

LC 14 Titre : Liaisons Chimiques

Présentée par : Richard WILD

Correcteur : N. LEVY

Date : 17/10/2019

## Compte-rendu de leçon de chimie correcteur

### Rappels de définitions, concepts à aborder lors de la leçon :

Cette leçon à niveau lycée est l'occasion de faire un panorama autour des édifices et de leur stabilité. Il est essentiel de bien situer la leçon sur ce qui a été fait avant (l'atome). Donc la leçon s'articule très bien sur un axe : depuis l'atome, on forme des liaisons chimiques pour créer des édifices moléculaires (forces intramoléculaires : liaisons covalentes / liaisons ioniques) puis on observe l'existence de phases condensées, c'est à dire la présence de liaisons intermoléculaires (VdW et liaison-H).

Enfin il FAUT rendre la leçon vivante avec des exemples, applications : mailles cristallines, structure ADN, micelles, biomimétisme. Cela doit être une recherche dès l'introduction avec de l'iconographie, des modèles moléculaires, de visualisation par logiciel (avogadro) ou encore des vidéos afin de ne pas donner l'impression d'une leçon trop abstraite. C'est une leçon à niveau lycée donc elle doit être avenante.

### Avis sur le plan proposé, choix des exemples et des expériences :

Le plan est parfait et dès le début indique que le cadre de la leçon est bien compris MAIS la leçon est trop aride. L'ensemble a trop été décontextualisé, trop théorique. Vous devez présenter davantage d'illustrations à partir d'iconographie ou de vidéos.

L'utilisation de modèles moléculaires est très bien, celle des logiciels avogadro ou ptables aussi mais par exemple, lorsque vous expliquez les forces de VdW, faites-le sur un exemple (ex. existence d'un cristal de diode ...)

C'est une leçon où il faut multiplier les exemples pour chaque « liaison chimique » présentée

### Remarques sur des points spécifiques de la leçon :

Rendre la leçon davantage pédagogique : c'est une bonne idée de remplir un tableau progressivement qui donne les ordres des grandeurs des différentes liaisons, mais là c'était pas très propre, un peu à l'arrache. Apporter du soin à votre présentation. Je le répète, les leçons à niveau lycée doivent être « accueillantes ».

Être au point sur les différentes forces de VdW et leur spécificité. Exemple dépendance en T pour Keesom ou origine quantique pour London.

Et aussi NE PAS ANTICIPER les résultats expérimentaux. Faire d'abord l'expérience, constater, expliquer en précisant la démarche (j'y reviens ci-dessous)

**Discussion sur les manipulations présentées au cours du montage (objectifs de l'expérience, phases de manipulations intéressantes, difficultés théoriques et techniques) :**

Expérience 1 :

Utilisation de ptables et surtout du logiciel Avogadro : très bon choix, bien exploité en reliant la formule de Lewis avec la structure et géométrie. On peut ajouter des modèles moléculaires à construire qui offre une autre visibilité.

Expérience 2 :

Expérience de dissolution dans différents solvants et mesure de conductivité. Là aussi c'est un bon choix mais ne donner pas le résultat avant. Manipuler d'abord, constater, poser les questions et donner une explication. Ne pas dire « on va voir que .... » « d'après ce que je vous ai dit, ça va donner cela ... » : NON ! On expérimente d'abord et on théorise ensuite.

Expérience 3 :

Mesures de température de fusion fumarique vs maléique. Classique et bon choix. Mais là encore mal amené. Enfin une fois l'explication abordé, schématiser proprement ce qui se passe : vous êtes resté dans un discours abstrait.

**Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté :**

Comment susciter des vocations scientifiques dans le cadre de votre enseignement ?

- Relier au quotidien ou faits d'actualité
- Proposer clubs scientifiques (ex. astronomie ...)
- Inviter des scientifiques ou des professionnel.le.s qui utilisent les sciences au quotidien (ne pas se restreindre à des chercheurs) à partager leur expérience.

**Propositions de manipulations – Bibliographie :**

En plus des ouvrages de lycée et CPGE, je vous propose :

- . Liaisons Intermoléculaires d'Alain GERSHEL (vous y trouverez de nombreux exemples d'édifices)
- . Chimie-Physique d'ATKINS
- . J'aime bien ce qui touche au gecko :

<http://culturesciences.chimie.ens.fr/content/les-forces-de-van-der-waals-et-le-gecko>

<http://geckskin.umass.edu>

LC 14 Titre : Liaisons chimiques

Présentée par : Richard WILD

Correcteur : Nicolas LEVY

date : 17/10/19

## Compte rendu leçon élève

### Bibliographie de la leçon :

Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Dunod PCSI	Salamito & al		
Manuel Physique-Chimie 1ere S Sirius		Nathan 2015	

### Plan détaillé

Niveau choisi pour la leçon : Lycée

Prérequis :

- Force de Coulomb
- Classification périodique

---

**Intro sur l'enjeu de la leçon :** Comment passer du modèle de l'atome à celui de la molécule et des ions, puis des molécules/ions aux phases condensées. (~1 min)

I) De l'atome à la molécule

1) Liaison covalente et schéma de Lewis

→ explication du nombre de liaisons par les règles du duet/octet

**Manip :** utilisation du logiciel Avogadro

2) Géométrie des molécules

→ minimisation de l'interaction entre doublets, étude de la rotation/non rotation autour d'une liaison, isomérisation Z/E

**Manip :** utilisation de modèles moléculaires

### 3) Polarité des molécules

→ électronégativité, unité du moment dipolaire (pas de définition au lycée), introduction de la liaison ionique comme cas limite.

