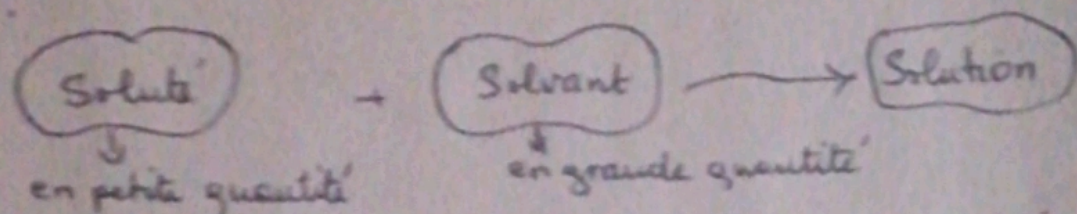


1 - Etude des solutions

Un corps solide, liquide ou gazeux dissout dans un liquide constitue une solution, la substance dissoute est dite solute et le liquide dans lequel on a dissout la substance s'appelle le solvant.



- Une solution est constituée d'une ou plusieurs solutés dans généralement un solvant.

- Le solvant est généralement liquide parfois gazeux et rarement solide.

- Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux.

- Une solution aqueuse veut dire que le solvant est de l'eau.

- Dans les milieux biologiques le solvant est généralement de l'eau.

- On distingue des solutions neutres (solute = molécules, particules) et des solutions électrolytiques (des sels, des bases ( $\text{OH}^-$ ) et d'acides ( $\text{H}^+$ ), et ( $\text{H}_3\text{O}^+$ )).

2 - Les Concentrations : Il existe plusieurs types de concentrations.

a). Fraction molaire : elle représente le rapport du nombre de moles du soluté au nombre total de moles dans le mélange (solute + solvant) = (solution)

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$\text{et } X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$



$$C_{eq} = |z| \cdot C \text{ en g/l.}$$

$$C_{eq_i} = |z_i| \cdot [i] = |z_i| \cdot \alpha \cdot \nu_i \cdot C$$

en equivalent gramme/l ou en mole equivalent/l.

$\alpha$ : Coefficient de dissolution

$|z_i|$ : Electrovaleur de molecule de soluté

$\nu_i$ : le nombre d'ions fournis par chaque molecule dissocié.

f. Concentration Osmolaire ou Osmolarité

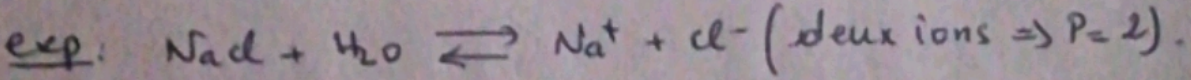
On définit l'osmolarité comme étant le nombre de moles (molecules et ions) dissout par litre de solution.

$$C_w = \frac{W}{V}$$

Soluté (osmol)  
Solution (l)

$$\text{Avec } W = C(1 + \alpha(p-1))$$

$p = \nu_i$  = nombre d'ions fournis par la dissolution d'une seule molecule du soluté



Si  $\alpha < 1 \Rightarrow$  La dissolution est partielle  $\Rightarrow$  la solution contient des ions et des molecules.

Si  $\alpha = 1 \Rightarrow$  La dissolution est totale  $\Rightarrow$  la solution contient que des ions

Rq:  $\rho = \frac{m}{V}$ : masse Volumique

$d = \frac{\rho}{\rho_{H_2O}}$ : densité.

$\odot$  Le Volume de la solution = Volume du soluté + le volume du solvant.

Concentrations	Lois	Unité
Molarité C	$C = \frac{n}{V}$ Solute / solution	mol/l ou mol/m <sup>3</sup>
Ponderale Cp	$C_p = \frac{m}{V}$ solute / solution	g/l, g/m <sup>3</sup> kg/m <sup>3</sup>
Molalité Cm	$C_m = \frac{n}{m}$ solute / solvant	mol/kg.
Ponderale massique C <sub>Pm</sub>	$C_{Pm} = \frac{m}{m'}$ Solute / solvant	Sans unités
Osmolarité C <sub>w</sub>	$C_w = \frac{W}{V}$ ← osmol/l. $W = C(1 + \alpha(P-1))$ ← osmol	
Osmolale. C <sub>wL</sub>	$C_{wL} = \frac{W}{m} \sim$ Solute / solution	osmol/kg.
Fraction Molaire: X	$X = \frac{n_{solute}}{n_{solute} + n_{solvant}}$ $= \frac{n_{solute}}{n_{solution}}$ $\Rightarrow X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ et $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$ $X_A + X_B = 1$	Sans unités
Equivalenté: C <sub>eq</sub>	$C_{eq} =  z  \cdot C$ → g/l. $C_{eq} =  z  \cdot [i] =  z  \cdot \alpha \cdot P \cdot C$ ← Eq g/l ou mEq/l.)	
ionique	$C_i = C_i^+ + C_i^-$ ions ions $C_i^+ = C \cdot \alpha \cdot n^+$ $C_i^- = C \cdot \alpha \cdot n^-$	(g/l)

