



**HAL**  
open science

# L'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente au lycée

Christine Ducamp, Alain Rabier

## ► To cite this version:

Christine Ducamp, Alain Rabier. L'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente au lycée. Le Bulletin de l'Union des Professeurs de Physique et de Chimie, 2014, 108, pp.1515-1542. <hal-01905340>

**HAL Id: hal-01905340**

**<https://hal.science/hal-01905340v1>**

Submitted on 25 Oct 2018

HAL is a multi-disciplinary open access archive for the deposit and dissemination of scientific research documents, whether they are published or not. The documents may come from teaching and research institutions in France or abroad, or from public or private research centers.

L'archive ouverte pluridisciplinaire HAL, est destinée au dépôt et à la diffusion de documents scientifiques de niveau recherche, publiés ou non, émanant des établissements d'enseignement et de recherche français ou étrangers, des laboratoires publics ou privés.



HAL Authorization

## **Titre : L'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente au lycée**

Christine **DUCAMP**

Ecole Nationale de Formation Agronomique

2 route de Narbonne B.P. 22687, 31326

Castanet Tolosan Cedex

[christine.ducamp@educagri.fr](mailto:christine.ducamp@educagri.fr)

Alain **RABIER**

ESPE Académie de Toulouse

118 rte de Narbonne-31078 Toulouse cedex 04

[alain.rabier@univ-tlse2.fr](mailto:alain.rabier@univ-tlse2.fr)

### **Résumé**

L'enseignement de la liaison covalente fait encore très largement appel à la théorie de Lewis aussi bien au niveau secondaire qu'au niveau du premier cycle universitaire. L'établissement des structures de Lewis de molécules n'est pas sans poser de nombreux problèmes à tous les niveaux d'enseignement. Dans une première partie, nous aborderons un aspect historique de la liaison covalente ainsi qu'un bref aperçu des difficultés de son enseignement depuis quelques années. Dans une deuxième partie, nous évoquerons rapidement cet enseignement depuis les années 1980 jusqu'à nos jours et nous étudierons les méthodes d'approche de la formation de molécules à l'aide du modèle de Lewis en classe de seconde. Nous aborderons à travers un questionnaire les éventuelles difficultés des élèves. En conclusion, nous évoquerons la place de cet enseignement dans les programmes en vigueur depuis la rentrée 2010.

**Mots clés :** modèle de Lewis, liaison covalente, enseignement secondaire, Langmuir, Kossel

Title : Lewis structures and teaching covalent bonding in french highschools

Abstract :

The teaching of the covalent bond is still widely using the theory of Lewis at both secondary and university undergraduate level. Teaching and learning Lewis structures of molecules raise many problems at all levels of education. Initially, we present one aspect of the history of covalent bond and a brief overview of the teaching of the Lewis model of the covalent bond in recent years. In a second step, we will study the teaching practices reported on the formation of molecules with the Lewis model of the covalent bond in high school. We will present through a questionnaire some difficulties of students in this new learning mode. In conclusion, we discuss the place of this learning in the curriculum in effect since September 2010.

**Key words:** Lewis model, covalent bond, secondary level, Langmuir, Kossel

## Titre : L'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente au lycée

Christine **DUCAMP**

Ecole Nationale de Formation Agronomique

2 route de Narbonne B.P. 22687, 31326

Castanet Tolosan Cedex

[christine.ducamp@educagri.fr](mailto:christine.ducamp@educagri.fr)

Alain **RABIER**

ESPE Académie de Toulouse

118 rte de Narbonne-31078 Toulouse cedex 04

[alain.rabier@univ-tlse2.fr](mailto:alain.rabier@univ-tlse2.fr)

### Introduction

L'enseignement fondamental de chimie en classe de seconde (rentrée 2000) comporte une partie sur les édifices chimiques. Une des compétences attendues sur cette partie est la détermination de la structure de molécules en faisant appel au modèle de Lewis de la liaison covalente. Le document d'accompagnement de ce programme détaille une nouvelle méthode d'enseignement qui ne passe plus par le schéma de Lewis des atomes pour déterminer celui de la molécule. Comment un enseignant prend-t-il en compte les injonctions institutionnelles relatives à l'enseignement de la méthode de Lewis ? La mise en place du programme de seconde (rentrée 2000) a-t-elle « bouleversé » les pratiques des enseignants et donc l'apprentissage des élèves ?

Notre recherche s'est appuyée sur les intentions déclarées de 29 enseignants. Un questionnaire a été proposé à 365 élèves de seconde après enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente.

Dans cet article, nous proposons dans une première partie, une présentation historique du concept de liaison de covalence puis, dans une seconde partie, les résultats de notre recherche sur l'enseignement de ce concept.

### Partie 1 : Approche historique de la liaison de covalence

Lewis est généralement considéré comme le premier à avoir présenté le premier modèle satisfaisant de la liaison covalente. Ce modèle était basé sur le concept d'atome cubique que Lewis avait établi dès 1902 mais qui ne fut publié qu'en 1916 dans « The Atom and the Molecule » article paru dans la revue *Journal of the American Chemical Society* [1].



Gilbert Newton Lewis (1875 - 1946)

Cependant l'historique du développement de ce modèle commence avec les constatations de Mendeleïev qui, en 1871, énonce dans son ouvrage « Les principes de chimie » deux règles concernant la valence des éléments dans lesquelles le nombre huit joue un rôle clé. La première règle affirme que la valence maximale de n'importe quel élément ne peut dépasser huit. La seconde établit que pour un élément, la somme des valences maximales mesurées relativement à l'hydrogène et à l'oxygène ne peut pas être supérieure à huit. Pour les éléments des groupes IV B (14) à VII B (17) cette somme est en fait égale à huit. Autrement dit si un élément présente un composé de formule  $RH_n$  alors, son oxyde de plus haute valence sera  $R_2O_{8-n}$  (par exemple  $NH_3$  et  $N_2O_5$ )<sup>1</sup>.

Ces constatations n'eurent pas un grand écho dans la communauté des chimistes de l'époque jusqu'à ce que Richard Abegg professeur de chimie à l'Université de Breslau s'y intéresse. Après sa thèse en chimie organique sous la direction d'Hofmann, il se tourne vers la chimie physique auprès d'Ostwald, Arrhenius et Nernst. Ses travaux sur les ions simples et complexes l'amènent à s'interroger sur la possibilité d'une origine électrique de la valence chimique. Il énonce que tout élément peut à la fois présenter une *valence électropositive* maximale ainsi qu'une *valence électronégative* maximale et que la somme des deux est toujours égale à huit. La valence positive maximale est égale au numéro de groupe N dans la classification et sa valence négative vaut alors  $8 - N$ . Celle qui des deux valences est inférieure à 4 correspond à la valence normale de l'élément, alors que la valence complémentaire correspond à la « contre valence ». Pour les éléments du groupe IV B (carbone, silicium,...), il n'y a pas de préférence naturelle pour l'une ou l'autre des deux valences. Abegg était conscient qu'en pratique, de nombreux éléments ne présentaient pas la totalité des valences possibles. En effet, il remarqua que les éléments des groupes I A (1) à III A (3) ne présentaient jamais leur contre valence et que pour les autres groupes, cette tendance diminuait en descendant dans un même groupe, par exemple, le fluor avec seulement HF et l'iode avec HI et  $IF_7$ . Si de nos jours, les travaux d'Abegg sur ce sujet sont pratiquement tombés dans l'oubli, il n'en reste pas moins vrai qu'ils ont constitué une avancée déterminante dans le développement de la règle de l'octet et de la théorie électronique de la valence.

	Groupe I	Groupe II	Groupe III	Groupe IV	Groupe V	Groupe VI	Groupe VII
Valence normale	+1	+2	+3	+4	-3	-2	-1
Contre valence	(-7)	(-6)	(-5)	-4	+5	+6	+7

Cependant le lien explicite entre les valeurs limites de la valence d'un élément et la structure électronique de l'atome va s'élaborer grâce aux travaux du physicien anglais JJ Thomson. En 1897, il réalise des expériences qui sont considérées comme celles de la découverte de l'électron<sup>2</sup> et en 1898, il parvient à déterminer le rapport  $e/m$  puis la charge  $e$  de ce « *corpuscule* »<sup>3</sup>.

