

LC01 – Liaison chimique

4 juin 2021

Clément Gidel & Pascal Wang

Niveau :

Commentaires du jury

Bibliographie

🔍 *Le nom du livre, l'auteur*¹

→ Expliciter si besoin l'intérêt du livre dans la leçon et pour quelles parties il est utile.

Prérequis

- Structure de l'atome
- Tableau périodique
- Configuration électronique
- Nombre d'électrons de valence des éléments usuels
- changement d'état des corps purs.
- règle du duet et de l'octet

Expériences

- ☞ Biréfringence du quartz

Table des matières

1	Cohésion des solides ioniques : la liaison ionique	3
1.1	Liaison ionique	3
1.2	Solide ionique	3
2	Des atomes aux molécules	4
2.1	La liaison covalente	4
2.2	Le schéma de Lewis (1916)	5
2.3	Géométrie des molécules (partie optionnelle)	6
3	Cohésion des solides moléculaires : les liaisons intermoléculaires	7
3.1	Electronégativité et polarité	8
3.2	Interaction de Van der Waals	9
3.3	Liaison hydrogène	10

Préparation

Biblio : JFLM 2 pour la fusion des acides maléique, fumarique. Belin et Hachette ancien programme pour le cours. Des manuels nouveau programme pour la structure. Utiliser orbimol pour des animations, handbook liaisons http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Longueurs_et_%C3%A9nergies_de_liaisons_covalentes

Préparation : il faut s'entraîner à donner les configurations électroniques et les schémas de Lewis assez vite.

Plan : On peut sauter la géométrie et parler plus d'applications de VdW et pont hydrogène. On peut mettre l'acide fumarique/maléique à la fin comme grosse application tampon et mieux expliquer les bases. Si c'est trop long, on peut couper le solide ionique.

Manip :

Passage : on peut noter les définitions dans un coin et ne pas les effacer

Questions : différentes échelles d'électronégativité, cristallographie, paramagnétisme de O₂, couches KLMN, tableau périodique (cf. LC 16), mécanisme de la solvatation, liaison faible/liaison forte avec des liaisons hors lycée (Fort : liaison covalente, liaison ionique, liaison métallique et liaison de coordination. Faible : liaison de Van der Waals et liaison hydrogène. autres types de liaison (liaison métallique avec la théorie des bandes, covalente de coordination avec la théorie du champ cristallin, complexe-ligand, $\pi - \pi$, π -anion, π -cation,

Placement

A cheval entre la seconde et la 1ère. En seconde, on voit la structure électronique de l'atome, le tableau périodique, les gaz nobles, les ions. En seconde, les schémas de Lewis sont fournis et interprétés. En 1ère, on voit les liaisons faibles : pont hydrogène et interactions entre molécules polaires/apolaires. Le programme ne mentionne pas explicitement le nom de Van der Waals. En 1ère enseignement scientifique, on aborde la cristallographie

Plan : Clément

Niveau : 1ère STL pour pouvoir parler de liaisons de VDW principalement (VSEPR est aussi au prgm mais c'est pas le coeur de la leçon l'agencement spatial). Insister sur le modèle de Lewis au début. Le fil conducteur avec le tableau récapitulatif est bien fait, ça donne un vrai message à la fin de la leçon ! Bien penser à mentionner les lacunes via la règle de l'octet et du duet mais Pacal le fait bien !

C'est une bonne idée de commencer par le cristal ionique car les sous couches sont déjà complètes, on peut alors faire le pont avec la configuration électronique et les liaisons.

La partie sur le modèle covalent est bien menée par l'exemple de la molécule d'eau où on donne un peu naïvement la structure avec l'explication de Lewis et les propriétés de la liaison. La formalisation est ensuite plus naturelle avec le modèle de Lewis.

Pour les liaisons intermoléculaires, c'est bien de passer du temps sur la notion d'électronégativité (sans rentrer dans les détails !) et ainsi de bien développer les charges partielles. L'expérience de l'acide fumarique est délicate skip bon si on fait que la température de fusion et qu'on passe la solubilité sous le tapis ça passe à mon avis... **Askip c'est pas une bonne idée de prendre ces espèces, ça vaut peut être le coup de changer..** Pas être trop complet sur le moment dipolaire, faire ça vraiment avec les mains. Van der Waals être assez concis aussi dessus, limite faire un seul type d'interaction propre (Keesom) et passer rapide sur les autres. Liaison hydrogène c'est important, ne pas les négliger : cela permet d'expliquer l'expérience !

Introduction

Classification périodique et structure électronique La compréhension de la structure électronique des atomes, justifie leur classification dans le tableau périodique des éléments, qui met en lumière leurs similarités de propriétés physico-chimiques.

Corps simple moléculaire, corps composé Cependant, la chimie ne se limite pas à celle des corps simples élémentaires. En effet, l'air contient principalement des corps simples moléculaires comme le diazote N_2 et le dioxygène O_2 . Les atomes d'azote et de dioxygène ne sont pas libres mais associés par paires. Ces entités composées de plusieurs atomes sont les molécules. L'eau que nous buvons est aussi composée de molécules, elles-mêmes composées d'atomes différents : hydrogène et oxygène. C'est un corps composé [On montre la représentation de Lewis et on dit qu'on va expliquer dans le leçon la signification de ce schéma.](#) *Un corps pur simple, ou corps simple, est un corps pur constitué d'un seul type d'atomes. Il peut être : élémentaire, c'est-à-dire que ses atomes ne forment pas des molécules (Fe) ; moléculaire, c'est-à-dire que ses atomes sont liés par des liaisons covalentes et forment donc des molécules (H_2). Un corps pur composé (ou simplement corps composé, également composé défini) est un corps pur constitué d'atomes de différentes natures. Ces atomes peuvent être neutres ou ionisés, et isolés ou bien regroupés sous la forme de molécules, de complexes ou d'ions polyatomiques.*

Vers la liaison chimique Comment passer de l'édifice électronique d'un atome à la construction d'une molécule où les atomes sont liés entre eux ? On va introduire la notion de liaison chimique.

Définition : liaison chimique Une liaison chimique est une interaction attractive entre des atomes permettant de former des molécules ou entre molécules pour former des agrégats.

Objectif Dans cette leçon, on va préciser la notion de liaison chimique, donner plusieurs types et expliquer comment passer de la structure atomique à la structure moléculaire. On va montrer des conséquences directes à l'échelle macroscopique, en expliquant comment est assurée la cohésion de la matière à l'échelle moléculaire.

1 Cohésion des solides ioniques : la liaison ionique

1.1 Liaison ionique

Liaison Une liaison entre deux entités implique l'explication d'une interaction attractive.

Ions A l'aide de la structure électronique de l'atome, on a expliqué quels ions sont préférentiellement formés : ce sont ceux qui tendent à rapprocher la configuration électronique de celle du gaz rare le plus proche. Par exemple : H^+ , Na^+ et Cl^- . [On donne leur configuration et celle de leur ion : la dernière sous-couche est complète.](#)

Liaison ionique On connaît déjà un type d'interaction attractive : l'interaction électrostatique entre deux ions de charges opposées. Pour l'instant, on appelle liaison ionique une liaison chimique qui implique l'attraction électrostatique entre deux ions de charge opposées. [On précisera la définition avec la notion d'électronégativité plus tard.](#) **ODG:** 100 kJ/mol. L'interaction électrostatique entre les ions des composés ioniques est une interaction forte. [On comparera cet ordre de grandeur avec les liaisons vues plus loin.](#)

Energie de liaison On définit l'énergie de liaison comme l'énergie à fournir pour rompre la liaison.

Et l'interaction gravitationnelle ? L'interaction gravitationnelle est aussi une interaction attractive, mais elle est tellement faible par rapport à l'interaction électrostatique qu'elle est négligée à l'échelle atomique. **ODG:** [Faire l'ordre de grandeur pour deux ions, comparer à la force électrostatique.](#)



On a les outils pour expliquer l'existence et la cohésion des solides ioniques.