3. La Solubilité : La solubilité est la quantité maximale de substance qui peut se dissoudre dans un certain volume d'eau, cette solubilité dépend de la structure du composé et de la nature du solvant et de la température.

exemple : On dira que le sucre dissout dans l'eau plus rapidement à la température de  $50^{\circ}\text{C}$  que à la température de  $25^{\circ}\text{C}$ .

\* Si le sucre est totalement dissout dans l'eau on dira que la solution est non saturée.

\* Si le sucre (solute) est partiellement dissout dans l'eau, on dira que la solution est saturée.

\* Dissoudre indéfiniment une quantité de soluté dans un volume d'eau est impossible.

La solubilité s'exprime par :

$$S = \frac{m_{\text{max}}}{V}$$

Solute (g)   
 Solvant (l)

#### 4. Lois de dilution d'Oswald

##### a). Degré de dissociation ( $\alpha$ )

La dissociation partielle ou totale d'un soluté dans de l'eau est définie par le degré de dissociation  $\alpha$

$\alpha$

$$\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre de molécules initiales}} \quad 0 \leq \alpha \leq 1$$

Si  $\alpha = 0 \Rightarrow$  Pas de dissociation  $\Rightarrow \boxed{W = C}$

Si  $0 < \alpha < 1 \Rightarrow$  dissociation partielle  $\Rightarrow \boxed{W = C(1 + \alpha(p-1))}$

Si  $\alpha = 1 \Rightarrow$  dissociation totale  $\Rightarrow \boxed{W = p \cdot C}$

### b). Coefficient d'ionisation ( $i$ )

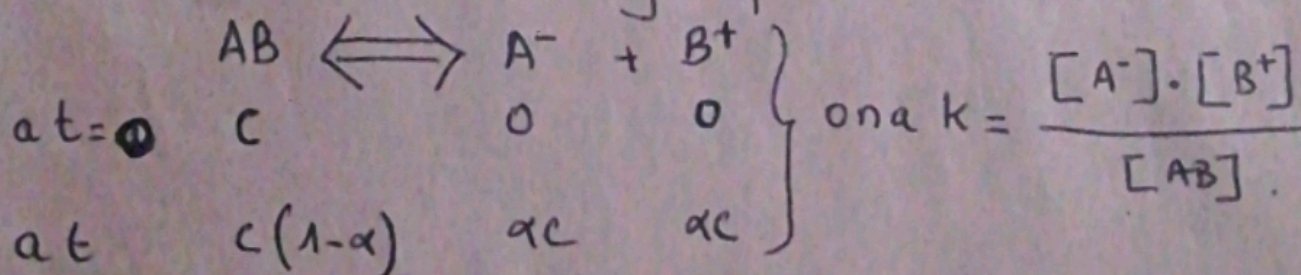
Le coefficient d'ionisation  $i$  d'un électrolyte est égal au rapport entre le nombre de particules obtenue devant la dissociation et le nombre de molécules initiales introduites dans le solvant.

$$i = \frac{\text{nombre de particules}}{\text{nombre de molécules}} = \frac{W}{C} \sim \text{osmolalité} \sim \text{polarité}$$

$$\Rightarrow \boxed{i = \frac{W}{C}}$$

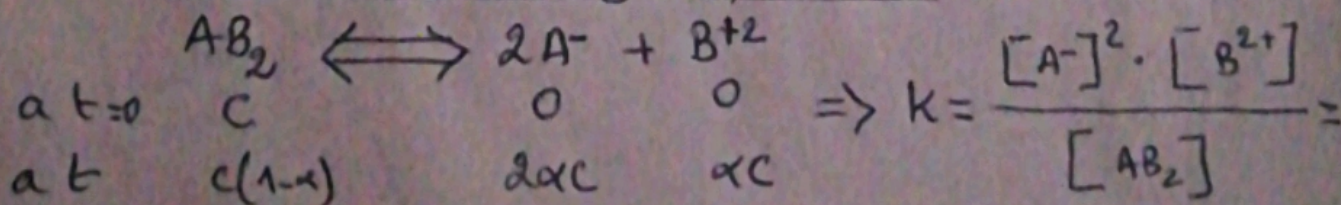
### c). Constante d'Oswald ou constante d'équilibre $K$

