

Biophysics course presented by
Pr .M. Benaouda



Biophysics of solutions

Dr.M.Benaouda

Plan

I-Généralités sur les solutions

- Les mélanges –homogènes et hétérogènes: Définitions

- Formation des solutions

II-Classification des solutions selon la (taille, charge)

III -Les solutions idéales, les solutions diluées et les solutions concentrées saturées, aqueuse , la solubilité

IV-L'eau et les solutés dans l'organisme

V-Composition quantitative des solutions

VI-Propriétés générales des solutions micromoléculaires

- Propriétés colligatives

- Propriétés électriques

- Propriétés optiques

Connaître les normes biologiques est une nécessité pour tout étudiant en médecine . mais aussi pour tout étudiant en soins infirmiers ! Attention, il s'agit ici de valeurs usuelles majoritairement reconnues mais les résultats pour un patient doivent d'abord tenir compte des références du laboratoire ayant réalisé les examens sanguins.



IV-Les solutions macromoléculaires et des colloïdes

IV.1 Les bio polymères en solution –Notion de conformation et nature des forces impliquées dans la conformation

IV.2 Propriétés des solutions macromoléculaires

- Propriétés cinétiques

- Propriétés colligatives

- Propriétés électriques

- Propriétés optiques

Solution

mélange **homogène** d'au moins deux composés chimiques qui ont la particularité de se **dissoudre mutuellement** l'un dans l'autre pour former un constituant homogène qui aura des **propriétés distinctes** de celles des composés initiaux.

Lorsqu'un ou plusieurs solides, liquides ou gaz dénommés **solutés**, sont mis en présence d'un liquide appelé **solvant**, ils constituent avec ce dernier une seule phase liquide appelée **solution**.

Donc:

Solution = Solvant + un ou plusieurs Solutés

Notion de solvant/soluté.

B/UN MÉLANGE :

L'introduction dans un même récipient de deux ou plusieurs substances (corps) qui n'ont pas forcément le même état: forment un mélange.

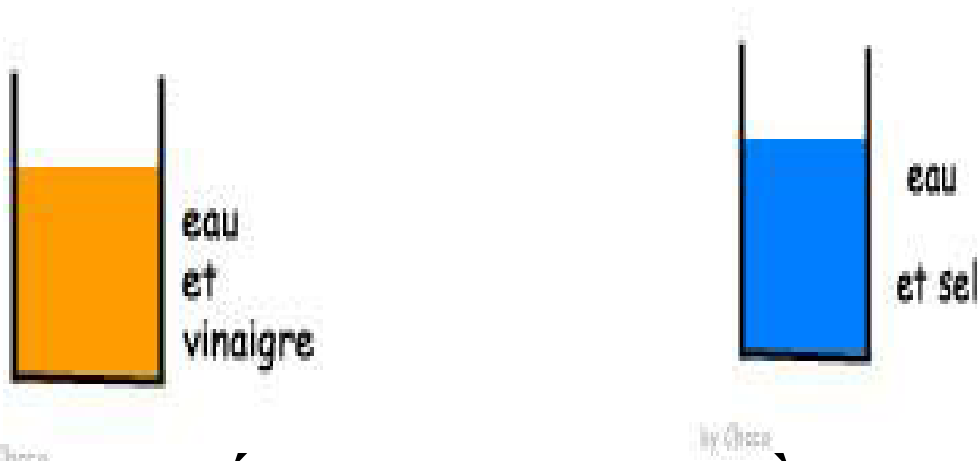
un corps pur est formé d'un seul constituant

- Mélange hétérogène :
- des substances que l'on peut distinguer les unes des autres.



Mélange homogène :

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



QU'EST UN MÉLANGE HOMOGÈNE ?

Le mélange est homogène dont les substances ou les espèces chimiques qui le composent sont dans à la même phase .Chaque **mélange homogène** est appelé phase.

Dans un **mélange Homogène** on ne peut pas séparer les différents constituants ni par filtration ni par décantation.

La dispersion totale d'un corps dissous dans un milieu convenable forme un **mélange homogène**.

MÉLANGE HÉTÉROGÈNE :

Un mélange est **hétérogène** si les espèces chimiques qui le composent sont dans des phases différentes.

Un mélange est **hétérogène** si on peut distinguer les différents constituants.

UN MÉLANGE PEUT ÊTRE :

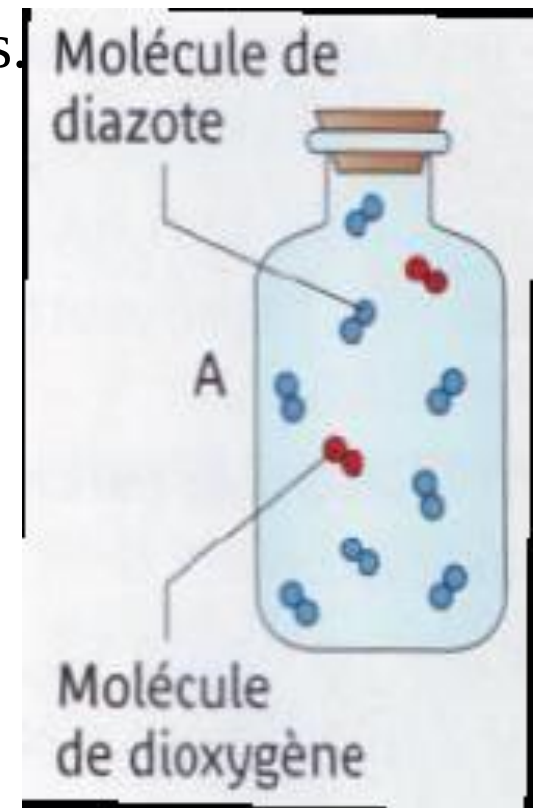
monophasique gaz-gaz ,liquide-liquide ,solide-solide

bi phasique deux phase différentes (gaz-liquide ,solide-liquide)

