Structure et propriétés de la matière

Prérequis

Ce cours nécessite des connaissances de base sur la structure atomique (atomes, ions, molécules), les liaisons chimiques (ionique, covalente) et le calcul de quantités de matière (moles, masse molaire) acquises en Seconde et Première. Il s'inscrit dans la continuité des chapitres sur la structure de la matière et les réactions chimiques.

Chapitre 1 : Molécules polaires et apolaires

1.1 Électronégativité et polarité des liaisons

L'**électronégativité** est la capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison covalente. Elle est une grandeur relative qui varie selon la nature de l'atome. Plus l'électronégativité d'un atome est forte, plus il attire les électrons vers lui. Une différence d'électronégativité entre deux atomes liés par une liaison covalente crée une **liaison polaire**, c'est-à-dire une liaison où les électrons ne sont pas partagés équitablement. Le centre de gravité des charges positives n’est pas confondu avec celui des charges négatives. La liaison est alors caractérisée par un **moment dipolaire**. Au contraire, une liaison entre deux atomes ayant la même électronégativité est **apolaire**. Les électrons sont répartis équitablement entre les deux atomes.

- **Exemple :** La liaison H-Cl est polaire car le chlore (Cl) est plus électronégatif que l'hydrogène (H). La liaison C-C est apolaire.

1.2 Molécules polaires et apolaires

La polarité d'une molécule dépend à la fois de la polarité de ses liaisons et de sa géométrie. Une molécule contenant des liaisons polaires peut être polaire ou apolaire selon la disposition spatiale de ses atomes.

- Une molécule est **polaire** si le vecteur somme de tous les moments dipolaires des liaisons n'est pas nul. Cela signifie qu'il existe une séparation des charges positives et négatives dans la molécule.
- Une molécule est **apolaire** si le vecteur somme de tous les moments dipolaires des liaisons est nul. La distribution des charges est symétrique.
- **Exemples :** L'eau (H_2O) est une molécule polaire car ses liaisons O-H sont polaires et sa géométrie angulaire conduit à une séparation des charges. Le dioxyde de carbone (CO_2) est une molécule linéaire apolaire malgré la polarité des liaisons C=O. La symétrie de la molécule annule les moments dipolaires.
- **Question de réflexion :** Pourquoi le tétrachlorure de carbone (CCl_4) est-il une molécule apolaire alors qu'il contient des liaisons polaires ?

Chapitre 2 : Cohésion et interactions intermoléculaires

La cohésion d'une substance est sa capacité à rester groupée. Elle dépend des **interactions intermoléculaires**, forces d'attraction entre les molécules. Plusieurs types d'interactions existent :

- **Liaisons hydrogène :** Interactions fortes entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (O, N, F) et un autre atome très électronégatif. Elles jouent un rôle crucial dans les propriétés de l'eau.
- **Forces de van der Waals :** Forces plus faibles incluant les interactions dipôle-dipôle (entre molécules polaires), les interactions dipôle-dipôle induit (entre une molécule polaire et une molécule apolaire) et les forces de London (entre molécules apolaires).

La force des interactions intermoléculaires influence l'état physique d'une substance (solide, liquide, gaz) ainsi que ses propriétés physiques (point de fusion, point d'ébullition, viscosité...).

Chapitre 3 : Dissolution et solubilité

La **dissolution** est le processus par lequel une substance (le **soluté**) se disperse uniformément dans une autre substance (le **solvant**) pour former un **mélange homogène**, appelé **solution**. La **solubilité** est la quantité maximale de soluté qui peut se dissoudre dans une quantité donnée de solvant à une température donnée.

La **règle “similaire dissout similaire”** indique que les solutés polaires se dissolvent bien dans les solvants polaires, et les solutés apolaires se dissolvent bien dans les solvants apolaires. Cela est dû à la nature des interactions intermoléculaires. Les interactions soluté-solvant doivent être plus fortes que les interactions soluté-soluté et solvant-solvant pour que la dissolution se produise.