**Manip** : dissolution du sel dans l'eau/le cyclohexane + mesure conductivité de l'eau/eau salée + utilisation de ptable

### 4) Liaison ionique

→ odg de l'énergie de la liaison ionique, comparaison avec une liaison covalente  
(23 min)

## II) Des molécules aux phases condensées

### 1) Liaison H

→ Illustration sur le cas de l'eau, ordre de grandeur de l'énergie de liaison

**Manip** : mesure de la température de fusion de l'acide maléique sur banc Köfler

### 2) Liaisons de Van der Waals

→ notion de dipôle induit, ordre de grandeur de l'énergie d'interaction, applications : comparaison graphite/diamant et le gecko, biomimétisme  
(13 min)

Total : 37 minutes

## Questions posées

- ◆ En conditions réelles, devant une classe, comment tu aurais introduit cette leçon pour captiver l'auditoire ?
- ◆ Règles du duet et de l'octet toujours valables ?
- ◆ Pourquoi il peut exister de l'hypervalence ?
- ◆ Donne moi des exemples où P et S sont hypervalents
- ◆ Formule de Lewis du dioxyde de soufre + VSEPR
- ◆ À quoi ça sert  $\text{PCl}_5$  ?
- ◆ C'est quoi la définition de la diastéréoisométrie ?
- ◆ Différence avec l'énantiométrie ?
- ◆ Comment on peut distinguer les deux dans la vie de tous les jours ?
- ◆ Quelles sont les étapes d'une dissolution ?
- ◆ Pourquoi l'eau dissout mieux NaCl que le cyclohexane ?
- ◆ C'est vraiment en  $1/d^2$  la force entre deux ions ?
- ◆ Comment on mesure une énergie de liaison ?
- ◆ Pourquoi ta mesure de température de fusion est plus élevée que ce qui est attendu ?
- ◆ Pourquoi les impuretés dans un solide diminuent systématiquement la température de fusion ?
- ◆ Moi je suis élève, je n'ai rien compris aux liaisons hydrogènes, vous pouvez me réexpliquer sur les acides maléique et fumarique ?
- ◆ Est-ce que pédagogiquement dessiner un zigouigoui suffit pour la liaison H ?

- ♦ Comment contextualiser VdW ?
- ♦ Combien de forces de VdW ? Les quelles ?
- ♦ Pourquoi c'est London qui en général est la plus forte ?
- ♦ C'est la quelle qui dépend de la température ?

### Commentaires

D'une manière générale, leçon trop théorique et aride, mais le plan est parfait. Il faut impérativement **illustrer** la leçon et la commencer par une situation déclenchante sur slides.

Bonne utilisation du logiciel Avogadro et des modèles moléculaires.

**Expérience 1 - Titre :** Dissolution de NaCl dans l'eau + conductivité, non dissolution dans le cyclohexane

**Référence complète :**

Équation chimique et but de la manip :  $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

→ Illustrer l'influence de la polarité du solvant sur la solvation des ions + vérifier la présence de NaCl sous forme d'ions isolés par mesure de conductivité

Modification par rapport  
au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

Phase présentée au jury : tout

Durée de la manip : 3 min

**Expérience 2 - Titre :** Mesure de la température de fusion de l'acide maléique sur banc Köfler

**Référence complète :**

Équation chimique et but de la manip :

→ Montrer l'influence des liaisons H intramoléculaires sur la température de fusion ( $\ll$  à celle de l'acide fumarique)

Modification par rapport  
au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

La  $T_f$  mesurée est assez élevée par rapport à la  $T_f$  théorique => le banc Köfler n'était pas à l'équilibre

Phase présentée au jury : tout

Durée de la manip : 3 min

**Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »**

**Question posée : Comment pourriez-vous, au cours de votre vie d'enseignant, susciter le goût des sciences chez vos élèves ?**

**Réponse proposée :**

- Créer des clubs scientifiques
- Illustrer ses cours avec des exemples parlants pour les élèves

**Commentaires du correcteur :**

- Penser aussi à la réponse : Inviter des scientifiques extérieurs pour parler de leurs métiers.



LC 14 Titre : Liaisons chimiques

Présentée par : Damien

Correcteur : Clément Guibert

Date : 30/1/2020

## Compte-rendu de leçon de chimie correcteur

### Rappels de définitions, concepts à aborder lors de la leçon :

Dans cette leçon, il me semble important de commencer par définir les notions que vous comptez y aborder, pour annoncer et défendre votre plan à l'avance. D'après les témoignages recueillis par Nicolas Levy l'an dernier (première année où cette leçon a été utilisée), aborder les interactions intermoléculaires comme des liaisons serait souhaité, bien que contraire aux définitions IUPAC qui suivent. En tout cas, d'après les retours de vos camarades l'an dernier, deux d'entre eux sont passés dessus et l'un des deux, qui a obtenu 17/20, a visiblement traité d'interactions intermoléculaires dans sa leçon.

