



## Programme

Attention, les programmes ont changé entre 2018/2019 2019/2020 :

- les liaisons entre atomes sont au programme de 2<sup>nde</sup>
- les liaisons entre molécules sont au programme de 1<sup>ère</sup>, enseignement de spécialité

### 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).

FIGURE 1 – Programme de seconde

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 <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, CO <sub>2</sub> , NH <sub>3</sub> , CH <sub>4</sub> , HCl, H <sup>+</sup> , H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Cl <sup>-</sup> , OH <sup>-</sup> , O <sup>2-</sup> .
Géométrie des entités.	Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis. <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.</i>
Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique.	Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes.
Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	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. <i>Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).</i> Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants. <i>Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.</i>

FIGURE 2 – Programme de première

## Intro

Intro sur la molécule d'eau et sur la glace : il semble y avoir des liaisons entre atomes et entre molécules pour expliquer ces stabilités.

### Définition : Liaison chimique

Une **liaison chimique** est une attraction **durable** à **courte distance** entre atomes, molécules ou ions pour former un composé chimique

## 1 Des atomes au molécules

### Liaison ionique

On peut aussi parler de la liaison ionique, avec l'exemple du chlorure de sodium.  
Énergie de liaison : 800 kJ/mol.

### 1.1 La liaison covalente

↗ *Bellier, p.73*

↗ *Duruphty, p99*

#### Rappels de début de Seconde

On considère acquises les notions de structure électronique, de règle du duet et de l'octet et d'électrons de valence.

Prenons l'élément le plus simple : H. On peut faire deux constats simples avec cet éléments, tirés de vos cours de Seconde et de vos connaissances :

- pour respecter la règle du duet, H a besoin de gagner un électron (structure électronique en  $1s^1$ )
- l'hydrogène existe sous forme gazeuse ;  $H_{2\text{ gaz}}$  qui respecte donc la règle du duet

Ainsi, c'est comme si les deux H avaient mis en commun leur unique électron pour que chacun en ait 2 et vérifie ainsi la règle du duet. On appelle ce genre de liaison une **liaison covalente**.

### Définition : Liaison covalente

La liaison covalente est la liaison dans laquelle les deux atomes concernés se **partagent** deux électrons (un chacun). Le doublet d'électrons formé est appelé **doublet liant**.

La réalisation d'une ou plusieurs liaisons covalentes permet à chaque atome de respecter la règle du duet ou de l'octet.

### Définition : Règle du duet et de l'octet

Les atomes sont chimiquement stables quand ils possèdent **2** (H, He, Be, Li) ou **8** électrons de valence.

Ainsi, une liaison covalente met en jeu deux électrons pour chaque atome mais sur ces deux électrons, chaque atome en possédait déjà un : **un atome gagne un électron par liaison covalente**. Autre manière de le dire, **un atome fait autant de liaisons covalentes que d'électrons dont il a besoin pour respecter la règle du duet et de l'octet**. Montrer un modèle moléculaire pour montrer que la barre entre atomes représente un boulet liant, ie le partage de deux électrons.

Exemples des gaz de l'atmosphère :

- $O_2$  : O a besoin de gagner 2 électrons pour respecter la règle de l'octet (le voir sur un tableau périodique ou sur un décompte d'électrons) il a donc besoin de faire 2 liaisons covalentes. Donc dans  $O_2$  les atomes d'oxygène sont reliés par deux doublets liants, c'est une liaison double. Montrer le modèle moléculaire.
- $N_2$  : N a besoin de gagner 3 électrons pour respecter la règle de l'octet (le voir sur un tableau périodique ou sur un décompte d'électrons) il a donc besoin de faire 3 liaisons covalentes. Donc dans  $N_2$  les atomes d'oxygène sont reliés par trois doublets liants, c'est une liaison triple. Montrer le modèle moléculaire.

Ça d'accord super mais comment ça marche avec des atomes différents ? Genre  $H_2O$  ?

Alors déjà je voudrais vous remercier pour avoir posé cette question qui me permet de revenir sur mon intro.

Eh bien pour l'eau c'est exactement pareil ! H a besoin de faire une doublet liant et O d'en faire deux eh bien c'est parfait ! Montrer le modèle moléculaire.

