



HAL
open science

La liaison chimique : analyse épistémologique et didactique. Étude de pratiques d'enseignants-chercheurs en licence première année

Julien Valentin

► To cite this version:

Julien Valentin. La liaison chimique : analyse épistémologique et didactique. Étude de pratiques d'enseignants-chercheurs en licence première année. Education. Université de Bretagne occidentale - Brest, 2023. Français. NNT : 2023BRES0079 . tel-04573937

HAL Id: tel-04573937

<https://theses.hal.science/tel-04573937>

Submitted on 13 May 2024

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.

COLLEGE EDUCATION, LANGAGES

DOCTORAL INTERACTIONS, COGNITION

BRETAGNE CLINIQUE, EXPERTISE



Université de Bretagne Occidentale

THESE DE DOCTORAT DE

L'UNIVERSITE
DE BRETAGNE OCCIDENTALE

ECOLE DOCTORALE N° 646

Education, Langages, Interactions, Cognition, Clinique, Expertise

Spécialité : *Didactique des sciences*

Par

Julien VALENTIN

La liaison chimique : analyse épistémologique et didactique. Étude de pratiques d'enseignants-chercheurs en licence première année.

Thèse présentée et soutenue à Rennes, le 13 Décembre 2023

Unité de recherche : Centre de Recherches sur l'Éducation, les Apprentissages et la Didactique (CREAD)

Rapporteurs avant soutenance :

Ludovic MORGE

Professeur des universités, Université Clermont-Auvergne

David CROSS

Maître de conférences HDR, Université de Montpellier

Composition du Jury :

Présidente : Patricia MARZIN-JANVIER

Professeure des universités, Université de Bretagne occidentale

Examineurs : Sophie CANAC

Maitresse de conférences, Université Paris Est – Créteil

David CROSS

Maître de conférences HDR, Université de Montpellier

Cécile DE HOSSON

Professeure des universités, Université Paris Cité

Ludovic MORGE

Professeur des universités, Université Clermont-Auvergne

Dir. de thèse : Isabelle KERMEN

Professeure des universités, Université de Bretagne occidentale

Remerciements

Dans un manuscrit de thèse, il est de coutume d'adresser des remerciements. Formuler ces mots de gratitude n'est pas nécessairement plus difficile que la rédaction de la thèse elle-même, mais l'importance de ne laisser personne dans l'oubli m'amène à adresser, en premier lieu, mes sincères remerciements à l'ensemble des personnes qui m'ont soutenu tout au long de ces six années, en particulier lors de la phase de rédaction.

Je tiens à exprimer ma profonde reconnaissance envers Isabelle Kermen pour son expertise en didactique de la chimie, la qualité de ses relectures, ainsi que ses précieux conseils qui ont grandement contribué à la finalisation de cette thèse.

Je remercie l'ensemble des enseignants-chercheurs que j'ai rencontrés, qui m'ont accueilli dans leurs séances de cours, qui ont accepté d'être filmés et qui ont pris du temps pour échanger avec moi lors des entretiens.

Mes remerciements les plus chaleureux vont à Cécile de Hosson et David Cross, qui ont accepté de superviser mon comité de suivi de thèse. Leur soutien et leurs encouragements m'ont été d'une grande aide pour mener ce travail à terme.

Je souhaite également exprimer ma gratitude envers les rapporteurs et les membres du jury pour leur contribution scientifique lors de la soutenance.

Je ne saurais oublier Julien Browaey, sans lequel je n'aurais entrepris cette thèse, tout en exerçant un emploi à temps plein de professeur. Julien a m'a aidé, non seulement sur le plan scientifique, mais aussi sur le plan psychologique, me permettant de surmonter les obstacles et de mener à bien ce doctorat.

Mes ami·es et collègues qui ont accepté de relire des parties de ce manuscrit pour corriger les erreurs, que je n'aurais pas remarquées, méritent également ma plus sincère reconnaissance. Je nomme Nathalie, Renée, Sara, Sébastien, Vincent et Bruno (pour l'anglais), qui auront droit à du champagne, beaucoup de champagne. Je reste évidemment responsable de toute coquille résiduelle.

Je tiens également à adresser mes pensées à Anne, Maud, Corentin et Helmy, les "doc'en puissance" qui m'ont apporté un grand réconfort dans les moments difficiles.

Bien sûr, je ne peux oublier de remercier Émilie, Julie, Mathilde, Charlotte, Antoine, Artur, Cyril, Michel, Éric, Pascal et Rémi (ARDIST) ainsi que Rémi (Paris) qui m'ont supporté de très près ces derniers mois.

Enfin, en ce 15 octobre 2023, à 22h05, je suis ravi de pouvoir – enfin – mettre un point final à cette thèse.

A quien le importa lo que yo haga, A quien le importa lo que yo diga, yo soy así, así seguí, nunca cambiaré (Alaska y Dinarama)

Table des matières

Remerciements	2
Liste des figures.....	10
Liste des tableaux.....	13
Liste des photos	15
Liste des annexes.....	16
Chapitre I. Introduction	17
Chapitre II. Quelques aspects des pratiques enseignantes des enseignants-chercheurs ...	21
II.1. Qu'appelle-t-on « pratiques enseignantes » ?.....	21
II.2. Ce que l'on sait des pratiques enseignantes des EC ne prenant pas en compte l'aspect disciplinaire	22
II.2.1. Les missions des enseignants à l'université : composer entre enseignement et recherche.	23
II.2.2. Le cours en amphithéâtre au centre des pratiques enseignantes des EC.....	24
II.2.3. La nécessité d'évolution des pratiques des EC.....	25
II.2.4. L'évaluation des étudiants	26
II.3. Les études des pratiques des EC prenant en compte les disciplines physique et chimie.....	27
II.4. Conclusion	28
Chapitre III. La double approche didactique et ergonomique pour analyser les pratiques des enseignants.....	29
III.1. La théorie de l'activité	30
III.1.1. Tâche et activité.....	30
III.1.2. La double régulation de l'activité.....	31
III.2. Articulation des cadres de Piaget et Vygotsky pour l'apprentissage des élèves	33
III.3. La complexité des pratiques : la prise en compte des déterminants de l'activité enseignante.....	34

III.4.	La méthodologie générale de la double approche	36
III.5.	La double approche adaptée à l'analyse de séances de chimie à l'université.....	38
III.5.1.	Particularités de l'enseignement de la chimie à l'université en vue d'une adaptation de la méthodologie.....	38
III.5.2.	Les proximités-en-acte repérées par les chercheurs comme intermédiaire facilitant l'accession au savoir par les étudiants.....	41
Chapitre IV.	Cadre d'analyse du savoir en chimie.....	47
IV.1.	Description des trois registres.....	48
IV.1.1.	Le registre théorique.....	48
IV.1.2.	Le registre empirique.....	48
IV.1.3.	Le registre des modèles.....	49
IV.2.	Considérations sémiotiques.....	51
IV.2.1.	Relation sémiotique triadique selon Peirce.....	52
IV.2.2.	Sémiotique selon Duval.....	53
IV.3.	Un exemple de fonctionnement du cadre en 3 registres : le cas des transformations chimiques.....	55
IV.3.1.	Appropriation de ce cadre par Kermen.....	55
IV.3.2.	Intérêt du cadre en 3 registres.....	56
Chapitre V.	Analyse épistémologique et didactique du savoir de référence.....	58
V.1.	Savoir savant et savoir de référence	58
V.2.	Les types de liaisons et les modèles choisis pour les décrire	58
V.3.	Les ouvrages choisis pour constituer le savoir de référence.....	60
V.4.	Théories considérées	61
V.4.1.	Quelques concepts de la théorie électromagnétique.....	62
V.4.2.	Quelques concepts de la théorie quantique	63
V.5.	Le modèle quantique de l'atome	65
V.5.1.	Approximations pour résoudre l'équation de Schrödinger.....	65
V.5.2.	Nomenclature des fonctions d'onde.....	65
V.5.3.	Représentation conventionnelle des orbitales atomiques.....	66
V.5.4.	Configuration électronique d'un atome.....	67
V.5.5.	Lien avec le registre empirique.....	68

V.6.	Les modèles de description de la liaison covalente	69
V.6.1.	Définition classique d'une liaison covalente	69
V.6.2.	Modèles quantiques de description de la liaison covalente.....	71
V.6.3.	Modèle de Lewis.....	77
V.6.4.	Analyse sémiotique.....	92
V.6.5.	Lien avec le registre empirique.....	94
V.7.	Modèle de description de la liaison ionique	95
V.7.1.	L'électronégativité d'un élément chimique et la polarité d'une liaison.....	95
V.7.2.	La liaison ionique est un cas limite de la liaison covalente.....	96
V.7.3.	Lien avec le registre empirique.....	97
V.8.	Les modèles de description des liaisons intermoléculaires	98
V.8.1.	Le modèle des liaisons de Van der Waals.....	98
V.8.2.	Le modèle de description de la liaison hydrogène	100
V.8.3.	Lien avec le registre empirique.....	101
V.9.	Conclusion à propos des modèles décrivant la typologie des liaisons chimiques	102
V.9.1.	Modèle électromagnétique unificateur	102
V.9.2.	Au-delà du modèle classique : prise en compte de l'aspect quantique.....	104
V.9.3.	Probable origine de l'absence d'unification	104
V.9.4.	Retour sur les modèles dépendants	105
V.10.	Caractérisation expérimentale d'une liaison chimique	106
V.10.1.	Images de résolution atomique	107
V.10.2.	Longueur moyenne de liaison et énergie moyenne de dissociation : grandeurs expérimentales ?	
	116	
V.11.	Fonctionnement du cadre en 3 registres appliqué à la liaison chimique	117

Chapitre VI. Les difficultés et les conceptions des élèves et étudiants à propos de la liaison chimique 121

VI.1.	Les origines des difficultés et conceptions des élèves et des étudiants	122
VI.2.	Les types de difficultés	122
VI.3.	Les difficultés induites par l'enseignement traditionnel de la liaison chimique par type de liaison . 123	
VI.3.1.	Le découpage traditionnel et sa probable origine	123
VI.3.2.	Les conséquences de ce découpage.....	125

VI.4. Les difficultés induites par les explications de nature téléologique et anthropomorphique et les dérives de l'usage la règle de l'octet.....	126
VI.5. Les difficultés induites par les représentations de la liaison.....	128
VI.5.1. Le trait symbolisant la liaison covalente donne une vision statique de la liaison	128
VI.5.2. Le trait symbolisant la liaison covalente induit l'idée d'un lien matériel entre les noyaux des atomes	129
VI.5.3. La formule brute ne renseigne pas sur le type de liaison	131
VI.5.4. Des confusions peuvent être générées par une appréhension insuffisante des symboles	132
VI.6. Les difficultés liées à la mécanique quantique	133
Chapitre VII. Enquête préalable avec deux spécialistes du savoir	135
VII.1. Choix des EC spécialisés pour mener l'enquête.....	135
VII.2. Présentation de l'entretien.....	136
VII.2.1. Objectifs détaillés.....	136
VII.2.2. Protocole d'entretien	137
VII.3. Méthodologie de recueil, de traitement et d'analyse	139
VII.3.1. Recueil des données et traitement	139
VII.3.2. Méthodologie d'analyse	139
VII.4. Résultats des entretiens et interprétation	141
VII.4.1. La liaison chimique : pour les chercheurs ou pour l'enseignement ?.....	141
VII.4.2. Le modèle de Lewis dans l'enseignement	142
VII.4.3. Les modèles quantiques de description de la liaison covalente.	145
VII.4.4. Description de toute liaison chimique selon un modèle électromagnétique dans le cadre d'un enseignement	146
VII.4.5. L'incontournable à enseigner	147
VII.5. Conclusion de l'enquête auprès des spécialistes U1 et U2	148
Chapitre VIII. Problématique et questions de recherche	151
Chapitre IX. Analyse des ouvrages	159
IX.1. Choix des ouvrages	159
IX.2. Méthodologie d'analyse	160

IX.2.1.	Méthodologie pour répondre à la QR1 : définition des différents types de liaison chimique en lien avec le modèle électromagnétique.....	160
IX.2.2.	Méthodologie pour répondre à la QR2 : ce que disent les ouvrages à propos de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis.....	163
IX.3.	Résultats et interprétation.....	166
IX.3.1.	Résultats de la QR1 et interprétation : définition des divers types de liaison chimique en relation avec le modèle électromagnétique et discussion	166
IX.3.2.	Résultats de la QR2 et interprétation : ce que disent les ouvrages à propos de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis.....	173
IX.4.	Conclusion	180
Chapitre X. Analyse des programmes		184
X.1.	Choix des programmes analysés	185
X.1.1.	Structure des programmes à l'université.....	185
X.1.2.	Recueil de données.....	185
X.1.3.	Programmes de CPGE	186
X.2.	Méthodologie d'analyse	188
X.3.	Résultats et interprétation.....	190
X.3.1.	Réponse à la QR3 : Définition d'une liaison chimique selon le modèle électromagnétique et caractéristiques des liaisons	190
X.3.2.	Réponse à la QR4 : types de liaison et modèles	191
X.3.3.	Réponse à la QR5 : Fonctionnement des modèles	194
X.3.4.	Réponse à la QR6 : référence aux symboles.....	195
X.4.	Conclusion	196
Chapitre XI. Analyse de séances de cours effectives.....		198
XI.1.	Méthodologie de recueil de données.....	199
XI.1.1.	Présentation des EC observés pour l'étude de cas.....	199
XI.1.2.	Séances de cours observées	200
XI.1.3.	Entretien après l'ensemble des séances de cours.....	201
XI.2.	Méthodologie de traitement des données.....	202
XI.2.1.	Cas des séances de cours portant sur le modèle de Lewis	202

XI.2.2.	Cas des séances de cours portant sur les autres modèles de liaisons.....	203
XI.3.	Méthodologie d'analyse	203
XI.3.1.	Méthodologie pour répondre à QR7 : ce qui disent les EC à propos du modèle de Lewis.	203
XI.3.2.	Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR7 : modèles autres que le modèle de Lewis.....	212
XI.3.3.	Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR8 : lien entre le registre empirique et le registre des modèles	214
XI.3.4.	Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR9 : accompagnement fourni aux étudiants lorsque les EC présentent le modèle de Lewis	215
XI.4.	Résultats de la QR7 et interprétation : cas du modèle de Lewis.....	218
XI.4.1.	Découpage du texte en épisodes	218
XI.4.2.	Analyse du contenu chimique du discours	219
XI.4.3.	Conclusion	236
XI.5.	Réponse à la QR7 : cas du modèle des OM et des modèles de liaisons intermoléculaires.....	237
XI.5.1.	Les modèles de liaisons intermoléculaires	237
XI.5.2.	Analyse de la présentation du modèle des orbitales moléculaires.....	243
XI.6.	Réponse à la QR8 : Lien entre le registre empirique et le registre des modèles	247
XI.6.1.	Cas des séances de cours portant sur le modèle de Lewis	247
XI.6.2.	Cas des séances portant sur les autres modèles de liaison	249
XI.6.3.	Conclusion	252
XI.7.	Réponse à la QR9 : analyse des catégories d'accompagnement et interprétation.....	253
XI.7.1.	Occurrences des diverses catégories d'accompagnement	253
XI.7.2.	Les questions posées aux étudiants	253
XI.7.3.	Les appels aux acquis antérieurs.....	254
XI.7.4.	Les références à l'examen	255
XI.7.5.	Les références aux difficultés et conceptions des étudiants.....	255
XI.7.6.	Les explications téléologiques et anthropomorphiques.....	257
XI.7.7.	Les métaphores et images humoristiques	259
XI.8.	Conclusion	261
Chapitre XII.	Analyse des pratiques déclarées de 4 EC.....	264
XII.1.	Présentation des entretiens.....	264
XII.1.1.	Choix des EC interviewés	264
XII.1.2.	Protocole d'entretien et lien avec les QR	265

XII.2. Méthodologie	268
XII.2.1. Méthodologie de recueil et traitement.....	268
XII.2.2. Méthodologie d'analyse	268
XII.3. Résultats de cette série d'entretiens et interprétation	269
XII.3.1. La liaison chimique en recherche et dans l'enseignement	269
XII.3.2. Représentation des liaisons	272
XII.3.3. Les représentations figuratives des atomes et des molécules obtenues par des appareils de résolution atomique	273
XII.3.4. La connaissance des études didactiques existantes et l'introduction de la liaison par un modèle électromagnétique	275
XII.3.5. L'incontournable à enseigner à propos de la liaison chimique à un public de L1 en spécialisé en chimie	277
XII.4. Conclusion de cette série d'entretiens	277
XII.5. Synthèse des réponses aux QR	281
Chapitre XIII. Conclusion	284
Bibliographie	291
Table des matières détaillée	384

Liste des figures

Figure 1 : schéma de la double régulation de l'activité selon Rogalski (2008a)	32
Figure 2 : les cinq composantes des pratiques enseignantes selon le cadre de la DADE (Kermen, 2018b)	36
Figure 3 : les deux composantes des pratiques enseignantes et les déterminants de l'activité enseignante selon la DADE (d'après Bouard et al., 2022).....	36
Figure 4 : présentation et articulation des trois registres de la chimie.....	47
Figure 5 : relation sémiotique triadique selon Peirce.....	52
Figure 6 : articulation des trois registres à propos des transformations chimiques (Kermen, 2016a).....	56
Figure 7 : interaction entre deux particules chargées de signes contraires	62
Figure 8 : représentations conventionnelles des orbitales atomiques s et p (Rivail, 1999, p. 36)	66
Figure 9 : catégorisation des électrons de valence de l'atome d'oxygène	68
Figure 10 : variation de l'énergie potentielle en fonction de la distance entre les noyaux d'atome d'hydrogène	70
Figure 11 : représentations conventionnelles des orbitales liantes et antiliantes	73
Figure 12 : diagramme d'interaction de la molécule de dihydrogène H ₂	73
Figure 13 : niveaux d'énergie de valence pour l'atome de carbone à l'état fondamental et à l'état excité ; principe de l'hybridation (Smith, 2020, p. 7).....	75
Figure 14 : représentation conventionnelle des quatre orbitales hybrides de l'atome de carbone (Smith, 2020, p. 7)	76
Figure 15 : l'atome cubique selon Lewis ; représentation des électrons de la couche externe des atomes des éléments de la deuxième période du tableau de la classification périodique (Lewis, 1916, p. 767)	80
Figure 16 : représentations de la molécule de diiode dans le cadre du modèle cubique (Lewis, 1916, p. 775).....	82

Figure 17 : deux représentations de la molécule de dioxygène (Lewis, 1916, p. 778).....	83
Figure 18 : représentations de molécules selon Lewis (Lewis, 1923, p. 82, 87 & 89).....	86
Figure 19 : mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes.....	87
Figure 20 : schémas de Lewis de quelques molécules.....	89
Figure 21 : analyse sémiotique du trait représentant la liaison covalente selon Kermen (2020, 2022)	93
Figure 22 : schéma de Lewis de la molécule de dihydrogène et représentations conventionnelles des OM obtenues selon le modèle éponyme.....	93
Figure 23 : schéma de Lewis et diagramme des OM de O ₂	95
Figure 24 : liaison AB covalente polarisée.....	96
Figure 25 : représentation conventionnelle d'une maille pour le chlorure de sodium (Malgrange et al., 2011, p. 161).....	97
Figure 26 : les divers types de liaisons chimiques sont caractérisés par des énergies de dissociation dont les valeurs typiques se recouvrent (Levy Nahum et al., 2010).....	104
Figure 27 : images de résolution atomico-moléculaire obtenues par AFM (Alldritt et al., 2020, p. 5)	107
Figure 28 : dynamique d'articulation des trois registres lors de l'obtention d'images de résolution atomique.....	114
Figure 29 : articulation des registres de la chimie appliquée à la liaison chimique	120
Figure 30 : analyse sémiotique prenant en compte l'interprétation privée d'un étudiant...	130
Figure 31 : diverses représentations proposées par des élèves de lycée (Cokelez & Dumon, 2005, p. 1021).....	132
Figure 32 : extrait de O1 (Rouquérol et al., 2016, p. 115)	162
Figure 33 : programme de l'unité d'enseignement de la L1 mention chimie, université A ..	186
Figure 34 : extrait du programme de chimie de la classe de PCSI (MESRI, 2013, p. 18)	187
Figure 35 : en-tête d'un épisode transcrit et frise montrant la segmentation en épisodes et thématiques associées pour la séance de cours de EC1.....	203

Figure 36 : exemple de recherche de concordance autour du lemme pivot « électron »	207
Figure 37 : images humoristiques provenant du document que EC1 projette durant la séance de cours.	217
Figure 38 : découpage du discours de EC1.....	218
Figure 39 : découpage du discours de EC2.....	218
Figure 40 : découpage du discours de EC3.....	218
Figure 41 : analyse du discours des EC selon une approche triadique.....	230
Figure 42 : reproduction de ce que EC1 écrit au tableau	232
Figure 43 : reproduction de ce que EC1 écrit au tableau	232
Figure 44 : extrait du document d'accompagnement de EC3.....	232
Figure 45 : extrait du document d'accompagnement de EC3.....	235
Figure 46 : maille éclatée visant à représenter le chlorure de sodium (les boules vertes représentent les anions chlorure et les boules grises les cations sodium)	240
Figure 47 : occurrences des catégories d'accompagnement repérées dans le discours de EC1 et EC2 (rapportées à l'unité horaire)	253
Figure 48 : reproduction du schéma de Lewis de l'eau proposé par EC1 lors de séance de cours	256
Figure 49 : schéma de Lewis de l'eau reflétant la géométrie coudée de la molécule	256
Figure 50 : image issue du document de cours de EC2	260
Figure 51 : considérations de symétrie pour établir la fonction d'onde électronique moléculaire (Vidal, 1993, p. 105).....	312

Liste des tableaux

Tableau 1 : modèles décrits dans le savoir de référence.....	59
Tableau 2 : indicateurs mettant en avant les concepts du modèle électromagnétique.....	139
Tableau 3 : définition des catégories permettant de repérer des éléments du modèle électromagnétique.....	161
Tableau 4 : indicateurs permettant de repérer le modèle originel de Lewis	164
Tableau 5 : indicateurs permettant de repérer la définition de la liaison covalente selon Lewis	164
Tableau 6 : indicateurs permettant de caractériser les références au registre empirique...	166
Tableau 7 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir une liaison covalente	167
Tableau 8 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir une liaison ionique dans le cadre du modèle du cristal parfait.....	170
Tableau 9 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir des liaisons de Van der Waals.....	171
Tableau 10 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir une liaison hydrogène.....	172
Tableau 11 : référence au modèle de Lewis originel et utilisation du modèle.....	173
Tableau 12 : définition d'une liaison covalente dans chacun des ouvrages.....	175
Tableau 13 : résultats concernant les symboles.....	177
Tableau 14 : repérage de la mise en fonctionnement du modèle de Lewis.....	179
Tableau 15 : mentions de licence des programmes analysés.....	185
Tableau 16 : indicateurs permettant de repérer les catégories lors de l'analyse des programmes	189
Tableau 17 : repérage des différentes catégories dans les programmes.....	190
Tableau 18 : spécialité des EC observés et mention de L1 dans laquelle ils enseignent.....	199

Tableau 19 : description des séances de cours observées et filmées. Les séances transcrites dans leur intégralité sont en gras.	200
Tableau 20 : exemple de description des composantes cognitive et médiative pour un épisode de la séance de cours de EC1	205
Tableau 21 : indicateurs permettant de repérer les références au registre empirique.....	207
Tableau 22 : indicateurs permettant de repérer les références au registre des modèles	208
Tableau 23 : les différentes thématiques repérées et les couleurs associées.....	208
Tableau 24 : indicateurs permettant de repérer les références au modèle de Lewis originel	209
Tableau 25 : indicateurs permettant de repérer le modèle électromagnétique pour définir une liaison chimique covalente	210
Tableau 26 : indicateurs permettant de repérer le statut de la règle de l'octet	211
Tableau 27 : indicateurs permettant de repérer le modèle électromagnétique pour définir une liaison chimique	213
Tableau 28 : indicateurs permettant de repérer les différentes catégories associées au modèle des OM	214
Tableau 29 : occurrences des indicateurs essentiels du modèle électromagnétique dans les discours de EC1 et EC2	223
Tableau 30 : définition générale d'une liaison chimique donnée par les EC	224
Tableau 31 : définitions de la liaison chimique covalente dans le cadre du modèle de Lewis	226
Tableau 32 : énoncé de la règle de l'octet par les 3 EC.....	227
Tableau 33 : discours des EC lors de l'introduction du symbole de la liaison covalente selon Lewis.....	229
Tableau 34 : catégories associées au modèle des OM	244
Tableau 35 : références au registre empirique dans le discours des EC	247

Liste des photos

Photo 1 : le glacier Perito Moreno vu depuis la péninsule de Magellan (photo personnelle)	117
Photo 2 : photo accompagnant le commentaire de l'ouvrage O3 (Burrows et al., 2012, p. 135)	166
Photo 3 : capture du tableau de EC1 lors de sa séance de cours portant sur le modèle de Lewis	201

Liste des annexes

Annexe 1 : code python pour obtenir la courbe montrant la variation d'énergie potentielle d'un système constitué de deux atomes d'hydrogène en fonction de la distance internucléaire	309
Annexe 2 : construction des orbitales moléculaires de H ₂	312
Annexe 3 : programme de l'UE dans laquelle enseigne EC1.....	314
Annexe 4 : programme de l'UE dans laquelle enseigne EC2.....	314
Annexe 5 : : programme de l'UE dans laquelle enseigne EC3.....	315
Annexe 6 : transcription de l'entretien avec U3.....	316
Annexe 7 : transcription de l'entretien avec U4.....	323
Annexe 8 : transcription de l'entretien avec U5.....	330
Annexe 9 : transcription de l'entretien avec U6.....	337
Annexe 10 : transcription de la séance de cours de EC1	343
Annexe 11 : transcription de la séance de cours de EC2	360
Annexe 12 : description des composantes cognitives et médiatives de la séance de cours de EC1.....	370
Annexe 13 : description des composantes cognitives et médiatives de la séance de cours de EC2.....	375
Annexe 14 : description des composantes cognitives et médiatives de la séance de cours de EC3.....	379

Chapitre I. Introduction

Les pratiques enseignantes des enseignants-chercheurs (désignés par l'acronyme EC dans tout le manuscrit) à l'université en France et à l'international ont fait l'objet de diverses études ces trois dernières décennies mais celles prenant en charge une discipline sont curieusement rares (Aillères, 2020). Une recherche de publications relativement récentes portant sur les pratiques des EC (Aillères, 2020; Canac et al., 2021; de Hosson et al., 2018; Endrizzi, 2017; Manrique, 2017) montre effectivement que les différents auteurs se citent mutuellement et font référence à des articles datant parfois de plus de vingt ans. Les premières publications relatives à l'analyse des pratiques des enseignants universitaires avaient une orientation essentiellement heuristique afin de décrire leur travail jusqu'alors méconnu, le réseau de contraintes auxquelles ils sont confrontés au quotidien et les facteurs influençant leurs pratiques (Becher, 1994; Bru, 2002; Romainville, 2006). Toutefois, très peu de ces études prennent en charge l'aspect disciplinaire (Bridoux et al., 2018; Clanet, 2001; de Hosson et al., 2018; Romainville, 2006).

La chimie est une discipline Académique expérimentale fondamentale qui occupe une place prépondérante dans le développement de connaissances nouvelles afin de comprendre le monde qui nous entoure. Sans être exhaustif, elle est présente dans la vie quotidienne à travers les industries agroalimentaire, pharmaceutique et pétrolière, dans l'environnement mais également dans des disciplines connexes comme la biochimie et la biologie. La chimie est au carrefour de nombreux enjeux tels que l'environnement, la santé publique, ou encore les nanotechnologies qui permettront sans doute de résoudre de nombreux défis actuels. Dans ce contexte, les EC de chimie jouent un rôle pivot car ils incarnent le lien entre la recherche et l'enseignement tout en contribuant, grâce à leur haut niveau d'expertise, à la formation des étudiants et au progrès scientifique. Leur mission dépasse celle de l'enseignement traditionnel car ils sont des acteurs de premier plan pour produire des savoirs nouveaux. Ils endossent la responsabilité de leur diffusion pour favoriser l'avancement de la recherche et montrer une pratique actuelle de la chimie.

Pourtant les études françaises portant sur les pratiques d'EC de chimie sont inexistantes, en dehors de celle proposée par Canac, Javoy et Kermen (2021) portant sur l'analyse de séances de travaux pratiques. Le même constat est également partagé à

l'international, ce qui fait qu'il y a ici un domaine relativement vaste qui reste sous-exploré. Nous souhaitons apporter une contribution supplémentaire en étudiant les pratiques enseignantes, d'enseignants-chercheurs de chimie, à l'université en France. Pour cela, nous choisissons un objet de savoir qui est à la fois ordinaire en chimie mais complexe à de nombreux égards : il s'agit de la liaison chimique. Enseignée dès la classe seconde au lycée en France, puis ensuite à l'université, la liaison chimique est essentielle parce qu'elle est à la base des modèles d'interprétation de la matière à l'échelle submicroscopique. Elle permet également d'expliquer toutes les transformations chimiques perceptibles par nos sens et revêt aussi une importance extrême en biologie pour interpréter la structure de l'ADN, des protéines ou justifier le lien structure-fonction des composés d'intérêt biologique (Kohn et al., 2018).

Les études didactiques existantes en France et à l'international à propos de la liaison chimique sont focalisées essentiellement sur les élèves et les étudiants et proposent une description de leurs difficultés et leurs conceptions (Bergqvist et al., 2016; Joki & Aksela, 2018; Levy Nahum et al., 2007, 2010; Syahrial et al., 2023). Selon Talanquer (2013) ces dernières ne peuvent cependant provenir que de l'enseignement et des ouvrages qui sont des ressources potentielles pour les enseignants. Il existe quelques publications relatant les conceptions d'enseignants à ce sujet (Bergqvist et al., 2016; Syahrial et al., 2023) ce qu'il fait qu'il reste ici aussi un domaine crucial dans l'enseignement de la chimie largement sous-investi. Cela justifie que nous centrons notre travail sur l'analyse de pratiques enseignantes d'EC lorsqu'ils enseignent le concept de liaison chimique à l'université et plus particulièrement en licence première année. Nous cherchons à expliquer ce que disent et font les EC à propos de la liaison chimique. D'ailleurs, il faudrait dire « des liaisons chimiques » puisque les chimistes établissent une véritable typologie des liaisons permettant de répondre à des questions particulières à propos des propriétés de la matière (Chaquin et al., 2014). Ce travail est principalement axé sur l'analyse du savoir qui reste peu documenté en didactique de la chimie.

Plan de thèse

Le manuscrit se décline en 13 chapitres (introduction et conclusions incluses) dont le contenu ne relève pas d'une démarche linéaire mais bien d'allers-retours multiples entre la littérature existante en didactique, le corpus de données constitué entre Février 2018 et Juin

2021 et les divers écrits intermédiaires qui ont été, entre autres, produits à l'occasion de communications.

Dans un premier temps, il s'agit de faire un état des lieux à propos des pratiques des EC de chimie à l'université afin de dégager des pistes à explorer (chapitre II). En didactique francophone, les analyses sont portées par des cadres théoriques et méthodologiques auxquels nous avons consacré les chapitres III et IV. Pour analyser les pratiques, nous utilisons le cadre théorique et méthodologique de la double approche didactique et ergonomique (ou DADE) conçu par Robert et Rogalski (2002) que nous adaptons à l'étude de pratiques d'EC à l'université (chapitre III). L'analyse épistémologique et didactique des savoirs en chimie est élaborée à l'appui du cadre de caractérisation des savoirs en chimie proposé et mis à l'épreuve par Canac (2017) et Kermen (2016a). Ce cadre d'analyse épistémologique est décrit, et discuté dans le chapitre IV. Le cadre de la DADE nécessite d'établir au préalable une analyse fine du savoir visé, à savoir la liaison chimique. Cependant, nous n'avons pas trouvé d'étude mettant en relief une analyse épistémologique et didactique riche à propos de cette notion c'est pourquoi nous avons fait le choix d'y consacrer un chapitre entier et conséquent dans cette thèse (chapitre V). Le chapitre VI est une description des difficultés connues des élèves et des étudiants à propos de la liaison chimique en France mais également à l'international. Enfin, avant de détailler la problématique et les questions de recherche (chapitre VIII), nous avons conduit une enquête préalable (chapitre VII) auprès de deux EC notoires dont la spécialité de recherche est centrée sur la liaison chimique afin qu'ils nous apportent une validation scientifique de certains aspects de notre analyse épistémologique et didactique.

Les quatre derniers chapitres concernent la présentation de la méthodologie de la recherche, des résultats et leur analyse en vue de répondre aux questions de recherche. Les chapitres IX et X consistent à une description ainsi qu'une analyse d'une partie du contexte institutionnel. Le chapitre IX porte sur l'analyse du savoir dans des ouvrages de premier cycle universitaire et le chapitre X est consacré à une analyse de programmes d'unités d'enseignements portant sur la liaison chimique dans des mentions de L1 de différentes universités. Enfin, les deux derniers chapitres sont dédiés à une étude des pratiques enseignantes de plusieurs EC :

- le chapitre XI est centré sur l'analyse de la trace observable des pratiques de 3 EC lorsqu'ils donnent des séances de cours portant sur la liaison chimique dans le cadre d'une unité d'enseignement en L1.
- Le chapitre XII vise à approcher la conception du savoir de 4 EC et ce qu'ils projettent de faire avec les étudiants à propos de la liaison chimique : il s'agit de leurs pratiques déclarées (Bosdeveix et al., 2018).

Dans chacun des cas, nous cherchons à caractériser l'impact éventuel de l'activité de recherche des EC sur leurs pratiques d'enseignement (Bridoux et al., 2018; de Hosson et al., 2015) et nous analysons comment ils composent avec divers facteurs pour formuler les choix façonnant ce qu'ils disent et ce qu'ils font lors de l'exposition des savoirs. Le dernier chapitre (chapitre XIII) est consacré à la conclusion générale et aux perspectives de travail à envisager à l'issue de cette thèse.

Chapitre II. Quelques aspects des pratiques enseignantes des enseignants-chercheurs

Dans ce chapitre, nous nous attachons à définir ce que sont les pratiques enseignantes et à proposer une brève description de ce que l'on sait des pratiques enseignantes des EC.

II.1. Qu'appelle-t-on « pratiques enseignantes » ?

Selon Bosdeveix et al. (2018), le concept de pratiques a été envisagé par divers auteurs selon différentes acceptations théoriques. Le terme « pratiques » recouvre l'action, l'activité (ce qui est mis en œuvre par un individu pour atteindre un objectif donné), le travail ou encore les trois notions simultanément (Bosdeveix et al., 2018). Dans les années cinquante, lorsque les pratiques d'enseignants du supérieur ont été approchées comme un objet à étudier (notamment en Amérique du Nord), seule la trace observable de ce que les enseignants faisaient devant les étudiants était étudiée (Altet, 2017). Les manières d'enseigner étaient quant à elles analysées à partir des qualités intrinsèques de l'enseignant supposées agir sur les performances des étudiants (Altet, 2017). Selon la même autrice, les recherches qui ont suivi ciblaient l'enseignant, notamment ses choix personnels, les actions qu'il planifie et qu'il met en œuvre. Ce n'est qu'ultérieurement¹ que le contexte dans lequel se déroule l'enseignement a été pris en compte pour l'étude des pratiques.

En cohérence avec les écrits de divers chercheurs (Bressoux, 2001; Robert, 2008; Robert & Rogalski, 2002), nous nous ancrons dans la perspective de la psychologie du travail. Dans cette visée, les pratiques enseignantes désignent tout ce que fait, pense ou dit l'enseignant, avant pendant et après le cours – y compris sur des temps longs - le tout étant influencé par un ensemble de déterminants (Robert, 2008). Cela inclut donc le travail de préparation, ce qui est dit ou fait pendant et après la séance de cours, les évaluations des étudiants etc.

L'enseignant a un rôle de médiation et de guidage qui s'exprime à travers ce qui est directement observable par ses actes et qui va de pair avec une activité mentale interne:

¹ La temporalité associée à ces évolutions n'est pas mentionnée par Altet (2017).

« La pratique de l'enseignant se compose d'une activité observable comme celle associée aux interactions langagières, et d'une activité mentale qui guide et accompagne l'activité observable. [...] Son intervention en classe ne doit plus se présenter sur le mode de la pure transmission, mais aussi sur celui de la médiation et du guidage, dans le cadre par exemple de démarches expérimentales ou de débats » (Bächtold et al., 2017, p. 7).

Le chercheur en didactique n'a accès qu'à la trace observable des pratiques des EC, ce que nous appelons le déroulement effectif du cours rendant compte des pratiques effectives. Les pratiques déclarées des EC recouvrent, quant à elles, tout ce que l'enseignant prévoit de faire avec les étudiants. Le chercheur y accède en collectant des données complémentaires lors d'entretiens (Clanet, 2004). Bosdeveix et ses co-auteurs (2018) définissent ainsi les pratiques déclarées :

« Nous proposons de les définir (les pratiques déclarées) comme un discours portant sur les intentions que l'enseignant assigne à son projet pédagogique, les actions déclarées qui relèvent des décisions prises pour une mise en œuvre d'un protocole avec les élèves et les remédiations envisagées suite à la prise de conscience d'un écart entre visées, actes et apprentissages effectifs des élèves » (Bosdeveix et al., 2018)

D'après ces mêmes auteurs, il n'existe pas de définition documentée des pratiques déclarées. C'est ainsi que dans une perspective plus large, nous considérons que ces dernières englobent tout discours de l'enseignant à propos de ce qu'il dirait ou ferait avec des élèves ou des étudiants sans que cela ait nécessairement un lien avec un protocole bien défini.

II.2. Ce que l'on sait des pratiques enseignantes des EC ne prenant pas en compte l'aspect disciplinaire

Selon de Hosson et al. (2018), la première étude française proposant une synthèse inédite sur les pratiques enseignantes à l'université et leur nécessité de transformation face à un public changeant et des politiques éducatives en mutation a été proposée par Annoot et Fave-Bonnet (2004). Dans l'ouvrage qu'elles ont coordonné, ces autrices décrivent les pratiques quotidiennes d'enseignants à l'université, leur impact sur les étudiants puis proposent des pistes à explorer pour des recherches ultérieures. Il s'agissait notamment de questionner le traitement de l'hétérogénéité des étudiants ou des facteurs influençant les

pratiques des enseignants. Cette synthèse révèle également que la réussite d'une démocratisation de l'enseignement à l'université n'est possible que si elle s'accompagne d'un changement de pédagogie.

II.2.1. Les missions des enseignants à l'université : composer entre enseignement et recherche.

En France, les enseignants à l'université sont imprégnés d'une double culture de l'enseignement et de la recherche impulsée par la promulgation de la loi Savary en 1984 (Fave-Bonnet, 2002). Les EC ont pour missions la production et la diffusion de savoirs qui s'inscrivent dans leur champ de recherche et un volume horaire² conséquent d'enseignement à assurer (Albero, 2015; Annoot & Fave-Bonnet, 2004; Clanet, 2001; Endrizzi, 2017). Bien que certains jeunes EC déclarent avoir le sentiment d'exercer deux métiers (Vatin, 2020), des recherches visant à approcher leur identité professionnelle montrent que les deux missions (enseignement et recherche) ne sont pas indépendantes. En effet, les EC vouent un attachement profond à leur discipline qu'ils cherchent à valoriser dans le texte du savoir qu'ils délivrent aux étudiants lors des séances de cours (Bridoux et al., 2018; de Hosson et al., 2015). Dans l'étude exploratoire qu'ils ont menée, Bridoux et al. (2018) considèrent « qu'un bon enseignant possède plusieurs caractéristiques : il sait montrer sa discipline, donner envie d'en savoir plus et montrer ce qu'est la recherche dans sa discipline ».

Endrizzi (2017) parle toutefois de tension entre les deux pôles que constituent enseignement et recherche. Certaines études montrent que les EC sont chercheurs avant d'être enseignants (Annoot & Fave-Bonnet, 2004; Musselin & Becquet, 2008) alors que Van Lankveld et al. (2017) mentionnent, dans une étude hors France, qu'il existe divers équilibres entre enseignement et recherche. En effet, selon ces derniers, certains EC consacrent davantage de temps à la recherche qu'à l'enseignement et inversement. De leur côté, Becquet et Musselin (2004) ainsi que Vatin (2020) décrivent une surcharge globale de travail chez les enseignants-chercheurs dont les tâches sont multiples (et ont tendance à se multiplier depuis la loi LRU en 2009). Les EC doivent chercher, diffuser les résultats de leurs recherches, animer

² Entre 128 et 192 heures par an pour les maîtres de conférences dans les universités en France. Cela a été fixé par la loi Savary de 1984 (Vatin, 2020)

et dynamiser des cours tout en gérant l'aspect administratif qui leur incombe. À tout cela s'ajoute le temps passé à rédiger des projets qui n'aboutissent pas toujours (écriture d'articles, proposition de communications dans le cadre de colloques ...). Selon Coulon et Paivandi (2008) ainsi que Bertrand (2014), le versant enseignement est sous-valorisé à l'université. Les enseignants sont peu formés à la pédagogie ce qui n'est guère étonnant puisque la mission d'enseignement n'est pas évaluée au contraire de celle de recherche. Selon les mêmes auteurs, cette absence de régulateur entraîne de grandes hétérogénéités du point de vue pédagogique et dans l'efficacité des cours. La mission de recherche fait partie intégrante de la profession d'enseignant-chercheur (Vatin, 2020). Dans la suite de ce manuscrit, nous formulons l'hypothèse que les pratiques de recherche influencent le discours que les enseignants tiennent aux étudiants.

II.2.2. Le cours en amphithéâtre au centre des pratiques enseignantes des EC

Le cours magistral en amphithéâtre est une composante phare de l'enseignement à l'université à laquelle les enseignants-chercheurs vouent un attachement profond (de Hosson et al., 2015). Les amphithéâtres sont associés à une tradition de liberté Académique dans lesquels la parole de l'enseignant est centrale (Annoot & Fave-Bonnet, 2004; Endrizzi, 2011; Romainville, 2006). Les enseignants disposent ainsi d'une importante marge de manœuvre en termes de choix pour diffuser une vision d'un domaine de leur discipline (Bruter, 2008; Romainville, 2006) tout en valorisant, auprès des étudiants, des savoirs parfois issus des laboratoires dans lesquels ils exercent (de Hosson et al., 2015; Endrizzi, 2011). L'analyse d'un recueil de données auprès de 248 enseignants du supérieur en France a montré que l'exposé magistral est celui qui est le plus souvent mis en œuvre lors des séances de cours en amphithéâtre alors que les méthodes plus actives sont réservées aux séances de travaux dirigés (TD) et de travaux pratiques (TP) (Duguet & Morlaix, 2018). Les conclusions formulées par ces dernières autrices rejoignent d'ailleurs celles de Boyer et Coridian (2002) presque vingt ans auparavant.

Concernant les étudiants, ils ont pour devoir d'écouter et de noter ce que dit ou écrit l'enseignant (Altet, 1994). Ainsi, le cours magistral a pour réputation d'être peu motivant pour les étudiants qui restent passifs car le discours de l'enseignant a la particularité d'être monologué (Altet, 1994; Boyer & Coridian, 2002). Cela ne favorise pas, ou en tous cas peu, les

interactions EC-étudiants, les interventions des étudiants se limitant généralement à des questions visant à faire répéter l'enseignant sans davantage expliciter le contenu. En effet, selon Clanet (2001, p. 348), « En cours magistral, l'étudiant qui intervient (ils sont en moyenne quatre à le faire dans un cours) demande à l'enseignant de répéter; face à cela, l'enseignant répète brièvement. ». Ce « magistrocentrisme » selon lequel l'EC « pilote, anime, dynamise la situation de cours » (Clanet, 2001, p. 347) est un vecteur de transmission des savoirs qui serait inadapté face aux étudiants dont le profil est changeant (Altet, 1994; Bertrand, 2014; Duguet & Morlaix, 2012).

II.2.3. La nécessité d'évolution des pratiques des EC

Beaucoup d'échecs d'étudiants sont constatés en France, particulièrement en première année d'université (Bertrand, 2014; Fernex et al., 2015). Les raisons de ces échecs sont plurielles : d'une part le nombre d'étudiants inscrits en première année de licence a considérablement augmenté entre 2013 et 2018 (environ 170000 en plus sur la période) alors que le budget alloué aux universités est resté globalement constant. Cette sous-budgétisation entraîne une diminution du taux d'encadrement des étudiants (Calviac, 2019). Pour éviter sa plus grande dégradation, une diminution drastique des volumes horaires a été opérée. La pratique du cours magistral est également décrite comme facteur d'échec en premier cycle universitaire (Leroux, 1997 cité par Altet, 2017).

Devant ce constat, les pratiques des EC ont été convoitées comme objet à transformer pour les rendre plus efficaces et favoriser l'apprentissage et la réussite des étudiants (Bertrand, 2014). Les pratiques enseignantes efficaces désignent un haut niveau d'expertise disciplinaire, didactique et pédagogique afin de réduire les écarts de performance entre les étudiants les plus forts et les plus faibles (Talbot, 2012). Des innovations pédagogiques comme le recours à l'apprentissage par problème (Assude et al., 2023) ainsi que l'utilisation d'outils numériques ont été mises en place pour remédier à l'échec à l'université (Duguet & Morlaix, 2012). Pour Loizon et Mayen (2015), le développement du numérique rend le cours magistral plus actif et moins monologué. La diversification des pratiques est incarnée à travers la conception de contenus mobilisant notamment des technologies récentes et du matériel innovant (boitiers de vote et actuellement questionnaires à choix multiples avec application

connectée) et promouvant une pédagogie plus active afin de stimuler les étudiants (Annoot & Fave-Bonnet, 2004; Bertrand, 2014; Duguet, 2018; Romainville, 2006).

En complément, il est souhaitable de motiver des étudiants en donnant une image concrète des disciplines, en contextualisant les apprentissages et en choisissant des exemples en lien avec le quotidien et les résultats de recherche en laboratoire (Bédard, 2006). Néanmoins, pour de Hosson et al. (2015), les changements dans les pratiques concernent peu d'enseignants et « les innovations peinent à investir d'autres espaces que ceux de leurs promoteurs » (*ibid*, p. 181).

II.2.4. L'évaluation des étudiants

Les pratiques peuvent également être approchées *via* l'évaluation des étudiants qui est décrite par Romainville (2006) et Endrizzi (2011) comme une composante lourde qui incombe aux EC. Les évaluations sont hétérogènes d'une université à l'autre. Selon Romainville (2006), généralement il y a une succession d'examens déconnectés les uns des autres dont le contenu ne repose pas sur des objectifs de formation. En conséquence, les étudiants se concentrent autour « d'un travail intellectuel morcelé et concentré sur les prochains obstacles au détriment de la réflexion et de l'approfondissement, attributs fondamentaux d'études universitaires » (Romainville, 2006, p. 108, rapportant les propos de Girod de l'Ain, 1997).

Pourtant, depuis la fin des années 2000, l'université a été marquée par une transformation profonde des formations avec notamment une professionnalisation des cursus en réponse à des besoins liés à l'industrie et à l'économie (Agulhon, 2007; Chauvigné & Coulet, 2010) ainsi qu'à l'homogénéisation des parcours en Europe suite au processus de Bologne (Agulhon, 2007). La standardisation des formations se manifeste à travers une approche par compétences. C'est ainsi que pour chaque mention de Licence, un référentiel de compétences européen est associé (MESRI, 2015). Selon Chauvigné et Coulet (2010), les universitaires sont réfractaires aux compétences. Il y voient une « inféodation de l'éducation aux intérêts économiques et un appauvrissement de l'enseignement par la relégation au second plan des savoirs » (Chauvigné & Coulet, 2010, p. 15). Si les compétences apparaissent sur les maquettes, peu de modifications sont effectives tant dans les formations, les méthodes d'enseignement et d'évaluation (*ibid*).

L'ensemble des considérations précédentes décrit des aspects des pratiques sans prendre en considération l'élément disciplinaire. Or il semblerait notamment que la discipline de rattachement des enseignants façonne leurs pratiques (Becher, 1994; Bridoux et al., 2018; de Hosson et al., 2015; Poteaux, 2013; Trede et al., 2012) de même que le type de cours dispensé et la filière considérée (Clanet, 2001). Par la suite, nous présentons les résultats d'études existantes de pratiques d'enseignants de physique et de chimie à l'université avec une approche résolument disciplinaire.

II.3. Les études des pratiques des EC prenant en compte les disciplines physique et chimie

La première étude française au niveau universitaire avec une approche indéniablement didactique a été réalisée par Manrique (2017). Elle propose une méthodologie d'analyse qualitative des cours magistraux conçus et donnés par des EC physiciens. Elle s'intéresse notamment à la transformation du savoir lors de cours magistraux de physique. Pour un même contenu enseigné, elle cherche dans le discours des enseignants des proximités-en-acte qui désignent tous les mots ou groupes de mots qu'elle interprète comment permettant de rapprocher les étudiants du savoir visé par le cours. Elle caractérise les similitudes, les spécificités et les différences entre les discours des enseignants-chercheurs observés et analyse leurs choix d'exposition des savoirs. Ces proximités-en-acte seront davantage détaillées dans le chapitre sur la double approche didactique et ergonomique dans lequel nous décrivons également les résultats d'études de pratiques d'enseignants du supérieur en mathématiques, physique et biologie.

Les pratiques ordinaires d'enseignants de chimie de collège et de lycée ont déjà été analysées par plusieurs didacticiens de la chimie en France. Nous ne les détaillerons pas dans ce manuscrit mais le lecteur peut se reporter à Canac (2017), Cross (2010), Jameau (2017), Kermen (2018b), Kermen et Barroso (2013), Kermen et Colin (2017). En revanche, celles d'enseignants du supérieur ne restent que peu explorées en France. L'unique étude existante est celle de Canac et al. (2021) qui analysent la dynamique du travail proposé par des enseignants aux étudiants lors de séances de travaux pratiques de chimie à l'université. Elles pointent que les différences de choix effectués par les enseignants sont influencées par des contraintes liées à l'institution (programme, volume horaire alloué par exemple) alors qu'au

contraire les points communs sont façonnés par leurs convictions et leurs connaissances personnelles ainsi que par des habitudes partagées par un groupe social (par exemple l'équipe pédagogique en place ou les EC de chimie en général). Par ailleurs, ces autrices montrent que les interventions des enseignants en séance de TP portent de manière prépondérante sur les gestes manipulatoires plutôt que sur le contenu chimique strictement théorique. Notons qu'il existe une autre étude francophone en Belgique où Houart (2009) analyse la communication des enseignants en cours magistral de chimie à l'université afin de proposer des pistes pour en améliorer l'efficacité. En particulier, elle conclut à l'existence de liens nombreux entre la qualité des notes prises par les étudiants et certaines caractéristiques de la communication des enseignants. Elle recommande à cet effet une explicitation par les EC des multiples passages entre les niveaux de savoir de la chimie : phénoménologique, moléculaire et symbolique (Houart, 2009; Houart et al., 2010).

II.4. Conclusion

Les pratiques des EC de chimie restent encore largement inexplorées en France. Une recherche rapide étendue à l'international nous conduit à la même conclusion. Nous souhaitons enrichir la description des pratiques en analysant celles d'EC de chimie dans un contexte différent de celui proposé dans le travail de Canac, Javoy et Kermen (2021) : il s'agit d'analyser les séances de cours magistraux d'EC portant sur la liaison chimique. Nous nous inscrivons cependant dans la même lignée que Canac et al. (2021) en ce sens où nous mobilisons le même cadre théorique et méthodologique, celui de la double approche didactique et ergonomique de Robert et Rogalski (2002) que nous présentons ultérieurement (voir Chapitre III). Nous projetons également d'avoir recours, à l'instar de Manrique (2017), à la notion de proximités-en-acte afin de caractériser le guidage mis en place par les EC pour accessible le savoir accessible aux étudiants. Dans une certaine mesure, nous cherchons également à voir si le domaine de recherche des EC influence le discours qu'ils tiennent aux étudiants.

Chapitre III. La double approche didactique et ergonomique pour analyser les pratiques des enseignants.

Dans le cadre de ce travail de thèse nous souhaitons, entre autres, analyser les pratiques d'enseignants-chercheurs, vecteur potentiel d'apprentissage pour les étudiants, lorsqu'ils enseignent le concept de liaison chimique en licence à l'université. Nous allons ancrer nos travaux dans le cadre théorique et méthodologique de la double approche didactique et ergonomique développé par Robert et Rogalski (2002). La double approche³ a été initialement développée pour analyser les pratiques d'enseignants en lien avec les apprentissages des élèves en didactique des mathématiques (Chesnais, 2009) et a été ensuite adaptée à d'autres disciplines comme la chimie (Canac, 2017; Kermen & Barroso, 2013; Kermen & Colin, 2017) et la physique (de Hosson et al., 2018; Manrique, 2017; Molvinger, 2017; Molvinger et al., 2017; Slimi, 2019).

Les pratiques des enseignants sont cohérentes : pour un même individu, le chercheur peut, à partir de l'analyse croisée des observables des pratiques, d'entretiens ainsi que des contraintes documentées, caractériser des récurrences, des invariances et *in fine* reconstituer les logiques d'actions des enseignants (Molvinger et al., 2017). Elles sont également stables dans le temps pour un enseignant expérimenté, c'est-à-dire que l'on observe un certain nombre de régularités au cours d'une séance ordinaire⁴ et indépendamment de la notion visée (Robert, 2008). Mais Robert et Rogalski (2002) signalent que les pratiques sont également complexes au regard de multiples facteurs qui pèsent sur le métier : un enseignant est en effet un sujet singulier, plus ou moins expérimenté, qui a des connaissances et des convictions ainsi que des ressources sur lesquelles il s'appuie ; il exerce dans un contexte précis. Enfin, l'enseignant donne un cours dans un environnement donné avec des élèves d'un niveau social donné. L'ensemble de ces facteurs définissent les contours des déterminants des pratiques (aspect ergonomique) qui peuvent influencer les choix didactiques (aspect

³ La double approche didactique et ergonomique est également désignée par « double approche » ou encore l'acronyme DADE.

⁴ Séance sans intervention didactique visant à donner des consignes à l'enseignant en amont de l'observation.

didactique) formulés par les enseignants au-delà des objectifs d'apprentissage (Molvinger et al., 2017; Robert, 2008).

Dans ce chapitre, nous allons présenter les fondements théoriques et les hypothèses de ce cadre. Nous présenterons ensuite la méthodologie de la double approche en la spécifiant à notre discipline : la chimie et à l'analyse de pratiques enseignantes à l'université.

III.1. La théorie de l'activité

La double approche didactique et ergonomique s'enracine dans la théorie de l'activité de Leontiev (1978) et se fonde sur un certain nombre d'hypothèses découlant des théories de l'apprentissage développées par Piaget et Vygotsky (Rogalski, 2008a).

III.1.1. Tâche et activité

Rogalski (2008a), citant Leontiev, précise qu'en théorie de l'activité la tâche désigne le but qu'un sujet doit atteindre dans des conditions données. Pour mener à bien cette tâche, le sujet développe une activité. Il se représente la tâche puis se l'approprie au regard de contraintes qu'il s'impose (ou qui lui sont imposées), de libertés qu'il s'autorise (ou qui lui sont données) et des ressources à sa disposition si la situation considérée s'y prête. Ses connaissances personnelles et son expérience influencent également l'idée que le sujet se fait de la tâche. Rogalski (*ibid.*) précise qu'il peut y avoir un décalage entre la tâche effectivement réalisée et la tâche prescrite.

Le cas des enseignants est particulier en ce sens où les tâches qui leur incombent sont caractérisées par une part de prescription extrêmement réduite : on parle alors de tâches discrétionnaires (Veyrac & Bouillier-Oudot, 2011)

« Dans les tâches discrétionnaires, le processus est réglé de l'extérieur, mais "avec obligation de décider et de choisir, dans un cadre de dépendance". Dans ce genre de tâche, il y a obligation de résultats sans certitude de moyens. La gestion de l'écart entre résultats et moyens est déléguée à l'acteur. C'est à lui également à gérer ses propres ressources. Il est clair que la tâche de l'enseignant est une tâche discrétionnaire: le but est fixé de l'extérieur, mais il y a une grande latitude dans le choix des modalités d'action » (Pastré, 2007b, p. 87)

Dans l'enseignement secondaire, l'enseignant dispose donc d'un programme national

qui détaille les contenus à enseigner et délimite les capacités attendues des élèves. Ce qui est proposé aux élèves naît du croisement de la lecture du programme et de l'interprétation que l'enseignant se fait de ce programme. L'enseignant se définit et se représente ainsi une tâche puis se l'approprie au regard des contraintes qui pèsent sur lui mais aussi de ses connaissances, de son expérience et des ressources à sa disposition.

Le sujet répond à la tâche telle qu'il l'a redéfinie en développant une activité orientée par le contexte et les objectifs qu'il s'est assignés. L'activité est un processus « qui se développe dans une temporalité donnée » (Rogalski, 2008a, p. 28). Elle est caractérisée par l'ensemble des actes du sujet qui sont extériorisés mais aussi ceux qu'il se retient de faire : il peut s'agir des choix (faits ou pas) et des hypothèses (formulées ou pas) compte tenu de la situation de travail, de la manière dont le sujet gère son temps, de son état émotionnel au regard de la charge de travail, du discours et des échanges qui se trament avec les élèves (ibid.). Notons qu'à l'université, il semble que la contrainte institutionnelle soit moins forte que dans l'enseignement secondaire car les programmes y sont moins détaillés et adaptables car conçus par les enseignants eux-mêmes. Les enseignants universitaires auraient une marge de manœuvre supplémentaire laissant l'aspect prescription de la tâche encore plus en arrière-plan par rapport aux enseignants du secondaire.

III.1.2. La double régulation de l'activité

Le système ou modèle de double régulation de l'activité tel que Robert et Rogalski (2002) ainsi que Rogalski (2004, 2008a, 2011) le décrivent provient des travaux de psychologie ergonomique de Leplat (1997) et d'une théorie de l'action développée par Hacker (1985) (cité par Rogalski (2004)). Ce système de double régulation de l'activité est « issu de l'école de Vygotsky qui analyse l'activité comme insérée dans un système de double régulation : par le sujet lui-même et par la situation qui comprend les autres acteurs. » (Rogalski, 2011, p. 45). La Figure 1 montre un schéma mettant en avant le système de double régulation de l'activité.

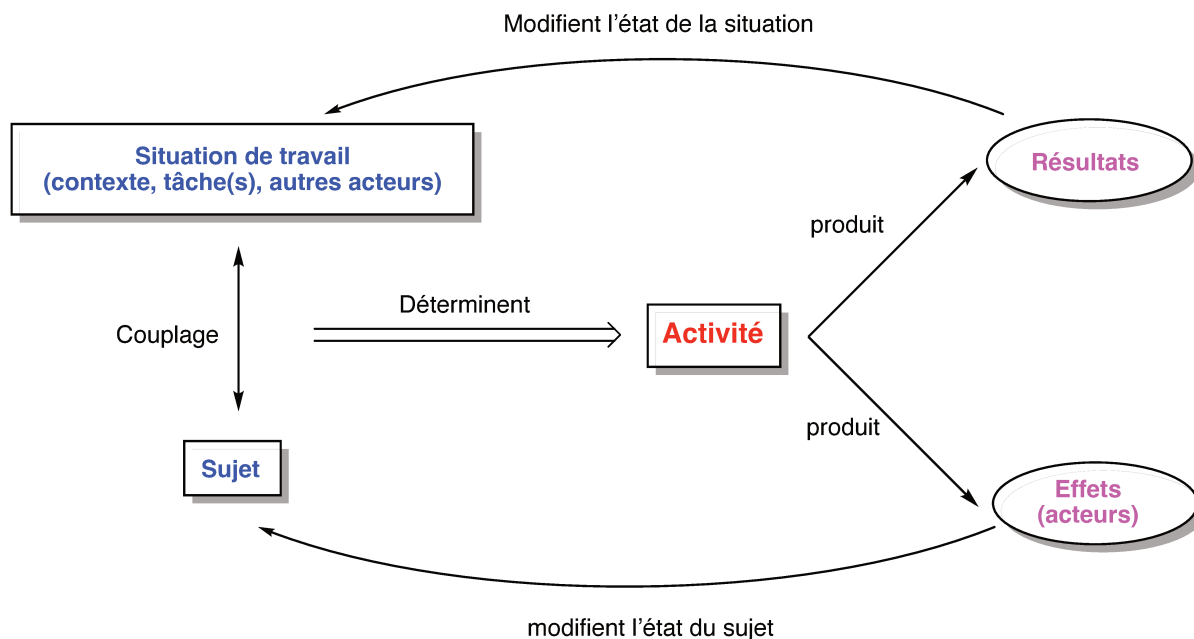


Figure 1 : schéma de la double régulation de l'activité selon Rogalski (2008a)

L'activité enseignante résulte du couplage (symbolisé par une flèche double pointe) entre le sujet concerné (l'enseignant) et la situation de travail qui inclut les tâches discrétionnaires et le contexte, en particulier les autres acteurs (les étudiants, les élèves dans le cas de l'enseignement). Le sujet (l'enseignant) est caractérisé par son état physique, psychique mais également ses connaissances, ses convictions personnelles ou encore son expérience. Le déroulé effectif de la séance de cours pendant laquelle le sujet est en interaction avec les élèves (ou les étudiants) va avoir des effets sur sa propre activité. Autrement dit, l'activité du sujet est régulée par ses intentions et par ce qu'il se passe dans la classe (Robert & Rogalski, 2002) d'où le terme de double régulation de l'activité. Les caractéristiques du sujet et de la situation de travail constituent des déterminants de l'activité en ce sens où elles l'influencent.

« Il y a une double régulation de l'activité dans la mesure où l'activité est liée à un double système de déterminants, relevant d'une part de la situation (la tâche et son contexte) et d'autre part de l'acteur lui-même (ses compétences, son état physique et psychique) et où les résultats de l'action sur la situation et les effets de l'activité sur le sujet sont tous deux impliqués dans la modification éventuelle de l'activité. » (Rogalski, 2008a, p. 30)

La didactique professionnelle, qui s'appuie sur la psychologie ergonomique, distingue deux parties de l'activité : l'activité productive et l'activité constructive qui se déroulent sur

des temporalités différentes (Pastré & Vergnaud, 2006). La réalisation d'une tâche dans une situation de travail donnée conduit le sujet à développer une activité productive pour accomplir le but qui lui est assigné. En complément, l'activité constructive est associée au développement interne du sujet (ici l'enseignant) qui actualise potentiellement ses connaissances ou adapte son activité sur des temps plus ou moins longs, par exemple pour une tâche ultérieure. L'activité constructive est celle qui permet au sujet de se développer et de se construire. Le schéma de la Figure 1 ne rend pas compte de la temporalité de la régulation.

III.2. Articulation des cadres de Piaget et Vygotsky pour l'apprentissage des élèves

Nous nous intéressons aux pratiques des enseignants en lien avec l'apprentissage de concepts, ici scientifiques, nouveaux par les élèves. Dès lors, il convient donc de s'interroger sur la manière dont il est possible d'apprendre et « ce qui fait apprendre » (Chesnais, 2009). Lors d'une séance de cours, il n'est pas possible d'accéder à l'activité réelle individuelle des élèves⁵ : l'hypothèse essentielle de la double approche est que l'activité des élèves est approchée et analysée à travers les tâches et le contenu chimique, vecteurs d'apprentissage potentiel, que les enseignants proposent ainsi que la manière dont ils organisent le travail (Chesnais, 2009; Molvinger et al., 2017; Robert, 2008). En particulier, il convient de s'intéresser au travail d'étayage (selon Bruner) des enseignants, c'est à dire aux moyens qu'ils mettent en œuvre pour rendre le savoir accessible aux élèves. Les pratiques des enseignants sont des déclencheurs potentiels de l'apprentissage (Chesnais, 2009). Dès lors, il convient de s'attarder sur les théories du développement en faisant appel aux travaux complémentaires de Piaget et Vygotsky (Robert & Rogalski, 2002).

Dans le constructivisme de Piaget, l'autonomie de l'enfant est moteur des apprentissages. Le sujet construit et régule ses connaissances grâce à un mécanisme interne : il y a d'abord une déséquilibration lorsqu'il y a un écart ou un conflit entre les connaissances antérieures et les nouvelles puis une rééquilibration une fois que les connaissances ont été restructurées (Rogalski, 2008b).

⁵ En tous cas, nous ne nous en donnons pas les moyens dans ce travail.

Dans l'approche de Vygotsky, les connaissances sont élaborées dans le cadre d'une interaction sociale du sujet avec d'autres sujets qui ont « développé historiquement et personnellement des instruments psychologiques, permettant le développement de la connaissance » (*ibid*, p. 388). Le socio-constructivisme de Vygotsky met l'accent sur l'importance de la médiation dans les apprentissages. Un autre apport essentiel du cadre de Vygotsky est le concept de zone proximale de développement⁶ qui désigne l'écart qui existe entre l'ensemble des connaissances d'un individu qui sont déjà-là, attesté par ce que cet individu est capable de faire en autonomie, et les nouvelles connaissances acquises avec l'aide d'autrui (*ibid*). L'enseignant joue donc le rôle de médiateur essentiel en fournissant un accompagnement⁷ qui se situe dans cette ZPD⁸ : si l'accompagnement proposé par l'enseignant, dans lequel on regroupe typiquement les aides, les points de repère, les exemples, se trouve au-delà de cette zone, alors celui-ci « ne produira au mieux qu'un effet de copie immédiate ... et pas un apprentissage » (*ibid*. p 442). Au contraire, si le guidage apporté est en deçà de la ZPD, alors l'élève n'apprend rien et met en fonctionnement les connaissances acquises (Robert & Vandebrouck, 2014). Ainsi, selon Vygotsky, un sujet ne peut apprendre que si les connaissances nouvelles sont proches ou suffisamment proches de celles supposées acquises par le sujet, c'est à dire si elles relèvent de sa ZPD. C'est sur cette notion de ZPD que nous nous appuierons (entre autres) pour analyser le discours des enseignants-chercheurs lors des séances de cours observées. Il est donc impératif de circonscrire le savoir à enseigner puis d'effectuer une revue de littérature sur les difficultés recensées des élèves à propos de la notion visée.

III.3. La complexité des pratiques : la prise en compte des déterminants de l'activité enseignante.

Les pratiques des enseignants se manifestent en partie dans la réponse qu'ils apportent à des prescriptions institutionnelles compte tenu de la situation de travail. Si on constate que ces pratiques sont caractérisées par de nombreuses invariances, elles n'en

⁶ Zone Proximale de Développement ou ZPD

⁷ Rogalski signale que le médiateur fournit des « aides » ou des « situations »

⁸ Pour un groupe d'individus, on peut définir une ZPD moyenne puisqu'on ne se donne pas les moyens d'accéder à la ZPD individuelle des élèves et étudiants.

restent pas moins complexes. Afin de lever temporairement leur complexité, le chercheur les décompose en cinq composantes. Kermen (2018b) propose le schéma de la Figure 2 en mettant en avant ces composantes (dans les cercles) dont la recombinaison⁹ permet d'inférer les logiques d'action des enseignants (Molvinger et al., 2017). Selon Chesnais (2009), les logiques d'action qui guident et sous-tendent les choix (conscientisés ou non) des enseignants sont inférées à partir de la de la cohérence des pratiques. Cette cohérence est elle-même reconstituée à partir des contraintes associées à chacune des composantes que nous présentons ci-après. À cela, nous ajoutons également les ressources.

L'aspect didactique est pris en charge par les deux premières composantes qui reflètent les choix des enseignants : la composante cognitive et la composante médiative. La composante cognitive est à relier aux contenus chimiques à enseigner et aux tâches que l'enseignant prévoit pour les élèves (par exemple un exercice d'application à traiter, un calcul à faire) alors que la composante médiative est associée au déroulement des cours et à l'accompagnement des élèves (Quels supports sont utilisés ? Comment le travail est-il organisé ? Comment se manifeste l'étayage ?). Mais enseigner est également un métier que l'on ne peut réduire aux seuls contenus chimiques et à l'organisation du travail. En effet, les choix pédagogiques et didactiques de l'enseignant sont influencés par les déterminants personnel, institutionnel et social auxquels sont associées les composantes personnelle, institutionnelle et sociale des pratiques (encerclées sur la gauche de la Figure 2). Le déterminant personnel regroupe les connaissances chimiques et didactiques, les conceptions et les convictions ainsi que l'expérience de l'enseignant. Dans le cas des EC, nous choisissons d'inclure les connaissances chimiques acquises lors de leur mission de recherche dans le déterminant personnel. Le déterminant institutionnel comporte les contraintes de programme, d'horaires ou organisationnelles, les ressources et le matériel à disposition de l'enseignant (Kermen & Colin, 2017) alors que le déterminant social tient compte des habitudes professionnelles partagées par une communauté dans un environnement donné et du type de public auquel s'adresse le cours.

⁹ La recombinaison des composantes ne se réduit pas à la somme des composantes. Ces dernières sont imbriquées.

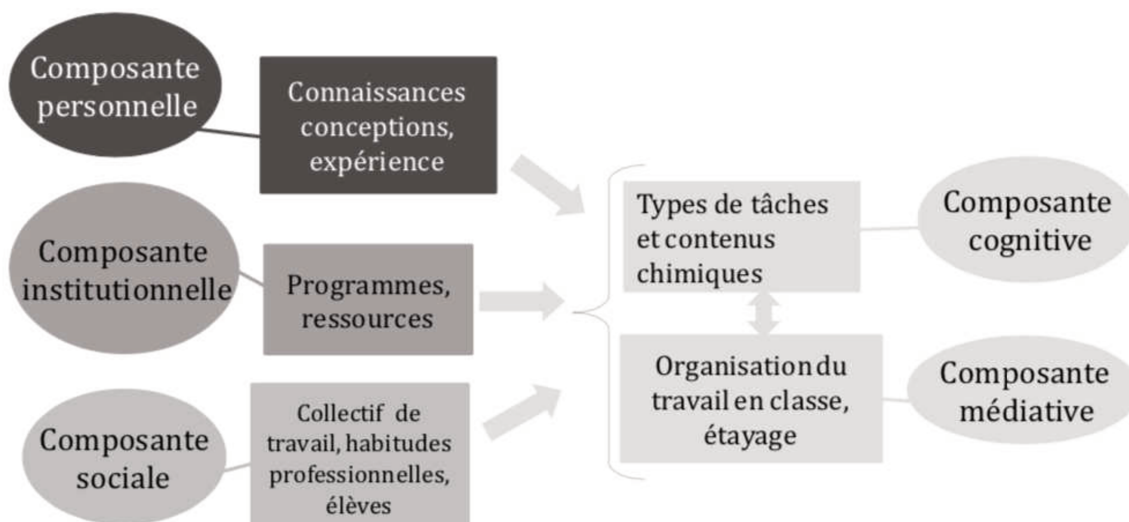


Figure 2 : les cinq composantes des pratiques enseignantes selon le cadre de la DADE (Kermen, 2018b)

Afin d’alléger le schéma précédent, nous en proposons une adaptation en nous inspirant des travaux de Bouard et al. (2022). C’est ainsi que nous ne retenons que les deux composantes médiatives et cognitives influencées par trois déterminants de l’activité (Figure 3).

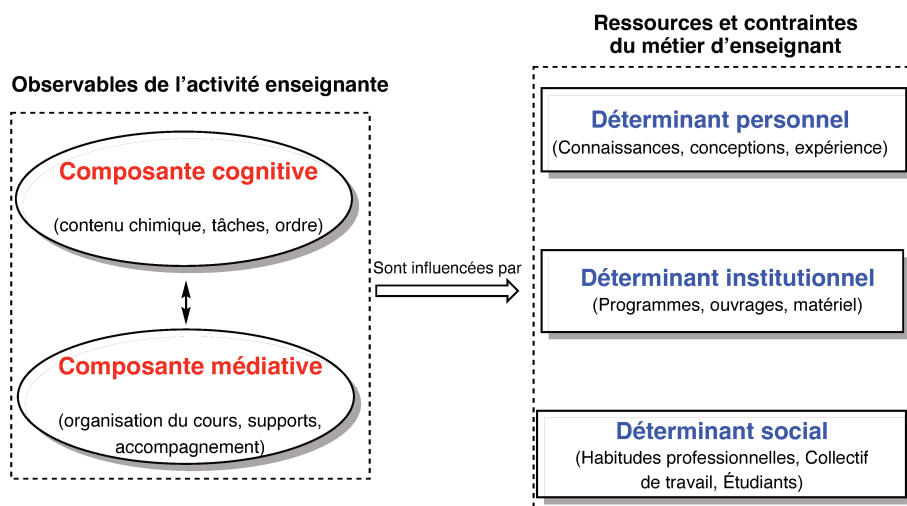


Figure 3 : les deux composantes des pratiques enseignantes et les déterminants de l’activité enseignante selon la DADE (d’après Bouard et al., 2022)

III.4. La méthodologie générale de la double approche

Ce cadre théorique est également associé à une méthodologie. Mais avant tout, précisons que l’activité des enseignants n’est pas observable dans sa globalité : le chercheur

n'a accès qu'à des traces de l'activité lors de l'observation de l'enseignant dans la classe (dans notre cas, des EC dans un amphithéâtre). Il s'agit donc de rechercher tout ce qui peut générer une activité chez les élèves (ou étudiants) dans les traces observables de l'activité enseignante, notamment à travers les tâches proposées.

L'analyse des pratiques à l'aide de ce cadre nécessite, comme toute étude didactique, de circonscrire au préalable le savoir de référence en lien avec les contenus imposés par les programmes nationaux publiés par le ministère (à l'université, les programmes sont locaux) puis de dégager les difficultés des élèves (ou étudiants) déjà répertoriées à propos de la notion visée (Robert & Vandebrouck, 2014). Cette étude croisée va servir de support pour élaborer une analyse *a priori* des tâches que l'enseignant prévoit de faire en présence des élèves à partir (par exemple) de fiches ou d'énoncés transmis au chercheur au préalable. Ce repérage des tâches potentielles, donc sans tenir compte de leur réalisation effective, permet d'inférer l'activité possible des élèves pour *in fine* les transformer en connaissances nouvelles et de reconstruire l'itinéraire cognitif prévu par l'enseignant. L'itinéraire cognitif désigne la nature, le contenu et l'ordre des tâches prévues pour les élèves (Bouard et al., 2022).

Il s'agit ensuite d'analyser le scénario effectif à partir des enregistrements vidéo des séances de cours et de leur transcription. Les analyses croisées des scénarios prévus et effectifs permettent de pointer l'organisation du travail, le contenu chimique abordé par l'enseignant et l'étayage des activités des élèves. Une analyse du déroulement effectif et des contenus permet d'inférer, parmi les déterminants des pratiques, ceux qui permettent de comprendre et d'expliquer les choix et les actions de l'enseignant. Les notes de terrain et les entretiens menés en complément contribuent à préciser certains points et permettent d'épaissir l'analyse (Molvinger et al., 2017).

Dans la suite de ce manuscrit, nous mobilisons ce cadre théorique en spécifiant sa méthodologie à l'analyse de séances de cours ordinaires données par des EC en L1 à l'université. De telles adaptations ont déjà été réalisées en didactique des mathématiques (Bridoux et al., 2016), de la physique (de Hosson et al., 2018; Manrique, 2017) et de la chimie (Canac et al., 2021).

III.5. La double approche adaptée à l'analyse de séances de chimie à l'université

Le passage du lycée à l'université s'accompagne de modifications diverses qui nous conduisent à spécifier la méthodologie de la double approche. Du point de vue non disciplinaire, les changements revêtent un triple aspect :

- il y a une modification de l'institution, des structures d'enseignement et des structures sociales. L'accès à l'université s'est démocratisé ; en conséquence le poids relatif de certains groupes sociaux est modifié par rapport au lycée (Nicourd, 2011).
- Coulon (1997) cité par Régent-Kloeckner (2021) signale que cette transition nécessite pour les élèves l'apprentissage de ce qu'il appelle le métier d'étudiant.
- Du point de vue de la chimie, la discipline est enseignée indépendamment de la physique à laquelle elle a toujours été associée depuis le collège. Elle devient une discipline à part entière elle-même scindée en plusieurs sous-disciplines.

Dans le paragraphe qui suit, nous détaillons les particularités de l'enseignement de la chimie à l'université afin de spécifier les adaptations nécessaires du cadre de la double approche à notre étude.

III.5.1. Particularités de l'enseignement de la chimie à l'université en vue d'une adaptation de la méthodologie

Une particularité de l'université réside dans le fait que l'enseignement est peu contraint par l'institution (qui désigne ici le ministère) : il n'existe pas de programme national à l'instar de l'enseignement secondaire comme cela a été précisé au préalable. Les programmes sont élaborés localement par le responsable de l'unité d'enseignement (parfois) en collaboration avec les EC qui dispenseront le cours et/ou les séances de travaux dirigés ou pratiques¹⁰. Les enseignants du supérieur ont ainsi une marge de manœuvre sur le choix et la définition du contenu d'enseignement (Barrier et al., 2019). La description d'une unité d'enseignement se réduit souvent à quelques lignes accompagnées des modalités de contrôle et des volumes horaires qui sont eux fixés par l'institution qui représente ici l'université (*ibid*).

¹⁰ Notes de terrain personnelles.

Cela laisse une grande liberté aux enseignants dans les choix effectués et l'articulation des concepts. De plus, les EC sont relativement autonomes car le sujet d'examen qu'ils proposent n'est pas national et il peut être ajusté si nécessaire, en concertation éventuelle avec d'autres EC qui prennent part à la même unité d'enseignement. Néanmoins, de Hosson et al. (2018) citant Becher signalent que la communauté des enseignants-chercheurs qui se réclament d'une discipline donnée (ici la chimie) partagent « un même territoire cognitif » (de Hosson et al., 2018, p. 3) ainsi qu'un certain nombre de certitudes sur les contenus à enseigner et la manière dont il faut le faire. Ainsi, l'appartenance à un groupe social (Bridoux et al., 2018) ainsi qu'un ensemble de normes culturelles¹¹ (Barrier et al., 2019) semblent prévaloir devant les contraintes institutionnelles dans le cadre de l'élaboration des contenus d'une unité d'enseignement à l'université. Enfin, selon Barrier et al. (2019) ainsi que Chauvigné et Coulet (2010) les programmes d'enseignement supérieur sont également façonnés par les intérêts professionnels¹² liés à la discipline. Ces derniers ont, selon nous, un impact très limité en première année de licence au cours de laquelle il existe une distance considérable entre les contenus prévus par les programmes et les savoirs conçus dans les laboratoires de recherche.

Du point de vue disciplinaire pour la chimie, on distingue traditionnellement la chimie organique de la chimie générale dès la première année de licence à l'université, chaque type de chimie étant elle-même décomposable en thématiques davantage spécialisées selon les niveaux d'enseignements (méthodes spectroscopiques, méthodes en synthèse organique, atomistique et liaisons chimiques ou chimie du solide sont autant d'unités d'enseignement qu'il est fréquent d'observer sur les maquettes d'enseignement de cursus universitaires en chimie ...). Chaque unité d'enseignement est prise en charge par un ou plusieurs enseignants qui cumulent également une activité de recherche et dont les laboratoires de provenance sont diversifiés, ce qui influence vraisemblablement le contenu des unités d'enseignement et des cours (Barrier et al., 2019)

C'est à l'enseignement des contenus relatifs à la liaison chimique et ce que disent et font les enseignants-chercheurs lorsqu'ils donnent un cours sur cette notion auxquels nous

¹¹ Il s'agit des usages communs d'un groupe, celui des EC de chimie dans notre cas.

¹² En ce sens où les contenus proposés sont porteurs d'intérêt en vue d'une professionnalisation. Dans le cas de la chimie cela recouvre par exemple l'industrie et la recherche dans les laboratoires publics et privés.

nous intéressons. Dans ce cas particulier, deux ruptures nettes sont à souligner lors du passage du lycée à université :

- une ou plusieurs unités d'enseignement lui est généralement dédiée dès la première année de licence de chimie alors qu'au plus quelques dizaines de minutes lui sont consacrées au lycée, ce que dénonçaient Le Maréchal et Cross (2010), y voyant alors une possible origine des difficultés des élèves. Cette augmentation du temps d'enseignement permet sans doute une clarification des modèles de liaison chimique vus au lycée ainsi qu'un approfondissement de la description des divers types de liaisons (covalente, ionique et liaisons intermoléculaires notamment).
- un (des) modèle(s) s'appuyant sur la théorie quantique est (sont) introduit(s) en L1 alors qu'au lycée les programmes sont centrés sur le modèle de la liaison covalente selon Lewis et sa représentation. L'introduction des concepts issus de la mécanique quantique, qui constitue un changement important du type de savoir par rapport au lycée, est réputée être la source de difficultés pour les étudiants (Levy Nahum et al., 2010 ; Taber, 2002)

À l'université, rappelons que les cours sont traditionnellement des cours magistraux essentiellement monologués (Annoot & Fave-Bonnet, 2004; Poteaux, 2013) durant desquels les principales tâches des étudiants sont d'écouter, de noter le cours et éventuellement de répondre à des questions. Ainsi, du point de vue méthodologique, afin d'accéder aux composantes cognitives et médiatives des pratiques, nous choisissons d'analyser directement le déroulement effectif des cours sans élaborer d'analyse *a priori*.

Dans ce qui avait été spécifié par Robert et Rogalski (2002) et Robert (2008), la composante cognitive regroupait tout ce qui a trait à la conception des tâches fournies aux élèves : leur nature, leur ordre, leur variété ainsi que le contenu disciplinaire (les mathématiques à l'origine) mis en jeu. Notre étude est ici quelque peu différente puisqu'il n'y a *a priori* pas de tâches prévues pour les étudiants autres que celles mentionnées dans le paragraphe qui précède. Nous centrons nos analyses sur le discours des EC et sur les tâches qu'ils s'auto-prescrivent, autrement dit les choix qu'ils font. Nous choisissons donc de réduire la composante cognitive en y associant les choix de contenus chimiques perceptibles dans le discours de l'enseignant. Par composante médiative, nous entendons le mode de présentation

du savoir et les aides potentielles apportées aux étudiants pour qu'ils s'approprient les notions visées par le cours.

Par ailleurs, notre méthodologie emprunte en partie, et nous justifierons notre choix, à la notion de proximités-en-acte à l'instar de la recherche de de Hosson et al (2018). Nous nous proposons donc de définir et présenter ces proximités-en-acte, parfois aussi appelées « proximités » par souci de simplicité.

III.5.2. Les proximités-en-acte repérées par les chercheurs comme intermédiaire facilitant l'accession au savoir par les étudiants

Intéressons-nous plus particulièrement à l'aspect médiatif des pratiques enseignantes. Dans le cadre de la double approche, la composante médiative des pratiques regroupe l'ensemble des modalités d'organisation du travail ainsi que l'accompagnement proposé par l'enseignant aux étudiants durant les séances de cours. Dans les amphithéâtres (ou les salles de cours) la parole des EC est centrale, ce qui nous conduit à nous focaliser sur leur discours, et sur ce qu'ils mettent en œuvre pour procurer un accompagnement aux étudiants, les aides qu'ils apportent et les points de repère qu'ils donnent pour rendre accessible un savoir à ce jour stabilisé et qui, au moins en première année de licence, est relativement éloigné des savoirs issus des laboratoires de recherche auxquels ils sont rattachés. Or, nous avons vu que les étudiants n'apprennent que ce qui est proche ou suffisamment proche des connaissances déjà-là, c'est à dire que si les enseignants travaillent dans ce que Vygotsky appelle la zone proximale de développement (ou ZPD).

Afin d'étudier ce que mettent en œuvre les enseignants-chercheurs pour rendre le savoir accessible aux étudiants, nous nous intéressons à la notion de « proximités-en-acte » (Robert & Vandebrouck, 2014), qui désigne tout ce que le chercheur peut repérer dans leur discours et qui aide potentiellement les étudiants à l'appropriation du savoir visé à partir des connaissances supposées déjà acquises. Selon Bridoux et ses collègues (2016) « le mot « en-acte » accolé à « proximité » spécifie (...) une qualité de l'activité de l'enseignant en classe qui accompagne le développement des contenus, qualité ni nécessairement consciente pour l'enseignant, ni exprimable » (Bridoux et al. 2016, p 197).

Ces proximités-en-acte, déjà utilisées par Bridoux et al. (2016), Manrique (2017), de Hosson et al. (2018) ou encore Régent-Kloeckner (2021), constituent avant tout un outil du

chercheur qui interprète des groupes de mots ou des phrases dans le discours de l'enseignant comme relevant potentiellement de la ZPD¹³ des étudiants. Il peut s'agir de répétitions, de commentaires sur le contenu qui vient d'être explicité, des références au contenu antérieur (et la fréquence de ces références) ou aux erreurs et aux conceptions des étudiants, des exemples, voire des aides pour résoudre une tâche (Robert & Vandebrouck, 2014). Finalement, ces proximités ou proximités-en-acte semblent correspondre à tout ce qui, dans le discours des enseignants-chercheurs, est supposé favoriser la compréhension des étudiants. Ce sont toutes ces tentatives que les enseignants-chercheurs mettent en œuvre afin d'effectuer un rapprochement cognitif des étudiants avec le savoir visé que de Hosson et al. (2018), ou encore Régent-Kloeckner (2021), cherchent dans leur discours, à savoir un aspect de la composante médiative des pratiques.

III.5.2.1. Les proximités-en-acte recensées dans les études existantes

L'étude initialement proposée par Robert et Vandebrouck (2014) concernait des tâches complexes prises en charge par des élèves de collège et de lycée en classe de mathématiques. Le travail d'analyse de séances en classe a permis aux auteurs de dégager diverses proximités qui permettraient de rendre le savoir plus accessible aux élèves. Il s'agit des éléments de discours qui permettent *a priori* de faire le lien entre le contenu visé et le contenu supposé déjà-acquis, la proximité pouvant alors s'incarner au travers de rappels, de répétitions et de reprises partielles de contenus antérieurs. On compte également, parmi les proximités, les commentaires sur les mathématiques, l'usage d'exemples, d'analogies ou encore de métaphores avec le risque signalé de « glissements méta-cognitifs dépourvus de sens » (Robert & Vandebrouck, 2014, p. 7). Les choix des tâches par les enseignants, la décomposition éventuelle qu'ils en proposent et les ajustements entre ce qui est prévu¹⁴ et ce qui est réellement fait sont également interprétés comme un rapprochement possible entre ce que savent les élèves et le savoir visé par le cours. Les encouragements revêtent une importance particulière pour susciter la motivation et l'adhésion des élèves, notamment en

¹³ Les ZPD sont propres à chaque individu ; néanmoins nous émettons l'hypothèse que les ZPD des divers étudiants se recouvrent, permettant de définir une ZPD moyenne dans laquelle l'enseignant est susceptible de travailler.

¹⁴ Attesté par des entretiens et par l'analyse de documents éventuellement transmis avant le cours.

amont du cours et dans les milieux les plus défavorisés (*ibid.*). Lors d'un séminaire du L.D.A.R.¹⁵, Grangeat (2021) signale que les résultats de recherche récents stipulent que ces encouragements doivent porter sur la tâche qui est assignée collectivement à la classe ou au groupe social concerné et non pas sur l'élève (ce qui serait sans doute trop stigmatisant). Enfin, Robert et Vandebrouck (2014) proposent également des proximités anticipatrices qui correspondent aux mises en garde fréquemment formulées par les enseignants afin que les élèves se prémunissent de certaines erreurs bien documentées. Ce dernier type de proximités est qualifié d'illusoire par Robert et Vandebrouck (*ibid*) qui y voient davantage une habitude dans le discours des enseignants mais dont la portée semble quasi-nulle.

Ce travail a été enrichi par Bridoux et ses collègues (2016), toujours en mathématiques, dans le cadre de l'analyse de cours à destination d'un public de lycéens mais également de cours en ligne et d'ouvrages d'enseignement supérieur. Les auteurs de cette étude ont enrichi les proximités en distinguant, pour les cours, les proximités mathématiques de celles non strictement disciplinaires. Les premières regroupent tous les commentaires en lien avec les contenus mathématiques ainsi que les relations entre tâches proposées aux étudiants. Les secondes sont des proximités affectives (dont les encouragements font partie) ou langagières. C'est le cas lorsque divers niveaux de langues (allant du langage familier au symbolique, en passant par le langage spécialisé ou en ayant recours à des images) sont employés par l'enseignant pour présenter un théorème, une règle et atténuer ainsi l'effet de nouveauté (Bridoux et al., 2016). Pour l'analyse des cours en ligne et des ouvrages, Bridoux et al. (2016) se sont concentrés uniquement sur des proximités disciplinaires et distinguent :

- les proximités descendantes qui désignent une contextualisation du savoir à partir d'un énoncé général (un théorème par exemple) ;
- les proximités ascendantes correspondant, au contraire, à une décontextualisation du savoir permettant une montée en généralité ;
- enfin, les proximités horizontales qui sont associées à des explications s'appuyant sur des savoirs contextualisés d'un même niveau et sans faire appel à un énoncé général.

¹⁵ Le 28 mai 2021 au Laboratoire de Didactique André Revuz, université Paris Cité.

Des adaptations des proximités ont également été envisagées à l'université pour deux autres disciplines : la physique (de Hosson et al., 2018; Manrique, 2017) et la biologie (Régent-Kloeckner, 2021). En physique, de Hosson et ses collègues visent à approcher l'identité professionnelle d'enseignants-chercheurs de physique lors de cours portant sur les lois de Newton en L1. Elles ont notamment relevé, dans le discours des enseignants, les éléments qu'elles interprétaient comme féconds afin que les étudiants « s'approprient l'arsenal conceptuel et théorique du physicien pour transformer le monde matériel inanimé, celui des objets et des événements, en un monde modélisé sur lequel il devient possible de travailler et de faire un certain nombre de prévisions » (de Hosson et al., 2018, p. 5). Cette adaptation à la physique est originale en ce sens où certaines des proximités qui émergent prennent en compte la spécificité de la discipline, et ne sont, par exemple, pas transposables aux travaux déjà publiés en mathématiques. C'est notamment le cas des éléments de discours liés à l'épistémologie et à la structure du savoir en physique. Les autres proximités sont, selon nous, génériques et transposables à d'autres disciplines mêmes si elles prennent en compte le texte « strictement physique ». Il s'agit :

- des éléments porteurs d'une dimension historique. Manrique (2017), justifie son choix en signifiant que la science s'est développée en lien avec des expériences historiques dont certaines ont permis des changements conceptuels, ce qui justifie leur prise en compte dans le cas de son objet d'étude.
- des questions aux étudiants. En effet Manrique (2017), citant Bargalló et Tort (2004) rappelle que les questions ont joué un rôle fondamental dans le développement des connaissances scientifiques et l'enseignement-apprentissage, c'est pourquoi elle les choisit dans le cadre de son travail comme proximités-en-acte.
- des références à l'examen : à l'université, les sujets des examens sont généralement conçus par les enseignants qui donnent le cours et/ou le TD. De Hosson et al. (2018) soulignent que l'analyse du discours d'un des enseignants qu'elles ont observé est ponctué de références à l'examen final. Le cours qu'il délivre est fondé sur une ambition méthodologique et serait donc guidé par la réussite des étudiants à l'examen, sans pour autant laisser le savoir physique en arrière-plan.
- des exemples sur lesquels s'appuient les enseignants-chercheurs même si leur nature et leur fonction semblent modelées par la discipline (Kermen, 2016b; Leininger-Frézal,

2016), à savoir la physique dans le cas des travaux de de Hosson et ses collègues et la chimie dans notre cas. Pour la chimie, selon Kermen (2016b), les exemples sont incontournables dans un cours de L1 et peuvent, outre diminuer la charge cognitive et atténuer la nouveauté, avoir un rôle motivationnel.

- des conceptions des étudiants et des rappels aux acquis antérieurs : selon de Hosson et al (2018), un travail explicite à partir des conceptions des étudiants (ou des acquis antérieurs) permet d'enrichir le discours strictement physique et donc de favoriser les liens entre les deux mondes (celui des objets et événements, celui des théories et modèles selon Tiberghien et Vince (2005)). Nous formulons l'hypothèse que les rappels aux acquis antérieurs des étudiant-es favoriseraient aussi les rapprochements entre les étudiants et le savoir visé (de Hosson et al., 2018).

Dans une étude plus récente, Régent-Kloeckner (2021) propose une analyse catégorielle du discours d'enseignants-chercheurs de biologie et interprète certains éléments comme proximités strictement disciplinaires et d'autres comme favorisant une acculturation au « métier d'étudiant » dans le cadre d'un cours de biologie cellulaire en L1. À l'instar de Hosson et al. (2018), elle propose des proximités spécifiques à la discipline, sans doute non transposables à d'autres disciplines (les références aux techniques expérimentales de biochimie et les références aux sous-disciplines de la biologie), et d'autres que nous pensons pouvoir être mobilisables dans le cas de la chimie (les références aux modèles, les références aux champs de validité des modèles et les références aux conceptions ou anticipations d'erreurs). Elle pointe également des proximités « vers le métier d'étudiant » dont certaines ont déjà été mentionnées par de Hosson et ses collègues, ce qui appuie leur possible adaptabilité à d'autres disciplines (références aux conceptions ou anticipations d'erreurs, références à l'examen, avertissements, formulation de conseils).

III.5.2.2. Les limites déclarées des proximités-en-acte

Tous les auteurs qui ont travaillé avec les proximités déclarent les mêmes limites à leurs études (Bridoux et al., 2016; de Hosson et al., 2018; Régent-Kloeckner, 2021; Robert & Vandebrouck, 2014) :

- les analyses proposées s'appuient sur un nombre limité d'études de cas ;

- la réception des proximités par les élèves ou étudiants n'est pas interrogée, ni même leurs effets potentiels en termes de compréhension des notions visées par le cours ;
- les proximités peuvent dépendre du champ disciplinaire et du niveau d'enseignement envisagé ce qui n'en fait pas un outil transversal.

Ainsi, dans l'état actuel de la recherche en didactique et dans la revue de littérature précédente, nous ne percevons aucun élément, même à l'état embryonnaire, nous permettant de confirmer ou d'infirmer l'effet escompté des proximités déclarées sur les élèves et les étudiants. Une étude plus vaste portant sur leur perception semble souhaitable pour valider si les proximités annoncées sont effectivement des proximités au sens où Robert et Vandebrouck les avaient initialement pensées. À cela, il faut rajouter la diversité et la multiplicité des proximités jusqu'alors décrites et qui font émerger une insuffisance quant au caractère transversal de l'outil et donc son adaptabilité.

Chapitre IV. Cadre d'analyse du savoir en chimie

Dans ce chapitre, nous présentons le cadre d'analyse du savoir en chimie sur lequel nous nous appuyons pour l'analyse du savoir de référence, des ouvrages ainsi que celle des données recueillies. Ce cadre a été bâti à partir de considérations épistémologiques et sémiotiques. Du point de vue épistémologique, et c'est un point commun partagé avec la physique, le fonctionnement de la chimie consiste à chercher des relations entre des concepts pour représenter, expliquer, interpréter et prédire des phénomènes observables (Kermen, 2016a; Tiberghien, 1994). La structuration des savoirs en chimie s'articule autour de trois registres ayant des liens étroits (Figure 4) : le registre théorique, le registre des modèles et le registre empirique, « le modèle agissant comme un médiateur entre le champ théorique qu'il interprète et un champ empirique qu'il formalise » (Kermen, 2007, p. 17 s'appuyant sur Walliser, 1977 et Sinaceur, 1999).

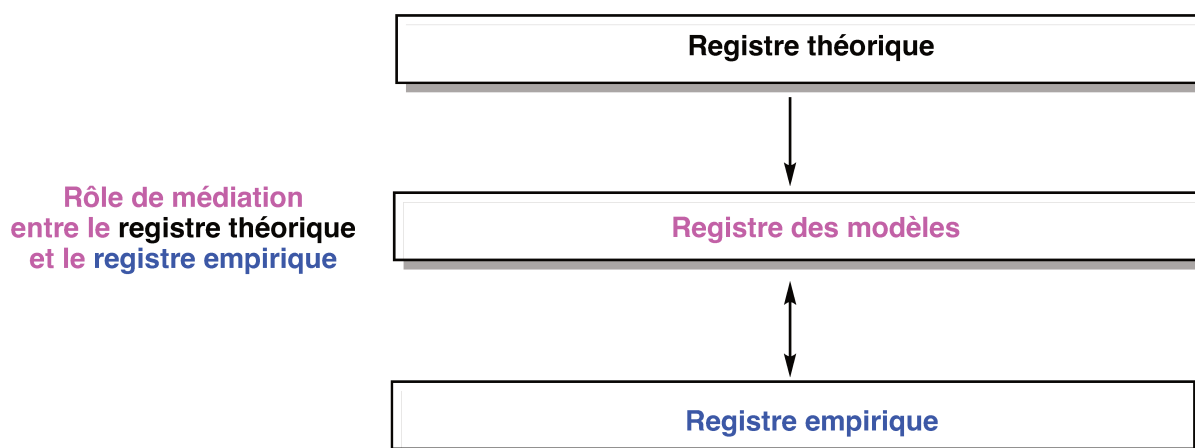


Figure 4 : présentation et articulation des trois registres de la chimie

Nous allons présenter chacun des registres puis détailler l'utilisation que Kermen en a faite dans ses travaux pour l'élaboration d'un outil d'analyse à des fins d'interprétation du champ empirique qu'elle considère, celui des transformations chimiques (Kermen, 2007, 2018b, 2018a).

IV.1. Description des trois registres

IV.1.1. Le registre théorique

Le registre théorique regroupe une ou plusieurs théories. Une théorie est un ensemble de concepts structurés dont les relations entre eux permettent de décrire un champ empirique relativement vaste (Johsua & Dupin, 1993) alors qu'un modèle se réfère à un champ empirique davantage restreint (Robardet & Guillaud, 1997). C'est donc leur domaine d'application qui permet de les distinguer (Kermen, 2018b). Par exemple, les théories quantique et électromagnétique permettent de décrire le mouvement de tout électron de n'importe quel système constitué d'un ensemble de noyaux et d'électrons alors que le modèle des orbitales moléculaires permet de décrire uniquement un électron dans un système particulier : une molécule. Une théorie est plus générale alors qu'un modèle est davantage contextualisé. Une théorie (ou des théories) sous-tend(ent) une famille de modèles mais « plus qu'une simple somme de modèles, puisque ces derniers y sont reliés par des relations logiques et expérimentales qui assurent une certaine cohérence à l'ensemble » (Johsua & Dupin, 1993, p. 17). Selon Soler (2013), un modèle ne reflète pas nécessairement la totalité de la description d'un phénomène empirique contrairement à une théorie scientifique dont c'est le but.

IV.1.2. Le registre empirique

La structure du registre empirique que nous présentons est celle considérée par Kermen (2018b) qui, tout en s'appuyant sur Gilbert et al. (2000) eux-mêmes relayant Bunge, distingue deux réalités (ou deux niveaux) : la réalité perçue et la réalité idéalisée.

La réalité perçue correspond à une description des objets et des événements du tangible macroscopique à l'aide de la langue courante, non spécifique au chimiste. Ainsi ce dernier peut percevoir l'état physique des substances (un solide, un liquide), les couleurs qui permettent de les caractériser (un gaz roux, un liquide incolore), sentir des odeurs, relever des mesures sur multiples appareils (par exemple un pH sur un millivoltmètre utilisé en pH-mètre) ou encore utiliser des figures produites par ces appareils (un spectre infra-rouge ou RMN par exemple). La réalité perçue est finalement la réalité directement « observable » comme l'appelle Soler (2013), incluant tous les résultats et leur variabilité affichés par les

appareils à disposition. L'ensemble des concepts de ce niveau du registre empirique fait partie de l'expérience quotidienne telle qu'elle est partagée par chacun.

La réalité idéalisée correspond à une description idéalisée par le chimiste en termes d'espèces chimiques. Les espèces chimiques sont des objets-modèles obtenus par idéalisation d'objets réels avec lesquels ils partagent certaines de leurs caractéristiques (Kermen, 2018b). La même autrice précise que ces objets empiriques idéalisés ne sont pas classés dans le niveau des modèles dès lors qu'ils n'ont pas les fonctions explicatives ou prédictives caractéristiques d'un modèle, c'est à dire qu'ils ne fonctionnent pas seuls. Par exemple, la connaissance de l'état initial d'un système donné en termes de substances chimiques ne permet pas d'en connaître l'évolution si l'on ne dispose pas d'un outil prédictif découlant d'un modèle (Kermen, 2016a). La réalité idéalisée est communiquée à l'aide de la langue spécialisée, avec du vocabulaire et des symboles spécifiques de la chimie.

IV.1.3. Le registre des modèles

Le terme « modèle » est reconnu comme polysémique si bien qu'il est préférable de caractériser un modèle par ses fonctions (Varenne, 2013, 2016) plutôt que d'en donner une définition unique qui serait « délicate et peu satisfaisante » (Soler, 2013, p. 13). Le point de vue que nous adoptons dans ce manuscrit est notamment celui de Joshua et Dupin (1993) ainsi que Robardet et Guillaud (1997) pour lesquels un modèle est une construction intellectuelle mettant en jeu des concepts en réseau parfois relativement abstraits. Pour ces auteurs, un modèle a une fonction explicative, parfois prédictive, pour la réalité qu'il représente ; certains modèles sont hautement mathématisés alors que d'autres se limitent à des représentations figuratives.

Selon Kermen (2007), rapportant les écrits de Soler (2000), un modèle permet de fournir une raison à une succession de phénomènes, dans notre cas observables et classés dans le registre empirique. Ainsi, connaissant les conditions initiales de la situation expérimentale considérée et un énoncé général (inclus dans le modèle), mettre en fonctionnement un modèle correspond à un raisonnement qui permet de répondre au pourquoi d'un enchaînement d'événements du registre empirique (Kermen, 2007).

La fonction de prédiction du modèle consiste à prévoir des événements du registre empirique qui adviennent sachant que l'on connaît les conditions initiales et l'énoncé général

(Kermen, 2007). Les résultats de la prévision effectuée, qui est l'égale d'une simulation, peuvent toutefois être contredits par les événements réellement observés, ce qui permet de mettre en évidence l'insuffisance d'un modèle et donc d'en approcher les limites.

La fonction de représentation est effective à travers le langage symbolique et plus précisément les représentations sémiotiques auxquelles nous réservons un paragraphe ci-après (voir IV.2).

En complément, selon Minsky cité par Varenne (2016), « pour un observateur B, un objet A* est un modèle d'un objet A dans la mesure où B peut utiliser A* pour répondre à des questions qui l'intéressent au sujet de A » (Varenne, 2016, p. 12). Si l'on considère au sens large qu'un objet est aussi un modèle, ce que semble autoriser Varenne dans son écrit, alors l'observateur ou le questionneur B peut utiliser un modèle A* pour répondre à des questions à propos d'un autre modèle A (Kermen, 2016a). Autrement dit, un modèle A* permet aussi de parler d'un autre modèle A ou d'utiliser un autre modèle A. D'après Kermen (2016a), le point de vue de Soler (2013) selon lequel un modèle est « une construction intellectuelle à propos de quelque chose » (Soler, 2013, p. 183) et « qui permet de résoudre des problèmes particuliers » (Soler, 2013, p. 185) s'inscrit dans la même lignée.

Il nous reste à définir le terme de modélisation. Selon Varenne (2016), la modélisation désigne l'utilisation ou l'élaboration d'un ou plusieurs modèles pour répondre à des « objectifs d'enquête bien définis au départ » (Varenne, 2016, p. 12). Dans le cas de la chimie, ces enquêtes regroupent l'ensemble des questions que l'on se pose à propos des objets et des événements du registre empirique auxquelles nous ajoutons les questions que l'on se pose à propos d'autres modèles. Pour Adúriz-Bravo (2013) cité par Kermen (2016a), la modélisation recouvre la construction de modèles, leur utilisation à des fins d'explications de phénomènes scientifiques (incluant les cas d'un apprentissage scolaire) et leur modification éventuelle pour les améliorer.

En synthèse, et pour réinvestir les propos de Kermen (2016a), un modèle scientifique est « une construction intellectuelle regroupant un ensemble de concepts souvent interdépendants qui permet de représenter, expliquer et prévoir, donc de répondre à un grand nombre de questions à propos d'un domaine restreint de la réalité expérimentale et qui est issu d'une ou plusieurs théories » (Kermen, 2016a, p. 23). La même autrice précise qu'un unique modèle peut être insuffisant pour décrire la réalité observée et souligne alors la

pertinence d'avoir recours à « plusieurs modèles pour une même réalité permettant de répondre soit aux mêmes questions soit à des questions différentes » (Kermen, 2016a, p. 22). Une spécificité de la chimie est que le tangible macroscopique est interprétable à l'aide de modèles macroscopiques et submicroscopiques, tel est le cas par exemple en cinétique chimique.

Dans la suite de ce manuscrit, mettre en fonctionnement le modèle M signifie utiliser M pour expliquer, prédire et/ou représenter un (des) événements(s) du registre empirique. Un modèle M2 peut également être utilisé pour parler d'un autre modèle M1. Un modèle M1 est dit dépendant d'un modèle M2 si l'utilisation du modèle M1 requiert celle du modèle M2.

IV.2. Considérations sémiotiques

Les concepts des trois registres de la chimie précédemment présentés (réalité perçue exclue) sont communiqués à l'aide de la langue naturelle spécialisée propre à la chimie (les noms des appareils, des molécules ou des espèces chimiques par exemple) mais également par le biais de symboles spécifiques et conventionnels tels que les formules brutes des espèces chimiques, les traits continus entre les symboles des noyaux des éléments représentant les liaisons chimiques covalentes, les représentations des orbitales moléculaires ... Cette liste n'est bien entendu pas exhaustive mais la puissance des symboles réside dans le fait qu'ils permettent notamment de décrire les objets abstraits de l'échelle submicroscopique comme les électrons, les noyaux et les molécules, c'est pourquoi nous nous attardons davantage dessus dans le cadre de ce travail.

Le langage symbolique (formules et symboles) a fait l'objet d'un certain nombre de recherches françaises (Canac, 2017; Khanfour-Armalé & Le Maréchal, 2009; Le Maréchal & Cross, 2010; Mangane, 2014) qui montrent la grande richesse de ce langage mais également sa complexité, les difficultés qui en découlent pour les élèves de collège et de lycée et le nécessaire travail autour de son appréhension. En particulier, dans son travail de thèse, Canac (2017) montre que le langage symbolique n'est pas perçu par les enseignants comme un méta niveau permettant de désigner à la fois des concepts macroscopiques (typiquement les espèces chimiques) et des concepts submicroscopiques (les atomes et les molécules). De plus, son travail d'analyse montre un fort ancrage (sub)microscopique du discours (des professeurs de collège) en relation avec le langage symbolique, une quasi-absence du macroscopique et

peu de liens effectifs avec le registre empirique. Dans une enquête préalable concernant les élèves et étudiants, elle infère également que le discours des enseignants se situe d'autant plus au niveau submicroscopique que le niveau d'étude est élevé (Canac, 2017).

Nous allons donner les éléments sur lesquels nous nous appuyons pour l'analyse sémiotique au regard des postures de Charles Sanders Peirce (1839 – 1914) et du psychologue Raymond Duval (1993), également connu en didactique des mathématiques pour ses écrits concernant les symboles.

IV.2.1. Relation sémiotique triadique selon Peirce

Le dictionnaire de Sémiotique (Hébert, 2018) décrit que selon Peirce, il existe une relation triadique entre le signe ou *representamen*, l'objet qu'il représente et l'interprétant qui naît chez le sujet. En chimie, l'objet considéré peut être matériel ou conceptuel et donc abstrait par essence. Ce *representamen* est reçu par un interprète chez lequel il évoque un interprétant, c'est-à-dire une interprétation (Figure 5).

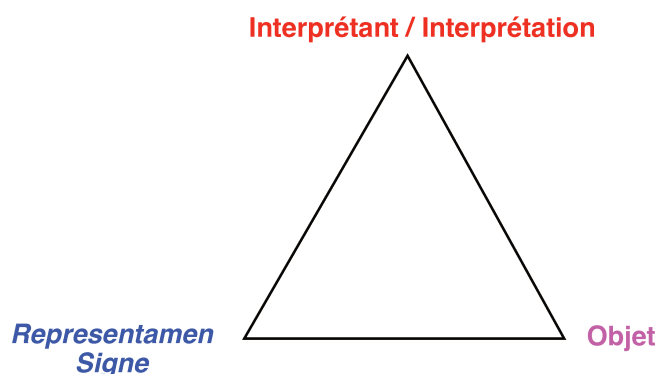


Figure 5 : relation sémiotique triadique selon Peirce

Toutefois, l'interprétant lui-même est un signe qui peut à son tour générer chez un individu un ensemble d'autres interprétants rendant alors le processus sémiotique théoriquement infini, l'interprétant final étant lié à des habitudes partagées par un groupe social, dans notre cas celui des chimistes (Kermen, 2022 citant Bruzy et al., 1980). C'est pourquoi Canac (2017) préconise un travail autour des symboles de la chimie (et du langage symbolique dans sa globalité) pour que les interprétants qui naissent chez les élèves (de collège) et plus généralement les novices ne leur soient pas privés.

Par ailleurs, « le signe ne peut que représenter l'objet, il ne peut pas le faire connaître. [...] Il peut exprimer quelque chose à propos de l'objet, à condition que cet objet soit déjà

connu de l'interprète » (Hébert, 2018, p. 232). En mathématiques et en chimie, un nombre pléthorique d'objets est abstrait. Ces objets, imperceptibles par nos sens, sont pourtant représentés à l'aide de symboles qui permettent justement de les connaître en plus de les communiquer. Notons que les chimistes utilisent aussi des représentations pour des objets perceptibles, ce qui ne semble pas partagé avec les mathématiques.

IV.2.2. Sémiotique selon Duval

En mathématiques, Duval analyse les systèmes sémiotiques pour appréhender et représenter les objets non perceptibles. Selon Duval (1993), deux aspects fondamentaux sont indissociables pour définir un système sémiotique : la *semiosis* qui est une opération cognitive visant à produire et donner du sens aux signes et la *noesis* qui désigne l'appréhension conceptuelle d'un objet. Autrement dit, la représentation ne se suffit pas à elle-même pour communiquer un objet mais est nécessaire « pour l'activité cognitive de la pensée » (Duval, 1993, p. 39). Duval assigne trois fonctions cognitives aux systèmes sémiotiques :

- Une fonction de formation au cours de laquelle une représentation est générée à l'appui de règles d'écriture et de construction (ce que l'on peut aussi appeler la syntaxe) ; il s'agit ici d'une activité de communication qui permet de faire connaître une première fois l'objet.
- Une fonction de traitement au cours de laquelle la représentation subit une transformation interne au système, assurant alors la production de connaissances nouvelles à propos de l'objet ;
- Une fonction de conversion au cours de laquelle une représentation est transformée en une représentation d'un autre système sémiotique, en conservant tout ou partie de l'information tout en explicitant d'autres significations pour l'objet considéré.

Un travail autour de ces trois fonctions est nécessaire à la compréhension des objets conceptuels représentés.

Enfin, Duval (2006) énonce une exigence épistémologique fondamentale que la sémiotique Peircienne ne semble, selon lui, pas prendre en charge. Il y a deux conditions pour qu'une représentation d'un objet mathématique donne accès à l'objet :

- Il ne doit pas être confondu avec ses représentations. À cet effet, Kermen (2022) suggère aux enseignants de « s’efforcer d’adopter une posture réflexive sur les termes utilisés pendant la classe afin d’introduire plus fréquemment des termes tels que « symbole de », « représentation de », « signification de » ou toute autre expression équivalente, afin de marquer une distance entre l’objet et le signe, et les significations qui peuvent être faites selon le contexte ou pas » (Kermen, 2022, p. 81)
- Il doit être reconnu dans chacune de ses représentations.

Khanfour-Armalé et Le Maréchal (2009) ont utilisé le cadre de Duval dans le contexte des formules chimiques pour élaborer « une analyse cognitive des représentations des substances et analyser le rôle de ces représentations dans l’enseignement au niveau moléculaire » (Khanfour-Armalé & Le Maréchal, 2009, p. 63). Un de leur principaux résultats est que les opérations mises en jeu par les élèves¹⁶ de lycée en chimie sont essentiellement celles de conversion entre systèmes sémiotiques ; celles de traitement interne à un système sont largement en arrière-plan. Dans sa thèse de Doctorat, Destin Mangane (2014) montre que, dans le cas de la stéréochimie en terminale D au Bénin, les élèves ont un manque de connaissances des systèmes sémiotiques relatifs aux représentations des molécules organiques en trois dimensions et qu’ils éprouvent des difficultés à les utiliser (conversion, traitement) et les interpréter.

Dans la suite de ce travail, nous choisissons de nous appuyer sur Peirce pour l’analyse sémiotique : pour chaque symbole que nous considérerons, nous cherchons l’objet qu’il représente et l’interprétant éventuel associé. Nous utilisons également le cadre proposé par Duval afin de vérifier s’il y a bien une distinction explicitée entre le symbole et l’objet représenté. Nous recherchons également les opérations cognitives de conversion et de traitement mises en jeu ainsi que leur intérêt.

¹⁶ Cela n’est que le reflet du contenu des manuels examinés (de la classe de seconde) par les auteurs et de ce que font les enseignants, appréhendé à travers les fiches qu’ils distribuent aux élèves.

IV.3. Un exemple de fonctionnement du cadre en 3 registres : le cas des transformations chimiques

IV.3.1. Appropriation de ce cadre par Kermen

Dans son habilitation à diriger des recherches, Kermen (2016a) fait une synthèse des travaux qu'elle a menés depuis sa thèse et qui l'ont conduite à élaborer un cadre spécifique pour caractériser les savoirs en chimie, en particulier ceux liés au champ expérimental qu'elle considère, à savoir les modifications chimiques macroscopiques de la matière. Ce cadre prend en charge la création didactique qu'est la transformation chimique et sa distinction avec la réaction chimique qui la modélise. S'appuyant sur des travaux de didactique de la physique (Tiberghien & Vince, 2005) et de la chimie (Laugier & Dumon, 2003 ; Le Maréchal entre 1999 et 2006 ; Le Maréchal & Bécu-Robinault, 2006) ainsi que sur les travaux de Martinand (1998a) et l'épistémologie contemporaine, elle propose un cadre articulant les trois registres présentés dans le paragraphe IV.1 et qui rend compte de la dualité macroscopique/submicroscopique spécifique de la chimie. La Figure 6 ci-dessous¹⁷ montre comment les trois registres prennent en charge le cas de la transformation chimique. Nous y avons ajouté le langage symbolique comme vecteur de communication de ces trois registres tel que l'a déjà fait Canac (2017) dans ses travaux de thèse.