Voici les définitions IUPAC correspondantes :

- *bond*: There is a chemical bond between two atoms or groups of atoms in the case that the forces acting between them are such as to lead to the formation of an aggregate with sufficient stability to make it convenient for the chemist to consider it as an independent 'molecular species'.

- *chemical bond*: When forces acting between two atoms or groups of atoms lead to the formation of a stable independent molecular entity, a chemical bond is considered to exist between these atoms or groups. The principal characteristic of a bond in a molecule is the existence of a region between the nuclei of constant potential contours that allows the potential energy to improve substantially by atomic contraction at the expense of only a small increase in kinetic energy. Not only directed covalent bonds characteristic of organic compounds, but also bonds such as those existing between sodium cations and chloride anions in a crystal of sodium chloride or the bonds binding aluminium to six molecules of water in its environment, and even weak bonds that link two molecules of  $O_2$  into  $O_4$ , are to be attributed to chemical bonds.

Un autre terme utile à définir bien que de définition très large chez IUPAC :

- *molecule*: An electrically neutral entity consisting of more than one atom ( $n > 1$ ). Rigorously, a molecule, in which  $n > 1$  must correspond to a depression on the potential energy surface that is deep enough to confine at least one vibrational state.

Enfin, pour information, dans le nouveau programme, il est question de liaisons intermoléculaires et de ponts hydrogène...

Les définitions et concepts à aborder ensuite dépendront du plan que vous aurez choisi et de ce que vous aurez décidé de placer en pré-requis. Selon moi, on peut y aborder les notions suivantes : la règle du duet/de l'octet et le partage d'électrons sous forme de liaisons covalentes, la géométrie des liaisons dans l'espace et la représentation de Cram, l'électronégativité et la polarisation des liaisons (avec la liaison ionique comme cas limite), les liaisons multiples et leur géométrie.



D'autres chapitres peuvent être abordés selon le plan : la description de la formation et de la rupture de liaisons en chimie organique, leur étude par spectroscopie dans le domaine infra-rouge...

En annexe : des extraits de divers programmes de lycée permettant d'aborder les liaisons chimiques sur différents aspects. N'oubliez pas le cahier des charges en terme de programme :

La liste des leçons donnée à la fin de ce rapport s'appuie sur les programmes de physique-chimie en application à la rentrée 2019 au lycée général et technologique et en CPGE, de nouveaux programmes entrant en vigueur pour les classes de seconde et de première générales et technologiques à cette rentrée.

### **Avis sur le plan proposé, choix des exemples et des expériences :**

Le plan proposé était à mon avis pertinent et la progression au sein de celui-ci était naturelle et facile à suivre. Néanmoins, les titres de certaines parties ne me semblaient pas des plus appropriés comme souligné au cours du débriefing et le placement des interactions électrostatiques ne m'a pas paru judicieux.

En ce qui concerne les expériences, montrer différents aspects d'une synthèse organique me semble une bonne idée. En revanche, je ne suis pas convaincu de l'utilité de montrer une température d'ébullition dans un montage à reflux sans parler en particulier du montage, mais cela doit pouvoir se défendre dans le cadre de cette leçon.

### **Remarques sur des points spécifiques de la leçon :**

Bien identifier les points difficiles de la leçon : notion de liaison, notion de partage d'électrons et lien avec la règle de l'octet, charges partielles, rotations autour des liaisons, liens entre le microscopique et le macroscopique.

### **Discussion sur les manipulations présentées au cours du montage (objectifs de l'expérience, phases de manipulations intéressantes, difficultés théoriques et techniques) :**

#### Expérience 1 : synthèse du paracétamol

Bonne exploitation de différents aspects de la synthèse, tant expérimentaux que théoriques (mécanisme, caractérisations non disponibles expérimentalement).

#### Expérience 2 : mesure d'une température d'ébullition (montage à reflux)

Pour moi, cette expérience est moins utile : on n'en tire pas grand-chose et ce type de montage est *a priori* assez complexe pour un élève de lycée.

### **Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté :**

*Vous constatez, lors d'une surveillance d'épreuve du bac, une fraude. Selon vous, est-ce une rupture d'égalité entre les élèves ? Comment procédez-vous ?*

Voici quelques informations glanées sur des sites institutionnels et permettant de fournir une réponse assez complète à la question.

En cas de flagrant délit de fraude ou tentative de fraude, le surveillant de salle la fait cesser. Il n'empêche pas le candidat de poursuivre l'épreuve, mais saisit les pièces ou matériels qui permettront d'établir ultérieurement la réalité des faits (smartphone, document papiers...). Il rédige un procès-verbal, signé par le ou les autres surveillants et le ou les auteurs des faits.

Le chef de centre peut dans certains cas décider l'expulsion immédiate du candidat (substitution de personne ou candidat qui perturbe l'épreuve).

Le procès-verbal est transmis au recteur qui saisit la commission de discipline du bac.