Rapidement, il pense pouvoir interpréter la périodicité des propriétés des éléments

<sup>1</sup> En ce qui concerne le carbone, la référence étant  $CH_4$ , l'oxyde de plus haute valence serait  $C_2O_4 \equiv CO_2$

<sup>2</sup> Il est délicat d'attribuer la découverte de l'électron aux seuls travaux de J.J. Thomson. On pourra consulter sur ce point l'article de B. Lelong paru dans le n°303 novembre 1997 de *La Recherche* intitulé : « Personne n'a découvert l'électron. L'émergence de la première particule fut un long travail collectif et multiforme ».

<sup>3</sup> Thomson n'utilisera le mot électron pour désigner son « *corpuscule* » que vers 1912.

chimiques grâce aux constituants de l'atome que sont ces « *corpuscules* » chargés négativement.

En 1907, il propose un modèle (modèle du plum pudding) dans lequel les électrons chargés négativement ont été dispersés à travers un nuage de charge positive, comme les prunes dans le plum pudding.

*“We suppose that the atom consists of a number of corpuscles moving about in a sphere of uniform positive electrification.”*

Pour expliquer la configuration stable que présentent ces corpuscules dans l'atome, Thomson se sert d'une analogie tirée des expériences d'Alfred Marshall Mayer (1836-1897). Des bouchons percés par des petites aiguilles aimantées mis à flotter sur de l'eau au voisinage d'un puissant aimant se positionnent quasi automatiquement selon des configurations dont la forme dépend du nombre d'aiguilles. Au fur et à mesure que le nombre d'aiguilles augmente, le nombre d'anneaux formés croît (fig 1). Thomson pensait qu'une structure similaire en anneaux concentriques constituée de *corpuscules* (électrons) pouvait exister dans l'atome et il s'attendait à ce qu'il y ait une analogie entre le nombre d'anneaux et la place de l'atome correspondant dans la classification périodique. Il précise aussi que lorsque ces corpuscules peuvent se déplacer dans toutes les directions, ils s'organisent en séries de couches concentriques.

Thomson a très vite réalisé l'intérêt de son modèle pour l'explicitation de la règle d'Abegg et pour la compréhension du rôle central du nombre huit concernant la valence chimique. Dans un article de 1914, il résumera ses vues sur cet aspect de la manière suivante :

*« Dans l'atome, nous considérons les corpuscules chargés négativement comme arrangés en couches successives [...]. Cependant, il peut y avoir un anneau de corpuscules près de la surface de l'atome [...]. Nous supposons, de plus, que le nombre de corpuscules de ce genre peut varier de 0 à 8 mais si ce nombre atteint la valeur 8 l'anneau est si stable que les corpuscules ne sont plus mobiles et l'atome est pour ainsi dire auto saturé (self saturated). Le nombre de ces corpuscules...*

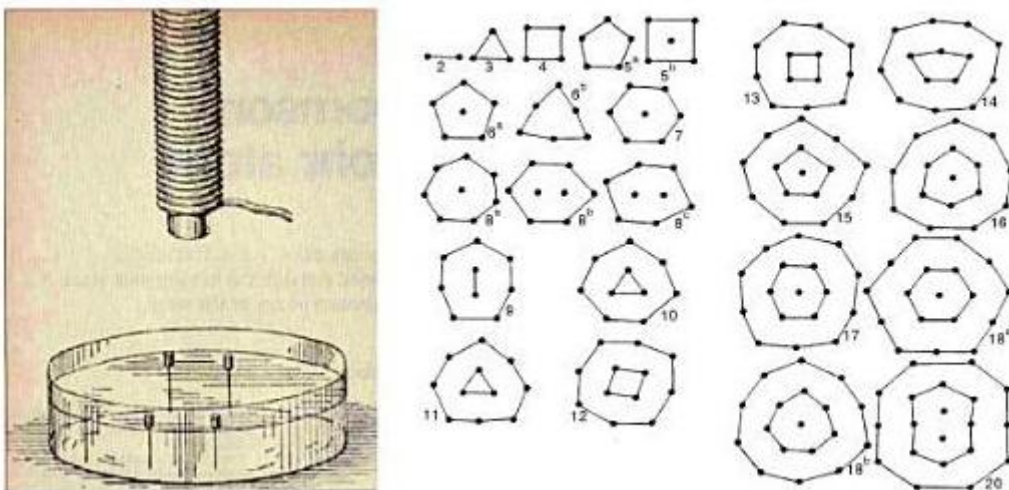


Fig1

A partir de ce modèle, il conclut que :

- L'atome a une structure telle qu'il a une couche électronique externe.
- La valence chimique dépend de la couche électronique externe.

- La périodicité des propriétés chimiques implique une répétition périodique de la nature de la couche électronique externe.
- La stabilité des gaz rares est due au caractère saturé de leur couche électronique externe et la valence des autres éléments est reliée à la différence entre leur configuration électronique externe et celle des gaz rares (8 électrons).

En 1916, deux publications concernant la théorie électronique de valence sont successivement publiées.

La première [2], publiée en mars dans la revue *Annalen der Physik*, est l'œuvre d'un physicien de l'université de Munich : Walther Kossel<sup>4</sup> (1888 - 1956). Dans cet article, il précise : « *Le nombre d'électrons disponibles dans l'atome et les conditions qui fixent leur départ de celui-ci seront les facteurs qui déterminent son comportement chimique. En ce qui concerne le nombre total d'électrons dans l'atome, nous acceptons l'hypothèse de Van den Broek qui l'estime égal au numéro d'ordre dans le tableau périodique ... Puisque, à ce qu'il semble, il n'y a jamais plus de huit unités de valence qui sont actives dans un atome, dans la plupart des cas nous n'avons affaire qu'à l'échange d'une petite partie des électrons présents... que les propriétés de valence sont l'expression du comportement des électrons les plus externes de l'atome* ».

Il va aussi proposer des hypothèses sur la répartition des électrons dans l'atome : « *La disposition des électrons internes reste toujours la même dans des éléments qui se suivent. L'arrangement change seulement de taille lors de l'accroissement continu de la charge ce qui correspond à une croissance analogue des fréquences (optiques d'émission) caractéristiques. Les électrons, qui dans la séquence des poids atomiques, viennent s'ajouter le feront toujours à l'extérieur. Ils s'ordonneront de telle façon que la périodicité observée résultera de cette approche par l'extérieur. Ceci suggère que de tels électrons, qui viennent s'ajouter, sont arrangés en cercles concentriques ou couches, dans lesquelles (peut être à cause de conditions de stabilité que nous ne préjugerons pas) seul un nombre défini d'électrons, ici huit, peut trouver place. Lorsqu'un anneau ou couche à fini de se remplir il doit s'en commencer un nouveau pour l'élément suivant. Le nombre des électrons les plus facilement accessibles se trouvant tout à fait à l'extérieur croît à nouveau d'un élément à l'autre et c'est ainsi que se répète le caractère chimique lors de la construction d'une autre couche.* »

En raisonnant sur les alcalins et les halogènes, il montre l'importance de la configuration électronique des gaz rares : « *Les métaux alcalins ont toujours comme caractéristique d'abandonner des électrons très facilement... Ceci suggère qu'ils comportent un électron retenu de façon particulièrement lâche et qui se trouve exposé aux influences extérieures. On peut supposer à titre d'essai que dans cette partie du système périodique les éléments Na et K ont un premier électron de la nouvelle couche localisée hors de la couche complète. Nous devons alors attribuer logiquement à Ne et Ar, éléments qui les précèdent une structure atomique comportant une couche, ou un anneau d'électrons qui vient d'être terminé. Par contre, F et Cl, qui précèdent encore, présentent un défaut d'un électron dans leurs couches. Nous savons maintenant que ces derniers, les halogènes, sont des*

---

<sup>4</sup> On pourra lire des extraits traduits de l'allemand de cette publication dans un article de Bernard Vidal *Sur un travail de Kossel (1916) concernant la formation des molécules* paru dans le numéro de juin-juillet 1979 de l'actualité Chimique

*éléments qui cherchent à acquérir des électrons chaque fois que cela est possible... Il apparaît alors que la configuration externe atteinte par les gaz nobles peut être considérée comme analogue à un état d'équilibre. »*

En 1916, Gilbert Newton Lewis (1875 - 1946) pense qu'une liaison covalente consiste en la mise en commun de deux électrons. La notion de doublet d'électron apparaît. Il imagine un modèle atomique dans lequel les électrons sont placés aux sommets d'un cube.

