

## **Etude des connaissances relatives au modèle de Lewis chez de futurs enseignants de sciences physiques algériens**

**Hazzi Salah<sup>1</sup>, Alain Dumon<sup>2</sup> et Zerkout Said<sup>1</sup>**

<sup>1</sup>Ecole Normale Supérieure de Kouba, Alger, Algérie. <sup>2</sup>Institut Universitaire de Formation des Maîtres d'Aquitaine, Université Bordeaux 2, France. E-mail: [alain.dumon@aquitaine.iufm.fr](mailto:alain.dumon@aquitaine.iufm.fr)

**Résumé:** L'objet de ce travail est d'identifier les connaissances du contenu disciplinaire relatif au concept de la structure électronique des édifices covalents maîtrisés par de futurs enseignants de l'Ecole Normale Supérieure (ENS) de Kouba (Alger). Nous chercherons à analyser dans quelle mesure la modélisation de la «structure électronique» des composés organiques sous l'angle du modèle de Lewis, modèle qu'ils auront à enseigner au lycée, a été assimilée par les étudiants? L'analyse des réponses à un questionnaire écrit et des échanges entre étudiants lors de séquences d'activités de groupes enregistrées montre que les étudiants ont du mal à intégrer le registre des modèles. Peu d'entre eux sont capables de décrire une liaison covalente en termes de mise en commun d'électrons. Il apparaît que beaucoup de futurs enseignants rencontrent des difficultés pour mettre en œuvre une procédure systématique de raisonnement pour représenter un édifice covalent selon le formalisme de Lewis, plus particulièrement lorsqu'il s'agit de décrire les structures électroniques d'espèces chargées.

**Mots clés:** Lewis, structure électronique, covalence, modélisation, liaison chimique

**Title:** Study of knowledge relating to the Lewis model in Algerian future teachers of physical sciences.

**Abstract:** The purpose of the present work is to identify the subject matter knowledge relating to the concept of the covalent compounds electronic structure, mastered by prospective teachers students of the ENS Kouba (Algeria). We seek to analyze to what extent, electronic structure modeling of organic compounds viewed from the Lewis model, model that they will have to teach in high school, has been assimilated by students? Analysis of the answers to a written questionnaire, and exchange of views between students at sequence of activities shows that students find it difficult to integrate the register models. Just few of them are able to describe a covalent bond in terms of sharing two electrons. It seems that many future teachers have difficulties in implementing a systematic process of reasoning to represent a covalent structure as the formalism of Lewis, especially when describing the electronic structures of charged species.

**Keywords:** Lewis, electronic structure, covalence, modeling, bond chemical.

## Introduction

Au cours de nos enseignements, nous avons constaté que les étudiants, rencontraient des difficultés dans l'interprétation de la réactivité des composés organiques et notamment dans la prévision des sites réactifs. L'interprétation de la réactivité des édifices covalents nécessite l'utilisation du registre des modèles. Dans ce registre, les concepts fondamentaux permettant d'examiner les sites les plus aptes à réagir se basent essentiellement sur la modélisation de la liaison covalente. Pour décrire cette liaison, deux modèles sont proposés: le modèle de Lewis et le modèle quantique. Dans le cas de la modélisation selon Lewis, il s'agit d'arriver à écrire une formule dans laquelle figurent tous les doublets des couches externes, sous la forme de couples de points ou de tirets, qu'ils soient communs à deux atomes (doublets liants) ou libres (doublets non liants), ainsi que les éventuelles lacunes électroniques. Au départ il faut bien entendu connaître le nombre d'électrons de valence de chacun des éléments participants à la structure covalente (molécule ou ion) pour pouvoir appliquer correctement la règle de l'octet.

## Le cadre contextuel

Le modèle de Lewis, bien que relativement simple, met implicitement en jeu de nombreuses connaissances. Nous examinerons à travers la lecture des programmes du secondaire et des photocopiées de cours de l'École Normale Supérieure de Kouba, comment il est prévu que ces connaissances soient enseignées en Algérie. C'est en première année du cycle secondaire que les élèves abordent le concept de *la structure électronique des atomes* et les règles de remplissage. La relation qui lie la structure électronique à la classification périodique est ensuite présentée pour les éléments des 3 premières périodes.

La liaison covalente est définie comme résultant de la mise en commun d'une paire d'électrons de valence entre deux atomes (modèle de Lewis). Est ensuite expliqué comment représenter les formules de Lewis des molécules (ou ions polyatomiques) par application de la règle de l'octet (du duet). Un questionnement précis sur quelques molécules permet à l'élève de lire, comprendre et utiliser les définitions proposées (liaisons covalente, doublets liants et non liant, notions de liaison simple, double et triple, charge formelle, etc.) pour écrire la structure de Lewis. Quelques structures de Lewis sont ensuite présentées lors de l'établissement des formules développées en chimie organique au cours de la deuxième et de la troisième année du lycée.

Durant les deux premières années du cycle universitaire, la liaison covalente est abordée dans le chapitre traitant de la liaison chimique relevant du module de chimie générale. Elle est d'abord décrite selon le modèle de Lewis enrichi de nouvelles caractéristiques: origines du doublet (proprement et coordinence); rupture homolytique et hétérolytique d'une liaison; électrons liants (assurant des liaisons) et non liants (libres); exception à la règle de l'octet (il peut subsister dans la molécule des lacunes d'électrons sur certains atomes ou existence de «cases vides» en référence au modèle quantique); liaisons multiples ( $\sigma$  et  $\pi$ ; ce qui correspond à un modèle mixte: Lewis + quantique); structure électronique

d'une molécule décrite en précisant le nombre et le rôle (liant ou non liant) des doublets externes de chaque atome, ainsi que la présence éventuelle de lacunes électroniques; états de valences particuliers de certains atomes (cas des molécules à octet étendu tel que  $\text{PCl}_5$ ).

Sont ensuite introduits les différents éléments du modèle quantique: les orbitales atomiques (s, p, d,...), la méthode LCAO pour la représentation des orbitales moléculaires, les orbitales moléculaires  $\sigma$  (recouvrement axial des OA s) et  $\pi$  (recouvrement latéral des OA p), l'hybridation et ses différents états ( $sp^3$ ,  $sp^2$  et  $sp$ ). Ces éléments du modèle quantique sont fréquemment utilisés par la suite dans l'enseignement de la chimie organique.

### **Les recherches menées sur les difficultés rencontrées dans la modélisation de la liaison covalente**

Plusieurs études ont été menées sur les difficultés rencontrées par les étudiants lors de l'apprentissage du concept abstrait et complexe de liaison chimique (voir par exemple la revue de littérature de Levy Nahum et al., 2010). En ce qui concerne la liaison covalente, pour certains élèves et étudiants, dans ces liaisons les électrons sont partagés également entre les atomes (Peterson et Treagust, 1989; Garnett et al. 1995; Coll et Treagust, 2001). L'interprétation de ce partage repose sur la règle de l'octet et la stabilité des couches pleines (Taber, 1994, 1998; Robinson, 1998; Coll et Treagust, 2001, 2002). Selon Taber (1998, 2001) et Robinson (1998) les élèves utilisent la règle de l'octet comme un principe de base, une heuristique, pour expliquer la liaison chimique, la réaction chimique et la formation des ions: un atome est stable si sa couche de valence est remplie et non stable dans le cas contraire; la formation d'ions ou de liaisons covalentes lors d'une réaction chimique résulte du besoin des atomes de compléter leur couche de valence à huit (ou deux) électrons pour être stables. Il existe en outre une confusion entre octet, couche pleine et configuration électronique des gaz nobles (Taber, 1998). Keig et Rubba (1993) montrent de plus que pour de nombreux élèves âgés de 15 à 17 ans les électrons sont pré-assemblés en doublets dans l'atome et, qu'à l'université, les étudiants ont du mal à passer de la configuration électronique des atomes à la représentation des molécules qu'ils forment. L'origine de ces difficultés, confusions et conceptions pourrait provenir de l'approche pédagogique traditionnelle, caractérisée par une simplification du concept à travers des définitions courtes et une distinction entre les différentes catégories de liaisons entre atomes (covalente, ionique, etc.), utilisée pour la présentation du concept (Levy Nahum et al., 2007). Approche qui apparaît également dans les manuels (Ashkenazi & Kosloff, 2006) au détriment d'une approche centrée sur les concepts de base d'interaction coulombienne et d'énergie au niveau atomique (Taber, 2003; Levy Nahum et al., 2008).

En chimie organique, les lacunes dans la maîtrise du registre des modèles constituent un obstacle majeur pour l'interprétation de la réactivité des espèces chimiques (Rushton et al., 2008). Par exemple, les difficultés de la modélisation microscopique basée sur la représentation des densités électroniques associées aux liaisons ont été mises en relief par diverses études (Barlet et Plouin, 1997; Rivera-Huizar, 1997; Agrébit, 2004; Hassan et al., 2004; Treagust, 2004). Laszlo (2002), Bhattacharyya et Bodner

(2005) et Ferguson et Bodner (2008) ont mis en relief les difficultés qu'éprouvent les apprenants dans la description de la réactivité à l'aide de structure de Lewis en utilisant des flèches incurvées pour suivre le mouvement des électrons.

### **Question de recherche et méthodologie**

L'étude a été réalisée auprès d'étudiants de 3<sup>ème</sup> et de 4<sup>ème</sup> année de la licence de sciences physiques du secteur de formation à l'enseignement, futurs professeurs de lycée, de l'ENS de Kouba (Alger): 275 étudiants de 3<sup>o</sup> année et 105 étudiants de 4<sup>o</sup> année, ayant suivi le même cours de chimie organique durant l'année universitaire 2008-2009. Ce sont des étudiants ayant plusieurs éléments du registre des modèles à leur disposition (voir la liste de ces éléments en annexe 1). C'est à leur capacité à les mobiliser pour décrire la structure électronique des molécules organiques dans le but d'interpréter et prédire la réactivité des composés organiques que nous allons nous intéresser.

