LC1 : De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière

Alexandre Koessler (Lucie Khlat)

Niveau : Première générale - enseignement de spécialité

Élément imposé

Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.

Prérequis

- établir un schéma de Lewis, géométrie des molécules
- électronégativité
- prévoir la polarité d'une molécule

Expériences

- banc Köfler
- partage du diiode entre l'eau et le cyclohexane

Références

[1] Anne-Sophie Bernard and Sylvain Clède. *Techniques expérimentales en chimie : Réussir les TP aux concours.* Dunod, 2012.

[2] Bruno Fosset, Jean-Bernard Baudin, and Frédéric Lahitète. *Chimie : tout-en-un PCSI.* J'intègre tout-en-un. Dunod, Paris, 2013.

[3] Lefrou Fosset, Bruno. *Chimie physique expérimentale.*

[4] Jacques Mesplède and Jérôme Randon. *100 manipulations de chimie générale et analytique.* CAPES et agrégation de sciences physiques Chimie. Bréal, Rosny-sous-Bois, [nouvelle édition]. edition, 2004.

Plan

1 De la structure d'une entité à la cohésion dans un solide - Liaison hydrogène 3
1.1 La cohésion d'un composé solide ionique 3
1.2 La cohésion d'un composé solide moléculaire 3

2 De la structure d'une entité à la dissolution dans l'eau - Concentration 6

3 Interprétation et application d'une extraction liquide-liquide 7

Programme

2. De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière

Cette partie poursuit la modélisation microscopique de la matière et illustre la démarche de modélisation consistant à rendre compte de certaines propriétés macroscopiques des espèces chimiques grâce à la structure et aux propriétés des entités à l'échelle microscopique. L'écriture des schémas de Lewis est désormais exigible et conduit à prévoir la géométrie des entités qui, associée au concept d'électronégativité, permet de déterminer leur caractère polaire ou non polaire.

Le constat d'une cohésion à l'échelle macroscopique des liquides et des solides est l'occasion d'introduire, au niveau microscopique, le concept d'interaction entre entités, notamment l'interaction par pont hydrogène. Les différents types d'interaction sont ensuite réinvestis pour rendre compte d'opérations courantes au laboratoire de chimie : dissolution d'un composé solide ionique ou moléculaire dans un solvant et extraction liquide-liquide d'une espèce chimique.

Notions abordées en seconde

Tableau périodique, analyse de configuration électronique, électrons de valence, stabilité des gaz nobles, ions monoatomiques, modèle de la liaison covalente, lecture de schémas de Lewis de molécules, solution, soluté, solvant, concentration maximale d'un soluté (solubilité).

Notions et contenus	**Capacités exigibles** ***Activités expérimentales support de la formation***
A) De la structure à la polarité d'une entité	
Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique.	Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : O_2, H_2, N_2, H_2O, CO_2, NH_3, CH_4, HCl, H^+, H_3O^+, Na^+, NH_4^+, Cl^-, OH^-, O^{2-} .
Géométrie des entités.	Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis. *Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.*
Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique. Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes. Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.
B) De la structure des entités à la cohésion et à la solubilité/miscibilité d'espèces chimiques	
Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène.	Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
Dissolution des solides ioniques dans l'eau. Équation de réaction de dissolution.	Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions. Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (s) et (aq). Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.
Extraction par un solvant. Solubilité dans un solvant. Miscibilité de deux liquides.	Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités. *Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).* Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants. *Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.*
Hydrophilie/lipophilie/amphiphilie d'une espèce chimique organique.	Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs. *Illustrer les propriétés des savons.*

But

Comprendre que grâce à la structure des entités qui sont soit les molécules ou les ions, on va pouvoir expliquer plusieurs propriétés physiques comme la polarité d'une molécule, la cohésion dans un solide ioniques ou moléculaire ou encore la solubilité et miscibilité d'espèce chimique.

Introduction

Objectifs du cours :

- à partir de la structure et de la nature des interactions, expliquer la cohésion au sein des solides (propriété physique = polarité, charges)
- modéliser la dissolution dans l'eau et calculer concentration en ions (propriété= solubilité)
- expliquer le principe de l'extraction liquide-liquide grâce aux propriétés physiques de la matière (polarité, solubilité, miscibilité)

1 De la structure d'une entité à la cohésion dans un solide - Liaison hydrogène

1.1 La cohésion d'un composé solide ionique

Définition

Solide ionique :
Structure solide constituée d'un empilement compact et régulier de cations (ions chargé positivement) et d'anions (ions chargé négativement) en proportions invariables.