multiphasique liquide-solide-gaz

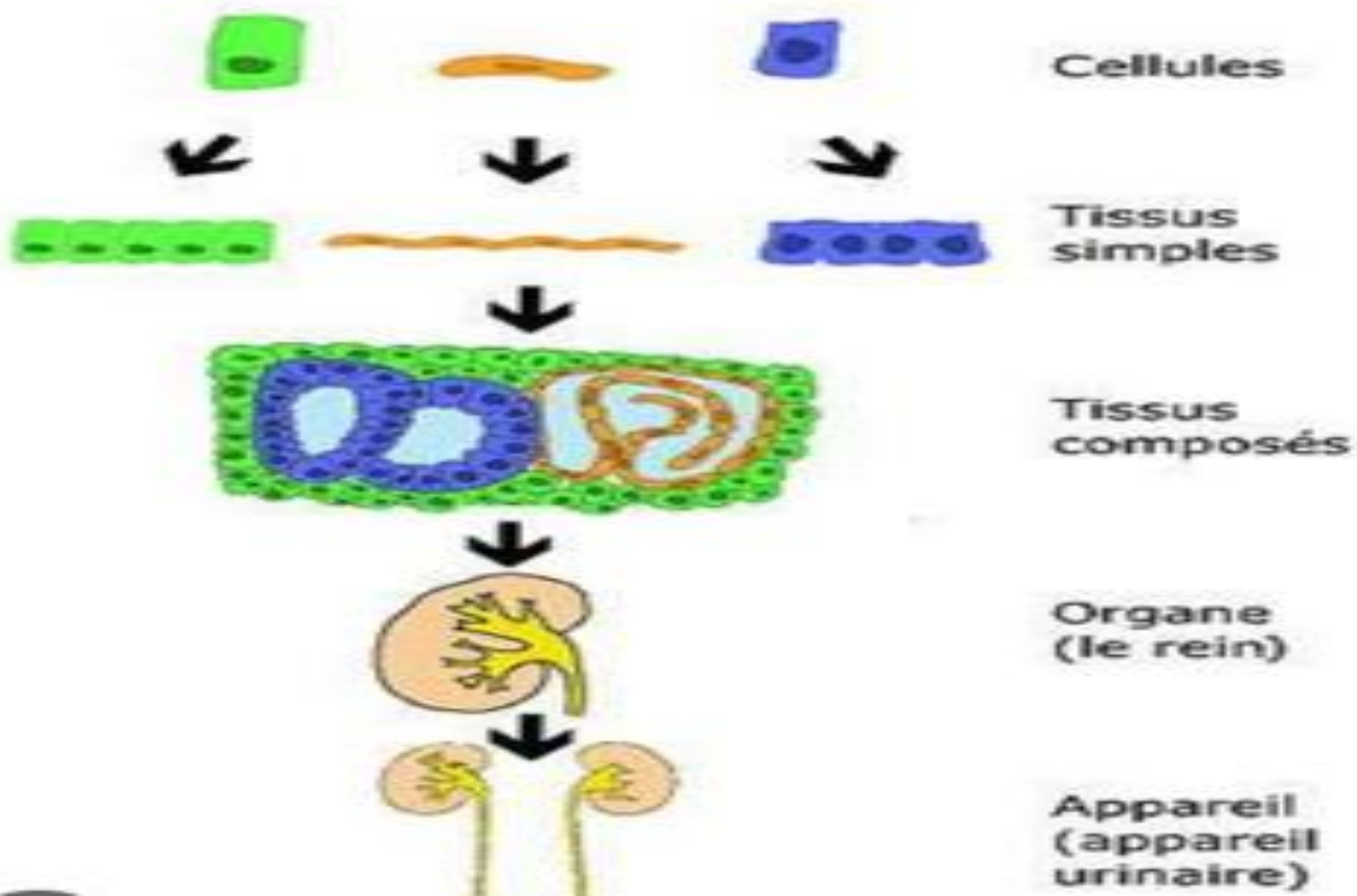
L'AIR EST UN MÉLANGE :

Mélange monophasé composé de deux types de molécules différentes.



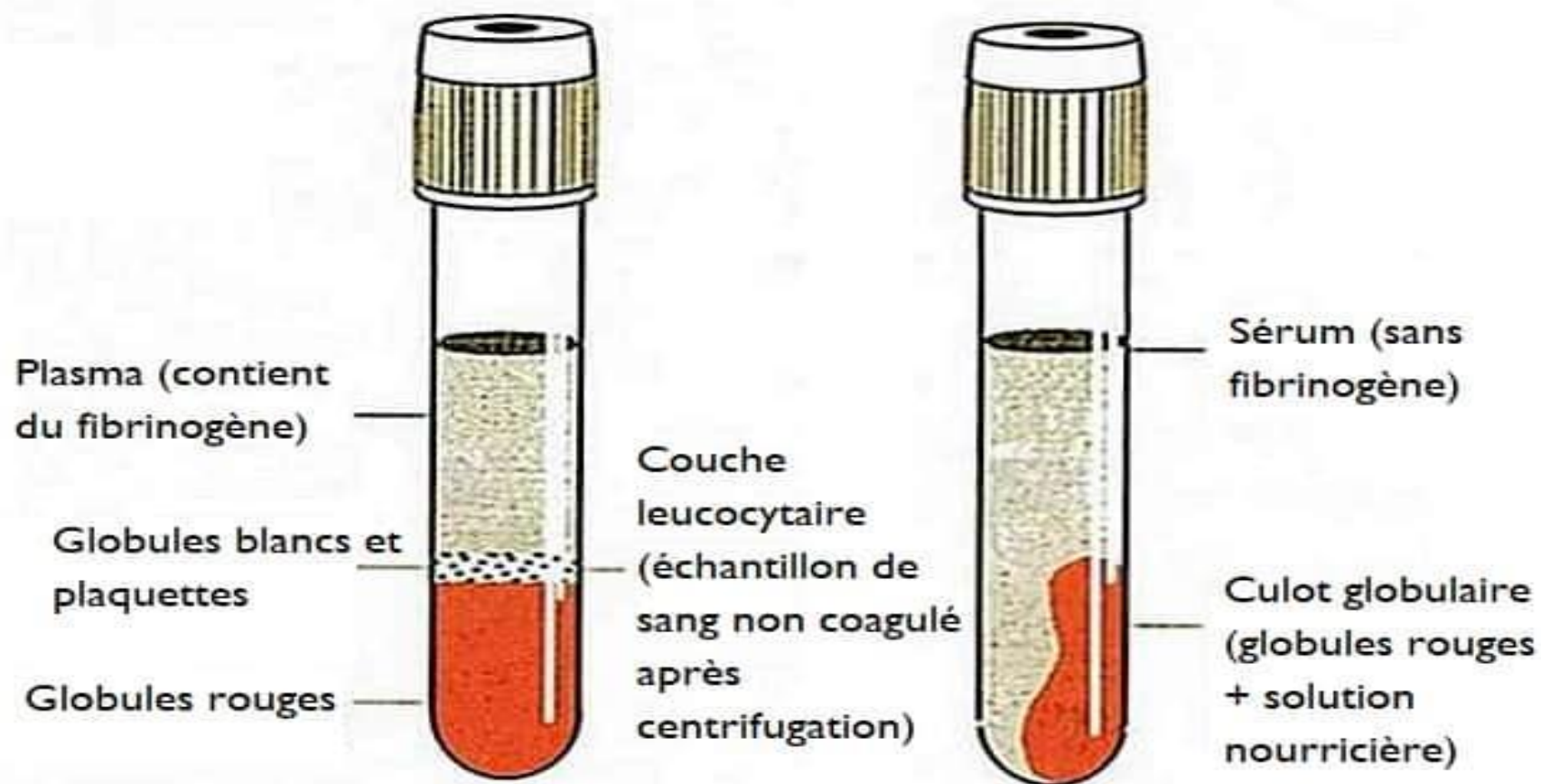


**La filtration ou la
décantation permet de
séparée les différents
constituants d'un
mélange hétérogène**



Plasma

Sérum



Sérum = Plasma - facteurs coagulants

UNE SOLUTION

Constituée d'un ou plusieurs solutés dans un solvant

► **Le solvant** est généralement liquide (eau) parfois gazeux est rarement solide

► **Le soluté** peut être solide ,liquide ou gaz.

Le solvant et le soluté peuvent être considérés chimiquement actifs Mis en contact, il se produit une réaction chimique jusqu'à un état d'équilibre.