Plusieurs auteurs soulignent l'influence du PCK (Pedagogical Content Knowledge) des enseignants sur le savoir acquis par les apprenants. Ce concept, introduit par Shulman (1986), est traduit en français, à partir des travaux de De Jong (1998), par «connaissances pédagogiques liées au contenu» (Méheut 2006). Il regroupe les connaissances relatives au contenu disciplinaire ou SMK (Subject Matter Knowledge) et les connaissances pédagogiques nécessaires pour enseigner ces contenus (Geddis, 1993). Une étude exploratoire de Rollnick Bennet, Rhemtula, Dharsey et Ndlovu (2008) sur le SMK de futurs enseignants du secondaire, a permis de présenter un modèle pour aider à comprendre son impact sur le PCK dans sa globalité. Nous nous intéresserons ici à l'intégration par les futurs enseignants des connaissances relatives aux contenus disciplinaires qu'ils auront à enseigner, en cherchant à répondre à la question: dans quelle mesure la modélisation de la structure électronique des composés organiques sous l'angle du modèle de Lewis a été assimilée par les étudiants.

Pour répondre à cette question nous avons eu recours à l'utilisation de deux outils complémentaires: un questionnaire écrit soumis à l'ensemble des étudiants et deux séquences d'activités sur le thème du modèle de Lewis. En ce qui concerne le questionnaire, les étudiants ont eu à répondre aux questions lors de quatre séances de 30 mn chacune étalées sur deux semaines, en février 2009. Les conditions de passation du questionnaire leur ont été précisées (anonymat, non prise en compte pour l'évaluation, conceptions personnelles) par le chercheur. Les séquences d'activité, d'une durée de 30 mn, ont concerné cinq puis quatre groupes de travail, chaque groupe étant constitué de quatre puis cinq étudiants choisis au hasard (en fait correspondant à un groupe de Travaux Dirigés). Au cours de ces séquences, pour chaque question posée, un temps de débat a été accordé à tous les groupes de travail. Un enseignant "accompagnateur" (autre que le chercheur) était chargé de poser des questions "naïves" destinées à guider le débat de chaque groupe de manière à l'amener à formuler la résolution étape par étape. Elles ont fait l'objet d'un enregistrement vidéo et les échanges entre les étudiants dans chaque groupe ont été intégralement retranscrits par le chercheur.

### *Présentation du questionnaire*

Parmi les objectifs à atteindre à l'issue de la première année universitaire figure la compétence suivante "dénombrer dans une structure covalente les doublets liants (simple, double et triple), les doublets non liants et les éventuelles lacunes électroniques (ou cases vides)". Dans le but d'analyser dans quelle mesure cette compétence a été atteinte et d'évaluer le degré de compréhension du concept de liaison covalente, deux questions ont été posées. La première question s'inspire d'une question d'un exercice de l'ouvrage de chimie organique d'Arnaud (1990, p. 93). Trois formules moléculaires d'un thiol, une neutre et deux chargées, sont présentées aux étudiants. On rencontre ces cas dans les cours de chimie organique lorsqu'on étudie le caractère nucléophile des thiols en milieu acide ou à l'inverse leur acidité en milieu fortement basique. L'objectif de cette question est d'évaluer si les étudiants sont capables de décrire puis de représenter ces formules en utilisant le formalisme de Lewis (doublets liants, non liants et lacunes électroniques). La deuxième question est extraite du travail de Barker et Millar (2000) et a été utilisée également par Cokelez et Dumon (2005) pour une étude de la description des liaisons simples et doubles par les élèves du secondaire. Nous avons proposé dans notre cas, une liaison triple en plus. Son objectif est d'évaluer comment les étudiants décrivent les différentes liaisons figurant dans les représentations de Lewis de molécules courantes (alcane, alcène et alcyne): utilisent-ils le formalisme de Lewis, comme cela leur est demandé; ou des concepts appartenant à d'autres modèles?

### *Présentation des activités*

La première tâche proposée aux étudiants a pour objectif d'analyser à quels éléments du registre du modèle de Lewis ayant été enseignés durant leur scolarité (cf. annexe 1) les étudiants se réfèrent préférentiellement. La deuxième tâche consiste en la construction de structures de Lewis de molécules chargées ou d'ions en faisant apparaître les doublets liants, non liants et les éventuelles lacunes électroniques. Elle est à mettre en relation étroite avec la deuxième partie de la première question du questionnaire. Dans cette mise en pratique du modèle de Lewis les étudiants sont sensés mobiliser les connaissances acquises antérieurement.

## **Analyse des résultats relatifs aux structures de Lewis**

### *Analyse des échanges entre étudiants au cours de la première activité*

Au cours de la première activité (durée moyenne de 20mn) la question suivante est posée aux étudiants: "Les structures de Lewis se déduisent grâce à des règles simples: citez-les".

De l'analyse des échanges il résulte que les différents groupes ont des difficultés à comprendre la tâche qui leur est proposée. Tous ont recours à une demande de précision auprès de l'enseignant avant de commencer leur réflexion. Ce qui semble leur poser problème c'est l'ancienneté du savoir enseigné (exemple du groupe 4: "Le modèle de Lewis / on a vu ça en chimie générale / durant le tronc commun/ vous vous souvenez?") qui conduit à un certain oubli des éléments du modèle (exemple du groupe 5: "Les structures de Lewis, on s'en souvient un peu, mais les étapes on n'a

pas vu ça") et à la difficulté de répondre à la question de façon générale (exemple du groupe 2: "Oui mais on ne connaît pas les atomes dont il s'agit ( ?)". Certains (Groupes 1, 4, et 5) essaient de contourner cette difficulté en ayant recours à des exemples simples et familiers (HCl, méthanol ou CH<sub>4</sub>).

Dans le tableau 1 ont été reportés les éléments du modèle mobilisés par les différents groupes. Le faible nombre d'éléments du modèle qui émerge des échanges entre les étudiants (entre 3 et 8) confirme qu'ils n'ont pas une idée très précise de la procédure à suivre pour l'établissement des structures de Lewis.

Eléments du modèle de Lewis cités	Groupe 1	Groupe 2	Groupe 3	Groupe 4	Groupe 5
LC.S-1				X	
LC.S-2	X				X
DO.S-1	X			X	X
DO.S-2	X			X	X
DL.S-1		X			
SEA.U-3	X	X	X		X
SEA.U-4	X				
SL.S-1				X	
SL.S-2	X	X	X	X	X
SL.U-4	X	X	X	X	X
SEM.S-1	X				X

Tableau 1.- Les éléments du modèle mobilisés par les différents groupes d'étudiants

Ce sont les éléments les plus courants du registre du modèle auxquels se réfèrent tous les étudiants: le respect de la règle de l'octet ou du duet (SL.S-2) et la configuration électronique des atomes (SL.U-4). Si la répartition des électrons dans les orbitales s, p, et d (SEA.U-3) est bien envisagée par quatre groupes d'étudiants, la nécessité de connaître le numéro atomique de l'élément n'apparaît de façon explicite que dans les échanges des groupes 1 et 3. Cependant elle est finalement rejetée par le groupe 3 et seul les étudiants du groupe 1 arrivent, sur l'exemple particulier de HCl, à déterminer le nombre d'électrons de la couche de valence en prenant en compte les électrons des orbitales atomiques de nombre quantique principal n le plus élevé (SEA.U-4), et à en déduire la structure en duet de l'hydrogène et celle en octet du chlore (DO.S-1 et 2). La détermination de cette structure en duet et en octet des atomes dans le cas d'exemples particuliers (le méthanol pour le groupe 4 et CH<sub>4</sub> pour le groupe 5) est également réalisée par les deux groupes sans référence à la structure électronique des atomes mais simplement à partir d'un raisonnement prenant en compte les liaisons et, pour le groupe 4, en se remémorant l'existence de doublets non liants sur l'oxygène.

La référence à la notion de liaison apparaît dans tous les groupes, avec une fréquence plus ou moins grande (de 1 à 5 occurrences). Cependant le fait que cette liaison soit une liaison covalente (LC.S-1) n'est indiqué de façon explicite que par un étudiant du groupe 4; qu'une liaison correspondent à un doublet liant (DL.S-1) par un étudiant du groupe 2 et

que ce doublet correspondent à la mise en commun d'un électron par chaque atome (LC.S-2) par un étudiant du groupe 5.

Pour quatre groupes d'étudiants (G1, 2, 3 et 4), pour établir la structure de Lewis, il faut connaître la valence de tous les atomes. Mais il semble que le sens à attribuer à ce terme ne soit pas très clair, comme le montrent les exemples d'interventions d'étudiants suivants (le changement de locuteur est signalé par le signe /): "la valence c'est la couche externe" (G1); "La valence? Tu veux dire le nombre d'électrons célibataires / Electrons célibataires ... heu... je veux dire le nombre de liaisons" (G2); "la valence c'est la couche externe / Oui, le nombre d'électrons de la couche externe / Ouais ... le nombre de liaisons ... heu ... autour de chaque atome" (G3); "La valence ... mais ça c'est connue depuis le secondaire ... tu as l'hydrogène et les halogènes qui font, un; l'oxygène, deux; l'azote, trois; le carbone, quatre; etc." (G4). Donc, suivant les intervenants, la valence est associée, soit à la couche de valence, soit aux nombres d'électrons (célibataires: voir commentaire plus loin), soit au nombre de liaisons autour de chaque atome, soit à une variable caractéristique des atomes.