¹⁷ Les couleurs choisies sur cette figure n'ont pas de lien avec celles de la Figure 5.

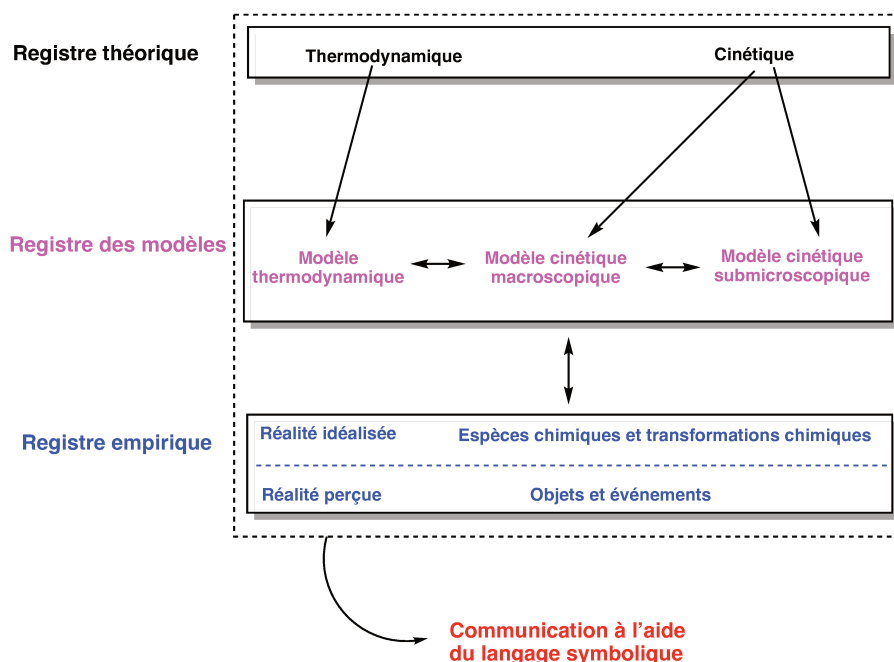


Figure 6 : articulation des trois registres à propos des transformations chimiques (Kermen, 2016a)

La Figure 6 explicite les deux théories desquelles découlent les trois modèles (flèches à simple pointe entre le registre théorique et le registre des modèles) considérés par Kermen pour ensuite représenter, expliquer et prédire des phénomènes liés aux transformations chimiques et à l'évolution des systèmes chimiques. Dans le registre des modèles, elle distingue les modèles submicroscopiques qui font appel aux entités de l'échelle atomico-moléculaire et les modèles macroscopiques qui ont longtemps été omis dans les études didactiques (Kermen, 2007). Ce schéma montre notamment des flèches à double pointe entre le registre empirique et le registre des modèles, ce qui implique la possibilité d'une lecture à double sens. Une transformation chimique d'abord décrite dans la réalité perçue puis dans la réalité idéalisée peut en effet être expliquée (interprétée) à l'aide de modèles auxquels Kermen (2018a) attribue un rôle unificateur (pour la transformation chimique). Mais ces modèles ont aussi un rôle prédictif d'un phénomène de la réalité perçue non connu *a priori*.

IV.3.2. Intérêt du cadre en 3 registres

La chimie est une discipline que l'on peut qualifier de duale en ce sens où, comme Barlet (1999) le précise, le chimiste (et par extension l'enseignement de chimie) doit posséder « la double culture du macroscopique et du (sub)microscopique » (Barlet, 1999, p. 1431) et qu'il doit faire des « va-et-vient » entre le (sub)microscopique et le macroscopique ou la

modélisation et l'expérimentation. Le même auteur, ainsi que Johnstone (2006), signalent que les enseignants de chimie se déplacent perpétuellement entre les échelles macroscopiques et submicroscopiques sans pour autant mettre en avant l'existence de modèles macroscopiques en chimie. Autrement dit, l'adaptation de leurs propos en prenant en compte l'articulation du registre empirique (décomposé en deux réalités) et du registre des modèles, reviendrait à dire que les enseignants passent sans cesse du registre expérimental macroscopique au registre des modèles tantôt macroscopiques, tantôt submicroscopiques tout en utilisant un langage symbolique pouvant lui-même désigner des concepts macroscopiques et submicroscopiques. Afin de limiter la charge cognitive des élèves (de lycée), Barlet (1999) proposait que les enseignants signalent dans leur discours « de façon explicite, le plus souvent possible » tout changement d'échelle (Barlet, 1999, p. 1440). En Belgique, Houart (2009) étudie la communication pédagogique en cours magistral de chimie à l'université et effectue une suggestion similaire. Il nous semble que le schéma proposé par Kermen (Figure 6) peut, en plus d'être un outil d'analyse de l'activité de modélisation et des liens entre modèles et données expérimentales, servir de point de repère tant pour les enseignants que pour les étudiants afin de répondre aux recommandations didactiques formulées par Barlet et Houart.

Chapitre V. Analyse épistémologique et didactique du savoir de référence

V.1. Savoir savant et savoir de référence

Dans ce chapitre, nous analysons le savoir de référence désigné également par le « savoir à enseigner » pour reprendre le vocabulaire de la transposition didactique de Chevallard (1994). Le savoir de référence a été en partie constitué à partir du croisement du contenu d'ouvrages de deuxième cycle universitaire plébiscités et reconnus par la communauté d'enseignants-chercheurs et d'une réflexion didactique et épistémologique personnelle. Les ouvrages de référence que nous présentons dans le paragraphe, bien qu'étant relativement peu récents, ont la particularité d'être très exhaustifs et complets sur le plan scientifique. Le fait qu'il n'existe que peu d'équivalents récemment publiés apportant de la nouveauté dans le contenu (et sa présentation) a guidé notre choix. Le texte du savoir présenté dans ces ouvrages a été constitué à partir du savoir savant, c'est-à-dire celui détenu par les chercheurs qui le fabriquent et qui le reconnaissent comme tel (Arsac et al., 1989). Ce savoir, validé par des pairs, est légitime à la date à laquelle il est publié et est diffusé dans des revues à comité de lecture dans la sphère universitaire. Le savoir de référence naît donc de la transformation du savoir savant afin de le rendre accessible et enseignable, mais il doit rester légitime : il doit être plus ou moins fidèle au savoir savant sans pour autant trop s'en écarter.

V.2. Les types de liaisons et les modèles choisis pour les décrire

Nous allons préciser ce que nous appelons « savoir de référence » pour les modèles permettant de décrire les types de liaisons chimiques classiquement enseignés en L1 de chimie. Nous développons dans un premier temps le réseau de concepts de deux théories du registre théorique sur lesquelles nous nous appuyons : la théorie électromagnétique et la théorie quantique. Nous présentons ensuite le modèle quantique de l'atome utile pour aborder les modèles quantiques de description de la liaison chimique covalente. Nous développons trois modèles de description de la liaison covalente :

- Les deux modèles quantiques :
 - le modèle des orbitales moléculaires ;

- le modèle de la liaison de valence qui reste peu enseigné mais qui est toutefois souvent utilisé de manière implicite par les enseignants de chimie (Hiberty & Volatron, 2003) ;
- le modèle de Lewis. Ce dernier semble être incontournable dans une unité d'enseignement sur la liaison chimique ce qui est attesté par son omniprésence dans tous les ouvrages de chimie générale de premier cycle universitaire.

Nous présentons également la liaison ionique décrite par ce que nous appelons le modèle de la liaison ionique et complétons cet exposé en développant succinctement les descriptions des liaisons intermoléculaires comme celles de Van der Waals et la liaison hydrogène¹⁸ par les modèles homonymes (Tableau 1). Ces liaisons représentent un intérêt dans des disciplines comme la biologie et apparaissent largement dans les maquettes d'enseignement de licence. Nous détaillons le réseau de concepts propre à chaque modèle et, lorsqu'elles existent, les représentations sémiotiques associées à chaque type de liaison afin de les communiquer. Les liens existants avec le registre empirique sont également explicités, ce qui permet d'avoir une première vision de l'utilisation de ces modèles et donc de l'activité de modélisation.

Type de liaison	Registre des modèles	Registre théorique
Liaison covalente	Modèle des orbitales moléculaires	Théorie électromagnétique et théorie quantique
	Modèle de la liaison de valence	
	Modèle de Lewis	
Liaison ionique	Modèle ionique	
Liaisons de Van der Waals	Modèle des liaisons de Van der Waals	
Liaison hydrogène	Modèle de la liaison hydrogène	

Tableau 1 : modèles décrits dans le savoir de référence

¹⁸ Les liaisons hydrogène peuvent également être intramoléculaires.

V.3. Les ouvrages choisis pour constituer le savoir de référence

Le savoir de référence a été en partie extrait d'ouvrages de chimie répandus dans la sphère universitaire des chimistes en France et à l'international pour deux d'entre eux. Les ouvrages utilisés ont été édités il y a plus de vingt ans pour la plupart d'entre eux. Ils ont l'avantage d'être relativement exhaustifs et connus par tout enseignant de chimie en France.

Pour la théorie quantique ainsi que le modèle des orbitales moléculaires et celui de la liaison de valence, nous avons utilisé cinq ouvrages s'adressant à des étudiants de deuxième cycle universitaire :

- Éléments de chimie quantique à l'usage des chimistes de Jean-Louis Rivail (1999) ;
- Chimie quantique : de l'atome à la théorie de Hückel de Bernard Vidal (1993)
- Chimie organique avancée de Carey F. A. et Sundberg J. R (1996) : il s'agit d'un ouvrage de chimie organique dont un chapitre est consacré à la description des modèles de liaison chimique ;
- March's advanced organic chemistry (7th edition) : reactions, mechanisms, and structure de Smith (2020)
- Chimie-physique de Atkins et de Paula (2004) dont seul un chapitre est consacré aux modèles quantiques de la liaison chimique ;

Les références précédentes ont été complétées à l'aide d'un ouvrage de premier cycle universitaire particulièrement exhaustif dont le contenu a jusqu'à présent été inégalé dans la littérature scientifique française :

- La structure électronique des molécules de Jean et Volatron (2003) qui est un ouvrage entièrement consacré à la description de la liaison chimique covalente.

Pour le modèle de Lewis, nous avons reconstitué le modèle originel à partir des deux publications historiques de Lewis de 1916 et 1923. Nous avons également utilisé un ouvrage de classe préparatoire dans lequel un seul chapitre est consacré à ce modèle ainsi que l'ouvrage de Jean et Volatron présenté ci-dessus.

- Structure de la matière : 1^{re} année PCSI (Casalot et al, 1998) ;

Pour les liaisons intermoléculaires, nous avons de nouveau utilisé l'ouvrage de Atkins et de Paula ainsi qu'un autre ouvrage de deuxième cycle universitaire :

- Liaisons intermoléculaires. Les forces en jeu dans la matière condensée, écrit par Alain Gerschel (1995).

Pour les concepts de la théorie électromagnétique, nous avons utilisé l'ouvrage intitulé « Électrodynamique classique: cours et exercices d'électromagnétisme » de John David Jackson (2021) qui nous a été recommandé par un maître de conférences de physique expérimenté.

V.4. Théories considérées

Nous cherchons à présenter et analyser les modèles des différents types de liaisons chimiques considérés, base de l'interprétation submicroscopique de la structure de la matière. Un atome est constitué d'un noyau et d'un ensemble d'électrons. Le noyau est lui-même composé de neutrons et d'autant de protons que ce qu'il y a d'électrons ce qui fait de l'atome un ensemble électriquement neutre. En première approximation, considérons que la matière s'interprète comme un assemblage d'atomes liés par ce que nous appelons des liaisons, et donc par transitivité de noyaux liés par des liaisons et d'électrons. Si l'on dispose de théories et de modèles permettant de décrire les noyaux et les électrons alors il est possible de décrire toutes les liaisons chimiques et donc toute la matière. Les deux théories que nous considérons sont la théorie électromagnétique qui introduit des concepts permettant de décrire des particules chargées en mouvement et la théorie quantique permettant de décrire les particules submicroscopiques et par conséquent les électrons et les noyaux. Selon Bécub-Robinault (2015) s'appuyant sur Halbwachs (1974) qui considérait le cas de la lumière, la théorie électromagnétique est emboîtée dans la théorie quantique¹⁹ en ce sens où la première est incluse dans la deuxième qui est donc plus générale.

¹⁹ Celle-ci est elle-même décomposée en théorie quantique relativiste et non relativiste.

V.4.1. Quelques concepts de la théorie électromagnétique

La théorie électromagnétique formalisée par Maxwell constitue une avancée majeure de la physique à la fin du XIX^e siècle. Elle résulte de l'union de concepts d'électrostatique, de magnétisme et d'électricité afin de décrire les interactions entre particules chargées en mouvement (Jackson, 2021). Maxwell (1865) la qualifie de théorie dynamique.

V.4.1.1. Interaction électrostatique entre deux particules chargées

Soit deux particules, supposées ponctuelles, chargées de charges q_1 (en M_1) et q_2 (en M_2), distantes de r et immobiles dans un milieu supposé homogène (Figure 7), typiquement le vide, l'air ou l'eau ... Il y a une interaction électrostatique entre ces particules. Celle-ci est attractive si les signes des charges sont opposés et répulsive dans le cas de signes identiques. La loi de Coulomb est une modélisation envisageable de cette interaction. Ainsi, la force électrostatique $\vec{F}_{1/2}$ exercée par la particule en M_1 sur celle en M_2 a pour expression $\vec{F}_{1/2} = -\vec{F}_{2/1} = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r^2} \vec{u}$ avec ϵ_0 la permittivité diélectrique du vide et ϵ_r la permittivité relative du milieu considéré. Chaque particule chargée subit alors l'influence du champ électrique généré par l'autre particule. Ces forces électrostatiques dérivent d'une énergie potentielle²⁰ E_p , ce qui signifie que la norme $F(r)$ de la force et l'énergie potentielle E_p sont reliées par l'expression $F(r) = -\frac{dE_p}{dr}$ où $\frac{dE_p}{dr}$ est la dérivée spatiale de l'énergie potentielle d'interaction. Dans le cas de forces électrostatiques attractives (respectivement répulsives), l'énergie potentielle est négative (respectivement positive) et diminue (respectivement augmente) d'autant plus que les charges sont spatialement proches. La répulsion et l'attraction électrostatiques sont d'autant plus fortes que la distance r entre les particules chargées est faible.

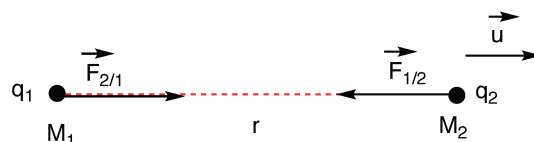


Figure 7 : interaction entre deux particules chargées de signes contraires

²⁰ En toute rigueur, il faudrait introduire l'opérateur gradient et écrire $\vec{F} = -\overrightarrow{grad}E_p$. Cette écriture se simplifie dans le cas d'une description unidimensionnelle comme cela est le cas ici.

V.4.1.2. Interaction électromagnétique

Toute particule chargée mobile crée également un champ magnétique. Ainsi, si les deux particules chargées considérées dans le paragraphe V.4.1.1 sont en mouvement alors il y a une interaction électromagnétique entre elles. Cette dernière - attractive en cas de charges de signes contraires et répulsive en cas de signes identiques - est modélisée par deux forces électromagnétiques (chaque particule agit sur l'autre) prenant en compte la vitesse des particules ainsi que les champs électrique et magnétique. Nous n'en donnons pas l'expression littérale qui ne présente pas d'intérêt dans la suite du manuscrit.

V.4.2. Quelques concepts de la théorie quantique

L'autre théorie sur laquelle nous nous appuyons, la théorie quantique (que nous nommons parfois mécanique quantique), a émergé avec les travaux d'Einstein, Planck et de Broglie dans la première moitié du XX^e siècle.

V.4.2.1. Dualité onde-corpuscule

La théorie quantique appliquée à la chimie permet de décrire la distribution des électrons dans un atome et par extension dans un ensemble d'atomes : la position absolue d'un électron ne pouvant être définie, il convient donc de le décrire selon un modèle probabiliste dans lequel il est à la fois traité comme une onde et comme une particule. L'hypothèse de de Broglie réconcilie cette dualité onde-corpuscule :

« À toute particule de masse m et de vitesse v est associé un phénomène ondulatoire dont la longueur d'onde λ est telle que $\lambda = \frac{h^{21}}{p}$ avec $p = mv$ la quantité de mouvement » (Vidal, 1993, p. 9)

V.4.2.2. Fonction d'onde et probabilité de présence

Chaque électron d'un atome ou d'une population plus étendue (plusieurs atomes) est totalement décrit par une fonction mathématique ψ complexe, dite fonction d'onde. Cette fonction est solution de l'équation $H\psi = E\psi$ appelée équation de Schrödinger dans laquelle

²¹ h est la constante de Planck

H représente un opérateur appelé Hamiltonien et E l'énergie propre associée à la fonction d'onde. L'expression de H est décomposée en deux termes (appelés opérateurs) : un opérateur exprimant le mouvement des particules (électrons et noyaux), l'autre opérateur correspond au potentiel électrostatique rendant compte des interactions attractives électron-noyau et répulsives électron-électron (et noyau-noyau s'il y en a plusieurs, ce qui n'est pas le cas pour l'atome). Plus simplement, l'opérateur H transforme la fonction d'onde en une autre fonction égale à la fonction d'onde multipliée par l'énergie propre qui lui est associée.

Si la fonction d'onde n'a pas de sens physique immédiat, en revanche « Le carré de l'amplitude de la fonction $\psi^2(x, y, z)$ au point de coordonnées²² (x, y, z) représente [...] la densité de probabilité de présence de l'électron en ce point ». (Vidal, 1993, p. 11). Plus exactement, la probabilité élémentaire de trouver l'électron dans un élément de volume $dV = dx \cdot dy \cdot dz$ est $dP = \psi \cdot \psi^* dV$ où ψ^* désigne le conjugué de ψ . L'intégration de la relation précédente sur tout l'espace implique l'absolue certitude de trouver l'électron. Subséquemment on obtient $\iiint \psi \cdot \psi^* dV = 1$ (qui s'écrit également $\langle \psi | \psi^* \rangle = 1$ avec la notation dite de Dirac). La fonction d'onde est dite normalisée, l'expression précédente traduisant la condition de normalisation (Vidal, 1993). Enfin, résoudre l'équation de Schrödinger permet aussi de trouver l'énergie E ou « valeur propre » associée à la fonction d'onde ψ (Jean & Volatron, 2003a).

V.4.2.3. Spin de l'électron

Goudsmit et Uhlenbeck ont mis en évidence en 1925 l'existence d'une propriété intrinsèque à l'électron appelée spin et pour laquelle il n'existe pas d'équivalent en mécanique classique. Cette propriété est associée à un nombre quantique appelé nombre quantique magnétique de spin (ou simplement spin par habitude langagière) noté m_s et pouvant prendre deux valeurs qui sont $+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$. Une description plus détaillée de l'électron (dans l'atome et les molécules) prenant en compte les effets relativistes du spin nécessite l'utilisation de l'équation de Dirac (1928) qui fait appel à la théorie quantique relativiste qui n'est pas abordée dans ce manuscrit.

²² Les coordonnées sphériques (r, θ, φ) sont généralement utilisées

V.5. Le modèle quantique de l'atome

Dans ce paragraphe, nous décrivons le modèle quantique de l'atome afin d'introduire des concepts utiles pour présenter les modèles de liaisons.

V.5.1. Approximations pour résoudre l'équation de Schrödinger

La résolution exacte de l'équation de Schrödinger $E\psi = H\psi$ n'est envisageable que pour les systèmes à un seul électron comme l'atome d'hydrogène (et les ions hydrogénoïdes ne possédant d'un seul électron). Dès qu'il y a au moins deux électrons, il convient d'effectuer un certain nombre d'approximations pour accéder aux solutions. Rivail (1999) rappelle les hypothèses essentielles pour les atomes polyélectroniques :

- les noyaux, dont la masse est supposée infinie devant celle des électrons, sont considérés comme fixes. Le système est alors décrit en négligeant leur énergie cinétique devant celle des électrons : la résolution de l'équation de Schrödinger revient à déterminer la fonction d'onde dite électronique. C'est l'approximation de Born-Oppenheimer.
- les répulsions entre électrons sont négligées : la fonction d'onde polyélectronique est en conséquence un produit de fonctions d'onde monoélectroniques. Il s'agit de l'approximation orbitale. Ainsi, chaque électron est décrit par une fonction d'onde ayant les mêmes caractéristiques que celles des hydrogénoïdes.

V.5.2. Nomenclature des fonctions d'onde

Dans le cadre de la description d'un l'électron dans l'atome (à un seul ou plusieurs électrons), chaque fonction d'onde est une fonction d'onde dite électronique solution de l'équation de Schrödinger. On la nomme aussi orbitale atomique ou orbitale sans préciser qu'elle est atomique, cette information devenant implicite selon le contexte (l'acronyme OA désigne une orbitale atomique). Chaque fonction d'onde est nommée à l'aide d'un chiffre et d'une lettre ; par exemple, l'électron de l'atome d'hydrogène dans l'état fondamental²³ est décrit par une fonction d'onde ou orbitale nommée 1s alors que certains électrons de l'atome

²³ État de plus basse énergie.

de carbone peuvent être décrits à l'aide d'orbitales appelées 1s, 2s ou encore 2p. Dans un atome polyélectronique, chaque orbitale est également appelée sous-couche²⁴.

V.5.3. Représentation conventionnelle des orbitales atomiques

Les orbitales atomiques dépendent de trois variables d'espace x , y et z et il serait trop complexe de les représenter. Il est donc plus commode de tracer un réseau de surfaces d'isodensité en imposant diverses valeurs fixes à $|\psi|^2$ puis de représenter leur intersection avec un plan contenant le noyau de l'atome. En pratique, on sélectionne une seule surface d'isodensité et on utilise une représentation conventionnelle qui en rappelle les caractéristiques géométriques (Rivail, 1999). Par exemple, les surfaces d'isodensité associées aux orbitales s sont des sphères ; leur intersection avec un plan est donc un cercle. En conséquence, une orbitale s est représentée par un cercle blanc (ou rempli de noir, parfois hachuré) centré sur le noyau de l'atome. Chaque couleur désigne le signe de la partie réelle de la fonction d'onde ; un changement de couleur correspond à un changement de signe (Jean & Volatron, 2003a).

Quelques-unes de ces représentations sont données sur la Figure 8 ci-dessous. Par abus de langage, les chimistes disent fréquemment qu'ils représentent des orbitales atomiques mais ce n'est en aucun cas la fonction d'onde qui est représentée.

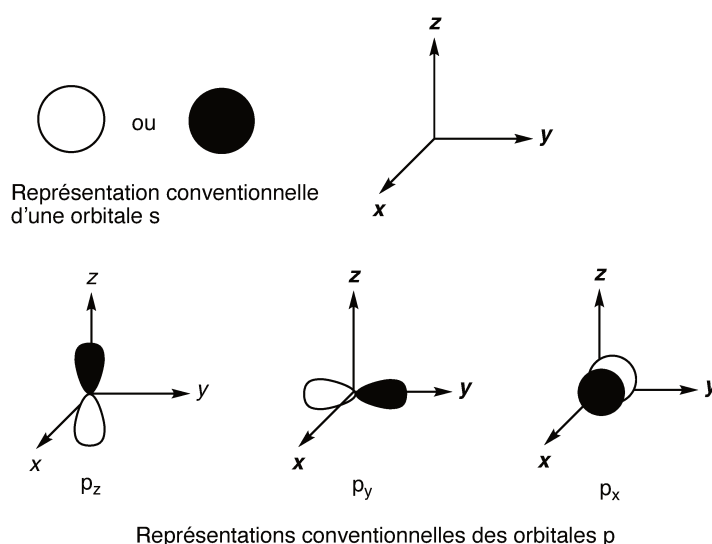


Figure 8 : représentations conventionnelles des orbitales atomiques s et p (Rivail, 1999, p. 36)

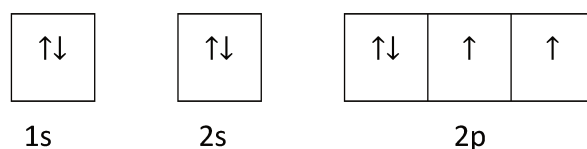
²⁴ A l'exception de l'orbitale 1s qui est seule dans la couche caractérisée par le nombre quantique $n = 1$.

V.5.4. Configuration électronique d'un atome

La configuration électronique de plus basse énergie (dite fondamentale) d'un atome désigne la distribution des électrons dans les différentes orbitales atomiques ou sous-couches. Une telle configuration est conventionnellement présentée avec le nom des diverses orbitales dans un ordre précis²⁵ et le nombre²⁶ d'électrons qu'elles décrivent est précisé en exposant. Par exemple, la configuration électronique de l'atome d'oxygène à l'état fondamental est $1s^2 2s^2 2p^4$. L'écriture $1s^2$ signifie que deux électrons sont décrits par une orbitale atomique $1s$. Dans le langage courant, on dit que ces deux électrons occupent une orbitale $1s$ ou encore qu'il y a deux électrons dans la sous-couche $1s$. Cette expression traditionnellement utilisée dans les ouvrages constitue un abus de langage car il suppose une idée de localisation de l'électron en opposition totale avec le modèle quantique probabiliste.

Selon le principe d'exclusion de Pauli, chaque fonction d'onde (ou orbitale atomique) permet de décrire au maximum deux électrons qui sont distingués par des nombres quantiques magnétiques de spin opposés. Dans le langage du chimiste, les électrons sont dits appariés (Atkins & De Paula, 2004).

La configuration électronique s'écrit également à l'aide d'un graphisme de cases quantiques, chacune des cases étant associée à une orbitale atomique (Arribart, 2023). L'état d'occupation de chaque orbitale par des électrons est représenté à l'aide de flèches placées dans les cases. Une flèche vers le haut décrit un électron dont le spin est égal $+1/2$ (vers le bas pour un spin égal à $-1/2$). Cette représentation reflète une idée de localisation des électrons qui est pourtant contraire aux principes de mécanique quantique. La configuration électronique fondamentale de l'atome d'oxygène se représente ainsi en mobilisant un tel formalisme :



²⁵ L'ordre de remplissage est donné par la règle mnémotechnique dite de Madelung-Klechkowski.

²⁶ Le nombre maximal d'électrons décrit par une orbitale atomique est figé par le principe de Pauli présenté ci-après.

Enfin, il est d'usage pour le chimiste de catégoriser les électrons comme étant de cœur ou de valence. Les électrons de valence sont ceux les plus éloignés du noyau et décrits par les orbitales atomiques dont le chiffre précédant la lettre est le plus élevé et, le cas échéant, ceux des sous-couches incomplètes. Les autres électrons, plus proches du noyau, sont les électrons de cœur. Cette distinction est importante car les électrons de valence sont impliqués dans les modèles de liaison chimique comme celui de Lewis ou des orbitales moléculaires. Par exemple, pour l'atome d'oxygène, les électrons des sous-couches 2s et 2p sont les électrons de valence, les électrons 1s sont les électrons de cœur (Figure 9).

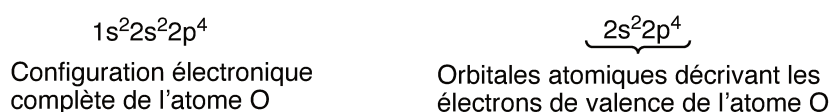


Figure 9 : catégorisation des électrons de valence de l'atome d'oxygène

Signalons que le passage de l'écriture conventionnelle de la configuration électronique à la représentation sous forme de cases quantiques est une activité cognitive de conversion selon Duval (1993). La catégorisation des électrons de valence à partir de la configuration électronique fondamentale constitue quant à elle une activité de traitement (Duval, 1993).

V.5.5. Lien avec le registre empirique

Le modèle quantique de l'atome qui s'enracine dans la théorie quantique a été développé notamment pour expliquer les spectres discrets d'absorption et d'émission atomique. Les taches lumineuses typiquement observées sur un spectre d'émission sont interprétées par l'émission de photons lors de transitions électroniques entre deux niveaux d'énergie d'un atome. En quelques mots, l'obtention d'un spectre d'émission consiste à chauffer fortement un échantillon ou à le soumettre, dans le cas d'un gaz, à une étincelle. À l'échelle submicroscopique, les atomes se trouvent alors dans un état dit excité. Cela signifie que les électrons sont décrits par une configuration électronique de plus haute énergie que la configuration électronique fondamentale. Lors du processus d'émission, un électron de l'atome considéré passe d'un état 2 d'énergie E_2 dit excité à un état 1 de plus basse énergie E_1 tout en émettant un photon dont la fréquence ν est liée à la différence d'énergie ΔE par la relation $\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$.

V.6. Les modèles de description de la liaison covalente

Une liaison covalente est une liaison chimique permettant de décrire la cohésion des atomes dans une molécule. Nous donnons en premier lieu une définition générale d'une liaison covalente que l'on qualifie de classique puis sa description par deux modèles quantiques : le modèle des orbitales moléculaires et le modèle de la liaison de valence. Selon Hiberty et Volatron (2003), les calculs relatifs aux deux modèles quantiques convergent en toute rigueur vers les mêmes résultats. Nous achevons ce paragraphe par la présentation du modèle de Lewis de la liaison covalente et montrons comment l'ensemble des modèles peut être utilisé.

V.6.1. Définition classique²⁷ d'une liaison covalente

Afin de simplifier nos propos, considérons une molécule diatomique, par exemple celle de dihydrogène de formule brute H_2 . À l'échelle submicroscopique, cette molécule est un système constitué de deux noyaux et de deux électrons, en mouvement. La liaison résulte d'interactions électromagnétiques attractives entre les noyaux et les électrons compensées exactement en moyenne dans le temps par des interactions répulsives entre les deux noyaux d'une part et entre les deux électrons d'autre part. Lorsque le système est plus stable que si les noyaux étaient à distance supposée infinie, l'énergie potentielle totale qui lui est associée est minimale et est inférieure à la situation dans laquelle les deux noyaux sont éloignés à l'infini. Les deux noyaux sont maintenus à distance moyenne constante. Cette distance internucléaire est intrinsèque à la liaison considérée et permet de caractériser la stabilité de l'édifice obtenu : c'est en ce sens qu'il s'agit d'une caractéristique de la liaison appelée la longueur moyenne de liaison. L'énergie à fournir pour séparer les noyaux à l'infini est également une caractéristique de la liaison et porte le nom d'énergie moyenne de dissociation de la liaison. Ces deux grandeurs caractéristiques sont des moyennes puisqu'elles fluctuent dans le temps en raison du mouvement des particules. Pour une liaison covalente, la longueur moyenne typique est d'une centaine de pm et l'énergie de dissociation moyenne est de quelques eV (électronvolts).

²⁷ En ce sens où les éléments de la mécanique quantique sont absents.

La variation d'énergie potentielle du système (constitué des deux noyaux et des deux électrons) en fonction de la distance internucléaire (Figure 10) a été simulée par le potentiel de Morse codé en langage Python™ (le code est donné en Annexe 1).

Variation de l'énergie potentielle du système noyaux + électrons en fonction de la distance entre deux noyaux d'atomes d'hydrogène

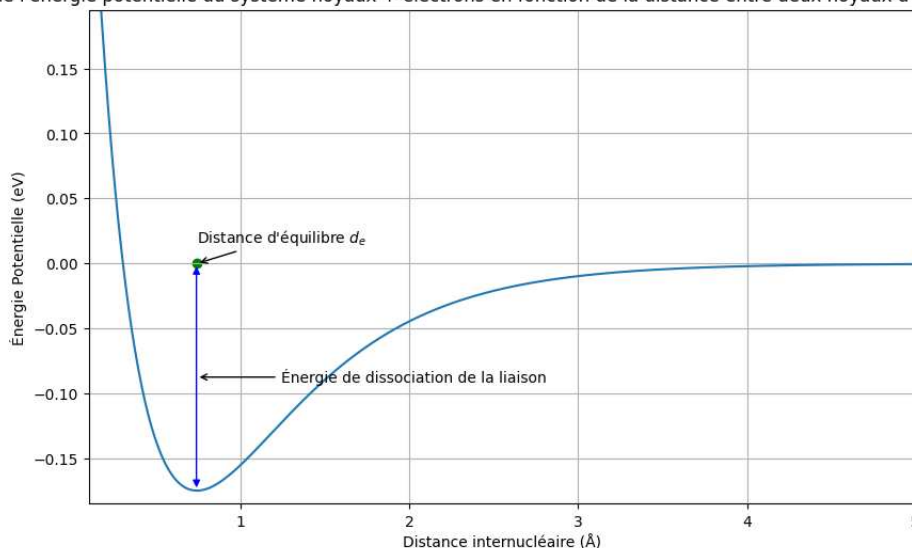


Figure 10 : variation de l'énergie potentielle en fonction de la distance entre les noyaux d'atome d'hydrogène

Notons d la distance internucléaire et d_e sa valeur à l'équilibre. Tant que d décroît en restant toutefois supérieur à d_e , les forces électromagnétiques attractives entre noyaux et électrons prédominent devant les forces répulsives entre noyaux et entre électrons. En conséquence, l'énergie potentielle décroît. Lorsque d devient inférieure à d_e , la répulsion internucléaire l'emporte sur l'attraction électron-noyau et l'énergie augmente brusquement. En $d = d_e$, attraction et répulsion se compensent exactement, l'énergie du système {électrons-noyaux} est minimale.

Du point de vue du vocabulaire, il est scientifiquement rigoureux de parler de liaison (covalente dans ce paragraphe) entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés puisque ce sont les noyaux qui sont maintenus à distance moyenne constante et que chaque noyau est relatif à un atome appartenant à un élément chimique. Toutefois, les ouvrages que nous avons consultés mettent en avant d'autres énoncés décrivant le plus souvent une liaison entre atomes et parfois entre noyaux d'atomes, entre noyaux d'éléments ou tout simplement entre noyaux sans davantage de précision. Des variations sont parfois constatées au sein d'un même ouvrage. L'expression liaison « entre atomes » nous semble laisser en arrière-plan le rôle des

noyaux même si c'est celle qui est utilisée par IUPAC (McNaught & Wilkinson, 1997) qui est une autorité reconnue pour la terminologie en chimie. Nous pensons que les autres formulations sont davantage satisfaisantes car elles mettent en avant les noyaux. Dans la suite de ce manuscrit, les expressions « noyau » et « noyau d'atome » désignent également le noyau d'un atome d'un élément afin d'alléger le texte.

En synthèse²⁸, une liaison covalente est décrite par un modèle d'interactions électromagnétiques entre particules chargées (noyaux et électrons) en mouvement continu. Ces interactions sont interprétées comme des forces électromagnétiques attractives et répulsives, intérieures au système considéré (noyaux et électrons), se compensant exactement en moyenne. Cela explique le maintien des noyaux à distance moyenne constante. Il s'agit d'une moyenne en raison de l'aspect dynamique lié au mouvement des particules au cours duquel la distance internucléaire fluctue. Pour la même raison, l'énergie à fournir pour éloigner les noyaux à l'infini ou énergie de dissociation de la liaison est également une moyenne.

Voyons comment cette définition peut être interprétée sous le prisme de la théorie quantique.

V.6.2. Modèles quantiques de description de la liaison covalente

Les deux modèles quantiques de description de la liaison covalente ont pour base commune l'équation de Schrödinger écrite pour un système constitué d'au moins deux noyaux et d'électrons. Cette équation reflète à la fois le mouvement des particules ainsi que les interactions électromagnétiques attractives et répulsives, se manifestant entre ces particules, décrits dans le paragraphe V.6.1. Cependant, tout comme dans le cas de l'atome, sa résolution exacte n'est envisageable que pour les molécules à un seul électron comme l'ion H_2^+ . C'est ainsi que les approximations présentées dans le paragraphe V.5.1 sont également nécessaires pour la résolution de l'équation non détaillée dans le manuscrit. Résoudre l'équation de Schrödinger pour une molécule revient à trouver les fonctions d'ondes et valeurs propres de l'énergie associées telles que l'énergie du système considérée est minimale.

²⁸ Cette définition reste bien entendu valable dès lors qu'il y a plus de deux noyaux. Toutes les particules sont en interaction entre elles et tous les noyaux sont à distances moyennes constantes les uns par rapport aux autres.

Dans le cadre des deux modèles quantiques présentés, la liaison chimique covalente est décrite par le recouvrement d'orbitales atomiques. Dans le langage des chimistes, on dit que les OA se recouvrent.

V.6.2.1. Le modèle des orbitales moléculaires

V.6.2.1.1. Obtention d'une fonction d'onde moléculaire

Le modèle des orbitales moléculaires a initialement été développé pour décrire des molécules diatomiques. Les orbitales moléculaires (acronyme OM) sont des fonctions d'onde obtenues en faisant une combinaison linéaire des orbitales atomiques (repérée par l'acronyme CLOA) décrivant les électrons de valence *délocalisés dans toute la molécule*. Les OA combinées, ou qui se recouvrent, sont celles suffisamment proches en énergie et partageant les mêmes propriétés de symétrie.

Par exemple, pour construire les orbitales moléculaires de la molécule H_2 , considérons les noyaux de deux atomes H_A et H_B auxquels on associe respectivement les OA φ_A et φ_B . La combinaison linéaire des deux OA conduit à deux OM : l'une nommée ψ_S qualifiée de liante et plus basse en énergie que les deux OA combinées et l'autre ψ_A , antiliante, plus haute en énergie que les deux OA qui se recouvrent. À titre d'information, le calcul d'obtention des OM est développé dans l'Annexe 2. En licence première année ce calcul n'est généralement pas détaillé. Les enseignants se limitent à présenter le critère de recouvrement des OA, les OM obtenues en conséquence, leur représentation conventionnelle ainsi qu'un diagramme d'interaction ou diagramme énergétique à partir duquel il est possible de produire un certain nombre d'explications et de prévisions.

V.6.2.1.2. Représentation conventionnelle des OM

Les orbitales moléculaires sont conventionnellement représentées dans un plan en combinant le dessin conventionnel des OA qui se recouvrent. Par exemple, la représentation des orbitales moléculaires obtenues lors du recouvrement des deux OA φ_A et φ_B est donnée Figure 11. Le trait entre les deux cercles, qui ne sont rien d'autre que les représentations conventionnelles des OA, symbolise l'axe internucléaire. La représentation d'une OM renseigne également sur les signes *via* les couleurs de chacun des cercles et les tailles relatives des coefficients des OA dans la combinaison linéaire. L'OM liante est telle que la densité de probabilité de présence des électrons est maximale entre les deux noyaux alors qu'elle est

nulle dans le plan médian appelé plan nodal pour l'OM antiliante. Notons que de telles représentations reflètent une idée de localisation des électrons qui est contraire à ce qui prévaut en mécanique quantique.

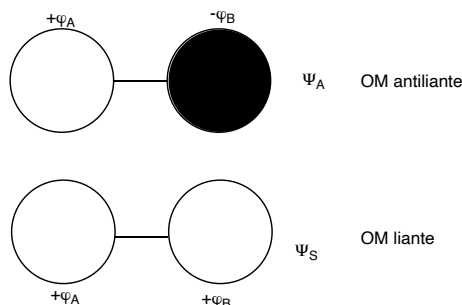


Figure 11 : représentations conventionnelles des orbitales liantes et antiliantes

V.6.2.1.3. Diagramme d'interaction

Il est fréquent d'utiliser un diagramme d'énergie rendant compte du recouvrement des orbitales atomiques pour construire les orbitales moléculaires. Sur ce diagramme, on place des traits qui représentent les niveaux d'énergie des OA combinées et des OM obtenues.

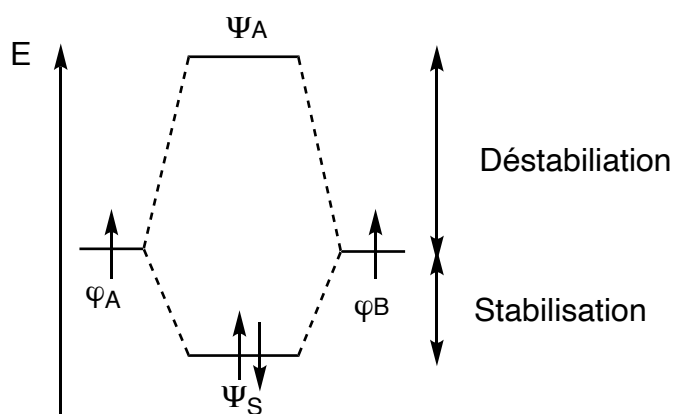


Figure 12 : diagramme d'interaction de la molécule de dihydrogène H_2

La Figure 12 montre les deux niveaux d'énergie associés aux OM liantes et antiliantes :

- l'énergie de déstabilisation est plus grande que celle de stabilisation
- les niveaux d'énergie sont remplis par le chimiste selon l'énergie croissante à l'aide des symboles permettant de décrire les électrons. Chaque niveau d'énergie est occupé par deux électrons au maximum de spins opposés selon le principe d'exclusion de Pauli. Dans le langage courant des chimistes, on dit qu'on remplit les OM par niveau d'énergie croissante.

- Dans un diagramme d'interaction (ou diagramme énergétique), l'OM la plus haute occupée (par au moins un électron) repérée par l'acronyme HO et l'OM la plus basse vacante ou BV (ne décrivant aucun électron) sont appelées orbitales frontières.
- la configuration électronique de la molécule est obtenue en précisant le type d'orbitale et son degré d'occupation en exposant. Dans le cas de H₂, on obtient une orbitale moléculaire liante ψ_s notée σ et une orbitale moléculaire anti-liante ψ_A notée σ^* . La configuration électronique s'écrit ici $1\sigma^2$. L'orbitale molécule 1σ est une description de la liaison covalente par le modèle des orbitales moléculaires.

V.6.2.1.4. Extensions du modèle

Il existe une extension du modèle des orbitales moléculaires permettant de décrire les molécules constituées d'au moins trois atomes appelée méthode des fragments. Celle-ci est inspirée des travaux de chimie computationnelle²⁹ de Kitaura et ses Collègues publiés à l'aube des années 2000 (Fedorov & Kitaura, 2009). Pour plus de détails, le lecteur peut se reporter au tome 2 de l'ouvrage de Jean et Volatron (2003b). Le modèle des OM a également servi de base pour élaborer le modèle des bandes permettant d'expliquer la conduction électrique dans les solides métalliques. Sans détailler davantage, le modèle des bandes ne pourrait pas être décrit sans le modèle des orbitales moléculaires dont il est donc dépendant.

V.6.2.2. Modèle de la liaison de valence

Le modèle de la liaison de valence (acronyme LV) a été le vecteur d'introduction de concepts encore largement utilisés (dans le modèle des OM notamment) comme le recouvrement d'OA et la nomenclature des orbitales obtenues en conséquence. Il a également contribué à propager du vocabulaire tel que celui associé au concept d'hybridation et qui semble être l'apanage des chimistes organiciens pour désigner la géométrie moléculaire autour d'un atome (Hiberty & Volatron, 2003).

V.6.2.2.1. Fondements du modèle

La modèle de la LV, initié par les calculs menés par Heitler et London en 1927 pour la molécule de dihydrogène, repose sur le recouvrement de deux orbitales atomiques décrivant

²⁹ Parfois appelée chimie numérique

chacune un électron non apparié d'un atome d'hydrogène. Sur l'exemple de la molécule H₂, les auteurs du modèle ont proposé que ces deux OA se recouvrent pour former une nouvelle orbitale nommée σ décrivant une paire d'électrons de spins opposés, et donc appariés. Cette orbitale modélise une *liaison covalente localisée* entre les deux noyaux d'atome d'hydrogène. Ce modèle a fourni les appuis théoriques permettant de justifier le modèle qu'avait antérieurement proposé Lewis.

V.6.2.2.2. Hybridation des orbitales atomiques

La promotion de valence et l'hybridation des orbitales atomiques sont les deux autres concepts clés du modèle en vue d'expliquer la géométrie de molécules présentant plus de deux atomes. Prenons l'exemple de la molécule de méthane de formule CH₄. La tétravalence du carbone est inexplicable à l'aide de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental qui ne présente que deux électrons non appariés : en effet, il faudrait 4 électrons non appariés, chacun d'entre eux pourra alors être apparié avec un autre électron d'un atome d'hydrogène lors de la construction de la molécule. Selon Smith (2020), Pauling proposa d'envisager un état excité (de plus haute énergie) de la configuration électronique de l'atome de carbone en promouvant un électron du niveau d'énergie 2s au niveau d'énergie 2p (Figure 13) puis de construire quatre orbitales hybrides équivalentes nommées sp^3 , c'est à dire des orbitales obtenues en combinant linéairement l'orbitale 2s avec les trois orbitales 2p. Chacune des 4 orbitales hybrides décrit un électron non apparié. Dans le langage courant le chimiste dit que l'atome de carbone est hybridé sp^3 et permet d'expliquer la géométrie tétraédrique autour de l'atome de carbone. Il existe d'autres hybridations envisageables (sp et sp^2) que nous choisissons de ne pas présenter dans ce manuscrit.

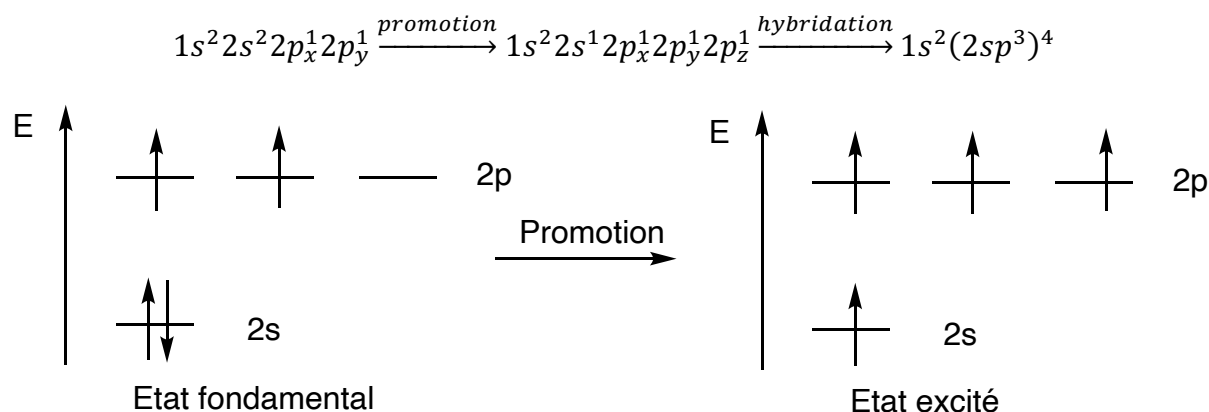


Figure 13 : niveaux d'énergie de valence pour l'atome de carbone à l'état fondamental et à l'état excité ; principe de l'hybridation (Smith, 2020, p. 7)

Ces orbitales hybrides sp^3 se représentent conventionnellement (Figure 14). Cette représentation symbolique montre quatre orbitales hybrides sp^3 dirigées (avec une direction privilégiée dans l'espace) et arrangées sous forme d'un tétraèdre. Dans le langage courant des chimistes, un carbone hybridé sp^3 désigne aussi la géométrie tétraédrique (sp^2 la géométrie triangulaire et sp linéaire).

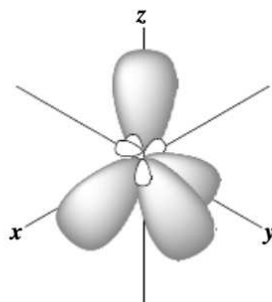


Figure 14 : représentation conventionnelle des quatre orbitales hybrides de l'atome de carbone
(Smith, 2020, p. 7)

Mon expérience d'étudiant me laisse le souvenir d'EC pour lesquels la géométrie autour du noyau d'un atome d'un élément donné était la conséquence d'une hybridation (typiquement sp^3 dans le cas d'un environnement tétraédrique). Il nous semble qu'une telle formulation est incorrecte : l'hybridation est une explication de la géométrie autour du noyau d'un atome et non son antécédent. Le vocabulaire associé au modèle de la VSEPR³⁰ remplace aujourd'hui avantageusement celui en lien avec le concept d'hybridation.

En bref, le modèle des OM et le modèle de la LV ont pour base commune l'équation de Schrödinger rendant compte du mouvement des particules (noyaux et électrons) soumises à des interactions électromagnétiques. Pour expliquer ce qu'est une liaison covalente, le premier modèle (OM) décrit un ensemble d'électrons délocalisés entre tous les noyaux d'atomes des éléments considérés, alors que le deuxième modèle (LV) décrit deux électrons appariés localisés entre deux noyaux. Les deux modèles partagent le concept de recouvrement d'OA et la nomenclature pour décrire les liaisons formées.

³⁰ VSEPR est l'acronyme de Valence Shell Electron Pair of Repulsion. Ce modèle permet de prédire la géométrie des molécules autour d'un noyau d'atome donné.

V.6.3. Modèle de Lewis

V.6.3.1. Le modèle de Lewis originel

V.6.3.1.1. Vers les travaux de Lewis : le contexte au début du XX^e siècle.

La liaison chimique, et plus globalement la compréhension de la structure moléculaire, a fait l'objet de vifs débats dans la communauté scientifique. C'est à partir de la découverte de l'électron par Thomson en 1897 que la liaison chimique a été élaborée avec des modèles qui sont encore pour certains largement utilisés aujourd'hui. Néanmoins, la connaissance de la structure atomique n'est pas suffisamment approfondie au début du XX^e siècle pour proposer des modèles aboutis pour décrire les molécules (Simões, 2007). La structure atomique a fait l'objet de publications par des chimistes et des physiciens qui adoptaient des points de vue différents au regard des faits expérimentaux dont ils disposaient. Selon Lewis (1916), les premiers tentaient d'expliquer la possibilité de transformations chimiques, d'interpréter la structure des molécules et d'expliquer la périodicité des propriétés des atomes d'éléments repérée par Mendeleïev et Julius Lothar Meyer lors de leurs travaux sur le tableau périodique. Les seconds s'intéressaient à la structure atomique et aux spectres d'absorption et d'émission des atomes.

Lorsque Lewis a proposé son modèle, les substances chimiques étaient classées par les chimistes de l'époque de manière dichotomique en deux groupes. Dans son article, Lewis (1916) rend compte de cette classification en distinguant les substances non polaires ou apolaires des substances polaires. La cohésion des substances polaires était expliquée à l'aide d'un transfert d'électrons entre atomes (partiel ou total dans le cas le plus extrême) rendu possible par leur mobilité et ayant pour conséquence une séparation de charges. Si le transfert d'électrons est complet, ce qui est typiquement le cas d'un sel tel que le chlorure de sodium, l'auteur relate ce que nous interprétons comme une interaction entre ions de charges opposées :

“The essential difference between the polar and the nonpolar molecule is that, in the former, one or more electron are held by sufficiently weak constraints so that they may become separated from their former position in the atom, and in the extreme case pass altogether to another atom, thus producing in the molecule a bipole or multipole of high electric moment. Thus in an extremely polar molecule, such as that of sodium chloride, it is probable that at

least in the great majority of molecules, the chlorine atom has acquired a unite negative charge and therefore the sodium atome a unit positive charge, and that the process of ionization consists only in a further separation of these charged parts. (...) In the polar molecule the electrons, being more mobile (than in the nonpolar molecule), move as to separate the molecule into positive and negative parts.” (Lewis, 1916, p. 764)

Dans la publication de 1916, Lewis ne précise pas d’emblée explicitement³¹ que dans le cas d’un transfert total, il s’agit d’interactions électromagnétiques attractives entre les cations et anions compensées exactement par des interactions répulsives entre ions de charges de signes identiques qui assurent la cohésion des solides ioniques. Ce modèle, qui n’est autre que l’expression des prémices de la liaison ionique telle que décrite actuellement (voir V.7.2), ne permettait pas de décrire toutes les substances à l’échelle submicroscopique comme, entre autres, les composés apolaires. L’ambition de Lewis était donc de proposer un modèle unique mettant en avant un *continuum* entre les substances polaires et apolaires afin de gommer la classification dualistique de l’époque. Cela s’inscrit clairement dans une démarche de modélisation.

” (...) scanning the whole field of phenomena (polar and nonpolar molecules) we are, I believe, forced to the conclusion that the distinction between the most extreme polar and nonpolar types is only one of degree, and that a single molecule, or even part of molecule, may pass from one extreme to another, not by a sudden and discontinuous change, but by imperceptible gradations” (Lewis, 1916, p. 767)

V.6.3.1.2. Le modèle cubique de l’atome publié par Lewis en 1916

Au cours de l’année 1902, Lewis dispense un cours à des étudiants de l’université d’Harvard et propose la théorie de l’atome cubique qui resta cependant non publiée car l’auteur ne la jugeait pas satisfaisante :

“In the year 1902 (While I was attempting to explain to elementary class in chemistry some of ideas involved in the periodic Law) becoming interested in the new theory of the electron, and combining the idea with those which are implied in the periodic classification, I formed an idea

³¹ Dans la suite du texte de la publication de 1916, Lewis propose un modèle unificateur de description des molécules prenant en compte attraction et répulsion entre des « corps » (que nous interprétons comme étant des particules du niveau submicroscopique).

of the inner structure of the atom, which, although it contained certain crudities, I have ever regarded as representing essentially the arrangement of electrons in the atom.” (Lewis, 1923, p. 29)

Lorsque Lewis (1916) esquisse le modèle de l’atome cubique alors que Rutherford avait déjà découvert, en 1911, que le noyau des atomes était chargé positivement du fait de l’existence de protons³². Dans le modèle proposé par Lewis, les électrons sont répartis aux sommets de cubes concentriques. Le cube le plus externe s’appelle la couche ; les autres cubes et le noyau constituent un ensemble que Lewis appelle le « kernel ». Lewis présente son modèle en énonçant 6 postulats à propos de l’atome cubique. Ces postulats, dont notre traduction (accompagnée de quelques commentaires entre parenthèses) est la suivante, permettent d’interpréter certains phénomènes chimiques :

1. Dans chaque atome il y a un « kernel » globalement chargé positivement qui est inchangé lors des modifications chimiques. (Ducamp et Rabier (2014) traduisent le terme kernel par cœur alors que le dictionnaire Larousse traduction en ligne³³ renvoie le mot noyau. Dans la description actuelle de l’atome, le kernel correspond à l’ensemble constitué par le noyau et des électrons de cœur. Ce terme semble désuet au regard des connaissances actuelles.)
2. L’atome neutre est constitué d’un kernel et d’une couche ou couche externe (qui est la couche de valence dans le modèle actuel de l’atome) contenant autant d’électrons que le nombre de charges positives du kernel. Lors de modifications chimiques, le nombre d’électrons dans la couche varie entre 0 et 8.
3. La couche externe d’un atome contient généralement un nombre pair d’électrons ; en général, 8 électrons sont placés symétriquement aux sommets d’un cube. (Ce postulat met en avant un ensemble de 8 électrons qui correspond à une première manifestation de la règle de l’octet.)
4. Deux couches de deux atomes différents ne peuvent mutuellement s’interpénétrer.

³² Les neutrons ont été découverts plus tardivement par Chadwick (en 1932).

³³ Repéré à l’adresse <https://www.larousse.fr/traducteur>

5. Les électrons peuvent passer d'une position à une autre dans la couche externe. Toutefois, ils sont maintenus par des contraintes plus ou moins fortes. Ces dernières dépendent des types d'atomes combinés avec l'atome considéré.

6. Les forces électriques entre particules très proches spatialement ne sont pas décrites à l'aide de la loi des carrés inverses (autrement dit la loi de Coulomb) qui prévaut à plus grande distance. (Pour nous, les forces électriques considérées par Lewis sont des forces électromagnétiques.)

Dans la représentation que Lewis adopte, le kernel est omis et seul le cube associé à la couche externe est représenté. Les électrons sont symbolisés par des cercles occupant les sommets. Lorsque tous les sommets sont occupés, la représentation associée est celle d'un atome de gaz noble. La Figure 15 ci-dessous est une reproduction de l'atome cubique que Lewis a proposée à ses étudiants (Lewis, 1916, p. 767).

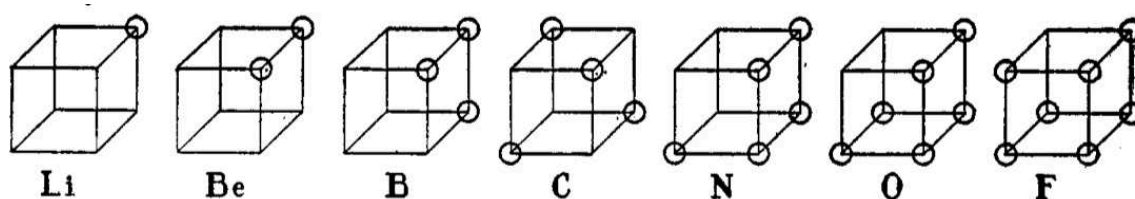


Figure 15 : l'atome cubique selon Lewis ; représentation des électrons de la couche externe des atomes des éléments de la deuxième période du tableau de la classification périodique (Lewis, 1916, p. 767)

Lewis explique le choix du cube et d'un ensemble de 8 électrons en s'appuyant sur les Travaux d'Abegg (1904) et sur l'inertie chimique des gaz nobles dont les atomes associés ont 8 électrons sur leur couche externe. Abegg introduit également les notions de valence et de contre-valence pour lesquelles Lewis constate que la somme est généralement égale à huit au maximum, ce qui permet d'expliquer comment les atomes sont combinés dans les molécules. La structure cubique était également justifiée par Lewis d'une part par l'attraction électrostatique entre les électrons chargés négativement et le noyau chargé positivement et d'autre part par la répulsion mutuelle des électrons :

“it seems inherently probable that in elements of large atomic shells (large atomic volume) the electrons are sufficiently far from one another, so that Coulomb's law of inverse squares is approximately valid, and in such cases it would seem probable that the mutual repulsion of the eight electrons would force them into the cubical structure.” (Lewis, 1916, p. 780)

Notons que le modèle de l'atome proposé par Lewis est statique alors que les physiciens de l'époque (comme Rutherford ou Bohr) commençaient à proposer des modèles dynamiques pour expliquer des résultats expérimentaux de spectroscopie.

V.6.3.1.3. Les molécules selon Lewis en 1916

La présentation du modèle cubique de l'atome est suivie par l'interprétation de la cohésion de tout type de molécule (polaire ou apolaire) à l'aide de forces électromagnétiques entre des « corps » pour reprendre le vocabulaire de Lewis :

“Now there are only two ways in which one body can be held by another. It may, owing to a force of attraction, be drawn toward the second body until this force is gradually offset by a more rapidly increasing force of repulsion. In this case it comes to rest at a point where the net attraction or repulsion is zero, and is therefore in a condition of constraint with respect to any motion along the line joining the two centers; for if the distance between the two bodies is diminished they repel one another, while if the distance is increased they are attracted toward one another” (Lewis, 1916, p. 772).

Si les « corps » auxquels l'auteur fait référence ne sont pas explicités (nous supposons qu'il s'agit des électrons et des kernels selon Lewis ou des noyaux dans notre vocabulaire), le texte de la publication fait bien mention de forces attractives et répulsives se compensant exactement pour une distance optimale (Il s'agit de la distance internucléaire d'équilibre qui correspond à la longueur moyenne de la liaison considérée) . À trop courte distance, les deux « corps » se repoussent, alors qu'à plus grande distance, ils s'attirent mutuellement.

S'appuyant sur l'inertie chimique de l'hélium dont l'atome est constitué de deux électrons, Lewis (1916) suppose que l'ensemble de deux électrons forme une paire stable. C'est cette idée de paire d'électrons qui a servi de fondement à Lewis pour expliquer la combinaison d'atomes dans les molécules. Les molécules résultent de l'assemblage de noyaux et d'électrons et sont représentées par Lewis à l'aide d'une association de cubes. La Figure 16 montre diverses représentations de la molécule de diiode selon Lewis.

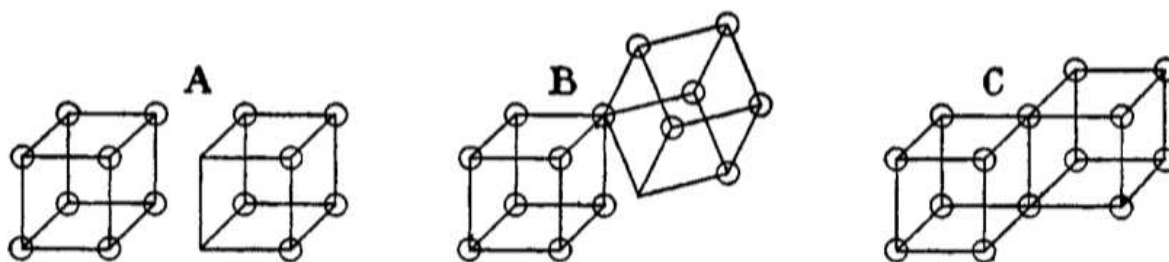


Figure 16 : représentations de la molécule de diiode dans le cadre du modèle cubique (Lewis, 1916, p. 775)

La représentation A symbolise deux ions de charges opposées (I^+ et I^-) obtenus par transfert d'un électron d'un cube à un autre ; la représentation B symbolise le partage d'un seul électron entre les deux atomes par un sommet (et donc l'un des cubes a ses 8 sommets occupés chacun par un électron) et la représentation C montre le partage de deux électrons (ou paire d'électrons) par mise en commun d'une arête entre deux cubes (chacun des cubes comporte alors 8 électrons). Cette représentation proposée par Lewis était valable également pour des molécules qui partageaient plus de deux électrons entre deux atomes : ainsi, une liaison double se traduisait par deux cubes accolés par une face, ce que l'on peut voir sur la représentation A de la molécule de dioxygène de la Figure 17.

“A characteristic feature of the double bond is its tendency to “break.” When this happens in a symmetrical way, as it will, except in a highly polar environment, it leaves the two atoms concerned in the odd³⁴ state, each with an unpaired electron in the shell. In so far as a substance with a double bond assumes this other tautomeric form, it will show all the properties of the substances with odd molecules” (Lewis, 1916, p. 778)

Le schéma B (Figure 17) est une autre représentation de la molécule de dioxygène avec une arête partagée interprétée comme une liaison simple et deux électrons non engagés dans des paires. Cette seconde représentation de la molécule de dioxygène, qualifiée de formule tautomère pas l'auteur, permet d'expliquer les propriétés³⁵ de substances décrites par des molécules ayant un nombre impair d'électrons. Dans le vocabulaire actuel, les deux électrons

³⁴ Impair

³⁵ Les propriétés ne sont pas détaillées par l'auteur mais nous pensons qu'il s'agit du paramagnétisme du dioxygène liquide décrit dans le paragraphe V.8.3.

ne formant pas de paire sont dits « non appariés » et le terme mésomère³⁶ remplace celui de tautomère.

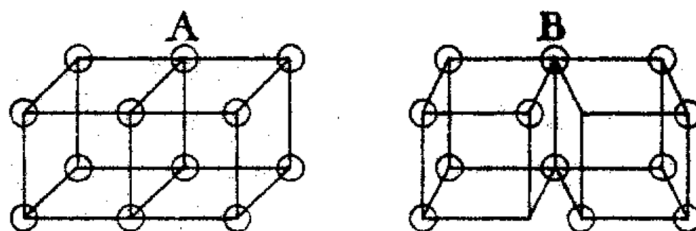


Figure 17 : deux représentations de la molécule de dioxygène (Lewis, 1916, p. 778)

Un problème se posa ensuite pour les liaisons triples : le cube fût remplacé par un tétraèdre dans lequel deux électrons au maximum étaient placés à chaque sommet, Lewis étant toujours convaincu que les électrons étaient associés par paire, sans pour autant être en mesure de le justifier.

“In my first theory of the atom I represented the normal group of eight electrons by a cube with an electron at each corner, but the idea that electrons are coupled leads rather to the view that the stable octet is to be represented rather as a tetrahedron with a pair of electrons at each corner” (Lewis, 1923, p. 81)

Ainsi, en accolant deux tétraèdres par une face, la représentation d’une liaison triple devenait possible. Toutefois, ce système de représentation n’était pas vraiment adapté pour représenter les molécules constituées de plus de deux atomes : rappelons que Lewis précisait lui-même que c’était initialement davantage un système explicatif qu’il avait adopté pour illustrer un cours plus qu’un modèle qui était destiné à être publié.

Lewis introduisit également une représentation de ce qu’il qualifie une « union chimique » entre deux atomes : il s’agit de deux points positionnés en colonne entre les symboles des kernels. Ce symbole, qui n’apparaît qu’une fois dans la publication de 1916 est généralisé dans la publication de 1923 (voir V.6.3.1.4). Cette représentation est en quelque sorte le précurseur du tiret représentant la liaison covalente (même si ce dernier terme n’apparaît pas dans la publication de 1916).

³⁶ Des schémas de Lewis décrivent des formules mésomères d’une molécule dès lors que le squelette de la molécule désigné par l’enchaînement des atomes est identique.

“In order to express this idea of chemical union in symbols I would suggest the use of a colon, or two dots arranged in some other manner, to represent the two electrons which acts as the connecting links between the two atoms” (Lewis, 1916, p. 777)

V.6.3.1.4. Les modifications apportées par Lewis dans sa publication de 1923

Dans sa publication de 1923, Lewis publie ce qu’il nomme « la nouvelle théorie de la valence » en mettant davantage l’accent sur la notion de paire d’électrons. Selon lui, la majorité des molécules sont décrites par un nombre pair d’électrons, ces derniers sont généralement toujours regroupés par deux. Lewis s’appuie sur des événements du registre empirique pour étayer ses propos. Dans la citation ci-après, il prend l’exemple de la dimérisation du dioxyde d’azote (de formule NO_2 et dont les molécules ont un nombre impair d’électrons) en peroxyde d’azote (de formule N_2O_4 et dont les molécules ont un nombre pair d’électrons) pour illustrer son affirmation. Il décrit la transformation à l’aide d’un changement de couleur.

“The simplest explanation of the predominant occurrence of an even number of electrons in the valence shells of molecules is that the electrons are definitely paired with one another (...). The evidence of the pairing of electrons in the valence shell of the typical molecule amounts very nearly to proof. When the gas NO_2 polymerizes to form the gas N_2O_4 it loses altogether its brilliant color and all the other properties which are characteristic of the odd molecule.” (Lewis, 1923, p. 81)

Le regroupement d’électrons par paire est désigné par « rule of two » ou règle de deux par Lewis (1923). Cette règle est pour lui bien plus fondamentale que celle qu’il nomme « règle des huit » et qui désigne la tendance des atomes combinés dans la molécule à être entourés de huit électrons sur leur dernière couche comme les atomes de gaz nobles (autres que l’hélium).

“The discovery that those electrons which are held jointly by two atoms always occur in pairs led to the realization that the "rule of two" is even more fundamental than the "rule of eight" (Lewis, 1923, p. 79).

Langmuir (1919b) appelle cet ensemble de huit électrons « Octet » et propose un énoncé de la règle du même nom :

“The next most stable arrangement of electrons is the octet ; that is a group of eight electrons like that in the second shell of the neon atom. Any atom with atomic number less than twenty, and which has more than three electrons in its outside layer tends to take up enough electrons to complete its octet.” (Langmuir, 1919b, p. 253)

Selon Langmuir, cette règle est essentielle pour expliquer l’arrangement des atomes dans les molécules. Lewis émet toutefois des réserves sur l’universalité que Langmuir prête à la règle de l’octet, cette dernière souffrant de nombreuses exceptions : il souligne que certains atomes sont hypovalents et ne peuvent atteindre cet ensemble de huit électrons alors que d’autres peuvent être hypervalents et dépasser l’octet (Lewis, 1923). Néanmoins, Lewis substitue la « règle de l’octet » à la « règle des huit » dans son modèle qu’il qualifie de « nouvelle théorie de la valence » ; toutefois, il reste dans l’incapacité de justifier théoriquement la paire d’électrons qu’il juge cependant toujours plus fondamentale que l’octet (*ibid.*). Notons que Langmuir, de par ses articles publiés en 1919 (Langmuir, 1919b, 1919a), a participé à la diffusion du travail de Lewis qui avait été interrompu en raison de la guerre (Simões, 2007). Notons que selon Teissier et Tomic (2020), une règle est une recommandation déduite d’une étude empirique dont le champ d’application est limité. Les deux règles mentionnées précédemment s’inscrivent bien dans cette définition car elles sont fondées sur l’observation expérimentale de l’inertie chimique des gaz nobles.

La notion de doublet d’électrons partagé entre les noyaux n’est pas évoquée explicitement dans la publication de 1916 en ce sens où l’on n’y relève aucune occurrence du verbe « to share » qui signifie « partager » en français. Il apparaît en revanche pour la première fois dans l’ouvrage de Lewis de 1923 (voir la citation ci-après dans laquelle le verbe **to share** est souligné en gras). Dans l’extrait ci-après, soulignons que le partage de la paire d’électrons relève d’une action de la part des atomes et non du chimiste. Nous verrons dans le chapitre suivant que ce type de formulation anthropomorphique est une habitude de langage des chimistes à l’origine de difficultés décrites chez les élèves de lycée (voir Levy Nahum et al., 2007).

“Hydrogen may form hydrogen ion with no electrons, it may form hybride ion by adding one electron and thus completing the stable pair, or finally two hydrogen atoms may unite to form hydrogen molecule, in which each atom **shares** with the other this stable pair of electrons.” (Lewis, 1923, p. 80)

De plus, la notion de valence qui correspond au nombre de liaisons entre un atome donné et d'autres atomes est explicitement définie (Lewis, 1923).

Les représentations à l'aide de cubes que l'on retrouve uniquement dans la publication de Lewis (1916) ont été abandonnées au profit d'un système à deux dimensions sans doute plus pratique pour les chimistes et pour l'enseignement (Simões, 2007). Les paires d'électrons sont représentées par deux points ; lorsque les deux points sont entre les symboles représentant le noyau et les couches internes des deux atomes (il s'agit finalement du symbole du kernel), ils représentent une liaison chimique ; il y a autant de paires représentées que de liaisons entre les noyaux. Les deux points qui sont sur les symboles des kernels forment des paires qui ne sont pas partagées avec d'autres kernels.

"When two atoms of hydrogen join to form the diatomic molecule, each furnishes one electron of the pair which constitutes the bond. Representing each valence electron by a dot, we may therefore write the graphical formula of hydrogen $H : H$. So when the atom of hydrogen with its one electron unites with the atom of chlorine with its seven electron, they

produce the molecule represented by $H \begin{matrix} \cdot & \cdot \\ \cdot & \cdot \\ \cdot & \cdot \\ \cdot & \cdot \\ \cdot & \cdot \end{matrix} Cl$." (Lewis, 1923, p. 82)

Enfin, la charge globale de l'édifice est précisée à l'extérieur de crochets le cas échéant (Lewis, 1923).

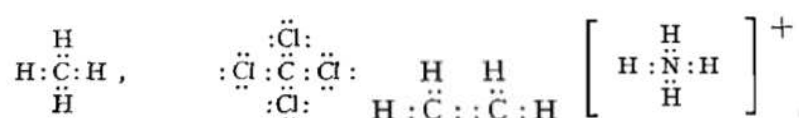


Figure 18 : représentations de molécules selon Lewis (Lewis, 1923, p. 82, 87 & 89)

V.6.3.2. Le modèle de Lewis actuel

V.6.3.2.1. Présentation du modèle

Dans le cadre du modèle de Lewis, une liaison covalente est définie comme résultant de la mise en commun, par le chimiste, de deux électrons de valence entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés. Dans les ouvrages que nous avons consultés, il n'est jamais indiqué que cette mise en commun de particules résulte d'une action du chimiste ou de l'enseignant de chimie. Outre cette définition, le texte des ouvrages précise également :

- Un énoncé de la règle de l'octet et ses limites ;
- Une procédure pour écrire des schémas de Lewis de molécules.

En l'absence du principe d'exclusion de Pauli, postulat de la mécanique quantique datant de 1925, Lewis justifiait le possible rapprochement des noyaux par l'attraction électrostatique entre la paire d'électrons et les noyaux (Jean & Volatron, 2003a). La répulsion entre les noyaux et entre les électrons n'est toutefois pas mentionnée par Jean et Volatron, (2003a). Pourtant, si la seule interaction était attractive, les noyaux s'écraseraient l'un sur l'autre, cet événement rendant impossible leur maintien à distance moyenne constante.

Un des apports essentiels de la mécanique quantique est la prise en compte de la configuration électronique des atomes : cette dernière permet au chimiste d'identifier les électrons non appariés ou, au contraire, les paires d'électrons de spins appariés ainsi que les orbitales qui permettent de les décrire. Rappelons que dans le langage courant, on dit qu'un électron est « dans une orbitale atomique » lorsqu'il est décrit par cette orbitale atomique. Dans le même ordre d'idée, une orbitale atomique est qualifiée de « vacante » lorsqu'elle n'est « pas occupée ». Ainsi, on rend compte d'une paire d'électrons ou liaison chimique covalente (schématisée par un tiret) *via* une mise en commun, par le chimiste, de deux électrons de valence (chacun étant schématisé par un point) entre deux atomes, chacun des électrons étant initialement assigné à un atome différent (Figure 19 a) ou bien les deux électrons étaient assignés au même atome (Figure 19 b). Il est impossible de connaître l'origine des électrons après qu'ils ont été partagés (Casalot et al., 1998). Dans le cas de la Figure 19b, l'atome A est décrit par un électron de plus qu'avant le partage alors que celui de B, un de moins. En conséquence, ce gain et cette perte d'électrons sont respectivement symbolisés par des charges formelles \ominus et \oplus sur les kernels des atomes A et B.

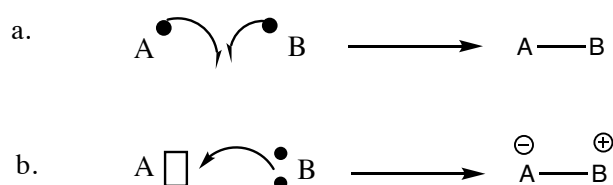


Figure 19 : mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes

Soulignons que ce n'est qu'une construction du chimiste, sans doute pratique pour représenter des molécules. En effet, la situation selon laquelle la molécule se « formerait » à partir d'atomes isolés est totalement fictive : la molécule existe ou pas en raison de la stabilité

du système constitué par l'ensemble des noyaux et des électrons. De plus, à l'échelle submicroscopique chaque molécule est en interaction avec d'autres molécules, ce que Lewis explicitait d'ailleurs dans sa publication de 1916.

Le nombre maximal de liaisons entre un noyau d'atome avec d'autres noyaux d'atomes est la valence ; celle-ci dépend du nombre d'électrons de valence de l'atome et du nombre d'orbitales vacantes. Jean et Volatron (2003a) énoncent ainsi la règle de l'octet : « la stabilité maximale est obtenue lorsque chaque atome de la deuxième ou troisième période (du tableau périodique) est entouré de quatre paires d'électrons libres ou liées. Les atomes de la première période ne sont entourés que de deux électrons » (Jean & Volatron, 2003a, p. 7). Remarquons que cette phrase est tournée à la voix passive, ce qui implique que la position des diverses paires d'électrons n'est pas due à l'action des atomes. Cependant, il nous semble qu'il serait avantageux de préciser qu'il s'agit de la stabilité de la configuration électronique des atomes concernés qui est évoquée dans cet énoncé. Un atome ainsi entouré de quatre paires d'électrons a la même configuration électronique qu'un atome de gaz noble. Selon les mêmes auteurs (Jean & Volatron, 2003a), la règle de l'octet s'applique pour les atomes des éléments des deuxième et troisième périodes du tableau périodique mais peut toutefois admettre des exceptions :

- les atomes d'éléments donnés de certains édifices sont entourés de moins de 8 électrons car ils n'ont pas assez d'électrons de valence. Ce sont les composés déficients en électrons ;
- dans certains composés dits hypervalents, un atome d'un élément donné peut être entouré de plus de 4 doublets.

La représentation de Lewis est un schéma plan qui permet de visualiser la répartition des électrons de valence. Chaque noyau d'atome est désigné par son symbole, les doublets ou paires d'électrons de la couche de valence par des tirets et les électrons non appariés (ou « célibataire » dans le langage courant des chimistes, des enseignants de chimie et de certains ouvrages) par un point [.]. Les doublets entre les symboles des noyaux des atomes sont dits liants et ceux sur les symboles des noyaux des atomes sont non-liants. Notons que dans certains ouvrages en anglais (généralement américains), les auteurs symbolisent les doublets par deux points côte à côte comme Lewis le faisait dès 1923. Nous interprétons cela comme

une habitude propagée dans l'enseignement aux États-Unis. Les charges formelles éventuelles sont précisées par les symboles \oplus et \ominus à proximité du symbole du noyau concerné. Enfin, un défaut d'une paire d'électrons par rapport à l'octet est représenté par une case rectangulaire vide \square (Figure 20). Typiquement, ce symbole n'a pas été décrit par Lewis tant en 1916 qu'en 1923. On peut y voir ici une création pédagogique française (que nous ne sommes pas parvenus à dater et qui n'apparaît pas ou peu dans les ouvrages anglo-saxons) indiquant un écart à la règle de l'octet.

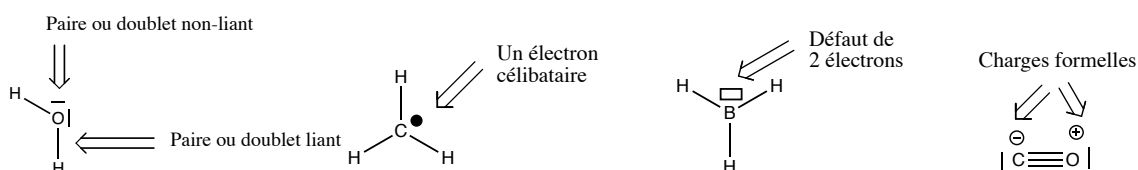


Figure 20 : schémas de Lewis de quelques molécules

Les ouvrages de premier cycle comme celui de Casalot et al. (1998) ou Jean et Volatron (2003a) proposent généralement une procédure pour écrire le schéma de Lewis d'une molécule. En bref, il s'agit de catégoriser les électrons de valence de chaque atome, compter le nombre total d'électrons de valence afin d'en déduire le nombre de doublets représentés par des tirets à répartir entre et sur les symboles des noyaux des atomes. La règle de l'octet sert de base explicative pour l'écriture des schémas de Lewis de molécules. La dernière étape de la procédure consiste généralement à vérifier la cohérence du schéma proposé à l'aide de la règle de l'octet et en le confrontant à la formule brute de la molécule.

V.6.3.2.2. Est-il légitime de parler de modèle hybride pour le modèle de Lewis actuel ?

V.6.3.2.2.1. Qu'est-ce qu'un modèle hybride ?

Selon Justi et Gilbert (2002), un modèle est qualifié d'hybride lorsqu'il a été enrichi au cours du temps par des caractéristiques empruntées à d'autres modèles. Le modèle obtenu devient (ou peut devenir) alors assez éloigné des contextes historique et épistémologique initiaux. Selon ces mêmes auteurs, ces modèles hybrides sont particulièrement diffusés dans les ouvrages et l'enseignement. En particulier, dans une analyse d'ouvrages de l'enseignement secondaire (anglais et brésiliens), ils pointent :

- que la discussion est limitée lorsque les attributs d'un modèle donné sont conservés dans celui qui lui succède ;

- que lorsqu'un modèle est communiqué à l'écrit, donc avec des mots de la langue spécialisée, ses attributs lui sont généralement correctement associés ; en revanche, dès lors qu'une représentation de ce même modèle est proposée, elle montre parfois les éléments d'un modèle ou un mélange d'éléments de modèles distincts qui se sont développés au cours de l'histoire.
- que les attributs d'un modèle donné sont présentés comme faisant partie d'un autre modèle.

Pour Justi et Gilbert (2000) ces modèles hybrides que l'on retrouve dans les ouvrages et dans les cours donnés par les enseignants sont problématiques car ils ne contribuent pas à donner une image authentique de la science et de son développement dans l'histoire aux étudiants. Néanmoins, la récurrence de ces modèles dans les ouvrages nous laisse penser qu'ils sont opérants et pratiques pour expliquer un certain nombre de choses et répondre à certaines questions que l'on se pose.

V.6.3.2.2.2. Le modèle de Lewis actuel est hybride

Le modèle de Lewis originel a été transformé par Lewis lui-même entre 1916 et 1923, notamment avec les ajouts de la règle de l'octet et les premières modifications liées aux représentations. Ces transformations ont été réalisées par l'auteur du modèle originel, sans doute en partie sous l'influence de Langmuir. Par ailleurs, Lewis a justifié ces modifications dans sa publication de 1923. Il ne semble pas absurde que plusieurs années soient nécessaires pour élaborer un modèle, de surcroît dans une période où la guerre a conduit Lewis à interrompre ses recherches. Ces éléments ne semblent pour l'instant pas suffisants pour qualifier le modèle de Lewis « d'hybride ».

« In my original paper I contented myself with a brief description of the main results of the theory, intending at a later time to present in a more detailed manner the various facts of chemistry which made necessary these radical departures from the older valence theory. This plan, however, was interrupted by the exigencies of war, and in the meantime the task was performed, with far greater success than I could have achieved, by Dr. Irving Langmuir in a brilliant series of some twelve articles, and in a large number of lectures given in this country and abroad. » (Lewis, 1923, p. 87)

Les transformations subies par le modèle proviennent également de l'enseignement et des ouvrages. Selon Niaz (2001), les ouvrages de chimie destinés à l'enseignement universitaire ne font pas ou peu référence au modèle cubique historique de 1916 ; l'ouvrage que nous avons utilisé (Casalot et al., 1998), et il est loin de constituer une exception, intègre au modèle des concepts de mécanique quantique comme « l'appariement » des électrons, « le principe d'exclusion de Pauli » pour justifier la paire d'électrons ou encore la « configuration électronique » des atomes pour décompter les électrons de valence et les « orbitales » ; la règle de l'octet est attribuée à Lewis et tout une partie est réservée à une procédure pour écrire le schéma de Lewis d'une molécule. Enfin, toute allusion aux forces électromagnétiques entre particules du niveau submicroscopique est totalement absente du texte de l'ouvrage mentionné précédemment (Casalot et al., 1998) et plus généralement des nombreux ouvrages de chimie générale que nous avons feuilletés. L'ensemble de ces modifications, en particulier celles de la mécanique quantique, nous permettent d'argumenter en faveur d'un modèle hybride pour le modèle de Lewis actuel. L'utilisation de concepts quantiques dans un modèle antérieur à l'avènement de la mécanique quantique présente un intérêt didactique : il facilite l'écriture de schémas de Lewis sur lesquels les chimistes s'appuient pour produire un certain nombre d'explications. Il s'agira notamment de prévoir ou interpréter la géométrie des molécules, la polarité des liaisons et des molécules ou encore leur réactivité en chimie organique. Ces prédictions ou interprétations basées sur l'utilisation de schémas de Lewis correspondent à une mise en fonctionnement du modèle de Lewis. Enfin, le modèle de Lewis que nous considérerons est le modèle actuel qui est celui « à enseigner ».

V.6.3.3. Conclusion « modèle de Lewis »

En synthèse, une liaison covalente décrite par le modèle de Lewis est une mise en commun de deux électrons de valence entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés. Les noyaux des deux atomes sont maintenus à distance moyenne constante en raison de la compensation de l'attraction électromagnétique entre noyaux et électrons et de la répulsion internucléaire³⁷. Un ensemble de deux électrons appariés est une paire ou doublet symbolisé par un tiret. Lorsque ce dernier est placé entre les symboles des noyaux de deux atomes, il symbolise une liaison covalente. Un tiret positionné sur le symbole d'un noyau d'atome est un doublet non liant. Lors de l'écriture de schémas de Lewis de molécules, la répartition des différents doublets autour et sur les symboles des noyaux des atomes est expliquée par la règle de l'octet.

V.6.4. Analyse sémiotique

V.6.4.1. Relation sémiotique triadique selon Peirce

Voyons ce que peut donner une analyse sémiotique à propos de la liaison covalente définie par le modèle de Lewis selon les considérations Peirciennes en nous inspirant des écrits de Kermen (2020, 2022). Sur la Figure 21, le triangle présente à l'un de ses pôles le trait entre les symboles des atomes ; ce trait se réfère à l'objet qu'il représente, à savoir la liaison covalente et pourrait être aussi bien interprété comme représentant un doublet d'électrons que le processus de mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes par le chimiste. Au-delà de ces deux interprétations que l'on peut considérer comme concurrentes, le symbole ne peut faire connaître totalement la liaison covalente puisque toute considération à propos des interactions électromagnétiques entre particules du niveau submicroscopique est absente.

³⁷ Les interactions ne sont pas mentionnées dans de nombreux ouvrages qui présentent ce que nous appelons le modèle de Lewis actuel. La répulsion entre électrons est rarement mentionnée.



Figure 21 : analyse sémiotique du trait représentant la liaison covalente selon Kermen (2020, 2022)

V.6.4.2. Point de vue de Duval

Plusieurs représentations sont parfois envisageables pour décrire le même objet qui, selon Duval (1993), doit être reconnu dans chacune d'entre elles. C'est par exemple le cas de la liaison covalente (sur l'exemple du dihydrogène) représentée par un tiret entre les noyaux d'atomes d'hydrogène selon le modèle de Lewis et par une représentation conventionnelle de l'orbitale moléculaire liante (nommée σ) selon le modèle des orbitales moléculaires (Figure 22). L'orbitale σ , qualifiée de pleine, permet de décrire deux électrons qui correspondent à ceux du doublet liant de la liaison covalente du schéma de Lewis. Cette activité cognitive de conversion pour laquelle une correspondance est recherchée entre les représentations de deux modèles est fréquemment décrite dans les ouvrages de référence de première année d'enseignement supérieur (Casalot et al., 1998; Jean & Volatron, 2003a).

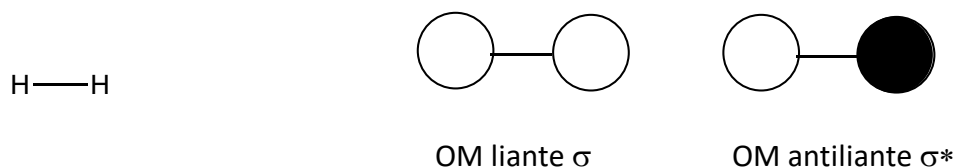


Figure 22 : schéma de Lewis de la molécule de dihydrogène et représentations conventionnelles des OM obtenues selon le modèle éponyme.

En revanche, une activité cognitive similaire n'est pas envisageable pour l'orbitale moléculaire antiliante σ^* également représentée (Figure 22) car il n'existe pas d'équivalent classique dans le modèle de Lewis (Jean & Volatron, 2003a; Le Maréchal & Cross, 2010). Au contraire des mathématiques, les systèmes sémiotiques ne sont pas toujours compatibles en chimie. On peut voir émerger un potentiel danger pour les étudiants s'ils cherchent un équivalent classique à un concept quantique, ici inexistant. Si l'enseignant gère aisément le passage d'une représentation sémiotique à autre (lorsqu'elle existe) ce n'est pas le cas des

étudiants novices qui ne possèdent pas les connaissances et les réflexes adéquats (Le Maréchal & Cross, 2010).

V.6.5. Lien avec le registre empirique

Le modèle des OM, et plus particulièrement le diagramme d'interaction, permet essentiellement d'interpréter des données de spectroscopie (UV-visible par exemple). Les bandes d'absorption dans les spectres sont expliquées à l'aide de transitions entre niveaux d'énergie (typiquement de l'OM HO vers l'OM BV) dans le cas des spectres atomiques.

« La méthode C.L.O.A. peut être appliquée sans difficulté théorique, ni développement mathématique [...] elle permet, au plan qualitatif [...] d'obtenir des diagrammes énergétiques en accord avec les données de la spectroscopie. ». (Chaquin, 1984, p. 995)

Le modèle des orbitales frontalières permet de prévoir la réactivité électrophile ou nucléophile de certaines molécules en cherchant la différence d'énergie minimale entre l'OM HO (généralement associée au réactif nucléophile) d'une molécule et l'OM BV (généralement associée au réactif électrophile) d'une autre. Ces orbitales frontières sont déduites du diagramme d'interaction obtenu à l'aide du modèle des OM. C'est ainsi que le modèle des orbitales frontalières (M1) est dépendant du modèle des OM (M2) en ce sens où M2 est nécessaire pour utiliser M1.

À l'appui de notre expérience, nous pensons que le modèle de Lewis (M2³⁸) fonctionne rarement seul pour expliquer, prédire ou représenter des phénomènes du registre empirique : il est souvent associé à d'autres modèles (M1) qui peuvent alors être mis en fonctionnement (ou utilisés) à leur tour. À notre connaissance, le paramagnétisme du dioxygène liquide (ou simplement oxygène liquide dans le vocabulaire de l'industrie chimique) est l'un des rares exemples souvent utilisé pour mettre en avant l'insuffisance du modèle de Lewis et donc ce qu'il ne permet pas d'expliquer. Il est nécessaire de proposer un autre modèle à des fins d'explication, ce qui entre dans l'activité de modélisation. Une substance est qualifiée de paramagnétique lorsqu'elle est attirée dans l'entrefer d'un électroaimant. Du point de vue des modèles, les molécules qui constituent une substance ayant cette propriété magnétique

³⁸ Ne pas voir de lien avec M1 et M2 du paragraphe précédent.

présentent des électrons non appariés dans leur schéma de Lewis, ce qui n'est pas le cas de O_2 (Figure 23). Le modèle de Lewis ne peut être utilisé pour expliquer le paramagnétisme de l'espèce chimique O_2 contrairement au modèle des OM. En effet, le diagramme d'interaction montre explicitement deux électrons non appariés décrits par des orbitales antiliantes $1\pi^*$ (Figure 23)..

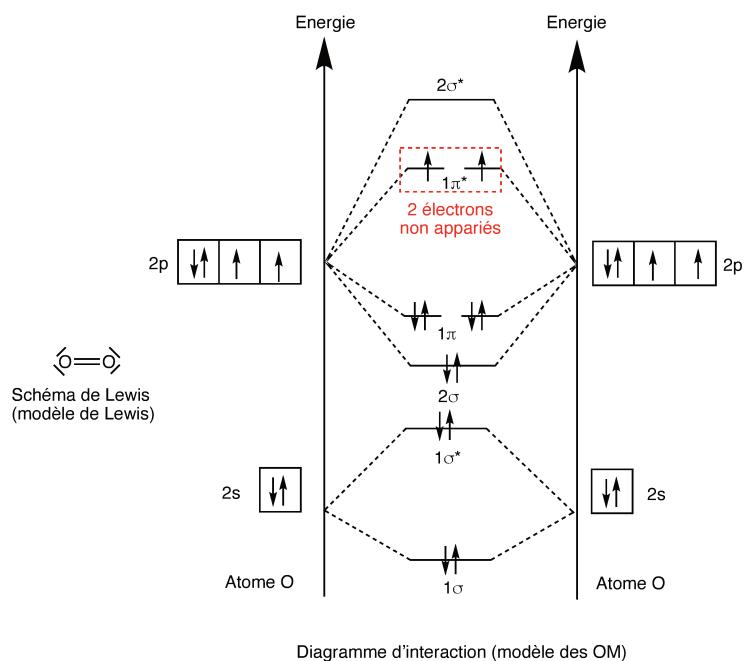


Figure 23 : schéma de Lewis et diagramme des OM de O_2

V.7. Modèle de description de la liaison ionique

V.7.1. L'électronégativité d'un élément chimique et la polarité d'une liaison

Selon Casalot et al. (1998), l'électronégativité (notée χ) est une grandeur adimensionnée qui traduit « l'aptitude » d'un atome A à attirer à lui les électrons du doublet qui l'associe par covalence à un autre atome B. Cette définition appelle des commentaires :

- L'électronégativité est ici définie pour un atome alors qu'il s'agit d'une grandeur relative à un élément chimique ; dans la suite du manuscrit, nous considérons l'électronégativité d'un élément.
- Une tournure anthropomorphique selon laquelle un atome a la capacité d'attirer le doublet d'électrons de la liaison covalente qui l'associe à un autre atome est utilisée.

Dans l'ensemble des autres ouvrages consultés, y compris le goldbook de l'IUPAC (McNaught & Wilkinson, 1997) qui est une référence pour les définitions des termes en chimie, nous n'avons trouvé aucune autre définition exempte de cette particularité de langage.

Ainsi, si l'élément A est plus électronégatif que l'élément B, on place une charge partielle négative notée $-\delta$ (ou fraction de charge) sur le symbole du noyau de l'atome de l'élément A et une charge partielle positive notée $+\delta$ sur le symbole du noyau de l'atome de l'élément B (Figure 24). La liaison covalente entre A et B est qualifiée de liaison covalente polarisée ou liaison covalente polaire ; AB constitue également un dipôle et si AB est une molécule alors celle-ci est polaire. Plus la différence d'électronégativité entre les éléments A et B est grande, plus la liaison a un caractère polaire marqué. Dans les ouvrages consultés, le terme atome est souvent utilisé à la place d'élément.

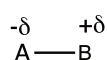


Figure 24 : liaison AB covalente polarisée

V.7.2. La liaison ionique est un cas limite de la liaison covalente

Lorsque la différence d'électronégativité entre les deux éléments est très élevée, les auteurs de nombreux ouvrages décrivent un transfert total d'électrons de l'élément B vers l'élément A. Une représentation possible associée est une paire d'ions de charges opposées $\text{A}^{\ominus} \text{B}^{\oplus}$ mais la liaison ne se représente pas vraiment. La liaison, qualifiée de purement ionique, est un cas extrême (ou limite) de la liaison covalente. Selon Jean et Volatron (2003a), la liaison ionique est expliquée par une interaction électrostatique attractive entre cations et anions. Néanmoins, cette explication nous semble partielle. En effet, il y a un très grand nombre d'anions et de cations à l'échelle submicroscopique, si bien que tous les cations et tous les anions, en nombres égaux, sont en interaction modélisée par des forces électromagnétiques. Il y a des interactions attractives entre cations et anions dont les noyaux vibrent autour de leur position d'équilibre. À cela, il faut ajouter les répulsions entre cations d'une part, et entre anions d'autre part ; qui viennent compenser exactement en moyenne l'attraction cations-anions qui sont maintenus à distance caractéristique moyenne constante. Un graphique ayant

une allure similaire à celui de la Figure 10 décrit la variation de l'énergie potentielle en fonction de la distance internucléaire entre le noyau d'un cation et celui d'un anion.

Dans le cas particulier des composés ioniques, il n'existe pas de représentation équivalente à celle des composés moléculaires. Pour les solides ioniques, une représentation appropriée est celle d'une maille en perspective mettant en avant un arrangement triplement périodique de cations et d'anions qui sont assimilés à des sphères dures dans le modèle du cristal parfait (Figure 25). Les traits entre les cercles (pleins ou vides) symbolisant les cations et anions servent de trame pour faciliter le dessin de la maille mais ne représentent en aucun cas les liaisons assurant la cohésion de l'édifice.

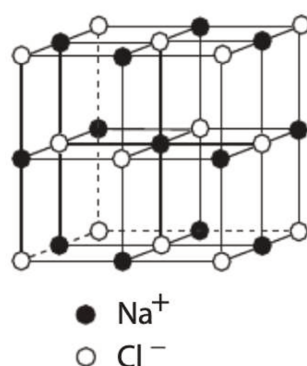


Figure 25 : représentation conventionnelle d'une maille pour le chlorure de sodium (Malgrange et al., 2011, p. 161)

Une liaison ionique est décrite à l'aide d'un modèle mettant en œuvre un ensemble d'interactions électromagnétiques entre cations et anions qui vibrent autour de leur position d'équilibre. Ces interactions sont interprétées comme étant des forces attractives et répulsives, intérieures au système constitué de l'ensemble des ions, qui se compensent globalement dans le temps. Cela explique le maintien de deux ions de charges opposées, spatialement les plus proches, à distance moyenne constante.

V.7.3. Lien avec le registre empirique

Le modèle de la liaison ionique permet essentiellement d'expliquer la cohésion des cristaux ioniques tels que le chlorure de sodium³⁹ et d'interpréter leur dissolution dans un

³⁹ Il s'agit de celui décrit le plus fréquemment en première intention dans de nombreux ouvrages.

solvant tel que l'eau, ce qui est dans la continuité de ce qui est fait dans l'enseignement secondaire en France.

V.8. Les modèles de description des liaisons intermoléculaires

V.8.1. Le modèle des liaisons de Van der Waals

Les liaisons de Van der Waals sont des interactions électromagnétiques attractives et répulsives entre des molécules et plus précisément entre des dipôles.

V.8.1.1. Les dipôles

Les chimistes distinguent trois types de dipôles moléculaires :

- Le dipôle permanent caractéristique d'une molécule polaire et dont la grandeur vectorielle associée est le moment dipolaire. Une molécule est polaire lorsque la distribution des charges à l'échelle submicroscopique est telle que le barycentre des charges positives et celui des charges négatives sont spatialement distincts à toute date t . Une molécule qui n'est pas polaire est apolaire.
- Le dipôle d'une molécule B (polaire ou apolaire), induit par une autre molécule A polaire et proche dans l'espace. La molécule A génère un champ électrique entraînant une variation de la distribution spatiale des charges dans la molécule B dont le moment dipolaire fluctue en conséquence.
- le dipôle instantané d'une molécule (polaire ou apolaire), en conséquence du mouvement incessant des électrons et des noyaux.

V.8.1.2. Forces attractives entre dipôles

Les forces attractives entre dipôles dérivent d'une énergie potentielle. On en distingue trois : les forces dipolaires, les forces d'induction et les forces de dispersion.

- Les forces dipolaires, décrites entre deux dipôles permanents, permettant d'interpréter l'interaction de Keesom.
- Les forces d'induction, permettant d'interpréter l'interaction de Debye, sont détaillées entre un dipôle permanent et un dipôle induit.

- Dans le cas de molécules apolaires, il n'y a pas de contribution des « forces électrostatiques classiques à l'énergie attractive [...] L'énergie attractive est due aux forces de dispersion » (Gerschel, 1995, p. 10). Selon Atkins et De Paula (2004), les forces de dispersion concernent non seulement les molécules neutres apolaires mais également toutes les autres molécules. Ces forces d'origine quantique ne peuvent pas être décrites classiquement mais on peut toutefois approcher leur description par des considérations de mécanique classique (Gerschel, 1995), ce que nous choisissons de faire par la suite. Un dipôle instantané induit un dipôle chez les molécules voisines, il en résulte une force d'attraction électromagnétique. C'est l'interaction dont la contribution est la plus importante dans l'interaction totale de Van der Waals.

V.8.1.3. Forces répulsives

À courte distance entre les molécules et donc entre les dipôles, les noyaux se repoussent mutuellement. La répulsion électromagnétique est d'autant plus forte que la distance r entre les molécules est faible. Les forces répulsives ont une très courte portée et croissent rapidement lorsque les molécules se rapprochent. Notons qu'il y a également répulsion entre les électrons, ce qui est rarement mentionné.

De nouveau, un graphique similaire à celui de la Figure 10 permettrait de décrire la variation d'énergie potentielle totale du système constitué de deux molécules en fonction de la distance entre elles. La longueur moyenne de la liaison de Van der Waals correspond à la distance pour laquelle l'énergie du système est minimale. L'énergie moyenne de dissociation des liaisons de Van der Waals correspond à l'énergie à fournir pour éloigner les deux molécules à l'infini. L'énergie de dissociation typique de ces liaisons est de quelques kJ mol^{-1} et la distance intermoléculaire moyenne d'équilibre (ou longueur de liaison de Van der Waals) est comprise entre 200 et 500 pm.

Notons que les liaisons de Van der Waals ne se représentent pas : elles ne peuvent être communiquées qu'à l'aide du vocabulaire de la langue spécialisée. Les chimistes et les auteurs d'ouvrages utilisent indifféremment les termes forces de van der Waals ou

encore interactions de van der Waals⁴⁰ pour désigner les liaisons de Van der Waals. Gerschel (1995) évoque aussi des liaisons physiques plutôt que des liaisons chimiques qu'il semble réserver aux liaisons covalentes, sans doute parce que les électrons demeurent « liés » aux noyaux des atomes constituant les molécules. Il nous semble qu'une telle distinction n'a pas lieu d'être puisque tous les modèles de liaisons exposés jusqu'à présent reposent sur des interactions électromagnétiques entre entités du niveau submicroscopique.

En synthèse, les liaisons de Van der Waals sont décrites par un modèle exprimant des interactions électromagnétiques entre molécules en mouvement, chacune d'entre elles étant associée à un dipôle. Ces interactions sont interprétées par des forces attractives et répulsives, intérieures au système constitué par les molécules auxquelles sont associés des dipôles, qui se compensent exactement dans le temps. Cela explique le maintien des molécules à distance moyenne constante⁴¹.

V.8.2. Le modèle de description de la liaison hydrogène

Soit A et B deux éléments fortement électronégatifs, le noyau de l'atome d'un élément A d'une molécule étant lié par covalence à un noyau d'atome de l'élément H ; le noyau d'atome d'un élément B appartient à même molécule que celui de A ou à une autre molécule. Une liaison hydrogène résulte, au même titre qu'une liaison covalente, de la compensation globale de l'interaction électromagnétique :

- attractive entre le noyau de l'atome de l'élément H et les électrons de valence de l'atome de l'élément B,
- et répulsive entre les noyaux (des atomes des éléments H et B) d'une part et entre les électrons d'autre part.

Bien entendu, l'ensemble des noyaux et des électrons des autres atomes constituant les molécules impliquées est en interaction. Ce qui permet de distinguer la liaison H des autres

⁴⁰ Dans les ouvrages que nous avons utilisés, le terme « forces intermoléculaires » est utilisé à l'égal de « liaisons intermoléculaires » ou « interactions intermoléculaires ». Gerschel (1995) précise que l'on peut également parler indifféremment de forces intermoléculaires ou de potentiel puisque ces forces dérivent d'une énergie potentielle.

⁴¹ Cela est valable pour la description des liquides et des solides. Pour les gaz, un autre modèle est nécessaire.

liaisons covalentes est la distance internucléaire moyenne entre les noyaux de l'élément H et de l'élément B (de l'ordre de 200 pm) ainsi que l'énergie moyenne de dissociation comprise entre 10 et 40 kJ mol⁻¹. Selon Gerschel (1995), les éléments A et B sont typiquement O, N, F et Cl mais Atkins et de Paula (2004) ajoutent qu'il n'y a pas « de délimitation stricte à l'aptitude d'un atome à former une liaison hydrogène mais N, O et F le font plus efficacement. » (p. 704)

Cette liaison est symbolisée par des tirets entre les symboles des noyaux considérés, ce qui permet de la distinguer explicitement de la représentation de la liaison covalente : A—H---|B (*ibid.*). Du point de vue de la longueur, la liaison covalente A—H est plus courte que la liaison hydrogène H---|B et, « sur la base d'arguments électrostatiques [...] on considère que la plus basse énergie est obtenue lorsque les noyaux A, H et B sont alignés ; cela permet aux deux charges négatives d'être les plus éloignées possible » (Atkins & De Paula, 2004, p. 704). Dans ce dernier ouvrage, les charges négatives désignent les charges partielles négatives sur les symboles des noyaux des atomes des éléments A et B. Il semblerait davantage approprié de raisonner sur les particules du niveau submicroscopique, à savoir les électrons.

En synthèse, une liaison hydrogène tout comme les liaisons covalentes, est modélisée par des interactions électromagnétiques attractives et répulsives. Il y a attraction entre des noyaux et des électrons mobiles. Les noyaux concernés sont celui d'un atome de l'élément hydrogène lié par covalence à celui d'un atome d'un élément fortement électronégatif A et celui d'un autre atome d'un élément B, lui aussi très électronégatif. Il y a répulsion entre les noyaux précédemment explicités ainsi qu'entre les électrons. Ces interactions sont interprétées comme des forces électromagnétiques intérieures au système constitué par tous les noyaux et tous les électrons, dont la résultante est nulle en moyenne. Cela explique une distance entre les noyaux d'atomes des éléments H et B en moyenne constante. Cette liaison est symbolisée par des tirets entre le symbole du noyau de l'atome H et celui du noyau de l'atome B.

V.8.3. Lien avec le registre empirique

Les liaisons de Van der Waals sont décrites entre toutes les molécules à l'échelle submicroscopique et permettent d'expliquer l'existence de la matière condensée (donc de substances liquides et solides tels que les cristaux moléculaires comme le diiode ou le

graphite) ainsi que son incompressibilité⁴². Une application classique dans les ouvrages de premier cycle universitaire consiste également à expliquer l'évolution de températures de changements d'état de diverses espèces chimiques. En biologie, les liaisons de Van der Waals sont primordiales pour expliquer la structure et répllication de l'ADN (Gerber, 2005) ou les interactions entre une enzyme et le substrat. Des applications similaires sont décrites avec les liaisons hydrogène. Il paraît fondamental de souligner qu'il est impossible de prévoir la nature des interactions de Van der Waals (Keesom, Debye, London) sans connaître au préalable le caractère polaire de la molécule. Cela n'est possible que si le schéma de Lewis a été écrit puis la géométrie moléculaire déterminée par le modèle de la VSEPR. Le modèle des liaisons de Van der Waals (M1) englobe donc le concept de polarité et le modèle VSEPR (M2) lui-même englobant celui de Lewis (M3). Ainsi, M1 est dépendant du concept de polarité et du modèle M2 lui-même dépendant du modèle M3.

V.9. Conclusion à propos des modèles décrivant la typologie des liaisons chimiques

V.9.1. Modèle électromagnétique unificateur

Dans les ouvrages de deuxième cycle consultés, la description classique distingue différents types de liaisons chimiques que nous avons décrits en explicitant des modèles mettant tous en avant des interactions électromagnétiques entre entités (au sens large) mobiles de l'échelle submicroscopique. Par entités nous entendons noyaux et électrons pour la liaison covalente et la liaison hydrogène, cations et anions pour la liaison ionique et molécules pour les liaisons de Van der Waals. Néanmoins les ions et les molécules sont eux-mêmes constitués d'un assemblage d'électrons et de noyaux. Ainsi, au-delà de la typologie classique, toute liaison chimique est-elle décrite par un modèle que nous appelons « modèle électromagnétique ». Il exprime un processus⁴³ d'interactions électromagnétiques attractives et répulsives interprétées comme des forces, intérieures au système constitué de noyaux et d'électrons, qui se compensent en moyenne dans le temps. Notons que les interactions sont

⁴² Indépendance du volume lors de variations de la pression.

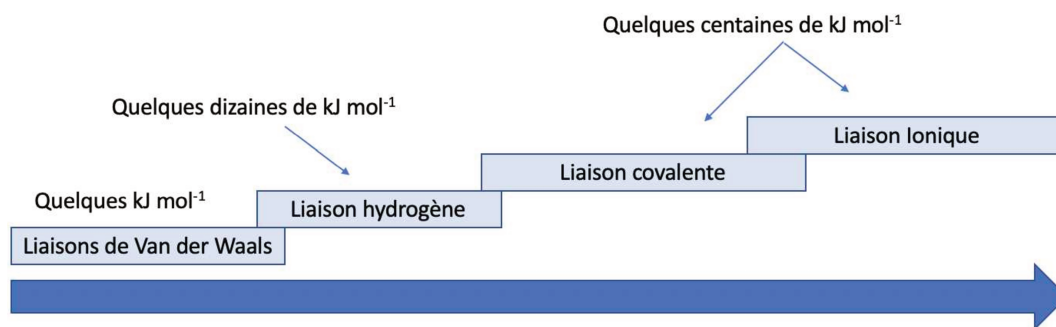
⁴³ Il s'agit d'un processus en ce sens où il y a un ensemble de faits (les interactions) actif et organisé dans le temps (ce qui est incarné dans le mouvement des particules).

décrites dans tous les ouvrages de deuxième cycle consultés comme étant de nature électrostatique alors que le terme électromagnétique semblerait davantage approprié du fait du mouvement des particules. On peut voir ici une habitude simplificatrice de langage en lien avec une transposition didactique (Chevallard, 1994) pour rendre le savoir accessible aux étudiants, surtout en première année d'université lorsque la théorie électromagnétique n'a pas été abordée.

Il y a deux caractéristiques essentielles pour une liaison :

- La distance moyenne entre deux entités (entre deux noyaux pour les liaisons covalente, hydrogène et ionique ; entre deux molécules pour les liaisons de Van der Waals.)
- L'énergie nécessaire pour dissocier complètement les entités précédemment citées à l'infini, que l'on appelle aussi énergie moyenne de liaison ou énergie moyenne de dissociation d'une liaison.

Cette seconde caractéristique sert de base pour définir la typologie classique de la liaison chimique. L'énergie moyenne de dissociation d'une liaison reflète l'intensité des interactions entre entités submicroscopiques : plus elle est élevée, plus la liaison est qualifiée de forte dans le vocabulaire habituel des chimistes. Il est toutefois primordial de signaler que cette notion de force de liaison est à distinguer du sens qui lui est accordé en physique. En chimie, la force d'une liaison traduit l'intensité des interactions précédemment mentionnées. Du point de vue de la physique, la force nette est nulle puisque les forces attractives et répulsives intérieures au système {noyaux + électrons} se compensent exactement en moyenne dans le temps. Même s'il est possible d'assigner à chaque type de liaison une gamme classique d'énergies moyennes de dissociation, il existe un recouvrement entre ces gammes (Figure 26) mettant en évidence un *continuum* énergétique (Pauling, 1960, 1967).



Augmentation de l'intensité de la liaison et donc de l'énergie moyenne de dissociation

Figure 26 : les divers types de liaisons chimiques sont caractérisés par des énergies de dissociation dont les valeurs typiques se recouvrent (Levy Nahum et al., 2010)

V.9.2. Au-delà du modèle classique : prise en compte de l'aspect quantique

La mécanique quantique permet de décrire toutes les particules submicroscopiques (noyaux et électrons) en mouvement en présence d'interactions à l'aide de l'équation de Schrödinger : cette approche est donc également unificatrice pour décrire tout type de liaison chimique. Toutefois, l'écriture formelle de l'équation et la résolution sont d'autant plus difficiles que le nombre de particules est grand, c'est pourquoi les chimistes utilisent des méthodes de résolution approximatives qui ne sont généralement pas détaillées en premier cycle universitaire. Les développements mathématiques pour décrire la liaison ionique (dans les solides ioniques), les liaisons hydrogène et les liaisons de Van der Waals sont particulièrement vertigineux c'est pourquoi leur évocation en premier cycle se limite généralement à des considérations mettant en relief une description en termes d'interactions classiques entre entités.

V.9.3. Probable origine de l'absence d'unification

Nous pensons que la présentation par type de liaison est directement à relier à la chronologie du développement des modèles dans l'histoire. Sans rentrer dans des considérations exhaustives à ce propos, il semble que la liaison ionique, où en tout cas ce qui allait le devenir, soit antérieure à la liaison covalente décrite par le modèle de Lewis. Dumon et Cokelez (2006) ainsi que Dumon et Luft (2012) indiquent trois dates qui semblent corroborer ce propos :

- Dès 1819, Berzélius propose que les atomes se combinent, du fait de forces électriques attractives entre atomes, l'un étant positif et l'autre négatif. Cette théorie dualistique a dominé un certain nombre d'années mais ne pouvait expliquer l'existence de composés constitués de deux atomes identiques (ou apolaires)
- En 1887 Arrhénius présente la théorie permettant d'expliquer la dissociation des sels tels que le chlorure de sodium dont la formule est NaCl et montre que la mise en solution s'accompagne de la formation de particules de charges opposées se compensant exactement. À l'époque, les substances étaient classées comme polaires (par exemple le chlorure de sodium caractérisé par un « déplacement d'électricité » d'un atome de l'élément sodium vers un atome de l'élément chlore) et les substances non polaires comme le dihydrogène pour lesquelles on ne savait pas interpréter l'existence avec cette théorie.
- En 1916, Kossel formalise un modèle de liaison ionique (ou polaire ou par électrovalence) mettant en avant une interaction électrostatique entre deux ions antagonistes (cations et anions) et rendant compte de la stabilité de composés polaires.

En complément, le modèle de Lewis de la liaison covalente, initialement pensé en 1902 par son auteur à partir du modèle cubique de l'atome, est publié en 1916 puis révisé une première fois en 1923. Quant aux modèles quantiques, ils ont été développés à partir de 1927 (modèle du lien de valence par Heitler et London) ainsi que de 1928 à 1932 (modèle des orbitales moléculaires par Hund et Mulliken).

V.9.4. Retour sur les modèles dépendants

Voyons la dynamique de dépendance de quelques modèles évoqués dans l'analyse épistémologique.

Considérons le modèle VSEPR (M1) qui permet de prévoir la géométrie d'une molécule autour d'un atome⁴⁴ donné à l'appui du schéma de Lewis d'une molécule. Sans connaissance du schéma de Lewis, objet du modèle de Lewis (M2), le modèle VSEPR (M1) ne peut *a priori*

⁴⁴ Atomes d'éléments du bloc d du tableau périodique exclus.

pas fonctionner⁴⁵, autrement dit la prévision ou la description de la géométrie moléculaire ne sont pas possibles. Le modèle VSEPR (M1) est donc dépendant au modèle de Lewis (M2).

Dans le même ordre d'idées, la nature des interactions de Van der Waals (interaction de Keesom, Debye ou London) entre molécules permettant de décrire une substance n'est prévisible qu'en connaissant le caractère polaire ou non des molécules considérées. Or la polarité d'une molécule n'est prévisible qu'à partir de sa géométrie prévue par le modèle VSEPR en addition du concept d'électronégativité. C'est ainsi que le modèle des liaisons de Van der Waals (M1) devient, à son tour, dépendant du modèle VSEPR (M2) et du concept d'électronégativité.

Enfin, considérons la construction des orbitales moléculaires de H₂O basée sur la méthode des fragments (voir V.6.2.1.4 p. 74). Cette méthode, basée sur le modèle des orbitales moléculaires, nécessite de connaître la géométrie de la molécule prédite par le modèle VSEPR après avoir écrit son schéma de Lewis. On peut considérer ici que le modèle des OM de fragments (M1) est dépendant du modèle VSEPR (M2), lui-même dépendant du modèle de Lewis (M3) mais aussi du modèle des OM (M2'). Bien entendu, ces exemples ne mettent pas en avant toute la richesse des modèles dépendants d'autres modèles, en particulier ceux permettant de prévoir la réactivité en chimie organique.