Jusqu'à la décision de la commission, le candidat ne peut ni obtenir les résultats de son examen ni s'inscrire dans un établissement public d'enseignement supérieur.

Il est convoqué au moins 10 jours avant la réunion de la commission, par lettre recommandée avec accusé de réception.

La convocation :

- comporte l'énoncé des faits reprochés,
- lui indique qu'il peut présenter des observations (écrites ou orales),
- et l'informe qu'il peut être assisté ou représenté.

L'audience n'est pas publique et se tient même si le candidat est absent. La commission prononce une relaxe ou une sanction disciplinaire.

Les cas suivants constituent une fraude ou tentative de fraude :

- la communication entre les candidats pendant les épreuves ;
- l'utilisation d'informations ou de documents non autorisés lors des épreuves ;
- l'utilisation de documents personnels, notamment les anti-sèches, ou de moyens de communication (téléphones portables, assistants personnels de type Palm Pilot, etc.) ;
- la présence d'un téléphone portable sur la table d'examen ou dans la main d'un candidat
- la substitution d'identité lors du déroulement des épreuves ;
- tout faux et usage de faux d'un document délivré par l'administration (falsification de relevé de notes ou de diplôme, falsification de pièce d'identité...).
- diffusion et communication de documents confidentiels comme les sujets d'examens par exemple.
- vol et recel de documents administratifs (exemple : sujets)
- corruption ou tentative de corruption d'un agent de la fonction publique en vue d'obtenir des documents confidentiels.

Cette liste n'est pas exhaustive.

La politique à l'égard des téléphones portables et des smartphones s'est considérablement durcie ces dernières années. Il est ainsi vivement recommandé aux candidats de se munir d'une montre le jour des épreuves, car, en aucun cas, le téléphone portable ne peut être utilisé comme montre.

Deux types de sanctions peuvent être appliqués :

#### Les sanctions administratives

La commission peut décider, selon les cas :

- un blâme,
- la privation de toute mention au diplôme,
- l'interdiction de participer à tout examen de l'Éducation nationale pendant 5 ans au maximum (bac ou post-bac),
- l'interdiction de s'inscrire dans un établissement public du supérieur (temporairement ou définitivement),
- l'interdiction définitive de passer tout examen de titre ou diplôme délivré par un établissement public du supérieur et de s'y inscrire.

La sanction s'accompagne de l'annulation de l'épreuve pendant laquelle s'est déroulé la fraude pour le candidat (il aura alors la note de 0).

Selon les cas, la commission peut aussi prononcer la nullité de l'examen pour ce candidat.

Toute sanction peut être inscrite au livret scolaire

N.B. : le candidat peut faire appel de la décision en saisissant le tribunal administratif.

#### Les sanctions pénales

Les fraudes commises dans les examens et les concours publics constituent un délit et sont réprimées par le Code pénal.

Voici quelques exemples de sanctions pénales possibles :

- La substitution d'identité lors du déroulement des épreuves peut entraîner des sanctions pénales : peine d'emprisonnement et amende pouvant aller jusqu'à 45 000 euros selon les cas.
- L'usurpation d'identité dans un document administratif ou dans un document authentique est punie de 6 mois d'emprisonnement et de 7500 euros d'amende.
- Enfin, tout faux et usage de faux d'un document délivré par l'administration sont punis de 5 ans d'emprisonnement et de 75 000 euros d'amende.

Les textes en vigueur concernant les fraudes aux examens et concours publics sont les suivants :

- Loi du 23 décembre 1901 réprimant les fraudes dans les examens et concours publics.
- Arrêté du 19 mai 1950 relatif aux fraudes aux examens et concours de l'enseignement technique.
- Code pénal, notamment les articles 313-1, 313-3, 441-1, 433-19, 441-2.

### Propositions de manipulations – Bibliographie :

Sur l'isomérisation Z/E : BUP 764, chimie et lumière (dibenzoyléthylène).

Comparaison des acides fumarique et maléique : comparaison d'isomères Z et E, liaison hydrogène intramoléculaire pour la base conjuguée (dosage dans le Fosset).

Dissolution de composés ioniques et moléculaires + mesure de conductivité.

Synthèses organiques.

Complément sur les interactions intermoléculaires : Gershel, Israelachvili.

Électrolytes faibles : Cas par exemple de  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Vous pouvez vous référer à des expériences sur la vérification du cadre d'application de la loi de Kohlrausch (e.g. Fosset, p. 125).

### Annexe

2<sup>nd</sup>e (2019) : (vers des entités plus stables chimiquement)

Molécules. Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants. Approche de l'énergie de liaison.	Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ( $Z \leq 18$ ). Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.
--	---

1<sup>ère</sup> générale – spécialité physique-chimie (2019)

#### 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 : $\text{O}_2$ , $\text{H}_2$ , $\text{N}_2$ , $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{CO}_2$ , $\text{NH}_3$ , $\text{CH}_4$ , $\text{HCl}$ , $\text{H}^+$ , $\text{H}_3\text{O}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Cl}^-$ , $\text{OH}^-$ , $\text{O}^{2-}$ .
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. Polarisation d'une liaison covalente, polarité d'une entité moléculaire.	Déterminer le caractère polaire d'une liaison à partir de la donnée de l'électronégativité des atomes. Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une entité moléculaire à partir de sa géométrie et de la polarité de ses liaisons.