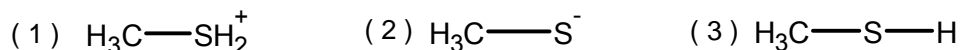
Dans les discussions des groupes 1, 2, 3 et 5 apparaît la nécessité de connaître le nombre d'électrons de la couche externe. Cependant, la mise en relation de la connaissance du nombre d'électrons de valence avec le nombre de doublets liants et non liants apparaît peu. Un seul groupe (G4) évoque la représentation d'une molécule en utilisant le modèle de Lewis avec les doublets liants et non liants autour des atomes qui la constituent (SL.S-1) et deux autres groupes (G1 et G5) mentionnent la répartition des électrons des couches externes des atomes en doublets liants et non liants (SEM.S-1). Enfin, la règle permettant de déterminer le nombre de doublets après avoir déterminé le nombre d'électrons de valence (RSL.U-2) émerge de la discussion pour les groupes 2 et 5. Il semble de plus, comme le montre cet extrait de la discussion dans le groupe 2, "compter tout les électrons de valence / les électrons célibataires / il y a plusieurs choses à la foi ... électrons de valence, électrons célibataires, électrons de la couche externe. Est ce qu'il y a une différence?", que les étudiants rencontrent des problèmes de vocabulaire. Ils hésitent à considérer que les expressions électrons périphériques, électrons de la couche externe, électrons de valence correspondent en fait à la même chose; certains parlent (G2, G3, G5) d'électrons célibataires, semble-t-il dans le sens d'un électron susceptible d'être mis en commun pour former une liaison: "Il me semble qu'il y a une relation entre ... euh ... le nombre de liaisons et les électrons célibataires. Comme la liaison... / C'est évident, chaque électrons donne une liaison / électrons de valence et on construit les liaisons... je veux dire ... euh ... enfin ... à partir des électrons célibataires" (G5). Pour certains étudiants le nombre d'électrons de valence semble donc identique au nombre de liaisons, et ils n'envisagent pas l'existence de doublets liants et non liants. C'est ce qui ressort de différents autres échanges entre étudiants: "La couche de valence, c'est le nombre de liaison ... non?" (G5, voir également les citations des groupes G2 et G3 ci-dessus).

En conclusion, il ressort de l'analyse de l'activité des étudiants durant la réalisation de cette première tâche qu'ils rencontrent de réelles difficultés à se souvenir de la procédure à suivre pour représenter une molécule en utilisant le modèle de Lewis. Si le respect de la règle du duet et de l'octet

est présent dans l'esprit de tous les étudiants, accompagné de la référence à la structure électronique des atomes, c'est la façon de mettre en relation ces deux composantes qui pose problème.

*Analyse des résultats concernant la première question du questionnaire*

Q.1. "Décrire en dénombrant dans les structures suivantes, les doublets liants (dl), les doublets non liants (dnl) et les éventuelles cases vides (cv), puis représenter ces structures selon le modèle de Lewis ( $Z_s = 16$ ). "

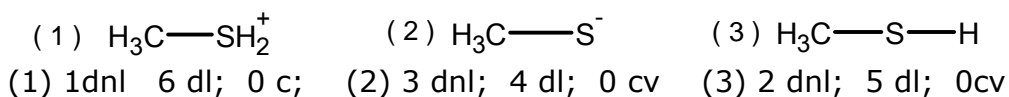


La question comporte une formule neutre et deux formules chargées. Le choix du soufre est dicté par l'analogie périodique qu'il présente avec l'oxygène (mais 3<sup>o</sup> période). Le fait que les thiols ne soient pas aussi "familiers" que les alcools (objets d'enseignement) pour les étudiants peut conduire à des difficultés dans la description.

Une analyse a priori de la résolution de la tâche pour les différentes formules (Annexe 2) a été réalisée en appliquant une procédure reposant sur quatre étapes successives, chaque étape pouvant faire appel à certains éléments du modèle de Lewis (signalés entre [ ]): 1) Détermination du nombre total d'électrons de valence [SL.U-4; SEA.U-3 et 4; RSL.U-1]; 2) Détermination du nombre de doublets à répartir dans la molécule [RSL.U-2]; 3) Distribution des doublets liants et non liants [SL.S-1 t 2; EM.S-1 et 2; SEM.U-3; SL.U-5; LC.U-4; RH.U-1]; 4) Attribution de la charge formelle [RH.U-2; RH.U-3; RH.U-4].

*Dénombrement des doublets*

Dans le composé (1) le soufre qui possédait initialement deux doublets non liants, porte une charge (+) du fait de la formation d'une liaison dative par fixation d'un proton. A l'inverse le soufre du composé (2), porte une charge (-), résultant de la rupture hétérolytique de la liaison S-H. La réponse complète attendue est la suivante :



Les résultats sont regroupés dans le tableau 2. Y figurent les pourcentages de réponses attendues pour chaque formule et pour l'ensemble ainsi que les pourcentages de réponses incorrectes et de non réponses (N.R.).

Ces résultats montrent que le taux de réponses attendues est meilleur, pour les deux échantillons, pour la molécule neutre (90%) et (95%) que pour les molécules chargées positivement (71% et 76%) ou négativement (73% et 82%). On observe que ces taux diffèrent légèrement entre les deux niveaux et sont meilleurs chez les étudiants de quatrième année option chimie. Il semble que l'effet de familiarisation avec les structures organiques a joué positivement, en faveur de ces derniers. On constate d'autre part qu'un peu plus des 2/3 des étudiants des deux niveaux donnent les réponses attendues pour les 3 formules (1+2+3) et qu'ils sont un peu moins du quart à donner des réponses incorrectes pour au moins une des trois formules. Les taux de non réponses dans les deux niveaux sont faibles.



Niveaux	réponses attendues (%)				réponses incorrectes (%)				N.R (%)			
	1	2	3	Aux 3 formules	1	2	3	Au moins une des 3 formules	1	2	3	Au moins une des 3 formules
3 <sup>o</sup> année	71	73	90	68	28	27	24	22	9	10	2	10
4 <sup>o</sup> année	76	82	95	71	35	34	31	24	3	2	1	5

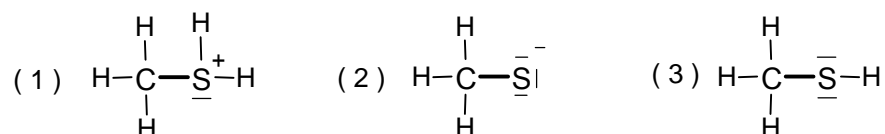
Tableau.2.- Description de la structure électronique des molécules.

On peut en déduire que la description du passage de l'état de molécule neutre à l'état ion chargé, qui caractérise la liaison S-H en termes de rupture ( $3 \rightarrow 2$ ) ou de formation ( $3 \rightarrow 1$ ) dans ces différentes structures, en utilisant le formalisme de Lewis, n'est pas maîtrisée par un nombre non négligeable d'étudiants.

De l'analyse de la nature des réponses incorrectes (0dnl; 6dl; 1cv) pour les structures (1) et (2 dnl; 4dl; 0cv) pour la structure (2) on peut faire des hypothèses sur la nature du raisonnement mis en œuvre (à confirmer lors de l'analyse des échanges entre étudiants lors de l'activité 2). En effet l'omission d'un doublet non liant (dnl) dans la formule (1) semble due à la présence d'une charge (+) caractéristique d'une orbitale vide, induite par la perte d'un doublet électronique, alors que la non prise en compte du troisième doublet non liant dans le cas de la formule (2) serait due à la charge formelle négative du soufre considérée comme doublet libre. Apparaît ainsi une confusion entre la nature de la charge (positive ou négative), induite après formation ou rupture hétérolytique d'une liaison covalente, et l'existence possible d'une orbitale vide ou d'un doublet libre. Ces ambiguïtés peuvent être attribuées à la non mobilisation des éléments RSL.U-1; SL.S-2; LC.U-4; RH.U-1 à 4 du registre du modèle dans le cas particulier du soufre. Cela confirme que le cas des thiols, moins familiers que les alcools pour les étudiants, conduit à certaines difficultés dans la description des structures de Lewis.

### Représentation

La réponse complète attendue est la suivante:



Les résultats sont regroupés dans le tableau 3. Y figurent les pourcentages de réponses attendues pour chaque formule et pour l'ensemble ainsi que les pourcentages de réponses incorrectes et de non réponses (N.R.).

La représentation de la structure de Lewis de molécules neutres ou chargées semble plus délicate que leur description. En effet, moins de la moitié des étudiants des deux niveaux donne une représentation correcte pour les trois formules proposées, avec toujours un meilleur taux de réponses correctes pour la molécule neutre que pour les molécules chargées.

Niveaux	Réponses attendues (%)				Réponses incorrectes (%)				N.R (%).			
	1	2	3	Aux 3 formules	1	2	3	Au moins une des 3 formules	1	2	3	Au moins une des 3 formules
3 <sup>o</sup> année	54	52	61	47	47	48	45	43	9	10	2	10
4 <sup>o</sup> année	53	48	59	45	53	54	51	50	3	2	1	5

Tableau.3- Représentation de Lewis d'entités neutres et chargées

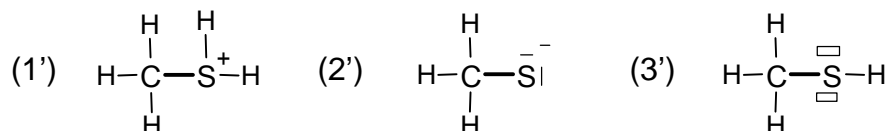
Dans le tableau 4 on été reportées les pourcentages de représentations correctes données par les étudiants ayant correctement décrit les différentes formules.

Niveaux	réponses attendues à description et représentation (%)			
	(1)	(2)	(3)	Aux 3 formules
3 <sup>o</sup> année	54	50	60	49
4 <sup>o</sup> année	53	45	58	45

Tableau 4.- Cohérence description - représentation

On notera que le passage de la description à la représentation des structures de Lewis semble poser quelques difficultés à certains de ces étudiants puisque seulement un peu moins de la moitié d'entre eux fait correctement correspondre une représentation correcte à une description correcte. Inversement, des étudiants n'ayant pas donné une description correcte fournissent une représentation de Lewis correcte des 3 formules (15% des étudiants ayant répondu en 3<sup>ème</sup> année et 13% en 4<sup>ème</sup> année).