La polarité d'un solvant est l'une de ses caractéristiques importantes qui déterminent son choix pour un soluté donné

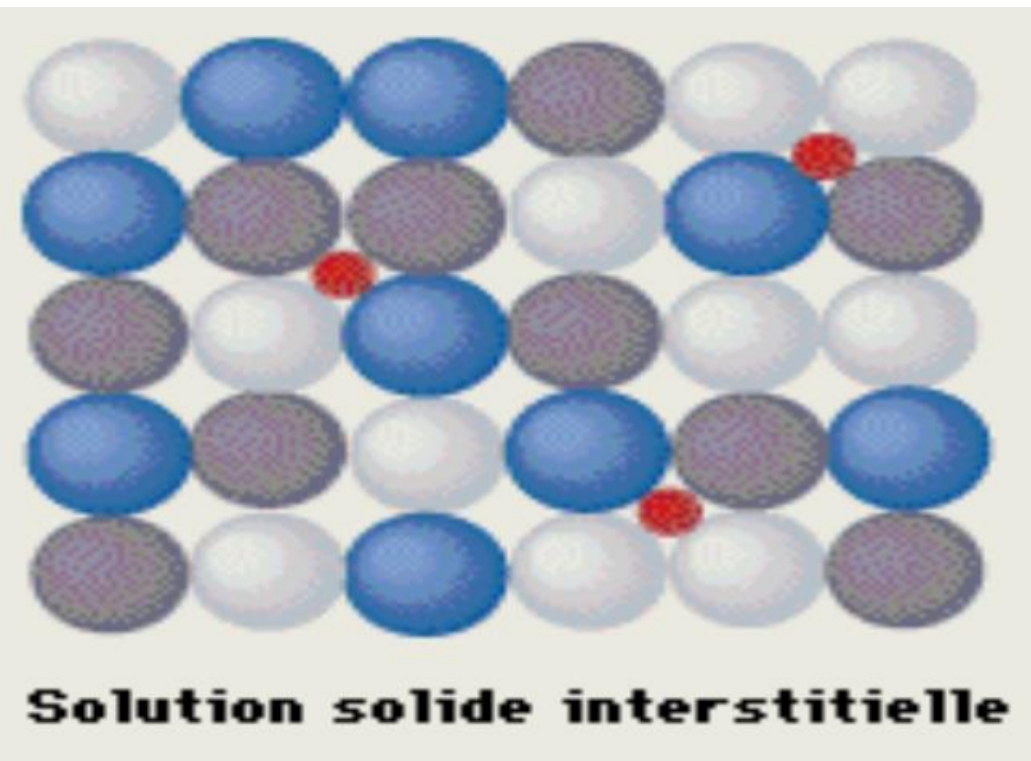
► **SOLUTION SOLIDE MÉLANGE SOLIDE-SOLIDE**

Certains métaux sont solubles les uns dans les autres et se solidifient. Si un tel mélange peut se solidifier pour différentes proportions des deux métaux, on dit que ces derniers forment une *solution solide*.

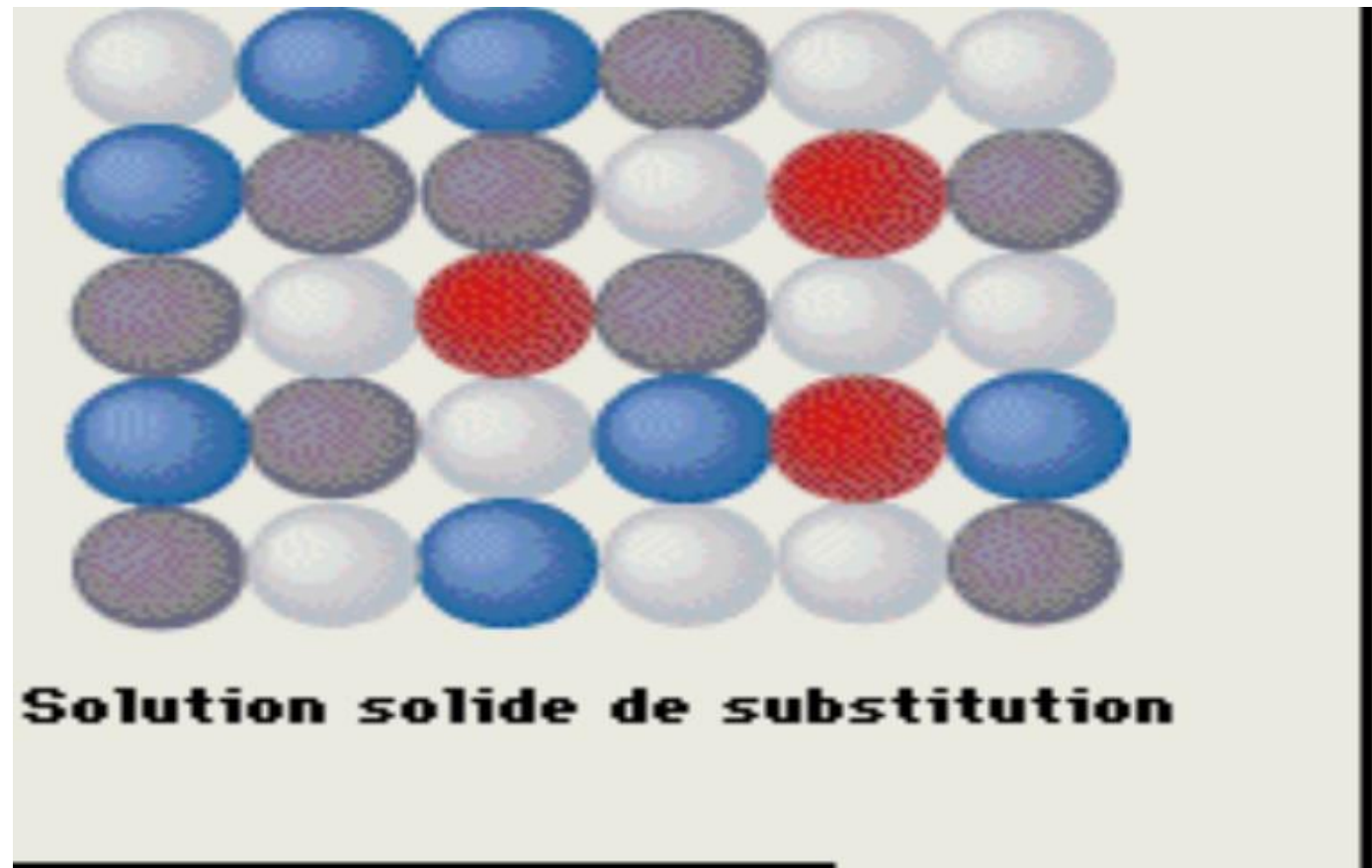
Lorsqu'au moins l'un des éléments en jeu est un métal, on parle alors d'alliage.

Deux types sont observés:

- Solutions solides d'insertion
- Solutions solides de substitution



les atomes du soluté se placent dans les interstices de la maille cristalline du solvant :Exemple (les alliages fer-carbone)



Les atomes de soluté prennent les emplacements d'atomes du solvant dans la maille cristalline du solvant.

MÉLANGE LIQUIDE-LIQUIDE

Deux liquides miscibles (soluté +solvant) est caractérisé par le titre de la solution et non par sa concentration.

$$t=(\textit{soluté})/m(\textit{solution}) \rightarrow \text{Titre}$$

$$C=(\textit{soluté})/v(\textit{solution}) \rightarrow \text{Concentration}$$

Les liquides sont miscible en toutes proportions: le titre entre 0 et 100%

Exemple :l'éthanol et l'eau.

Le titre t augmente avec la température et pour des températures supérieures à une certaine valeur θ (température critique de miscibilité), les liquides deviennent miscibles en toutes proportions.

