

C4 : DISSOLUTION DE SOLIDES

Plan du chapitre

Polarité d'un solvant

- Conditions de polarité d'une molécule
- Cas des liaisons C-H
- Solvant polaire et solvant apolaire

Dissolution d'un solide ionique

- Étapes de la dissolution
- Concentration en ions d'une solution

Dissolution d'un solide moléculaire

Polarité d'un solvant

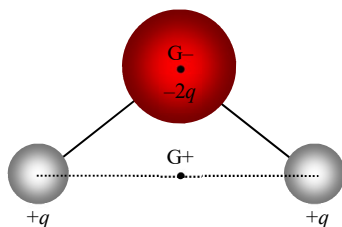
🔗 Prévoir si un solvant est polaire.

■ Conditions de polarité d'une molécule

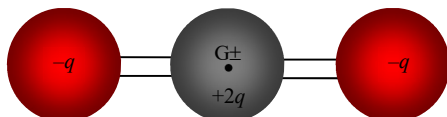
Une molécule est **polaire** si :

- elle possède des liaisons polarisées ;
- les positions moyennes des charges partielles positives et des charges partielles négatives ne coïncident pas.

Si l'une au moins deux conditions n'est pas vérifiée, alors la molécule est apolaire.



La molécule d'eau est polaire car la position moyenne des charges partielles positive (G^+) ne coïncident pas avec la position moyenne des charges négatives (G^-)



La molécule de dioxyde de carbone n'est pas polaire. Elle possède bien deux liaisons polarisées, mais la position moyenne des charges partielles positive coïncident pas avec la position moyenne des charges négatives.

Carbone tétraédrique

Les 4 liaisons d'un atome de carbone tétraédrique sont orientées dans l'espace de telle manière que, dans le cas où ces 4 liaisons présentent une polarisation égale, ces polarisations s'annulent par symétrie.



La molécule de tétrafluorométhane ci-dessus n'est pas polaire, malgré la polarisation des liaisons C-F, car la position moyenne des charges négatives portées par les atomes de fluor coïncide avec la position de la charge positive portée par l'atome de carbone.

■ Cas des liaisons C-H

L'électronégativité de carbone (2,6) et de l'hydrogène (2,2) étant assez voisine, une liaison C-H n'est pas polarisée. Donc, une molécule uniquement composée de C et de H (hydrocarbure) est **apolaire**.

■ Solvant polaire et solvant apolaire

Un solvant constitué de molécules polaires est polaire.
Un solvant constitué de molécules apolaires est apolaire.

Un solvant polaire dissout mieux les solides chargés (ioniques) ou polaires que le solvant apolaire (et réciproquement).

Exercice 1 Solvants polaire et apolaire

TP C4.1 : Extractions d'espèce chimiques

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

Objectif : Trouver et mettre en œuvre un protocole permettant d'extraire le diiode I_2 d'une solution aqueuse contenant du sulfate de cuivre et du diiode dissous.

Dissolution d'un solide ionique

🔗 Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'un solide ionique.

🔗 Savoir qu'une solution est électriquement neutre.

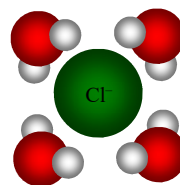
■ Étapes de la dissolution

La dissolution d'un solide ionique comprend trois étapes :

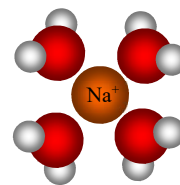
- la dissociation des ions du solide ;
- leur solvataion : chaque ion est entouré de molécules de solvant ;
- la dispersion des ions dans le solvant.

Les solides ioniques se dissolvent mieux dans les solvants polaires que dans les solvants apolaires.

🌐 Dissolution d'un solide ionique



Un anion solvaté est entouré de molécules d'eau présentant leurs atomes d'H chargés δ^+



Un cation solvaté est entouré de molécules d'eau présentant leurs atomes d'O chargé δ^-

■ Concentration en ions d'une solution

Un cristal ionique est une association de cations et d'anions. Le cristal est globalement électriquement neutre. Les charges positives portées par les cations doivent donc compenser les charges négatives portées par les anions.

🔗 Exemple : le chlorure de calcium

Le chlorure de calcium est composé d'ions chlorure Cl^- et d'ions calcium Ca^{2+} . Il comporte deux fois plus d'ions chlorure que d'ions calcium afin d'être électriquement neutre. Sa formule est $CaCl_2$.

Son équation de dissolution est : $CaCl_{2(s)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^-_{(aq)}$

Lors de sa dissolution, chaque mole de chlorure de calcium produit une mole d'ion calcium Ca^{2+} et deux moles d'ions chlorure Cl^- .

Dans une solution de chlorure de calcium à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la concentration des ions calcium $[Ca^{2+}]$ vaut $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et la concentration des ions chlorure $[Cl^-]$ vaut $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

🔗 Exemple : le sulfate de fer (III)

Le sulfate de fer (III) est composé d'ions sulfate SO_4^{2-} et d'ions fer (III) Fe^{3+} . Sa formule est donc $Fe_2(SO_4)_3$.

Équation de dissolution : $Fe_2(SO_4)_{3(s)} \rightarrow 2 Fe^{3+}_{(aq)} + 3 SO_4^{2-}_{(aq)}$

Concentration en Fe^{3+} et SO_4^{2-} d'une solution de sulfate de fer (III) de concentration c : $[Fe^{3+}] = 2 \cdot c$ et $[SO_4^{2-}] = 3 \cdot c$.

Exercice 2 Équations de dissolution

Exercice 3 Concentrations

Exercice 4 Masse et concentration

Exercice 5 Réaliser une solution

TP C4.2 : Préparation d'une solution ionique


🔗 Élaborer et réaliser un protocole de préparation d'une solution ionique de concentration donnée en ions.

Objectif : Réaliser une solution d'une concentration donnée en ions.

Préparation d'une solution ionique

- Déterminer la masse m de sel à peser, en fonction de la concentration c de la solution voulue et de son volume V .
- Peser cette masse, l'introduire dans une fiole jaugée à l'aide d'un entonnoir à solide.
- Rincer l'entonnoir à l'eau distillée en faisant couler l'eau de rinçage à l'intérieur de la fiole jaugée.
- Remplir la fiole jaugée à moitié environ. Agiter pour accélérer la dissolution du sel.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On peut s'aider d'une pipette pour ajouter les dernières gouttes afin d'atteindre le trait de jauge.
- Boucher et agiter.

Dissolution d'un solide moléculaire

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

Les **solutés moléculaires polaires** sont plus solubles dans les **solvants polaires** que dans les solvants apolaires, et inversement.