

# Chapitre 1 : Généralités sur les Solutions

## Introduction

La biophysique est un pont entre la physique, science de la matière inerte et la biologie, science du milieu vivant.

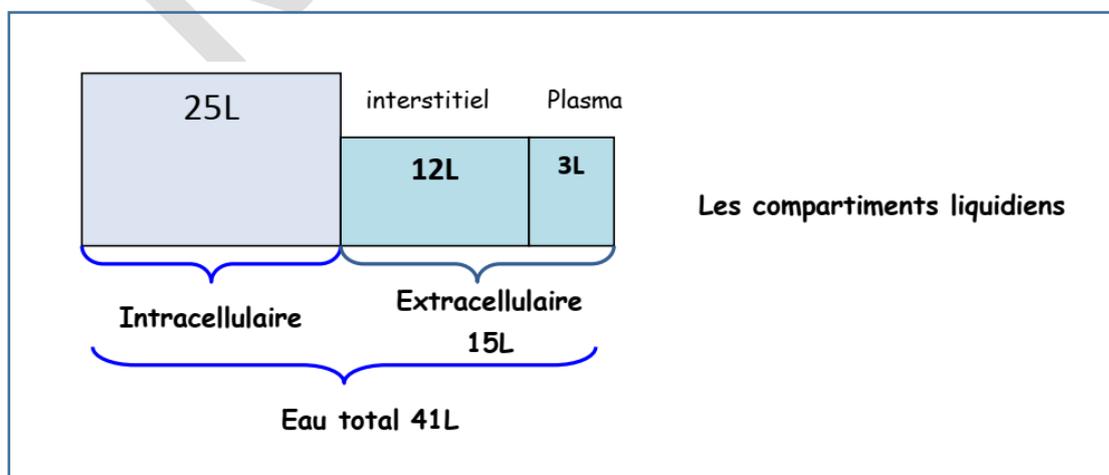
En physique, l'observation d'un phénomène, induit un raisonnement, qui doit conduire à établir la loi du phénomène à étudié.

Donc la biophysique est une science qui étudie des problèmes biologiques en appliquant les méthodes de la physique

Nous allons appliquer des observations des phénomènes physiques aux molécules d'intérêt biologiques.

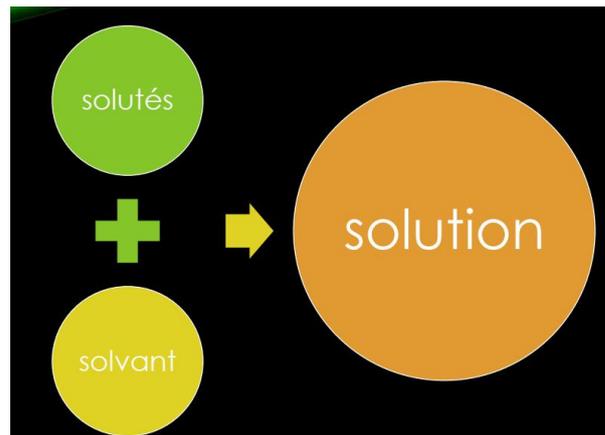
## Répartition de l'eau dans l'organisme

L'eau a une importance primordiale en biologie. Les êtres vivants contiennent en moyenne 70% d'eau. Chez un sujet jeune en bonne santé le corps est constitué environ de 50 à 60% d'eau. Ce pourcentage est reparti de façon différente selon les tissus : élevé dans les muscles et les os, faible dans le tissu adipeux. Ainsi, chez un sujet jeune pesant 70 kg, l'eau totale représente 40 l repartis entre les différents compartiments liquidiens, comme le montre la figure suivante :



## Notion de solution

Une solution est un *mélange homogène*, résultat de la *dissolution* de plusieurs *substances* (ou *espèces*) appelées: *Solutés*, dans un liquide que l'on appelle *Solvant*.



Exemple: boissons – médicaments – liquides organiques (sang, sérum,...)

### Remarque :

Dans le cas où le solvant est l'eau, la solution est appelée *Solution aqueuse*

## LE MÉLANGE

### 1. Mélange hétérogène

Des substances que l'on peut distinguer les unes des autres.