► MÉLANGE –LIQUIDE –LIQUIDE (LIQUIDES NON MISCIBLE)

Le mélange reste homogène jusqu'à une certaine valeur du titre

Après cette valeur il n'y a plus de dissolution

On observe l'apparition d'une seconde couche liquide contrairement à la première qui en contient plus de soluté que de solvant (**état de saturation**)

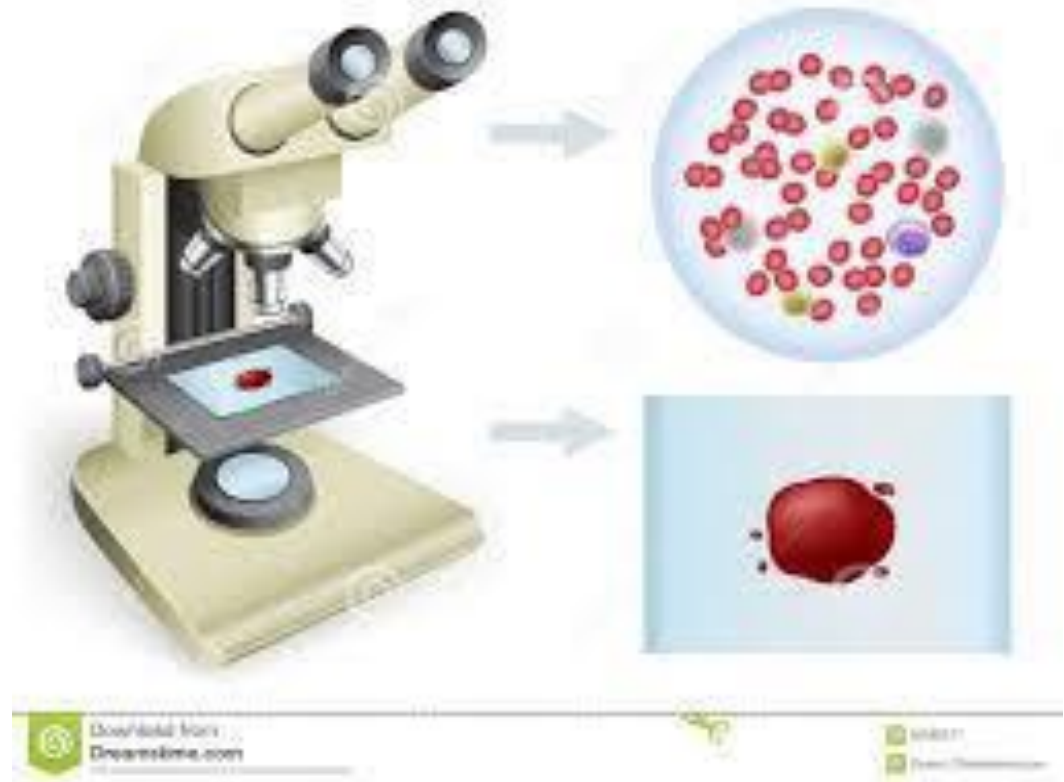
► MÉLANGE GAZ-LIQUIDE (diffusion d'un gaz)

LE SANG EST UN MÉLANGE HOMOGÈNE OU HÉTÉROGÈNE?

Mélange homogène à l'œil nu



• **Mélange hétérogène au Microscope**



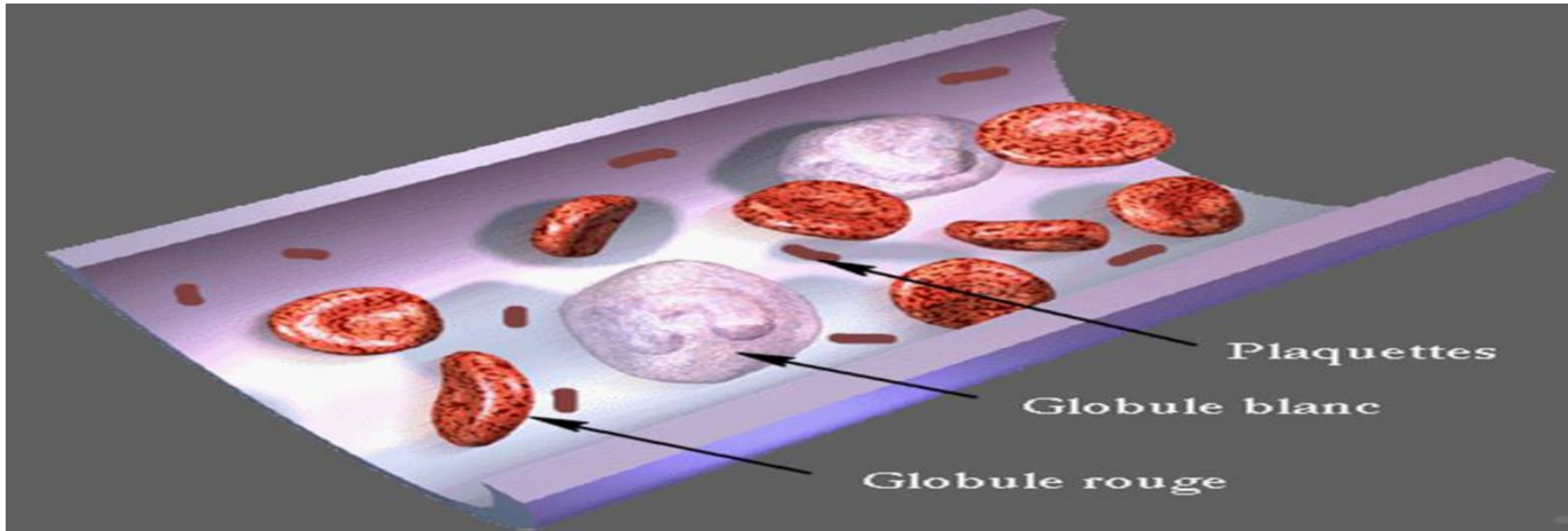
► SUSPENSION

Un état dans lequel il existe, au sein d'une solution, des amas moléculaires de taille et de masse si faible que ceux-ci n'ont pas tendance à sédimenter spontanément, mais sont maintenus en suspension à l'état dispersé de façon stable au temps par simple agitation thermique des molécules qui les entourent.

.Mélange hétérogène en deux phases, l'une dispersante contenant l'autre (phase dispersée) à l'état de particules plus ou moins fines de diamètre d ($d > 1000 \text{ \AA}$)

EXEMPLE: LE SANG

- Le sang est une suspension de cellules (globules rouges, globules blancs, plaquettes) dans une solution (plasma) par ce que du fait de l'agitation du à la circulation sanguine dans les vaisseaux n'ont pas tendance à sédimenter spontanément.
- Absence d'homogénéité moléculaire



II-CLASSIFICATION DES SOLUTION

A/Selon la taille des particules

Solution micromoléculaire (cristalloïdes) :

<10Å Microscope électronique

Quelque dizaine d'atomes

Exe: urée, glucose, Na Cl

Colloïdes(pseudo-solutions)

Grosse molécules

Pas une vraie solution (suspension)

Exemple : le sang, albumine humaine, FFp (plasma frais congelé),gélatine

Solution macromoléculaire

$>3000\text{\AA}$,Microscope optique ,Entre 10^3 et 10^9 atomes

Exe: ADN

/SELON LA CHARGE DES SUBSTANCES

-Solution neutre

Les corps dissous sont électriquement neutres (molécules)

Pas de conduction du courant (forte résistance)

Exe: le glucose

-Solution électrolytique

Substances chargées (ions cations ou anions), conduit le courant électrique (résistance faible).