### Quelques OdG

- longueur de la liaison : 100aine de pm (110 pm pour H-H et 154 pour C-C) une liaisons covalente représente donc une attraction à courte portée conformément à la définition de liaison chimique
- énergie de la liaison : il s'agit de l'énergie à apporter à la molécule pour casser la liaison. Elle est de l'ordre de la 500aine de kJ/mol. On pourra comparer plus tard avec les énergies d'autres liaisons.

**CdIS** : Ça veut dire qu'il faut plus de 100 kJ pour casser les liaisons de 10g d'eau... Sachant que pour faire bouillir la même quantité, il faut plutôt 10kJ!

*Nous avons réussi à comprendre la stabilité de la molécule d'eau et des molécules en général. Pour autant, on sait pas encore comment la représenter, on va pas se servir du modèle toute notre vie. Nous allons donc formaliser l'écriture des molécules en introduisant la structure de Lewis*

## 1.2 La structure de Lewis

↪ *Bellier 1ère, p.85*

La structure de Lewis est une représentation 2D de la structure électronique des molécules.

Elle suit deux règles importantes :

- le symbole de l'élément correspond au noyau et aux électrons internes de l'atome
- les doublets d'électrons sont représentés par des tirets

Voyons comment on écrit la structure de Lewis d'une molécule sur l'exemple de la molécule d'eau.

1. Trouver les structures électroniques des éléments présents
2. Identifier les électrons de valence et le nombre de liaisons covalentes que doit faire chaque atome pour respecter la règle du duet ou de l'octet
3. On place les doublets liants

4. On regarde le nombre d'électrons de valence restants qui n'interviennent pas dans des liaisons covalentes
5. On associe ces électrons restants par paires, chacune formant un **doublet non-liant**
6. On représente ces doublets non-liants par des traits autour des atomes
7. Fini :D

**CdIS** : Structure électronique et électrons de valence (t'as mis atome d'ailleurs) c'est moyen au programme quand même... Ça revient au même, mais au lycée il me semble que le structure s'écrit avec des couches KLM. Ou sinon on dit que le nombres d'électrons manquants, c'est le nombre de cases avant la dernière colonne dans le tableau périodique...

Une fois fini, on fait rapidement  $\text{CH}_4$  pour s'assurer que tout le monde a compris. On fini par les structures de Lewis de  $\text{O}_2$  et  $\text{N}_2$  pour montrer les liaisons multiples

On peut aussi parler des lacunes électroniques, c'est fait dans le *🚩 Bellier 1ère* (en fait bof) .

### 1.3 Géométrie ? Détermination d'une énergie de liaison ?

La géométrie ça peut être bien si auparavant on a parlé de la directivité de la liaison covalente.

Gna gna les nuages électroniques se repoussent au max...

**CdIS** : Je pense pas... Vu que la leçon stéréochimie se situe au niveau terminale. Ou alors juste un mot pour rappeler les limites de la modélisation de LEWIS.

*Super maintenant on sait expliquer la stabilité de la molécule d'eau, avec des liaisons covalentes. Est-ce que c'est pareil pour des assemblages de molécules d'eau genre la glace ?*

## 2 Des molécules aux solides / Cohésion de la matière

Le but de cette partie est d'arriver à former des solides visibles à l'oeil nu. Pour cela, il est nécessaire de revenir à la liaison covalente. Lorsque la liaison covalente se crée, on a vu que chaque atome met en commun un électron. Mais est-ce que ce partage d'électrons est équitable entre les deux atomes ? La réponse est non et c'est ce que nous allons voir dans cette première sous-partie en définissant la notion d'électronégativité.

### 2.1 Électronégativité et polarité

*🚩 Bellier 1ère, p.87*

#### Définition : Électronégativité

L'**électronégativité**, notée  $\chi$ , d'un atome est sa capacité à attirer à lui les électrons. Plus l'électronégativité d'un atome est grande plus il va attirer les électrons.

