

# LC 1 : LIAISONS CHIMIQUES

12 juin 2022

Oui

Nathan Berrit & Juliette Colombier

## Niveau : Lycée (1ère)

## Commentaires du jury

## Bibliographie

✦ *Le nom du livre, l'auteur*<sup>1</sup>

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

✦ *Optique, Houard*

→ Toujours utile, même dans un montage sur les moteurs.

✦ *The Art of Computer Programming, Knuth*

→ Biblique

## Prérequis

- Solubilité
- Règle de l'octet
- électrons de valence

## Expériences



## Table des matières

<b>1 Liaison intramoléculaire : liaison covalente</b>	<b>2</b>
1.1 La liaison covalente . . . . .	2
1.2 Schéma de Lewis . . . . .	3
1.3 VSEPR . . . . .	3
1.4 Polarité de la liaison covalente . . . . .	4
<b>2 Liaisons intermoléculaires</b>	<b>4</b>
2.1 Liaison ionique . . . . .	4
2.2 Polarité des molécules . . . . .	5
2.3 Liaisons de Van der Waals . . . . .	5
2.4 Liaison hydrogène . . . . .	6
2.5 Application : CCM . . . . .	6
<b>3 Questions</b>	<b>6</b>

---

1. Par soucis de place toujours, je pense pas qu'il soit nécessaire de mettre les références exactes surtout pour un livre classique.

Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
<b>A) De la structure à la polarité d'une entité</b>	
Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique. Géométrie des entités.  Électronégativité des atomes, évolution dans le tableau périodique. Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	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> .  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>  Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes. Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.
<b>B) De la structure des entités à la cohésion et à la solubilité/miscibilité d'espèces chimiques</b>	
Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène.  Dissolution des solides ioniques dans l'eau. Équation de réaction de dissolution.  Extraction par un solvant. Solubilité dans un solvant. Miscibilité de deux liquides.	Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.  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.  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 1 – Programme de première (spé). Il manque cette partie 'Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs. Illustrer les propriétés des savons.'

## Introduction

Vous savez que la matière est composée d'atomes, mais comment font-ils pour tous tenir ensemble? La notion de liaison s'impose pour assurer la cohésion de la matière. On va aujourd'hui essayer de comprendre tout ça. Mais d'abord la définition importante :

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

## 1 Liaison intramoléculaire : liaison covalente

### 1.1 La liaison covalente

Une liaison covalente, c'est la mise en commun de deux électrons. On peut expliquer ça par la règle de l'octet : les atomes cherchent à remplir leur couche électronique et donc ils "partagent" leurs électrons entre eux. On va donc utiliser le tableau périodique pour discuter de combien d'électrons chaque atome 'veut', ça nous permettra

de prévoir combien de liaisons covalentes il va faire. *faire l'exemple avec O,C,N,H en mettant le tableau périodique sur slides.*

Une information intéressante c'est de quantifier l'énergie de liaison = l'énergie que ça coûte de la casser. Pour la liaison covalente c'est  $\sim 500\text{kJ/mol}$ . (Ici on peut comparer à l'énergie potentielle d'un truc ? normalement c'est vu en première). Autre odg : la taille d'une liaison covalente est de l'ordre de  $10 \text{ \AA}$  soit environ 10 fois la taille d'un atome.



## Bougie ?

↗ cf LC2

⊖ ?

On mesure l'énergie d'une liaison

## 1.2 Schéma de Lewis

On a compris que les atomes cherchent à se stabiliser en respectant la règle de l'octet, mais vous savez qu'ils peuvent aussi faire des doublets non liants s'ils leur 'reste' des électrons.

Pour comprendre on fait un schéma de Lewis on va regarder quelques exemples : d'abord le méthane  $\text{CH}_4$ .

- On sait que le carbone a 4 électrons de valence (*normalement la notion d'électrons de valence est abordée en seconde donc on peut y aller mais c'est délicat*), et que l'hydrogène en a 1 seul
- On va donc avoir  $4 + 4 \times 1 = 8$  électrons soit 4 paquets de 2 électrons.
- Pour respecter la règle de l'octet on voit qu'il faut que chaque atome d'hydrogène soit lié au carbone
- Ici tout marche bien : pas de charges.

On va regarder des exemples un peu plus compliqués : d'abord  $\text{H}_2\text{O}$  puis  $\text{CO}_3^{2-}$ . Faire la même chose.