Exemple : chlorure de sodium (sel) NaCl (diapo)

Il est électriquement neutre : il contient autant de charges positives que de charges négatives. Symbole du cation puis anion sans charges. Attention : proportion entre nombre de cations et d'anions dépend de la charge, pas forcément du 1 pour 1.

Exemple : Iodure de fer FeI_2 avec cations Fe^{2+} et anions I^-, il faudra avoir 2 fois plus d'anions que de cations dans le solide en proportion.

La cohésion (ou stabilité) au sein du solide ionique est assurée par les interactions électriques entre cations et anions.

Rappel : les charges de même signe se repoussent et de signe opposé s'attirent. Donc les cations entre cations se repoussent, de même que pour les anions, et les cations avec les anions s'attirent, ils forment la structure d'un solide ionique.

1.2 La cohésion d'un composé solide moléculaire

Ici on s'intéresse à un solide moléculaire, empilement compact et régulier de molécules.

Définition

Electronégativité :
Capacité d'un atome à attirer à lui le doublet d'électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé. (*c.f.* le tableau périodique des électronégativités)

H 2,20						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66

On définit alors si une liaison covalente est **polarisée** ou non. Le doublet liant engagé dans une liaison entre deux atomes d'électronégativité différentes va réaliser une liason covalente polarisée. L'atome le plus électronégatif possède une charge partielle positive δ^- et le moins électronégatif possède une charge partielle négative δ^+.

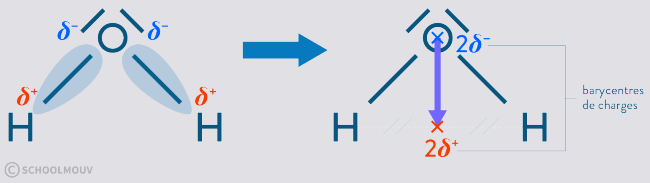
Exemple : La molécule d'eau $H^{\delta+} - O^{2\delta-} - H^{\delta+}$

La liaison est **non polarisée** si ce sont les mêmes atomes ou des atomes d'éléctronégativité proche.

On peut alors définir une molécule **polaire**. Le schéma de Lewis prévoit la géométrie des entités et avec les électronégativités, il existe un pôle négatif et positif de sorte que le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec celui des charges partielles négative. La molécule a les charges répartie de façon asymétrique de part sa géométrie, il y a forcément un dipôle électrique.

Exemple

Eau - géométrie coudée :



Une molécule est alors **apolaire** si sa répartition dans l'espace est symétrique,les barycentres des charges négatives et positives sont les mêmes et il n'y a pas de dipôle électrique.

Exemples : diiode, cyclohexane (faire lien avec l'expérience suivante) et dioxyde de carbone

On s'intéresse maintenant à la **cohésion** et aux interactions de Van der Waals entre entités chimiques. Ici, on ne parle pas de liaison entre ions, mais entre molécules et doncentre des entités neutres.
La cohésion des solides moléculaires est assurée par des interactions électrostatiques appelées **interaction de Van der Waals** (chimiste hollandais du $19^{\text{ème}}$ siècle). Ce sont des interactions électrostatiques de faible intensité, de courte portée et attractives entre atomes ou molécules.

- interaction entre molécules polaires : les dipôles électriques de chaque molécule, exercent des forces attractives entre les autres dipôles de charge partielle opposée.

- interaction entre molécules apolaires : nuage électronique n'est pas fixé dans le temps mais fluctue. S'il y a dans l'environnement des charges opposées proches, pendant un instant la molécule possède un dipôle pendant un court instant et agit comme une molécule polaire.

→ petit schéma

On définit enfin la **liaison hydrogène** :

Définition

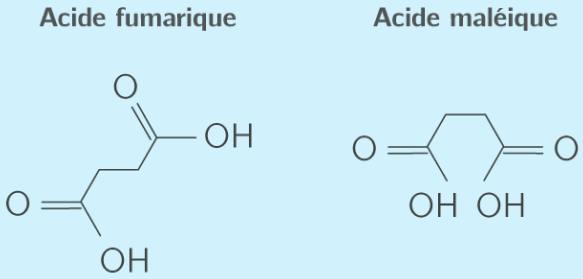
Liaison hydrogène :
Liaison électrostatique faible, attractive, entre un atome d'hydrogène (charge partielle positive) d'une molécule et un atome très électronégatif et porteur d'un doublet non liant (O,F,N,...) d'une autre molécule.