1.2 Solide ionique

Chlorure de sodium, structure

Un exemple simple de solide ionique est le chlorure de sodium NaCl, constitués d'ions chlorure Cl^- et sodium Na^+ . Animation : https://www.chemtube3d.com/_rocksaltfinal Microscopiquement, on a une structure ordonnée. On ne rentre pas dans les détails de l'organisation spatiale (enseignement de spécialité). L'alternance de cations et d'anions rend le sel électriquement neutre. Chaque cation est entouré d'anion et vice-versa, ce qui donne la cohésion. **ODG:** 800 kJ /mol pour NaCl.

Définition : cristal ionique Plus généralement, un solide ionique ou cristal ionique est constitué de cations et d'anions disposés de façon ordonnée dans l'espace. Il est électriquement neutre : les charges positives des cations sont compensées par les charges négatives des anions. Sa formule dite formule statistique indique la nature et la proportion des ions présents sans en mentionner les charges.

Cohésion du cristal ionique Dans un cristal ionique, les ions exercent les uns sur les autres des forces d'interaction électrostatique soit attractives entre deux ions de charge de signes opposés soit répulsives entre deux ions de charge de même signe. Cependant chaque ion s'entoure d'ions de charges de signes contraires afin que les attractions l'emportent sur les répulsions. La cohésion d'un cristal ionique est assurée par des interactions ioniques c'est-à-dire par des interactions électrostatiques entre les ions de charges contraires du cristal. L'interaction ionique est une interaction forte.

Bonus : propriétés électriques des solides ioniques Un solide ionique est isolant la plupart du temps mais certains sont supraconducteurs à très basse température (YBaCuO) et d'autres sont semi-conducteurs (oxyde de Fer non stoechiométrique $\text{FeO}_{1,036}$ appelé Wüstite).

On a vu comment s'assemblent des ions pour former des solides. Mais, le modèle ionique ne permet pas d'expliquer l'existence de H_2 , O_2 , N_2 . Cependant, beaucoup de solides qui nous entourent, comme la glace et le sucre, sont en fait constitués de molécules, qui sont un assemblage d'atomes. Vous avez étudié la structure des atomes en seconde, comment s'assemblent-ils pour former des molécules ?

2 Des atomes aux molécules

On a déjà vu les couches électroniques d'un atome. Notamment, si on considère les gaz nobles, ceux-ci ont des couches externes pleines (duet pour l'hélium, octet pour les autres). Ceci justifie leur importante stabilité et leur caractère chimiquement inerte (*sauf xénon et krypton*). Mais que se passe-t-il pour les autres atomes du tableau périodique ?

2.1 La liaison covalente

Vers la liaison covalente On a vu que l'ion le plus stable d'un atome est celui dont la configuration électronique se rapproche de celle du gaz rare le plus proche. De la même manière, les atomes peuvent rapprocher leur configuration électronique de celle d'un gaz rare en partageant des électrons avec d'autres atomes : c'est le principe de la liaison covalente.

Définition : liaison covalente Le modèle proposé par Gilbert Newton Lewis en 1916 fait intervenir les électrons de valence des atomes. La liaison covalente est une liaison dans laquelle deux atomes mettent en commun deux électrons de valence pour former un doublet liant. **On insiste sur la notion de partage et mise en commun.** Un doublet liant d'une liaison covalente résulte de la mise en commun de 2 électrons de valence par 2 atomes ; chaque atome apportant un électron.

Origine de la liaison covalente Bien que se trouvant dans l'incapacité de justifier l'existence même d'une telle paire (il fallut attendre la découverte du principe d'exclusion de Pauli pour comprendre la raison de cette association de deux électrons), Lewis considérait intuitivement que le rôle de la paire d'électrons était d'attirer à elle les noyaux, les rapprochant ainsi l'un de l'autre. **On peut donner l'explication de Lewis en disant qu'elle est incomplète**

Exemple : le dihydrogène **On montre un modèle moléculaire** Le dihydrogène H_2 est gazeux dans les cntp. Industriellement, il est utilisé pour la synthèse de l'ammoniac, utilisé comme engrais ou réfrigérant. Un atome d'hydrogène possède un électron de valence. La liaison covalente H-H est le résultat de la mise en commun des électrons de valence de chaque H. **ODG:** longueur 110 pm, énergie 436 kJ/mol. *On produit le dihydrogène par vaporeformage du méthane*

$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2$ ou par électrolyse de l'eau.

Règle du duet et de l'octet Au sein d'une molécule, les atomes tendent à compléter leur couche électronique externe pour acquérir la structure électronique d'un gaz noble qui possède un duet (Hélium) ou un octet (Néon) d'électrons sur sa couche externe. Ce sont les règles du duet et de l'octet.

Elément	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence manquants pour être stable
H	$1s^1$	1
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	2

(1)

Avec ces différents exemples, on peut donner la règle la plus importante pour former une liaison covalente.

Un atome a tendance à former autant de liaisons covalentes que d'électrons manquants pour atteindre la configuration stable de gaz rare le plus proche.

Application à la molécule d'eau Nous avons ici une première représentation de la formation de la molécule d'eau. L'oxygène forme bien 2 liaisons et l'hydrogène forme 1 liaison.

Application à la tétravalence du carbone On explique ainsi que le carbone peut former quatre liaisons. C'est la tétravalence du carbone, formulée dès 1857 par Kekulé et indépendamment par Couper (puis Le Bel et Van't Hoff?). Exemple : méthane CH_4 .

Propriétés La liaison est directive. Mais il y a liberté de rotation des liaisons sur les atomes autour de la liaison simple. [On le montre sur un modèle moléculaire de l'eau.](#)

Ordres de grandeur : longueur La longueur d'une liaison covalente est de l'ordre de 100 nm et l'énergie *La longueur de liaison correspond au minimum d'énergie du potentiel de la forme d'un potentiel de Morse. On peut mesurer l'énergie de la liaison en mesurant un enthalpie de réaction par calorimétrie.*

Ordre de grandeur : énergie L'énergie d'une liaison covalente, c'est-à-dire l'énergie à apporter à la molécule pour casser la liaison, est comprise entre 300 et 600 kJ/mol [On continue à remplir le tableau.](#) C'est une liaison très forte, assurant la stabilité des molécules : on retrouve ici le terme "durable" présent là encore dans la définition d'une liaison chimique.

Bonus : pont de liaison covalente Pont disulfure formé par oxydation dans les protéines (cystéine $\rightarrow$ cystine). Vulcanisation.

Nous avons réussi ici à comprendre les conditions de formation des liaisons covalentes et donc des molécules. Pour autant, la représentation précédente de la molécule d'eau n'est que très schématique. Nous allons donc essayer de formaliser l'écriture des molécules en utilisant la structure de Lewis.

2.2 Le schéma de Lewis (1916)

Schéma de Lewis Le schéma de Lewis est la représentation en 2D de la structure électronique des molécules. *Pour aller plus loin, il faut la représentation de Cram.*

Représentation de Lewis

- On représente à l'aide du symbole de l'élément correspondant le noyau atomique et les électrons de coeur de l'atome.
- Les doublets d'électrons engagés dans une liaison covalente sont représentés par un tiret.
- Les doublets d'électrons de valence localisés sur un seul atome sont dits non liants et sont représentés par un tiret.
- les électrons célibataires sont notés par des points
- Si un atome a des défauts d'électrons par rapport à la règle de l'octet/duet, on lui attribue une lacune électronique.

- On attribue les charges aux atomes les plus électronégatifs.

Règles à suivre Les atomes des trois premières lignes de la classification périodique obéissent à la règle du duet et de l'octet.

Application à la molécule d'eau On reprend molécule d'eau pour voir les différentes étapes de la représentation de Lewis d'une molécule.

