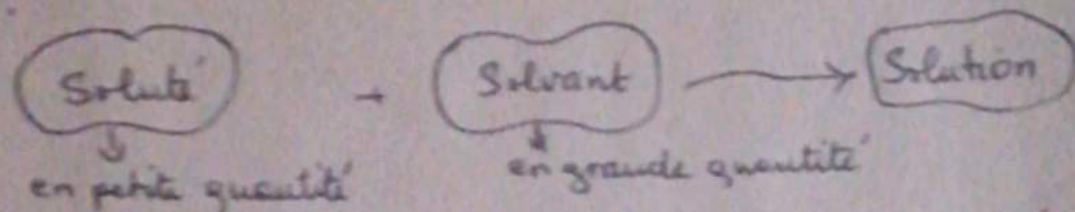


1 - Etude des solutions

Un corps solide, liquide ou gazeux dissout dans un liquide constitue une solution, la substance dissoute est dite soluté 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 (soluté = molécules, particules) et des solutions électrolytiques (des sels, des bases (OH^-) et des acides (H^+), et (H_3O^+)).

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 (soluté + solvant) = (solution)

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

n_A : nombre de molécules de A $\Rightarrow x_A =$ fraction molaire de A.

n_B : " " " " " B $\Rightarrow x_B =$ " " " B.

$$x_A + x_B = 1$$

et

$$m_A = \frac{m_A}{n_A}$$

et

$$n_B = \frac{m_B}{m_B}$$

b. Concentration Ponderale: elle représente le rapport de la masse du soluté pour le volume de la solution.

$$C_p = \frac{m}{V}$$

Soluté (g)

Solution (l, m³)

Rq: On prend souvent $V(\text{solution}) = V(\text{solvant})$.

c. La Molarité ou concentration molaire: Elle

représente le rapport du nombre de moles d'un soluté au volume de la solution.

$$C = \frac{n}{V}$$

Soluté (mole)

Solution (l ou m³).

Rq: La concentration d'une entité chimique A est notée

$$C_A = [A] \quad \text{exemple: Pour } Na^+ \Rightarrow C_{Na^+} = [Na^+]$$

d. La Molalité ou concentration molale: elle représente le rapport du nombre de moles du soluté par kg de solvant.

$$C_m = \frac{n}{m}$$

Soluté (moles)

Solvant (kg)

e. Concentration équivalente: C_{eq} : La concentration équivalente C_{eq} d'une espèce ionique de valence z et de molarité C est donné par:

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

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

en équivalent gramme/l ou en mole équivalent/l.

α : Coefficient de dissolution

$|z_i|$: Electrovaleuse de molécule de soluté

v_i : le nombre d'ions fournis par chaque molécule dissocier.

f. Concentration Osmolaire ou Osmolarité

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

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

Soluté (osmol)
Solution (l)

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

$P = v_i$ = nombre d'ions fournis par la dissolution d'une seule molécule du soluté

exp: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (deux ions $\Rightarrow P=2$).

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

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

Rq: ① $\rho = \frac{m}{V}$: masse Volumique

② $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}}$: densité.

③ 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 ³
Ponderale C_p	$C_p = \frac{m}{V}$ solute solution	g/l, g/m ³ kg/m ³
Molalité C_m	$C_m = \frac{n}{m}$ solute solvant	mol/kg.
Ponderale massique C_{pm}	$C_{pm} = \frac{m}{m'}$ Solute solvant	Sans unités
Osmolarité C_w	$C_w = \frac{W}{V}$ ← osmol/l. $W = C(1 + \alpha(P-1))$ ← osmol	
Osmolale. C_{wL}	$C_{wL} = \frac{W}{m} \sim$ Solute $\sim$ solution	osmol/kg.
Fraction Molaire: X	$X = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvant}}}$ $= \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solution}}}$ $\Rightarrow X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ et $X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$ $X_A + X_B = 1$	Sans unités
Equivalent: C_{eq}	$C_{eq} = z \cdot C$ → 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 $C_i^+ = C \cdot \alpha \cdot n^+$ $C_i^- = C \cdot \alpha \cdot n^-$	ions (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°C que à la température de 25°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 (α)

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

α

$$\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre de molécules initiales}}$$

$$0 \leq \alpha \leq 1$$

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)