On peut faire une petite expérience sur le banc Köfler pour mettre en évidence les liaisons hydrogène :

Expérience

Températures de fusion de l'Acide maléique/Acide fumarique - Dulaurans p.158

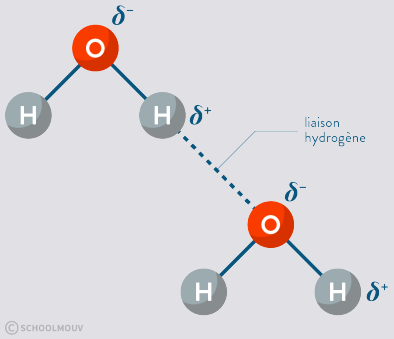
L'acide fumarique et l'acide maléique sont des isomères. Ces molécules ont toutes les deux une faible polarité : si on se limite aux interactions de Van der Waals, leurs énergies de cohésions devraient être semblables et donc leur température de fusion aussi. Or l'acide fumarique fond à 287°C et l'acide maléique à 131°C. Il doit donc exister une autre interaction qui explique la plus grande cohésion de l'acide fumarique : ce sont les liaisons hydrogène.



Dans le cas de l'acide maléique, à cause de la géométrie de la molécule ces liaisons vont se faire plus facilement au sein d'une même molécule alors que dans le cas de l'acide fumarique, les H susceptibles de former une liaison H se trouvant en bout de molécule, les liaisons H seront intermoléculaires. La cohésion de solide étant assurée par des interactions intermoléculaires, on comprend que les liaisons H intermoléculaires vont augmenter cette cohésion alors que les liaisons H intramoléculaires ne vont pas la modifier. La cohésion de l'acide fumarique est donc plus élevée, ce qui explique qu'il faille fournir plus d'énergie pour briser la cohésion du solide et donc que sa température de fusion soit plus haute.

Exemple

Liaisons hydrogène entre deux molécules d'eau :



↓ Transition

Toutes ces interactions servent à rendre compte d'opérations courantes dans un laboratoire du chimie comme la dissolution d'un composé ionique ou moléculaire dans un solvant, ou encore l'extraction liquide-liquide d'une espèce chimique. Compétence à acquérir=dissolution dans l'eau d'abord.

Un petit tableau des ordres de grandeurs des énergies des différentes liaisons vues précédemment (on rappelle l'OdG de a liaison covalente en comparaison) :

Liaisons	OdG de l'énergie de liaison ($\mathrm{kJ\,mol^{-1}}$)
Covalente	200 à 1000
Ionique	≈ 100
Hydrogène	10 à 30
Van der Walls	0.5 à 3

2 De la structure d'une entité à la dissolution dans l'eau - Concentration

On rappelle les définitions de soluté et de solvant :

Définitions

Solvant :
Un solvant est une substance qui a la propriété de dissoudre, de diluer ou d'extraire d'autres substances sans les modifier chimiquement et sans se modifier lui-même.

Soluté :
Un soluté est une espèce minoritaire du solvant.

On s'intéresse alors à l'interaction entre l'eau (solvant polaire protique) et les ions.
La molécule d'eau est polaire et interagit avec les ions du solide ionique. Cette affinité traduit la dissolution des ions d'un solide ionique. Elle est composée de quatre étapes :

- **dissociation** : les molécules d'eau s'approchent du solide et fragilisent (rompent) les interactions électrostatiques.
- **ionisation** : séparation de la liaison ionique, tous les ions sont libres en solution
- **solvatation** : les molécules d'eau entourent les ions, il y a création d'interactions attractives stabilisantes entre l'eau et le soluté. Les ions sont dit **solvatés**.
- **dispersion** : les ions solvatés s'éloignent du solide et se dispersent parmi les molécules d'eau.

→ schéma au tableau + vidéo NaCl

On comprend alors que l'étape de **solvatation** est la plus importante : elle sert à isoler les ions dans le solvant.