Pour comparer l'électronégativité des différents atomes, on utilise l'échelle de Pauling :

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 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

FIGURE 2.1 – Représentation de l'échelle de PAULING sur le tableau périodique des éléments

Quelques remarques :

- l'électronégativité est croissante de gauche à droite dans le tableau
- l'électronégativité est croissante de bas en haut dans le tableau
- l'élément le plus électro-négatif est bien le Fluor en haut à droite
- les gaz rares en faisant aucune liaison covalente, ils ne partagent pas d'électrons et ont une électro-négativité nulle

Ainsi, dans une liaison entre atomes dont la différence d'électronégativité est suffisamment élevée ( $> 0.5$ ), l'atome le plus électro-négatif va attirer à lui les électrons. On considère alors cet atome comme le pôle négatif de la liaison et on le note  $\delta^-$ . L'autre atome est considéré comme le pôle  $\delta^+$ .

Exemple sur le chlorure d'hydrogène H-Cl. On compare les électro-négativités, 3 vs 2.1, l'écart est suffisant pour considérer le chlore pour pôle  $\delta^-$  et donc pour considérer les charges séparées. On parle de **liaison polarisée**.



FIGURE 2.2 – Charges séparées dans H-Cl

#### Définition : Liaison polarisée

Une liaison est dite **polarisée** si la différence d'électronégativité est suffisante ( $>0.5$ ), ie si les charges sont séparées

Exemple de C et H dont les électro-négativités sont trop proches pour pouvoir avoir une séparation de charges. Exemple aussi de NaCl, la différence est telle qu'on a la liaison ionique.

### Définition : Molécule polaire

Une molécule est dite **polaire** si les positions moyennes des charges + et - ne sont pas confondues. Dans le cas contraire on parle de molécule **apolaire**.

Pour qu'une molécule soit polaire il lui faut des liaisons polarisées (aucun alcane n'est polaire car ne possède que des liaisons C-H) mais l'inverse n'est pas vrai, ce n'est pas parce qu'une molécule a des liaisons polarisées qu'elle est polaire, la géométrie ça joue !

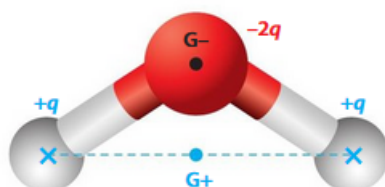


FIGURE 2.3 –  $\text{H}_2\text{O}$  est polaire

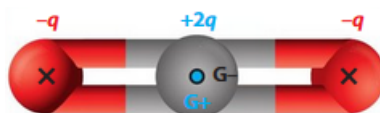


FIGURE 2.4 –  $\text{CO}_2$  est apolaire

## 2.2 Liaisons intermoléculaires

### Liaisons de VAN DER WAALS

#### Programme

Ne jamais parler de dipôle ! Rester sur des interactions électrostatiques classiques entre excédents de charge.

On vient de voir que les molécules pouvaient présenter des déséquilibres de charges. On parle alors de molécules polaires. Lorsque deux molécules polaires s'approchent l'un de l'autre, il existe une interaction électrostatique entre elles.

Prendre l'exemple l'acétone (solvant polaire aprotique), et montrer que les interactions électrostatiques entre les excédants de charge créent des liaisons intermoléculaires. On se réserve l'exemple de l'eau pour les liaisons H !

Mais parfois, même les molécules apolaires peuvent présenter des excédants de charge. En effet, les nuages électroniques bougent en permanence, et il peut arriver qu'à un moment, ces nuages soient déséquilibrés, ce qui crée une polarisation instantanée.

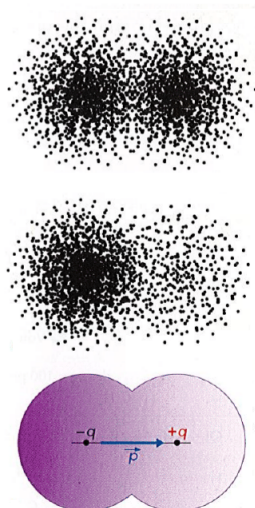


FIGURE 2.5 – Le nuage électronique de la molécule de diiode peut se déformer à un moment et ainsi faire apparaître une polarisation instantanée.

#### Définition : Liaisons de Van der Waals

Les **liaisons de Van der Waals** sont des liaisons entre molécules dues à des interactions électrostatiques.

