

I- Dissolution, dissociation, solvation

1) Généralités

Un soluté peut être constitué de molécules :

- **Non dissociées** → électriquement **neutres**
- **Dissociées** → **cations** et **anions** en quantité égale

En dissolvant un **crystal (SOLUTE solide)** dans de **l'eau (SOLVANT)** on obtient une **solution ionique = ELECROLYTE** (fort ou faible)

- le soluté est donc **IONISE** (selon un coefficient d'ionisation)
- la solution permet le **passage du courant électrique** (mesurable)

Quel intérêt en médecine ?

- la **concentration en H⁺** (principal ion du corps humain) permet de mesurer le **pH** (qui donne l'acidité du milieu)
- la régulation du pH est étroite de par **l'interférence** des ions H⁺ avec les **liaisons faibles** (hydrogène & Van der Waals)

DISSOCIATION vs. DISSOLUTION

H₂O = solvant dissociant

- ✓ Dissolution de **NaCl** dans l'eau → **Na⁺ et Cl⁻** sont dissociés
- ✓ Dissolution du **glucose** dans l'eau → **pas** de dissociation

2) Dissolution des ions

Le NaCl est organisé en un **réseau cristallin** en **dehors** de l'eau grâce à la **force de Coulomb** (liaison **électrostatique**)

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{qq'}{r^2}$$

q et q' → **charges** de l'anion et du cation
r → **distance** séparant les 2 ions
ε₀ → **Permittivité** du vide = 1

Plongé dans l'eau, le NaCl se dissocie à cause de la **permittivité élevée de l'eau** qui :

- ⇒ ↓ la force de **coulomb** d'un facteur 80
- ⇒ ↗ la **distance** séparant les ions

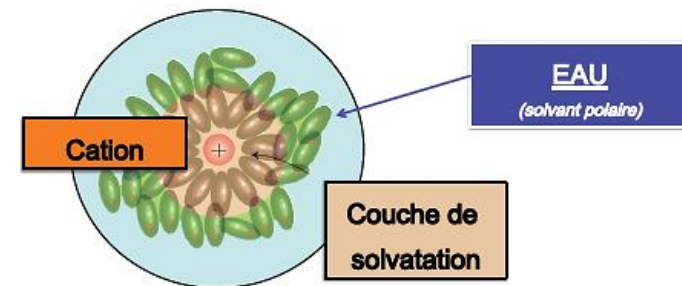
Lorsque la **dissociation est complète**, on parle d'un **électrolyte fort**

Lorsque la **dissociation est incomplète**, on parle d'**électrolyte faible**

3) Phénomène de solvation

Solvation = « hydratation des ions »

- résulte de l'attraction exercée par un **cation** sur les pôles négatifs des dipôles aqueux
- le cation s'entoure de molécules d'eau qui forment une **couche de solvatat***
- la **mobilité du cation diminue**



4) Activité, concentration et force ionique

Dans une solution ionique, les ions vont être entourés d'ions de signe opposé qui s'opposent au mouvement de l'ion central.

La **force ionique μ** tient compte des interactions de tous les ions de la solut^o :

$$\mu = \frac{1}{2} \sum C_i^i Z_i^2$$

- C_i = **ionarité** de l'ion i (mmol d'ion.L⁻¹)
- Z_i = **charge** de l'ion i

A cause de ces interactions électrostatiques, **l'activité A** (concentration apparente) d'une espèce chimique est inférieure à la **concentration molaire C^M** (concentration réelle).

→ $\gamma < 1$. Il est **sans d'unité** (c'est le **coefficient d'activité**)

$$A = \gamma \cdot C^M$$

Pour un **MILIEU TRES DILUE** : $\mu < 0,001 \rightarrow \gamma \approx 1 \rightarrow A \approx C^M$

II- Propriétés électriques

1) Conductivité

Une solution ionique est **conductrice d'électricité** (\neq huile, eau pure, solution glucosée ...)

Soit **R** la **résistance électrique** d'une solution électrolytique :

$$R = \rho \cdot \frac{L}{S}$$

ρ = **résistivité** ($\Omega \cdot m$)

L = **longueur**

S = **section** (m^2)

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

Conductivité χ (en $S \cdot m^{-1}$) = **inverse de la résistivité ρ**

2) Mobilité ionique U

La **vitesse** d'un **ion i** de charge q soumis à un **champ électrique \vec{E}** dépend de :

- ✓ La force **électrique** $\vec{f}_e = q\vec{E}$ qui tend à **faciliter** le déplacement
- ✓ La force de **friction** $\vec{f}_f = -6\pi\eta r\vec{v}$ qui tend à **s'opposer** au déplacement

→ Si $\vec{f}_e = \vec{f}_f$ alors l'ion se déplace à **vitesse constante**

On définit la **MOBILITE IONIQUE** (en $m^2 \cdot V^{-1} \cdot s^{-1}$) comme étant :

$$U = \frac{q}{6\pi\eta r}$$

S'exprime en terme de **vitesse dans un champ électrique unité**

Lorsque la $\theta \nearrow$, la $\eta \searrow \Rightarrow$ la **mobilité U \nearrow**

3) Nombre de transfert ou de transport

Pour un **CATION**, on regarde sa **capacité à transporter des CHARGES +** et pour les **ANIONS** les **CHARGES -**

CATION	ANION
t_+ = nombre de transfert des cations I_+ = fraction du courant correspondant au déplacement des charges +	t_- = nombre de transfert des anions I_- = fraction du courant correspondant au déplacement des charges -
$t_+ = \frac{I_+}{I_-} = \frac{U_+}{U_+ + U_-}$	$t_- = \frac{I_-}{I_+} = \frac{U_-}{U_+ + U_-}$

4) Relation de Kohlrausch

Pour un **électrolyte binaire** (2 sortes d'ion) de **valence z** (nombre de liaisons entre anions & cations), la **conductivité** s'exprime :

$$\chi = \mathfrak{F} \cdot C^M \cdot z \cdot \alpha (U_+ + U_-)$$

- ⇒ **C^M** = concentration molaire en **mmol.m⁻³** (**piège QCM +++**)
- ⇒ **z** = valence de l'électrolyte
- ⇒ **U₋** = mobilité de l'anion en $m^2 \cdot V^{-1} \cdot s^{-1}$
- ⇒ **U₊** = mobilité du cation en $m^2 \cdot V^{-1} \cdot s^{-1}$
- ⇒ **\mathfrak{F}** = 1 **Faraday** = **96500 Coulombs** = $6,023 \cdot 10^{23} \times e^-$ (charge de l'électron)
- ⇒ **α** le coefficient de **dissociation**

➤ Formule très utilisée pour **déduire** la **concentration molaire C^M**