#### Analyse des représentations incorrectes



L'analyse des représentations incorrectes établies par ceux qui ont donné la réponse attendue pour la description montre que les étudiants omettent de faire figurer le doublet non liant (dnl) sur le soufre en (1') et en (2'), alors qu'ils l'avaient dénombré auparavant dans la description. Dans le cas de la formule (3'), certains remplacent les deux doublets du soufre par un ou deux petits rectangles (symboles de lacunes électroniques ou "cases vides"). L'analyse des échanges entre les étudiants lors de la deuxième activité proposée devrait nous éclairer sur les raisonnements mis en œuvre par les étudiants pour aboutir à ces représentations.

#### Descriptions et représentations

Sur la totalité des étudiants testés (275 en 3<sup>ème</sup> année et 105 en 4<sup>ème</sup> année) ils ne sont qu'un tiers (94 en 3<sup>ème</sup> année et 34 en 4<sup>ème</sup> année) à pouvoir décrire et représenter correctement les trois formules à l'aide du modèle de Lewis. Il apparaît donc que la majorité des étudiants des deux niveaux rencontre des difficultés pour modéliser aussi bien des molécules

chargées que neutres en utilisant le formalisme de Lewis. Ils ont du mal à imaginer et à mettre en relation, d'une part l'origine du doublet liant (dl) et la charge formelle induite dans la formule (1), où l'on constate la formation d'une liaison dative avec apparition d'une charge (+), d'autre part le doublet non liant (dnl) et la charge formelle (-) induite dans la formule (2).

La rupture de la liaison covalente génère des charges (+) ou (-) qui sont identifiées à une lacune électronique (formule 1') ou à un doublet libre (formule 2'). Leur non maîtrise de la valence (lorsqu'il s'agit d'imaginer la formation d'une liaison covalente) semble visible à travers les représentations incorrectes de la formule (3').

### Analyse des échanges entre étudiants au cours de l'activité 2

Au cours de la deuxième activité (durée approximative 15mn) la question suivante est posée aux étudiants: "Soit les formules suivantes: 1)  $\text{CH}_3\text{SH}_2^+$ ; 2)  $\text{CH}_3\text{S}^-$ ; 3)  $\text{BH}_4^-$ , 4)  $\text{NO}_3^-$ . Ecrire les structures de Lewis de ces composés.

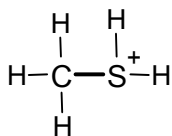
On donne:  $Z_B = 5$ ,  $Z_C = 6$ ,  $Z_N = 7$ ,  $Z_O = 8$ ,  $Z_S = 16$ ."

Chaque groupe de cinq étudiants devait réfléchir à l'écriture d'une formule de Lewis.

L'analyse a priori déjà réalisée pour la représentation des formules 1 et 2 doit être complétée pour les formules 3 et 4 (Annexe 3).

*Groupe 1: Représentation de la formule  $\text{CH}_3\text{SH}_2^+$*

En partant de l'idée que "La structure de Lewis, c'est en fait ... montrer les liaisons", c'est directement par la représentation des liaisons entre atomes qu'un étudiant commence à écrire la formule développée avec 3 doublets liants et une charge (+) sur le soufre,



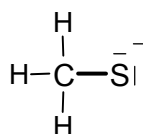
sans avoir recours, de façon implicite ou explicite, à des éléments du modèle. La charge + est interprétée par l'étudiant Y en disant: "pour le soufre qui porte la charge (+) / il lui manque des électrons". Point de vue approuvé par l'étudiant X.

Ce n'est que suite aux interventions de l'enseignant relatives au respect de la valence des éléments et au décompte des électrons qu'apparaissent dans les échanges les premiers éléments du modèle: le respect de la règle de l'octet (SL.S-2) et le décompte du nombre total d'électrons de valence (SL.U-4, SEA.U-3). Par contre la règle RSL.U-1 associant à la charge une perte ou un gain d'électrons n'est pas mobilisée. Il en résulte, en plus de l'existence de 7 doublets à répartir dans la molécule (RSL.U-2), l'existence d'un électron supplémentaire. Le défaut d'électrons du soufre (et donc la charge +) est alors expliqué par: "Le départ de ce dernier laisse une charge (+)". Ensuite, alors que la prise en compte de la valence 4 du carbone conduit bien à l'existence de 4 doublets liants autour du carbone (3 avec H et 1 avec S), les considérations relatives au soufre sont plus hasardeuses: "pour le soufre par contre/, il possède 2 doublets non liant et 2 électrons

célibataires. Je pense qu'il peut, en effet, former deux liaisons... heu ...datives avec 2 H<sup>+</sup> et une liaison covalente avec le carbone. Mais comme il y a une charge (+) ... ça veut dire qu'il y a perte d'un électron célibataire avec apparition d'une case vide ... c'est pourquoi la règle de l'octet ne peut être respecté dans ce cas". Elles conduisent à l'omission d'un doublet non liant (dnl) dans la représentation de Lewis de CH<sub>3</sub>SH<sub>2</sub><sup>+</sup> (trois doublets au lieu de quatre autour du soufre) par suite de la perte de ce doublet électronique conduisant à l'apparition d'une "case vide" et de la charge (+). Le respect de la règle de l'octet n'est donc pas une caractéristique de la représentation de Lewis d'un ion moléculaire.

*Groupe 2: Représentation de la formule CH<sub>3</sub>S<sup>-</sup>*

Un étudiant commence à écrire sur le tableau la structure [CH<sub>3</sub> S]<sup>-</sup> tout en parlant avec un autre étudiant.



Ce dernier pense à faire le décompte des électrons de valence (SL.U-4, SEA.U-3), soit 13 électrons. Mais la non application de la règle RSL.U-1 associant à la charge (-) le gain d'un électron, conduit à considérer (RS.U-2) l'existence de 6 paires d'électrons plus un électron responsable de la charge (-). Suite à l'intervention de l'enseignant demandant aux étudiants si la règle du duet ou de l'octet est respectée pour tous les atomes, une réponse positive est apportée: "Tout à fait. Le soufre compte huit électrons externes; il est entouré de deux doublets libres, un doublet liant plus une charge négative ... ce qui lui fait huit électrons". La charge négative est donc assimilée à un doublet libre.

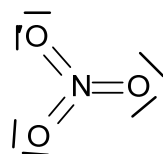
*Groupe 3: Représentation de la formule BH<sub>4</sub><sup>-</sup>*

Pour l'étudiant X de ce groupe, écrire la structure de Lewis c'est montrer tous les doublets des éléments dans la molécule (SL.S-1). Après avoir déterminé la structure électronique de l'atome de bore (SEA.U-3 et 4), la discussion entre les étudiants X et Y débouche sur la conclusion que le bore peut former 3 liaisons en s'associant avec 3H (LC.S-2) mais ils "ne voient pas d'où sort la quatrième liaison?". L'enseignant essaie de les orienter vers la méthode à suivre en leur suggérant de s'intéresser au nombre de doublets. Ils se remémorent alors la règle (RSL.U-2): "Ah / ouais ... trouver le nombre total des électrons de valence de tous les éléments puis les diviser par deux". Mais eux non plus n'appliquent pas la règle RSL.U-1, ce qui les conduit à trouver 3 doublets plus un électron célibataire permettant la formation de la 4<sup>ème</sup> liaison avec H, mais laissant une interrogation sur l'origine de la charge (-).

*Groupe 4: Représentation de la formule NO<sub>3</sub><sup>-</sup>*

Pour l'étudiant X, représenter la structure de Lewis "C'est l'écrire sous forme développé". L'étudiant Y traduit cette proposition en termes de représentation de doublets liants et non liants (SL.S-1) avec le raisonnement suivant: "Dans cet ion, si on considère l'atome d'azote

comme central ...heu ...il va s'unir à 3 atomes d'oxygènes (atomes latéraux) qui ont deux électrons célibataires et deux doublets libres chacun, Ce qui donne la structure de Lewis suivante":



Suite à l'intervention de l'enseignant disant "il faut juste s'assurer maintenant que ça respecte la règle de construction", un début d'application de la règle de construction est envisagé par application des éléments du modèle (SL.U-2) et (RSL.U-2), ce qui les conduit à dire: "Soit un total de 23 é, donc 11 doublets à répartir et il reste un électron en plus, d'où la charge négative". La règle RSL.U-1 n'est toujours pas mobilisée, ce qui conduit à une interrogation sur la position de la charge. L'étudiant Y fait alors l'analogie avec la liaison dative entre N→O dans l'acide nitrique et propose une charge négative sur l'oxygène: "D'habitude / c'est l'oxygène qui porte la charge (-)... comme dans... heu ...H-NO<sub>3</sub> avec une liaison en flèche", analogie que reprend X en proposant une charge (+) sur l'azote: "La répartition des différents doublets donne une structure en octet. Il y a 12 doublets en tout, mais comme c'est un ion chargé négativement, l'azote doit porter une charge positive pour équilibrer et respecter la règle de l'octet, comme dans H-NO<sub>3</sub> où l'azote donne un doublet à l'un des 3 oxygènes". Apparaissent dans ces échanges des considérations qui auraient pu conduire à une distribution de deux charges formelles négatives sur deux oxygènes et une charge formelle positive sur l'azote, mais comme le raisonnement ne repose ni sur une application stricte de la règle RH.U-3, ni sur le respect de la règle de l'octet pour l'azote, la représentation n'est pas remise en cause car, comme l'indique X, "je pense en fait que tous les éléments semblent entourés de leurs électrons de valence: l'azote (cinq) et les 3 oxygènes (six) chacun" et la charge (-) correspondrait ainsi à un électron supplémentaire conduisant à la formation du sixième doublet liant entre N et O.