#### Exemple

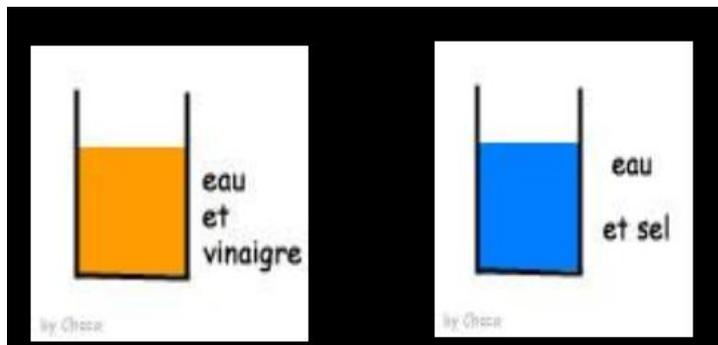
L'huile et l'eau



## 2. Mélange homogène

Des substances que l'on ne peut pas distinguer les unes des autres

### Exemple



### Solubilité

Un morceau de sucre placé dans de l'eau disparaît dans celle-ci, on dit alors qu'il se *dissout*; le sucre est donc *soluble*.

Toutefois si on met une grande quantité de sucre dans un petit volume d'eau, la totalité du sucre ne se dissout pas: la solution de sucre est dite *saturée*.

Pour qu'un solide soit soluble dans un solvant, il faut qu'il existe entre les particules du solide et celles du solvant des *forces d'attraction*. L'eau est une molécule polaire, elle exerce des forces d'attraction importantes sur les particules du solide, c'est pourquoi elle est *un bon solvant*.

### Types de solutés

Le soluté peut être *solide, liquide ou gazeux*, la solution est dite *moléculaire* dans le cas d'un soluté moléculaire (glucose), la solution est dite *ionique* dans le cas d'un soluté ionique (sel de table ou NaCl)

#### 1. Solutions électrolytiques

On appelle une solution électrolytique toute solution capable se dissocier en ions (cations + et anions -), ces solutions conduisent le courant électrique, les solutions qui ont des molécules non dissociables, sont appelées *solutions neutres*,

### Exemple

*NaCl, HCl*: Solutions électrolytiques

*Glucose* : Solution neutre

## Obtention des solutions aqueuses

### 1. Cas d'un soluté solide

Un soluté solide est formé d'ions disposés dans l'espace d'une manière régulière et formant une structure solide appelée *Cristal*

Exemple:



### 2. Cas d'un soluté liquide

L'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  donne des ions lors de leur mise en solution aqueuse.



### 3. Cas d'un soluté gazeux

Le chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  est un gaz qui se dissout facilement dans l'eau



## Paramètres de quantification des solutions : les concentrations

La notion de concentration permet de quantifier et caractériser les Solutions

### 1. Fraction molaire

La fraction molaire notée  $f_i$  d'un soluté  $i$  est le nombre de mole de ce dernier sur le nombre total de mole de solution

$$f_i = \frac{N_i}{N_T} = \frac{N_{\text{soluté}}}{N_{\text{solutés}} + N_{\text{solvant}}} \quad \text{sans unité}$$

**Remarque :**

- La somme des fractions molaires de tous les constituants d'une solution est égale à 1.
- Fraction molaire de l'eau est  $1 - f_{\text{solutés}}$

### 2. Concentration molaire

La concentration molaire  $C_m$  ou la molalité d'un soluté est le nombre de moles de soluté par litre de solution.

$$C_m = \frac{N_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad (\text{mole/l})$$

### 3. Concentration massique ou pondérale

La concentration massique ou pondérale notée  $C_p$  est la masse de soluté par litre de solution.

$$C_p = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad (\text{g/l})$$

Relation entre  $C_p$  et  $C_m$

$$\text{On a: } C_m = \frac{N_{\text{soluté}}}{V} \quad \text{----- (1)}$$

$$C_p = \frac{m_{\text{soluté}}}{V} \quad \text{----- (2)}$$

Divisons l'équation (1) par (2):

$$\frac{C_p}{C_m} = \frac{m_{\text{soluté}}}{N_{\text{soluté}}} = M$$

Avec M la masse molaire de soluté :

$$C_p = M \cdot C_m$$

#### 4. Concentration molale ou molalité

La molalité est le nombre de mole du soluté par unité de masse de solvant

$$C_{\text{ml}} = \frac{N_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} \quad (\text{mol/kg})$$

#### 5. Concentration Osmolaire ou Osmolarité

##### 1) Degré de dissociation:

Si un soluté dissous dans l'eau, se dissocie partiellement ou totalement, la solution aqueuse est dite ionique ou électrique. Le degré de dissociation noté  $\alpha$  est défini par :

