Module: Biophysique

SVI, Semestre 3

PLAN DU COURS

- **Introduction générale**
  - Définition de la Biophysique

Partie 1: Physique de l'eau et des solutions en milieu biologique, phénomène de surface

- **Chapitre 1 : Les solutions bioélectrolytiques**
- **Chapitre 2: Etude des interfaces solides-liquides**
- **Chapitre 3: Etude des interfaces liquides-gaz**
- **Chapitre 4: Forces appliquées dans les interactions des molécules biologiques**

Partie 2 : Interactions des ondes et des particules avec la matière biologique.

Travaux Dirigés et Travaux Pratiques

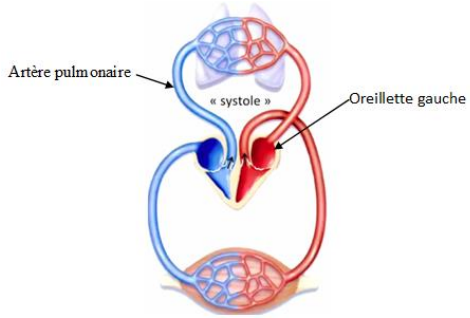
C'est quoi la Biophysique?

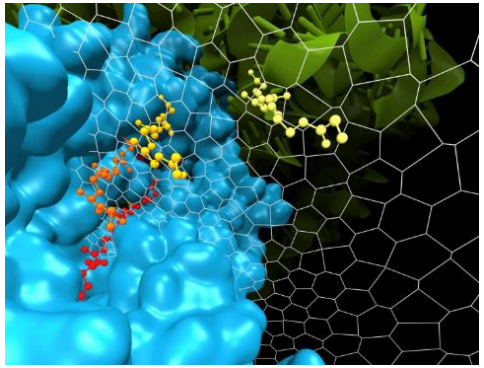
Introduction à la biophysique

C'est quoi la BIOPHYSIQUE?

La biophysique est l'étude des phénomènes physique des constituants des êtres vivants et de l'action des agents externes physiques sur ces êtres vivants:

- Etude de **l'action des agents physiques**: vibration, rayonnement, électricité, sons….
- Etude des **méthodes et techniques** physiques de diagnostic et de thérapie
- Etude **des phénomènes physiques dans l'ogranisme**: biophysiques des échanges de la circulation sanguine, de la respiration, l'équilibre acido-basique

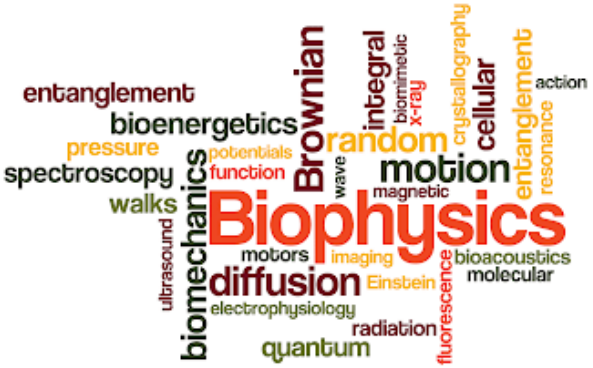




C'est quoi la BIOPHYSIQUE?

Plusieurs domaines de la biologie dans son sens le plus large ont bénéficié des avancées réalisées par la biophysique:

- ✓ La médecine
- ✓ la biologie cellulaire
- ✓ la biologie moléculaire
- ✓ …





Imagerie par Résonance Magnétique (IRM)

Partie I
Chapitre 1

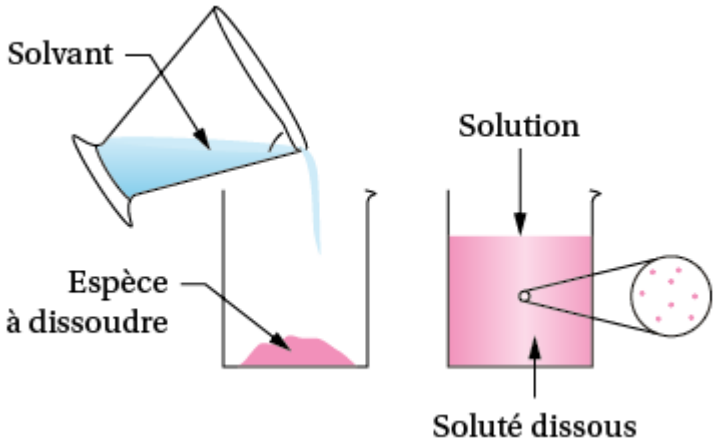
LES SOLUTIONS BIO-ÉLECTROLYTIQUES

Solution :

