

## PARTIE 2 - COMPRENDRE : LOIS ET MODÈLES

### Chapitre 10 : Dissolution de composés ioniques ou moléculaires (p. 169)

#### Savoir-faire :

- ✓ Prévoir si un solvant est polaire.
- ✓ Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'un solide ionique.
- ✓ Savoir qu'une solution est électriquement neutre.
- ✓ *Élaborer et réaliser un protocole de préparation d'une solution ionique de concentration donnée en ions.\**
- ✓ *Mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique d'un solvant.\**

(\*) *Savoir-faire expérimentaux.*

#### TP n°14 : Dissolution de solides ioniques

### I- Comment prévoir si un solvant est polaire ? (p. 172)

Une **solution** est obtenue par dissolution d'un **soluté**, ionique ou moléculaire, dans un **solvant**. Lorsque le **solvant est l'eau**, la solution obtenue est une **solution aqueuse**.

#### 1. Les solvants polaires (p. 172)

Un solvant constitué de **molécules polaires** est un **solvant polaire**.

##### Exemple :

- L'eau, l'éthanol, l'acétone (ou propanone).

#### 2. Les solvants apolaires (p. 172)

Un solvant constitué de **molécules apolaires** est un **solvant apolaire**.

Les solvants dont les molécules ne comportent que des atomes de carbone et d'hydrogène sont **apolaires**.

##### Exemple :

- Le cyclohexane ( $C_6H_{12}$ ), le tétrachlorométhane ( $CCl_4$ ).

**Exercices n°(7), 8, (9) p. 180**

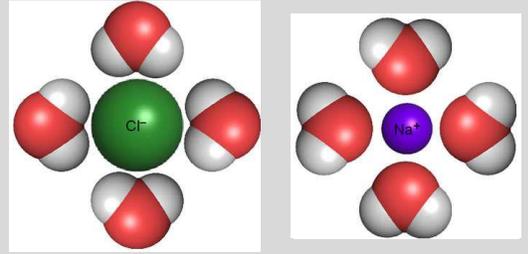
### II- Comment expliquer la dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire ? (p. 173)

#### 1. Dissolution d'un solide ionique (p. 173)

La dissolution d'un solide ionique se déroule en trois étapes : la **dissociation**, la **solvatation** et la **dispersion**.

→ La **dissociation** : les interactions électriques qui apparaissent entre les molécules d'eau et les ions fragilisent la structure du solide en affaiblissant les interactions électrostatiques entre les ions.

→ La **solvation** (ou **hydratation**) : les molécules d'eau entourent chaque ion et le stabilise, ce qui empêche les ions de se rapprocher pour se lier de nouveau. Elles s'orientent afin de présenter le pôle de signe opposé à la charge de l'ion. Les ions sont dits **solvatés** (ou **hydratés** lorsque le solvant est l'eau).



→ La **dispersion** : les ions sont dispersés dans la solution, ils ne sont plus du tout en interaction entre eux.

Dans un autre solvant polaire, la dissolution d'un solide ionique se fait de la même façon.

#### Remarques :

- Un ion s'entoure d'autant plus de molécules d'eau qu'il est petit et que sa charge est grande car l'interaction coulombienne est plus intense (distance plus petite et charge plus élevée).
- C'est lors de l'hydratation des ions que certains ions prennent des colorations particulières.

## 2. Équation d'une réaction de dissolution dans l'eau (p. 173)

Au cours d'une dissolution, il y a **conservation de la matière et des charges électriques**.

L'**équation de dissolution** d'un solide ionique s'écrit :



Une **solution ionique est électriquement neutre** : la quantité de charges élémentaires positives est égale à la quantité de charges élémentaires négatives.

#### Remarque :

- On ne peut pas dénombrer les molécules d'eau solvatant un ion, on notera alors **(aq)** à la suite de la formule de l'ion hydraté.

**Exercices n°10, (11), 12 p. 180**

## III- Comment déterminer la concentration d'un ion en solution ? (p. 175)

### 1. Concentration molaire en soluté apporté (p. 175)

La concentration molaire d'une solution **en soluté apporté** est noté **C(S)**. Elle est égale au rapport de la quantité de soluté  $n(S)$  mise en solution par le volume  $V_{sol}$  de solution :

$$C(S) = \frac{n(S)}{V_{sol}} \quad \text{avec } n(S) \text{ en mole (mol), } V_{sol} \text{ en litre (L) et } C(S) \text{ en mole par litre (mol.L}^{-1}\text{)}$$

### 2. Concentration molaire effective des ions en solution (p. 175)

La concentration molaire **effective** (ou **réelle**) d'une espèce en solution est noté **[X]**. Elle est égale au rapport de la quantité  $n(X)$  présente dans la solution par le volume  $V_{sol}$  de solution :

$$[X] = \frac{n(X)}{V_{sol}} \quad \text{avec } n(X) \text{ en mole (mol), } V_{sol} \text{ en litre (L) et } [X] \text{ en mole par litre (mol.L}^{-1}\text{)}$$

#### Remarque :

- L'équation de dissolution ou l'écriture de la solution ionique permet de connaître le nombre stœchiométrique correspondant à chaque ion. La concentration molaire effective d'un ion est alors le produit de la concentration en soluté apporté par le nombre stœchiométrique.

**Exercices n°16, (17), 19 p. 181, n°20 et 22 p. 182**

## IV- Comment expliquer la dissolution d'un composé moléculaire dans un solvant ? (p. 174)

TP n°15 : Préparation d'une solution ionique - extraction d'une espèce chimique en solution

### 1. Dissolution d'un soluté polaire dans solvant polaire (p. 174)

Les solutés moléculaires **polaires** sont solubles dans les solvants moléculaires **polaires**.

#### Remarque :

→ Cette solubilité s'explique par des liaisons de Van der Waals qui s'établissent entre les molécules de soluté et les molécules de solvant.

#### Exemple :

- La butanone (polaire) dans l'acétone (polaire).

Dans certains cas, en plus, la solubilité est favorisée par des **liaisons hydrogène** qui se créent entre les molécules de solutés et celles de solvant.

#### Exemple :

- Le sucre (saccharose) (polaire) dans l'eau (polaire).

#### Remarque :

→ Ces liaisons hydrogène soluté -solvant sont parfois si fortes qu'elles cassent certaines liaisons covalentes du soluté et on retrouve des ions en solution et non pas des molécules :



### 2. Dissolution d'un soluté apolaire dans solvant apolaire (p. 174)

Les solutés moléculaires **apolaires** ou **peu polaires** sont généralement solubles dans les **solvants apolaires**.

#### Exemple :

- La molécule de diiode  $\text{I}_2$ , peu soluble dans l'eau, est très soluble dans le cyclohexane  $\text{C}_6\text{H}_6$  qui est un solvant apolaire.

#### Remarque :

→ Un solvant apolaire ne peut pas donner lieu à des solutions électrolytiques car il ne permet pas la dissolution de solides ioniques.

### 3. Extraction par solvant

La **solubilité** d'une espèce dans une solution est la masse maximale de l'espèce pouvant être dissoute par litre de solution.

Elle s'exprime en **gramme par litre** ( $\text{g.L}^{-1}$ ).

Pour **extraire** une espèce chimique d'un mélange, on peut ajouter un solvant dans lequel l'espèce à extraire est **plus soluble** que dans le milieu de départ. Le solvant ajouté et le mélange initial doivent être **non-miscibles**.

On peut ainsi les séparer en utilisant une **ampoule à décanter**.

*Exercices n°(13) p. 180, n°14, (15) et 18 p. 181*