B) De la structure des entités à la cohésion et à la solubilité/miscibilité d'espèces chimiques	
Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène.	Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
C) Conversion de l'énergie stockée dans la matière organique	
Énergie molaire de réaction, pouvoir calorifique massique, énergie libérée lors d'une combustion. Interprétation microscopique en phase gazeuse : modification des structures moléculaires, énergie de liaison.	Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons. <i>Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.</i>

1<sup>ère</sup> STL (2019)

• De la structure spatiale des espèces chimiques à leurs propriétés physiques

Les schémas de Lewis, déjà abordés en classe de seconde, sont exploités afin de prévoir la géométrie de molécules ou d'ions constitués d'éléments des trois premières lignes de la classification périodique, dans le cadre de la théorie VSEPR. Ce premier modèle permet d'interpréter certaines propriétés physiques des espèces chimiques, avec des allers-retours entre l'échelle macroscopique et l'échelle microscopique.

Une attention particulière est accordée aux molécules organiques afin de familiariser les élèves avec des molécules rencontrées notamment en biochimie-biologie et leurs différentes représentations.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion. Théorie VSEPR.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Interpréter ou établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions contenant des doublets liants, doublets non-liants, doubles liaisons, triples liaisons.</li> <li>- Utiliser la théorie VSEPR pour déterminer la géométrie d'espèces de formules chimiques <math>AX_nE_m</math>, avec <math>n+m \leq 4</math>, l'atome central étant donné.</li> <li>- Écrire des formes mésomères des ions nitrate et carbonate pour interpréter leur géométrie.</li> </ul> <p><b>Capacité numérique</b> : utiliser un logiciel de représentation moléculaire pour visualiser une molécule.</p>
Électronégativité, liaison covalente polarisée. Polarité d'une molécule. Liaisons intermoléculaires. Lien entre structure et propriétés physiques.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Représenter les charges partielles localisées sur les atomes d'une liaison covalente en utilisant des valeurs d'électronégativité tabulées.</li> <li>- Relier la polarité éventuelle d'une molécule et sa géométrie.</li> <li>- Définir et identifier les liaisons hydrogène et de Van der Waals ; représenter les liaisons hydrogène.</li> <li>- Connaître et comparer les ordres de grandeur des énergies des liaisons intermoléculaires et covalentes.</li> <li>- Interpréter ou classer qualitativement les valeurs des températures ou des énergies de changement d'état d'espèces chimiques en comparant leurs structures.</li> </ul>

Formules chimiques de molécules organiques : chaîne carbonée, groupe caractéristique. Isomérisation. Représentation de Cram. Conformations.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Écrire les formules développées, semi-développées et topologiques de molécules organiques.</li> <li>- Repérer les groupes caractéristiques dans une formule chimique donnée.</li> <li>- Identifier des isomères de chaîne, de position ou de fonction.</li> <li>- Dessiner la représentation de Cram de différents conformères non cycliques.</li> </ul> <p><b>Capacités expérimentales/numériques</b> : construire, à partir de modèles moléculaires ou à l'aide d'un logiciel de représentation, différentes conformations d'une même molécule.</p>
Fonction chimique. Nomenclature de molécules organiques. Acide $\alpha$ -aminé, acide gras.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Associer les fonctions alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique et amine à un groupe caractéristique.</li> <li>- Associer le nom d'une molécule organique non cyclique à sa formule semi-développée.</li> <li>- Identifier et représenter un acide <math>\alpha</math>-aminé et un acide gras.</li> </ul>

## Terminale S (2011)

### Structure et transformation de la matière

Notions et contenus	Compétences exigibles
<b>Représentation spatiale des molécules</b> Chiralité : définition, approche historique.	Reconnaître des espèces chirales à partir de leur représentation.
Représentation de Cram.	Utiliser la représentation de Cram.
Carbone asymétrique. Chiralité des acides $\alpha$ -aminés.	Identifier les atomes de carbone asymétrique d'une molécule donnée.
Énantiomérie, mélange racémique, diastéréoisomérie (Z/E, deux atomes de carbone asymétriques).	À partir d'un modèle moléculaire ou d'une représentation, reconnaître si des molécules sont identiques, énantiomères ou diastéréoisomères. <i>Pratiquer une démarche expérimentale pour mettre en évidence des propriétés différentes de diastéréoisomères.</i>
Conformation : rotation autour d'une liaison simple ; conformation la plus stable.	<i>Visualiser, à partir d'un modèle moléculaire ou d'un logiciel de simulation, les différentes conformations d'une molécule.</i>
Formule topologique des molécules organiques.	Utiliser la représentation topologique des molécules organiques.
Propriétés biologiques et stéréoisomérie.	Extraire et exploiter des informations sur : - les propriétés biologiques de stéréoisomères, - les conformations de molécules biologiques, pour mettre en évidence l'importance de la stéréoisomérie dans la nature.