- **Une solution est un mélange de deux matières ou plus, elle est constituée de :**
  - **Solvant : la matière qui existe en plus grande quantité.**
  - **Soluté : la matière (les matières) qui existe en faible quantité:**

→les solutés moléculaires non ioniques ($C_6H_{12}O_6$,…)
→ les solutés ioniques ou "électrolytes" ($NaCl$, Na_2SO_4,$CaCl_2$, ...)

Solution aqueuse :
Une solution dans laquelle l'eau est le solvant.



Rappels:

- **La quantité de matière:** Représente le nombre d'entités élémentaires spécifiées (atome, molécule, ion…) **Symbole n ; unité: mol**

- **Relations pour calculer la quantité de matière**

Calculer la quantité de matière n (en mol)

Pour un corps pur avec son nombre d'entités

$$n = \frac{N}{N_A}$$

la constante d'Avogadro N_A (en mol^{-1})

$N_A = 6.02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$

- **Relations pour calculer la quantité de matière**

Pour un solide ou un liquide caractérisé par sa masse molaire **M** (en $g.mol^{-1}$ et sa masse volumique **ρ** (en $g.L^{-1}$)

Avec sa masse **m** (en g) ⟷ $m = \rho \times V$ ⟷ avec son volume **V** (en L)

$$n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{\rho \times V}{M}$$

Calculer la quantité de matière n (en mol)

Pour un gaz

Avec son Volume molaire V ($L.mol^{-1}$)

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

Avec son Volume V (m^3)

$$n = \frac{P.V}{R.T}$$

p : pression du gaz (Pa) ;
V : volume occupé (m^3),
R : constante de gaz parfaits ($R = 8{,}314\ J.K^{-1}.mol^{-1}$) ;
T : température absolue (K) ; $T(K) = \theta(°C) + 273{,}15$.



Exercice 1

Le composant essentiel du savon a pour formule $C_{18}H_{35}O_2Na$

1) Quelle est la masse molaire du savon?
2) Quelle est la quantité de matière en savon dans une savonnette de 125g?

M(O)=16,0 g/mol; M(C)=12,0 g/mol; M(H)= 1,0 g/mol; M(Na)=22,98 g/mol

Exercice 2

A 20°C, l'hexane de formule chimique C_6H_{14} est un liquide de masse volumique ρ=0,66 g.cm^{-3}. On a besoin d'un échantillon de n=0,19 mol d'hexane à 20°C.

1) Calculer la masse molaire M de l'hexane.
2) Exprimer puis calculer la masse m de l'échantillon d'hexane.
3) Exprimer puis calculer le volume d'hexane à prélever pour obtenir la quantité voulue.
4) Donner le matériel à utiliser pour le prélèvement.



Exercice 3

Deux récipients sont reliés par un tube de volume négligeable muni d'un robinet. Les 2 récipients contiennent un gaz parfait. La température de 27°C ne varie pas pendant l'expérience.

La pression P_1 et le volume V_1(récipient 1) sont respectivement : $2{,}0.10^5$ Pa et 2,0 L.

La pression P_2 et le volume V_2 (récipient 2) sont respectivement : $1{,}0.10^5$ Pa et 5,0 L.

R= 8,31S.I

1) Calculer les quantités de matière n_1 et n_2 de gaz dans chaque récipient.
2) On ouvre le robinet. En déduire le volume total V_t occupé par le gaz.
3) Déterminer P_t , la pression du gaz lorsque le robinet est ouvert.