V.10. Caractérisation expérimentale d'une liaison chimique

Une liaison chimique est caractérisée par sa longueur moyenne ainsi que son énergie moyenne de dissociation. Comment-a-t-on accès aux valeurs de ces grandeurs ? Ces dernières peuvent-elle être classées dans le registre empirique ?

Le point de départ de notre réflexion consiste à discuter du statut des représentations figuratives ou images dont la résolution est celle de l'échelle atomico-moléculaire (Figure 27). Ces images sont obtenues à l'aide d'une technique révolutionnaire permettant d'accéder également aux deux caractéristiques d'une liaison : il s'agit de la microscopie à force atomique haute résolution (repérée par l'acronyme HR-AFM ou plus simplement AFM).

⁴⁵ Léger (1996) et Lindmark (2010) vantent une approche du modèle VSEPR sans schémas de Lewis de molécules. Nous n'avons pas trouvé d'autres articles partageant le même point de vue. Cela est applicable à des molécules simples constituées d'au plus trois atomes.

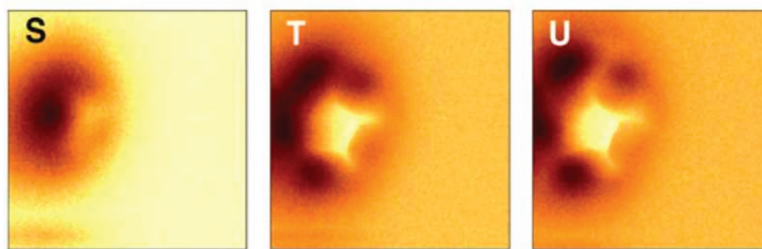


Figure 27 : images de résolution atomico-moléculaire obtenues par AFM (Alldritt et al., 2020, p. 5)

V.10.1. Images de résolution atomique

V.10.1.1. Questionnement soumis par Kermen

Dans son ouvrage, Kermen soumet au lecteur un questionnement ouvert à propos du statut des images ou représentations figuratives d'atomes ou de molécules fréquemment proposées dans les ouvrages de chimie et les sites internet académiques⁴⁶ :

« (À propos du cadre d'analyse du savoir en chimie concernant les transformations chimiques) nous considérons avoir effectué une clarification épistémologique et didactique du thème des transformations chimiques de la matière. Cependant une question nous semble devoir être travaillée, elle concerne le statut à accorder aux images de microscopie électronique ou de résolution atomique, en lien avec un niveau empirique microscopique que nous pensons inaccessible directement. » (Kermen, 2018b, p. 147)

Dans la première moitié du XX^{ème} siècle, les physiciens ont postulé l'existence de particules submicroscopiques (notamment les protons, neutrons et électrons) non perceptibles par nos sens dans un but de description de la matière observable. Il existe des dispositifs expérimentaux, qui sont des concentrés de développements théoriques mathématiques et de modèles, qui nous permettent d'appréhender le niveau atomico-moléculaire au travers d'images auxquelles Kermen (2016a) fait référence. Si ces images permettent potentiellement au chimiste d'interpréter ou d'expliquer certaines propriétés d'entités de l'échelle atomico-moléculaire, une question émerge : peut-on considérer qu'elles relèvent du registre empirique ?

⁴⁶ <https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/chimie-analytique/la-microscopie-a-force-atomique-pour-l-observation-de-molecules-avec>

V.10.1.2. À propos du microscope à force atomique

En quelques mots, le microscope à force atomique haute résolution est un appareil muni d'une pointe extrêmement fine permettant d'obtenir des informations à l'échelle atomique à propos de la surface des substances analysées (généralement sous forme cristallisée). Son précurseur est le microscope à effet tunnel (acronyme STM pour Scanning Tunneling Microscope) dont la mise au point dans les années 80 a animé de vives discussions dans la communauté scientifique. Après une préparation assez délicate des échantillons, l'AFM permet de recueillir ce que nous appelons des données brutes directement affichées sur un écran. Ces dernières sont traitées à l'aide de l'informatique et de l'humain sur la base de développements numériques issus de la théorie quantique et impliquent des méthodes calculatoires dites *ab initio* telle que, par exemple, la fonctionnelle de densité. Sans cette intervention humaine et l'utilisation de théories et de modèles, il serait impossible d'obtenir des images telles que celles de la Figure 27.

« This technique, also referred to as high-resolution AFM (HR-AFM), is able to image the internal structure of molecules, resolves features in the intermolecular regions of weakly bonded molecules, discriminates between bond orders in aromatic compounds, and has opened the door to following or even inducing on-surface chemical reactions » (Ellner et al., 2019, p. 786).

L'interprétation des données brutes issues d'une expérience d'AFM donne également accès à des informations à propos de la structure moléculaire, notamment la géométrie qui peut alors être confrontée à celle prédite par le modèle VSEPR, et des liaisons chimiques (Alldritt et al., 2020). Cependant, les images obtenues sont-elles également des « photos » au sens historique du terme ? Peut-on dire que l'on « voit » des atomes et des molécules ?

V.10.1.3. L'exemple des images de trous noirs

V.10.1.3.1. Mise en évidence d'un obstacle épistémologique

Si Kermen (2018b) parle de représentations figuratives pour les images telles que celles de la Figure 27, d'autres auteurs comme Bacle et al. (2016) évoquent des photos ou expriment que l'on observe des atomes et des molécules. À l'époque où les appareils argentiques étaient la seule technologie à disposition, une photo couleur pouvait être

considérée comme une trace figée d'un événement réel tels que nos sens pouvaient le percevoir sans filtre à une date donnée. Avec l'apparition des appareils numériques, une photo résulte d'un enchaînement de traitements sophistiqués basés sur des modèles et ne reflète plus nécessairement la même réalité perceptible par nos sens. En effet, il est désormais possible pour tout un chacun de modifier les photos comme bon lui semble en y atténuant certaines couleurs, en accentuant la luminosité ou plus généralement en rajoutant des filtres. La photo rend alors compte d'un monde possible (Guffroy, 2019). Pour ce même auteur le fait de penser qu'une photo renvoie nécessairement la réalité perceptible par la vision constitue un obstacle épistémologique au sens de Bachelard.

V.10.1.3.2. Les images de trous noirs sont des images-objets

Concernant les trous noirs qu'il considère dans son article, Guffroy (2019) relate que huit télescopes ont recueilli durant deux années des données brutes. Ces dernières ont ensuite été interprétées par l'homme en appui de l'informatique.

« De l'œil qui ne voit qu'une infime partie de ce qui nous entoure aux télescopes qui captent des signaux qui sont traités par de l'électronique, chaque création d'image nécessite une suite d'interventions informatiques et humaines. » (Guffroy, 2019, p. 256)

C'est bien l'humain – le chercheur, le scientifique – qui interprète les signaux récoltés à partir des théories scientifiques existantes qu'il assume correctes et qui crée les images.

« Le traitement numérique permet donc de rendre perceptible, accessible à nos sens, quelque chose qui ne l'est pas naturellement. Ici, les images ne sont donc pas des photos mais bien des interprétations de données, qu'il s'agisse aussi bien de celles récoltées par Hubble que par Herschel. Les objets présents dans l'univers deviennent des objets-images, éléments manipulables, objectivables et étudiables et c'est l'humain qui crée finalement ses connaissances par l'assemblage d'images qui deviennent alors des objets-images. » (Guffroy, 2019, p. 266)

Les images obtenues (de trous noirs pour l'étude considérée) sont qualifiées par Guffroy (2019), relayant Simondon (2014), d'objets-images puisqu'il s'agit véritablement de créations imprégnées de théories physiques postulant elles-mêmes l'existence de trous noirs. Pourtant ces objets-images ont fait autorité dans la communauté scientifique en tant que preuve de l'existence des trous noirs en dépit de la temporalité entre le recueil des données

brutes et l'obtention des objets-images (Guffroy, 2019). Nous considérons que ces objets-images sont obtenus par idéalisation d'objets réels (Gilbert et al., 2000 relayant Bunge) et reflètent la trace d'une réalité non immédiatement perceptible par nos sens.

Les représentations figuratives d'atomes et de molécules nous paraissent bien s'inscrire dans cette lignée : il s'agit aussi d'objets-images ce qui constitue un frein à les classer dans la réalité perçue. Cela nous conduit à discuter :

- des facteurs sociaux et notamment des débats permettant de converger vers l'acceptation de ces objets-images dans les communautés scientifiques ;
- de la place des théories et modèles dans les techniques de réalisation scientifiques ;
- du statut à donner à ces objets-images dans le registre empirique.

V.10.1.4. Influence des facteurs sociaux : l'exemple du STM

Il existe des débats entre pairs qui permettent de converger vers une acceptation de concepts nouveaux par la communauté scientifique, en vue de dépasser les obstacles épistémologiques dont elle est imprégnée, typiquement celui évoqué dans le paragraphe V.10.1.3.1. En 2005, Catherine Allamel-Raffin, une épistémologue française, a publié un article qui discute quelques points qui ont largement animé le débat d'une partie de la communauté scientifique au début des années 80. En 1981, Binnig et Rohrer ont mis au point une sonde donnant accès à des informations spectroscopiques locales et topographiques à la surface de solides, prémices du microscope à effet tunnel. Leur démarche leur a permis « d'approcher et de manipuler les atomes » (Allamel-Raffin, 2005, p. 15) avec une précision inédite. Les deux chercheurs annoncèrent que les images (peut-on dire les photos ?) produites étaient obtenues avec un appareil dont le pouvoir de résolution était celui de l'atome. Ces résultats ne furent pas accueillis favorablement par la communauté scientifique pour laquelle l'atome incarnait un objet « sacré », inaccessible par essence. Les scientifiques opposaient deux arguments à Binnig et Rohrer : d'une part la qualité de la préparation des échantillons (inexorablement détruits lors du passage de la sonde, ce qui ne permettait pas de faire des mesures répétées sur le même échantillon et donc de caractériser la reproductibilité des images), assez longue et délicate, pouvait avoir un impact sur celles des images et, d'autre part, la théorie interprétative des données n'était pas suffisamment aboutie pour valider les images produites (Allamel-Raffin, 2005). L'adhésion par la communauté scientifique a été

rendue possible en conséquence d'un processus argumentatif relativement long⁴⁷ avec, au cœur du débat, ce qu'Allamel-Raffin nomme la « flexibilité interprétative » des données expérimentales. Ces dernières sont sujettes à une interprétation à plusieurs niveaux : tout d'abord par la perception humaine et elle se poursuit par la mobilisation de diverses lois physiques permettant de faire le lien entre l'état initial (ce qui est observé et que Boiteau, dans un entretien donné à Pépin (Henn et al., 2013), nomme les données brutes) et l'état final (l'interprétation en utilisant des théories postulant l'existence même de ces particules). Par ailleurs, le recours à plusieurs instruments dont le principe physique diffère, désigné par le néologisme « inter-instrumentalité » par l'autrice, a permis de collecter des données supplémentaires dont certaines sont concordantes avec les données initiales. Ces données sont légitimes bien que conduisant à « d'autres images » (Allamel-Raffin, 2005, p. 24). Pour Allamel-Raffin, c'est bien l'utilisation de plusieurs techniques qui constitue un « faisceau de preuves » (Allamel-Raffin, 2005, p. 25) convergeant pour réduire la souplesse dans l'interprétation des données et l'acceptation, par la communauté scientifique, d'images dont la résolution est celle de l'atome. Ce type d'images, résultant d'un traitement numérique poussé de données brutes, a fait autorité en tant que preuve de la possibilité de visualiser des atomes.

V.10.1.5. Place des théories et modèles dans les techniques scientifiques

Un autre élément de réponse pour la caractérisation des images consiste à discuter de l'adverbe « directement » utilisé par Kermen (voir citation dans le paragraphe V.10.1.1) pour expliciter l'accessibilité du niveau empirique microscopique. Quel sens lui donner ? Dans un entretien avec Pépin, Boiteau confie que les différentes représentations figuratives des atomes et des molécules, obtenues à l'aide d'un microscope à effet tunnel ou à force atomique, peuvent être trompeuses puisqu'elles résultent, outre la préparation minutieuse des échantillons, d'un traitement de données brutes à l'aide de théories et modèles interprétatifs (Henn et al., 2013). Pour le même auteur, les ouvrages et sites internet soulignant pourtant que l'on peut « voir » des molécules ou des ions sont nombreux sans pour autant tous mettre en garde le lecteur qu'il s'agit d'images provenant d'un traitement

⁴⁷ Allamel-Raffin décompose l'ensemble des contributions de Binning et Rohrer pour convaincre leurs détracteurs en six axes. Consulter Allamel-Raffin (2005) pour plus de détails.

numérique intermédiaire plus ou moins long s'appuyant sur des modèles pris en charge par l'humain et l'informatique. Il n'existe effectivement aucun appareil qui produirait aussi directement et rapidement de telles images, contrairement aux spectres infra-rouges ou RMN obtenus en routine dans un laboratoire avec les techniques actuelles. Pourtant ces spectres, classables dans la réalité perçue, sont obtenus moyennant une préparation relativement rapide des échantillons à l'aide d'appareils dont le fonctionnement repose sur des appuis théoriques. Cela n'a pas toujours été ainsi ; les innovations technologiques ont facilité l'obtention des spectres.

Si l'on considère le cas de la microscopie à l'échelle atomique, les images sont, comme les spectres IR et RMN, également perceptibles par nos sens, en l'occurrence la vue. Dès lors, pourquoi ne pas les classer directement dans la réalité perçue ? C'est l'intervention humaine (et sa temporalité) en vue d'interpréter et de transformer ce que nous avons appelé les données brutes obtenues avec la technique AFM en de telles images à l'aide de connaissances théoriques antérieures, qui semble empêcher cette caractérisation. L'obtention des images ne se fait donc pas directement à partir de l'appareil correctement réglé : la technique de réalisation scientifique inclut donc l'appareil lui-même mais aussi l'expérimentateur (et ses connaissances) dont le rôle ne se réduit pas à celui de simple exécutant d'une procédure purement technique. Il y a ici une dimension philosophique sous-jacente à considérer pour nourrir la réponse au questionnement initial. Si l'on considère le cas d'un spectre infrarouge ou RMN, l'expérimentateur prépare l'échantillon, l'introduit dans le dispositif prévu à cet effet et démarre l'enregistrement du spectre *in fine* obtenu sur l'écran. Dans ce cas, l'expérimentateur n'a pas besoin de transformer des données brutes pour obtenir le spectre : c'est l'appareil qui réalise cette opération, sans modélisation *ex-situ* au spectromètre.

Il s'agit donc de statuer sur la place des connaissances théoriques associées aux techniques scientifiques mobilisées qui font connaître des objets tels que les atomes *via* les images précédemment évoquées. Dans son article sur l'introduction à la modélisation, Martinand (1998b) met le registre des modèles en relation avec le registre du référent empirique dans lequel il place d'une part tout ce qui a trait à la description de l'expérience quotidienne, des objets et phénomènes perceptibles par nos sens (ce qu'il nomme la phénoménographie en empruntant le terme à Bachelard) et d'autre part les connaissances relatives au fonctionnement des objets même si elles relèvent de conceptualisations

antérieures (la phénoménologie et la phénoménotechnique selon Bachelard auquel Martinand ne fait toujours pas référence). En effet, toujours selon Martinand, ces savoirs « ont un statut empirique, même s'ils sont l'aboutissement de processus antérieurs d'élaboration conceptuelle, théorique ou modélisante, en ce sens qu'ils sont inconsciemment projetés sur la réalité » (Martinand, 1998b, p. 8). Pour Bachelard la phénoménotechnique, qu'il introduit dans son article « noumènes et microphysique », représente une véritable construction, par les scientifiques, des objets microscopiques à l'aide d'instruments et de technologies (Gallego-Gómez & Guerrero-Pino, 2021).

« C'est alors qu'on s'aperçoit que la science réalise ses objets, sans jamais les trouver tout faits. La phénoménotechnique étend la phénoménologie. Un concept est devenu scientifique dans la proportion où il est devenu technique, où il est accompagné d'une technique de réalisation. On sent donc bien que le problème de la pensée scientifique moderne est, de nouveau, un problème philosophiquement intermédiaire. » (Bachelard, 1999, p. 71)

La phénoménotechnique inclut donc selon nous tous les capteurs⁴⁸ et appareils construits à l'appui de théories et de modèles. En addition, l'arsenal théorique *ex situ*⁴⁹ à l'appareil permet d'analyser et de convertir les données brutes collectées en produit fini. Dans notre cas, il s'agit d'images dont la résolution atteint le niveau atomico-moléculaire et qui peuvent être visualisées sur un écran. Nous choisissons de les classer dans le registre empirique. La Figure 28 rend compte de l'articulation des trois registres de la chimie lors de l'obtention des images (ou photos, ou représentations figuratives) de résolution atomique.

⁴⁸ Un capteur typique en chimie est une sonde pH-métrique constituée d'une électrode de mesure combinée à une électrode de référence. Elle est reliée à un millivoltmètre qui mesure une tension ; cette dernière est transformée en pH, lisible sur l'écran de l'appareil, à l'aide d'un modèle interprétatif. Le pH, tout comme la résistance, est également acceptée comme une grandeur dont la valeur et ses variations relèvent de la réalité perçue mais le traitement du signal par un modèle est intrinsèque à l'appareil.

⁴⁹ En ce sens où une intervention humaine mobilisant des connaissances théoriques projetées sur la réalité – pour paraphraser Martinand (1998b) - est nécessaire.

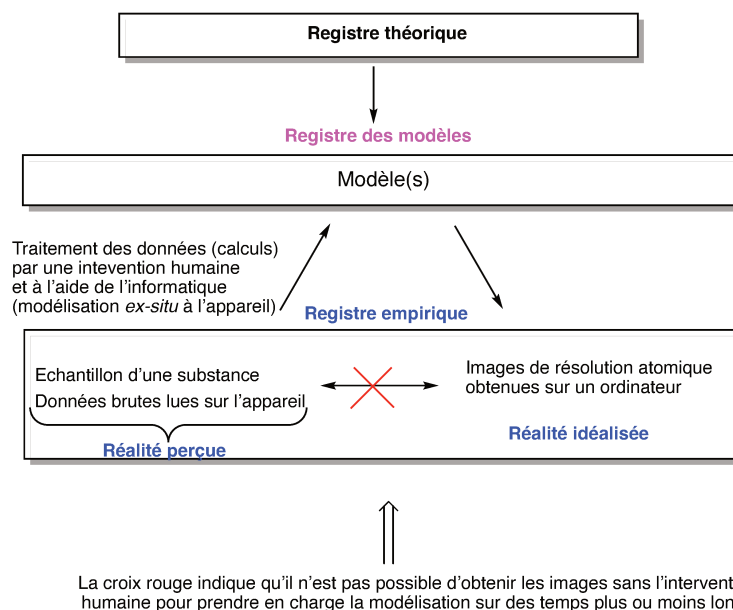


Figure 28 : dynamique d'articulation des trois registres lors de l'obtention d'images de résolution atomique

V.10.1.6. Conclusion

Dans la suite de ce travail nous placerons, au regard de ce qui vient d'être exposé, toutes les représentations figuratives (ou images voire photos) d'atomes ou de molécules dans le registre empirique. Néanmoins, la technologie actuelle, associée à la mise en œuvre d'une expérience impliquant la technique d'AFM, ne permet pas leur observation directe sur un écran. C'est la raison pour laquelle nous choisissons de ne pas les classer dans la réalité perçue (Voir Figure 28).

Dans son article de 2013, Soler souligne qu'il existe une autre réalité indépendante des êtres humains, par opposition à la réalité perçue reflétant le tangible macroscopique : il s'agit de la réalité métaphysique, celle des physiciens. Bien que non perceptibles directement par nos sens, les électrons et les noyaux, particules du niveau submicroscopique, voient leur existence postulée par les physiciens et les chimistes qui adoptent alors une attitude dite réaliste. Cela signifie qu'ils croient à leur existence sans pour autant les percevoir (Soler, 2013). Selon l'encyclopédie philosophique en ligne⁵⁰, ce système de croyances à propos du monde extérieur non perceptible constitue une métaphysique qui « intervient concrètement dans la

⁵⁰ Repérée à l'adresse <https://encyclo-philos.fr/le-realisme-metaphysique-a>

pratique quotidienne des chercheurs » (Soler, 2013, p. 194). Finalement, la réalité métaphysique ne peut être connue que par la description que la physique en donne, c'est-à-dire en assumant les théories scientifiques en vigueur (Soler, 2013). Nous proposons d'ajouter un sous-niveau, sans y voir de hiérarchie par rapport à la réalité perçue, dans le registre empirique : il s'agit de la réalité métaphysique dans laquelle il devient possible de classer les électrons et les noyaux et finalement les molécules. Les images (ou photos) de résolution atomico-moléculaire sont, selon nous, une trace perceptible de l'existence de ces entités et donc de cette réalité métaphysique. Elles sont toutefois obtenues *via* un modèle interprétatif dans lequel semble bien s'inscrire cette idéalisation des objets de la réalité métaphysique. Par voie de conséquence, ces images devraient être classées dans la réalité idéalisée qui devient plus vaste que celle envisagée par Gilbert et al. (2000) et Kermen (2016b) qui y classent les espèces chimiques en tant qu'objets-modèles obtenus par distorsion d'objets réels (Fernández-González, 2013). Ces objets-images sont par ailleurs selon nous la trace d'un registre empirique submicroscopique sur lequel il est possible d'agir grâce à l'AFM. En effet, Allamel-Raffin (2005) disait déjà que la STM (précurseur de l'AFM) permettait de « toucher » des atomes. Il existe également des animations que nous appelons des objets-vidéos (la version animée des objets-images) obtenues par AFM qui montrent une molécule « en action ». Schaap et al. (2011) décrivent effectivement un moteur moléculaire (une protéine de kinesine) qui se déplace sur un microtubule. Les prouesses de l'AFM permettent véritablement d'observer le nano-monde, de « toucher une molécule » et de l'observer alors qu'elle est « au travail » pour reprendre les expressions qu'utilise Joachim (2019). En synthèse, ce que disent ces auteurs (Allamel-Raffin, 2005; Joachim, 2019; Schaap et al., 2011) nous laisse penser que cette exploration du monde nanoscopique (*via* l'imagerie par AFM) sur lequel il est désormais envisageable de travailler s'inscrit dans un registre empirique submicroscopique.

Il reste à discuter la place de la réalité métaphysique par rapport à la réalité idéalisée dans le schéma montrant l'articulation des trois registres. La réalité idéalisée avait été placée au-dessus de la réalité perçue par Kermen (2016a) s'appuyant sur Gilbert et al. (2000) pour traduire une abstraction croissante. Même si les objets-images sont obtenues, *via* un modèle, par idéalisation de la réalité métaphysique, cette dernière reste particulièrement abstraite. Il nous paraît raisonnable de placer la réalité métaphysique à côté de la réalité idéalisée mais sa

place entre le registre empirique et le registre des modèles comme intermédiaire reste aussi envisageable et discutable pour des travaux futurs. Nous avons présenté ici une ébauche de réflexion à une question laissée en suspens par Kermen mais qui mérite d'être encore approfondie.

V.10.2. Longueur moyenne de liaison et énergie moyenne de dissociation : grandeurs expérimentales ?

V.10.2.1. Obtention de la longueur et de l'énergie de dissociation moyennes d'une liaison

Il n'existe aucun appareil utilisé en routine dans les laboratoires qui afficherait directement des valeurs de longueurs ou d'énergies de liaison sur un écran, cela exclut donc leur classement dans la réalité perçue au regard des arguments présentés dans le paragraphe V.10.1. .

Néanmoins il existe, essentiellement pour les cristaux, des techniques d'analyse de diffraction des électrons ou de diffraction aux rayons X haute résolution qui permettent de produire des figures projetables sur un écran après une préparation longue et minutieuse des échantillons (Housecroft & Sharpe, 2010). Les données récoltées, à partir des figures de diffraction, sont ensuite traitées et interprétées à l'appui de modèles calculatoires et à l'aide d'ordinateurs, permettant d'accéder ainsi à des distances internucléaires et des angles. En synthèse, cette technique permet d'obtenir des informations sur la densité électronique dans les cristaux et de les interpréter en termes de liaison chimique, notamment de leur longueur et leur énergie (Lecomte et al., 2011). La technique AFM permet aussi d'accéder aux valeurs des longueurs de liaison et des énergies de liaison.

La mesure d'une énergie de liaison peut être envisagée à l'aide de méthodes thermodynamiques (la calorimétrie) mais également d'autres méthodes spectroscopiques que l'AFM (diffraction aux rayons X haute résolution, spectroscopies IR et RMN). Toutes ces techniques permettent de collecter des données brutes que le chimiste doit interpréter par des théories pour obtenir une valeur de l'énergie de liaison. Par exemple, les bandes visibles sur un spectre IR s'interprètent par des mouvements vibratoires des noyaux impliqués dans des liaisons. La fréquence de vibration d'une liaison OH libre (c'est-à-dire non impliquée dans une liaison hydrogène) est plus élevée que celle d'une liaison OH associée par liaison

hydrogène. Dans ce dernier cas, si on assimile la liaison covalente OH à un ressort, il est possible d'accéder à la constante de raideur du ressort et donc à l'intensité de la liaison en utilisant la loi de Hooke⁵¹.

V.10.2.2. Conclusion

Sur la base de ce qui a été présenté dans le paragraphe V.10.1.6, nous plaçons les distances internucléaires ou longueurs de liaison et les énergies moyennes de dissociation de liaison dans la réalité idéalisée puisqu'elles sont obtenues par idéalisation d'événements de la réalité métaphysique, à savoir les interactions entre particules.

V.11. Fonctionnement du cadre en 3 registres appliqué à la liaison chimique



Photo 1 : le glacier Perito Moreno vu depuis la péninsule de Magellan (photo personnelle)

⁵¹ La loi de Hooke relie la fréquence de vibration ν à la constante de raideur k d'un ressort modélisant la liaison covalente entre deux noyaux d'atomes A (masse m_A) et B (masse m_B) dont la masse réduite est notée $\mu = \frac{m_A m_B}{m_A + m_B}$. Elle a pour expression $\nu = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{k}{\mu}}$. Le nombre d'onde, associé à une bande repérée sur un spectre IR, a pour expression $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{2\pi c} \sqrt{\frac{k}{\mu}}$ où c représente la constante de Planck.

Voyons comment le cas de la liaison chimique pourrait être pris en charge par le cadre d'analyse des savoirs en chimie. Sur la Photo 1 ci-dessus, on peut voir l'eau liquide du lac, la glace qui constitue le glacier, de la neige et les nuages (et d'autres choses qu'il n'est pas nécessaire de décrire ici) qui sont des éléments de la réalité perçue. La neige et la glace, qui correspondent à de l'eau à l'état solide, peuvent fondre et se transformer en eau liquide qui alimente en partie le lac. Comment le cadre précédent prend-il en charge ces observations ?

Dans le registre empirique, et plus particulièrement dans la réalité idéalisée, le chimiste distingue une espèce chimique (l'eau de formule H_2O) dans divers états physiques précisés entre parenthèses : solide ($H_2O(s)$) et liquide ($H_2O(l)$). Les photos de résolution atomique, les longueurs de liaisons et les énergies de dissociation de liaisons sont placées dans la réalité idéalisée en ce sens où elles ont été générées par le chimiste à partir de données brutes (reflétant l'existence de particules classées dans la réalité métaphysique) directement perceptibles par nos sens (et donc classées dans la réalité perçue) par la suite interprétées et transformées *ex situ* par l'humain à l'aide de théories et modèles.

Les théories considérées sont la théorie électromagnétique et la théorie quantique. Toute liaison est un ensemble d'interactions électromagnétiques entre électrons et noyaux (ou ions, ou molécules qui sont des objets de la réalité métaphysique) maintenu(e)s à distance moyenne constante. En effet, les interactions attractives et répulsives, interprétées par des forces électromagnétiques, se compensent exactement en moyenne à l'intérieur du système considéré. Ce modèle classique électromagnétique constitue la base commune de tous les modèles de liaisons chimiques utilisés par le chimiste pour expliquer des événements du registre empirique.

Une fois le schéma de Lewis de la molécule d'eau écrit (objet du modèle de Lewis), il est possible de prévoir sa géométrie grâce au modèle VSEPR puis sa polarité. La cohésion du liquide et du solide est alors interprétée à l'aide de liaisons hydrogène et de liaisons entre molécules ou liaisons de Van der Waals (de type Keesom, Debye et London) qui sont typiquement des interactions électromagnétiques, interprétées par des forces, entre dipôles moléculaires. Concernant le solide, un modèle spécifique appelé modèle du cristal parfait décrit l'agencement triplement périodique des molécules d'eau dans l'espace à l'échelle atomico-moléculaire (ou arrangement triplement périodique de cations et d'anions dans le cas d'un solide ionique). Enfin, ces divers modèles de liaisons peuvent être communiqués à

l'aide de la langue spécialisée et, pour certains d'entre eux, à l'aide de symboles. Une liaison covalente est ainsi représentée par un trait continu entre les symboles de deux noyaux d'atomes d'éléments données dans le modèle de Lewis mais il n'existe pas de représentation équivalente pour les liaisons de Van der Waals qu'il n'est possible de communiquer qu'à l'aide de la langue spécialisée. La Figure 29 spécifie l'articulation entre les trois registres en prenant en compte l'ensemble des éléments qui viennent d'être présentés.

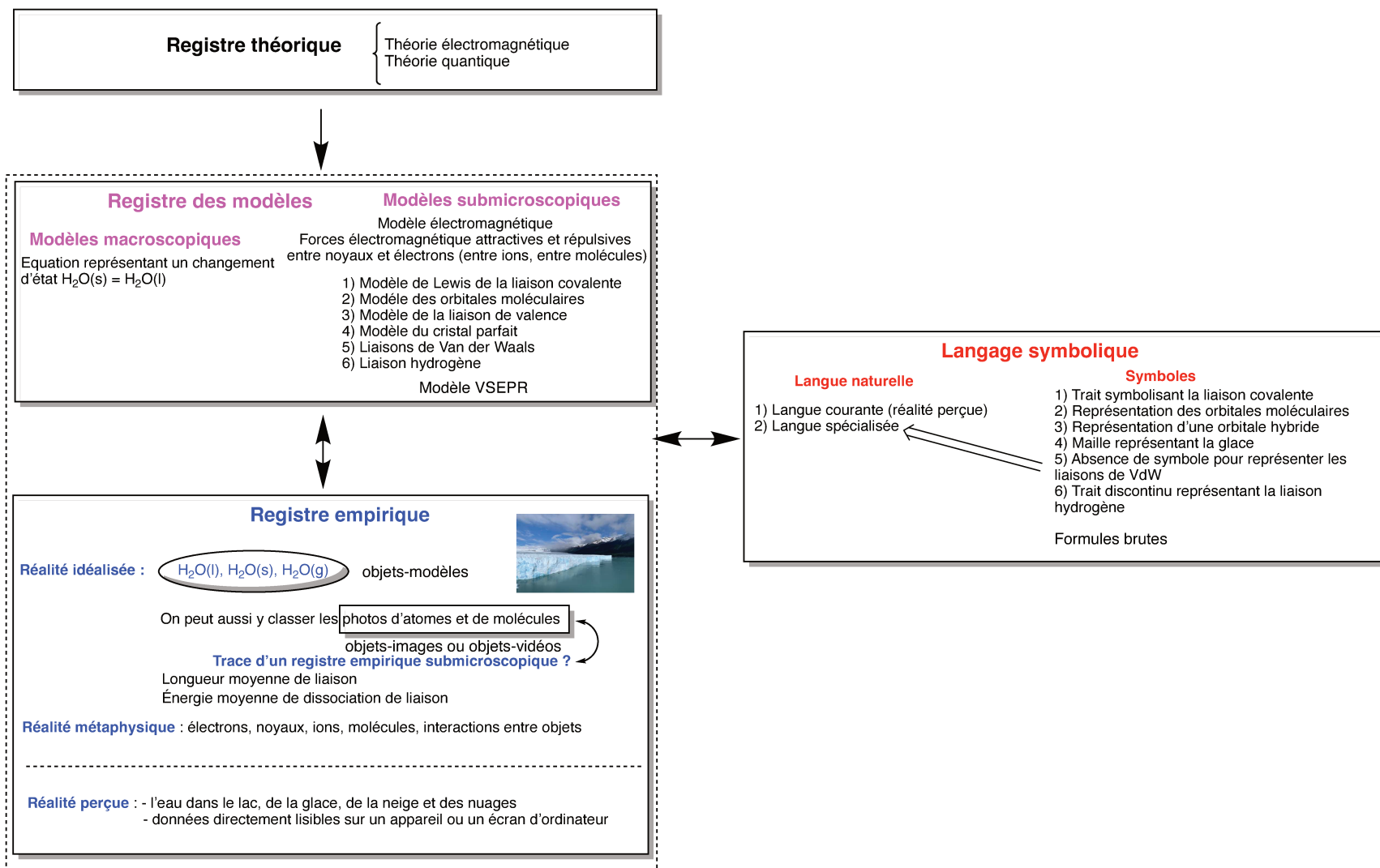


Figure 29 : articulation des registres de la chimie appliquée à la liaison chimique

Chapitre VI. Les difficultés et les conceptions des élèves et étudiants à propos de la liaison chimique

Dans la présentation du cadre d'analyse des savoirs en chimie (voir Chapitre IV), nous avons déjà mentionné la circulation implicite des enseignants entre les différents registres de savoirs (registre des modèles et registre empirique) d'une part, les échelles macroscopiques et submicroscopiques d'autre part, comme étant une source de difficultés transversale en chimie tant pour les élèves de lycée que pour les étudiants à l'université. L'appréhension des symboles et plus largement du langage symbolique comme méta-niveau vient également contribuer aux difficultés des élèves et des étudiants (Canac, 2017). Nous consacrons la suite de ce chapitre aux difficultés spécifiques en lien avec la liaison chimique.

Tous les auteurs de publications portant sur la didactique de la liaison chimique s'accordent pour dire qu'il s'agit d'un concept transversal et fondamental en chimie mais que celui-ci entraîne des difficultés et des conceptions chez les élèves de lycée ainsi que les étudiants tant en France (Kermen, 2020; Le Maréchal & Cross, 2010) qu'à l'international (Bergqvist et al., 2013; Joki & Aksela, 2018; Levy Nahum et al., 2007; Taber & Coll, 2002; Zohar & Levy, 2019a) pour n'en citer que quelques-uns. En complément, dans le cadre de leurs travaux de recherche, Levy-Nahum et al. (2010) ont également dressé une revue de littérature sur le ressenti d'enseignants de lycées israéliens quant au concept de liaison chimique et son enseignement. Les enseignants déclarent que c'est un sujet difficile à enseigner essentiellement pour trois raisons :

- les bases de physique, chimie et mathématiques des élèves doivent être solides ;
- les modèles, les concepts et règles associés sont multiples ;
- les représentations des liaisons sont variées ce qui nécessite une familiarisation avec les systèmes sémiotiques.

Dans la suite de ce travail, nous nous focalisons uniquement sur les difficultés (et ce qui les induit) des élèves de lycée et, dans une moindre mesure du fait d'une littérature moins riche, des étudiants. Nous dégagons les principales difficultés et conceptions déjà recensées

dans la littérature afin d'élaborer l'outil d'analyse du corpus que nous avons constitué et que nous présentons ultérieurement dans ce manuscrit.

VI.1. Les origines des difficultés et conceptions des élèves et des étudiants

La liaison chimique, processus dynamique mettant en jeu des interactions électromagnétiques entre noyaux et électrons (Bergqvist et al., 2013; Hunter et al., 2022; Kermen, 2020; Levy Nahum et al., 2007; Zohar & Levy, 2019b), sert à expliquer les propriétés de la matière et ses transformations à l'échelle submicroscopique. Elle n'est donc pas accessible aux sens des élèves, ce qui en fait un concept naturellement abstrait. De la même manière, les élèves de lycée ne peuvent pas s'appuyer sur leur expérience du quotidien pour construire un (des) modèle(s) de liaisons chimiques (Kermen, 2020). Dès lors, les apprenants ne peuvent s'appuyer que sur les ouvrages et le contenu enseigné pour conceptualiser la liaison chimique qui sont à l'origine des conceptions des élèves selon Nahum et al. (2013), Talanquer (2013) et Taber (2001). Cette conceptualisation passe par le langage symbolique : le langage naturel et les représentations sémiotiques.

VI.2. Les types de difficultés

Nous choisissons de classer les différentes difficultés repérées dans la revue de littérature en quatre catégories : deux sont en lien avec la structuration des savoirs en chimie alors que les deux autres ont émergé au cours des diverses lectures. Les difficultés des élèves sont ainsi induites par :

- le découpage du texte du savoir traditionnellement observé dans l'enseignement et les ouvrages. D'après Levy Nahum et al. (2007), Teichert et Stacy (2002) ainsi que Zohar et Levy (2019a), la liaison chimique semble généralement enseignée par type de liaison (covalente, ionique, métallique ...) chacun d'entre eux étant mobilisé pour répondre à des besoins d'interprétation de propriétés macroscopiques et de résultats expérimentaux (Chaquin et al., 2014; Levy Nahum et al., 2010). En conséquence, la multiplicité des modèles et des concepts sous-jacents entraîne des confusions chez les élèves qui privilégient l'apprentissage par cœur de procédures au détriment d'explications scientifiques en adéquation avec le savoir de référence.

- l'existence d'un niveau submicroscopique non perceptible par nos sens et que seuls les systèmes sémiotiques permettent de décrire et de représenter. Ces mêmes systèmes sémiotiques, en particulier les représentations, sont sources de difficultés (Cokelez & Dumon, 2005; Kermen, 2020; Le Maréchal & Cross, 2010).
- les explications de nature téléologique ou anthropomorphique habituellement mobilisées par les enseignants de chimie (Talanquer, 2013). De telles explications, selon lesquelles les entités submicroscopiques ont des désirs ou des envies, voire des buts à atteindre, même si elles s'avèrent opérationnelles pour répondre à des questions classiques d'examen, ne permettent pas aux élèves et étudiants d'acquérir le bagage scientifique nécessaire pour expliquer avec rigueur ce qu'est une liaison chimique.
- la mécanique quantique dont les concepts et les calculs associés sont complexes selon Taber (2002) et Tsaparlis (1997) qui décrivent respectivement les difficultés d'élèves de lycées anglais et d'étudiants en Grèce. La mécanique quantique appliquée à la chimie n'est pas enseignée au lycée en France⁵² mais nous émettons l'hypothèse que les difficultés décrites par les auteurs précédents sont celles que l'on peut typiquement voir émerger chez les étudiants en première année de l'enseignement supérieur.

VI.3. Les difficultés induites par l'enseignement traditionnel de la liaison chimique par type de liaison

VI.3.1. Le découpage traditionnel et sa probable origine

Gillespie (1997) publie un ensemble de réflexions portant sur le contenu qu'il serait souhaitable d'enseigner dans divers domaines de la chimie comme la thermodynamique, la cinétique ou encore sur des notions comme la liaison chimique. Dans cet article intitulé « Great Ideas of Chemistry », il rappelle notamment que toute liaison chimique résulte de forces électrostatiques entre électrons et noyaux (la notion de répulsion entre les noyaux et entre les électrons est toutefois absente dans le texte qu'il soumet) et que l'utilisation précoce

⁵² Depuis le début de cette thèse, les programmes de lycée ont été rénovés. Certains concepts issus de la mécanique quantique, comme les configurations électroniques, sont désormais enseignés dès la classe de seconde.

d'un modèle quantique pourrait induire chez les élèves et les étudiants une vision complexe de la liaison chimique et peut être plus généralement de la chimie. Pour Gillespie, le concept de force électrostatique devrait être présenté dès l'introduction d'un cours sur la liaison chimique :

"All chemical bonds are formed by electrostatic attractions between positively charged cores and negatively charged valence electrons. Electrostatic forces are the only important force in chemistry. Bonds are not formed by the overlap of orbitals, as we read not infrequently; this is just a model – admittedly a very useful one and essential for the chemistry major, but I don't think it is essential for students at the introductory level. We can obtain a very good understanding of chemistry without it; indeed, many chemists make little use of it. It distracts attention from the real reason for bond formation: the electrostatic attraction between electrons and nuclei. ... We can simply describe ionic bonds as resulting from the electrostatic attraction between ions, and covalent bonds as resulting from a shared pair of electrons' attraction for the two atomic cores. The corresponding Lewis structures tell us how many bonds an atom will form. In my opinion, these concepts are all we need to discuss chemical bonding at the introductory level" (Gillespie, 1997, p. 862).

Tous les types de liaison chimique distingués par le chimiste (covalente, ionique, métallique, hydrogène, de Van der Waals) sont donc décrits par des interactions électromagnétiques entre particules (électrons et noyaux) du niveau submicroscopique. Dans une volonté de proposer un scénario d'enseignement portant sur la liaison chimique en mettant en perspective cette unité caractérisant toutes les liaisons chimiques, Levy-Nahum et al. (2007, 2010) ont relevé dans la littérature les principaux attributs de ce qu'ils nomment « l'approche traditionnelle de la liaison chimique dans l'enseignement ». Levy Nahum et al. (2007), s'appuyant notamment sur Hurst (2002), soulignent que les ouvrages de chimie générale (niveau universitaire) proposent généralement une approche par type de liaison avec un découpage du cours dans l'ordre séquentiel suivant : liaison covalente (modèle de Lewis⁵³), liaison ionique, modèle(s) quantique(s) (orbitales moléculaires et parfois modèle de la liaison de valence) et liaisons de faibles énergies puis liaison métallique. Hurst (2002) relie cette

⁵³ A la suite duquel est souvent enseigné le modèle VSEPR permettant de prédire la géométrie moléculaire à l'appui du schéma de Lewis

approche traditionnelle à une volonté de caractériser les substances en les classant en 4 groupes idéaux qu'il identifie comme les « réseaux⁵⁴ » covalents, ioniques, métalliques et moléculaires et ce, à des fins d'interprétation des propriétés macroscopiques physiques et chimiques de ces substances. Pour Levy-Nahum et al. (2010) ainsi que Taber (2003), cette approche dérive directement du développement segmenté des modèles dans l'histoire des sciences.

VI.3.2. Les conséquences de ce découpage

Le problème essentiel de l'approche par type de liaison réside dans le fait que les élèves (Israéliens dans le cas de l'étude de Levy Nahum et al. (2010)) n'établissent pas de lien entre les diverses catégories de liaisons et ne voient pas le principe physique commun sous-jacent à chacune d'entre elles. Joki et Aksela (2018) mentionnent eux aussi l'absence de référence à la notion de force dans le discours des enseignants de lycées (en Finlande). Pour Taber (2003), ce manque de référence aux forces électrostatiques (électromagnétiques) est aussi à relier aux raisonnements à propos de la liaison chimique basés sur les atomes (ou les molécules) et non pas sur un système constitué par le(s) noyau(s) et les électrons. Ainsi, des définitions et une classification dichotomique des liaisons sont proposées, conduisant les élèves à mobiliser des règles toutes faites laissant les modèles en arrière-plan : typiquement, il y a une liaison covalente entre des éléments non métalliques, une liaison ionique entre un métal et un non métal, une liaison métallique entre des métaux. Les liaisons hydrogène et de Van der Waals sont généralement présentées comme des forces ou des interactions de faible énergie (Hurst, 2002). En conséquence, les substances sont classées en quatre groupes idéaux (covalent, ionique, moléculaires, métaux) ne permettant pas de mettre en évidence le quasi-*continuum* énergétique existant entre les types de liaisons (Levy-Nahum et al. 2010 citant Pauling, 1960).

La liaison covalente est généralement définie selon la formulation de Lewis comme une mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes alors que la liaison ionique est associée à un transfert d'électrons entre atomes, à l'instar de ce qui était proposé au début du XX^{ème} siècle, sans mise en valeur de l'idée de *continuum* qui existe avec la liaison covalente

⁵⁴ Le terme anglais lattice est utilisé. Nous l'avons traduit par réseau.

et dont rend compte l'interaction électromagnétique entre particules du niveau submicroscopique (Levy Nahum et al., 2010; Luxford & Bretz, 2014; Taber et al., 2012). De leur côté, Cooper et al. (2012) constatent que les étudiants (américains) tracent des schémas de Lewis de molécules, à l'aide de procédures, avec aisance ; cependant ils ne font pas ou peu de lien entre le schéma de Lewis de la molécule et les propriétés de la substance qu'elle permet de décrire.

Enfin, les liaisons hydrogène ne concerneraient que les éléments chimiques dont les noyaux sont symbolisés par N, O et F. Pourtant, ces liaisons sont également décrites dans l'analyse épistémologique et didactique du savoir avec d'autres éléments tels que le chlore (symbole Cl) ou le soufre (symbole S) mais sont caractérisées par une énergie de dissociation plus faible. Les enseignements et ouvrages actuels omettent généralement l'existence de ces liaisons (Levy-Nahum et al., 2007), il n'est donc pas surprenant qu'il en soit de même pour les élèves et étudiants. À tout cela s'ajoutent les confusions entre les liaisons intermoléculaires et intramoléculaires. Les premières permettent d'expliquer l'organisation des molécules entre elles à l'échelle atomico-moléculaire à des fins d'interprétation de l'état physique des substances associées et d'autres propriétés physiques de ces dernières telles que leurs températures de changement d'état. Les liaisons intramoléculaires sont celles décrites entre les noyaux des éléments d'une même molécule. Il s'agit donc principalement des liaisons covalentes mais cela peut concerner également la liaison hydrogène.

VI.4. Les difficultés induites par les explications de nature téléologique et anthropomorphique et les dérives de l'usage la règle de l'octet

La première approche de la liaison chimique au lycée se réduit généralement à des descriptions non quantiques, en particulier le modèle de Lewis de la liaison covalente et le dessin de schémas de Lewis (Hunter et al., 2022; Le Maréchal & Cross, 2010; Levy Nahum et al., 2007; Tsaparlis et al., 2018). La justification du partage des électrons de valence entre deux kernels (pour reprendre le vocabulaire de Lewis (1916)), et en particulier de la mise en commun de deux d'entre eux est généralement expliquée par la règle de l'octet. La règle⁵⁵ de

⁵⁵ Selon Teissier et Tomic (2020), une règle est une recommandation déduite d'une étude empirique et dont le champ d'application est limité.

l'octet est particulièrement utile pour expliquer et prédire la formule de composés moléculaires simples ou la formule de certains ions : les électrons sont partagés par le chimiste de sorte que chaque atome ait la même configuration électronique de valence qu'un atome de gaz noble. Pour les atomes associés aux éléments de la deuxième et de la troisième période du tableau périodique de Mendeleïev, cela correspond à un ensemble de huit électrons. Si cette règle est particulièrement utilisée en chimie organique dans laquelle de nombreuses molécules sont constituées de noyaux d'éléments de la deuxième période comme ceux des éléments carbone, azote, l'oxygène, celle-ci souffre de nombreuses exceptions qui ne sont pas toujours perçues par les élèves et son pouvoir explicatif reste donc limité (Croft & de Berg, 2014; Taber, 2003). La règle de l'octet est donc un outil d'enseignement utile dont les limites doivent être précisées (Gillespie & Robinson, 2006). En effet, si la règle s'avère utile pour construire le schéma de Lewis de molécules, elle n'est pas opérante pour les autres types de liaisons comme la liaison hydrogène ou les liaisons de Van der Waals. Berqvist et al. (2016) signalent dans leur étude que certains enseignants utilisent la règle de l'octet comme cause de la liaison chimique à la place des interactions électromagnétiques entre particules (noyaux et électrons) ; il n'est pas surprenant que les élèves fassent de même. De leur côté, Taber (2001) et Talanquer (2013) montrent que l'utilisation de la règle de l'octet favorise chez les élèves et étudiants le développement de raisonnements dans lesquels les atomes sont pourvus de désirs et d'envies de s'entourer de huit électrons afin de compléter leur sous-couche externe et devenir « stables » : l'octet n'a pas le statut de règle explicative et devient un but à atteindre par les atomes. Dès lors, les explications produites par les élèves mobilisent des anthropomorphismes et des raisonnements de nature téléologique à la place de raisonnements scientifiques rigoureux. Selon Talanquer (2013), une explication est qualifiée de téléologique lorsqu'on utilise les conséquences d'un événement pour expliquer son occurrence. Par extension, pour Kermen (2020) s'appuyant sur l'auteur précédent, toute utilisation de l'octet comme objectif à atteindre par un atome est aussi une explication téléologique.

Tsaparlis (1997) signale également des visions anthropomorphiques des orbitales (atomiques et moléculaires) de la part des étudiants lors de l'analyse de données extraites d'un examen donné en première année à l'université d'Ioannina (en Grèce) dans un but de diagnostiquer les difficultés et conceptions en mécanique quantique. Une orbitale devient

alors un être animé de la volonté de décrire le comportement d'un électron dans un atome ou une molécule et non une solution de l'équation de Schrödinger. Cette dérive de langage semble aussi usuelle chez les enseignants.

VI.5. Les difficultés induites par les représentations de la liaison

La liaison chimique échappe à la perception ordinaire et l'apprentissage de ce concept passe notamment par l'utilisation d'un système sémiotique pour le communiquer, c'est à dire de signes spécifiques à la chimie. Le chimiste s'appuie alors sur ces représentations pour prédire ou expliquer des propriétés submicroscopiques et macroscopiques. Ces représentations peuvent faire l'objet de conceptions chez les apprenants.

VI.5.1. Le trait symbolisant la liaison covalente donne une vision statique de la liaison

La première représentation de la liaison chimique généralement rencontrée par les élèves dans leur cursus de lycéen est celle de la liaison covalente explicitée dans le cadre du modèle de Lewis. Selon Kermen (2020), le trait entre les symboles des noyaux des atomes représentant la paire d'électrons partagée n'est pas sans ambiguïté car il donne une idée de proximité spatiale des électrons ainsi qu'une image statique de la liaison chimique. Cette représentation ne rend effectivement pas compte du mouvement perpétuel des noyaux et des électrons à l'échelle submicroscopique, pas plus que des forces attractives et répulsives entre ces mêmes particules et donc de l'aspect dynamique du processus qui est foncièrement abstrait. Notons que le terme « électrostatique » utilisé par de nombreux auteurs est lui-même trompeur puisqu'en toute rigueur il est associé à des interactions modélisées par des forces entre charges fixes. Cet usage du terme « électrostatique », que nous avons attribué à des habitudes de langage des auteurs d'ouvrages est à même de renforcer la conception statique de la liaison chimique décrite chez les élèves.

Zohar et Levy (2019a) montrent que lorsque les élèves israéliens de lycée qu'ils interrogent évoquent la liaison comme une interaction électrostatique, seule la référence à l'attraction entre particules de charges opposées est faite. La répulsion n'est jamais évoquée par les élèves. Ce résultat, déjà décrit dans d'autres études (Levy Nahum et al., 2010; Nahum et al., 2013; Taber, 1998, 2011) ne semble guère étonnant au regard ce que l'analyse de quelques manuels a également mis en avant. C'est ainsi que l'étude de Bergqvist et al. (2013)

montre que les ouvrages de lycée suédois qui proposent une approche de la liaison par forces ne mentionnent que les forces attractives et pas plus la répulsion. Kermen (2020) constate que la moitié des manuels français de la classe de première qu'elle a analysés fondent l'explication de la cohésion des solides ioniques sur des forces électrostatiques attractives qui surpassent les forces répulsives (lorsqu'elles sont explicitées). Dès lors, une incohérence émerge puisque « si l'attraction l'emportait sur la répulsion, il ne devrait pas y avoir d'édifice stable avec des distances moyennes entre ions constantes, les ions « s'écraseraient » les uns sur les autres » (Kermen, 2020, p 380).

Par ailleurs, l'idée d'équilibre dynamique peut s'avérer perturbante pour les étudiants car il n'y a peu de situations similaires dans leur vie quotidienne : comment peuvent-ils envisager un processus dynamique si la distance entre les noyaux est en moyenne constante ? N'est-il pas contre-intuitif qu'il y ait simultanément attraction et répulsion ? Zohar et Levy (2019) signalent d'ailleurs par analogie que la notion d'équilibre chimique fait déjà l'objet d'une conception statique chez les élèves de lycée : l'équilibre chimique est caractérisé par des quantités de matière des espèces physico-chimiques (impliquées dans les réactions inverses l'une de l'autre modélisant la transformation visée) qui n'évoluent plus alors que deux réactions inverses l'une de l'autre se poursuivent et se compensent exactement en se faisant à la même vitesse. En conséquence, l'équilibre est qualifié de dynamique comme pour la liaison chimique mais cela n'est pas perçu par les élèves de lycée du fait de l'invariance des quantités de matière .

VI.5.2. Le trait symbolisant la liaison covalente induit l'idée d'un lien matériel entre les noyaux des atomes

En 1866, alors que les modèles de liaison chimique actuels n'étaient pas encore décrits, Frankland soulignait déjà que la liaison n'est en aucun cas un lien matériel mais reposait bien sur l'idée de forces qu'il pense analogues à celles décrites entre les astres :

« [...] Par ce terme (de liaison) je n'entends pas propager l'idée d'une quelconque jonction matérielle, les liaisons en effet qui maintiennent les atomes d'un composé étant probablement plus semblables à celles qui relient les membres du système solaire. » Frankland cité par Dumon et Cokelez (2006, p. 53).

Dans leur article portant sur la description de la liaison covalente par le modèle de Lewis, Gillespie et Robinson (2006) insistent sur l'absence de lien matériel :

“A line is simply a way of representing the concept of bond, because a bond is the word that chemists use to express the idea that two atoms are held strongly by a constraining force, but of course, a bond has no physical reality” (Gillespie & Robinson, 2006, p. 88)

Selon Le Maréchal et Cross (2010), les programmes de lycée mettent l'accent sur la représentation de la liaison notamment au travers des schémas de Lewis et le temps qui y est consacré est relativement faible au regard de la place centrale qu'occupe la liaison en chimie (quelques dizaines de minutes tout au plus au lycée selon les mêmes auteurs). De leur point de vue, il ne serait donc guère étonnant que les élèves assimilent la liaison covalente à sa représentation et que celle-ci induise l'idée d'un lien matériel entre les atomes. La liaison perd alors son statut d'interaction entre noyaux et électrons. Cette conception est également décrite à l'international par d'autres auteurs (Chu & Hong, 2010; Syhrial et al., 2023). En sémiotique Peircienne, la relation triadique qui découle d'une telle interprétation est présentée sur la Figure 30. Pour corriger cet interprétant incorrect, le choix du vocabulaire par les enseignants pour distinguer le symbole de la liaison covalente revêt une importance particulière : le trait entre les symboles du noyau des atomes symbolise ou représente la liaison covalente (ou le doublet d'électrons partagé) mais n'est pas la liaison covalente elle-même, pas plus qu'un lien physique palpable entre les noyaux des atomes.

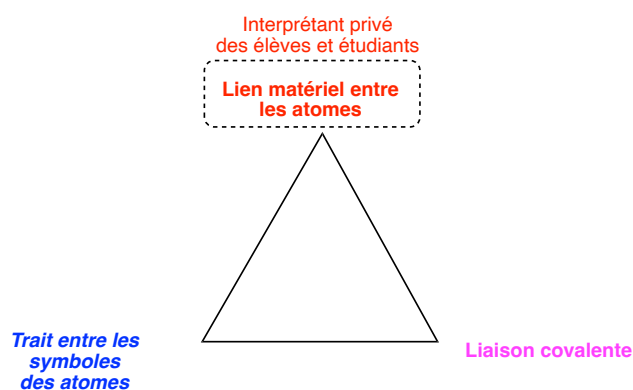


Figure 30 : analyse sémiotique prenant en compte l'interprétation privée d'un étudiant

Cette conception est susceptible d'être accentuée par l'utilisation de modèles moléculaires qui sont des représentations ou objets matériels particulièrement utiles pour les élèves mais qui peuvent s'avérer trompeurs (Mangane, 2014). Ces « modèles moléculaires » se déclinent en représentations compactes et éclatées : dans les représentations compactes,

les atomes sont représentés par des sphères dont le rayon est proportionnel au rayon atomique ; dans le modèle éclaté, les sphères représentent les noyaux ainsi que les électrons de cœur et les tiges représentent les électrons de valence partagés. Ces objets régulièrement utilisés dans les classes de lycée ou figurant dans les ouvrages aident les élèves de lycée à voir des molécules dans l'espace (Khanfour-Armalé & Le Maréchal, 2009). En particulier, ils ont un pouvoir explicatif élevé en stéréochimie et permettent de visualiser diverses conformations d'une molécule et donc de travailler l'activité cognitive de traitement. Néanmoins, les tiges des modèles éclatés renforcent l'idée d'un lien matériel pour la liaison chimique, qui plus est, statique. En complément, ces objets sont potentiellement perçus par les élèves comme un grossissement des atomes et molécules (Harrison & Treagust, 2000; Morge & Doly, 2013) ; pour Le Maréchal et Cross (2010), l'utilisation de ces « modèles moléculaires » est un « danger pédagogique réel qui est d'autant plus grand que l'enseignant n'insiste pas pour distinguer le signifiant et le signifié, en l'occurrence le modèle moléculaire et la molécule » (Le Maréchal & Cross, 2010, p. 1033)

VI.5.3. La formule brute ne renseigne pas sur le type de liaison

D'autres mécompréhensions peuvent également être générées par les formules brutes. Un exemple typique est celui du chlorure d'hydrogène HCl (un gaz) et du chlorure de sodium NaCl (un solide) dont les liaisons qui permettent de les décrire à l'échelle submicroscopique sont de nature différente, ce qui ne peut être perçu dans la simple lecture du nom, de la formule brute et sans la connaissance préalable de l'état physique de ces substances. Dans HCl, la liaison est covalente alors qu'elle est ionique dans NaCl ce qu'il est strictement impossible de savoir pour un élève de lycée vierge de toute culture chimique. La liaison chimique dans HCl est représentée par un trait symbolisant la liaison covalente entre les noyaux H et Cl alors qu'il n'existe pas de représentation équivalente pour le chlorure de sodium qui est un solide ionique dont la cohésion est expliquée par la liaison ionique. Une représentation appropriée est celle de la maille en trois dimensions montrant l'arrangement triplement périodique de cations et d'anions. Dans leur étude, Cokelez et Dumon (2005) mettent en évidence que les élèves français envisagent le même type de liaison (souvent covalente) dans les deux cas et proposent une représentation de Lewis (Figure 31). Ils attribuent cette habitude des élèves à la centration des programmes de lycée sur l'écriture de schémas de Lewis d'entités moléculaires.

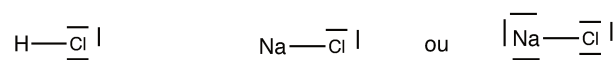


Figure 31 : diverses représentations proposées par des élèves de lycée (Cokelez & Dumon, 2005, p. 1021)

La liaison ionique constitue un cas limite de la liaison covalente à laquelle on associe un pourcentage de caractère ionique. Dès lors, comment un étudiant peut-il savoir quelle représentation proposer si la formule d'une entité inconnue lui est fournie? À partir de quelle valeur du pourcentage d'ionicité va-t-on (ou est-il recommandé de) représenter une maille avec un arrangement triplement périodique de cations et d'anions? Pour le chlorure d'hydrogène, qui est un gaz, la nature covalente de la liaison permettant de décrire l'entité nécessairement moléculaire est indiscutable (si on dispose d'un modèle d'un gaz); c'est le cas des solides qui pose problème et seule une culture chimique riche permet de savoir. Cependant, cette culture chimique est celle du chimiste, de l'enseignant de chimie mais pas des novices. Le *continuum* allant de la liaison covalente à la liaison purement ionique peut, selon nous, être source de problème dans la représentation des entités moléculaires et plus généralement de la liaison chimique, en tous cas en mobilisant des modèles en dehors des modèles quantiques comme celui des orbitales moléculaires.

VI.5.4. Des confusions peuvent être générées par une appréhension insuffisante des symboles

Des confusions sont envisageables car il est possible d'attribuer plusieurs significations à un même symbole. Prenons l'exemple de la molécule de HCl dont le schéma de Lewis est représenté Figure 31. Chaque tiret représente une paire d'électrons mais chacun n'a pas le même statut selon la position occupée. En effet, trois des tirets sont placés sur le symbole de l'atome de chlore et représentent des doublets d'électrons non partagés avec un autre noyau alors que le tiret restant est placé entre les symboles des noyaux des atomes : malgré une représentation identique aux trois autres, il n'a pas le même sens. Ici, il représente la paire d'électrons partagée c'est-à-dire la liaison covalente. La signification du symbole dépend aussi de sa position.

VI.6. Les difficultés liées à la mécanique quantique

En France, la mécanique quantique était abordée pour la première fois en terminale au lycée dans les programmes de physique-chimie en vigueur jusqu'à juin 2020 ; néanmoins, ceux-ci ne prenaient pas en charge la description quantique de l'électron dans la molécule. C'est à l'entrée à l'université que quelques aspects de la mécanique quantiques sont abordés à des fins de description des électrons dans les atomes et les molécules en France. Les études didactiques françaises et à l'international ne sont pas aussi nombreuses que celles recensées sur les modèles classiques de liaison. Les principales difficultés décrites chez les étudiants à l'université concernent l'appropriation des concepts abstraits de mécanique quantique qui n'ont pas d'équivalent en mécanique classique (Dumon, 1995; Taber, 2002) ainsi que les calculs nécessitant des développements conséquents. Les étudiants éprouvent notamment des difficultés à définir le concept d'orbitale (atomique ou moléculaire) ainsi qu'à expliquer les représentations conventionnelles qui leurs sont associées (Tsapalis, 1997).

Selon Tsapalis (1997), rapportant les propos de Pauling et Wilson (1935) et ceux de Coulson (1974), la difficulté majeure est que la mécanique quantique est imprégnée de calculs mathématiques complexes dont la parfaite maîtrise est une condition nécessaire pour comprendre les résultats et les applications qui en découlent. À l'université en France, Chaquin et ses collègues (2018) signalent néanmoins qu'un changement de pédagogie s'est opérée (sans doute sous leur influence) ces dernières années : l'établissement de l'expression des fonctions d'onde n'est plus nécessaire dans le cadre d'un enseignement de licence à l'université, leur étude théorique étant renvoyée à un niveau d'études supérieur, ce qui permet d'éliminer les difficultés calculatoires. Les données sont rendues calculables et disponibles *via* des logiciels libres de droits tels que Orbimol⁵⁶ qui, *in fine*, conduisent à des représentations conventionnelles d'orbitales de molécules. À cela, il faut également ajouter la méthode des fragments qui permet également de tracer la représentation conventionnelle des orbitales moléculaires de molécules constituées d'au moins trois atomes. Dans chacun des cas, il est possible de produire à partir de ces représentations des prévisions ou des explications à propos de la réactivité des entités (Chaquin et al., 2018). En France, il n'existe

⁵⁶ Dont les auteurs sont Fuster et Chaquin

aucune (à notre connaissance) étude didactique à propos des difficultés des élèves et des étudiants en mécanique quantique appliquée à la chimie.

Chapitre VII. Enquête préalable avec deux spécialistes du savoir

Nous avons souhaité nous assurer, entre autres, de la validité scientifique du modèle électromagnétique unificateur pour expliquer tous les types de liaisons chimiques. Dans cette optique, au mois d'octobre 2018, nous avons pris contact avec deux enseignants-chercheurs spécialisés en chimie théorique, possédant une expertise particulièrement pointue sur le thème de la liaison chimique, dans le but de mener un entretien avec chacun. Le principal objectif de ces entretiens est la recherche d'une autorité scientifique à propos de divers aspects du savoir et ce qu'il serait souhaitable de faire dans le cadre d'un enseignement.

VII.1. Choix des EC spécialisés pour mener l'enquête

Le choix de ces deux EC, désignés par les pseudonymes U1 et U2 afin de préserver leur anonymat, repose sur leur haut niveau d'expertise à propos des liaisons chimiques et sur leurs multiples contributions dans ce domaine. À la date où nous rédigeons le manuscrit, U1 jouit du statut de professeur émérite tandis que U2 est chercheur au CNRS. Ils se consacrent tous deux à des travaux de recherche en chimie théorique dans le même laboratoire et ont contribué significativement à l'enseignement de la liaison chimique. Leurs nombreuses publications d'ouvrages de niveau universitaire ainsi que dans des revues pédagogiques spécialisées à destination des enseignants comme le BUP⁵⁷, ou encore l'actualité chimique⁵⁸ les ont érigés en figures notoires au sein de la communauté des chimistes en France. Ces deux EC sont en effet reconnus et font autorité dans la sphère universitaire française dans laquelle leurs publications sont largement diffusées et servent de référence aux enseignants.

En outre, ces entretiens ont constitué une opportunité pour solliciter U1 et U2 en vue d'obtenir des précisions sur les pratiques courantes et des recommandations générales concernant les programmes de licence à l'université en France.

⁵⁷ Bulletin de l'Union des Physiciens ; revue mensuelle publiée par l'Union des Professeurs de Physique et de chimie (UDPPC)

⁵⁸ Journal mensuel publié par la Société chimique de France (SCF)

VII.2. Présentation de l'entretien

VII.2.1. Objectifs détaillés

La notion de liaison chimique recouvre plusieurs types de liaisons familières au chimiste : la liaison covalente, la liaison ionique, les liaisons de Van der Waals ou encore la liaison hydrogène⁵⁹, chaque type de liaison servant à expliquer des propriétés macroscopiques particulières de la matière. Par ailleurs, divers modèles permettent de décrire la liaison chimique : par exemple, pour la liaison covalente, le modèle de Lewis est le premier à être enseigné dès le lycée alors qu'il faut attendre l'entrée à l'université pour aborder un modèle plus abouti comme le modèle des orbitales moléculaires qui s'appuie sur les fondements de la mécanique quantique. Dans l'analyse épistémologique et didactique du savoir, nous avons montré que cette diversité de liaisons chimiques pouvait être décrite par un modèle électromagnétique unificateur reflétant un processus d'interactions électromagnétiques entre particules du niveau submicroscopique, lui-même pris en charge par la théorie quantique. Nous avons mené des entretiens à visée exploratoire avec U1 et U2, deux universitaires expérimentés, afin qu'ils nous précisent :

- s'il existe une définition consensuelle de la liaison chimique partagée par les chercheurs spécialisés dans ce domaine (et à destination de l'enseignement). Si cette définition reflète le fonctionnement d'un modèle, quels en sont les éléments et les caractéristiques ?
- les apports du modèle de Lewis et ses limites dans l'enseignement ;
- les avantages et inconvénients de chacun des modèles quantiques permettant de décrire la liaison chimique, à savoir le modèle de la liaison de valence et le modèle des orbitales moléculaires ;
- si la description de tout type de liaison chimique à l'aide du fonctionnement d'un modèle électromagnétique⁶⁰ comme cela est préconisé par des chercheurs en

⁵⁹ Cette liste n'est pas exhaustive ; il existe d'autres liaisons comme la liaison métallique dans les solides métalliques.

⁶⁰ Lorsque nous avons effectué le recueil de données, nous utilisons le terme électrostatique à la place d'électromagnétique sans que U1 et U2, spécialistes du domaine de la liaison chimique, ne nous en tiennent rigueur ou nous corrigent.

didactique (Levy Nahum et al., 2007; Zohar & Levy, 2019) est selon eux légitime pour l'enseignement et ce que cela apporte.

- finalement ce qui leur paraît, fort de leur expérience et leur expertise sur le sujet, incontournable qu'un étudiant maîtrise à propos de la notion de liaison chimique à l'issue d'un parcours en licence.

Les propos attribués à U1 et/ou U2 sont précisés à chaque fois entre parenthèses dans le corps de texte.

VII.2.2. Protocole d'entretien

Le protocole d'entretien a été élaboré *a priori* à partir de 5 questions principales dont les réponses nous ont conduit à en poser d'autres afin de faire préciser certains aspects ou dans une visée purement exploratoire. Les questions posées avec les objectifs ambitionnés sont décrites ci-après.

Question 1 : cette question vise d'abord à déterminer si ces spécialistes du savoir partagent une définition consensuelle d'une liaison chimique pour l'enseignement et si celle-ci est associée à la mise en fonctionnement d'un modèle.

- quelle est la définition d'une liaison chimique (à des fins d'enseignement) pour les chercheurs spécialisés en chimie théorique ?

Question 2 : Le modèle de Lewis est le seul modèle de liaison chimique que les étudiants de 1^{ère} année de licence connaissent depuis le lycée. Cette question vise à déterminer comment ce modèle pourrait être complété à l'entrée à l'université : d'une part en se basant sur le fonctionnement d'un modèle électromagnétique, d'autre part en donnant un sens à la représentation de la liaison. Enfin, cette question nous permettra de recueillir l'avis de ces deux universitaires sur l'intérêt de ce modèle dans l'enseignement.

- Le modèle de Lewis vu au lycée définit la liaison chimique covalente comme une mise en commun de deux électrons de valence entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés. Qu'en pensez-vous ? Comment compléteriez-vous cette proposition avec des étudiants de première année ?

Question 3 : Dans cette question, il s'agit d'évaluer quel modèle quantique semble le plus adapté à l'enseignement de la liaison sachant que les deux modèles (OM et VB) convergent toutes deux vers des résultats identiques dans les calculs les plus aboutis (Hiberty & Volatron, 2003). En particulier, nous cherchons à connaître les raisons des apports d'un modèle par rapport à un autre pour l'enseignement lorsque celui-ci est mis en fonctionnement.

- Il existe deux modèles quantiques de description de la liaison chimique. Dans leur article, Hiberty et Volatron (2003) montrent que le modèle des orbitales moléculaires (OM) est davantage efficace pour décrire les entités que le modèle de la liaison de valence (VB⁶¹) dans le cadre de l'enseignement. Êtes-vous de leur avis ?

Question 4 : Une revue de littérature portant sur le contenu des manuels français de classe de première (Kermen, 2020) et sur l'enseignement de la liaison chimique au lycée à l'étranger (Hunter et al., 2022; Joki & Aksela, 2018; Levy Nahum et al., 2010; Nahum et al., 2008; Zohar & Levy, 2019b) souligne généralement une absence de référence aux forces électromagnétiques entre noyaux et électrons pour décrire une liaison chimique. Dans cette question, nous souhaitons savoir si pour ces spécialistes de la liaison chimique il est scientifiquement rigoureux de proposer un modèle électromagnétique unificateur pour décrire toute liaison chimique dans le cadre d'un enseignement.

- Vous paraît-il souhaitable de décrire toute liaison chimique par un modèle purement électromagnétique ?

Question 5 : dans cette question, nous souhaitons connaître les modèles de liaison chimique que ces experts du savoir pensent indispensables à enseigner au niveau licence et dans quel but. La réponse à cette question, couplée à des considérations didactiques concernant les difficultés déjà recensées à propos de l'apprentissage de la liaison chimique, va guider l'analyse de ce que disent et font les enseignants lorsqu'ils enseignent le concept de liaison chimique.

⁶¹ VB pour Valence Bond theory

- Que vous paraît-il incontournable d’enseigner au niveau licence pour que les étudiants aient une vision suffisamment vaste du concept de liaison chimique ?

VII.3. Méthodologie de recueil, de traitement et d’analyse

VII.3.1. Recueil des données et traitement

Les entretiens (d’une durée de presque deux heures chacun) ont été enregistrés à l’aide de la fonction dictaphone d’une tablette. Les éléments porteurs d’intérêt pour répondre aux questions prévues par le protocole et la méthodologie ont été extraits de plusieurs écoutes attentives.

VII.3.2. Méthodologie d’analyse

La méthodologie d’analyse de ces entretiens est basée sur le savoir de référence que nous avons établi dans le Chapitre V. L’ensemble des indicateurs permettant de répondre aux questions de recherche ont été repérés lors de plusieurs écoutes attentives des bandes audio. Les phrases dans lesquelles s’intègrent ces indicateurs ont alors été transcrites.

Afin de répondre à la **question 1**, nous repérons tous les mots évoquant les concepts du modèle permettant de définir une liaison chimique en relation avec le modèle électromagnétique ainsi que ceux reflétant les caractéristiques d’une liaison chimique, le tout étant circonscrit dans l’analyse du savoir de référence (voir paragraphe V.9.1). Les indicateurs à la base de l’analyse lexicométrique⁶² repérés sont les mots suivants :

Indicateurs mettant en avant des concepts du modèle électromagnétique
force, interaction, électrostatique, électromagnétique, attraction, répulsion, longueur de liaison, distance internucléaire d’équilibre, énergie (cinétique, potentielle, de dissociation, de liaison, minimale), stabilité, mouvement (perpétuel, permanent, incessant), électrons, noyaux (ou mention d’autres particules)

Tableau 2 : indicateurs mettant en avant les concepts du modèle électromagnétique

Tout autre indicateur supplémentaire qui émergerait au cours du travail d’analyse, en relation avec le savoir de référence constitué au préalable dans le Chapitre V, est pris compte. Par

⁶² non automatisée dans le cas des deux séries d’entretiens.

exemple dans cet extrait du discours de U1, les termes porteurs d'intérêt pour l'analyse sont en gras et soulignés : il s'agit des concepts du modèle électromagnétique en réseau au sein d'une phrase construite.

« Non il n'y a pas de définition consensuelle pour les chercheurs. Mais on utilise les notions de **force** ou **énergie** : on peut définir la liaison chimique par des **forces** qui s'exercent et maintenant les **noyaux** à **distance d'équilibre** et par **l'énergie** à fournir pour **dissocier** des **noyaux** » (U1)

Pour répondre à la **question 2**, nous recherchons dans les réponses apportées par U1 et U2 tout élément relatif au modèle de Lewis : il s'agit de repérer les concepts et objets du modèle et les relations entre eux, la mention du symbole représentant la liaison covalente ainsi que les règles du modèle (règles de l'octet et du duet). Nous examinons également le statut du partage d'un doublet d'électrons entre les noyaux des atomes des éléments considérés : est-il envisagé comme l'explication de la liaison covalente ? Par ailleurs tous les adjectifs (« simple », « difficile », « pratique » ...) permettant de qualifier le modèle sont également relevés. Voici un extrait du discours de U2 dans lequel les termes à l'origine de l'analyse sont soulignés :

« Le **modèle de Lewis** est la première approche de la **liaison chimique** qui est **pertinente** mais qui ne décrit pas toutes les liaisons, ce qui est **problématique**. Le gros **inconvenient** c'est que ce **modèle** ne prend pas en charge les liaisons à un et trois électrons. il n'existe aucune description **simple** pour ces types de liaisons là. Chaque **électron** est **attiré** par les **noyaux** : c'est le **bilan global** qui fait que l'édifice est **stable**. La **répulsion** est compensée **par l'attraction électron-noyau** » (U2)

Afin de répondre à la **question 3**, nous repérons d'abord pour chacun des modèles quantiques (orbitales moléculaires ou liaison de valence) toute mention des concepts de ces modèles. Nous recherchons également qui en sont les utilisateurs (les enseignants de chimie générale ? Ceux de chimie organique ?), comment sont-ils utilisés et dans quel intérêt. Pour cela, nous repérons ce qu'ils permettent d'expliquer ou de prédire en recherchant les fonctions d'un modèle. Enfin, nous repérons également les éventuelles difficultés qu'ils sont susceptibles de générer chez les étudiants. Les indicateurs choisis sont notamment les mots « confusion » ou « difficultés ». Un tel repérage est présenté sur un extrait du discours de U2 :

« Le modèle des OM est mieux enseigné en licence et est plus **simple**. VB est assorti d'un **attirail mathématique pas simple** derrière. La théorie des OM décrit bien l'instabilité du cyclobutadiène et a fini d'achever VB pendant plus de 30 ans. Mais en réalité on fait du VB implicitement dans la VSEPR. Les **OM sont délocalisées** dans la théorie des OM alors que VB écrit des **liaisons localisées entre deux atomes**. Il y a aussi des perversions de VB comme **l'hybridation** qui sont encore enseignées. La théorie de **l'hybridation** est souvent enseignée par des gens non spécialistes et ça entraîne des **mélanges fâcheux** pour les étudiants. Si on **mélange théorie de l'hybridation et théorie des OM**, les étudiants ne comprennent rien et cela génère des **dégâts** évidents. **L'hybridation** n'apporte rien au regard des dégâts en terme de confusion chez les étudiants »

La réponse à la **question 4** est analysée en recherchant tous les concepts du modèle électromagnétique (voir Tableau 2) permettant d'expliquer ce qu'est une liaison chimique selon une interaction électromagnétique entre particules du niveau submicroscopique. Nous repérons également toute mention des apports et des insuffisances d'un tel modèle ainsi que ce qu'il permet de prévoir. Voici un extrait de l'entretien avec U2 :

« Purement **électrostatique** ? J'en sais rien car **il va manquer sans doute des appuis physiques** mais c'est **suffisant** pour des licences. C'est une **première approche** que de raisonner sur **attraction** et **répulsion**. Toute liaison peut-elle être décrite comme ça ? euh oui ça marche pour une liaison covalente mais pour une liaison ionique c'est dissymétrisé. Pour la liaison H, elle est décrite comme quelque chose de purement électrostatique. Il y a des **descriptions quantiques de toutes les liaisons** mais c'est compliqué mais cela sous-tend un certain nombre de calculs complexes après écriture de l'équation de Schrödinger ».

La réponse à la **question 5** consiste à repérer les modèles des liaisons chimiques perçus comme incontournables à enseigner en licence. Nous cherchons les raisons des choix proposés par U1 et U2 notamment : s'agit-il d'enseigner un modèle pour lui-même ? ou également de l'utiliser à des fins explicatives ou prédictives ? À cet effet nous recherchons les fonctions de description, d'explication et de prédiction des modèles en repérant les verbes décrire, expliquer, prédire et leurs synonymes.

VII.4. Résultats des entretiens et interprétation

VII.4.1. La liaison chimique : pour les chercheurs ou pour l'enseignement ?

Les deux universitaires s'accordent sur le fait que la liaison chimique est une notion banale car omniprésente en chimie à l'échelle submicroscopique mais également complexe car il n'en existe pas de définition consensuelle à destination de l'enseignement pour les chercheurs spécialisés dans ce domaine (U1 et U2). Toutefois, il existe un ensemble de critères qui permettent de la caractériser dans le cadre d'un enseignement, notamment une distance

d'équilibre entre des noyaux A et B et une énergie de dissociation pour séparer ces mêmes noyaux A et B à l'infini (U1 et U2) ; il est également possible de définir une liaison par une fréquence de vibration des noyaux autour de leur position d'équilibre (U2) ou encore en s'appuyant sur le concept de force qui est également celui retenu par IUPAC⁶³ (U1). On peut définir la liaison chimique par des forces attractives entre les électrons et les noyaux, permettant de maintenir les noyaux à distance constante. Toutefois, U1 nous signale que la définition de IUPAC est très générale : il y a des forces entre des atomes ou des groupes d'atomes mais il n'est pas précisé entre quel(s) et quel(s) noyaux. U1 et U2 donnent à leurs étudiants une définition d'une liaison chimique en relation avec une interaction électromagnétique entre particules du niveau submicroscopique. Toutefois certains concepts du modèle sont explicitement absents : il s'agit de la nature des forces modélisant l'interaction entre les particules, la répulsion électromagnétique entre les noyaux, la stabilité du système et l'aspect dynamique. Il ne semble donc pas exister de définition qui fasse consensus pour les chercheurs spécialisés en chimie théorique à destination de l'enseignement. Cela est peut-être à relier au fait que définir la liaison chimique ne fait pas partie de leurs préoccupations en recherche.

VII.4.2. Le modèle de Lewis dans l'enseignement

Si les deux universitaires soulignent l'importance du modèle de Lewis car il permet aux étudiants « sans aucun calcul de tracer rapidement le schéma de molécules simples » (U2) il n'en reste pas moins insuffisant à bien des égards. U1 nous signale d'abord que cette première approche de la liaison covalente est essentiellement associée à une représentation : « on met par convention un tiret entre deux atomes [...] si on veut être rigoureux, il faut dire qu'il y a des électrons et des noyaux mais par facilité de langage, on dit qu'il y a une liaison entre les atomes ». Puis il complète en attribuant un sens physique au tiret puisqu'il symbolise « qu'il y a une force entre les noyaux » nous livrant « une approximation de la densité électronique ». Le positionnement de U1 suscite les commentaires suivants :

⁶³ International Union of Pure and Applied Chemistry est une organisation qui formule des recommandations, fournit des définitions et propose une harmonisation dans divers domaines de la chimie comme la nomenclature des composés organiques ou inorganiques, les notations en thermodynamique ou encore les nombreux symboles qui constituent un vecteur de communication essentiel pour le chimiste et l'enseignant de chimie.

- U1 ne réduit pas la liaison à un ensemble d'atomes. Les particules du niveau submicroscopique (électrons et noyaux) sont explicitement mentionnées.
- Le lien qu'il fait entre la force et la densité électronique n'est pas immédiat. En effet, l'interaction entre les noyaux est modélisée par une force électromagnétique répulsive. En revanche, si l'on tient compte des interactions attractives entre les noyaux et les électrons, le bilan des forces est nul. Pour reprendre ses propos, c'est la densité électronique qui permet le maintien des noyaux à distance moyenne constante.
- L'interprétation du trait comme étant une représentation de la densité électronique est vraisemblablement associée à une vision quantique de la liaison jusqu'alors inconnue des étudiants à l'entrée de la licence.

Néanmoins, la vision quantique que U1 propose est immédiatement contrebalancée par une idée de localisation d'électrons entre les atomes puisqu'il affirme que « les électrons se trouvent entre les atomes » ; cela est pourtant contraire aux principes de la mécanique quantique et va dans le sens de la présentation de modèles hybrides aux étudiants (ce que dénoncent Justi et Gilbert (2000) pour lesquels de tels modèles engendreraient des difficultés pour les étudiants).

L'insuffisance du modèle provient essentiellement du fait qu'il ne permet pas de justifier pourquoi il y a une liaison chimique (U1 et U2) et de surcroît entre « certains noyaux et pas d'autres » (U1). Le terme de « mise en commun de deux électrons » est problématique selon U1 puisqu'il laisse penser que le partage d'électrons est à l'origine de la liaison. De surcroît, il n'est pas possible d'étendre cette explication à la liaison ionique qui correspond à « une interaction électrostatique entre ions ». U1 nous précise qu'il y a des forces attractives entre les électrons et les noyaux ce qui entraîne un « réarrangement des électrons et des noyaux par rapport à l'atome isolé ». Ainsi, on peut parler « de forces qui maintiennent les noyaux qui se repoussent mutuellement » lorsque « l'attraction et la répulsion se compensent exactement [...] pour une distance donnée (entre les noyaux) ». Enfin, l'idée de paire d'électrons partagée entre noyaux d'atomes est justifiable à l'aide du spin (U1) dont l'émergence est postérieure au modèle de Lewis, ce dont ne se souvenait plus exactement U1.

L'universitaire U2 qualifie quant à lui le modèle de Lewis de « pertinent » pour l'enseignement car « simple » mais il ne « prend cependant pas en charge tous les types de liaisons ». En particulier, le modèle de Lewis n'est pas opérant pour décrire « les liaisons à un et à trois électrons [...] et il n'existe aucune description simple pour ces liaisons-là ». U2 nous signale, à l'instar de U1, que « la répulsion des noyaux est compensée par l'attraction entre les électrons et les noyaux » et « c'est le bilan global qui fait que l'édifice est stable ». Si U1 et U2 s'appuient sur des forces électrostatiques attractives et répulsives qui se compensent entre les particules du niveau submicroscopique ainsi que sur la stabilité de l'édifice, aucun des deux n'évoque l'aspect dynamique, conséquence du mouvement perpétuel des électrons et des noyaux. Pour nous, il serait d'ailleurs souhaitable, comme nous l'avons mentionné dans la présentation du savoir de référence, d'utiliser le mot électromagnétique à la place d'électrostatique pour qualifier les interactions entre particules puisque ces dernières sont mobiles.

Enfin, nous avons également demandé aux deux universitaires s'ils avaient connaissance du modèle originel publié par Lewis en 1916 (question qui a émergé durant l'entretien). Puisant dans leurs souvenirs, U1 et U2 font immédiatement référence aux symboles qu'utilisait Lewis : « les paires d'électrons étaient représentées par deux points à la place des tirets » (U1). Notons que les deux points mentionnés par U1 pour représenter la liaison covalente entre les symboles de deux noyaux d'atomes d'éléments donnés est encore en vigueur dans de nombreux ouvrages américains.

U2 déclare ne jamais avoir lu l'intégralité de la publication originelle de Lewis mais nous indique que Lewis avait une « vision cristallographique de la molécule » qu'il qualifie aujourd'hui « d'obsolète ». Il mentionne ici implicitement le modèle cubique de l'atome proposé par Lewis. U1 et U2 n'ont pas de plus amples connaissances de ce modèle qu'ils associent essentiellement à la représentation de molécules et non à la description du modèle que Lewis avait communiquée essentiellement avec des mots. Le modèle de Lewis actuel semble donc éloigné du modèle originel même s'ils partagent un objectif commun : la représentation de molécules pour décrire, interpréter, prédire les propriétés de la matière.

VII.4.3. Les modèles quantiques de description de la liaison covalente.

Le modèle des OM est celui qui est enseigné en licence à l'université (U1 et U2). Ce modèle suppose des « orbitales délocalisées dans toute la molécule » et les orbitales « HO et BV⁶⁴ permettent de prévoir les propriétés nucléophiles et électrophiles (des molécules) » (U1). Ce modèle est effectivement pratique car des considérations de symétrie permettent d'accéder qualitativement à la forme des OM⁶⁵ et aux niveaux énergétiques pour des molécules diatomiques homonucléaires ou hétéronucléaires ou encore à des molécules plus complexes.

Le modèle de la liaison de valence (VB ou LV) initié par Heitler et London pour la molécule de dihydrogène suppose l'utilisation de « tout un attirail mathématique » (U2), pour décrire des « orbitales localisées entre deux atomes » (U1). L'utilisation du modèle VB implique des calculs relativement fastidieux qui posent des difficultés aux étudiants et n'est que « l'expression de la nostalgie de la molécule H₂ » (U1). Le modèle VB est souvent accompagnée de « perversions », comme l'hybridation des orbitales atomiques fréquemment enseignée par des « non-spécialistes » de la liaison chimique, qui entraînent « des mélanges fâcheux pour les étudiants » (U2) ; U2 signale que ces confusions portent sur un mélange des deux modèles gênant la compréhension des étudiants. On retrouve ici l'idée de modèle hybride au sens de Justi et Gilbert (2002) l'avaient pensée et qu'ils décrivent comme étant problématique pour la compréhension des concepts par les élèves et étudiants.

U1 y voit une tradition dans l'enseignement, en particulier bien ancrée chez les chimistes organiciens qui vouent un attachement profond « à leurs atomes de carbone hybridés » là où selon lui le vocabulaire de la méthode VSEPR serait suffisant pour prédire la géométrie autour de ces mêmes atomes. C'est essentiellement un problème « d'habitude et de vocabulaire » précise-t-il. Toutefois, il nous signale que « ces deux méthodes conduisent à la même densité électronique », c'est à dire qu'elles convergent vers des résultats rigoureusement identiques par le calcul pour décrire un électron dans une molécule. U2

⁶⁴ HO : orbitale la plus Haute Occupée ; BV : orbitale la plus basse vacante. Ces orbitales sont communément appelées orbitales frontières et permettent de prévoir la réactivité des molécules.

⁶⁵ Une OM est fonction mathématique mais dans le langage courant le chimiste confond la représentation conventionnelle avec l'OM elle-même.

rajoute que le modèle des OM supplante le modèle VB parce qu'il a également permis d'expliquer l'instabilité du cyclobutadiène, ce qui l'a rendu davantage populaire.

VII.4.4. Description de toute liaison chimique selon un modèle électromagnétique dans le cadre d'un enseignement

Nous avons ensuite demandé à U1 et U2 s'il leur semblait finalement souhaitable de décrire toute liaison chimique à l'aide de ce que nous avons appelé le modèle électromagnétique. U1 rappelle que toute liaison chimique est le fait d'une interaction attractive électrons – noyaux qui maintient les noyaux à une distance constante : « Les noyaux sont maintenus par la densité électronique alors qu'ils se repoussent mutuellement » ; la répulsion entre noyaux est ici évoquée, ce qui n'était pas le cas à la **question 1**. Selon lui (U1), non seulement toute liaison est descriptible par des interactions électromagnétiques entre particules mais cela est justifiable avec les outils de la mécanique quantique. Il nous signale l'existence d'un théorème quantique (qu'il serait fastidieux d'exposer ici) appelé théorème de Hellmann-Feynman qui permet de faire le lien entre la description classique et la description quantique d'une liaison chimique : ce théorème permet de calculer la force orbitalaire (qualifiée aussi de force quantique) exercée par les électrons sur le noyau de la même manière qu'en électrostatique classique (Chaquin et al., 2020). Cela légitime le traitement de tout type de liaison par une loi Coulombienne. U2 nuance ce point de vue en ajoutant qu'une vision purement électromagnétique est envisageable au niveau licence bien qu'il manque des appuis théoriques qu'il ne cite pas mais dont nous supposons qu'ils sont issus de la théorie quantique. Enfin, U1 et U2 s'accordent sur la possibilité de décrire toute liaison par les outils de la mécanique quantique ce que U1 justifie par le fait que toute particule (électron et noyau) est également quantique. En revanche U2 précise que cela « sous-tend des calculs complexes » ce qui est cohérent avec ce que Taber (2002) avait déjà repéré. Pour conclure, toute liaison chimique s'explique par une densité électronique qui rapproche les noyaux d'une part et une répulsion entre ces mêmes noyaux qui compense exactement en moyenne l'attraction. Les noyaux d'atomes des éléments considérés sont maintenus à distance moyenne constante. Si ces considérations permettent de clarifier auprès des étudiants l'explication de la liaison chimique (qui n'est donc pas assurée par un partage d'électrons entre noyaux d'atomes), elles sont insuffisantes sans les concepts de mécanique quantique.

VII.4.5. L'incontournable à enseigner

U1 et U2 centrent l'incontournable à enseigner autour de la liaison covalente et la description de la molécule. Le modèle de Lewis fait partie du « noyau dur » (U2) qu'il est absolument indispensable d'enseigner et de maîtriser en première année de licence (U1 et U2) car :

- il n'existe aucun équivalent qui permet d'accéder à la structure moléculaire sans aucun calcul (U1) ; U1 rajoute que le prolongement avec la méthode de la mésomérie⁶⁶ est particulièrement puissant en chimie organique pour « décrire toutes les réactions simples et leur mécanisme » ;
- il permet de faire le lien entre la multiplicité, la longueur et l'énergie des liaisons ; par ailleurs il permet d'appliquer le modèle VSEPR et de prédire la géométrie de quasiment toutes les molécules, métaux de transition exclus (U2) ;

U1 et U2 préconisent une parfaite maîtrise de l'écriture de schémas de Lewis de molécules afin de mettre en fonctionnement le modèle et prévoir la géométrie à l'aide du modèle VSEPR puis la polarité des liaisons ainsi que celle des molécules. On note ici que le modèle de Lewis et le modèle VSEPR sont associés. Néanmoins, U1 nous rappelle que le modèle de Lewis peut s'avérer insuffisant pour expliquer la réactivité de certaines molécules. Un modèle davantage abouti comme celui des OM est alors souhaitable.

À l'issue d'un cursus de licence, il est donc également nécessaire de maîtriser les bases de la description des molécules par le modèle des OM en évitant des « dérives calculatoires » mais qui donnent une « vision plus fine de la structure moléculaire » (U1). U1 précise également que la tendance actuelle est d'utiliser « les outils de la mécanique quantique avant de les avoir mathématisés » et nous précise le recours fréquent par les enseignants à des logiciels⁶⁷ de « visualisation des orbitales et des niveaux d'énergie dans la molécule ». En dépit de l'aspect boîte noire du logiciel, ces outils de visualisation qui mettent en avant les

⁶⁶ La méthode de la mésomérie prévoit la délocalisation d'électrons le long de noyaux conjugués.

⁶⁷ Le logiciel Orbimol[®] est donné en exemple <https://www.lct.jussieu.fr/pagesperso/orbimol/fr/index-fr.shtml>

représentations des orbitales permettent de décrire et prévoir la réactivité d'une manière plus fine que le seul modèle de Lewis. U1 argumente avec l'exemple du dibrome dont le schéma de Lewis ne permet pas d'en prédire le caractère électrophile contrairement aux représentations des orbitales moléculaires. U2 signale qu'il est impératif d'aborder la théorie des OM en lien avec les orbitales frontières HO et BV pour « prévoir la réactivité des molécules » (ce que U1 présentait comme l'apport essentiel de la théorie OM). Il appuie U1 sur la nécessité d'éviter une mathématisation trop forte qui masquerait « l'aspect chimique ». Nos deux universitaires préconisent donc une maîtrise des représentations conventionnelles des orbitales moléculaires pour en déduire des informations sur la réactivité des molécules.

Enfin nous avons questionné U1 et U2 sur l'intérêt d'allers-retours entre le modèle de Lewis et celui des OM : U2 « apprécie » cet aller-retour qui permet aux étudiants de « faire un parallèle avec ce qui est déjà établi » tout comme U1 qui trouve « intéressant » de montrer qu'il existe des équivalences entre les paires d'électrons du schéma de Lewis et les OM liantes (ce que nous avons qualifié d'activité cognitive de conversion). Il rappelle à cette occasion que le réflexe premier en recherche est d'écrire un schéma de Lewis d'une molécule et d'approfondir ensuite à l'aide d'un calcul prenant appui sur des considérations quantiques.

Le modèle de Lewis est donc un incontournable de l'enseignement en licence mais une approche quantique *via* la théorie des OM est tout aussi indispensable pour expliquer la réactivité des molécules. Les deux universitaires interrogés effectuent une centration sur la représentation des molécules et des orbitales en vue d'interpréter, de décrire ou prédire la réactivité. Finalement, à l'issue de ces entretiens, il semble souhaitable qu'un étudiant de première année de licence sache mettre en fonctionnement ces modèles et utiliser les représentations associées à des fins de prédiction plus que d'en maîtriser les fondements et les hypothèses.

VII.5. Conclusion de l'enquête auprès des spécialistes U1 et U2

Les deux chercheurs qui sont des spécialistes de la liaison chimique tant dans le cadre de leur recherche que dans l'enseignement dont ils ont la charge⁶⁸ ont proposé une définition d'une liaison chimique et de ses caractéristiques mettant en avant de nombreux concepts du

⁶⁸ Ou ont eu la charge ; U1 était déjà professeur Émérite lors de cet entretien.

modèle électromagnétique, ce qui est en cohérence avec ce que nous avons proposé dans l'analyse épistémologique et didactique. En revanche, le modèle tel qu'ils le proposent ne peut pas exprimer un processus puisque le mouvement des particules est passé sous silence. Ils signalent toutefois la nécessité de la théorie quantique pour une description totalement rigoureuse. Cela va dans le même sens que l'article écrit par Chaquin et ses collaborateurs (Chaquin et al., 2014).

Dans les réponses qu'ils formulent, les deux universitaires évoquent spontanément la liaison covalente. Les modèles qu'ils préconisent comme étant incontournables à enseigner sont ceux de Lewis et des orbitales moléculaires à des fins de description de la liaison covalente et de prédiction de la réactivité à partir des représentations de la liaison (schéma de Lewis et représentations conventionnelles des OM). On peut y voir ici une trace de leurs habitudes de travail : ces deux universitaires centrent leur recherche et leur enseignement en chimie théorique autour des entités moléculaires dont la cohésion est expliquée à l'aide de la liaison covalente. La liaison ionique est néanmoins abordée par U1 afin de mettre en évidence l'insuffisance du modèle de Lewis pour l'expliquer tout en soulignant que son origine est une interaction entre particules (les ions selon U1).

Concernant les modèles quantiques, le modèle de liaison de valence est l'apanage des EC chimistes organiciens qui ont des habitudes langagières en lien avec l'hybridation des atomes de carbone. On peut y voir ici une habitude qui se propage dans un groupe social. En outre, cette théorie est encore développée dans les ouvrages (ressources) ce qui contribue également à sa diffusion. Néanmoins, selon U1 et U2, elle a tendance à disparaître des programmes car elle engendre, chez les étudiants, des confusions entre les différentes modèles.

Les liaisons intermoléculaires de Van der Waals et inter- ou intra-moléculaires comme la liaison hydrogène n'ont pas été évoquées spontanément par U1 et U2 comme savoir inéluctable dans un cours sur la liaison chimique ; peut-être que U1 et U2 n'ont pas la vision segmentée de la liaison chimique que dénoncent Levy Nahum et al. (2010). Un biais possible est également le protocole d'entretien qui n'évoque pas explicitement l'ensemble de ces liaisons ; subséquemment, U1 et U2 ont peut-être simplement oublié de les citer. Enfin, la modélisation de ces liaisons implique un traitement mathématique complexe qui n'est pas routinier des laboratoires de recherche en chimie théorique (ce qu'affirme U1 lorsque nous

lui demandons) ; il n'est donc pas surprenant que cela ne constitue pas un objet d'étude pour eux. Cela montre que leurs réponses sont donc probablement orientées par leur activité de recherche au laboratoire.

Ces deux entretiens présentent deux limites essentielles posant un problème d'ordre méthodologique :

- Ils ont été réalisés en octobre 2018 alors que l'analyse épistémologique du savoir de référence n'avait pas été totalement élaborée. La formulation des questions est donc perfectible.
- Les deux universitaires exercent leurs activités dans le même laboratoire et la même université avec le même thème de recherche. Dès lors, leurs réponses peuvent être influencées par une culture et des routines communes propres à leur laboratoire de rattachement.

Chapitre VIII. Problématique et questions de recherche

L'élaboration de la problématique et des questions de recherche provient du croisement de l'analyse épistémologique et didactique du savoir à propos de la liaison chimique, des résultats d'études antérieures montrant l'existence de difficultés chez les élèves de lycée et les étudiants, ainsi que de l'analyse d'ouvrages de lycée et universitaires en France et à l'international. L'un des objectifs de notre travail de thèse est de décrire et d'expliquer les pratiques d'EC de chimie notamment lorsqu'ils donnent des séances de cours portant sur la liaison chimique. Pour cela, nous nous appuyons sur le cadre de la double approche didactique et ergonomique (Robert & Rogalski, 2002) et nous recherchons ou inférons les raisons qui pilotent les choix faits par les EC (Kermen, 2018b). Pour le contenu strictement chimique, nous utilisons le cadre de caractérisation des savoirs en chimie adapté à la liaison chimique (voir paragraphe V.II, p117). Ce cadre met en évidence l'articulation du registre théorique et du registre des modèles avec le registre empirique, que nous avons augmenté en y ajoutant les objets-images et objets-vidéos de résolution atomique. Ceux-ci sont le reflet d'une réalité métaphysique qui semble bien définir un registre empirique submicroscopique (voir Figure 29).

Dans l'analyse épistémologique et didactique du savoir, nous avons montré que tous les types de liaisons chimiques traditionnellement distingués par les chimistes (liaison covalente, liaison ionique, liaisons de Van der Waals et hydrogène) à des fins d'explication des propriétés de la matière ont pour origine commune un processus d'interactions électromagnétiques entre noyaux et électrons (ou entre ions, ou entre molécules). Ces interactions sont interprétées par des forces électromagnétiques entre particules en mouvement (noyaux et électrons, ions ou molécules) du niveau submicroscopique. Les forces attractives et répulsives, intérieures au système considéré, se compensent exactement en moyenne ce qui explique le maintien des noyaux à distance moyenne constante. Le processus reflète la description d'un modèle classique unificateur que nous appelons « modèle électromagnétique ». En complément, la longueur moyenne de liaison ainsi que l'énergie moyenne de dissociation sont des grandeurs caractéristiques d'une liaison chimique en ce sens où elles permettent de caractériser la stabilité des édifices considérés.

Par ailleurs, le modèle de Lewis de la liaison covalente nous semble être un indispensable à enseigner en licence première année à l'université, en atteste son ubiquité dans l'ensemble des ouvrages du supérieur que nous avons feuilletés. Les schémas de Lewis des entités moléculaires, objets du modèle, peuvent être tracés assez simplement et sans aucun calcul. Ceux-ci permettent de prédire ou interpréter des phénomènes de la réalité ou de parler d'autres modèles comme celui de la VSEPR, des orbitales moléculaires de fragments ou ceux de la réactivité en chimie organique. Enfin, l'enquête menée auprès de U1 et U2 montre que, parmi les deux modèles quantiques de liaison chimique présentés, le modèle des orbitales moléculaires s'avère être celui qui est majoritairement enseigné. Toutefois, des concepts et du vocabulaire du modèle de la liaison de valence semblent perdurer dans les habitudes d'enseignement des EC, surtout ceux spécialisés en chimie organique.

L'analyse des difficultés des élèves de lycée à l'international montre principalement qu'ils ont une vision segmentée de la liaison chimique, conséquence directe d'un enseignement par type de liaisons en relation avec des propriétés de la matière à expliquer (Levy Nahum et al., 2007). Subséquemment, le principe physique unificateur sous-jacent permettant d'expliquer ce qu'est une liaison chimique n'est pas perçu par les élèves et les étudiants. De plus, ces derniers produisent des explications anthropomorphiques et téléologiques qui proviennent essentiellement de l'enseignement et des ouvrages qui minorent le rôle des modèles (Talanquer, 2013). C'est ainsi que la liaison chimique covalente devient la conséquence d'une mise en commun de deux électrons de valence entre et par les atomes pour lesquels la règle de l'octet est une finalité à atteindre. En outre, la liaison chimique est un concept abstrait qui ne peut s'appréhender que par sa représentation (Kermen, 2020) et plus généralement, le langage symbolique ainsi que les activités cognitives de traitement et de conversion (Duval, 1993). La centration des enseignants de lycée sur la représentation de la liaison covalente, selon Lewis, par un tiret entre les symboles des noyaux des atomes d'éléments donnés véhicule par ailleurs, pour les élèves, l'idée d'un lien physique entre les atomes (Le Maréchal & Cross, 2010). Au contraire, l'absence de représentation pour la liaison ionique, rarement voire jamais mentionnée, est à même de renforcer la dichotomie décrite entre la liaison covalente et la liaison ionique (Luxford & Bretz, 2014). Enfin, les liaisons de Van der Waals ne se représentent pas et ne sont communiquées qu'à l'aide de la langue

spécialisée alors que l'emphase est rarement mise sur la représentation de la liaison hydrogène.

À l'université, nous avons vu qu'une modification s'opérait par rapport au lycée : les cours sont dispensés par des enseignants-chercheurs jouissant d'une grande autonomie dans le choix du contenu « chimique » délivré aux étudiants lors des séances de cours. En plus de détenir cette liberté pédagogique, les EC contribuent aussi, et surtout, activement à la production de savoirs dans les laboratoires auxquels ils sont affiliés (de Hosson et al., 2018). Nous formulons ainsi l'hypothèse que les pratiques de recherche influencent à la fois la conception du savoir des EC et le discours qu'ils tiennent aux étudiants. De plus leur pratique quotidienne du laboratoire les incite peut-être à faire le lien entre le registre empirique et le registre des modèles. Enfin, le temps dédié à l'enseignement de la liaison chimique en L1 est plus élevé qu'au lycée. Nous souhaitons vérifier si ces différents aspects impactent la manière dont les EC abordent la notion de liaison chimique, en particulier en dépassant :

- une approche segmentée par type de liaison comme cela a été observé dans les études précédentes (Levy Nahum et al., 2007; Luxford & Bretz, 2014).
- l'évocation de la liaison covalente par son symbole en produisant des raisons physiques pour expliquer ce qu'est une liaison (Kermen, 2020; Levy Nahum et al., 2007) tout en favorisant les références au registre empirique.

Nous choisissons de décomposer notre travail selon trois axes de recherche distincts. Dans le cadre méthodologique de la double approche didactique et ergonomique, il s'agit de documenter au préalable le déterminant institutionnel de l'activité enseignante (Robert, 2008) qui regroupe notamment les ouvrages et les programmes sur lesquels s'appuient les EC. Le premier axe de recherche est donc consacré à l'analyse du savoir dans les ouvrages qui guident potentiellement les EC dans la conception de leurs séances de cours ainsi que l'analyse des programmes qui prescrivent aux EC les contenus à enseigner. Le deuxième axe concerne l'exploration de la trace observable des pratiques de trois EC. Afin de vérifier si ce qui a déjà été décrit dans la littérature existante pour le lycée (en France et à l'international) et à l'université (à l'international), est reconduit à l'université en France, nous avons observé trois EC *in situ*. Il s'agit de décrire puis d'analyser ce qu'ils disent et ce qu'ils font lorsqu'ils donnent un cours portant sur la liaison chimique puis de proposer des raisons aux choix qu'ils

formulent. Enfin, les pratiques enseignantes recouvrent également ce que les EC pensent, disent et font avant et après un cours, sur des temps plus ou moins longs (Robert & Rogalski, 2002). Les pratiques déclarées des EC, qui correspondent à ce qu'ils auraient l'intention de faire avec les étudiants (Bosdeveix et al., 2018) rentrent dans ce cadre et c'est que nous nous proposons d'approcher dans le troisième axe. Nous souhaitons notamment vérifier si leur conception du savoir et le discours qu'ils tiendraient aux étudiants est influencé par leur mission de recherche (de Hosson et al., 2015). Lors de ces études des pratiques effectives et déclarées des EC, il s'agira aussi de dégager les éventuelles régularités et variabilités entre les EC observés.

L'enquête que nous menons est guidée par des questions de recherche spécifiques que nous détaillons pour chacun des axes.

Premier axe de recherche

Les ouvrages constituent des ressources cruciales sur lesquelles peuvent s'appuyer les EC lors de la conception des séances de cours de L1 dont les contenus sont souvent éloignés des savoirs issus des laboratoires auxquels ils sont rattachés (de Hosson et al., 2015). Les principales difficultés et conceptions des élèves et étudiants à propos de la liaison chimique ont pour origine les ouvrages (Talanquer, 2013). Les analyses d'ouvrages concernant la liaison chimique déjà recensées datent désormais de plus d'une décennie et concernent les manuels de lycée (Bergqvist et al., 2016 ; Levy Nahum et al., 2010 ; Niaz, 2001) et plus rarement les ouvrages universitaires (Talanquer, 2007, 2013). Par ailleurs, l'analyse de quelques manuels de niveau lycée proposée par Kermen (2020) dans le cadre d'une réflexion épistémologique et sémiotique autour de la liaison chimique, confirme ce qu'avaient déjà décrit Levy Nahum et ses collaborateurs (2007) concernant le découpage de l'enseignement par type de liaison chimique, ainsi que l'absence de référence à un modèle électromagnétique unificateur pour définir une liaison chimique. Dans ce premier axe de recherche, nous souhaitons vérifier s'il y a ou non reconduction de tout ou partie des conclusions recensées dans les analyses existantes des ouvrages au niveau lycée ou universitaire tout en réservant une place particulière au modèle de Lewis de la liaison covalente au regard de son omniprésence dans l'ensemble des ouvrages. En particulier, nous formulons les questions de recherche suivantes :

- **QR1** Quels concepts du modèle électromagnétique les définitions des différents types de liaisons chimiques reflètent-elles dans les ouvrages ?
- **QR2** Comment la liaison covalente est-elle définie dans le cadre du modèle de Lewis ?

À l'université, les programmes sur lesquels se basent les EC pour élaborer leurs séances de cours sont rédigés localement et collégalement par les équipes en place (Barrier et al., 2019). En outre, il semblerait que ces dernières prévoient généralement un contenu disciplinaire connexe avec celui d'autres formations de l'enseignement supérieur comme les CPGE ou les BTS (David, 2019) et *a priori* en cohérence avec le référentiel de compétences détaillé pour les différentes mentions de licence (MESRI, 2015). Nous supposons toutefois que des variations peuvent exister d'une université à l'autre ou bien d'une filière de L1 à l'autre selon que la chimie est une discipline au cœur de la mention de L1 visée ou au service d'une autre discipline comme la biologie. Afin de vérifier cette hypothèse, nous nous proposons d'analyser les programmes de trois filières de deux universités différentes ainsi que des programmes de CPGE première et deuxième années. Les questions de recherche spécifiques sont les suivantes :

- **QR3** Quels éléments du modèle électromagnétique permettant d'expliquer ce qu'est une liaison chimique sont mentionnés dans ces programmes ?
- **QR4** Quels modèles et types de liaisons chimiques sont prescrits par ces programmes ?
- **QR5** Comment ces programmes mettent-ils en avant une utilisation des modèles évoqués pour expliquer, prédire et représenter des phénomènes du registre empirique ?
- **QR6** Quels symboles associés aux modèles de description de la liaison chimique sont mentionnés dans le texte de ces programmes ?

Deuxième axe de recherche

Dans ce deuxième axe de recherche, nous analysons le discours que tiennent des EC (au nombre de 3) aux étudiants lorsqu'ils donnent des séances de cours portant sur le thème de la liaison chimique en L1. En chimie, l'un des principaux objectifs consiste à ce que les étudiants s'approprient les modèles enseignés afin d'expliquer, prédire et représenter des

phénomènes observables. Cela implique des passages incessants entre ce que Houart (2009) nomme des niveaux de savoir. Dans le cadre d'analyse des savoirs en chimie que nous avons présenté, ces passages désignent la circulation permanente et implicite entre le registre empirique et le registre des modèles (macroscopiques et submicroscopiques) tout en utilisant les symboles permettant de les communiquer. Nous pensons que les EC de chimie, confrontés à la relation entre modèle et réalité dans leur pratique quotidienne de recherche, réservent une place au registre empirique dans leur discours tout en mettant en relief des explications de la liaison chimique à l'appui de modèles. Afin de vérifier cette hypothèse, nous analysons la trace observable de l'activité de trois EC en licence première année. Dans le cadre de la double approche didactique et ergonomique, nous décrivons la composante cognitive (le contenu chimique) et la composante médiative (le mode de présentation du savoir et l'accompagnement procuré aux étudiants *via* ce que le chercheur interprète comme des proximités-en-acte) afin d'analyser ce que disent et font les enseignants lorsqu'ils présentent les modèles de liaison chimique en L1. Les questions de recherche que nous formulons sont les suivantes :

- **QR7** Que disent les enseignants dans une séance de cours portant sur la liaison chimique : selon quel itinéraire cognitif et selon quel mode de présentation ?
- **QR8** À quelles occasions et quelle fréquence les EC observés font-ils le lien entre le registre empirique et le registre des modèles ?
- **QR9** Quel accompagnement les EC procurent-ils aux étudiants pour qu'ils s'approprient le modèle de Lewis ?

Afin d'expliquer les choix effectués par les EC observés, nous recherchons comment des derniers composent avec les facteurs institutionnels (programmes et ressources), leur expérience personnelle et leurs convictions ainsi que les habitudes d'un groupe social (celui des chimistes ou celles de l'équipe en place).

Troisième axe de recherche

Dans ce troisième et dernier axe de recherche, nous souhaitons approcher les pratiques déclarées des EC à propos d'un enseignement portant sur la liaison chimique ainsi que leur conception du savoir et vérifier si l'ensemble est influencé par leur activité de recherche (de Hosson et al., 2015). Dans le cadre de cette étude heuristique basée sur des

entretiens semi-dirigés à visée exploratoire, nous formulons les questions de recherche suivantes :

- **QR10** Comment les enseignants-chercheurs définissent-ils une liaison chimique dans le cadre d'un enseignement et dans le cadre de leur recherche ?
- **QR11** Que pensent-t-il du modèle électromagnétique unificateur pour expliquer toute liaison chimique dans le cadre d'un enseignement en licence ?
- **QR12** Quels sont les incontournables à enseigner en licence première année pour que les étudiants aient une vision suffisamment vaste de la liaison chimique ?

Nous cherchons également les raisons qui sous-tendent les choix des EC à propos de leurs pratiques déclarées.

Dans le chapitre portant sur l'analyse épistémologique et didactique du savoir, nous avons proposé un statut pour les objets-images et objets-vidéos de résolution atomique. Nous les avons classés dans le registre empirique, et plus particulièrement dans la réalité idéalisée tout comme les longueurs et les énergies moyennes de liaison. Nous avons également proposé que ces objets-images (objets-vidéos) constituent une preuve d'un registre empirique submicroscopique. Nous souhaitons connaître la perception qu'ont ces EC à propos de telles images et s'ils en utilisent tant dans le cadre de leur recherche que de l'enseignement dont ils ont la charge. La dernière question de recherche est la suivante ;

- **QR13** Quelle perception les EC ont-ils des objets-images ayant une résolution atomique et en utilisent-ils pour leur recherche et leur enseignement ?

Le schéma de la page suivante donne un aperçu des enjeux de la recherche, des hypothèses, des questions de recherche et de ce que nous avons mis en œuvre pour mener l'enquête.

Les enjeux de la recherche : la liaison chimique et les pratiques enseignantes

- Ce que l'on sait des pratiques des EC
- Analyse didactique et épistémologique du savoir
- Ce que l'on sait des difficultés des élèves et des étudiants
- Enquête auprès de deux spécialistes du savoir

Hypothèses de travail

Les pratiques de recherche des EC influenceraient :

- leur conception du savoir ;
- le discours qu'ils tiennent ou tiendraient aux étudiants.

Le temps dédié à la liaison chimique à l'université est plus élevé qu'au lycée. Cela permettrait de dépasser :

- une présentation par type de liaison en mettant en valeur des concepts du modèle électromagnétique ;
- l'évocation de la liaison covalente par sa représentation.

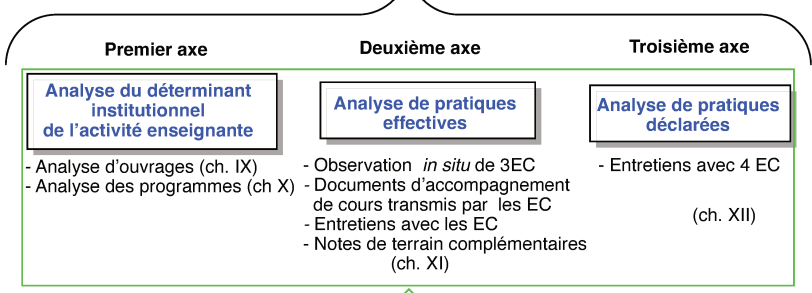
La pratique quotidienne du laboratoire permettrait aux EC de favoriser les liens entre le registre empirique et le registre des modèles.

Il y aurait des variations de contenus de programmes d'une université ou d'une mention de licence à l'autre.