III -Les solutions idéales, les solutions diluées et les solutions concentrées, saturées, aqueuse , la solubilité

► SOLUTION RÉELLE

On milieu liquide , il n'est pas possible de négliger l'une des énergies de liaisons ou l'agitation thermique devant l'autre. La prise en compte des liaisons intermoléculaires est très complexe dans les liquides non purs (diversité des énergies de liaisons).

► SOLUTION IDÉALE

une solution idéale correspond à un mélange de deux substances s'effectuant sans variation de volume et sans effet thermique.

La dissociation (séparation) des substances qui forme une solution se fait sans dégagement ou absorption de chaleur.

L'énergie de liaison est la même entre toutes les molécules (solvant –solvant solvant-soluté et soluté-soluté)

Une solution est dite **idéale** si les différentes interactions intermoléculaires sont d'intensités égales (solvant $\leftrightarrow$ solvant, soluté $\leftrightarrow$ solvant, soluté $\leftrightarrow$ soluté), autrement dit si la présence du soluté ne modifie en aucune façon les forces intermoléculaires existant dans le solvant pur.

Une solution tend vers **l'idéalité** au fur et à mesure qu'on la dilue, le nombre des interactions soluté-soluté et soluté-solvant devenant négligeable devant le nombre des interactions solvant-solvant.

SOLUTION CONCENTRÉE

Lorsque le volume de soluté n'est plus négligeable , on parle d'une solution concentrée forte présence de soluté.

SOLUTION DILUÉE

Lorsque la concentration des solutés dans une solution est très faible on dit que la solution est diluée. Le volume de soluté est beaucoup très faible ou presque négligeable devant celle de solvant.

LA DILUTION

Définition

C'est l'ajout d'un solvant dans une solution pour diminuer la concentration.

La solution finale est appelée solution fille par contre la solution initiale est dite solution mère

Lors de la dilution, la quantité de matière de soluté est conservée donc :

$$C_f \times V_f = C_i \times V_i$$

c'est la loi de dilution

SÉCURITÉ

La dilution d'un acide concentré dans l'eau produit un dégagement de chaleur.

Cette chaleur peut amener l'eau à ébullition et causer des éclaboussures. On peut donc recevoir des gouttelettes de solution acide sur soi. Il est donc important de se rappeler cette règle de sécurité toute simple :

«Acide dans l'eau, et non Eau dans l'acide, suicide! »

EXEMPLE

On ajoute sans variation de volume 80 ml d'eau à 20 ml d'eau sucrée à 80 g.l^{-1}

Que sera la concentration massique de la nouvelle solution?

CORRIGÉ:

On procède à une dilution.

Au cours d'une dilution il n'y a pas de variation de quantité de matière, alors

$m(\text{sucres})_{\text{initiale}} = m(\text{sucres})_{\text{finale}}$

Comme la concentration massique est telle que : $C = m/V$ alors :

$$C_i.V_i = C_f.V_f$$

Soit : $C_f = C_i (V_i/V_f)$, avec $V_i = 20 \text{ ml}$ et $V_f = 20 + 80 = 100 \text{ ml}$, $C_i = 80 \text{ g.l}^{-1}$,

Application numérique :

$$\mathbf{C_f = 80 \times 20/100 = 16 \text{ g.L}^{-1}}$$

► **SOLUTION SATURÉE**

Au-delà d'une certaine quantité de soluté rajouté à la solution, il n'y a plus dissolution de ce dernier on dit que la solution a atteint soit point maximale d'absorption donc elle est saturée.

la quantité maximale du composé qui peut être dissous dans la solution

► SOLUBILITÉ

La solubilité d'un composé dans un solvant donné à T° et P° données est la mesure de la capacité d'une substance à se dissoudre en une autre (c'est-à-dire, sa capacité pour agir en tant que soluté). Cette mesure peut être exprimée en moles par litre, grammes par litre ou en pourcentage de soluté.

La solubilité de la plupart des substances augmente avec la température du solvant.

A RETENIR

Pour qu'un soluté soit soluble dans un solvant, il faut qu'il existe entre les particules du soluté et celles du solvant des forces d'attraction.

L'eau est une molécule polaire, elle exerce des forces d'attraction importantes sur les particules de presque tous solutés, l'eau est un bon solvant.

SOLUBILITÉ ÉLEVÉE

Les solutions dont les molécules sont structurellement similaires à celles du solvant ont en général la solubilité la plus élevée. Par exemple, l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) et l'eau (HOH) ont des molécules structurellement similaires et sont extrêmement solubles l'un dans l'autre.

► SOLUTION AQUEUSE

Dans une solution aqueuse Le solvant est l'eau.

Dans les milieux biologique le solvant est généralement l'eau.

Les milieux biologique sont des solutions aqueuses.

IV-L'eau et les solutés dans l'organisme

Le corps humain se compose d'éléments de nature et de densité très différentes tels que

- l'eau (60 à 70%),
- la graisse,
- les protéines
- (tissus musculaires et viscères) et l'os (minéraux).

Une anomalie dans leur répartition permet de détecter des pathologies comme par exemple la dénutrition, les œdèmes, l'obésité et d'autres maladies métaboliques et cancers.

L'eau est le constituant le plus abondant des êtres vivants :

On distingue au moins deux compartiments liquidiens de répartition de l'eau dans l'organisme:

1. Le compartiment cellulaire

2. le compartiment extracellulaire

Ils sont séparés par une membrane cellulaire qui permet de maintenir la différence de composition entre ceux-ci .

L'eau représente 60-70% du corps corporel, elle se répartit en:

- ❑ Eau intercellulaire (Eau cellulaire) 40% du poids corporel (30L pour un adulte de 70kg) c.-à-d. 60% de l'eau total

- ❑ Eau extracellulaire 20% du poids corporel c.-à-d. 40% de l'eau total

 - $\frac{3}{4}$ en eau interstitielle=16% (12L)