Ainsi, même les molécules apolaires interagissent entre elles. On peut alors envisager trois types d'interactions :

Type d'interaction	Énergie de liaison	Exemples
Polaire-polaire	5-25 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	HCl - HCl
Polaire-apolaire	2-10 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	HCl - $\text{I}_2$
Apolaire-apolaire	0.05-40 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\text{I}_2$ - $\text{I}_2$

Toutes ces interactions sont appelées interactions de VAN DER WAALS et constituent à l'échelle macroscopique la cohésion de la matière : ce sont elles qui font que les molécules restent liées entre elles et donc elles sont à l'origine de l'existence des liquides et des solides.

On remarque au passage que les liaisons ap-ap et pol-pol sont plus fortes que pol-ap... Ce qui explique que les solutés apolaires soient plus solubles dans les solvants apolaires que polaires !

## Liaisons hydrogène

Un autre type de liaisons de la sorte sont les **liaisons hydrogènes**. Elles résultent du même phénomène de séparation des charges, mais cette fois-ci au sein d'une liaison entre un atome H et un atome plus électronégatif. Dans cette configuration, l'hydrogène peut se lier à un autre atome très électronégatif et porteur d'un doublet non-liant.

#### Définition : Liaison hydrogène

La **liaison hydrogène** est une liaison d'origine électrostatique entre un atome d'hydrogène et un atome électronégatif porteur d'un doublet non liant.

La liaison hydrogène est en général plus forte que les interactions de VdW : de 20 à 40  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .



Prendre l'exemple de l'eau évidemment, et dire que c'est ce type de liaisons qui assure la cohésion de l'eau et de la glace, étant donné sa force relativement aux interactions de VdW.

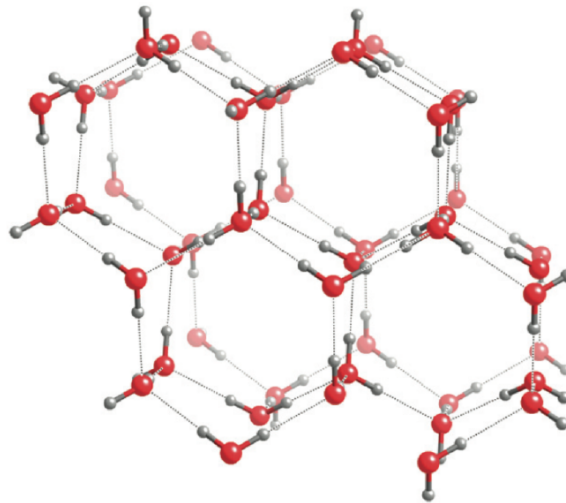


FIGURE 2.6 – L'organisation spatiale de la glace est dictée par les liaisons H (pas rentrer dans les détails parce que 14 variétés allotropiques bon...)

### 3 Influence des liaisons sur les propriétés macro

#### 3.1 Température de fusion

On a pu étudier différents types de liaisons et montrer que chacune avait sa propre énergie de liaison. On sait que quand on apporte de l'énergie (sous forme de chaleur par exemple) à de la glace, celle-ci fond... Puis s'évapore. Mais dans chaque état, la molécule reste la même :  $\text{H}_2\text{O}$ .

Ces changements d'états se traduisent à l'échelle moléculaire par des brisures de **liaisons intermoléculaires**. Mais car l'énergie apportée a dépassé l'énergie de cohésion de la matière.

Cependant, le matériau reste de l'eau sous forme de molécule d' $\text{H}_2\text{O}$ ... On n'a donc pas réussi à casser les **liaisons covalentes**, qui sont bien plus résistantes !

Il existe pas mal d'animations sur internet comme celle-ci.

#### Alcanes et liaisons de VAN DER WAALS

Dans le cas des alcanes, seules les interactions de VdW sont à prendre en compte et celles-ci sont d'autant plus fortes que la chaîne carbonnée est longue. En effet, une chaîne longue est plus riche en électrons donc mieux polarisable (à garder pour les questions!).

Ainsi, plus la chaîne est longue, plus la température de fusion augmente (de même pour la température d'ébullition).