Questions de recherche

- | | | |
|---------------|---|--|
| Premier axe | } | • QR1 Quels concepts du modèle électromagnétique les définitions des différents types de liaisons chimiques reflètent-elles dans les ouvrages ? |
| | | • QR2 Comment la liaison covalente est-elle définie dans le cadre du modèle de Lewis ? |
| | | • QR3 Quels éléments du modèle électromagnétique permettant d'expliquer ce qu'est une liaison chimique sont mentionnés dans ces programmes ? |
| | | • QR4 Quels modèles et types de liaisons chimiques sont prescrits par ces programmes ? |
| | | • QR5 Comment ces programmes mettent-ils en avant une utilisation des modèles évoqués pour expliquer, prédire et représenter des phénomènes du registre empirique ? |
| Deuxième axe | } | • QR6 Quels symboles associés aux modèles de description de la liaison chimique sont mentionnés dans le texte de ces programmes ? |
| | | • QR7 Que disent les enseignants dans une séance de cours portant sur la liaison chimique et selon quel itinéraire cognitif ? |
| | | • QR8 À quelles occasions et quelle fréquence les EC observés font-ils le lien entre le registre empirique et le registre des modèles ? |
| | | • QR9 Quel accompagnement les EC procurent-ils aux étudiants pour qu'ils s'approprient le modèle de Lewis ? |
| Troisième axe | } | • QR10 Comment les enseignants-chercheurs définissent-ils une liaison chimique dans le cadre d'un enseignement et dans le cadre de leur recherche ? |
| | | • QR11 Que pensent-ils du modèle électromagnétique unificateur pour expliquer toute liaison chimique dans le cadre d'un enseignement en licence ? |
| | | • QR12 Quels sont les incontournables à enseigner en licence première année pour que les étudiants aient une vision suffisamment vaste de la liaison chimique ? |
| | | • QR13 Quelle perception les EC ont-ils des objets-images ayant une résolution atomique et en utilisent-ils pour leur recherche et leur enseignement ? |

Comment allons-nous mener l'enquête ?



Cadres théoriques et méthodologiques pour l'analyse

Cadre d'analyse épistémologique des savoirs en chimie	Double approche didactique et ergonomique pour analyser les pratiques des EC
---	--

Chapitre IX. Analyse des ouvrages

L'objectif de ce chapitre est de documenter une partie du déterminant institutionnel de l'activité enseignante. A cet effet, nous proposons une analyse approfondie de plusieurs ouvrages qui servent de ressources potentielles pour les EC, en plus de leurs connaissances personnelles, lorsqu'ils conçoivent les contenus relatifs aux séances de cours portant sur le thème de la liaison chimique. Dans ce contexte, notre objectif est de déterminer si les conclusions tirées des analyses antérieures d'ouvrages sont reconduites dans le cas d'ouvrages universitaires de premier cycle. Plus spécifiquement, nous examinons les définitions des différentes liaisons chimiques (covalente, ionique, de Van der Waals et hydrogène) pour déterminer si elles reflètent le modèle électromagnétique exposé dans l'analyse du savoir (**QR1**). Par la suite, nous accordons une attention particulière à la description de la liaison covalente selon le modèle de Lewis, au regard de son importance fondamentale dans l'enseignement de la chimie, tel que l'ont affirmé U1 et U2 lors de l'enquête préalable (**QR2**). En résumé, les deux questions de recherche sur lesquelles se portent notre intérêt sont rappelées ci-dessous :

- **QR1** Quels concepts du modèle électromagnétique les définitions des différents types de liaisons chimiques reflètent-elles dans les ouvrages ?
- **QR2** Que disent les ouvrages à propos de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis ?

Nous présentons dans un premier temps les références des différents ouvrages de premier cycle universitaire choisis, puis nous explicitons ainsi la méthodologie que nous avons suivie pour mener l'analyse. Par la suite, nous présentons les résultats obtenus et en fournissons une interprétation.

IX.1. Choix des ouvrages

Nous avons sélectionné sept ouvrages au total (notés O1 à O7). Cinq d'entre eux (tous sauf O2 et O7) sont des ouvrages de chimie générale s'adressant à un public de licence (L1 à L3) ; le dernier (O7) est un ouvrage de CPGE (équivalent L1-L2) annoncé comme étant en conformité avec les programmes de 2013 (MESRI, 2013). Quatre des ouvrages de niveau

licence (O3 à O6) ont été écrits par des auteurs anglo-saxons et sont largement diffusés dans les bibliothèques universitaires du monde entier, des éditions actualisées étant régulièrement publiées ; les deux autres (O1 et O2) par des auteurs français, le lectorat étant principalement francophone. L'ouvrage O2, le moins récent de tous et non réédité, a cependant attiré notre attention car dédié intégralement à une description exhaustive des liaisons chimiques.

- O1 : les cours de Paul Arnaud – Chimie générale – 8^e édition (Rouquérol et al., 2016)
- O2 : panorama des liaisons chimiques – 1997 (Granger, 1997)
- O3 : Chimie3. Introduction à la chimie inorganique, organique et à la chimie physique (Burrows et al., 2012)
- O4 : Principes de chimie (Atkins et al., 2014)
- O5 : Chimie générale (McQuarrie & McQuarrie, 2012)
- O6 : Chimie générale (Chang & Overby, 2019)
- O7 : Chimie : tout-en-un PCSI (Fosset et al., 2016)

IX.2. Méthodologie d'analyse

IX.2.1. Méthodologie pour répondre à la QR1 : définition des différents types de liaison chimique en lien avec le modèle électromagnétique

Dans chaque ouvrage consulté, nous collectons et analysons les définitions de la liaison covalente, la liaison ionique, les liaisons de Van der Waals et la liaison hydrogène en lien avec les concepts du modèle électromagnétique unificateur présenté dans le savoir de référence.

IX.2.1.1. Définition de la liaison covalente en lien avec des concepts du modèle électromagnétique

Nous avons, dans chacun des ouvrages, d'abord repéré le chapitre dans lequel la notion de liaison chimique covalente est introduite. Nous avons ensuite recherché dans le texte tous les mots ou groupes de mots, au sein d'une phrase, reflétant l'utilisation du modèle électromagnétique présenté dans le savoir de référence pour définir une liaison chimique (voir V.9.1). Nous avons également recherché les caractéristiques d'une liaison. Les différentes catégories présentées dans le Tableau 3 sont repérées à partir de mots ou groupes de mots et leurs synonymes éventuels qui émergeraient dans le texte des ouvrages.

Catégorie	Indicateurs permettant de repérer les catégories	Commentaire
Force	force, interaction, loi de Coulomb	Les mots force et interaction sont regroupés car aucun ouvrage n'explique que l'interaction est interprétée par une force. Certains ouvrages signalent que la loi de Coulomb modélise l'interaction entre charges.
Électromagnétique	électromagnétique, électrostatique	Le terme électrostatique est peut-être utilisé soit de manière impropre soit à l'égal du terme électromagnétique, d'où le regroupement effectué.
Attraction	Attraction	
Répulsion	Répulsion	
Particules	Noyaux, électrons	Nous considérons cette catégorie dès lors que sont mentionnés des interactions entre particules (entre noyaux, entre électrons et/ou entre noyaux et électrons)
Longueur	Longueur moyenne de liaison, distance internucléaire (d'équilibre)	Dès lors que ces indicateurs sont mentionnés même s'il n'est pas précisé qu'il s'agit d'une distance entre noyaux d'atomes d'éléments donnés.
Énergie	Énergie moyenne de dissociation d'une liaison, Force de liaison, énergie potentielle / cinétique	Toute mention du lien entre force et énergie potentielle est prise en compte
Stabilité	Stabilité, plus stable que, minimum d'énergie potentielle	
Courbe	Présence d'un graphique montrant l'évolution de l'énergie potentielle en fonction de la distance internucléaire	Les commentaires qui accompagnent la légende du graphique sont pris en compte pour le repérage des autres catégories
Dynamique	Mouvement (perpétuel, permanent, incessant), énergie cinétique	En l'absence de cette catégorie, la mise en fonctionnement du modèle électromagnétique ne reflète pas un processus.

Tableau 3 : définition des catégories permettant de repérer des éléments du modèle électromagnétique

Voici l'exemple d'un tel repérage dans l'extrait de O7 ci-dessous :

« La raison essentielle de la formation de ces structures polyatomiques est la **stabilité** : l'édifice où les atomes sont en **interaction** est **plus stable**, d'**énergie** plus négative, que la situation où les atomes sont isolés, infiniment éloignés les uns des autres. Cette **stabilité** est appréciée de façon quantitative par la mesure de l'**énergie** à fournir pour rompre l'**interaction** entre deux atomes en **interaction** dans une structure. Cette grandeur est appelée **énergie de liaison** » (Fosset et al., 2016, p. 153)

Les figures et graphiques (et les indications qui y sont portées) ont également été pris en compte, en particulier ceux représentant la variation d'énergie potentielle totale en fonction de la distance internucléaire comme dans cet extrait de O1 (Figure 32). Sur cette figure, on repère notamment un minimum énergétique associé à une position d'équilibre stable du système, une distance internucléaire caractéristique (la longueur de liaison) pour laquelle la compensation entre attraction et répulsion est réalisée et également l'énergie de liaison. Les indications portées dans la légende mentionnent l'ensemble de ces caractéristiques en plus des interactions attractives et répulsives entre atomes (donc sans mentionner les noyaux et les électrons).

Figure 5.1 Variation de l'énergie potentielle du système formé par deux atomes d'hydrogène, en fonction de la distance de leurs noyaux.

Par le jeu des attractions et des répulsions qui se manifestent entre deux atomes, il existe une distance pour laquelle l'énergie potentielle du système qu'ils forment est minimale ($d_{\text{eq}} = 0,074$ nm). Deux atomes qui sont parvenus à cette distance forment une molécule. Ils ne peuvent être séparés que si on fournit un travail égal à l'énergie de liaison.

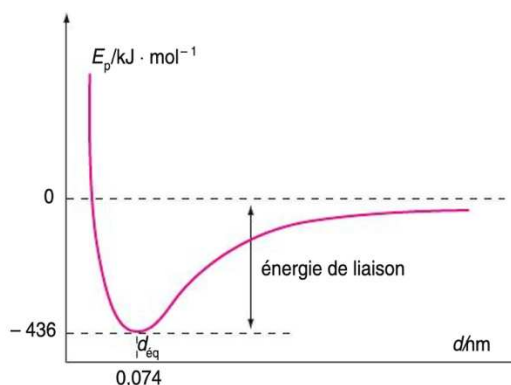


Figure 32 : extrait de O1 (Rouquérol et al., 2016, p. 115)

IX.2.1.2. Définition des liaisons ionique, de Van der Waals et hydrogène en lien avec des concepts du modèle électromagnétique

Nous avons réitéré la méthodologie pour les autres types de liaisons (ionique, de Van der Waals et hydrogène) et avons cherché les concepts du modèle électromagnétique en réinvestissant les catégories et donc les mêmes indicateurs que ceux de la méthodologie établie dans le paragraphe IX.2.1.1. Néanmoins quelques adaptations ont été faites :

- Dans le cas particulier de la liaison ionique, la catégorie « ions » est ajoutée à celles du Tableau 3. Elle est considérée comme représentée dès lors que des termes « anion » et/ou « cation » apparaissent dans le texte des ouvrages.
- Dans le cas des liaisons de Van der Waals, la catégorie « dipôle » est additionnée à celles du Tableau 3. Cette catégorie est repérée dès lors que les différents types de dipôles (permanent, induit et instantané) sont mentionnés dans le texte des ouvrages.

Il s'agit également de repérer si la liaison ionique est présentée comme un cas limite de la liaison covalente. Le cas échéant, les indicateurs choisis sont les mots ou groupes de mots explicitant l'idée de continuité entre les deux types de liaison : il s'agit de « continuité » ainsi que « cas limite » ou « extrême » de la liaison covalente. Dans ce cas, les explications associées sont recherchées dans le texte. En particulier, nous repérons si la liaison est définie (ou non) comme étant un transfert total d'électrons de l'élément le moins électronégatif vers le plus électronégatif et la mention d'interactions électromagnétiques attractives et répulsives entre ions. Par exemple dans l'ouvrage O1 on relève l'extrait suivant dans lequel les mots ou groupes de mots soulignés sont les indicateurs repérés :

« (...) Le cas limite est donc le transfert d'électrons de l'élément le moins électronégatif au plus électronégatif.(...) Cette situation se rencontre lorsqu'il existe une très forte différence d'électronégativité entre les deux atomes. Le résultat est la formation de deux ions. On peut donc considérer qu'il n'existe qu'un seul type de liaison : covalente, soit symétrique, soit polarisée plus ou moins fortement, et pouvant tendre à l'extrême vers le schéma de la structure ionique » (Rouquérol et al., 2016, p. 118)

IX.2.2. Méthodologie pour répondre à la QR2 : ce que disent les ouvrages à propos de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis

Le modèle de Lewis revêt une importance indéniable dans l'enseignement selon les experts U1 et U2 que nous avons interviewés, ce qui justifie amplement que nous lui consacrons un paragraphe spécifique. Nous avons entrepris une investigation approfondie des ouvrages O1 à O7 afin d'explorer divers aspects du modèle de Lewis, notamment :

- les références au modèle de Lewis originel ;
- la définition de la liaison covalente par le modèle de Lewis actuel ;

- l'introduction et la signification du symbole représentant la liaison covalente selon ce modèle ;
- l'utilisation du modèle de Lewis en vue d'expliquer, prédire et représenter des phénomènes du registre empirique.

Selon Niaz (2001), proposer une présentation des modèles avec une approche historique permettrait une meilleure appréhension des concepts par les étudiants. En premier lieu, nous avons donc relevé toute mention du modèle originel dont il est question dans la publication de Lewis de 1916. Pour cela, les indicateurs sont ceux faisant référence au modèle cubique de l'atome (voir V.6.3.1). Il s'agit des mots ou groupes de mots du Tableau 4, repérés dans des phrases construites, ainsi que les figures telles que celles que l'on peut retrouver dans l'article originel de Lewis. La mise en fonctionnement du modèle originel pour écrire des schémas de molécules est également repérée à l'aide de ces indicateurs et des verbes « expliquer », « prédire » et « représenter » faisant référence au fonctionnement d'un modèle.

Indicateurs permettant de repérer le modèle de Lewis originel
atome, électron, kernel, mise en commun, partage, cube, arête, face, règle des deux (rule of two), règle des huit (rule of eight), paire, molécule, force, électrostatique, électromagnétique, interaction, attraction, répulsion, modèle de Lewis (originel, cubique),

Tableau 4 : indicateurs permettant de repérer le modèle originel de Lewis

La définition de la liaison chimique covalente dans le cadre du modèle de Lewis actuel a été relevée puis catégorisée selon qu'elle est le reflet :

- de la mise en commun, par le chimiste, de deux électrons de valence entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés. Dans ce cas sont repérés les indicateurs recensés dans le Tableau 5. **(les concepts repérés sont mis en gras et soulignés en noir dans la définition récoltée et présentée dans les résultats)**.

Indicateurs permettant de repérer la définition de la liaison covalente selon Lewis
Mise en commun (par le chimiste ou phrase tournée à la voix passive), deux électrons, doublet d'électrons, valence, entre les atomes / noyaux

Tableau 5 : indicateurs permettant de repérer la définition de la liaison covalente selon Lewis

- et/ou qu'elle exprime des considérations de nature téléologique ou anthropomorphique (l'octet est un objectif à atteindre par les atomes, les électrons sont mis en commun par les noyaux ou les atomes) (Talanquer, 2013). De telles explications ont été catégorisées par le repérage de tous les verbes d'action attribués aux entités de l'échelle submicroscopique **(en rouge dans les résultats)**.
- et/ou autre (mise en avant de concepts quantiques, d'interactions interprétées par des forces électromagnétiques) **(en bleu dans les résultats)**

Les extraits de O3 et O4 ci-dessous illustrent des propos de nature téléologique puisque les atomes ont la volonté de partager des électrons ou d'acquérir une configuration électronique particulière (en gras et soulignés en rouge dans le texte) :

« Les liaisons de plusieurs molécules peuvent être expliquées par **la propension des atomes à compléter leur configuration électronique** de telle sorte qu'elle soit celle de l'atome de gaz rare le plus proche. Ceci est désigné sous le terme de règle de l'octet ». (O3, p 133).

« Lors de la formation d'une liaison covalente, **les atomes vont aussi loin que possible pour compléter leur octet en partageant** des doublets électroniques » (O4, p 77)

Concernant les symboles du modèle de Lewis, en particulier celui représentant le doublet d'électrons partagé entre les symboles des noyaux des éléments, nous repérons s'il y a une mention explicite des verbes « représenter », « symboliser » ou leurs synonymes afin de caractériser la distinction entre le symbole et l'objet qu'il représente, ce que Duval (1993) assume être une nécessité épistémologique. Dans le cadre d'une relation sémiotique triadique selon Peirce, nous cherchons ensuite l'existence ou non d'un interprétant pour l'objet. Par exemple dans O4 :

« On **représente** une **liaison covalente à 2 électrons** par un **trait entre les atomes** que l'on suppose liés l'un à l'autre » (O4, p 200).

Les éléments porteurs d'intérêt pour l'analyse sont soulignés en couleur et en gras. Le **signe ou representamen** est souligné en **bleu**, **l'objet en rose** et **l'interprétant en rouge**.

Enfin, nous cherchons à voir si le modèle de Lewis utilisé pour expliquer un phénomène de la réalité empirique. Dans le chapitre relatif au modèle de Lewis sont recherchées dans un premier temps toutes les références au registre empirique. Les indicateurs que nous choisissons sont (entre autres) les mots ou groupes de mots recensés dans le Tableau 6.

Indicateurs permettant de caractériser les références au registre empirique
couleur (bleu, jaune, vert etc ...), odeur, substance liquide, solide, gaz, spectre (UV-visible, infrarouge ...), appareil de mesure (pH-mètre, conductimètre ...), les photos d'expériences, électroaimant, spectre UV-visible, les objets-images de résolution atomique, longueur de liaison, énergie moyenne de dissociation

Tableau 6 : indicateurs permettant de caractériser les références au registre empirique

Par exemple la phrase suivante de l'ouvrage O3 et la photo qui l'accompagne (Photo 2) présentent des éléments caractéristiques du registre empirique (en gras et soulignés)

« l'oxygène **liquide** est placé entre les deux pôles d'un **électroaimant** puissant. L'oxygène **liquide** est attiré par **l'aimant** et reste suspendu entre les pôles de **l'aimant** tout en s'évaporant » (O3, p125)

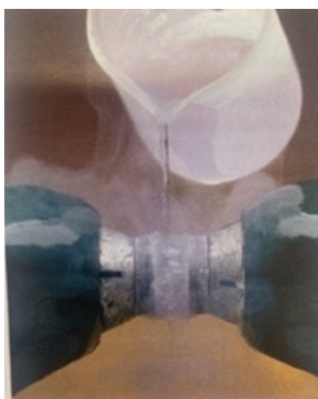


Photo 2 : photo accompagnant le commentaire de l'ouvrage O3 (Burrows et al., 2012, p. 135)

Dans un deuxième temps, il s'agit de voir si le champ empirique considéré est juxtaposé dans le même paragraphe avec une explication correspondant à la mise en fonctionnement du modèle de Lewis à l'appui de schémas de Lewis des molécules (objets du modèle). Les verbes relatifs au fonctionnement d'un modèle sont alors recherchés : il s'agit des verbes expliquer, prédire, représenter (y compris sous leurs formes conjuguées) et leurs synonymes éventuels.

IX.3. Résultats et interprétation

IX.3.1. Résultats de la QR1 et interprétation : définition des divers types de liaison chimique en relation avec le modèle électromagnétique et discussion

Pour chaque type de liaison, les résultats sont présentés dans un (ou plusieurs) tableau(x) accompagné(s) de commentaires. Dès qu'une catégorie (repérée à l'aide des

indicateurs précisés dans la méthodologie) est présente dans le texte des ouvrages, une croix est placée dans un tableau à double entrée comme par exemple dans le tableau 7 p. 166 . D'autres éléments pertinents du texte (les définitions, les commentaires ...) non présents dans la méthodologie construite *a priori* ont également été relevés et commentés.

IX.3.1.1. Cas de la liaison covalente

Les résultats sont consignés dans le Tableau 7.

Ouvrage	O1	O2	O3	O4	O5	O6	O7
Force	x	x	x	x	x ⁶⁹	x	x
Électromagnétique		x		x	x		
Attraction	x		x ⁷⁰		x	x	
Répulsion	x		x			x	
Particules	x		x (noyaux)			x	
Longueur	x	x	x		x	x	x
Énergie	x	x	x		x	x	x
Stabilité	x ⁷¹	x				x	x
Courbe	x		x			x	
Aspect dynamique		x					

Tableau 7 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir une liaison covalente

Dans les ouvrages consultés, 6/7 (donc tous sauf O5) proposent une définition d'une liaison chimique (covalente à chaque fois) en lien avec une force ou une interaction, première trace du modèle électromagnétique, avant que le modèle de Lewis soit introduit dans le même chapitre. Toutefois, tous les éléments du modèle électromagnétique, qui mis en fonctionnement permettrait de décrire un processus, ne sont pas recensés dans chacun des ouvrages.

Le texte de trois des ouvrages précise que l'interaction est modélisée ou interprétée par des forces électrostatiques (O2, O4 et O5) ; les autres ouvrages mentionnent simplement des interactions ou des forces sans autre précision ou distinction. Les particules du niveau

⁶⁹ La notion de force électrostatique attractive n'est présente que pour expliquer la liaison ionique.

⁷⁰ Les particules entre lesquelles les forces attractives sont décrites ne sont pas mentionnées. Il est question d'atomes.

⁷¹ Il est spécifié qu'il y a un minimum énergétique

submicroscopique (noyaux et électrons) sont explicitement signalées dans seulement deux ouvrages (O1 et O6). Les autres ouvrages (O2, O4 et O7) font référence à des forces entre atomes. Trois ouvrages sur sept réfèrent à des forces attractives et répulsives.

Dans les ouvrages O1, O3 et O6, un graphique montre l'évolution de l'énergie potentielle d'un système constitué de deux atomes d'hydrogène (deux noyaux et deux électrons) en fonction de la distance internucléaire. Dans O1 et O6, ce graphique accompagne le savoir présenté dans le corps de texte alors que dans l'ouvrage O3 les concepts du modèle sont décrits dans le texte de la légende associée à la courbe. Il y est notamment indiqué qu'il y a répulsion entre les noyaux à courte distance ; l'attraction est également mentionnée mais pas les particules entre lesquelles elle se joue (O3).

La longueur de liaison et l'énergie de dissociation sont présentées comme des grandeurs caractéristiques permettant de définir une liaison (6/7). L'aspect dynamique n'est abordé que dans l'ouvrage O2, ce qui nous autorise à affirmer que le modèle présenté reflète, dans ce cas, un processus d'interactions électromagnétiques (entre atomes selon O2). Cette omission du mouvement des particules (noyaux et électrons) dans les autres ouvrages contribue à diffuser une vision statique de la liaison chimique, qui plus est déjà suggérée par le trait représentant le doublet d'électrons partagé comme décrit dans la littérature (Gillespie & Robinson, 2006; Kermen, 2020; Le Maréchal & Cross, 2010)

Aussi, en consultant la table des matières de chaque ouvrage, nous constatons une segmentation de la présentation du savoir par type de liaison chimique comme cela a été auparavant exposé dans les analyses d'ouvrages de lycée à l'international et en France (Bergqvist et al., 2016; Coll & Taber, 2002; Kermen, 2020; Levy Nahum et al., 2010; Zohar & Levy, 2019)

IX.3.1.2. Cas de la liaison ionique

L'ensemble des ouvrages (sauf O2) décrivent la liaison ionique de manière dichotomique : tout d'abord comme cas limite de la liaison covalente (7/7) puis ensuite selon le modèle ionique du cristal parfait dans le cas particulier des solides ioniques (généralement dans un chapitre ou un paragraphe dédié) (6/7). Il n'y pas de lien fait entre les deux descriptions sauf dans deux ouvrages où il est indiqué explicitement qu'une représentation

appropriée pour les solides ioniques est celle d'une maille en perspective avec un renvoi vers le chapitre adéquat.

IX.3.1.2.1. Liaison ionique envisagée comme cas extrême d'une liaison covalente

Cinq ouvrages (O1, O2, O4, O5 et O6) précisent que la liaison ionique pure est obtenue en conséquence d'un transfert total d'électrons de l'élément le moins électronégatif vers le plus électronégatif. Dans l'ouvrage O3, le transfert d'électrons est effectif sur un schéma mais pas à travers les mots du texte. Les ouvrages O1 et O2 sont les seuls qui soulignent explicitement le *continuum* allant de la liaison covalente pure à la liaison covalente fortement polaire dont l'interaction électromagnétique entre électrons et noyaux rend compte. Cela est exprimé dans l'extrait de O1 présenté dans le paragraphe IX.2.1.2 ainsi que dans les deux phrases suivantes provenant de O2 :

« **La liaison ionique est la limite de la liaison covalente** pour deux atomes dont les électronégativités sont très différentes. (...) Toute dissymétrie moléculaire entraîne un **transfert de charge** et **la liaison peut être considérée comme une mésomérie entre deux formules limites** ; l'une covalente, l'autre

ionique : $A^{\oplus} B^{\ominus}$ » (Granger, 1997, p. 121)

Les passages en gras et soulignés explicitent la continuité entre les deux types de liaison.

Il n'est pas fait mention d'interactions entre ions dans O1 et O2 contrairement à O5 où il est précisé que « les liaisons chimiques purement ioniques sont les plus simples. Elles résultent d'une attraction électrostatique entre les ions de charges opposées » (O5, p 189). S'il y a bien une attraction entre cations et anions, il y a également répulsion entre cations d'une part et entre anions d'autre part. Cette dernière n'est pas mentionnée, tout comme dans O2 et O6. Dans les autres ouvrages, les interactions électrostatiques (en toute rigueur il faudrait dire électromagnétiques) sont uniquement évoquées dans la description du cristal ionique parfait (ou « modèle ionique »). Comme l'avaient déjà signalé Bergqvist et al. (2016), Kermen (2020) et Zohar et Levy (2019b), en l'absence de répulsion, les cations et les anions devraient s'écraser les uns sur les autres et ne seraient pas maintenus à distance caractéristique constante ; de plus l'édifice obtenu ne serait pas stable. L'adjectif « simple » qui caractérise la liaison ionique est peut-être à relier au fait qu'il s'agit du premier type de liaison décrit dans la littérature, avant la liaison covalente et le modèle unificateur proposé par Lewis qui permet de décrire tant les substances apolaires que polaires (Dumon & Cokelez,

2006). En complément, l'utilisation du verbe résulter signifie que l'interaction électromagnétique attractive est la cause de la liaison ionique et non une interprétation. Une telle formulation renforce l'idée de dichotomie entre les liaisons ionique et covalente dénoncée par Levy Nahum et al. (2010) ainsi que Luxford et Bretz (2014).

IX.3.1.2.2. Liaison ionique décrite par le modèle du cristal parfait

Les résultats sont consignés dans le Tableau 8.

Ouvrage	O1	O2	O3	O4	O5	O6	O7
Force	x	x	x	x	x	x	x
Électromagnétique	x	x	x	x	x		x
Attraction	x	x	x	x	x	x	x
Répulsion	x	x	x	x			x
Particules							
ions	x	x	x	x	x	x	x
Longueur		x		x			x
Énergie		x	x	x		x	x
Stabilité				x			x
Courbe		x		x			x
Aspect dynamique		x		x			x

Tableau 8 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir une liaison ionique dans le cadre du modèle du cristal parfait

Lorsque la liaison ionique est décrite par le modèle du cristal parfait (tous les ouvrages sauf O2) il est explicitement mentionné qu'il y a des interactions (ou indifféremment des forces) de nature électrostatique (tous sauf O6) entre des ions. Les noyaux et les électrons ne sont en revanche jamais mentionnés. L'ensemble des ouvrages souligne l'attraction entre les anions et les cations alors que la répulsion entre cations et entre anions n'est indiquée que dans O2, O3, O4 et O7. Dans O1, il est indiqué que « la cohésion du cristal est assurée de telle manière que l'attraction électrostatique entre les ions de signes contraires soit supérieure à la répulsion entre les ions de même signe » (Rouquérol et al., 2016, p. 232). Si la répulsion a le mérite d'être évoquée, il nous semble que les auteurs sont imprécis : si l'attraction l'emportait sur la répulsion, les cations et les anions d'écraseraient aussi les uns sur les autres (comme s'il n'y avait pas de répulsion). En réalité, attraction et répulsion se compensent exactement en moyenne dans le temps, ce qui permet d'expliquer la cohésion du cristal et le maintien des cations et anions à distance caractéristique constante. Aucun des ouvrages ne

mentionne cette compensation, l'interprétation étant laissée libre au lecteur. La plus grande stabilité du système final par rapport à des atomes isolés est indiquée dans deux ouvrages. La longueur de liaison est présentée comme une caractéristique de la liaison dans trois ouvrages sur sept et l'énergie de liaison dans cinq ouvrages (un ordre de grandeur de cette énergie de dissociation est généralement donné). Le caractère dynamique est mentionné dans seulement trois ouvrages qui mettent en avant les vibrations des ions autour de leur position d'équilibre (O2, O4 et O7). En mettant l'accent sur cet aspect, les auteurs des ouvrages O2, O4 et O7 expliquent la liaison ionique par un modèle électromagnétique reflétant un processus.

IX.3.1.3. Cas des liaisons de Van der Waals

Les résultats sont présentés dans le Tableau 9.

Ouvrage	O1	O2	O3	O4	O5	O6	O7
Force	x	x	x	x	x	x	x
Électromagnétique	x	x	x			x	
Attraction	x	x	x	x	x	x	x
Répulsion		x		x		x	x
Particules	x	x				x^{72}	x^{72}
Dipôles	x	x	x	x	x	x	x
Longueur		x					x
Énergie	x	x	x	x	x	x	x
Stabilité							x
Courbe				x			x
Aspect dynamique	x	x	x	x	x	x	x

Tableau 9 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir des liaisons de Van der Waals

Les liaisons de Van der Waals sont présentées comme des forces (et/ou interactions) entre des molécules puis des dipôles dans tous les ouvrages mais l'expression « liaisons de Van der Waals » n'apparaît dans aucun d'entre eux. Le terme « liaison » semble réservé uniquement aux liaisons qu'il est possible de représenter (covalente, ionique et hydrogène). Quatre ouvrages précisent qu'il s'agit d'interactions ou de forces électrostatiques mais jamais

⁷² Les auteurs évoquent les répulsions entre noyaux et celles entre électrons.

électromagnétiques, ce que nous avons déjà interprété comme étant une habitude de langage. L'attraction entre les dipôles (ou les molécules) est mentionnée dans tous les ouvrages alors que la répulsion, associée à l'impossibilité de pénétration des électrons et/ou des noyaux, n'est abordée que dans quatre ouvrages (O2, O4, O6 et O7). Deux ouvrages (O6 et O7) évoquent la répulsion entre particules du niveau submicroscopique (entre électrons et entre noyaux) alors que dans O2 et O4, la répulsion entre molécules est signifiée au lecteur. Les ouvrages O1, O3, O5 n'indiquent pas la répulsion (entre dipôles, entre molécules ...) : avec la seule attraction, les molécules devraient aussi s'écraser les unes sur les autres, comme ce que nous avons décrit pour les ions, et les différents noyaux ne seraient pas maintenus à distance moyenne constante (voir paragraphe IX.3.1.2). La longueur et l'énergie de dissociation typiques d'une liaison de Van der Waals sont indiquées comme caractéristiques de ces liaisons dans seulement deux ouvrages. En revanche, tous les ouvrages mettent en évidence l'aspect dynamique ce qui fait que le modèle explicité traduit un processus d'interactions électromagnétiques entre dipôles. Cela est effectif lors de la présentation des dipôles instantanés engendrés par le mouvement perpétuel des électrons. Deux ouvrages joignent une courbe montrant la variation d'énergie potentielle totale d'un ensemble de deux molécules en fonction de la distance intermoléculaire sans préciser le nombre de noyaux concernés ni comment cette distance caractéristique est évaluée (O4 et O7).

IX.3.1.4. Cas de la liaison hydrogène

Les résultats sont consignés dans le Tableau 10.

Ouvrage	O1	O2	O3	O4	O5	O6	O7
Force	x	x	x	x	x	x	x
Électromagnétique		x	x		x	x	x
Attraction	x	x	x	x	x	x	x
Répulsion				x		x	x
Particules		x					x
Longueur		x					x
Énergie	x	x	x	x	x	x	x
Stabilité							x
Courbe							x
Aspect dynamique							x

Tableau 10 : concepts du modèle électromagnétique repérés pour définir une liaison hydrogène

La liaison hydrogène est définie comme étant une interaction (7/7) électrostatique (5/7) et le terme électromagnétique est de nouveau totalement absent. Dans tous les ouvrages, il est spécifié qu'elle est attractive alors que la répulsion internucléaire n'est mentionnée que dans O4, O6 et O7. Deux ouvrages indiquent explicitement qu'il y a un ensemble d'électrons et de noyaux en interaction (O2 et O7). Dans les autres ouvrages, il est spécifié une interaction attractive entre un noyau de l'élément hydrogène lié par covalence à un élément très électronégatif et les électrons de valence d'un atome d'un élément lui-même très électronégatif. L'aspect dynamique n'est jamais mentionné sauf dans O7 où il est également stipulé que ce que nous avons appelé modèle électromagnétique permet d'interpréter tous les types de liaisons dans le cas des cristaux (liaisons covalente, ionique, hydrogène, Van der Waals et métallique⁷³). D'ailleurs l'ouvrage O7 met en avant explicitement tous les éléments du modèle électromagnétique unificateur qui reflète donc un processus d'interactions électromagnétiques entre particules (électrons et noyaux). La longueur et l'énergie de dissociation de liaison de la liaison sont présentées comme des caractéristiques de la liaison dans deux ouvrages (O2 et O7)

IX.3.2. Résultats de la QR2 et interprétation : ce que disent les ouvrages à propos de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis

IX.3.2.1. Les références au modèle de Lewis originel

Ouvrage	Référence au modèle originel	Utilisation du modèle
O1		
O2		
O3	x	x
O4		
O5		
O6	x	x
O7		

Tableau 11 : référence au modèle de Lewis originel et utilisation du modèle

⁷³ La liaison métallique n'a pas été décrite dans le cadre de ce manuscrit. Il s'agit d'un choix personnel.

Seuls deux ouvrages font référence au modèle de l'atome cubique proposé par Lewis en 1916. Dans chaque cas, des éléments de ce modèle sont proposés à l'aide de la langue naturelle mais aussi de représentations provenant directement de la publication de Lewis. Il s'agit de figures montrant les schémas de cubes symbolisant les atomes. C'est ainsi que les auteurs des ouvrages O3 et O6 utilisent le modèle cubique de l'atome comme base d'explication de la structure des molécules *via* l'assemblage, par le chimiste, de cubes par l'intermédiaire d'une arête ou d'une de leurs faces. Cet assemblage conduit au partage des électrons et traduit la stabilité de l'édifice formé. Dans chaque cas est signalée une des principales limites des représentations de ce modèle pionnier de description de la liaison covalente : elles ne permettent pas de représenter des molécules de plus grande taille, ni celles présentant des liaisons triples. L'intérêt d'évoquer le modèle originel réside dans sa valeur historique et permet au lecteur de mieux comprendre le développement et l'évolution des concepts scientifiques.

IX.3.2.1. Définition de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis

Les définitions collectées sont recensées dans le Tableau 12. Les mots ou groupes de mots soulignés **en noir** indiquent que le partage de deux électrons de valence entre les noyaux d'atomes d'éléments donnés par le chimiste est à l'origine de la liaison covalente ; **en rouge** les explications de nature téléologique et anthropomorphique ; **en bleu** les explications autres.

Ouvrage	Définitions collectées d'une liaison covalente dans les différents ouvrages
O1	« la liaison covalente, ou liaison par électrons partagés <u>est assurée</u> par un <u>doublet d'électrons commun</u> aux <u>deux atomes</u> » (p 117).
O2	« La liaison covalente <u>est due</u> à un <u>échange</u> permanent <u>d'électrons mis en commun entre deux atomes</u> » (p 53) « Les liaisons <u>sont faites par</u> le <u>recouvrement ou le mélange d'orbitales atomiques</u> avec <u>mise en commun d'électrons, deux</u> en général.» (p 55).
O3	« Dans une liaison covalente <u>les électrons sont partagés par les atomes</u> » (p 130) « Lewis a trouvé que <u>les atomes d'une molécule peuvent obéir à la règle de l'octet en mettant en commun des électrons. Les électrons sont toujours partagés par paires</u> » p 133
O4	« Une liaison covalente <u>est un doublet d'électrons partagé entre deux atomes</u> » (p 76)
O5	« Lewis émet l'hypothèse d'une autre sorte de liaison chimique dans laquelle <u>deux atomes se partagent une paire d'électrons</u> » (p 197) ; « la liaison qui se forme <u>entre deux atomes grâce à une paire d'électrons mise en commun</u> est appelée liaison covalente ». p 198
O6	« Le <u>recouvrement de deux orbitales atomiques</u> forme une liaison covalente. Dans une liaison covalente simple, <u>deux électrons</u> (c'est-à-dire un doublet) <u>sont partagés entre deux atomes</u> » (p 289)
O7	« la liaison chimique <u>est due</u> à un <u>partage d'électrons entre atomes</u> ». (p. 159).

Tableau 12 : définition d'une liaison covalente dans chacun des ouvrages

La liaison covalente est définie dans le cadre du modèle de Lewis comme étant la conséquence d'un partage d'une paire / d'un doublet d'électrons ou de deux électrons entre atomes (6/7) ce qui est attesté par les formulations du type « la liaison covalente est / est due / est assurée par le partage de deux électrons ... ». Le texte de deux ouvrages précise que le partage résulte d'une action même des atomes (O3 et O5) ou des doublets d'électrons (O1). Seuls deux ouvrages (O3 et O5) attribuent la définition de la liaison covalente proposée à Lewis et le terme « modèle » n'est jamais indiqué sauf dans les sous-titres des paragraphes. Les ouvrages O2, O4 et O6 mentionnent un partage d'électrons au travers de phrases formulées à la voix passive. Les auteurs n'assignent pas l'action aux atomes mais n'explicitent pas pour autant que c'est le chimiste qui réalise le partage et la répartition des électrons de valence qu'il a ainsi catégorisés au préalable à l'appui des configurations électroniques des atomes. Aucun des ouvrages ne mentionne que le doublet d'électrons est partagé entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés, ni que les noyaux sont spatialement proches. Un ouvrage (O7)

ne mentionne pas le nombre d'électrons partagés et aucun d'entre eux ne signale que ce sont des électrons de valence qui sont impliqués. Ce concept du modèle n'apparaît qu'à travers de la procédure présentée ultérieurement à des fins d'écriture des schémas de Lewis de molécules : les configurations électroniques fondamentales des atomes sont écrites soit sous forme conventionnelle, soit à l'aide du graphisme de cases quantiques (ou les deux). En complément, les auteurs de O2 et O6 ont recours à des explications mobilisant des concepts quantiques (le recouvrement des orbitales atomiques) pour expliquer la liaison covalente en *sus* du partage des électrons entre atomes. Cela renforce l'aspect hybride du modèle de Lewis (Justi & Gilbert, 2000). Dans tous les cas, et cela marque une rupture avec l'introduction à la liaison en début de chapitre, les définitions présentées n'utilisent plus de concepts du modèle électromagnétique pourtant présenté au préalable dans six des ouvrages. La mise en commun de deux électrons de valence entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés véhicule une idée de proximité spatiale de ces mêmes électrons qui sont censés se repousser (Kermen, 2020). Cet aspect n'est évoqué dans aucun des ouvrages. Cependant l'usage de l'adjectif « permanent », pour qualifier l'échange d'électrons dans O2, indique une idée de mouvement dans la durée et permet de mettre en avant l'aspect dynamique du modèle électromagnétique évoqué à la **QR1**. Le terme « échange » employé peut également évoquer l'intégrale d'échange ou de recouvrement (voir annexe 2) ce qui reflète un concept de mécanique quantique.

Des formulations téléologiques et anthropomorphiques ont enfin été relevées dans l'ensemble des ouvrages, même si cela ne figure pas nécessairement dans les définitions collectées. L'octet ou la configuration électronique d'un atome de gaz noble sont un but à atteindre par les atomes et non des règles explicatives, ce qu'avaient déjà mis en évidence Kermen (2020), Levy Nahum et al. (2010); Taber & Coll (2002) et Talanquer (2013). Ce glissement de langage que nous n'attendions *a priori* pas dans des ouvrages universitaires peut être attribué à des habitudes de langage partagées par les chimistes.

IX.3.2.2. Représentation de la liaison covalente selon le modèle de Lewis

Les extraits mettant en avant l'introduction du symbole de la liaison covalente sont donnés dans le Tableau 13. Les verbes en gras et soulignés en **noir** témoignent de la distinction

explicite entre le symbole et l'objet représenté. En bleu est indiqué le representamen ou symbole, en rose l'objet représenté et en rouge l'interprétant.

Il est attendu que le trait positionné entre les symboles des deux noyaux d'atomes représente une liaison covalente interprétée comme l'agrégation de deux électrons entre deux noyaux dans un doublet ou une paire partagée.

Ouvrage	Phrase reflétant l'introduction du symbole représentant la liaison covalente
O1	« les <u>doublets d'électrons</u> – communs ou non à deux atomes - sont <u>représentés</u> par <u>deux points</u> ou par un <u>tiret</u> » p117
O2	« on <u>symbolise</u> la <u>liaison</u> par un <u>trait simple entre les deux atomes</u> et on dit que la <u>liaison covalente est simple</u> » P 57
O3	« les <u>électrons</u> sont toujours partagés par <u>paires</u> , <u>représentées</u> , dans une notation abrégée par <u>un trait long entre les atomes</u> » (p 133).
O4	« On utilise un <u>trait</u> pour <u>représenter</u> un <u>doublet électronique partagé</u> ». (p 76).
O5	« on <u>représente</u> une <u>liaison covalente</u> à <u>2 électrons</u> par un <u>trait entre les atomes</u> que l'on suppose liés l'un à l'autre » (p 200)
O6	« Dans une structure de Lewis, l'appariement des électrons permet de <u>représenter</u> la <u>mise en commun d'électrons</u> , c'est à dire les <u>liaisons covalentes</u> » (p. 299)
O7	« Le <u>trait symbolise</u> le partage de <u>deux électrons</u> entre les atomes » (p 161)

Tableau 13 : résultats concernant les symboles

Le verbe représenter ou symboliser est toujours explicitement mentionné ce qui permet *a priori* une distinction claire entre l'objet représenté et le symbole associé, nécessité épistémologique énoncée par Duval (1993). L'ouvrage O6 n'indique pas explicitement l'objet représenté : en dépit de l'utilisation du verbe représenter, c'est bien le résultat de la mise en commun des électrons (le doublet ou la paire d'électrons) qui est symbolisé par un trait et non l'action elle-même. Il est en revanche précisé que la mise en commun des électrons correspond à l'appariement des électrons (concept quantique post modèle de Lewis) ; qui n'est pas l'exclusivité de la liaison covalente puisqu'un doublet non liant résulte également de l'appariement de deux électrons. Seul le schéma de Lewis d'une molécule en guise d'exemple introduit le symbole adéquat. L'ouvrage O6 utilise également un concept quantique pour expliquer l'origine d'un doublet non liant (ou non partagé) sans pour autant que la formation du symbole associé ne soit spécifiée. Cet aspect contribue à renforcer le caractère hybride du

modèle de Lewis présenté dans ces ouvrages. On peut y voir ici une volonté des auteurs d'introduire des éléments du modèle le plus abouti pour décrire la matière à l'échelle submicroscopique, malgré les confusions potentielles entre modèles dénoncées par Justi et Gilbert (2000). Cinq des ouvrages (O1, O2, O3, O5, O7) mentionnent que le trait est positionné entre les atomes et un autre ouvrage (O4) indique que le trait représente un doublet électronique partagé sans préciser les particules concernées par ce partage. Dans l'ouvrage O5, il est énoncé que les atomes sont « supposés liés l'un à l'autre » (O5, p. 200) alors qu'il serait souhaitable de dire que ce sont deux noyaux d'atomes qui sont liés. Aucun des auteurs de ces ouvrages ne met en avant que le trait est placé entre les symboles représentant l'ensemble constitué par les noyaux d'atomes et les électrons de cœur des atomes des éléments considérés, ce qui marque une rupture par rapport à la précaution langagière qui avait été prise en amont avec l'utilisation des verbes représenter ou symboliser. Il s'agit probablement d'une habitude de langage. Nous ne percevons pas d'interprétation explicite dans le texte de O1, O3, O4 et O7. Dans les ouvrages proposant une explicitation de ce à quoi le trait réfère :

- 3/7 indiquent que le trait symbolise un doublet d'électrons ;
- 2/7 stipulent que le trait représente une liaison covalente elle-même ;

Kermen avait déjà noté ces interprétations concurrentes dans les ouvrages de classe de première qu'elle a analysés. En particulier, elle constate qu'il y a un systématiquement un désaccord entre le texte et les représentations proposées qui mettent en avant le trait représentant le doublet d'électrons (en couleur) mais pas les symboles des noyaux d'atomes des éléments considérés. Selon la même autrice, cela peut générer « un conflit d'interprétation » chez les élèves (Kermen, 2020, p. 379) puisque le trait réfère aussi bien à la liaison covalente qu'au doublet d'électrons.

En conclusion, dès lors que le modèle de Lewis est abordé, il semblerait que l'interprétation physique de la liaison covalente *via* la mise en fonctionnement du modèle électromagnétique reste en arrière-plan, l'emphase étant mise sur les représentations comme cela est déjà décrit en France par Kermen (2020), Le Maréchal et Cross (2010) et à l'international par Levy Nahum et al. (2010).

IX.3.2.3. Utilisation du modèle de Lewis pour expliquer, prédire et représenter un phénomène du registre empirique.

Ouvrage	Référence au registre empirique	Mise en fonctionnement du modèle de Lewis pour expliquer / représenter / prédire un phénomène du registre empirique
O1	x	
O2		
O3	x	x
O4	x	x
O5	x	
O6	x	
O7		

Tableau 14 : repérage de la mise en fonctionnement du modèle de Lewis

Dans l'ouvrage O1, le modèle de Lewis est décrit comme étant « suffisant pour répondre à certaines questions mais il a des limites » (O1, p 113). Il est également précisé qu'il « ne permet pas d'expliquer la différence de comportement chimique entre les liaisons π et σ , le paramagnétisme de O_2 , l'existence de l'ion H_2^+ » (O1, p126). Le paramagnétisme est un phénomène que l'on classe effectivement dans le registre empirique. En effet, une substance est paramagnétique si celle-ci se trouve attirée dans l'entrefer d'un électro-aimant ; dans le cas contraire, elle est qualifiée de diamagnétique. La mesure de sa susceptibilité magnétique au laboratoire, à l'aide d'appareils non décrits ici, conduirait à une valeur non nulle (McNaught & Wilkinson, 1997, p. 1077). Une substance paramagnétique est décrite par des entités présentant des électrons non appariés. Les auteurs de l'ouvrage O1 n'expliquent pas pourquoi le schéma de Lewis de O_2 ne permet pas d'interpréter cette propriété, à savoir l'absence d'électrons non appariés dans le schéma de Lewis. En revanche, dans l'ouvrage O3, le lien entre le schéma de Lewis et le paramagnétisme est établi :

« Dans la structure de Lewis de O_2 , tous les électrons sont appariés ce qui laisse supposer que **cette molécule est diamagnétique**. **En réalité l'oxygène est paramagnétique** » (O3, p135).

Les auteurs de l'ouvrage expliquent l'impossibilité d'interpréter le paramagnétisme observé expérimentalement en se basant sur le schéma de Lewis de O₂. La formulation adoptée dans cet extrait appelle deux commentaires en lien avec les phrases soulignées en rouge et bleu :

- le dioxygène de formule O₂ désigne aussi bien l'espèce chimique que la molécule. Le caractère diamagnétique, propriété macroscopique, est incorrectement assigné à la molécule, entité submicroscopique (**extrait souligné en rouge et en gras**) alors que c'est à la substance qu'il serait cohérent de faire référence.
- Dans la deuxième partie de la phrase (**en bleu**), l'oxygène désigne en réalité implicitement la substance dioxygène : on peut y voir ici une expression du langage quotidien propagée chez les chimistes et les industriels. L'interprétation correcte de cet implicite par le lecteur n'est possible qu'avec une culture chimique riche que les étudiants n'ont peut-être pas encore tous acquise, surtout en licence première année.

Notons que dans chacun des ouvrages, les schémas de Lewis de molécules sont en revanche utilisés pour prévoir la géométrie moléculaire par le modèle VSEPR (6/7), la polarité des molécules (7/7) et expliquer les propriétés acido-basiques selon Lewis⁷⁴ des entités chimiques (3/7)

IX.4. Conclusion

Dans chacun des ouvrages, nous pouvons affirmer qu'une définition d'une liaison chimique covalente est donnée en relation avec un modèle électromagnétique dans la mesure où plusieurs concepts de ce modèle ont systématiquement été identifiés dans le texte. En revanche, lorsqu'un tel modèle est perceptible, il ne reflète pas toujours un processus puisque le mouvement des particules est généralement omis. Ce type de présentation d'une liaison covalente est fait de manière systématique en amont de la présentation du modèle de Lewis de la liaison covalente.

⁷⁴ Un acide (respectivement une base) de Lewis est une espèce chimique dont l'entité « accepte » (respectivement « cède ») un doublet d'électrons. La prévision des propriétés acidobasiques selon Lewis est possible à partir des schémas de Lewis des entités.

En outre, certains concepts du modèle électromagnétique sont également relevés pour tous les autres types de liaisons chimiques considérés (ionique, Van der Waals et hydrogène) bien que diverses limites soient à noter :

- aucun des ouvrages, à l'exception de O7, ne mentionne de manière explicite tous les concepts du modèle électromagnétique. La répulsion entre noyaux, entre électrons (ou entre ions de même charge, entre dipôles ...) reste relativement absente dans le texte. Pourtant, il est crucial de la mentionner, sans quoi les noyaux ne pourraient être maintenus à distance constante et devraient s'écraser les uns sur les autres, ce qui ne peut pas conduire à un édifice stable. De plus, il existe également des variations au sein d'un même ouvrage. En effet, les concepts du modèle électromagnétique mis en avant ne sont pas les mêmes d'un type de liaison à l'autre. Cela ne permet pas de percevoir le caractère unificateur du modèle électromagnétique.
- L'aspect dynamique n'est quasiment jamais évoqué, à l'exception des liaisons de Van der Waals dans le cas où les dipôles instantanés sont explicitement décrits (et dans O7).
- La longueur moyenne de liaison et l'énergie moyenne de dissociation de la liaison ne sont pas systématiquement présentées comme des caractéristiques d'une liaison chimique.

Cette divergence par rapport à l'analyse du savoir peut s'expliquer en partie par le manque de consensus existant dans la communauté scientifique concernant la description de tous les types de liaisons chimiques par un modèle électromagnétique unificateur, une longueur et une énergie de dissociation, ce que les universitaires U1 et U2 ont confirmé lors des entretiens.

Le *continuum* entre la liaison covalente et liaison ionique est mentionné dans les ouvrages puisque la seconde est présentée comme un cas limite de la première. Cependant, il n'apparaît pas explicitement que c'est l'interaction électromagnétique entre électrons et noyaux en mouvement qui rend compte de cela. La liaison ionique est également décrite selon le modèle du cristal parfait. Cette présentation dichotomique peut induire le lecteur novice

en erreur et le laisser penser qu'il y a deux types de liaisons ioniques. Cela risque de renforcer les difficultés déjà décrites par Levy Nahum et al. (2007) ainsi que Luxford et Bretz (2014).

On constate néanmoins une évolution significative dans la présentation du savoir par rapport à ce qu'avaient révélé les études à propos du lycée (Bergqvist et al., 2016; Kermen, 2020; Levy Nahum et al., 2010; Zohar & Levy, 2019b). En effet, les textes des ouvrages universitaires utilisent des concepts du modèle électromagnétique pour définir tout type de liaison chimique avec ce que nous interprétons comme un semblant d'unification. Nous ne savons pas si cela relève d'une démarche volontaire des auteurs à l'exception de O7, où cela est clairement exprimé.

En outre, dès lors que le modèle de Lewis est abordé, le modèle électromagnétique n'est plus utilisé pour décrire une liaison covalente. En particulier, on relève des explications de nature téléologique et anthropomorphique, déjà notées par Kermen (2020), Levy Nahum et al., (2007) ainsi que Talanquer (2013), selon lesquelles la mise en commun d'électrons entre et par les atomes pour atteindre l'octet devient l'explication de la liaison covalente. De telles explications n'ont jamais été détectées pour les autres types de liaisons. Nous attribuons cette singularité à l'utilisation de la règle de l'octet, ce que Taber (1998a) et Taber et Coll (2002) décrivent comme « le cadre de l'octet⁷⁵ ». Par ailleurs, l'accent est mis sur une procédure permettant d'écrire des schémas de Lewis d'entités moléculaires plutôt que sur le principe physique permettant d'expliquer ce qu'est une liaison covalente. Cette centration faite sur ces schémas, qui mettent en avant la représentation de la liaison covalente, génère un risque connu pour l'apprentissage des novices : le trait simple entre les symboles des noyaux fortifie l'idée d'un lien matériel statique dénoncé par Gillespie et Robinson (2006) ainsi que Le Maréchal et Cross (2010).

Il convient de noter que les auteurs des ouvrages analysés distinguent généralement le symbole et l'objet représenté. Cependant, nous n'avons trouvé aucun ouvrage exprimant avec rigueur que la liaison chimique covalente est représentée par un trait entre les symboles des deux noyaux des atomes des éléments pris en considération, l'interprétant étant la mise en commun de deux électrons, entre deux noyaux, dans un doublet ou une paire partagée.

⁷⁵ Octet framework

Concernant l'utilisation du modèle de Lewis, il est constaté peu de liens effectifs entre le modèle et le registre empirique (deux ouvrages sur sept seulement). Dans l'ensemble des ouvrages, il y a une prépondérance de l'utilisation du modèle de Lewis pour parler des modèles qui en dépendent, notamment le modèle VSEPR à des fins de prévisions de la géométrie moléculaire ou des modèles de réactivité comme celui des acides et bases de Lewis.

Chapitre X. Analyse des programmes

Dans ce chapitre, nous poursuivons l'exploration du déterminant institutionnel de l'activité enseignante en proposant une analyse de programmes ou *curriculum* qui, selon Lebeaume (2019), regroupent dans la tradition francophone⁷⁶ un ensemble de contenus disciplinaires en réponse à la question fondamentale « quoi enseigner ? ». L'analyse de programmes d'université, ainsi que ceux de chimie des filières PCSI et PC de CPGE envisagée ici, est à visée exploratoire. Nous recherchons d'abord si les programmes promeuvent une approche systémique de la liaison chimique, fondée sur le modèle électromagnétique tel qu'il est détaillé dans l'analyse épistémologique et didactique du savoir de référence (QR3). Ensuite, il s'agit de repérer les modèles et types de liaison à enseigner aux étudiants, les concepts des modèles et les symboles mentionnés dans les programmes (QR4 et QR6). Nous examinons enfin l'éventuelle recommandation de l'utilisation de ces modèles à des fins d'explication, de prédiction et de représentation de phénomènes du registre empirique (QR5). Pour récapituler, les questions de recherche auxquelles nous souhaitons répondre sont rappelées ci-après :

- **QR3** Quels concepts du modèle électromagnétique permettant d'expliquer ce qu'est une liaison chimique sont mentionnés dans ces programmes ?
- **QR4** Quels modèles et types de liaisons chimiques sont prescrits par ces programmes ?
- **QR5** Comment ces programmes mettent-ils en avant une utilisation des modèles évoqués pour expliquer, prédire et représenter des phénomènes du registre empirique ?
- **QR6** Quels symboles associés aux modèles de description de la liaison chimique sont mentionnés dans le texte de ces programmes ?

⁷⁶ Selon le *Glossary of Curriculum Terminologie*, le *curriculum* désigne une description de ce que les étudiants doivent apprendre en termes de contenus disciplinaires, pourquoi et comment ils doivent l'apprendre (Lebeaume, 2019). Il s'agit « d' une approche globale qui dépasse le programme d'études, en accordant une place centrale à la question des finalités éducatives (« pourquoi enseigner ? ») » (Bezeau et al., 2021, p. 5)

X.1. Choix des programmes analysés

X.1.1. Structure des programmes à l'université

À l'université, les programmes sont détaillés par année divisée en deux semestres, eux-mêmes sous-divisés en unités d'enseignement⁷⁷. Le programme d'une unité d'enseignement est généralement décrit à l'aide d'un titre succinct, les crédits européens alloués à l'UE, le contenu (ici chimique) à enseigner généralement décrit à l'aide de quelques mots ainsi que le volume horaire à consacrer et les modalités d'évaluation. Les programmes sont rédigés par les équipes d'enseignants-chercheurs peu contraints par l'institution (ce qui désigne la direction des études sous autorité de la présidence de l'université relayant elle-même les contraintes imposées par le Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche) et qui ont une grande liberté de choix dans les contenus qu'ils proposent. Selon Romainville (2006), les compétences attendues des étudiants sont peu explicites. En 2015, un changement s'est opéré puisque les différentes mentions de licences sont associées à une description des exigences de la formation et de ses finalités en termes de compétences (MESRI, 2015). Ces référentiels de compétences « constituent également un vecteur de cohérence et de lisibilité des mentions à l'échelle nationale » (MESRI, 2015).

X.1.2. Recueil de données

Nous avons collecté les programmes de 3 mentions de licence première année dans deux universités différentes (A et B). Le Tableau 15 recense les informations associées à chacun des programmes.

Mention de L1	Semestre	Université	Année
Chimie	S1	A	2018
Biologie	S2	A	2018
Commune (choix physique/chimie/biologie au semestre 2)	S1	B	2019

Tableau 15 : mentions de licence des programmes analysés

⁷⁷ Repérées par l'acronyme UE dans la suite du manuscrit.

Ci-dessous (Figure 33), voici par exemple le programme de la L1 mention chimie de l'université A. Le contenu est détaillé mais les compétences et capacités disciplinaires attendues n'y sont pas réellement explicitées en détail.

Chimie Générale 1 6 crédits							
Description de l'atome et de la liaison chimique :							
<ul style="list-style-type: none"> • Constitution de l'atome, interaction rayonnement matière, spectres de raies, effet photoélectrique, dualité onde-corpuscule, description quantique de l'atome d'hydrogène. • Organisation des électrons dans l'atome, description ondulatoire : fonction d'onde, probabilité de présence, orbitales atomiques, nombres quantiques, configurations électroniques. • Classification périodique des éléments : historique, analyse des périodes et des familles, évolutions des propriétés atomiques. • La liaison chimique moléculaire, modèle de Lewis et modèle quantique : structure de Lewis, mésomérie, géométrie des molécules selon VSEPR, notion de recouvrement, initiation à la construction d'orbitales moléculaires. • Moment dipolaire, électronégativité et forces intermoléculaires : liaisons de Van der Waals, liaisons hydrogène, évolution des propriétés physiques des molécules. • Structure à l'état solide : notions de cristallographie, géométrie des cristaux métalliques avec l'étude des mailles cubiques. 							
Compétences visées : Initiation à la chimie quantique, structure de l'atome, description de la liaison chimique, organisation de la matière à l'état condensé.							
Volume horaire		MCC 1 ^o session			MCC 2 ^o session		
Cours/TD	Colle	Colle	CC	CT	Colle	CC	CT
58h	2h	10%	30	60%	10%	30%	60%

Figure 33 : programme de l'unité d'enseignement de la L1 mention chimie, université A

X.1.3. Programmes de CPGE

Les cursus français de L1 et L2 de physique et chimie coexistent avec d'autres formations recrutant aussi des bacheliers comme les Classes Préparatoires aux Grandes Écoles⁷⁸, spécificité du système français. Les CPGE ont des programmes nationaux bien détaillés⁷⁹ qui constituent une référence potentielle sur laquelle les universitaires pourraient s'appuyer pour construire leur *curriculum* (David, 2019). Ces programmes, relatifs à une année d'enseignement supérieur divisée en deux semestres, sont dans la continuité de ceux du lycée et sont tout à fait singuliers par rapport à ceux de l'université : les contenus chimiques à développer dans les enseignements et les capacités exigibles associées des étudiants sont présentées de manière exhaustive dans des tableaux. Chacun de ces tableaux est précédé d'un paragraphe descriptif explicitant les objectifs visés en lien éventuel avec les contenus du

⁷⁸ Classes désignées par l'acronyme CPGE dans la suite de ce manuscrit.

⁷⁹ Les enseignants de CPGE relèvent de l'enseignement secondaire et sont évalués lors de rendez-vous de carrière. Le respect des programmes en vigueur par les enseignants est pris en compte par les personnels d'inspection.

lycée supposés acquis des étudiants. Voici un extrait du programme de chimie de la classe de PCSI (Figure 34). C'est ainsi que les programmes de ces classes pourraient servir de quasi-programmes pour les licences sans pour autant être dupliqués et moyennant des adaptations locales liées aux habitudes de travail des équipes pédagogiques en place dans l'université (David, 2019). Cela légitime notre choix d'analyser également des programmes de chimie de certaines filières de CPGE en plus de ceux d'UE à l'université.

Notions et contenus		Capacités exigibles
Description des entités chimiques moléculaires		
Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique. Liaison covalente localisée et délocalisée. Ordres de grandeur de la longueur et de l'énergie d'une liaison covalente.		Établir un ou des schémas de Lewis pour une entité donnée et identifier éventuellement le plus représentatif. Identifier les écarts à la règle de l'octet. Identifier les enchaînements donnant lieu à délocalisation électronique. Mettre en évidence une éventuelle délocalisation électronique à partir de données expérimentales.
Structure géométrique d'une molécule ou d'un ion polyatomique. Méthode VSEPR.		Représenter les structures de type AX_n , avec $n \leq 6$. Prévoir ou interpréter les déformations angulaires pour les structures de type AX_pE_q , avec $p+q = 3$ ou 4.
Liaison polarisée. Molécule polaire. Moment dipolaire.		Relier la structure géométrique d'une molécule à l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent. Déterminer direction et sens du vecteur moment dipolaire d'une molécule ou d'une liaison.

Figure 34 : extrait du programme de chimie de la classe de PCSI (MESRI, 2013, p. 18)

Pour les programmes de CPGE, nous avons choisi les filières PCSI (Acronyme de Physique Chimie Sciences Industrielles pour la première année) et PC (Physique Chimie, deuxième année) dans lesquelles la chimie est la mieux représentée en termes de volume horaire et de contenus. La rénovation du programme au cours de ce travail de thèse nous a conduit à caractériser les modifications qu'il a subies entre les versions de 2012 et 2020. Notons que nous aurions pu également analyser les programmes des classes de CPGE BCPST (Biologie Chimie Physique Sciences de la Terre) ce que nous n'avons pas fait car il y a une forte similitude dans les contenus proposés.

Programme	Filière de CPGE	Semestre	Programmes nationaux
1	PCSI	S1+S2	
2	PCSI		
3	PC		
4	PC		

X.2. Méthodologie d'analyse

Afin de répondre à la **QR3** (Quels concepts du modèle électromagnétique permettant d'expliquer ce qu'est une liaison chimique sont mentionnés dans ces programmes ?) nous repérons les indicateurs repérés mentionnés dans la catégorie « modèle électromagnétique » du Tableau 16. Nous considérons qu'il est fait mention de ce modèle dès lors qu'au moins tous les indicateurs en gras apparaissent dans le texte des programmes. Les indicateurs reflétant les caractéristiques d'une liaison sont précisés dans les catégories « longueur » et « énergie ». Tous les indicateurs proviennent du savoir de référence qui établit ce qu'est le modèle électromagnétique unificateur (voir V.9.1).

Pour répondre à la **QR4** (Quels modèles et types de liaisons chimiques sont prescrits par ces programmes ?) nous cherchons les types de liaisons chimiques à enseigner parmi la liaison covalente, la liaison ionique et les liaisons intermoléculaires. Pour les modèles, nous repérons le modèle de Lewis, le modèle des orbitales moléculaires, le modèle de la liaison de valence. À chaque modèle ou type de liaison est associée une catégorie homonyme dont les indicateurs (au moins un doit être présent dans le texte) permettant le repérage dans le texte des programmes sont recensés dans le Tableau 16. En complément, nous avons également relevé le référencement de la règle de l'octet dans le cadre du modèle de Lewis et si des préconisations d'usage sont formulées (exceptions à cette règle par excès ou par défaut d'électrons ; rôle explicatif de la règle précisé). La catégorie « Règle de l'octet » du Tableau 16 précise les indicateurs recherchés.

La réponse à la **QR5** (Comment ces programmes mettent-ils en avant une utilisation des modèles évoqués pour expliquer, prédire et représenter des phénomènes du registre empirique) passe par la recherche d'indicateurs permettant de caractériser les fonctions d'un modèle. Ils sont regroupés dans la catégorie « fonctions d'un modèle » du Tableau 16.

Enfin, pour répondre à la **QR6** (Quels symboles associés aux modèles de description de la liaison chimique sont mentionnés dans le texte de ces programmes ?) nous cherchons toute référence aux symboles permettant de représenter la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis ou de celui des orbitales moléculaires et la liaison hydrogène. En complément, nous cherchons la mention des verbes « représenter » ou « symboliser » qui

attestent de la distinction entre le signe et l'objet représenté et la mention d'un interprétant éventuel.

Pour les programmes de CPGE (une trentaine de pages en général), la recherche d'indicateurs a été semi-automatisée à partir des versions en format pdf des programmes.

Le Tableau 16 ci-après rend compte des indicateurs à repérer dans les textes des programmes pour chacune des catégories.

Catégories	Indicateurs à repérer dans le texte des programmes
Modèle électromagnétique	Force (ou interaction) électrostatique (ou électromagnétique), attraction, répulsion, électron et noyau (ou particules ou atome), stabilité, énergie (cinétique, potentielle, minimale), dynamique, mouvement.
Longueur	Longueur moyenne de liaison, distance internucléaire.
Énergie	Énergie moyenne de dissociation d'une liaison.
Covalente	Modèle de la liaison covalente.
Ionique	Modèle ionique, modèle du cristal parfait, liaison ionique, cas limite (extrême) de la liaison covalente, anion, cation, interaction électromagnétique.
Intermoléculaires	Liaisons (forces, interactions) de Van der Waals, Interaction de (Keesom, Debye, London), liaison hydrogène, pont hydrogène.
Lewis	Modèle de Lewis (de la liaison covalente), Schéma de Lewis.
Règle de l'octet	Règle de l'octet, exceptions (à la règle de l'octet), excès, défaut.
OM	Modèle des orbitales moléculaires.
LV	Modèle de la liaison de valence (ou hybridation).
Fonctions d'un modèle	Verbes associés aux fonctions d'un modèle (formes lemmatisées) expliquer, représenter, prédire et leurs synonymes.
Symboles	Toute mention d'un symbole : tiret représentant les doublets d'électrons partagés ou non, représentations conventionnelles des OM, tirets discontinus représentant la liaison hydrogène.

Tableau 16 : indicateurs permettant de repérer les catégories lors de l'analyse des programmes

Nous cherchons les éléments de convergence et de divergence entre ces différents programmes.

X.3. Résultats et interprétation

Les résultats sont présentés dans le Tableau 17 à double entrée. Dès lors qu'une catégorie à repérer, sur la base des indicateurs du Tableau 16, est présente dans le texte du programme, la case correspondante est cochée dans le tableau de résultats.

1. Programme de chimie PCSI 2013
2. Programme de chimie PCSI 2021
3. Programme de chimie PC 2014
4. Programme de chimie PC 2022
5. Programme de l'UE de la L1 chimie, 2018 – EC1 - Annexe 3
6. Programme de l'UE de la L1 biologie, 2018 – EC2 – Annexe 4
7. Programme de l'UE de la L1 commune, 2019 – EC3 – Annexe 5

Programme Catégorie	1	2	3	4	5	6	7
Modèle électromagnétique							
Longueur	x	x				x	
Énergie	x	x				x	
Ionique		x					
Intermoléculaires	x	x			x	x	
Lewis	x	x			x	x	
Règle octet	x					x	
OM			x	x	x		x
LV							
Fonctions d'un modèle	x	x	x	x			
Symboles			x	x		x	

Tableau 17 : repérage des différentes catégories dans les programmes

X.3.1. Réponse à la QR3 : Définition d'une liaison chimique selon le modèle électromagnétique et caractéristiques des liaisons

Aucun des programmes examinés ne fait référence à des concepts du modèle électromagnétique au sein une phrase. En d'autres termes, la notion d'interaction (ou de force) électrostatique (ou électromagnétique) n'est pas mentionnée, de même que les termes « attraction » et « répulsion ». De plus, les particules (noyaux et électrons) entre lesquelles sont décrites les interactions dans le savoir de référence sont absentes du texte des

programmes. En revanche la longueur ainsi que l'énergie de dissociation d'une liaison qui sont des caractéristiques d'une liaison chimique sont présentes dans trois des programmes (dont un seul à l'université). Le concept de force est réservé aux liaisons intermoléculaires dans les programmes de CPGE.

X.3.2. Réponse à la QR4 : types de liaison et modèles

X.3.2.1. Les types de liaison

Dans les programmes de CPGE PCSI (première année) de 2013, le terme « liaison chimique » est réservé uniquement à la liaison covalente et à la liaison hydrogène alors que les termes « force » et « interaction » sont préférés pour désigner les liaisons intermoléculaires de Van der Waals. L'énergie de ces liaisons doit être signalée mais aucune mention n'est faite à leur longueur dans le texte du programme. Le terme « liaison ionique » est absent et semble substitué par « interaction ionique » (p 29) alors que les cristaux ioniques doivent être explicitement décrits dans le cadre du modèle du cristal parfait dans une partie ultérieure. Les notions de longueur et d'énergie apparaissent uniquement dans la description de la liaison covalente et l'idée de force est absente.

Dans le programme de PCSI de 2021, les différents types de liaisons chimiques sont présentés dans une partie s'intitulant « Relations entre structure des entités chimiques, propriétés physiques et réactivité ». Comme dans le programme antérieur de 2013, la comparaison de l'électronégativité de deux éléments sert notamment à décrire la « nature polaire, ionique des liaisons chimiques ». Cela représente une nouveauté par rapport au programme précédent. Les enseignants y sont implicitement invités à présenter la liaison ionique comme un cas limite de la liaison covalente. Le terme de « forces intermoléculaires » disparaît au profit « d'interactions entre entités » (p 16) et le terme « pont hydrogène » est présenté à l'égal de « liaison hydrogène » comme cela est déjà le cas dans les programmes de lycée. Un(e) des membres de la commission des programmes de lycée actuellement en vigueur signale, dans le cadre d'une communication privée, que l'intention des auteurs des programmes était que la liaison hydrogène ne soit pas confondue avec la liaison covalente. Nos recherches personnelles ont montré que le terme « pont hydrogène » ou « hydrogen bridge » est également utilisé dans les ouvrages anglo-saxons sans que cette précaution n'y soit mentionnée.

Enfin l'approche recommandée est « centrée sur la classification périodique des éléments, outil essentiel du chimiste » (*ibid*, p16) pour « prévoir la nature des liaisons chimiques dans les corps composés » (*ibid*, p16). Il n'est plus question de type de liaison dans le programme de deuxième année de PC qui privilégie une approche par des modèles quantiques.

Dans le programme (5), l'expression « liaison covalente » est substituée par « liaison moléculaire ». Cette dernière est à décrire dans le cadre du modèle de Lewis. Les liaisons intermoléculaires sont d'abord présentées comme étant des forces puis sont déclinées en liaisons de Van der Waals et liaisons hydrogène. Aucune référence n'est faite aux longueurs des liaisons, pas plus qu'à leur énergie. Le programme 6 consacre un chapitre entier à la description de la liaison chimique covalente par le modèle de Lewis en mentionnant les notions de longueur et d'énergie de liaison (c'est le seul programme qui mentionne les deux caractéristiques des liaisons). Un chapitre traite des interactions intermoléculaires (Van der Waals et hydrogène) regroupées sous le terme de liaison, sans davantage de détails. Concernant le programme 7, il est extrêmement succinct : il est fait mention de la présentation de « la formation des liaisons » sans préciser lesquelles. La liaison ionique n'est mentionnée dans aucun des programmes d'université de première année. On peut imaginer que celle-ci est envisagée dans une UE ultérieure consacrée à la description des cristaux ioniques.

X.3.2.2. Les modèles de description de la liaison chimique

Les programmes de CPGE première année sont centrés autour de la description de la liaison covalente selon le modèle de Lewis pour rendre compte de la structure des entités chimiques et de leurs propriétés. Le modèle quantique des orbitales moléculaires n'apparaît qu'en deuxième année pour décrire des liaisons dans des molécules diatomiques ou polyatomiques ainsi que pour les complexes de métaux de transition. L'objectif est de prévoir *in fine* leur réactivité dans le cadre d'un autre modèle, celui des orbitales frontières déduites du diagramme énergétique des orbitales moléculaires. Dans le programme 5, la liaison covalente doit être décrite par le modèle de Lewis et dans le cadre d'un modèle quantique, invitant l'enseignant à initier les étudiants à construire des diagrammes d'orbitales moléculaires sans que des éléments d'articulation entre ces modèles soient portés à la

connaissance du lecteur. Le programme 6 consacre un chapitre entier à la description de la liaison chimique par le modèle de Lewis mais il n'y a pas de mention de modèle quantique. Concernant le programme 7, le seul modèle évoqué est celui des orbitales moléculaires.

Le modèle quantique de la liaison de valence est absent de l'ensemble des programmes, ce qui semble peu étonnant car sa tendance à disparaître des programmes est décrite dans la littérature (Hiberty & Volatron, 2003).

X.3.2.3. Règle de l'octet

Concernant plus particulièrement le modèle de Lewis, et dans la continuité des programmes du lycée que nous avons consultés, nous constatons la disparition de la règle de l'octet dans le programme de PCSI de 2021. L'origine de l'absence de référence à la règle de l'octet est un choix sans doute formulé par volonté de continuité des programmes de lycée mis en place en 2019 et dans lesquels cette règle n'est plus mentionnée. Dans une ressource d'accompagnement institutionnelle parue la même année que celle de publication de ces programmes (de lycée), on peut lire :

« Les règles de l'octet et du duet ont souvent été présentées dans les programmes du lycée. Lors de la rédaction des programmes, il a été fait le choix de ne pas les présenter en tant que telles, car les exceptions à ces règles sont nombreuses que ce soit par défaut d'électrons (et surtout par excès) » (Eduscol, 2019, p. 9)

L'absence de référence à la règle de l'octet permettrait peut-être d'éviter des écueils liés aux exceptions *sus*-citées mais sans doute aussi des formulations de nature téléologique ou anthropomorphique compte tenu des difficultés des élèves décrites à ce sujet. Selon de telles formulations, cette règle deviendrait un but à atteindre par les atomes ou bien la cause même de la liaison chimique plus qu'un cadre explicatif. Il apparaît pourtant un tel glissement dans la ressource d'accompagnement :

« En revanche, de manière plus générale, on constate qu'un élément tend à s'entourer d'un nombre d'électrons correspondant à celui obtenu dans une configuration électronique d'atome de gaz noble » (Eduscol, 2019, p. 9)

ou encore :

« La distinction entre doublet liant et doublet non-liant montre que la création de liaisons covalentes (doublets liants) permet à un atome de compléter sa couche électronique externe pour atteindre une configuration plus stable » (Eduscol, 2019, p. 10)

C'est ainsi que ces deux formulations, qui ne sont en fait que des instanciations de la règle de l'octet, laissent à penser qu'un atome éprouve le désir de compléter sa couche électronique pour atteindre une configuration plus stable, à savoir celle d'un atome de gaz noble pour les éléments des deuxième et troisième périodes du tableau périodique. De plus, le processus dynamique d'interactions électromagnétiques caractéristique d'une liaison chimique reste en arrière-plan. De surcroît, l'idée de construction du schéma de Lewis par le chimiste n'apparaît pas : c'est bien le chimiste qui catégorise les électrons de valence et qui répartit les doublets d'électrons en utilisant un cadre explicatif basé sur la configuration électronique des gaz nobles ou la règle de l'octet. Aucune mention de cette règle n'est proposée dans les programmes d'université.

X.3.3. Réponse à la QR5 : Fonctionnement des modèles

Dans le programme de PCSI de 2013 (MESRI, 2013) (1), le lien entre les modèles et les propriétés qu'ils permettent de prévoir est encouragée dans le préambule du paragraphe « architecture de la matière » dans lequel les contenus relatifs à l'enseignement de la liaison sont mentionnés. Les auteurs du document précisent que le chimiste décrit « la matière au niveau macroscopique » et qu'il « la modélise au niveau microscopique par des entités chimiques dont la structure électronique permet de rendre compte et de prévoir diverses propriétés » (lesquelles sont détaillées ensuite dans les capacités exigibles) (MESRI, 2013, p. 16). Des recommandations d'ordre didactique apparaissent dans le programme de 2021. En effet, on peut y lire (MESRI, 2021b, p. 11) que les enseignants sont incités à « effectuer une distinction entre le monde des objets et des phénomènes et le monde des modèles » et que « Le dialogue entre les deux niveaux de description macroscopique-microscopique se prolonge et, comme le dialogue entre le monde des objets et des phénomènes et celui des modèles, reste une priorité du programme de chimie de deuxième année. » (MESRI, 2013, p. 3). L'idée de modélisation, centrale en chimie, est bien présente dans ces programmes qui invitent clairement l'enseignant à faire fonctionner (utiliser) les modèles comme en témoigne l'occurrence du terme modèle (près de 50 fois dans chacun des programmes) notamment

associé au verbe « prévoir ». Notons par ailleurs que le programme de 2021 renforce encore plus cette dichotomie entre modèle et réalité tout en soulignant le nécessaire lien à établir entre les deux, reprenant des termes jusqu'alors utilisés principalement en recherche en didactique de la physique (Tiberghien & Vince, 2005). Cette distinction, qui est aussi une nécessité de nature épistémologique en chimie (Kermen, 2016a), émerge en CPGE après que des didacticiens de la physique et de la chimie sont intervenus lors du plan national de formation relatif aux programmes de lycée actuellement en vigueur et auquel assistaient des formateurs, des inspecteurs pédagogiques régionaux (IA-IPR) ainsi que des membres de la commission des programmes.

L'incitation à faire fonctionner le modèle est également perceptible à travers les capacités exigibles consistant à prévoir ou interpréter des propriétés de corps purs et concerne uniquement les liaisons intermoléculaires. L'une d'entre elles attire plus particulièrement notre attention : « Lier qualitativement la valeur plus ou moins grande des forces intermoléculaires à la polarité et la polarisabilité des molécules. » (MESRI, 2013, p18). Expérimentalement le chimiste n'a pas accès à l'intensité (ou valeur) de la force. En revanche, il est possible d'accéder à l'énergie de dissociation de la liaison. La capacité exigible a ensuite été reformulée dans le programme de 2021 sans doute pour tenir compte de cette particularité : « Lier qualitativement la valeur des énergies d'interactions intermoléculaires à la polarité et la polarisabilité des molécules » remplaçant la notion de valeur de force à celle d'énergie de liaison (ou d'interactions ici).

La mise en fonctionnement (ou l'utilisation) explicite des modèles est absente des programmes d'université bien qu'il y ait parfois mention de l'évolution de propriétés physiques dans le tableau périodique ou du modèle VSEPR pour prévoir la géométrie des molécules.

X.3.4. Réponse à la QR6 : référence aux symboles

La seule référence aux symboles concerne les orbitales moléculaires dont les représentations conventionnelles sont explicitement mentionnées dans les programmes de CPGE 2^{ème} année. Dans la colonne explicitant les contenus disciplinaires on peut lire : « représentation conventionnelle d'une orbitale moléculaire par schématisation graphique de la combinaison linéaire des orbitales atomiques » (MESRI, 2021a, p. 21). Il y a bien une

mention explicite de l'objet qui doit être représenté mais pas de son interprétant si l'on se place dans le cadre d'une analyse triadique selon Peirce. Seul le programme universitaire 6 évoque probablement ces mêmes représentations à travers la phrase « forme des nuages électroniques sigma et pi ». L'idée de représentation ou de symbolisation est cette fois-ci absente, ce qui est contraire à ce que Duval préconise afin de distinguer le signe et l'objet qu'il représente (Duval, 1993). Il n'y aucune autre mention des représentations que ce soit pour la liaison hydrogène ou les schémas de Lewis de molécules.

X.4. Conclusion

En conclusion, dans cette étude à visée exploratoire, nous avons confirmé que le programme de chacune des unités d'enseignement à l'université est sous-prescrit par rapport aux programmes des Classes préparatoires. Cela est cohérent avec les écrits de Romainville (2006) selon lequel les compétences attendues des étudiants dans les programmes universitaires ne font pas l'objet d'une définition explicite dans les divers niveaux de formation. Sans doute Romainville (2006) désignait-il plutôt les capacités exigibles en termes de contenus et non des compétences telles que définies dans le référentiel des compétences (MESRI, 2015). En conséquence cela laisse une ouverture aux enseignants pour effectuer des ajustements locaux, notamment car ce sont eux qui se concertent pour rédiger le sujet de l'examen final. La construction des programmes et leur adaptation est alors fortement influencée par des besoins internes à l'université voire à l'unité de recherche considérée (Barrier et al., 2019; Hutmacher, 2001). En CPGE, il n'est guère surprenant que les programmes soient autant détaillés : ils sont nationaux, et s'adressent à plusieurs centaines d'enseignants, parfois des milliers, qui ont pour tâche de préparer les étudiants à des concours d'écoles d'ingénieurs, recouvrant de nombreuses spécialités, et dont les sujets des épreuves sont communs à l'ensemble des candidats. Un guidage précis en termes d'objectifs est nécessaire pour minimiser l'hétérogénéité des contenus lors de la préparation des étudiants, les enseignants n'ayant pas d'impact sur les sujets proposés. Cela va dans le sens d'une standardisation des contenus dont Romainville (2006) déplorait l'absence à l'université en France.

Concernant une définition de la liaison chimique, on note une absence de référence à un modèle électromagnétique unificateur allant au-delà de la typologie des liaisons chimiques

dans l'ensemble des programmes. Cela est dans la continuité de ce que Bergqvist et al. (2016), Levy Nahum et al., (2007, 2010), Zohar & Levy (2019) avaient indiqué concernant l'enseignement⁸⁰ promulgué aux lycéens originaires des pays dans lesquels ils ont mené leurs recherches. En revanche, il y a une présentation des divers types de liaison (souvent déclinées en liaisons covalente et intermoléculaires) et types de modèles (de Lewis et des orbitales moléculaires). La liaison ionique est explicitement absente des programmes. On peut y voir deux raisons : elle est présentée ultérieurement dans le cadre d'une UE plus spécifique sur les cristaux ioniques (cela est imposé par les programmes) ou bien comme un cas extrême de la liaison covalente (cela relève alors d'un choix personnel de présentation du savoir en lien avec des habitudes d'enseignement) dans la même UE.

Les programmes de CPGE mettent clairement en évidence une caractéristique essentielle de l'épistémologie de la chimie : on y perçoit une volonté d'utilisation des différents modèles pour décrire, prédire et représenter des phénomènes du registre empirique. En effet, les liens entre modèle et réalité sont mis en avant de même que les liens entre les différents modèles associés (un modèle est utilisé pour parler d'un autre modèle, ce qui est typiquement le cas du modèle des orbitales frontières qui ne peut fonctionner sans celui des OM ou bien du modèle VSEPR qui ne peut fonctionner sans le modèle de Lewis). Les programmes d'université, de par leur contenu très succinct et le découpage en UE, ne nous autorisent pas à percevoir la volonté d'utilisation des modèles. Ainsi, un modèle présenté dans une UE peut l'être pour lui-même et utilisé dans une UE ultérieure : le découpage en unités d'enseignements façonne la manière dont les EC délivrent le savoir, c'est à dire souvent de manière parcellaire et segmentée (cela est un facteur institutionnel avec lequel les EC doivent composer). En revanche, si les programmes de CPGE circonscrivent bien le savoir à enseigner au niveau national, les programmes d'université ne sont pas pour autant restrictifs. Ils représentent un minimum et non un maximum du contenu à enseigner.

⁸⁰ Qui sont un reflet des programmes d'enseignement.

Chapitre XI. Analyse de séances de cours effectives

L'objectif de ce chapitre est d'analyser ce que disent et font les enseignants à l'occasion de séances de cours portant sur le thème de la liaison chimique et plus particulièrement à propos du modèle de Lewis de la liaison covalente, du modèle des orbitales moléculaires et des modèles de liaisons intermoléculaires (Van der Waals et hydrogène). Nous avons formulé l'hypothèse que le temps dédié à l'enseignement de la liaison chimique à l'université permettait de dépasser :

- une présentation segmentée par type de liaison en mettant en avant des concepts du modèle électromagnétique unificateur pour décrire toute liaison chimique ;
- l'évocation de la liaison covalente par son symbole.

Nous avons également émis l'hypothèse que la mission de recherche des EC favorisait les liens entre le registre des modèles et le registre empirique. Afin de vérifier ces hypothèses, nous observons des séances de cours portant sur le thème de la liaison chimique, données par 3 EC (EC1, EC2 et EC3 pour garantir leur anonymat). Notre travail est surtout centré sur la description et l'analyse de ce qu'ils disent et font en présence des étudiants lorsqu'ils présentent les modèles de liaisons précédemment évoqués. Nous proposons également un éclairage sur les raisons des choix qu'ils formulent.

Nous analysons les composantes cognitive et médiative du discours des EC dont seuls certains aspects nous intéressent. Pour la composante cognitive, nous centrons notre analyse sur le contenu chimique du discours alors que pour l'aspect médiatif nous nous intéressons au mode de présentation du savoir ainsi qu'à l'accompagnement fourni par les EC pour aider potentiellement les étudiants à se rapprocher des savoirs visés par le cours. Ce dernier aspect concerne uniquement les séances de deux EC (EC1 et EC2) sur le modèle de Lewis. L'explication des pratiques (recherche de raisons des choix effectués par les EC) est élaborée à l'appui des déterminants de l'activité enseignante dans le cadre de la DADE. Enfin, dans une moindre mesure, il s'agira de voir si le contenu des cours donnés par les EC est modelé par la spécificité de leurs étudiants (filière chimie ou filière biologie). Les questions de recherche spécifiques à cette partie sont rappelées ci-dessous :

- **QR7** Que disent les enseignants dans une séance de cours portant sur la liaison chimique : selon quel itinéraire cognitif et selon quel mode de présentation ?
- **QR8** À quelles occasions et quelle fréquence les EC observés font-ils le lien entre le registre empirique et le registre des modèles ?
- **QR9** Quel accompagnement les EC procurent-ils aux étudiants pour qu'ils s'approprient le modèle de Lewis ?

XI.1. Méthodologie de recueil de données

XI.1.1. Présentation des EC observés pour l'étude de cas

Nous avons donc contacté puis rencontré trois EC de chimie expérimentés (EC1, EC2 et EC3 ; deux femmes et un homme) exerçant leur profession dans deux universités différentes (A et B). Le tableau ci-dessous renseigne la filière dans laquelle chacun des EC enseigne, le semestre correspondant, la spécialité de recherche de chaque EC ainsi que l'université de rattachement. Chacun EC nous a transmis le programme de la L1 dans lequel il ou elle enseigne. Précisons qu'il s'agit en réalité des programmes des UE dont les cours sont pris en charge par ces EC que nous avons analysés dans le Chapitre X. La correspondance entre les programmes et les EC est consignée dans le Tableau 18.

EC	Spécialité de recherche	Mention de L1	Semestre	Université	programme
EC1	Modélisation moléculaire et chimie théorique	Chimie	S1	A	5
EC2	Modélisation moléculaire Macromolécules d'intérêt biologique	Biologie	S2	A	6
EC3	Électrochimie et capteurs électrochimiques	Commune (choix physique/chimie/biologie au semestre 2)	S1	B	7

Tableau 18 : spécialité des EC observés et mention de L1 dans laquelle ils enseignent

L'analyse des programmes croisée avec les observations des séances de cours de l'UE, a notamment permis de repérer les modèles et types de liaisons enseignés par les EC.

XI.1.2. Séances de cours observées

Les séances de cours portant sur le modèle de Lewis, le modèle des orbitales moléculaires et les liaisons intermoléculaires (sauf pour EC3 qui ne les traite pas) données par les trois EC (EC1, EC2 et EC3) ont été observées et filmées dans leur intégralité (en septembre 2018 pour EC1, février et mars 2018 pour EC2 ; en octobre et novembre 2019 pour EC3). Le Tableau 19 rend compte de la nature et de la durée des séances observées et filmées pour chaque EC.

	Modèle de Lewis de la liaison covalente	Modèle des OM	Modèle des liaisons de Van der Waals	Modèle de la liaison hydrogène
EC1	2 heures	2 heures	2 heures	
EC2	1 heures	1 heure	2 heures	
EC3	2 heures	2 heures	Modèles non traités	

Tableau 19 : description des séances de cours observées et filmées. Les séances transcrites dans leur intégralité sont en gras.

La caméra a été placée au fond de la salle (pouvant accueillir une quarantaine d'étudiants) dans laquelle EC1 donne son cours (voir Photo 3) qui est en réalité un TD-cours sur la maquette de la licence. Pour EC2 et EC3, la caméra a été placée dans l'amphithéâtre (accueillant une centaine d'étudiants environ) de sorte à ce que le tableau et la projection des documents soient filmés dans leur intégralité. Chaque enseignant a été équipé d'un micro-cravate afin de récupérer une bande sonore de bonne qualité. Les EC nous ont transmis les documents d'accompagnement de cours qu'ils projettent et dont les étudiants sont en possession. De nombreuses notes de terrain ont également été collectées pendant les séances de cours mais également après les séances à l'occasion d'échanges avec les EC. Un entretien a été réalisé avec chaque EC à la fin de l'UE.

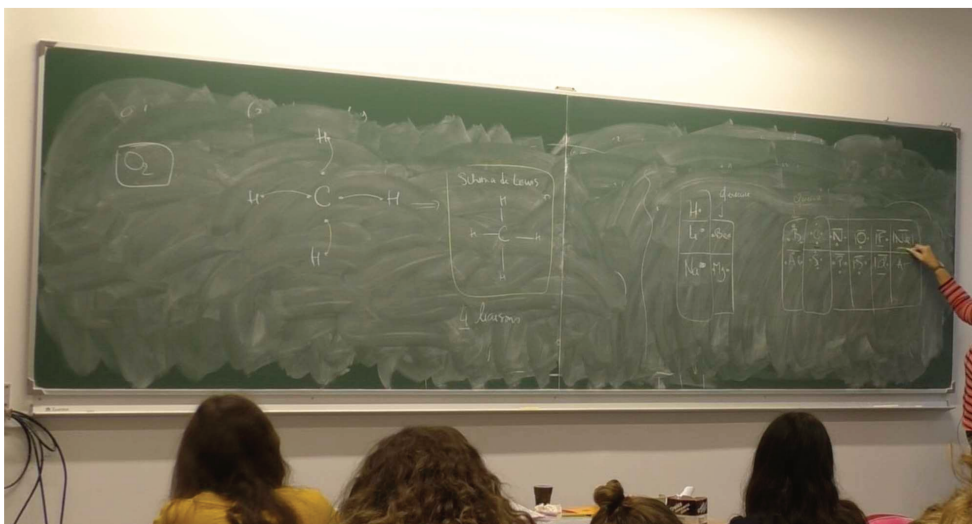


Photo 3 : capture du tableau de EC1 lors de sa séance de cours portant sur le modèle de Lewis

XI.1.3. Entretien après l'ensemble des séances de cours

Un entretien a été réalisé après l'ensemble des séances de cours avec chacun des EC.

En synthèse, les questions que nous avons posées sont les suivantes :

- Comment est organisée l'UE dans laquelle vous enseignez ? (Qui assure les cours ? les TD ? Quelles sont les modalités d'évaluation ?)
- Comment et par qui le programme de l'UE a-t-il été conçu ? Qu'est-ce qui a guidé les choix effectués ?
- Qu'attendez-vous que les étudiants apprennent à l'issue de cette UE portant, entre autres, sur la description de la liaison chimique ? Qu'est-ce qui vous paraît fondamental et pourquoi ?
- Comment concevez-vous le contenu des séances de cours ? Quelles ressources utilisez-vous ? Comment choisissez-vous les exemples ? Faites-vous des liens avec votre sujet de recherche ?
- Quelle définition d'une liaison chimique donnez-vous aux étudiants ?
- Que répondriez-vous à un étudiant qui vous dit que deux électrons se repoussent du fait du signe identique de leur charge et qu'ils ne peuvent être mis en commun ?

XI.2. Méthodologie de traitement des données

Étant donné son importance dans le contexte d'un enseignement de la liaison chimique, nous avons élaboré une méthodologie de traitement des données spécifique pour les séances de cours portant sur le modèle de Lewis, différente de celle utilisée pour les autres modèles de liaisons.

XI.2.1. Cas des séances de cours portant sur le modèle de Lewis

Seules les séances de cours portant sur le modèle de Lewis des enseignants-chercheurs EC1 et EC2 ont été intégralement transcrites manuellement à l'aide du logiciel Word®. Cela n'a pas été fait pour la séance cours de EC3 en raison de son inclusion tardive dans le corpus à analyser.

Les fichiers .docx ont été transformés en fichiers .txt puis importés dans le logiciel Sonal®. Pour des raisons techniques, la bande son et le texte correspondant n'ont pas pu être synchronisés automatiquement *a posteriori*. Cette synchronisation a donc été faite manuellement dans le but d'obtenir un matériel audio-textuel à analyser. Le logiciel Sonal® permet un encodage du texte transcrit et son découpage en extraits ou épisodes auxquels il est possible d'assigner une ou plusieurs thématiques repérées visuellement par une couleur et/ou des mots-clés en vue d'une analyse catégorielle. Cela permet ensuite de catégoriser chacun des extraits, les catégories relevant de la méthodologie présentée dans les paragraphes qui suivent. Ce logiciel dispose également d'un système d'encodage qui permet de découper et de thématiser une bande vidéo sans transcrire le contenu (ce que nous avons fait pour EC3). Les séances de EC1, EC2 et EC3 portant sur le modèle de Lewis n'ayant pas la même durée, afin de pouvoir établir d'éventuelles comparaisons, il a été indiqué pour chaque extrait (ou épisode) un pourcentage (calculé manuellement) de la durée totale et non sa durée réelle. Le logiciel délivre alors un texte transcrit avec la durée de chaque épisode ainsi que les thématiques associées (EC1 et EC2) puis une bande rectangulaire dans laquelle chaque épisode est délimité par des traits verticaux noirs (EC1, EC2 et EC3); les couleurs correspondent à des thématiques définies ultérieurement dans la partie méthodologie d'analyse (Figure 35).

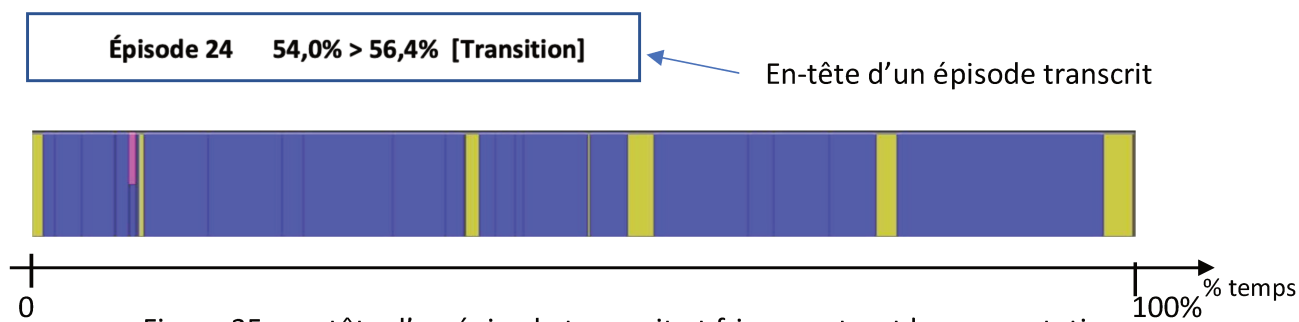


Figure 35 : en-tête d'un épisode transcrit et frise montrant la segmentation en épisodes et thématiques associées pour la séance de cours de EC1

Ainsi, il est possible de visualiser quelles sont les catégories les plus représentées et même celles qui sont juxtaposées dans le même épisode, ce qui présente un intérêt potentiel pour l'analyse.

XI.2.2. Cas des séances de cours portant sur les autres modèles de liaisons

Dans ce cas, seules les parties sur lesquelles s'est focalisé notre intérêt à des fins d'analyse ont été transcrites. Pour repérer ces parties spécifiques, nous avons écouté attentivement la bande vidéo tout en nous aidant d'abondantes notes de terrain, ce qui nous a permis de localiser facilement les segments pertinents du discours.

XI.3. Méthodologie d'analyse

En raison de l'importance particulière du modèle de Lewis de la liaison covalente dans le contexte de l'enseignement de la chimie en licence première année (L1), nous avons choisi de détailler davantage l'analyse à propos de ce modèle par rapport aux autres modèles, en particulier en ce qui concerne la **QR7**. C'est pourquoi nous avons rédigé deux paragraphes distincts : l'un traitant de la méthodologie associée au modèle de Lewis (paragraphe XI.3.1), et l'autre se consacrant à la méthodologie liée aux autres modèles de liaison, tels que le modèle des orbitales moléculaires et les modèles de liaisons intermoléculaires (paragraphe XI.3.2).

XI.3.1. Méthodologie pour répondre à QR7 : ce qui disent les EC à propos du modèle de Lewis.

Le traitement des séances de cours sur le modèle de Lewis de EC1 et EC2 est basé sur les transcriptions intégrales figurant dans les annexes 10 et 11. Pour EC3, la méthodologie a

été systématiquement adaptée et spécifiée puisque seules les parties du discours sur lesquelles s'est focalisé notre intérêt ont été transcrites.

XI.3.1.1. Découpage préalable du texte en épisodes

Le texte intégralement transcrit des séances de cours de EC1 et EC2 a été découpé en épisodes. Chacun d'entre eux est associé à ce que nous appelons une tâche caractéristique de l'activité enseignante et correspond à ce que nous interprétons comme un objectif à atteindre par l'enseignant. Chaque épisode est délimité en croisant plusieurs critères : tout d'abord nous repérons les changements de l'objet de savoir (Cross et al., 2009), le contenu chimique du discours étant celui défini dans l'analyse épistémologique et didactique. Enfin, les marqueurs langagiers explicites tels que « on va maintenant voir des exemples » (EC1) ou l'annonce d'une nouvelle partie servent également d'appuis pour segmenter le texte transcrit en épisodes. Un découpage analogue a été fait pour la séance de cours de EC3 (directement sur la bande vidéo) en croisant le document d'accompagnement qu'elle donne aux étudiants à un visionnage attentif de la captation vidéo de sa séance.

XI.3.1.2. Description des épisodes

Chaque épisode des séances des EC est ensuite décrit en termes de contenu chimique (soit une partie de la composante cognitive) et de mode de présentation du savoir (une partie de la composante médiative) en vue de répondre à la **QR7**. Pour le contenu chimique du discours, nous relevons tous les concepts du modèle de Lewis présenté par les EC ce qui inclut :

- les objets du modèle (les noyaux, les électrons, les molécules ...) ;
- la définition d'une liaison chimique covalente ;
- les règles de l'octet et du duet ;
- les représentations sémiotiques ;

Nous relevons également la procédure exposée pour écrire le schéma de Lewis d'une molécule, de même que les exemples choisis par les EC.

Concernant la composante médiative, et plus particulièrement le mode de présentation du savoir, nous repérons :

- si le cours est monologué ;
- s'il y a une trace écrite au tableau et/ou si des documents d'accompagnement sont projetés ;
- si des outils de visualisation des molécules sont mobilisés par les EC (modèles moléculaires, logiciel permettant de voir des molécules en 3D, objets-images de résolution atomico-moléculaire).

En complément, même si cela ne concerne pas directement les EC, les interventions éventuelles des étudiants ont été recensées dans la colonne « composante médiative » simplement pour des raisons de place dans le tableau. Dans la mesure où elles sont adressées aux EC, les questions sont susceptibles de générer des réponses par les EC en lien avec le contenu chimique (répétition ou explicitation d'un contenu particulier).

Le Tableau 20 ci-dessous est un exemple de description d'un épisode issu du découpage de la séance de cours de EC1.

Tâche enseignante		Composante médiative	
		Mode de présentation du savoir	
13	Présentation de l'exemple 4	<ul style="list-style-type: none"> • Construction du schéma de Lewis de CH₄ • Symboles : rappel du symbole de Lewis de l'atome H ; configuration électronique de l'atome de carbone et conversion de la configuration électronique de valence à l'aide du graphisme des cases quantiques. • Justification de la tétravalence de l'atome de carbone à l'aide d'une configuration électronique excitée • Mise en commun des électrons deux à deux pour écrire le schéma de Lewis de la molécule • Identification des doublets non liants • Tracé du schéma de Lewis définitif sans représenter les points et sans mettre en avant la géométrie 	Cours oral Cours écrit au tableau Question étudiant
Numéro de l'épisode		Composante cognitive	
Description des contenus chimiques abordés			

Tableau 20 : exemple de description des composantes cognitive et médiative pour un épisode de la séance de cours de EC1

Ce tableau revêt plusieurs intérêts : il permet de décrire l'itinéraire cognitif effectif proposé chaque EC, le mode de présentation du savoir puis ensuite d'élaborer une analyse plus fine du discours au regard des registres de la chimie. La méthodologie d'analyse des deux composantes est intégralement détaillée ci-après.

XI.3.1.3. Méthodologie d'analyse du contenu chimique du discours

XI.3.1.3.1. Repérage des registres de la chimie

Pour chacun des épisodes des séances de cours de EC1, EC2 et EC3, nous avons d'abord catégorisé le discours selon qu'il relève du registre des modèles ou du registre empirique ou des deux juxtaposés ou encore d'aucun d'entre eux. Lorsqu'aucun objet de savoir nouveau n'est en jeu ou qu'il s'agit de l'annonce de ce qui va être fait ou a été fait, la thématique « transition » a été appliquée à l'épisode considéré. La frise telle que celle présentée sur la Figure 35 permet de visualiser qualitativement la proportion du discours situé dans le registre empirique et le registre des modèles. Une telle frise est proposée pour chaque EC.

Par ailleurs, lorsqu'une analyse lexicométrique est envisagée sur du texte intégralement transcrit (EC1 et EC2) typiquement pour repérer une définition, nous avons utilisé un logiciel en ligne. Il s'agit de AnaText version 2.3 repéré à l'adresse suivante : <http://phraseotext.univ-grenoble-alpes.fr/anaText/>. Ce logiciel permet d'automatiser la recherche des différents indicateurs et donne les occurrences des lemmes associés à ces indicateurs dans le texte. Un lemme correspond à la forme canonique d'un mot, généralement celle que l'on trouve dans le dictionnaire. Par exemple, après lemmatisation, toutes les formes d'un verbe sont regroupées sous un seul lemme, le verbe à l'infinitif. La phrase suivante extraite du discours de EC2 : « l'azote doit être assez stable quand il est entouré par 7 électrons » s'écrit avec les lemmes « azote + devoir + être + assez + stable + quand + il + être + entourer + 7 + électron ». Le logiciel permet ensuite de faire des recherches par type de lemme (les noms, les verbes, les adjectifs, les adverbes). Le logiciel AnaText 2.3 nous autorise à rechercher des concordances des phrases autour d'un lemme appelé lemme pivot afin d'analyser le contexte dans lequel il est employé. Par exemple dans le discours de EC1, le lemme « électron » apparaît 83 fois. La Figure 36 extraite des résultats fournis par le logiciel illustre un exemple mettant en avant le contexte « à gauche » et le contexte « à droite » du lemme pivot « électron ».

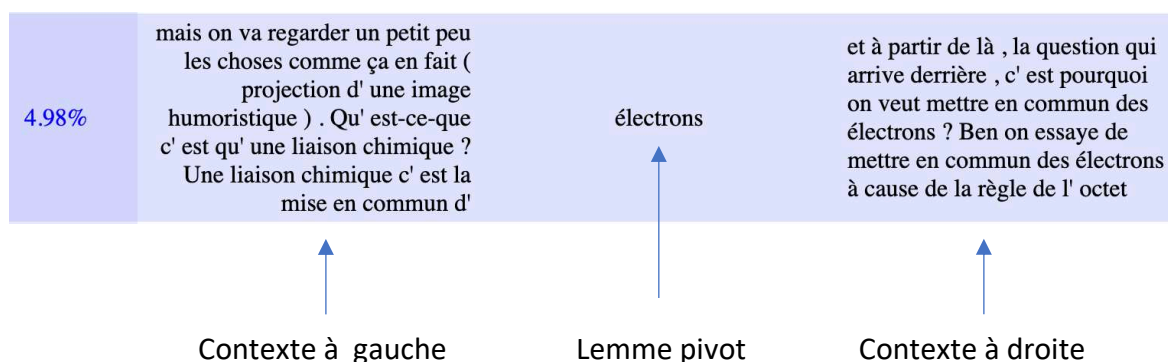


Figure 36 : exemple de recherche de concordance autour du lemme pivot « électron »

Pour EC3, il n’y a donc pas de telle recherche automatisée puisque le texte n’est pas transcrit dans son intégralité. Dans tout ce qui suit, la recherche des divers indicateurs a été faite à l’aide des notes de terrain collectées, du document de cours et du visionnage attentif de la vidéo.

XI.3.1.3.1.1. Thématique « Registre empirique »

La thématique « registre empirique » est attribuée à un épisode dès lors qu’un phénomène du niveau empirique y est repéré dans une phrase construite. Les indicateurs sont les mots du Tableau 21 inspirés du croisement de la méthodologie de la thèse de Canac (2017) et de l’analyse épistémologique du savoir.

Indicateurs permettant de caractériser le registre empirique
espèce chimique , composé, substance, paramagnétique, diamagnétique, gaz, liquide, solide, couleur, solution, soluble, dissolution, expérimental, empirique, photo d’expérience, objet-image de résolution atomique, longueur de liaison, distance internucléaire, énergie de liaison

Tableau 21 : indicateurs permettant de repérer les références au registre empirique

XI.3.1.3.1.2. Thématique « Registre des modèles »

La thématique « Registre des modèles » est assignée à un épisode dès lors que les mots ou groupes de mots suivants (Tableau 22), choisis en relation avec le savoir de référence, apparaissent dans une phrase construite du discours des EC.

Indicateurs permettant de caractériser le registre des modèles
atome, noyau, électron, kernel, mise en commun, partage, valence, hypervalence, hypovalence, règle de l'octet, duet, liaison (covalente, polarisée, ionique), cas limite (extrême), paire, doublet, molécule, ion, cation, anion, radical, configuration électronique (fondamentale, excitée), orbitale, force, interaction, électrostatique, électromagnétique, attraction, répulsion, hybridation, modèle de Lewis (originel, cubique), stabilité

Tableau 22 : indicateurs permettant de repérer les références au registre des modèles

XI.3.1.3.1.3. Couleurs associées aux thématiques

Les trois thématiques et les couleurs associées sont renseignées dans le Tableau 23. Ces thématiques sont celles que l'on repère sur les frises pour les séances de EC1, EC2 et EC3 à l'aide du logiciel Sonal®.

Thématique	Couleur associée à la thématique
Registre des modèles	
Registre empirique	
Transition	

Tableau 23 : les différentes thématiques repérées et les couleurs associées

XI.3.1.4. Analyse du discours au regard du registre des modèles

XI.3.1.4.1. Articulation du modèle de Lewis avec le modèle des orbitales moléculaires

Nous regardons comment le modèle de Lewis de la liaison covalente est articulé avec le modèle quantique des orbitales moléculaires permettant également de la décrire. Nous repérons dans quel ordre ces deux modèles sont enseignés par EC1, EC2 et EC3. Nous demandons aux EC lors de l'entretien qu'ils nous expliquent les raisons de l'articulation choisie. En particulier, nous cherchons s'il s'agit d'un choix en lien avec des événements du registre empirique qu'un modèle A ne permettrait pas d'expliquer contrairement à un modèle B. En particulier, l'insuffisance du modèle de Lewis classiquement mobilisée pour décrire le paramagnétisme du dioxygène est recherchée dans le discours des enseignants.

XI.3.1.4.2. Recherche de référence au modèle de Lewis de 1916

Du point de vue des contenus chimiques nous avons recherché toute référence au modèle originel de Lewis proposé dans la publication de 1916. Les indicateurs faisant référence à ce modèle sont les mots ou groupes de mots consignés dans le Tableau 24 ainsi que toutes les figures extraites ou reproduites de la publication originelle (Lewis, 1916).

Indicateurs permettant de caractériser le modèle de Lewis originel
Modèle ou atome cubique ou cube , kernel, électron, attraction, répulsion, sommet, tétraèdre, partage, partage d'une arête d'un cube, partage d'une face d'un cube, partage d'une face d'un tétraèdre

Tableau 24 : indicateurs permettant de repérer les références au modèle de Lewis originel

Nous considérons que le modèle de Lewis originel est présenté par les EC dès lors que nous repérons au moins les indicateurs soulignés en gras dans le tableau ou une figure mettant en avant des représentations de l'atome cubique ou des associations de cubes qui symbolisent des molécules. Le cas échéant, les autres indicateurs sont également recherchés. Dans le cas contraire, la recherche n'est pas poursuivie car nous considérons qu'il manque trop de concepts reflétant le modèle originel de Lewis.

XI.3.1.4.3. Recherche d'une définition de la liaison chimique covalente

Nous avons ensuite repéré la définition de la liaison chimique covalente donnée par les EC puis nous l'avons catégorisée selon qu'elle reflète le modèle électromagnétique, ou qu'elle exprime la mise en commun (par le chimiste) de deux électrons de valence entre deux noyaux d'atomes d'éléments donnés en conformité avec la définition selon le modèle de Lewis actuel, ou encore qu'elle est interprétée à l'aide d'un modèle hybride (Justi & Gilbert, 2000) car mêlant des éléments de plusieurs modèles (modèle électromagnétique, modèle de Lewis actuel et modèle quantique).

Pour cela nous avons commencé par rechercher, au sein d'une phrase construite, les concepts du modèle électromagnétique présentés dans le savoir de référence. Les indicateurs sont les mots ou groupes de mots du Tableau 25. Les occurrences des indicateurs ou lemmes soulignés en gras ont été recherchés en premier lieu. Nous choisissons de considérer que le discours des EC met en avant une définition de la liaison chimique en relation avec le modèle électromagnétique dès lors qu'au moins tous les lemmes soulignés en gras considérés comme

essentiels apparaissent dans le texte des transcriptions au sein d'une phrase construite. Dans ce cas, les occurrences des autres lemmes sont également recherchées. En vue d'analyser une éventuelle définition d'une liaison chimique à l'appui du modèle électromagnétique, une recherche de concordance autour des lemmes pivots « force » ou « interaction » est également effectuée en vue de collecter la définition.

Indicateurs permettant de repérer des concepts du modèle électromagnétique
Noyau et électron ou particule ou atome , attraction, répulsion, force ou interaction , électrostatique ou électromagnétique , longueur ou distance (internucléaire), énergie, (minimum énergétique), stabilité, dynamique, énergie cinétique, énergie potentielle.

Tableau 25 : indicateurs permettant de repérer le modèle électromagnétique pour définir une liaison chimique covalente

En complément, tout graphique éventuel (et les commentaires associés) représentant la variation de l'énergie potentielle totale du système constitué de l'ensemble des noyaux et électrons en fonction d'une distance internucléaire a été pris en compte.

Si le discours des enseignants ne met pas en évidence un tel modèle électromagnétique, nous recherchons une définition de la liaison covalente donnée par les EC et la collectons en vue de l'analyser. Pour cela, le lemme « liaison » a été recherché ainsi que les concordances autour de ce lemme. Nous avons également recherché si les caractéristiques d'une liaison sont mentionnées en recherchant les lemmes « énergie », « longueur » et « distance » ainsi que les concordances correspondantes.

Enfin, la définition de la liaison covalente selon le modèle de Lewis actuel a également été recherchée dans le paragraphe approprié puis recueillie. Les explications et commentaires donnés par les EC ont par ailleurs été relevés et commentés.

Rappelons que pour EC3, la recherche est faite manuellement.

XI.3.1.4.4. Énoncé et statut de la règle de l'octet

Nous avons repéré l'énoncé de la règle de l'octet dans le discours des deux EC en recherchant le lemme pivot « octet » puis en analysant les concordances à chaque occurrence. L'énoncé de la règle a été collecté puis l'avons analysé. Est-elle énoncée comme une règle explicative du partage des électrons de valence entre les noyaux d'atomes par le chimiste lors de l'écriture du schéma de Lewis de molécules ou bien comme un objectif à atteindre par les

atomes et relevant d'une action de leur part ? Les indicateurs choisis sont soulignés dans les phrases consignées dans le Tableau 26 et les lemmes correspondants sont recherchés. Il peut également s'agir de synonymes des mots ou groupes de mots considérés.

Règle explicative	Objectif à atteindre par les atomes
<p>La règle de l'octet permet d'expliquer / d'interpréter le partage des électrons entre les noyaux</p> <p>Le partage des électrons entre les noyaux est expliqué par / est interprété grâce à / est dû à la règle de l'octet.</p>	<p>Les atomes mettent en commun des électrons pour respecter la règle de l'octet / atteindre la configuration électronique de valence d'un atome de gaz noble</p> <p>Les atomes désirent / veulent / souhaitent / ont envie de respecter la règle de l'octet (ou d'atteindre l'octet)</p>

Tableau 26 : indicateurs permettant de repérer le statut de la règle de l'octet

Par exemple dans le discours de EC1 la phrase « c'est comme toujours, il y a des atomes qui ne respectent pas les règles » montre que la règle de l'octet (dans le contexte de la séance de cours) est un idéal que les atomes doivent atteindre ou respecter.

XI.3.1.4.5. Introduction du symbole de la liaison covalente

Nous avons repéré l'introduction de la représentation symbolique de la liaison chimique covalente selon Lewis dans les séances de cours des EC. Pour cela nous avons recherché les lemmes « trait » ou « tiret » évoquant la représentation d'une liaison et nous avons regardé les concordances (le contexte) lorsque nous les définissons comme lemmes pivots. En cas d'absence d'occurrence de ces lemmes, nous avons recherché l'introduction des représentations de liaisons effectives à travers les exemples traités par les EC (et recensés dans les tableaux des annexes 12, 13 et 14 en visionnant les vidéos afin de vérifier s'ils font des gestes désignant le trait symbolisant la liaison covalente. Nous repérons également s'il y a, dans le discours des EC, une mention explicite des lemmes « représenter », « symboliser » et « représentation » qui attestent de la potentielle volonté de distinguer le symbole de l'objet qu'il vise à représenter (Duval, 1993). Nous cherchons également la mention d'un interprétant éventuel afin de nous inscrire dans la relation triadique symbole-objet-interprétant caractéristique de la sémiotique Peircienne.

