

**Chapitre 09: Comment expliquer le comportement des solutions ?****I. Expliquons la mise en solution moléculaire.****1. Le solide moléculaire.**

Comme son nom peut le laisser deviner un solide moléculaire est un solide constitué uniquement de molécules.

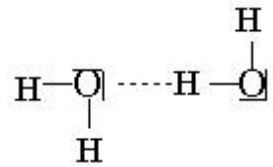
Par définition une molécule est un ensemble neutre qui ne porte pas de charge électrique donc la force électrostatique ne peut s'exercer directement entre deux molécules.

Comme les liaisons des molécules peuvent être polarisées, les molécules sont soumises à des interactions de van der Waals.

Un atome A est plus électronégatif qu'un atome B si il attire à lui les électrons de la liaison covalente A-B
Une liaison est polaire si une liaison covalente relie un atome plus électronégatif qu'un autre. Le doublet est plus proche de l'atome le plus électronégatif.

Les liaisons hydrogènes s'ajoutent aux interactions de Van der Waals, elles se créent quand **un atome d'hydrogène lié à un atome A très électronégatif interagit avec un atome B très électronégatif et porteur d'un doublet non liant. Les atomes A et B sont essentiellement des atomes de fluor (F), oxygène (O), azote (N).**

Toutes molécules qui possèdent un groupe **-O-H** : a des liaisons hydrogènes qui participent à la cohésion du solide.

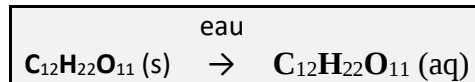
**2. Dissolution de molécules dans un solvant.**

Prenons comme solvant, l'eau : la molécule d'eau est composée de deux liaisons polarisées **O – H**.

La grande solubilité du saccharose dans l'eau résulte :

- Des interactions de Van Der Waals qui interviennent entre les molécules de soluté (le saccharose) et les molécules de solvants (eau) ;
- Et la formation de nombreuses liaisons hydrogène qui s'établissent entre les molécules de soluté (le saccharose) et les molécules de solvants (eau).

L'équation de dissolution :



La concentration molaire volumique **C (s)** en soluté apporté est égale au quotient de la quantité de matière **n (s)** en soluté apporté par le volume **V** de la solution :



$$C(s) = \frac{n(s)}{V}$$

- * **C (s)** concentration en soluté apporté en mol / L
- * **n (s)** quantité de matière de soluté apporté en mol
- * **V** volume de la solution aqueuse obtenue en L.

3. Extraction d'une espèce chimique.

- Mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique d'un solvant.

Pour extraire une espèce chimique d'un mélange, il faut ajouter un solvant non miscible et dont la solubilité de l'espèce chimique à extraire soit plus importante que le solvant de départ.

Miscibilité de 2 solvants.

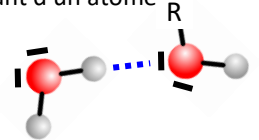
A partir de ce que nous avons vu, nous pouvons affirmer que **2 solvants sont miscibles car entre les 2 types de molécules il y a des interactions attractives de type Van der Waals qui se créent. De plus, il se crée des liaisons hydrogènes importantes.**



Première S : B – Comprendre.

Exemple 1: l'eau et le propan-1-ol soient miscibles en toute proportion : les liaisons hydrogène agissent entre un atome d'hydrogène lié par une liaison covalente à un atome électronégatif d'une molécule, et un doublet non liant d'un atome d'une autre molécule.

Exemple 2 : l'huile et l'eau ne se mélange pas. L'huile est une molécule apolaire ne comportant pas d'atome d'oxygène, azote ou fluor. La molécule ne peut pas former d'interaction de type Van der Waals et ne peut pas former de liaisons hydrogène. Elle est donc insoluble à l'eau.



Cas de solvant particuliers.

- Recueillir et exploiter des informations sur les applications de la structure de certaines molécules (super absorbants, tensioactifs, alginates, etc.).

Certains solvants présentent à la fois une partie polaire et une partie apolaire dans leur molécule. Ce sont des solvants amphiphiles ou tensio-actifs. Ils sont très fréquemment utilisés lorsqu'il faut dissoudre dans un milieu donné des produits incompatibles avec ce milieu (produits apolaires dans l'eau, produits polaires dans un solvant apolaire, tels que peintures ...).

II. Expliquons la mise en solution d'un solide ionique.

1. Le solide ionique



Un solide (ou cristal) ionique est un assemblage compact et ordonné d'anions et de cations assimilables à des sphères dures. Un solide ionique est **électriquement neutre**.
Sa formule, dite **formule statistique**, indique la nature et la proportion des ions présents.

Ex : le chlorure de sodium

Le chlorure de sodium est constitué d'un assemblage compact et ordonné d'ions sodium et d'ions chlorure.

La formule statistique du cristal est NaCl.

Le cristal est électriquement neutre : il contient autant d'ions sodium

Na^+ (qui chacun porte une charge « +e ») que d'ions chlorure Cl^- (qui chacun porte une charge « -e »).

Hydroxyde de cuivre II : $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Nitrate d'argent :

$\text{Ag}(\text{NO}_3)_2$

Carbonate de calcium: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Nitrate d'aluminium : NH_4NO_3

Sulfate de baryum :

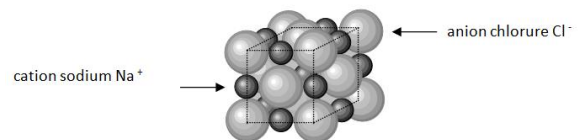
BaSO_4

Sulfate d'ammonium: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Chlorure de cuivre II : CuCl_2

Carbonate d'ammonium : $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Phosphate d'argent : Ag_3PO_4



2. Interaction électrostatique et loi de Coulomb.

Dans un cristal ionique, chaque ion s'entoure d'ions de charges opposées.