- **Exemples :** Le sel (NaCl), un solide ionique polaire, se dissout bien dans l'eau, un solvant polaire. L'huile, un mélange de molécules apolaires, ne se dissout pas dans l'eau. La **miscibilité** est la capacité de deux liquides à se mélanger. L'eau et l'huile ne sont pas miscibles.
- **Question de réflexion :** Comment expliquer la solubilité du dioxyde de carbone (CO_2) dans l'eau, sachant qu'il est une molécule apolaire ?

Chapitre 4 : Solides ioniques et moléculaires et calcul de concentration

Les solides peuvent être classés en fonction de la nature des interactions entre leurs constituants :

- **Solides ioniques :** Constitués d'ions liés par des forces électrostatiques. Ils ont généralement un point de fusion élevé et sont fragiles. Exemples : NaCl, KCl.
- **Solides moléculaires :** Constitués de molécules liées par des forces intermoléculaires (liaisons hydrogène, forces de van der Waals). Ils ont généralement un point de fusion plus bas que les solides ioniques. Exemples : glace (H_2O), sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

La **concentration en quantité de matière** d'une espèce chimique ionique dissoute dans une solution, notée c, est le rapport de la quantité de matière n de cette espèce par le volume V

\) de la solution :

$$ c = \frac{n}{V} $$

avec c en mol/L, n en mol et V en L.

- **Exercice :** On dissout 5,85 g de chlorure de sodium (NaCl, M = 58,5 g/mol) dans 250 mL d'eau. Calculer la concentration en quantité de matière des ions Na^+ et Cl^- dans la solution.
- **Correction :**
  1. $n(\text{NaCl}) = \frac{5.85}{58.5} = 0.1 \, \text{mol}$
  2. $n(\text{NaCl}) = \frac{5.85}{58.5} = 0.1 \, \text{mol}$
  3. $n(\text{NaCl}) = \frac{5.85}{58.5} = 0.1 \, \text{mol}$
- **Cas particulier des savons :** Les savons sont des molécules amphiphiles, c'est-à-dire qu'elles possèdent une partie polaire (hydrophile) et une partie apolaire (hydrophobe). La partie polaire interagit avec l'eau, tandis que la partie apolaire interagit avec les graisses. Cette propriété permet aux savons d'émulsionner les graisses, c'est-à-dire de les disperser dans l'eau sous forme de petites gouttelettes.

Résumé

- **Électronégativité :** Capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison.
- **Liaison polaire :** Liaison où les électrons ne sont pas partagés équitablement.
- **Liaison apolaire :** Liaison où les électrons sont partagés équitablement.
- **Molécule polaire :** Molécule avec un moment dipolaire résultant non nul.
- **Molécule apolaire :** Molécule avec un moment dipolaire résultant nul.
- **Interactions intermoléculaires :** Forces d'attraction entre molécules (liaisons hydrogène, forces de van der Waals).
- **Dissolution :** Dispersion uniforme d'un soluté dans un solvant.
- **Solubilité :** Quantité maximale de soluté pouvant se dissoudre dans un solvant.
- **Concentration en quantité de matière :** $c = \frac{n}{V}$
- **Solide ionique :** Constitué d'ions.
- **Solide moléculaire :** Constitué de molécules.
- **Chapitre 1 :** Définition et exemples de molécules polaires et apolaires.
- **Chapitre 2 :** Différents types d'interactions intermoléculaires et leur influence sur les propriétés de la matière.
- **Chapitre 3 :** Processus de dissolution, solubilité et règle “similaire dissout similaire”.
- **Chapitre 4 :** Classification des solides et calcul de concentration ionique.

From:
https://www.wikiprof.fr/ - **wikiprof.fr**

Permanent link:
https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:seconde_generale_et_technologique:physique_chimie:les_ondes_sonores&rev=1749761614

Last update: **2026/08/15 12:56**