La dissolution d'un solide ionique se modélise, au niveau macroscopique, par une équation de réaction du type (pour la solvatation dans l'eau) :

$$\mathrm{NaCl_{(s)}} \rightarrow \mathrm{Na^+_{(aq)}} + \mathrm{Cl^-_{(aq)}} \tag{1}$$

$$\mathrm{FeI_{2(s)}} \rightarrow \mathrm{Fe^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{I^-_{(aq)}} \tag{2}$$

Le symbole (s) signifie que le solide ionique est à l'état solide. L'équation de la réaction est équilibrée en charge. La neutralité de la solution est donc respectée. Les cations et anions sont écris solvatés et on l'indique avec l'indice (aq).

Définition

Concentration des ions en solution :
Concentration C en soluté apporté d'une solution (mol/L) :

$$C = \frac{n}{V} \tag{3}$$

avec n la quantité en soluté (en mol) et V le volume de la solution (en L)

Exemple : Soupe avec $m = 2.0\,\mathrm{g}$ de sel dans $V = 300\,\mathrm{mL}$ et $M(\mathrm{NaCl}) = 58.5\,\mathrm{g\,mol^{-1}}$.

De manière plus générale, on peut définir la solubilité dans un solvant.
Plus les molécules d'un soluté (composé à dissoudre) forment d'interactions intermoléculaires avec celles d'un solvant, plus ce soluté est soluble dans le solvant considéré.

Définition

Solubilité :
Capacité à se dissoudre dans le solvant.
Elle est notée s en g/L et correspond à la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant. Elle dépend des affinités : la solubilité d'une espèce polaire ou ionique est plus élevée dans un solvant polaire que apolaire et inversement.

On définit la **miscibilité** de deux liquides :

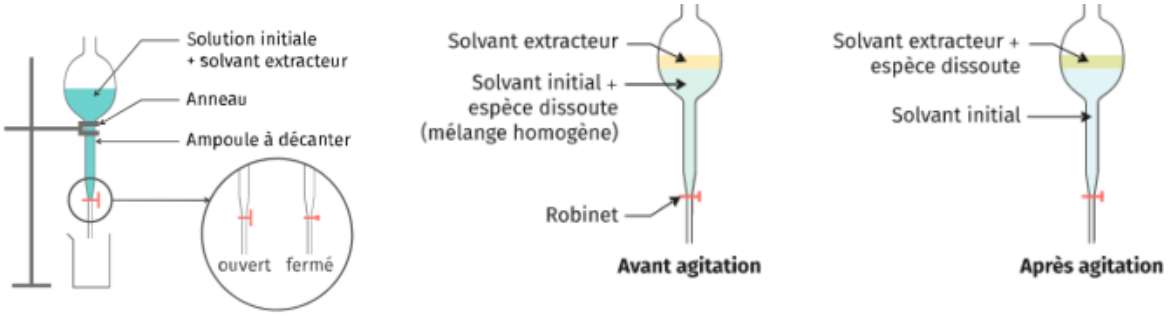
- mélange homogène = miscible = soluble dans un solvant
- mélange hétérogène = non miscible

↓ Transition

De manière générale, la solubilité dans un solvant est la capacité à se dissoudre dans ce solvant. Elle dépend du caractère polaire et donc du solvant choisi qui isolera de manière sélective la molécule en question. Pour cela on procède par extraction liquide-liquide qui met en jeu les interactions de Van der Waals et les liaisons hydrogène pour extraire d'une phase à l'autre notre molécule.

3 Interprétation et application d'une extraction liquide-liquide

Le rôle du solvant ici est d'isoler un produit.



On réalise alors une extraction par solvant. C'est une technique expérimentale qui consiste à utiliser un solvant pour extraire une espèce dissoute dans un autre solvant en jouant sur les différences de solubilité. Ici :

- solvant initial = eau
- molécule choisie = diiode
- solvant extracteur = cyclohexane

On utilise une ampoule à décanter : parler de l'agitation puis de la décantation qui permet d'obtenir la phase aqueuse puis organique et doivent être visible pour mieux les extraire (condition de miscibilité et affinité).

On s'attend à un changement de couleur car le diiode redevient violet et a quitté la phase aqueuse (jaune dans l'eau).