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

- Si  $\alpha = 1$  alors une dissociation totale et l'électrolyte est *fort*



- Si  $0 < \alpha < 1$  alors une dissociation partielle et l'électrolyte est *faible*



- Si  $\alpha = 0$  alors pas de dissociation et la solution est *neutre*

## 2) Calcul de concentration Osmolaire

### Méthode 1

Considérons une solution électrolytique contenant un seul soluté avec une concentration molaire  $C_m$

Soit  $\beta$  nombre d'ions fournis par la dissociation d'une seule molécule de soluté ( $\beta = \text{nombre d'ions positifs} + \text{nombre d'ions négatifs}$ )

Soit  $\alpha$  le degré de dissociation du soluté dans le solvant

On définit la concentration osmolaire  $C_w$  ou  $W$  par :

$$C_w = W = C_m (1 + \alpha(\beta - 1)) \text{ osmol/l}$$

**Exemple:**



$$\beta = 1 + 1 = 2$$

donc  $\beta = 2$



$$\beta = 1 + 2 = 3$$

donc  $\beta = 3$

SAHLA MAHLA

المصدر الأول للطالب الجزائري



## Méthode 2

Considérons une solution de NaCl de concentration  $C_m$ .



- Concentration initiale :  $C_m \longrightarrow 0 + 0$

- Concentration finale :  $C_m(1-\alpha) \longrightarrow \alpha C_m + \alpha C_m$

La concentration osmolaire est :  $C_w = C_m(1-\alpha) + \alpha C_m + \alpha C_m$

$$C_w = C_m(1+\alpha)$$

Si  $\alpha = 1$  alors  $C_w = 2 C_m$

SAHLA MAHLA

### Exemple d'application

المصدر الأول للطالب الجليلي

Calculer la concentration osmolaire pour une solution de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  de concentration molaire  $C_m = 0.1 \text{ mol/l}$  et de coefficient de dissociation  $\alpha = 0.6$

### Solution

#### Méthode 1

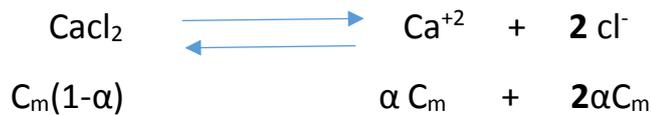


$$C_w = C_m(1+\alpha(\beta-1))$$

$$\beta=3 \text{ et } \alpha=0.6$$

**A.N:**  $C_w = 0.1(1+0.6(3-1)) = 0.22 \text{ osmol/l}$

## Méthode 2



Donc  $C_w = C_m(1-\alpha) + \alpha C_m + 2\alpha C_m$

$$C_w = C_m(1+2\alpha)$$

$$C_w = 0.1(1+2 \times 0.6) = 0.22 \text{ osmol/l}$$

## 6. concentration équivalente : Normalité

La normalité ou concentration équivalente est le nombre d'équivalent gramme contenu dans l'unité de volume de solution.

$$C_{eq} = C_{eq}^+ + C_{eq}^-$$

Avec :

$$C_{eq}^+ = Z^+ C_i^+$$

et

$$C_{eq}^- = |Z^-| C_i^-$$

$C_i^+$  et  $C_i^-$  sont les *ionarités* ou *concentrations ioniques* des *actions* et des *anions* respectivement.

Z est la valence

$$C_i^+ = \alpha \cdot n^+ \cdot C_m \quad \text{ion.g/l}$$

et

$$C_i^- = \alpha \cdot n^- \cdot C_m \quad \text{ion.g/l}$$

Avec :

$\alpha$  : Degré de dissociation

$n_i^+$  et  $n_i^-$  : Nombre des cations et les anions

$C_m$  : Concentration molaire

Donc : 
$$C_{eq} = Z^+ n_i^+ C_m \alpha + |Z^-| n_i^- C_m \alpha$$

$$C_{eq} = (Z^+ n_i^+ + |Z^-| n_i^-) C_m \alpha$$

**eq.g/l**

### Exemple d'application

Considérons une solution de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  obtenue d'après dissolution d'une masse  $m = 14.2$  g de cristaux  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dans un litre d'eau. Calculer la concentration équivalente de la solution ?