### *Discussion*

Il apparait que pour les étudiants, représenter une formule par sa structure de Lewis c'est avant tout représenter sa formule développée en faisant figurer les liaisons entre les atomes et en respectant la valence des éléments. La priorité est loin d'être donnée à la représentation de tous les atomes, avec leurs doublets liants et non liants, en respectant, pour tous les atomes de la molécule ainsi représentée, la règle de l'octet ou du duet. On constate également que les étudiants n'appliquent pas de procédure systématique de raisonnement pour résoudre la tâche et qu'un faible nombre d'éléments du modèle (tableau 5) sont mobilisés, de façon plus ou moins spontanée selon les groupes. Il en résulte que la représentation correcte attendue n'est donnée par aucun groupe. Si l'on reprend les différentes étapes identifiées lors de l'analyse a priori, les principales difficultés sont les suivantes :

- Détermination du nombre total d'électrons de valence: seuls sont pris en compte dans le calcul les électrons des couches externes des atomes.

L'assimilation d'une charge (+) ou d'une charge (-) à un électron à retrancher ou à ajouter au total n'est réalisée par aucun groupe.

Eléments du modèle mobilisés	G1	G2	G3	G4
SL.S-1			X	X
SL.S-2	X*			
SL.U-2				X*
SL.U-4	X*	X		
SEA.U-3	X*	X	X	
SEA.U-4			X	
RSL.U-2	X	X	X*	X*

Tableau 5.- Eléments du modèle de Lewis mobilisés X\*: Cet élément a été mobilisé après un guidage de l'enseignant.

- Détermination du nombre de doublets à répartir dans la molécule: l'application de la règle RSL.U-2 conduit à un certain nombre de doublets à répartir accompagnés, dans le cas d'une charge (+) d'un défaut/du départ d'un électron et dans le cas d'une charge (-) d'un électron supplémentaire, à qui est attribué la responsabilité de la charge négative ou la possibilité de formation d'une liaison.

- Distribution des doublets liants et non liants: si dans le cas des éléments courants (C, O, H) il n'y a pas de problème, ce n'est pas la même chose pour le soufre, le bore et l'azote. Bien que le principe du respect de la règle de l'octet semble connu, son application aux cas de S et N n'est pas respectée. Pour B, c'est la possibilité de formation d'une liaison dative qui pose problème. Comme il n'est entouré que de 3 électrons de valence, il ne peut former que 3 liaisons.

- Attribution de la charge formelle: on peut se demander si la notion de charge formelle possède un sens pour ces étudiants. En effet ce sont des charges réelles qui sont envisagées. Une charge positive est attribuée à un défaut d'électron, pouvant être assimilé à une lacune électronique et justifier ainsi le non respect de la règle de l'octet; une charge négative à un électron supplémentaire, pouvant être assimilé à un doublet libre et expliquer ainsi le respect de la règle de l'octet.

Toutes ces incohérences dans la description et la représentation des structures de Lewis confirment les hypothèses explicatives introduites lors de l'analyse des réponses au questionnaire. Elles semblent dues à l'incompréhension par certains étudiants du concept de liaison en termes de mise en commun d'un doublet électronique et de son "devenir" lors de la rupture ou de la formation de cette liaison.

#### *Conclusion relative à la maîtrise du modèle de Lewis*

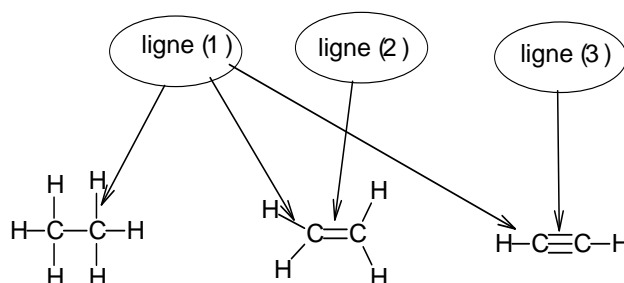
De l'analyse des réponses au questionnaire et du comportement des étudiants durant la réalisation des activités, il apparaît que les futurs enseignants rencontrent des difficultés pour mettre en œuvre une procédure systématique de raisonnement pour représenter un édifice covalent selon le formalisme de Lewis: difficulté à mettre en relation la charge formelle d'une

entité chimique résultant de la rupture hétérolytique d'une liaison covalente ou de la formation d'une liaison dative avec le nombre total d'électrons de valence; difficulté à répartir ces électrons en doublets liants et non liants en respectant la règle de l'octet ou du duet pour tous les atomes constituant une entité chimique.

L'origine de ces difficultés peut être attribuée à l'oubli de nombreux éléments du modèle de Lewis ayant été enseignés compte tenu de l'ancienneté du savoir appris. La conception selon laquelle la charge formelle positive est attribuée une perte d'électron et la charge négative à un gain d'électron de l'atome qui la porte a été identifiée.

### Analyse des réponses relatives à la description des liaisons

Q.2. "Décrire ce que représentent précisément les lignes 1,2 et 3 en termes de mise en commun d'électrons selon le modèle de Lewis dans le schéma suivant".



Les réponses complètes attendues sont les suivantes: La ligne 1 représente une liaison covalente simple qui est assurée par un doublet d'électrons (doublet liant). Chacun des deux atomes (C et H) fournit un des électrons de sa couche externe occupant seul une case quantique (mise en commun de deux électrons). La ligne 2 représente une liaison double (deux doublets liants) dans laquelle deux doublets d'électrons se partagent entre deux atomes de carbone (mise en commun de quatre électrons). La ligne 3 représente une triple liaison (trois doublets liants) dans laquelle trois doublets d'électrons se partagent entre deux atomes de carbone (mise en commun de six électrons).

#### Catégorisation des réponses et analyse

Les réponses des étudiants ont été regroupées dans différentes catégories en fonction des mots clés qui apparaissent dans les descriptions. Pour une ligne donnée, plusieurs mots clés peuvent apparaître. La nature des catégories et leur pourcentage d'apparition sont indiqués dans les figures relatives à la description des différentes lignes. Les pourcentages sont calculés par rapport au nombre total d'étudiants testés.

#### Description de la ligne 1 (Figure 1)

En se référant à la fréquence d'apparition des différents mots clés figurant dans les descriptions des étudiants, la liaison C-H est une simple liaison (58% et 59% de citations) correspondant à un doublet liant (49% et 50%); c'est une liaison  $\sigma$  (25% et 32%) covalente (24% et 27%); elle fait parfois intervenir l'état d'hybridation du carbone ( $sp^3$  pour D1;  $sp^3$ ,  $sp^2$  ou

sp pour C1); enfin certains (9% et 11%) la dénomment liaison hydrogène (E1).

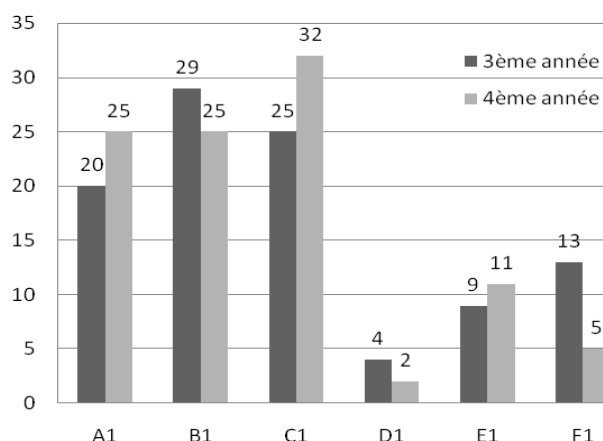


Figure 1.- Fréquences d'apparition des mots clés pour la ligne 1: A1- Liaison covalente / doublet liant; B1 - Liaison simple /doublet liant; C1 - Liaison simple /  $\sigma$  ( $sp^2$  ou  $sp$ ); D1 - Liaison covalente simple C -H /  $sp^3$ ; E1- Liaison hydrogène; F1 - Autres / non-réponse.

On remarque que la mise en commun d'électrons n'est mentionnée par aucun étudiant, qu'environ 50% des étudiants des deux niveaux font intervenir dans la description uniquement des éléments du modèle de Lewis (catégories A1 + B1), conformément à la question posée pour les trois molécules, et qu'ils ne sont qu'environ  $\frac{1}{4}$  à parler de liaison covalente.

Un tiers des étudiants utilisent des formulations faisant intervenir des éléments du modèle quantique (C1 + D1): liaison  $\sigma$  ou/et états d'hybridation du carbone. Par exemples, dans le cas de l'éthane "c'est une liaison simple ( $\sigma$ ) obtenue par un recouvrement  $C_{sp^3}$  et H" (C1: 22% et 24%) ou "c'est une liaison covalente simple (en la schématisant par C-H) obtenue par un recouvrement  $C_{sp^3}$  et H" (D1: 4% et 2%). Dans le cas de l'éthylène et de l'acétylène "c'est une liaison simple ( $\sigma$ ) obtenue par un recouvrement axial entre  $C_{sp^2}$  ou  $C_{sp}$  d'un côté est H de l'autre" (C1: 6% et 20%).

Il convient de signaler une certaine variabilité de description pour la ligne 1 entre les trois molécules. C'est uniquement dans le cas de l'éthane que le concept de covalence est utilisé (que la liaison corresponde à un doublet liant ou qu'elle soit simple,  $\sigma$  ou résultant du recouvrement  $C_{sp^3}/H$ ). Le recours au recouvrement des orbitales est par contre peu utilisé dans le cas de l'éthane (4% et 2%:  $C_{sp^3}/H$ ) et beaucoup plus pour l'éthylène et l'acétylène (16% et 20%  $C_{sp^2}/H$  ou  $C_{sp}/H$ ). Enfin ce n'est que dans le cas de l'acétylène que la ligne est décrite comme étant une liaison hydrogène. Est-ce à dire que certains étudiants réservent la dénomination de liaison covalente pour une liaison (-C-H) dans une molécule saturée et considèrent que la liaison est de nature différente dans les molécules insaturées (=C-H ou  $\square$ C-H) en ayant recours à d'autres formulations pour la représenter?

En ce qui concerne les descriptions faisant intervenir des éléments du modèle quantique, qui ne respectent pas l'énoncé de la question, elles semblent résulter de l'enseignement reçu durant les études universitaires.