<p><b>Transformation en chimie organique</b></p> <p>Aspect macroscopique :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Modification de chaîne, modification de groupe caractéristique.</li> <li>- Grandes catégories de réactions en chimie organique : substitution, addition, élimination.</li> </ul> <p>Aspect microscopique :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Liaison polarisée, site donneur et site accepteur de doublet d'électrons.</li> <li>- Interaction entre des sites donneurs et accepteurs de doublet d'électrons ; représentation du mouvement d'un doublet d'électrons à l'aide d'une flèche courbe lors d'une étape d'un mécanisme réactionnel.</li> </ul>	<p>Reconnaître les groupes caractéristiques dans les alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester, amine, amide.</p> <p>Utiliser le nom systématique d'une espèce chimique organique pour en déterminer les groupes caractéristiques et la chaîne carbonée.</p> <p>Distinguer une modification de chaîne d'une modification de groupe caractéristique.</p> <p>Déterminer la catégorie d'une réaction (substitution, addition, élimination) à partir de l'examen de la nature des réactifs et des produits.</p> <p>Déterminer la polarisation des liaisons en lien avec l'électronégativité (table fournie).</p> <p>Identifier un site donneur, un site accepteur de doublet d'électrons.</p> <p>Pour une ou plusieurs étapes d'un mécanisme réactionnel donné, relier par une flèche courbe les sites donneur et accepteur en vue d'expliquer la formation ou la rupture de liaisons.</p>
<p><b>Spectres IR</b></p> <p>Identification de liaisons à l'aide du nombre d'onde correspondant ; détermination de groupes caractéristiques.</p> <p>Mise en évidence de la liaison hydrogène.</p>	<p>Exploiter un spectre IR pour déterminer des groupes caractéristiques à l'aide de tables de données ou de logiciels.</p> <p>Associer un groupe caractéristique à une fonction dans le cas des alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique, ester, amine, amide.</p> <p>Connaître les règles de nomenclature de ces composés ainsi que celles des alcanes et des alcènes.</p>

## Terminale STL (2011)

### Synthèses chimiques

#### Du macroscopique au microscopique dans les synthèses

##### Notions et contenus

Échelle d'électronégativité et polarité des liaisons.

Nucléophilie, électrophilie et réactivité.

Mécanismes réactionnels :

- étapes d'un mécanisme ;
- intermédiaires réactionnels ;
- catalyseurs.

Profil réactionnels.

##### Capacités exigibles

- Écrire les formules de Lewis des entités chimiques en faisant apparaître les charges et les charges partielles.
- Prévoir les déplacements électroniques possibles des sites nucléophiles vers les sites électrophiles.
- Relier le formalisme des flèches représentant le déplacement de doublets électroniques à la formation ou à la rupture de liaisons dans les étapes d'un mécanisme fourni.
- Repérer, dans une étape du mécanisme, les réactifs nucléophile et électrophile à l'aide des déplacements des doublets électroniques.
- Reconnaître dans un mécanisme une addition, une substitution, une élimination et une réaction acide-base.
- Retrouver l'équation d'une réaction à partir d'un mécanisme la modélisant au niveau microscopique.
- Identifier un catalyseur dans un mécanisme fourni.
- Montrer qu'un catalyseur renforce le caractère nucléophile ou électrophile d'un site.
- Relier mécanisme et profil réactionnel : nombre d'étapes, intermédiaires réactionnels, étape cinétiquement déterminante, en comparant les énergies d'activation des différentes étapes.

LC 14 Titre : Liaisons chimiques

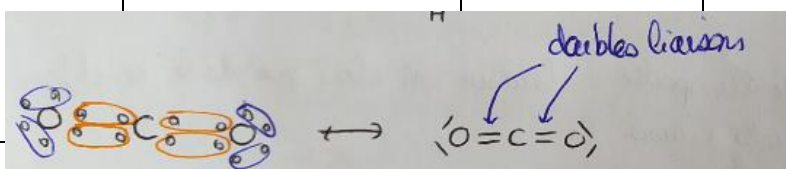
Présentée par : MOULIN Damien

Correcteur : GUIBERT Clément

date : 30/01/2010

## Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Physique Chimie 1ère S		Nathan (édition 2015)	
Physique-Chimie 1S		Dulaurans	
Chimie Tout-en-un PCSI			
Physique Chimie TleS		Nathan (édition 2012)	
100 manipulations de chimie – Chimie organique et inorganique	Jacques Mesplède		
Les forces de Vander Waals et le gecko	culturesciences.chimie.ens.fr		