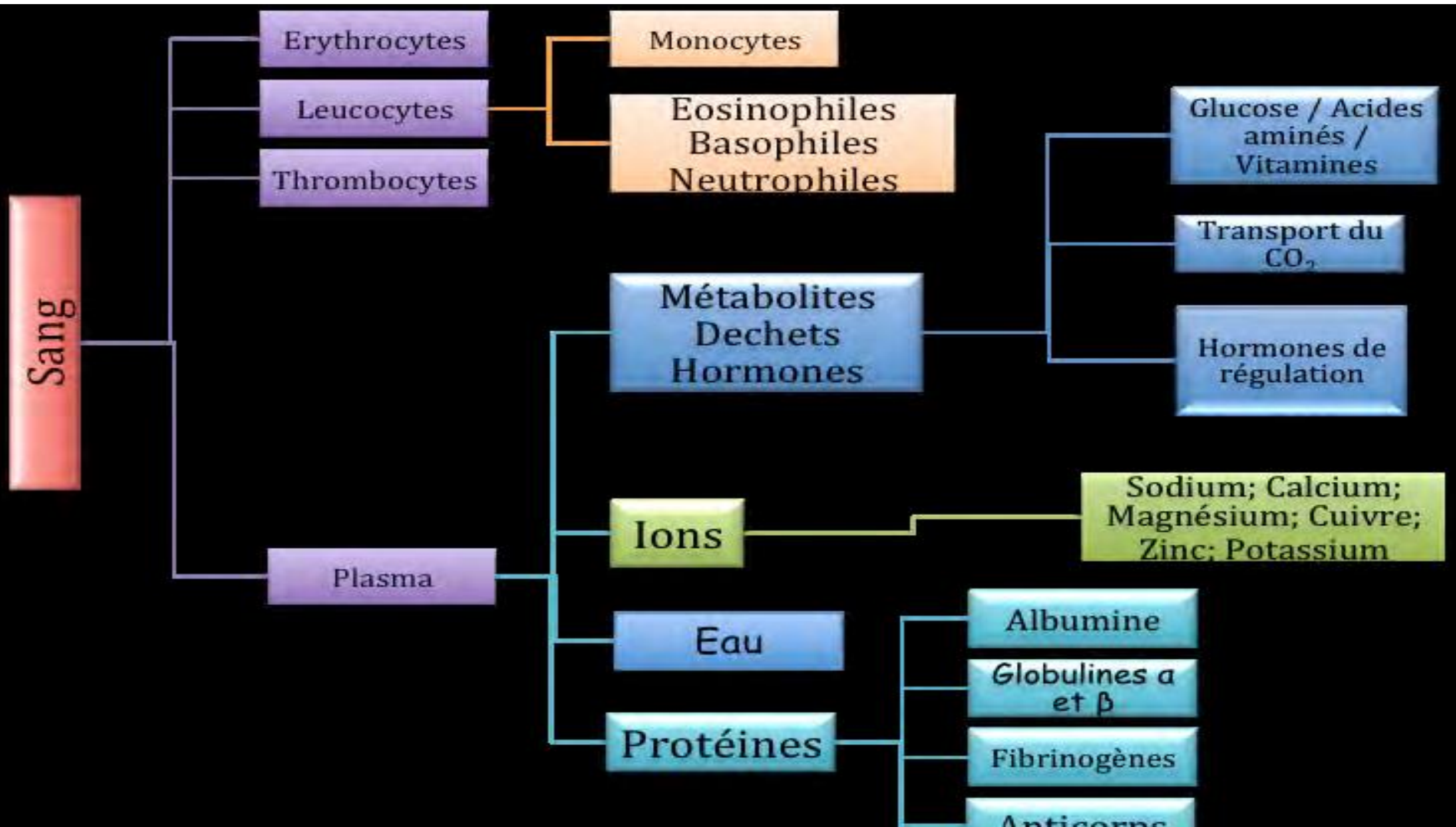
 - $\frac{1}{4}$ en eau plasmatique 4,5 % (3L) 4,5 % (3L)

EAU TOTAL

Dans l'espèce humaine l'eau représente environ 60 et 70% du poids corporel

Ce pourcentage varie dans de grandes proportions d'un individu à un autre (entre femme –homme , vieillard-enfant , obèse-maigre)

La quantité de tissu adipeux qui ne contient que 10%



La bio-impédancemétrie est une technique indolore qui permet de connaître en quelques secondes la composition du corps humain :

Masse grasse, masse maigre, eau métabolisme de base

permet donc de contrôler l'effet d'une recommandation alimentaire et d'activité physique sur le corps et, le cas échéant, de la corriger pour atteindre les objectifs fixés.

Le principe de fonctionnement de la balance à impédancemètre

La balance à impédancemètre évalue la résistance électrique des tissus de notre organisme lorsqu'un courant de faible intensité les traverse. Le principe de fonctionnement s'appuie sur le fait que **la conductivité électrique** à travers le corps est plus importante dans la masse maigre que dans la masse grasse. La masse maigre contient en effet les fluides corporels et les électrolytes, qui facilitent le passage du courant électrique.

Un courant de très faible intensité (800 μA) circule entre les électrodes sources et réceptrices placées sous ses pieds, après avoir parcouru le bas du corps. Certains appareils disposent en plus d'électrodes à placer au niveau des mains : le courant parcourt alors une zone du corps plus vaste, donc plus représentative.

► Solutés dans l'organisme

On distingue classiquement : Les **solutés ionisés**, Les **solutés neutres**

→ Solutés ionisés dans l'organisme

Dont la dissociation en milieu aqueux (biologique) a conduit à la formation d'ions positifs (cations) et négatifs (anions) en concentrations équivalente égales.

* Les cations les plus abondants dans l'organisme

En ce qui concerne les cations seuls le sodium, le potassium, le calcium ont des concentrations molaires qui s'exprime en mmol/l : les concentrations des autres ions s'exprime en $\mu\text{mol/l}$

Solutés plasmatiques quantitativement importants

☐ cations

-Sodium: 142mmol/l

-potassium: 4mmol/l

-Ca⁺⁺:1,5mmol/l

-Mg⁺⁺:1mmol/l

*

☐ Anions

-Chlore: 103mmol/l

-Bicarbonates: 26mmol/l

Les principaux anions:

Les phosphates: l'anion le plus abondant dans le milieu intracellulaire

Le chlore et le bicarbonate les anions les plus présents dans le milieu extracellulaire

→ **Solutés neutre dans l'organisme**

Solutés non dissociés (électriquement neutres) telle que: le glucose ,l'urée

L'urée: La concentration plasmatique de l'urée est voisine de 5mmole/l. l'urée qui est comme l'eau traverse librement la paroi capillaire et la membrane cellulaire, si bien que sa concentration est la même dans tous les compartiments liquidiens.

Le glucose: dans les conditions physiologiques, la concentrations plasmatique du glucose (glycémie) est également voisine de 5mmol/l.

le glucose traverse librement la paroi capillaire en raison de sa faible masse, mais il ne peut entrer qu'en présence d'insuline dans la plus part des cellules où il est rapidement mobilisé.

Le glucose est considéré comme soluté osmotiquement efficace.

V-Composition quantitative des solutions

Différents modes d'expression de la quantité de soluté en solution

- ⇒ fraction molaire
- ⇒ concentration pondérale
- ⇒ concentration molaire et concentration molale
- ⇒ concentration équivalente
- ⇒ concentration osmolaire et concentration osmolale

1- Concentration molaire ou molarité (C molaire)

concentration molaire volumique

$$\text{C molaire} = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume de solution } V \text{ (L)}} = (\text{mol/L})$$

Molarité exprime le nombre de moles de soluté par unité de volume de solution (mol.m^{-3} ou, plus souvent en biologie, mmol.L^{-1})

Remarque

- Une solution est dite molaire pour un soluté donné lorsque $CM = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
- Elle est dite décimolaire lorsque $CM = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$
- Elle est dite milli molaire lorsque $CM = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

Exemples

1. Deux litres d'une solution aqueuse contiennent une masse $m=11,7\text{g}$ de NaCl (masse dissoute)

la masse molaire de NaCl : $M=58,5\text{g}$)

le nombre total de moles de NaCl est $n = m/M= 0,2\text{mole}$

le volume total de la solution est $V = 2\text{l} = 2 \times 10^{-3} \text{m}^3$

la molarité de la solution est :

$$CM = 0,2/2 = 0,1 \text{ mol.l}^{-1} \quad CM = 0,2/2 \cdot 10^{-3} \text{ mol. m}^{-3}$$

Dans le cas des solutions biologiques, la somme des concentrations molaires des différents solutés est appelée osmolarité de la solution.