Sous hotte, poser l'ampoule dans son support, vérifier que le robinet est fermé introduire la solution dans l'ampoule à décanter, ajouter le solvant extracteur et boucher l'ampoule, enlever l'ampoule de son support et agiter en retournant plusieurs fois, dégazer régulièrement en ouvrant le robinet ampoule renversée, poser l'ampoule sur son support, enlever le bouchon et laisser décanter, ouvrir doucement le robinet et faire couler la première phase (la plus dense) dans un bécher, récupérer la deuxième phase dans un autre bécher.

→ **Que s'est-il passé ?**
On choisit le solvant extracteur pour ces deux raisons :

- le soluté doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial
- le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec le solvant initial

Durant la manipulation, on a réalisé les gestes suivants :

- agitation : accélérer le processus d'affinité
- dégazage : car sous pression à cause de l'évaporation partielle du cyclohexane
- décantation : formation de phase aqueuse (polaire), phase organique (soluté+solvant, apolaire)
- miscibilité : 2 phases distinctes et différence de densité ici pour mettre en évidence les phases.

Solvant	Eau	Cyclohexane
Solubilité du diiode I_2	330 mg·L^{-1}	2,7 g·L^{-1}
Solubilité du sulfate de cuivre (II) $CuSO_4$	Totale	Nulle
Densité	1,00	0,78
Miscibilité avec l'eau	/	Aucune
Pictogrammes		

On peut réaliser une mesure quantitative de l'expérience réalisée. A savoir, doser le diiode dans les deux phases et remonter au coefficient de partage.

Expérience

Coefficient de partage du diiode dans le cyclohexane et l'eau - [3] p.115

Le principe est le suivant : on titre des solutions saturés en diiode dans l'eau de constante K_1 puis dans le cyclohexane (K_2) et on titre une solution de diiode partagée entre l'eau et le cyclohexane (K_3) vaec une solution de thiosulfate de sodium. On verifie que

$$K_3 = \frac{K_2}{K_1} \tag{4}$$

À rajouter au protocole du livre :

- remplacer le dichlorométhane (proscrit au lycée) par du cyclohexane
- filtrer les olutions saturées pour eviter d'aspirer des cristaux de diiode non-dissous
- Les volumes dans l'ampoule à décanter doivent être connus avec précision
- Titrer avec une solution de thiosulfate à $10^{-3}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$

Conclusion

Compléments (passage de Lucie)

Questions

- **Comment s'est fait le choix des pré-requis ?** En suivant la BO et en considérant que les élèves avaient seulement fait un entraînement sur les structures de Lewis et sur la notion de polarité.
- **Est ce que les structures solides ioniques de base sont vues au lycée ?** Oui en première année d'enseignement scientifique