⊗ Pour les électrolytes faibles ( $AB$ ).



$$\Rightarrow K = \frac{\alpha C \times \alpha C}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C^2}{C(1-\alpha)} \Rightarrow \boxed{K = \alpha^2 C}$$

⊗ Pour les électrolytes forts ( $AB_2$ )



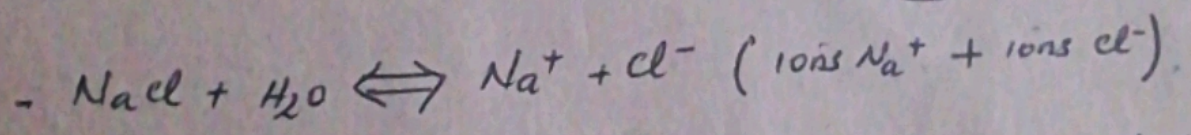
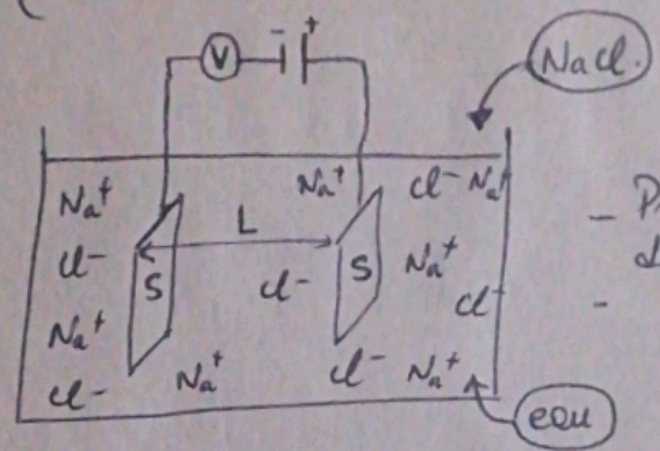
$$= \frac{4\alpha^2 c^2 \cdot \alpha c}{c(1-\alpha)} = \boxed{\frac{4\alpha^3 c^2}{1-\alpha} = k}$$

### 5-1) Solutions électrolytiques

#### Conductivité électrique des solutions

Les solutions ioniques aqueuses conduisent le courant électrique (conductrices) - Contrairement aux solutions neutres (non conductrices)

- \*) Cathode.
- \*) Anode.
- \*) Voltmètre



Soit  $\sigma$  la conductivité électrique de la solution électrolytique et R la résistance de la solution neutre.

L: distance qui sépare les deux surfaces des électrodes  
 S: Surfaces de l'anode et de la cathode.

Soit  $K = \frac{L}{S}$ : Constante de la cellule.

On définit la conductance G de la solution comme:

$$\boxed{G = \sigma \cdot \frac{S}{L}} \Rightarrow \boxed{\sigma = G \cdot \frac{L}{S}} \text{ ou } \boxed{\sigma = K \cdot G}$$

G: en Siemens (S),  $\sigma$  en Siemens/m (S/m)

Si la conductance de la solution augmente ou diminue que la résistance de cette même solution diminue.

Donc la conductance est l'inverse de la résistance d'ohm. (7)

$$\boxed{R = \frac{1}{G}} \quad \text{et} \quad \boxed{G = \frac{1}{R}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\text{Siemens (S)} = \frac{1}{\Omega}}$$

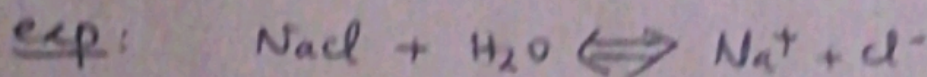
Avec  $\boxed{R = \frac{U \cdot I}{I}}$  courant (A)  
(ohm) tension (V)

Cette conductivité  $\sigma$  peut s'écrire autrement en fonction des concentrations et des conductivités ioniques.

$$\boxed{\sigma = \sum_{i=1}^{\infty} \lambda_i [X_i]}$$

$\lambda_i$  : conductivité ionique des ions présent dans la solution, ils sont donnés dans tableaux à des températures différentes.

$[X_i]$  : concentration en ions  $i$ .



$$\sigma_{\text{NaCl}} = \lambda_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-].$$

### Remarque

La conductivité ou la conductance dépend de :

- 1- Concentration de la solution
- 2- de la température de la solution
- 3- de la nature des ions présent dans la solution.