Cette théorie de l'atome cubique est construite à partir de six postulats :

1. Dans chaque atome, il existe un « cœur » (kernel) qui reste inchangé lors de transformations chimiques et qui possède un excès de charges positives correspondant au numéro du groupe de la classification périodique auquel appartient cet élément.
2. L'atome est constitué du « cœur » (kernel) et d'un « atome extérieur » (outer atom) ou cube externe (shell) qui contient un nombre d'électrons égal à l'excès de charges positives contenues dans le « cœur ». Le nombre d'électrons dans le cube externe peut varier de 0 à 18 au cours d'une transformation chimique.
3. L'atome a tendance à posséder le même nombre d'électrons dans son cube externe spécialement huit électrons qui sont répartis symétriquement au huit sommets d'un cube.
4. Les cubes externes de deux atomes sont mutuellement inter pénétrables.
5. Les électrons peuvent normalement passer rapidement d'une position dans le cube externe à une autre. Néanmoins, ils sont maintenus en position par des contraintes plus ou moins rigides et ces positions et l'ampleur de ces contraintes sont déterminées par la nature de l'atome et par celle des autres atomes qui lui sont combinés.
6. Les forces électriques entre les particules qui sont très proches n'obéissent pas à la loi en  $1/r^2$  qui prévaut à plus grande distance.

Le postulat 3 se réfère à ce que l'on désigne sous le terme de « règle de l'octet ». En fait, la formulation de cette règle est due à Irving Langmuir en 1919.

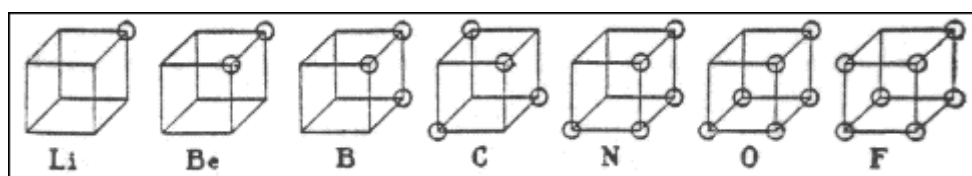


Fig. 2 [1]

C'est en s'appuyant sur ces modèles atomiques que Lewis explique la structure de certaines molécules.

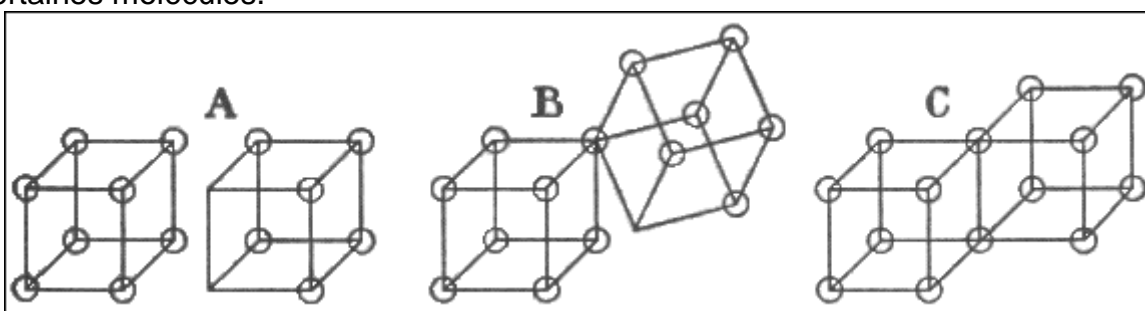


Fig. 3 [1]

Les trois schémas de la figure 3 correspondent au diiode  $I_2$ . Le schéma A représente la molécule de  $I_2$  totalement ionisée en  $I^+$  et  $I^{5-}$ . Le second schéma montre qu'un électron d'un des atomes d'iode peut être mis en commun avec le second atome ce qui a pour conséquence de compléter à 8 électrons la couche externe de ce dernier. Enfin dans le schéma C, le second atome donne lui aussi son électron ce qui aboutit à la structure prédominante et caractéristique des dihalogènes.

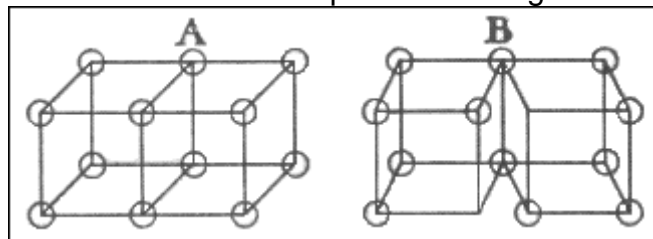


Fig.4 [1]

L'exemple de la figure 4 correspondant à la molécule de dioxygène  $O_2$ , permet à Lewis d'illustrer la notion de double liaison ainsi que le concept de mésomérie qu'il désigne sous le terme actuellement impropre de tautomérie [1]. Il introduit une notation qui utilise les symboles des atomes liés entourés de points qui représentent les électrons de la couche externe. Le doublet mis en commun est représenté par un couple de points situé entre les deux atomes. La figure 5 illustre la notation correspondant au deux schémas de la figure 4

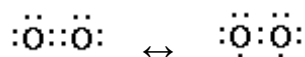


Fig.5 [1]



Irving Langmuir (1881-1957)

Irving Langmuir (1881-1957) publiera en moins de 3 ans plus de 12 articles sur la théorie de Lewis qu'il affine et popularise. Ses travaux initiaux ne concernent que les blocs s et p, Il fait ensuite une tentative pour élargir le modèle aux éléments du bloc d. Il propose alors les termes d'octet, de doublet et de covalence.

<sup>5</sup> « ..., as it undoubtedly is to a measurable extend in liquid iodine. » Lewis [5]

E=0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
He  2	Li  3	Be  4	B  5	C  6	N  7	O  8	F  9			
Ne  10	Na  11	Mg  12	Al  13	Si  14	P  15	S  16	Cl  17			
Ar  18	K  19	Ca  20	Sc  21	Ti  22	V  23	Cr  24	Mn  25	Fe  26	Co  27	Ni  28
Niβ  29	Cu  30	Zn  31	Ga  32	Ge  33	As  34	Se  35	Br  36			
Kr  37	Rb  38	Sr  39	Y  40	Zr  41	Nb  42	Mo  43	Ru  44	Rh  45	Pd  46	
Pdβ  47	Ag  48	Cd  49	In  50	Sn  51	Sb  52	Te  53				
Xe  54	Cs <i>Cellules - 32 Electrons - 1</i> 55	Ba <i>Cellules - 32 Electrons - 2</i> 56	La <i>Cellules - 32 Electrons - 3</i> 57	Ce <i>Cellules - 32 Electrons - 4</i> 58	Pr <i>Cellules - 32 Electrons - 5</i> 59	Nd <i>Cellules - 32 Electrons - 6</i> 60	Sa <i>Cellules - 32 Electrons - 7</i> 61	Eu <i>Cellules - 32 Electrons - 8</i> 62	Gd <i>Cellules - 32 Electrons - 9</i> 63	Tb <i>Cellules - 32 Electrons - 10</i> 64

Carte I. — Illustrant la Théorie de Lewis-Langmuir sur la structure de l'atome.

Fig. 6 [3]

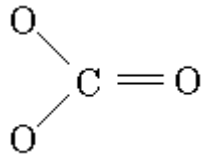
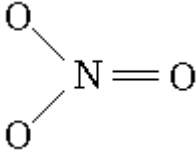
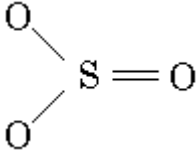
Dans un article paru au Journal of the American Chemical Society en 1919 [4], il entreprend, à partir de l'énoncé de 11 postulats portant sur l'organisation des électrons dans les atomes isolés d'en déduire l'organisation des électrons dans les molécules. Il semble persuadé que : « ...within a few years we will be able to deduce 90% of everything that is in every text book on chemistry, deduce it as you need it, from simple ordinary principles, knowing definite facts in regard to the structure of the atom... ».<sup>6</sup>

Langmuir y énonce ce qu'il appelle la règle de l'octet sous la forme suivante :

$$e = 8n - 2p$$

- e : le nombre total d'électrons dans les couches de valence de tous les atomes constituant la molécule
- n : le nombre d'octets formés
- p : le nombre de paires d'électrons mis en communs

<sup>6</sup> Cité par W. B. Jensen [6] p 196

Molécules ou ions	e	n	$P = \frac{1}{2}(8n - e)$	Schémas proposés par Langmuir [5]
$\text{CO}_3^-$	24	4	4	
$\text{NO}_3^-$	24	4	4	
$\text{SO}_3$	24	4	4	

Cet enthousiasme sera de courte durée car en 1921, Bohr à partir de considérations spectrales et Bury sur des bases chimiques mettent en évidence les faiblesses de ce modèle. De plus les physiciens qui développent alors un modèle « dynamique » de l'atome ne sont guère impressionnés par le modèle « statique » que propose Langmuir. Sommerfeld va même jusqu'à dire que les 11 postulats de Langmuir ont « *quelque chose de cabalistique* ».