- **Dans les solides ioniques, où sont les interactions ?** Les interactions les plus fortes sont entre les ions les plus proches, c'est-à-dire entre les anions et les cations (attraction coulombienne). En revanche, les interactions entre les ions de même charge sont également présentes.
- **Exprimer la distance la plus courte entre anions et cations ou entre ions de même charges.**
- **Quel est l'ordre de grandeur d'un atome ?** Le Angstrom.
- **Le tableau périodique dans le diaporama peut paraître étrange aux élèves car il ne présente pas la colonne des gaz nobles.** Cela se justifie par le fait que les gaz noble ont leurs couches électroniques de valence pleines, donc ils n'ont pas d'électronégativité car n'attirent pas à eux les électrons.
- **Comment calculer l'électronégativité ?** A l'aide soit de l'échelle de Mulliken qui prend en compte l'affinité électronique et énergie d'ionisation ; soit l'échelle de Pauling qui calcule à partir des différentes énergies de liaisons.
- **Expliquer le lien entre la taille de l'atome et l'électronégativité (lié à la variation de bas en haut dans le tableau périodique)** Cela s'explique par le fait que la période augmente et éloigne les électrons de la dernière couche qui sont loin du noyau.
- **Expliquer l'augmentation de l'électonégativité dans le tableau de gauche vers la droite.** On augmente le nombre de proton dans le noyau donc pour une même couche de valence l'attraction est plus forte.
- **Pourquoi avoir pris l'exemple du cyclohexane comme molécule apolaire ?** Elle est utilisée par la suite dans la manipulation, mais pour montrer l'impact de la géométrie on peut utiliser CO_2, ou CCl_4.
- **Est ce que la géométrie à un impact sur la polarité d'une molécule ?** Oui (exemple : eau, cyclohexane)
- **Quelles sont les différentes liaisons de Van der Waals ?**
  - Force de Keesom : l'interaction électrostatique entre deux multipôles permanents
  - Force de Debye : l'interaction entre un multipôle permanent et un multipôle induit (effets d'induction)
  - Force de London : l'interaction électrostatique entre deux multipôles induits (effets de dispersion)
- **Qu'est ce qu'une liaison Hydrogène ? Quelles sont les conditions pour avoir cette liaison ?** Il faut un atome plus électronégatif que l'hydrogène mais également un doublet non-liant.
- **Quelle est l'interaction la plus forte entre VdW et la liaison hydrogène ?** L'énergie de la liaison hydrogène est supérieure à l'énergie de VdW car les liaisons H font une dizaine de kJ/mol, alors que pour VdW quelques kJ/mol.
- **Quelle est la différence entre solubilisation et dissolution (si elle existe) ?** On ne pense finalement pas qu'il y ait de différence dans les termes.
- **Quelle est la différence entre dissociation et ionisation ?** La dissociation c'est pour les solides moléculaires et ionisation pour les solides ioniques.
- **Pourquoi dit-on "qui se ressemble s'assemble" ?** Car c'est vraiment lié aux concurrences d'interactions entre les entités du solide, et entre solide-liquide. On dissout mieux une molécule apolaire dans un solvant apolaire ou une polaire dans un solvant polaire.
- **Lors de l'extraction liquide-liquide avec le cyclohexane, pourquoi faut-il dégazer ? D'où vient le gaz, la surpression ?** Lorsque l'on mélange, on chauffe le solvant. Celui-ci s'évapore très rapidement et fait monter le tout en pression. Le cyclohexane est un composé très volatile. Il s'évapore donc très vite.

- **Pourquoi faut-il enlever le bouchon pour vider l'ampoule ?** Avant la manipulation, la pression est la même à l'extérieure que dans l'ampoule à décanter. La pression atmosphérique à l'extérieur de l'ampoule est supérieure à celle de l'ampoule quand on commence à dégazer. Il n'est donc pas possible de vider l'ampoule si celle-ci n'est pas à pression atmosphérique.
- **Donner la concentration initiale en diiode dans l'eau.** Après extraction, on fait un titrage avec le thiosulfate, en présence d'empois d'amidon. Exprimer ensuite la concentration en diiode restante dans la phase aqueuse après extraction.
- **Comment extraire entièrement le diiode de l'eau ?** Il faut refaire une extraction plusieurs fois.
- **Pourquoi le diiode solide est violet alors qu'il est jaune dans l'eau ?** La couleur violette du diiode à l'état solide est du à une transition électronique entre la BV et la HO. Cela se traduit par une couleur violette. Lorsque le diiode est placé dans l'eau il sera déstabilisé car I_2 est apolaire alors que l'eau est polaire. Les orbitales vont se déstabiliser. La BV sera plus déstabilisé que la HO. Les orbitales montent en énergie mais la BV monte encore plus en énergie que la HO. (car la HO est plus proche du noyau donc elle va moins voir l'effet déstabilisant). Au final l'écart énergétique en la BV et la HO va augmenter. On a donc $h\nu_{\text{eau}} > h\nu_{\text{solide}}$ et donc I_2 est jaune dans l'eau.
- **Question valeurs de la République : Comment faire s'il y a un nouveau programme mais qu'on le trouve nul ?** Il faut quand même le faire et arriver à trouver des choses qui nous plaise dans celui-ci. On peut toujours discuter de cela avec les inspecteurs académiques. Dans le secondaire un des but essentiel quelque soit le programme est d'amener les élèves a réaliser des raisonnements scientifiques.