En effet, la liaison covalente, bien que modélisée dans un premier temps à l'aide du modèle de Lewis, est ensuite décrite en termes de "recouvrement d'orbitales" conduisant à la formation de liaisons  $\sigma$  ou  $\pi$  et l'enseignement du module de chimie organique qui leur est dispensé en 3<sup>o</sup> et 4<sup>o</sup> année utilise largement ces concepts (OA, OM, recouvrement, hybridation) dans l'interprétation de la réactivité des composés organiques. Il n'est donc pas étonnant que certains étudiants s'y réfèrent spontanément en montrant ainsi leur préférence pour un modèle qui leur paraît scientifiquement plus évolué. La notion de mise en commun d'électrons conduisant à la formation d'une liaison covalente est alors oubliée, à moins que cela soit, pour les étudiants, implicitement contenu dans les notions de recouvrement ou de liaisons  $\sigma$  ou  $\pi$ ? Quoi qu'il en soit, l'utilisation de ces notions, en compétition avec celles de Lewis, est dans ce cas inappropriée et laisse supposer une certaine confusion entre les deux modèles, ce qui correspond à un modèle mixte (Lewis /quantique).

L'utilisation de la dénomination "liaison hydrogène" pour une liaison C-H par certains élèves (environ 10%) a déjà été relevée par d'autres auteurs (Henderleiter et al., 2001; Taber, 2001; Cokelez & Dumon, 2005). Soit elle résulte de la non maîtrise de la différence entre la liaison covalente «intramoléculaire» et la liaison hydrogène «intermoléculaire» (Tan & Treagust, 1999; Taber, 2001), soit d'une interprétation erronée de la formation de la liaison covalente C-H, comme le montre la justification donnée par un élève dans l'étude de Cokelez et Dumon (2005): "C'est la mise en commun d'un atome d'hydrogène avec un atome de carbone".

Description de la ligne 2 (Figure 2)

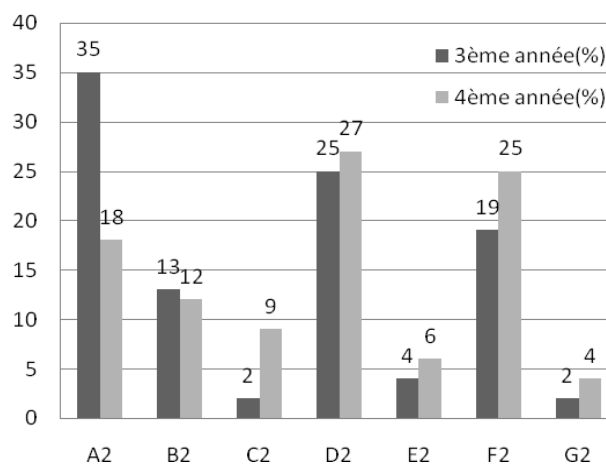


Figure 2.- Fréquences d'apparition des mots clés pour la ligne 2: A2-Liaison double; B2- Deux doublets liants; C2- Liaison double/deux doublets; D2- Liaisons  $\sigma + \pi$ ; E2- Doublet  $sp^2$ ; F2- Liaison double/ $\sigma + \pi$ ; G2- Autres/non-réponse.

La fréquence d'apparition des mots clés dans les descriptions indique que la ligne (C=C) représente une liaison double (56% et 52% des citations), résultant de l'existence d'une liaison  $\sigma$  et d'une liaison  $\pi$  entre les deux atomes (44% et 52%) ou de deux doublets liants (15% et 21%).

Il convient de remarquer que contrairement à la ligne 1 (liaison C-H), le terme de liaison covalente n'apparaît plus dans les descriptions. Cela

semblerait indiquer que pour les étudiants il existe une différence de signification entre la liaison covalente, celle qui est représentée par un seul trait, et la double liaison qui ne serait pas covalente puisqu'elle correspond à des liaisons  $\sigma$  et  $\pi$  ou à des doublets de liaison. L'hypothèse faite par Cokelez et Dumon (2005) est que la dénomination liaison covalente serait alors réservée à la mise en commun par chaque atome d'un électron, c'est à dire à la définition qui leur a été donnée.

La deuxième constatation est que le pourcentage de descriptions utilisant uniquement les éléments du modèle de Lewis (B2 + C2) a grandement diminué par rapport à la liaison C-H (d'environ 50% à 15/21 %) au profit des descriptions faisant intervenir les éléments du modèle quantique (D2 + E2+ F2): liaison  $\sigma$  ou  $\pi$  et états d'hybridation du carbone (de moins d'un tiers à 48% et 58%). Par exemple, l'un des étudiants écrit "la ligne 2 représente une double liaison qui est la somme d'une ( $\sigma + \pi$ ) obtenue par recouvrement axial et latéral de deux OA", d'autres utilise l'expression ambiguë "doublet  $sp^2$ ", associée parfois à l'état d'hybridation du carbone: "La ligne 2, représente un doublet  $sp^2$  joignant deux carbones hybridés  $sp^2$ ". Le recours important à l'emploi des termes  $\sigma$ ,  $\pi$ , hybridation en voulant décrire des liaisons multiples selon Lewis, renforce la remarque précédente quand à l'amalgame que font les étudiants dans l'utilisation des modèles. Mais on peut également faire l'hypothèse que ce recours à des éléments du modèle quantique résulte de l'enseignement reçu. En effet les deux liaisons, figurées par un même trait, n'ayant pas des comportements équivalents du point de vue de la réactivité, sont différenciées en liaison  $\sigma$  et liaison  $\pi$  dans les enseignements dispensés en chimie organique.

#### Description de la ligne 3 (Figure 3)

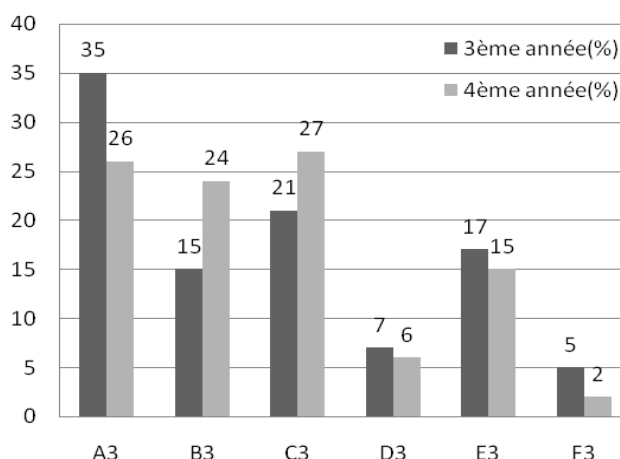


Figure 3.- Fréquences d'apparition des mots clés pour la ligne 3: A3 - Liaison triple; B3- Trois doublets liants; C3 -  $\sigma + 2\pi$ ; D3 - Triplet  $sp$ ; E3 - Liaison triple /  $\sigma + 2\pi$ ; F3 - Autres / non-réponse.

La fréquence d'apparition des mots clés dans les descriptions indique que la ligne (C □ C) représente une liaison triple (52% et 41% des citations), résultant de l'existence d'une liaison  $\sigma$  et de deux liaisons  $\pi$  entre les deux atomes (38% et 42%) ou de trois doublets liants (15% et 24%) ou d'un triplet  $sp$  (7 et 6%) associé à l'hybridation: "La ligne 3, représente un triplet  $sp$  entre les deux carbones de l'acétylène hybridés  $sp$ ". Comme pour la

double liaison, un pourcentage important des interprétations, dans les deux niveaux (45% et 48%), utilise des éléments du modèle quantique dans la description de la triple liaison. Par exemple, "la ligne 3 c'est la somme de trois liaisons ( $\sigma + 2\pi$ ) obtenues par recouvrements axial et latéral". Ces taux élevés semblent montrer à quel point les étudiants sont imprégnés par ces concepts, comparativement à ceux de Lewis.

### *Discussion*

Alors qu'environ 50% des étudiants utilisent les concepts de simple, double ou triple liaison pour différencier les trois lignes, seule la simple liaison est décrite, par environ le ¼ des étudiants, en utilisant le qualificatif de covalente et c'est seulement pour la simple liaison que le concept de doublet liant du modèle de Lewis est utilisé par environ la moitié des étudiants. Il semble donc que pour les étudiants une liaison covalente ne peut être représentée que par un seul trait représentatif d'un doublet liant. Pour les liaisons multiples il en va autrement, elles sont majoritairement décrites en utilisant des éléments du modèle quantique ( $\sigma$ ,  $\pi$ , recouvrement, hybridation  $sp^2$  et  $sp$ ). On remarque de plus que la mise en commun d'électrons n'est jamais mentionnée par les étudiants contrairement à ce qui a été observé pour des élèves de lycées (Barker & Millar, 2000; Cokelez & Dumon, 2005). Peut-être est-ce du à la formulation de la question qui mentionne explicitement la mise en commun d'électrons? Les étudiants se contenteraient alors de décrire implicitement cette mise en commun en termes de liaisons  $\sigma$  et  $\pi$  ou de doublets liants. Mais cela peut également s'interpréter en considérant que les descriptions données en termes de liaisons  $\sigma$  et  $\pi$  ou de doublets liants correspondent implicitement pour les étudiants à une mise en commun d'électrons.

Le recours important à l'emploi des termes relevant du modèle quantique montre que les étudiants n'hésitent pas à intégrer des éléments d'un modèle dans une description demandée dans le cadre d'un autre modèle. En dehors du fait que la distinction claire entre les éléments des deux modèles n'est pas souvent réalisée par les enseignants, on peut faire l'hypothèse que les étudiants préfèrent utiliser, pour différencier les différents traits de liaison, un modèle nouveau plus performant au modèle plus ancien.

