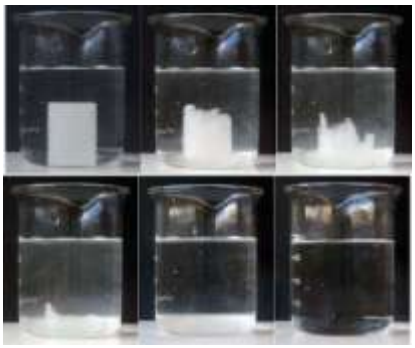
Liquides et solides moléculaires, solides ioniques, quelles différences ?

Certaines espèces chimiques sont solides à température ambiante, d'autres sont liquides ou gazeuses. De même, certains solides sont solubles dans l'eau, mais insolubles dans d'autres liquides, tandis que d'autres solides sont insolubles dans l'eau, mais soluble dans d'autre liquides.
Comment expliquer ces observations et ces propriétés en utilisant la structure microscopique de ces espèces chimiques ?



`

Réaliser un exposé expliquant la cohésion des solides ioniques et des solides moléculaires, et leurs différences de solubilité selon le solvant choisi.
Vous devrez en particulier vous appuyer sur l'activité documentaire et l'activité expérimentale proposés

Objectif : interpréter la cohésion de différentes espèces chimiques au niveau microscopique.				
Compétences mobilisées pour résoudre le problème :				
Analyser une situation ou un problème	*A*	*B*	*C*	*D*
Critères de réussite :				
J'ai découpé le problème en plusieurs éléments simples.				
Je me suis approprié le problème de façon autonome en utilisant les documents.				
J'ai identifié les connaissances nécessaires.				
J'ai identifié les mots clés et le vocabulaire adapté.				
J'ai dégagé les idées essentielles.				
Communiquer des résultats ou une solution.	***A***	***B***	***C***	***D***
Critères de réussite :				
J'ai expliqué clairement ma démarche.				
J'ai réalisé un document vidéoprojetable exposant les étapes importantes.				
J'ai utilisé des schémas ou des diagrammes synthétiques.				
J'ai utilisé un vocabulaire adapté.				
Je me suis exprimé clairement à l'oral.				
J'ai interprété mes résultats de façon critique.				

Activité documentaire : polarité des molécules et cohésion

Questions :	**Critères de réussite**
1. Expliquer ce qu'est une molécule polaire.	*Vous utiliserez un vocabulaire adapté.*
2. Montrer que la molécule d'éthanol CH_3CH_2OH est polaire et représenter son moment dipolaire.	*Les différences d'électronégativité seront bien identifiées et la forme dans l'espace de l'éthanol sera utilisée.*
3. Pourquoi la molécule de cyclohexane n'est-elle pas polarisée ?	*La formule semi-développée sera exploitée.*
4. Expliquer pourquoi le cyclohexane n'est pas miscible avec l'eau.	*Vous raisonnerez en termes d'interactions entre molécules.*
5. Comment expliquer qu'un solide ionique soit soluble dans l'eau ?	
6. Expliquer pourquoi le diiode est très peu soluble dans l'eau, mais très soluble dans le cyclohexane.	
7. Rassembler dans un tableau les différents types de solide selon la nature de leur cohésion.	*Vous identifierez les différents types de forces ou d'interactions en jeu.*

Document 1 : liaison covalente polarisée

Une liaison entre deux atomes est polarisée si l'un des atomes est significativement plus électronégatif que l'autre. L'électronégativité mesure la tendance d'un atome donné à attirer les électrons engagés dans la liaison covalente avec un autre atome. Elle est exprimée sans unité.

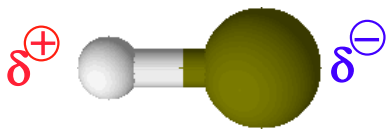
Pour qu'une liaison soit polarisée, on considère que la différence d'électronégativité doit être supérieure à 0,5.

Echelle d'électronégativité						
H : 2,1	-	-	-	-	-	-
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 : 2,01	Ge : 2,01	As : 2,18	Se : 2,55	Br : 3,06
Rb : 0,82	Sr : 0,95	In : 1,78	Sn : 1,96	Sb : 2,05	-	I : 2,66

L'atome qui attire davantage à lui les électrons du doublet électronique liant est muni d'une charge électrique négative partielle, qui rend compte de la plus forte présence des deux électrons de la liaison covalente autour de cet atome. Ce n'est pas une charge électrique au sens d'un multiple de la charge élémentaire.

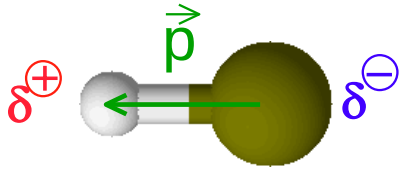
Parallèlement, l'autre atome possède une charge partielle positive : les électrons de la liaison sont moins présents autour de lui, de sorte que la charge positive du noyau n'est pas exactement compensée au voisinage de cet atome.