L'interaction électrostatique (interaction de Coulomb) existant entre ces ions de charges contraires assure la cohésion du solide ionique.

Les forces d'attraction électriques entre les ions de signes opposés l'emportent sur les forces de répulsion entre les ions de même signe.

3. Explication de la dissolution.

D'une part le chlorure de sodium est un solide ionique. C'est un empilement compact et ordonné d'ion sodium et d'ions chlorure. D'autre part, l'eau est un solvant polaire.

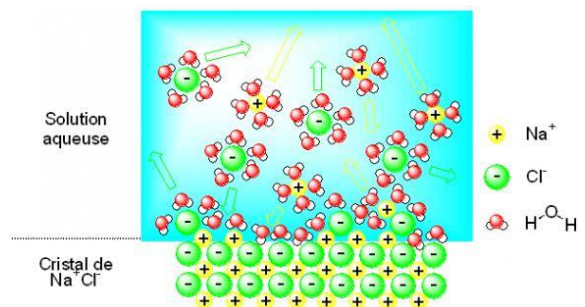
► Première étape : Dissociation du solide ionique.

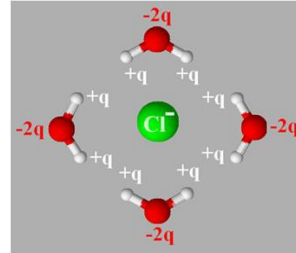
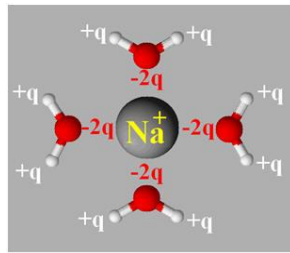
- Les ions sodium sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau et les ions chlorure sont attirés par les pôles positifs des molécules d'eau.

- Ce phénomène entraîne la diminution des interactions entre les cations et les anions du cristal. Des interactions coulombiennes apparaissent entre les molécules d'eau et le cristal ionique. Sous l'effet de ces interactions les ions du solide ionique se séparent.

► Deuxième étape : Hydratation des ions.

Les ions sodium Na^+ et les ions chlorure Cl^- s'entourent d'un cortège de molécules d'eau. Ils sont hydratés.





III. Conservation de la matière lors d'une dissolution.

- 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.

1. L'équation de dissolution.

Après avoir dissous un solide ionique dans l'eau, on obtient une solution aqueuse ionique constituée d'anions et de cations. C'est une **solution ionique** ou **électrolytes**.

Bien qu'elle soit **électriquement neutre**, celle-ci **conduit le courant**.

Equation de la dissolution : $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$



2. Concentration molaire d'une

solution ionique et d'une espèce dissoute.

La concentration molaire d'une espèce dissoute X :



$$[X] = \frac{n_X}{V} \quad \begin{cases} [X] : \text{concentration molaire (mol.L}^{-1}\text{)} \\ n_X : \text{quantité de matière de soluté (mol)} \\ V : \text{volume de la solution (L)} \end{cases}$$

Exemple d'une solution de Chlorure de cuivre (II) :

On note c la concentration molaire de la solution.

D'après l'équation de dissolution du solide : $\text{CuCl}_2 \text{ (s)} \rightarrow 1 \text{ Cu}^{2+} + 2 \text{ Cl}^-$

On a pour **une mole** de solide dissocié, une mole de $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$ qui apparaît et **deux moles** de $\text{Cl}^- \text{ (aq)}$ qui apparaît.

Pour le calcul des concentrations, le volume V est identique : $[\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}] = 1c$ $[\text{Cl}^- \text{ (aq)}] = 2c$

Exercice type :

On prépare une solution aqueuse de sulfate de sodium $\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (s)}$.

Pour ce faire, on dissout une masse $m = 14,2 \text{ g}$ de soluté dans l'eau. Le volume de la solution obtenue est $V = 0,500 \text{ L}$.

Déterminer la concentration en soluté apporté de cette solution.

- Concentration de la solution en soluté apporté :

Relation 1 : $C(s) = \frac{n(s)}{V}$ avec $n(s) = \frac{m(s)}{M(s)}$ d'où $C(s) = \frac{m(s)}{V \cdot M(s)}$

- Masse molaire du soluté :

$$M(s) = 2M(\text{Na}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

$$M(s) \approx 2 \times 23,0 + 32,1 + 4 \times 16,0$$

$$M(s) \approx 142 \text{ g/mol}$$

Concentration en soluté apporté :

$$C(s) = \frac{m(s)}{V \cdot M(s)} \approx \frac{14,2}{0,500 \times 142}$$

$$C(s) \approx 0,200 \text{ mol/L}$$

Déterminer la concentration molaire en chaque espèce dissoute.

Le tableau d'avancement permet de déterminer l'état final et d'avoir le bilan de quantité de matière.

Équation bilan		$\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (s)}$	$\rightarrow$	$2 \text{ Na}^+ \text{ (aq)}$	$+$	$\text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$
État initial	$x = 0$	$n(s) \approx$		0		0
État final	$x = x_{\text{max}}$	$n(s) - x_{\text{max}} = 0$		$2 x_{\text{max}} = 2 n(s)$		$x_{\text{max}} = n(s)$

- Concentration des ions sulfate.

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(s)}{V} \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = C(s) = 0,20 \text{ mol/L}$$

- Concentration des ions sodium :

$$[\text{Na}^+] = \frac{2 n(s)}{V} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 2 C(s) = 0,40 \text{ mol/L}$$