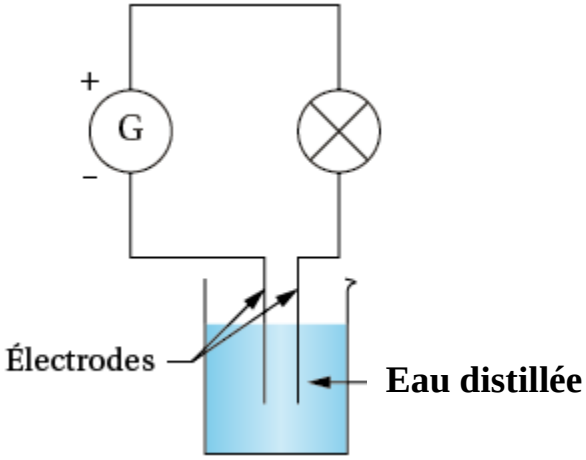
Solution électrolytique :

- Une solution **AQUEUSE** est **mélange homogène** d'espèces chimiques obtenu par dissolution d'un **soluté** dans **l'eau** (solvant).

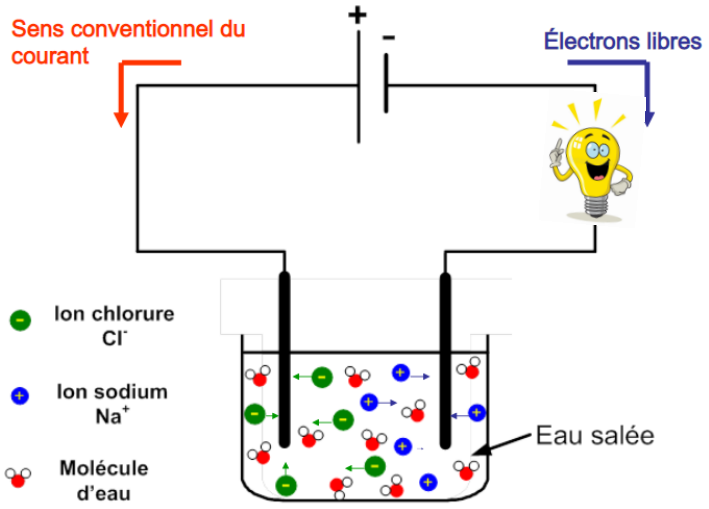
- Une solution **ÉLECTROLYTIQUE** est une solution contenant des ions libres et indépendants. Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.
  - Les ions sont des atomes ou des molécules qui sont chargés. Il existe deux sous familles:
  - ✓ Les cations : les ions sont alors chargés positivement : **K^+ ; Na^+ ; Ca_2^+ ; Ag^+ ; Al_3^+**
  - ✓ Les anions: les ions sont alors chargés négativement : **Cl^- ; OH^- ; NO_3^- ; SO_4^{2-} ; Br^-**

Solution électrolytique :

En appliquant un champ électrique entre deux électrodes d'une cellule contenant une solution électrolytique, les cations (ions à charge positive) se déplacent vers la cathode (électrode à charge négative) et les anions (ions à charge négative) se déplacent vers l'anode (électrode à charge positive).



VS

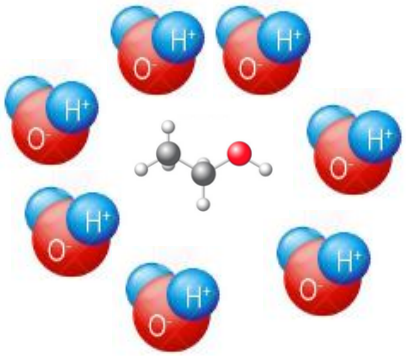


Solution électrolytique :

Une solution électrolytique???

$C_6H_{12}O_{6\,(s)} \xrightarrow{\text{Eau}} C_6H_{12}O_{6\,(aq)}$

Pas de charge libre

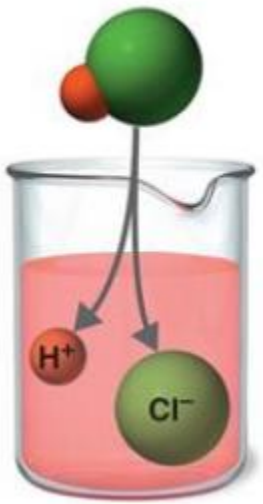


$C_2H_6O_{\,(l)} \xrightarrow{\text{Eau}} C_2H_6O_{\,(aq)}$

Pas de charge libre

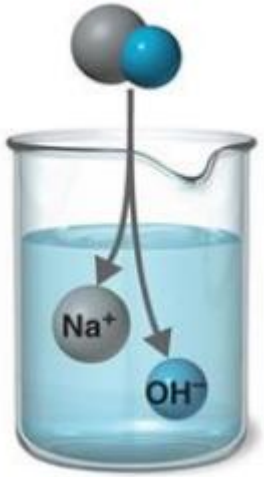
Solution électrolytique :

Une solution électrolytique???