1. **Déterminer les configurations électroniques des atomes** Tout d'abord, il faut chercher le numéro atomique de chaque atome pour avoir leur configuration électronique. Pour la molécule d'eau, on a vu précédemment que l'atome d'oxygène a la configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^4$ et l'atome d'hydrogène a la configuration électronique $1s^1$.
2. **Comptage des électrons de valence** On identifie ensuite les électrons de valence de chaque atome. On les représente sous forme de points
3. **Placement des doublets liants et non-liant** On place les doublets liants avec des tirets et on place les doublets non-liants en prenant garde à respecter les règles du duet et de l'octet pour les éléments des 3 premières lignes. Si ce n'est pas possible (ion H^+ , BH_3), on indique un carré vide pour une lacune électronique.

Liaison double : dioxygène L'air que nous respirons est composé à 80% de diazote N_2 et de dioxygène O_2 . On construit la représentation de Lewis de O_2 . Il y a mise en commun de deux doublets électroniques. La liaison double est directive. La liaison définit un plan : la rotation est bloquée. On le montre sur un modèle moléculaire de l'éthène, on sent que cela ne peut pas tourner. Cela a été vérifié par diffraction rayons X. L'énergie typique est supérieure à celle d'une liaison simple **ODG**: entre 400 et 750 kJ/mol. La distance est plus courte $C=C$ 134 pm contre $C-C$ 154 pm. Une liaison double est moins forte que deux liaisons simples car la liaison π est moins forte que la liaison σ car le recouvrement est moindre.

Liaison triple : diazote On construit la représentation de Lewis de N_2 . Il y a mise en commun de trois doublets électroniques. Comme la liaison double, la liaison triple est directive. **ODG**: L'énergie typique est supérieure à 750 kJ/mol. La longueur de $C \equiv C$ est 120 pm.

Cohésion des solides covalents : le diamant/la silice On montre les structures sur diaporama/modèle moléculaire Exemples : diamant, Si, Ge, SiO_2 quartz/silice, BN.

La représentation de Lewis apporte de nouvelles précisions sur la structure d'une molécule. Cependant, elle n'est qu'une représentation plane des molécules et ne prend pas en compte la répartition des atomes dans l'espace tridimensionnel. On s'intéresse donc à la géométrie des molécules dans l'espace.

2.3 Géométrie des molécules (partie optionnelle)

On écrit juste que la géométrie autour d'un atome d'une molécule est celle qui maximise l'éloignement entre doublets. On donnera quelques exemples concrets dans les parties suivantes.

Modèle de Gillespie Les doublets liants ou non liants exercent entre eux des forces électriques répulsives. Dans le modèle de Gillespie, les doublets se repoussent au maximum dans l'espace afin d'être les plus éloignés possibles les uns des autres. Il est ainsi possible, à partir du schéma de Lewis d'une molécule, de prévoir la géométrie adoptée par des atomes liés à un atome central.

Exemples de géométries On s'appuie sur des modèles moléculaires et sur chemSketch ou chemtube3d Voyons ici les géométries caractéristiques à connaître et reconnaître dans des molécules simples inconnues (pensez à utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de modélisation comme ChemSketch).

- Le méthane CH_4 . Pour une molécule constituée d'un atome central entouré de 4 doublets liants ou non liants. L'éloignement maximal des doublets aboutit à former un tétraèdre dont le centre est occupé par l'atome central. L'atome de carbone est relié par 4 liaisons covalentes avec les atomes d'hydrogène, et se situe au centre d'un tétraèdre qui a pour sommets les atomes d'hydrogène. On parle de géométrie tétraédrique.
- L'ammoniac NH_3 . L'atome d'azote est relié par 3 liaisons covalentes avec les atomes d'hydrogène, et se situe également au centre d'un tétraèdre. L'atome d'azote possède un doublet non liant. Un doublet non liant est plus répulsif qu'un doublet liant. On parle de géométrie pyramide à base triangulaire.

- L'eau H₂O. L'atome d'oxygène est relié par deux atomes d'hydrogène et possède deux doublets non liants comme vu précédemment. On parle de géométrie coudée, avec un angle de 120° entre les deux liaisons covalentes.
- Le dioxyde de carbone CO₂. L'atome de carbone est relié par deux liaisons doubles avec chaque atome d'oxygène et n'a pas de doublet non liant. On parle de géométrie linéaire.

Dans cette première partie, nous avons mis en évidence l'existence de la liaison chimique permettant la formation des molécules, la liaison covalente. Pour autant, celle-ci n'est pas suffisante pour expliquer les interactions existantes entre les molécules et la formation des solides visibles macroscopiquement. Qu'est-ce qui fait que quand on tire sur un solide, il ne se casse pas en deux ?

3 Cohésion des solides moléculaires : les liaisons intermoléculaires

Insuffisance des liaisons ioniques pour expliquer la cohésion des solides moléculaires Entre les ions, particules chargées, on a vu que la cohésion se fait grâce à l'interaction électrostatique. On a vu la construction des molécules. Pour l'eau, la molécule est neutre, on ne peut pas expliquer sa cohésion à l'état solide par les mêmes arguments ioniques, ni par des liaisons covalentes.

On va examiner le cas de deux solides, qui va nous renseigner vers où chercher la cohésion des solides moléculaires.

On peut aborder cela à la fin du plan sinon.

Acides maléique et fumarique Leur nom IUPAC est acide *cis/trans-butènedioïque*. On représente sur transparent le schéma de Lewis COMPLET des molécules, en indiquant les H et les doublets non liants. Les acides maléique et fumarique ont la même formule semi-développée. On a vu qu'une liaison double bloque la rotation, ainsi, ce sont des molécules différentes. La géométrie est triangulaire de part et d'autre de C=C. Ce sont des composés que l'on peut trouver dans des champignons (lichens). Il est produit chez dans le cycle de l'urée et est utilisé par des métabolismes pour oxyder des nutriments (dans le cycle de Kerbs). L'acide fumarique est utilisé comme additif alimentaire comme régulateur alimentaire de pH E297. Il est utilisé dans les boissons et les levures chimiques. The major industrial use of maleic acid is its conversion to fumaric acid.

Température de fusion des acides fumarique et maléique

⚡ JFLM 2

Préparation On allume le banc Kofler longtemps en avance et l'étalonne un peu avant le passage.

Présentation ON ENLÈVE LES GANTS. Vidéo du banc Kofler : https://www.youtube.com/watch?v=5UKnz8k10J4&feature=emb_logo#t=2m17s Les températures de fusion sont différentes. Pourtant, ces composés ont la même formule semi-développée. Pour l'acide maléique, on attend $T_f = 131\text{ °C}$. Pour l'acide fumarique, $T_f = 287\text{ °C}$. Sachant que l'extrémité du banc Kofler est à 250 °C, on ne peut pas l'observer. On note les observations et conclusion au tableau.

Insuffisance des liaisons covalentes pour la cohésion des solides moléculaires Les liaisons covalentes sont identiques dans ces deux solides. Ainsi, il faut chercher ailleurs : les interactions intermoléculaires.

Définition : solide moléculaire Un solide moléculaire est constitué de molécules. Il peut être cristallin si elles sont arrangées de façon ordonnée sinon il est amorphe. Leur cohésion est assurée par deux types d'interactions électrostatiques plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques : les interactions de van der Waals et les ponts hydrogène. Exemples : sucre, glace, diiode.

Quelles sont les interactions entre molécules ? On peut chercher du côté des interactions électrostatiques : on va étudier la répartition des charges.