XI.3.1.4.6. Exemples de schémas de Lewis

Nous repérons les exemples de schémas de Lewis traités par les enseignants dès lors qu'ils prononcent le mot « exemple » et que ce dernier est immédiatement suivi d'un exemple d'écriture de schéma de Lewis effectivement détaillé par l'enseignant. Par exemple, dans le discours de l'enseignante EC1 :

« Alors on va maintenant regarder des **exemples** parce que c'est vraiment ça qui va plus vous parler et puis après on verra des règles générales pour trouver les formules de Lewis ».

Pour chaque EC, nous avons relevé le nombre d'exemples (ramené à l'unité horaire puisque les séances dédiées au modèle de Lewis n'ont pas la même durée selon l'EC observé) puis repéré leur place dans le texte du savoir : avant un énoncé général dans le cas d'une démarche inductive ou bien pour illustrer un modèle ou l'utiliser. Chaque exemple a également été catégorisé selon qu'il est classique car il correspond à une habitude d'enseignement (ces exemples proviennent classiquement des ouvrages de chimie générale tels que ceux analysés) ou autre (par exemple s'il est lié à la vie quotidienne et donc qu'il constitue un lien potentiel entre les concepts et le quotidien des étudiants, au monde de l'industrie et de la recherche ou encore au domaine de recherche de l'EC).

XI.3.1.4.7. Procédure d'écriture des schémas de Lewis

Enfin, nous explorons les principales étapes de la stratégie proposée par les EC pour construire les schémas de Lewis à partir de la formule brute des molécules. Nous regardons notamment si une ou plusieurs étapes sont majorées ou, au contraire, minorées par rapport à la procédure décrite dans le savoir de référence (voir V.6.3.2.1).

XI.3.2. Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR7 : modèles autres que le modèle de Lewis

XI.3.2.1. Méthodologie d'analyse de la séance de cours portant sur les modèles de liaisons intermoléculaires

Rappelons que seuls EC1 et EC2 abordent les liaisons intermoléculaires dans l'unité d'enseignement qu'ils ont à leur charge. Nous nous basons sur les captations vidéo, les notes de terrain et les documents d'accompagnement. Nous avons recherché ce que disent les deux EC à propos des modèles de liaisons intermoléculaires. En particulier, nous décrivons d'abord

succinctement l’itinéraire cognitif proposé par chaque EC puis nous collectons ensuite la définition des diverses liaisons et l’analysons en recherchant des concepts du modèle électromagnétique. Les indicateurs repérés sont les mêmes que ceux du paragraphe XI.3.1.4.3 avec en plus « molécule » et « dipôle ». Ces indicateurs sont rappelés dans le Tableau 27. Ceux en gras sont les concepts essentiels dont l’occurrence nous paraît indispensable pour que le discours des enseignants reflète le modèle électromagnétique. Les graphiques montrant l’évolution de l’énergie potentielle totale en fonction d’une distance (internucléaire par exemple) sont pris en compte.

Indicateurs permettant de repérer des concepts du modèle électromagnétique
<u>Noyau</u> et <u>électron</u> ou <u>particule</u> ou <u>atome</u> ou <u>molécule</u> , ou <u>dipôle</u> , attraction, répulsion, <u>force</u> ou <u>interaction</u> , <u>électrostatique</u> ou <u>électromagnétique</u> , longueur ou distance (internucléaire), énergie, (minimum énergétique), stabilité, dynamique, énergie cinétique, énergie potentielle.

Tableau 27 : indicateurs permettant de repérer le modèle électromagnétique pour définir une liaison chimique

XI.3.2.2. Méthodologie d’analyse de la séance de cours portant sur le modèle des orbitales moléculaires

Le modèle des OM est abordé par les 3 EC. En cohérence avec ce qui précède, nous utilisons les captations vidéo, les notes de terrain et les documents d’accompagnement pour analyser ce que disent les trois EC à propos du modèle des OM. En particulier, afin de décrire succinctement l’itinéraire cognitif proposé par chacun des EC, nous avons d’abord repéré les différentes catégories définies dans le Tableau 28 à partir de la recherche d’indicateurs correspondant à des concepts du modèle des OM.

Catégorie	Indicateurs recherchés dans le discours des EC, les documents d'accompagnement et ce qui est écrit au tableau
Définition d'un système	Électrons et noyaux ou schéma mettant en avant les particules du niveau submicroscopique
Équation de Schrödinger	Équation de Schrödinger ou $E\psi = H\psi$ et/ou opérateur énergie cinétique et opérateur énergie potentielle reflétant le mouvement des particules, l'attraction et la répulsion et donc des concepts du modèle électromagnétique.
Calcul	Calcul des OM
Courbe	Courbe montrant l'évolution de l'énergie totale du système en fonction de la distance internucléaire
Approximation	Approximation de Born Oppenheimer et/ou approximation orbitale
CLOA	CLOA, recouvrement
OM	OM liante, OM antiliante
Diagramme	Diagramme énergétique, diagramme d'interaction
Représentation	Représentation conventionnelle des OM
Configuration électronique	Configuration électronique d'une molécule

Tableau 28 : indicateurs permettant de repérer les différentes catégories associées au modèle des OM

XI.3.3. Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR8 : lien entre le registre empirique et le registre des modèles

XI.3.3.1. Séances de cours portant sur le modèle de Lewis

Pour repérer le lien éventuel entre le registre empirique et le registre des modèles en vue de répondre à la **QR8**, nous nous sommes appuyés sur les frises montrant la segmentation en épisodes avec les différentes thématiques attribuées pour EC1, EC2 et EC3 (voir Figure 35).

Nous recherchons et comptons tous les épisodes dans lesquels les thématiques « registre empirique » et « registre des modèles » ont été assignées simultanément (voir XI.3.1.3.1). Dès lors qu'une telle juxtaposition existe, nous cherchons à caractériser la mise en fonctionnement (c'est-à-dire l'utilisation) d'un modèle pour interpréter un phénomène relevant du tangible macroscopique. Les fonctions d'un modèle sont recherchées par repérage des verbes décrire, interpréter, expliquer, prédire y compris sous leurs formes conjuguées et leurs synonymes éventuels.

XI.3.3.2. Séances de cours portant sur les autres modèles

Pour les autres modèles (modèle des OM et modèles de liaisons intermoléculaires), les références au registre empirique ont été directement repérées (et comptées) à partir du croisement du visionnage des captations vidéo, des notes de terrain et des documents d'accompagnement. Les fonctions d'un modèle ont ensuite été recherchées par repérage des verbes décrire, interpréter, expliquer, prédire dans le discours de EC.

XI.3.4. Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR9 : accompagnement fourni aux étudiants lorsque les EC présentent le modèle de Lewis

Enfin, afin de répondre à la **QR9** nous présentons la méthodologie permettant de repérer l'accompagnement potentiel fourni par les EC pour que les étudiants s'approprient le modèle de Lewis de la liaison covalente. La **QR9** concerne uniquement EC1 et EC2 car la méthodologie repose sur la recherche automatisée d'indicateurs dans le texte transcrit.

Les différentes catégories d'accompagnement retenues résultent d'une analyse croisée des proximités-en-acte décrites dans la littérature (Manrique, 2017; Régent-Kloeckner, 2021) et des difficultés décrites des élèves et étudiants en chimie à propos du modèle de Lewis. Notre ambition n'est pas d'utiliser les proximités comme cela a déjà été fait en physique ou en biologie à des fins d'analyse des composantes cognitives et médiatives des pratiques enseignantes. En revanche, nous empruntons certaines proximités pour analyser une partie de la composante médiative des pratiques des EC et plus particulièrement tout ce qui peut faciliter l'accompagnement des étudiants dans la compréhension et l'appropriation des modèles. C'est ainsi que nous conservons, sur la base des travaux de de Hosson et ses collègues (2018) : les questions posées aux étudiants, les rappels aux acquis antérieurs, les références à l'examen, et les références aux difficultés connues ou anticipation des erreurs des étudiants. Nous y ajoutons les explications téléologiques ou anthropomorphiques (Talanquer, 2013) et les références humoristiques, catégorie qui a typiquement émergé lors d'allers-retours entre les transcriptions et le travail d'analyse. Les occurrences de chacune de ces catégories ont été relevées dans les transcriptions intégrales des séances de cours. Il est donc important de noter que cette étude se concentre sur les cours de EC1 et EC2 car la recherche d'indicateurs a été faite à partir du texte transcrit.

XI.3.4.1. Les questions posées aux étudiants

Manrique (2017) citant Bargalló et Tort (2004) rappelle que les questions ont joué un rôle fondamental dans le développement des connaissances scientifiques et l'enseignement-apprentissage. Nous avons donc également repéré les questions posées aux étudiants en recherchant les points d'interrogation puis nous avons écarté les questions courtes du type « ok ? » ou « d'accord ? » qui ponctuent le discours mais ne constituent pas des questions portant sur les concepts, les modèles ou les règles énoncées. Nous avons compté le nombre de questions posées par chaque enseignant et avons examiné s'il s'agissait de questions rhétoriques n'appelant aucune réponse de la part des étudiants ou, au contraire, de questions effectives avec du temps laissé aux étudiants pour répondre ou pas.

XI.3.4.2. Les références aux acquis antérieurs des étudiants

Nous considérons qu'une référence est faite aux acquis antérieurs dès lors que l'enseignant emploie les verbes « se rappeler », « se souvenir » ou les tournures « on a vu que », « vous avez vu », « vous savez que », « vous avez vu au lycée que » (ainsi que les synonymes éventuels) et que ces tournures sont suivies explicitement d'un rappel de concepts (que l'on classe au niveau) du lycée ou d'un rappel des concepts des chapitres précédemment enseignés. Par exemple, dans le discours de l'enseignant EC2 : « ... puis après on va passer à un modèle un peu plus simple comme le modèle de Lewis qui va peut-être vous faire plaisir parce que ça va vous **rappeler** ce que vous avez ce que **vous avez vu** déjà auparavant ».

XI.3.4.3. Les références à l'examen

Dans cette catégorie nous classerons toute référence à l'examen dès lors que les mots « examen », « partiel », « évaluation » sont prononcés et qu'ils sont suivis d'un conseil ou d'un commentaire sur l'examen futur ou les sujets d'examens des années antérieures. Par exemple dans le cours de EC1 : « Pour les cas simples vous allez voir il y a peu d'ambiguïtés mais après vous allez passer sur des molécules plus complexes et bien évidemment le jour de **l'examen** ce sera les molécules plus complexes et vous n'aurez pas la formule de Lewis de O₂ à faire . »

XI.3.4.4. Les références aux conceptions et difficultés des étudiants

Nous plaçons dans cette catégorie toute référence aux difficultés présentées dans la revue de littérature dès lors que l'enseignant prononce explicitement les termes « erreur », « difficulté » ou par exemple « il faut faire attention à ... » (EC1) et tout synonyme. Nous y plaçons également ce que nous interprétons comme étant une mise en garde des étudiants contre de potentielles erreurs sans que cela soit explicite. Par exemple dans son discours, EC1 indique à propos de la molécule d'eau : « H₂O je le représente comme ça, ce n'est pas anodin ». Le mot anodin laisse à penser qu'elle anticipe peut-être une erreur des étudiants. Cet extrait du discours de EC1 est analysé dans la partie résultats.

XI.3.4.5. Les explications de nature anthropomorphiques ou téléologiques

Dans cette catégorie, nous allons repérer les explications de nature téléologique ou anthropomorphique mobilisées par les enseignants et leur nombre (rapporté à l'unité horaire). Nous classerons dans cette catégorie tous les verbes d'action (conjugués ou non) associés aux atomes (mais aussi aux électrons ou, plus largement à toute entité du niveau submicroscopique) : « vouloir », « partager », « respecter (la règle de l'octet) », « demander » (et éventuellement le complément circonstanciel associé). Par exemple dans le discours de EC1: « Les atomes dans les molécules **cherchent à respecter** cette règle de l'octet » ou encore dans celui de EC2 : « Si bien que les **atomes** qui sont positionnés à l'intérieur **ils vont avoir tendance à vouloir**, en tout cas d'aller vers cette configuration électronique ».

XI.3.4.6. Les métaphores et les dessins humoristiques

Cette catégorie a typiquement émergé uniquement dans le cours de l'enseignant EC2 qui utilise des images humoristiques qu'il projette à l'écran. On range dans cette catégorie toutes les images utilisées par l'enseignant (et commentées ou pas). Par exemple :

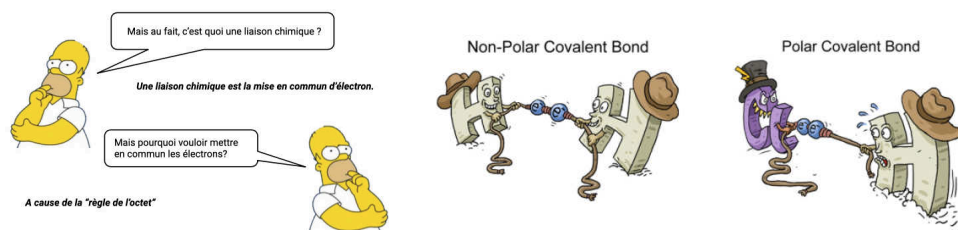


Figure 37 : images humoristiques provenant du document que EC1 projette durant la séance de cours.

Une analyse détaillée de ces deux images, entre autres, sera proposée dans la partie résultats.

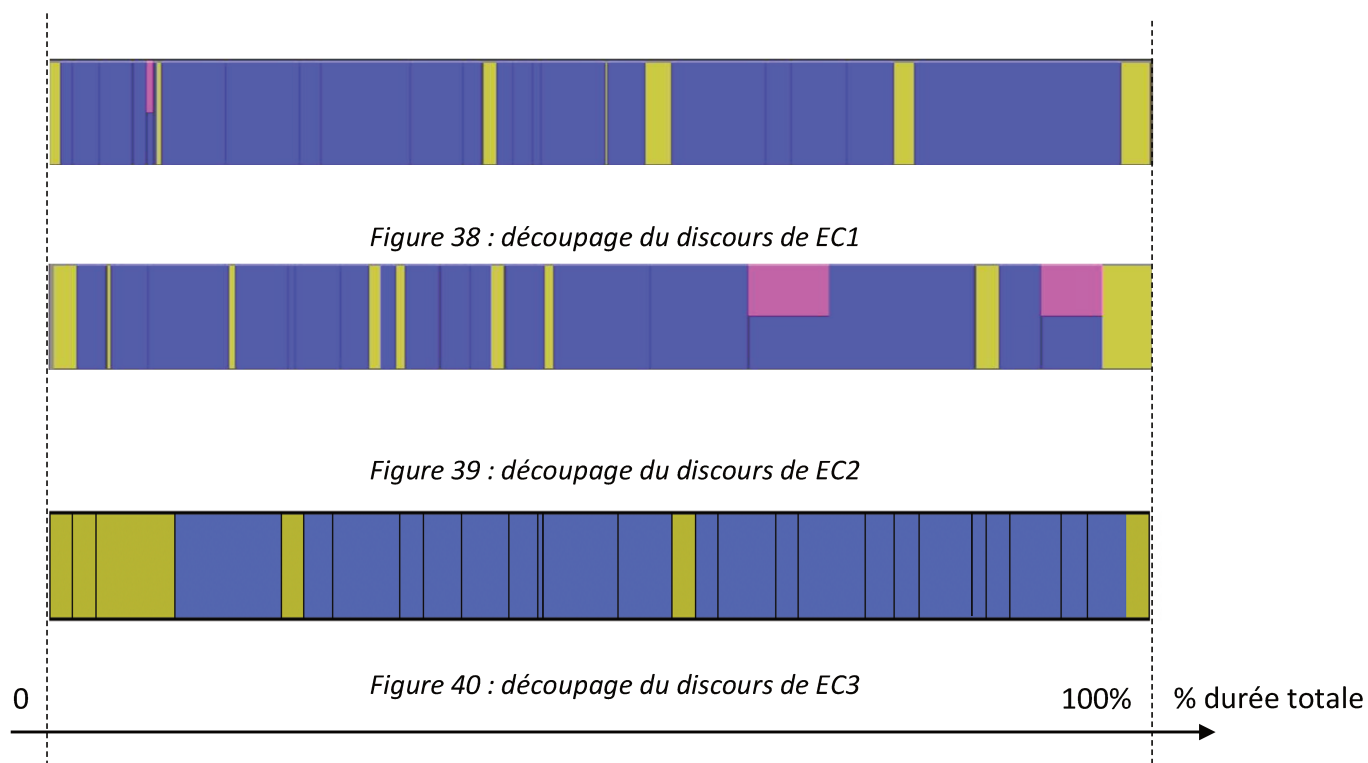
XI.4. Résultats de la QR7 et interprétation : cas du modèle de Lewis

Nous commençons par répondre à la **QR7** en ce qui concerne le modèle de Lewis : que disent et font les enseignants dans une séance de cours portant sur la liaison chimique : selon quel itinéraire cognitif et selon quel mode de présentation ?

XI.4.1. Découpage du texte en épisodes

XI.4.1.1. Frises

Les frises obtenues à partir du logiciel sonal® dans le cas des séances de cours données par EC1, EC2 et EC3 sont données respectivement sur les figures 38, 39 et 40.



La couleur associée à chaque thématique est rappelée ci-dessous.

Registre des modèles	
Registre empirique	
Transition	

XI.4.1.2. Commentaire

Les séances de cours des trois EC sont découpées en un nombre comparable d'épisodes, ce que montrent les tableaux des annexes 12, 13 et 14. EC1 et EC3 consacrent toutefois 2 heures à la description du modèle de Lewis de la liaison covalente contre 1 heure pour EC2. Lors de l'entretien, ces EC indiquent qu'ils respectent la répartition horaire prévue par la maquette transmise par la direction des études de l'université. Nous interprétons cela comme étant une manifestation du déterminant institutionnel de l'activité des EC.

Nous constatons par ailleurs que le discours des trois EC se situe essentiellement au niveau des modèles, en atteste la prépondérance de la couleur bleue associée à la thématique « registre des modèles ». La frise met en avant une seule référence au registre empirique dans le discours de EC1, deux dans celui de EC2 et aucune pour EC3. La juxtaposition du registre empirique et le registre des modèles constitue une piste à explorer afin de vérifier si cela correspond à la mise en fonctionnement d'un modèle pour expliquer, prédire ou représenter des phénomènes du registre empirique (voir plus loin dans le paragraphe XI.3.3.1). Les séances de cours observées consistent à présenter et décrire le modèle de Lewis de la liaison covalente, il n'est donc pas surprenant que le discours des EC se trouve essentiellement dans le registre des modèles, ici submicroscopiques. Il n'existe effectivement pas de modèle macroscopique de description de la liaison chimique. Nous vérifierons enfin si cette juxtaposition des registres peut être attribuée à une utilisation des modèles ou pas. Le discours de EC3, transitions exclues, se trouve exclusivement dans le registre des modèles, à l'échelle submicroscopique. Il n'y a aucune référence au registre empirique.

XI.4.2. Analyse du contenu chimique du discours

XI.4.2.1. Description du mode de présentation du savoir et de l'itinéraire cognitif proposé par les EC

XI.4.2.1.1. Description succincte du mode de présentation du savoir

Les tableaux des annexes 12, 13 et 14 montrent que les séances de cours des 3 EC sont essentiellement monologuées et qu'un exposé strictement magistral des contenus chimiques est proposé aux étudiants. Cela ne semble pas surprenant pour EC2 et EC3 qui donnent leur cours dans un amphithéâtre avec une centaine d'étudiants. En effet, de telles modalités

semblent peu propices à des interactions EC-étudiants comme cela est déjà décrit par Duguet et Morlaix (2018) ou de Hosson et al. (2018). Le discours des EC est accompagné d'une trace écrite au tableau (EC1 et EC2 pour environ 90% des épisodes) même si le document d'accompagnement reprend les définitions et certains exemples. EC3 projette un document qu'elle commente. Elle propose une trace écrite au tableau uniquement pour présenter les exemples aux étudiants (ce qui correspond à 50% des épisodes).

Néanmoins, EC3 propose en début de séance un QCM auquel les étudiants doivent répondre en scannant un QR-code projeté à l'aide d'une application installée sur leur téléphone (une quinzaine de minutes au total). Elle introduit ici une innovation numérique qui semble bien s'inscrire dans une pratique pédagogique plus active et motivante pour les étudiants telle que la promeuvent Annot et Fave-Bonnet (2004), Bertrand (2014) ou encore Loizon et Mayen (2015). EC3 nous indique que ces QCM ont pour but de réactiver les connaissances de la séance précédente et qu'il s'agit d'une habitude qu'elle et sa collègue ont prise pour « faire travailler les étudiants ». Il s'agit d'un choix effectué en lien avec l'équipe pédagogique en place, ce que l'on attribue au déterminant social de l'activité des EC.

Le cours « magistrocentré » de EC1, pour reprendre le néologisme de Clanet (2004), est plus inattendu. En effet, EC1 dispose d'un groupe à effectif réduit (quarante étudiants environ) auprès duquel elle doit assurer les séances de cours et de TD. Dans l'entretien EC1 nous indique qu'une telle organisation (mise en place depuis deux ans à la date de l'entretien avec un modèle calqué sur celui des CPGE) permet aux étudiants de mieux réussir en L1. Nous attribuons le choix qu'elle fait de séparer explicitement le cours magistral du TD à des habitudes héritées de ses pratiques passées d'EC en lien avec la distinction classique cours/TD caractéristique à l'université. Elle formule ici un choix personnel en lien avec des facteurs institutionnels, ce qui la conduit à segmenter les séances de TD et de cours. Nous interprétons donc les choix de EC2 comme étant une expression des déterminants personnel et institutionnel de l'activité enseignante.

Concernant les interventions des étudiants, on relève 1,5 question par heure dans le cours de EC1, 1 dans celui de EC2 et aucune dans celui de EC3, ce qui est inférieur à la moyenne indiquée par Clanet (2001). De plus, les questions posées visent à faire réexpliquer un contenu et non simplement à le faire répéter, contrairement à ce que décrit Clanet (*ibid*).

XI.4.2.1.2. Description succincte de l'itinéraire cognitif

Les tableaux des annexes 12, 13 et 14 mettent en avant un grand nombre de similitudes concernant l'itinéraire cognitif que les EC proposent. Les 3 EC débutent tous leur séance en annonçant ce qu'ils ont prévu de faire avec les étudiants. Ils font régulièrement un point dans des épisodes que nous avons appelés « transition » sur ce qui a été fait ou sur ce qu'ils vont faire dans la suite de la séance. Cependant, il y a moins de transitions dans la séance de cours de EC3 que dans celles de EC1 et EC2.

Du point de vue des similitudes, EC2 et EC3 proposent une définition d'une liaison chimique covalente avant d'en introduire une autre dans le cadre du modèle de Lewis. Ce n'est pas le choix opéré par EC1 qui rentre directement dans le vif du sujet en donnant une définition de la liaison covalente selon Lewis. EC1 et EC3 introduisent toutes les deux le schéma de Lewis selon une démarche que nous qualifions d'inductive : elles partent d'exemples puis proposent une montée en généralité lorsqu'elles présentent une procédure permettant d'écrire les schémas de Lewis de molécules. En particulier, elles écrivent les configurations électroniques des atomes, catégorisent les électrons de valence, convertissent les configurations électroniques de valence avec le graphisme de cases quantiques pour *in fine* représenter les symboles des atomes des éléments qu'elles considèrent. Ces représentations leur servent de base pour écrire le schéma de Lewis en mettant en évidence la mise en commun des électrons de valence non appariés.

EC2 donne directement la procédure d'écriture de schémas de Lewis qu'il met ensuite à l'épreuve sur des exemples avec les étudiants. Nous qualifions sa démarche, au contraire de EC1 et EC2, de déductive. La procédure qu'il propose est toutefois très proche de celles de EC1 et EC3.

Les 3 EC signalent que la géométrie des molécules ne doit pas être prise en considération lors de l'écriture du schéma de Lewis de molécules. Enfin, ils nous déclarent dans l'entretien s'appuyer en partie sur des ressources identiques. Il n'est donc pas surprenant que les contenus chimiques présentés et les choix d'itinéraires cognitifs soient relativement proches.

XI.4.2.2. Analyse du discours au regard du registre des modèles

XI.4.2.2.1. Articulation du modèle de Lewis avec le modèle des orbitales moléculaires

EC1 enseigne le modèle de Lewis avant le modèle des orbitales moléculaires contrairement au scénario qu'elle avait initialement prévu. En effet, dans l'épisode 1 elle signale aux étudiants qu'elle fait une adaptation par rapport à l'ordre des chapitres qui est indiqué sur le document d'accompagnement. Elle justifie son choix en signalant aux étudiants qu'elle trouve davantage logique de placer le chapitre sur le modèle de Lewis après le chapitre sur les configurations électroniques des atomes et le tableau périodique des éléments. En effet, elle puise des concepts de ces deux précédents chapitres pour aborder le modèle de Lewis et notamment écrire des schémas de molécules. Quant à EC2, il fait le choix d'enseigner le modèle des OM avant celui de Lewis. Il nous indique dans l'entretien qu'il a toujours procédé ainsi. Il préfère présenter le modèle le plus abouti de la liaison chimique à la suite du modèle quantique de l'atome reposant sur la même théorie avant de détailler le modèle de Lewis plus simple et déjà connu des étudiants. Ce sont ici les convictions personnelles de EC1 et EC2 ainsi que les représentations qu'ils ont de la discipline qui guident leurs choix. Nous attribuons donc ces décisions au déterminant personnel de l'activité enseignante. EC3 enseigne également le modèle des orbitales moléculaires après le modèle de Lewis sans que nous repérions de lien explicite entre les deux modèles. Dans l'entretien, elle indique qu'elle a récupéré le cours et les documents de l'EC qui assurait cette UE avant elle et sa collègue. Bien qu'elle indique avoir actualisé le contenu de certains des documents de cours, elle nous signale qu'elle présente les mêmes modèles dans le même ordre que son prédécesseur (choix personnel de présentation du contenu).

XI.4.2.2.2. Référence au modèle de Lewis de 1916

La seule référence au modèle de Lewis de 1916 est la date présentée par EC1 comme un événement historique. Elle le situe au début du 20^{ème} siècle sans faire de lien avec le contexte scientifique de l'époque ni avec ce que les chimistes cherchaient à expliquer. Les deux autres EC ne mentionnent aucun concept du modèle historique pas plus que les symboles proposés par Lewis dans sa publication originelle. Lors d'échanges après le cours, les EC nous indiquent tous trois ne pas avoir connaissance des travaux de Lewis. EC1 s'est

toutefois montrée curieuse à ce propos, c'est pourquoi nous lui avons communiqué les publications de Lewis.

XI.4.2.2.3. Définition de la liaison chimique covalente

XI.4.2.2.3.1. Définition générale d'une liaison chimique

Les indicateurs (soulignés en gras dans le Tableau 25) associés aux concepts essentiels du modèle électromagnétique ont été recherchés dans les transcriptions du discours de EC1 et EC2. Les occurrences de chacun d'entre eux sont recensées dans le Tableau 29.

Indicateurs (Lemmes recherchés)	Occurrences	
	EC1	EC2
Interaction	0	0
Force	0	0
Électromagnétique ou électrostatique	0	0
Électron	240	83
Noyau	0	0
Particule	0	0
Atome	161	47

Tableau 29 : occurrences des indicateurs essentiels du modèle électromagnétique dans les discours de EC1 et EC2

Ces résultats montrent qu'aucun des EC ne fait référence à une force ou une interaction électromagnétique entre particules du niveau submicroscopique ou éventuellement entre atomes. Cela écarte une définition explicite d'une liaison chimique en relation avec le modèle électromagnétique. Lorsque nous avons interrogé les EC sur un tel modèle (que nous appelions électrostatique au moment de l'entretien), EC1 nous indique qu'elle le fait lorsqu'elle présente le modèle des orbitales moléculaires et les modèles de liaisons intermoléculaires (« c'est ainsi que j'ai appris ») alors que EC2 pense que l'aspect quantique, qu'il estime difficilement accessible à son public de L1, reste en arrière-plan avec une telle présentation. En revanche, il déclare aussi se baser sur un modèle électrostatique (électromagnétique) lorsqu'il présente les modèles de liaisons intermoléculaires. Nous interprétons les choix de ces EC comme étant influencés par les ressources sur lesquelles ils s'appuient mais aussi par leurs connaissances en chimie dont certaines sont peut-être façonnées par l'enseignement qu'eux-mêmes ont reçu. Il s'agit du déterminant personnel de l'activité des EC.

Dans le cas où nous l'avons identifiée à l'aide du lemme pivot « liaison » dans la transcription du discours des EC, une définition générale de la liaison chimique donnée par chacun d'entre eux – autre que reflétant le modèle électromagnétique - est consignée dans le Tableau 30. Pour EC3, rappelons que la recherche n'a pas été automatisée car la séance de cours n'a pas été transcrite. La définition a été donc été repérée par le croisement des notes de terrain, du document de cours et de l'écoute de la bande vidéo. Les éléments soulignés sont ceux porteurs d'intérêt pour l'analyse.

	Définition générale d'une liaison chimique
EC1	Absence d'indicateur reflétant une définition générale d'une liaison chimique, en dehors de celle donnée dans le cadre du modèle de Lewis.
EC2	« Une liaison chimique c'est la mise en commun d'électrons et à partir de là, la question qui arrive derrière, c'est pourquoi on veut mettre en commun des électrons ? Ben on essaye de mettre en commun des électrons à cause de la règle de l'octet . Donc on a vu cette histoire de stabilité des atomes. Donc la logique des atomes c'est d'atteindre , eh bien, la configuration électronique des gaz rares c'est à dire la colonne qui est la plus à droite » (épisode 4)
EC3	« Une molécule est un assemblage d'atomes via des liaisons chimiques entre atomes. Les électrons de cette structure vont subir l'influence de plusieurs noyaux de la molécule. La liaison entre deux atomes A et B va s'établir de telle sorte que : l'énergie de la molécule est inférieure à la somme des énergies des atomes pris séparément ». (épisode 2). En complément, EC3 projette la figure suivante, également mise à disposition du document d'accompagnement qu'elle distribue aux étudiants.

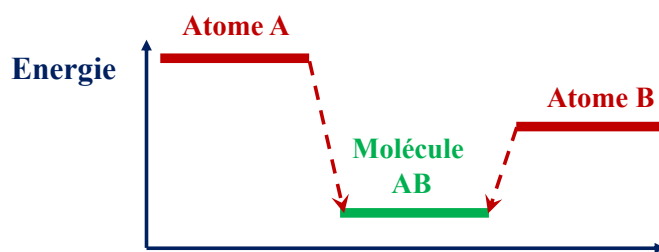


Tableau 30 : définition générale d'une liaison chimique donnée par les EC

EC1 ne propose aucune description générale d'une liaison chimique (covalente ou autre) en dehors de celle du modèle de Lewis. Dans le discours de EC2, alors qu'il n'a absolument pas abordé ni annoncé le modèle de Lewis, seuls les électrons sont mentionnés comme étant mis en commun, mais sans qu'il précise par quoi ou qui et entre quoi et quoi. Le rôle des noyaux est totalement passé sous silence, de même que les interactions ou forces électromagnétiques attractives et répulsives entre les particules du niveau submicroscopique

comme déjà mentionné. De plus, l'octet est un objectif à atteindre par les atomes auxquels il assigne une « logique ». Dans l'épisode 5 de la séance de cours, EC2 indique aux étudiants qu'il distingue deux types de mise en commun d'électrons : soit par un transfert d'électrons lorsqu'il s'agit d'atomes d'éléments alcalins et halogènes, soit par partage entre atomes dans le cas d'atomes dont les éléments sont positionnés au centre du tableau périodique. Le transfert d'électrons reflète une définition de la liaison ionique (dont le terme est initialement passé sous silence) alors que le partage est explicitement associé à la liaison covalente par EC2. Le discours de EC2 souligne une dichotomie nette entre les deux types de liaison déjà décrite dans la littérature et ne met pas en avant le *continuum* dont rend compte l'interaction entre les électrons et les noyaux (Levy Nahum et al., 2007; Luxford & Bretz, 2014).

EC3 donne une définition de la liaison chimique avec certains concepts du modèle électromagnétique mais pas ceux que nous avons considérés comme étant essentiels dans la méthodologie dans le paragraphe XI.3.1.4.3. Elle mentionne d'abord qu'une molécule est un « assemblage d'atomes via des liaisons chimiques entre atomes » avant de compléter et de détailler qu'une molécule est un ensemble de noyaux et d'électrons. Elle fait donc mention explicite des particules du niveau submicroscopique. Les électrons subissent « l'influence des noyaux », ce que nous interprétons comme étant une référence implicite à une interaction électromagnétique attractive entre ces particules. Le graphique, que EC3 présente à ses étudiants, reflète que le système constitué des deux atomes combinés dans la molécule AB est énergétiquement plus stable que les deux atomes A et B isolés. Tel que présenté, le système considéré n'est pas identique avant et après combinaison. Ainsi il serait, selon nous, plus rigoureux de définir le système comme un ensemble de deux noyaux et d'électrons. Notons que l'axe des abscisses n'a pas lieu d'être sur ce graphique puisqu'aucune grandeur variable n'y est associée. Au cours de l'entretien, EC3 indique que c'est une définition qu'elle a l'habitude de donner. Elle tient à ce que les étudiants mettent le concept de stabilité au centre de l'explication de la liaison covalente. C'est un choix personnel en adéquation avec ses connaissances et ses convictions qu'elle semble exprimer ici (déterminant personnel de l'activité enseignante).

Aucun des EC ne cite la longueur moyenne de liaison et l'énergie de dissociation comme caractéristiques des liaisons chimiques. EC1 et EC3 le font toutefois dans un chapitre ultérieur dans lequel elles traitent également la polarité des liaisons comme cela est fait dans

de nombreuses ressources. Nous interprétons ce choix comme étant influencé par les ressources mais également par des convictions personnelles (déterminants institutionnel et personnel). EC2 ne le fait pas, ce qui relève d'un choix personnel (déterminant personnel).

XI.4.2.2.3.2. Définition d'une liaison chimique covalente par le modèle de Lewis

Les définitions d'une liaison chimique dans le cadre du modèle de Lewis données par les EC sont récapitulées dans le Tableau 31 ci-dessous :

Définition d'une liaison chimique covalente par le modèle de Lewis	
EC1	« La première définition, c'est sa définition de la liaison chimique qui est que la liaison chimique provient de la mise en commun de deux électrons de valence . Ce sont ces électrons-là qui vont participer à la liaison chimique et qui vont être mis en commun pour former des liaisons chimiques dans le sens de Lewis , uniquement ceux-là » (épisode 4)
EC2	« On est d'accord la liaison c'est la mise en commun de deux électrons de valence entre A et B pour former un doublet d'électrons , une paire d'électrons . » (épisode 17)
EC3	« Une liaison covalente est formée par la mise en commun de deux électrons , et ce doublet d' électrons est attiré simultanément par chacun des noyaux chargés positivement des atomes . La liaison résulte de la mise en commun des électrons externes ou électrons de valence qui sont les moins attirés par le noyau . Cela se fait de façon à ce que chaque atome possède dans la molécule la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans le tableau périodique » (épisode 5)

Tableau 31 : définitions de la liaison chimique covalente dans le cadre du modèle de Lewis

Les 3 EC proposent une définition de la liaison chimique covalente (le mot covalent n'est pas prononcé par EC1 et EC2), dont la base est une mise en commun d'électrons sans que nous repérions de formulation téléologique ou anthropomorphique. En effet, aucun verbe d'action n'est assigné aux atomes ou aux particules de l'échelle submicroscopique pour exprimer le partage des électrons ; EC1 formule une définition à la voix passive et évoque, en plus, comme EC2 et EC3, l'action de mettre en commun des particules sans l'attribuer à un individu. Le texte du discours des EC met en avant qu'une liaison résulte ou provient d'un partage d'électrons ce qui souligne le caractère explicatif de la mise en commun évoquée. Les trois EC précisent que ce sont des électrons de valence qui sont concernés et que les électrons partagés sont au nombre de deux. Dans la définition convoquée par EC3, le rôle des noyaux d'atomes est mis en évidence lorsqu'elle mentionne l'interaction attractive entre les électrons

du doublet et les noyaux chargés positivement. Seul EC2 précise que la mise en commun a lieu « entre A et B » sans expliciter si ces lettres désignent les symboles de deux atomes ou deux noyaux d'atomes d'éléments donnés. On relève l'absence de référence à des concepts quantiques à l'exception de EC3 qui évoque la configuration électronique des atomes de gaz nobles qui devient un objectif à atteindre par les atomes. Notons un contraste dans la formulation des propos de EC3 dont la première partie ne rend pas compte d'explications téléologiques et anthropomorphiques. Enfin, aucun des EC ne mentionne la répulsion entre électrons de valence spatialement proches et pourtant mis en commun entre les noyaux d'atomes. Lors de l'entretien, lorsque nous les questionnons à ce propos, EC1 et EC2 signalent qu'ils ne s'étaient jamais interrogés car ils n'avaient eux-mêmes pas eu de questions de la part d'étudiants en ce sens. Quant à EC3, elle nous indique que c'est important pour elle que les étudiants aient en tête que les noyaux jouent un rôle, ce qu'elle met en avant dans le discours qu'elle tient aux étudiants. Ce sont ici des manifestations de conceptions personnelles du savoir qu'ont les EC (déterminant personnel).

XI.4.2.2.4. Statut de la règle de l'octet

L'énoncé de la règle de l'octet donné par chacun des EC est recensé dans le Tableau 32.

	Énoncé de la règle de l'octet
EC1	« Donc ce qu'on avait dit // je vous le dicte, c'est que la stabilité maximale d'une molécule, donc la stabilité maximale d'une molécule est obtenue quand chaque atome de la deuxième ou troisième ligne , uniquement ces atomes-là, est entouré par quatre paires d'électrons , c'est à dire huit électrons. Donc c'est la règle de l'octet . » (épisode 18)
EC2	Absence d'énoncé de la règle de l'octet
EC3	« Chaque atome est donc entouré de 8 électrons (gaz rare = 8 e-) et suit la règle de l'octet , pour adopter la configuration du gaz rare, très stable avec la configuration $ns^2 np^6$ adoptée par les e- de la couche externe » (épisode 6)

Tableau 32 : énoncé de la règle de l'octet par les 3 EC

EC1 formule un énoncé qu'elle limite aux atomes d'éléments des deuxième et troisième périodes du tableau périodique sans donner davantage de justification. Elle mentionne ensuite l'ensemble des huit électrons sans faire de lien avec la configuration électronique d'un atome de gaz noble. EC3 propose un énoncé mettant initialement en avant une formulation à la voix passive. En effet, c'est bien le chimiste qui place les tirets symbolisant

les paires d'électrons autour des symboles des noyaux lorsqu'il écrit le schéma de Lewis d'une molécule. La deuxième partie de la phrase met en avant un verbe relevant de l'action d'un atome. Notons que, dans le discours de EC3, des précautions oratoires sont prises par la suite. Lorsqu'elle présente la construction de schémas de Lewis de molécules, elle formule toutes ses phrases à la voix passive : « la règle de l'octet est respectée » sans signaler par quoi ou par qui elle l'est. Cela peut tant désigner les atomes que l'individu qui a écrit le schéma de la molécule. EC2 ne donne pas d'énoncé de la règle de l'octet même s'il la mentionne à plusieurs reprises dans la suite de la séance de cours. En effet, il a déjà présenté cette règle dans le cours portant sur la description des configurations électroniques des atomes.

XI.4.2.3. Analyse de l'introduction du symbole représentant la liaison covalente

Les extraits du Tableau 33 (p. 229) montrent comment les 3 EC introduisent le symbole de la liaison covalente dans leur discours. Les lemmes « trait » ou « tiret » (soulignés dans le Tableau 33) ont été uniquement trouvés dans le discours de EC2. Il ont été repérés dans le discours de EC3 lors de l'écoute de la bande vidéo. Les concordances autour de ces lemmes pivots ont été recueillies. Concernant EC1, nous avons repéré l'introduction du symbole de la liaison covalente dans l'épisode 10 lorsqu'elle écrit le schéma de Lewis de la molécule de dihydrogène H_2 . Les lemmes « représenter », « représentation » ou « symboliser » (soulignés dans le Tableau 33) en lien avec l'introduction du symbole d'une liaison covalente n'apparaissent que dans le discours de EC2. Les concordances autour de ces lemmes montrent que EC2 fait une distinction explicite entre l'objet (les doublets d'électrons) et le symbole (le trait) qui le représente. Toutefois, la précaution oratoire qu'il prend pour désigner le trait symbolisant un doublet n'est pas reconduite lorsqu'il évoque les atomes alors qu'il s'agit aussi d'une représentation. Kermen (2020) y avait vu une habitude de langage dans son analyse d'ouvrages de la classe de première.

EC1 et EC3 n'utilisent pas les verbes « représenter » ou « symboliser » lors de ce la formation du symbole de la liaison covalente (« la liaison c'est le trait rouge » (EC3)). En revanche nous constatons qu'elles le font explicitement à propos du point symbolisant un électron non apparié (« le point symbolise un électron célibataire » (EC3)). Peut-être que ces EC n'ont pas conscience de la distance qu'il est souhaitable de marquer entre les objets (comme la liaison chimique) et les symboles associés, ce que Duval (1993, 2006) revendique

comme exigence épistémologique dans le cas des objets mathématiques. Pourtant, les ouvrages sur lesquels elles s'appuient pour préparer leurs séances de cours mettent en avant cette précaution oratoire. Nous y voyons ici des raccourcis liés à des habitudes de langage partagées par les chimistes et que nous attribuons au déterminant social de l'activité enseignante.

	Introduction du symbole de la liaison covalente par les EC
EC1	« Je vais avoir une mise en commun de ces deux électrons de valence (pointe les deux électrons non appariés symbolisés par des points) pour former une liaison chimique. Les deux atomes sont liés par une liaison (pointe explicitement le trait qu'elle a dessiné entre les symboles des noyaux d'atomes) qui correspond à un doublet d'électrons ». L'introduction du symbole de la liaison covalente est effective à travers l'exemple de H ₂ et un schéma (épisode 10).
EC2	« c'est une représentation plus simple où on met en commun des électrons qui finalement se représentent sous forme de point et dès qu'on a deux points on fait un doublet » (épisode 12) « On va représenter la mise en commun d'électrons, toujours dans le cadre de représentation , par un trait » (épisode 18)
EC3	« le doublet d'électrons liant donne la liaison entre deux atomes. La liaison c'est le trait rouge. Un doublet liant est un doublet partagé par deux atomes » L'introduction du symbole de la liaison covalente est effectif à travers l'exemple de HF (épisode 8)

Tableau 33 : discours des EC lors de l'introduction du symbole de la liaison covalente selon Lewis

Nous avons également analysé ce que disent les EC dans le cadre d'une relation sémiotique triadique. Il est attendu que le trait positionné entre les symboles des deux noyaux d'atomes représente une liaison covalente interprétée comme l'agrégation de deux électrons entre deux noyaux dans un doublet ou une paire partagée. Les relations triadiques symbole-objet-interprétant que nous proposons sur la base de ce que disent les EC sont rassemblées sur la Figure 41. Sur cette figure les **symboles** sont écrits en **bleu**, les **objets** en **rose** et **l'interprétant** en **rouge**.

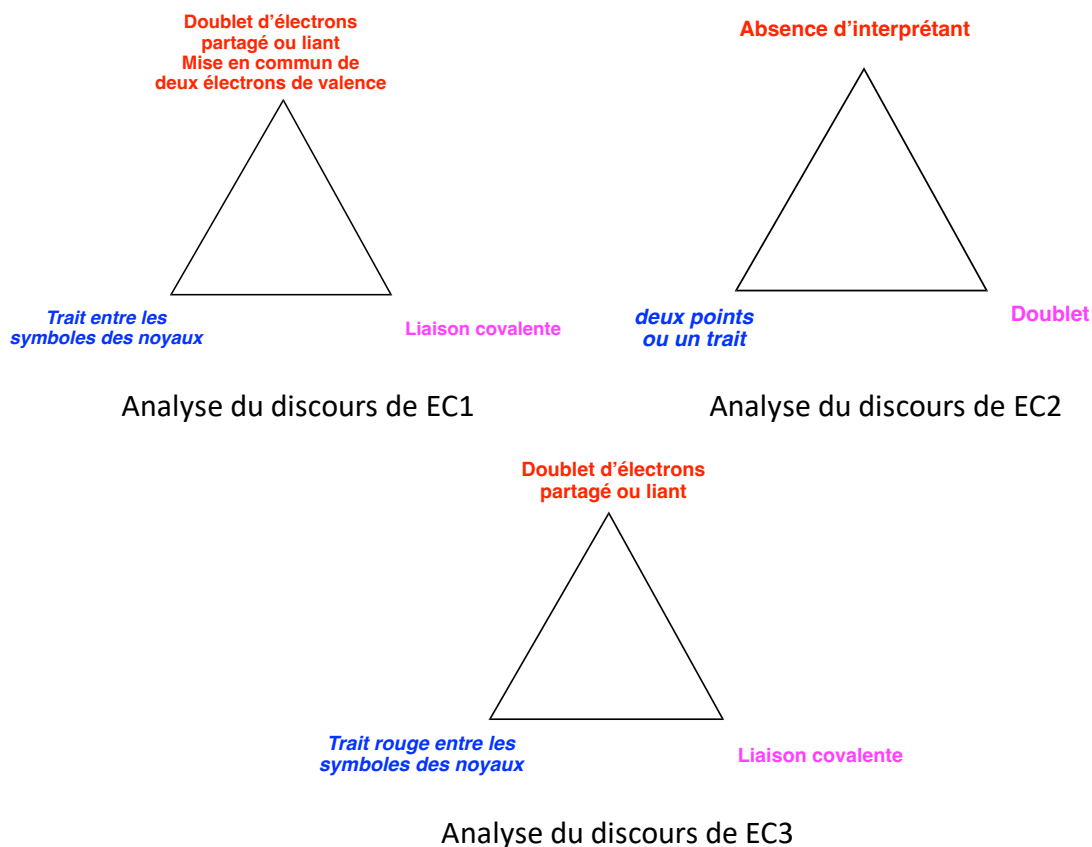


Figure 41 : analyse du discours des EC selon une approche triadique

Dans le discours de EC1 et EC3, le trait réfère explicitement à la liaison covalente, l'interprétant étant dans chacun des cas un doublet d'électrons (seule EC3 précise qu'il est liant) mais également une mise en commun de deux électrons de valence pour EC1. Dans le cas de EC1, il y a un conflit d'interprétation puisque la mise en commun d'électron est une action alors que le doublet est le résultat de cette précédente action. Dans le discours de EC2, les deux points accolés ou un trait réfèrent à un doublet, qui peut donc être partagé ou non, mais il n'y a pas d'interprétant spécifié. EC2 signale qu'on représente « la mise en commun d'électrons de valence » qui n'est pas un objet en soi mais plutôt une action et c'est le résultat de cette dernière qui est représenté. L'agrégation de ce que disent EC1 et EC3 nous conduit à l'analyse suivante : le trait entre les symboles des noyaux d'atomes peut référer soit à un doublet d'électrons partagé soit à la liaison covalente, l'interprétant est la mise en commun de deux électrons de valence. Cependant, les noyaux ne sont pas explicitement mentionnés par ces EC.

La centration faite par les EC sur le symbole de la liaison covalente sans mentionner ou mettre en avant le symbole des noyaux fait que le rôle de ces derniers est laissé en arrière-

plan. Les définitions que les EC donnent de la liaison chimique vont également dans ce sens et ne suggèrent pas réellement une interprétation physique. Cela reconduit ce que soulignaient Kermen (2020) et Le Maréchal et Cross (2010).

XI.4.2.4. Choix des exemples et construction de schémas de Lewis

XI.4.2.4.1. Nombre et nature des exemples

Les 3 EC présentent un nombre moyen d'exemples ramené à l'unité horaire globalement comparable (6,5 exemples / heure pour EC1, 7 pour EC2 et 7,5 pour EC1). Les exemples proposés par les 3 EC, recensés dans les tableaux des annexes 12, 13 et 14 peuvent être qualifiés de classiques en ce sens où on les trouve dans tout ouvrage de chimie générale de premier cycle universitaire. Il s'agit par exemple de H_2O , O_2 , Cl_2 , CH_4 , HF , HCN , CO , SO_2 , PCl_5 , SF_6 . En revanche, aucun exemple n'est tiré des travaux de laboratoire des EC. Lors de l'entretien, EC1 et EC3 indiquent qu'elles utilisent des exemples issus de leur recherche à partir de la L3 car le contenu est davantage accessible aux étudiants.

« j'utilise en L3 un exemple concernant les capteurs électrochimiques à base de carbone sur lesquels il est possible de faire du greffage de molécules à la surface » (EC3)

EC2 ne propose pas d'exemples en lien direct avec sa recherche mais nous précise en revanche qu'il tient compte de la spécificité de ses étudiants (en L1 de biologie) en donnant des exemples en lien avec la biologie. Par exemple, il nous dit qu'il n'insiste pas sur les exceptions à la règle de l'octet car elles sont rares pour les molécules permettant de décrire les composés d'intérêt biologique. Ce sont ici des choix personnels des EC qui se manifestent et que l'on peut relier au déterminant personnel de l'activité enseignante.

XI.4.2.4.2. Stratégie d'écriture des schémas de Lewis de molécules

XI.4.2.4.2.1. Stratégie mise en place par EC1 et EC3

Les tableaux (annexes 12 et 14) montrent que EC1 et EC3 écrivent des schémas de Lewis de molécules en mettant en œuvre des stratégies très proches. Elles ont d'abord recours à une démarche inductive dont les étapes sont les suivantes :

- Écriture de la configuration électronique fondamentale des atomes impliqués et catégorisation des électrons de valence (voir Figure 42). La distinction des électrons

de valence et des électrons de cœur par le chimiste est une activité de traitement au sens de Duval (1993).

- Conversion de la configuration électronique de valence de l'atome considéré en ayant recourt au graphisme des cases quantiques puis écriture du symbole de l'atome selon le formalisme de Lewis. Il s'agit d'activités cognitives de conversion au sens de Duval (1993). Le produit de ces activités cognitives menées par ces deux EC permet d'obtenir le symbole d'un atome mettant en évidence les électrons non appariés (voir Figure 42). Cela présente l'intérêt de faciliter l'écriture ultérieure des schémas de Lewis des molécules par mise en commun de ces électrons entre symboles d'atomes.

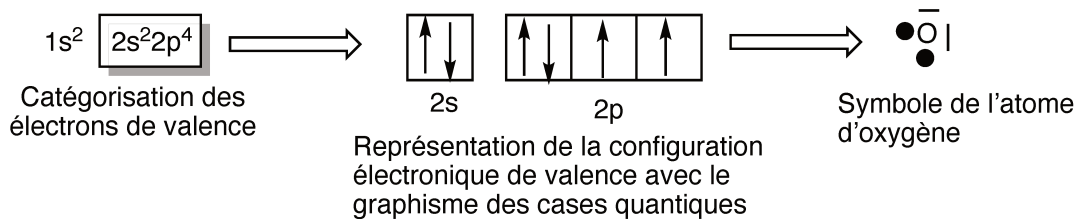


Figure 42 : reproduction de ce que EC1 écrit au tableau

- Les symboles des atomes sont positionnés puis les électrons non appariés sont reliés deux à deux de sorte à mettre en évidence leur mise en commun. Le schéma de Lewis définitif est ensuite représenté.

La Figure 43 est une reproduction de ce que EC1 fait au tableau lorsqu'elle représente le schéma de Lewis de O₂. La Figure 44 est un extrait du document que EC3 projette et commente aux étudiants.

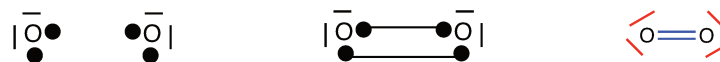


Figure 43 : reproduction de ce que EC1 écrit au tableau

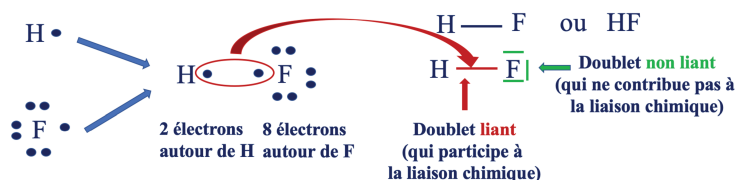


Figure 44 : extrait du document d'accompagnement de EC3

On constate que EC1 et EC3 mettent toutes deux l'emphase sur la mise en commun de deux électrons de valence pour former un doublet d'électrons représenté par des tirets en couleur dans le schéma de Lewis final. Il y a ici une centration sur la représentation des doublets d'électrons qui peut accentuer l'évocation d'un lien matériel entre noyaux d'atomes chez les étudiants dans le cas du doublet partagé. Le rôle des noyaux semble être laissé pour compte puisque non mis en évidence en couleur comme les traits symbolisant les doublets liants.

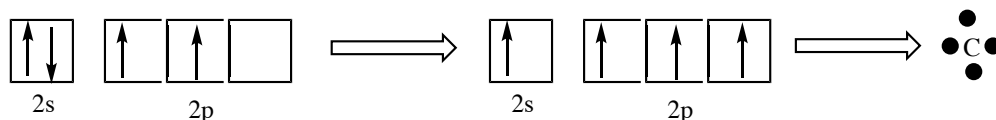
Voyons maintenant comment elles procèdent lorsqu'il s'agit d'établir le schéma de Lewis de CH₄. Examinons l'extrait du discours de EC1 (épisode 13) :

« Alors **mon atome** de carbone, sa configuration électronique de valence est 2s²2p². Ici j'ai deux électrons deux s et puis deux p j'ai aussi deux électrons (dessine les cases quantiques). Si je considère cette configuration électronique comme ça, **votre atome** de carbone il peut faire combien de liaisons ? »

Reproduction de ce que EC1 écrit au tableau

Selon la stratégie jusqu'ici développée par EC1, l'atome de carbone ne pourrait être impliqué uniquement que dans deux liaisons covalentes puisqu'il y a seulement deux électrons non appariés, ce qui est en contradiction avec la connaissance antérieure des étudiants à laquelle elle fait justement appel pour justifier les propos à venir. Notons que EC1 s'approprie les concepts ou les attribue aux étudiants. En linguistique, Il s'agit d'une **métaphore conceptuelle** (en violet et en gras dans le texte de EC1) qui consiste à s'attribuer un objet pour mieux en parler et le représenter (Fries, 2011; Keromnes, 2013) . On peut y voir ici une habitude de langage de EC1 qui se répète régulièrement dans le discours tenu aux étudiants et qui reflète un choix personnel (déterminant personnel). Aucun des deux autres EC ne s'exprime ainsi.

Et qu'est-ce que vous savez sur l'atome de carbone ? Il en fait 4 (liaisons). Donc pour cet atome de carbone il va se passer quelque chose qui explique la formation des 4 liaisons, à savoir qu'ici on va passer par un état excité. On va accepter ça pour le moment. Vous allez avoir l'électron 2s qui va basculer vers la 2p. Donc **notre atome** de carbone pour sa valence, pour interpréter la formation liaison, on va considérer qu'il y a un électron dans la 2s et trois électrons dans la 2p »



EC1 (à une étudiante qui n'a pas compris ce qu'elle vient de faire) : « Tu sais que si le carbone a deux électrons célibataires alors il peut faire une liaison, deux liaisons, c'est tout. T'as vu depuis toute petite que **ton carbone** il a quatre pattes et il peut former ses quatre liaisons ». EC1 produit ensuite la même explication qu'elle a précédemment proposée aux étudiants.

Dans l'extrait ci-dessus, EC1 utilise la promotion de valence pour la configuration électronique de l'atome de carbone afin d'en interpréter la tétravalence que les étudiants sont supposés connaître. Nous pensons qu'une telle présentation est une source potentielle d'incompréhension et d'erreur à plus ou moins long terme. En effet, les étudiants pourraient être grandement tentés de considérer que l'état excité $1s^2 2s^1 2p^3$ de la configuration électronique de l'atome de carbone relève d'une exception à la règle de Madelung-Klechkowski permettant d'établir la configuration électronique fondamentale d'un atome. C'est d'ailleurs la question qui est immédiatement posée par une étudiante à EC1, ce qui lui permet de clarifier son propos à ce sujet. Dans l'entretien, EC1 justifie les raisons de ses choix par des habitudes de travail mais également les ressources sur lesquelles elle s'appuie (elle indique « je fais le Lewis des livres »). Mais les ouvrages sont diversifiés et tous n'envisagent pas le passage par un état excité de la configuration électronique de l'atome de carbone pour en justifier la tétravalence. EC1 aurait pu ici s'appuyer sur des contraintes empiriques, comme les masses moléculaires, pour proposer une explication, ce qu'a d'ailleurs fait Lewis dans ses écrits de 1923 (Lewis, 1923).

Notons que le discours de EC1 est également imprégné de formulations anthropomorphiques qui sont en réalité des habitudes de langage des chimistes et des enseignants de chimie. En effet, EC1 est sans nul doute consciente que les particules du niveau submicroscopique sont dépourvues de tout désir ou envie. Pourtant, elle décrit des électrons qui « sont dans les orbitales » ou des « électrons célibataires », ce que, l'on interprète comme un choix que l'on peut relier au déterminant personnel mais aussi au déterminant social de l'activité enseignante. Nous consacrons un paragraphe ultérieur aux anthropomorphismes.

De son côté, EC3 procède de manière analogue à EC1 comme cela est mis en avant sur l'extrait du document de cours projeté (voir Figure 45). Dans l'entretien, elle nous indique qu'elle procède ainsi car « les étudiants ne sont plus en terminale, ils peuvent aller plus loin ». Elle signale par ailleurs que le modèle de la liaison de valence et le concept d'hybridation sont présentés dans la suite du cours.

Parfois, la formation des molécules ne peut être expliquée qu'en désappariant des électrons; c'est la **promotion de valence**.

C'est le cas du **Carbone** : $1s^2$ **$2s^2$ $2p^2$** (4 e- de valence) soit | C :
 Cette configuration ne permet de former que 2 liaisons. Or dans CH₄ il y a 4 liaisons.
 Si l'on communique suffisamment d'énergie pour faire passer 1 e- vers le niveau 2p:

C : $1s^2$ **$2s^1$ $2p^3$** ↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑

Configuration plus stable énergétiquement car au moins 1 e- dans chaque case quantique.
 soit : : C : qui peut maintenant former **4 liaisons covalentes** dans CH₄ , CO₂

Figure 45 : extrait du document d'accompagnement de EC3

Lorsqu'elles présentent une procédure générale pour écrire le schéma de Lewis de molécules (sur l'exemple du méthanol de formule CH₃OH lors de l'épisode 30 pour EC1 et lors des épisodes 14 et 15 pour EC3, de nouveau sur l'exemple du méthane de formule CH₄), EC1 et EC3 mettent en avant toutes les étapes classiquement décrites dans les ouvrages de chimie générale : calcul du nombre d'électrons de valence de la molécule puis du nombre total de doublets, **répartition de ces doublets entre et sur les symboles des noyaux des atomes à l'aide de la règle de l'octet**, attribution des charges formelles puis vérification de la cohérence de l'ensemble. C'est l'étape soulignée en gras qui est primordiale pour écrire le schéma de Lewis de la molécule et sur laquelle les deux EC mettent l'emphase.

Lorsqu'elle s'apprête à écrire le schéma de la molécule de méthanol, EC1 change de stratégie par rapport à ce qu'elle a fait jusqu'alors, c'est-à-dire qu'elle ne relie plus les symboles des noyaux entre eux *via* les symboles des électrons non appariés. Désormais, elle écrit les symboles des noyaux de façon à constituer le squelette de la molécule puis répartit les divers doublets. Elle ne joint plus les symboles des électrons deux à deux pour mettre en avant leur mise en commun comme elle le faisait auparavant. Elle argumente toutefois auprès des étudiants que l'exemple présenté est « simple » et « qu'il n'y a pas d'ambiguïté » mais qu'elle se base aussi sur ses connaissances pour proposer le squelette de la molécule.

« Bien évidemment j'ai utilisé aussi mon savoir, mes connaissances de chimiste pour positionner les atomes tels que je les ai représentés ici » (EC1).

Elle achève la procédure en attribuant les charges formelles éventuelles et mobilise la règle explicative de l'octet pour vérifier la cohérence du schéma écrit pour les noyaux d'atomes d'éléments de la deuxième période. On ne constate pas de variation de stratégie chez EC3.

Si EC1 a fait le choix d'exprimer une variabilité dans la stratégie entreprise pour écrire les schémas de Lewis de molécules, c'est peut-être qu'elle constate que ce qu'elle fait en première intention n'est fonctionnel que pour des molécules « simples » constituées de 3 atomes au plus. Au-delà, il nous paraît effectivement moins aisé de construire le schéma de Lewis d'une molécule. Une prise de distance et des connaissances en chimie sont indispensables pour constituer le squelette de la molécule, ce que la démarche globale qu'elle présente semble mieux prendre en charge.

XI.4.2.4.2.2. Stratégie mise en place par EC2

EC2 utilise une démarche déductive. Il expose une procédure générale identique à celle de EC1 et EC3 (ils déclarent s'appuyer en partie sur les mêmes ressources, ce qui explique sans doute ce constat) et la met en œuvre sur quelques exemples. Il n'a pas recours à la promotion de valence pour décrire la tétravalence du carbone. Il semble la considérer comme acquise par les étudiants puisqu'il la passe sous silence lorsqu'il présente les symboles d'atomes des éléments des trois premières périodes lors de l'épisode 15. Lorsqu'il écrit le schéma de Lewis de molécules simples, EC2 utilise la même stratégie que EC1 mettait en œuvre en première intention ainsi que EC3. À savoir qu'il représente les symboles des noyaux d'atomes et met en avant la mise en commun des électrons deux à deux entre noyaux d'atomes en reliant les points symbolisant les électrons non appariés. La procédure s'achève avec l'attribution des charges formelles et la vérification de la cohérence du schéma de Lewis tracé en relation avec la règle de l'octet.

XI.4.3. Conclusion

Le temps passé sur la procédure d'écriture de schémas de Lewis et les exemples (environ 75% des épisodes en moyenne) reconduit ce qui avait été déjà observé dans les études antérieures : les enseignants centrent leur discours sur une procédure et laissent au second plan le principe physique permettant de comprendre et d'expliquer ce qu'est une

liaison chimique. Par ailleurs, on constate des régularités et des variabilités dans ce que disent et font les EC : les procédures proposées sont semblables par certains aspects (les décomptes des électrons et des doublets, l'attribution des charges formelles et la vérification de la cohérence) et variables par d'autres aspects (la stratégie adoptée pour positionner des traits sur et entre les symboles des atomes ; la justification de la tétravalence du carbone à l'aide de la promotion de valence). Les choix formulés par les EC sont influencés par leurs connaissances et convictions personnelles (déterminant personnel) ainsi que les ressources qu'ils utilisent (déterminant institutionnel). Notons que la promotion de valence est un concept du modèle de la liaison de valence dont des bribes subsistent dans l'enseignement à l'université. Cela concerne généralement les EC spécialisés en chimie organique (entretiens avec U1 et U2). Même si EC1 et EC3 ne se consacrent pas à la recherche dans ce domaine de la chimie, elles y ont recours, ce qui témoigne d'une habitude qu'ont certains EC de chimie à l'université. Ce choix est donc à relier également au déterminant social de l'activité enseignante.

XI.5. Réponse à la QR7 : cas du modèle des OM et des modèles de liaisons intermoléculaires

XI.5.1. Les modèles de liaisons intermoléculaires

Rappelons que seuls EC1 et EC2 enseignent ces modèles. Ce n'est pas au programme de l'UE de EC3 qui nous indique lors de l'entretien que ces modèles de liaisons sont abordés uniquement au deuxième semestre selon la mention de licence choisie par les étudiants à l'issue du semestre 1.

XI.5.1.1. Description de l'itinéraire cognitif

EC1 et EC2 réservent, au début de leurs séances sur les liaisons intermoléculaires, un paragraphe dans lequel ils présentent les interactions électrostatiques modélisées par des forces coulombiennes entre particules chargées de même signe ou de signes opposés. Ils présentent ensuite très succinctement le modèle de la liaison ionique (non prévu par le programme de l'UE) pour décrire des solides cristallins en projetant la photo d'une maille (celle représentant le chlorure de sodium de formule NaCl). Les liaisons de Van der Waals sont ensuite détaillées comme des forces ou interactions entre des dipôles moléculaires. Pour

terminer, chaque EC définit la liaison hydrogène puis donne des exemples d'application de ces liaisons.

XI.5.1.2. Repérage du modèle électromagnétique

Nous repérons les indicateurs associés au modèle électromagnétique dans le discours prononcé par les EC. Voilà ce que dit EC1 à ses étudiants lorsqu'elle annonce qu'elle se base sur des interactions électrostatiques pour expliquer toutes les liaisons intermoléculaires. Les termes soulignés sont ceux qui réfèrent aux indicateurs permettant de repérer le modèle électromagnétique.

« une chose importante, il y a toujours de l'attraction et de la répulsion. À chaque fois, vos noyaux vont chercher à s'éviter mais il y a d'autres forces électrostatiques et on va avoir une compétition entre toutes ces forces. C'est ce qui est représenté sur la page suivante (désigne la courbe d'énergie potentielle en fonction de la distance internucléaire). Les forces attractives stabilisent le système et l'énergie décroît (pointe la courbe), les forces répulsives déstabilisent le système et l'énergie explose (pointe la courbe et ses variations). Le bilan global est la somme de ces énergies d'attraction et de répulsion. Les noyaux chargés positivement ne veulent pas se voir s'ils se rapprochent trop. Il existe une distance optimale qui correspond à un équilibre où là vous avez le système le plus stabilisé et vous avez l'énergie d'attraction qui l'emporte sur la répulsion. ». (La courbe mentionnée est similaire à celle présentée dans le paragraphe V.6.1)

Pour la première fois dans cette unité d'enseignement, EC1 met en avant presque tous les concepts essentiels du modèle électromagnétique que nous avons présenté dans l'analyse didactique. L'attraction, qui n'est pas explicitement mentionnée entre les noyaux chargés positivement et les électrons, et la répulsion internucléaire sont mentionnées. Il n'y a cependant pas de référence à la répulsion entre électrons ni au mouvement des particules. Le bilan des interactions, interprétées par des forces, est formalisé à travers la courbe d'énergie potentielle en fonction de la distance entre deux noyaux qu'elle projette aux étudiants (voir Figure 10). Lorsqu'elle commente la courbe, EC1 met en évidence la longueur de liaison (sans pour autant utiliser ce terme), à savoir la distance optimale pour laquelle il y a une compensation nette entre les forces attractives et les forces répulsives intérieures au système considéré. Toutefois, elle signale ensuite aux étudiants que l'attraction l'emporte sur la répulsion : si tel était le cas, la force nette résultante ne serait pas nulle et les particules s'écraseraient les unes sur les autres ; en conséquence les noyaux ne pourraient être maintenus à distance moyenne constante et le système obtenu ne serait pas caractérisé par la stabilité qu'elle annonce au préalable.

Le discours de EC2 à ce sujet est plus succinct. Il indique aux étudiants que « les interactions intermoléculaires peuvent toutes s'expliquer par les interactions électrostatiques » et que ces dernières sont telles que « le plus attire le moins ». Notons d'abord que EC1 et EC2 utilisent le terme « électrostatique » alors qu'électromagnétique serait plus juste pour décrire les interactions entre particules mobiles. Nous avons déjà assigné cet usage du terme électrostatique à des habitudes de langage visant à simplifier les propos tenus aux étudiants, surtout en début de L1 où les concepts d'électromagnétisme n'ont pas été encore abordés. On peut voir se manifester un choix que l'on interprète comme relevant du déterminant social de l'activité enseignante.

EC2 ne mentionne pas les particules concernées par les interactions et les désigne implicitement par le signe des charges qui leurs sont assignées. On peut y voir une habitude de langage. De plus, les interactions répulsives ne sont pas mentionnées alors qu'il projette un document mettant en avant les mêmes interactions modélisées par des forces attractives ou répulsives. Les mots du discours sont donc ici en désaccord avec le texte du document d'accompagnement. Comme nous l'avons déjà indiqué, la mention des seules forces attractives ne permet pas d'expliquer la stabilité des systèmes considérés. On ne peut pas réellement dire que les concepts repérés reflètent le modèle électromagnétique car on ne les trouve pas en réseau dans une phrase construite comme celle prononcée par EC1.

XI.5.1.3. [Modèle de la liaison ionique pour décrire les solides ioniques](#)

Le modèle de la liaison ionique, ou « modèle ionique » selon EC2, est immédiatement introduit par les deux EC après la présentation des forces électrostatiques. EC1 et EC2 décrivent très brièvement l'arrangement spatial des cations et des anions permettant de décrire la maille cristalline du chlorure de sodium de formule NaCl. La projection de la photo d'une maille éclatée (EC1 et EC2) représentant NaCl (Figure 46) n'est pas accompagnée de commentaires des EC sur ce que représentent les différentes tiges et les boules colorées même si le schéma projeté indique en légende les formules des ions que les boules et grises représentent. Les tiges peuvent évoquer ici un lien matériel entre les noyaux d'atomes ce qui est décrié par Le Maréchal et Cross (2010).

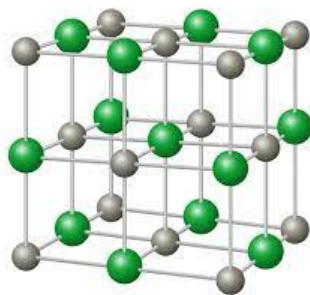


Figure 46 : maille éclatée visant à représenter le chlorure de sodium (les boules vertes représentent les anions chlorure et les boules grises les cations sodium)

EC2 formule le commentaire suivant en confondant toujours les ions avec le signe de leur charge :

« les signes positifs s'entourent de signes négatifs et réciproquement. Chaque charge est entourée de voisins de signes différents sinon il y aurait des répulsions ».

Ce que dit EC2 est selon nous source d'erreurs pour deux raisons :

- les particules (les cations et les anions) sont de nouveau désignées par les signes de leur charge ; ce qui est sans doute une habitude de langage pour EC2 peut être une difficulté pour les étudiants.
- Ce qu'il dit laisse à penser qu'il ne doit pas y avoir d'interactions répulsives. Or si tel était le cas, les ions s'écraseraient les uns sur les autres et les noyaux ne pourraient être maintenus à distance moyenne constante.

Quant à EC1, elle mentionne l'attraction et la répulsion sans davantage de détails. Aucun des EC ne fait référence :

- Aux petits mouvements vibratoires des noyaux des ions autour de leur position d'équilibre ni aux distances caractéristiques entre cations et anions.
- à l'énergie de dissociation de ce type de liaison.
- au fait qu'il n'existe pas, pour la liaison ionique, de représentation équivalente à celle d'une liaison covalente.
- à la liaison ionique comme un cas limite de la liaison covalente, ce qui contribue probablement à entretenir chez les étudiants une vision dichotomique des deux types de liaison (Luxford et Bretz, 2014).

Les deux EC s'écartent tous deux des prescriptions du programme qui ne prévoyaient pas que la liaison ionique soit évoquée dans leur séance de cours. C'est ici une manifestation d'un choix personnel de présentation du savoir (déterminant personnel).

XI.5.1.4. Modèle des liaisons de Van der Waals

Les liaisons de Van der Waals sont décrites par les deux EC (EC1 et EC2) sur la base d'interactions électrostatiques entre dipôles moléculaires. Les interactions attractives et répulsives modélisées par les forces homonymes sont mentionnées de même que la compétition entre les deux. Aucun des EC ne mentionne la compensation exacte entre les deux types de forces intérieures au système considéré (l'ensemble des molécules), ce qui ne permet pas d'expliquer la distance caractéristique moyenne constante entre molécules. L'aspect dynamique est évoqué à travers la fluctuation du moment dipolaire expliqué par le mouvement perpétuel des électrons et des noyaux. Ici, le modèle électromagnétique reflète bien un processus d'interactions électromagnétiques entre dipôles car le mouvement des particules submicroscopiques est mis en évidence par les EC. Les liaisons de Van der Waals ne se représentent pas, ce qu'aucun des EC ne mentionne aux étudiants. Les deux EC achèvent le paragraphe réservé aux liaisons de Van der Waals en présentant une procédure permettant aux étudiants de repérer la nature des interactions (Keesom, Debye et London) entre molécules. Cette explicitation vise à préparer les étudiants à une discussion portant sur la comparaison de l'intensité de ces interactions en vue d'interpréter certaines propriétés de la matière.

XI.5.1.5. Modèle de la liaison hydrogène

Voici la définition de la liaison hydrogène que nous avons collectée dans le discours de EC1 :

« la liaison hydrogène est une liaison physique et non une liaison chimique. Il y a une liaison hydrogène entre un atome H relié par covalence à un atome X qui doit être très électronégatif, les atomes N, O ou F uniquement. Et cet atome d'hydrogène peut se lier cette fois de manière physique à un autre atome très électronégatif qui sera aussi un azote, un oxygène et un fluor. C'est pas une liaison chimique, c'est une liaison physique à plus grande distance et ça se représente comme ça ». En complément EC1 introduit le symbole de la liaison hydrogène à travers un schéma.

En premier lieu, tous les éléments du modèle électromagnétique qu'elle a présentés comme permettant d'expliquer les liaisons intermoléculaires sont totalement omis du texte

du savoir. Il n'est plus question d'interactions attractives et répulsives entre particules ou entre molécules. Elle indique par ailleurs aux étudiants que la liaison hydrogène est une liaison physique qu'elle semble distinguer des liaisons chimiques mais ne propose pas d'explication. Nous avons constaté une telle distinction dans des ouvrages très répandus et réputés comme celui de Gerschel (1995), l'un des rares à proposer une description poussée des liaisons intermoléculaires et ne trouvant pas d'équivalent dans la littérature récente.

Lorsque nous l'interrogeons à la sortie de la séance de cours, elle nous dit que les liaisons chimiques désignent pour elle les liaisons covalentes. Toutefois, elle finit par exprimer que cette distinction n'a pas lieu d'être puisque toute liaison chimique est décrite par des interactions entre particules, ce que reflète l'équation de Schrödinger, et une longueur caractéristique. C'est d'ailleurs ainsi qu'elle décrit la liaison chimique dans le cadre de sa mission de recherche en chimie théorique computationnelle⁸¹.

Enfin, notons que EC1 définit une liaison hydrogène en la décrivant comme impliquant des noyaux d'atomes d'hydrogène liés exclusivement à des noyaux d'atomes des éléments azote, oxygène et fluor. Cela ne renvoie pas l'idée de *continuum* que proposent Atkins et De Paula (2004) qui décrivent des liaisons hydrogène moins fortes impliquant des noyaux d'autres éléments tels que le soufre ou le chlore. Après le cours, EC1 nous indique qu'il s'agit d'une simplification volontaire, le but étant que les « étudiants repèrent rapidement les liaisons hydrogène éventuelles entre deux molécules le jour de l'examen ». EC1 met donc davantage l'accent sur une procédure (comment reconnaître une liaison hydrogène ?) que sur le principe physique sous-jacent. Il s'agit ici d'un choix personnel de présentation du savoir à relier avec la réussite des étudiants à l'examen (déterminant personnel).

Dans la séance de cours de EC2, il n'y pas de trace de définition de la liaison hydrogène donnée aux étudiants avec des mots ni à l'oral, ni sur le document de cours. La définition est effective à travers une représentation dans laquelle sont identifiés les symboles des noyaux des atomes A et B que EC2 qualifie respectivement de donneur et accepteur de liaison H et

⁸¹ C'est ce qu'elle annonce aux étudiants de L2 lors d'une séance de cours portant sur les modèles quantiques de la liaison chimique. Nous avons filmé et enregistré cette séance dans l'idée de proposer un prolongement à notre étude. Celui-ci n'a pas été envisagé, faute de temps.

celui du noyau d'atome d'hydrogène ainsi que les pointillés permettant de représenter la liaison hydrogène.

Nous observons chez EC1 et EC2 un ensemble de régularités qui se manifestent à travers une centration portant sur :

- la représentation de la liaison hydrogène, ce qui n'est pas sans rappeler ce que nous avons déjà constaté dans le cas de la liaison covalente ;
- l'algorithme permettant de repérer une liaison hydrogène sur des représentations de molécules.

Ce que disent EC1 et EC2 ne met pas en avant une interprétation physique de la liaison hydrogène. Notons que le terme liaison est explicitement utilisé par les EC alors que les mots « interaction » ou « force » sont abandonnés et ne semblent réservés qu'aux liaisons ioniques et aux liaisons de Van der Waals. Nous constatons une variation dans le discours des EC puisqu'ils annoncent au début de leur séance de cours que toutes les liaisons intermoléculaires résultent d'un ensemble d'interactions électrostatiques attractives et répulsives. Enfin, les deux EC annoncent l'énergie moyenne de dissociation caractéristique d'une liaison hydrogène en précisant qu'elle sera utile pour expliquer des propriétés physiques ce que nous interprétons comme leur intention d'utiliser le modèle pour effectuer un lien avec le registre empirique (EC1 et EC2 mentionnent explicitement des températures de changement d'état à interpréter).

XI.5.2. Analyse de la présentation du modèle des orbitales moléculaires

Nous n'avons pas disposé de suffisamment de temps pour analyser plus en détail les séances de cours portant sur la présentation du modèle des orbitales moléculaires. Toutefois à partir du croisement de notes de terrain récoltées et du visionnage des captations vidéo des séances de cours ainsi que des documents de cours transmis, il est possible d'esquisser l'itinéraire cognitif des trois EC à ce propos. Les différentes catégories définies dans le Tableau 28 et repérées dans le discours sont consignées dans le Tableau 34.

Catégorie	EC1	EC2	EC3
Définition d'un système	x	x	x
Équation de Schrödinger	x	x	x
Calcul			
Courbe	x		x
Approximation	x	x	
CLOA	x	x	x
OM	x	x	x
Diagramme	x	x	x
Représentation	x	x	x
Configuration électronique	x	x	x

Tableau 34 : catégories associées au modèle des OM

Les trois EC présentent le modèle des OM en traitant le cas d'une molécule diatomique homonucléaire. Ils ont fait comme choix commun l'absence de présentation de tout calcul en lien avec la mécanique quantique et nous signalent qu'il s'agit d'une volonté partagée par les équipes enseignantes afin d'éviter les dérives calculatoires, sources de difficultés pour les étudiants. Outre ce précédent constat, EC1 et EC3 nous disent lors de l'entretien que les calculs de mécanique quantique seront développés ultérieurement (en L2, voire en L3). Nous interprétons ce choix en l'associant au déterminant social de l'activité des EC qui se sont concertés pour se mettre d'accord sur ce qu'il est souhaitable d'enseigner (les entretiens avec EC1 et EC2 le confirment). Par ailleurs, ce que décrivent ces deux EC est en cohérence avec ce que Chaquin et al. (2018) ainsi que Taber (2002, 2005) disent à ce sujet.

Quant à EC2, il nous indique que les calculs ne seront pas envisagés en deuxième année dans la mention de licence (biologie) dans laquelle il enseigne. Il nous précise en complément que le modèle des OM est présent dans la maquette suite à une commande spécifique de ses collègues de deuxième année qui utilisent les diagrammes pour la spectroscopie. À cette occasion il nous dit « c'est aussi pour ça que je ne fais pas les calculs. Je me contente de représenter les diagrammes et les orbitales moléculaires. En réalité c'est ça qu'ils utiliseront pour la réactivité en chimie organique ». Les choix qu'il formule relèvent des deux mêmes déterminants précédemment évoqués.

EC1 et EC3 définissent explicitement à l'oral, et à travers un schéma communiqué aux étudiants, un système constitué d'électrons et de deux noyaux ce qui leur permet d'aborder l'équation de Schrödinger (en tous cas au moins de la citer) en explicitant qualitativement les termes qui la composent. EC1 et EC3 prononcent tous les deux le mot « répulsion » alors que seule EC1 évoque également l'attraction entre les particules. Ces termes mettent en avant des concepts du modèle électromagnétique qui sont justement formalisés par l'équation de Schrödinger qui est donc unificatrice pour expliquer ce qu'est une liaison chimique. Cela est omis par EC2 dont le discours ne renvoie pas le principe physique permettant d'interpréter ce qu'est une liaison chimique.

Les concepts de CLOA et recouvrement des OA sont cités par les 3 EC. Le diagramme énergétique pour des molécules diatomiques homonucléaires (EC1, EC2 et EC3) et hétéronucléaires (EC1 uniquement) sont construits, les représentations conventionnelles des orbitales moléculaires sont données (EC1, EC2 et EC3). Les trois EC remplissent les niveaux d'énergie du diagramme d'interaction construit à l'aide des représentations conventionnelles des électrons par des flèches verticales orientées reflétant la valeur du nombre quantique magnétique de spin. Ils écrivent ensuite la configuration électronique de la molécule que le diagramme complet vise à décrire.

EC1 et EC2 utilisent la configuration électronique déduite du diagramme énergétique pour expliquer le paramagnétisme du dioxygène, ce qui correspond à une mise en fonctionnement (ou utilisation) du modèle puisqu'un lien explicite est fait entre le registre des modèles et le registre empirique. Ces deux EC établissent également des correspondances entre le schéma de Lewis de O_2 et les niveaux d'énergie décrivant des électrons dans le diagramme d'interaction. Cela leur permet de souligner que les deux modèles convergent sur certains aspects mais pas sur d'autres. C'est notamment le cas lorsqu'ils confrontent la configuration électronique décrivant deux électrons non appariés dans les OM HO au contraire du schéma de Lewis de O_2 . Le paramagnétisme observé (ils décrivent brièvement l'expérience en évoquant l'observation d'un filet de dioxygène liquide attiré dans l'entrefer d'un aimant) montre que le modèle des OM est adapté pour l'expliquer mais pas celui de Lewis.

EC3 présente le modèle sans l'utiliser à des fins d'interprétation ou de prédiction de phénomènes du registre empirique. En revanche, elle confronte la configuration électronique

de la molécule de O_2 dans le cadre du modèle des OM au schéma de Lewis de la molécule. Elle établit, comme ses collègues EC1 et EC2, des correspondances entre les électrons décrits par les OM et les paires d'électrons du schéma de Lewis. Si elle souligne les similitudes, il semble qu'elle oublie de mentionner également les différences. Le diagramme des OM met en avant deux électrons non appariés, ce qui n'est pas le cas du schéma de Lewis de O_2 (voir Figure 23). Cette omission est peut-être intentionnelle de la part de EC3 (nous ne lui avons pas demandé) mais pointer une telle différence lui aurait sans doute permis de montrer aux étudiants un lien avec le registre empirique en évoquant le paramagnétisme de O_2 ainsi que l'insuffisance du modèle de Lewis pour le décrire.

Les trois EC précisent également qu'une utilisation ultérieure des diagrammes d'interaction concerne la spectroscopie (EC2 cite une commande spécifique de ses collègues de deuxième année) et la réactivité en chimie organique avec le modèle des orbitales frontières (EC1, EC2 et EC3). Le modèle des OM sera donc utilisé plus tard pour interpréter la réactivité et les données spectroscopiques. Les choix de présentation faits par les 3EC, outre commandés par des convictions personnelles ainsi que par leur expérience (déterminant personnel de l'activité enseignante), sont aussi à relier au déterminant social.

Signalons que l'autre modèle quantique de description de la liaison chimique, le modèle de la liaison de valence, est également présenté par EC3. Le concept d'hybridation des orbitales atomiques qu'elle annonce comme outil pour prédire la géométrie des molécules est au centre de ses propos. Pourtant EC3 a déjà présenté le modèle de la VSEPR à ses étudiants lors d'une précédente séance de cours. Lorsque nous lui demandons pourquoi elle enseigne l'hybridation, elle nous répond que cela est nécessaire pour approfondir les connaissances du lycée et notamment pour expliquer la tétravalence du carbone. Notons que dans son cours, à propos de l'atome de carbone, EC3 indique que « l'hybridation est nécessaire car elle conduit à un système plus stable toujours privilégié ». Le concept d'hybridation, utilisé ici comme antécédent de la stabilité du système considéré par EC3, n'a donc pas le statut explicatif qu'elle revendique à la fois dans sa séance de cours et dans l'entretien. On peut voir ici se manifester un choix en lien avec une habitude partagée des enseignants de chimie à l'université, notamment ceux de chimie organique (ce qui n'est pourtant pas le cas de EC3). Il s'agit également d'un choix guidé par ses connaissances et ses

convictions personnelles. Ce que fait EC3 à ce propos est donc façonné à la fois par les déterminants personnel et social de l'activité enseignante.

XI.6. Réponse à la QR8 : Lien entre le registre empirique et le registre des modèles

XI.6.1. Cas des séances de cours portant sur le modèle de Lewis

Nous avons relevé seulement une référence au registre empirique pour EC1, deux dans le discours de EC2 et aucune dans celui de EC3. Voici les extraits concernés avec les indicateurs repérés soulignés en gras dans le Tableau 35.

	Extraits du discours des EC mettant en avant des éléments du registre empirique
EC1	« Comment est-ce qu'on appelle une molécule neutre avec des électrons célibataires ? Des molécules très réactives qui font du mal <u>à la peau</u> dans les pubs pour <u>les cosmétiques</u> et à la télé.? [Absence de réponse des étudiants]. Parce qu'ils sont très réactifs, les radicaux // les radicaux libres ; donc les molécules avec des électrons célibataires ce sont des radicaux » (épisode 7)
EC2	« Allez on va faire HCN. Est-ce que vous savez le nom de ça ou pas ? [Absence de réponse des étudiants]. ça s'appelle le cyanure d'hydrogène, un <u>composé</u> peu sympathique en fait qui a une <u>odeur d'amande amère</u> . » (épisode 22) « Le modèle de Lewis il est insuffisant pour expliquer (...) <u>le paramagnétisme du dioxygène</u> »(épisode 26)
EC3	Absence de référence au registre empirique

Tableau 35 : références au registre empirique dans le discours des EC

Dans l'extrait issu du discours de EC1, celle-ci se place dans un premier temps à l'échelle submicroscopique comme l'atteste l'utilisation des termes « molécule » et « électrons ». Aucun étudiant ne répond à la question posée sans doute par manque de connaissances à ce sujet. Elle évoque après l'action de molécules sur la peau. Cette phrase met en avant une synecdoque ou métonymie en ce sens où le terme molécule est utilisé à la place du terme substance. Cette figure de style a régulièrement été utilisée dans la presse lors de l'introduction des vaccins anti-COVID où il était question d'injecter « une molécule » alors qu'il serait plus rigoureux de dire qu'il s'agit d'une solution, cette dernière étant d'ailleurs constituée de plusieurs substances dont celle qui est active. Cet extrait met en avant une

navigation entre les échelles macro- et sumicroscopique caractéristique du discours des enseignants de chimie (Barlet, 1999; Houart, 2009). Ici le lien entre le registre empirique (échelle macroscopique) et le registre des modèles (échelle submicroscopique dans ce cas) nous semble manqué. En effet, il y a des facteurs exogènes tels que la lumière du soleil ou la fumée de cigarette qui entraînent le vieillissement de la peau dont les traces sont perceptibles par nos sens. L'ensemble des éléments soulignés en rose relèvent de la réalité perçue puisqu'ils sont directement observables. Nous n'avons pas relevé de verbe en relation avec les fonctions d'un modèle (expliquer, prédire, représenter). L'explication de l'action des radicaux doit être envisagée à l'échelle submicroscopique dans le registre des modèles : de manière extrêmement simplifiée, l'interaction entre l'entité radicalaire et la bicouche lipidique constituant la membrane des cellules ainsi que les molécules d'ADN contenues dans le noyau est interprétée par un mécanisme que nous ne détaillons pas. En conséquence, le vieillissement de la peau est observable. Le lien avec les cosmétiques n'est pas fait par EC1. Un cosmétique résulte de l'assemblage de plusieurs espèces chimiques anti-oxydantes comme la vitamine C. À l'échelle submicroscopique, ces espèces sont constituées d'une collection de molécules dont certaines entrent en collision avec des radicaux. Un radical et une molécule de vitamine C qui réagissent sont tous deux détruits, ce qui permet de préserver d'une part l'intégrité de la bicouche lipidique constituant la membrane, et d'autre part celle de l'ADN. En naviguant entre les échelles macroscopique et submicroscopique, EC1 n'a peut-être pas conscience des difficultés que cela peut engendrer chez les étudiants. L'exemple qu'utilise ici EC1 a, selon Kermen (2016b), un rôle motivationnel en ce sens où il permet de faire le lien entre le savoir en jeu et le monde dans lequel nous vivons. Dans l'entretien elle nous indique que c'est un exemple qu'elle a l'habitude d'utiliser mais que son intention n'est pas de proposer une explication au vieillissement de la peau. C'est ici un choix de EC1 qui est en lien avec ses convictions personnelles et sa représentation de la chimie (Déterminant personnel). Notons que dans quelques ouvrages de premier cycle (typiquement deux parmi ceux présentés dans le paragraphe IX.1), le même exemple est détaillé. EC1 s'est peut-être aussi inspirée de l'un d'entre eux mais nous n'avons pas eu l'occasion de lui demander.

Quant à EC2, il se place implicitement à l'échelle submicroscopique lorsqu'il évoque le cyanure d'hydrogène de formule HCN, ce que le contexte permet d'affirmer avec certitude. En effet, il vient de présenter des exemples d'écriture de schémas de Lewis d'autres molécules

auparavant et il poursuit avec celui de la molécule de cyanure d'hydrogène. Dans la deuxième partie de l'extrait, le cyanure d'hydrogène désigne la substance puisqu'il évoque le composé auquel il assigne une odeur d'amende amère qui relève de la réalité perçue et donc du registre empirique. EC2 a peut-être conscience de l'existence de plusieurs échelles de description de la matière et il est peut-être au fait des difficultés des étudiants à ce sujet. Nous n'avons pas pu interroger EC2 à ce sujet dans la mesure où nous n'avons pas réussi à le contacter de nouveau après la mise au point de la méthodologie d'analyse. Il nous avait cependant confié ne jamais avoir utilisé de publications de didactique de la chimie. Les précautions oratoires qu'il emploie proviennent sans doute de son expérience personnelle. Concernant le paramagnétisme du dioxygène, EC2 l'a déjà expliqué à l'appui du diagramme des OM de la molécule de dioxygène de formule O_2 qu'il a construit dans la séance de cours précédente. En revanche, s'il signale que le modèle de Lewis est insuffisant pour expliquer cette propriété magnétique, l'interprétation est totalement passée sous silence. En effet, le schéma de Lewis de la molécule de O_2 ne présente pas d'électrons non appariés contrairement aux niveaux d'énergie des orbitales HO du diagramme des OM de O_2 (voir Figure 23 p. 95).

XI.6.2. Cas des séances portant sur les autres modèles de liaison

XI.6.2.1. Cas des liaisons intermoléculaires

Nous notons 5 références au registre empirique dans le cours de EC1 et 4 dans le cours dans EC2. Pour chaque EC, nous notons deux liens effectifs avec le registre des modèles. Cela signifie qu'un modèle est utilisé pour expliquer, interpréter et/ou représenter un phénomène du registre empirique. EC3 n'aborde pas les modèles de liaisons intermoléculaires.

Lorsqu'ils présentent le modèle de la liaison ionique, EC1 et EC2 projettent une photo montrant un solide blanc, sous forme de poudre, disposé dans une coupelle (avec un pot de sel de table à côté pour EC1). Sur la même photo est donnée la maille éclatée représentant le solide cristallin NaCl à l'aide de modèles moléculaires éclatés (voir Figure 46 p. 240). Les deux EC expliquent la cohésion du solide à l'aide du modèle de la liaison ionique. Ils décrivent succinctement l'agencement des différents cations et anions à l'échelle submicroscopique (voir XI.5.1.3 p. 239), mais ne donnent pas une valeur de l'énergie moyenne de dissociation ainsi qu'une longueur de liaison caractéristique. C'est à partir des valeurs de ces deux grandeurs qu'il est pourtant possible d'interpréter certaines propriétés physiques d'un solide

ionique comme par exemple sa température de fusion particulièrement « élevée ». Les deux EC se limitent ici à une description submicroscopique du solide ionique mais aucun lien effectif n'est mis en avant entre le modèle du cristal parfait et les propriétés physico-chimiques du chlorure de sodium.

Les modèles des liaisons de Van der Waals et de la liaison hydrogène sont utilisés pour expliquer l'évolution de températures de changement d'état dans des séries de substances diverses (EC1 et EC2) mais également la structure en double hélice de l'ADN et des protéines (EC1 et EC2). La première application désigne un exemple classique permettant de favoriser la compréhension des étudiants alors que le deuxième exemple a un rôle motivationnel (Kermen, 2016b).

Voyons ce que dit EC1 dans l'extrait ci-dessous :

« Ici vous avez des **températures d'ébullition expérimentales** qui vous sont données. Vous avez ici celles de **H₂O, H₂S, H₂Se et H₂Te**. Les éléments oxygène, soufre, sélénium et tellure sont tous sur la même colonne. On voit que la **température d'ébullition augmente** de **H₂S à H₂Te**, il y a une sorte de loi de comportement. Mais pour **H₂O** on observe une **température** qui ne suit pas la même logique. On va **expliquer** ça grâce aux **forces intermoléculaires**. Ce qu'il faut avoir en tête c'est que les **liaisons hydrogènes l'emportent toujours sur les autres forces comme celles de Van der Waals, elles sont plus fortes**. Pour **H₂O** je vais devoir casser **mes liaisons hydrogène** en plus de **mes liaisons de Van der Waals**. Pour les autres composés de la même famille, il n'y aura que les **liaisons de Van der Waals** qui ont une **énergie d'environ 10 kJ mol⁻¹** alors que pour **H₂O** il y a aussi la **liaison hydrogène**. Son **énergie c'est 40 à 50 kJ mol⁻¹**. Donc il faut apporter plus d'énergie **en chauffant pour rompre les liaisons hydrogène**, c'est pourquoi la **température d'ébullition de l'eau est si élevée par rapport aux autres**. »

Fonction d'un modèle **Registre des modèles** **Réalité perçue** **Réalité idéalisée**

Cet extrait montre explicitement l'utilisation d'un modèle pour expliquer un phénomène du registre empirique. En effet, EC1 propose une explication de l'évolution de températures d'ébullition de composés de formule H₂A, où A désigne l'un des éléments parmi l'oxygène, le soufre, le sélénium et le tellure. Elle commence par placer son discours dans le registre empirique en décrivant l'évolution observée. Ensuite, l'utilisation du verbe **expliquer** atteste de sa volonté d'interpréter l'évolution observée concernant les diverses températures de changement d'état, tout en introduisant un lien avec le registre des modèles. En effet, le discours de EC1 se situe immédiatement après dans le registre des modèles. Elle propose une explication fondée sur la comparaison de l'intensité des forces intermoléculaires pour chaque composé. Afin d'étayer ses propos, elle donne une valeur de l'énergie de dissociation des liaisons de Van der Waals et des liaisons hydrogène, ce qui reflète l'intensité de leur force

relative. Cependant, il est à noter que le lien entre la force et l'énergie n'est en revanche pas explicitement détaillé. Soulignons l'utilisation de métaphores conceptuelles qui sont une caractéristique stable du discours de EC1.

Voici un exemple de ce que dit EC2 aux étudiants :

« Ces **liaisons hydrogène** sont particulièrement importantes et structurantes. Au niveau de la double hélice de l'ADN, il y a des **liaisons hydrogène** entre les bases azotées cytosine et guanine. Il y a ici **trois liaisons hydrogène** que l'on voit représentées ici ok ? (**montre l'objet-image de la double hélice** avec à côté une représentation topologique des bases azotées liées deux à deux). Entre l'adénine et la thymine de chaque brin, il y a possibilité de faire **deux liaisons hydrogène**. Les distances sont aux alentours de 2 Å. Toutes ces **liaisons hydrogène** permettent **d'expliquer** l'appariement des **deux brins d'ADN et sa forme que l'on voit (montre l'objet-image obtenu par microscopie)**. OK ? C'est très très important. **Beaucoup de chimistes utilisent ces liaisons pour créer et piloter des systèmes moléculaires particuliers**. Il y a eu des prix Nobel pour cela ».

Registre des modèles

Réalité idéalisée

Fonction d'un modèle

Mention d'un élément en faveur d'un registre empirique submicroscopique

Dans cet extrait, EC2 utilise le verbe **expliquer** que nous interprétons comme un lien entre le registre empirique et le registre des modèles. Il s'agit ici d'expliquer la structure de l'ADN sous forme d'une double hélice qui est perceptible uniquement sur un objet-image (registre empirique, réalité idéalisée) qu'il projette aux étudiants. Il propose des raisons pour expliquer la structure observée de l'ADN avec des liaisons hydrogène. Ces dernières sont identifiées sur un schéma entre les diverses bases azotées symbolisées en représentation topologique (registre des modèles). Notons que EC2 indique « la possibilité de faire des liaisons hydrogène » : c'est ici une habitude de langage. En effet, soit les liaisons existent dans l'édifice stable, soit non.

La dernière phrase soulignée retient notre attention en ce sens où elle témoigne d'un registre empirique submicroscopique. En effet, selon EC2 le chimiste peut « piloter des systèmes moléculaires particuliers » ce qui signifie qu'il peut les commander, agir et les modifier comme il le souhaite. C'est d'ailleurs à cette occasion que EC2 montre à ses étudiants ce que nous appelons un objet-vidéo d'une protéine de kinésine qui marche sur un microtubule. En plus de donner des exemples, en lien avec la biologie, montrant qu'il tient compte de la spécificité du parcours de ses étudiants, EC2 met en avant des résultats de recherche récents. Cela est à relier à des choix personnels de la présentation du savoir. C'est ainsi qu'il évoque les machines moléculaires pour lesquelles Jean-Pierre Sauvage s'est vu

décerné le Prix Nobel de chimie en 2016. Pour ce dernier exemple qui dépeint une molécule individuelle au travail (Joachim, 2019), EC2 ne fait pas vraiment de lien avec le registre des modèles. C'est typiquement ici un exemple motivationnel (Kermen, 2016b). Dans l'entretien EC2 nous confie qu'il est passionné par la recherche (plus que par l'enseignement) et que cela lui tient à cœur d'en montrer des résultats récents.

« J'aime beaucoup montrer des petites vidéos surtout pour les étudiants de bio. C'est exactement ce qu'ils vont étudier après et moi je veux montrer ce qu'on fait de tout ça, toute cette théorie. C'est un peu le but de la chimie quand même » (EC2).

XI.6.2.2. Cas du modèle des OM

EC1 et EC2 font un lien explicite entre le paramagnétisme du dioxygène observé expérimentalement (ils décrivent l'expérience en s'appuyant sur une photo projetée) et le diagramme des orbitales moléculaires de la molécule de dioxygène qui met bien en avant un niveau d'énergie, lequel décrit deux électrons non appariés. Le lien entre le registre empirique des modèles et le registre est ici effectif. EC3 n'aborde pas cet aspect durant la séance de cours mais signale qu'elle le fait pendant le TD. Nous interprétons ceci comme un choix personnel d'exposition du savoir (déterminant personnel).

XI.6.3. Conclusion

En conclusion, le lien entre le registre empirique et le registre des modèles est tout juste effleuré par EC1 et EC2 en ce qui concerne la séance portant sur le modèle de Lewis. En revanche, nous constatons davantage de références au registre empirique et de liens effectifs avec le registre des modèles lorsque les EC abordent les modèles de liaisons intermoléculaires et le modèle des OM. Il semble que cela dépende du type de liaison, ce que nous avons mis en évidence dans l'analyse épistémologique et didactique du savoir.

EC3 ne formule aucune référence au registre empirique. La segmentation des savoirs sous forme d'UE ou la distinction TD/Cours traditionnellement observée à l'université a peut-être également influencé les choix de présentation faits par cette EC. C'est ainsi qu'un modèle enseigné dans un cours magistral est potentiellement utilisé lors d'une séance ultérieure de TD ou dans une autre UE. C'est ici le déterminant institutionnel de l'activité enseignante qui guide aussi en partie ce que disent les EC.

XI.7. Réponse à la QR9 : analyse des catégories d'accompagnement et interprétation

L'analyse des catégories d'accompagnement ne concerne que les séances de cours transcrites, à savoir celles de EC1 et EC2. Ces catégories ont été définies dans le paragraphe XI.3.4.

XI.7.1. Occurrences des diverses catégories d'accompagnement

Les occurrences de chacune des catégories d'accompagnement qui émergent au regard des indicateurs définis au préalable sont recensées sur la Figure 47. En abscisse est placé le nombre d'occurrences par heure de cours.

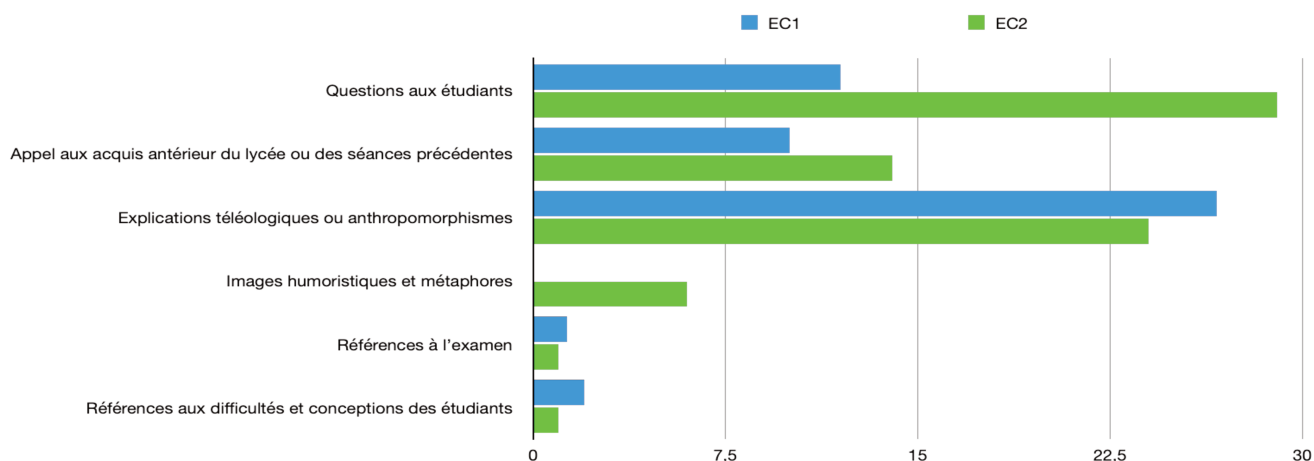


Figure 47 : occurrences des catégories d'accompagnement repérées dans le discours de EC1 et EC2 (rapportées à l'unité horaire)

XI.7.2. Les questions posées aux étudiants

L'enseignant EC2 pose davantage de questions aux étudiants que EC1 mais elles n'appellent pas de réponses. Il s'agit :

- soit de questions auxquelles il ne laisse pas assez de temps aux étudiants pour répondre, sans doute parce qu'il estime qu'ils connaissent déjà la réponse (« combien l'atome de carbone fait-il de liaisons ? »)
- soit de sollicitations pour vérifier l'adhésion du public au discours scientifique « vous avez-compris ? Ok ? »

- soit de questions rhétoriques qui n'appellent donc pas de réponse.

Cela semble conforme à ce que de Hosson et al. (2018) avaient déjà pointé à propos d'enseignants-chercheurs de physique donnant un cours sur les lois de Newton en L1 : l'amphithéâtre est un espace dans lequel les étudiants sont passifs, leurs principales tâches étant d'écouter, de noter le cours proposé ou d'annoter le document mis à disposition (Endrizzi, 2011). Dans l'entretien EC2 précise que les séances de TD permettent davantage d'interactions avec les étudiants et de favoriser le processus de réflexion. L'enseignante EC1 cherche à interagir avec les étudiants, ce qui est rendu possible par l'effectif réduit du groupe et l'alternance entre les parties de cours magistral et les exercices de travaux dirigés. Il n'en reste pas moins que les questions posées par EC1 sont rhétoriques pour la plupart ; néanmoins, quelques questions effectives sont posées mais les réponses sont inexistantes, sans doute parce que le temps de réflexion laissé aux étudiants est insuffisant. Les deux enseignants EC1 et EC2 formulent de nombreuses questions pour maintenir l'attention des étudiants et pour favoriser l'articulation entre les concepts lorsqu'ils présentent le modèle de Lewis. Par exemple dans le discours de EC2 « alors on en fait un autre (schéma de Lewis) ensemble ? ». L'effectif réduit dont jouit EC1 ne favorise pas plus l'interaction avec les étudiants par rapport à EC2, qui donne son cours dans un amphithéâtre. Cela est sans doute à relier à son choix de découpage des séances de Cours-TD qui distingue explicitement les parties de cours magistral et de TD. On peut voir ici se manifester des choix personnels des EC (déterminant personnel) ainsi qu'une tradition d'un groupe social, celui des enseignants à l'université qui entretiennent la dichotomie cours/TD (déterminant social).

XI.7.3. Les appels aux acquis antérieurs

Les appels aux acquis antérieurs sont en nombre comparable dans les cours de EC1 et EC2. Mais la nature de ces rappels diffère : EC2 s'appuie davantage sur les supposés acquis du lycée dont il semble connaître en partie quelques attendus des programmes, ce qu'atteste ses dires lors de l'entretien (« Le modèle de Lewis est connu des étudiants puisqu'il a déjà été étudié au lycée » EC2). Lorsque le modèle de Lewis est abordé par EC2, celui-ci dit explicitement qu'il va présenter « quelque chose (que vous avez) déjà vu au lycée, quelque chose qui va vous faire plaisir » et auquel il associe une « représentation plus simple de la liaison ». EC2 ponctue son discours de rappels du lycée pour présenter le modèle de Lewis et

utilise l'adjectif « simple » probablement pour enrôler son public alors qu'il vient de présenter un modèle plus complexe de description de la liaison chimique (le modèle des orbitales moléculaires). Dans l'entretien EC2 signale que le public auquel il enseigne est de niveau relativement faible et que ces rappels sont nécessaires pour que les étudiants suivent et adhèrent au contenu du cours. EC1 fait davantage appel aux acquis des séances précédentes sur le modèle de l'atome, notamment les configurations électroniques des atomes qui sont utilisées pour écrire le schéma de Lewis des molécules ainsi que la règle de l'octet ; aucune référence n'est faite au programme du lycée. Pour autant, dans l'entretien EC1 nous indique qu'elle sait que le modèle de Lewis de la liaison covalente est enseigné au lycée. Dans chaque cas, la fréquence de ces rappels permet à EC1 et EC2 de présenter les concepts ainsi que les règles qui permettent de tracer le schéma de Lewis d'une molécule. Les choix faits par les deux EC sont guidés par leurs convictions et leur vision personnelle de l'enseignement (déterminant personnel de l'activité enseignante)

XI.7.4. Les références à l'examen

Les références à l'examen sont peu nombreuses (4 pour EC1, 1 pour EC2). Pour EC1, il s'agit d'expliquer aux étudiants que les exemples donnés en cours et ceux qui sont traités en TD sont insuffisants pour aborder sereinement l'examen. EC1 illustre son propos en donnant l'intitulé d'une question posée à l'examen de l'année précédente, incitant les étudiants à s'entraîner en autonomie, notamment à l'aide de livres et de favoriser la répétition afin de créer des habitudes de travail. EC2 suggère également aux étudiants de s'entraîner en autonomie mais les met également en garde contre des erreurs ou des oublis fréquents (l'oubli des doublets non-liants et des charges formelles lors de l'écriture de schémas de Lewis ainsi que le dépassement de l'octet pour les atomes d'éléments de la deuxième période) précisant qu'il sera « intraitable à l'examen ». EC1 et EC2 manifestent une volonté d'accompagner leurs étudiants vers l'examen, ce que nous interprétons comme une ambition méthodologique (de Hosson et al., 2018). Pour autant, le savoir chimique reste très largement au premier plan dans le discours de ces deux EC.

XI.7.5. Les références aux difficultés et conceptions des étudiants

Nous ne relevons que peu de références aux difficultés et conceptions recensées des étudiants tant dans le discours de EC1 que celui de EC2. Les principales mises en garde

formulées concernent le fait que le schéma de Lewis d'une molécule ne reflète pas sa géométrie. D'ailleurs, cela est perceptible dans le discours de EC1 lorsqu'elle affirme aux étudiants que le schéma de Lewis de l'eau qu'elle propose n'est pas dessiné de manière anodine. Le schéma qu'elle représente au tableau est reproduit sur la Figure 48 :

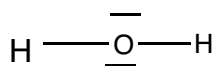


Figure 48 : reproduction du schéma de Lewis de l'eau proposé par EC1 lors de séance de cours

Généralement, le schéma de Lewis proposé dans les ouvrages est celui mettant en avant la géométrie coudée de la molécule (voir Figure 49).

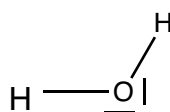


Figure 49 : schéma de Lewis de l'eau reflétant la géométrie coudée de la molécule

Or le schéma de Lewis d'une molécule est une représentation plane d'une entité moléculaire sans préjuger de la géométrie associée autour du noyau de l'atome central. Si EC1 écrit un schéma de Lewis linéaire pour la molécule d'eau, c'est peut-être qu'elle anticipe d'éventuelles erreurs des étudiants. On peut imaginer qu'après la présentation du modèle VSEPR, les étudiants perçoivent peut-être la géométrie de la molécule comme indispensable à fournir lorsqu'ils en écrivent le schéma de Lewis ou qu'ils confondent les deux représentations. Cette confusion est d'ailleurs déjà décrite par Hurst (2002) pour les élèves de lycée. Cependant, notons que lorsque EC1 écrit le schéma de Lewis du cyanure d'hydrogène de formule HCN, elle propose d'emblée un arrangement linéaire autour du noyau d'atome de carbone mettant en avant la géométrie que le modèle VSEPR permet de prévoir. Si elle était préoccupée par des confusions entre les deux modèles, elle aurait pu, dans la même visée que ce qu'elle fait dans le cas de l'eau, proposer par exemple un arrangement coudé. Nous n'avons pas pu interroger EC2 sur ses intentions réelles.

Si peu de références aux difficultés sont perceptibles dans le discours des EC, c'est sans doute qu'ils n'ont pas connaissance des difficultés documentées des étudiants à propos de la liaison chimique et notamment de sa représentation renvoyant l'idée d'un lien matériel entre atomes. C'est en tous cas ce que laissent à penser leurs déclarations dans l'entretien au cours duquel ils nous indiquent ne jamais avoir utilisé de publications ou d'articles de didactique

pour préparer leurs séances de cours. EC1 nous dit qu'elle serait intéressée mais qu'elle doit consacrer des temps « longs » à son activité de recherche ainsi qu'à l'encadrement de sa doctorante et qu'elle doit composer avec ses enseignements qu'elle regroupe au premier semestre à cet effet.

« J'aimerais avoir plus de temps pour creuser mon cours. Ce que tu racontes sur Lewis m'intéresse mais je n'ai pas le temps. Je dois aller au labo cet après-midi mais j'ai encore cours jeudi et vendredi et j'ai aussi un TD mercredi. Eh oui je mets tous mes enseignements au premier semestre sinon j'avance pas dans ma recherche. Je profite aussi de l'été et en plus je dois encadrer ma doctorante ». (EC1)

Quant à EC2, il enseigne « parce (je dois) qu'il faut enseigner » mais nous précise explicitement qu'il favorise sa mission de recherche sur laquelle il est évalué. Cette étude de cas montre deux équilibres différents entre enseignement et recherche, ce qui est décrit dans les résultats de la littérature (Van Lankveld et al., 2017). Cela relève d'un choix personnel des EC et de la perception qu'ils ont de leur métier (déterminant personnel de l'activité enseignante).

XI.7.6. Les explications téléologiques et anthropomorphiques

EC1 et EC2 ont recours à de nombreux anthropomorphismes ainsi qu'à des explications de nature téléologique. EC1 multiplie les explications téléologiques puisqu'elle utilise (à plusieurs reprises) les règles de l'octet et du duet comme but à atteindre par les atomes. Son discours est marqué par des anthropomorphismes : les atomes y sont présentés comme ayant de désir de « mettre en commun leurs électrons de valence » ou de « donner ou gagner des électrons ». La règle de l'octet est également l'antécédent de la mise en commun d'électrons pour EC2 : « et pourquoi est-ce qu'on veut mettre en commun des électrons ? On veut mettre en commun des électrons à cause de la règle de l'octet ». Le nombre d'anthropomorphismes est cependant bien plus marqué dans le discours de EC2 que dans celui de EC1.

Ces explications téléologiques et les formulations anthropomorphismes posent un certain nombre de difficultés aux étudiants : la règle de l'octet perd de son pouvoir explicatif (Kermen, 2020) et les étudiants ne perçoivent pas que le modèle de Lewis est une construction des chimistes. La situation selon laquelle des atomes isolés « forment » une liaison n'existe pas ; l'idée de construction est toutefois perceptible chez EC1 qui précise à plusieurs reprises

que ce qu'elle raconte est à « mettre entre guillemets » mais pas chez EC2. Notons que certains anthropomorphismes sont de simples habitudes de langage qui ne laissent pas le principe physique sous-jacent en arrière-plan, pour expliquer ce qu'est une liaison chimique. C'est le cas d'expressions récurrentes comme « l'électron célibataire » ou « les atomes mettent en commun des électrons ». Les formulations téléologiques ou anthropomorphiques selon lesquelles l'octet est un objectif à atteindre par les atomes sont davantage problématiques. Elles viennent se substituer à un raisonnement scientifique fondé sur un modèle qui est alors relégué au second plan.

EC1 signale dans l'entretien qu'elle a conscience d'utiliser des anthropomorphismes, qu'ils font partie du langage des chimistes mais qu'elle prend des précautions oratoires lorsque cela s'avère nécessaire. Pour autant, elle déclare ignorer les conceptions que cela entraîne chez les étudiants. EC2 nous indique sans plus de précision qu'il a toujours eu l'habitude de s'exprimer ainsi en cours. Ces habitudes de langage sont à relier aux déterminants personnel et social de l'activité enseignante.

