

# MILIEU INTERIEUR ET COMPARTIMENTS LIQUIDIENS – LES SOLUTIONS AQUEUSES



## I- Etats physiques de la matière

### BASES CHIMIQUES ET BIOCHIMIQUES :

- **Isotope** = même nombre de protons : gain ou perte de **neutrons**
- **Ion** : gain ou perte **d'électrons**
- **Eléments** (O, N, C...) : différent par leur nombre de **protons**

### ETATS PHYSIQUES DE LA MATIERE :

- **Matière** = association de **molécules**
- **Corps Pur** = matière contenant un **très grand nombre** de molécules **identiques**.
- **1 mole** = N molécules = **6. 10<sup>23</sup> molécules**  
 ⇒ qtté de molécules contenues dans x moles = x . N

### 2 forces agissent dans la matière :

- **Rassemblement**, par l'énergie de liaison  $E_L$
- **Dispersion**, par l'agitation thermique  $E_C$

Etat physique	SOLIDE	LIQUIDE	GAZEUX
Bilan Energétique	$E_L \gg E_C$	$E_L \approx E_C$	$E_L < E_C$
Phénomène Prédominant	Rassemblement	Equilibre	Dispersion
Caractéristiques	Cohérent, Indéformable	Cohérent, Fluide	Non cohérent, Fluide

## II- Définition et classification des solutions

### 1) Définitions

**Solution** = **SOLUTE** (corps dissous composée de molécules ou d'ions) + **SOLVANT** (composé moléculaire le plus abondant)

- ⇒ Mélange **homogène** (1 seule phase)
- ⇒ Stade **ultime** de l'état **dispersé** (au-delà = état gazeux)
- ⇒ Solution **neutre** = **moléculaire** ≠ **solution électrolytique** (ionique)

	MICROMOLECULAIRES (CRISTALLOÏDES)	MACROMOLECULAIRES (COLLOÏDALES)	SUSPENSIONS
Nbre d'atomes par molécule	< 10 <sup>3</sup>	10 <sup>3</sup> - 10 <sup>9</sup>	Particules
Taille moléculaire moyenne	< 1 nm	> 1 nm	> 500 nm
Ppté de dialyse	OUI	NON	NON
Propriété de sédimentation	NON	Lente (ultracentrifugation)	OUI
Ppté de migrat° par sédimentat°	NON	OUI (> 2000 g)	OUI (> 300 g)
Exemples	Urée, Glucose, NaCl, KCl ...	Hémoglobine, Insuline, Fibrinogène	Hématies, Bactéries

## III- Les différentes concentrations

MOLARITE	MOLALITE
<b>mmol.L<sup>-1</sup> de SOLUTION</b>	<b>mmol.L<sup>-1</sup> D'EAU (solvant)</b>
Recommandée par l' <b>OMS</b> en biologie médicale. Désignée par le suffixe <b>-émie</b> (ex : <b>anémie</b> )	$C_m = \frac{C^M}{f_{H_2O}} = \frac{C^M}{\phi}$
$M_{H_2O} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$ <b>c<sup>m</sup> de l'eau à 4°C</b> = 1000 g.L <sup>-1</sup> <b>C<sup>M</sup> de l'eau</b> = c <sup>m</sup> / M <sub>H<sub>2</sub>O</sub> ≈ 55,5 mol.L <sup>-1</sup>	$\phi = \text{fract}^\circ \text{ aqueuse du plasma}$ Intervient dans les relations de Fick, Van't Hoff et de Donnan

/!\ un kg de glace fait **plus** d'un litre.

- ⇒ On **préfère** mesurer la **molalité** car dans un kg d'eau, le nbre de moles de soluté est indépendante de  $\theta$
- ⇒ Si on utilise la molarité, 1L d'eau ne contient plus le même nbre de moles de soluté (*glace* → - de moles de soluté.L<sup>-1</sup>)

**Osmose** = déplacem<sup>t</sup> d'eau à travers une mb  $C^R$  pour **équilibrer les C°** en particules.  
 ⇒ est donc conditionnée par le nbre de particules.

NOM		FORMULE	UNITES	REMARQUES
FRACTION MOLAIRES $f$		$f = \frac{\text{nombre de moles du composé étudié}}{\text{nombre de moles total de la solution}}$	Pas d'unité !	<u>Ex</u> : solution isotonique NaCl à 0,9%. Il contient donc 0,9g de NaCl pour 100g de solution soit 9g de NaCl pour 1L de solut°  Rq : $f_{\text{H}_2\text{O}}$ est très proche de 1 car l'eau (solvant) est le composé le plus abondant dans les liquides biologiques
C° PONDERALE/MASSIQUE $c^m$		$c^m = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{volume de solvant ou solution}}$	g de soluté. L <sup>-1</sup> de SOLVANT/SOLUTION	<u>Ex</u> : peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) à 3% → 3g pour 100g donc pour 100 mL de solution Donc $c^m = 30\text{g.L}^{-1}$
C° Molécul <sup>R</sup> volumique	C° molaire = MOLARITE $C^M$	$C^M = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume de la solution}}$	mmol .L <sup>-1</sup> de SOLUTION	
	C° ionique = IONARITE $C^I$	$C^I = v . C^M$ $v = \text{nbre d'ions obtenus par dissociation de la molécule}$	mmol d'ion.L <sup>-1</sup> de SOLUTION	<u>Ex</u> : $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^- = 3 \text{ ions (v)}$
	C° équivalente = NORMALITE $C^N$	$C^N = z . C^M$ $z = \text{nombre de liaisons ioniques}$	mEq. L <sup>-1</sup> de SOLUTION	<u>Ex</u> : $\text{CaCl}_2 = 2 \text{ liaisons (z)}$
C° osmolaire = OSMOLARITE*		$C^O = i . C^M$  $i = \text{coeff d'ionisat}^\circ \text{ de Van't Hoff} = \text{nbre d'osmoles (mole de particule osmotique : molécules ou ion) obtenue par molécule de soluté.}$  $i = 1 + \alpha (v - 1)$  $v = \text{nombre d'ions que peut former une molécule}$  $\alpha = \text{coeff de dissociat}^\circ = \text{proportion de molécules qui va effectivement se décomposer en } v \text{ ions.}$	mosm. L <sup>-1</sup> de SOLUTION	Nombre de particules de soluté dissoutes dans une solution biologique.  <b>Osmolarité plasmatique</b> = 300 mosm.L <sup>-1</sup>  <u>Ex</u> : NaCl va se décomposer <i>totalem</i> ent en $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ → $\alpha = 1$ → 2 particules formées  <u>Ex</u> : le glucose ne va pas se dissocier dans l'eau → $\alpha = 0$ → 1 particule formée → mais $v = 0$ car pas d'ions
C° Moléculaire massique $C^m$ = MOLALITE		$C^m = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{masse de solvant}}$	mmol. L <sup>-1</sup> D'EAU (UI = mol.kg <sup>-1</sup> )	/!\ se calcule normalement par kg de solvant → conversion automatique car 1kg = 1L d'eau
C° osmolale = OSMOLALITE		$C^o = i . C^m$	mosm. L <sup>-1</sup> D'EAU (UI = mol.kg <sup>-1</sup> )	

\*osmoles = moles . i