3.1 Electronégativité et polarité

Définition : électronégativité 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 ? Non en général. On définit : L'électronégativité est une grandeur sans dimension qui traduit la capacité que possède un atome à attirer vers lui les électrons participant à une liaison covalente. [Montrer l'image du nuage électronique déformé dans HCl par exemple](#)

Echelle d'électronégativité de Pauling Pour comparer l'électronégativité des différents atomes, on utilise généralement l'échelle de Pauling (PN 1964) présentée. [On montre un tableau](#). L'électronégativité de Pauling d'un atome est notée χ . C'est une grandeur sans dimension comprise entre 0.7 et 4. Plus l'électronégativité est élevée, plus l'atome considéré est électronégatif. Elle augmente de la gauche vers la droite sur une ligne et du bas vers le haut dans une colonne. L'atome le plus électronégatif est l'atome de fluor. L'électronégativité des gaz nobles n'est pas définie car ils ne forment pas de liaison covalente *sauf krypton et xénon*. L'électronégativité est comprise entre 0,7 pour le francium et 4,0 pour le fluor, atome le plus électronégatif. .

Bonus : acidité des HX La force de l'acide augmente lorsqu'on descend la colonne des halogènes, alors que l'électronégativité diminue. Pourquoi HCl est un acide fort et HF est un acide faible ? L'anion est d'autant plus stabilisé que sa charge peut se répartir sur un grand volume. Cl est plus volumineux que F donc HCl est plus fort que HF.

Classification des liaisons

- Lorsque l'électronégativité des deux atomes est proche, par convention $\Delta\chi < 0.4$, la liaison n'est pas polarisée. Exemple : H₂, O₂, N₂, C-H. [On vérifie par le calcul que la liaison C-H n'est pas polarisée](#).
- Dans une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativités suffisamment différentes ($0.4 < \Delta\chi < 1.7$ à 2), le doublet est délocalisé vers l'atome le plus électronégatif. On dit que la liaison est polaire (ou polarisée). [On raisonne en concret sur HCl](#). L'atome A, le plus électronégatif, attire davantage les électrons de la liaison vers lui que le second atome. Il porte une charge électrique partielle négative notée δ^- et sera noté A^{δ^-} . L'atome B, le moins électronégatif, a perdu partiellement le doublet d'électrons et porte une charge électrique partielle positive δ^+ et sera noté B^{δ^+} . Les charges électriques partielles δ^- et δ^+ respectent la neutralité de la molécule et sont donc égales en valeur absolue. La formule de la molécule A-B s'écrit : $A^{\delta^-} - B^{\delta^+}$.
- Lorsque deux atomes ont des électronégativités très différentes ($\Delta\chi > 1.7$ à 2), le doublet d'électrons est complètement capté par l'atome le plus électronégatif. Cet atome porte une charge négative. L'autre atome porte une charge positive. On dit alors que la liaison est ionique, et non plus covalente. Exemple : NaCl, qu'on a traité en partie I.

Moment dipolaire de l'eau

Dans le cas d'une liaison polarisée, le nuage d'électron se déplace par rapport aux noyaux. [Revenir sur O-H](#). La différence d'électronégativité entraîne une polarisation de la liaison covalente. Pour l'eau de géométrie : <https://www.chemtube3d.com/vsepr-shape-water-is-bent/> le centre géométrique (ou barycentre) des charges positives est différent du centre géométrique des charges négatives.

Moment dipolaire La polarisation de chacune des liaisons entraîne une polarisation totale de la molécule : on dit qu'elle est polaire. Une molécule polaire définit un dipôle permanent. On le caractérise par son moment dipolaire $\vec{p}$, un vecteur partant du barycentre des charges partielles négatives et allant jusqu'au barycentre des charges partielles positives.

$$\vec{p} = q\vec{N}P \quad (2)$$

La norme de p s'exprime en C.m, traduit à quel point la polarité de la molécule est forte. A l'échelle microscopique, l'unité adaptée est le Debye, tel que $1D = 3,3 \cdot 10^{-30}$ C.m. **ODG**: $p = 1,85D$ pour la molécule d'eau.

Déviation d'un jet d'eau sous l'action d'un gradient de champ électrostatique

Vidéo : https://www.youtube.com/watch?v=K9q_MV1Vn04

Matériel peau de chat, baton en plastique ou en ébonite, burette, bécher, eau distillée, cyclohexane. On peut comparer avec du cyclohexane.

Bonus : application au dioxyde de carbone Attention, polarité d'une liaison ne signifie pas polarité de la molécule toute entière! Pour la molécule de dioxyde de carbone CO_2 , chacune des liaisons est polarisée puisque l'oxygène est plus électronégatif que le carbone. On peut donc définir deux moments dipolaires $\vec{p}_1$ et $\vec{p}_2$. On voit que ces moments dipolaires sont opposés et de même norme. Le moment dipolaire total de la molécule est la somme de $\vec{p}_1$ et $\vec{p}_2$ donc est nul $\vec{p} = \vec{0}$. La molécule est dite apolaire (au repos).

L'électronégativité des atomes permet d'expliquer la présence de charges partielles à l'intérieur des molécules polaires. Cette propriété va en réalité être fondamentale dans l'établissement des solides grâce à une nouvelle liaison chimique : l'interaction de Van der Waals

3.2 Interaction de Van der Waals

Interaction de Van der Waals Les interactions de van der Waals entre molécules sont :

- de nature électrostatique entre les moment dipolaires des nuages électroniques des entités.
- attractives
- à courte portée **ODG**: 1 nm

Elles sont qualifiées d'interactions intermoléculaires par opposition aux liaisons intramoléculaires comme les liaisons covalentes qui s'établissent entre les atomes d'une même molécule. .

Interactions de Keesom C'est l'interaction entre deux mlécules polaires. Les molécules polaires s'orientent de telle sorte que l'atome portant une charge partielle $\delta+$ soit attiré par l'atome portant une charge partielle $\delta-$. Plus les molécules sont polaires et plus les interactions de van der Waals sont fortes. **ODG**: 50 kJ/mol [Faire un schéma avec l'exemple de deux molécules d'eau](#).

Interactions de Debye C'est l'interaction entre une molécule polaire et une molécule apolaire. Une molécule polaire peut induire une déformation du nuage électronique d'une molécule apolaire voisine et ainsi la polariser temporairement par influence. Les interactions de van der Waals entre molécules polaires et apolaires sont plus faibles que celles entre deux molécules polaires. [Schéma eau et diiode](#).

Interactions de London En raison du mouvement incessant des électrons dans une molécule, celle-ci présente à chaque instant une polarisation. C'est pourquoi elle peut polariser par influence une molécule apolaire voisine. Bien que la polarisation moyenne dans le temps soit nulle, l'interaction moyenne n'est pas nulle. **ODG**: 10 kJ.mol⁻¹ [Schéma diiode-diiodide](#) Elles sont prépondérantes dans les forces d'attraction entre molécules non polaires comme le diazote ou le méthane ou même les gaz rares. Sans l'effet des forces de London, il serait impossible de liquéfier ces gaz.

Comparaison avec la liaison covalente/ionique Cette énergie est beaucoup plus faible que celle d'une liaison covalente. Une liaison intermoléculaire est moins forte qu'une liaisons intramoléculaire. Il est donc nécessaire de fournir aux solides ioniques et covalents davantage d'énergie thermique pour rompre ces interactions. Les températures de changements d'état des composés ioniques sont en général plus élevées que celles des corps purs moléculaires. Exemple : eau contre sel, c'est le diamant qui raye la glace et pas l'inverse.

Température de changement d'état des alcanes $\nrightarrow$ anciens programme Belin p204 doc 14. [On montre un tableau de valeurs](#) Expérimentalement, on constate que les alcanes ont des températures de changement d'état qui augmentent avec la longueur de la chaîne carbonées. En effet, les interactions de Van der Waals sont d'autant plus importantes que les molécules sont volumineuses donc que le nombre d'atomes est élevé.

Bonus : le gecko Les interactions de Van der Waals permettent aux gecko (lézards) de tenir sur des surfaces très lisses comme du verre. Les orteils du gecko sont recouverts de sétules ou setae (forme de cheveux) qui se ramifient elles-même en spatules ou spatulae. La taille des sétules et des spatules sont minuscules. Une sétule mesure 110 micromètres de long pour 4.2 micromètres de large. Chaque sétule contient plusieurs centaines voire milliers de spatules mesurant 200 nanomètres de long et de large.