↓ *Ok ça nous donne des infos mais là on est en 2D.. Comment on fait pour passer en représentation 3D ? Là on peut montrer sur Avogadro les différentes formes.*

## 1.3 VSEPR

Pour prédire la géométrie d'une molécule on utilise la méthode VSEPR. En gros le principe c'est de considérer l'atome central et la répulsion des doublets (liants ou non-liants) donc on cherche à les éloigner le plus possible. Donc pour faire ça de manière systématique on va écrire la formule de la molécule comme ceci :

$$AX_nE_m \quad (1)$$

*Ici il faut insister sur le fait qu'on se base sur un atome central je pense*

Avec  $n$  le nombre de doublets liants et  $m$  le nombre de doublets non liants. Tout ça c'est tabulé : Regardons nos

$AX_nE_p$	Figure de répulsion	Géométrie	Exemple
$n + p = 2$	Linéaire	Plane ( $180^\circ$ )	$\text{CO}_2$
$n + p = 3$	Triangulaire	$AX_3$ : Triangulaire plane ( $120^\circ$ ) $AX_2E_1$ : coudée ( $< 120^\circ$ )	$\text{CO}_3^{2-}$ $\text{NO}_2^-$
$n + p = 4$	Tétraédrique	$AX_4$ : Tétraédrique ( $109.5^\circ$ ) $AX_3E_1$ : Pyramidale ( $< 109.5^\circ$ ) $AX_2E_2$ : Coudée ( $109.5^\circ$ )	$\text{CH}_4$ $\text{NH}_3$ $\text{H}_2\text{O}$
$n + p = 5$	Bipyramide à base triangle	$AX_5$ : Bipyramide à base triangle $AX_4E_1$ : Disphénoïde (osef) $AX_3E_2$ : Forme de "T" (osef aussi) $AX_2E_3$ : Linéaire $AX_1E_4$ : hors octet... oséf	$\text{PCl}_5$ $\text{SF}_4$ $\text{ClF}_3$ $\text{I}_3^-$
$n + p = 6$	Octaèdre	$AX_6$ : octaèdre (osef des autres cas...)	$\text{SF}_6$

FIGURE 2 – Caption

exemples : ça donne ça blabla oh ça marche bien on retrouve la forme donnée par le logiciel.

## 1.4 Polarité de la liaison covalente

On a vu qu'une liaison covalente c'était la mise en commun de deux électrons, mais est-ce que cette répartition est équitable? eh bien non. De manière générale un atome va plus attirer les électrons que l'autre. Et pour comparer la capacité des atomes à attirer des électrons on utilise une grandeur appelée **électronégativité**, notée  $\chi$ .

Regardons ce que ça donne dans la classification périodique, pour qq atomes

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

FIGURE 3 – Caption

En général, on considère que la liaison est polarisée si la différence d'électronégativité est supérieure à 0,5. Regardons quelques exemples.

- On voit que O est très électronégatif alors que C moins, donc si on considère la liaison CO elle sera polarisée. Pour OH c'est la même chose
- De manière général on remarque que l'électronégativité augmente dans une période et diminue dans une famille.
- On considère que la liaison CH n'est pas polarisée.

Pour noter cette polarisation on écrit un  $\delta^-$  à coté de l'atome le plus électronégatif et un  $\delta^+$  à côté de celui le moins électronégatif. C'est logique puisque par exemple pour CO, O va attirer plus les électrons donc il aura une charge partielle négative alors que C va du coup avoir moins d'électrons et donc une charge partielle positive! (*j'écris rapidement là mais bien sur faire attention au vocabulaire choisis et expliquer calmement en dessinant au tableau*).

Pour montrer la polarité d'une liaison, ou de manière générale dans le leçon, utilise le logiciel Avogadro

Certains solides sont cohérents car il existe des liaisons covalentes entre les atomes qui le constituent. Exemple : Fer. Mais parfois, ça ne permet pas d'expliquer la réalité : dans le cas du sel, NaCl, on sait que Na et Cl ne font qu'une liaison covalente : comment peuvent-ils s'associer pour former un solide ?

## 2 Liaisons intermoléculaires

### 2.1 Liaison ionique

On voit que la différence d'électronégativité entre Na et Cl est très grande  $\sim 2,2$ . En fait elle est tellement grande que la liaison covalente se brise et on forme une liaison ionique : Cl a pris tous les électrons et forme  $\text{Cl}^-$  et donc  $\text{Na}^+$ . On remarque que la charge est conservée. Or vous savez que deux charges opposées s'attirent (cf loi de Coulomb). C'est cela qui explique la cohésion du solide et la dénomination **liaison ionique**.

