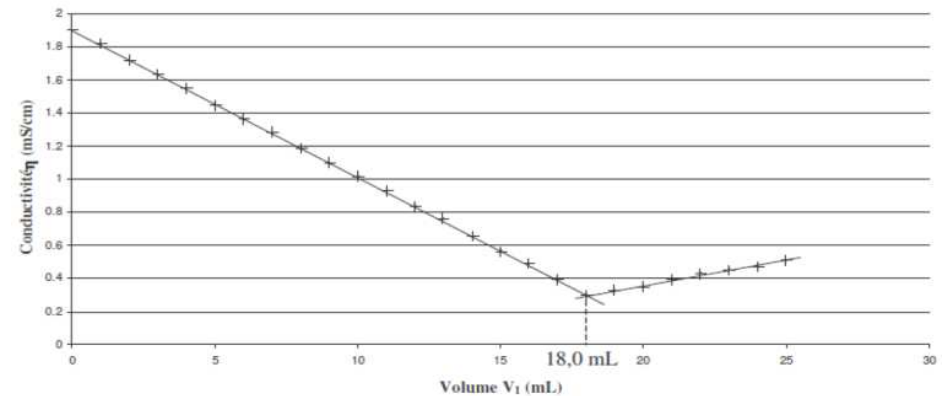
U^+ et U^- les mobilités des ions

! On parle de la conductivité d'un seul électrolyte. !

Il n'est pas possible de déterminer la concentration molaire d'un **ensemble d'électrolytes** à partir de cette formule car **les concentrations molaires ne s'additionnent pas !**

La mesure en temps réel de la conductivité permet de faire des **titrages** acido-basiques.

Evolution de la conductivité de la solution en fonction du volume de solution titrante versé



On peut déterminer la concentration :

$$C1 \cdot V1 = C2 \cdot V2 \leftrightarrow C1 = \frac{C2 \cdot V2}{V1}$$

A partir de la **conductivité** on peut estimer la **concentration**.

II/ Déplacements moléculaires dans les solutions

A) La diffusion

Diffusion : transport net de **particules** (*solutés*) qui se fait **spontanément** (*passivement*) d'une région où la concentration est élevée vers une région où celle-ci est plus faible.

- ♥ L'**agitation thermique** fait **bouger** les molécules
- ♥ Les molécules se déplacent les **unes par rapport aux autres**
- ♥ La **viscosité** est une force qui s'oppose à la diffusion des molécules
- ♥ La **concentration** d'un soluté peut **varier dans l'espace et dans le temps**

B) Flux de diffusion et Loi de Fick (++)

Flux de diffusion (J_D) : quantité nette de matière transportée par diffusion à travers une section unité (*surface perpendiculaire à la direction de transport*) pendant une unité de temps.

L'expression de ce flux est donnée par la **loi de Fick** :

$$J_D(x) = -D \frac{dC}{dx} \quad \text{!} J_D > 0 \text{ car } dC/dx < 0$$

avec

dC/dx le gradient de diffusion

D la constante de diffusion ($m^2.s^{-1}$)

NB : D dépend de la nature du soluté, de la nature du solvant et de la T° .

Le **flux** va s'établir de la **zone la plus concentrée** vers la **zone la moins concentrée**.

La diffusion n'est pas un phénomène continu.

→ La diffusion cesse lorsque : $\frac{dC}{dx} = 0$

C) Concentration Osmolaire, Osmolarité et Osmolalité

$$\begin{aligned} \text{Osmolarité : } C^O &= \sum i.C^M \\ \text{Osmolalité : } C^o &= \sum i.C^m \end{aligned}$$

avec

i le coefficient d'ionisation de Van't Hoff et $i = 1 + \alpha(v - 1)$

NB : Pour un soluté non électrolytique on a $C^O = C^M$ et $C^o = C^m$

Osmole : unité cinétique, qui...