Bonus : le graphite Si on le présente il faut détailler, avec un schéma et des ordres de grandeur. [On compare avec le diamant, qui ne présente que des liaisons covalentes](#). Les liaisons dans un feuillet, appelé graphène, sont covalentes. Les liaisons interfeuillets sont de type Van der Waals. la conductivité est anisotrope : un plan de graphite est conducteur mais pas perpendiculairement.

Les interactions de VdW ne permettent pas d'expliquer la comparaison entre température d'ébullition des alcools et des alcanes.

3.3 Liaison hydrogène

Introduction empirique à la liaison hydrogène Il existe des molécules pour lesquelles la description par la seule donnée du moment dipolaire ne permet pas de rendre compte de la force des interactions. On observe que ces écarts à la description de Van der Waals sont rencontrés lorsqu'un atome d'hydrogène est lié à un atome très électro-négatif (par exemple H-O, H-N). La présence de la liaison hydrogène explique ce comportement.

Définition : liaison/pont hydrogène Parle de pont hydrogène comme dans les nouveaux programmes On appelle liaison hydrogène (ou liaison H ou pont hydrogène) l'interaction attractive qui se développe entre le doublet non liant d'un atome électronégatif et un atome d'hydrogène lié à un atome électronégatif.

Origine de la liaison hydrogène La liaison hydrogène est d'origine électrostatique. L'atome d'hydrogène a une charge partielle $\delta+$ qui attire les entités de charge négative, comme les doublets non liants.

Propriétés La liaison est directive : les 3 atomes sont alignés

Exemple : molécule d'eau On fait un schéma avec pointillés pour représenter la liaison H. La molécule d'eau peut donc former quatre liaisons hydrogène qui lui fournissent nombre de ses propriétés particulières. *Cette propriété des ponts H permet à l'eau de cristalliser de façon définie pour se changer en glace. Les conditions de refroidissement affectent la géométrie du réseau cristallin de la glace. Ces interactions sont aussi responsables des propriétés remarquables de la glace et de l'eau : diminution du volume à la fusion et densité maximale à 4 °C . En conséquence, la glace flotte sur l'eau liquide* La température de fusion de l'eau H₂O est de 0°C , celle du sulfure d'hydrogène H₂S est de -85,5°C

Autres exemples Les alcools comme l'éthanol.

Ordre de grandeur La liaison H est plus forte que les interactions de Van der Waals. **ODG:** Entre 15 et 40 kJ/mol (en fait entre 1 et 100 kJ/mol, selon la géométrie, angle distance, hétéroatomes impliqués). 200 pm (plus long que la liaison covalente)

Retour sur l'acide fumarique et l'acide maléique On explique les observations sur leur température de fusion. On fait un schéma. L'acide maléique peut faire des liaisons H intermoléculaires (2 par molécule) et intramoléculaires (1 par molécule), alors que l'acide fumarique ne peut faire que des liaisons H intermoléculaires (4 par molécule). Or pour faire fondre les solides, ce qui compte c'est la rupture des liaisons intermoléculaires, il faut casser plus de liaisons H pour l'acide fumarique donc température de fusion plus élevée. *Mécanisme de l'isomérisation : l'ajout d'un H⁺ forme un carbocation après 2 délocalisations de la charge + : >wxc* *Ola double liaison devient simple et peut tourner.*

Bonus : solubilité de l'acide fumarique et maléique

🔗 Kartable et Belin p107

Les étudiants sont censé voir la solubilisation plus tard.

Présentation Dans deux tubes à essai, dissoudre 1,0 g d'acide maléique et d'acide fumarique dans 10 mL d'eau à 25°C . On observe que l'un est soluble mais pas l'autre. On montre le tableau avec leur température de fusion différente.

Interprétation L'acide maléique se dissous mieux dans l'eau que l'acide fumarique car l'acide maléique polaire et l'acide fumarique est apolaire.

Complément : spectre IR et RMN A réfléchir Les déplacements chimiques de l'acide fumarique sont légèrement plus hauts (plus de déblindage). Dans le spectre IR, <https://www.sciencedirect.com/science/article/abs/pii/S0371195165800790>

Température de changement d'état des alcools par rapport aux alcanes ➤ Hachette p191 Un alcool peut faire des liaisons H intermoléculaires et est plus polaire qu'un alcane : il a donc des températures de changement d'état plus élevées.

Bonus : dimérisation des acides carboxyliques et des amides, cas du nylon, de l'ADN Pours ou en solvants apolaires (benzène, cyclohexane), certains acides carboxyliques se dimérisent par suite de la formation de deux liaisons hydrogène. Cette dimérisation se rencontre également avec les amides par suite de la formation de deux liaisons hydrogène, qui assurent la stabilité de la structure en hélice des chaînes polypeptidiques ; elle peut être intramoléculaire pour les structures présentant une seule hélice ou intermoléculaire dans les structures à deux hélices telles que l'acide désoxyribonucléique ou A.D.N. Ce sont également des liaisons H intermoléculaires qui, en s'établissant entre des chaînes de polyamides, confèrent au nylon son étonnante solidité.

Bonus : structure de l'ADN Les structures secondaires des protéines, comme l'hélice alpha et le feuillet beta, sont formées grâce à un agencement spécifique de ponts H. Ces structures secondaires sont reliées les unes aux autres par des boucles de forme non définie pour former une structure tertiaire. Les hélices de l'ADN sont également maintenues par des liaisons hydrogène. On peut donc supposer que les liaisons hydrogène dans l'eau et dans les protéines auraient joué des rôles cruciaux dans le développement de la vie sur Terre et même de son apparition.

Bonus : réversibilité, matériaux auto-cicatrisants Due à leur intensité plus faible, les liaisons hydrogène peuvent se modifier à température ambiante, contrairement aux liaisons covalentes. En effet, à environ 27°C, les ponts H peuvent évoluer en se modifiant par bris ou formation de nouvelles interactions. Aujourd'hui, la liaison hydrogène en recherche : formation de groupes stickers dans les polymères pour fabriquer des matériaux auto-cicatrisants.

Conclusion

La liaison ionique ne partage pas d'électrons. La liaison covalente partage des électrons et explique les molécules. Les liaisons faibles intermoléculaires expliquent la cohésion des solides. [On fait un bilan sur le tableau récapitulatif.](#)

Ouverture : Ces mêmes interactions (hydrogène, VdW) existent dans les liquides. Liaisons essentielles dans la compréhension des propriétés des molécules. On peut expliquer la dissolution des solides ioniques avec ces interactions.

Alternative : gecko, ADN, solvants et solvation et liaisons, cristallographie en enseignement de spécialité.

Compléments/Questions

Compléments

*Interaction π In chemistry, π -effects or π -interactions are a type of non-covalent interaction that involves π systems. Just like in an electrostatic interaction where a region of negative charge interacts with a positive charge, the electron-rich π system can interact with a metal (cationic or neutral), an anion, another molecule and even another π system. Non-covalent interactions involving π systems are pivotal to biological events such as protein-ligand recognition.

Types de solides ➤ Dunod PCSI. Solides ioniques (sel), moléculaires (eau), covalents (diamant)

Couches K,L,M,N... La couche K, pour laquelle $n = 1$, est la plus proche du noyau, et les couches L, M, N, O, P et Q, correspondant à $n = 2, 3, 4, 5, 6$ et 7 , s'agencent par distance croissante au noyau de manière concentrique. Chaque couche électronique peut contenir un nombre maximum d'électrons égal à $2n^2$: la couche K peut ainsi contenir jusqu'à 2 électrons, la couche L jusqu'à 8 électrons, la couche M jusqu'à 18 électrons, la couche N jusqu'à 32 électrons, la couche O jusqu'à 50 électrons, la couche P jusqu'à 72 électrons et la couche Q jusqu'à 98 électrons. On parle de couche K (2 électrons), L (8 électrons), M (18 électrons), N (32 électrons).