$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142$  g/mol

**Corrigé :**

On cherche  $C_m$

$$C_m = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad M = \frac{m}{n}$$
$$C_m = \frac{m}{V \cdot M} = C_m = \frac{14.2}{1 \cdot 142} = 0.1 \text{ mol/l}$$



$$C_{eq} = (Z^+ n_i^+ + |Z^-| n_i^-) C_m \alpha$$

$Z^+ = 1$  (c'est la valence de  $\text{Na}^+$ )

$Z^- = -2$  (c'est la valence de  $\text{SO}_4^{2-}$ )

$n^+ = 2$  (nombre de mole de  $\text{Na}^+$ )

$n^- = 1$  (nombre de mole de  $\text{SO}_4^{2-}$ )

$\alpha = 1$  dissociation totale

$$C_{eq} = (1 \times 2 + |-2| \times 1) \times 0.1 \times 1$$

$$C_{eq} = 0.4 \text{ eq.g/l}$$

**Remarque :**

La concentration équivalente anionique égale à la concentration équivalente cationique

$$C_{eq}^+ = C_{eq}^-$$

**Loi de dilution**

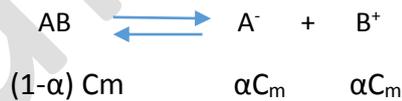
**1. Coefficient d'ionisation**

Le coefficient d'ionisation est défini par :

$$i = \frac{\text{osmolarité}}{\text{normalité}} = \frac{C_w}{C_m} \quad \text{sans unité}$$

**2. Constante d'équilibre**

Pour un électrolyte binaire faible de type  $AB$  de degré de dissociation  $\alpha$ , l'équilibre chimique s'écrit :



La constante d'équilibre  $K$  est donné par :

$$K = \frac{[A^-][B^+]}{[AB]} = \frac{\alpha^2 C_m}{1-\alpha}$$

**Remarque**

- Cette loi de dilution est valable uniquement pour les électrolytes faibles
- La constante d'équilibre  $K$  dépend du soluté, la nature du solvant et la température.

### ***Force ionique***

La force ionique est définie par la relation suivante :

$$U = \frac{1}{2} \sum C_i Z_i^2 \quad \text{mol/l}$$

### ***Exercice d'application***

On considère la concentration de l'urée dans une solution est 24 g/l.

- Quelle est la concentration molaire
- Calculer osmolarité et la concentration équivalente

***Corrigé :***

$$C_m = \frac{C_p}{M} = \frac{24}{60} = 0.4 \text{ mol/l}$$

L'urée ne dissocie pas, donc  $\alpha = 0$  alors  $C_w = C_m$

Concentration équivalente  $C_{eq} = 0 \text{ eq.g/l}$  ( $\alpha = 0$ )

SAHLA MAHLA

المصدر الأول للطالب الجزائري



## Chapitre 2 : Conductivité

### 1. Introduction

La conductivité est la capacité d'une solution, d'un métal ou d'un gaz à faire passer un courant électrique. Dans une solution, ce sont les anions et les cations qui transportent le courant alors que dans un solide (métal) ce sont les électrons.

La conductivité dépend de :

- La concentration ;
- La mobilité des ions ;
- La valence des ions ;
- La température ;

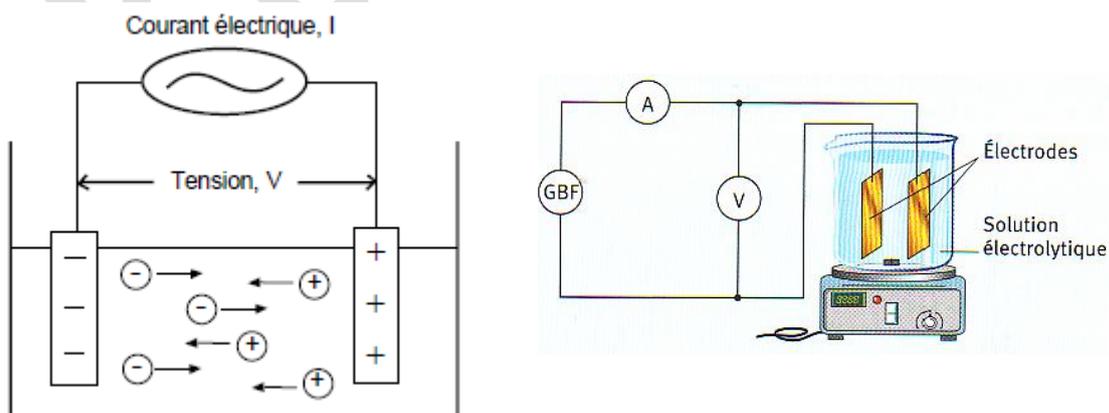
### 2. Domaine d'application

La mesure de la conductivité est une méthode très utilisée, en particulier dans les applications de contrôle de qualité :

- Le contrôle de pureté des eaux
- Contrôle des eaux potables et des eaux utilisées dans la fabrication des produits
- Estimation de nombres total d'ions dans une solution ou mesure directe des composants.
- Etude et contrôle de la salinité du sol (concentration des sels solubles dans le sol) ;
- Contrôle de la salinité des eaux utilisées dans l'irrigation.