D'autres chimistes américains comme Arthur Amos Noyes (1866 - 1936) mettent en doute cette théorie en pointant que si selon la théorie de Lewis-Langmuir  $\text{MeI}$  est non polaire alors que  $\text{NH}_4\text{I}$  et  $\text{NaI}$  le sont, comment expliquer qu'ils présentent la même réactivité.

Par exemple dans la réaction avec le nitrate d'argent :

- $\text{MeI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{MeNO}_3 + \text{AgI}$
- $\text{NH}_4\text{I} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{AgI}$
- $\text{NaI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgI}$

De leur côté, les physiciens améliorent les théories de la liaison chimique en parallèle avec le développement de la mécanique quantique. C'est ainsi que Walter Heitler (1904 - 1981) et Fritz Wolfgang London (1900 - 1954) montrent, en 1927, que l'on peut rendre compte de la stabilité d'un doublet d'électrons, relativement contesté jusqu'alors, en faisant intervenir la résonance entre les orbitales atomiques. En 1928, London généralise sa théorie aux liaisons non polaires. Parallèlement, en 1926, Hund et Mulliken développent la théorie des orbitales moléculaires.

Cependant, la théorie de Lewis-Langmuir ne va pas tomber dans l'oubli pour autant car elle va être reprise et utilisée à partir du milieu des années vingt par les chimistes organiciens américains mais surtout anglais comme Robinson et Ingold pour expliquer les réactions. Comme le dit Roger Barlet [7] : « *Ce paradigme Lewis ... bouleversant la modélisation moléculaire permettra, par une visualisation simple et*

cohérente, d'accéder à la distribution électronique sur les différents atomes et de développer les études de mécanismes réactionnels en chimie organique. ».

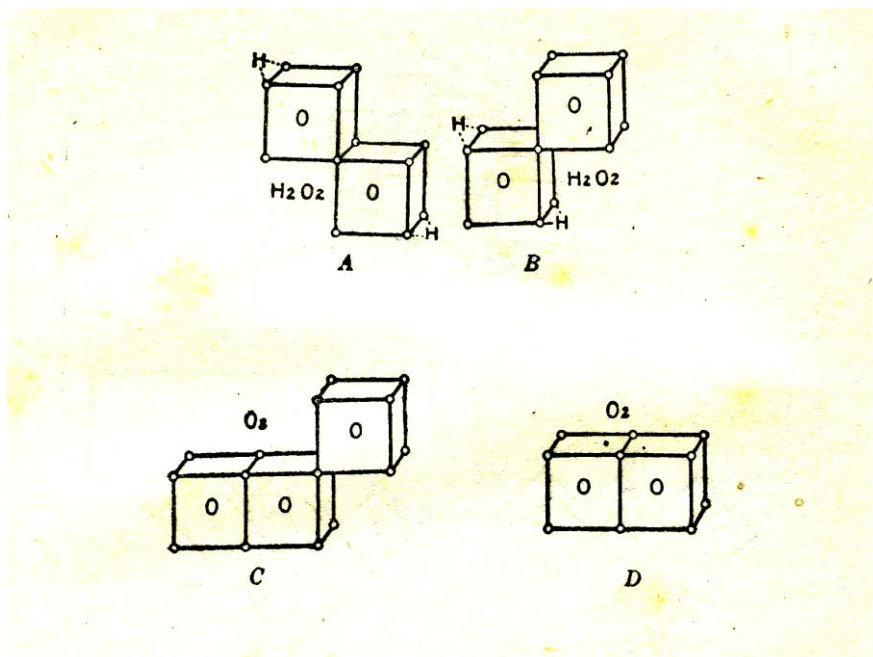


Fig. 7 A et B molécules d'eau oxygénée, C molécule d'ozone et D molécule d'oxygène [4]

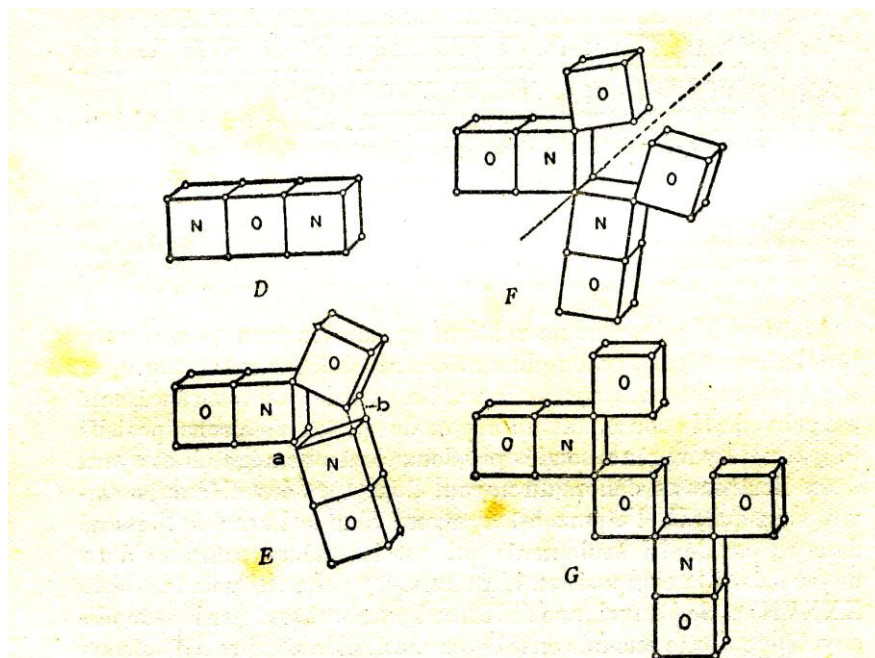


Fig. 8 Molécules d'oxydes d'azote [4]

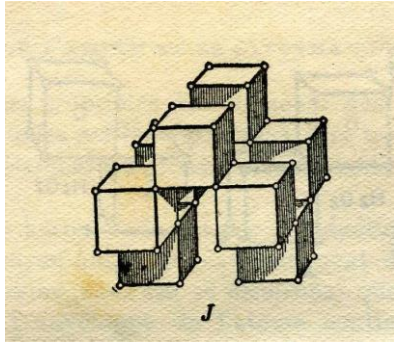


Fig. 9 Molécule de soufre S<sub>8</sub> [4]

## Partie 2 : L'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente depuis les années 1980 à nos jours

### II-1 Rétrospective sur l'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente

Depuis plus de 30 ans, de nombreux articles dans le Journal of Chemical Education ont proposé diverses approches pour enseigner ce modèle dont certaines ont inspiré les concepteurs du programme de la classe de seconde (2000).

De nombreuses études notamment américaines et anglo-saxonnes ont mis en évidence les difficultés que rencontrent les élèves et les étudiants pour établir et justifier les structures moléculaires de composés. Il apparaît qu'un nombre limité de conceptions erronées sont à l'origine de ces obstacles.

A titre d'exemple, nous présentons les conclusions de deux de ces études :

- L'étude réalisée par PETERSON et TREAGUST (1989) [8] qui concernait une centaine d'élèves de Grade 12 (17 ans) cherchait à mettre en évidence les conceptions erronées (misconceptions) relatives à la liaison covalente et à l'établissement de structures de Lewis.

Les résultats de cette étude ont montré que 74% des élèves connaissent et comprennent le principe de la règle de l'octet. La conception la plus répandue lors de l'application de cette règle est la suivante : les atomes non métalliques forment autant de liaisons covalentes qu'il y a d'électrons dans la couche externe. Par exemple 20% des élèves considèrent que les atomes d'azote dans la molécule  $N_2Cl_4$  peuvent partager 5 électrons pour établir cinq liaisons covalentes.

