

Matière et interactions

" Interactif : tout ce qui vous empêche de communiquer avec vos proches, parce que vous passez des heures sur un PC à surfer sur internet ou à jouer en réseau. "

Luc Fayard, journaliste français, dictionnaire impertinent des branchés

Prérequis :

- ✓ Les **ions** sont chargés négativement.
- ✓ Les **électrons** sont chargés négativement.
- ✓ Une **molécule** est électriquement neutre.
- ✓ Une **liaison covalente** est la mise en commun de deux électrons par deux atomes.
- ✓ L'eau permet de dissoudre certaines espèces appelées **solutés**.
- ✓ Les **solutions aqueuses** peuvent contenir des ions ou des molécules.
- ✓ La **concentration molaire** est le rapport de la quantité de matière de soluté sur le volume de la solution.
- ✓ Une solution de concentration donnée peut être préparée à l'aide d'une **fiole jaugée**.

Objectifs :

- ✓ Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires.
- ✓ Connaître les forces intermoléculaires.
- ✓ Prévoir et utiliser la polarité d'un solvant pour dissoudre des solutés.
- ✓ Ecrire et exploiter l'équation de dissolution d'un solide ionique.

Les applications dans la vie de tous les jours :

- ✓ Les températures de fusion sont très différentes selon les solides. Elles dépendent des forces de cohésion entre les entités microscopiques.

I – Polarité :1) Electronégativité d'un élément chimique :

Un atome A est plus électronégatif qu'un atome B s'il a tendance à attirer à lui les électrons de la liaison covalente qui le lie à B.

H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,9	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar

D'après l'échelle de Pauling (1932), l'électronégativité χ (khi) augmente le long d'une période et diminue le long d'une famille dans la classification périodique.

Exemple : F est plus électronégatif que O, Li est plus électronégatif que Na.

2) Liaison polaire :

Lorsqu'une liaison covalente relie un atome A plus électronégatif qu'un atome B, alors la liaison A-B est dite polaire : les électrons sont attirés par A.

Différence d'électronégativité	Caractère de la liaison	Exemples
$ \Delta\chi < 0,5$	Non polarisée	F – F
$0,5 \leq \Delta\chi < 1,6$	Polarisée	${}^{+\delta}\text{H} - \text{F}^{-\delta}$
$ \Delta\chi > 2,0$	Ionique	$\text{Na}^+ \text{F}^-$

3) Polarité d'une molécule :

Une molécule est polaire si le barycentre P des charges positives ne coïncide pas avec le barycentre N des charges négatives. Dans le cas contraire, elle est apolaire.

Exemples :

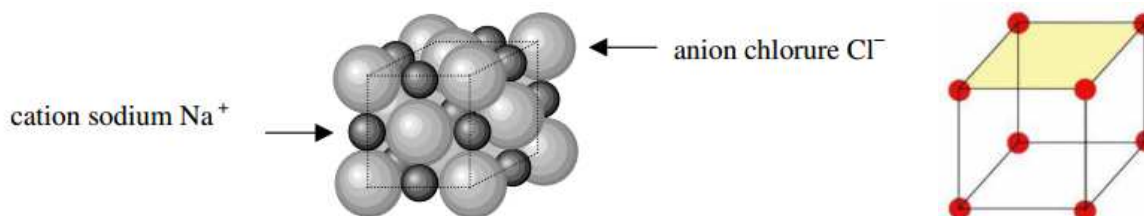
Molécule polaire	Molécule apolaire

II – Cohésion des solides :

1) Cas des solides ioniques :

Un solide ionique est constitué d'un empilement compact régulier de cations et d'anions en nombres tels que la neutralité électrique du cristal est assurée.

Exemple du chlorure de sodium NaCl :



La cohésion d'un solide ionique est assurée par l'interaction électrique (loi de Coulomb). Il est donc nécessaire qu'à un cation succède un anion, pour éviter les répulsions entre ions de même signe.

2) Cas des solides moléculaires :

La cohésion des solides moléculaires a pour origine l'interaction électrostatique entre molécules polaires, nommés « liaisons de Van der Waals ».

Exemple :



Parfois, certaines liaisons de Van der Waals prennent le nom de liaisons hydrogène, environ 10 fois plus « difficile » à rompre, se formant entre un atome d'hydrogène (peu électronégatif) et des atomes très électronégatifs (F, O, N).

Exemple :

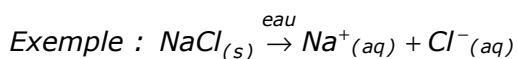


III – Dissolution d'espèces chimiques :

1) Cas des solides ioniques :

Un solvant polaire peut dissoudre un solide ionique en 3 étapes :

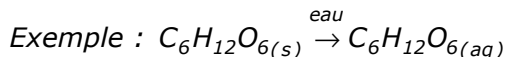
- ✓ Dissociation : rupture par le solvant des liaisons ioniques.
- ✓ Solvatation (ou hydratation) : établissement de liaisons entre un ion et les molécules du solvant.
- ✓ Dispersion : éparpillement des ions par agitation.



2) Cas des solides moléculaires :

Un solvant polaire pourra dissoudre un solide moléculaire polaire. Un solvant apolaire sera approprié pour un solide moléculaire apolaire.

Le mécanisme de dissolution est le même, mais sans l'étape de dissociation.

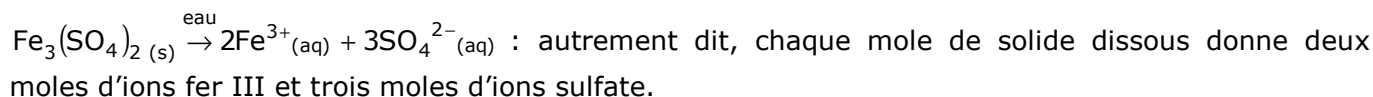
3) Concentration molaire réelle (ou effective) des ions :

On souhaite calculer la concentration molaire en ions fer III dans une solution aqueuse de sulfate de fer (III) de concentration en soluté apporté C égale à $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Etape 1 : Détermination de la formule du sulfate de fer (III)

Il faut 2 ions Fe^{3+} pour 3 ions SO_4^{2-} pour que le solide soit électriquement neutre.
D'où la formule du solide ionique : $Fe_3(SO_4)_2(s)$

Etape 2 : Ecriture de l'équation de la dissolution de ce solide dans l'eau



Etape 3 : Bilan de quantités de matière

$$n_f(Fe^{3+}) = 2n_i(Fe_3(SO_4)_2)$$

Etape 4 : Bilan de concentration

En divisant par le volume de la solution, on obtient la concentration en ion fer III :

$$[Fe^{3+}] = 2C = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$