### 3. Mesure de la conductivité

#### 3.1. Principe de fonctionnement



Montage de mesure de la conductivité

Le conductimètre est un appareil permet de mesurer les propriétés électriques d'un électrolyte.

La conductivité se mesure en appliquant un courant alternatif  $I$  à deux électrodes (*appelés cellule conductimétriques*). Ces électrodes sont immergées dans une solution et en mesurant la tension électrique qui en résulte.

Dans cette expérience, les cations migrent en direction de l'électrode négatif (*cathode*), les anions se dirigent vers l'électrodes positif (*anode*).

Le déplacement de ces ions permet la conduction du courant électrique et la solution se comporte comme un conducteur électrique.

### 3.2. La résistance

La résistance est la capacité d'une solution à ralentir le passage du courant.

La résistance d'une portion de solution noté  $R$  se calcule par la *Loi d'ohm*.

$$R = \frac{U}{I}$$

unité  $\Omega$

Avec :  $U$  : Tension électrique en volt (V).

$I$  : Courant électrique en Ampère (A).

$R$  : Résistances de la solution en ohm ( $\Omega$ )

### 3.3. La conductance

La conductance mesure la capacité qui a une solution à laisser passer le courant. Elle est l'inverse de la résistance.

$$G = \frac{1}{R}$$

unité *Siemens (S) ou ( $\Omega^{-1}$ )*

Si on remplace  $R$  par sa valeur dans la loi d'ohm

$$G = \frac{I}{U}$$

**Remarque :**

De cette dernière expression de  $G$ , on peut calculer la conductance sans passer par le calcul de la résistance

### 3.4. La Conductivité

La conductivité dépend de la cellule conductimétrique utilisées : elle dépend de la surface  $S$  immergée des électrodes et de la distance  $L$  qui la séparent.

la conductance est proportionnelle au rapport  $\frac{S}{L}$  :

On peut donc écrire :

$$G = \sigma \frac{S}{L}$$

Ou le facteur de la proportionnalité  $\sigma$  est appelé **Conductivité**

$$\sigma = G \frac{L}{S} \quad \text{en } S/m \text{ ou } \Omega^{-1}.m^{-1}$$

المصدر الأول للطلاب الجزائري



Avec :  $G$ : Conductance en *Siemens*

$S$ : Surface des électrodes en  $m^2$

$L$ : distance séparant les deux électrodes en  $m$

Dans la formule de la conductivité, on remplace  $\frac{L}{S}$  par  $K$ , donc

$$\sigma = G.K$$

$K$ : est la constance de la cellule en  $m^{-1}$

## Remarques

1. La conductivité dépend de :

- La concentration des ions ;
- La nature de la solution ionique ;
- La température de la solution.

2. La conductance dépend de :

- Conductivité de la solution ;
- Les paramètres de la cellule conductimétrique ( $L$  et  $S$ ).

## Conductivité et concentration :

Pour une solution peu concentrée, la conductivité  $\sigma$  de la solution est proportionnelle à la concentration. Le rapport de proportionnalité est appelé *conductivité molaire* noté  $\lambda$ .

$$\sigma = \lambda \cdot C_m$$

ou

$$\lambda = \frac{\sigma}{C_m}$$

SAHLA MAHLA

المصدر الأول للكتاب الإلكتروني

$\lambda$  : conductivité molaire du solution en  $S \cdot m^2 / mol$

$\sigma$  : conductivité en  $S/m$

$C_m$  : Concentration molaire en  $mol/m^3$

## Conductivité molaire ionique :

Certains ions sont plus mobiles que d'autres en solution aqueuse, ils assurent mieux le passage du courant, donc la conductivité dépend de la nature des ions et de leurs concentrations.