Pourcentages massique, volumique et masse/volume

$$\% \text{ massique} = \frac{\text{masse de soluté (g)}}{\text{masse de solution (g)}} \times 100 \text{ (s.u.)}$$

$$\% \text{ volumique} = \frac{\text{volume de soluté (mL)}}{\text{volume de solution (ml)}} \times 100 \text{ (s.u.)}$$

$$\% \text{ masse/volume} = \frac{\text{masse soluté (g)}}{100 \text{ ml de solution}} \text{ (g/100 mL)}$$

2-concentration massique (ou pondérale)

$$CP = \frac{m \text{ (soluté)}}{\text{volume}}$$

(_kg/m³ ou g/L)

Intérêt : Concept le plus pratique :

- 1) Pour analyser une solution : m_i grammes de soluté dans un échantillon de volume V litres.
- 2) Pour préparer une solution (médicament, solution étalon etc.) :

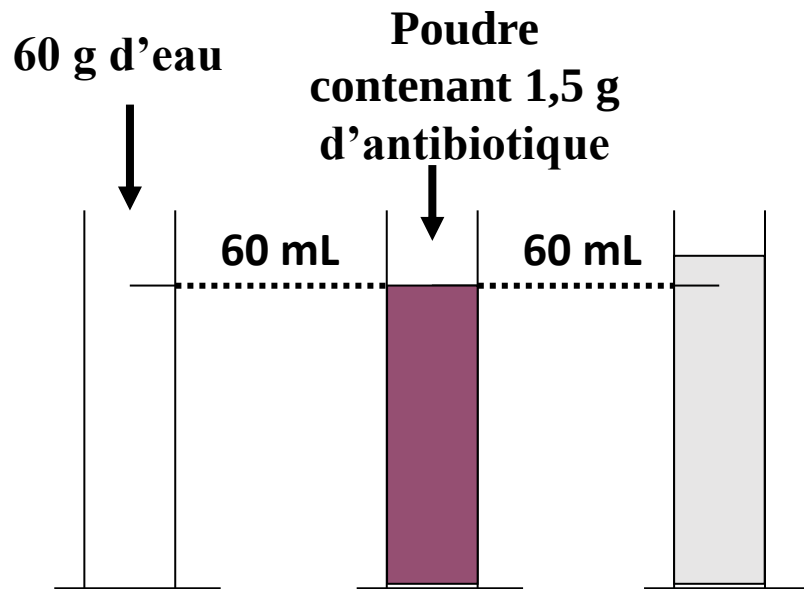
Si M représente la masse molaire moléculaire du soluté, alors

$$\mathbf{C_p = C \times M}$$

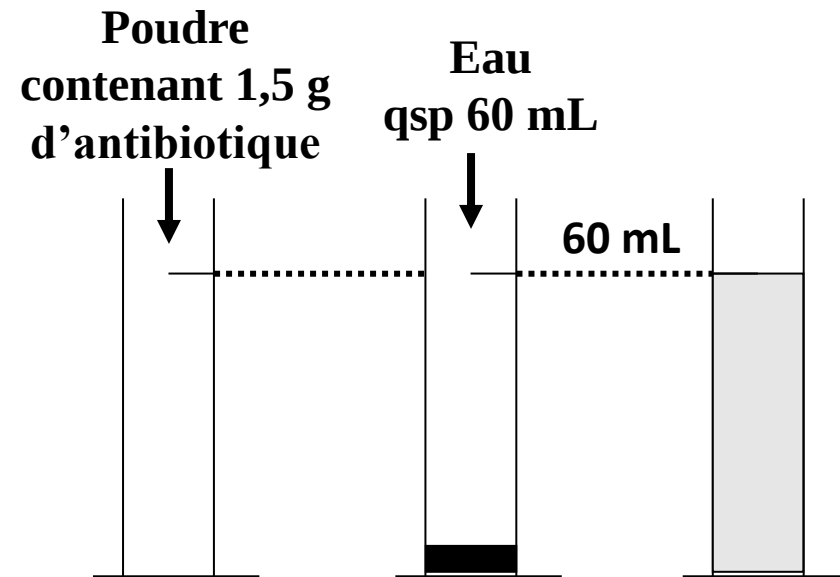
C_p : en g.l^{-1} , C en mol. l^{-1} et M en g.mol^{-1}

) Pour analyser une solution : m_i grammes de soluté dans un échantillon de volume V litres.

2) Pour préparer une solution (médicament, solution étalon etc.) :



$$1,5\text{g}/0,06\text{kg} = 25 \text{ g d'antibiotique} / \text{kg d'eau} = ? \text{ g/L de solution}$$



$$1,5\text{g}/0,06\text{L} = 25 \text{ g d'antibiotique/L de solution} = 125 \text{ mg d'antibiotique par cuiller de 5 mL}$$

Remarques :

⇒ V dépend de la température

⇒ La concentration pondérale est la manière habituelle de préciser la concentration en biologie

⇒ La concentration pondérale est parfois exprimée en utilisant la masse, plutôt que le volume, de solvant :

exemple : glucosé à 5 % (5 g de glucose pour 100 g de solution)

Les autres unités de concentration :

1 mg/L (milligramme par litre de solution)

1 μ g/L (microgramme par litre de solution)

1 ng/L (nano gramme par litre de solution)

Ces unités de concentrations sont valides pour des solutions aqueuses diluées.

On fait l'approximation que 1 kg de solution est égal à 1 litre de solution.

3-La molalité

$$\text{molalité} = \frac{\text{moles de soluté}}{\text{masse de solvant (kg)}} = \frac{n \text{ (mol)}}{\text{masse (kg)}} \quad (\text{mol/kg})$$

Molalité exprime le nombre de moles de soluté par unité de masse du solvant (mol.kg^{-1})

C'est la seule unité de concentration où le dénominateur exprime la quantité de solvant plutôt que la quantité de solution.

Ceci permet d'avoir une unité de concentration qui est indépendante de la température (le volume d'une solution dépend de la température). directement liée à la fraction molaire (f_s)

La somme des concentrations molales des différents solutés d'une solution est appelée **osmolalité**.

(l'eau étant le solvant et sa masse spécifique égale à 1 kg.L^{-1} à 4°C)

La molarité et la molalité d'un soluté plasmatique diffèrent, car 1 litre de plasma contient 930 g d'eau et 70 g de protéines.

Dans le cas des solutions aqueuses suffisamment diluées, la molarité et la molalité sont numériquement égales ($C_M = C_m$) avec C_m est la molalité.

En effet dans ces conditions, la masse d'un litre d'une solution est pratiquement égale à la masse d'un litre d'eau (1kg).

- On parle d'une solution molale, décimolale, ... pour un soluté donné lorsque celle ci contient une mole, 0,1mole, ...de ce soluté par kilogramme de solvant .

4-La fraction molaire

Rapport du nombre de moles d'un soluté “s” au nombre total de moles (solvant n_0 + solutés n_i) en

solution : $x = \frac{n_i}{n_0 + \sum n_i}$

Sa signification est analogue à celle de la pression partielle d'un gaz dans un mélange.

La fraction molaire est sans unité.

La somme des fractions molaires de toutes les composantes de la solution est toujours égale à 1.

Le *pourcentage molaire* est sa fraction molaire multipliée par 100%.

En solutions biologiques, la fraction molaire de l'eau est toujours très proche de 1 et celles des solutés très petites devant 1.

Exemple :

solution de 36 g de glucose ($M = 180$) dans un litre de solution aqueuse ($M = 18$ pour l'eau) :

- $n_{\text{glucose}} = 36 / 180 = 0,2$
- $n_{\text{eau}} = (1000 - 36) / 18 = 53,55$
- $f_{\text{eau}} = 53,55 / (0,2 + 53,55) = 0,99628$

Ainsi, on préfère utiliser la notion de concentration (quantité de soluté par unité de volume ou de masse de solution)

5-Concentration osmolaire et osmolale

En milieu liquide, les molécules de solvant et de soluté, neutres ou ioniques, se déplacent les unes par rapport aux autres et chacune d'entre elles constitue "une entité cinétique".