- La seconde étude réalisée par Keith Taber (1998) [9] a permis d'identifier un groupe de conceptions erronées relatives à la liaison chimique.

Toutes les études de cas révèlent que les étudiants utilisent la règle de l'octet comme base pour expliquer les réactions chimiques et la liaison chimique.

Plutôt que d'utiliser la règle de l'octet comme guide pour identifier les espèces stables, ces étudiants perçoivent que les liaisons se forment pour satisfaire la règle de l'octet c'est-à-dire « *pour leur donner une couche de valence remplie* », « *pour obtenir la configuration d'un gaz rare et être stable* » ou « *pour former une couche externe complète* ».

Parmi les idées qui structurent cette façon d'envisager la liaison chimique, on peut noter :

- Les liaisons se forment pour remplir les couches au lieu de considérer que les couches remplies sont la conséquence de la formation de plusieurs liaisons covalentes.
- Les atomes ont « besoin » d'avoir les couches complètes (conception anthropomorphique).
- Une liaison covalente maintient les atomes ensemble car la liaison met en commun les électrons.
- Les molécules se forment à partir des atomes isolés.
- Il n'y a que deux types de liaisons : les liaisons ioniques et les liaisons covalentes. Le reste ne correspond qu'à des forces « *pas de véritables liaisons* ».
- Les liaisons ioniques résultent du transfert d'électrons plutôt que des attractions entre les ions qui proviennent du transfert d'électrons. L'obtention d'une couche pleine est la raison pour laquelle les électrons sont transférés.
- Une liaison ionique ne se rencontre qu'entre les atomes pour lesquels il y a eu transfert d'électrons. Ainsi, dans le chlorure de sodium, un ion sodium ne forme

qu'une liaison ionique avec un ion chlorure, il est engagé dans cinq « forces » avec les autres ions chlorure adjacents.

- $\text{Na}^+$  ainsi que d'autres ions sont stables car leur couche externe est remplie. Selon William R. Robinson [10], il n'est pas concevable d'abandonner la règle de l'octet et ses applications comme méthode heuristique. Mais lorsqu'on l'utilise, il faudrait être certain que nos étudiants comprennent que la règle de l'octet n'est seulement qu'un outil pour reconnaître les édifices stables et que ce ne n'est pas le remplissage des couches qui produit les liaisons mais que celles-ci résultent d'autres actions et que le remplissage des couches n'en est qu'une conséquence.

## II-2 Pratiques d'enseignement et difficultés des élèves

### 2-1 Présentation de la recherche

Dans la partie II (constitution de la matière) de l'enseignement fondamental de la chimie en classe de seconde l'intitulé « règle du duet et de l'octet » renvoie aux contenus suivants : « Application aux molécules à l'aide du modèle de Lewis de la liaison covalente. Répartition de Lewis de quelques molécules. Dénombrement des doublets d'électrons liants et non liants. Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples :  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CO}_2$  ». Dans les commentaires relatifs à cette partie de programme, l'enseignant introduit la distinction entre les électrons engagés dans les liaisons covalentes (doublets liants) et les électrons non engagés dans ces liaisons (doublets non liants). Les représentations de Lewis des molécules présentent les doublets liants et non liants sous forme de tirets. Les entités n'obéissant pas à la règle de l'octet, comme certains oxydes d'azote par exemple, ne sont pas traitées. Elles peuvent cependant être évoquées pour sensibiliser les élèves aux limites d'un modèle (modèle de Lewis en l'occurrence). Pour établir la représentation d'une molécule, on procède par exploration systématique : les électrons des couches externes des atomes présents dans la molécule sont dénombrés, puis associés en doublets ; les doublets sont ensuite répartis entre les atomes (doublets liants) ou autour des atomes (doublets non liants) de façon à satisfaire les règles du "duet" et de l'octet. Les élèves explorent donc plusieurs représentations de Lewis dont ils ne conservent que celles obéissant aux règles.

La différence entre l'ancienne méthode qui passait par le schéma de Lewis des atomes pour déterminer celui de la molécule et cette nouvelle façon de procéder est détaillée dans le document d'accompagnement de la manière suivante :

« Méthode pour trouver les formules de Lewis des molécules

#### **Pourquoi ne plus utiliser les schémas de Lewis des atomes ?**

*Comme tout modèle, le modèle de Lewis a été conçu pour rendre compte et, le cas échéant, prévoir les propriétés des entités chimiques. Son champ d'application est celui de la détermination et l'emplacement des liaisons entre atomes au sein d'une molécule ; en dépit de sa simplicité, le modèle de Lewis s'est ainsi révélé un outil extrêmement puissant (en particulier en conjonction avec la méthode V.S.E.P.R.). Dans le cas des atomes, la méthode de Lewis ne fournit en revanche aucune réponse qui justifie son utilisation ; la structure résultant de sa mise en œuvre ne correspond pas en effet aux densités électroniques des atomes en phase gazeuse. Comme on peut se passer des schémas de Lewis des atomes pour obtenir ceux des molécules, on a préféré ne pas introduire les schémas de Lewis des atomes. En effet, les élèves, ne connaissant pas la notion de sous-couches électroniques (s, p, d, f,...), ne peuvent pas comprendre pourquoi les couches externes de certains atomes possèdent des électrons associés en doublets et d'autres célibataires ?*

*Méthode préconisée :*

- *Ecrire le nom et la formule brute de la molécule.*
- *Ecrire la configuration électronique en différentes couches de chaque atome.*
- *Trouver le nombre d'électrons ne de la couche externe de chaque atome.*
- *Trouver le nombre total nt d'électrons externes intervenant dans la molécule en faisant la somme des différents ne.*
- *Trouver le nombre total nd de doublets liants et non liants en divisant par 2 le nombre total d'électrons externes nt.*
- *Répartir les doublets de la molécule en doublets liants (liaisons covalentes) ou en doublets non liants en respectant :*
  - *La règle du « duet » pour l'atome d'hydrogène.*
  - *La règle de l'octet pour les autres atomes.*

*Objectifs à atteindre*

*a) Savoir écrire la formule de Lewis d'une molécule*

*b) Savoir proposer une ou plusieurs formules de Lewis à partir d'une formule brute.*

Le cadre théorique de notre étude s'appuie sur le concept de transposition didactique de Chevallard (1991) [11]. Nous abordons la transposition interne (c'est la mise en texte du savoir à enseigner par l'enseignant) à travers un questionnaire qui nous permet d'apercevoir les pratiques déclarées des enseignants face à un nouveau mode d'apprentissage. Puis à partir d'un autre questionnaire pour les élèves, nous avons une approche didactique du savoir enseigné au savoir appris.

Le but de notre recherche est de connaître et comprendre :

- Comment sont suivies les injonctions institutionnelles relatives à Lewis ?
- Comment sont-elles gérées par les enseignants ?
- Comment sont-elles appliquées par les élèves ?

Nous exposons dans la suite de cet article, les résultats relatifs à ce questionnaire ainsi que leurs analyses.

## **2-2 Recueil des données**

### **Questionnaires enseignants**

En mars 2008, le questionnaire (annexe 1) a été proposé à 29 professeurs (21 du Ministère de l'Agriculture et 8 de l'Éducation Nationale) qui enseignent dans des établissements publics dépendant soit de l'Éducation Nationale (6) soit du Ministère de l'Agriculture (21). Leur ancienneté varie de 1 à 37 ans.

### **Questionnaires élèves**

Le questionnaire (annexe 2) a été proposé à 365 élèves d'établissements publics. La répartition exacte est donnée dans le tableau ci-dessous :

	Éducation Nationale	Ministère de l'Agriculture	Total
Nombre de lycées	4	9	13
Nombre de classes	5	9	14
Nombre d'élèves	148	217	365

Le recueil des données s'est déroulé en 2008-2009. L'enseignement relatif à l'apprentissage du modèle de Lewis de la liaison covalente en classe de seconde a été traité par les enseignants dans un délai variant de 2 à 6 mois avant la passation de ce questionnaire.

Un texte explicatif communiqué aux enseignants leur donnait les consignes pour le passage du questionnaire (annexe 2).