L'emploi des termes "doublet  $sp^2$ " et "triplet  $sp$ " pour décrire une double ou une triple liaison mérite discussion. Les termes doublet et triplet sont introduits lors de l'enseignement du modèle de Lewis; pour une double ou une triple liaison, seule la liaison  $\sigma$  résulte du recouvrement axial des orbitales hybrides  $sp^2$  ou  $sp$  de l'atome de carbone. Apparaît ainsi, non seulement un modèle mixte mélangeant des éléments des différents modèles, mais également une confusion entre les concepts des liaisons multiples qui ne sont pas de même nature  $\{(\sigma + \pi)$  et  $(\sigma + 2\pi)\}$  et de l'hybridation. Cette confusion pourrait s'expliquer par le fait que les termes  $\sigma$  et  $\pi$  sont déjà introduits de façon inappropriée par les enseignants lorsqu'ils enseignent le modèle de Lewis. Zoller (1990) avait déjà souligné les ambiguïtés des étudiants quand à la nature de la simple et double liaison quand il s'agit de décrire leur comportement respectif vis-à-vis de la réactivité chimique.

## **Conclusion**

De l'analyse des réponses au questionnaire et du comportement des étudiants durant la réalisation des activités, il apparaît que beaucoup de futurs enseignants (environ les deux-tiers) rencontrent des difficultés pour mettre en œuvre une procédure systématique de raisonnement pour représenter un édifice covalent selon le formalisme de Lewis. La principale difficulté est celle qui consiste à mettre en relation la charge formelle d'une entité chimique résultant de la rupture hétérolytique d'une liaison covalente ou de la formation d'une liaison dative avec le nombre total d'électrons de valence. En outre, la conception selon laquelle la charge formelle positive est attribuée une perte d'électron et la charge négative à un gain d'électron de l'atome qui la porte a été identifiée. Cette conception constitue, pour beaucoup d'entre eux, un obstacle au dénombrement des électrons de valence et à la répartition de ceux-ci en doublets liants et non liants, en respectant la règle de l'octet ou du duet pour tous les atomes constituant une entité chimique. Le faible nombre d'éléments du modèle mobilisé permet d'attribuer l'origine des difficultés à l'oubli de nombreux éléments du modèle de Lewis ayant été enseignés compte tenu de l'ancienneté du savoir appris.

En ce qui concerne la description des différents ordres de liaisons en utilisant le modèle de Lewis, nous avons constaté que la mise en commun d'électrons n'est jamais associée aux descriptions en termes de simple, double et triple liaison. De plus, l'utilisation exclusive des qualificatifs de "covalence" et de "doublet liant" pour décrire la ligne 1 semble attester une conception selon laquelle une liaison covalente ne peut être représentée que par un seul trait spécifique au doublet liant. Elle serait alors distincte de la liaison multiple, qui ne serait pas covalente puisqu'elle correspond à des liaisons ( $\sigma + \pi$ ), ( $\sigma + 2\pi$ ) ou à des doublets ou triplets liants. Enfin, il existe une confusion certaine entre les concepts des différents modèles pour décrire les liaisons covalentes simples et multiples conduisant à l'emploi de termes relevant, soit du modèle quantique ( $\sigma, \pi$ , recouvrement, hybridation  $sp^2$  et  $sp$ ) soit d'un modèle mixte (Lewis/ quantique) pour décrire des liaisons covalentes simples et multiples selon Lewis. L'origine de cette confusion peut être interprétée par la préférence que les étudiants donnent aux concepts quantiques récemment étudiés en chimie organique dans l'interprétation de la réactivité et qui ne nécessitent donc pas un effort de mémorisation important.

On peut donc en conclure que l'intégration du modèle de Lewis par les futurs enseignants est loin d'être réalisée. Pour améliorer cette intégration conceptuelle, caractérisée par une multitude de concepts abstraits, il conviendrait dans un premier temps que les enseignants distinguent clairement dans leurs enseignements les éléments des différents modèles enseignés. L'accent doit être mis beaucoup plus sur le sens à donner au modèle en apportant une explication précise de la nature des concepts mis en jeu. Afin d'éviter que les étudiants ne tombent dans l'apprentissage mécanique et superficiel des modèles, il faudrait d'autre part encourager les étudiants à réfléchir aux liens existant entre les différents concepts et procéder du coup à la distinction entre les différents modèles. . Pour

atteindre un tel objectif, Frailich et al. (2007), proposent l'utilisation d'outils de visualisation combinée avec un apprentissage coopératif.

### **Références**

Agrebi, S. (2004). *Les mécanismes en chimie organique*. Thèse, Université Lyon 2.

Arnaud, P. (1990). *Chimie Organique*. Paris: Dunod.

Ashkenazi, G. et R. Kosloff (2006). The uncertainty principle and covalent bonding. *The Chemical Educator*, 11, 66-70.

Barker, V.E. et R. Millar (2000). Students' Reasoning about basic chemical thermodynamics and chemical bonding: What Changes Occur During a Context-based Post-16 chemistry course?. *International Journal of Science Education*, 22, 11, 1171-1200.

Barlet, R. et D. Plouin (1997). La dualité microscopique- macroscopique un obstacle sous jacent aux difficultés en chimie dans l'enseignement universitaire. *Aster*, 25, 143-174.

Bhattacharyya, G. et G.M. Bodner (2005). It gets me to the product: how students propose organic mechanisms. *Journal of Chemical Education*, 82, 1402-1407.

Cokelez, A. et A. Dumon (2005). La liaison chimique: du savoir de référence au savoir appris au lycée. *Bulletin de l'Union des Physiciens*, 99, 877-878, 1011-1023.

Coll, R.K. et D.F. Treagust (2001). Learners' mental models of chemical bonding. *Research in Science Education*, 31, 357-382.

Coll, R.K. et D.F. Treagust (2002). Exploring tertiary students' understanding of covalent bonding. *Research in Science and Technological Education*, 20,2, 241-267.

De Jong, O. (1998). Points de vue de professeurs et de futurs professeurs de chimie concernant l'enseignement de la combustion. *ASTER*, 26, 183-205.

Frailich, M.; Kesner, M. et A. Hostein (2007). The influence of web-based chemistry learning on students' perceptions, attitudes and achievements. *Research in Science and Technological Education*, 25, 2, 179-197.

Ferguson, R., et G.M. Bodner (2008). Making sense of the arrow-pushing formalism among chemistry majors enrolled in organic chemistry. *Chemical Education Research and Practice*, 9, 102-113

Garnett, J.P.; Garnett, J.P. et M.W. Hackling (1995). Students' alternative conception in chemistry: A review of research and implications for teaching and learning. *Studies in Science Education*, 25, 69-95.

Geddis, A.N. (1993). Transforming subject-matter knowledge: the role of pedagogical content knowledge in learning to reflect on teaching. *International Journal of Science Education*, 15, 6, 673-683.

Hassan, A.K.; Hill, R.A. et N. Reid (2004). Ideas underpinning success in an introductory. Course in organic chemistry. *University Chemistry Education*, 8, 40-50.

Henderleiter, J.; Smart, R.; Anderson, J. et O. Elian (2001). How do organic chemistry students understand and apply hydrogen bonding. *Journal of Chemical Education*, 78, 1126-1130.

Keig, F.P. et A.P. Rubba (1993). Translation of representations of the structure of matter and its relationship to reasoning, gender, spatial reasoning, and specific prior knowledge. *Journal of Research in Science Teaching*, 30, 8, 883-903.

Laszlo, P. (2002). Describing reactivity with structural formulas, or when push comes to shove. *Chemistry Education Research and Practice*, 3, 113-118.

Levy Nahum, T.; Mamlok-Naaman, R.; Hofstein, A. et J. Krajcik (2007). Developing a new teaching approach for the chemical bonding concept aligned with current scientific and pedagogical knowledge. *Science Education*, 91, 579-603.

Levy Nahum, T.; Mamlok-Naaman, R.; Hofstein, A. et L. Kronik (2008). A new "bottom-up" framework for teaching chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 85, 1680-1685.

Levy Nahum, T.; Mamlok-Naaman, R.; Hofstein, A. et K.S. Taber (2010). Teaching and learning the concept of chemical bonding. *Studies in Science Education*, 46, 2, 179-207.

Méheut, M. (2006). Recherches en didactique et formation des enseignants de sciences. Dans Eurydice (Ed), *L'enseignement des sciences dans les établissements scolaires en Europe. Etat des lieux des politiques et de la recherche*, Bruxelles: Eurydice, 55-76. Dans <http://www.eurydice.org>

Peterson, R.F. et D.F. Treagust (1989). Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding. *Journal of Chemical Education*, 66, 6, 459-460.

Rivera- Huizar, A. (1997). *Etude didactique et épistémologique de l'enseignement expérimental de la chimie organique*. Thèse, Université Joseph Fourier, Grenoble.

Robinson, W.R. (1998). An alternative framework for chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 75, 9, 1074.

Rollnick, M.; Bennet, J.; Rhemtula, M.; Dharsey, N. et T. Ndlovu (2008). The Place of Subject Matter Knowledge in Pedagogical Content Knowledge: A case study of South African teachers teaching the amount of substance and chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*. 30, 10, 1365-1387.

Rushton, G.T.; Hardy, R.C.; Gwaltney, K.P. et S.E. Lewis (2008). Alternative conceptions of organic chemistry topics among fourth year chemistry students. *Chemistry Education Research and Practice*, 9, 122-130.

Shulman, L.S. (1986). Those who understand: knowledge growth in teaching. *Education Researcher*, 15, 2, 4-14.

Taber, K.S. (1994). Misunderstanding the ionic bond, *Education in Chemistry*, 31, 100-103.

Taber, K.S. (1998). An alternative conceptual framework from chemistry education. *International Journal of Science Education*, 20, 5, 597-608.

Taber, K.S. (2001). Building the structural concepts of chemistry: some consideration from educational research. *Chemical Education Research and Practice in Europe*, 2, 123-158.

Taber, K.S. (2003.) The atom in the chemistry curriculum: fundamental concept, teaching model or epistemological obstacle?. *Foundations of Chemistry*, 5, 43-84.

Tan, K.C.D. et D.F. Treagust (1999). Evaluating students' understanding of chemical Bonding. *School Science Review*, 81, 294, 75-83.

Treagust, D.F. (2004). Students' Understanding of the Descriptive and predictive Nature of teaching Models in Organic Chemistry. *Research in Science Education*, 34, 1-20.