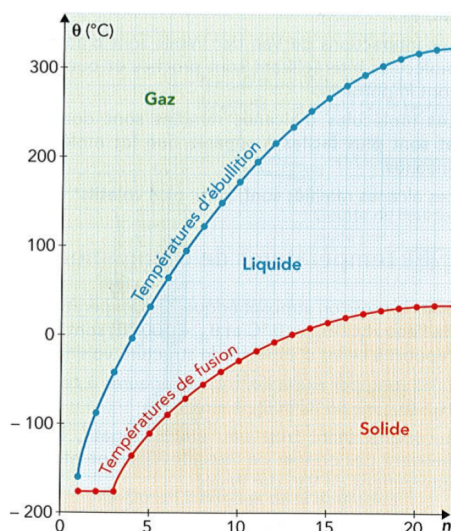


FIGURE 3.1 – Représentation des températures de fusion et d'ébullition des alcanes

### NB

C'est pas vraiment la longueur de la chaîne qui compte... Pour un nombre de carbone égal, mais avec des ramifications en plus, les interactions sont plus faibles donc la température de fusion aussi.

## Liaisons hydrogènes

L'exemple des acides fumarique et maléique est bien sympa... Blablabla les liaisons H c'est balèze!

### Expérience : Différence de points de fusion

➤ JFLM 2?

⌚ 5 min

Bon bah tout est dans le titre hein... On utilise KOFLER évidemment. On utilise les acides fumariques et maléiques, deux énantiomères dont l'un peut s'engager dans des liaisons intermoléculaire et pas l'autre. On s'attend respectivement à 286°C et 130°C, donc commencer par le maléïque, et juste montrer que le banc ne va pas assez loin pour le fumarique.

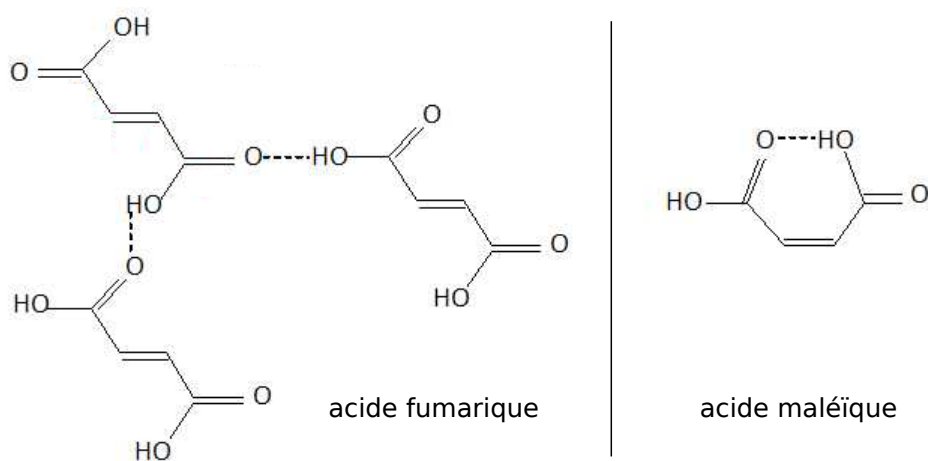


FIGURE 3.2 – Liaisons H intermoléculaires pour l'acide fumarique ce qui renforce la résistance du solide.

Utiliser cette vidéo !

## 3.2 Solubilité

Lorsque l'on veut dissoudre des espèces en solution, il faut vérifier que des interactions se créent entre le soluté et le solvant. Ainsi un soluté polaire se dissout mieux dans un solvant polaire, et un soluté apolaire se dissout mieux dans un solvant apolaire (grâce aux OdG pol-pol et apol-apol > apol-pol).

### VdW et toute la troupe

D'ailleurs KEESOM c'était le thésard de VDW, et DEBYE un thésard de SOMMERFELD (the god). Les liaisons apolaire-apolaire sont parfois plus fortes que les polaire-polaire! Keesom c'est permanent-permanent, Debye c'est permanent induit et London c'est induit-induit.

Force	type	Énergie (kJ/mol)	exemple
ionique	cation-anion	400-4000	NaCl
Covalent	Partage d'électrons	150-1100	H-H
Métallique	Électrons délocalisés	75-1000	Fe <sub>(s)</sub>
Ion-dipôle	Charge-dipôle	40-600	Na <sup>+</sup> ...OH <sub>2</sub>
Dipôle-dipôle	Keesom	5-25	HCl...HCl
Ion-dipôle induit	Charge-dipôle induite	3-15	Fe <sup>2+</sup> ...O <sub>2</sub>
Dipôle-dipôle induit	Debye	2-10	HCl...Cl <sub>2</sub>
Dipôle instantané-dipôle induit (dispersion)	London	0.05-40	F <sub>2</sub> ...F <sub>2</sub>

FIGURE 3.3 – Quelques ordres de grandeur de liaisons

Et hop on recycle les expériences qui marchent bien !