#### Solide ionique

En vrai c'est un mélange entre liaison ionique et liaison covalente. C'est le pourcentage d'ionicité. C'est un peu compliqué à introduire mais il faut le savoir. Peut-être qu'on peut dire que

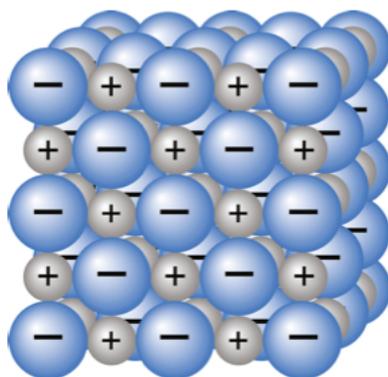


FIGURE 4 – Caption

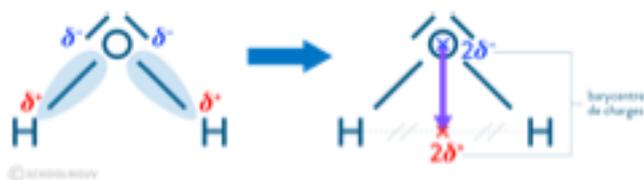


FIGURE 5 – jsp d'où ça vient mais osef on va le faire au tableau

## 2.2 Polarité des molécules

On a vu la géométrie et la polarisation donc on se rend compte que la résultante des dipôles électrique ne sera pas forcément nulle, ie que la position moyenne des charges positives ne sera pas forcément confondue avec la position moyenne des charges négatives. Regardons l'eau : On peut souligner l'importance de la géométrie en faisant l'exemple de  $\text{CCL}_4$ .

↓ Pourquoi c'est important ? psq ça explique bcp de choses comme la solubilité. Pour comprendre on expliciter tout ça

## 2.3 Liaisons de Van der Waals

Les molécules peuvent donc présenter des charges partielles. Il peut donc y avoir des interactions électrostatiques entre les dipôles : on appelle ces interactions les interactions de Van der Waals. En fait vous en connaissez plusieurs : l'huile et l'eau ne se mélangent pas alors que l'alcool et l'eau si.

Les interactions de Van der Waals entre les molécules apolaires de  $\text{I}_2$  expliquent la cohésion du diode sous forme de solide cristallin. Elles expliquent aussi que le  $\text{CO}_2$  soit sous forme solide à  $-78^\circ\text{C}$ . On peut également parler du gecko : <https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/chimie-du-vivant/les-forces-de-van-der-waals-et-le-gecko>.

On peut regarder l'énergie de liaison pour Van der Waals : on voit que ça dépend du type d'interaction. On voit

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

FIGURE 6 – Caption

que les liaisons polaire-polaire et apolaire)apolaire sont en général plus forte que les liaisons mixtes. Ce qui explique que les questions de solubilité.

Montrer la différence de solubilité entre deux trucs ? Expliquer plus en détail eau/huile ? C'est explicitement au prgm donc pq pas : on peut faire ok l'huile est lypophile, l'alcool est hydrophyle, mais on peut avoir des molécules qui sont les deux comme le savon : amphiphiles.

## 2.4 Liaison hydrogène

On a expliqué par mal de chose mais pourquoi la temp de fusion de l'acide fumarique est si différente de celle de l'acide maléique. C'est pas expliquer par van der waals.

Banc Koffler, on voit la différence.

Une **liaison hydrogène** se forme lorsqu'un atome d'hydrogène lié à un atome A très électronégatif interagit avec un atome B également très électronégatif et porteur d'un doublet non liant. A et B peuvent être par exemple F,O,N,Cl...

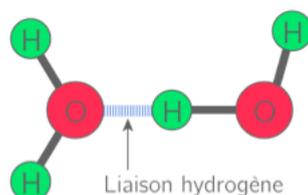


FIGURE 7 – Caption

On peut avoir des liaisons H inter ou intra moléculaire : si c'est intra ça ne va pas jouer sur la temp de fusion alors qu'inter si. D'où la diff acide fumarique/maléique : faire le dessin.

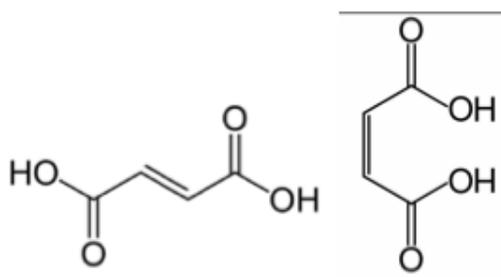


FIGURE 8 – Caption

On peut aussi traiter l'ADN

## 2.5 Application : CCM

CCM

↗ Partout

⊖ En preparation

## 3 Questions

[h!]

- **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 BH<sub>3</sub>? 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  $\pi$  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?

FIGURE 9 – Caption

- 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  $\pi$ .)
- Qu'est-ce qu'une liaison métallique ? (Une liaison dans laquelle les électrons de valence ne formant 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  $\pi/\pi$  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

FIGURE 10 – Caption