Ce paragraphe traite des explications téléologiques et des formulations anthropomorphiques utilisées par les enseignants-chercheurs (EC1 et EC2) lorsqu'ils dispensent un cours sur le modèle de Lewis. Nous avons jugé utile d'examiner si de telles approches se retrouvaient également dans les discours des EC lors des séances de cours portant sur les autres modèles de liaisons. Nous avons constaté le recours à des explications téléologiques exclusivement lorsque les EC évoquent le modèle de Lewis de la liaison covalente, en particulier lorsqu'ils se servent de la règle de l'octet à des fins d'écriture de schémas de Lewis de molécules. Cette utilisation correspond à ce qui est décrit dans « le cadre de l'octet », qui regroupe un ensemble de conceptions et de raisonnements alternatifs liés à la règle de l'octet (Taber, 1998a; Taber & Coll, 2002). La principale conception est que l'octet est un objectif à atteindre par les atomes qui sont individualisés et non considérés par les enseignants (et les étudiants) comme étant en interaction avec d'autres atomes. En revanche, pour d'autres types de liaisons pour lesquelles cette règle n'est pas nécessaire, des explications téléologiques ne sont pas utilisées. Cela semble peu surprenant puisque nous avons formulé le même constat à propos du contenu des ressources potentielles des EC (ouvrages) analysées dans le Chapitre IX. La règle de l'octet semble donc être un facteur déterminant dans l'usage de ce type d'explications.

XI.7.7. Les métaphores et images humoristiques

Cette catégorie a émergé au fil du travail de découpage en unités thématiques. Il s'agit d'une spécificité de EC2 qui a recouru à des images humoristiques et des métaphores. Il nous déclare dans l'entretien qu'il les utilise pour « détendre l'atmosphère » et « motiver les étudiants en ajoutant une touche d'humour ». C'est ici un choix personnel qui se manifeste dans l'exposition du savoir (déterminant personnel de l'activité enseignante). Les deux images humoristiques présentées sur la Figure 37 appellent néanmoins des commentaires sur le contenu strictement chimique.

Sur la figure de gauche (Figure 37, p. 217), le personnage (Homer Simpson) se questionne sur ce qu'est une liaison chimique. La réponse apportée est « la mise en commun d'électrons ». Homer se demande alors « pourquoi vouloir mettre en commun des électrons ? » ; la règle de l'octet est énoncée comme étant l'antécédent de cette mise en commun, en atteste le recours à la préposition « à cause de » dans le texte. Les réponses données méritent d'être commentées à de nombreux égards par rapport au savoir de référence. Il n'est pas explicité qu'il s'agit d'une définition de la liaison covalente selon le modèle de Lewis ; le nombre d'électrons n'est pas évoqué, ni entre quoi et quoi ils sont mis en commun. Il n'est pas mentionné que c'est le chimiste qui met en commun des électrons catégorisés comme étant des électrons de valence à des fins d'écriture de schémas de Lewis. La règle de l'octet, qui est aussi un but à atteindre par les atomes dans le discours de l'enseignant EC2, devient ici la cause de la liaison chimique et n'a toujours pas de statut explicatif. Enfin, la mise en commun de deux particules (les électrons) identiquement chargées (et donc censées se repousser mutuellement) induit une idée de leur proximité spatiale qui devrait surprendre les étudiants. Le rôle des noyaux chargés positivement est totalement passé sous silence, l'idée de processus d'interaction électromagnétique est absente du discours de EC1. Cela reconduit les conclusions formulées par Kermen (2020) lorsqu'elle avait analysé des ouvrages français de la classe de première.

Sur la figure de droite (Figure 37, p.217), les symboles des noyaux d'atomes sont anthropomorphisés ; chacun d'entre eux tient la même corde sur laquelle sont positionnées deux boules symbolisant deux électrons. Chaque noyau tire sur la corde à des fins d'illustration de la plus ou moins grande électronégativité des éléments auxquels ils sont associés. En premier lieu, la corde renvoie l'idée d'un lien matériel pour la liaison chimique, ce qui est une

conception des élèves de lycée déjà décrite en France et à l'international (Gillespie & Robinson, 2006; Le Maréchal & Cross, 2010; Levy Nahum et al., 2007) et qui risque donc être reconduite chez les étudiants. En complément, l'image avec le noyau de l'atome d'hydrogène et le noyau de l'atome de chlore paraît être en désaccord avec les lois de Newton. En effet, si le noyau de l'atome de chlore exerçait une force plus intense sur les électrons et le noyau de l'atome d'hydrogène que celle exercée par ce dernier sur les électrons et noyau de l'atome de chlore, alors les électrons et le noyau de l'atome d'hydrogène s'écraseraient sur le noyau de l'atome de chlore ; de plus, la distance internucléaire ne serait, en moyenne, pas constante. En réalité, toutes les forces électromagnétiques internes au système constitué des deux noyaux et des électrons se compensent exactement dans le temps, ce qui est imperceptible sur cette image statique.

Lorsqu'il donne une définition générale d'une liaison chimique covalente, EC2 (épisode 4) projette la Figure 50 et assimile la liaison chimique à un « apéritif géant » où « chacun apporte quelque chose et tout le monde est content ». L'aide potentielle apportée aux étudiants pourrait être appuyée par le commentaire complémentaire suivant : les victuailles représentent les électrons de valence et les convives l'ensemble constitué par les noyaux et les électrons de cœur. Néanmoins des précautions oratoires sont nécessaires. En effet, l'image proposée donne de nouveau une idée statique de la liaison chimique alors qu'électrons et noyaux sont sans cesse en mouvement.



Figure 50 : image issue du document de cours de EC2

De telles images, même si elles constituent un potentiel permettant de maintenir l'attention, peuvent générer des mécompréhensions et renforcer certaines conceptions des étudiants.

XI.8. Conclusion

Les enseignants-chercheurs que nous avons observés proposent tous les trois un cours monologué tel qu'il est typiquement décrit dans les études existantes sur les pratiques d'EC à l'université en France (Duguet & Morlaix, 2012; Endrizzi, 2011) et cela rejoint également les conclusions formulées par Manrique (2017) dans le cas de la physique. Nous attribuons ceci à des habitudes de travail des EC mais également à la taille des amphithéâtres qui constitue une entrave aux interactions EC-étudiants (déterminants institutionnel et social de l'activité enseignante). Dans le cas des séances de cours portant sur le modèle de Lewis, la comparaison des itinéraires cognitifs montre que les 3 EC observés proposent aux étudiants des contenus très proches ce qui se manifeste essentiellement dans la procédure qu'ils proposent pour écrire le schéma de Lewis d'une molécule et les exemples choisis. L'utilisation de ressources en partie identiques est sans doute à l'origine des choix similaires formulés par les EC.

Les séances de cours présentées sur le modèle de Lewis ne mettent pas en avant une majorité des concepts du modèle électromagnétique ce qui fait que le processus d'interactions électromagnétiques entre particules de l'échelle submicroscopique n'est pas perceptible. Les longueurs et les énergies de dissociation ne sont pas présentées comme des caractéristiques de la liaison covalente en lien avec la stabilité de l'édifice obtenu. La mise en commun de deux électrons de valence par le chimiste explique la formation de la liaison covalente, l'assemblage des électrons et des noyaux est guidé par la règle de l'octet qui n'a pas un statut explicatif mais plutôt celui d'un objectif à atteindre par les particules du niveau submicroscopique. Ces explications téléologiques et anthropomorphiques sont des habitudes de langage des chimistes mais relèvent également d'un choix personnel de présentation du savoir interprété comme aidant les étudiants à s'approprier les savoirs visés. En effet, les EC ont pleinement conscience que les atomes et autres particules sont totalement dépourvus d'envies et de logique. Ces habitudes sont à relier aux déterminants personnel et social de l'activité enseignante.

L'analyse succincte du modèle des orbitales moléculaires (pour EC1, EC2 et EC3) et des modèles de liaisons intermoléculaires (pour EC1 et EC2) montre des traces du modèle électromagnétique puisque des interactions ou des forces entre particules (noyaux et électrons, molécules ou dipôles) sont explicitement mentionnées par les EC. En revanche, en aucun cas les EC ne mettent en avant le caractère transversal des éléments de ce modèle pour

décrire tout type de liaison chimique. Le *continuum* entre les divers types de liaisons dont rendent compte les interactions entre particules n'est pas non plus abordé ce qui est prototypique d'un enseignement par type de liaisons chimique déjà décrit dans l'enseignement secondaire (Levy Nahum et al., 2010). Outre les ressources utilisées, les choix de contenus proposés par les EC sont à relier à leurs connaissances personnelles et leurs convictions elles-mêmes souvent forgées par leur passé d'étudiant mais également leur expérience (déterminant personnel).

Le discours des EC se situe essentiellement dans le registre des modèles à l'échelle submicroscopique ce qui n'est pas surprenant pour un cours portant sur la description de la liaison chimique. Le lien entre le registre empirique et le registre des modèles n'est pas effectif pour les séances de cours portant sur le modèle de Lewis mais davantage mis en avant avec la présentation du modèle des OM ainsi que les modèles des liaisons intermoléculaires. La relation entre le registre empirique et le registre des modèles semble dépendre de l'objet de savoir mis en jeu, ce que nous avons mis en évidence dans l'analyse épistémologique et didactique (Chapitre V).

Finalement, les choix formulés par les EC sont guidés à la fois par les déterminants personnel, social et institutionnel à des degrés que l'on pourrait qualifier de variable. Robert (2003) évoque l'imbrication des 3 composantes auxquelles ces déterminants sont associés.

Le déterminant institutionnel a surtout un impact sur les types de liaisons et les modèles enseignés (fixés par programmes) et le temps consacré par les EC aux divers modèles de liaison chimique. Les autres choix qui sont faits, indépendamment de la filière d'enseignement et de l'université considérée, relèvent des déterminants personnels et social mais également des ressources. Les similitudes observées (les explications téléologiques et anthropomorphiques notamment) sont à relier à des habitudes d'un groupe social, celui des enseignants de chimie tandis que certaines variabilités sont à relier au déterminant personnel (les choix d'articulation des modèles, les choix de présentation de tel modèle ou tel modèle). En revanche, la présentation par type de liaison et les itinéraires cognitifs proposés par les EC semblent largement influencés par les ressources, en partie identiques, sur lesquelles ils s'appuient.

Pour terminer, nous n'avons relevé que peu de traces montrant l'influence de l'activité de recherche des EC sur les contenus d'enseignement. Seul un EC affirme qu'il veut montrer

aux étudiants ce qui se fait en laboratoire. Nous pensons que les contenus abordés en L1 sont trop éloignés des savoirs produits par les EC dans le cadre de leur activité de recherche.

Chapitre XII. Analyse des pratiques déclarées de 4 EC

La mission des enseignants-chercheurs comporte deux volets essentiels : d'une part ils contribuent à la production de savoirs au sein des laboratoires auxquels ils sont rattachés, et d'autre part ils dispensent des cours magistraux dans lesquels ils diffusent des savoirs. Ces derniers sont parfois très éloignés des produits de leur recherche car transposés dans le but de les rendre accessibles aux étudiants. A cet effet, nous avons émis l'hypothèse que l'engagement des EC dans la recherche influençait leur conception du savoir et le discours qu'ils déclarent tenir aux étudiants dans un cours portant sur la liaison chimique. Afin de diversifier les données, nous avons décidé d'approcher les pratiques déclarées de plusieurs EC et de voir si celles-ci sont impactées par leur recherche (de Hosson et al., 2015). Pour cela, nous avons réalisé des entretiens semi-dirigés avec 4 EC. Les questions de recherche spécifiques auxquelles nous souhaitons répondre sont les suivantes :

- **QR10** Comment les enseignants-chercheurs définissent-ils une liaison chimique dans le cadre d'un enseignement et dans le cadre de leur recherche ?
- **QR11** Que pensent-ils du modèle électromagnétique unificateur pour expliquer toute liaison chimique dans le cadre d'un enseignement en licence ?
- **QR12** Quels sont les incontournables à enseigner en licence première année pour que les étudiants aient une vision suffisamment vaste de la liaison chimique ?
- **QR13** Quelle perception les EC ont-ils des objets-images ayant une résolution atomique et en utilisent-ils pour leur recherche et leur enseignement ?

XII.1. Présentation des entretiens

XII.1.1. Choix des EC interviewés

Au mois de Juin 2021, nous avons rencontré 4 chimistes universitaires (U3, U4, U5 et U6) dont le thème de recherche n'est pas centré sur la liaison chimique, contrairement à U1 et U2 auprès desquels nous recherchions une autorité scientifique (voir Chapitre VII). Ces 4 EC exercent dans des laboratoires différents et ont la particularité d'être tous membres du jury de l'épreuve orale de chimie du concours de l'agrégation de physique. Parmi eux, il y a deux enseignants-chercheurs (U3 et U4) et deux directeurs de recherche au CNRS (U5 et U6). Ces

deux derniers ont encore des heures d'enseignement à leur charge et leur participation à un tel concours ainsi que les nombreuses relations qu'ils déclarent entretenir avec l'université (U5 et U6) et les CPGE (U6) nous laissent penser que notre sujet de thèse et l'enseignement suscitent largement leur intérêt, ce qui justifie que nous les avons interviewés. Le profil de ces 4 chimistes, qui ont favorablement accueilli ces entretiens, est détaillé ci-après :

- U3 est professeure des universités et effectue sa recherche en chimie et biochimie des molécules bioactives ;
- U4 est maître de conférence et sa recherche porte sur les matériaux et surfaces fonctionnels ;
- U5 est directrice de recherche au CNRS dans une équipe spécialisée en biosciences ;
- enfin U6 est directeur de recherche au CNRS, spécialisé en chimie organique, notamment dans la synthèse de composés ayant des applications en biologie.

Une autre particularité de ces chimistes est que deux d'entre eux sont des chimistes organiciens (U3 et U6) alors que U4 et U5 sont plutôt inorganiciens. Enfin, U3, U5 et U6 travaillent dans des laboratoires dans lesquels les savoirs produits en recherche se situent à l'interface entre la chimie et la biologie.

XII.1.2. Protocole d'entretien et lien avec les QR

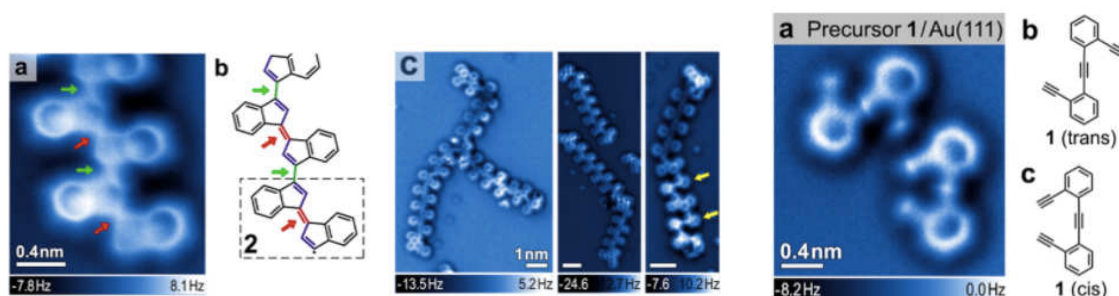
Le protocole d'entretien a été élaboré *a priori* à partir de 4 groupes de questions dont les réponses nous auront conduit à en envisager d'autres dans le but de faire préciser certains aspects. Les questions sont présentées ci-dessous dans l'ordre dans lequel elles ont été posées lors de l'entretien.

- **Question 1** le premier objectif que nous nous sommes assigné est de voir comment la liaison chimique est envisagée et/ou utilisée par les chercheurs dans le cadre de leurs travaux de recherche, ainsi que de recueillir leur avis sur une définition qu'ils donneraient dans le cadre d'un enseignement.
 - Est-il utile de définir une liaison chimique pour un chercheur ? Si oui, comment ?
 - Comment la définir dans le cadre d'un enseignement ?

- Comment utilisez-vous la liaison chimique dans vos recherches et vos enseignements ?

Les réponses à ce groupe de questions vont permettre d'alimenter les réponses à la **QR10**.

- **Question 2** Nous avons ensuite interrogé les 4 chimistes afin de recueillir leur ressenti à propos des images d'atomes ou de molécules fréquemment proposées dans certains ouvrages et sites internet académiques⁸² et qu'ils nous précisent s'ils les utilisent (ou s'ils en ont déjà utilisé) et dans quel but, que ce soit dans le cadre de leurs recherches ou de cours avec des étudiants. Pour ce faire, nous leur avons présenté les clichés ci-après et leur avons posé les questions suivantes :



(Bacle et al., 2016)

- Utilisez-vous de tels clichés ? Si oui, dans quel contexte et quelle est votre intention ? À défaut, en utiliseriez-vous ?
- Qu'est-ce que ces clichés signifient pour vous ? Que dites-vous (ou diriez-vous) à ce propos dans le cadre d'un enseignement ?

Nous leur avons ensuite demandé de commenter l'extrait ci-dessous qui accompagne les images précédentes dans l'article du site culture sciences chimie (Bacle et al., 2016) :

« Une équipe de physiciens et de chimistes de l'université de Berkeley en Californie présente une toute nouvelle application de la microscopie à force atomique : l'observation de molécules avant et après une réaction. Grâce à cette technique, les chercheurs ont pu obtenir

⁸² <https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/chimie-analytique/la-microscopie-a-force-atomique-pour-l-observation-de-molecules-avec> cité par Kermen (2016), lien rompu et mis à jour.

des « photos » de molécules carbonées où l'on peut distinguer les atomes de carbones des liaisons covalentes, ce qui permet d'observer directement les modifications de la structure de la molécule au cours de la réaction. »

Les réponses à ce groupe de questions vont permettre d'alimenter les réponses à la **QR13**.

- **Question 3** Le troisième objectif est de voir si les chimistes utilisent (ou bien ont déjà utilisé) des publications ou articles de revues spécialisées en didactique faisant état des difficultés repérées ou déclarées chez les élèves, étudiants et enseignants à propos de la liaison chimique, et l'utilisation qu'ils en font le cas échéant. Nous recueillons ensuite le point de vue des chimistes à propos du modèle électromagnétique unificateur pour décrire toute liaison chimique que U1 et U2, spécialistes de la liaison chimique, avaient validé comme étant scientifiquement correct.
 - Il existe des études portant sur l'enseignement de la liaison chimique, qui recensent les difficultés des étudiants, des enseignants et les principaux écueils à éviter dans le cadre d'un enseignement de ce concept. Connaissez-vous ces études ?
 - Une de ces études (Levy Nahum et al., 2007) plébiscite une entrée de la liaison chimique dans l'enseignement par un unique modèle électromagnétique plutôt que par type de liaison. Qu'en pensez-vous ? Que gagne-t-on à enseigner la liaison chimique comme cela ?

Les réponses à ce groupe de questions vont permettre d'alimenter les réponses à la **QR11**.

- **Question 4** Pour terminer, tout comme nous l'avons demandé à U1 et U2 (voir Chapitre VII), il s'agit de recueillir l'avis des 4 chimistes sur ce qu'il semble incontournable d'enseigner à propos de la liaison chimique pour qu'un étudiant en ait une vision suffisamment vaste à l'issue d'une première année de licence.
 - Quels sont, selon vous, les incontournables à enseigner sur la liaison chimique dans un cours de licence de chimie pour que les étudiants aient une vision suffisamment vaste de la notion ?
 - pourquoi, quel(s) est (sont) le(s) but(s) d'un tel cours ?

Les réponses à ce groupe de questions vont permettre de répondre à la **QR12**.

XII.2. Méthodologie

XII.2.1. Méthodologie de recueil et traitement

Les 4 entretiens, d'une trentaine de minutes, ont été enregistrés à l'aide d'une application dictaphone préalablement installée sur une tablette. Chacun des enregistrements a été écouté puis transcrit intégralement. Les transcriptions intégrales sont données en annexes 6, 7, 8 et 9.

XII.2.2. Méthodologie d'analyse

Pour répondre à la **question 1**, nous recherchons tout d'abord la nécessité ou non d'une définition de la liaison chimique en recherche et dans l'enseignement et l'intérêt d'une telle définition. Nous caractérisons ensuite, dans chaque cas, la définition donnée par les chercheurs selon qu'elle est associée au modèle électromagnétique et/ou aux caractéristiques de la liaison (se reporter à la méthodologie de la **question 1** de l'entretien réalisé avec U1 et U2, présentée dans le paragraphe VII.3.2) ou un type de liaison (covalente, ionique, hydrogène, de Van der Waals). Dans chaque cas, nous cherchons également à caractériser ce qui oriente le discours des universitaires, notamment s'il est influencé par des habitudes de recherche ou d'enseignement mentionnées explicitement. Enfin, nous recherchons les fonctions d'un modèle afin de caractériser l'utilisation qui est faite de la liaison chimique par les universitaires.

Afin d'analyser les réponses à la **question 2**, nous repérons si les universitaires ont connaissance ou pas des images de résolution atomique et s'ils en ont déjà utilisé dans le cadre d'un enseignement ou de la recherche. Le cas échéant, nous cherchons le but d'une telle utilisation parmi l'interprétation, la description ou la prédiction de phénomènes du registre empirique. Nous caractérisons ensuite ce que représentent pour eux ces clichés : une image produite à l'aide d'un modèle interprétatif nécessitant l'intervention humaine ou une image témoignant directement de l'existence d'un registre empirique submicroscopique.

Afin de répondre à la **question 3**, nous relevons toute référence à des travaux publiés en didactique en repérant les auteurs éventuellement cités et/ou les champs théoriques ou

expérimentaux considérés. Nous repérons également le contexte de l'utilisation de résultats de travaux de recherche en didactique. Dans un second temps, nous utilisons la méthodologie de la question 4 des entretiens menés avec U1 et U2 (voir VII.3.2) pour caractériser les réponses concernant la définition d'une liaison chimique en référence à un processus dynamique entre noyaux et électrons.

La **question 4** est analysée avec la même méthodologie que celle de la **question 5** des entretiens menés avec U1 et U2. Celle-ci est présentée dans le paragraphe VII.3.2.

XII.3. Résultats de cette série d'entretiens et interprétation

XII.3.1. La liaison chimique en recherche et dans l'enseignement

XII.3.1.1. Cas de la recherche

Les universitaires U3, U5 et U6 déclarent qu'il n'est pas nécessaire de définir directement la liaison chimique du point de vue « sémantique » (U6) dans le cadre de leurs travaux de recherche. Par opposition U4 qui précise qu'il est, pour lui, important de savoir s'il y a « contact » ou « pas contact » entre deux molécules ou deux atomes. À cet effet, ce dernier définit la liaison chimique en s'appuyant sur la distance interatomique, celle-ci étant rendue accessible grâce aux données expérimentales de la technique de diffraction aux rayons X. Il nous affirme également que la « distance va donner un caractère fort ou faible de la liaison (...). Mais pour moi (...) il y a continuité dans la description de la liaison ; il y a des liaisons fortes faibles et des liaisons faibles fortes. » ce qui fait qu'il ne distingue pas les liaisons en les catégorisant comme covalentes, ioniques etc mais par les notions distance (donc longueur de liaison) et d'énergie (rendant compte de la « force » de la liaison) qui sont des caractéristiques des liaisons. Il nous précise, en revanche, qu'au laboratoire il s'intéresse principalement à des liaisons intermoléculaires mais qu'il a déjà également considéré des liaisons intramoléculaires afin d'accéder à la coordinence d'entités chimiques appelées complexes. Notons que U4 ne mentionne que des distances entre atomes ou molécules mais en aucun cas entre noyaux d'atomes.

Lorsque nous l'interrogeons, U3 signale qu'elle ne définit pas la liaison chimique dans le cadre de sa recherche. Elle utilise ensuite le terme « interactions chimiques » sans préciser ce qu'il désigne, pas plus que les particules concernées et sans faire de lien explicite avec la

notion de liaison chimique. Elle illustre ensuite ces interactions en donnant des exemples précis tirés de ses travaux de recherche, ce qui la conduit à distinguer les « interactions pi-pi stacking⁸³ » et « les interactions faibles privilégiées acide-base⁸⁴ » puis les liaisons hydrogène qu'elle ne classe pas spontanément dans cette catégorie puisque « c'est pas vraiment des interactions les liaisons hydrogène (...) c'est une liaison ». U3 revient ensuite sur ses propos et mentionne que ce qu'elle appelle « interaction » est en réalité une liaison. Elle associe l'interaction à une « force (...) plus ou moins importante dans certains cas ». Enfin U3 déclare que sa principale utilisation de la liaison chimique, qu'elle qualifie finalement de covalente, est la prédiction de la réactivité des molécules organiques en lien avec les énergies de liaison. Le type de liaison qu'elle cite est sans doute à relier à sa spécialisation en chimie organique.

De son côté, U6 précise que si les différents termes permettant de définir la liaison chimique, de même que les « frontières sémantiques » entre les différents types de liaisons ne sont pas pertinents pour un chercheur, il est nécessaire de comprendre la « réalité physico-chimique de la liaison ». Il précise qu'il est impératif, dans le cadre de ses problématiques de recherche, de prendre conscience du « caractère métallique » ou du « caractère plutôt ionique d'une liaison » à des fins prédictives de réactivité sans pour autant nommer les liaisons. Selon la même ligne directrice, U5 signale qu'elle prend la liaison chimique pour « acquise » et « utilise les résultats de la liaison chimique », n'éprouvant pas le besoin de la définir au laboratoire. Elle complète ses propos en précisant qu'elle exploite « les distances de liaison, les forces de liaison et toutes les propriétés que ça va donner en spectroscopie » en relation avec la prédiction de la réactivité et des « relations structure-fonction ».

Finalement, pour terminer sur la partie recherche, U3, U5 et U6 signalent tous les trois que leur métier consiste à créer et rompre des liaisons sans, semble-t-il, s'intéresser outre mesure à la nature de celles-ci ni au processus physique qui en est à l'origine : « nous, on crée des liaisons, on casse etc. Ça, c'est notre métier » (U6) ; ou encore « Je crée, je romps, c'est tout ça, c'est du vivant, entre guillemets, ça vie et ça évolue » (U3) ; enfin selon U5 : « on va utiliser sa réactivité pour un complexe (...) est-ce qu'une liaison va avoir tendance à se casser,

⁸³ Interactions entre orbitales moléculaires de type pi des cycles aromatiques.

⁸⁴ U3 ne nous a pas précisé ce dont il s'agissait. Nos recherches semblent indiquer que ces interactions permettent de décrire des acides et bases durs et mous.

se reformer et être substituée ». C'est la seule qui nous précise qu'elle s'appuie essentiellement sur des techniques spectroscopiques, en plus de ses connaissances en chimie de coordination (son domaine de recherche), pour prévoir quelles liaisons peuvent se former ou, au contraire, se rompre. Ici, U5 met en clairement en relation, sans le dire, le registre des modèles avec le registre empirique, ce qui correspond à un travail de modélisation. Il semble donc, à l'instar de ce qu'avaient déjà signalé U1 et U2, qu'une liaison chimique est caractérisée par tout ou partie du triptyque « longueur, force, énergie ». Les réponses fournies par ces universitaires, notamment les types de liaisons considérés, sont largement influencées par leurs travaux de recherche qu'ils mentionnent explicitement.

XII.3.1.2. Cas de l'enseignement

Du point de vue enseignement, U3 et U4 enseignent essentiellement la liaison chimique covalente et signalent que c'est une notion « importante » à enseigner et qu'il est impératif de la définir (U3). À cette occasion U4 précise qu'il enseigne le modèle de Lewis en première année avec pour « base, la mise en commun d'électrons » (sans préciser par quoi et entre quoi elle s'établit) et la représentation de la liaison associée. Il montre ensuite les limites du modèle en abordant un peu le modèle des orbitales moléculaires. Il puise les exemples dans ses travaux de recherche, notamment des données tirées de la diffraction aux rayons X, et souligne que « la notion de distance entre deux atomes est quand même clé dans la liaison chimique ». Sa posture semble fidèle à celle qu'il adopte pour définir, ou en tous cas caractériser, une liaison chimique au laboratoire pour sa recherche. U3 enseigne la liaison chimique à partir de la deuxième année en s'appuyant sur la mise en commun d'électrons (sans non plus préciser par qui/quoi et entre quelles particules) mais ne prononce aucunement le mot « modèle » (de Lewis, des orbitales moléculaires par exemple). Cependant, elle signale que les explications qu'elle donne s'accompagnent de représentations sur lesquelles elle centre ses propos : « j'aime beaucoup dessiner, donc je dessine au tableau des recouvrements d'orbitales (...) de façon très schématique, puisque je fais ça à des chimie-bio ». En plus de nous indiquer qu'elle s'adapte à son public dont elle nous confie qu'il éprouve des difficultés avec la notion de liaison chimique (sans nous préciser lesquelles), elle nous signale implicitement que c'est un modèle quantique qu'elle traite dans son cours puisqu'elle fait appel au « recouvrement d'orbitales ». Contrairement à U4, U3 aborde la réactivité en chimie organique en relation avec la liaison chimique, notamment son énergie de dissociation

et se revendique être une « utilisatrice » de la liaison à des fins de prédiction avec les étudiants. U5 et U6 enseignent peu du fait du poste qu'ils occupent ; mais, selon U6, il est pertinent de définir la liaison « pour expliquer au début, en prenant des cas extrêmes » et pour souligner « les différences entre liaisons » mais insiste à nouveau sur le fait que ces distinctions n'apportent rien en recherche.

XII.3.2. Représentation des liaisons

À partir des questions initialement envisagées, des considérations sur la représentation des liaisons chimiques ont été apportées par U3, U4 et U6 ce qui justifie que nous y consacrons un paragraphe malgré l'absence explicite de question à ce sujet dans le protocole présenté précédemment. Alors que U5 ne mentionne rien à propos de l'écriture symbolique de la liaison chimique, U3 affirme qu'elle considère comme importante la représentation des liaisons dans le cadre de son enseignement puisqu'elle s'appuie dessus pour produire des explications et prédire la réactivité des entités. U4 et U6 signalent qu'un des problèmes qu'ils rencontrent émerge directement de ces représentations de liaisons ; toutefois, ils adoptent des postures résolument différentes. Pour U6, qui travaille sur des complexes, la problématique naît de la représentation de la liaison lors de l'écriture d'articles visant à être publiés, l'entité chimique étudiée pouvant être décrite tant à l'aide des symboles d'ions de charges opposées que d'un trait symbolisant la liaison covalente entre les symboles des noyaux des atomes considérés. Cependant, l'impact de ce choix est selon lui limité car il n'y a pas « de différence du point de vue chimique » et cela ne « change pas (notre) la discussion (des chercheurs) autour des problématiques (de recherche) qu'on rencontre » et « la manière dont on écrit (la liaison) n'a pas d'influence sur la compréhension » des étudiants (après la L2) (U6). Cela nous paraît surprenant car l'appréhension de la liaison chimique passe justement par sa représentation, surtout au niveau licence.

En revanche, U4 signale que l'écriture symbolique de la liaison pose des problèmes d'ordre didactique et oriente sa réflexion sur le versant enseignement : « quand tu passes de H_2 à $NaCl$, ça s'écrit pareil, deux atomes ; mais quand tu fais un dessin, tu fais une molécule pour H_2 mais jamais pour $NaCl$; dans ce cas tu fais un réseau. Je trouve qu'au niveau de la didactique de la liaison, ça me pose des difficultés » (U4). U4 perçoit sans doute le *continuum* existant entre la liaison covalente pure et la liaison ionique mais a conscience que les

différences d'écriture peuvent poser problème aux étudiants dont la culture chimique n'est pas assez riche.

Si la représentation d'une liaison chimique n'a pas ou peu d'importance pour les chercheurs, elle est fondamentale pour un public étudiant novice alors qu'il semblerait, au moins dans le cas de U6, qu'elle ne soit *in fine* que peu au centre des préoccupations en recherche, en tous cas de ses recherches. Ces résultats vont aussi dans le sens de ce qui a déjà été décrit dans la littérature : la liaison, concept abstrait, s'appréhende par sa représentation (Kermen, 2020).

XII.3.3. Les représentations figuratives des atomes et des molécules obtenues par des appareils de résolution atomique

Après avoir leur avoir montré les représentations figuratives de structures moléculaires de l'article issu du site culturesciences.chimie.ens.fr, aucun des chimistes ne déclare en utiliser tant dans le cadre de la recherche que dans l'enseignement à l'exception de U6 qui a déjà obtenu de telles images au laboratoire en mettant en œuvre des techniques de lithographie sur des surfaces d'or. De leur côté, U3 et U5 utiliseraient volontiers ce type de cliché dans le cadre d'un cours pour des critères esthétiques (« C'est déjà joli là, la résolution est belle », U5) alors que U3 spécifie que l'on voit bien la multiplicité des liaisons, les différents atomes et « on arrive à visualiser la 3D de la molécule » ; toujours selon U3, de tels clichés pourraient constituer une aide pour les étudiants qui ont tendance à n'imaginer que des molécules dans un plan. De notre point de vue, le caractère tridimensionnel des molécules n'est pas perceptible sur les photos que nous montrons, notamment car les molécules n'y sont présentées que dans un plan et que l'ensemble est statique.

Selon U4 ces images sont « une preuve (...) de la liaison chimique » et montrent « la disposition spatiale des atomes qui est fixée par leur environnement » ce qui pourrait être utile à présenter dans le cadre d'un cours car « c'est une sorte de photographie de la molécule ». En revanche, en opposition à U3, il pense qu'il est impossible de distinguer une liaison simple d'une double et que cela relève d'une interprétation personnelle possible si les connaissances en chimie sont riches. Pour U6, de tels clichés sont « magiques » et permettent de voir « une réaction plus ou moins se passer en live » si bien que, selon lui, leur utilisation semblerait particulièrement appropriée dans le cadre de l'enseignement de la synthèse

organique. Ses propos semblent aller dans le sens de l'existence d'un registre empirique submicroscopique rendu accessible par la spectroscopie de force atomique.

Pour U5, ces représentations sont des « modèles des liaisons et des molécules » et permettent de visualiser la densité électronique. C'est à cette occasion que U5 emploie pour la première fois le mot « modèle » en l'attribuant à une représentation construite elle-même *via* un modèle. Tout comme U6, elle a conscience qu'il s'agit d'images reconstruites dont la résolution est celle d'un atome. Elle emploie le terme « reconstruction » et le mot « photo », utilisé dans l'article est d'ailleurs, selon elle, employé à des fins de vulgarisation car il y a « beaucoup de traitements d'images (...) pour en arriver là » (U5) (désignant les photos qui lui sont présentées) et une « photo est (...) un traitement d'image en soi ». Pour U6, il n'y a pas de discussion possible, ces clichés sont « la version photographique d'un RX⁸⁵ (...). C'est l'équivalent de la transformée de Fourier en RMN » mais « ce n'est pas de la vraie photographie (au sens argentique) », preuves qu'il a perçu sans doute pleinement l'aspect reconstruction par un opérateur. De plus, à la lumière de son expérience, il nous signale que ce type d'imagerie est un processus long à mettre en œuvre et que « le caractère instantanéité de l'AFM⁸⁶ est à questionner » contrairement à la photo argentique ou numérique avec d'excellentes résolutions. De son côté, U4 précise d'emblée qu'il mettrait le terme « photo », utilisé dans l'article, entre guillemets car ces clichés résultent « d'une interprétation d'une mesure » et qu'il y a « un traitement mathématique, une chaîne qui est assez importante » pour les obtenir et que finalement, ce n'est pas « ce que nos yeux voient » réellement. Enfin U4 signale que c'est la communauté des chimistes (« nous ») qui interprète que l'on « voit » des atomes de carbone « parce qu'on sait qu'on a mis du carbone » ; un novice ne pourrait sans doute pas produire de telles conclusions (« si on montrait (les clichés) à quelqu'un qui ne sait pas, il verrait peut-être un cycle avec des azotes »). La lecture de tels clichés nécessite de les appréhender au préalable.

Enfin, si seule U3 n'évoque pas l'aspect de reconstruction d'image à partir de données spectroscopiques, elle nous signale que « c'est une photo à l'instant t qu'ils (les chercheurs) vont prendre de la molécule. Ça aussi ça fluctue, ce n'est pas immobile, c'est tout le temps en

⁸⁵ Cliché de diffraction de rayons X

⁸⁶ Microscope à force atomique.

mouvement » (U3) et donc que l'aspect figé du cliché masque le caractère dynamique des entités à l'échelle submicroscopique (mais aussi l'aspect tridimensionnel qu'elle a pourtant mentionné précédemment). C'est effectivement l'aspect statique des images que nous lui présentons qui semble l'ennuyer et elle argumente ses propos en les opposant au modèle de la mésomérie : « je ne vois pas ça comme la réalité (...). Si on arrivait à prendre (la photo de) la molécule à l'instant t, on verrait peut-être une longueur de liaison différente entre les atomes, de par la conjugaison ». Elle admet implicitement que ces photos ne traduisent pas une réalité à l'échelle atomico-moléculaire sans préciser ce qu'elle associe à cette réalité.

XII.3.4. La connaissance des études didactiques existantes et l'introduction de la liaison par un modèle électromagnétique

XII.3.4.1. Connaissances en didactique

À l'exception de U4, aucun des trois autres chimistes n'est familier des publications existantes en didactique de la chimie et ceux-ci n'en ont pas connaissance. U4 s'est déjà documenté en lisant des articles de didactique sur les thèmes des équations de réaction et de la transformation chimique mais pas sur la liaison chimique. Néanmoins, il complète ses propos et signale avoir lu le texte « pionnier de Lewis » dont il extrait et utilise quelques figures pour introduire le modèle éponyme auprès de ses étudiants et montrer que la représentation initialement adoptée par Lewis n'est pas fonctionnelle pour toutes les molécules. Un tel emprunt au texte original de Lewis présente, selon U4, un fort intérêt pour l'enseignement car il permet de « discuter de l'histoire (des sciences) » et de « montrer la complexité des choses », avant de conclure que « si c'était (la liaison chimique) intuitif, ça ne poserait pas de problème ».

Enfin, U4 précise qu'il s'est forgé une « culture didactique par son expérience personnelle « plutôt construite seul », en « lisant les différents ouvrages » (il cite explicitement Kermen pour ses travaux sur transformation et réaction) ou encore « en ayant un regard critique ou en ayant de nouvelles approches » ce qui lui permet de pointer les aspects problématiques pour ses enseignements en préparation CAPES. U3 nous signale qu'elle peut « discuter plus avec des collègues » des difficultés rencontrées par les étudiants dans un domaine particulier, tout comme U5 qui échange avec ses collègues afin de savoir « la

manière dont ils présentent les choses (les notions) » et « ce qu'ils font et qui fonctionne ». Quant à U6, il ne se prononce pas, sans doute car il n'enseigne presque plus.

XII.3.4.2. Introduction générale de la liaison par un modèle électromagnétique dans le cadre d'un enseignement

U4 déclare introduire la notion de liaison *via* un modèle électromagnétique en considérant l'attraction électromagnétique⁸⁷ entre les électrons et les noyaux. Pour cela, il montre aux étudiants la courbe représentant la variation d'énergie potentielle en fonction de la distance lorsqu'on rapproche deux noyaux d'atomes de l'élément hydrogène (voir Figure 10) et signale le minimum énergétique qu'elle présente tout en mettant en regard « les facteurs favorables et défavorables ». La répulsion entre les noyaux n'est pas mentionnée directement par U4, cependant les facteurs défavorables qu'il annonce la désignent sans doute. U5 est quant à elle gênée par une approche *via* des forces électromagnétiques car elle ne saurait pas expliquer pourquoi il est possible de mettre deux électrons de même charge dans une orbitale même s'il s'agit de « vues de l'esprit » et de « modèles ». En revanche, les liaisons intermoléculaires (liaisons hydrogène et de Van der Waals) peuvent toutes être interprétées, selon elle, par un modèle électromagnétique mais sans nous expliquer pourquoi elle fait une telle différence. Pour U6, cela permettrait de « gagner en simplicité d'explication » car les étudiants ont une « bonne connaissance des modèles Coulombiens ». Cependant il signale qu'on écarte « tout le caractère quantique et directionnel des orbitales ». Il achève sa réflexion en soulignant qu'un tel modèle serait insuffisant pour expliquer la liaison hydrogène (au contraire de U5) et aboutirait « rapidement à des contradictions » (sans signaler lesquelles) tout en admettant que débiter un cours sur la liaison par des considérations quantiques n'est pas une solution davantage adaptée, sans doute car source de difficultés. Enfin, U3 n'utiliserait pas un tel modèle électromagnétique en arguant qu'elle craindrait de générer des confusions chez les élèves sans spécifier lesquelles lorsque nous lui demandons. Il paraît clair que trois chimistes sur les quatre semblent ennuyés pas le processus d'interactions électromagnétiques entre particules en mouvement du niveau submicroscopique rendant compte de la mise en fonctionnement du modèle

⁸⁷ Il dit électrostatique.

électromagnétique pour décrire toute liaison chimique. L'aspect quantique pourrait pourtant être pris en charge – *via* l'écriture et la résolution de l'équation Schrödinger – pour décrire tout type de liaison, justifiant ainsi l'utilisation du modèle électromagnétique dans le cadre d'un enseignement.

XII.3.5. L'incontournable à enseigner à propos de la liaison chimique à un public de L1 en spécialisé en chimie

Pour terminer, les 4 chimistes se sont exprimés à propos de ce qui leur paraît incontournable à enseigner en L1 de chimie. Pour U4, c'est indéniablement le modèle de Lewis et ses limites ainsi que la représentation associée qui sont indispensables pour un étudiant car « c'est un modèle bien pratique (...) qui donne une base solide pour la suite ». À cela, il ajoute que l'étudiant doit se forger une culture chimique et avoir en tête un ordre de grandeur des longueurs et des énergies de liaison. Son choix est sans doute à relier aux enseignements dont il a la charge. Il y a des points communs entre ce que U3, U5 et U6, jugent indispensable de savoir mais ils le formulent différemment. U3 signale qu'un étudiant devrait être à l'aise avec « les interactions (...) et le recouvrement entre orbitales » pour expliquer la création ou rupture de liaisons alors que U6 attendrait d'un étudiant qu'il sache idéalement construire un diagramme d'orbitales moléculaires pour en déduire les implications en termes de propriétés et d'énergie de liaison. U6 pense également qu'un étudiant devrait pouvoir interpréter une liaison comme étant un « minimum énergétique stable associé à une mise en commun d'électrons » (sans évoquer les noyaux chargés positivement). U5 nous précise que la construction d'orbitales moléculaires est importante tout comme leur utilisation pour les complexes (ce qui est relation avec son domaine de recherche). Elle rajoute que, dans le cas particulier de ses problématiques de recherche, il semble impératif de maîtriser les notions de polarité de liaison et, plus globalement, la structuration de la matière pour discuter de la réactivité des entités considérées. Sa réponse est ici influencée par son activité de recherche.

XII.4. Conclusion de cette série d'entretiens

Tout d'abord, il nous paraît évident que les 4 chimistes ont un attachement profond à leur discipline et leur recherche puisque leur discours est systématiquement articulé autour d'exemples puisés dans les savoirs produits dans les laboratoires dans lesquels ils exercent.

Par ailleurs, les enseignants-chercheurs U3 et U4 utilisent directement des exemples de leurs recherches pour illustrer leurs cours dans le cadre de leurs enseignements et donner sans doute une image concrète et actualisée de la chimie aux étudiants. Cela semble rejoindre les conclusions que de Hosson et ses collègues (2015) avaient formulé à propos de l'identité professionnelle d'enseignants physiciens qui déclaraient utiliser des ressources tirées de leurs travaux pour mieux enseigner et montrer « la beauté de la physique ».

Concernant une définition d'une liaison chimique, il semblerait qu'il y ait une dichotomie entre l'enseignement et la recherche. Trois des quatre chimistes signalent très clairement qu'ils ne questionnent pas une définition de la liaison chimique et/ou le type de liaison chimique qu'ils considèrent dans le cadre de leurs travaux de recherche car cela ne semble pas affecter la compréhension et l'interprétation des processus chimiques. En revanche, ils s'accordent tous pour dire qu'il est primordial de savoir utiliser, dans le cadre de la recherche, les caractéristiques intrinsèques d'une liaison, notamment sa longueur, son énergie de dissociation pour prévoir la réactivité des entités chimiques ainsi que les liaisons créées rompues lors d'une transformation chimique.

Nous avons par ailleurs volontairement introduit le terme de liaison chimique dans notre protocole d'entretien sans préciser, comme cela semble être finalement l'apanage de l'enseignement, le type de liaison (covalente, ionique etc ...). Aucun des chimistes n'a relevé ce manque de précision intentionnel de notre part (comme cela était le cas de U1 et U2 lors de l'enquête préalable, chapitre VII). Néanmoins, lorsque nous approfondissons l'entretien, U3 signale qu'elle s'était « enfermée dans une bulle de liaison covalente » ce qui est sans doute à relier à son quotidien de chimiste organicienne, imprégné de liaisons covalentes ; de leur côté, U5 et U6 évoquent finalement des liaisons de coordination servant à décrire la structure des complexes sur lesquels ils travaillent tout comme U4 qui évoque spontanément les liaisons intermoléculaires qui sont au centre de ses travaux. Leurs réponses paraissent ici nettement influencées par leur domaine de recherche et leur expérience quotidienne au laboratoire : les types de liaison mobilisés servent à expliquer des propriétés particulières de la matière en lien avec leur recherche. Néanmoins, du point de vue l'enseignement, il leur paraît important de clarifier les concepts dès le départ et de définir la liaison chimique en donnant les cas limites en les distinguant par leur nom pour des raisons de compréhension des concepts (selon U6) tout en donnant une idée de continuité énergétique comme semblent

le suggérer U3 (« l'interaction est plus ou moins importante » et U4 (« il y a des liaisons faibles fortes et des liaisons fortes faibles »). Seul un universitaire fait référence à un modèle mettant en jeu des interactions électromagnétiques entre particules pour définir une liaison chimique alors que les trois autres évoquent des cas limites de liaison. Les réponses proposées par les universitaires résultent de la vision qu'ils ont de la liaison chimique et de leurs connaissances. C'est ici une manifestation du déterminant personnel de l'activité enseignantes.

Le mot « modèle » n'est jamais utilisé spontanément par les chimistes lorsqu'ils évoquent la liaison chimique dans le cadre de leurs travaux de recherche. D'ailleurs U6 signale qu'il faut avoir « conscience de la réalité de la liaison » ce qui pourrait être trompeur pour un étudiant puisqu'il s'agit d'un concept abstrait. Cela peut aussi induire l'idée d'un lien matériel physique entre noyaux d'atomes associés. Les interactions électromagnétiques attractives et répulsives entre particules du niveau submicroscopique sont laissées en arrière-plan, ce qui est dénoncé par plusieurs chercheurs en didactique (Bergqvist et al., 2016; Levy Nahum et al., 2007; Taber & Coll, 2002; Zohar & Levy, 2019b). Le terme de modèle est seulement employé par deux des quatre chimistes dès lors que nous évoquons le versant enseignement de l'entretien. Peut-être ont-ils conscience de la nécessité de préciser le registre de savoir dans lequel ils placent leur discours devant les étudiants, ce que l'on peut relier à un choix personnel et, peut-être, à une habitude d'un groupe social, celui des enseignants de chimie (déterminants personnel et social).

Un seul des chimistes a des connaissances en didactique en raison d'un choix personnel de lectures ciblées pour enseigner plus efficacement. En revanche, ils s'inscrivent tous au sein d'une communauté d'enseignants et de chercheurs avec lesquels certains n'hésitent pas à échanger pour optimiser leurs enseignements et partager leurs doutes à propos de ce qui pourrait être souhaitable de raconter dans un cours portant sur la liaison chimique ou un thème autre. La dimension collective qui se joue dans les équipes enseignantes influence potentiellement ce que disent et font ces enseignants universitaires avec les étudiants (déterminant social). Cela ne semble toutefois pas rejoindre les conclusions de la thèse d'Aillères (2020) qui dépeint, à l'appui d'entretiens, les échanges entre EC à propos de l'enseignement comme « rares voire inexistantes » (Aillères, 2020, p. 86). La même autrice décrit également l'échange de supports de cours comme mal perçu.

Les clichés ou objets-images représentant des molécules comme ceux de l'article de Bacle et al. (2016) ont surpris trois des quatre chimistes qui n'avaient pas connaissance de telles images et n'en utilisaient donc pas dans leurs enseignements. En revanche, ils ont presque tous signifié qu'il ne s'agit pas d'une photo telle qu'on pourrait la prendre avec un appareil traditionnel mais bien une reconstruction obtenue à partir des traitements et de l'interprétation de mesures brutes recueillies au préalable. Pour paraphraser U4, les molécules ne sont pas directement perceptibles avec nos yeux alors que U3 signale que ce que l'on voit sur les photos n'est pas la « réalité » car la photo est figée. Ce qu'elle semble associer à la réalité est l'aspect dynamique lié au mouvement des électrons. La délocalisation des électrons décrite dans le modèle de la mésomérie traduit leur mouvement perpétuel non perceptible sur ces clichés. L'opposition entre réalité expérimentale et modèle est extrêmement modeste et la discussion sur une possible réalité submicroscopique reste embryonnaire avec les réponses formulées par les universitaires interrogés à l'exception de U6. Si U4 déclare que ce que l'on voit sur les photos relève d'une interprétation qui semble nécessiter une certaine culture chimique, aucun des chimistes nous indique que la perception qu'ils ont de ces images est peut-être influencée par l'idée préconçue que l'on a de ce que devrait être la représentation d'une molécule. Enfin notons toutefois que, lors de l'entretien, deux universitaires ont signalé que leur métier consistait à créer et rompre des liaisons ce que nous pouvons interpréter comme un travail en lien direct avec un registre empirique submicroscopique.

Pour terminer, les incontournables qu'il serait souhaitable d'enseigner en L1, selon les quatre chimistes, semblent nettement influencés par leur expérience en recherche à l'exception de U4 qui paraît avoir mené une réflexion davantage aboutie sur l'enseignement de la liaison chimique et sa didactique. Cela ne semble pas surprenant car U5 et U6 enseignent peu, même s'ils restent intéressés par l'enseignement supérieur alors que U4 a été responsable d'une préparation à des concours de l'enseignement pendant plusieurs années. Seul U4 signale la grande importance du modèle de Lewis à l'instar des déclarations de U1 et U2, les spécialistes du savoir que nous avons initialement interrogés. Quant à U3, elle n'enseigne pas en première année et sa réponse est sans doute largement orientée par les contenus des cours qu'elle donne déjà dans son université. Enfin, l'ensemble des chimistes associe le ou les modèles qu'ils estiment nécessaires à enseigner à des fins de prévision de la

géométrie moléculaire et de la réactivité. Les réponses que nous donnent U3, U4, U5 et U6 sont essentiellement commandées par leur expérience personnelle et sont donc à associer au déterminant personnel de l'activité enseignante.

Nous avons interrogé seulement 4 chimistes dans le cadre de ces entretiens complémentaires, ce qui fait que les conclusions étayées doivent être considérées avec beaucoup de prudence et ne sont aucunement généralisables à l'ensemble de la communauté d'enseignants-chercheurs de chimie. Les conclusions de ces entretiens peuvent nourrir des pistes de réflexion pour une étude ultérieure portant sur l'identité professionnelle d'enseignants universitaires de chimie.

XII.5. Synthèse des réponses aux QR

Dans cette conclusion, nous récapitulons les principaux éléments de réponses aux **QR10** à **13**.

Réponse à la **QR10**

Les définitions données (dans la visée d'un enseignement) par les universitaires U3, U4, U5 et U6 mettent en avant des types de liaisons chimiques plutôt que des éléments du modèle électromagnétique, les réponses apportées semblent directement modelées par leur domaine de recherche respectif qu'ils évoquent spontanément. Ce sont ici des choix personnels ainsi que les habitudes d'un groupe social, celui des enseignants de chimie, qui semble se manifester.

En revanche, U3, U4, U5 et U6 s'accordent sur le fait qu'il n'est pas nécessaire de donner une définition d'une liaison chimique (ni de distinguer le type de liaison chimique) dans le cadre de leur recherche puisque cela n'impacte pas leur compréhension des phénomènes observés. Ils utilisent cependant les deux caractéristiques des liaisons : la longueur et l'énergie de dissociation.

Réponse à la **QR11**

Lorsque nous les questionnons sur une définition d'une liaison chimique en relation avec ce que nous appelons le modèle classique électromagnétique (toujours dans le cadre d'un enseignement), trois des universitaires (U3, U5 et U6) semblent perplexes. Les raisons qu'ils évoquent sont de nature différente : 1) un tel modèle ne permet pas de décrire tout

type de liaison chimique 2) l'aspect quantique est laissé en arrière-plan. Nous avons pourtant montré dans l'analyse épistémologique et didactique que le modèle électromagnétique est unificateur pour décrire toute liaison chimique. De plus, l'écriture et la résolution de l'équation de Schrödinger prennent en charge tous les éléments du modèle en incluant l'aspect quantique, ce que nous avaient confirmé U1 et U2, les spécialistes du savoir que nous avons rencontrés dans le cadre de l'enquête décrite dans le Chapitre VII. Les réponses de U3, U5 et U6 semblent ici influencées par leurs convictions personnelles et la représentation qu'ils ont de l'enseignement de la liaison chimique. Seul U4 indique qu'il utilise des concepts du modèle électromagnétique pour définir ce qu'est une liaison chimique auprès de ses étudiants et met en avant qu'il existe un *continuum* entre les différents types de liaisons. C'est son expérience personnelle d'enseignant en préparation CAPES qui semble guider les choix qu'il effectue.

Réponse à la **QR12**

L'indispensable à enseigner est clairement le modèle de Lewis pour U4 alors que les autres universitaires plébiscitent davantage le modèle quantique des orbitales moléculaires. Ici, c'est leur propre vision de l'enseignement sans doute en lien avec leur recherche qui semble guider les choix de réponse. En effet, ils précisent tous dans l'entretien (U3, U5 et U6) qu'ils utilisent ce modèle dans leur recherche.

Réponse à la **QR13**

Enfin, les photos d'atomes et de molécules sont bien perçues par U3, U4, U5 et U6 comme résultant de la transformation, *via* un modèle, de données brutes obtenues à l'aide de l'appareil (le microscope à force atomique). Même si l'ensemble des universitaires voient en de telles images une prouesse scientifique inégalée, il semble que l'aspect modélisation intermédiaire constitue une entrave pour considérer qu'elles traduisent la réalité à l'échelle submicroscopique. Les chimistes s'inscrivent sans doute dans un collectif de pensée dont les membres sont qualifiés par Milard (2014) comme étant imprégnés d'une « camaraderie d'état d'esprit et d'une solidarité de pensée » (Milard, 2014, p. 18). C'est aussi peut-être la manifestation d'un obstacle épistémologique tel que Guffroy (2019) l'a décrit pour les objets-images de trous noirs.

La limite essentielle de ces entretiens provient du protocole élaboré en l'absence de ligne directrice d'analyse et de cadre théorique. Ce dernier a été construit *a posteriori* des

entretiens qui avaient initialement une visée purement exploratoire. Nous avons tenté de rendre compte fidèlement des points de vue des universitaires interrogés en l'adaptant à notre outil d'analyse.

Chapitre XIII. Conclusion

Cette thèse apporte une contribution complémentaire aux recherches existantes visant à décrire tant les pratiques de quelques EC à l'université, et plus particulièrement ceux de chimie, que celles proposant une analyse didactique et épistémologique à propos des modèles de liaison chimique. Nous avons fait le choix de centrer ce travail sur l'analyse du savoir à propos de la liaison chimique car cet aspect reste sous-développé en didactique de la chimie.

En premier lieu, nous pensons avoir fait une clarification au sujet des modèles de liaison chimique (liaison métallique exclue, il s'agit d'un choix) en montrant que toute liaison pouvait être décrite, au-delà de la typologie existante, à l'aide d'un modèle classique unificateur. Ce que nous proposons a scientifiquement été validé par les deux universitaires (U1 et U2) spécialisés en chimie théorique qui axent leur recherche sur la liaison chimique et dont la réputation fait, selon nous, autorité dans la communauté des enseignants de chimie. Il s'agit du modèle électromagnétique qui incarne un processus d'interactions électromagnétiques attractives et répulsives entre particules du niveau submicroscopique (noyaux et électrons). Ces interactions sont interprétées par des forces intérieures au système constitué par les noyaux et les électrons, qui se compensent exactement en moyenne. Les noyaux sont alors maintenus à distance moyenne caractéristique constante. De plus, la théorie quantique permet de formaliser une telle description *via* l'équation de Schrödinger dont l'écriture et la résolution prennent en charge l'ensemble des concepts de ce modèle électromagnétique en plus de l'aspect quantique.

Nous avons également proposé une réflexion supplémentaire à propos de l'existence d'un registre empirique submicroscopique en partant du questionnement formulé par Kermen dans son HDR (Kermen, 2016a). Nous avons montré que les objets-images et objets-vidéos obtenus par microscopie à force atomique rendent perceptibles des objets nanoscopiques (les molécules) sur lesquels il est désormais directement possible de travailler dans les laboratoires équipés de la technologie AFM haute résolution. Les publications les plus récentes décrivent la possibilité de déplacer des atomes à la surface des matériaux ou d'étudier individuellement une molécule qui est alors mise au travail (Joachim, 2019; Schaap et al., 2011). Nous avons également ouvert la voie et tenté d'intégrer le registre empirique

submicroscopique en introduisant la réalité métaphysique dans le cadre montrant la dynamique d'articulation des 3 registres (voir VII. P. 117) de la chimie. La piste proposée reste toutefois à explorer davantage en profondeur et le cadre doit être mis à l'épreuve.

Le contenu des ouvrages de premier cycle universitaire que nous avons analysés permet également de comprendre ce que disent et font les EC. Constituant des ressources pour les enseignants, ces ouvrages relatent un enseignement par type de liaison et passent sous silence la description unificatrice que nous proposons même si elle est parfois perceptible, à condition de la chercher. Cela impacte directement les choix d'articulation des contenus des programmes ainsi que ceux des cours proposés par les EC aux étudiants. En effet, les EC que nous avons observés proposent tous des itinéraires cognitifs extrêmement proches et ne mettent pas en avant l'interprétation physique d'une liaison chimique à l'exception du modèle permettant de décrire les liaisons de Van der Waals et le modèle des OM. Le discours est essentiellement axé autour des représentations comme le notaient déjà Le Maréchal et Cross (2010). Les procédures permettant de tracer des schémas de Lewis de molécules ou de repérer un type de liaison (Van der Waals, hydrogène) en vue de répondre à des questions particulières sur les propriétés de la matière occupent également une place centrale dans les séances de cours.

Le discours des EC (EC1, EC2 et EC3) se situe essentiellement à l'échelle submicroscopique ce qui n'est pas surprenant en soi dans un cours portant sur la liaison chimique dont les modèles sont tous fondés sur des interactions électromagnétiques entre noyaux et électrons. Nous avons montré, en dépit de quelques références au registre empirique, qu'il y a peu de liens effectifs avec le registre des modèles. Cela signifie que ces derniers ne sont pas, ou en tous cas peu, mis en fonctionnement (utilisés) par les EC durant les séances de cours. Cependant, cette tendance semble toutefois dépendre du type de liaison chimique et du modèle considérés. C'est ici l'objet de savoir en jeu qui ne permet pas toujours une activité de modélisation. De plus, le découpage en unités d'enseignement à l'université fait qu'un modèle peut être présenté pour lui-même puis utilisé ultérieurement lors d'une séance de travaux dirigés ou à l'occasion d'une autre UE. Il s'agit ici d'une contrainte institutionnelle avec laquelle les EC doivent également composer. Concernant l'accompagnement fourni aux étudiants, nous constatons que la réussite à l'examen commande en partie ce que disent et font les EC avec les étudiants sans pour autant reléguer

le savoir au second plan. Les questions posées aux étudiants sont rarement effectives et le temps de réflexion donné par les EC est insuffisant pour que les questions soient problématisées par les étudiants. Ces régularités avaient déjà été observées par Manrique (2017). Enfin, les EC observés n'ont pas connaissance des études didactiques existantes qui pourraient les éclairer sur les difficultés connues des étudiants et éviter certains écueils. Il y a là une piste à explorer pour l'élaboration des contenus de formations à destination des EC qui semblent progressivement se mettre en place à l'université (Annoot, 2014) et que les EC sont incités à suivre (Huez, 2022).

Enfin, nous avons constaté que les EC (EC1, EC2 et EC3) ne mettaient pas en avant les savoirs produits dans les laboratoires de recherche auxquels ils sont rattachés. Cela est expliqué par le fait que la distance est trop grande entre les connaissances des étudiants en début de L1 et le contenu de leurs publications de recherche. Ces EC nous déclarent toutefois vouloir montrer ce qu'ils font aux étudiants à partir de la L3.

Les entretiens que nous avons réalisés avec ces trois mêmes EC et la trace observable des pratiques montrent par ailleurs que leur discours est imprégné d'habitudes découlant de leur expérience personnelle, leurs connaissances acquises dans leur passé d'étudiant. Ces habitudes sont également modelées par l'interaction qu'ils ont avec d'autres EC de chimie qui constituent un groupe social à part entière. Nous pouvons conclure que les EC composent à des degrés variables avec des facteurs personnels et sociaux pour faire des choix qui façonnent leurs pratiques. On peut donc y voir une imbrication des déterminants personnel et social de l'activité enseignante, ce qui permet de recomposer les logiques d'action des enseignants (Robert, 2008). Au contraire, les contraintes institutionnelles (en dehors des ressources) restent selon nous davantage en arrière-plan, du moins dans le choix des contenus. Selon nous, elles se manifestent surtout dans les maquettes d'enseignement et à travers le mode de présentation du savoir qui se réduit à un exposé magistral classiquement décrit à l'université, favorisé par la taille des amphithéâtres et ne permettant pas suffisamment d'interactions entre les EC-étudiants. Cela a déjà été décrit dans les études existantes (Loizon & Mayen, 2015; Manrique, 2017).

Les entretiens que nous avons menés avec plusieurs enseignants-chercheurs (U3, U4, U5 et U6) en vue d'analyser leur conception du savoir et leurs pratiques déclarées montrent que ce qu'ils pensent et disent à propos de la liaison chimique, tant dans le cadre de leur

recherche que de l'enseignement, est influencé par leur pratique de recherche. De tels résultats paraissent prometteurs pour l'enseignement puisque les EC constituent un intermédiaire crucial entre enseignement et recherche et sont à même de montrer aux étudiants le reflet de pratiques de laboratoire actuelles. Ces mêmes EC dressent toutefois une typologie des liaisons dès lors qu'ils abordent l'aspect enseignement, ce que nous avons attribué à des habitudes partagées par un groupe social, celui des enseignants de chimie. Cela laisse en arrière-plan le principe physique sous-jacent permettant aux étudiants de comprendre ce qu'est une liaison chimique ainsi que le *continuum* entre les divers types de liaisons, ce dont rend compte la mise en fonctionnement du modèle électromagnétique. Nous n'avons pas observé U3, U4, U5 et U6 lorsqu'ils donnent un cours portant sur la liaison chimique. Par voie de conséquence, il n'est pas possible d'évaluer l'écart entre les intentions qu'ils déclarent et leurs pratiques effectives, observables. Il n'est également pas envisageable de vérifier si les pratiques de recherche ont une influence sur le discours tenu aux étudiants.

En synthèse, l'enquête que nous avons menée montre un grand nombre de régularités dans les pratiques des EC observés et très peu de variabilités entre individus. Nous pouvons affirmer explicitement que les EC ne dépassent pas une présentation par type de liaison chimique. De plus l'évocation de la liaison covalente est centrée plus sur sa représentation que le principe physique sous-jacent. De même, les EC donnent un ensemble de procédures aux étudiants afin de résoudre des exercices ou de répondre à des questions le jour de l'examen. Le temps dédié au thème de la liaison chimique en L1 à l'université, plus élevé qu'au lycée, ne permet donc pas d'aller au-delà de ces aspects comme nous en avons fait l'hypothèse. Enfin il semble que la mission de recherche n'impacte que peu voire pas leurs pratiques d'enseignement (pour EC1, EC2 et EC3 que nous avons observés *in situ*). Nous avons attribué cela au niveau auquel ils enseignent, très éloigné de leurs préoccupations liées au laboratoire.

Ce travail, qui apporte une modeste brique à l'édifice déjà existant, présente deux limites principales qu'il convient de lister :

- les données ont été recueillies avant la mise au point d'une méthodologie d'analyse. Il a donc fallu travailler avec des données parfois incomplètes. C'est principalement le cas des entretiens que nous avons menés avec les EC, y compris ceux observés, et

dont le protocole n'est pas optimisé pour interpréter tout ce qu'ils disent et font en termes de déterminants de l'activité.

- Nous avons observé seulement 3 EC dans le cadre de séances de cours portant sur la liaison chimique et formulé des conclusions qui reposent sur la stabilité des pratiques des EC (Robert, 2008). Ces données pourraient être enrichies en allant observer *in situ* d'autres EC plus ou moins expérimentés dans d'autres universités.

Perspectives

À propos du registre empirique submicroscopique

Le développement des nanotechnologies et des microscopies permettant d'explorer le nano-monde nous invite clairement à poursuivre la réflexion à propos du statut du registre empirique submicroscopique. Nous avons montré qu'une telle réflexion nécessitait de dépasser un véritable obstacle épistémologique, le même que Guffroy (2019) décrit pour l'acceptation des images de trous noirs non directement perceptibles par nos sens. Dans ce travail, nous avons introduit la réalité métaphysique (Soler, 2013) qui semble relativement bien appropriée pour désigner le registre empirique submicroscopique. Toutefois, nous pensons qu'il est nécessaire d'effectuer une clarification épistémologique (seulement esquissée dans le cadre de ce travail) en définissant, entre autres, la nature des objets et des événements qui peuvent être classés dans ce registre.

Concernant les EC

Les EC sont au carrefour de l'enseignement et de la recherche. Même s'ils ne sont évalués que sur leur mission de recherche, ils s'attachent à la qualité de leur enseignement ; dans cette perspective, on pourrait espérer que la documentation des difficultés recensées des étudiants par les recherches en didactique de la chimie leur permettrait de faire évoluer leurs pratiques enseignantes. Lors des entretiens, les EC observés *in situ* indiquent avoir recours aux exemples directement issus de leurs recherches en laboratoire à partir de la L3. Une piste envisageable serait d'observer les pratiques d'EC en L3 en mettant au cœur de l'analyse la caractérisation de liens effectifs entre enseignement et recherche. Enfin, une autre perspective consiste à approcher l'identité professionnelle d'enseignants universitaires de chimie, à l'instar de la recherche de Hosson et al. (2015) en ce qui concerne la physique, afin de suggérer des évolutions concernant leurs pratiques pédagogiques.

Au sujet des explications téléologiques et anthropomorphiques

Du point de vue de l'exposition du savoir chimique, il a été constaté des explications téléologiques et anthropomorphiques uniquement lorsque les EC présentaient le modèle de Lewis de la liaison covalente aux étudiants. Cela se manifeste en particulier dès lors que la règle de l'octet est évoquée en lien avec l'écriture de schémas de Lewis de molécules. Cela est dans la continuité de ce qui est décrit au lycée en France et à l'international ainsi que dans les ouvrages (Bergqvist et al, 2016 ; Kermen, 2020 ; Levy Nahum et al., 2007). Pour les autres modèles de liaisons, le discours est exempt de traces de telles explications. Il semblerait opportun de mener une enquête auprès d'enseignants de lycée afin de comprendre pourquoi ils ont recours à ces explications et pourquoi ces dernières sont reconduites.

Recommandations pour l'enseignement de la liaison chimique et proposition d'une formation

Cette étude nous permet également de formuler un certain nombre de recommandations pour l'enseignement de la liaison chimique. Ces dernières avaient déjà été en partie exprimées par Levy Nahum et al. (2007, 2010) et Nahum et al. (2013). Nous pensons que les habitudes travail doivent être favorisées au plus tôt : l'enseignement de la liaison chimique débute dès le lycée avec l'introduction du modèle de Lewis de la liaison covalente. Nous proposons donc d'introduire une définition générale d'une liaison chimique via un modèle électromagnétique (ou électrostatique) sur l'exemple d'une molécule diatomique simple dès la classe de seconde. Il s'agira de mettre en avant auprès des élèves qu'il y a à la fois des interactions attractives et répulsives entre particules (noyaux et électrons), dont la compensation globale permet d'expliquer le maintien des noyaux à distance moyenne constante. À cette occasion, la longueur moyenne de liaison et l'énergie moyenne de dissociation peuvent être introduites comme des caractéristiques d'une liaison chimique. Les différents modèles de liaison chimique selon la typologie existante peuvent alors être présentés en lien avec des propriétés à expliquer. Il convient également de rappeler à chaque fois le principe physique unificateur permettant de justifier le *continuum* entre les différents types de liaison chimique. Les représentations des liaisons, lorsqu'elles existent, doivent être introduites en distinguant explicitement le symbole de l'objet, tout en choisissant du vocabulaire approprié comme Kermen (2022) le recommande.

Pour terminer, nous aimerions concevoir une formation portant sur l'enseignement de la liaison chimique à destination d'enseignants de lycée en incluant des éléments visant à documenter à la fois les composantes cognitive et médiative. Néanmoins, les formations continues proposées aux enseignants français de physique-chimie de Collège et Lycée en didactique de la chimie semblent rares. Lorsqu'elles existent, dans le cadre du plan académique de formation, elles ne concernent qu'un nombre très restreint d'enseignants, soit quelques dizaines au plus sur une année dans une académie. Même si cela reste embryonnaire, nous pouvons toutefois nous féliciter de l'introduction d'éléments de didactique de la chimie sur des sites accessibles à l'ensemble des enseignants en fonction ainsi qu'aux futurs candidats aux concours de recrutement. C'est par exemple le cas du site [culturescienceschimie®](#) sur lequel des articles écrits par Canac sont publiés.

Bibliographie

Adúriz-Bravo, A. (2013). A 'Semantic' View of Scientific Models for Science Education. *Science & Education*, 7(22), 1593-1611.

Agulhon, C. (2007). La professionnalisation à l'Université, une réponse à la demande sociale ? *Recherche et formation*, 54, Article 54. <https://doi.org/10.4000/rechercheformation.928>

Aillères, M. (2020). « Faire son cours » à l'université : Approche anthropo-didactique des pratiques des enseignant-e-s du supérieur en France [These de doctorat, Bordeaux]. <https://www.theses.fr/2020BORD0194>

Albero, B. (2015). Professionnaliser les enseignants-chercheurs à l'université : Les effets pervers d'une bonne idée. *Distances et médiations des savoirs.*, 3(11), Article 11. <https://doi.org/10.4000/dms.1124>

Allamel-Raffin, C. (2005). De l'intersubjectivité à l'interinstrumentalité. L'exemple de la physique des surfaces. *Philosophia Scientiae*, 9-1, 3-30. <https://doi.org/10.4000/philosophiascientiae.610>

Alldritt, B., Hapala, P., Oinonen, N., Urtev, F., Krejci, O., Federici Canova, F., Kannala, J., Schulz, F., Liljeroth, P., & Foster, A. S. (2020). Automated structure discovery in atomic force microscopy. *Science Advances*, 6(9), 1-9. <https://doi.org/10.1126/sciadv.aay6913>

Altet, M. (1994). Le cours magistral universitaire : Un discours scientifico-pédagogique sans articulation enseignement-apprentissage. *Recherche & formation*, 15(1), 35-44.

Altet, M. (2017). L'observation des pratiques enseignantes effectives en classe : Recherche et formation. *Cadernos de Pesquisa*, 47(166), En ligne. <https://doi.org/10.1590/198053144321>

Annot, E. (2014). De l'accompagnement à la pédagogie universitaire : Quels enjeux pour la formation des enseignants-chercheurs ? *Recherche & formation*, 77(3), 17-28. <https://doi.org/10.4000/rechercheformation.2298>

Annot, E., & Fave-Bonnet, M.-F. (2004). *Pratiques pédagogiques dans l'enseignement supérieur : Enseigner, apprendre, évaluer*. L'Harmattan.

Arribart, H. (2023). Vous pouvez le dire en français : Le vocabulaire de la chimie et de la mécanique quantique. *L'actualité chimique*, 484-485, 8-9.

Arsac, G., Develay, M., & Tiberghien, A. (1989). *La transposition didactique en*

mathématiques, en physique, en biologie. IREM et LIDRIS.

Aryungga, S. D. E., & Effendy, S. (2017). Study of Chemical Bonding Misconception on Senior High School Students caused by Learning Strategy and Content in Textbook. *Chemistryeducation. Uii. Ac. Id.*(2010), 12-13.

Assude, T., Martin, P., & Mikailoff, N. (2023). Enquête sur la pédagogie universitaire : Types et fonctions des rituels dans l'enseignement supérieur. *Contextes et didactiques. Revue semestrielle en sciences de l'éducation [En ligne]*, 21, Article 21. <https://doi.org/10.4000/ced.4110>

Atkins, P. W., & De Paula, J. (2004). *Chimie physique* (2e édition).

Atkins, P. W., Jones, L. L., & Laverman, L. (2014). *Principes de chimie* (A. Pousse, Trad.; 3e édition). De Boeck.

Bachelard, G. (1999). *La formation de l'esprit scientifique. Contribution à une psychanalyse de la connaissance objective.* (16ème). J. Vrun. https://gastonbachelard.org/wp-content/uploads/2015/07/formation_esprit.pdf

Bächtold, M., Boilevin, J.-M., & Calmettes, B. (2017). *La pratique de l'enseignant en sciences : Comment l'analyser et la modéliser ?* Presses universitaires de Louvain.

Bacle, P., Henry, L., & Rossi-Gendron, C. (2016). *La Microscopie à Force Atomique pour l'observation de molécules avec une résolution atomique.* Culture Sciences Chimie. <https://culturesciences.chimie.ens.fr/thematiques/chimie-analytique/la-microscopie-a-force-atomique-pour-l-observation-de-molecules-avec>

Barlet, R. (1999). L'espace épistémologique et didactique de la chimie. *Bulletin de l'union des physiciens*, 93(817), 1423-1448.

Barlet, R., & Plouin, D. (1994). *L'équation-bilan en chimie. Un concept intégrateur source de difficultés persistantes.* 18, 27-55.

Barrier, J., Quéré, O., & Vanneuville, R. (2019). La fabrique des programmes d'enseignement dans le supérieur. *Revue d'anthropologie des connaissances*, 13(1), Article 1. <https://journals.openedition.org/rac/464#tocto1n5>

Becher, T. (1994). The State and the university curriculum in Britain. *European Journal of Education*, 29(3), 231-245.

Becquet, V., & Musselin, C. (2004). Variations autour du travail des universitaires. Convention MENRT. *ACI" Travail", Rapport CSO, Paris.*

Bécu-Robinault, K. (2015). *Un cadre épistémo-sémiotique pour concevoir des séances et analyser des pratiques d'étude et d'enseignement de la physique : Habilitation à diriger des recherches de l'université de Toulouse*. [Université Toulouse Jean-Jaurès]. HAL id : tel-01237838

Bédard, D. (2006). Enseigner autrement, oui mais pourquoi et comment ? Le cas d'un cours universitaire de premier cycle. In N. Rege Colet & M. Romainville, *La pratique enseignante en mutation à l'université*. (De Boeck université, p. 83-102).

Bergqvist, A., Drechsler, M., & Chang Rundgren, S.-N. (2016). Upper Secondary Teachers' Knowledge for Teaching Chemical Bonding Models. *International Journal of Science Education*, 38(2), 298.

Bergqvist, A., Drechsler, M., De Jong, O., & Chang Rundgren, S.-N. (2013). Representations of chemical bonding models in school textbooks. *Chemistry education*, 14, 589.

Bertrand, C. (2014). *Soutenir la transformation pédagogique dans l'enseignement supérieur* [Rapport MESRI].

Bezeau, D., Musard, M., & Deriaz, D. (2021). Analyse didactique des curriculums officiels d'éducation physique en France, en Suisse romande et au Québec. *eJRIEPS. Ejournal de la recherche sur l'intervention en éducation physique et sport*, 49, Article 49. <https://doi.org/10.4000/ejrieps.5931>

Bosdeveix, R., Crepin-Obert, P., Fortin, C., Leininger-Frézal, C., Regad, L., & Turpin, S. (2018). Étude des pratiques enseignantes déclarées concernant le programme de sciences citoyennes Vigie-Nature École. *RDST. Recherches en didactique des sciences et des technologies [En ligne]*, 18, Article 18. <https://doi.org/10.4000/rdst.2041>

Bouard, R., Canac, S., & Kermen, I. (2022). Modélisation des transformations chimiques : Mise en regard d'un programme et de pratiques enseignantes. *RDST. Recherches en didactique des sciences et des technologies*, 25, Article 25. <https://doi.org/10.4000/rdst.4165>

Boyer, R., & Coridian, C. (2002). Transmission des savoirs disciplinaires dans l'enseignement universitaire : Une comparaison histoire/sociologie. *Sociétés contemporaines*, 48, 41-61.

Bressoux, P. (2001). Réflexions sur l'effet-maitre et l'étude des pratiques enseignantes. *Revue internationale de sciences de l'éducation*, 5, 35-51.

Bridoux, S., De Vleeschouwer, M., Grenier-Boley, N., Khanfour-Armalé, R., Lebrun, N., Mesnil, Z., & Nihoul, C. (2018). L'identité professionnelle des enseignants-chercheurs en

mathématiques, chimie et physique. *EMF*. Espace Mathématique Francophone.

Bridoux, S., Grenier-Boley, N., Hache, C., & Robert, A. (2016). *Les moments d'exposition des connaissances, analyse et exemples*. 21, 187-233.

Bru, M. (2002). Pratiques enseignantes : Des recherches à conforter et à développer. *Revue française de pédagogie*, 138, 63-73.

Bru, M., & Altet, M. (2004). À la recherche des processus caractéristiques des pratiques enseignantes dans leurs rapports aux apprentissages. *Revue française de pédagogie*, 148.

Bruter, A. (2008). Le cours magistral comme objet d'histoire. *Histoire de l'éducation*, 120, 5-32.

Burrows, A., Holman, J. S., Parsons, A. F., Pilling, G., & Price, G. (2012). *Chimie3. Introduction à la chimie inorganique, organique et à la chimie physique*. De Boeck Universités.

Calviac, S. (2019). Le financement des universités : Évolutions et enjeux. *Revue française d'administration publique*, 169(1), 51-68. <https://doi.org/10.3917/rfap.169.0051>

Canac, S. (2017). *Le langage symbolique de la chimie en tant que méta-niveau entre registre empirique et registre des modèles : Une problématique de l'enseignement-apprentissage de chimie* [Thèse de doctorat]. Université Paris Diderot.

Canac, S., Kermen, I., & Javoy, S. (2021). *Travaux pratiques de chimie en première année d'université : Tâches étudiantes et pratiques enseignantes dans trois universités*. 24, 87-112. <https://doi.org/10.4000/rdst.3943>

Casalot, A., Estienne, J., & Durupthy, A. (1998). *Structure de la matière : Ire année PCSI*. Hachette supérieur.

Chang, R., & Overby, J. (2019). *Chimie générale* (5e édition). De Boeck supérieur.

Chaquin, P. (1984). *Faut-il « tordre son cou » à l'hybridation ?* 664, 995-1017.

Chaquin, P., Fuster, F., & Volatron, F. (2018). Apprendre la chimie avec les orbitales. OrbiMol, une boîte à outils pédagogique. *Bulletin de l'union des physiciens*, 1000, 275-286.

Chaquin, P., Gutlé, C., & Reinhardt, P. (2014). Forces ou énergie ? En tout cas, électrostatique ! *L'actualité chimique*, 384, 29-37.

Chaquin, P., Volatron, F., & Fuster, F. (2020). Définir le caractère liant/antiliant d'une orbitale moléculaire. *L'actualité chimique*, 447, 28-37.

Chauvigné, C., & Coulet, J.-C. (2010). L'approche par compétences : Un nouveau paradigme

pour la pédagogie universitaire ? *Revue française de pédagogie. Recherches en éducation*, 172, Article 172. <https://doi.org/10.4000/rfp.2169>

Chesnais, A. (2009). *L'enseignement de la symétrie axiale en sixième dans des contextes différents : Les pratiques de deux enseignants et les activités des élèves* [Thèse de doctorat].

Chevallard, Y. (1994). Les processus de transposition didactique et leur théorisation. In *La transposition didactique à l'épreuve* (La pensée sauvage).

Chu, C. K., & Hong, K. Y. (2010). *Misconceptions in the teaching of chemistry in secondary schools in Singapore & Malaysia*.

Clanet, J. (2001). Étude des organisateurs des pratiques enseignantes à l'université. *Revue des sciences de l'éducation*, 27(2), 327-352. <https://doi.org/10.7202/009936ar>

Clanet, J. (2004). Que se passe-t-il en cours? Eléments de description des pratiques enseignantes à l'université. *Les pratiques dans l'enseignement supérieur*, 93-125.

Cokelez, A., & Dumon, A. (2005). La liaison chimique : Du savoir de référence au savoir appris au lycée. *Bulletin de l'union des physiciens*, 99, 1011-1023.

Cooper, M. M., Underwood, S. M., & Hilley, C. Z. (2012). Development and validation of the implicit information from Lewis structures instrument (IILSI) : Do students connect structures with properties? *Chemistry Education Research and Practice*, 13(3), 195-200.

Coulon, A., & Paivandi, S. (2008). État des savoirs sur les relations entre les étudiants, les enseignants et les IATOSS dans les établissements d'enseignement supérieur. *Rapport pour l'OVE*. www.ovenational.education.fr, consulté le, 2(09), 1-87.

Croft, M., & de Berg, K. (2014). From Common Sense Concepts to Scientifically Conditioned Concepts of Chemical Bonding : An Historical and Textbook Approach Designed to Address Learning and Teaching Issues at the Secondary School Level. *Science & Education*, 23(9), 1733-1761. <https://doi.org/10.1007/s11191-014-9683-0>

Cross, D. (2010). Action conjointe et connaissances professionnelles de l'enseignant. *Éducation et didactique*, 4(3), 39-60. <https://doi.org/10.4000/educationdidactique.850>

Cross, D., Veillard, L., Le Maréchal, J.-F., & Tiberghien, A. (2009). Analyse de corpus vidéo d'une série de situations d'enseignement : Le découpage en thèmes. In C. Cohen-Azria & N. Sayac, *Questionner l'implicite : Les méthodes de recherche en didactiques (3)* [En ligne] (p. 101-109). Presses universitaires du Septentrion. <http://books.openedition.org/septentrion/14665>

David, M. (2019). Le travail collectif de définition des savoirs par les enseignants de physique, de chimie et de sociologie à l'université. *Revue d'anthropologie des connaissances*, 13(1), Article 1. <https://doi.org/10.3917/rac.042.0195>

de Hosson, C., Décamp, N., Morand, É., & Robert, A. (2015). Approcher l'identité professionnelle d'enseignants universitaires de physique : Un levier pour initier des changements de pratiques pédagogiques. *R DST*, 11, 161-196. <https://doi.org/10.4000/rdst.1014>

de Hosson, C., Manrique, A., Regad, L., & Robert, A. (2018). Du savoir savant au savoir enseigné, analyse de l'exposition des connaissances en cours magistral de physique : Une étude de cas. *Revue internationale de pédagogie de l'enseignement supérieur*, 34(1), 1-23.

Ducamp, C., & Rabier, A. (2014). L'enseignement du modèle de Lewis de la liaison covalente au lycée. *Bulletin de l'union des physiciens*, 108, 1515-1542.

Duguet, A. (2018). Effet des pratiques enseignantes sur les manières d'étudier en première année universitaire : Une approche comparative entre différentes composantes. *Éducation et socialisation. Les Cahiers du CERFEE*, 47, Article 47. <https://doi.org/10.4000/edso.2807>

Duguet, A., & Morlaix, S. (2012). Les pratiques pédagogiques des enseignants universitaires : Quelle variété pour quelle efficacité ? *Questions Vives. Recherches en éducation*, Vol.6 n°18, Article Vol.6 n°18. <https://doi.org/10.4000/questionsvives.1178>

Duguet, A., & Morlaix, S. (2018). Le numérique à l'université : Facteur explicatif des méthodes pédagogiques ? *Revue internationale de pédagogie de l'enseignement supérieur*, 34(3), Article 3. <https://doi.org/10.4000/ripes.1682>

Dumon, A. (1995). Comment les étudiants s'approprient-ils le modèle quantique de la liaison chimique ? - P17 - N°189 - L'Actualité Chimique, le journal de la SCF. *L'actualité chimique*, 4. <https://new.societechimiquedefrance.fr/numero/comment-les-etudiants-sapproprient-ils-le-modele-quantique-de-la-liaison-chimique-p17-n189/>

Dumon, A., & Cokelez, A. (2006). *La cohésion de la matière. Une approche historique*. 297, 49-56.

Dumon, A., & Luft, R. (2012). *Naissance de la chimie structurale*. EDP sciences.

Duval, R. (1993). Registres de représentation sémiotique et fonctionnement cognitif de la pensée. *Annales de didactique et de sciences cognitives*, 5, 37-65.

Duval, R. (2006). Quelle sémiotique pour l'analyse de l'activité et des productions mathématiques ? *RELIME. Revista latinoamericana de investigación en matemática educativa*,

9(1), 45-82.

Eduscol. (2019). *Ressource d'accompagnement des programmes—Modéliser le corège électronique*. <https://eduscol.education.fr/document/22837/download>

Ellner, M., Pou, P., & Pérez, R. (2019). Molecular Identification, Bond Order Discrimination, and Apparent Intermolecular Features in Atomic Force Microscopy Studied with a Charge Density Based Method. *ACS Nano*, 13(1), 786-795. <https://doi.org/10.1021/acsnano.8b08209>

Endrizzi, L. (2011). Savoir enseigner dans le supérieur : Un enjeu d'excellence pédagogique. *Dossier*, 64, 1-24

Endrizzi, L. (2017). Recherche ou enseignement : Faut-il choisir ? *Dossier de veille de l'IFÉ - ENS de Lyon*, 116.

Fave-Bonnet, M.-F. (2002). Conflits de missions et conflits de valeurs : La profession universitaire sous tension. *Connexions*, 78(2), 31-45. <https://doi.org/10.3917/cnx.078.0031>

Fedorov, D., & Kitaura, K. (2009). *The fragment molecular orbital method: Practical applications to large molecular systems*. CRC press.

Fernández-González, M. (2013). Idealization in Chemistry : Pure Substance and Laboratory Product. *Science & Education*, 22(7), 1723-1740. <https://doi.org/10.1007/s11191-011-9428-2>

Fernex, A., Lima, L., & de Vries, E. (2015). Exploring time allocation for academic activities by university students in France. *Higher Education*, 69(3), 399-420. <https://doi.org/10.1007/s10734-014-9782-5>

Fosset, B., Lahitète, F., & Baudin, J.-B. (2016). *Chimie : Tout-en-un PCSI*. Dunod.

Fries, M.-H. (2011). De l'utilité des métaphores dans le style scientifique. *Études de stylistique anglaise*, 2, Article 2. <https://doi.org/10.4000/esa.1881>

Gallego-Gómez, J. C., & Guerrero-Pino, G. (2021). Phénoménotechnique et systèmes expérimentaux dans la compréhension de la pratique scientifique (T. P. Ginet-Jaquemet, Trad.). *Revue d'anthropologie des connaissances*, 15(2), Article 2. <https://doi.org/10.4000/rac.22887>

Gerber, I. (2005). *Description des forces de van der Waals dans le cadre de la théorie de la fonctionnelle de la densité par un traitement explicite des interactions de longue portée*. Université Henri Poincaré - Nancy I.

Gerschel, A. (1995). *Liaisons intermoléculaires les forces en jeu dans la matière condensée*. InterEditions.

- Gilbert, J. K., Pietrocola, M., Zylbersztajn, A., & Franco, C. (2000). Science and Education : Notions of reality, theory and model. In J. K. Gilbert & C. J. Boulter, *Developing models in science education* (p. 19-40). Springer Netherlands.
- Gillespie, R. J. (1997). The great ideas of chemistry. *Journal of Chemical Education*, 74(7), 862.
- Gillespie, R. J., & Robinson, E. A. (2006). Gilbert N. Lewis and the chemical bond : The electron pair and the octet rule from 1916 to the present day. *Journal of Computational Chemistry*, 28(1). <https://doi.org/10.1002/jcc.20545>
- Girod de l'Ain, B. (1997). Qui entre à l'Université? Qui en sort? *Esprit (1940-)*, 30-39.
- Granger, P. (1997). *Panorama des liaisons chimiques*. Masson.
- Guffroy, Y. (2019). La phénoménotechnique questionnée par la médiation. *Artefact : techniques, histoire et sciences humaines*, 11, 253-275. <https://doi.org/10.4000/artefact.4862>
- Harrison, A. G., & Treagust, D. F. (2000). Learning about atoms, molecules, and chemical bonds : A case study of multiple-model use in grade 11 chemistry. *Science education*, 84(3), 352-381.
- Hébert, L. (2018). *Dictionnaire de sémiotique*. 1-272.
- Henn, F., Boiteau, L., & Pépin, F. (2013). Matière, matérialisme et statut du vivant. Entretien avec deux chimistes. In F. Pépin (Éd.), *Les matérialismes et la chimie : Perspectives philosophiques, historiques et scientifiques*. (p. 141-178). Editions Matériologiques.
- Hiberty, P. C., & Volatron, F. (2003). La théorie de la liaison de valence. *Bulletin de l'union des physiciens*, 97(851), 7-28.
- Houart, M. (2009). *Étude de la communication pédagogique à l'université à travers les notes et les acquis des étudiants à l'issue du cours magistral de chimie*. Université de Namur.
- Houart, M., Warzée, N., Wouters, J., & Reniers, F. (2010). La communication pédagogique en cours magistral de chimie. Peut-on améliorer son efficacité ? *L'actualité chimique*, 341, 29-32.
- Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2010). *Chimie inorganique*. De Boeck Université.
- Huez, J. (2022). La réflexivité dans la formation des enseignants-chercheurs : Quelle place dans leur développement professionnel? *Revue internationale de pédagogie de l'enseignement supérieur*, 38(2), Article 2. <https://doi.org/10.4000/ripes.4165>
- Hunter, K. H., Rodriguez, J.-M. G., & Becker, N. M. (2022). A Review of Research on the

Teaching and Learning of Chemical Bonding. *Journal of chemical education*, 99(7), 2451-2464. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.2c00034>

Hurst, M. O. (2002). How we teach molecular structure to freshmen. *Journal of Chemical Education*, 79(6), 763.

Hutmacher, W. (2001). L'université et les enjeux de la professionnalisation. *Politiques d'éducation et de formation*, 2(2), 27-48.

Jackson, J. D. (2021). *Électrodynamique classique : Cours et exercices d'électromagnétisme*. Dunod.

Jameau, A. (2017). Connaissances professionnelles et travail documentaire des enseignants : Une étude de cas en chimie au lycée. *RDST, Journal Article*, 33-58. <https://doi.org/10.4000/rdst.1481>

Jean, Y., & Volatron, F. (2003a). *Structure électronique des molécules. Tome 1. De l'atome aux molécules simples*. (3e éd.). Dunod.

Jean, Y., & Volatron, F. (2003b). *Structure électronique des molécules. Tome 2. Géométrie, réactivité et méthode de Hückel* (3e éd.). Dunod.

Joachim, C. (2019). Mettre cette molécule au travail ?. *Philosophia Scientiæ*, 23-1(1), 151-159. <https://doi.org/10.4000/philosophiascientiae.1809>

Johnstone, A. H. (2006). Chemical education research in Glasgow in perspective. *Chemistry education research and practice*, 7(2), 49-63.

Johsua, S., & Dupin, J.-J. (1993). *Introduction à la didactique des sciences et des mathématiques* (PUF).

Joki, J., & Aksela, M. (2018). The challenges of learning and teaching chemical bonding at different school levels using electrostatic interactions instead of the octet rule as a teaching model. *Chemistry Education Research and Practice*, 19(3), 932-953. <https://doi.org/10.1039/c8rp00110c>

Justi, R., & Gilbert, J. (2000). History and philosophy of science through models: Some challenges in the case of « the atom ». *International journal of science education*, 22(9), 993-1009. <https://doi.org/10.1080/095006900416875>

Justi, R. S., & Gilbert, J. K. (2002). Modelling, teachers' views on the nature of modelling, and implications for the education of modellers. *International Journal of Science Education*, 24(4), 369-387. <https://doi.org/10.1080/09500690110110142>

- Kermen, I. (2007). *Prévoir et expliquer l'évolution des systèmes chimiques : Observation de la mise en place d'un nouveau programme de chimie en terminale S : réactions des enseignants et des élèves face à l'introduction de l'évolution des systèmes chimiques / Isabelle Autain Kermen ; sous la direction de Martine Méheut*. Université Paris Diderot.
- Kermen, I. (2016a). *Habilitation à diriger des recherches. Modèles et modélisation dans l'enseignement de la chimie : D'une analyse épistémologique et didactique à l'étude des pratiques enseignantes*. Université Paris Diderot.
- Kermen, I. (2016b). Utilisation et rôles des exemples lors d'enseignements universitaires de chimie. *Recherches en Education*, 27, 35-51.
- Kermen, I. (2018a). Cadre d'analyse du savoir en chimie. Mise à l'épreuve sur l'analyse de séances de classe. *Actes des 10e rencontres scientifiques de l'ARDIST*.
- Kermen, I. (2018b). *Enseigner l'évolution des systèmes chimiques au lycée : Savoirs et modèles, raisonnements d'élèves, pratiques enseignantes*. Presses Universitaires de Rennes.
- Kermen, I. (2020). Réflexion épistémologique et sémiotique dans une perspective didactique d'enseignement apprentissage de la liaison chimique. *Actes de l'AREF*, 373-384.
- Kermen, I. (2022). Systèmes sémiotiques spécifiques de la chimie et leur apprentissage. In C. Houdement & C. de Hosson, *Approches sémiotiques en didactique des sciences* (p. 47-81). ISTE editions limited.
- Kermen, I., & Barroso, M. T. (2013). Activité ordinaire d'une enseignante de chimie en classe de terminale. *RDST, Journal Article*, 91-114. <https://doi.org/10.4000/rdst.785>
- Kermen, I., & Colin, P. (2017). Trois mises en œuvre d'une transformation chimique pour introduire le thème des piles : Des choix didactiques très contrastés. *Éducation et didactique*, 11(2), 187-212. <https://doi.org/10.4000/educationdidactique.2772>
- Keromnes, Y. (2013). Les Métaphores—Et leur traduction—Dans la vie quotidienne. *Revue SEPTET*, 5, 68-87.
- Khanfour-Armalé, R., & Le Maréchal, J.-F. (2009). Représentations moléculaires et systèmes sémiotiques. *Aster*, 48, 63-88. <https://doi.org/10.4267/2042/30421>
- Kohn, K. P., Underwood, S. M., & Cooper, M. M. (2018). Connecting Structure–Property and Structure–Function Relationships across the Disciplines of Chemistry and Biology : Exploring Student Perceptions. *CBE—Life Sciences Education*, 17(2), 1-15. <https://doi.org/10.1187/cbe.18-01-0004>

- Langmuir, I. (1919a). The arrangement of electrons in atoms and molecules. *Journal of the American Chemical Society*, 41(6). <https://doi.org/10.1021/ja02227a002>
- Langmuir, I. (1919b). The Structure of Atoms and the Octet Theory of Valence. *Proceedings of the National Academy of Sciences of the United States of America*, 5(7), 252-259.
- Laugier, A., & Dumon, A. (2003). *Obstacles épistémologiques et didactiques à la construction du concept d'élément chimique : Quelles convergences ?* 22, 69-97.
- Le Maréchal, J.-F., & Bécu-Robinault, K. (2006). La simulation en chimie au sein du projet Microméga®. *Aster*, 43, 81-108.
- Le Maréchal, J.-F., & Cross, D. (2010). *Difficultés d'apprentissage liées aux représentations en chimie*. 104, 1025-1035.
- Lebeaume, J. (2019). L'école du socle : Un curriculum. Perspectives pour les recherches didactiques. *Contextes et didactiques. Revue semestrielle en sciences de l'éducation*, 14, Article 14. <https://doi.org/10.4000/ced.1275>
- Lecomte, C., El-Eulmi, B., & Pillet, S. (2011). Diffraction X haute résolution : Les secrets de la liaison chimique révélés - p118 - N°356-357 - L'Actualité Chimique, le journal de la SCF. *L'actualité chimique*, 356-357, 118-122.
- Léger, G. (1996). VSEPR sans formalisme de Lewis. *Bulletin de l'union des physiciens*, 90(789), 1935-1939.
- Leininger-Frézal, C. (2016). L'usage du cas et de l'exemple dans l'enseignement supérieur : Objet de recherche. *Recherches en éducation*, 27, Article 27. <https://journals.openedition.org/ree/6169>
- Leplat, J. (1997). *Regards sur l'activité en situation de travail*. PUF.
- Levy Nahum, T., Mamlok-Naaman, R., Hofstein, A., & Krajcik, J. (2007). Developing a new teaching approach for the chemical bonding concept aligned with current scientific and pedagogical knowledge. *Science Education*, 91(4), 579-603. <https://doi.org/10.1002/sce.20201>
- Levy Nahum, T., Mamlok-Naaman, R., Hofstein, A., & Taber, K. S. (2010). Teaching and learning the concept of chemical bonding. *Studies in Science Education*, 46(2), 179-207. <https://doi.org/10.1080/03057267.2010.504548>
- Lewis, G. N. (1916). The atom and the molecule. *Journal of the American Chemical Society*, 38(4), 762-785. <https://doi.org/10.1021/ja02261a002>

- Lewis, G. N. (1923). *Valence and the Structure of Atoms and Molecules* (American Chemical Society-Monograph Series). The CHEMICAL CATALOG COMPANY, Inc.
- Lindmark, A. F. (2010). Who Needs Lewis Structures To Get VSEPR Geometries? *Journal of Chemical Education*, 87(5), 487-491.
- Loizon, A., & Mayen, P. (2015). Le cours magistral en amphithéâtre : Une situation d'enseignement perturbée par les instruments. *Distances et médiations des savoirs*, 3(9). <https://doi.org/10.4000/dms.1004>
- Luxford, C. J., & Bretz, S. L. (2014). Development of the Bonding Representations Inventory To Identify Student Misconceptions about Covalent and Ionic Bonding Representations. *Journal of Chemical Education*, 91(3), 312-320. <https://doi.org/10.1021/ed400700q>
- Malgrange, C., Ricolleau, C., & Lefaucheux, F. (2011). *Symétrie et propriétés physiques des cristaux*. EDP Sciences.
- Mangane, D. (2014). *Enseignement et apprentissage de la stéréochimie en terminale D au Bénin : Raisonnements des élèves et points de vue des enseignants* [Thèse de doctorat]. Université Paris-Diderot-Paris 7.
- Manrique, A. L. (2017). *Analyse des pratiques pédagogiques d'enseignant.e.s universitaires : Le cas de l'enseignement de la physique en premier cycle universitaire* [Thèse de doctorat]. Université Paris Diderot.
- Martinand, J.-L. (1998a). Didacticiens et didactiques des sciences et techniques de la matière, quelques observations. *Aster*, 27, 17-22.
- Martinand, J.-L. (1998b). Introduction à la modélisation. *Actes de l'université d'été Les technologies de l'information et de la communication et l'actualisation des enseignements scientifiques et technologiques au lycée d'enseignement général et au collège*. <http://www.inrp.fr/Tecne/Rencontre/Univete/Tic/Pdf/Modelisa.pdf>
- Martinand, J.-L. (2014). Point de vue V – Didactique des sciences et techniques, didactique du curriculum. *Éducation et didactique*, 8(1), Article 1. <https://doi.org/10.4000/educationdidactique.1886>
- Maxwell, J. C. (1865). A dynamical theory of the electromagnetic field. *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, 155, 459-512. <https://doi.org/10.1098/rstl.1865.0008>
- McNaught, A. D., & Wilkinson, A. (1997). *IUPAC. Compendium of Chemical Terminology*.

Blackwell Scientific Publications.

McQuarrie, D. A., & McQuarrie, C. H. (2012). *Chimie générale* (Toullec Jean, Trad.; 3e édition). De Boeck.

MESRI. (2013). *Programme des classes préparatoires aux Grandes Ecoles ; chimie voie PCSI.*

MESRI. (2021a). *Programme des classes préparatoires aux Grandes Ecoles ; chimie voie PC.*

MESRI. (2021b). *Programme des classes préparatoires aux Grandes Ecoles ; chimie voie PCSI.*

MESRI. (2015). *Les référentiels de compétences des mentions de licence.* enseignementsup-recherche.gouv.fr. <https://www.enseignementsup-recherche.gouv.fr/fr/les-referentiels-de-competences-des-mentions-de-licence-45888>

Milard, B. (2014). Réseaux et entourages citationnels en chimie : Quatre types d'implications dans la recherche. *L'Année sociologique*, 64(1), 15-46. <https://doi.org/10.3917/anso.141.0013>

Molvinger, K. (2017). La mise en œuvre d'une démarche d'investigation à l'école élémentaire. Une étude de cas. *Spirale - Revue de recherches en éducation*, 59, 49-78.

Molvinger, K., Chesnais, A., & Munier, V. (2017). L'enseignement de la masse à l'école élémentaire : Pratiques d'une enseignante débutante en éducation prioritaire. *RDST*, 133-167. <https://doi.org/10.4000/rdst.1501>

Morge, L., & Doly, A.-M. (2013). L'enseignement de notion de modèle : Quels modèles pour faire comprendre la distinction entre modèle et réalité ? *Spirale - Revue de recherches en éducation*, 52(1), 149-175. <https://doi.org/10.3406/spira.2013.1066>

Musselin, C., & Becquet, V. (2008). Academic work and academic identities : A comparison between four disciplines. *Cultural perspectives on higher education*, 91-107.

Nahum, T. L., Mamlok - Naaman, R., Hofstein, A., & Kronik, L. (2008). A new « bottom up » framework for teaching chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 85(12), 1680-1685.

Nahum, T. L., Mamlok-Naaman, R., & Hofstein, A. (2013). Teaching and Learning of the Chemical Bonding Concept : Problems and Some Pedagogical Issues and Recommendations. In G. Tsapalis & H. Sevian (Éds.), *Concepts of Matter in Science Education* (p. 373-390). Springer Netherlands. https://doi.org/10.1007/978-94-007-5914-5_18

Niaz, M. (2001). A rational reconstruction of the origin of the covalent bond and its implications for general chemistry textbooks. *International journal of science education*, 23(6), 641.

- Nicourd, S. (2011). Les processus de socialisation des étudiants de la démocratisation universitaire. *Recherches sociologiques et anthropologiques*, 42(2), Article 2. <https://doi.org/10.4000/rso.728>
- Pastré, P. (2007). Quelques réflexions sur l'organisation de l'activité enseignante. *Recherche et formation*, 56, Article 56. <https://doi.org/10.4000/rechercheformation.907>
- Pastré, P., & Vergnaud, G. (2006). La didactique professionnelle. *Revue française de pédagogie*, n° 154(1). <https://www.cairn.info/revue-francaise-de-pedagogie-2006-1-page-12.htm>
- Pauling, L. (1960). *The nature of the chemical bond : And the structure of molecules and crystals an introduction to modern structural chemistry*. (3rd edition). Cornell University Press.
- Pauling, L. (1967). *The chemical bond : A brief introduction to modern structural chemistry*. Cornell University Press.
- Poteaux, N. (2013). Pédagogie de l'enseignement supérieur en France : État de la question. *Distances et médiations des savoirs*. <https://doi.org/10.4000/dms.403>
- Régent-Kloeckner, M. (2021). *L'aide à l'acculturation disciplinaire universitaire. Étude de pratiques enseignantes du supérieur en biologie*. Actes des onzièmes rencontres scientifiques de l'ARDIST.
- Rivail, J. L. (1999). *Éléments de chimie quantique à l'usage des chimistes* (2nd ed.). EDP Sciences.
- Robardet, G., & Guillaud, J.-C. (1997). *Éléments de didactique des sciences physiques : De la recherche à la pratique : Théorie, modèles, conceptions et raisonnement spontané*. <https://www.decitre.fr/livres/elements-de-didactique-des-sciences-physiques-9782130487616.html>
- Robert, A. (2003). De l'idéal didactique aux déroulements réels en classe de mathématiques : Le didactiquement correct, un enjeu de la formation des (futurs) enseignants (en collège et lycée)/From an idealistic didactical viewpoint to what really happens in classroom: the didactically correct as a challenge in (future secondary school) teachers' training. *Didaskalia*, 22(1), 99-116.
- Robert, A. (2008). La double approche didactique et ergonomique pour l'analyse des pratiques d'enseignants de mathématiques. In *La classe de mathématiques : Activités des élèves et pratiques des enseignants* (p. 59-68). Octarès.

- Robert, A., & Rogalski, J. (2002). Le système complexe et cohérent des pratiques des enseignants de mathématiques : Une double approche. *Canadian Journal of Science, Mathematics and Technology Education*, 2(4), 505-528. <https://doi.org/10.1080/14926150209556538>
- Robert, A., & Vandebrouck, F. (2014). Proximités en acte mises en jeu en classe par les enseignants du secondaire et ZPD des élèves : Analyses de séances sur des tâches complexes. *Recherches en didactique des mathématiques*, 34, 239-285.
- Rogalski, J. (2004). La didactique professionnelle : Une alternative aux approches de « cognition située » et « cognitiviste » en psychologie des acquisitions. *Activités [En ligne]*, 1(2), Article 2. <https://doi.org/10.4000/activites.1259>
- Rogalski, J. (2008a). Le cadre général de la théorie de l'activité. Une perspective de psychologie ergonomique. In F. Vandebrouck, *La classe de mathématiques : Activités des élèves et pratiques des enseignants* (p. 25-31). Octarès.
- Rogalski, J. (2008b). Mise en regard des théories de Piaget et Vygostky sur le développement et l'apprentissage. In F. Vandebrouck, *La classe de mathématiques : Activités des élèves et pratiques des enseignants* (p. 387-399). Octarès.
- Rogalski, J. (2011). Expériences et construction d'invariants : Connaissances opérationnelles, schèmes d'action et « qualités ». *Travail et Apprentissages*, 7(1), 45-61. <https://doi.org/10.3917/ta.007.0045>
- Romainville, M. (2000). Echec dans l'université de masse, collection Éditions et formation. *Éditions l'Harmattan, Paris*.
- Romainville, M. (2006). Quand la coutume tient lieu de compétence. In *La pratique enseignante en mutation à l'université*. (De Boeck université, p. 19-40).
- Rouquérol, F., Chambaud, G., Lissilour, R., & Boucekkine, A. (2016). *Les cours de Paul Arnaud—Chimie Générale—8e édition*. Dunod.
- Schaap, I. A. T., Carrasco, C., de Pablo, P. J., & Schmidt, C. F. (2011). Kinesin Walks the Line : Single Motors Observed by Atomic Force Microscopy. *Biophysical Journal*, 100(10), 2450-2456. <https://doi.org/10.1016/j.bpj.2011.04.015>
- Simões, A. (2007). In between worlds : G.N. Lewis, the shared pair bond and its multifarious contexts. *Journal of Computational Chemistry*, 28(1), 62-72. <https://doi.org/10.1002/jcc.20493>
- Simondon, G. (2014). Introduction. In G. Simondon, *Imagination et invention : 1965-1966* (p.

7-28). Presses Universitaires de France.

Slimi, J. (2019). *Effets d'une formation en démarche d'investigation sur les pratiques enseignantes : Cas des enseignants tunisiens de physique*. Université de Bretagne occidentale - Université virtuelle de Tunis.

Smith, M. B. (2020). *March's advanced organic chemistry: Reactions, mechanisms, and structure* (7e éd.). John Wiley & Sons.

Soler, L. (2000). *Introduction à l'épistémologie* (Ellipses).

Soler, L. (2013). Qu'est-ce qu'un modèle scientifique ? Des caractéristiques du modèle qui importent du point de vue de l'enseignement intégré de science et de technologie. *Spirale. Revue de recherches en éducation*, 52(1), 177-214. <https://doi.org/10.3406/spira.2013.1067>

Syahrial, S., Ilmah, M., Yahmin, Y., Munzil, M., & Muntholib, M. (2023). Remediation of chemistry teachers' misconceptions about covalent bonding using cognitive conflict interviews : A case study. *Journal of the Serbian Chemical Society*, 88(2), 211-221.

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

Taber, K. S. (1998b). The sharing-out of nuclear attraction : Or 'I can't think about physics in chemistry'. *International Journal of Science Education*, 20(8), 1001-1014.

Taber, K. S. (2001). Building the structural concepts of chemistry : Some considerations from educational research. *Chemistry Education Research and Practice*, 2(2).

Taber, K. S. (2002). COMPOUNDING QUANTA : PROBING THE FRONTIERS OF STUDENT UNDERSTANDING OF MOLECULAR ORBITALS. *Chem. Educ. Res. Pract.*, 3(2), 159-173. <https://doi.org/10.1039/B2RP90013K>

Taber, K. S. (2003). The Atom in the Chemistry Curriculum : Fundamental Concept, Teaching Model or Epistemological Obstacle? *Foundations of Chemistry*, 5(1), 43-84. <https://doi.org/10.1023/A:1021995612705>

Taber, K. S. (2005). Learning quanta : Barriers to stimulating transitions in student understanding of orbital ideas. *Science Education*, 89(1), 94-116. <https://doi.org/10.1002/sce.20038>

Taber, K. S. (2011). Models, molecules and misconceptions : A commentary on "secondary school students' misconceptions of covalent bonding". *Journal of Turkish Science Education*, 8(1), 3-18.

- Taber, K. S., & Coll, R. . K. (2002). Bonding. In J. K. Gilbert, O. De Jong, D. F. Treagust, & J. H. Van Driel, *Chemical Education : Towards Research-based Practice* (Vol. 17). Science & Technology Education Library. https://doi.org/10.1007/0-306-47977-X_10
- Taber, K. S., Tsaparlis, G., & Nakiboğlu, C. (2012). Student Conceptions of Ionic Bonding : Patterns of thinking across three European contexts. *International Journal of Science Education*, 34(18), 2843-2873. <https://doi.org/10.1080/09500693.2012.656150>
- Talanquer, V. (2007). Explanations and Teleology in Chemistry Education. *International Journal of Science Education*, 29(7), 853-870. <https://doi.org/10.1080/09500690601087632>
- Talanquer, V. (2013). When Atoms Want. *Journal of Chemical Education*, 90(11), 1419-1424. <https://doi.org/10.1021/ed400311x>
- Talbot, L. (2012). Les recherches sur les pratiques enseignantes efficaces. *Questions Vives. Recherches en éducation*, Vol.6 n°18, Article Vol.6 n°18. <https://doi.org/10.4000/questionsvives.1234>
- Teichert, M. A., & Stacy, A. M. (2002). Promoting understanding of chemical bonding and spontaneity through student explanation and integration of ideas. *Journal of research in science teaching*, 39(6), 464-496.
- Teissier, P., & Tomic, S. (2020). Questions d'épistémologie. In B. Bensaude-Vincent & R.-E. Eastes, *Philosophie de la chimie* (De Boeck supérieur).
- Tiberghien, A. (1994). Modeling as a basis for analyzing teaching-learning situations. *Learning and Instruction*, 4(1), 71-87. [https://doi.org/10.1016/0959-4752\(94\)90019-1](https://doi.org/10.1016/0959-4752(94)90019-1)
- Tiberghien, A., & Vince, J. (2005). Etudes de l'activité des élèves de lycée en situation d'enseignement de la physique. *Cahiers du Français contemporain*, 10, 153-176.
- Trede, F., Macklin, R., & Bridges, D. (2012). Professional identity development : A review of the higher education literature. *Studies in higher education*, 37(3), 365-384.
- Tsaparlis, G. (1997). Atomic orbitals, molecular orbitals and related concepts : Conceptual difficulties among chemistry students. *Research in Science Education*, 27(2), 271-287. <https://doi.org/10.1007/BF02461321>
- Tsaparlis, G., Pappa, E. T., & Byers, B. (2018). Teaching and learning chemical bonding : Research-based evidence for misconceptions and conceptual difficulties experienced by students in upper secondary schools and the effect of an enriched text. *Chemistry Education Research and Practice*, 19(4), 1253-1269. <https://doi.org/10.1039/C8RP00035B>

- Van Lankveld, T., Schoonenboom, J., Volman, M., Croiset, G., & Beishuizen, J. (2017). Developing a teacher identity in the university context : A systematic review of the literature. *Higher education research & development*, 36(2), 325-342.
- Varenne, F. (2013). *Théorie, réalité, modèle* (Éditions matériologiques).
- Varenne, F. (2016). Histoire de la modélisation : Quelques jalons. *Actes du colloque Modélisation, succès et limites*, 9-35. <https://hal.science/hal-02495473>
- Vatin, F. (2020). Enseignant/chercheur : Un métier ou deux ? *Revue française de pédagogie. Recherches en éducation [En ligne]*, 207, Article 207. <https://doi.org/10.4000/rfp.9266>
- Veyrac, H., & Bouillier-Oudot, M.-H. (2011). Les concepts de représentations de la tâche en ergonomie pour la formation professionnelle des enseignants débutants. In P. Maubant & S. Martineau (Éds.), *Fondements des pratiques professionnelles des enseignants* (p. 219-242). Presses de l'Université d'Ottawa. <https://hal.science/hal-01558064>
- Vidal, B. (1993). *Chimie quantique : De l'atome à la théorie de Hückel*. Masson.
- Zohar, A. R., & Levy, S. T. (2019a). Attraction vs. Repulsion—Learning about Forces and Energy in Chemical Bonding with the ELI-Chem Simulation. *Chemistry Education Research and Practice*. <https://doi.org/10.1039/C9RP00007K>
- Zohar, A. R., & Levy, S. T. (2019b). Students' reasoning about chemical bonding : The lacuna of repulsion. *Journal of Research in Science Teaching*, 56(7), 881-904. <https://doi.org/10.1002/tea.21532>

Annexes

Annexe 1 : code python pour obtenir la courbe montrant la variation d'énergie potentielle d'un système constitué de deux atomes d'hydrogène en fonction de la distance internucléaire

```
#Importation des bibliothèques utiles

import numpy as np                #pour faire des calculs
import matplotlib.pyplot as plt   #pour tracer des graphiques

#Modélisation de l'énergie potentielle à l'aide du potentiel de Morse

def potentiel_morse(r, D, a, re):
    return D * (1 - np.exp(-a * (r - re)))**2 - D

# Paramètres du potentiel de Morse pour la liaison dans la molécule H2

D = 0.1745 # Énergie moyenne de dissociation (en eV)
a = 1.582  # Paramètre de raideur (en Angstrom^-1)
re = 0.741 # Distance d'équilibre (en Angstroms)

# Création d'une plage de distances internucléaires sur l'axe des
abscisses

r_valeurs = np.linspace(0.1, 5.0, 500)

# Calcul des valeurs d'énergie potentielle pour chaque distance

valeurs_energie = potentiel_morse(r_valeurs, D, a, re)

# Distance d'équilibre pour laquelle l'énergie potentielle atteint son
minimum

indice_energie_min = np.argmin(valeurs_energie)
distance_energie_min = r_valeurs[indice_energie_min]
energie_min = valeurs_energie[indice_energie_min]
```



```

# Tracé de la courbe avec mise en évidence du minimum

plt.figure(figsize=(10, 6))
plt.plot(r_valeurs, valeurs_energie)

# Ajout d'une flèche bleue verticale entre le minimum et l'axe des
abscisses

plt.annotate('',
             xy=(distance_energie_min, 0), xycoords='data',
             xytext=(distance_energie_min, energie_min),
             textcoords='data',
             arrowprops=dict(arrowstyle='<|-|>', color='blue'))

# Ajout du point vert correspondant à la distance d'équilibre sur l'axe
y = 0

plt.scatter(re, 0, color='green', marker='o')

# Ajout de la légende "Distance d'équilibre" avec une flèche

plt.annotate('Distance d\'équilibre',
             xy=(re, 0), xycoords='data',
             xytext=(re + 0.5, 0.02), textcoords='data',
             arrowprops=dict(arrowstyle='->', color='black'),
             fontsize=10, ha='center', va='center')

# Ajout de la légende "Énergie de dissociation de la liaison"

plt.annotate('Énergie de dissociation de la liaison',
             xy=(distance_energie_min, energie_min/2), xycoords='data',
             xytext=(distance_energie_min + 0.5, energie_min/2),
             textcoords='data',
             arrowprops=dict(arrowstyle='->', color='black'),
             fontsize=10, ha='left', va='center')

plt.xlabel('Distance internucléaire (Å)')
plt.ylabel('Énergie Potentielle (eV)')

```

```
plt.title('Variation de l\'énergie potentielle en fonction de la
distance entre deux noyaux d\'atomes d\'hydrogène')
plt.grid(True)
plt.ylim(min(valeurs_energie) - 0.01, D + 0.02) # Ajustement de
l'échelle en ordonnée

# Centrage et ajustement l'échelle en abscisse

plt.xlim(min(r_valeurs), max(r_valeurs))
plt.show()
```

Annexe 2 : construction des orbitales moléculaires de H_2

Cette annexe prend appui sur l'intégralité de la démonstration de Vidal (1993) pour la molécule la plus simple qui existe, à savoir l'ion H_2^+ . Considérons les noyaux H_A et H_B auxquels on associe respectivement les OA φ_A et φ_B . L'OM permettant de décrire l'électron dans le cation s'écrit comme une combinaison linéaire des deux OA : $\psi = a\varphi_A + b\varphi_B$

Considérons deux points i et j symétriques par rapport au plan P orthogonal au plan de la figure, et de trace T . Les points A et B représentent les noyaux H_A et H_B (Figure 51). La répartition de la densité électronique est symétrique par rapport à P : la probabilité de trouver l'électron en i est identique à celle de le trouver en j puisque les influences exercées par les noyaux sont identiques de part et d'autre de ce plan.