#### Manip' : Migration du diiode en phase organique

Version simplifiée de [JFLM 1 p.246](#) . On prend deux tubes à essai :

1. Diiode solide dans de l'eau
2. Diiode solide en phase aqueuse + ajouter du cyclohexane (oupsi toluène?)

Secouer les deux tubes : couleur orange dans le premier, et violette dans le deuxième, mais seulement dans la phase orga, avec en plus du diiode surnageant. On voit donc que :

- Les propriétés du diiode ne sont pas les mêmes en fonction du solvant (couleur)
- Le diiode a plus d'affinité avec le cyclohexane
- Le diiode est moins soluble dans l'eau

Au passage on illustre aussi ce qui aurait pu être une troisième sous-partie : l'absorbance.

Ici le diiode (apolaire mais fortement polarisable) présente des interactions plus fortes en présence d'un solvant apolaire (orga) que dans l'eau.

#### Autres idées

On aurait pu parler aussi des savons et tensio-actifs, ou bien de l'absorbance. Un bon exemple est la différence entre le  $\alpha$  et le  $\beta$ -carotène qui présentent une différence longueur d'onde dans leur pic d'absorption, due à une double liaison qui change de place. Petite (grosse!) mainp ici au cas où [Daumarie p.167-171](#) .

## Questions

**Différence principale entre liaison covalente et liaison ionique ?** La liaison ionique peut être dirigée.

**Comment expliquer la différence entre les énergies des liaisons covalentes ?**

**La règle de l'octet est-elle valable pour tous les éléments du tableau périodique ? Est-ce que tous les éléments des trois premières lignes respectent la règle de l'octet dans leurs assemblages ?** Duet : Hydrogène, octet : 2 lignes suivantes

Bore avec trois électrons de valence mais avec 6 électrons dans  $\text{BH}_3$ , on met une lacune qui indique le non respect de la règle de l'octet.

**Tu as écrit les structures électroniques avec K,L et M, est-ce que tu peux expliquer ce que ça représente ?** Ce sont les couches électroniques

K : 2 électrons

L : 8 électrons

M : 18 électrons

**Pourquoi on ne complète pas les couches électroniques internes ?** Règle de Klechkovski : ces couches sont déjà pleines.

**Élément le plus électronégatif ? Le moins ? Est-ce que HF est pertinent comme exemple de la liaison covalente ?** Plus électronégatif : Fluor, le moins : Francium. HF est une liaison presque ionique, il vaut mieux prendre des atomes équivalents pour parler de la liaison covalente.

**Pourquoi  $\text{CO}_2$  est-elle apolaire ?** Les deux moments dipolaires ( $\text{O} \rightarrow \text{C}$ ) sont de même norme mais de direction opposées, ils se compensent donc molécule apolaire.

**Est-ce que tu peux nous parler des liaisons halogènes ?** Équivalentes aux liaisons hydrogène avec un halogène à la place de H.

**Interactions pi ?** Empilement pi, radicaux pi...

**Tu as parler d'un pôle négatif pour I-Cl, où est-il ?** Cl plus électronégatif donc pôle négatif.

**Explications dipôle électrique instantané ?** Moyenne statistique : molécule apolaire, mais à un instant t, les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas au même endroit.

**VSEPR molécule d'eau ?**

**Angle liaison H-C-H ?**  $109.5^\circ$

**Même angle pour ammoniac ?**

**Echelle d'électronégativité ?**

**Cause différence d'énergie pour les liaisons hydrogène ?** Dépend de l'électronégativité des atomes donneur et accepteur.

**Description plus détaillée du solide ionique NaCl** Maille cfc pour Na, les Cl occupent le milieu de chaque arête, 4 Na et 4 Cl.

Deux réseaux cfc décalés de  $a/2$ .

**Pourquoi la courbe de potentiel augmente durant le dosage ?**

**Quelle leçon avant ? Après ?** Avant : structure de l'atome  
Après : solvants en chimie