Questions

- Que doit retenir un élève à la fin de votre leçon ?
- C'est quoi les difficultés de cette leçon ? Interaction London, structure de Lewis.
- C'est quoi une liaison ionique ?
- **Cristallographie** C'est quoi la structure cristallographique de NaCl ? Ils sont où les sites octaédriques dans la maille CFC ?

- **Dissolution** Étapes d'une dissolution d'un composé ionique dans un solvant ? Dissociation, solvation, dispersion. Pour la dissociation c'est quoi le paramètre important ? Polarité du solvant. C'est quoi le potentiel d'interaction entre les deux ions ? Attractif puis répulsif à courte portée. Pour un composé comme AgCl comme se déroule la dissolution ? Pourquoi HCl est fort et pas HF ?
- C'est quoi un dipôle instantané ?
- C'est quoi les limites de la représentation de Lewis ? Géométrie dans l'espace.
- **Chimie orbitale** Le dioxygène est paramagnétique pourquoi ? Représentez le diagramme d'orbital moléculaire ? Pour avoir des interactions entre orbitales atomiques, c'est seulement une question d'énergie ? Symétrie des orbitales s ? Quelle type de recouvrement entre les OAs s ? Pour p quelle autre type de recouvrement possible entre les OAs ? Avec cette notion d'orbitales moléculaire, pouvez-vous expliquer pourquoi pas de rotation autour d'une double liaison carbone-carbone ?
- **Types de solides** D'autre type de solide que ioniques ? Exemple de solide avec liaisons covalentes ? Diamant. C'est quoi une liaison métallique ? C'est quoi l'unité du moment dipolaire ? Et en chimie ?
- Vous avez dit que les doublets non liants ne faisaient pas de liaison covalentes, en chimie organique il n'y a pas des synthèses ou les doublets non liants sur un atome d'oxygène comme par exemple le diethylether font des liaisons stabilisatrices ?
- L'oxygène dans ce cas c'est une base ou un acide de Lewis ? Développez le lien entre les couches K,L,M et la configuration électronique vue dans le supérieur ?
- Sur votre échelle d'électronégativité H est plus électronégatif que les métaux de transition, intérêt en synthèse organique ? Dihydrogénation catalytique ?
- Les ions hydrures sont réellement présents en solution ? Des exemples de donneur d'hydrures ?
- Représentation de Lewis de BH₃ ? Lacune. Autre qui impliquent des métaux ?
- Ce n'est pas contradictoire que dans la liaisons covalentes les électrons s'attirent alors que entre les doublets il y a répulsion ? Recouvrement quantiques d'orbitales. Expliquez simplement à des élèves de 1ère ? Les électrons peuvent se délocaliser et s'éloigner les uns des autres : leur répulsion diminue.
- La rupture d'une liaison covalente en thermodynamique c'est associé à quelle énergie ? Cette énergie de dissociation est associée à quelle réaction par exemple pour H-Cl ?
- Définir un acide. Quelle est la conformation la plus stable pour l'éthanol présentée ?
- Est ce que l'énergie d'une liaison double est 2 fois celle d'une liaison simple ? Puis pourquoi ce n'est pas le cas ?
- Est ce que vous connaissez d'autres liaisons que celles présentées ? Dans les cristaux ? Quelles sont les différentes liaisons de Van der Waals ?
- Quelle relation d'isomérisation existe-il entre les 2 acides présentés ? Comment séparer 2 diastéréoisomères ?
- Comment expliquez-vous à un élève une méthode systématique pour déterminer le schéma de Lewis d'une molécule ?
- Connaissez-vous d'autres représentations que Lewis permettant de donner la géométrie de la molécule ?
- Définir un acide.
- Quelle est la conformation la plus stable pour l'éthanol présentée ?
- Est ce que l'énergie d'une liaison double est 2 fois celle d'une liaison simple ? Puis pourquoi ce n'est pas le cas ? Les orbitales π se recouvrent moins.
- Est ce que vous connaissez d'autres liaisons que celles présentées ? Dans les cristaux ? Quelles sont les différentes liaisons de Van der Waals ?
- Quelle relation d'isomérisation existe-il entre les 2 acides présentés ? Comment séparer 2 diastéréoisomères ?
- Comment expliquez-vous à un élève une méthode systématique pour déterminer le schéma de Lewis d'une molécule ? Connaissez-vous d'autres représentations que Lewis permettant de donner la géométrie de la molécule ?
- A quel niveau mettriez-vous cette leçon au lycée ? (Entre la seconde et la première.)

- Qu'est-ce que vous entendez par "stabilité d'une molécule/atome" ?
- Qu'est-ce que la stabilité d'une liaison ? Donnez le profil d'énergie. (La liaison correspond à un minimum d'énergie d'un potentiel de Morse.)
- Comment expliquer à un élève qu'il manque des électrons pour avoir la stabilité sachant qu'il existe H^+ ? (Une liaison est un partage d'électrons, contrairement à un ion qui gagne ou perd des électrons pour se stabiliser.)
- Différence entre une interaction et une liaison ? (Il n'y a pas de partage d'électrons dans une interaction.)
- Donnez les trois types d'interactions de Van Der Waals. (Keesom (dipôle permanent-dipôle permanent), Debye (dipôle permanent-dipôle induit) et London (dipôle induit-dipôle induit).)
- Est-ce que le modèle moléculaire peut représenter l'état liquide ? (Non, l'état solide est ordonné contrairement à l'état liquide.)
- Quelles liaisons peuvent décrire l'état liquide ? (Des interactions de Van der Waals qui sont beaucoup moins importantes que dans un solide.)
- Faire un tableau liaison faible/liaison forte en ajoutant des liaisons hors lycée (Fort : liaison covalente, liaison ionique, liaison métallique et liaison de coordination. Faible : liaison de Van der Waals et liaison hydrogène, interaction π .)
- Qu'est-ce qu'une liaison métallique ? (Une liaison dans laquelle les électrons de valence ne forment pas de liaisons covalentes sont délocalisés à l'intérieur d'un métal et expliquant toutes leurs propriétés.)
- Pourquoi le graphite est cassant alors que le diamant non ? (La liaison liant les atomes de carbone dans le diamant sont uniquement covalentes (structure ZnS), contrairement au graphite où les feuillets hexagonaux sont reliés entre eux par des interactions de Van der Waals beaucoup moins fortes.)
- Comment déterminer l'énergie de liaison chimique ? (Par calorimétrie.)
- Est-ce que les liaisons hydrogène sont les seules responsables de la différence acide fumarique/acide maléique ? polarité
- C'est quoi une liaison ionique ? C'est quoi la structure cristallographique de $NaCl$? Ils sont où les sites octaédriques dans la maille CFC ? Étapes d'une dissolution d'un composé ionique dans un solvant ? Pour la dissociation c'est quoi le paramètre important ? C'est quoi le potentiel d'interaction entre les deux ions ? Pour un composé comme $AgCl$ comme se déroule la dissolution ? Pourquoi HCl est fort et pas HF ? C'est quoi un dipôle instantané ? C'est quoi les limites de la représentation de Lewis ? Le dioxygène est paramagnétique pourquoi ? Représentez le diagramme d'orbital moléculaire ? Pour avoir des interactions entre orbitales atomiques, c'est seulement une question d'énergie ? Symétrie des orbitales s ? Quelle type de recouvrement entre les OAs s ? Pour p quelle autre type de recouvrement possible entre les OAs ? Avec cette notion d'orbitales moléculaire, pouvez-vous expliquer pourquoi pas de rotation autour d'une double liaison carbone-carbone ? D'autre type de solide que ioniques ? Exemple de solide avec liaisons covalentes ? C'est quoi une liaison métallique ? C'est quoi l'unité du moment dipolaire ? Et en chimie ? Vous avez dit que les doublets non liants ne faisaient pas de liaison covalentes, en chimie organique il n'y a pas des synthèses ou les doublets non liants sur un atome d'oxygène comme par exemple le diethyl-ether font des liaisons stabilisatrices ? L'oxygène dans ce cas c'est une base ou un acide de Lewis ? Développez le lien entre les couches K, L, M et la configuration électronique vue dans le supérieur ? Sur votre échelle d'électronégativité H est plus électronégatif que les métaux de transition, intérêt en synthèse organique ? Catalyse par complexes métalliques. Les ions hydrures sont réellement présents en solution ? Des exemples de donneur d'hydrures ? Représentation de Lewis de BH_3 ? Autre qui impliquent des métaux ? Ce n'est pas contradictoire que dans la liaisons covalentes les électrons s'attirent alors que entre les doublets il y a répulsion ? Expliquez simplement à des élèves de 1ère ? La rupture d'une liaison covalente en thermodynamique c'est associé à quelle énergie ? Cette énergie de dissociation est associée à quelle réaction par exemple pour $H-Cl$? Que doit retenir un élève à la fin de votre leçon ? C'est quoi les difficultés de cette leçon ?
- Définir un acide. Quelle est la conformation la plus stable pour l'éthanol présentée ? Est ce que l'énergie d'une liaison double est 2 fois celle d'une liaison simple ? Puis pourquoi ce n'est pas le cas ? Recouvrement π/π est moindre. Est ce que vous connaissez d'autres liaisons que celles présentées ? Dans les cristaux ? Quelles sont les différentes liaisons de Van der Waals ? Quelle relation d'isomérisie existe-il entre les 2 acides présentés ? Comment séparer 2 diastéréoisomères ? Comment expliquez-vous à un élève une méthode systématique pour déterminer le schéma de Lewis d'une molécule ? Connaissez-vous d'autres représentations que Lewis permettant de donner la géométrie de la molécule ? Cram