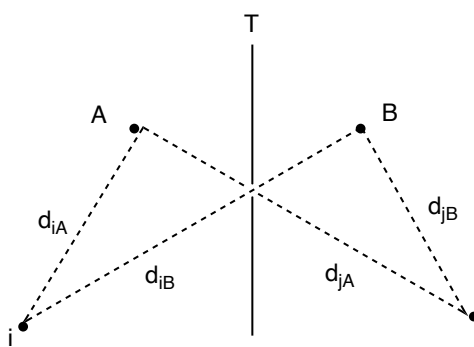


Figure 51 : considérations de symétrie pour établir la fonction d'onde électronique moléculaire (Vidal, 1993, p. 105)

Exprimons cette probabilité qui est le carré de la fonction d'onde moléculaire :

$$\psi^2 = a^2\varphi_A^2 + b^2\varphi_B^2 + 2ab\varphi_A\varphi_B$$

Le double produit $2\varphi_A\varphi_B$ est la probabilité de trouver l'électron dans un espace commun à φ_A et φ_B qu'on peut appeler espace de recouvrement : dans le langage courant, on dit souvent que les orbitales atomiques se recouvrent.

En i , l'orbitale ψ est associée à une densité de probabilité ψ_i^2 et en j , ψ_j^2 ; Ainsi, du fait de la symétrie $\psi_i^2 = \psi_j^2$ puisque la probabilité de trouver l'électron au point i est identique à celle de le trouver en j . En développant la combinaison linéaire, il vient :

$$a^2\varphi_{Ai}^2 + b^2\varphi_{Bi}^2 + 2ab\varphi_{Ai}\varphi_{Bi} = a^2\varphi_{Aj}^2 + b^2\varphi_{Bj}^2 + 2ab\varphi_{Aj}\varphi_{Bj}$$

$\varphi_{Ai} = \varphi_{Bj}$ et $\varphi_{Bi} = \varphi_{Aj}$ puisque $d_{i,A} = d_{j,B}$ et $d_{j,A} = d_{i,B}$. On en déduit : $a^2 = b^2$ d'où $a = \pm b$. Ainsi il y a deux expressions envisageables pour la fonction d'onde lorsque deux orbitales atomiques ont été combinées :

- une OM symétrique : $\psi_S = a\varphi_A + b\varphi_B$ et
- une OM anti-symétrique $\psi_A = a\varphi_A - b\varphi_B$.

Déterminons les coefficients a et b de la combinaison en utilisant la condition de normalisation: $\langle \psi_S | \psi_S \rangle = 1$. Il vient $a^2 \langle \varphi_A | \varphi_A \rangle + a^2 \langle \varphi_B | \varphi_B \rangle + 2a^2 \langle \varphi_A | \varphi_B \rangle = 1$

Les fonctions d'onde atomiques sont aussi normalisées (voir V.4.2.2) : $\langle \varphi_A | \varphi_A \rangle = 1$ et $\langle \varphi_B | \varphi_B \rangle = 1$; l'intégrale $S = \langle \varphi_A | \varphi_B \rangle$ est appelée intégrale de recouvrement ou d'échange entre les fonctions φ_A et φ_B .

En injectant dans la relation précédente, on en déduit : $a = \pm \frac{1}{\sqrt{2(1+S)}}$. Ainsi il vient les expressions : $\psi_S = \frac{1}{\sqrt{2(1+S)}}(\varphi_A + \varphi_B)$ et $\psi_A = \frac{1}{\sqrt{2(1-S)}}(\varphi_A - \varphi_B)$.

La valeur propre (ou énergie) associée à chacune de ces fonctions est déterminée par une méthode variationnelle que nous choisissons de ne pas détailler ici. Le niveau d'énergie E_S associé à ψ_S est dit liant et le niveau d'énergie E_A associé à ψ_A est antiliant. Le premier niveau est qualifié de liant car l'énergie d'un électron décrit par l'orbitale ψ_S est plus faible que si cet électron avait été décrit par l'orbitale atomique 1s de l'atome d'hydrogène. Nous avons vu précédemment que lorsqu'un système était stable alors son énergie était minimisée. Ici, l'abaissement de l'énergie de l'électron dans le champ des deux noyaux par rapport à l'électron dans une OA 1s de l'atome d'hydrogène correspond à une stabilisation (accroissement de stabilité) du système. C'est le contraire pour l'orbitale antiliante : le système est moins stable.

Annexe 3 : programme de l'UE dans laquelle enseigne EC1

Chimie Générale 1		6 crédits					
Description de l'atome et de la liaison chimique :							
<ul style="list-style-type: none"> • Constitution de l'atome, interaction rayonnement matière, spectres de raies, effet photoélectrique, dualité onde-corpuscule, description quantique de l'atome d'hydrogène. • Organisation des électrons dans l'atome, description ondulatoire : fonction d'onde, probabilité de présence, orbitales atomiques, nombres quantiques, configurations électroniques. • Classification périodique des éléments : historique, analyse des périodes et des familles, évolutions des propriétés atomiques. • La liaison chimique moléculaire, modèle de Lewis et modèle quantique : structure de Lewis, mésomérie, géométrie des molécules selon VSEPR, notion de recouvrement, initiation à la construction d'orbitales moléculaires. • Moment dipolaire, électronégativité et forces intermoléculaires : liaisons de Van der Waals, liaisons hydrogène, évolution des propriétés physiques des molécules. • Structure à l'état solide : notions de cristallographie, géométrie des cristaux métalliques avec l'étude des mailles cubiques. 							
Compétences visées : Initiation à la chimie quantique, structure de l'atome, description de la liaison chimique, organisation de la matière à l'état condensé.							
Volume horaire		MCC 1 ^o session			MCC 2 ^o session		
Cours/TD	Colle	Colle	CC	CT	Colle	CC	CT
58h	2h	10%	30	60%	10%	30%	60%

Annexe 4 : programme de l'UE dans laquelle enseigne EC2

30BU045V - De l'atome à la Chimie organique	S2
Responsables pédagogiques :	
Résumé du programme :	
Chapitre 1 : l'atome (5h C et 5h TD)	
- noyau et électrons: composition du noyau, isotopes et élément, A et Z, forme de l'atome, disposition des électrons en couches et sous-couches, configuration électronique, état fondamental, électrons de cœur et électrons de valence.	
- masse atomique, rayon atomique, composition isotopique naturelle des éléments, masse molaire élémentaire.	
- interaction photon/atome, spectre de l'atome d'hydrogène, niveaux d'énergies, force d'attraction électrique, écrantage des électrons de cœur.	
- forme des nuages électroniques s, p, d	
- Rayon atomique, énergie d'ionisation, affinité électronique, évolution dans le tableau périodique.	
Chapitre 2 : construire une molécule (6h C et 6h TD)	
- Le modèle de Lewis, règle de l'octet, squelette sigma, liaisons pi et doublets libres.	
- Energie et longueur de liaison, rayon de covalence, volume occupé par les électrons dans une liaison. <i>Forme des nuages électroniques sigma et pi.</i>	
- Moments dipolaires	
- Électronégativité des atomes, échelle de Pauling et Allred-Rochow, évolution dans le tableau périodique. L'hydrogène, le carbone, l'oxygène et l'azote.	
- Mésomérie et conjugaison, charges formelles	
- Géométrie des molécules: VSEPR	
- hypervalence	
Chapitre 3 : Interactions intermoléculaires (2h C et 2h TD)	
- Liaison de Van de Waals, interaction dipôle dipôle, polarisabilité des liaisons.	
- Liaison hydrogène	
- Condensation des gaz, miscibilité des liquides	

Annexe 5 : : programme de l'UE dans laquelle enseigne EC3

SOL1CH02 SSL1CH02		Atomistique et thermodynamique	
Durée 48 h		<i>Tronc commun</i>	
Cours → 18 h		Responsable Fabienne Méducin →	fabienne.meducin@univ-orleans.fr
TD → 18 h			
TP → 12 h			
Semestre 1		Contenu	
Objectifs		— Structure de l'atome (le noyau, les électrons : introduction des orbitales atomiques), formation des liaisons (introduction des orbitales moléculaires)	
✎ Bases de chimie générale.		— Radioactivité, quelques propriétés moléculaires (moment dipolaire, énergies de liaison, ...)	
		— Gaz parfaits, premier et deuxième principes de thermodynamique.	
Langue(s)		Évaluation	
🇫🇷 Français		Coefficient 5	ECTS 5
		• Méthode d'évaluation : Écrit	
		• Modalités de contrôle des connaissances :	
		⇒ Première session : RNE : CCI (E(3) - coeffs 1/1/2 + TP(5+1E) coeffs 1/1) 6h ; RSE : CT(E) 2h + CT(TP) 1h	
		⇒ Session de rattrapage : RNE et RSE : CT(E) 2h + CT(TP) 1h	
		• Calcul de la note finale :	
		⇒ Première session : Ecrit : 67 % ; TP : 33 %	
		⇒ Session de rattrapage : Ecrit : 67 % ; TP : 33 %	

Annexe 6 : transcription de l'entretien avec U3.

JV: [00:00:00] C'est Parti, donc, je vais te présenter d'abord mon sujet. Je fais une thèse sur la liaison chimique. Plus exactement sur l'enseignement de la liaison chimique à l'université et parce que d'abord le travail à l'université est peu décrit, de même que le travail des enseignants. D'autre part, pourquoi la liaison chimique ? Parce que c'est un thème qui est omniprésent en chimie, qui pose un certain nombre de difficultés. Eh bah nous on va d'une part décrire ce travail et d'autre part proposer des choses pour améliorer peut-être cet enseignement, voilà. Donc, déjà ce qui m'intéresse c'est ta double casquette enseignement et recherche. En tant que chercheur, est-il utile, dans le cadre de ta recherche, de définir la liaison chimique ? Est-ce que c'est quelque chose que tu fais ?

U3: [00:00:57] Dans le cadre de ma recherche, je ne vais pas le définir directement, mais elle a une importance puisque en plus c'est pas que la liaison (peut-être) chimique, mais aussi les interactions avec les enzymes. Je travaille avec les enzymes, donc ces interactions qui sont présentes ou pas présentes, mais dans ma recherche, bien sûr que la liaison chimique, c'est quand même important puisque toutes les molécules qu'on prépare il y a des liaisons chimiques. Je ne sais pas, peut-être tu peux préciser un peu, parce que les interactions chimiques, euh ...

JV: [00:01:39] Qu'est-ce que tu mets derrière "interaction chimique" ?

U3: [00:01:41] Ces interactions chimiques euh c'est qu'on regarde ces interactions euh, finalement, ce qu'on essaie de faire c'est des inhibiteurs d'enzymes et donc de voir finalement ces interactions de l'inhibiteur avec les acides aminés qui sont dans le site actif de l'enzyme. En fait, en fonction de ces interactions, on va essayer de créer d'autres euh, d'autres fonctions pour améliorer ces interactions.

JV: [00:02:08] Alors, quand tu parles d'interactions, est-ce que tu mets des noms derrière ces interactions ?

U3: [00:02:12] Oui, on peut avoir des interactions pi-pi stacking. On parle aussi des interactions faibles privilégiées acide-base, hydrogène, des liaisons hydrogène. C'est pas vraiment des interactions les liaisons hydrogène, ça c'est une liaison, la liaison hydrogène.

JV: [00:02:25] D'accord, est-ce qu'il y a une différence, justement, entre l'interaction, ce que tu appelles interaction et liaison hydrogène? Quelle différence fais-tu ?

U3: [00:02:38] ah, Interaction euh liaisons hydrogène une liaison hydrogène ? Pour moi, c'est une interaction. Peut-être que ce n'est pas la définition, mais il y a quand même une interaction entre deux, deux fonctions qui appartiennent à une des molécules ou une molécule. Et c'est ce que j'appelle interaction, c'est une liaison. Finalement, c'est une liaison. Et cette force de liaison, elle est importante dans certains cas, plus ou moins importante.

JV: [00:03:10] Ok. Et dans le cadre d'un enseignement ? Oui, toi, tu fais de l'enseignement. Est ce qu'il est utile de définir la liaison chimique ?

U3: [00:03:19] Oui, c'est toujours important de définir, enfin selon moi de la redéfinir. Moi, je n'enseigne pas beaucoup en première année, j'enseigne surtout de la deuxième à la quatrième année, mais je pense qu'à chaque fois, il faut toujours redéfinir cette notion. Et moi, je la définis surtout au niveau du carbone carbone. D'abord, redéfinir cette liaison ; cette liaison chimique et plus particulièrement la liaison covalente dans les liaisons carbone carbone parce que de là, on peut avoir des informations sur aussi sur la réactivité, quelques informations sur la réactivité, la géométrie des molécules.

JV: [00:03:54] D'accord, justement, dans le cadre de cet enseignement, comment tu utilises la notion de liaison chimique ?

U3: [00:04:03] Dans cet enseignement, comment j'utilise cette notion de liaison chimique ? Bah je repars en fait avec la mise en commun. Je parle uniquement de la liaison covalente dans le cadre de mon cours si tu veux, pour la liaison covalente. Je vais en parler sur la liaison covalente et j'explique que c'est une interaction, la mise en commun de façon très simple, de deux électrons. Souvent, je dessine au tableau. J'aime beaucoup dessiner, donc je dessine au tableau euh des recouvrements d'orbitales, je redéfinis ce qu'est en gros une orbitale. De façon très schématique, puisque je fais ça à des "chimie bio" et je dis, enfin je définis la mise en commun de deux électrons par ces deux atomes qui est soit axiale, soit dans un plan, dans un plan perpendiculaire. Donc je définis comme ça. Je donne des informations sur la longueur des liaisons, sur l'énergie de rupture de ces liaisons, la formation de ces liaisons.

JV: [00:05:00] D'accord, donc, là, toi, tu fais un enseignement qui est plutôt pour des étudiants pour lesquels la chimie est au service d'une autre discipline.

U3: [00:05:09] Voilà, exactement.

JV: [00:05:10] Donc, ça te conduit à faire une adaptation. Tu ferais peut-être la même chose à des étudiants ...

U3: [00:05:16] Je pense même qu'avec mes L-3 de chimie, je fais exactement la même chose. Je suis, j'essaie toujours parce que je pense que beaucoup d'étudiants ont maintenant beaucoup de mal à euh ... les concepts, c'est de plus en plus difficile pour eux d'intégrer ces concepts, des concepts théoriques. Donc j'essaie de rester quand même relativement imagée dans mes descriptions, en essayant de ne pas trop m'éloigner si tu veux, de ne pas dire trop de bêtises. C'est pour ça que je parle d'orbitales, je redis ce qu'est une orbitale, le recouvrement etc.

JV: [00:05:50] Mais est-ce que tu fais d'autres utilisations de la liaison chimique ?

U3: [00:05:57] Après, je l'utilise, je vais utiliser la liaison chimique euh .. Peut-être que c'est réducteur ma pensée parce que là, je pense en organicienne pure. La liaison chimique je l'utilise aussi pour la réactivité. Euh je ne vais pas beaucoup parler des interactions, je ne suis pas dans un domaine où on va parler des interactions de Van der Waals, des interactions par les liaisons hydrogène, j'en parle ça, c'est vrai. Mais Van der Waals j'en parle pas très très souvent. Quand je parle de la liaison, je fais intervenir la liaison hydrogène quand je fais mon

cours sur la spectroscopie. Là, je mets en relation ces interactions hydrogène en spectroscopie infrarouge, en spectroscopie RMN par exemple.

JV: [00:06:43] D'accord. Et tu parles toujours de réactivité ?

U3: [00:06:47] Et la réactivité, réactivité de la liaison chimique, la liaison chimique, mais en tant que liaison double, par exemple, même liaison simple dans la liaison chimique covalente.

JV: [00:06:59] Tu fais appel à quels concepts pour expliquer la réactivité en lien avec la liaison ?

U3: [00:07:05] En lien avec la liaison, moi je vais faire la réactivité en lien avec l'énergie de cette liaison. D'accord plus avec l'énergie de liaison.

JV: [00:07:15] Alors j'ai regardé un article sur le site Culturesciences chimie et on propose dans un article ce genre de cliché. Et je voulais savoir si tu en utilise dans le cadre de tes enseignements.

U3: [00:07:37] Non Jamais, encore, jamais, je dis ça. Non, il n'y a pas de raison particulière. C'est parce qu'en fait, si tu veux les molécules dont je vais parler ne s'y prêtent pas parce que je traite pas un chapitre vraiment là-dessus, je suis plutôt dans un rappel, mais ça pourrait être intéressant ; moi, je trouve ça, une visualisation ça permet de visualiser euh enfin bref.

JV: [00:08:06] Alors, qu'est-ce que tu dirais à des étudiants qui voudraient savoir ce que ça représente ?

U3: [00:08:13] Qu'est-ce que ça représente, alors celle de droite ? Cette. Celle de gauche, celle de gauche, ce qui est pas mal, on voit bien dans euh... On arrive à visualiser un peu le 3D, la 3D de la molécule. Je pense que c'est peut-être important parce que souvent, les étudiants restent plaqués à ce qui est sur le plan. Et là on voit les liaisons doubles, simples, forcément les angles ne sont pas les mêmes. Ouais c'est pas mal.

JV: [00:08:56] Dans l'état actuel des choses, pourquoi tu n'utilises pas ?

U3: [00:09:02] Parce que, comme je t'ai dit, j'en ai pas forcément besoin et j'en avais pas connaissance et donc je pourrais montrer ça, ça serait assez bien. Et puis, ça peut donner des informations aussi sur cette conjugaison qu'il peut y avoir, la conjugaison, les molécules planes, les résonances ...

JV: [00:09:33] Ces images sont obtenues par un microscope à force atomique. Et donc, il y a sur le site culturesciences chimie la citation suivante. Donc, "une équipe de physiciens et de chimistes de l'Université de Berkeley, en Californie, présente une toute nouvelle application de la microscopie à force atomique l'observation de molécules avant et après une réaction. Grâce à cette technique, les chercheurs ont pu obtenir des photos des molécules carbonées où l'on peut distinguer les atomes de carbone, des liaisons covalentes, ce qui permet d'observer directement les modifications de la structure de la molécule au cours de la réaction". Donc j'avais besoin de recueillir ton avis à propos de cette citation sur le fait qu'il puisse observer les molécules, voir des photos des molécules. Qu'est-ce que tu en penses ?

U3: [00:10:21] Alors, qu'est-ce-que j'en pense, s'ils peuvent le faire? Je trouve que c'est bien, à un instant t. C'est un peu réducteur parce que c'est une photo à l'instant t qu'ils vont prendre

de la molécule. Ça aussi, ça fluctue, ce n'est pas immobile, c'est tout le temps en mouvement. Mais je pense que ça peut donner une bonne représentation et une image à un étudiant qui apprend et nous donner peut-être des informations parfois aussi sur une réactivité finalement assez étonnante, qu'on attendrait pas d'un point de vue classique ; si tu penses faire réagir deux composés, et puis, finalement, on peut voir peut-être cette différence, cette différence de géométrie qui serait peut-être surprenante en regardant ces images.

JV: [00:11:17] Pour aller un petit peu plus loin, là aussi, je reprends justement la citation du site culturesciences chimie. Il y a écrit : « les chercheurs ont pu obtenir des "photos" de molécules carbonées ». Le mot photo est mis entre guillemets.

U3: [00:11:30] Oui, parce que c'est une photo. Pour moi, c'est un à un instant t, ce n'est pas la réalité. Moi, je ne vois pas ça comme une réalité euh comme la réalité. C'est que c'est comme euh je prends toujours l'exemple, par exemple, de dire quand on fait de la mésomérie ou qu'on écrit les formules limites, la réalité, c'est pas ni l'une, ni l'autre, c'est tout ça. C'est une situation qui se trouve entre ces deux extrêmes. Je ne sais pas si tu comprends. Si je prends par exemple la délocalisation, on essaye de prendre, si on arrivait à prendre la molécule à un instant t comme ça, on verrait peut-être cette longueur de liaison qui serait différente entre les atomes de par la conjugaison.

JV: [00:12:23] Ok, alors

U3: [00:12:25] Je sais pas si je réponds correctement, c'est ma façon de répondre.

JV : [00:12:28] Il n'y a pas de mauvaise réponse. Il y a eu un débat dans la communauté scientifique, notamment concernant ces microscopies-là qui ont été mises au point, sur le fait que l'on ne peut pas voir une molécule. Alors, qu'est-ce qu'on voit justement ? que dire si un étudiant peu un peu curieux insiste ? qu'est-ce que tu lui répondrais ?

U3: [00:12:50] En fait on voit quelque chose, enfin euh. Je dis toujours si on pouvait prendre une photo à un instant t, ça serait cette représentation. Alors avec leur technique, je ne sais pas vraiment si, si on arrive à voir ... on voit quelque chose à un instant au moment de la prise de mesures. Donc, est-ce que c'est la réalité ? Est-ce que c'est comme ça qu'est la molécule? Moi, je pense que c'est beaucoup plus complexe que ça parce qu'il y a là, on fige le système, c'est figé cette photo. Quand on prend une photo, pour moi, c'est figé.

JV: [00:13:30] Alors justement, tu parlais de longueurs, de liaisons. Qui mesure une longueur de liaison ? Est-ce-que ça se mesure ?

U3: [00:13:36] Tu me poses une colle. J'ai l'impression de passer l'agreg là. Oui, je pense que ça se mesure.

JV: [00:13:43] Qu'est-ce que tu répondrais à un étudiant?

U3: [00:13:47] Je lui dirais, je pense qu'on peut euh.. Est-ce-que c'est la notion de mesurer, mesurer comme on mesure avec un centimètre, ou est-ce-que l'on on peut avoir une notion de la distance en utilisant, je veux dire, d'autres euh en faisant appel à d'autres concepts et plus théoriques ? C'est ça ma question ?

JV: [00:14:16] Qu'est-ce-que tu dirais à l'étudiant?

U3: [00:14:19] Tu me poses une colle.

JV: [00:14:24] Un étudiant qui est curieux et qui veut savoir.

U3: [00:14:26] C'est parce qu'on donne des longueurs de liaison, c'est vrai et on les utilise beaucoup. Mais c'est vrai que, je ne me suis pas vraiment posée la question

JV: [00:14:42] Est ce que ça apporte quelque chose dans ton enseignement des longueurs de liaison ?

U3: [00:14:44] Dans mon enseignement, vraiment directement, pas vraiment.

JV: [00:14:53] Et dans ta recherche ?

U3: [00:14:55] Pas plus que ça non plus. Parce que je ne vais pas utiliser ni regarder les distances ... Alors en enzymo, ou il y a des interactions, c'est important de regarder, euh mais là ce qu'on va regarder en fonction des longueurs des liaisons, par exemple, lorsqu'on regarde les interactions dans le site actif de l'enzyme, il y a un cofacteur, la partie substrat et de regarder quand on veut faire, par exemple, des inhibiteurs d'enzymes ou des analogues structuraux des modèles. On regarde alors cette longueur qui existe entre le cofacteur et puis le réactif, et souvent ensuite on s'aide en fait des longueurs des liaisons qui sont données, mais dans la littérature.

JV: [00:15:42] D'accord, mais dans le cadre de ta recherche, tu en évalues ?

U3: [00:15:46] Pas du tout.

JV: [00:15:47] OK, alors, il existe des études qui portent justement sur l'enseignement de la liaison chimique en France, mais surtout à l'international, au niveau lycée et très peu au niveau universitaire. Est-ce-que tu étais au courant qu'il y avait de telles études?

U3: [00:16:03] Non, non, non.

JV: [00:16:05] OK, est-ce-que ça t'est déjà arrivé dans le cadre de des enseignements; pas forcément, sur la liaison chimique, mais sur autre chose, d'aller lire des choses dans la littérature sur tel concept, par exemple en chimie organique, et je sais qu'il y a des erreurs qui sont commises fréquemment par les étudiants, donc /

U3: [00:16:24] Alors je ne vais pas forcément le lire, je vais peut-être en discuter plus avec des collègues.

JV: [00:16:34] D'accord.

U3: [00:16:35] Même à l'international, si tu veux, si on en discute. Je m'occupe un peu des relations internationales, on va discuter plus des erreurs, plus que de les lire sur la liaison et les difficultés rencontrées, parfois des concepts qui sont un peu difficiles à comprendre.

JV: [00:16:57] Sur la liaison chimique, justement. T'as déjà eu ce genre de discussion ?

U3: [00:17:01] avec mes collègues sur la liaison chimique ? Euh de temps en temps, pas très souvent, mais pas à l'international là-dessus, beaucoup plus avec des collègues qui

enseignent, si tu veux, aux étudiants des niveaux 1ère année 2ème année où des étudiants ont du mal quand même à comprendre la mise en commun... si tu veux cette liaison chimique qui se crée toujours ... euh je parle toujours simple, la simple ça va ; quand ça commence à être à la double et la triple, c'est plus compliqué. Et je pense que la liaison chimique est plus simple, peut-être plus simple à aborder dans tout ce qui est solide, par exemple parce que c'est vraiment euh ...

JV: [00:17:53] Pourquoi dans le solide ?

U3: [00:18:07] Je ne sais pas pourquoi j'ai dit ça, c'est mon feeling.

JV: [00:18:12] C'est pas grave. Depuis tout à l'heure, on parle de la liaison chimique; Mais de tradition, quand on regarde les maquettes d'enseignement à l'université, on a un découpage avec la liaison covalente, la liaison ionique etc. Etc. Est-ce-que cette distinction te paraît nécessaire à faire pour les étudiants ? Ou penses-tu qu'une entrée de la liaison chimique par une approche électrostatique, finalement, qui permettrait de donner une définition commune de la liaison chimique, te paraît utile ?

U3: [00:18:53] C'est vrai que c'est peut-être utile, mais c'est vrai que je pense, tu vois, dans ma tête, je m'étais mise dans un dans une bulle de liaison covalente. J'avais fait abstraction de la liaison ionique, j'avais fait abstraction euh ; alors, est-ce-que euh est-ce-que tu peux me redire ce que tu m'as dit ?

JV: [00:19:26] Finalement, je parle de la liaison depuis tout à l'heure, et c'était intentionnel. Mais en réalité, le terme de liaison recouvre, au moins en tout cas dans l'enseignement, plusieurs types de liaisons. Est-ce-que finalement, cette distinction est nécessaire à faire en enseignement ? Est-ce-qu'on l'a fait en recherche ?

U3: [00:19:46] Elle est euh elle est importante, je pense de la faire parce que les interactions elles sont différentes quand même. Est-ce-que ce n'est pas plus simple pour des élèves de comprendre, par exemple, la liaison ionique ?

JV: [00:20:09] Je sais pas.

U3: [00:20:12] Ou des interactions électrostatiques.

JV: [00:20:15] Mais une liaison covalente. Est-ce-qu'on pourrait la décrire avec un modèle électrostatique ?

U3: [00:20:33] Non, je ne le ferais pas, c'est drôle, je vois pas pourquoi.

JV: [00:20:36] Pourquoi, mais voilà ce qu'il y a une raison ?

U3: [00:20:39] Mais non et pas forcément de raison.

JV: [00:20:45] Est-ce-que tu gagnerais quelque chose à le représenter comme ça ? Et qu'est-ce-que tu y perdrais ?

U3: [00:21:03] J'aurais peut-être peur d'amener une confusion chez les élèves, enfin chez les étudiants. J'aurais dû réfléchir avant de venir. Alors, je pense qu'il faudrait vraiment passer du temps en fait sur cette liaison chimique, c'est à dire dédier un cours à cette liaison chimique.

Moi, quand je l'aborde, si tu veux, tout ça a été fait en amont et donc euh ... mais peut-être qu'il serait intéressant, justement, de partir de ce cours.

JV: [00:21:59] Toi, tu l'utilises en définitive.

U3: [00:22:00] Moi, je suis une utilisatrice. D'accord, c'est un peu comme Facebook, tu sais.

JV: [00:22:07] Et finalement, puisque tu l'utilises et il semblerait que tu t'appuies quand même. les liaisons chimiques, en particulier covalente et hydrogène. Quels te paraissent les incontournables à enseigner ? Finalement, qu'est-ce qu'il faut qu'un étudiant qui sort d'une L1 sache à propos de la liaison chimique pour pouvoir suivre un cours ? Donc, par exemple, toi, tu es spécialisée en chimie organique, qu'est-ce qu'il faut qu'un étudiant sache faire ? Qu'est-ce qui te paraît vraiment incompressible à savoir ?

U3: [00:22:43] Pour moi, ce qui me paraît incompressible, c'est connaître euh comment on fait les interactions. Euh comment je pourrais te dire ça ? Je pourrais te dire les interactions en fait des orbitales, par exemple, pour faire le recouvrement. J'ai besoin aussi de ce qu'on peut faire créer une liaison chimique, afin créer une liaison chimique; entre mésomérie et finalement (incompréhensible). Finalement, cette interaction des électrons qui sont dans un même environnement pour créer une liaison et finalement interagir... C'est pas très bien dit tout ça, entre nous. Pour moi, ce qui est important, c'est qu'ils se représentent bien ce que c'est qu'une mise en commun des électrons. On les met, on les met en commun, mais aussi ces électrons aussi, ces électrons, le modèle n'est pas forcément figé. Ils peuvent se mouvoir et créer d'autres liaisons. Je crée, je romps, c'est tout ça, C'est du vivant, entre guillemets, ça vie et ça évolue.

JV: [00:24:13] Puisqu'on est sur le quantique, les calculs qu'il y a derrière ?

U3: [00:24:16] Alors là, ça fait une éternité que je n'ai plus fait de calculs quantiques.

JV: [00:24:20] Est-ce-que c'est nécessaire qu'un étudiant les maîtrise ?

U3: [00:24:24] Pour ce que je fais, non, c'est pas nécessaire franchement.

JV: [00:24:26] Franchement, finalement, qu'est-ce qui t'intéresse en définitive à propos de la liaison chimique ?

U3: [00:24:33] La représentation et leur faire comprendre que ces interactions, elles ne peuvent avoir lieu que dans un environnement, dans un espace donné.

JV: [00:24:44] Parfait. Bon, merci.

U3: [00:24:45] Je suis désolée, je suis je suis pas préparée.

Annexe 7 : transcription de l'entretien avec U4

JV: [00:00:00] Je te présente un peu le sujet de recherche. On travaille sur la liaison chimique et l'idée qu'avait eu Isabelle Kermen au départ, donc qui est ma directrice de thèse, c'était de regarder un peu comment la liaison chimique est enseignée à l'université pour plusieurs raisons : la première raison, c'est qu'il existe un ensemble d'études qui décrivent un peu le travail des enseignants dans l'enseignement secondaire ; mais le travail à l'université est souvent méconnu. Et deuxième chose, et ce qui est intéressant d'ailleurs, c'était la double casquette des enseignants de l'université, d'une part enseignants et d'autre part, recherche. Et deuxième chose, pourquoi la liaison chimique? Parce que c'est un sujet qui est omniprésent en chimie. Il existe un ensemble d'études qui montrent que cette liaison chimique est problématique pour les élèves, mais pas que, pour les enseignants aussi. Et quand on voulait voir un peu euh faire un état des lieux de ce qu'il se passe en France et éventuellement faire des propositions pour l'enseignement, bref, suite à une réflexion didactique, voilà l'idée. Donc toi, tu fais de la recherche, mais aussi de l'enseignement, et donc j'avais besoin de savoir s'il était nécessaire, en tout cas dans le cadre de ta recherche ou de la recherche en général, de définir ce qu'était la liaison chimique ?

U4: [00:01:20] Oui, en fait moi la liaison chimique par rapport à mes problématiques de recherche, c'est par rapport à des notions d'interactions entre molécules et c'est de dire est-ce que finalement, un atome est en contact et interagit ? est-ce qu'il est lié à un autre atome ? Et ça en fait euh quand tu fais euh, ça passe par la diffraction des rayons X et finalement, moi, c'est vrai par rapport à cette définition de la liaison chimique, je la définis par rapport à une distance entre deux atomes. C'est ça que me donnent les données expérimentales. Et ça veut dire qu'on est toujours dans des cas, des fois un peu particuliers, ou enfin j'ai des exemples précis de recherche où contact pas contact, où t'es borderline sur des trucs. Donc, c'est important d'avoir défini quand même cette liaison chimique. Je sais pas si je réponds complètement à la question mais la liaison chimique, c'est vraiment euh je la définis par rapport à une distance, en fait entre deux atomes.

JV: [00:02:17] D'accord, c'est une distance entre les atomes. On reviendra plus tard sur cette notion.

U4: [00:02:21] C'est pour ça qu'il faut faire le lien par rapport à cette notion de liaison chimique, moi elle est quand même importante dans ce que j'ai pu faire. Mais un petit peu intramoléculaire pour savoir, sur des complexes, est-ce que t'es de coordinence 4, coordinence 5, sur (inaudible) des cycles catalytiques ou après, mais aussi principalement intermoléculaires. Je ne sais pas si ça rentre dans ta problématique aussi, mais alors ...

JV: [00:02:50] L'idée, c'est vraiment d'avoir un témoignage authentique de ce qui se fait dans les produits de laboratoire et justement aussi dans l'enseignement. Est-ce qu'il est utile de définir la liaison chimique dans l'enseignement ? Et si oui, comment tu la définis alors ?

U4: [00:03:02] Moi, ce que j'enseigne, j'enseigne en 1ère année, de la chimie générale en 1ère année, donc là où je fais la liaison chimique. Alors, je commence souvent euh par le modèle de Lewis, mais après, je l'illustre par des exemples de recherche. Je l'illustre par des exemples de recherche et j'ai un exemple, alors, je ne sais pas si c'est le plus pertinent, mais un exemple de complexe ou de l'iridium avec de l'azote et en fait, il y a une liaison simple, une liaison double, une liaison triple iridium azote ; Et montrer qu'en fait le choix de faire un trait, deux traits, trois traits passe par la distance azote-iridium. Ma base, c'est la mise en commun d'électrons, on va dire ça comme ça, mais après, je montre que la notion de distance entre deux atomes est quand même clé dans la liaison chimique.

JV: [00:04:00] Est-ce-que tu donnes d'autres critères éventuellement que cette distance ?

U4: [00:04:07] Comme ça, à ma connaissance, non, pas forcément non. Quels critères ? Après, je n'aborde pas tellement dans mon enseignement la théorie des orbitales moléculaires. On voit un petit peu en chimie de coordination, mais pas tant que ça. Et je ne passe pas euh Je ne passe pas tellement par cet outil là pour après sonder euh. C'est juste pour dire la limite du modèle de Lewis : décrire la molécule de dioxygène, voilà après c'est l'ouverture sur les diagrammes d'orbitales moléculaires. Mais je dirais un critère euh pour moi, le lien de la recherche, je dirais l'apport de ma recherche par rapport à mon enseignement, c'est par rapport à des exemples tirés de la diffraction aux rayons X.

JV: [00:04:57] Dans l'enseignement, traditionnellement, on distingue des liaisons covalentes liaisons hydrogène, liaisons de Van der Waals, etc. Est-ce que cette distinction, tu la fais dans ton enseignement ?

U4: [00:05:12] Ouais, après moi, ça, c'est un truc que je me dis sur la liaison, je pense que c'est là où il y a beaucoup de difficultés de compréhension parce qu'on est assez binaires. On va parler de liaisons fortes, liaisons faibles, euh liaisons ioniques, liaisons covalentes, liaisons polaires et apolaires et finalement, on n'est pas souvent dans la nuance. La réalité est toute nuancée. Ça je trouve que passer de comment euh ... la distinction liaisons fortes/ liaisons faibles je la fais. Je fais pratiquement plus euh je parle pratiquement plus de liaison ionique. Finalement, parce que je trouve que c'est un peu casse gueule au final, puisque je parle de liaison covalente polarisée. Mais j'ai un problème avec, quand on passe au chlorure de sodium où pour traiter de la liaison chimique, je trouve qu'on parle de deux choses, quand tu passes de H₂ à NaCl, ça s'écrit pareil, deux atomes, mais quand tu fais un dessin, tu fais une molécule et tu fais jamais juste NaCl, tu fais un réseau. Je trouve qu'au niveau de la didactique, de la liaison, ça, ça me pose des difficultés ça.

JV: [00:06:14] D'accord. Et qu'est-ce-qui pose problème en définitive ?

U4: [00:06:18] Alors je pense que c'est le fait que quand on va parler de comment, euh on va prendre, Oui. Sur cette liaison, on va parler de la description, d'une vision de deux atomes qui sont liés. Quand on écrit NaCl, on a deux symboles Na et Cl et on s'attend à écrire, euh souvent, on présente ça et Na⁺, Cl⁻, liaison ionique, interaction entre un cation et un anion, mais après, quand on va représenter le solide cristallin, tu vas faire un sodium entouré à équidistance avec

6 chlorures. Je trouve que c'est quelque chose qui n'est pas forcément en contradiction, mais je me dis que pour un élève, c'est une vision qui est euh. Le passage euh je pense qu'il faudrait euh il y a un passage à faire entre cette représentation du solide cristallin car on ne présente jamais que deux entités avec la notion de liaison ionique. Mais je n'ai pas assez réfléchi parce que je ne sais pas ça, mais je m'interroge.

JV: [00:07:29] D'accord. Est-ce qu'en recherche, cette distinction est nécessaire ou tu te limites à cette distance dont tu parlais tout à l'heure ?

U4: [00:07:46] En fait, la distance après elle va te donner un caractère fort au faible de l'interaction. Mais pour moi, les choses elles sont continues. Il y a une continuité dans la description de la liaison, il y a des liaisons fortes faibles et des liaisons faibles fortes, je le dirais comme ça.

JV: [00:08:11] Comment tu utilises la liaison chimique dans le cadre de temps de l'enseignement une fois que tu l'as définie, comment tu l'utilises, dans quel cadre tu utilises qu'est-ce que tu en fais ?

U4: [00:08:27] Dans le cadre hum hum. Tout ce que ça représente, je définis la liaison chimique et puis après sa représentation. La définition c'est par rapport à la distance, puis après je passe sur la représentation de Lewis pour décrire la liaison chimique. Après, je ne fais pas tellement de cours de réactivité, je ne fais pas beaucoup de chimie organique par rapport à ça, donc je ne l'utilise pas. Ça s'arrête surtout aux modèles. Si, un peu en chimie de coordination, alors c'est plus délicat. On aborde, alors ça change un peu, mais quand j'enseignais, maintenant je ne le fais plus trop, mais la théorie du champ cristallin, finalement, tu te focalises sur la structure électronique du métal. Et je ne suis pas sûr qu'un étudiant il comprenne ce que c'est que cette interaction. Il voit la perturbation des orbitales d, mais c'est assez euh c'est une notion qui euh. J'essaie de mettre de côté ça maintenant de plus en plus, et j'essaie de passer par la théorie des orbitales moléculaires pour décrire la structure électronique des complexes.

JV: [00:09:43] Tu fais des calculs quantiques, parfois en liaison chimique?

U4: [00:09:46] En recherche. J'ai travaillé en collaboration avec euh, alors j'ai fait au cours de ma thèse, j'ai fait des calculs. Au début, c'était des calculs de Hückel. C'était principalement, euh si si c'était un truc intéressant. J'ai beaucoup aimé ça parce que c'était des complexes à 16 électrons du titane qui se déformaient pour générer une interaction supplémentaire type pi. Et puis, en fait, quand tu passais du titane au molybdène, cette interaction elle diminuait parce que tu avais un complexe à 18 électrons. Et t'avais vraiment ici une sorte de corrélation entre la structure électronique du métal et sa conformation qui était rationalisée par des interactions supplémentaires et par là, euh en lien avec la règle des 18 électrons. Donc ça, on a fait des calculs, moi je me rappelle ces calculs de Hückel pour rationaliser ça, mais c'était plus à vocation de comparaison. Après, plus récemment, on essaie de faire des calculs pour déterminer des mécanismes réactionnels. Alors tu passes par des interactions, si tu passais

par une addition oxydante ou une substitution, complexation. Oui, ça m'arrive de faire un peu de calculs, mais ça, c'est en collaboration avec des collègues.

JV: [00:11:02] Et avec des étudiants ?

U4: [00:11:04] Euh non, pas d'étudiants par rapport à des modèles euh ...de calculs.

JV: [00:11:12] Alors j'ai fait un petit tour sur le site Culture Science Chimie qui propose un article sur la microscopie de force atomique. Et dans cet article, on voit quelques clichés qui sont les suivants et je voulais savoir si tu avais déjà eu recours, si tu as recours dans tes enseignements à de tels clichés ?

U4: [00:11:32] non.

JV: [00:11:33] Alors, est ce qu'il y a une raison particulière à ça ?

U4: [00:11:36] Euh alors je n'avais pas connaissance forcément de ces images-là qui sont euh pour moi, c'est un peu complémentaire de ce que je pourrais voir, sauf que là, on est sur des structures presque euh sur des structures macromoléculaires. Euh bah moi c'est montrer quelle preuve on a de la liaison chimique, c'est la disposition spatiale des atomes qui est fixée par leur environnement. Pour moi, c'est ça. Donc il y a là un lien entre les choses et ce ne sont pas des atomes individuels, ce n'est pas des atomes individuels. Donc pour moi, il y a utilité à présenter ça parce que c'est une sorte de la photographie de la molécule.

JV: [00:12:33] Alors justement, ces clichés-là sont accompagnés d'une citation dans Culture, science, chimie qui est la suivante : "une équipe de physiciens et de chimistes de l'Université de Berkeley, en Californie, présente une toute nouvelle application de la microscopie à force atomique : l'observation de molécules avant et après une réaction. Grâce à cette technique, les chercheurs ont pu obtenir des photos de molécules carbonées où l'on peut distinguer les atomes de carbone et les liaisons covalentes, ce qui permet d'observer directement les modifications de structure des molécules au cours des réactions". Qu'est-ce-que ça appelle pour toi comme commentaires ?

U4: [00:13:10] Je mettrais photo entre guillemets et atomes de carbone, euh c'est nous qui disons que c'est un atome de carbone. C'est parce qu'on sait qu'on a mis du carbone. Quand tu fais une photo, je pense pas que ce soit là-dessus euh. C'est que tu sais ce que t'as mis sur ta surface. Sinon, je ne pense pas que tu ferais euh enfin je ne suis pas spécialiste de la microscopie à force atomique, mais je ne suis pas sûr que tu saches ça. Il y a aussi une interprétation à partir des connaissances. Si on montrait cette photo à quelqu'un qui ne sait pas, bah oui, il verrait peut-être un cycle à 6, et il dirait certainement que ce serait du carbone mais est-ce qu'il y aurait pas un cycle avec des azotes ? Pas forcément. Donc voilà, ça, c'est un commentaire. Tu peux me remontrer euh par rapport à la réactivité parce que ça j'ai pas fait attention.

JV: [00:14:06] Pourquoi tu mettrais "photo" entre guillemet ?

U4: [00:14:18] Parce que euh après tu peux toujours me dire qu'une photo, c'est toujours une mesure, alors attends euh une mesure indirecte des choses. Mais euh ce côté photographie,

on a l'impression que dans l'imaginaire ou dans la représentation, une photo c'est ce que voient les yeux, quoi finalement, c'est figé ce qu'on voit avec les yeux. Et ça, euh, je veux dire c'est une interprétation d'une mesure qui est quand même vachement complexe, enfin pour faire ça et puis ce qu'on fait réellement, il y a quand même un traitement informatique, une chaîne qui est assez importante.

JV: [00:15:02] Justement, on parlait de longueur de liaison. Est-ce qu'on mesure une longueur de liaison ?

U4: [00:15:08] Tu mesures une distance entre deux atomes pour moi.

JV: [00:15:10] Et comment on accède à ça ?

U4: [00:15:14] Diffraction de rayons X

JV: [00:15:15] Et entre la diffraction et le résultat ? Est-ce que tu as finalement un appareil qui te délivre directement ces longueurs de liaisons ?

U4: [00:15:25] Bah c'est le traitement des données. C'est le logiciel qui permet d'accéder à la structure aux rayons X, qui va déterminer la distance inter avec l'incertitude (inaudible).

JV: [00:15:42] et sans que toi tu intervienes ? Tu prépares ton échantillon. Qu'est-ce qui se passe entre le moment où tu prépares ton échantillon et puis finalement quand tu récoltes cette longueur de liaison ?

U4: [00:15:55] Tu vas définir quand-même, après, tu vas définir qu'il y a liaison si la distance entre deux atomes est inférieure à une certaine valeur ; c'est ça qui va dans le tableau, dans ton logiciel tu vas définir ça. Donc tu considères qu'il y a interaction à partir d'une distance, à partir d'une distance minimale. Donc ça on le fixe.

JV: [00:16:18] Comment ? Au regard de quoi ?

U4: [00:16:21] Des rayons atomiques qui sont définis alors je sais plus dans ceux-là si c'est des rayons de Van der Waals. Voilà, il y a aussi cette complexité de différentes définitions des rayons. C'est vrai qu'il y a ce côté comment définir le rayon d'un atome ?

JV: [00:16:44] D'accord, alors, il existe des études, je l'ai dit en introduction, qui portent sur les difficultés des enseignants et des élèves de lycée au niveau francophone, en France et à l'international, à propos de la liaison chimique. Est-ce que tu avais connaissance de ces études? On tu découvres qu'il en existe justement parce que je te l'ai dit ?

U4: [00:17:08] C'est pas le truc où je me le suis plus intéressé en terme de didactique. J'ai plus réfléchi aux équations de réactions moi. Sur la liaison chimique ? Non, je n'ai pas lu d'article particulier sur les difficultés, c'est plus finalement à côté, de moi, de ma construction, de mon expérience personnelle, que j'essaie de voir un peu les difficultés que je perçois. Et aussi que je peux percevoir parfois chez les élèves.

JV: [00:17:36] Qu'est-ce que tu entends par expérience personnelle ? Une Expérience construite seul ? En interaction avec d'autres personnes ?

U4: [00:17:41] Plutôt construite seul. Finalement, de se dire voilà de la réflexion en préparant un cours, en lisant les différents ouvrages et puis en regardant comment s'est présenté, en ayant un regard critique ou en ayant des nouvelles approches, ce qui me permet d'identifier des points qui sont problématiques.

JV: [00:17:58] Certaines de ces études proposent une mini ingénierie didactique entre guillemets et proposent une entrée de la liaison chimique dans l'enseignement par un unique modèle électrostatique, avant de le décliner en divers types de liaisons. Qu'est-ce que tu en penses?

U4: [00:18:26] Oui, oui, parce que partir de là, partir de là parce que je euh Ah oui je t'ai pas dit tout à l'heure. Le modèle que je donne en introduction de la liaison, c'est aussi le modèle classique, tu mets deux atomes d'hydrogène que tu rapproches et tu regardes l'énergie du système en fonction de la distance inter atomique. Et que t'as le puits de potentiel. En discutant mais pour quelles raisons, il y a un minimum d'énergie ici, en leur disant qu'il y a des facteurs défavorables et puis un facteur favorable, mais c'est celui-ci qui, dans certains cas, qui va permettre un minimum d'énergie. Donc, quelque part, j'introduis aussi la liaison, alors, peut-être pas de manière très explicite, mais implicitement avec une notion d'électrostatique, l'interaction électron-noyaux entre atomes.

JV: [00:19:20] Et pour terminer, finalement, qu'est-ce qui te paraît incontournable qu'un étudiant à l'issue d'une L1 sache à propos de la liaison chimique pour pouvoir ensuite suivre différents cours de chimie organique, inorganique ? Ce qui te paraît indispensable ?

U4: [00:19:42] Bonne question parce que finalement, c'est un objectif qu'on devrait se donner euh. Alors je pense que d'avoir déjà une idée d'une longueur de liaison en terme de culture, longueur et énergie, l'ordre de grandeur de l'énergie, ce qui lui permettra après de comparer liaisons faibles et fortes, d'avoir une sorte d'échelle de valeurs d'énergie et après moi, j'insisterais quand même sur la représentation de Lewis parce que je trouve qu'au final, en chimie, c'est un modèle qui est bien pratique. Et si l'étudiant est capable d'être à l'aise avec cette représentation-là, et peut-être d'en voir déjà les limites, je trouve que ça lui donne quand même base solide pour la suite.

JV: [00:20:41] Quelles limites tu présenterais ?

U4: [00:20:43] Les limites que je présenterais ? Bah c'est de montrer que voilà ; faire des choses, faire un trait pour une simple liaison, deux traits pour une double liaison Bah. On est vraiment dans un modèle et la réalité, c'est qu'on ne voit pas un trait entre deux atomes quand on va, on va regarder ça au niveau microscopique. Insister sur la notion de modèle par rapport à ça.

JV: [00:21:04] Et je reviens sur ces photos finalement ? Au regard de ce que je viens de dire. Ces clichés ?

U4: [00:21:19] Par rapport à l'intérêt ?

JV: [00:21:21] Par rapport à ce que tu viens de dire, finalement tu dis on ne voit un trait entre deux atomes. Un étudiant revient et te présente ces photos, qu'est-ce que tu lui dis ?

U4: [00:21:29] Bah, en fait, ici, tu fais un tel choix. On a mis des codes couleur pour représenter où il y a de la densité électronique importante, voilà. Pour moi, il n'y a pas ici euh on voit pas forcément, euh on ne voit pas un trait ou deux traits. Je dis qu'on n'est pas capable de savoir s'il y a une simple ou double liaison entre deux atomes.

JV: [00:21:50] Merci beaucoup.

U4: [00:21:52] Deux choses sur Lewis que je donne maintenant aux étudiants. C'est en faisant un peu de biblio sur l'article pionnier de Lewis sur euh... Je suis revenu sur sa représentation, enfin de la règle de l'octet avec des électrons autour d'un cube puis montrer quand tu fais O₂ que t'arrives à compléter, puis d'avoir deux cubes remplis. Mais quand tu te retrouves avec N₂, ça marche pas. Donc montrer que cette représentation a été modifiée. Et puis, je ne sais plus qui sait qui critiquait Lewis. Je sais plus qui c'est qui disait que la règle de l'octet, c'était comme cette image que je donne toujours aux étudiants. C'est comme dire que mari et femme ont alors attends, faut que je retrouve euh comment on va dire un truc : ils ont 4 euros sur un compte commun, Et puis chacun 4 euros dans un compte séparé, et qu'au total, ils auraient 16 euros.

JV: [00:23:00] Et qu'est-ce qu'on gagne finalement à présenter le modèle originel de Lewis ?

U4: [00:23:03] Alors c'est l'intérêt un petit peu de l'histoire des sciences. On arrive nous en leur présentant euh... eux ils ont une vision, on leur présente la liaison chimique en quinze jours alors que c'est un modèle qui a pris 50, 60 ans et qui est encore discuté maintenant. C'est quand même l'intérêt de discuter de l'histoire et d'essayer de montrer la complexité des choses. Si c'était si simple (...). Comme toute notion qui a mis du temps à être construite, c'est des notions qui vont poser des difficultés aux étudiants puisque nous on leur présente ça comme ça. (...). Si c'était intuitif, ça ne poserait pas de problème.

JV: [00:23:18] Merci pour ce complément.

Annexe 8 : transcription de l'entretien avec U5

JV: [00:00:01] Je te présente déjà le sujet thèse ; si tu veux moi, j'ai commencé cette thèse il y a quatre ans, donc on fait une thèse sur la liaison chimique, mais plus exactement les pratiques des enseignants et des enseignants-chercheurs à l'université lorsqu'ils enseignent la liaison chimique. Alors, pourquoi est-ce qu'on a choisi ce thème-là ? Parce que déjà, l'idée, c'était de décrire un peu le travail des enseignants lorsqu'ils avaient également une activité de recherche et le travail des chercheurs. Parce que ce travail est méconnu. On décrit beaucoup le travail des enseignants dans le secondaire, mais pas à l'université. Donc déjà, il y avait un aspect exploratoire des pratiques de ces enseignants et on cherche à savoir ce qui les oriente, notamment par exemple leur recherche, leur passé dans leurs études, etc. Etc. Et pourquoi la liaison chimique ? Parce que c'est omniprésent en chimie et qu'il y a un certain nombre d'études qui relatent qu'il y a des difficultés déclarées par les enseignants pour enseigner ce concept là et des difficultés perçues chez les étudiants.

U5: [00:01:13] Qui l'enseigne en général à l'université ? Parce que chez nous, à Aix Marseille, j'ai l'impression, d'après ce que je me rappelle, que beaucoup de chimistes théoriciens l'enseignent et ça passe très très mal.

JV: [00:01:23] D'accord pour ça, c'est intéressant. Moi, j'ai tout vu des théoriciens, des organiciens et inorganiciens.

U5: [00:01:29] Je me rappelle d'une collègue qui disait qu'elle avait repris, elle est pas théoricienne, ce cours-là, le premier cours de d'Atomistique et de liaison chimique et que ça se passait beaucoup mieux. Mais ça, par contre, je sais pas du tout comment ils l'enseignent. On, a beaucoup de théoriciens dans l'université qui se frappent toute la partie liaison chimique en premier cycle. C'est vrai que je pense que c'est peut-être pas adapté.

JV: [00:01:54] Ça dépend de qui enseigne, effectivement. Il y a plusieurs, plusieurs choses, donc on essaye de recueillir des témoignages authentiques d'enseignants, d'enseignants chercheurs de PRAG aussi, qui enseignent dans le cadre de l'université pour faire une revue de ce qui se passe à propos de la liaison chimique en France. Donc, il n'y a pas de bonne réponse. Il n'y a pas de mauvaise réponse.

U5: [00:02:21] Surtout, je n'enseigne pas beaucoup, mais je vais voir ce que je vais pouvoir te répondre.

JV: [00:02:24] Il y a aussi le versant recherche qui m'intéresse. Donc, finalement, tu fais de la recherche, essentiellement en activité principale et j'aurais aimé savoir s'il était nécessaire, dans le cadre de ta recherche, de définir une liaison chimique et, si oui, comment tu la définis, comment tu la caractérises ?

U5: [00:02:44] Alors nous, on utilise les résultats de la liaison chimique, on la prend pour acquise, on la définit pas ; tu vois ce que je veux dire, alors je travaille beaucoup avec les métaux, donc c'est des liaisons de coordination. On les définit pas en tant que telles. Pour le travail, on utilise toutes les propriétés de ces liaisons sans avoir à redéfinir en fait avec les étudiants.

JV: [00:03:08] Alors justement comme propriétés, qu'est-ce-que tu utilises?

U5: [00:03:11] Les distances de liaison, des forces de liaison, toutes les propriétés que ça va donner en spectroscopie ; donc les groupes caractéristiques que tu vas voir en spectroscopie infrarouge, la densité électronique que tu vas avoir délocalisée du métal sur le ligand, donc on va utiliser ça pour caractériser notre système. Mais par contre, on va pas, on ne va pas revenir aux fondamentaux. Qu'est-ce qu'une liaison chimique ? On ne va pas la redéfinir ? non.

JV: [00:03:42] D'accord. Tu la caractérises par ses propriétés, donc longueur ...

U5: [00:03:46] On va utiliser sa réactivité pour un complexe, un ligand est-ce-qu'il va être labile ; est-ce qu'une liaison va avoir tendance à se casser, se reformer et être substituée.

JV: [00:04:00]. Sur quoi tu t'appuies pour dire que telle liaison va pouvoir se former ? Telle liaison va pouvoir se rompre ?

U5: [00:04:11] Des connaissances de chimie de coordination qui te donnent les effets trans, les effets chélates, ce genre de choses, mais surtout des données spectroscopiques.

JV: [00:04:21] Des données spectroscopiques, par exemple ?

U5: [00:04:23] Alors moi, j'utilise beaucoup la RPE. OK, donc la RPE, on voit la coordination des ligands donc, quelque part, la liaison euh par la délocalisation de la densité de spin sur le ligand et donc les interactions avec les spins nucléaires des ligands. Donc on va voir plus ou moins des couplages plus ou moins forts avec les azotes, par exemple, qui sont des ligands autour du métal et on va voir, selon cette force d'interaction, selon la géométrie, si t'es bien dans le plan, que t'as un bon recouvrement avec les orbitales qui contiennent l'électron célibataire, tu vas avoir un fort couplage. Et tout ça, ça va nous renseigner sur cette interaction. En fait, est-ce-que c'est l'interaction elle-même qui nous intéresse ? Oui, un peu, mais c'est surtout les propriétés de l'ion métallique. On essaie de faire des relations structure-fonction.

JV: [00:05:19] Après, tu parles de force. Comment tu la quantifies ?

U5: [00:05:24] On fait beaucoup de calculs théorique DFT, alors pas moi.

JV: [00:05:27] Qui fait les calculs ?

U5: [00:05:29] Alors on a une collègue qui est chimiste théoricienne et on a des étudiants en co-direction, donc un étudiant, notamment deux étudiants qui vont faire des calculs de structure, qui vont, qui vont optimiser les structures et donc on va regarder les distances de liaison, on va regarder des vibrations des liaisons ; on va calculer les fréquences infrarouge ou Raman, de certaines liaisons. On va utiliser ça beaucoup en fait euh ...Ce que je voulais dire, on regarde pas que les distances métal-ligand, mais on regarde aussi les liaisons au sein d'un ligand. On regarde beaucoup l'oxygène, donc le dioxygène qui va se lier au métal et lorsqu'il va s'activer, il va se réduire c'est ce qu'on appelle l'activation réductrice, il va y avoir des transferts d'électrons du métal au dioxygène. Mais ça, c'est très visible en spectroscopie vibrationnelle. Tu vois donc des liaisons qui vont s'affaiblir, qui vont euh ...On prédit la réactivité. Typiquement, l'exemple de la liaison Oxygène-Oxygène est très intéressant, car on

peut avoir des liaisons hydrogène qui vont se faire avec le dioxygène (inaudible) qui va être réduit. Ça va devenir superoxo ou peroxy et ça va se lier au métal et tu peux faire des liaisons hydrogène sur l'oxygène proximal ou distal. Et ça, ça va avoir une influence sur la force de cette liaison-là. Donc, tu vas le voir en spectroscopie vibrationnelle et ça va entraîner une réactivité. Donc, on va avoir une coupure de la liaison Oxygène-Oxygène ou une coupure de la liaison métal-Oxygène. Donc, les espèces qui vont être générées euh métal oxo ou radicalaires oxygène dérivé euh, des espèces radicalaires dérivées de l'oxygène vont un peu dépendre de la manière dont ce on va faire ce réseau de liaisons hydrogène. C'est un peu comme ça qu'on l'utilise.

JV: [00:07:38] OK, alors. Deuxième point, il y'a un site qui s'appelle culturesciences.chimie et qui on va dire est mis à jour par l'ENS, entre autres pour donner une vision (...) et il y a un certain nombre d'articles pour donner une vision de ce qui se fait en chimie et également des articles de pédagogie. Il y en a sur la microscopie à force atomique, d'accord, et donc propose des clichés qui sont les suivants. Donc, je voulais savoir si tu as recours à ce type de clichés ?

U5: [00:08:22] Alors on fait pas.

JV: [00:08:27] Et pour toi, qu'est-ce-que ça représente ?

U5: [00:08:32] C'est un modèle de ma molécule, c'est la densité électronique je dirais.

JV: [00:08:37] D'accord. Et si tu devais donner en cours, est-ce-que tu l'utiliserais avec des étudiants ?

U5: [00:08:45] Oui. C'est déjà joli là, la résolution est belle.

JV: [00:08:48] Et qu'est-ce-que tu leur dirais ? Qu'est-ce-que ça représente ?

U5: [00:08:57] Qu'est-ce-que ça représente ? Je dirais qu'avec les résultats de cette technique, on arrive à remonter à des modèles de la molécule et à représenter, à modéliser la liaison chimique à travers ça. Mais je ne pense pas, je ne dirais pas qu'on voit les atomes. On voit une reconstruction d'image qui te permet d'avoir une résolution au niveau de l'atome et de la distance, et de la liaison inter-atomique.

JV: [00:09:31] Justement sur ce même article, j'ai relevé une citation. "Une équipe de physiciens de chimistes de l'Université de Berkeley, en Californie, présente une toute nouvelle application de la microscopie à force atomique : l'observation de molécules avant et après une réaction. Grâce à cette technique, les chercheurs ont pu obtenir des photos de molécules carbonées où l'on peut distinguer les atomes de carbone des liaisons covalentes, ce qui permet d'observer directement les modifications de la structure de la molécule au cours de la réaction". Qu'est-ce-que ça appelle comme commentaire ?

U5: [00:10:03] Alors c'est l'histoire photos. Mais je pense que c'est parce qu'ils vulgarisent un petit peu, non ?

JV: [00:10:07] Bon, pourquoi pas.

U5: [00:10:14] Oui, on veut, oui on peut voir avec ces techniques, la résolution te permet de voir des modifications au niveau de l'atome, enfin au niveau de la résolution atomique, c'est-

à-dire des modifications de liaisons, des ruptures de liaisons, des créations de liaisons. Puisque tu peux réussir à voir les groupes . Euh on les voit les photos là ? A Droite, on voit moins quand même.

JV: [00:10:35] Mais est ce qu'on peut dire que c'est une photo d'une molécule?

U5: [00:10:41] Peut-être en allant ouais euh peut-être dans une fête des sciences, je pourrais me laisser aller, mouais, peut-être que je pourrais dire c'est un peu comme une photo d'une molécule. Il y a beaucoup de traitements d'image quand même pour en arriver là. Donc, il ne faut pas donner l'impression, enfin après est-ce qu'une photo n'est pas quelque part aussi un peu un traitement d'image en soi, parce que tu as beaucoup de calculs.

JV: [00:11:10] Alors on parle de longueurs de liaison. Alors, est-ce qu'on peut dire qu'on mesure une longueur de liaison ?

U5: [00:11:19] Non. Oui, enfin, on la mesure. Moi, j'aurais tendance à dire euh oui alors on la mesure pas directement, mais on a des données qui nous permettent de remonter aux longueurs de liaison. Notamment avec des données cristallographiques avec une certaine résolution, une certaine précision qui devient de plus en plus fine, quoi la précision. Mais on peut remonter à des distances de liaisons.

JV: [00:11:50] Justement, tu pourrais m'en dire un peu plus ? Comment on peut collecter ces longueurs de liaison au laboratoire ? Donc j'ai mon échantillon, qu'est-ce-que je fais pour arriver jusqu'à la longueur de liaison?

U5: [00:12:02] Alors ce que je fais, moi ?

JV: [00:12:03] Par exemple oui.

U5: [00:12:04] Moi, je fais un monocristal et je vais faire de la diffraction aux rayons X. Et ensuite, on a un traitement des données de diffraction des rayons X avec beaucoup de modélisation. On nous sort une longueur de liaison. Si je n'arrive pas à avoir des cristaux, je vais faire des calculs par DFT pour optimiser la structure qui, finalement, n'est que cinquante cent de plus que ce qu'on fait avec euh...

JV: [00:12:25] Et quand tu dis que tu fais ton monocristal, tu fais de la diffraction aux rayons X. Qui est-ce-qui fait le traitement des données recueillies par cette diffraction pour obtenir la longueur de liaison ?

U5: [00:12:41] Alors, si c'est les petites molécules, c'est l'ingénieur de la plateforme cristallographie qui, la plupart du temps, n'a pas besoin de revenir, sauf quand on a des problèmes dans la structure qui amènent à plus de réflexion et de ... euh on travaille avec des métaux, donc, les outils de modélisation de la cristallographie actuelle prennent euh incorporent peu de méthodes quantiques et donc souvent pour les métaux, il faut revenir, si on a des doutes, il faut revenir en implémentant des méthodes un peu plus modernes de modélisation ; finalement ce sont des calculs. Mais si c'est des protéines, on a un cristallographe. Je travaille avec un jeune.

JV: [00:13:25] Donc il y a une intervention humaine entre ce que tu récoltes par diffraction aux rayons X est le résultat final ?

U5: [00:13:34] Oui, alors, il y a une intervention humaine qui peut parfois être assez limitée, c'est à dire qu'elle peut se limiter à prendre le fichier sorti de la machine dite diffractomètre pour le mettre dans le logiciel, ça peut se limiter à ça. En général, on leur donne, enfin on donne (inaudible). Ça peut être beaucoup plus compliqué. L'intervention humaine, des fois, ça revient à dessiner finalement la molécule qui est attendue. Et en général, si ça colle, si ça correspond, elle est très, très limitée. Si ça ne colle pas, il y a une part d'analyse et une interprétation des résultats pour essayer de deviner si c'est un squelette carboné, si c'est un azote, un oxygène d'après justement des liaisons qu'on peut deviner.

JV: [00:14:22] Et comment on sait que c'est un squelette carboné, justement ?

U5: [00:14:26] Alors carboné ? Quand tu vois un aromatique, c'est assez évident. Par contre, on a eu des gros problèmes récemment quand on pensait avoir du CO₂ et ce n'était pas du CO₂.

JV: [00:14:38] Et comment on fait dans ces cas-là ?

U5: [00:14:41] Alors là, pour le coup, ça change. On s'est basés sur la charge globale du complexe qui n'était pas neutre, c'était pas possible, donc, on a eu euh enfin c'était pas neutre ou alors, il fallait qu'on ait le cuivre au degré d'oxydation 1. Donc on est allés faire des mesures, euh on a fait d'autres techniques pour montrer le degré d'oxydation du cuivre. Et sinon, là, ce qu'il a fait, il a mesuré, il a remesuré les données cristallographiques, à beaucoup plus basse température pour avoir une plus grande résolution. Mais justement, ce sont les distances inter-atomiques qui nous ont permis de conclure que c'était pas du CO₂, que l'angle n'était pas compatible avec du CO₂.

JV: [00:15:22] Ok, alors tu m'as dit que tu faisais peu d'enseignement, mais ça t'est déjà arrivé d'enseigner ?

U5: [00:15:27] Alors pas la liaison chimique.

JV: [00:15:30] De la chimie en général. Est-ce-que tu as déjà eu recours à des publications de didactique ou sur l'enseignement ? Par exemple, tu enseignes la thermo ou autre chose auparavant, est-ce-que tu t'es renseignée sur les études qui existaient et qui pointaient des difficultés des étudiants dans ces domaines-là ?

U5: [00:16:05] Pas vraiment.

JV: [00:16:05] Non, mais pas de problème. Et des échanges avec des collègues ?

U5: [00:16:05] Oui, oui, pas mal avec les collègues qui enseignent dans le domaine, puisqu'ils ont même souvent l'habitude de leur poser la question, justement sur la manière dont ils présentaient les choses, sur ce qu'ils avaient vu avant. Comment intégrer justement le cours dans la continuité ? Qu'est-ce-qu'ils font et qui fonctionne ? Si oui, comment ils le faisaient ? Pourquoi ? Par contre, aller regarder des articles, non.

JV: [00:16:32] Ok, alors, parmi toutes ces études, justement, qui pointent les difficultés des enseignants, des étudiants concernant la liaison chimique, un article présente on vraiment entre guillemets une ingénierie didactique propose de faire une entrée de la liaison chimique dans un cours de L1, en commençant par faire une description purement électrostatique et à considérer toute liaison comme étant électrostatique, pour ensuite distinguer divers types de liaisons selon leur énergie et leur force. Qu'est-ce que tu penses de cette approche ? Qu'est-ce qu'on y gagne par rapport à l'approche traditionnelle qu'on connaît tous et qu'on a eue avec la dichotomie liaison covalente, liaison ionique, liaison polaire et qu'on continue à avoir ? Qu'est-ce que ça peut apporter ?

U5: [00:17:19] Je ne vois pas pourquoi on passe à tout électrostatique non plus. Qu'est-ce que ça veut dire que finalement, ça donne une idée euh ?

JV: [00:17:26] C'est le point de départ.

U5: [00:17:30] Faudra que tu m'en dises plus sur ce modèle tout électrostatique. Moi, je pense qu'il peut poser un problème. Tu veux dire, c'est une interaction d'un noyau d'à côté, euh parce que finalement, c'est un modèle électrostatique. Les étudiants ont l'habitude de euh, quand on leur présente une interaction électrostatique, c'est entre une charge plus et une charge moins. Donc, il va falloir que tu considères que c'est une attraction entre le noyau de l'atome d'à côté et les électrons et la répulsion des électrons. Mais que quand même, malgré tout, je sais pas. Moi, je me pose la question comment j'arriverais à l'intégrer avec des cours, par exemple, on va faire des constructions d'orbitales moléculaires. On va positionner les deux électrons dans une orbitale. Tu vois, dans une orbitale moléculaire, on va aller inscrire les deux électrons. Je me pose la question comment je ferais le lien avec ça ?

JV: [00:18:29] C'est juste en introduction, justement en introduction, c'est à dire finalement une liaison chimique, quel que soit le type de liaison chimique, ça reste une interaction électrostatique.

U5: [00:18:36] Mais quel est l'apport de ce modèle par rapport, justement ?

JV: [00:18:39] Ma question est de savoir si pour toi c'est un apport pour l'enseignement ?

U5: [00:18:42] Je ne l'ai pas suffisamment enseignée (la liaison chimique) pour dire oui ou non de façon franche. Là comme ça, sans l'avoir enseignée, je sais pas. Maintenant, tu leur dis c'est purement électrostatique ; il vient le problème de la répulsion et il vient le problème de l'étudiant qui va construire le diagramme moléculaire qui va mettre deux électrons, tu vois ensemble. Alors c'est des vues de l'esprit, c'est des modèles. Mais comment tu fais le lien entre les deux ? Alors tu leur dis je vous ai parlé de ce modèle-là. Maintenant, je vous parle d'un autre modèle. Essayez de pas faire le lien. Maintenant, je n'ai pas non plus intégré tout ça dans une réflexion et je trouve que c'est intéressant. Ça ne serait pas mal que j'enseigne la liaison chimique et que je vienne te voir en te demandant comment le faire.

JV: [00:19:35] Moi, je n'ai pas de solution. Dernière question pour toi. Tu vois quand même des étudiants en thèse, tu fais un petit peu de TP d'enseignement et la liaison chimique tu l'utilises nécessairement.

U5 [00:19:49] On utilise tout le temps !

JV [00:19:50] Ma question est la suivante qu'est-ce qui te paraît, selon toi, incontournable à enseigner au moins en 1^{ère} année de licence pour qu'un étudiant ou une étudiante soit suffisamment à l'aise et ait une vision suffisamment vaste de la liaison chimique?

U5: [00:20:14] Alors pour l'utilisation qu'on en fait, c'est en fait, nous ce qui nous intéresse, c'est soit la structure, donc la modélisation structurale, mais surtout la réactivité. Donc, pour ce que l'on en fait, en recherche, donc ce que moi j'en fais en recherche, ce qui est important, c'est vraiment cette notion de polarité de liaison, de groupe fonctionnel et de comment on relie cette liaison chimique à la réactivité. Donc effectivement, là, tu vas dire j'ai un site électrophile, un site nucléophile ; je vais avoir un ligand qui va être plus sigma donneur, plus pi donneur. Tout ça, cette rétrodonation (...) Donc tout ce qui est coordination, les diagrammes d'orbitales moléculaires, on s'en sert beaucoup. La construction des O.M. Le modèle des O.M. dans les complexes, on s'en sert beaucoup. On raisonne beaucoup avec ça. Maintenant, voilà. Est-ce que le fait de l'avoir introduite, cette liaison euh Oui, tout ce qui est liaison faible aussi. Les interactions de Van der Waals mais on est vachement avec les liaisons hydrogène, toutes ces liaisons un petit peu qui structurent la matière, mais. Après, comment est-ce qu'on les introduit ? Je ne sais pas comment. Donc pour moi, la réactivité et la structuration de la matière. Donc ce sont les liaisons faibles, qu'on peut voir comme électrostatiques la plupart du temps-là par contre.

JV: [00:21:59] Bon et dernier point, ton pédigrée. Tu es directrice de recherche au CNRS. Dans quel laboratoire ?

U5: [00:22:09] Alors, à l'Institut des sciences moléculaires de Marseille, équipe Biosciences donc interface chimie, biologie.

JV: [00:22:13] Ok, parfait, merci.

Annexe 9 : transcription de l'entretien avec U6

JV: [00:00:02] Et voilà, donc voilà, je te présente un peu rapidement le sujet de thèse. Donc on s'intéresse à l'enseignement de la liaison chimique à l'université pour deux raisons. Pourquoi l'université ? Parce qu'il existe pas mal d'études qui décrivent le travail des enseignants dans le secondaire, mais le travail à l'université, qu'ils soient enseignants ou chercheurs, est quand même peu décrit dans la littérature. Donc, ça nous a poussés à nous intéresser un petit peu à ça. Et pourquoi la liaison chimique ? Parce que c'est un sujet pour lequel la littérature montre qu'il y a un certain nombre de problèmes associés à ce thème-là, que ce soit dans l'enseignement ; il pose également des difficultés en recherche et également pour les enseignants eux-mêmes, donc pour les étudiants, les élèves et les enseignants. L'idée, c'est de faire l'état de l'art de ce qui existe à l'université en France donc en recherche et enseignement pour, in fine, éventuellement faire des petites propositions d'amélioration après une analyse du recueil de données qu'on a fait. Moi, ce que j'ai fait, c'est que j'ai fait des entretiens avec d'autres enseignants-chercheurs et j'ai observé des séances de cours à l'université. L'idée, c'est d'augmenter un peu le recueil de données pour essayer d'affiner un peu l'analyse et orienter les propositions qu'on va faire. Donc, la première question est la suivante. Est-ce qu'il est utile pour un chercheur, peut-être dans le cadre de ta recherche de définir ce qu'est une liaison chimique ?

U6: [00:01:45] Euh la sémantique, pas forcément, mais la comprendre oui

JV: [00:01:48] Oui, d'accord.

U6: [00:01:52] C'est à dire qu'il faut absolument que les étudiants (doctorants) aient conscience de la réalité physico-chimique de la liaison qu'ils vont étudier, mais pas savoir exactement quels termes employer, à quel moment, etc. Etc. Et les nuances entre tous ces termes, ce n'est pas forcément si critique que ça. Par contre, faut qu'ils aient conscience absolument de la réalité d'un caractère métallique et un caractère plutôt ionique d'un caractère ... Mais il n'y a pas de frontière ; ces frontières sémantiques sont assez peu pertinentes en recherche.

JV: [00:02:24] Et finalement donc c'est plus pertinent pour l'enseignement ?

U6: [00:02:30] Je pense que c'est plus pertinent pour expliquer au début, en prenant des cas extrêmes, les différences entre les différentes liaisons, etc. Les constructions de liaisons comme on peut les faire, etc. que leur utilisation ultérieure dans la recherche. Par exemple, la différence entre une liaison de coordination et une liaison de valence, pas vraiment de réalité pour nous, quoi.

JV: [00:02:57] Et finalement, toi, dans le cadre de ta recherche, de tes recherches, peut-être passées ou actuelles, qu'est-ce qui est important? Qu'est-ce que tu utilises de la liaison chimique ?

U6: [00:03:08] C'est à dire que je peux donner un exemple. Donc, nous on utilise des complexes amine-borane, par exemple dans notre recherche, qui sont typiquement un complexe acide-base de Lewis avec une liaison, qu'on qualifie de dative, qu'on a qualifié de

coordination, etc. Etc. Et on a toujours un problème de représentation de ce genre de chose dans les publis dans etc. Etc. Est-ce-que fondamentalement, ça change la chimie et notre perception de la chimie ? Absolument pas. On sait que l'on a certaines propriétés. On va avoir un caractère hydrure sur les borane, avoir un caractère ammonium, on va avoir un caractère machin, sur les amino-borane, un caractère de double liaison, etc. Etc. Il n'y a aucun problème sur la compréhension intrinsèque de ce qu'on a comme nous comme objet. Par contre, on est embêtés à chaque fois quand on veut le dessiner parce qu'on dit que c'est un complexe amine-borane, c'est la dénomination et au final, si on l'écrit bien, on écrit ammonium-borate, quoi. Donc, du coup, on écrit une liaison covalente entre le bore et l'azote et en fait, ce serait une liaison dative, de coordination, etc. Ça n'a pas de différence du point de vue chimique, mais ça serait un exemple de chose qui, dans le cadre de ma recherche, pourrait poser problème. D'accord. Et ça marche aussi avec typiquement tout ce qui est catalyse acide de Lewis. Quand tu vas avoir des triflates de métaux ou des ou des acides de Lewis un peu complexes qui ne sont pas juste du chlorure d'aluminium, ou là, la question ne se pose pas vraiment. Mais tu vas voir des trucs qui sont un peu entre l'organométallique, bloc d, puis l'acide de Lewis pur. Savoir est-ce que c'est un complexe ? ça c'est le genre de choses qui change pas la chimie, parce qu'on sait que ça va marcher. On sait que tel type de comportement, mais bon, la sémantique, au final, elle change.

JV: [00:04:55] Quand tu dis ça change pas la chimie. Est-ce-que tu peux préciser?

U6: [00:05:00] C'est à dire que pour les complexes, voilà qu'on l'écrit sous forme d'un complexe, sous forme d'une liaison dative, d'une liaison covalente ou les amino-boranes qu'on mette sous forme de doubles liaisons ou de simples liaisons, etc. Etc. Ça change pas enfin, a priori, pour un étudiant qui n'est pas mauvais, ça va pas changer sa perception du caractère hydrure du H qui va être sur le bore. Ça n'a pas changé le caractère de la double liaison et la non rotation autour de la liaison BN qu'on va avoir sur les amino-boranes et ça a priori, c'est intégré quoi. Donc, en fait, j'ai des étudiants qui vont, qui vont le mettre B moins N plus et ça ne me dérange pas plus que ceux qui mettent un complexe. Et ça ne va pas changer notre discussion autour des problématiques qu'on rencontre. Du type pourquoi ça attaque à cet endroit-là ? Pourquoi la réactivité se fait sur le bore et pas sur l'azote ? Pourquoi quand on a un radical ça fait une rupture homolytique de de cette liaison là et pas l'autre ? Ça, ça ne change pas parce qu'au final, la perception qu'on a de la liaison qui est au milieu, qui est vachement importante au final, bah en fait la manière dont on l'écrit n'a pas d'influence sur la compréhension.

JV: [00:06:06] Ok, alors justement, on passe un peu de ce qu'il est nécessaire de la définir à l'utilisation. Quelle utilisation tu fais de la liaison chimique dans ta recherche ?

U6: [00:06:19] Alors quelle utilisation je fais de la liaison chimique ? Je ne fais pas grand chose, alors nous, on crée des liaisons, on casse etc. Ça, c'est notre métier. Mais est-ce-que je me pose la question de quel type de liaison je vais créer ou pas ? Non. Est-ce qu'il y a des problématiques associées à la nature de la liaison qu'on va faire ou qu'on veut utiliser ? Pas vraiment non plus. Je te dis juste, juste euh... Il y a quand même quelques problématiques de

temps en temps, quand on va voir des réactions qui sont un peu pas si simples que ça à comprendre comme euh comme les sigma bond métathesis, par exemple ; ça pour des étudiants même en thèse, comprendre la métathèse des liaisons sigma, c'est pas si facile que ça. Donc là on est obligés de s'occuper de d'orbitales de tout ça. Ça, c'est un bon exemple de problématique qu'on rencontre sur ce qu'est une liaison et comment les créer comme on les fait. La métathèse de liaisons sigma.

JV: [00:07:29] Justement, tu parlais d'orbitales quel type de traitement tu fais quand tu parles d'orbitales. Est-ce-que tu fais un traitement calculatoire ?

U6: [00:07:36] Non, non, c'est très, très qualitatif. Moi, je ne le fais pas calculatoire. Euh déjà on regarde un peu juste en dessinant les orbitales comme ça, qu'est-ce-qui peut se passer? Etc. Etc. Si on a besoin d'aller plus loin, on fait de la DFT, mais c'est pas moi qui le fait, c'est-à-dire que je vais demander à un collègue de calculer les orbitales frontières de notre composé, de regarder les densités électroniques (inaudible). Mais je ne vais pas avoir euh l'approche, on va dire semi-quantitative n'est pas pertinente pour nous. Il faut soit faire de la DFT et de la vraie DFT, soit juste à la louche.

JV: [00:08:16] Deuxième point sur le site Culture science chimie, site qui est tenu par l'ENS et sur lequel il y a pas mal de publications en lien avec l'enseignement, mais aussi un petit peu avec la recherche, il y a un article sur la microscopie de force atomique et donc ce genre de clichés exposé. Je voulais savoir est-ce-que toi, tu as déjà eu recours à ce type de clichés dans le cadre de ta recherche ou éventuellement dans le cadre de l'enseignement ou des TD que tu as donnés ?

U6: [00:08:50] Alors? Oui, on a déjà fait de la AFM, euh c'était de l'Ultra lithographie de. ... euh la lithographie ultra nano , je sais plus comment on appelait ça exactement. mais on met toujours les gros mots qui vont bien ... euh pour faire de la gravure de l'or avec ce qu'on appelle le focus (inaudible). C'est donc euh on balance des ions moléculaires de manière très précise pour graver. On a utilisé à ce moment-là (inaudible) pour avoir le patronyme qu'on avait fait sur les surfaces d'or et on l'a fait aussi pour des nanoparticules d'or très petites et avoir ce genre de choses, alors pas sur ces résolutions aussi petites que celles que je vois là euh mais on en a déjà utilisé cet outil. C'est fabuleux quand même, il faut dire ce qui est.

JV: [00:09:40] Et qu'est-ce-que cela représente pour toi?

U6: [00:09:43] AH bah pour moi, si tu me montres ça? La question se pose même pas de savoir si la molécule elle est faite ou pas, j'ai envie de dire c'est la version photographique d'un RX qui, est la représentation recalculée euh d'un spectre. Euh les RX, pour moi, c'est juste une version euh l'équivalent de la transformée de Fourier d'un RMN ou oui, un traitement mathématique, etc. qui donne une perception que t'as appris à comprendre d'un phénomène physique qui, quand tu regardes le cliché de diffraction, personne ne voit une molécule en 3D avec un cliché de diffraction, à part peut-être des gens qui sont extrêmement brillants, mais par contre, là, c'est une vraie photo. Là, c'est euh il y a pas de discussion possible.

JV: [00:10:31] Alors sur le même article, j'ai fait un copier-coller d'un petit paragraphe qui m'intéressait. Il a été écrit "Une équipe de physiciens et de chimistes de l'Université de Berkeley, en Californie, présente une toute nouvelle application de la microscopie à force atomique : l'observation de molécules avant et après une réaction. Grâce à cette technique, les chercheurs ont pu obtenir des photos de molécules carbonées où l'on peut distinguer les atomes de carbone des liaisons covalentes, ce qui permet d'observer directement les modifications de la structure de la molécule au cours de la réaction". Est-ce-que ça appelle un commentaire particulier ?

U6: [00:11:05] Oui alors dire qu'on voit les carbonés, je ne pense pas que ce soit ça qu'on détecte, faut quand même pas abuser. Ça reste une AFM, donc on est pas sûr de la vraie photographie. Néanmoins, moi, je trouve euh je l'avais lu, je l'ai vu cet article quand il est sorti, j'avais trouvé que c'était magique. C'était pour moi, c'était une des premières fois où on voyait une réaction plus ou moins se passer en live quoi. Et ça, je pense que dans le cadre de l'enseignement de la synthèse, c'est bien. C'est vraiment bien.

JV: [00:11:49] Quand tu dis ce ne sont pas de vraies photos. Qu'est-ce que tu veux dire ?

U6: [00:11:54] La AFM c'est euh on enregistre un courant, un champ en faisant passer une aiguille. C'est pas, c'est pas l'idée qu'on se fait d'une photo argentique ou numérique avec des super résolutions. Alors c'est l'imagerie d'un état, mais c'est pas rapide, le caractère instantanéité de la AFM est aussi à questionner.

JV [00:12:20] Toujours dans cette idée est-ce qu'on mesure une longueur de liaison?

U6: [00:12:35] Non, non, pour moi, on mesure éventuellement une distance moyenne entre deux noyaux atomiques, une longueur de liaison non. Enfin difficile de mesurer une longueur de liaison ; de remonter à longueur de liaison avec des mesures, ça oui, mais de mesurer une longueur de liaison non.

JV: [00:13:07] Et quel type de mesures on a pour remonter à une longueur de liaison, justement?

U6: [00:13:14] On a la diffraction des rayons X, la masse volumique pour les métaux. Ce genre de choses quoi. On a du monde derrière, mais ça reste une transformation mathématique d'une donnée autre. C'est pas une mesure directe pour moi.

JV: [00:13:29] Il n'existe pas d'appareil qui te donnerait, une fois que tu as déposé ton échantillon, directement cette longueur. A ta connaissance ?

U6: [00:13:39] Je suis en train de réfléchir, mais il ne me semble pas.

JV: [00:13:45] Il existe des études qui portent sur l'enseignement de la liaison chimique, comme je te disais qui finalement, quoi l'enseignement et son utilisation, et qui finalement font l'état de l'art de ce qui est problématique et les problèmes qu'ont les étudiants. Est-ce que tu avais connaissance de ces études-là ?

U6: [00:14:06] Non, absolument pas.

JV: [00:14:07] D'accord. OK, alors là, c'est une question qui est plus tournée enseignement. Donc tu n'es pas du tout obligé d'y répondre, mais tout à l'heure, on a eu cette discussion. Justement, tu disais que toi, dans ta recherche, il n'est pas nécessaire de faire une définition du point de vue sémantique une liaison. Il n'est pas non plus nécessaire finalement, de distinguer divers types de liaisons. Dans l'enseignement, traditionnellement, on le fait, on distingue des liaisons covalentes liaisons hydrogène, etc. Etc. Et parmi toutes les études que j'ai citées précédemment, certaines plébiscitent finalement une entrée dans l'enseignement de la liaison chimique par une approche purement électrostatique. Et puis ensuite, de distinguer les divers types de liaisons selon leur longueur et leur énergie. Qu'est-ce que tu penses de cela ? Qu'est-ce qu'on gagne à faire ça ? Qu'est-ce qu'on perd pour des étudiants ?

U6: [00:15:00] Alors on va gagner éventuellement de la simplicité d'explication parce que les modèles Coulombien ils connaissent bien. On va perdre tout le caractère quantique et tout le caractère directionnel des orbitales qui font que euh bah je vois pas comment on peut expliquer VSEPR proprement sans parler d'orbitales, et que tout ce qui est répulsion électrostatique, ça marche jusqu'à $n + 3$ et puis après on s'arrête ; et que ça euh des étudiants qui sont un peu euh un peu affutés sur ces trucs-là, vont commencer à avoir des problématiques où on va avoir du mal à expliquer la différence aux étudiants. Cela étant, commencer par les orbitales, c'est pas non plus une solution parce qu'on les perd aussi tout de suite. Le caractère électrostatique me gêne beaucoup. Sur un certain nombre de concepts, mais vraiment, c'est compliqué d'expliquer en un tas de trucs avec le caractère électrostatique et j'ai peur qu'on arrive à des contradictions assez rapidement ; du type liaison H qui est rectiligne, alors qu'on la définit comme un truc électrostatique isotrope, c'est aucune raison que ce soit rectiligne si c'est électrostatique et avec un champ isotrope quoi.

JV: [00:16:42] D'accord, OK, et finalement toujours pareil. Qu'est-ce qui te semble incontournable qu'un étudiant sache sur la liaison chimique à l'issue d'une L1 ? Vraiment indispensable ?

U6: [00:17:12] Pour moi, il faut qu'il sache que c'est euh c'est un minimum d'énergie de mise en commun d'électrons et que ça correspond à un état stable localement. Voilà que ce n'est pas parce que l'on va trouver d'autres endroits à d'autres moments avec d'autres euh voilà que ce n'est pas dans d'autres cas, ce n'était pas vrai, mais que globalement, la liaison va avoir tendance à avoir un minimum local d'énergie dans l'interaction entre deux atomes. Alors là, c'est vraiment le fondamental fondamental. Après en vrai, en fin de L1, s'ils savaient tous faire un diagramme d'orbitales moléculaires, ce serait cool.

JV: [00:18:07] Et le calcul qu'il y a derrière ?

U6: [00:18:09] Pas forcément, mais au moins savoir comment les orbitales de base s, p, d, par exemple, interagissent. Ce qu'on peut avoir comme type de recouvrement et ce que ça implique en termes de, on va dire, d'énergie de liaison et de propriétés. Ça, ça serait vraiment bien.

JV: [00:18:27] Merci beaucoup. Et tu peux rapidement dire dans quel type de laboratoire tu travailles et sur quoi porte ta recherche.

U6: [00:18:35] Alors je suis donc directeur de recherche au CNRS. Je travaille dans un laboratoire multidisciplinaire où il y a dix groupes de recherche dont les thématiques vont de la chimie à l'astrochimie, la chimie théorique, les analyses jusqu'à la synthèse organique. Je fais partie d'un groupe de synthèse organique et je m'occupe plus particulièrement de la chimie du bore, autour de l'atome de bore, la formation de liaison carbone-bore, l'utilisation de dérivés du bore

JV: [00:19:01] Tu fais encore de la recherche ou du fait plutôt de l'administratif aujourd'hui ?

U6: [00:19:06] Alors on va dire que je fais de l'administratif, de la recherche, que je fais, du management de projets, etc. Mais je ne fais plus d'expériences. Ça fait une bonne dizaine d'années que je n'ai pas touché un ballon. Mais après, c'est le métier qui veut ça. Maintenant, je manage les étudiants qui font des expériences.

JV: [00:19:28] Merci d'avoir accepté cet entretien.

Annexe 10 : transcription de la séance de cours de EC1

Épisode 1 0,0% > 1,4% [Transition]

[Ok donc on commence le chapitre 5. Ce chapitre 5, vous voyez son intitulé, c'est la liaison chimique du modèle de Lewis au modèle quantique. Donc il va y avoir deux grosses parties dans ce chapitre. Une première partie qui va reposer sur le modèle de Lewis, et on va changer l'ordre par rapport au fascicule de travaux dirigés. Donc nous on va commencer par le chapitre 5 de votre fascicule d'exercices, sur le modèle de Lewis et la géométrie des molécules associée. Et puis après on passera au chapitre, au deuxième et euh à la deuxième partie. Donc ici, il y a une erreur, c'est petit 2. Ce sera le modèle quantique et on travaillera avec le modèle des orbitales moléculaires. Donc on reviendra sur les orbitales mais ça sera plus les orbitales pour les atomes, ce sera les orbitales pour les molécules.

Épisode 2 1,4% > 2,4% [Registre des modèles]

Donc on va commencer par un modèle simplifié de la nature de cette liaison chimique, on verra un certain nombre de limites associées à ce modèle là et ce qui nous fera basculer vers le modèle quantique et ce qu'on appelle les orbitales moléculaires. Donc chapitre 5, liaison chimique, j'écris tout. Hop hop hop, donc du modèle dit de Lewis au modèle quantique. Et première partie, donc le modèle de Lewis et la géométrie des molécules. Alors pour l'instant vous écrivez juste le sigle on en reparlera un peu plus tard, VSEPR. On verra ce que ça signifie. Et puis ben on va commencer logiquement par le modèle de Lewis].

Épisode 3 2,4% > 3,5% [Registre des modèles]

Alors oui si vous prenez le fascicule, il a une couverture mais en fait aussi ça sert à rien. Ici vous avez sa photo, donc c'est un chimiste américain qui a vécu dans la première moitié du 20ème siècle comme vous le voyez. Donc ce modèle qu'on va présenter a été proposé par Gilbert Lewis. On va commencer par la définition de ce modèle et ce modèle, on va euh vous allez voir on va beaucoup utiliser la configuration électronique et les propriétés du tableau périodique. Donc c'est pour ça que ça me paraissait plus logique que ça arrive après le chapitre sur le tableau périodique]

Épisode 4 3,5% > 4,9% [Registre des modèles]

[La première définition, c'est sa définition de la liaison chimique qui est que la liaison chimique provient de la mise en commun de deux électrons de valence. Et voyez ici c'est dans le chapitre précédent, on a bien insisté sur la distinction entre les électrons de cœur et les électrons de valence ; bah ici on va réutiliser cela et finalement on va s'intéresser, c'est ce qui est dit ici, qu'aux électrons de valence (signale simultanément le document de cours distribué aux étudiants) .Ce sont ces électrons-là qui vont participer à la liaison chimique et qui vont être mis en commun pour former des liaisons chimiques dans le sens de Lewis, uniquement ceux-là. Donc tous les électrons de cœur on va les ignorer. Ces électrons de cœur resteront sur les atomes et ne seront pas partagés entre guillemets.

Épisode 5 4,9% > 7,9% [Registre des modèles]

Alors on aura plusieurs cas possibles qu'on verra dans les différentes formules qu'on on va construire au fur et à mesure. Alors dans cette liaison chimique, on aura plusieurs cas possibles. À savoir, chaque atome peut apporter un électron dans la liaison. Donc on a dit une liaison c'est deux électrons de valence. Donc dans le cas le plus simple, c'est dire : j'ai un premier atome qui va apporter un électron de valence, le deuxième atome qui va apporter un électron de valence et je vais avoir une mise en commun de ces deux électrons de valence pour former la liaison, ça c'est le premier cas. Le deuxième cas, mais peut être plus compliqué aujourd'hui, peut-être plus difficile à envisager aujourd'hui, mais on verra pourquoi c'est possible. Un autre cas, c'est que les deux électrons proviennent du même atome. Donc dans ce cas-là j'ai mes deux électrons de valence qui sont au départ localisés sur un atome, et cet atome va partager ses électrons pour former une liaison chimique avec un autre atome. Et donc cela signifiera que cet autre atome est capable d'accepter des électrons supplémentaires. On verra ça dans un certain nombre d'exemples ensuite. Ben là on a considéré le cas : une liaison, une liaison deux électrons de valence. Alors ensuite un atome, il peut être engagé dans plusieurs liaisons avec un ou plusieurs autres atomes. Et puis dernière chose, un atome a aussi le droit de garder des électrons et des doublets d'électrons donc il peut garder des électrons et ne pas les mettre en commun. On aura alors ce que l'on appelle le plus souvent euh // Il gardera des doublets d'électrons, des paires d'électrons et on aura des doublets non liants. Donc c'est une paire d'électrons, deux électrons.

Épisode 6 7,9% > 9,1% [Registre des modèles]

Et donc ce schéma de Lewis, il va représenter l'ensemble de ces liaisons telles qu'elles ont été définies ici, c'est à dire l'ensemble de ce que l'on appellera des paires liantes, donc l'ensemble des liaisons c'est à dire les paires liantes et l'ensemble des paires non-liantes, c'est à dire les doublets. Donc ça, ce sera dans le cas où vous avez des molécules avec un nombre pair d'électrons d'accord et si vous avez des électrons célibataires, on va également les représenter. Je le mets entre parenthèses parce que ça ne sera pas le système le plus commun, c'est pas ce qu'on regardera le plus chez Lewis. Les électrons célibataires seront également représentés sur le schéma de Lewis de la molécule.

Épisode 7 9,1% > 9,8% [Registre empirique] [Registre des modèles]

Comment est-ce qu'on appelle une molécule neutre avec des électrons célibataires ? Non ? Des molécules très réactives qui font du mal à la peau dans les pubs pour les cosmétiques et à la télé. ? (Pas de réponse de la part des étudiants) . Parce qu'ils sont très réactifs, les radicaux // les radicaux libres. Donc les molécules avec des électrons célibataires ce sont des radicaux.

Épisode 8 9,8% > 10,0% [Registre des modèles]

Alors par contre, ce schéma ne fournit pas d'indications // tel quel, le schéma tout seul ne fournit pas d'indications sur la géométrie de la molécule]

Épisode 9 10,0% > 10,5% [Transition]

Alors on va maintenant regarder des exemples parce que c'est vraiment ça qui va plus vous parler et puis après on verra des règles générales pour trouver les formules de Lewis, puis bien évidemment, comme toute règle on verra qu'on a un certain nombre d'exceptions.

Épisode 10 10,5% > 16,2% [Registre des modèles]

Des exemples, maintenant on passe au système moléculaire. Donc on a franchi un cap on considère la molécule H₂, et on nous demande de donner le schéma de Lewis associé à cette molécule ; et sur ce schéma de trouver donc l'ensemble des liaisons des paires liantes et des paires non liantes. Alors comment est-ce qu'on va procéder ? La molécule de H₂, le dihydrogène, est formée par deux atomes d'hydrogène. Rien de très révolutionnaire là-dedans. On va réutiliser ce qu'on vient de voir jusqu'à présent. La configuration électronique de l'hydrogène c'est 1s¹ et si je représente ça sous forme de cases quantiques pour ma valence, je sais que j'ai uniquement la case 1s à considérer avec un électron dedans (écrit au tableau la configuration électronique de H et représente une case quantique avec un électron de spin +1/2) . Même chose pour mon autre atome d'hydrogène c'est 1s¹. Et puis au niveau de la valence, j'ai juste la case quantique orbitale 1s qui est une orbitale de valence et je vais avoir un électron dans cette orbitale 1s. Donc maintenant comment est-ce que je vais représenter ça sous forme euh // en me basant sur la logique du schéma de Lewis. Ici je vois que mon atome d'hydrogène, c'est un hydrogène avec un électron célibataire, je le représente comme ça (dessine le symbole de l'atome d'hydrogène avec un point symbolisant l'électron). C'est cet électron-là, il est tout seul il est pas apparié et l'autre électron c'est l'autre hydrogène. C'est exactement la même chose il a un électron ici célibataire qui est dans l'orbitale 1s. Donc voilà mon premier atome d'hydrogène, voilà mon deuxième atome d'hydrogène. Maintenant je regarde la molécule // quand je forme cette molécule H₂, j'ai un premier atome d'hydrogène et j'ai un deuxième atome d'hydrogène. Qu'est-ce-que je vais avoir ? Ben je vais avoir une mise en commun de ces deux électrons de valence pour former une liaison chimique. Et donc ici mes deux électrons vont venir s'apparier pour former une liaison et donc ici ce que je vais obtenir // je vais obtenir un atome d'hydrogène, l'autre atome et les deux atomes sont liés par une liaison qui correspond à un doublet d'électrons. Donc mes deux électrons ici sont mis en commun pour former ma liaison chimique (dessine au tableau les deux atomes d'hydrogène reliés par un trait avec les deux électrons représentés au centre du trait par des points) . Dans l'idée du schéma de Lewis (question inaudible d'un étudiant) . Non ce n'est pas encore le schéma de Lewis, donc là c'est juste pour vous montrer un doublet, il faudra bien se souvenir à chaque fois que ce soit liant ou non liant, il y a deux électrons dedans (réponse à l'étudiant) . Donc la formule de Lewis associée, ça sera H un doublet H (représentation simultanée au tableau) Donc c'est ça la formule de Lewis pour le dihydrogène et bien sûr rappelez-vous ce symbole-là signifie que j'ai eu la mise en commun de mes deux électrons, chaque électron venant dans ce cas-là d'un atome. Un électron vient de chaque atome qui fournit un électron, donc on est dans le premier cas qu'on a vu tout à l'heure. Donc dans ce doublet, ici doublet liant, j'ai un électron qui venait de cet atome, un électron qui venait de l'autre atome ; ça c'est la formule de Lewis de H₂.

Épisode 11 16,2% > 22,9% [Registre des modèles]

[On continue dans les exemples avec H₂O. Donc H₂O, vous avez deux atomes d'hydrogène, un atome d'oxygène. Alors les atomes d'hydrogène on a déjà vu ça ici tout à l'heure, vous avez un premier atome d'hydrogène, un deuxième atome d'hydrogène, le H point (représenté au tableau) vient de la configuration électronique qui nous a montré que vous aviez un électron célibataire dans la case. Maintenant pour l'oxygène, pareil ; on fait comme tout à l'heure on donne sa configuration électronique 1s²2s²2p⁴. Je prends que la valence (entoure les électrons de valence), seuls ces électrons peuvent participer à la formation de liaison // donc 2s²2p⁴. Donc dans la case 2s, j'ai 2 électrons et dans la case 2p, 4 qui vont s'organiser (représente les cases quantiques en les remplissant avec des flèches symbolisant le spin des électrons). Alors mon atome d'oxygène comment je vais le représenter ? Bah je vois ici que j'ai comme tout à l'heure, 2 électrons célibataires et puis j'ai ici une paire d'électrons. Ces deux électrons sont appariés donc ils vont former un doublet. Je mets des petits points pour bien comprendre pour le moment, pour représenter les électrons (représente le symbole de l'oxygène avec les électrons représentés par des points). // ça c'est une paire d'électrons qui va venir sur notre atome d'oxygène, c'est les deux électrons qui sont dans la case 2s, et de la même façon vous avez deux électrons dans la case 2p. Donc ici vous avez un doublet d'électrons sur l'atome d'oxygène et un autre doublet d'électrons sur l'atome d'oxygène et deux électrons célibataires. Donc votre atome d'oxygène a priori il peut former combien de liaisons ? (Plusieurs étudiants : 2). D'accord. Et ce sera un atome d'oxygène neutre, et il pourra former deux liaisons. Donc du coup maintenant on a notre atome d'oxygène, on a nos 2 hydrogènes et on veut regarder à quoi ressemble le schéma de Lewis de la molécule d'eau. Donc je représente de la même façon (les symboles de Lewis des atomes) puis on organisera les choses après. J'ai pris ici les deux hydrogènes, l'oxygène et deux doublets et deux électrons célibataires. Vous voyez ici que je vais pouvoir avoir formation d'une liaison par mise en commun de ces deux électrons de valence et d'une liaison ici par mise en commun des électrons de valence. Donc là j'aurai une première liaison qui provient du fait que l'oxygène donne un l'électron, l'hydrogène donne un électron et une autre liaison là, où, de la même façon, l'oxygène donne un électron et l'hydrogène un électron (relie les électrons célibataires entre les atomes). Donc conclusion, votre formule de Lewis comment est-ce que vous allez la représenter ? Alors là on va essayer de la représenter de façon que ça soit // à ce que cela soit un peu plus harmonieux pour les yeux. Donc généralement on représente notre atome d'oxygène comme ça vous verrez un peu plus tard que la représentation que je vais vous donner est pas innocente non plus. De façon générale, on représente les deux doublets sur cet atome d'oxygène, ces deux-là, on les met comme ça (dispose les deux dnl sur l'atome O). Et puis après on représente nos deux liaisons sous cette forme ici (Ecrit les deux dl). Donc voilà la représentation ; ça c'est le schéma de Lewis de la molécule d'eau. Vous vous souvenez bien qu'une représentation / un trait entre guillemets c'est un doublet d'électrons. Donc conclusion, dans ce schéma de Lewis, vous voyez que vous avez deux liaisons : ce sont les deux liaisons qui sont en vert // à chaque fois mise en commun de deux électrons de valence et vous avez deux doublets non liants qu'on va appeler des dnl / doublets non liants sur

l'oxygène. Ici ils sont sur l'oxygène non pas sur l'hydrogène. Ils sont localisés et ils proviennent de la structure électronique de votre atome d'oxygène. On continue avec encore les exemples.

Épisode 12 22,9% > 24,8% [Registre des modèles]

Pour O₂, qu'est-ce-qu'on a ? On a un atome d'oxygène et un autre atome d'oxygène face à face, d'accord. Donc on a vu tout à l'heure, en utilisant la configuration électronique, on a vu que pour chaque atome d'oxygène j'ai deux doublets non liants et deux électrons célibataires qui peuvent former des liaisons. Donc j'ai un premier atome d'oxygène, je mets face à lui un deuxième atome d'oxygène, j'ai juste changé la disposition, mais ça je peux la changer comme je veux. Ici, c'est juste une représentation schématique et je vois ici que je peux former une liaison et une autre liaison (relie les points). Donc, conclusion au niveau de ma molécule de dioxygène / le schéma de Lewis, bah vous allez avoir un premier atome avec deux doublets non liants qui est lié à l'autre atome d'oxygène par deux liaisons et l'autre atome d'oxygène a lui aussi deux doublets non liants // ça c'est le schéma de Lewis de O₂ et au total vous avez deux liaisons. Et combien de doublets non liants sur chaque atome ? Quatre, deux sur chaque atome, et ça, c'est une liaison double (dessine le schéma de Lewis au tableau)

Épisode 13 24,8% > 32,9% [Registre des modèles]

Un dernier exemple, le méthane. On a déjà défini pas mal certaines briques on ne va pas tout recommencer à chaque fois. Donc ici on a quatre atomes d'hydrogène, donc et on sait déjà que les atomes d'hydrogène viennent chacun avec un électron de valence // Et j'ai un atome de carbone. Alors là on n'a pas travaillé encore avec l'atome de carbone. Donc on va refaire sa configuration électronique, ses cases quantiques et puis on va essayer de réfléchir par rapport à ce qu'on connaît sur cet atome de carbone. Alors mon atome de carbone, sa configuration électronique de valence est 2s²2p². Ici j'ai deux électrons deux s et puis deux p j'ai aussi deux électrons (dessine les cases quantiques). Si je considère cette configuration électronique comme ça, votre atome de carbone il peut faire combien de liaisons ? 2. Et qu'est-ce que vous savez sur l'atome de carbone ? Il en fait 4. Donc pour cet atome de carbone il va se passer quelque chose qui explique la formation des 4 liaisons, à savoir qu'ici on va passer par un état excité. On va accepter ça pour le moment. Vous allez avoir l'électron 2s qui va basculer vers la 2p. Donc notre atome de carbone pour sa valence, pour interpréter la formation liaison, on va considérer qu'il y a un électron dans la 2s et trois électrons dans la 2p. (Question inaudible d'un.e étudiant.e qui visiblement ne comprend pas). Si tu as ça, comme ça dans ton carbone (pointe les cases quantiques préalablement dessinées au tableau), il a deux électrons célibataires. Tu sais que si le carbone a deux électrons célibataires alors il peut faire une liaison, deux liaisons, c'est tout. T'as vu depuis toute petite que ton carbone il a quatre pattes et il peut former ses quatre liaisons. Donc comment est-ce qu'on peut expliquer qu'il peut former ses quatre liaisons ? Il peut former ses quatre liaisons si cet électron-là bascule ici (désigne un électron de la case quantique 2s et une case quantique 2p vide). Ok en basculant ici, notre carbone a cette configuration au niveau de ses cases quantiques (Représente une nouvelle répartition des électrons dans les cases quantiques). Donc à ce moment-là le carbone va avoir un électron, deux, trois, quatre électrons célibataires et il

pourra former ses quatre liaisons (Représente un nouveau symbole de Lewis de l'oxygène, en accord avec les cases quantiques qui viennent d'être redessinées) . Donc là on aura quatre liaisons possibles. (Question inaudible d'un étudiant qui s'interroge vraisemblablement sur la réponse à donner à un examen si la configuration électronique du carbone est demandée) . Si on vous demande la configuration électronique de l'atome de carbone c'est ça. Ce sera toujours ça, ça bouge pas (pointe la configuration électronique fondamentale précédemment écrite) . Ici pour expliquer nos formations de liaison et vous reviendrez là-dessus un peu plus tard dans vos études, on va considérer pour la liaison chimique que notre électron 2s bascule dans les orbitales 2p, et à partir de là on aura carbone qui pourra former ses quatre liaisons. Mais si on vous demande sur le tableau périodique des exercices sur la configuration électronique du carbone c'est ça. Ce n'est pas une exception. Donc c'est uniquement ici, quand on va raisonner par rapport à la liaison chimique et vous verrez ce principe là un peu plus tard. Voilà ce qu'il se passera au niveau de l'atome de carbone. Donc conclusion on branche toutes les pièces du Lego / on a un atome de carbone et quatre hydrogènes à côté. Notre schéma de Lewis nous dit // donc je commence par mettre mes éléments, donc mes atomes les uns à côté des autres en représentant pour chaque atome les électrons célibataires et les doublets non liants, et après je forme mes liaisons éventuelles en essayant de voir s'ils peuvent mettre en commun leurs électrons célibataires. Donc j'ai mon carbone, autour de ce carbone j'ai quatre atomes d'hydrogène, avec chaque atome d'hydrogène, un électron célibataire. Bah je vois ici que je peux créer une liaison entre cet hydrogène et ce carbone. Donc je mets en commun ces deux électrons de valence, ça me fait une liaison selon Lewis. Une liaison ici, une liaison là et une liaison là. Donc au final ma formule de Lewis / le schéma de Lewis c'est le carbone avec quatre liaisons et ces liaisons le relie // chaque liaison relie l'atome de carbone à un atome d'hydrogène. Donc ça c'est le schéma de Lewis du méthane (relie les électrons célibataires entre eux puis représente le schéma de Lewis) . Dans le schéma de Lewis, il n'y a pas la géométrie et on a quatre liaisons dans ce cas, quatre doublets liants, quatre liaisons.

Épisode 14 32,9% > 37,6% [Registre des modèles]

[Du coup, si vous prenez le tableau périodique, on va juste essayer de réfléchir un petit peu. On a vu finalement que ce que l'on faisait intervenir au niveau de ce schéma de Lewis ben on regardait les configurations électroniques et on réfléchissait par rapport aux configurations électroniques et aux cases quantiques. Donc pour l'instant, nous on a travaillé avec l'hydrogène et on a travaillé avec le carbone, l'oxygène et on a vu que l'hydrogène seul ça provient de sa configuration / la configuration électronique de sa couche de valence c'est ça. On a vu que le carbone c'est ça, et on a vu l'oxygène aussi (représente les symboles de Lewis des éléments des deux premières périodes du tableau) . En utilisant les propriétés des familles chimiques, le lithium, comment est-ce qu'il va intervenir dans le schéma de Lewis ? Comme l'hydrogène, je vais avoir un petit point (dessine Li avec un point) . Le sodium qui est juste en dessous, pareil (dessine Na avec un point) . Même chose si je prends les éléments qui sont dans la colonne du carbone, alors le silicium du coup comme le carbone il pourra former combien de liaisons ? Quatre. Ils ont la même configuration électronique de la couche de

valence donc ce sera la même chose sauf qu'ici ce sera des électrons non pas de la couche $n = 2$ mais de la couche $n = 3$. Le soufre par rapport à l'oxygène, la même chose : deux doublets non-liants et deux électrons célibataires. Il pourra former a priori deux liaisons // alors de la même façon si on raisonne par rapport au fluor qui est juste après l'oxygène, combien je vais avoir de doublets non liants ? Combien d'électrons célibataires ? Trois doublets non liants et un électron célibataire qui pourra former une liaison. Donc ici c'est un halogène ; le fluor peut former une liaison, le chlore pareil ensuite (poursuis la représentation de symboles de Lewis tout en complétant ce qui s'apparente à un tableau périodique) . Si on part euh si on a connaît l'oxygène // l'azote a trois électrons célibataires qui pourront former des liaisons, le phosphore pareil. Ensuite le bore, alors euh oui. Oui on verra ça dans les exemples tout à l'heure je suis en train de réfléchir. Oui on reverra ça on en reparlera. Effectivement il peut former 3 liaisons et l'aluminium pareil. Et on complétera ça ; ça c'est des exercices. C'est des éléments un peu particuliers (désignant le bore) et puis on aura le béryllium et le magnésium pareil on verra plus tard., parce que ce sont aussi des éléments particuliers. Normalement vous avez un doublet non liant et en fait on a une explosion des doublets on reverra ça ; mais eux aussi peuvent former deux liaisons. On verra ça un peu plus tard.

Épisode 15 37,6% > 38,7% [Registre des modèles]

Et au niveau du néon et de l'argon en fait, qu'est-ce-que j'ai pour chaque gaz rare ici ? Ils ont que des doublets non-liants et ils en ont combien chacun ? quatre, donc ils ont quatre paires d'électrons, huit électrons qui les entourent et eux ne peuvent pas former de liaisons. Même chose l'argon, un doublet, deux doublets, trois doublets, quatre doublets // ça correspond ici à l'octet. Si je prends le néon on a le remplissage des 2s et des trois cases 2p, donc il y a quatre doublets non-liants, lui aussi à quatre doublets non-liants et ils ne peuvent pas former de liaison, il n'y a pas d'électrons célibataires ici.