## **II-3 Résultats et discussion**

### **II-3.1 Analyses des questionnaires enseignants (annexe 2bis)**

Cette nouvelle manière d'aborder cette partie de programme ne fait pas un

consensus auprès des enseignants consultés.

Nous pouvons les regrouper en trois catégories:

- ceux qui utilisent la méthode et qui estiment que les élèves n'ont pas de difficultés :
  - « *Pas de difficultés d'apprentissage au niveau des élèves* ».
  - « *Les élèves s'approprient sans aucun problème cette méthode* ».
  - « *Pas de difficultés si on fait beaucoup d'exercices* ».
- ceux qui utilisent la méthode mais qui estiment que les élèves rencontrent des difficultés :
  - « *Modèle avec une démarche structurée mais longue qui est difficilement assimilable pour des élèves en difficulté* »
  - « *Difficultés rencontrées pour déterminer le nombre total d'électrons de valence pour en déduire le nombre de doublets à placer, placer les doublets non liants* ».
  - « *Le fait de ne rien schématiser avant la représentation finale leur fait paraître ce modèle abstrait et calculatoire* ».
- ceux qui mixent la nouvelle et l'ancienne méthode par nécessité de compréhension pour les élèves :
  - « *Certains élèves ont des difficultés à comprendre la notion de mise en commun d'électrons. Le support d'un schéma à « l'ancienne » leur a permis de comprendre* ».
  - « *Moins de difficultés depuis que le raisonnement se fait à partir de chaque atome et non pas sur la vision globale de la molécule* ».

A la question « Pouvez-vous lister les avantages et les inconvénients de ce modèle par rapport au modèle relatif aux atomes (anciennement enseigné) ? », les réponses qui reviennent le plus souvent sont :

Avantages de cette méthode	Inconvénients de cette méthode
<ul style="list-style-type: none"><li>- <i>Très mécanique donc cela rassure les élèves.</i></li><li>- <i>Le tableau et les mathématiques ne posent pas de difficultés pour une classe scientifique.</i></li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>- <i>Un peu longue donc certains élèves auraient tendance à faire le tableau sans comprendre.</i></li><li>- <i>Confusion entre le nombre de doublet pour chaque atome et le nombre total de doublet de la molécule.</i></li><li>- <i>Difficile et aléatoire contrairement à l'ancienne méthode qui était simple, rapide et concrète : les électrons sont mis en commun pour former une liaison.</i></li></ul>

Un enseignant résume dans ces propos la nécessité d'avoir imaginé une méthode « hybride » entre le nouveau modèle et l'ancien :

- « *inconvenient de la méthode globale : les élèves perdent de vue le sens chimique et ne font que des mathématiques ; ils sont incapables pour la plupart de faire le raisonnement sans tableau* »
- « *L'avantage de ne plus faire la représentation de Lewis pour les atomes : c'était devenu un jeu de construction donc tous les élèves y arrivaient sans comprendre vraiment la réalité* »
- *Donc ma « nouvelle méthode », compromis entre les deux, fait travailler l'élève sur l'atome sans représentation puis on globalise pour donner le résultat* ».

### **II-3.2 Analyses des questionnaires élèves (Annexe 2bis)**

Le temps de passation du questionnaire n'a pas d'influence sur les réponses des élèves : que le questionnaire soit passé de suite après le cours effectué ou bien plus

tard (6 mois), il n'y a pas de variation significative des résultats.

Pour la plupart des élèves, écrire une justification c'est représenter et décrire une molécule.

La référence aux règles de l'Octet et du Duet n'est faite que dans un petit nombre de cas.

Or ces règles sont préconisées dans cette même partie de programme 2-1 et dans les connaissances et savoir-faire exigibles, nous trouvons: « *Connaître les règles du "duet" et de l'octet et savoir les appliquer pour rendre compte des charges des ions monoatomiques existants dans la nature.* »

L'ensemble des erreurs peut se résumer à un non-respect de la règle de l'octet principalement sur les atomes de C, de N. Les erreurs peuvent se classer en deux catégories :

- Vérification de la règle de l'octet pour tous les atomes sans tenir compte du nombre total d'électrons engagés ;
- Vérification de la règle de l'octet ou duet que pour certains atomes de la molécule.

## Conclusion

On retrouve dans les résultats de cette étude ce que Barlet et Mastrot [12] désignent sous le terme d'algorithmisation-refuge. En effet, l'obtention par les élèves d'une formule de Lewis correcte à partir d'un algorithme se révèle un obstacle à la conceptualisation de la liaison de covalence.

Dans les nouveaux curriculums de seconde (rentrée 2010) et du cycle S, le modèle de Lewis n'apparaît qu'en classe de première. Les seules compétences attendues à ce niveau sont :

- *Interpréter la représentation de Lewis de quelques molécules simples*
- *Mettre en relation la formule de Lewis et la géométrie de quelques molécules simples.*

On constate que les savoir-faire du programme de la classe de seconde (2000)

a) *Savoir écrire la formule de Lewis d'une molécule*

b) *Savoir proposer une ou plusieurs formules de Lewis à partir d'une formule brute.»*

ne font plus partie des compétences à acquérir au niveau du lycée. Elles sont reportées au niveau du premier cycle universitaire.

En classe de première S, la représentation de Lewis de molécules simples est donnée aux élèves. Elle ne leur sert plus qu'à trouver la géométrie de ces molécules. Même si cette formule de Lewis est à justifier à l'aide des règles du duet et de l'octet, il ne leur est en aucun cas demandé d'établir la dite formule.

Ce modèle n'est plus utilisé par les élèves pour élaborer le schéma de Lewis d'une molécule mais devient un « outil » permettant d'approcher la géométrie des molécules simples.

Il est difficile d'interpréter cette évolution des programmes car aucune justification n'a été fournie par les concepteurs. On peut cependant postuler que la prise en compte des difficultés rencontrées par les élèves dans ce domaine a largement contribué à ce changement concernant l'enseignement de la liaison covalente au lycée.

Au niveau de l'enseignement supérieur (CPGE et premier cycle universitaire), l'élaboration de la structure de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique reste une compétence attendue. Dans les divers ouvrages concernant ces niveaux, on retrouve les deux approches décrites précédemment. La méthode « globale » est largement majoritaire. On peut noter que peu d'ouvrages français prennent en compte les notations recommandées par l'IUPAC : les doublets liants sont représentés par un tiret et les non liants par deux points. Cette remarque vaut pour les structures de Lewis impliquées dans l'écriture des mécanismes réactionnels en

chimie organique.

### Références

- [1] N. G. Lewis, (1916), The atom and the molecule. *Journal of American Chemical Society*, 38, 762-786.
- [2] W. Kossel, (1916), Über Molekülbindung als Frage des Atombaus. *Annalen der Physik*, 49, 229-362.
- [3] Edward Wight Washburn, Principes de chimie physique du point de vue de l'atomistique et de la thermodynamique modernes, Payot, PARIS 1925.
- [4] I. Langmuir, (1919), The arrangement of electrons in atoms and molecules. *Journal of American Chemical Society*, 41, 868-
- [5] I. Langmuir, (1919), The structure of atoms and the octet theory of valence. *Proceedings of the National Academy of Science*, Vol.V, 252.
- [6] W. B. Jensen, (1984), Abegg, Lewis, Langmuir and the Octet Rule. *Journal of Chemical Education*, 61, 191-200.
- [7] R. Barlet, l'espace épistémologique et didactique de la chimie, *Bulletin de l'Union des Physiciens*, 817, 1438.
- [8] Peterson, R. F., Treagust, D. F. (1989). Grade-12 students' misconceptions of covalent bonding, *Journal of Chemical Education*, 66 (6) 459 – 460.
- [9] Taber K.S., (1998), An alternative conceptual framework from chemistry education, *International Journal of Science Education*, 20, 597-608.
- [10] Robinson W.R., (1998), An alternative framework for chemical bonding, *Journal of Chemical Education*, 75 (9) 1074-1075.
- [11] Chevillard, Y. & Joshua, M. A. (1991) *La transposition didactique ; Du savoir savant au savoir enseigné*. Grenoble : La Pensée Sauvage.
- [12] Barlet R., Mastrot G., L'algorithme-refuge, obstacle à la conceptualisation. L'exemple de la thermochimie en 1<sup>er</sup> cycle universitaire, *Didaskalia*. , 2000, 17, p123

Ouvrage que l'on peut consulter pour avoir une vision complète de l'histoire de la chimie structurale :

A. Dumon, R. Luft, Naissance de la chimie structurale EDP Sciences, 2008.

## **Annexe 1 : questionnaire enseignants**

Chers collègues,

Dans le cadre d'une recherche en didactique de la chimie sur l'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente en classe de seconde, nous vous sollicitons pour répondre au questionnaire ci-joint. Les réponses au questionnaire ne seront utilisées que dans le cadre de notre recherche.