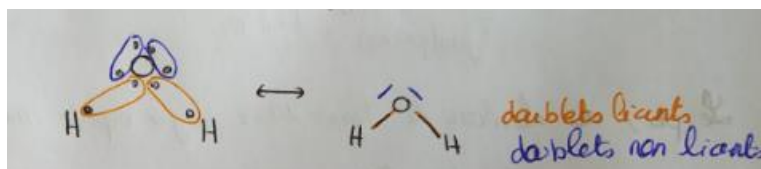
Plan détaillé
<p><b>Niveau:</b> Lycée</p> <p><b>Prérequis :</b> électrons de valence, règles du duet et de l'octet (vues pour les ions monoatomiques), caractérisation d'un produit de synthèse organique (température de fusion et spectroscopie UV-visible), électronégativité (classification périodique),</p> <p><b>Intro :</b> On a étudié les atomes. Comment peuvent-ils s'agencer en molécules, et comment former la matière condensée ?</p> <p><b>I-De l'atome à la molécule</b></p> <p><b>1) Liaisons covalentes (10 min)</b></p> <p><b>Rappel :</b> électrons (e-) de valences = e- de la dernière couche électronique d'un atome</p> <p><math>^1\text{H}</math>: <math>K^1 \rightarrow 1 \text{ e- de valences}</math></p> <p><math>^{12}\text{C}</math>: <math>K^2 L^4 \rightarrow 4 \text{ e- de valences}</math></p> <p><math>^{14}\text{N}</math>: <math>K^2 L^5 \rightarrow 5 \text{ e- de valences}</math></p> <p><math>^{16}\text{O}</math>: <math>K^2 L^6 \rightarrow 6 \text{ e- de valences}</math></p>

Règle du duet : Dans une structure polyatomique, H et He cherchent à remplir leur couche K et donc à être entouré de 2 électrons.

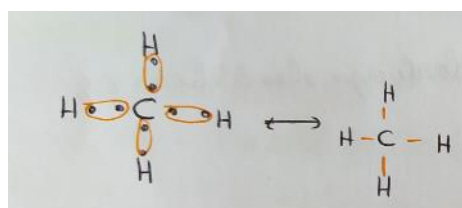
Règle de l'octet : Dans une structure polyatomique, les atomes de la 2<sup>ème</sup> et 3<sup>ème</sup> périodes cherchent à remplir leur dernière couche électronique et donc à être entouré de 8 électrons.

Les atomes vont remplir leurs couches électroniques en formant des liaisons covalentes.

Liaison covalente : mise en commun de 2, 4 ou 6 e<sup>-</sup> formant des liaisons entre deux atomes.



Structure de Lewis = représentation développée + doublets non liants



Ordres de grandeurs :

- longueur de liaison : 100-200 pm ( $10^{-10}$  m)
- énergie de liaison (énergie qu'il faut fournir à une mole de composé pour rompre la liaison) : 300 kJ/mol (simple) et ~600 kJ/mol (double)

**Transition** : Mais comment être sûr que la représentation de Lewis d'une molécule est la bonne ? Comment sait-on comment les atomes se sont organisés dans la molécule ?

## 2) Spectroscopie IR (12 min30)

**#Slide** : spectre IR du butanol tableau des nombres d'ondes des liaisons O-H, N-H, C-H, C=C et C=O.

Spectroscopie IR --> spectroscopie par absorption où l'ordonnée est la transmittance ( $T = 10^{-A}$ ) et l'abscisse est le nombre d'onde (l'inverse de la longueur d'onde en  $\text{cm}^{-1}$ ).

Lecture du spectre : Empreintes digitales, bandes caractéristiques et comparaison avec la structure du butanol.

On va étudier une molécule plus complexe : le paracétamol

**#Slide** : équation bilan avec formules semi-développées des molécules et caractéristiques associées (dangerosité ...)

**# Expérience 1** :

- Il essore sur Büchner le paracétamol synthétisé en préparation (trituration à l'eau glacée)
- Mesure de la température de fusion du produit séché à l'étuve en préparation et le compare avec la température tabulée ( $T_{\text{fus}}^{\text{tab}} = 171^\circ\text{C}$ )



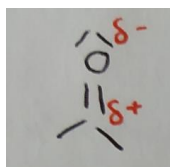
Or le problème c'est que autour de cette température il y a beaucoup de molécule organique, alors comment être sûr que c'est bien le paracétamol ? → IR

#Slide : étude des spectres réactif/produits : apparition liaison OH

**Transition :** Réaction chimique = brisure et formation de liaison → dû à la différence d'électronégativité entre les atomes.

### 3) Liaison polarisée (5m20)

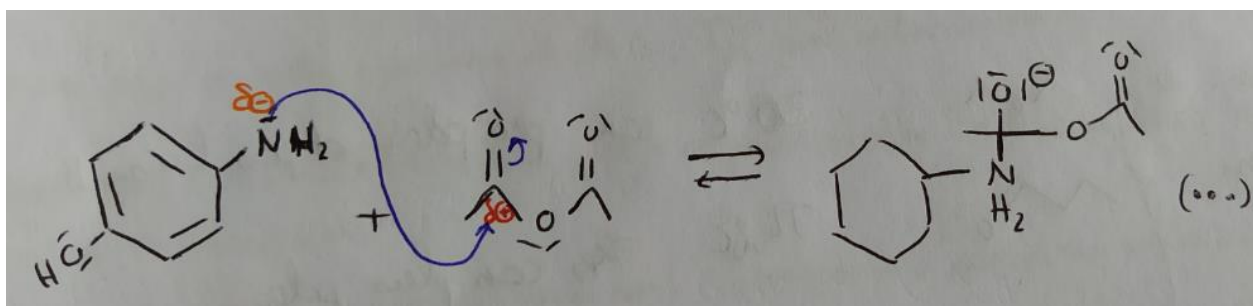
Électronégativité : capacité qu'a un atome à attirer vers lui les e<sup>-</sup>.