Globalement, l'ensemble des deux atomes liés par une liaison polarisée reste électriquement neutre.



Polarisation de la liaison de la molécule de fluorure d'hydrogène HF

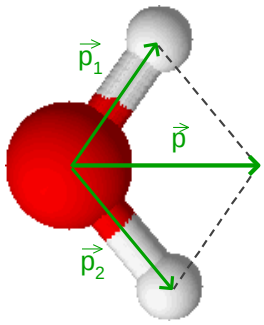
On modélise la polarisation de la liaison de la même façon qu'un dipôle électrostatique, avec un vecteur appelé moment dipolaire. Le moment dipolaire est orienté des charges négatives partielles vers les charges positives partielles. Son unité usuelle est le Debye (D).



Moment dipolaire du fluorure d'hydrogène

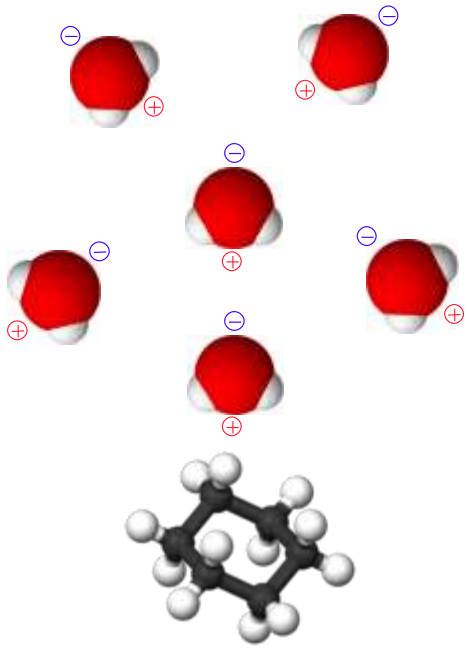
Document 2 : liquide polaire ou apolaire ?

L'eau est un liquide polaire : au niveau microscopique, le centre des charges positives partielles des molécules d'eau n'est pas confondu avec celui des charges négatives partielles, et la molécule se comporte comme un petit dipôle électrostatique. La molécule, toujours électriquement neutre, est polarisée.
L'existence du moment dipolaire est permanent pour une molécule polaire : on parle de polarisation permanente.



Une interaction attractive existe donc entre deux molécules d'eau, dues à l'interaction entre les dipôles électrostatiques que sont les molécules d'eau.

Cette interaction intermoléculaire de nature électrostatique, mais différente de l'interaction coulombienne entre les particules chargées, est appelée interaction de Van der Waals. Son intensité est nettement inférieure à celle de la liaison covalente : on utilise parfois le terme « liaison faible » pour qualifier cette attraction entre deux molécules.

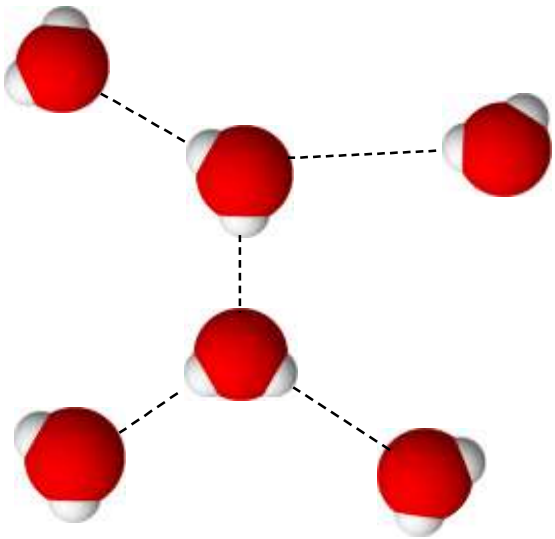


Ces forces attractives entre les molécules expliquent la cohésion des liquides comme l'eau, de même que la capacité de l'eau à mettre en solutions d'autres liquides ou solides polaires.
L'eau est donc un bon solvant pour les solides moléculaires et les liquides polaires, de même que d'autres solvants constitués de molécules polaires comme l'éthanol, l'acétone, l'ammoniac…
En revanche, le cyclohexane de formule C_6H_{12} est un liquide apolaire : chaque liaison de la molécule est non polarisée, ainsi les molécules de cyclohexane ne possèdent pas de moment dipolaire permanent.
Ceci explique que le cyclohexane est d'une densité plus faible que celle de l'eau. De plus, il est non miscible avec l'eau.
De même, le tetrachlorométhane CCl_4 est une molécule apolaire : ce liquide est donc non miscible avec l'eau.

Molécule de cyclohexane

Document 3 : la liaison hydrogène

Certains liquides ont une cohésion particulièrement importante, qui ne peut s'expliquer uniquement par le caractère polaire des molécules et les forces de Van der Waals ainsi engendrées entre les molécules.
C'est le cas par exemple de l'eau. Comment expliquer au niveau microscopique la cohésion notablement élevée de l'eau liquide ?