Combien d'années d'enseignement possédez-vous ?

Avez-vous cette année une classe de seconde ?  non  oui

Si oui, seriez-vous d'accord pour faire passer à vos élèves de seconde un questionnaire (anonyme, environ 20 min) sur les formules de Lewis à la suite de votre enseignement ?

non  oui (préciser votre nom et vos coordonnées)

Questionnaire à nous retourner de préférence avant le 15 Mars.

Nous vous remercions par avance pour votre collaboration.

Christine Ducamp

Alain Rabier

### **Questionnaire relatif à l'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente en classe de seconde**

#### **Supports d'enseignement**

Quel est le manuel de la classe ? (éditeur, année d'édition)

Quels sont les autres manuels scolaires ou supports (document accompagnement, site internet, BUP, ...) que vous utilisez pour la préparation de cet enseignement ?

#### **Méthode utilisée**

A quel moment de l'année enseignez-vous cette méthode ?

Durée consacrée à cette partie (hors évaluation).

Décrivez la méthode que vous présentez à vos élèves.

#### **Molécules utilisées**

- pour présenter la méthode
- pour la mettre en œuvre au cours de la séance
- pour les exercices donnés aux élèves
- pour l'évaluation

#### **Evaluation**

Pour les molécules utilisées pour l'évaluation, indiquez celles pour lesquelles vous demandez :

- le schéma de Lewis
- de choisir, entre plusieurs structures proposées, le « bon » schéma de Lewis
- autres possibilités
- Isomérisation

#### **Citez les molécules que vous utilisez**

- pour présenter la notion d'isomérisation
- pour les exercices
- pour l'évaluation

#### **Difficultés relatives à l'enseignement du modèle de Lewis tel qu'il est préconisé dans le programme (modèle de Lewis par rapport aux molécules)**

- Rencontrez-vous des difficultés dans l'enseignement de ce modèle? Si oui, lesquelles ?
- Les élèves rencontrent-ils des difficultés dans l'enseignement de ce modèle? Si oui, lesquelles ?
- Pouvez-vous lister les avantages et les inconvénients de ce modèle par rapport au modèle relatif aux atomes (anciennement enseigné) ?

## Annexe 1 bis : analyse questionnaire enseignant

Le questionnaire enseignant était intitulé : questionnaire relatif à l'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente en classe de seconde.

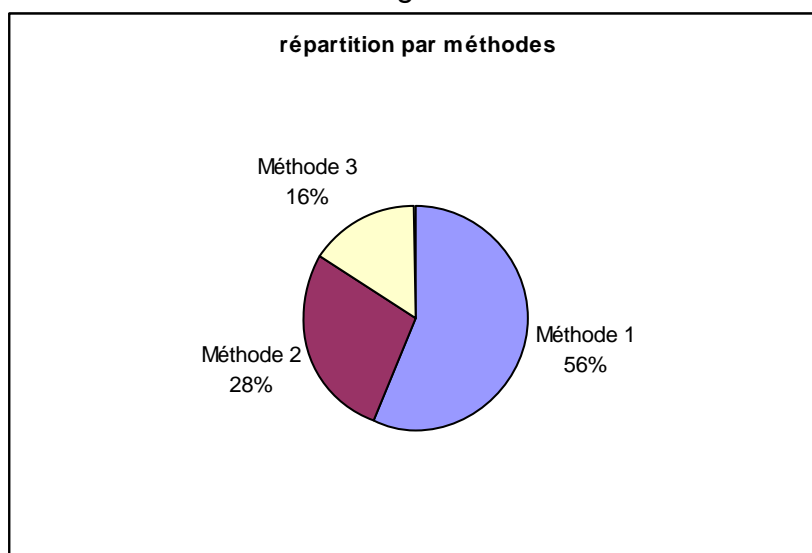
Le période d'enseignement de cette partie se situe entre novembre et mars de l'année scolaire avec une forte proportion en janvier.

La durée de cet enseignement hors évaluation varie d'une demi-heure à quatre semaines.

La méthode utilisée a été répartie en trois catégories :

- Méthode 1 : celle du document d'accompagnement
- Méthode 2 : méthode « hybride » semi-conforme
- Méthode 3 : méthode « ancienne » c'est à dire en passant par le modèle de Lewis sur les atomes.

Les résultats sont rassemblés dans le diagramme suivant :



Nous avons constaté que les enseignants qui utilisent la méthode 3 ont tous plus de 10 ans d'ancienneté.

11 enseignants sur 29 (soit 38%) utilisent le document d'accompagnement au programme comme support de préparation à leur enseignement.

Les autres supports utilisés, en dehors des ouvrages scolaires, sont des sites web surtout académiques (50%). Puis apparaît très minoritairement, l'utilisation de modèles moléculaires (27%) ainsi que des logiciels (13%).

Nous avons différencié les molécules utilisées pour la présentation de la méthode (P), pour le cours (C), pour les exercices (X), pour l'évaluation (E) et comptabiliser que les quatre premières.

	molécules	%	molécules	%	molécules	%	molécules	%
P	H <sub>2</sub>	79	H <sub>2</sub> O	68	O <sub>2</sub>	45	HCl	52
C	NH <sub>3</sub>	86	CH <sub>4</sub>	86	H <sub>2</sub> O	66	N <sub>2</sub>	59
X	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	55	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	41	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	31	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	38
E	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	28	COCl <sub>2</sub>	28	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	24	PH <sub>3</sub>	17

Tableau 1 : les quatre premières molécules utilisées dans la présentation de la méthode, dans les cours, dans les exercices, dans l'évaluation.

Par rapport aux préconisations du programme, « Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples : H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, HCl, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>. », les molécules Cl<sub>2</sub> et CO<sub>2</sub> ne sont pas du toutes mentionnées dans le tableau. Nous constatons que pour les exercices, deux des molécules les plus citées ne sont

pas préconisées dans le programme et pour l'évaluation, il y en a trois : il y a donc plus d'innovation/originalité dans les exercices et l'évaluation que dans la présentation et dans le cours. Ce qui peut être compréhensible dans le cas de nouvelles notions à aborder, on stabilise la notion en apprentissage dans la première partie de la séquence en s'appuyant sur les préconisations du programme.

## Annexe 2 : questionnaire élèves

Consignes passation du questionnaire « élève » sur le modèle de Lewis en seconde.

Durée du questionnaire: 20 min

Anonyme (Préciser aux élèves que ce questionnaire n'est pas une évaluation).

Documents non autorisés.

Toutes remarques sur les questions formulées par les élèves et les problèmes rencontrés par les élèves ou vous-même seront les bienvenus.

Temps qui sépare la fin de votre cours et la passation de ce questionnaire:.....

Merci de votre collaboration.

### Questionnaire relatif à l'apprentissage du modèle de Lewis de la liaison covalente en classe de seconde

Données communes aux trois exercices:

Atomes	H	C	N	O	F	Si	S	Cl
Répartition électronique	(K)1	(K)2 (L)4	(K)2 (L)5	(K)2 (L)6	(K)2 (L)7	(K)2 (L)8 (M)4	(K)2 (L)8 (M)6	(K)2 (L)8 (M)7

#### Exercice 1:

Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes.

Dans chaque cas, justifier votre réponse.

Dans le cas de molécules non diatomiques, l'atome central est en gras.

Molécules	Représentation de Lewis	Justification
HF		
HCN		
CO <sub>2</sub>		
H <sub>2</sub> CO		

#### Exercice 2:

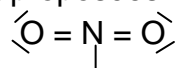
Les représentations de Lewis suivantes sont incomplètes.

Ajouter les doublets liants et/ou non liants manquants.