$\chi(O) > \chi(C)$  donc O attire vers lui les e<sup>-</sup> de la liaison C=O → charges partielles → sites donneurs et accepteur.

Dans une liaison polarisée, l'atome le plus ( resp le moins) électronégatif est le site donneur ( resp accepteur) de doublet d'e<sup>-</sup>.

$\chi(N) > \chi(C) > \chi(H)$  et  $\chi(O) > \chi(C)$



**Transition :** Comment expliquer les phases condensées ?

## II- Liaisons intermoléculaires

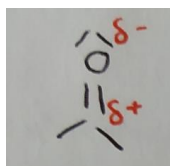
### 1) Solide ionique (1min40)

Quand deux atomes côte à côte ont une telle différence d'électronégativité que les e<sup>-</sup> sont directement échangés → ions et cations → liaison ionique → solide ionique

#Slide : NaCl

### 2) Liaison de Van der Waals (5min)

Interaction attractive due aux dipôles jusqu'aux phases condensées ( analogie des aimants dans un sac qui vont se coller et former un solide macro).



Interactions électrostatiques, à courtes distances qui se manifestent aussi pour des molécules non polaires.

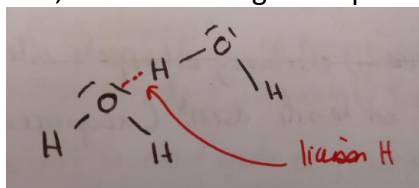
Énergie de liaison : 10 à 40 kJ/mol et liaisons d'autant plus fortes que les molécules sont grosses.

#Slide : Graphique de la température de fusion pour différents atomes et rayon atomique.

**Transition :** Par contre quand on ajoute  $H_2O$  au graphe on a un comportement très différents à cause des liaisons H

### 3) Liaison H (4min50)

Se manifestent quand un H dans une molécule est très appauvri en  $e^-$  et que la molécule présente un atome avec un doublet non-liant, très électronégatif et petit.



**# Expérience 2 :** comparaison de 3 molécules d'à peu près la même masse molaire mais  $T_{eb}$  différents ( diéthylether  $T_{eb}=36^\circ C$ , butanal  $T_{eb}=74,8^\circ C$  , butanol  $T_{eb}=117,7^\circ C$ ), détermination expérimentale de  $T_{eb}$  du butanol.

La différences de  $T_{eb}$  est due aux liaisons H.

**CCL :** Ici on n'a vu que des cas idéaux mais en vrai les liaisons sont un mélange de tout ça.

## Questions posées

Q :

- Liaison intermoléculaire et liaison entre atomes, pourquoi cette différence ?
- NaCl c'est une molécule ?
- Quelle sont les étapes quand on met un cristale ionique dans un solvant ?
- Vous n'avez pas parlé de liaisons partiellement ionique, pourquoi ?

→ Hors programme, mais trop séparer les liaisons ionique, covalentes ... ça peu porter à confusion

## Commentaires

Deux possibles interprétations du titre de la leçon :

— la vision qui applique à la lettre la définition de l'IUPAC de liaison chimique: "il existe une liaison chimique entre des (groupes d') atomes si des forces agissent entre ces (groupes d') atomes et conduisent à la formation d'une entité moléculaire indépendante stable".

— une vision plus globale, qui considère que ce titre, au pluriel, niveau lycée, appelle à une description des mécanismes qui assurent la cohésion des édifices chimiques, au niveau moléculaire (liaison chimique pure et dure) et intermoléculaire (on parle plus "d'interactions stabilisantes").

Bon équilibre entre expérience et leçon.

Teb pas indispensables ...

Il faudrait peut-être poser une définition de la molécule ( IUPAC n'est pas très au clair dessus non plus).

On peut parler de stéréochimie.

On peut parler de la dissolution d'un composé ionique et un composé moléculaire.

NaCl est une entité moléculaire, on peut donc la mettre dans la partie I et s'en servir comme transition.

/!\ Les mécanismes chimiques ne sont vus qu'en terminal mais bon ... on peut piocher partout.

Règle de l'octet : L'édifice moléculaire est plus stable lorsque les atomes sont entourés de 8 e-

**Expérience 1 - Titre :** Synthèse du paracétamol

**Référence complète :** 100 manipulations de chimie – Chimie organique et inorganique Jacques Mesplède

**Modification par rapport au mode opératoire décrit :** On a pris la moitié des réactifs

**Phase présentée au jury :** Séchage sur Büchner et température de fusion

**Durée de la manip :** 4 min

**Expérience 2 - Titre :** Détermination de la température d'ébullition du butanol

**Référence complète :** aucune

**Équation chimique et but de la manip :** faire bouillir du butanol et mesurer la température d'ébullition.

**Phase présentée au jury :** Lecture de la température

**Durée de la manip :** 3 min

**Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »**

**Question posée :**

**Réponse proposée :**

**Commentaires du correcteur :**