Commentaires

- Enlever électronégativité et polarité des pré-requis car ils sont expliqués dans la leçon.
- Ajouter concentration molaire dans les pré-requis
- Pour le calcul de la concentration, faire un exemple avec un solide ionique qui n'est pas en nombre stoechiométrique.
- Faire une introduction pédagogique (discuter rapidement des prérequis pour replacer la leçon dans son contexte, et des objectifs, à différencier de l'intro de la leçon)
- Faire un exemple sur l'écriture de l'équation de réaction dans un cas où les ions ne sont pas en nombres stoechiométrique.
- Il faut faire un lien avec le TP tout le long de la leçon (surtout à la dernière partie)
- On peut prélever un volume à, l'éprouvette devant le jury.
- Autre manip possible : celle du Lugol (extraction du diiode qui est dans une solution aqueuse mélangé avec les ions Cu2+)

Compléments (passage de Louis)

Questions

- **Expliquer une liaison covalente pour les élèves** Liaison interatomique qui peut se disymétriser par électronégativité
- **Et si c'est trop disymétrique ?** Si l'écart d'electronégativité est supérieur à 2 sur l'échelle de Pauling on a une liaison ionique et plus covalente
- **Classer par énergies les liaisons**

- **Phases solide avec molécules fixes vs Phase liquides avec des molécules en mouvement : plus de précision ?**
- **Comment expliquer aux élèves les deux liaisons de l'oxygène ?**
- **Comment se repérer sur la classification périodique avec les règles de l'octet et du duet ?** Ligne 1 : duet/ Ligne 2 et 3 : octet pour ceux de droite duet pour ceux de gauche **Pour lignes après ?** Pour le bloc d on pourra pas atteindre les configurations des gaz nobles les plus proches donc vont essayer d'avoir une configuration "intermediairement" stable
- **Schéma de Lewis de l'eau du CO_2 et du méthane en commentant. Pouvez vous parler de l'hybridation de l'atome central ?** SP3 pour le méthane et l'eau / SP pour CO_2 (hybridation des orbitales s et p) **Représentation de l'eau est-ce que ça pose pas un problème avec la réalité ?** Angle équivalent à une géométrie tétraédrique $\approx 109°$ **Angles sur les autres molécules ?**
- **Autres échelles que celle de Pauling ?** Mulliken
- **Cas où la différence d'éléctronégativité est nulle ?** Diiode
- **Parler des aimants pour les molécules polarisés : normal que tu ai parlé de moments dipolaires ?**
- **Maille cristalline de NaCl ?** Deux CFC imbriqués
- **Différence entre molécule et solide ionique à expliquer à un élève** Molécule : entité composé d'atomes que l'on peut difficilement séparés / Solide ionique : entité stable mais peut se solvater facilement dans l'eau par exemple
- **Montrer expérimentalement la présence de liaisons hydrogène ?** Par spectroscopie IR
- **Développer : les liaisons hydrogène dans l'eau permettent à l'eau de rester liquide** Méthane gazeux à température ambiante alors que l'eau est liquide et ils ont une masse molaire similaire **Quid de l'ammoniac ?**
- **A quoi sert un solvant en chimie ?** mettre en contact les espèces, orienter les réactions, maintenir la température du milieu réactionnel **Quels sont les différents critères de choix d'un solvant ?** Proticité, polarité, miscibilité, caractère dissociant
- **Différence entre un titrage et un dosage ?** Titrage cas particulier des dosages, on détruit la molécule à doser lors d'un titrage
- **Qu'est ce que tu voulais montrer avec les tubes à essai qui restent sur la paillasse ?** Le savon stabilise une émulsion huile-eau
- **Points à retenir de cette leçon pour des élèves** Existence de différents types de liaisons
- **Applications concrètes de cette leçon ?** Exemples liés à la solubilité et la miscibilité (huile/eau). Application thermo : salage des routes en hiver. Solubilté en fonction de la température : calcaire.
- **Tu placerais quel cours après celui-ci ?** Apporte des outils à des cours de chimie orga
- **Question valeurs de la République : Un parent ne veut pas que son enfant assiste à un cours sur le nucléaire ?** L'objectif d'un cours n'est pas de faire une propagande mais c'est développer l'esprit critique des élèves, développer des arguments pour mieux comprendre le fonctionnement et les risques

Commentaires

- Dommage pour les quelques minutes de retard et la conclusion rapide
- Perdu du temps sur la manip qui est arrivé trop tard dans la leçon
- Bien montrer le pipetage parce que juste vider la burette c'est limite comme geste opératoire
- Ne pas hésiter à gonfler l'intro pédagogique même ne rajoutant des phrases bateaux