- ♣ Permet d'ajouter des espèces chimiques différentes ! (++)
- ♣ Dépend à la fois du nombre de moles et du taux de dissociation (α)

Smile ☺

L'**osmolarité plasmatique** (chez l'homme) est donnée par la formule (+++) :

$$\begin{aligned} C^O &= C^M(Na^+) + C^M(Cl^-) + C^M(\text{glucose}) + C^M(\text{urée}) \\ &= 300 \text{ mosmol.L}^{-1} \end{aligned}$$



Si on considère une solution X, si :

- ♥ $C^O = 300 \text{ mosmol.L}^{-1}$ alors X est **iso-osmolaire** au plasma.
- ♥ $C^O < 300 \text{ mosmol.L}^{-1}$ alors X est **hypo-osmolaire** au plasma.
- ♥ $C^O > 300 \text{ mosmol.L}^{-1}$ alors X est **hyper-osmolaire** au plasma.

En cas de diabète non traité, $C^M(\text{glucose})$ est trop élevé, et engendre des troubles pouvant aller jusqu'au coma (coma hyperosmolaire).




D) Tonicité

On compare **2 solutions** mises en contact à travers une **membrane donnée** :

Isotonique : aucun transfert net de solvant.

Non-isotonique : transfert de solvant de la solution hypotonique vers la solution hypertonique.

- ♥ L'**isotonicité** de deux solutions est toujours **définie** par rapport à une membrane perméable donnée.
- ♥ **2 solutions isotoniques** ont la même **osmolalité efficace**
- ♥ L'**osmolalité efficace** cellulaire est un reflet de l'état d'**hydratation cellulaire**

On met un globule rouge dans une solution :	Mouvement d'eau :	Conséquence :	Aspect final :
Hypertonique (*SG 10%)	Diffusion de l'eau de l'intérieur du GR vers l'extérieur	Déshydratation cellulaire	
Isotonique (SG 5%, NaCl 0,9%)	aucun	Hydratation ne change pas	
Hypotonique (SG 2,5%)	Diffusion de l'eau de l'extérieur du GR vers l'intérieur	Hyperhydratation cellulaire	

*SG = Solution Glucosée **GR = Globule Rouge

Plasmolyse : un globule rouge est placé dans une solution hypertonique subit une **sortie** d'eau → **rétraction**

Hémolyse : un globule rouge placé dans une solution hypotonique subit une **entrée** massive d'eau → **gonflement** → **l'éclatement**

E) Osmose (+++)

On parle d'**osmose** lors de la **diffusion du solvant** (≠ diffusion du soluté!).

L'**osmose** se fait de la **solution la moins concentrée** vers la **solution la plus concentrée**.

...donc **contre le gradient de concentration** (en soluté).

F) Pression osmotique

Pression osmotique : pression de nature **physico-chimique** développée par une solution contre son solvant à travers une **membrane héli-perméable**.

Ou dit autrement...

La **pression osmotique** est la **pression exercée** par le **transfert des molécules d'eau** (=solvant) dans un sens **préférentiel** à cause de la **différence de concentration**.

Elle est donnée par la **relation de Pfeffer-Van'tHoff** :

$$\pi = R.T.C^o$$

avec

R la constante des gaz parfait

T la température en Kelvin

La **pression osmotique** peut être contrée par une **force mécanique de pression** (π) exercée sur le milieu le plus concentré.

$$\pi = \rho.g.h$$

avec

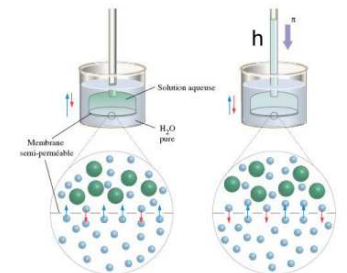
ρ la masse volumique

g la constante de pesanteur

h la hauteur

Osmomètre de Dutrochet : permet de calculer la **concentration osmolaire efficace** en utilisant le principe d'osmose.

$$C^o = \frac{\rho g h}{RT}$$



Fin