Épisode 16 38,7% > 39,4% [Registre des modèles]

Donc vous voyez ici, déjà à partir du tableau périodique et la configuration électronique, on arrive à voir combien chaque atome a autour de lui // combien autour de chaque atome on a de doublets non-liants et combien y a d'électrons célibataires et donc de liaisons qu'on peut potentiellement former. Donc ici 1, 2, 3, 4, 3, 2, 1 et 0 (désigne un tableau avec les éléments présentés en exemple)

Épisode 17 39,4% > 40,7% [Transition]

Alors ensuite autre chose qu'on va voir pour former les formules, pour obtenir les formules de Lewis. On a vu jusqu'à présent que des cas simples mais vous allez voir que ça va être de plus en plus compliqué. Il y a plusieurs solutions possibles que déjà on a considérées. Moi je vous ai donné à chaque fois l'arrangement sans vous le dire. Je vous ai dit l'oxygène est au milieu et je mets autour de lui les deux hydrogènes. On vous donnera pas forcément la structure moléculaire. Donc il faudra essayer de réfléchir à ça et puis même en vous donnant la structure, il y aura encore possiblement plusieurs structures, plusieurs structures de Lewis

possibles qui seront justes ou pas et on va regarder des règles qui vont nous permettre de dire comment obtenir ces structures.

Épisode 18 40,7% > 42,1% [Registre des modèles]

[Alors on va commencer, petit c, la détermination des structures de Lewis. Et on va revoir la règle de l'octet qu'on a déjà vue la semaine dernière. Donc on va juste la rappeler rapidement, on l'a vue. Donc ce qu'on avait dit // je vous le dicte, c'est que la stabilité maximale d'une molécule, donc la stabilité maximale d'une molécule est obtenue quand chaque atome de la deuxième ou troisième ligne, uniquement ces atomes-là, est entouré par quatre paires d'électrons, c'est à dire huit électrons. Donc c'est la règle de l'octet et je vous rappelle qu'on avait vu la règle du duet qui marche pour l'hydrogène et l'hélium. Je la note pas ici. Pour l'hélium et l'hydrogène, lui va chercher à s'entourer de deux électrons uniquement // être entouré par deux électrons.

Épisode 19 42,1% > 43,9% [Registre des modèles]

Alors si vous regardez cette règle, pour vérifier la règle de l'octet, vous prenez ici ce premier atome d'oxygène (représente le schéma de Lewis de O₂). On repart avec notre exemple de O₂. Vous voyez que ce premier atome d'oxygène là est bien entouré par quatre paires d'électrons, il a deux doublets non-liants et cet atome d'oxygène également participe à deux liaisons. Donc si je prends celui-ci j'ai bien quatre paires d'électrons, 1, 2, 3, 4. Donc il est bien entouré par huit électrons, octet, Huit électrons. De la même façon sur cette molécule-là (représente un schéma de Lewis d'une autre molécule de O₂ et fait le décompte d'électrons sur l'autre atome d'oxygène), pareil je prends pas cet atome d'oxygène, je prends l'autre et si je prends l'autre atome d'oxygène je vois que lui aussi est entouré par une paire, deux paires, trois paires, quatre paires d'électrons. Donc il est entouré par deux paires non liantes et deux liantes. La règle de l'octet est bien respectée pour chacun des atomes dans la molécule de O₂]

Épisode 20 43,9% > 44,7% [Registre des modèles]

[Bien évidemment il existe des exceptions à cette règle ce ne serait pas drôle. Il existe des molécules stables dans lesquelles les atomes s'entourent de plus ou moins paires d'électrons ; alors les composés qui vont être entourés par moins que quatre paires d'électrons on les appellera les composés hypovalents et ceux qui ont plus que quatre paires d'électrons, d'après vous comment vous les appelez ? (pas de réponse) Hypervalents. Et on va finir par ces exemples]

Épisode 21 44,7% > 50,4% [Registre des modèles]

Aujourd'hui alors on va traiter justement le cas du bore. Je vous avais dit on va faire un petit exercice dessus. Lui c'est un cas particulier le bore. Euh BH₃ a priori vous voyez, on a formation de 3 liaisons entre le bore et les hydrogènes, et puis ben on va essayer de voir cet atome de bore s'il respecte la règle de l'octet ou pas. Donc je prends l'atome de bore et je prends sa configuration électronique, c'est 1s² 2s² 2p¹, même chose que précédemment, comme pour le carbone, si je prends sa valence, j'ai deux électrons dans la case 2s, j'ai un électron dans la

case 2p (représente les cases quantiques) . Ici mon bore il ne pourrait former qu'une seule liaison et je vois qu'ici il va s'entourer par trois hydrogènes. Donc en fait ce qui va se passer c'est comme pour votre atome de carbone, vous allez avoir un électron 2s qui va passer dans la case 2p, vous verrez ces raisons un peu plus tard. Pour l'instant, nous on dit juste il a besoin de 3 liaisons. Comment est-ce-qu'il peut former ces 3 liaisons ? Avec les cases quantiques, qu'est-ce-que je sais jusqu'à présent ? La seule possibilité c'est que son électron 2s passe dans la case 2p (représente la nouvelle répartition des électrons dans les cases quantiques) . Et donc ici j'ai mon atome de bore mais comment je le représente. Ben j'ai vu tout à l'heure dans le tableau, j'ai 3 points c'est à dire mes 3 électrons célibataires, mais je vois que j'ai aussi une caractéristique, c'est qu'il a une case vide. Donc mon bore a trois électrons célibataires qui vont pouvoir être engagés dans trois liaisons. En plus, il y a une case où il y a rien du tout. Donc du coup quand je vais mettre face à lui, eh bien les trois atomes d'hydrogène, je vais donc avoir mon bore avec sa case vide et ses trois électrons célibataires et face à lui donc, j'ai trois atomes d'hydrogène, H point (Répété 3 fois) . Et donc là-bas je vais avoir formation de mes 3 liaisons (relie les électrons du bore à ceux des atomes d'hydrogène) . Donc au final la formule de Lewis du bore, BH₃ plutôt, eh ben ça sera le bore et généralement on représente la case vide, parce qu'en fait, ici il y a de la place pour accueillir des électrons avec cette case vide. Donc c'est bien de la représenter / ça a beaucoup d'intérêt pour la suite vous verrez, ça peut devenir un anion. Exactement. Et on verra il y a des molécules qui vont pouvoir lui donner, on verra ça dans des exemples, des doublets non liants et on en parlera un peu plus tard. Donc ça c'est la formule de Lewis du bore, de BH₃ pardon et vous voyez ici que vous avez uniquement pour le bore, il y a 3 liaisons. Donc ce bore, ici est entouré par trois doublets, donc il ne respecte pas la règle de l'octet. C'est un composé hypovalent. J'ai 3 doublets, trois paires d'électrons autour du bore, alors la règle n'est pas respectée pour le bore. Après, chaque atome d'hydrogène est bien impliqué a bien un duet, a bien une paire d'électrons autour de lui. Donc les hydrogènes c'est bon, pour les hydrogènes eux ils cherchent à avoir un doublet, pas 4, un seul. Donc chaque atome d'hydrogène respecte bien la règle du duet pour lui. Par contre le bore pour respecter la règle de l'octet il lui faudrait quatre paires d'électrons et il n'en a que trois.

Épisode 22 50,4% > 50,7% [Transition]

Donc la règle n'est pas respectée pour le bore et je vous donne deux autres exemples, cette fois de composés hypervalents et on fera un exercice après sur ces composés hypervalents, et on verra d'où vient cette hypervalence]

Épisode 23 50,7% > 54,0% [Registre des modèles]

Donc là c'est un composé hypovalent, il a moins que quatre paires d'électrons. Des exemples de composés hypervalent PCI₅ et je vous donne directement la formule de Lewis sans vous expliquer. On verra ça après dans les exercice. D'Onc PCI₅ lui, voilà sa formule (représentée au tableau) . Alors, chaque atome de chlore, vous faites bien attention, est entouré par trois doublets non liants, et c'est le phosphore qui lui a cinq liaisons, cinq doublets autour de lui, donc la règle de l'octet n'est pas respectée pour le phosphore c'est un composé hypervalent.

Un autre c'est SF₆ (représenté au tableau). [Question étudiant : est-ce-qu'on met des charges ?] Non il n'y a pas de charges ou on verra ça juste après. On reprendra le calcul, on reprendra tous les exemples, pour l'instant il y a pas et on refera pour montrer qu'il n'y a pas de charges. donc SF₆ ; lui aussi, bah le soufre là-dedans / donc vous faites bien attention pareil, le fluor c'est comme le chlore. Ce sont des halogènes et eux respectent bien la règle de l'octet. Donc pour chaque fluor vous avez trois doublets non liants et une liaison d'accord. Donc tous les fluors respectent la règle de l'octet. Celui qui ne respecte pas la règle de l'octet c'est le soufre, et lui a 6 liaisons, 6 doublets d'électrons autour de lui et on verra, c'est un exercice ici pour expliquer d'où vient cette hypervalence. Une chose quand même. L'hypervalence, ce sera uniquement pour les atomes de la troisième ligne, donc uniquement à partir des atomes de la troisième ligne du tableau périodique. Donc par contre ça veut dire que le carbone, vous ne verrez jamais un carbone à cinq pattes ça vous le savez depuis longtemps. Donc l'hypervalence ce ne sera pas possible pour les atomes de la première et de la deuxième ligne, uniquement à partir des atomes de la troisième et on continuera donc jeudi avec les charges]

Épisode 24 54,0% > 56,4% [Transition]

Donc révisez bien pour demain, vous pensez bien à être bien bien bien précis sur les explications, allez au bout de vos formulations. Précis pas flou dans vos propos. Vraiment. De toute façon vous savez bien M. Attouche, ça sera pareil au niveau de l'examen. Faudra être précis et aller au fond des choses bien s'exprimer etc. Pensez à la calculatrice. ça. C'est important. La fois passée on avait commencé à travailler sur le modèle de Lewis. On avait vu que dans ce modèle, donc si je reprends, on a représenté ce qu'étaient les paires liantes et les paires non liantes ou doublets liants et doublets non liants. On avait vu comment on pouvait représenter la distribution des doublets et des électrons pour des atomes seuls. Après on avait regardé au niveau de la détermination de ces formules de Lewis, bien que la stabilité maximale était obtenue quand on respectait soit la règle de l'octet soit la règle du duet pour l'hydrogène. On va l'utiliser aujourd'hui ; et on avait fini sur quelques exceptions à cette règle avec les composés hypovalents et puis les composés hypervalents, et on aura un exercice dédié sur c'est sur cette notion d'hypervalence. Et on verra pourquoi pour les atomes uniquement à partir de la troisième ligne on peut avoir des composés hypervalents. Donc ça c'était le petit c, tout ce qui était les déterminations de structures de Lewis.

Épisode 25 56,4% > 64,9% [Registre des modèles]

On va parler de charges formelles. Alors je vous rappelle il y a plusieurs cas ; les deux cas qu'on a vus la fois passée, et jusqu'à présent on a traité qu'un seul des cas, à savoir chaque atome apporte un électron. Donc un électron lors de la formation de la liaison. Donc tous les exemples jusqu'à présent que vous avez vus c'était ça. C'est à dire si je prends deux atomes A et B (dessine au tableau un atome A et un atome B avec chacun un électron célibataire représenté par un point) , on a vu que l'on avait la formation de la liaison avec un électron de chaque atome, et donc au final on avait formation d'une liaison entre A et B et un électron au départ était sur A un autre électron sur B. Donc globalement chaque atome est venu avec un

électron et qu'est-ce qu'il récupère après formation de la liaison ? Pour voir ce qu'il récupère, alors il va bien falloir faire attention après on verra, faut pas confondre avec la règle de l'octet. On prend chaque liaison et on coupe virtuellement cette liaison en deux et on regarde ce que récupère chaque atome. Et on voit que chaque atome était venu avec un électron il est maintenant impliqué dans une liaison et je sépare ici cette liaison et je regarde ma liaison. Je vois qu'ici l'atome A était venu avec un électron, l'atome A après formation de la liaison récupère un électron, l'atome B était venu avec un électron, après formation de la liaison il récupère un électron (pointe le dessin au tableau) Donc globalement il n'y a ni de perte ni de gain d'électrons que ce soit pour A ou pour B, donc il n'y aura pas de charge ; ça c'est le premier cas, jusqu'à présent on a toujours vu ça. Alors le deuxième cas, eh bien ce deuxième cas repose sur le fait que deux électrons sont apportés par le même atome, donc dans ce cas-là, qu'est-ce que l'on a ? On a A, et ce A a une case vide (représente A avec une case vide au tableau) , comme le bore qu'on a vu l'autre jour. L'autre cas, c'est que deux électrons soit apportés par le même atome, c'est lors de la formation de la liaison. Alors j'ai A qui a une case vide et j'ai B qui lui a un doublet non liant, donc c'est un doublet non liant (représente B au tableau avec un doublet non liant) . Ici il y a deux électrons, qu'est-ce qui va pouvoir se passer ? Eh ben c'est que finalement B va pouvoir partager ses électrons avec A et A, lui, a de la place entre guillemets pour pouvoir accueillir ces électrons. Donc on va avoir formation d'une liaison entre A et B. Mais maintenant ce n'est pas A qui est venu avec un électron, B avec un électron ; c'est B qui partage ses deux électrons avec A. Donc au départ j'ai zéro électron et ici j'ai deux électrons d'accord ? A vient sans électrons, B lui donne deux électrons lors de la formation de cette liaison. Après formation de la liaison, qu'est-ce que j'obtiens ? eh bien de la même façon que précédemment, je partage virtuellement les électrons de cette liaison là et je vois que A a maintenant un électron autour de lui et B a un électron autour de lui (représente les électrons par des points sur le doublet) Donc au niveau du bilan, ben je vois que A avait 0 électron et après formation de la liaison il a gagné un électron et B lui avait deux électrons qui provenaient de son doublet non liant. Il partage son doublet non liant avec A et maintenant lui n'a plus qu'un seul électron donc au bilan lui il perd un électron. Donc A gagne un électron, B perd un électron. Donc qu'est-ce qu'on va voir apparaître ? On va voir apparaître des charges. A va avoir quoi comme charge puisqu'il a gagné un électron ? Moins et B plus. Et votre molécule par contre elle est globalement neutre. D'accord vous avez une charge moins une charge plus, votre molécule est neutre. On était parti de deux atomes neutres et on récupère une molécule neutre mais on voit apparaître, eh bien ici que lors de la formation de la liaison A gagne des électrons et B en a perdu. Donc on voit apparaître ici des charges formelles (place les symboles – et + sur les symboles des atomes E et B) . Ce sont ça les charges formelles. Donc ces charges elles témoignent de la perte ou du gain d'électrons lors de la formation de liaisons. Alors quand vous avez ce type de liaison qui est formé d'après Lewis, vous avez ici B avec son doublet et qui va le partager avec A, et A faut qu'il ait de la place, une case vide pour pouvoir accueillir potentiellement mes électrons provenant de ce doublet, ici c'est ce que l'on appelle une liaison par coordinence. Donc vous avez la liaison par coordinence ça marche comme ça. Vous avez les deux électrons de B qui sont partagés et parfois, la liaison

par coordinence vous pourrez la trouver dans des livres où il y a une flèche pour la représenter. C'est ce que l'on appelle une liaison par coordinence (représente la flèche de B vers A)

Épisode 27 64,9% > 67,2% [Registre des modèles]

. Alors on va pouvoir mettre en place un processus qui va nous permettre de calculer la charge formelle d'un atome au niveau de la formule de Lewis. Et cette charge formelle il faudra la calculer de façon automatique, une fois que vous avez trouvé votre schéma de Lewis pour vérifier. Est-ce que vos atomes ils ont une charge nulle, ou est-ce-que vous avez vu apparaître la formation de charges due à des échanges d'électrons lors de la formation de cette liaison ? Donc pour calculer cette charge formelle, la charge formelle, on va la noter CF pour charge formelle. Pour chaque atome, pour un atome donné, ça se calcule atome par atome, la charge formelle ça correspond à quoi ? ça correspond au nombre d'électrons de valence moins le nombre d'électrons attribué à l'atome dans la molécule. Et on va regarder tout de suite ça dans des exemples pour que vous compreniez bien ce que ça signifie. Donc globalement c'est un bilan, à savoir combien est-ce-que l'atome a donné d'électrons lors de la formation de la molécule. Et puis combien est-ce-qu'il en récupère, combien est-ce-qu'on peut attribuer d'électrons à cet atome dans cette molécule. On va regarder ça sur un exemple, sur deux exemples et on il faudra bien faire attention à distinguer ça du décompte d'électrons concernant la règle de l'octet]

Épisode 28 67,2% > 72,2% [Registre des modèles]

[Alors deux exemples. Le premier exemple pour illustrer cette notion de charge formelle on va regarder le cyanure d'hydrogène. Donc sa formule de Lewis je vous la donne c'est H, C triple liaison N, donc on a trois atomes HCN (représentation du schéma de Lewis au tableau) . Pour chacun de ces atomes, ce qu'on va regarder c'est son nombre d'électrons de valence et le nombre d'électrons qu'il a autour de lui dans la molécule. Alors le nombre d'électrons de valence, mais ça c'est intrinsèque à l'atome, ça provient de sa configuration électronique. Donc ce sera toujours toujours la même chose, ça provient des configurations et on connaît déjà ce nombre d'électrons. Est-ce-que vous pouvez me dire l'hydrogène combien est ce qu'il a d'électrons de valence ? un ! le carbone ? non, 4 électrons, c'est $2s^2 2p^2$ et puis on avait vu la dernière fois que notre carbone, ici, sa configuration intervenait sous cette forme-là au niveau du schéma de Lewis, pour expliquer la formation des 4 liaisons. Donc on a 4 électrons de valence, tout ça ça sera toujours la même chose. L'azote il est juste après le carbone dans le tableau périodique, donc cinq. Il faudra vraiment que ça devienne un réflexe pour vous les nombres d'électrons de valence correspondant à chaque atome. Alors ça, ce sera toujours le cas, que vous ayez un carbone dans le méthane, dans le cyanure d'hydrogène, dans l'éthane, vous aurez toujours le même nombre d'électrons de valence. Après le nombre d'électrons autour de l'atome dans la molécule, là vous prenez la formule de Lewis et de façon arbitraire, vous considérez que pour chaque liaison, vous partagez les électrons entre les deux atomes impliqués dans cette liaison. Et vous regardez maintenant combien vous avez d'électrons autour de chaque atome (représente les électrons par des points dans chacun des doublets) . Alors si vous regardez bien votre atome d'hydrogène, vous voyez ici autour de lui un électron ;

vous prenez votre atome de carbone maintenant vous voyez que c'est un atome de carbone là. Autour de lui dans la molécule, il en a 1, 2, 3, et 4, donc lui a 4 électrons et enfin, l'azote dans cette molécule autour de lui j'en ai 1, 2, 3, 4 et 5. Et à partir de là, je calcule les charges formelles comme étant la différence entre le nombre d'électrons de valence pour chaque atome moins le nombre d'électrons qu'il récupère dans la molécule. Ce qui me fait 1 moins 1, 0, c'est la différence entre ça et ça ; 4 moins 4, 0, et 5 moins 5, 0. Donc ici mes charges formelles sont toutes nulles (calcul de la charge formelle pour chaque atome) . Donc chaque atome est venu avec un certain nombre d'électrons, il les a mis en commun, il les a mis dans le pot commun et finalement il récupère après formation des liaisons autant d'électrons qu'il a donnés. Donc globalement toutes les charges sont nulles]

Épisode 29 72,2% > 76,4% [Registre des modèles]

[Maintenant je vais regarder une autre molécule, le monoxyde de carbone. Alors on va admettre qu'on a trouvé la formule de Lewis, elle est comme ça (représente l'enchaînement des atomes à plat en positionnant tous les doublets liants et non liants mais sans les charges formelles) . On verra pourquoi elle est comme ça cette formule de Lewis et on va se focaliser sur le problème du calcul des charges formelles. Même chose on a deux atomes à considérer : le carbone l'oxygène. On doit considérer le nombre d'électrons de valence et le nombre d'électrons autour de l'atome dans la molécule et la charge formelle. Alors l'atome de carbone, ça et ça. Pareil je vous ai dit ça, ça dépend de l'atome uniquement et on aura toujours la même chose. Donc le carbone a combien d'électrons de valence ? 4. L'oxygène a combien d'électrons de valence ? 6. Et maintenant je regarde combien l'atome a d'électrons autour de lui dans la molécule. Donc même chose que précédemment je regarde toutes les liaisons, je les coupe de façon homogène (représente la coupure sur le schéma dessiné) et égalitaire et je regarde alors mon carbone. Il récupère combien d'électrons autour de lui ? 5. J'en ai 1, 2, 3, 4, 5 et l'oxygène en récupère combien autour de lui ? 5 aussi. Du coup, la charge formelle associée au carbone est moins 1. Prenez la formule ça fait (inaudible) plus 1. Euh donc moins 1, excusez-moi. Et pour l'atome d'oxygène on a combien ? plus 1. Donc du coup ici vous voyez que l'atome de carbone est venu avec quatre électrons de valence lors de la formation de la liaison, il récupère maintenant 5 électrons ce qui lui donne une charge formelle de moins 1 que je dois indiquer sur la formule de Lewis (rajoute les charges formelles) . Il a gagné un électron lors de la formation de la molécule. Et pour l'atome d'oxygène, on voit ici que de façon inverse cet atome d'oxygène est venu à 6 et avec 6 électrons, il en récupère uniquement 5 puisqu'il a donné l'autre à l'atome de carbone et du coup, on a maintenant une charge positive sur cet atome d'oxygène. Et ça c'est la formule de Lewis. La formule de Lewis elle doit faire apparaître ces charges. Donc si vous oubliez ces charges, cette formule n'est pas juste. Vous faites bien attention, il faudra s'imposer le calcul des charges formelles à la fin pour vérifier et bien savoir si on a eu des gains ou des pertes d'électrons lors des formations de liaisons. Voilà pour mon monoxyde de carbone]

Épisode 30 76,4% > 78,3% [Transition]

[Donc globalement on a tous les outils pour obtenir, pour trouver nos formules nos schémas de Lewis et on va mettre en place une démarche globale. Cette démarche globale elle est basée sur deux choses. On a vu un pour chaque atome, on connaît sa configuration électronique, son nombre d'électrons de valence et on a vu dans le tableau périodique, on a représenté ça, vous avez les briques élémentaires en quelque sorte qui vous disent : ben le carbone voilà comment il viendra avec ses quatre électrons de valence. Voilà l'oxygène, vous savez qu'il y a deux doublets non liants, deux électrons célibataires et que potentiellement il peut faire deux liaisons etc.. Donc vous avez toutes ces briques élémentaire. En plus de ça vous savez qu'il faudra bien vérifier à la fin que vous devrez calculer les charges formelles. Et la chose aussi essentielle qu'on a vu c'est la règle de l'octet. Les atomes dans les molécules cherchent à respecter cette règle de l'octet. Donc globalement si l'on met tout ça ensemble. on va passer au petit e. Donc ça c'était le d]

Épisode 31 78,3% > 96,9% [Registre des modèles]

La démarche globale pour la détermination des formules de Lewis. Alors cette démarche globale, vous prenez votre fascicule et on va suivre cette démarche. Elle vous est donnée ici. C'est la deuxième page blanche en haut là. Le schéma de Lewis par vous, une démarche simple pour sa construction. Est-ce-que tout le monde a un fascicule ? Alors on va suivre cette démarche avec la molécule de méthanol. Le méthanol c'est, CH_3OH . Donc le but du jeu, ben ça va être de déterminer cette formule de Lewis. En sachant, déjà vous savez, vous avez un atome de carbone, donc vous savez que le carbone il fait 4 liaisons, on a vu ça à partir de sa configuration électronique. Vous avez des atomes d'hydrogène. Vous savez que les atomes d'hydrogène ont un électron célibataire et ils peuvent potentiellement former une liaison. Et vous avez un atome d'oxygène et l'atome d'oxygène, vous savez qu'il y a deux doublets non liants et potentiellement cet atome d'oxygène peut former deux liaisons. Alors maintenant ce que l'on va faire, on peut déterminer uniquement à partir de la formule brute, eh bien le nombre de liaisons et le nombre de doublets non-liants qu'on va devoir trouver dans la formule de Lewis. Donc on va suivre la démarche. Première chose qu'il faut faire, on va calculer le nombre d'électrons de valence. Et ce nombre d'électrons de valence on note ça., NV nombre d'électrons, c'est le nombre d'électrons de valence total pour toute la molécule. Donc on fait la somme des électrons de valence de tous les atomes comme on vous dit et on verra des exemples où il faudra faire attention, si on est dans l'exercice on verra, ça si on a un anion ou si on a un cation. Alors ici, on prend la formule et on calcule. Donc on a un atome de carbone, il vient avec combien d'électrons de valence ? 4. Ensuite j'ai trois atomes d'hydrogène qui viennent avec combien d'électrons de valence chacun ? Un seul. Oui on fait la somme totale, donc comme chaque atome d'hydrogène vient avec un électron, au total on en a 3. Donc ça c'est pour le carbone, ça c'est pour l'hydrogène et on a 3 atomes d'hydrogène. Ensuite l'oxygène, combien d'électrons de valence ? 6. Et enfin j'ai encore un hydrogène, un seul. Donc au total ça vous en fait combien ? 14. $4 + 3 + 6 + 1$ vous avez 14 électrons de valence donc le NV est égal à 14. Ça c'est la première chose que l'on doit calculer dans la démarche. Deuxième chose., on va calculer le nombre d'électrons nécessaires pour respecter la règle de l'octet. Donc c'est le nombre d'électrons nécessaires pour que la règle de l'octet ou du duet

dans le cas de l'hydrogène soit respectée pour chaque atome. Et ça, on appellera ça NO. Alors le carbone, pour que la règle de l'octet soit respectée, combien ce qui doit avoir d'électrons autour de lui ? Donc le carbone a besoin de 8 électrons. L'hydrogène 2, et l'oxygène 8. Donc ça ce sera toujours la même chose donc du coup globalement pour notre molécule, bah j'ai un atome de carbone, je suis la formule brute. En plus j'ai trois atomes d'hydrogène, plus un atome d'oxygène qui a besoin de 8 électrons, plus un autre atome d'hydrogène qui a besoin d'un électron d'accord. Ça, ça correspond au carbone, ça ça correspond à l'hydrogène. J'ai suivi la formule brute ; ça l'oxygène et ça l'hydrogène (pose le calcul de NO au tableau) . Et là j'ai trois atomes d'hydrogène. Donc globalement j'ai besoin de combien d'électrons pour que la règle de l'octet soit respectée ? J'ai besoin de ces deux ici. Donc ça vous en fait combien ? Ça vous fait 22. Vous avez besoin de 22 électrons pour que la règle soit respectée. Non. Maintenant on reprend (passage inaudible ou un étudiant fait remarquer une erreur de calcul) . Donc Ici, on a un nombre d'électrons, le nombre de l'octet NO égal à 24. On continue la démarche. Donc là si vous suivez bien le transparent ici, on a bien calculé le NV. On a bien calculé le NO, sans faire comme moi des boulettes sur le calcul mental et en faisant bien attention, l'hydrogène, lui, a besoin de deux électrons pour respecter la règle du duet. Alors maintenant, on fait la différence entre ces deux nombres, et en divisant par deux on obtient ainsi le nombre de liaisons. Donc la troisième étape, ça va être de calculer le nombre de liaisons, c'est à dire le nombre de paires liantes et là c'est ce qu'on appelle le NL, nombre de liaisons et le nombre de liaisons, eh bien c'est en fait le nombre d'électrons nécessaires pour respecter la règle de l'octet moins le nombre d'électrons de valence le tout divisé par deux. Ceci est à savoir. Donc ce qui vous fait, dans notre exemple, le NO où on avait trouvé 24, moins le nombre d'électrons de valence le NV, 14 divisé par 2. Donc ce qui vous fait combien de liaisons ? 5 liaisons. Donc à partir de là, ce n'est pas forcément indiqué dans la démarche, mais vous pouvez aussi calculer le nombre de doublets non-liants. Alors deux choses qu'on peut calculer, on peut calculer le nombre total de doublets et c'est ce qu'on va vous demander dans l'exercice. C'est ce que je viens de regarder, c'est ce qu'on vous demande dans l'exercice. On va d'abord définir ça, le nombre total de doublets, le nombre total de doublets, ça veut dire les liaisons et les doublets non-liants, les paires liantes et les paires non-liantes. Ce nombre de doublets on note ND, et ND c'est juste le nombre d'électrons de valence divisé par deux. Donc dans notre cas, cela va nous donner quoi ? On peut donc en déduire qu'on a ND égal à 7 ; d ça veut dire doublets de liaisons et les doublets non-liants, les deux à la fois. Donc on sait que le nombre de doublets est égal à 7. On sait que le nombre de liaisons est égal à 5, donc on peut en déduire le nombre de doublets non-liants. Et ce nombre de doublets non-liants, on va noter ça NDNL, doublet non-liant. D'après vous par rapport à tout ce qu'on a noté, le nombre de doublets non-liants va être égal à quoi ? 'Réponse d'un étudiant : 2) . Oui il va être égal à 2. Et si on met la formule générale, ça va être quoi tout simplement le ND moins le nombre de liaisons. Donc ici on a trouvé qu'on avait 7 doublets au total, sur ces 7 doublets on a déjà vu qu'il y avait 5 liaisons. Donc conclusion, je dois avoir 2 doublets non-liants. Donc globalement si je fais un bilan pour ma molécule, je le fais ici. Mon cahier des charges, parce que c'est ça finalement, pour respecter la règle de l'octet ma molécule doit avoir un nombre de liaisons

égal à 5, un nombre de doublets total égal à 7 et un nombre de doublets non liants, la différence entre les deux qui vaut 2. Donc il va falloir que je trouve une formule de Lewis pour laquelle j'ai 7 doublets qui se répartissent entre 5 liaisons et 2 doublets non-liants. Bien évidemment on peut aussi utiliser les bases de chimie que vous avez. A savoir, vous savez bien que dans le méthanol vous avez une fonction alcool. Donc ce n'est pas interdit de réutiliser ce que vous avez vu par le passé. Donc vous savez que vous allez avoir un OH quelque part. Et ici on a méthanol, on part du méthane et on substitue un hydrogène par une fonction alcool. Donc au niveau de notre formule de Lewis, voilà nos briques élémentaires. Et là, bah ça va être un cas assez simple. Il n'y a pas forcément, il n'y a pas d'ambiguïté mais bien évidemment j'ai utilisé aussi mon savoir, mes connaissances de chimiste pour positionner les atomes tels que je les ai représentés ici. Ça sera moins simple dans d'autres cas, alors soit on vous donnera une indication vous disant ben voilà la molécule, l'atome central sera tel atome et après cet atome sera relié à tel autre atome tel autre atome ou bien qu'est-ce-qu'on pourra vous dire ? On pourra dire il y a une fonction alcool, il y a une fonction cétone, une fonction aldéhyde, faudra au moins savoir ça. Et ou bien on pourra vous laisser complètement libre et il y aura peut-être ce qui vous est donné à la fin de la démarche, il y a peut-être plusieurs formules de Lewis qui seront possibles. Alors ici que l'on va faire ? Ben c'est simple en fait, notre intuition de chimiste nous dit que la mise en commun des électrons de liaison va se faire de cette façon-là. Ce qui nous donne la formule de Lewis correspondante qui sera celle-ci (dessine le schéma de Lewis du méthanol en assemblant les symboles de Lewis des atomes dessinés précédemment) . Et je regarde bien si cette molécule correspond au cahier des charges qui m'a été fourni lors de ma démarche globale. Donc on a dit que pour respecter globalement la règle de l'octet, et c'est ce qui est caché ici derrière cette formule, c'est cette démarche on a calculé le nombre d'électrons, le NO nécessaire pour que la molécule respecte la règle de l'octet. Donc il me faut 7 doublets. Est-ce que vous voyez les 7 doublets ? Est-ce que vous avez bien 5 liaisons ? Est-ce que vous avez bien deux doublets non-liants ? On a bien les 5 liaisons, mes liaisons elles sont ici, ici, ici, ici, et ici. Et est-ce que j'ai bien les deux doublets non liants ? Oui ils sont sur l'oxygène. Donc ça c'est un cas simple pour montrer la démarche mais ça sera utile à chaque fois pour que vous sachiez où vous allez. Ça c'est important de faire ce calcul pour respecter la règle de l'octet. Voilà ce que je dois avoir. Après bah il y a une étape où il faut utiliser à la fois, vous voyez les briques élémentaires, et puis essayer de mettre en œuvre aussi ce que vous savez sur la chimie. Et à partir de là, vous proposez des formules et vous vérifiez que les formules proposées correspondent au cahier des charges. Ça c'est vraiment important de faire ça dans chaque cas et enfin-là, on en est ici, on a placé les liaisons et les paires libres en respectant la règle de l'octet. L'étape 5, c'est vérifier les charges formelles. C'était l'étape 4 et à la cinquième étape, on calcule les charges formelles. Alors là, je vous le laisse faire en exercice de révision chez vous mais si vous prenez tous les atomes, vous verrez que par exemple l'atome d'hydrogène un électron de valence, il en récupère un lors de la formation de la molécule et de sa liaison avec l'atome de carbone donc cet atome d'hydrogène n'aura pas de charge formelle. Même chose pour celui-ci. Même chose pour celui-ci. Le carbone vient normalement avec quatre électrons de valence et après formation des liaisons,

il en récupère 1, 2, 3, 4, charge formelle nulle. L'oxygène vient avec 6 électrons de valence il en récupère 1, 2, 3, 4, 5, et 6, c'est bon. Et l'hydrogène a lui aussi un électron de valence donc globalement dans ce cas-là toutes les charges formelles sont nulles. Vous le vérifieriez. Donc bin là on a tous les outils nécessaires. On ne peut pas en dire plus pour trouver les formules de Lewis]

Épisode 32 96,9% > 99,6% [Transition]

[Après il faut vraiment faire un maximum d'exercices et vous entraîner au maximum. Pour les cas simples, vous allez voir il y a peu d'ambiguïtés. Mais après vous allez passer sur des molécules plus complexes et bien évidemment le jour de l'examen, ce sera les molécules plus complexes et vous n'aurez pas la formule de Lewis de O₂ à faire. Donc il faudra bien appréhender ça dans les cas simples pour l'appliquer ensuite dans les cas complexes mais là il n'y a pas de recette miracle, il faut faire plein d'exercices. Donc on vous en donne certains mais moi je vous conseille réellement, c'est vraiment pas exhaustif, de prendre des livres et de faire des formules de Lewis à gogo. Et plus vous en ferez, plus vous comprendrez la logique et moins vous ferez d'erreurs. Par exemple, vous voyez, là c'était MnO₄⁻ qu'il y avait eu à l'examen en formule de Lewis, l'ion permanganate. Et c'est autre chose que O₂. Donc il vaut mieux se mettre vraiment dans la logique et en faire le plus possible. Ce n'est pas suffisant ce qu'on va faire ici. Après à vous d'aller chercher des livres et d'en faire d'autres ou de regarder sur internet, formule de Lewis exercices vous en trouverez à la pelle.

Alors on va passer à l'exercice tout de suite. Je vais vous laisser dix minutes un quart d'heure pour faire ça et on corrigera ensemble si on a le temps.

Annexe 11 : transcription de la séance de cours de EC2

Épisode 1 0,0% > 2,6% [Transition]

Vendredi ça marchait qu'à moitié. Samedi ça ne marchait pas du tout. Donc là ça fonctionne. C'est déjà ça. Alors on va / on a fait ensemble, bien dans les deux premiers cours, on a fait une description de l'atome avec quelque chose peut-être d'un petit peu plus original, pour vous, notamment dans la notion d'orbitales moléculaires euh orbitales atomiques, excusez-moi // dans le sens où je vous ai expliqué que les électrons, par nature on ne savait pas réellement où ils étaient positionnés. Je ne sais pas si vous souvenez cette histoire de dualité onde-corpuscule et que donc on allait s'intéresser plutôt à un volume dans lequel on avait des très grandes chances, 95 pour 100 de chances de trouver l'électron. Donc là on va continuer la description et on va monter en complexité pour aller vers la molécule.

Épisode 2 2,6% > 5,2% [Transition]

Alors donc, on est sur cette deuxième partie de cours, sur la molécule et la description des interactions entre atomes. On ne va pas aller que sur la petite molécule, on va aller même encore au-delà un petit peu après. Et donc voici le plan (projeté au tableau) . On va commencer par parler de petits rappels puis des orbitales moléculaires. Donc on va rester un petit peu dans cette description, on va parler un petit moment d'orbitales moléculaires puis après on va passer à un modèle un peu plus simple, qui est le modèle de Lewis et qui va peut-être vous faire plaisir parce que ça va vous rappeler ce que vous avez vu déjà auparavant. Et à partir de là on ira voir un peu la mésomérie et la théorie de Gillespie au niveau du VSEPR, d'accord. Donc ça c'est un petit peu pour le programme des réjouissances.

Épisode 3 5,2% > 5,6% [Transition]

J'ai mis le document en ligne cette nuit à minuit, minuit cinq donc il est certainement pas exempt de fautes d'orthographe.

Épisode 4 5,6% > 8,9% [Registre des modèles]

Ok je vais commencer par m'intéresser à l'introduction, on va voir vraiment cette notion de liaison ensemble et notamment la liaison covalente. Je vous ai mis un petit schéma ici mais on va regarder un petit peu les choses comme ça en fait (projection d'une image humoristique) . Qu'est-ce que c'est qu'une liaison chimique ? Une liaison chimique c'est la mise en commun d'électrons et à partir de là, la question qui arrive derrière, c'est pourquoi on veut mettre en commun des électrons ? Ben on essaye de mettre en commun des électrons à cause de la règle de l'octet. Donc on a vu cette histoire de stabilité des atomes. Donc la logique des atomes c'est d'atteindre, eh bien, la configuration électronique des gaz rares c'est à dire la colonne qui est la plus à droite. Là aussi ça doit faire écho à ce que vous avez vu au niveau du lycée, si bien que les atomes qui sont positionnés à l'intérieur ils vont avoir tendance à vouloir, en tout cas avoir envie d'aller vers cette configuration électronique.

Épisode 5 8,9% > 16,2% [Registre des modèles]

Alors il y a plusieurs stratégies pour y arriver. La première stratégie c'est celle des alcalins et des alcalino-terreux. Alors c'est quoi ? C'est des composés qui ont une configuration qui se termine en ns^1 et ns^2 , souvenez-vous ce qu'on a vu, et donc clairement ils ont un peu trop d'électrons, et donc en fait ils vont avoir envie de s'en délester. Clairement ces atomes-là (projection d'une image humoristique), ils n'ont qu'une envie, c'est de devenir des ions c'est à dire de perdre leurs électrons. Donc eux ils ne seront pas dans la logique de la covalence, ils seront dans la logique de la formation d'ions d'accord. L'autre logique c'est celle des halogènes les halogènes (projection d'une image humoristique), souvenez-vous c'est la dernière colonne avant la configuration la configuration du gaz. Donc eux ils sont dans une logique où il leur manque finalement qu'un seul électron. Alors ils font de la liaison covalente mais ils feront aussi de l'ion, ils feront aussi des sels notamment avec les alcalins, les alcalino-terreux. Donc ça sera les complexes de sels de type NaCl, donc le sel de table mais aussi le KBr etc etc. Maintenant on a l'autre situation c'est à dire sur les éléments qui sont plus centraux dans le tableau périodique qu'on va se focaliser. C'est pas anodin, on va se focaliser sur le carbone. Le carbone il a sa configuration électronique qui est $2s^2 2p^2$, c'est à dire pour récupérer la configuration du gaz rare, celui qui précède, il faudrait qu'il perde 4 électrons ça fait beaucoup. Et au contraire s'il voulait gagner des électrons, il faudrait qu'il en gagne 4, ça fait là encore beaucoup, beaucoup trop. Donc en fait ils sont dans une situation un peu particulière où ils ne peuvent pas réellement faire d'ions facilement. Donc la logique, la logique ça va être de mettre en commun. Donc pour ça j'ai pris une image un petit peu de l'apéro partagé je sais pas si vous vous voyez l'idée ? L'idée c'est que chacun apporte quelque chose à manger pour à la fin qu'on fasse quelque chose de plutôt sympathique et convivial, ça c'est l'idée de la molécule. D'accord et de la liaison covalente, c'est qu'on va mettre chacun des choses en commun OK ? (projection d'une image montrant une table d'un apéritif avec diverses victuailles et des verres remplis)

Épisode 6 16,2% > 16,9% [Transition]

Alors là maintenant on va passer à autre chose on va repasser petit à petit à des représentations un petit peu plus classiques que vous avez vues ; notamment on va parler d'électronégativité et de moment dipolaire.

Épisode 7 16,9% > 21,6% [Registre des modèles]

L'électronégativité, reprenez un petit peu l'exemple que j'avais auparavant sur cette petite image (Image d'un atome d'un chlore sous forme d'un personnage qui tire une corde liée à un atome H) vous avez finalement le chlore qui tire un peu plus fort sur la corde que l'hydrogène. C'est la réalité. Il y a des atomes qui sont plus, enfin qui on plus d'appétence à récupérer un électron que d'autres atomes, ok et donc dans la mise en commun. Mais il y en a qui vont avoir tendance à prendre l'électron mais un peu plus près d'eux que les autres et le nuage électronique est plus de ce côté là. En fait vous avez, je ne sais pas si vous voyez bien, mais en dessous vous avez représentés les deux atomes. Donc l'atome de chlore ici, l'atome d'hydrogène et bien vous avez l'électron qui est beaucoup plus localisé de ce côté-là que de ce côté-là. Au niveau de l'hydrogène. D'accord alors vous avez vu ça. Parce que finalement

comment ça va se visualiser ? Donc c'est la mise en commun d'électrons mais finalement il est quand même plus d'un côté que de l'autre, c'est un petit peu comme les divorces où c'est quand même plus chez maman que chez papa. La liaison covalente est polarisée. Elle devient ionique lorsque le transfert d'électrons est total. D'accord donc bien ce truc là il vient se créer sous la forme d'une apparition d'une charge partielle qui sera finalement delta moins au niveau du chlore et delta plus au niveau de l'hydrogène. D'accord ?

Épisode 8 21,6% > 26,4% [Registre des modèles]

Alors ces caractéristiques d'attirer les électrons plus les uns que les autres, ça s'appelle l'électro négativité. Donc l'électronégativité d'un élément ça mesure la capacité à attirer vers lui les électrons. D'accord. Alors comment savoir dans le tableau périodique qui est électronégatif et qui n'est pas électronégatif, qui est le plus électronégatif, qui est le moins électronégatif ? En fait c'est assez simple. D'abord il faut mettre complètement de côté tous les éléments qui correspondent aux gaz rares. Heu on est d'accord depuis le début, ça les intéresse pas les électrons, ils ont ce qu'il faut. Ils sont servis. D'accord donc pas de problème. Par contre en fait on verra que l'électronégativité elle augmente le long d'une période c'est à dire, souvenez-vous le long d'une ligne ça augmente elle diminue le long d'une colonne. Ok comment comprendre ça simplement ? Plus vous descendez en colonne et puis quoi qu'il arrive vous avez beaucoup plus de protons donc vous avez beaucoup plus d'électrons. Du coup, en gagner un de plus ou moins c'est peut-être pas aussi crucial que les premiers éléments. Le meilleur moyen pour visualiser l'électro négativité c'est de savoir que le fluor c'est l'élément le plus électronégatif. D'accord ? Donc, si vous savez que le fluor est l'élément le plus électronégatif, vous comprenez l'orientation et comment ça fonctionne pour localiser quel est l'élément le plus électro négatif. Donc j'aurais pu vous montrer la différence entre HF, HCl et HBr. Mais je ne l'ai pas fait.

Épisode 9 26,4% > 28,9% [Registre des modèles]

Alors si on revient un peu à notre molécule de HCl, donc vous l'avez compris le chlore tire plus sur la liaison que l'hydrogène et donc vous avez l'apparition d'une charge atomique partielle moins delta au niveau du chlore et plus delta au niveau de l'hydrogène, ça va ça ? ça c'est quelque chose que vous avez à mon avis vu au lycée. Ces programmes n'ont pas trop changé notamment sur la molécule d'eau. Vous avez dû voir que la molécule d'eau est delta moins sur l'oxygène, delta plus sur les deux hydrogènes. D'accord donc finalement ici j'ai exactement la même représentation. Qu'est-ce qu'on dit de cette liaison en fait ? La liaison covalente est dite polarisée. Pourquoi, bah parce que le partage n'est pas exactement équitable, on va dire.

Épisode 10 28,9% > 30,0% [Transition]

Alors, Je crois que c'est tout ce qu'on a dire sur la liaison polarisée. Vous en renverrez un petit peu sur les exercices. Donc une chose importante à retenir, c'est la polarisation des liaisons, d'accord ? Le fait que par simplement les caractéristiques de chaque atome, eh bien il y en a qui tirent un peu plus sur les liaisons que d'autres.

Épisode 11 30,0% > 31,4% [Registre des modèles]

On va parler maintenant de quelque chose d'un petit plus simple. On va parler de modèle de liaison selon Lewis (projection d'une image humoristique : d'une part, des enfants en cercle, se tenant la main et, d'autre part, la représentation de Lewis des atomes C, H et O) . C'est une représentation plus simple où on met en commun des électrons qui, finalement, se représentent sous forme de points et dès qu'on a deux points on fait un doublet etc etc.

Épisode 12 31,4% > 32,3% [Transition]

Donc on va revoir un petit peu cette représentation-là, qui est celle que vous avez vue normalement au lycée. On va le voir de façon peut-être un peu plus étendue, et puis derrière ce qu'on regardera, dans un second temps, eh bien on regardera la géométrie qui est associée avec ça. Ok ?

Épisode 13 32,3% > 35,5% [Registre des modèles]

Alors là on va oublier un petit peu, au moins pendant un temps, mais ça va revenir quand même, on va oublier un petit peu les histoires d'orbitales, qu'elles soient atomiques ou moléculaires, et on va essayer de regarder un petit peu comment Lewis, lui il décrit, eh bien un atome. Donc l'objectif est de simplifier en fait la représentation, c'est certain, et donc l'atome va être représenté par son symbole chimique, donc ici X (projection au tableau du symbole X et des rectangles vides) Et ensuite on va l'entourer de quatre grands rectangles qui seront virtuels la plupart du temps et dans lesquels on va placer les électrons autour, qui seront les électrons de valence. On retrouve également toujours l'histoire des électrons de valence, électrons de cœur. On s'intéressera uniquement aux électrons de valence et les rectangles et bien ils contiendront un ou deux électrons. // ça n'a rien à voir avec les cases quantiques qu'on a vues, d'accord ? C'est autre chose.

Épisode 14 35,5% > 38,1% [Registre des modèles]

Alors toujours sur cette logique, sur l'oxygène la configuration électronique de l'oxygène est $2s^2 2p^4$. On a dit il y a 6 électrons à placer : un électron, deux électrons, trois électrons, quatre électrons, cinq électrons, six électrons. Donc voilà la représentation de Lewis pour l'atome d'oxygène qu'on va représenter également en mettant deux traits à partir du moment où on a des paires d'électrons au sein d'un même rectangle. Et on appelle ça un doublet d'électrons (projection d'une diapositive animée dans laquelle les rectangles sont remplis par des points représentant les électrons ; chaque rectangle occupé par deux électrons est ensuite rempli avec un doublet) . D'accord ? Donc là aussi normalement, si vous avez le bac normalement, vous devez comprendre, en tout cas connaître ce genre de choses.

Épisode 15 38,1% > 40,0% [Registre des modèles]

Ok alors. On ne va pas les faire tous, mais sachez qu'évidemment on peut refaire la même chose sur l'azote, le carbone, l'hydrogène, le fluor. En dessous ah le fluor et le chlore. (Projection au tableau des autres symboles de Lewis d'atomes) Ok on retrouve ces configurations-là. J'insiste quand même sur quelque chose, c'est sur l'hydrogène. Vous avez un électron sur l'hydrogène. L'hydrogène on en a un. On n'est pas dans le cadre de la règle de

l'octet on est dans le cadre de la règle du duet et vous savez l'hydrogène lui il veut avoir deux électrons. Il ne veut pas en avoir 8 contrairement aux autres.

Épisode 16 40,0% > 41,3% [Transition]

D'accord ? Alors là-dessus si vous êtes d'accord y'a pas grand chose à dire. Simplement les électrons sont autour. Evidemment après on ne représente plus les rectangles mais simplement les doublets et les points. Comme c'est quelque chose de simple et que vous devez le maîtriser, on va être un peu intraitables nous si vous oubliez des doublets, d'accord ? Je vous le dis à titre d'information.

Épisode 17 41,3% > 42,4% [Registre des modèles]

Et donc on va s'intéresser à la méthode de Lewis en tant que telle, notamment sur comment on forme la liaison, puisque les atomes, c'est assez simple. Donc la formation de la liaison. On est d'accord la liaison c'est la mise en commun de deux électrons de valence entre A et B pour former un doublet d'électrons, une paire d'électrons.

Épisode 18 42,4% > 44,8% [Registre des modèles]

(Projection au tableau des deux cas de mise en commun envisagés : un électron est apporté par chaque atome ou bien les deux électrons sont apportés par le même atome) . Alors il va y avoir deux cas, et là ça va être peut-être un petit peu différent par rapport à ce que vous avez vu. Le premier cas c'est chaque atome met en commun un électron dans la liaison et l'autre cas c'est quand on a un atome qui est un peu plus gentil, lui il donne deux électrons, d'accord ? Donc on parlera de liaison dative notamment dans ce cadre-là. Alors on va représenter la mise en commun d'électrons, toujours dans le cadre de représentation par un trait et la mise en commun de la même façon également là-dessus, même si ça peut être encore discuté. D'accord ?

Épisode 19 44,8% > 45,7% [Transition]

Allez je passe sur la méthode et je veux qu'on passe du temps sur cette méthode qu'est la méthode de Lewis. Alors attention, quelquefois dans les structures de Lewis, on ne va pas essayer de vous tromper quand même, mais quelquefois vous allez pouvoir trouver plusieurs structures de Lewis. Ok ?

Épisode 20 45,7% > 54,4% [Registre des modèles]

La première chose à faire c'est la somme des électrons de valence de tous les atomes de l'édifice. Un des intérêts qu'on va avoir sur le modèle de Lewis c'est qu'on va commencer à faire des systèmes avec pas que deux atomes d'accord ? On va aller un petit peu plus loin et en plus il faudra dans ces cas-là, si vous avez 5 atomes, faire la somme des électrons de valence de tout l'édifice que vous aurez donc c'est le premier temps. On va faire la somme des électrons de valence et on appelle cette somme des électrons de valence NV. Ok ? S'il s'agit d'un ion, eh bien il faudra soit ajouter, donc vous ajouterez si vous avez un électron en plus, donc dans le cadre d'un anion ou vous aurez à retrancher si c'est un cation d'accord. Donc vous notez bien ça. Puisque c'est comme ça qu'on fera d'accord. Ensuite, donc ça va vous

donner le premier, la première valeur qui va être la valeur NV, la somme des électrons de valence. La deuxième valeur qu'il va falloir avoir en tête c'est NO. Alors NO avec O pour règle la règle de l'octet. Donc la logique c'est la somme des électrons qu'implique la règle de l'octet ou du duet pour chaque atome, donc du duet c'est pour l'hydrogène. C'est 2 pour l'hydrogène, c'est 8 quand vous aurez un oxygène ou quand vous aurez un carbone. On va faire des exemples ça sera encore plus simple ok ? Et à partir de là on va calculer le nombre de liaisons. Le nombre de liaisons, donc c'est NI. C'est tout simplement le nombre NO moins NV divisé par deux. Ok ? Et donc ça, ça va vous donner le nombre de liaisons que vous aurez dans l'édifice. Il faudra ensuite déterminer dans un deuxième temps le nombre de doublets libres. Alors le nombre de doublets libres, c'est NDL, ce n'est pas Notre-Dame-des-Landes mais c'est NDL, alors c'est quoi ? C'est NV divisé par deux moins le nombre de liaisons que vous avez auparavant déterminé. Donc là c'est deux petites formules toutes bêtes, vous allez voir on va les appliquer. Et ensuite, eh bien, vous allez placer les liaisons puis les paires libres, toujours en faisant attention à bien respecter la règle de l'octet. Si le cas se présente, évidemment on fera un exemple, si le cas se présente, un petit peu en dessous eh bien il faudra calculer les charges formelles qu'on a au-dessus de chaque atome. Alors les charges formelles, CF d'accord ? Et elles s'obtiennent en calculant pour chaque élément, bah tout simplement le nombre d'électrons que vous avez dans le système. Donc ça c'est pas ça pardon, le nombre d'électrons de valence, d'accord, moins le nombre d'électrons attribués en fonction de ça. Eh bien si vous avez 0 pour la charge partielle, la charge est égale à zéro et vous pouvez savoir comme ça où localiser, où est situé l'ion.

Épisode 21 54,4% > 63,2% [Registre des modèles]

Alors le premier exemple que je voulais faire mais il est déjà tout fait. Bon on va le faire tout seul (projeté au tableau mais le fait à la craie). C'est le CO₂. En même temps je vois que vous avez plein d'ordis, donc vous les voyez en direct. Alors on va utiliser justement cette partie-là puisque les formules sont indiquées ici, et on va faire une molécule qui est la molécule du dioxyde de carbone. D'accord ? Alors le carbone a combien d'électrons de valence ? Alors combien d'électrons de valence pour le carbone ? Quatre électrons de valence L'oxygène, combien d'électrons de valence pour l'oxygène ? 6. Du coup le nombre de Valence, eh bien, Comment on le calcule ? CO₂, c'est 4 pour le carbone plus 6 pour l'oxygène plus 6 pour le deuxième Oxygène. C'est à dire 4 plus 6 plus 6, 16. Le nombre de l'octet ça correspond à quoi ça ? Eh bien là, il faut indiquer le nombre, enfin le nombre d'atomes pour lequel s'applique la règle de l'octet. C'est à dire le carbone il veut 8 électrons, d'accord ? L'oxygène c'est également 8 et l'autre oxygène c'est 8. En fait, c'est là ici, où vous allez distinguer quand il y aura des hydrogènes, parce que l'hydrogène ça sera 2 à mettre. Alors 8 plus 8 plus 8, 24. Le nombre de liaisons, alors le nombre de liaisons c'est quoi ? On l'a vu ici. C'est finalement 24 moins 16 divisé par 2. 24 moins 16, 8, 8 divisé par 2, 4 Dans CO₂ vous avez 4 liaisons, d'accord. Le nombre de doublets libres, donc le nombre de doublets libres c'est le nombre de Valence NV, 16 divisé par 2 moins 4, le nombre de liaisons. Alors je mobilise peut-être un peu trop votre intellect à cette heure-là, mais 16 divisé par 2 ça fait 8, 8 moins 4 ça fait 4, on a 4 doublets libres, 4 doublets libres à placer. Voilà l'oxygène, voilà le carbone selon Lewis et voilà l'autre

oxygène (dessine les symboles de Lewis au tableau) . Donc on a déterminé ensemble, on a déterminé le nombre de liaisons qu'il fallait mettre, 4 liaisons. On a déterminé le nombre de doublets qu'il faudrait avoir à la fin. Il en faudra 4 et il faut que tout le monde remplisse différentes choses. Donc, je vous propose de simplement relier les points ensemble comme ça, comme ceci, comme ceci et comme ceci, pour finalement proposer la molécule de CO₂ sous ce format-là. C'est à dire ça. est-ce que ça, ça vous paraît complexe ? D'accord. Alors si j'insiste sur ces histoires de 4 liaisons, 4 doublets libres etc, puis après les charges formelles, c'est qu'on va voir des cas où c'est un petit peu plus compliqué et donc du coup il faudra se positionner. Il faudra essayer de recalculer ça. Ok, donc pour le CO₂, pour le CO₂ donc elle est représentée ici on retrouve bien ça. Et normalement vous aviez dû voir ça aussi auparavant. Ok ?

Épisode 22 63,2% > 70,6% [Registre empirique] [Registre des modèles]

On en fait une autre ensemble hein ? Allez on va faire HCN. Est-ce que vous savez le nom de ça ou pas ? ça s'appelle le cyanure d'hydrogène. Un composé peu sympathique, en fait qui a une odeur d'amande amère. Je ne sais pas si vous lisez des policiers et tout ça mais généralement quand vous sentez trop fort, c'est trop tard. D'accord. Donc c'est un bon poison. Alors HCN, son nombre valence NV ça correspond au nombre de Valence de chaque atome. L'hydrogène c'est 1 le carbone c'est 4 et l'azote c'est combien ? Ben. Non c'est pas 3, c'est 5. Moi je vous ai dit il faut apprendre les trois premières lignes du tableau périodique des éléments. D'accord ? je vous ai même donné des phrases pour les trois premières lignes. Donc hydrogène hélium donc ça c'est la première, lithium béryllium bore carbone azote, 5. Et je ne vous ai pas fait la phrase. Ok, donc 1 plus 4 plus 5, 10. Allez mon nombre de l'octet, là. Alors l'hydrogène, lui c'est combien qu'il faut lui mettre, ça va être 2 parce que lui il veut 2 électrons. Par contre le carbone c'est 8 et l'azote c'est tout aussi 8. Et donc dans ces cas-là, 2 plus 8, 10 plus 8, 18. Alors on y va. Le nombre de liaisons, le nombre de liaisons eh bien c'est 18 moins 10 divisé par 2 ; 4 liaisons, d'accord, 4 liaisons. Le nombre de doublets libres, quelque chose d'intéressant, le nombre de doublets libres, eh bien c'est 10 divisé par deux, le nombre de liaisons qu'on a déterminé auparavant 10 divisé par 2 ça fait 5, 5 moins 4 ça fait 1, donc 1 doublet libre. Bon on a pas mal d'éléments en tête pour faire ça. On va avoir une molécule à la fin qui aura un seul doublet libre et 3, 4 liaisons pardon. Donc on représente les atomes de Lewis H, C et N (représentation au tableau) . Il faut mettre en commun différentes choses. Eh bien vous allez vous retrouver avec cette situation-là. L'hydrogène fait une simple liaison avec le carbone et le carbone et l'azote font 3 liaisons. On retrouve bien 4 liaisons et un doublet libre, ça va ? Si ça va je vous fais euh. D'abord je vous montre à quoi ça ressemble HCN, à quoi ça ressemble., en modèle évidemment (projection d'une diapositive montrant le schéma de Lewis de HCN et une photo d'un modèle moléculaire de HCN) . ça ressemblerait à ça. Ce système-là, on verra après il s'agit d'une molécule linéaire. On verra ça là-dessus.

Épisode 23 70,6% > 83,8% [Registre des modèles]

On fait un dernier cas ensemble sur une molécule un petit peu plus complexe où on va dire en tout cas plus complexe ou, on va dire en tous cas étonnante, qui est la molécule de SO_2 . La molécule de SO_2 , alors le soufre, il a combien d'électrons de valence ? Le soufre 6 électrons de valence. L'oxygène a combien d'électrons de valence ? 6 aussi. Ok donc on a vu la formule, le nombre de valence sur SO_2 , bah c'est 6 plus 6, plus 6 également, 18 électrons. Ok ? Maintenant pour le nombre d'octets. Donc cette fois-ci, on a pas d'hydrogène. Donc c'est très simple ça sera 8, donc 8 pour le soufre, 8 et 8 pour l'oxygène, ce sera égal à 24. Alors le nombre de liaisons, le nombre de liaisons on va avoir, eh bien 24 moins 18 divisé par 2, 3 liaisons. Et le nombre de doublets libres, eh bien le nombre de doublets libres, eh bien c'est 18, divisé par 2 moins les 3 liaisons. Eh bien on se retrouve avec 6 doublets libres. Alors le SO_2 c'est pas gratuit, c'est qu'elle est peut-être pas aussi simple qu'il en paraît à la dessiner. Puisqu'on est d'accord qu'on a l'oxygène qu'on représente comme ceci (représente les symboles de Lewis au tableau), on a le soufre qu'on représentait lui aussi comme ça normalement en schéma de Lewis. On va dire c'est la même chose. Et on a encore l'oxygène à représenter comme ceci. En fait le soufre et oxygène, c'est sur la même colonne on en reparlera notamment quand on fera les propriétés notamment de liaisons hydrogène. Et d'ailleurs cette famille qui est à côté de la famille des halogènes s'appelle la famille des chalcogènes. Mais bon je ne demande pas de le retenir celui-là, encore c'est un petit peu vieux de parler comme ça. Et donc là cette fois-ci, on n'a pas quatre liaisons à placer comme dans le cas du CO_2 et d'ailleurs ce n'est pas évident. Mais finalement on va voir uniquement que 3 liaisons, et donc, à partir du moment où on ne va pas relier bien les choses, il va falloir faire apparaître des charges formelles. De la même façon que les doublets vont être problématiques (représente les symboles de Lewis au tableau avec la structure squelettique de la molécule ; il réarrange le symbole de Lewis). Donc en fait si on se creuse un peu les méninges, on arrive à représenter les choses comme ceci, avec cette représentation-là de cette molécule (efface le schéma de Lewis de l'atome de soufre et change la répartition des électrons en séparant un seul des doublets et en le représentant de nouveau sous forme de points). Une représentation qui ne va pas être satisfaisante puisqu'on voit que les charges formelles sont pas exactement celles qu'on espère. Et donc on va regarder la charge formelle de cet atome de soufre qui est ici. Alors je rappelle la charge formelle c'est le nombre d'électrons de valence que l'on a alors pour le soufre. On l'a vu avant c'est six moins le nombre d'électrons attribués dans le système. Alors combien on en a ici attribué dans le système ? Dans le système pour le soufre, 5 ! 1, 2, 3, 4, 5. On n'a pas quelque chose qui est égal à zéro. On a donc une charge de plus pour le soufre et donc le soufre ici est plus. On va regarder un petit peu maintenant la charge formelle de cet oxygène qui est là. Eh bien son nombre d'électrons de valence il est égal à 6 ça ça change pas, normal. Maintenant on regarde le nombre d'électrons qui sont attribués à ce système. 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. Egalement moins 1, donc une charge négative ici. Donc en fait la molécule de SO_2 , c'est ça Et où c'est trompeur, c'est comme la molécule globalement neutre donc les charges n'apparaissent pas mais réellement le soufre dans le SO_2 , le soufre est chargé positivement. Et l'oxygène, 1 sur 2 Oxygènes qui est négatif. Celui-là est un peu plus complexe. J'en ai bien conscience mais c'est tout l'intérêt de la méthode. Si vous regardez votre molécule finale vous voyez qu'on a bien le

bon nombre de liaisons et on a bien le bon nombre, je vérifie quand même, on a bien le bon nombre de doublets libres ok ? et la charge globale est identique, ça va ? Alors j'ai passé un petit peu de temps sur ces exemples là parce que ça valait la peine.

Épisode 24 83,8% > 86,0% [Transition]

J'insiste mais vraiment lourdement là-dessus. Prenez des molécules et entraînez-vous avec ces systèmes-là notamment pour faire des molécules comme NO₂ et NO. En TD vous en ferez d'autres. D'accord, donc on a vu en cours HCN et donc CO₂. Vous verrez encore plein d'autres là-dessus. Gardez bien en tête ces termes-là et ayez bien dans l'idée qu'il y a des choses un petit peu plus compliquées. Donc c'est comme tout, c'est pas compliqué, ça paraît même très simple au départ mais ce n'est pas si compliqué que ça. Je vous encourage vraiment à faire par vous-même déjà ce que vous allez faire en TD et même en refaire par vous-même pour essayer d'y arriver de façon non équivoque à trouver quelque chose.

Épisode 25 86,0% > 89,7% [Registre des modèles]

Le modèle de Lewis, malheureusement il y a des exceptions, des limites (projection d'une diapositive avec les limites) . Alors là aussi je ne voudrais pas trop insister sur les exceptions pour plein de raisons, la première des raisons c'est que finalement en biologie vous les verrez quasiment jamais d'accord si vous continuez dans la biologie. Sachez quand même qu'il y a des composés qui sont hypovalants avec un défaut d'électrons. Le défaut d'électrons dans ces cas-là sera symbolisé par une case vide. Donc c'est plus de l'information et vous avez au contraire des systèmes qui sont hypervalants avec finalement des atomes qui vont avoir beaucoup trop d'électrons entre guillemets. C'est le cas notamment du soufre et du phosphore à ce niveau-là. Et enfin toujours de façon un peu informative, l'azote doit être assez stable quand il est entouré par 7 électrons et non pas entouré de 8 électrons comme il devrait le vouloir. OK. Alors pourquoi, parce qu'il y a des règles mais c'est comme toujours, il y a des atomes qui ne respectent pas les règles quoi. C'est un petit peu ça. Ok alors évidemment ça mériterait un approfondissement auquel on ira pas.

Épisode 26 89,7% > 95,3% [Registre empirique] [Registre des modèles]

Je voudrais aussi insister sur quelque chose c'est à dire que finalement on a vu une représentation tout au début qui était une représentation par combinaison des orbitales atomiques pour créer des orbitales moléculaires avec des diagrammes d'énergie, des carrés des flèches à l'intérieur etc. Finalement le modèle de Lewis c'est assez satisfaisant sur plein de choses. Sachez quand même que ça a des limites évidemment et ça permet pas d'interpréter en détail la structure électronique des molécules que vous avez créées. OK alors, il y a des choses qui ne sont pas interprétables par le modèle de Lewis dont l'existence de liaisons qui sont assurées par un seul électron. Donc là où vous avez l'exemple de l'ion H₂⁺. Alors ça par exemple par Lewis ça peut pas se représenter. Evidemment ça peut être aussi l'exemple de la molécule de dioxygène ionisée ou des choses comme ça, en plus ou en moins. Autre chose sur lequel on avait insisté sur les propriétés paramagnétiques du dioxygène qui implique la présence d'électrons célibataires. Pour avoir du para magnétisme il faut avoir des électrons

qui sont célibataires et ça dans le modèle de Lewis on le représente comme ça. Finalement avec cette représentation-là, eh bien c'est incompréhensible de dire que la molécule de O₂ est paramagnétique.. Donc le fait de savoir ces notions de magnétisme vous pouvez la voir par deux fois vous ne pouvez pas la voir directement par Lewis. En plus Lewis ne donne aucune information sur la géométrie des molécules. Et ça eh bien ça nécessite une autre théorie qui va vous permettre un petit peu de regarder ça mieux. Et cette autre théorie qui va permettre de vous parler de géométrie c'est la théorie de Gillespie qui s'appelle la VSEPR.

Épisode 27 95,3% > 100% [Transition]

Ok. Sur le modèle de Lewis, ce que je veux que vous reteniez, entendons-nous bien, je veux que vous reteniez tout, d'accord. Mais j'insiste lourdement sur ces points-là. Comment est décrit l'atome par Lewis ? C'est à dire les électrons de valence, le doublet d'accord ce qu'on avait vu tout au départ. Je suis passé très vite parce que normalement c'est des choses qui sont acquises du lycée d'accord. Ensuite j'insiste bien aussi sur la méthode de détermination de la structure de Lewis. En calculant NO, NV, et le nombre de doublets libres etc etc. Donc ça je veux que vous appreniez ça , comment on calcule les charges formelles. C'est quelque chose qui est extrêmement important aussi et j'insisterai encore sur ce point-là. Exercez-vous sur des molécules simples, le méthane, l'ammoniac etc etc. Tapez dans google ça vous allez trouver tout un paquet d'exos à faire qui permettront en fait d'avoir une bonne idée de ça. Et donc là encore il y a des exercices de travaux dirigés qui vont être associés notamment à ce qui va suivre derrière, c'est à dire la VSEPR et donc les exercices sont vraiment destinés à cette partie-là. Bon j'ai l'impression que j'ai un peu trop avancé je vais vous lâcher parce qu'on ne va pas commencer ça. D'abord parce que je pense que vous avez la dalle et qu'on va s'arrêter à ça et on parlera un petit peu de VSEPR la semaine prochaine, d'accord. Passez une bonne semaine.

Annexe 12 : description des composantes cognitives et médiatives de la séance de cours de EC1

	Extrait ou épisode associée à une tâche enseignante	Composante cognitive Contenus chimiques abordés	Composante médiative Mode de présentation du savoir
1	Transition	<ul style="list-style-type: none"> Présentation des objectifs de la séance de cours Adaptation du scénario prévu (inversion du chapitre portant sur le modèle des OM avec celui portant sur le modèle de Lewis) 	Cours monologué
2	Annonce des modèles à enseigner prévus	<ul style="list-style-type: none"> Du modèle de Lewis au modèle quantique des OM Prévision de la géométrie des molécules par le modèle VSEPR 	Cours monologué Projection du document
3	Événement historique	<ul style="list-style-type: none"> Date de publication du modèle de Lewis originel Absence de contextualisation avec les travaux de l'époque 	Cours monologué Projection du document
4	Définition de la liaison covalente	<ul style="list-style-type: none"> Définition de la liaison chimique covalente selon Lewis Distinction des électrons de cœur et des électrons de valence 	Cours monologué Cours écrit au tableau
5	Présentation du partage des électrons entre noyaux d'atomes	<ul style="list-style-type: none"> Présentation de deux méthodes de partage des électrons de valence (initialement assignés à deux atomes différents ou au même atome) Symboles : visualisation des deux méthodes de partage à l'aide de représentations. Absence des verbes représenter ou symboliser 	Cours monologué Cours écrit au tableau
6	Définition du schéma de Lewis	<ul style="list-style-type: none"> Symboles : présentation des symboles du modèle de Lewis (paires liantes, non liantes, électrons non appariés). Absence des verbes représenter ou symboliser 	Cours monologué Cours écrit au tableau
7	Question	<ul style="list-style-type: none"> Question posée aux étudiants à propos des cosmétiques 	Cours monologué Absence de réponse étudiants

8	Introduction d'une précaution	<ul style="list-style-type: none"> Le schéma de Lewis ne donne pas d'information sur la géométrie de la molécule 	Cours monologué
9	Transition	<ul style="list-style-type: none"> Annonce des paragraphes qui suivent 	Cours monologué
10	Présentation de l'exemple 1	<ul style="list-style-type: none"> Construction du schéma de Lewis de H₂ Symboles : configuration électronique de H, conversion sous forme de cases quantiques et symbole de l'atome Mise en commun de deux électrons en reliant les points symbolisant les électrons non appariés Tracé du schéma de Lewis définitif sans représenter les points Le symbole de la liaison covalente est introduit à travers un schéma. Absence des termes « trait », « tiret » et des verbes « symboliser » ou « représenter » 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p> <p>Question étudiant</p>
11	Présentation de l'exemple 2	<ul style="list-style-type: none"> Construction du schéma de Lewis de H₂O Symboles : configuration électronique de O, conversion sous forme de cases quantiques et symbole de Lewis associé à O. Mise en commun de deux électrons en reliant les points symbolisant les électrons non appariés entre l'atome O et les deux atomes H Tracé du schéma de Lewis définitif sans représenter les points Écriture du schéma de Lewis de l'eau sans mettre en avant la géométrie de la molécule Distinction des doublets liants et non-liants à l'aide de couleurs 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p>
12	Présentation de l'exemple 3	<ul style="list-style-type: none"> Construction du schéma de Lewis de O₂ Symboles : rappel du symbole de Lewis de l'atome O. Mise en commun des électrons deux à deux pour écrire le schéma de Lewis de la molécule Identification des doublets non liants Tracé du schéma de Lewis définitif sans représenter les points 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p>
13	Présentation de l'exemple 4	<ul style="list-style-type: none"> Construction du schéma de Lewis de CH₄ 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p>

		<ul style="list-style-type: none"> • Symboles : rappel du symbole de Lewis de l'atome H ; configuration électronique de l'atome de carbone et conversion de la configuration électronique de valence à l'aide du graphisme des cases quantiques. • Justification de la tétravalence de l'atome de carbone à l'aide d'une configuration électronique excitée (promotion de valence) • Mise en commun des électrons deux à deux pour écrire le schéma de Lewis de la molécule • Identification des doublets non liants • Tracé du schéma de Lewis définitif sans représenter les points et sans mettre en avant la géométrie 	Question étudiant
14	Montée en généralité 1	<ul style="list-style-type: none"> • Symboles : présentation des symboles de Lewis des atomes des éléments des trois premières périodes du tableau périodique. • Lien entre le nombre d'électrons non appariés et la valence de l'atome de l'élément considéré ainsi que la position dans le tableau périodique. 	Cours monologué Cours écrit au tableau
15	Montée en généralité 2	<ul style="list-style-type: none"> • Symboles : symboles des atomes de gaz nobles • Identification d'un ensemble de quatre doublets non liants comme étant un octet 	Cours monologué Cours écrit au tableau
16	Montée en généralité 3	<ul style="list-style-type: none"> • Régularités observés pour les symboles de Lewis des atomes d'éléments d'une même colonne du tableau périodique • Lien avec la configuration électronique 	Cours monologué Cours écrit au tableau
17	Transition	<ul style="list-style-type: none"> • Annonce de la suite du plan 	
18	Énoncé de la règle de l'octet	<ul style="list-style-type: none"> • Énoncé de la règle de l'octet 	Cours monologué Cours écrit au tableau
19	Présentation de l'exemple 5	<ul style="list-style-type: none"> • Vérification de la règle de l'octet sur l'exemple du schéma de Lewis de O₂ • Attribution d'un verbe d'action aux atomes 	Cours monologué Cours écrit au tableau

20	Limites de la règle de l'octet	<ul style="list-style-type: none"> Hypervalence (excès d'électrons) et hypovalence (déficit d'électrons) 	Cours monologué Cours écrit au tableau
21	Présentation de l'exemple 6	<ul style="list-style-type: none"> Écriture du schéma de Lewis de BH_3 pour illustrer l'hypovalence Symboles : rappel du symbole de Lewis de l'atome H ; configuration électronique de l'atome de bore et conversion de la configuration électronique de valence à l'aide du graphisme des cases quantiques. Justification de la trivalence de l'atome de bore à l'aide d'une configuration électronique excitée (analogie avec l'épisode 13) Mise en commun des électrons deux à deux pour écrire le schéma de Lewis de la molécule Symboles : introduction de la lacune électronique Tracé du schéma de Lewis définitif sans représenter les points et sans mettre en avant la géométrie Contrôle de la règle de l'octet 	Cours monologué Cours écrit au tableau
22	Transition	<ul style="list-style-type: none"> Annonce d'exemples mettant en avant une extension à la règle de l'octet 	Cours monologué
23	Présentation des exemples 7 et 8	<ul style="list-style-type: none"> Écriture directe des schémas de Lewis de PF_5 et SF_6 sans détailler de procédure Commentaire à propos du dépassement de l'octet 	Cours monologué Cours écrit au tableau Question étudiant
24	Transition	<ul style="list-style-type: none"> Synthèse de ce qui a été fait jusqu'à cet épisode 	Cours monologué
25	Définition des charges formelles	<ul style="list-style-type: none"> Définition d'une charge formelle positive et d'une charge formelle négative à l'aide d'un schéma 	Cours monologué Cours écrit au tableau
26	Procédure pour calculer une charge formelle	<ul style="list-style-type: none"> Pour un atome d'un élément donné, calcul de la différence entre le nombre d'électrons de valence 	Cours monologué

			Cours écrit au tableau
27	Présentation de l'exemple 9	<ul style="list-style-type: none"> • Écriture du schéma de Lewis du cyanure d'hydrogène HCN • Calcul du nombre de doublets à partir du nombre d'électrons de valence • Disposition des doublets d'électrons liants et non liants autour des symboles des noyaux d'atomes des éléments considérés • Calcul des charges formelles associée à chaque noyau 	Cours monologué Cours écrit au tableau
28	Présentation de l'exemple 10	<ul style="list-style-type: none"> • Écriture du schéma de Lewis du monoxyde de carbone CO • Calcul du nombre de doublets à partir du nombre d'électrons de valence • Disposition des doublets d'électrons liants et non liants autour des symboles des noyaux d'atomes des éléments considérés • Calcul des charges formelles associée à chaque noyau 	Cours monologué Cours écrit au tableau
29	Transition	<ul style="list-style-type: none"> • Synthèse de ce qui a été fait jusqu'à cet épisode 	Cours monologué
30	Procédure générale pour écrire un schéma de Lewis et exemple 11	<ul style="list-style-type: none"> • Présentation d'une procédure pour écrire un schéma de Lewis sur l'exemple du méthanol CH₃OH • Calcul du nombre total d'électrons de valence • Calcul du nombre de doublets • Calcul du nombre d'électrons manquant pour que chaque atome ait une configuration en octet (ou en duet s'il s'agit de l'atome d'hydrogène) • Calcul du nombre de doublets liants et de doublets non-liants • Écriture du squelette de la molécule • Placer les doublets • Calcul des charges formelles • Vérification de la règle de l'octet 	Cours monologué Cours écrit au tableau Document projeté
31	Transition	<ul style="list-style-type: none"> • Conclusion de la séance • Formulation de conseils pour l'examen partiel à venir 	Cours monologué

Annexe 13 : description des composantes cognitives et médiatives de la séance de cours de EC2

	Tâche enseignante	Composante cognitive Contenus chimiques abordés	Composante médiative Mode de présentation du savoir
1	Transition	Introduction de la séance	Cours monologué
2	Transition	Annonce des modèles à enseigner prévus pour les séances à venir	Cours monologué
3	Transition	Annonce de la mise en ligne du document distribué	Cours monologué
4	Définition	<p>Définition d'une liaison chimique covalente</p> <ul style="list-style-type: none"> Mise en commun d'électrons Raison produite : octet ou configuration électronique des atomes de gaz nobles comme but à atteindre par les atomes 	<p>Cours monologué</p> <p>Projection du document</p> <p>Projection d'une image humoristique</p>
5	Présentation du partage des électrons entre noyaux d'atomes à l'appui de la règle de l'octet	<ul style="list-style-type: none"> Les atomes des éléments alcalins et des halogènes existent sous forme d'ions et conduisent à des structures ioniques Les atomes des éléments du centre du tableau périodique sont engagés dans des liaisons covalentes Verbes d'action assignés aux atomes d'éléments donnés 	<p>Cours monologué</p> <p>Projection du document</p> <p>Projection de trois images humoristiques</p>
6	Transition	Annonce	Cours monologué
7	Introduction de la liaison covalente polarisée	<ul style="list-style-type: none"> Présentation de la liaison covalente polarisée sur l'exemple anthropomorphisé de HCl Définition d'un liaison ionique par transfert d'électrons 	<p>Cours monologué</p> <p>Projection du document</p> <p>Projection d'une image humoristique</p>
8	Définition de l'électronégativité	<ul style="list-style-type: none"> Définition anthropomorphisée de l'électronégativité Évolution de la grandeur dans le tableau périodique des éléments 	<p>Cours monologué</p> <p>Projection du document</p>
9	Présentation de la liaison covalente polarisée	Définition d'une liaison covalente polarisée	

10	Transition	Bilan de ce qui a été vu jusqu'à présent dans la séance	Cours monologué
11	Introduction des symboles du modèle de Lewis	<ul style="list-style-type: none"> • Un électron est représenté par un point • Deux points ou un tiret représentent un doublet d'électrons 	Cours monologué Cours écrit au tableau
12	Transition	Signale que le modèle de Lewis a déjà été vu au lycée	Cours monologué
13	Formation du symbole d'un atome	<ul style="list-style-type: none"> • Conversion de la configuration électronique de valence sous forme de cases quantiques • Formation du symbole d'un atome à partir de la configuration électronique de valence de l'atome 	Cours monologué Cours écrit au tableau Question étudiant
14	Présentation de l'exemple 1	<ul style="list-style-type: none"> • Formation du symbole de l'atome d'oxygène • Un doublet est une paire d'électrons représentée par un trait. 	Cours monologué Cours écrit au tableau
15	Montée en généralité	Présentation des symboles des atomes des éléments des trois premières périodes du tableau périodique	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection du document
16	Formulation d'un conseil	Signale aux étudiants que l'oubli de doublets dans les schémas de Lewis de molécules	Cours monologué
17	Définition	<ul style="list-style-type: none"> • Définition d'une liaison chimique covalente selon Lewis • Mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes 	Cours monologué Projection du document
18	Présentation du partage des électrons entre noyaux d'atomes	<ul style="list-style-type: none"> • Présentation de deux méthodes de partage des électrons de valence (initialement assignés à deux atomes différents ou au même atome) • Symboles : visualisation des deux méthodes de partage à l'aide de représentations. 	

19	Transition	Signale l'importance de l'écriture de schémas de Lewis de molécules	Cours monologué
20	Présentation d'une procédure	Présentation d'une procédure d'écriture de schémas de Lewis de molécules <ul style="list-style-type: none"> • Calcul du nombre total d'électrons de valence dans la molécule • Calcul du nombre d'électrons total si chacun des atomes des éléments autre que l'hydrogène et l'hélium sont décrits par une configuration en octet dans la molécule • Calcul du nombre de doublets liants et non-liants • Calcul des charges formelles 	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection du document
21	Présentation de l'exemple 2	Écriture du schéma de Lewis du dioxyde de carbone CO ₂ <ul style="list-style-type: none"> • Application de la procédure de l'épisode précédent • Disposition des symboles des atomes • Relie les points symbolisant les électrons et place les doublets liants et non liants sans distinction de couleur. • Calcul des charges formelles • Schéma de Lewis définitif 	Cours monologué Cours écrit au tableau
22	Présentation de l'exemple 3	Écriture du schéma de Lewis du cyanure d'hydrogène HCN <ul style="list-style-type: none"> • Application de la procédure permettant de calculer le nombre de doublets • Disposition des symboles des atomes • Relie les points symbolisant les électrons et place les doublets liants et non liants sans distinction de couleur. • Calcul des charges formelles • Schéma de Lewis définitif 	Cours monologué Cours écrit au tableau
23	Présentation de l'exemple 4	Écriture du schéma de Lewis du dioxyde de soufre SO ₂ <ul style="list-style-type: none"> • Application de la procédure permettant de calculer le nombre de doublets • Disposition des symboles des atomes 	Cours monologué Cours écrit au tableau

		<ul style="list-style-type: none"> • Relie les points symbolisant les électrons et place les doublets liants et non liants sans distinction de couleur. • Calcul des charges formelles • Schéma de Lewis définitif 	
24	Transition	Annonce de limites de la règle de l'octet	Cours monologué
25	Présentation des limites de la règle de l'octet et exemples 6 et 7	<ul style="list-style-type: none"> • Limites de la règle de l'octet (hypervalence et hypovalence) • Schémas de Lewis de PF₅ et BH₃ 	Cours monologué Projection du document
26	Présentation des limites du modèle de Lewis	<ul style="list-style-type: none"> • Insuffisant pour décrire la molécule H₂⁺ • Insuffisant pour expliquer le paramagnétisme de O₂ (présenté au préalable dans la séance sur le modèle des orbitales moléculaires) • Le modèle ne reflète pas la géométrie des molécules 	Cours monologué Projection du document
27	Transition	<ul style="list-style-type: none"> • Bilan de la séance • Formulation de conseils pour l'examen partiel à venir 	Cours monologué Projection du document

Annexe 14 : description des composantes cognitives et médiatives de la séance de cours de EC3

	Tâche enseignante	Composante cognitive Contenus chimiques abordés	Composante médiative Mode de présentation du savoir
1	Transition	Présentation du contenu de la séance <ul style="list-style-type: none"> • QCM avec application connectée • Définition d'une liaison chimique • Théorie empirique de Lewis 	Cours monologué
2	Proposition d'un QCM à destination des étudiants	<ul style="list-style-type: none"> • Projection des questions • Réponses en ligne des étudiants 	Cours monologué Projection d'un document
3	Correction du QCM	<ul style="list-style-type: none"> • Éléments de correction accompagnés des justifications 	Cours monologué Projection d'un document
4	Transition	Présentation du contenu de la séance <ul style="list-style-type: none"> • Définition d'une liaison chimique • Théorie empirique de Lewis 	Cours monologué Projection d'un document
5	Définition d'une liaison chimique	Définition d'une liaison chimique en relation avec : <ul style="list-style-type: none"> • un assemblage d'atomes • une interaction entre électrons et noyaux • l'énergie du système considéré 	Cours monologué Projection d'un document
6	Explication de la formation d'une liaison chimique	Distinction entre liaison ionique et liaison covalente <ul style="list-style-type: none"> • La liaison ionique est due à un transfert total d'électrons • La liaison covalente est due à une mise en commun d'électrons • Pas de mise en évidence du <i>continuum</i> entre les deux types de liaison 	Cours monologué Projection d'un document

7	Transition	<p>Annonce de la présentation du modèle de Lewis</p> <p>Date du modèle de Lewis sans contextualisation avec les connaissances empiriques de l'époque</p>	<p>Cours monologué</p> <p>Projection d'un document</p>
8	Définition de la liaison covalente selon Lewis	<ul style="list-style-type: none"> • Mise en commun d'électrons de valence • Explication basée sur la configuration électronique des atomes de gaz noble à atteindre par les atomes • Le modèle de Lewis ne prend pas en charge la géométrie de la molécule 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p> <p>Projection d'un document</p>
9	Énoncé de la règle de l'octet	<ul style="list-style-type: none"> • L'atome est entouré par 8 électrons • Objectif à atteindre par les atomes 	<p>Cours monologué</p> <p>Projection d'un document</p>
10	Définition des électrons de valence	<ul style="list-style-type: none"> • Catégorisation des électrons de valence à partir de la configuration électronique d'un atome • Conversion de la configuration électronique avec le graphisme des cases quantiques • Définition de la valence 	<p>Cours monologué</p> <p>Projection d'un document</p>
11	Présentation de l'exemple 1	<p>Écriture du schéma de Lewis de HF</p> <ul style="list-style-type: none"> • Configuration électronique fondamentale des atomes H et F • Catégorisation des électrons de valence • Conversion sous forme de cases quantiques • Mise en commun des électrons effectives sur un schéma mettant en évidence les symboles des atomes • Schéma de Lewis définitif mettant en évidence la distinction des doublets liants et non-liants par des couleurs • Vérification de la cohérence du schéma à l'aide de la règle de l'octet 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p> <p>Projection d'un document</p>
12	Présentation de l'exemple 2	<p>Écriture du schéma de Lewis de O₂</p> <ul style="list-style-type: none"> • Configuration électronique fondamentale des atomes O • Catégorisation des électrons de valence • Conversion sous forme de cases quantiques 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p> <p>Projection d'un document</p>

		<ul style="list-style-type: none"> • Mise en commun des électrons effectives sur un schéma mettant en évidence les symboles des atomes • Schéma de Lewis définitif mettant en évidence la distinction des doublets liants et non-liants par des couleurs • Vérification de la cohérence du schéma à l'aide de la règle de l'octet 	
13	Présentation de l'exemple 3	<p>Écriture du schéma de Lewis de Cl₂</p> <ul style="list-style-type: none"> • Configuration électronique fondamentale des atomes Cl • Catégorisation des électrons de valence • Conversion sous forme de cases quantiques • Mise en commun des électrons effectives sur un schéma mettant en évidence les symboles des atomes • Schéma de Lewis définitif mettant en évidence la distinction des doublets liants et non-liants par des couleurs • Vérification de la cohérence du schéma à l'aide de la règle de l'octet 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p> <p>Projection d'un document</p>
14	Présentation de l'exemple 4	<p>Écriture du schéma de Lewis de H₂O</p> <ul style="list-style-type: none"> • Configuration électronique fondamentale de l'ato • Catégorisation des électrons de valence • Conversion sous forme de cases quantiques • Mise en commun des électrons effectives sur un schéma mettant en évidence les symboles des atomes • Schéma de Lewis définitif mettant en évidence la distinction des doublets liants et non-liants par des couleurs • Vérification de la cohérence du schéma à l'aide de la règle de l'octet 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p> <p>Projection d'un document</p>
15	Présentation de l'exemple 5	<p>Écriture du schéma de Lewis de CH₄</p> <ul style="list-style-type: none"> • Configuration électronique fondamentale de l'atome de carbone • Catégorisation des électrons de valence • Promotion de valence afin d'expliquer la tétravalence de l'atome de carbone en utilisant le graphisme de cases quantiques • Symbole de l'atome de carbone après promotion de valence • Mise en commun des électrons effectives sur un schéma mettant en évidence les symboles des atomes 	<p>Cours monologué</p> <p>Cours écrit au tableau</p> <p>Projection d'un document</p>

		<ul style="list-style-type: none"> • Schéma de Lewis définitif mettant en évidence la distinction des doublets liants et non-liants par des couleurs • Vérification de la cohérence du schéma à l'aide de la règle de l'octet • Mise en garde : le schéma de Lewis ne reflète pas la géométrie de la molécule 	
16	Autre explication du partage d'électrons de valence entre deux noyaux d'atomes	<ul style="list-style-type: none"> • Les deux électrons mis en commun entre deux noyaux sont initialement assignés au même atome • Symboles : représentation de l'entité obtenue après le partage d'électrons • Introduction de la notion de charge formelle 	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection d'un document
17	Transition	Annonce d'une procédure pour établir le schéma de Lewis d'une molécule	Cours monologué
18	Présentation d'une procédure	<p>Procédure d'écriture du schéma de Lewis de molécules</p> <ul style="list-style-type: none"> • Configuration électronique fondamentale • Catégorisation des électrons de valence • Calcul du nombre total d'électrons de valence • Calcul du nombre de doublets puis distinction du nombre de doublets liants et non liants (les formules sont données sans explication complémentaire) 	Cours monologué Projection d'un document
19	Application de la procédure sur un exemple (exemple 6)	Les étapes de la procédure sont mises en évidence sur la molécule de méthane CH_4	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection d'un document
20	Application de la procédure sur un exemple (exemple 7)	Les étapes de la procédure sont mises en évidence sur la molécule de dioxygène O_2	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection d'un document
21	Application de la procédure sur un exemple (exemples 8 et 9)	Les étapes de la procédure sont mises en évidence sur les molécules d'éthène C_2H_4 et d'éthyne C_2H_2	Cours monologué Projection d'un document

22	Application de la procédure sur un exemple (exemple 10)	Les étapes de la procédure sont mises en évidence sur la molécule de méthanal H_2CO	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection d'un document
23	Application de la procédure sur un exemple (exemple 11)	Les étapes de la procédure sont mises en évidence sur la molécule de dioxyde de carbone CO_2	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection d'un document
24	Application de la procédure sur un exemple (exemple 12)	Les étapes de la procédure sont mises en évidence sur la molécule de monoxyde d'azote NO	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection d'un document
25	Application de la procédure sur un exemple (exemple 13)	<ul style="list-style-type: none"> • Les étapes de la procédure sont mises en évidence sur la molécule de dioxyde de soufre SO_2 • Introduction de la notion de formules mésomères par mise en évidence de plusieurs schémas de Lewis pour la même molécule 	Cours monologué Cours écrit au tableau Projection d'un document
26	Définition des charges formelles	Définition effective au travers d'une procédure pour attribuer les charges formelles	Cours monologué Projection d'un document
27	Présentation de l'exemple 14	Application de la procédure d'attribution d'une charge formelle pour l'anion chlorure Cl^-	Cours monologué Projection d'un document
28	Présentation de l'exemple 15	Application de la procédure d'attribution d'une charge formelle pour le cation ammonium NH_4^+	Cours monologué Projection d'un document
29	Transition	Annonce de la fin de la séance de cours	Cours monologué

Table des matières détaillée

Remerciements	2
Liste des figures.....	10
Liste des tableaux.....	13
Liste des photos	15
Liste des annexes.....	16
Chapitre I. Introduction	17
Chapitre II. Quelques aspects des pratiques enseignantes des enseignants-chercheurs ...	21
II.1. Qu'appelle-t-on « pratiques enseignantes » ?.....	21
II.2. Ce que l'on sait des pratiques enseignantes des EC ne prenant pas en compte l'aspect disciplinaire	22
II.2.1. Les missions des enseignants à l'université : composer entre enseignement et recherche.	23
II.2.2. Le cours en amphithéâtre au centre des pratiques enseignantes des EC.....	24
II.2.3. La nécessité d'évolution des pratiques des EC.....	25
II.2.4. L'évaluation des étudiants	26
II.3. Les études des pratiques des EC prenant en compte les disciplines physique et chimie.....	27
II.4. Conclusion	28
Chapitre III. La double approche didactique et ergonomique pour analyser les pratiques des enseignants.....	29
III.1. La théorie de l'activité	30
III.1.1. Tâche et activité.....	30
III.1.2. La double régulation de l'activité.....	31
III.2. Articulation des cadres de Piaget et Vygotsky pour l'apprentissage des élèves	33

III.3.	La complexité des pratiques : la prise en compte des déterminants de l'activité enseignante.....	34
III.4.	La méthodologie générale de la double approche	36
III.5.	La double approche adaptée à l'analyse de séances de chimie à l'université.....	38
III.5.1.	Particularités de l'enseignement de la chimie à l'université en vue d'une adaptation de la méthodologie.....	38
III.5.2.	Les proximités-en-acte repérées par les chercheurs comme intermédiaire facilitant l'accession au savoir par les étudiants	41
III.5.2.1.	Les proximités-en-acte recensées dans les études existantes	42
III.5.2.2.	Les limites déclarées des proximités-en-acte.....	45
Chapitre IV.	Cadre d'analyse du savoir en chimie.....	47
IV.1.	Description des trois registres.....	48
IV.1.1.	Le registre théorique.....	48
IV.1.2.	Le registre empirique	48
IV.1.3.	Le registre des modèles.....	49
IV.2.	Considérations sémiotiques.....	51
IV.2.1.	Relation sémiotique triadique selon Peirce	52
IV.2.2.	Sémiotique selon Duval	53
IV.3.	Un exemple de fonctionnement du cadre en 3 registres : le cas des transformations chimiques.....	55
IV.3.1.	Appropriation de ce cadre par Kermen	55
IV.3.2.	Intérêt du cadre en 3 registres.....	56
Chapitre V.	Analyse épistémologique et didactique du savoir de référence.....	58
V.1.	Savoir savant et savoir de référence	58
V.2.	Les types de liaisons et les modèles choisis pour les décrire	58
V.3.	Les ouvrages choisis pour constituer le savoir de référence.....	60
V.4.	Théories considérées	61
V.4.1.	Quelques concepts de la théorie électromagnétique.....	62
V.4.1.1.	Interaction électrostatique entre deux particules chargées	62
V.4.1.2.	Interaction électromagnétique	63
V.4.2.	Quelques concepts de la théorie quantique	63
V.4.2.1.	Dualité onde-corpuscule.....	63

V.4.2.2.	Fonction d'onde et probabilité de présence	63
V.4.2.3.	Spin de l'électron.....	64
V.5.	Le modèle quantique de l'atome	65
V.5.1.	Approximations pour résoudre l'équation de Schrödinger.....	65
V.5.2.	Nomenclature des fonctions d'onde.....	65
V.5.3.	Représentation conventionnelle des orbitales atomiques.....	66
V.5.4.	Configuration électronique d'un atome.....	67
V.5.5.	Lien avec le registre empirique.....	68
V.6.	Les modèles de description de la liaison covalente.....	69
V.6.1.	Définition classique d'une liaison covalente	69
V.6.2.	Modèles quantiques de description de la liaison covalente.....	71
V.6.2.1.	Le modèle des orbitales moléculaires.....	72
V.6.2.1.1.	Obtention d'une fonction d'onde moléculaire	72
V.6.2.1.2.	Représentation conventionnelle des OM.....	72
V.6.2.1.3.	Diagramme d'interaction.....	73
V.6.2.1.4.	Extensions du modèle	74
V.6.2.2.	Modèle de la liaison de valence	74
V.6.2.2.1.	Fondements du modèle	74
V.6.2.2.2.	Hybridation des orbitales atomiques	75
V.6.3.	Modèle de Lewis.....	77
V.6.3.1.	Le modèle de Lewis originel	77
V.6.3.1.1.	Vers les travaux de Lewis : le contexte au début du XX ^e siècle.....	77
V.6.3.1.2.	Le modèle cubique de l'atome publié par Lewis en 1916	78
V.6.3.1.3.	Les molécules selon Lewis en 1916.....	81
V.6.3.1.4.	Les modifications apportées par Lewis dans sa publication de 1923.....	84
V.6.3.2.	Le modèle de Lewis actuel	86
V.6.3.2.1.	Présentation du modèle	86
V.6.3.2.2.	Est-il légitime de parler de modèle hybride pour le modèle de Lewis actuel ?	89
V.6.3.2.2.1.	Qu'est-ce qu'un modèle hybride ?	89
V.6.3.2.2.2.	Le modèle de Lewis actuel est hybride	90
V.6.3.3.	Conclusion « modèle de Lewis ».....	92
V.6.4.	Analyse sémiotique.....	92
V.6.4.1.	Relation sémiotique triadique selon Peirce	92
V.6.4.2.	Point de vue de Duval	93
V.6.5.	Lien avec le registre empirique.....	94
V.7.	Modèle de description de la liaison ionique.....	95

V.7.1.	L'électronégativité d'un élément chimique et la polarité d'une liaison.....	95
V.7.2.	La liaison ionique est un cas limite de la liaison covalente.....	96
V.7.3.	Lien avec le registre empirique.....	97
V.8.	Les modèles de description des liaisons intermoléculaires	98
V.8.1.	Le modèle des liaisons de Van der Waals.....	98
V.8.1.1.	Les dipôles.....	98
V.8.1.2.	Forces attractives entre dipôles	98
V.8.1.3.	Forces répulsives	99
V.8.2.	Le modèle de description de la liaison hydrogène	100
V.8.3.	Lien avec le registre empirique.....	101
V.9.	Conclusion à propos des modèles décrivant la typologie des liaisons chimiques	102
V.9.1.	Modèle électromagnétique unificateur	102
V.9.2.	Au-delà du modèle classique : prise en compte de l'aspect quantique.....	104
V.9.3.	Probable origine de l'absence d'unification	104
V.9.4.	Retour sur les modèles dépendants	105
V.10.	Caractérisation expérimentale d'une liaison chimique	106
V.10.1.	Images de résolution atomique	107
V.10.1.1.	Questionnement soumis par Kermen	107
V.10.1.2.	À propos du microscope à force atomique.....	108
V.10.1.3.	L'exemple des images de trous noirs	108
V.10.1.3.1.	Mise en évidence d'un obstacle épistémologique	108
V.10.1.3.2.	Les images de trous noirs sont des images-objets	109
V.10.1.4.	Influence des facteurs sociaux : l'exemple du STM.....	110
V.10.1.5.	Place des théories et modèles dans les techniques scientifiques	111
V.10.1.6.	Conclusion	114
V.10.2.	Longueur moyenne de liaison et énergie moyenne de dissociation : grandeurs expérimentales ?	116
V.10.2.1.	Obtention de la longueur et de l'énergie de dissociation moyennes d'une liaison	116
V.10.2.2.	Conclusion	117
V.11.	Fonctionnement du cadre en 3 registres appliqué à la liaison chimique	117
Chapitre VI.	Les difficultés et les conceptions des élèves et étudiants à propos de la liaison chimique	121
VI.1.	Les origines des difficultés et conceptions des élèves et des étudiants	122

VI.2.	Les types de difficultés.....	122
VI.3.	Les difficultés induites par l'enseignement traditionnel de la liaison chimique par type de liaison.	123
VI.3.1.	Le découpage traditionnel et sa probable origine	123
VI.3.2.	Les conséquences de ce découpage.....	125
VI.4.	Les difficultés induites par les explications de nature téléologique et anthropomorphique et les dérives de l'usage la règle de l'octet.....	126
VI.5.	Les difficultés induites par les représentations de la liaison.....	128
VI.5.1.	Le trait symbolisant la liaison covalente donne une vision statique de la liaison	128
VI.5.2.	Le trait symbolisant la liaison covalente induit l'idée d'un lien matériel entre les noyaux des atomes	129
VI.5.3.	La formule brute ne renseigne pas sur le type de liaison	131
VI.5.4.	Des confusions peuvent être générées par une appréhension insuffisante des symboles	132
VI.6.	Les difficultés liées à la mécanique quantique	133
Chapitre VII. Enquête préalable avec deux spécialistes du savoir		135
VII.1.	Choix des EC spécialisés pour mener l'enquête.....	135
VII.2.	Présentation de l'entretien.....	136
VII.2.1.	Objectifs détaillés.....	136
VII.2.2.	Protocole d'entretien	137
VII.3.	Méthodologie de recueil, de traitement et d'analyse	139
VII.3.1.	Recueil des données et traitement	139
VII.3.2.	Méthodologie d'analyse	139
VII.4.	Résultats des entretiens et interprétation	141
VII.4.1.	La liaison chimique : pour les chercheurs ou pour l'enseignement ?.....	141
VII.4.2.	Le modèle de Lewis dans l'enseignement	142
VII.4.3.	Les modèles quantiques de description de la liaison covalente.	145
VII.4.4.	Description de toute liaison chimique selon un modèle électromagnétique dans le cadre d'un enseignement	146
VII.4.5.	L'incontournable à enseigner	147
VII.5.	Conclusion de l'enquête auprès des spécialistes U1 et U2	148
Chapitre VIII. Problématique et questions de recherche		151

Chapitre IX. Analyse des ouvrages	159
IX.1. Choix des ouvrages	159
IX.2. Méthodologie d'analyse	160
IX.2.1. Méthodologie pour répondre à la QR1 : définition des différents types de liaison chimique en lien avec le modèle électromagnétique.....	160
IX.2.1.1. Définition de la liaison covalente en lien avec des concepts du modèle électromagnétique	160
IX.2.1.2. Définition des liaisons ionique, de Van der Waals et hydrogène en lien avec des concepts du modèle électromagnétique	162
IX.2.2. Méthodologie pour répondre à la QR2 : ce que disent les ouvrages à propos de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis.....	163
IX.3. Résultats et interprétation.....	166
IX.3.1. Résultats de la QR1 et interprétation : définition des divers types de liaison chimique en relation avec le modèle électromagnétique et discussion	166
IX.3.1.1. Cas de la liaison covalente	167
IX.3.1.2. Cas de la liaison ionique.....	168
IX.3.1.2.1. Liaison ionique envisagée comme cas extrême d'une liaison covalente	169
IX.3.1.2.2. Liaison ionique décrite par le modèle du cristal parfait.....	170
IX.3.1.3. Cas des liaisons de Van der Waals	171
IX.3.1.4. Cas de la liaison hydrogène	172
IX.3.2. Résultats de la QR2 et interprétation : ce que disent les ouvrages à propos de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis.....	173
IX.3.2.1. Les références au modèle de Lewis originel.....	173
IX.3.2.1. Définition de la liaison covalente dans le cadre du modèle de Lewis.....	174
IX.3.2.2. Représentation de la liaison covalente selon le modèle de Lewis.....	176
IX.3.2.3. Utilisation du modèle de Lewis pour expliquer, prédire et représenter un phénomène du registre empirique.	179
IX.4. Conclusion	180
 Chapitre X. Analyse des programmes	 184
X.1. Choix des programmes analysés	185
X.1.1. Structure des programmes à l'université.....	185
X.1.2. Recueil de données.....	185
X.1.3. Programmes de CPGE	186
X.2. Méthodologie d'analyse	188

X.3.	Résultats et interprétation.....	190
X.3.1.	Réponse à la QR3 : Définition d'une liaison chimique selon le modèle électromagnétique et caractéristiques des liaisons	190
X.3.2.	Réponse à la QR4 : types de liaison et modèles	191
X.3.2.1.	Les types de liaison	191
X.3.2.2.	Les modèles de description de la liaison chimique.....	192
X.3.2.3.	Règle de l'octet.....	193
X.3.3.	Réponse à la QR5 : Fonctionnement des modèles	194
X.3.4.	Réponse à la QR6 : référence aux symboles.....	195
X.4.	Conclusion	196
Chapitre XI.	Analyse de séances de cours effectives.....	198
XI.1.	Méthodologie de recueil de données.....	199
XI.1.1.	Présentation des EC observés pour l'étude de cas.....	199
XI.1.2.	Séances de cours observées	200
XI.1.3.	Entretien après l'ensemble des séances de cours.....	201
XI.2.	Méthodologie de traitement des données.....	202
XI.2.1.	Cas des séances de cours portant sur le modèle de Lewis	202
XI.2.2.	Cas des séances de cours portant sur les autres modèles de liaisons.....	203
XI.3.	Méthodologie d'analyse	203
XI.3.1.	Méthodologie pour répondre à QR7 : ce qui disent les EC à propos du modèle de Lewis.	203
XI.3.1.1.	Découpage préalable du texte en épisodes	204
XI.3.1.2.	Description des épisodes	204
XI.3.1.3.	Méthodologie d'analyse du contenu chimique du discours.....	206
XI.3.1.3.1.	Repérage des registres de la chimie	206
XI.3.1.3.1.1.	Thématique « Registre empirique ».....	207
XI.3.1.3.1.2.	Thématique « Registre des modèles »	207
XI.3.1.3.1.3.	Couleurs associées aux thématiques	208
XI.3.1.4.	Analyse du discours au regard du registre des modèles.....	208
XI.3.1.4.1.	Articulation du modèle de Lewis avec le modèle des orbitales moléculaires.....	208
XI.3.1.4.2.	Recherche de référence au modèle de Lewis de 1916	209
XI.3.1.4.3.	Recherche d'une définition de la liaison chimique covalente.....	209
XI.3.1.4.4.	Énoncé et statut de la règle de l'octet.....	210
XI.3.1.4.5.	Introduction du symbole de la liaison covalente.....	211
XI.3.1.4.6.	Exemples de schémas de Lewis.....	212

XI.3.1.4.7.	Procédure d'écriture des schémas de Lewis	212
XI.3.2.	Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR7 : modèles autres que le modèle de Lewis.....	212
XI.3.2.1.	Méthodologie d'analyse de la séance de cours portant sur les modèles de liaisons intermoléculaires.....	212
XI.3.2.2.	Méthodologie d'analyse de la séance de cours portant sur le modèle des orbitales moléculaires	213
XI.3.3.	Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR8 : lien entre le registre empirique et le registre des modèles	214
XI.3.3.1.	Séances de cours portant sur le modèle de Lewis.....	214
XI.3.3.2.	Séances de cours portant sur les autres modèles	215
XI.3.4.	Méthodologie d'analyse pour répondre à la QR9 : accompagnement fourni aux étudiants lorsque les EC présentent le modèle de Lewis	215
XI.3.4.1.	Les questions posées aux étudiants.....	216
XI.3.4.2.	Les références aux acquis antérieurs des étudiants	216
XI.3.4.3.	Les références à l'examen.....	216
XI.3.4.4.	Les références aux conceptions et difficultés des étudiants	217
XI.3.4.5.	Les explications de nature anthropomorphiques ou téléologiques	217
XI.3.4.6.	Les métaphores et les dessins humoristiques	217
XI.4.	Résultats de la QR7 et interprétation : cas du modèle de Lewis.....	218
XI.4.1.	Découpage du texte en épisodes.....	218
XI.4.1.1.	Frises.....	218
XI.4.1.2.	Commentaire.....	219
XI.4.2.	Analyse du contenu chimique du discours	219
XI.4.2.1.	Description du mode de présentation du savoir et de l'itinéraire cognitif proposé par les EC	219
XI.4.2.1.1.	Description succincte du mode de présentation du savoir.....	219
XI.4.2.1.2.	Description succincte de l'itinéraire cognitif.....	221
XI.4.2.2.	Analyse du discours au regard du registre des modèles.....	222
XI.4.2.2.1.	Articulation du modèle de Lewis avec le modèle des orbitales moléculaires.....	222
XI.4.2.2.2.	Référence au modèle de Lewis de 1916	222
XI.4.2.2.3.	Définition de la liaison chimique covalente	223
XI.4.2.2.3.1.	Définition générale d'une liaison chimique.....	223
XI.4.2.2.3.2.	Définition d'une liaison chimique covalente par le modèle de Lewis.....	226
XI.4.2.2.4.	Statut de la règle de l'octet.....	227
XI.4.2.3.	Analyse de l'introduction du symbole représentant la liaison covalente	228
XI.4.2.4.	Choix des exemples et construction de schémas de Lewis	231
XI.4.2.4.1.	Nombre et nature des exemples.....	231

XI.4.2.4.2.	Stratégie d'écriture des schémas de Lewis de molécules	231
XI.4.2.4.2.1.	Stratégie mise en place par EC1 et EC3	231
XI.4.2.4.2.2.	Stratégie mise en place par EC2.....	236
XI.4.3.	Conclusion	236
XI.5.	Réponse à la QR7 : cas du modèle des OM et des modèles de liaisons intermoléculaires	237
XI.5.1.	Les modèles de liaisons intermoléculaires	237
XI.5.1.1.	Description de l'itinéraire cognitif	237
XI.5.1.2.	Repérage du modèle électromagnétique	238
XI.5.1.3.	Modèle de la liaison ionique pour décrire les solides ioniques	239
XI.5.1.4.	Modèle des liaisons de Van der Waals.....	241
XI.5.1.5.	Modèle de la liaison hydrogène	241
XI.5.2.	Analyse de la présentation du modèle des orbitales moléculaires	243
XI.6.	Réponse à la QR8 : Lien entre le registre empirique et le registre des modèles	247
XI.6.1.	Cas des séances de cours portant sur le modèle de Lewis	247
XI.6.2.	Cas des séances portant sur les autres modèles de liaison	249
XI.6.2.1.	Cas des liaisons intermoléculaires	249
XI.6.2.2.	Cas du modèle des OM	252
XI.6.3.	Conclusion	252
XI.7.	Réponse à la QR9 : analyse des catégories d'accompagnement et interprétation.....	253
XI.7.1.	Occurrences des diverses catégories d'accompagnement	253
XI.7.2.	Les questions posées aux étudiants	253
XI.7.3.	Les appels aux acquis antérieurs.....	254
XI.7.4.	Les références à l'examen	255
XI.7.5.	Les références aux difficultés et conceptions des étudiants.....	255
XI.7.6.	Les explications téléologiques et anthropomorphiques.....	257
XI.7.7.	Les métaphores et images humoristiques	259
XI.8.	Conclusion	261
Chapitre XII.	Analyse des pratiques déclarées de 4 EC.....	264
XII.1.	Présentation des entretiens.....	264
XII.1.1.	Choix des EC interviewés	264
XII.1.2.	Protocole d'entretien et lien avec les QR	265
XII.2.	Méthodologie	268
XII.2.1.	Méthodologie de recueil et traitement.....	268

XII.2.2.	Méthodologie d'analyse	268
XII.3.	Résultats de cette série d'entretiens et interprétation	269
XII.3.1.	La liaison chimique en recherche et dans l'enseignement	269
XII.3.1.1.	Cas de la recherche.....	269
XII.3.1.2.	Cas de l'enseignement.....	271
XII.3.2.	Représentation des liaisons.....	272
XII.3.3.	Les représentations figuratives des atomes et des molécules obtenues par des appareils de résolution atomique	273
XII.3.4.	La connaissance des études didactiques existantes et l'introduction de la liaison par un modèle électromagnétique	275
XII.3.4.1.	Connaissances en didactique	275
XII.3.4.2.	Introduction générale de la liaison par un modèle électromagnétique dans le cadre d'un enseignement.....	276
XII.3.5.	L'incontournable à enseigner à propos de la liaison chimique à un public de L1 en spécialisé en chimie	277
XII.4.	Conclusion de cette série d'entretiens.....	277
XII.5.	Synthèse des réponses aux QR	281
Chapitre XIII.	Conclusion.....	284
Bibliographie		291
Table des matières détaillée		384

Titre : La liaison chimique : analyse épistémologique et didactique. Étude de pratiques d'enseignants-chercheurs en L1

Mots clés : Didactique de la chimie, liaison chimique, modèle de Lewis, images de résolution atomique, pratiques des enseignants, double approche didactique et ergonomique.

Résumé : Cette thèse porte sur les pratiques Notre recherche repose sur l'hypothèse essentielle d'enseignants-chercheurs (EC) de chimie qu'un cours dispensé par des EC, peu contraints lorsqu'ils dispensent des cours sur les modèles de par l'institution et ayant une pratique quotidienne liaison chimique en licence première année. Nous du laboratoire, constitue un potentiel permettant de effectuons préalablement une analyse dépasser une présentation segmentée par type de épistémologique et didactique du savoir fondée sur liaison chimique tout en favorisant les liens entre un cadre mettant en relation théorie, modèle et modèle et réalité. Le cadre méthodologique de la réalité. Nous montrons que toute liaison chimique double approche didactique et ergonomique est s'explique par un modèle unificateur d'interactions mobilisé pour analyser ce que disent et font les EC électromagnétiques entre particules du niveau lorsqu'ils introduisent les modèles de liaison submicroscopique, validé au cours d'un entretien chimique aux étudiants. À travers l'analyse croisée par deux EC experts du thème de la liaison d'ouvrages, du discours des EC et d'entretiens, chimique. Une analyse plus approfondie, dédiée nous mettons en évidence que le contenu des au modèle de Lewis, révèle que le modèle actuel cours est modelé par des habitudes est davantage axé sur les représentations d'enseignement et des contraintes symboliques que le modèle originel. Nous organisationnelles, mais semble peu affecté par la abordons également le statut des images de mission de recherche des enseignants. En résolution atomique, les considérant comme conclusion, nous formulons des propositions pour preuves d'un registre empirique l'enseignement de la liaison chimique. submicroscopique.

Title : Chemical bonding : epistemological and didactic analysis. A study of French Academics practices in the first year of undergraduate studies.

Keywords : Didactics of chemistry, chemical bonding, Lewis model, atomic resolution images, teaching practices, double didactic and ergonomic approach

Abstract : This thesis examines the instructional We also explore the significance of atomic practices of French Academics in the field of resolution images, considering them as evidence of chemistry, specifically focusing on the teaching of a submicroscopic empirical level. Our research chemical bonding models in first-year operates under the premise that courses taught by undergraduate courses. Prior to this investigation, faculty members, with limited institutional we conduct an epistemological and didactic constraints and routine laboratory practices, hold the potential to move beyond a segmented analysis of current knowledge, employing a presentation by bond type while strengthening the connection between models and reality. Our study demonstrates that a comprehensive model based on electromagnetic interactions between particles at the submicroscopic level can explain all chemical bonds. This model is validated through interviews with two experts in the field of chemical bonding. A more detailed analysis, concentrating on the Lewis model, reveals a shift towards symbolic representations compared to the original model. To analyze how Academics introduce chemical bonding models to students, we employ the methodological framework of the double didactic and ergonomic approach. Through cross-analysis of literature, faculty discourse, and interviews, we highlight that courses content is influenced by teaching habits and organizational constraints, with minimal impact from the teachers' research mission. In conclusion, we formulate proposals for improving the teaching of chemical bonding.