Passage

Plan

MANQUE l'intro.

Liaison chimique : attraction durable à courte distance des atomes, molécules ou ions pour former un composé chimique.

I, A.

Liaison covalente : liaison dans laquelle deux atomes mettent en commun deux électrons pour former un doublet liant.

Le nombre d'électrons manquants correspond au nombre de liaisons covalentes que ça forme l'atome pour être stable.

Tableau périodique simplifié, configuration

I, B. **ODG**: liaison chimique H-H 110 pm, liaison chimique C-C 154 pm, énergie 300 à 600 kJ/mol.

Couleurs sur les doublets.

Transition : la repr. de Lewis ne donne pas d'information sur la répartition spatiale des atomes (dessiner H₂O de plusieurs manières : on ne viole pas les règles de construction).

C. Modèle moléculaire à montrer. II C. Revenir à l'intro sur le glaçon. Est-ce que les propriétés microscopiques mises en évidence dans les deux premières parties se voient à l'échelle macroscopique ? Oui.

III A. Température de changement d'état. Alcanes : la température d'ébullition augmente lorsque la longueur de la chaîne carbonée augmente. Tableau avec gaz/gaz/liq selon la longueur à température ambiante.

Acide maléique/acide fumarique. AU banc Kofler préalablement étalonné. NETTOYER LE BANC KOFLER après utilisation. Montrer la différence

Questions

- A quel niveau mettriez-vous cette leçon au lycée ? (Entre la seconde et la première.)
- Qu'est-ce que vous entendez par "stabilité d'une molécule/atome" ?
- Qu'est-ce que la stabilité d'une liaison ? Donnez le profil d'énergie. (La liaison correspond à un minimum d'énergie d'un potentiel de Morse.)
- Comment expliquer à un élève qu'il manque des électrons pour avoir la stabilité sachant qu'il existe H⁺ ? (Une liaison est un partage d'électrons, contrairement à un ion qui gagne ou perd des électrons pour se stabiliser.)
- Différence entre une interaction et une liaison ? (Il n'y a pas de partage d'électrons dans une interaction.)
- Donnez les trois types d'interactions de Van Der Waals. (Keesom (dipôle permanent-dipôle permanent), Debye (dipôle permanent-dipôle induit) et London (dipôle induit-dipôle induit).)
- Est-ce que le modèle moléculaire peut représenter l'état liquide ? (Non, l'état solide est ordonné contrairement à l'état liquide.)
- Quelles liaisons peuvent décrire l'état liquide ? (Des interactions de Van der Waals qui sont beaucoup moins importantes que dans un solide.)
- Faire un tableau liaison faible/liaison forte en ajoutant des liaisons hors lycée (Fort : liaison covalente, liaison ionique, liaison métallique et liaison de coordination. Faible : liaison de Van der Waals et liaison hydrogène.)
- Qu'est-ce qu'une liaison métallique ? (Une liaison dans laquelle les électrons de valence ne forment pas de liaisons covalentes sont délocalisés à l'intérieur d'un métal et expliquent toutes leurs propriétés.)
- Pourquoi le graphite est cassant alors que le diamant non ? (La liaison liant les atomes de carbone dans le diamant sont uniquement covalentes (structure ZnS), contrairement au graphite où les feuillets hexagonaux sont reliés entre eux par des interactions de Van der Waals beaucoup moins fortes.)
- Comment déterminer l'énergie de liaison chimique ? (Par calorimétrie.)
- Est-ce que les liaisons hydrogène sont les seules responsables de la différence acide fumarique/acide maléique ? Moment dipolaire (Voir partir correspondante sur l'importance des liaisons hydrogène intra et intermoléculaires.)

Dans quel niveau du lycée se place la liaison ? L'effet bathochrome/hypsochrome n'est plus dans le programme. C'est plutôt à cheval entre la seconde/première.

Stabilité d'une molécule/atome/l'ion ? Dans les nouveaux programmes, on parle de l'effet stabilisant du remplissage des couches s,p,d. A un autre niveau, c'est quoi la stabilité ? C'est l'abaissement des niveaux d'énergie, ou un minimum dans un profil de potentiel.

Comment expliquer qu'il manque un électron de valence pour atteindre la stabilité ?

Pourquoi le carbone ne forme-t-il pas d'ion ?

Liaison double/triple : plusieurs liaisons covalentes dans la même direction.

Différence entre liaison et interaction ? Une liaison de Van der Waals ne partage pas d'électrons, c'est une liaison ou juste une interaction ?

Le modèle moléculaire peut-il représenter l'état liquide ? Non c'est désordonné, isotrope.

Quel type de liaison lie l'eau liquide ?

Pourquoi parler de la liaison hydrogène à la fin ? C'est important dans le lycée : on l'utilise pour expliquer les différences de température de changement d'état, et aussi pour les différences de solubilité.

Ca aurait été bien de faire un tableau récapitulant les types de liaison avec force, énergie, avec du HP lycée ? Liaisons fortes (plus de 100 kJ/mol) : liaison covalente, liaison ionique, liaison métallique, liaison de coordination. Liaisons faibles (moins de 100 kJ/mol) : interaction de VdW, liaison H.

Liaison métallique ? Délocalisation des électrons à l'intérieur du métal, liaison forte.

Cristallographie CFC ? En première.

Attention : au lycée, les ordres de grandeur c'est des puissances de 10 et pas des plages de valeur 10-100 kJ/mol.

Niveau de la calorimétrie ? Seconde.

Une élève

Commentaires

Manque un peu de manip.

Visuellement, dur de voir la différence de λ_{max} de 7 nm entre le α et le β carotène, c'est quasiment le même jaune.

Mentionner les angles quand on fait la VSEPR sans la nommer.

Attention de ne pas mettre trop de solide sur le Kofler pour ne pas faire de vapeur.

Faire sécher en étuve si le solide est humide. Sur les schémas, mettre les doublets non liants sur O (acide maléique/fumérique) car c'est une leçon où on fait Lewis.

Sur acide maléique/fumérique, une liaison hydrogène intramoléculaire empêche les liaisons Van der Waals mais surtout les liaisons hydrogènes intermoléculaires.