De la relation précédente, on peut écrire :

$$\sigma = \sum \sigma_i \quad \text{où} \quad \sigma_i = \lambda_i C_i$$

Avec :  $\sigma_i$  : la conductivité pour un ion  $i$

Donc :

$$\sigma = \sum \lambda_i C_i$$

Avec :

$\lambda_i$  : conductivité molaire ionique de l'ion  $i$  en  $S.m^2/mol$

$C_i$  : Concentration molaire de l'ion  $i$  en  $mol/m^3$

### Exercice d'application :

Déterminer la conductivité de la solution Nacl de concentration  $2.10^{-2} mol/l$

On donne :  $\lambda_{Na^+} = 5.10^{-3} S.m^2/mol$  ;  $\lambda_{Cl^-} = 7.6 \cdot 10^{-3} S.m^2/mol$

Corrigé :



$$[Na^+] = [Cl^-] = [NaCl] = 2.10^{-2} mol/l$$

$$\sigma = \sum \lambda_i C_i$$

$$\sigma = \lambda_{Na^+} \cdot C_{Na^+} + \lambda_{Cl^-} \cdot C_{Cl^-}$$

$$\sigma = (\lambda_{Na^+} + \lambda_{Cl^-}) C_m$$

$$\sigma = 2 \times 10^{-2} \times 10^{-3} \times (5 + 7.6) \times 10^{-3}$$

$$\sigma = 0.25 S/m$$

### Résistivité :

La résistivité d'une solution représente sa capacité à s'opposer à la circulation du courant électrique. Elle est l'inverse de la conductivité.

$$\rho = \frac{1}{\sigma}$$

unité  $\Omega.m$

### Remarque :

Dans les mesure sur des eaux pures où la valeur de la conductivité est très faible, on préfère d'utiliser la résistivité.

### **Champ électrique :**

Le champ électrique dans une solution est une force d'attraction des ions par les électrodes. Il est donné par la relation suivante :

$$\boxed{E = \frac{U}{l}} \quad \text{Unité} \quad V/m$$

### **La mobilité électrique :**

La mobilité d'un ion  $i$  notée  $u_i$  est donnée en fonction de sa vitesse en présence d'un champ électrique  $E$ .

$$\boxed{u_i = \frac{v_i}{E}}$$

Avec :

Unité de  $u_i$  est mètre carré par volts seconde :  $m^2/V.s$

### **Conductivité et mobilité**

La conductivité d'une solution électrolytique augmente en fonction de la mobilité des ions.

$$\sigma = \sum n^+ q^+ u^+ + \sum n^- q^- u^- \quad \text{en } S/m$$

Avec :

$n^+$  et  $n^-$  : concentration des cations et des anions telque ;

$$n^+ = \alpha \cdot N_A \cdot C_m \cdot n_i^+ \quad \text{et} \quad n^- = \alpha \cdot N_A \cdot C_m \cdot n_i^-$$

$\alpha$  : degré de dissociation

$N_A$  : nombre d'Avogadro,  $N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$C_m$  : concentration molaire de la solution

$n_i^+$  et  $n_i^-$  : nombre de cations et des anions.

$q^+$  et  $q^-$  : charge électrique en coulomb des ions positifs et négatifs

$$q^+ = z^+ \cdot e \quad \text{et} \quad q^- = |z^-| \cdot e \quad e = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$$

$u^+$  et  $u^-$  : mobilité des cations et des anions.

### **Conductivité équivalente :**

La conductivité équivalente notée  $\lambda_{eq}$  d'une solution est donnée par la relation suivante :

$$\lambda_{eq} = \frac{\sigma}{C_{eq}}$$

Avec :

$\sigma$  : conductivité en  $S/m$

$C_{eq}$  : concentration équivalente en  $eq/m^3$

$\lambda_{eq}$  : conductivité équivalente en  $S.m^2/eq$

### **Conductivité équivalente limite :**

La conductivité équivalente limite notée  $\lambda_{\infty}$  est la conductivité équivalente qui a une dissociation totale dans une solution électrolytique. Le degré de dissociation dans ce cas est donné par :

$$\alpha = \frac{\lambda_{eq}}{\lambda_{\infty}}$$

### **La densité du courant :**

La densité du courant notée  $J$  est l'intensité de courant  $I$  par unité de surface  $S$ .

$$J = \frac{I}{S} \quad \text{Unité } A/m^2$$

### **Nombre de transport des ions :**

Soit  $I^+$  le courant transporté par les ions positifs et  $I^-$  le courant transporté par les ions négatifs.