Dans la molécule d'eau, l'atome d'hydrogène, très faiblement électronégatif, est relié à l'atome d'oxygène, qui est très électronégatif. Dans ce cas, l'atome d'hydrogène est un site de la molécule très appauvri en électrons, qui constitue une charge partielle relativement important. Cette charge partielle interagit avec la charge partielle négative de l'atome d'oxygène d'une autre molécule d'eau, créant une attraction supplémentaire par rapport à l'interaction de Van der Waals : on parle de « liaison hydrogène » entre molécules d'eau, bien qu'il ne s'agisse pas d'une liaison covalente au sein d'une molécule, mais d'une attraction intermoléculaire.

Document 4 : les solides moléculaires et leur dissolution.

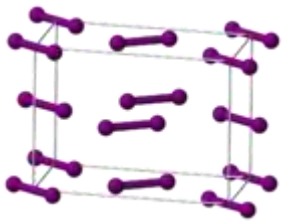
Le sucre est un solide bien connu. Il ressemble beaucoup au sel par son aspect. Pourtant, leurs propriétés une fois dissous dans l'eau sont fondamentalement différentes : l'eau salée conduit le courant électrique, alors que ce n'est pas le cas de l'eau sucrée. Pourquoi cette différence ?

Parce que le sucre est un solide moléculaire. Les molécules de glucose de formule $C_6H_{12}O_6$ qui constituent le sucre sont liées entre elles non par des liaisons fortes covalentes, comme le sont les atomes de la molécule, ou les atomes de carbone dans le diamant par exemple, mais par des liaisons faibles dites liaisons hydrogène. Les forces qui relient les molécules du solide entre elles et assurent sa cohésion sont dues à la différence d'électronégativité entre les atomes d'hydrogène et d'oxygène. En gros, un atome d'hydrogène d'une molécule de glucose est attiré par un atome d'oxygène d'une autre molécule de glucose. Comme le glucose possède de nombreuses possibilités de ce type, la cohésion du sucre solide est assurée.

Par la même occasion, le sucre de dissout facilement dans l'eau, pour les mêmes raisons… Cette fois, c'est l'attraction entre les molécules d'eau et les molécules de glucose qui l'emporte sur l'attraction entre molécules de glucose.

D'autres solides moléculaires, comme le diiode par exemple, tiennent par une polarisation instantanée des molécules de diiode, qui n'ont pas de moment dipolaire permanent. Dans ce cas, à chaque instant, le doublet électronique de la liaison covalente oscille entre les deux atomes d'iode, si bien qu'il est tantôt d'un côté, tantôt de l'autre. Les molécules polarisées s'attirent par des forces dites de Van der Waals.

En revanche, le diiode est très peu soluble dans l'eau. Les molécules de diiode n'ont en effet que peu de possibilités d'interagir avec les molécules d'eau.



Structure du diiode à l'échelle moléculaire

.

Le diiode serait-il donc condamné à rester écarté de toute solution ? Non, car des solvants comme le cyclohexane, qui est apolaire, peuvent dissoudre le diiode. Les interactions entre molécules de diiode et molécules de cyclohexane étant dues à une polarisation instantanée, il est indifférent pour une molécule de diiode d'interagir avec une molécule de cyclohexane ou une autre molécule de diiode. Le mélange se fait alors de façon homogène.

Activité expérimentale : extraction d'espèces chimiques.

Objectif : réaliser une extraction par solvant.

Capacités travaillées			
Réaliser une expérience pour tester une hypothèse.		***Réaliser une extraction par solvant.***	
Rédiger un protocole détaillé.		Choisir un solvant extracteur.	
Mettre en œuvre le protocole.		Utiliser une ampoule à décanter.	
Noter les observations importantes.		Dégazer une ampoule à décanter après agitation.	
Manipuler avec soin en respectant les consignes de sécurité.		Identifier la phase aqueuse et la phase organique.	
Organiser sa paillasse de façon efficace.		Récupérer séparément la phase aqueuse et la phase organique.	

À l'issu d'une séance de TP, le préparateur du laboratoire a récupéré dans un bidon un mélange de solution aqueuse bleue de sulfate de cuivre et d'une solution aqueuse jaune de diiode.
Ces deux espèces ne subissent pas les mêmes réactions pour leur recyclage, le préparateur veut les séparer avant de les expédier au centre de traitement des déchets.

- Vous devez proposer une hypothèse concernant la solubilité de ces espèces chimiques, en argumentant cette hypothèse, puis tester cette hypothèse par une expérience.

- Puis vous proposerez un protocole expérimental permettant de séparer le sulfate de cuivre du diiode.

Vous disposez de la verrerie et du matériel usuels en chimie, de 2,0 g de sulfate de cuivre anhydre, de 2,0 g de diiode, de 20 mL de cyclohexane, d'une ampoule à décanter et de 50 mL du mélange de diiode et de sulfate de cuivre en solution.