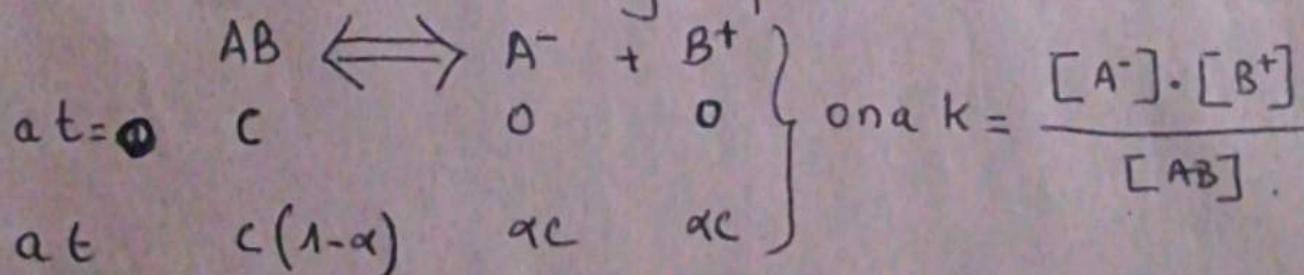
Le coefficient d'ionisation i d'un électrolyte est égal au rapport entre le nombre de particules obtenue devant la dissociation et le nombre de molécules initiales introduites dans le solvant.

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

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

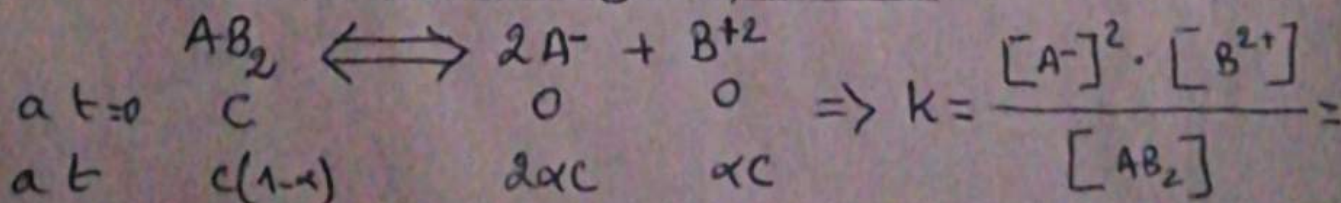
c). Constante d'Oswald ou constante d'équilibre K

⊗ 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)



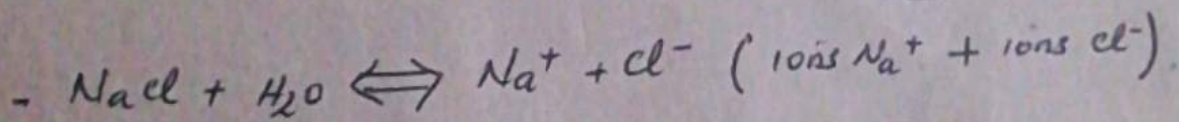
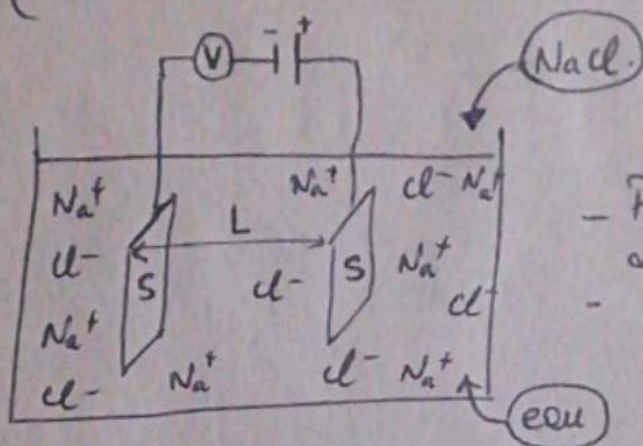
$$= \frac{4\alpha^2 c^2 \cdot \alpha c}{c(1-\alpha)} = \boxed{\frac{4\alpha^3 c^2}{1-\alpha} = k}$$

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 σ 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), σ en Siemens/m (S/m)

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

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

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

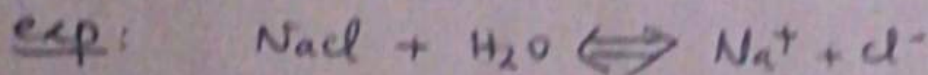
Avec $\boxed{R = \frac{U}{I}}$ — courant (A)
(ohm) tension (V)

Cette conductivité σ peut s'écrire autrement en fonction des concentrations et des conductivités ioniques :

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

λ_i : conductivité ionique des ions présents 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 présents dans la solution.