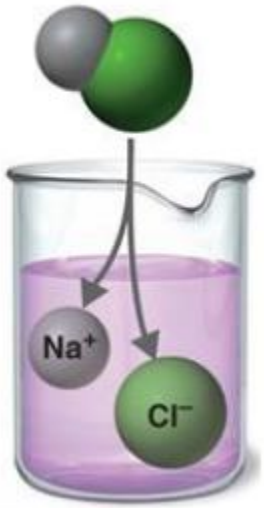
$$HCl_{(l)} \xrightarrow{Eau} H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Charge libre



$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{Eau} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Charge libre

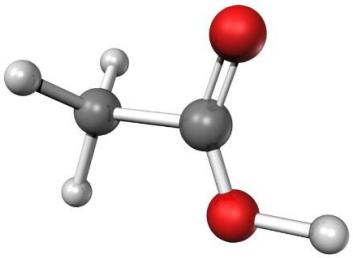


$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{Eau} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

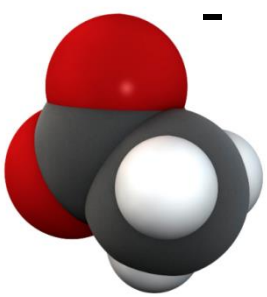
Charge libre

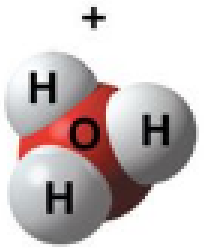
Solution électrolytique :

Une solution électrolytique???



Eau





$$CH_3COOH_{(l)} \leftrightarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

Électrolytes forts : des matières qui se dissocient complètement dans l'eau donnant des solutions de bonne conductivité électrique (comme les sels, les bases et les acides forts).

$$NaCl_{(s)} + H_2O \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$
$$KOH_{(s)} + H_2O \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
$$HCl_{(l)} + H_2O \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Électrolytes faibles : des matières qui se dissocient partiellement dans l'eau donnant des solutions de faible conductivité électrique (comme les bases et les acides faibles).

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Dissolution

Moléculaire
(Sucre, alcool…)

Charge libre

Non électrolyte

Ionique
(sel, base forte, acide fort …)

Charge libre



Électrolyte fort

Ionique et moléculaire
(base faible, acide faible)

Charge libre



Électrolyte faible



Ecrire les équations de dissolutions des composés suivants:

- **$FeCl_2$** Chlorure de fer
- **$Al_2(SO_4)_3$** Sulfate d'aluminium
- **Al_2S_3** Sulfure d'aluminium
- **Na_2SO_4** Sulfate de sodium
- **$Cr_2(SO_4)_3$** Sulfate de chrome
- **H_2SO_4** Acide sulfurique

Molarité

Concentration molaire (molarité) : nombre de moles de soluté par litre de solution

$$C_m = \frac{n}{v}\ (\text{mol.l}^{-1})$$

Osmolarité:

L'osmolarité (ω) est le nombre de moles de particules (molécules et ions) dissoutes dans un litre de solution, l'osmolarité (ω) est exprimée en osmol/ L.



Exercice 1:

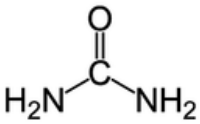
Déterminer la molarité de chacune des solutions suivantes:

- **166 g de KI par litre de solution;** **Rép : 1M**
- **33 g de $(NH_4)_2SO_4$ dans 200mL de solution;** **Rép: 1,25M**

M(K)=39 g/mol ; M(I)= 126 g/mol ; M(N)=14g/mol ; M(S)=32 g/mol ; M(O)=16g/mol

Exercice 2:

Dans un récipient contenant 1 L d'eau, on ajoute :
5,85g de NaCl ;
3,28g de Na_3PO_4 ;
9 g de glucose (M=180)
0,6 g d'urée (M=60)



M(Cl)=35 g/mol; M(P)= 30 g/mol ; M(Na)= 23 g/mol ; M(O)=16 g/mol

Calculer la molarité et l'osmolarité de la solution obtenue.