Le courant total est :  $I_T = I^+ + I^-$

On définit le nombre de transport d'un ion  $i$  par :  $t_i = \frac{I_i}{I_T}$

Comme  $I_i$  est en fonction des mobilités  $u_i$  des ions, on obtient :

$$t^+ \equiv \frac{u^+}{u^+ + u^-}$$

et

$$t^- \equiv \frac{u^-}{u^+ + u^-}$$

$u^+$  et  $u^-$  : mobilités des ions positifs et négatifs.

$t^+$  et  $t^-$  : nombre de transport des cations et des anions.

$$t^+ + t^- = 1$$

SAHLA MAHLA

المصدر الأول للطلاب الجزائري



## Chapitre 3 : Diffusion et Osmose

### 1. Introduction

La diffusion est l'un des moyen d'échange des molécules de soluté d'un compartiment à un autre à travers une membrane.

La diffusion permet d'uniformiser la distribution des molécules par le déplacement d'une région de forte concentration à une région de faible concentration.

### 2. Type de déplacement

On distingue 3 modes de déplacements des ions ou molécules dans une solution

1. Migration
2. Convection
3. Diffusion

#### 1. La migration

Un déplacement des ions ou molécules suite à une force appliquée de direction et de sens bien défini

**Exemple :** Migration électrique des ions dans une solutions (conductimétrie)

#### 2. La convection

Le déplacement est dû à une force appliquée à la molécule de direction et de sens bien défini

**Exemple :** (Différence de pression entre deux points)

La pression hydrostatique est la cause de la circulation du sang dans les vaisseaux.

### **3. Diffusion**

Le déplacement est dû à la différence de concentration en deux points.

Le phénomène de diffusion peut être en phase gazeuse ou en phase liquide (solution) :

#### **1. Diffusion en phase gazeuse**

Les molécules de soluté peuvent se déplacer dans un milieu gazeux.

*Exemple* : parfum.

#### **2. Déplacement en phase liquide**

Les molécules d'un soluté peuvent se déplacer dans une solution.

*Exemple* : Sel dans un verre d'eau - l'eau sera salé

Il existe deux types de diffusion dans une solution :

1. Diffusion libre en absence de membrane
2. Diffusion à travers une membrane.

#### **La membrane**

La membrane est une barrière de quelque centaine de nanomètre à quelque millimètres d'épaisseur. Sélective qui sans l'effet d'une force, va permettre ou interdire le passage de certains composants entre deux milieux qu'elle sépare.

#### **Type de membrane**

On distingue 3 types de membranes

##### **1. Membrane dialysante**

Elle est perméable aux particules de dimension inférieure à celle de leurs pores.

*Exemple* : membrane capillaire : petit vaisseaux

## 2. Membrane semi perméable

Qui ne laisse passer que de l'eau

*Exemple* : Paroi cellulaire

## 3. Membrane sélective

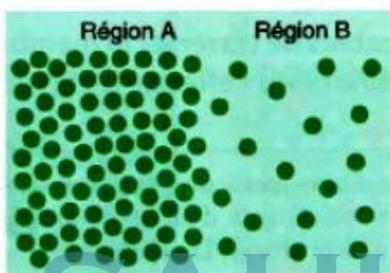
Perméable à l'eau et certaines molécules de soluté

### **Etude de diffusion libre à travers une membrane: loi de Fick**

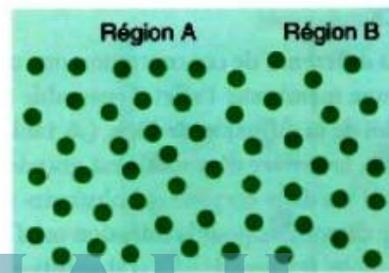
Considérons deux milieu 1 et 2 contiennent deux solutions non chargée de même soluté avec concentration pondérale différentes  $C_{p1}$  et  $C_{p2}$  ( $C_{p1} > C_{p2}$ )

$C_{p1} > C_{p2}$

$C_{p1} = C_{p2}$



Etat initial à l'instant  $t$



état final à l'instant  $t + t_0$

المصدر الاول للطلاب الجزائري



La loi de Fick exprime le débit massique ou débit molaire qui passe du milieu 1 vers le milieu 2 par la relation suivante :

$$\mathbf{J_m} = \frac{\Delta m}{\Delta t} = -D \cdot S \frac{\Delta C_p}{\Delta x} \quad (1)$$

Avec :

$\frac{\Delta m}{\Delta t}$  : débit massique de soluté qui passe pendant la durée  $\Delta t$  suivant la direction  $x$ .