Zoller, U. (1990). Students' misunderstandings and misconceptions in college freshman chemistry (General and Organic). *Journal of Research in Science Teaching*, 27, 10, 883-903.

## **Annexe 1: Les éléments du modèle de Lewis introduits dans l'enseignement secondaire (.S) et universitaire (.U)**

### 1 – La liaison covalente

LC.S-1: Dans les molécules organiques les atomes sont liés par des liaisons chimiques appelées, liaisons covalentes.

LC.S-2: Deux atomes liés par une liaison covalente mettent en commun un électron chacun.

LC.S-3: Ces deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes et représentés par un trait reliant les symboles des deux atomes.

LC.U-: (Covalence normale et / ou coordinence) La liaison covalente peut être engendrée par deux électrons mis en commun par chacun des deux atomes ou par l'un des deux qui donne le doublet «le donneur» et l'autre qui le reçoit dans sa lacune électronique «l'accepteur».

### 2- Doublet liant et doublet non liant

DL.S-1 Quand une paire d'électrons constitue une liaison covalente, c'est un doublet liant.

DL.S-2: Un doublet liant est représenté par un trait reliant les deux atomes.

DNL.S-: Si une paire d'électrons n'est pas partagée entre les deux atomes, c'est un doublet non liant.

DNL.S-2: Un doublet non liant est représenté par un trait à côté du symbole de l'atome.

### 3 – Règle du duet et de l'octet

DO.S-1: Un atome ou un ion qui a deux électrons sur sa couche externe K a une structure en duet.

DO.S-2: Un atome ou un ion qui a huit électrons sur sa couche externe a une structure en octet.

DO.S-3: Les éléments qui ont une structure électronique en duet ou en octet sont stables.

DO.U- 4: La formation de la liaison covalente ne conduit pas nécessairement à la saturation des couches externes par huit électrons (exception à la règle de l'octet) car il peut subsister dans la molécule des lacunes d'électrons sur certains atomes.

### 4- Structure électronique de l'atome

SEA.S-1: La structure électronique d'un atome c'est la répartition de ses Z électrons sur les différentes couches K, L, M.

SEA.S-2: Pour  $Z \leq 18$ , les atomes qui n'ont pas une structure en duet ou en octet captent, cèdent ou mettent en commun des électrons pour acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche.

SEA.U-3: La structure électronique d'un atome c'est la répartition de ses Z électrons dans les orbitales s, p, d, f.

SEA.U-4: Les électrons de la couche de valence sont les électrons des orbitales atomiques de nombre quantique principal n le plus élevé.

### 5- Electrons de la couche externe d'un atome dans une molécule

SEM.S-1: Dans une molécule, les électrons des couches externes des atomes se répartissent en doublets non liants et doublets liants.



SEM.S-2: Les électrons d'un doublet liant sont comptabilisés parmi les électrons du premier et du deuxième atome.

SEM.U-3: Dans une molécule, outre les électrons des couches externes des atomes qui peuvent se répartir en doublets liants et non liants, il faut considérer la présence éventuelle de lacunes électroniques sur certains atomes.

#### 6- Structures de Lewis

SL.S-1: La représentation d'une molécule en utilisant le modèle de Lewis consiste à représenter tous les atomes, avec leurs doublets liants et non liants.

SL.S-2: Pour tous les atomes de la molécule ainsi représentée, la règle de l'octet ou du duet doit être respectée.

SL.S-3: Il arrive qu'on établisse des liaisons double ou triple entre certains atomes pour que la règle de l'octet soit satisfaite.

SL.U-4: La construction d'une structure de Lewis prend pour point de départ la configuration électronique externe des atomes concernés

SL.U-5: La construction d'une structure de Lewis nécessite de relier les atomes concernés par des liaisons de covalence (normale et / ou dative).

SL.U-6: Les liaisons ne sont pas toujours de même nature: introduction des termes ( $\sigma + \pi$  ou  $\sigma + 2\pi$ ).

#### 7- Règles de construction d'une structure de Lewis:

RSL.U-1: Pour déterminer le nombre d'électrons des couches de valence des atomes concernés, on ajoute au nombre d'électrons de la couche externe des électrons correspondant à la charge pour un anion ou on en enlève pour un cation.

RSL.U-2: Pour avoir le nombre total de paires d'électrons à répartir autour des atomes dans la molécule on divise par deux le nombre d'électrons de valence obtenu.

RSL.U-3: Il existe des états de valence particuliers pour lesquels il n'y a pas lieu de faire une distinction entre les électrons célibataires (s, p ou d) du point de vue de leur capacité à former une liaison et de la nature de cette liaison (octet étendu)

#### 8- Rupture hétéro lytique

RH.U-1: Le processus inverse de la formation d'une liaison de coordinence est dénommé rupture hétéro lytique (ionique) de la liaison covalente

RH.U-2: L'apparition ou la disparition de charges électriques au cours de la formation d'une liaison dative ou d'une rupture hétéro lytiques est liée à une modification du rôle de certains doublets.

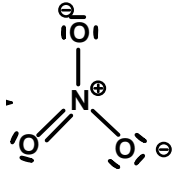
RH.U-3: Le passage d'un doublet liant sur un seul des deux atomes liés entraîne la création d'un déficit électronique caractérisé par une charge (+1) sur celui que le doublet quitte, et d'un excédent électronique caractérisé par une charge (-1) sur celui qui le reçoit.

RH.U-4: La mise en commun d'un doublet libre (formation d'une liaison dative) entraîne la création d'un déficit électronique (+1) sur le donneur et d'un excédent électronique (-1) sur l'accepteur.

Annexe 2:

Nombre total d'électrons de valence	Nombre de doublets	Distribution des doublets liants et non liants	Charges formelles
<b>CH<sub>3</sub>-SH</b>			
<p>C: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>, soit 4 électrons de valence                      S: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>, soit 6 électrons de valence                      H: 1s<sup>1</sup>, soit pour les 4 hydrogènes, 4 électrons                      Il y a donc 14 électrons à répartir</p>	<p>Les 14 électrons sont à répartir en 7 doublets (liants puis non liants)</p>	<p>La valence du carbone est de 4, celle du soufre est de 2 (+ 2 doublets non liants). L'atome de carbone est lié par 3 liaisons covalentes avec 3 atomes hydrogènes et 1 liaison avec l'atome de soufre (règle de l'octet respectée). Dans le cas d'une covalence normale, le soufre peut participer à deux liaisons (1 avec C et 1 avec H). Le respect de la règle de l'octet conduit à l'existence de deux doublets non liants sur le soufre                      Donc globalement: 5 dl et 2 dnl</p>	<p>D'où la représentation de Lewis de CH<sub>3</sub>SH</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
<b>CH<sub>3</sub>-SH<sub>2</sub><sup>+</sup></b>			
<p>C, 4 électrons de valence; S, 6 électrons de valence et 5 H, donc 5 électrons. La charge + conduit à enlever 1 électron: il y a donc (15-1) électrons à répartir</p>	<p>Les 14 électrons sont à répartir en 7 doublets (liants puis non liants)</p>	<p>Par rapport au cas précédent, la formation d'une troisième liaison (avec un deuxième H) nécessite la transformation d'un doublet non liant du soufre en un doublet liant (formation d'une liaison dative). Pour respecter la règle de l'octet, les doublets se répartissent donc autour du soufre en 3 doublets liants et un doublet non liant.                      Donc globalement: 6 dl et 1 dnl</p>	<p>La formation d'une liaison dative entraîne la création d'un déficit électronique sur le donneur. D'où la représentation de Lewis de CH<sub>3</sub>SH<sub>2</sub><sup>+</sup></p> $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
<b>CH<sub>3</sub>-S<sup>-</sup></b>			
<p>C, 4 électrons de valence; S, 6 électrons de valence et 3 H, donc 3 électrons. La charge - conduit à ajouter 1 électron: il y a donc (13+1) électrons à répartir</p>	<p>Les 14 électrons sont à répartir en 7 doublets (liants puis non liants)</p>	<p>Par rapport à CH<sub>3</sub>SH, lors de la rupture hétérolytique de la liaison S - H, le doublet liant devient doublet non liant sur l'atome de soufre.                      Donc présence d'un doublet liant et de 3 doublets non liants autour du soufre.                      Donc globalement: 4 dl et 3 dnl</p>	<p>Le soufre prend le doublet mis en commun initialement et se charge négativement.</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}} \\   \\ \text{H} \end{array}$

**Annexe 3:**

	<b>BH<sub>4</sub><sup>-</sup></b>	<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
Nombre total d'électrons de valence	B: 1s <sup>2</sup> , 2s <sup>2</sup> , 2p <sup>1</sup> , soit 3 électrons de valence ; H: 1s <sup>1</sup> , soit pour les 4 hydrogènes, 4 électrons. Il y a donc (7+1) électrons à répartir	3O: 3x 6, soit 18 électrons de valence 1 N: 1 x 5, soit 5 électrons de valence Il y a donc (23+1) électrons à répartir
Nombre de doublets à répartir	Les 8 électrons se répartissent en 4 doublets	Il y a donc 12 doublets à répartir (liants puis non liants)
Distribution des doublets et non liants	Existence d'une lacune électronique pour le Bore. Ici le bore reçoit un doublet dans sa lacune. Il est «accepteur» L'ion hydrure H <sup>-</sup> fournit le doublet. Il est «donneur»	La valence normale de l'azote est de 3 (+ un doublet liant), celle de l'oxygène est de 2 (+ 2 doublets non liants). N et O appartiennent à la deuxième période, la règle de l'octet doit être respectée et N peut être entouré de 4 liaisons au maximum (dont 1 liaison dative N→O. Une répartition possible des 12 doublets est la suivante :
Charges formelles	La charge négative a pour origine un excédent électronique (-1) sur l'accepteur (d'où B <sup>-</sup> ).	 <p>D'où une charge globale négative pour l'ion [NO<sub>3</sub>]<sup>-</sup></p>