CONCENTRATION MOLALE (Molalité)

C'est le nombre de mole de soluté dissoute dans un **kilogramme de solvant** (mol/kg).

$$C = \frac{n}{\text{Masse du solvant}} \quad \text{(mol/kg)}$$



On dissout dans l'eau 187,6 g de $Cr_2(SO_4)_3$ et on ajuste la solution à un volume V = 1 L, la masse volumique d'une telle solution est $\rho = 1,172\ kg.L^{-1}$

* donnés: **Cr=52 g/mol ; S= 32g/mol ; O=16 g/mol**

1. Déterminer la molarité initiale de la solution
2. Déterminer la molalité initiale de la solution.

Déterminons la masse molaire de $Cr_2(SO_4)_3$

$M(Cr_2(SO_4)_3) = 2 \times 52 + 3 \times (32 + 4 \times 16) = 392\ g.mol^{-1}$

La quantité de matière dissoute en soluté est:

$$n\ (Cr_2(SO_4)_3) = \frac{187,6}{392} = 0,479\ mol$$

La molarité est donc $C = \frac{187,6}{392} = 0,479\ mol.l^{-1}$

La molalité correspond au nombre de moles de soluté par Kg de solvant

Dans un litre de solution, il y a 1172-187,6= 984g d'eau. La molalité est donc

$$C = \frac{0,479}{0,9844} = 0,487\ mol.kg^{-1}$$

Concentration équivalente (*Ceq*)

La concentration équivalente est le nombre d'équivalent-gramme par litre de solution,
La concentration équivalente, *Ceq (i)*, d'une espèce ionique *i* de valence *Zi*, en concentration molaire *Ci* :

$$C_{eq(i)} = C_i . |Z_i| \text{ en } (eq.l^{-1})$$

Pour une solution contenant plusieurs espèces ioniques différentes, la concentration équivalente est égale à la somme des concentrations équivalentes des formes anioniques et cationiques :

$$C_{éq} = \sum_i C_i^- \left|Z_i^-\right| + \sum_j C_j^+ \left|Z_j^+\right|$$

D'après le principe de l'électro-neutralité, on a : $\sum_i C_i^- \left|Z_i^-\right| = \sum_j C_j^+ \left|Z_j^+\right|$

et on en déduit que $C_{éq} = 2\sum_i C_i^- \left|Z_i^-\right| = 2\sum_j C_j^+ \left|Z_j^+\right|$



Considérons une solution de Na_2SO_4 obtenue après dissolution d'une masse m=14,2 g de cristaux Na_2SO_4 dans 500 ml litre d'eau; **$M(Na_2SO_4)$ =142 g/mol**

Calculer la concentration équivalente de la solution.

On a $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{-2}$

La concentration molaire de soluté Na_2SO_4 est donnée par

$$C_{M\,Na_2SO_4} = \frac{n_{Na_2SO_4}}{V} = \frac{m_{Na_2SO_4}/M_{Na_2SO_4}}{V} = \frac{14,2/142}{0,5} = 0,2\,mol.l^{-1}.$$

Et par définition, la concentration équivalente de la solution est donnée également par

$$C_{éq\,Na_2SO_4} = C_{éq\,Na^+} + C_{éq\,SO_4^{-2}} = C_{M\,Na^+}\left|Z_{Na^+}\right| + C_{M\,SO_4^{-2}}\left|Z_{SO_4^{-2}}\right|.$$

Avec

$$C_{M\,Na^+} = 2C_{M\,Na_2SO_4} = 2.0,2 = 0,4\,mol.l^{-}, \quad Z_{Na^+} = +1$$

$$C_{M\,SO_4^{-2}} = C_{M\,Na^+} = C_{M\,Na_2SO_4} = 0,2\,mol.l^{-}, \quad Z_{SO_4^{-2}} = -2$$

Application numérique: $C_{éq\,Na_2SO_4} = 0,4|+1| + 0,2|-2| = 0,8\,Eq.l^{-}.$

Loi de dilution d'Ostwald

1- Degré de dissociation

La dissociation partielle ou totale d'un soluté dans l'eau est parfaitement définie par le degré de dissociation α comme suit:

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

Selon les valeurs du degré de dissociation, on peut distinguer trois cas particuliers :

- si **α=0 (cas du glucose) ; on déduit directement que l'osmolarité est égale à la molarité:** $\omega = C_M$
- si **α=1 ; dissociation totale, on déduit que** $\omega = \beta\, C_M$
- si **0⟨α⟨1 ;** Lorsque, nous aurons une **dissociation partielle** telle que CH_3COOH

Dans ce cas, l'expression générale de la concentration osmolaire de la solution devient :

$$\omega = C_M\,(1+\alpha(\beta-1))$$

où **β** représente le nombre des ions crées par la dissociation.