Une *osmole* (osm) représente un nombre d'entités cinétiques égal au nombre d'Avogadro. Ce nombre est rapporté soit au volume de solution (osmolarité, osm.L^{-1}), soit à la masse de solvant (osmolalité, osm.kg^{-1}).

L'osmolarité et l'osmolalité dépendent respectivement de la molarité (mol.L^{-1}) et de la molalité (mol.kg^{-1}) mais aussi du degré de dissociation α :

$$\alpha = \frac{\text{nombre de molécules dissociées}}{\text{nombre de molécules introduites}} = \text{taux de dissociation de la molécule}$$

Donc

la concentration osmolaire $\omega = iCM$ ($CM = \text{concentration molaire}$)

i est le taux d'ionisation de van't hof avec $i = \frac{\omega}{CM}$

$i = 1 + \alpha(\beta - 1)$ avec $\beta = \text{nombre d'ions libérés par la molécule dissociée}$
totalemment.

Exemples :

Urée ou glucose $\alpha=0$ et $i=1$ donc $CM = \omega$ (molécules neutre non électrolytiques)

5 mmol.L⁻¹ d'urée correspondent à 5 mosm.L⁻¹

► Les solution électrolytiques fortes $\alpha = 1$

- $AB \rightleftharpoons A^- + B^+$ $i=2$, on obtient $\omega = 2CM$

- 10 mmol.L⁻¹ de Na Cl correspondent à 20 mosm.L⁻¹

$$A_2B \Rightarrow 2A^- + B^{++} \quad i=3, \text{ on obtient } \omega = 3CM$$

► les solutions électriquement faible

$$AB \Leftrightarrow A^- + B^+ \quad 0 < \alpha < 1 \quad i=1+\alpha \Rightarrow \omega = CM(1+\alpha)$$

$$A_2B \Leftrightarrow 2A^- + B^{++} \quad i=1-2\alpha \Rightarrow \omega = CM(1-2\alpha)$$

6-Concentration équivalente ou normalité n:

Les corps en solution se dissocient en anions chargés(-) migrant vers l'anode et cations chargés (+)

migrant vers la cathode .on a $6,023 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19} = 96500$ Coulomb à l'anode et à la cathode.

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

L'équivalent gramme est défini par la quantité de soluté susceptible de mettre en jeu un transfert de charges électriques égales à $N.e$ — $N.e = 1F = 96500C$
($6,023 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}$). C'est-à-dire:

la quantité d'ion en gramme transportant une charge à un faraday c'est-à-dire un électron gramme .

Nombre de moles de charges élémentaires, positives ou négatives, par unité de volume de la solution

On appelle équivalent le nombre transporteurs de charges présents à la cathode et l'anode.

La dissociation des composés ioniques ou l'ionisation de composés polaires mis en solution produisent des ions, porteurs de charges positives ou négatives. La quantité d'ions formés s'expriment en *équivalents*.

La concentration équivalente est le nombre d'équivalents d'un ion par unité de volume de la solution.

C'est également le produit de : La concentration molaire X La valence de l'ion sa valeur s'exprime en Eq/L ou en mEq/L ou par kilogramme de solvant (nombres voisins pour les solutions aqueuses diluées). **$C_{eq} = C \times z$**

z = électrovalence de la molécule de soluté

- **Exemples**

- Une mole de NaCl, totalement dissocié, correspond à 1Eqg ; car la dissociation d'une molécule est accompagnée d'un transfert d'une charge électrique égale à $1e^-$.
- Une mole de CaCl_2 , totalement dissocié, correspond à 2Eqg ; car la dissociation d'une molécule est accompagnée d'un transfert d'une charge électrique égale à $2e^-$.
- Une mole de CH_3COOH , partiellement dissocié, correspond à 1Eqg, car la dissociation est susceptible d'être totale.

- Une mole d'urée correspond à 0Eq g, car le soluté est non dissociable.
- **Une solution électrolytique est électriquement neutre . Elle possède un nombre égale des ions de chaque signe on la caractérise en équivalents-grammes.**

$$C_{eq\ totale} = \sum C i^+ Z^+ + \sum C i^- Z^- \xrightarrow{\text{équilibre électrique}} \sum C i^+ Z^+ = \sum C i^- Z^-$$

(électro-neutralité)

7-Concentration ionique

L'ionarité ou concentration ionique est le nombre d'ion gramme contenu réellement dans l'unité de volume de la solution.

C^I = nombre total d'ion gramme /volume total de la solution .

$C^I = \beta CM$ *ion gramme/l* ou mole d'ion /l avec β =nombre d'ions fournis par la molécule en se dissociant .

Elle est exprimée habituellement en ion gramme par litre de solution (iong.l^{-1}). Dans le système international (MKS) l'unité utilisée est lion gramme par mètre cube (iong.m^{-3}).

Conclusion : à retenir

Les différentes manières de définir la concentration d'une solution biologique :

Concentration Pondérale

La masse par unité de volume de solution kg/m^3 , g/l , ng/ml , etc...

Concentration Molaire :

La quantité de matière par unité de volume de solution mol/m^3 , mmol/l , etc...

Concentration Molale :

La quantité de matière par unité de volume de solvant mol/kg , mmol/l d'eau

Concentration Osmolaire :

Le nombre d'entités cinétiques par unité de volume de solution osm/m^3 , mosm/L , etc...

Concentration Osmolale :

Le nombre d'entités cinétiques par unité de masse de solvant osm/kg , mosm/L d'eau

Concentration Equivalente:

Le nombre de charges par unité de volume* Eq/m^3 , mEq/L

	Multiples de la valeur de référence			Valeur de référence	Sous-multiples de la valeur de référence					
Préfixe	kilo-	hecto-	déca-		déci-	centi-	milli-			micro-
Valeur	1000	100	10	1	1/10	1/100	1/1000			1/1000000
Capacité	kilolitre (kL)	hectolitre (hL)	décalitre (daL)	litre (L)	décilitre (dL)	centilitre (cL)	millilitre (mL)			microlitre (μL)
Masse	kilogram- me (kg)	hectogram- me (hg)	décagram- me (dag)	gramme (g)	décigram- me (dg)	centigram- me (cg)	milligram- me (mg)			microgram- me (μg)

La concentration est la quantité d'un produit actif dissous dans l'unité de volume d'une solution.

Elle peut être exprimée en pourcentage (%) ou en unité de volume (g /L ; mg/L ; mg/mL ; mg/L)

Un produit dosé à x % signifie qu'il a x grammes de produit actif pour 100 ml.

Exemples :

Une ampoule de NaCl de 10 ml est dosée à 0,9 %, ainsi la dose **X** de NaCl contenue dans l'ampoule est de **0,09 g**

(car 0,9 % signifie **0,9 g dans 100 mL** ; soit 0,09 g dans 10 mL)

Un flacon de 10 mL est dosé à 30 g/L, ainsi ce flacon contient **0,3 g** soit 300 mg de principe actif
[$X = (30 \text{ g} \times 0,01\text{L}) / 1 \text{ L} = 0,30 \text{ g}$].

$$\text{Débit} = \frac{\text{Volume (en gouttes ou mL)}}{\text{Durée (en min ou h)}}$$

Le débit est le rapport d'un volume sur le temps