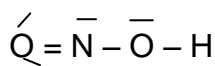
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{N} = \text{C} - \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{Cl} - \text{Si} - \text{Cl} \\   \\ \text{Cl} \end{array}$	$\text{H} - \text{S} - \text{H}$	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$
-------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------	----------------------------------

#### Exercice 3:

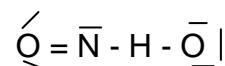
Trois possibilités de représentation de Lewis de la molécule d'acide nitreux HNO<sub>2</sub> sont proposées :



(1)



(2)



(3)

Cocher la ou les bonnes réponses et justifier votre choix.

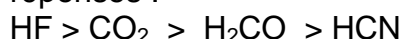
- Les 3 représentations sont correctes.
- Seule, la représentation 1 est correcte.

- Seule, la représentation 2 est correcte.
- Seule, la représentation 3 est correcte.
- Les deux représentations 1 et 2 sont correctes.
- Les deux représentations 1 et 3 sont correctes.
- Les deux représentations 2 et 3 sont correctes.
- On ne peut pas répondre.

## Annexe 2 bis : analyse réponses élèves

### Analyse des réponses de l'exercice 1:

Quelle que soit la classe considérée, on retrouve toujours dans cet ordre de bonnes réponses :



Une minorité n'a pas positionné l'atome en gras au centre de la molécule ou bien ont dupliqué certains atomes donc ils ont formé des liaisons supplémentaires.

Répartition des réponses pour l'exercice 1 :

	HF			HCN			OCO			HCHO		
	F	V	PDR	F	V	PDR	F	V	PDR	F	V	PDR
% EN+MA	36	59	5	61	33	8	45	49	6	54	38	8

F : Faux ; V : Vrai ; PDR : Pas de réponses

En moyenne, 6% d'élèves n'ont pas répondu à l'une des questions de cet exercice.

HF (59% BR) et  $\text{CO}_2$  (49% BR) sont des molécules « classiques » qui sont souvent vues en cours.

Nous pouvons constater qu'environ 20% des élèves qui ont répondu correctement lors de ces deux molécules précédentes ne donnent pas de justifications. Pour ces élèves, décrire la molécule c'est déjà une justification.

HCHO (38% BR) et HCN (33% BR) sont des molécules qui sont souvent abordés lors des exercices. Les erreurs sont dues au non-respect de la règle de l'octet de l'atome de C et de N.

Pour les réponses exactes, nous avons la répartition suivante :

	HF				HCN				OCO				HCHO			
	JE	JF	DES	PDR	JE	JF	DES	PDR	JE	JF	DES	PDR	JE	JF	DES	PDR
JUST %	21	9	42	19	17	8	42	7	21	8	43	15	20	7	40	11

Sur l'ensemble de ces quatre molécules, le taux de justification exact sur les réponses justes est constant et vaut 22%. Nous avons considéré qu'une justification était correcte quand les règles de l'octet ou du duet étaient mentionnées. La description des doublets liants et non liants de chaque atome ne constitue pas une justification juste. Par contre, nous avons pointé les élèves qui ont une justification fautive mais une description de la molécule (ou des atomes) justes avec les doublets liants et non liants.

La référence aux règles de l'Octet et du Duet n'est faite que dans un petit nombre de cas.

Or ces règles sont préconisées dans cette même partie de programme 2-1 et dans les connaissances et savoir-faire exigibles, nous trouvons: « *Connaître les règles du "duet" et de l'octet et savoir les appliquer pour rendre compte des charges des ions monoatomiques existants dans la nature.* »

### Analyse des réponses de l'exercice 2:

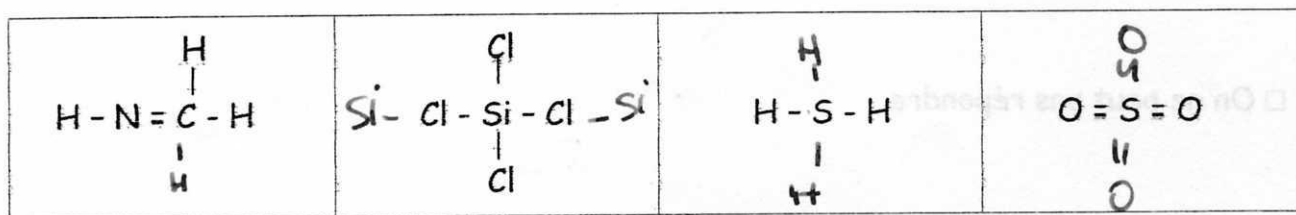
Quelle que soit la classe considérée :

- la représentation de Lewis la mieux réussie est celle du tétrachlorure de silicium (63% de réponses correctes) ;
- puis à égalité  $\text{CH}_2\text{NH}$  (58%) et  $\text{H}_2\text{S}$  (57%) ;
- celle d'oxyde de soufre a été la représentation de Lewis la moins bien représentée (43%).

Le pourcentage de non-réponses à cet exercice est beaucoup plus important dans les classes de l'EN (30%) que dans celle du MA (15%). Nous avons constaté que le temps de passation du questionnaire n'influe pas le résultat.

Il y a aussi incompréhension 2% d'élèves sur le terme « incomplet » : effectivement,

certains élèves ont rajouté des atomes et par conséquent le nombre de liaisons entre atomes.



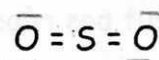
Nous avons rapporté dans le tableau suivant les trois erreurs les plus fréquentes pour chaque représentation :

CH <sub>2</sub> NH	Si(Cl) <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> S	SO <sub>2</sub>
N: 3 dl et 2 dnl et C correct	Cl : 1 dl et 1 dnl et Si : 4 dl et 0 dnl	S : 2 dl et 0 dnl et H : 1 dl et 1 dnl	S : 4 dl et 1 dnl et O correct
C: 4 dl et 1 dnl et N correct	Cl : 3 dl et 1 dnl et Si : 4 dl et 0 dnl	S : 4 dl et 2 dnl et H correct	S : 4 dl et 2 dnl et O correct
H : 1 dl et 3 dnl		H : 1 dl et 3 dnl et S : 2 dl et 0 dnl	O : 1 dl et 3 dnl et S 2 dl et 0 dnl

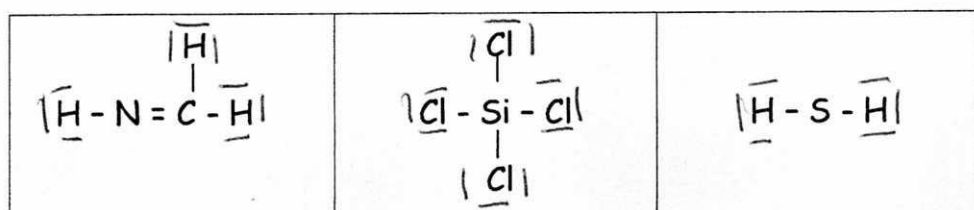
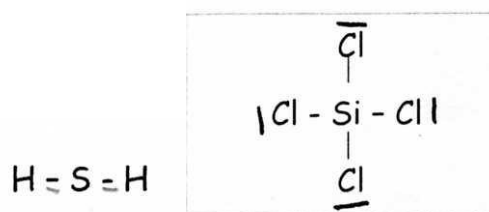
Tableau 2 : erreurs les plus fréquentes de l'exercice 2 (dl : doublet liant, dnl : doublet non liant)

Nous avons classé les erreurs comme suit :

- Vérification de la règle de l'octet pour tous les atomes sans tenir compte du nombre total d'électrons engagés ; exemple



- Vérification de la règle de l'octet ou duet que pour certains atomes de la molécule ;  
exemple :



« impossible » dans le cas de SO<sub>2</sub> car « problème de dépassement de la règle de l'octet pour S » d'après 4 % d'élèves.

### Analyse des réponses de l'exercice 3

Nous avons admis que pour une justification soit correcte, il faudrait que les termes du duet ou de l'octet soient écrits ou alors « implicite » comme par exemple dans l'expression « nombre d'électron sur la couche externe ». 56% d'élèves ont répondu correctement et nous avons 6% de non-réponses.

Ensuite, les réponses fausses les plus représentées sont e (15%) et b (11%).

Parmi les exemples de justifications pour la réponse (e) :

- la règle de l'octet n'est pas appliquée à l'atome d'azote.
- pas d'allusion à la règle de l'octet : seules les dl et dnl sont données sans référence à la règle de l'octet
- seule la formule 3 est éliminée à cause des 2 dl de H sans considération des autres atomes de la molécule.