Unité : g/s

**D** : coefficient de diffusion en  $\text{m}^2/\text{s}$

**S** : surface de diffusion en  $\text{m}^2$

**C<sub>p</sub>** : concentration pondérale en  $\text{g}/\text{m}^3$       $\Delta C_p = C_{p2} - C_{p1}$

$\Delta x$  : épaisseur de la membrane en **m**

### ***Débita molaire***

Dans la relation 1, en remplace m par : M.n on obtient :

$$\mathbf{J_n = \frac{\Delta n}{\Delta t} = -D \cdot S \frac{\Delta C_m}{\Delta x}} \quad (2)$$

Avec :

$\frac{\Delta n}{\Delta t}$  : débit molaire de soluté unité : **mol/s**

**C<sub>m</sub>** : concentration pondérale en  $\text{mol}/\text{m}^3$       $\Delta C_m = C_{m2} - C_{m1}$

$\Delta n$  : quantité de matière en mol

### ***Le flux***

Le flux est le débit par unité de surface

$$\mathbf{\emptyset = \frac{J_n}{S} = \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t} - D \cdot \frac{\Delta C_m}{\Delta x}} \quad (3)$$

Unité : **mol/m<sup>2</sup>.s**

### ***Coefficient de diffusion***

Le Coefficient de diffusion est donné par :

$$\mathbf{D = \frac{K.T}{f}} \quad (4)$$

Avec :

K : constante de Boltzmann ;  $K = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/k}$

$$\text{Ou } K = \frac{R}{N}$$

Avec : R : constante des gaz rares  $R = 8.314 \text{ J/k.mol}$

N : nombre d'Avogadro ;  $N = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

f : coefficient de friction en **kg/s**

## ***L'osmose***

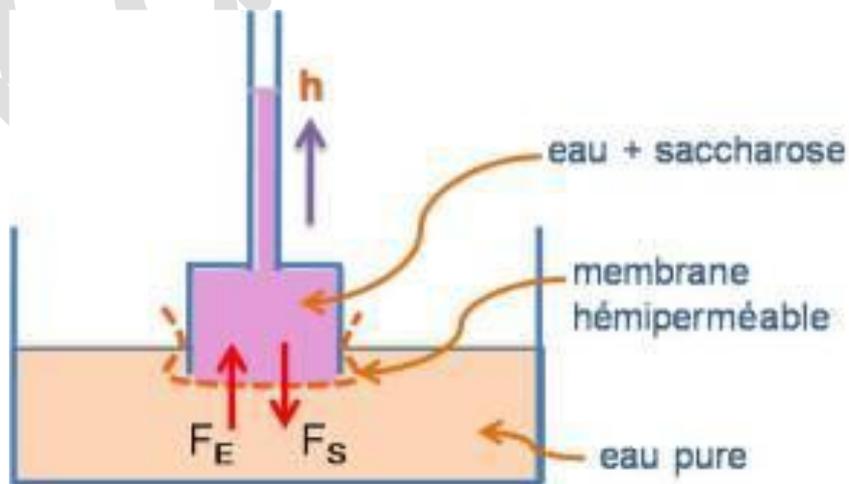
### **Définition**

Le phénomène de l'osmose est caractérisé par le passage de molécule de solvant à travers une membrane semi-perméable, dont la concentration en soluté est différente.

Le passage de solvant se fait de la solution la moins concentrée vers la solution la plus concentrée.

### **Pression osmotique**

Pour expliquer le phénomène de la pression osmotique, on réalise l'expérience suivante.



On constate qu'il y a le passage de l'eau pur à travers la membrane vers le tube, donnant une dénivellation  $h$ .

Pour rétablir l'équilibre, on exerce sur la solution une pression hydrostatique suffisante de valeur :

$$\Delta P = \rho \cdot g \cdot h$$

Donc la pression osmotique est la pression hydrostatique qu'il faut exercer sur la solution pour empêcher le solvant de traverser la membrane.

La pression osmotique noté  $\pi$  est donnée par :

$$\pi = C_m \cdot R \cdot T \quad \text{en Pa}$$

Avec :

$\pi$  : pression osmotique en **Pa**

$C_m$  : concentration molaire en **mol/m<sup>3</sup>**

$T$  : température en kelvin (**k**)

$R$  : constante de gaz parfait ;  $R = 8.314 \text{ J/k.mol}$

SAHILA MAHLA

المصدر الاول للطالب الجزائري