Si on fait stéréoisomère Z/E qui est dans le programme actuel de Tle mais pas de l'année, prochaine, le jury peut être déçu et aime bien passer le pgm de l'année prochaine.

Passage : Abel

Plan

Niveau : 1ère

Prérequis : Physique atomique de 2nd (règle octet, électron de valence, modèle de Lewis), Loi de Coulomb, Banc Köfler

I) Liaison covalente

II) Liaison entre molécules

III) Exercice d'application.

Intro : Les atomes ne sont pas isolés, liaisons entre éléments chimiques. Def d'une liaison : interaction entre espèce qui les lie.

I)1) Rappels, valence d'un élément ([On a ici mit les configurations électroniques avec les sous couches...](#)). Si on met du Lewis au tableau, il faut le mettre explicitement en prérequis. Def d'une liaison covalente dans le modèle de Lewis. 2) Mention de la théorie VSEPR pour donner la configuration spatiale des molécules. Exemple avec le méthane tétraédrique on montre le modèle moléculaire en live. Exemple de l'ammoniac pyramidal, de l'eau coudé et du CO linéaire. 3) Energie de liaison. ODG de la longueur de liaison $\sim 10^{-10}m$ (un peu maladroit à faire en diapo je pense) + énergie de liaison ($\sim 100kJ.mol^{-1}$). 4) Polarisation. Def de l'électronégativité, différents échelles (Pauling généralement). On explique alors pourquoi la molécule d'eau est polaire.

II) Polarisation des molécules. 1) Interactions de VDW, ODG des énergies mises en jeu ($1 - 50kJ.mol$). Liaisons hydrogènes, ODG($10 - 50kJ.mol$). Température de fusion de l'acide maléique et fumérique (liaisons hydrogènes intramoléculaires dans l'acide maléique, donc température de fusion plus élevée). Expérience sur le Köfler.

III) 1) Interprétation des températures de fusion des alcanes linéaires. La température augmente à cause des liaisons de VDW de plus en plus importante. 2) Solubilité. L'acide fumarique est plus soluble que l'acide maléique car moins de liaisons H disponibles

Remarques

- QVR : Il n'y a pas de règle générale comme quoi dans les meilleurs lycées il y a des meilleures notes. Vérifier qu'on est en adéquation avec les collègues, mais pas aller dans la démagogie en changeant les notes. Le contrôle continue vient valider d'autres acquis, mais les inégalités avec ou sans perdurent quand même
- Le niveau est bien choisi pour la leçon, penser à aller voir le BO pour le contenu.
- Attention, il faut se cantonner au niveau choisie tant dans le contenu que dans le vocabulaire employé (VSEPR, liaisons intra/extra moléculaire, ODG des énergies de liaisons).
- L'organisation de la leçon (plan) est correcte. Penser aux notions de ions polyatomiques, notion de lacunes électronique quitte à faire une partie dessus. Faire plus de Lewis au début, c'est le thème de la leçon.
- Bien faire comprendre pourquoi le fait de mettre deux électrons ensemble ils ne se repousse pas, mais il crée une liaison chimique.
- Les configurations $(1s)^2$ etc sont maintenant au programme jusqu'à $3p$.
- Dans le programme, on nous demande juste de donner une interprétation géométrique à partir de la formule de Lewis. Il faut donc rester simple sur le vocabulaire, et se restreindre au dessin : on s'en fou de la nomenclature VSEPR (bof c'est au programme en STL).
- Commencer avec des molécules simple type CO_2 et complexifier au fur et à mesure. Attention, personne ne sait ce qu'est un tétraèdre au lycée, il faut donc avoir un modèle 3D sous la main, une animation.
- Notion longueur cela vaut le coup, mais énergie de liaison bof.
- Bonne définition de l'électronégativité, mais les subtilités sur les différentes échelles de mesures on s'en fou, cela reste des raisonnements qualitatifs au lycée.
- La notion de charges partielles mérite qu'on y passe du temps.
- $NaCl$ Pour la limite avec les liaisons ioniques c'est borderline, plutôt parler de différence de polarité entre des molécules.
- On peut parler de la directionnalité des liaisons, mais ce n'est pas clair. On peut faire le lien avec les notions de cristaux qu'ils ont au programmes.
- les interactions de VdW, c'est compliqué de faire le lien avec les liaisons, il faut donc rester basiques sur les explications.
- Liaison H, ce n'est pas que de l'électrostatique, c'est aussi une histoire de recouvrement orbitalaire. C'est spécifique à l'H, alors que le Chlore ne fait pas de ce type de liaison, l'azote le fait lui. Il faut rester dans le constat.
- L'expérience choisie est très délicate à expliquer à cause que l'un est polaire et l'autre non, à cause des liaisons intra et extra moléculaire, au regard des données les températures de fusion colle avec des liaisons H, mais la solubilité donne un résultat contraire. Autres possibilités de températures de fusion : benzènes bi-substitués.
- Si on veut aller en profondeur dans la leçon, bien faire le lien entre température de changement d'état et liaisons/interactions.
- Notions d'espèce chimique, d'éléments chimiques, d'atomes doit être clair. L'eau, le CO_2 sont des espèces chimiques, aucun rapport avec la notion de liaison.
- Mesure de température de fusion : pas d'éthanol entre deux mesures si on ne ré-étalonne pas. Pour ce qui est des vapeurs, c'est parce qu'on met trop d'éthanol sur le coton, et donc le produit de désintégration de l'éthanol. Pas le nez au dessus.
- Le choix du niveau et le plan sont le mieux adaptés de tous sur cette leçon.

Questions

- Comment on organise cette leçon dans un cours de lycée ? Après les premières notions de physique atomique, après on met les solvants par exemple. Combien de temps on passe sur cette notion ? TP, activité, logiciel de modélisation 3D.
- Quoi retenir de cette leçon ? Cf diapo de fin. A quoi sert de savoir les énergies de liaison niveau 1ère ? Important de réaliser que pour casser une molécule il faut de l'énergie.
- Comment aborder le fait qu'un AX₄ c'est un tétraèdre ? Pas le balancer direct mais essayer de le faire sentir (répulsion maximale 2 à 2 dans les 3 directions de l'espace).
- C'est quoi l'électronégativité de Pauling ? Un sens de l'évoquer auprès des élèves ? Pas vraiment, mais l'électronégativité est importante.
- Sur quoi on se base pour savoir la liste des choses que les élèves doivent connaître ? BO.
- Re-expliquer ce qu'est une charge partielle. 2 ingrédients : géométrie et différence d'électronégativité.
- Comment trouve-t-on que c'est la conséquence de la polarisation des liaisons les forces de VDW ? Tricky car au lycée on peut pas rentrer dans le détail, on peut juste mentionner que c'est le nuage électronique qui se déforme.
- Longueur d'une liaison hydrogène ?
- L'acide maléique est polaire donc liaisons de VDW en plus (l'acide fumarique ne l'est pas...) donc ça cloche ! En fait les énergies des liaisons hydrogènes est supérieure donc on néglige les interactions de VDW. Attention pour la solubilité, il y a moins de liaisons hydrogène avec le solvant (mais plus avec les molécules intra).
- Banc Köfler, manip qu'ils peuvent faire ? Nettoyage ? Pas d'éthanol entre 2 mesures car on fausse l'étalonnage de banc.
- Def d'une espèce chimique ? C'est un terme générique qui peut se référer à un atome ou groupe d'atome. On devrait mettre entité chimique pour parler de liaison chimique.
- Ligand pour parler de VSEPR ? On devrait parler plutôt d'atome.
- Alcanes linéaires : on le voit quand ? Au début de la nomenclature, en 1ère.
- QVR : Vous avez vu que la situation sanitaire a fait évoluer la méthode d'évaluation au bac, en faisant du contrôle continu. Pensez-vous que cela va accentuer les inégalités d'évaluations entre élèves ? On notera plus dur dans les bons lycées que dans les mauvais.