On considère une solution d'acide benzoïque C_6H_5COOH (électrolyte faible) de concentration apportée C = 10^{-2} mol/l.

Le taux de dissociation de cet acide dans l'eau est α = 7,9 % (α=0,079). La réaction de cet acide avec l'eau est donnée par l'équation :

$$C_6H_5COOH + H_2O \rightleftarrows C_6H_5COO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

1. Calculer l'osmolarité de cette solution.

W= 10,0079 mosmol/l

Loi de dilution d'Ostwald

2- Coefficient d'ionisation de Van't Hoof

Le coefficient d'ionisation i d'un électrolyte fort est égal au rapport entre le nombre de particules obtenues durant la dissociation et le nombre de molécules initiales introduites dans le solvant, soit:

$$i = \frac{nbr\ de\ partcules}{nbr\ de molécules} = \frac{osmolarité}{molarité} = \frac{\omega}{C_M}.$$

(ω en osmol.L^{-1}, C en mol.L^{-1} et i sans unité)

Une autre expression du coefficient d'ionisation décrit le cas des électrolytes faibles:

$$i = \frac{\omega}{C_M} = 1 + \alpha(\beta - 1)$$

Loi de dilution d'Ostwald

3- Constante d'Oswald (constante d'équilibre)

Pour un électrolyte faible binaire du type AB :

$$\begin{array}{lccc} & AB \Leftrightarrow & A^- & + B^+ \\ t=0 & C & 0 & 0 \\ t & C(1-\alpha) & \alpha C & \alpha C \end{array}$$

La constante d'Oswald K est définie par le quotient $K = \dfrac{[A^-][B^+]}{[AB]} = \dfrac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$

Si $\alpha << 1$, on peut écrire $K = \alpha^2 C \Rightarrow \alpha = \sqrt{K/C}$

sinon $\alpha^2 C + K\alpha - K = 0$

Si on effectue des dilutions alors $C \longrightarrow 0$.

De $K = C\dfrac{\alpha^2}{\alpha - 1}$, on déduit que $\dfrac{K}{C} = \dfrac{\alpha^2}{\alpha - 1} \longrightarrow \infty$ soit $\alpha \longrightarrow 1$.

On trouve la loi de dilution d'Ostwald : lorsque la dilution devient infinie (la concentration C tend vers zéro), le taux de dissociation α tend vers 1 (l'électrolyte faible tend vers un électrolyte fort).

Loi de dilution d'Ostwald

3- Constante d'Oswald (constante d'équilibre)

Pour un électrolyte faible du type AB_2

$$AB_2 \Leftrightarrow 2A^- + B^{+2}$$

$t=0$	C	0	0
t	$C(1-\alpha)$	$2\alpha C$	αC

Dans ce cas, la constante d'Oswald est égale à $K = \frac{[A^-]^2[B^{+2}]}{[AB_2]} = \frac{4\alpha^3 C^2}{1-\alpha}$.

pour un électrolyte faible, α croit lorsque C diminue, et ainsi à forte dilution il se comportera comme un électrolyte fort.

lorsque la dilution devient infinie (la concentration C tend vers zéro), le taux de dissociation α tend vers 1 (l'électrolyte faible tend vers un électrolyte fort).

Mobilité ionique

En appliquant une différence de potentiel U entre deux électrodes distantes de d, on crée un champ électrique E:

$$E = \frac{U}{d}$$

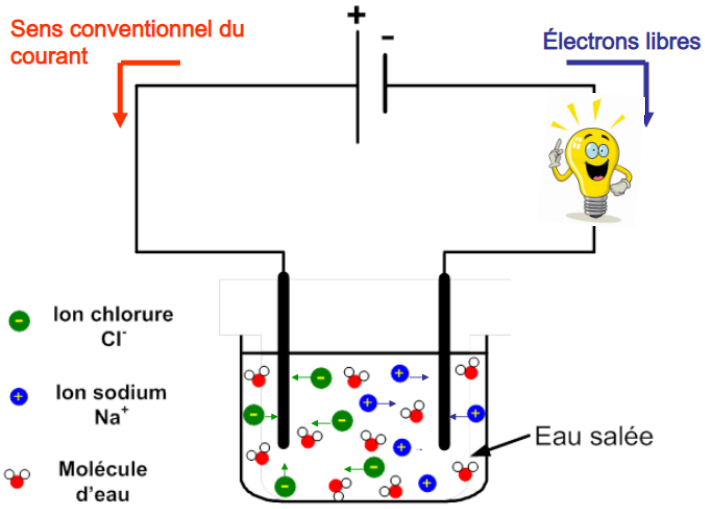
E : en $V.m^{-1}$, U : volte (V), d: m

La vitesse par unité de champ électrique est définie comme étant la mobilité de l'ion.

$$u_i = \frac{v}{E}$$

Où:

- v : représente la vitesse de l'ion en $m.s^{-1}$
- E : champ électrique en volte ($V.m^{-1}$)
- μ : mobilité ionique en $m^2.V^{-1}.s^{-1}$



On désigne par **μ^-** la mobilité des anions et par **μ^+** celle des cations

Conductivité

1- la conductivité molaire d'un ion:

la conductivité molaire Λ_i d'un ion "i" :

$$\Lambda_i = |z_i|\,|\mu_i|\,\mathcal{F} \qquad \Lambda_i \text{ en } \mathrm{S.m^2.mol^{-1}}$$

2- la conductivité totale:

la conductivité totale est égale à la somme des contributions de tous les ions

$$\gamma = \sum_i \gamma_i = \sum_i C_i \Lambda_i$$

Dans le système S.I. : γ s'exprime en $\mathrm{S.m^{-1}}$, C_i en $\mathrm{mol.m^{-3}}$, μ_i en $\mathrm{m^2.V^{-1}.s^{-1}}$ et Λ_i en $\mathrm{S.m^2.mol^{-1}}$.

Conductivités ioniques molaires et mobilités ioniques

Ion		Données à 298 K (25°C)		
		Conductivités ioniques molaires (1) / $mS.m^2.mol^{-1}$, à 25°C		Mobilités ioniques / $m^2.V^{-1}.s^{-1}$, à 25°C
		$\lambda°$	$\lambda°.\|z\|^{-1}$	$\mu°$
Acétate	$CH_3CO_2^-$	4,09	4,09	$42,4.10^{-9}$
Ammonium	NH_4^+	7,345	7,345	$76,1.10^{-9}$
Argent	Ag^+	6,19	6,19	$64,2.10^{-9}$
Baryum	Ba^{2+}	12,73	6,36	66.10^{-9}
Benzoate	$C_6H_5COO^-$	3,235	3,235	$33,5.10^{-9}$
Bromure	Br^-	7,83	7,83	$81,15.10^{-9}$
Calcium	Ca^{2+}	11,9	5,95	$61,65.10^{-9}$
Carbonate	CO_3^{2-}	13,86	6,93	$71,8.10^{-9}$
Chlorure	Cl^-	7,63	7,63	$79,1.10^{-9}$
Cuivre(II)	Cu^{2+}	10,76	5,38	$55,75.10^{-9}$
Fer(II)	Fe^{2+}	10,8	5,4	$55,85.10^{-9}$
Fer(III)	Fe^{3+}	20,4	6,8	$70,5.10^{-9}$
Fluorure	F^-	5,54	5,54	$57,4.10^{-9}$
Formiate	$HCOO^-$	5,46	5,46	$56,6.10^{-9}$
Hydrogénoarbonate	HCO_3^{2-}	4,45	4,45	$46,1.10^{-9}$
Dihydrogénophosphate	$H_2PO_4^-$	3,3	3,3	$34,2.10^{-9}$



1- Écrire l'équation bilan de la dissolution du fluorure de calcium CaF_2 dans l'eau.

2- Calculer sa conductivité molaire à 18°

3- La conductivité à 18°d'une solution saturée de fluorure de calcium est de 3,71 $mS.m^{-1}$.

Déduire les concentrations molaires des ions de la solution à 18°

On donne : $\Lambda_{F^-} = 4{,}04\, mS.m^2 mol^-$, $\Lambda_{Ca^{+2}} = 10{,}5\ mS.m^2 mol^-$.