



HAL
open science

Les outils et stratégies proposés aux élèves pour comprendre et utiliser les notions d'avancement et de réactif limitant pour les transformations chimiques

William Debouche

► To cite this version:

William Debouche. Les outils et stratégies proposés aux élèves pour comprendre et utiliser les notions d'avancement et de réactif limitant pour les transformations chimiques. Education. 2024. dumas-04826515

HAL Id: dumas-04826515

<https://dumas.ccsd.cnrs.fr/dumas-04826515v1>

Submitted on 9 Dec 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.



Distributed under a Creative Commons Attribution - NonCommercial - NoDerivatives 4.0 International License



**UNIVERSITÉ DE
FRANCHE-COMTÉ**

Mémoire

Présenté pour l'obtention du grade de

MASTER

"Métiers de l'Enseignement, de l'Éducation et de la Formation"

Mention 2nd degré, Professeur des Lycées et Collèges,

Les outils et stratégies proposés aux élèves pour comprendre et utiliser les notions d'avancement et de réactif limitant pour les transformations chimiques.

Présenté par
DEBOUCHE William

Sous la direction de
GUYON Fabrice
Maître de conférence

Années universitaires 2022-2023 et 2023-2024

Sommaire

1	Introduction	1
2	État de l'art et aspect théorique	2
2.1	L'histoire de la réaction chimique jusqu'à l'introduction de l'avancement ξ	2
2.1.1	Les théories "élémentaires" comme descriptives de la réaction chimique	2
2.1.2	La naissance de la notion de proportionnalité et d'atome	2
2.1.3	La prise en compte des transformations partielles	4
2.1.4	Rendement et réversibilité des réactions chimiques	5
2.1.5	L'introduction de la loi d'action des masses	5
2.1.6	L'approche thermodynamique	6
2.1.7	L'introduction de l'avancement de réaction	7
2.2	Les différentes stratégies proposées aux élèves	8
2.2.1	Calculs de proportionnalité	8
2.2.2	Les graphiques	10
2.2.3	Le tableau d'avancement	15
2.3	Les difficultés des élèves face à la notion d'avancement	22
3	Problématique de recherche	24
4	Recherche expérimentale et quantification des préconceptions	25
4.1	Formulation des hypothèses initiales de recherche	25
4.2	Méthodologie pour tester les hypothèses	25
4.2.1	Détail du test 1	26
4.2.2	Détail du test 2	28
4.3	Résultats des tests auprès des élèves de terminale spécialité physique-chimie en mars 2023	30
4.3.1	Test 1	30
4.3.2	Test 2	34
4.3.3	Tableaux récapitulatifs	36
4.4	Analyse des résultats des élèves de terminale	37
4.5	Résultats du test auprès des élèves de première spécialité physique-chimie en juin 2023	40
4.6	Analyse des résultats des élèves de première	43
4.7	Test donné aux étudiants de licence 1	44
5	Préconisations pour l'enseignement	44
6	Conclusion	46
7	Bibliographie	49

1 Introduction

La problématique de ce travail de recherche trouve son origine lors d'un stage d'observation réalisé au lycée Pergaud à Besançon en 2022 pendant des cours de physique-chimie. De ces faits, il s'avéra que de nombreux élèves de terminale spécialité physique-chimie n'étaient plus en mesure de construire convenablement un tableau d'avancement en début d'année alors que l'utilisation du tableau d'avancement avait été étudiée l'année précédente. La compréhension de la signification de chacune des cases du tableau posait des difficultés à ces élèves. Après un passage auprès de chaque élève, il fut surprenant de constater que trois élèves sur dix-neuf étaient aptes à remplir et utiliser correctement le tableau d'avancement. Les autres élèves se trouvaient en difficulté, mobilisant un tableau d'avancement non maîtrisé. Après en avoir parlé avec les différents enseignants de physique-chimie du lycée Pergaud, je constatai que chacun enseignait différemment cette notion d'avancement traitée de la seconde à la terminale. A titre d'exemple, le bulletin officiel spécial n°1 du 22 janvier 2019 (programme français, plus précisément bulletin officiel abrégé B.O.) de seconde physique-chimie possède comme objectif "Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction". Les enseignants sont donc libres d'utiliser le moyen de leur choix permettant d'atteindre cet objectif. Au lycée Pergaud, certains introduisent directement le tableau d'avancement (qui sera obligatoirement vu en première, comme stipulé dans le B.O. de première spécialité PC), tandis que d'autres considèrent qu'un calcul de proportion est suffisant pour répondre à cet objectif fixé. Au vu des constats suivants, à savoir la difficulté à enseigner la notion d'avancement chimique de façon à ce que les élèves puissent en bon nombre la comprendre pour la réinvestir, et des différentes stratégies employées par les enseignants pour tendre à l'objectif de la maîtrise de cette grandeur, il me semble important de rechercher un moyen efficace de transmettre cette notion aux élèves.

On peut par ailleurs lire dans le BUP (Bulletin de l'union des physiciens) n°817^[13], datant de 1999, les premiers questionnements quant à l'introduction de la notion d'avancement au lycée. Cette variable étant centrale dans l'enseignement supérieur de la chimie, la question de son introduction puis de son utilisation lors des trois années de lycée était un sujet essentiel des réformes en vigueur de cette époque. Ainsi le programme fut pensé de sorte à introduire cette notion à l'aide de différents outils, qui ont évolué durant ces vingt dernières années (la dernière réforme de programme du lycée datant de 2019). La question suivante peut alors être posée :

En quoi les stratégies proposées aux élèves pour comprendre la notion d'avancement et de réactif limitant peuvent être pertinentes ou peuvent faire obstacle à la compréhension de ces notions ?

Afin de tenter d'apporter des réponses à cette question, il sera essentiel d'explorer dans un premier temps la connaissance actuelle concernant ces notions d'avancement et de réactif limitant. Pour ce faire, l'aspect historique sera abordé initialement, en explicitant les raisons de l'introduction de la notion d'avancement ainsi que ses intérêts et objectifs. Nous nous intéresserons à différentes méthodes proposées aux élèves afin de concevoir, comprendre, et utiliser habilement la notion d'avancement dans l'optique de déterminer un réactif limitant ou de calculer l'évolution de la quantité de matière de réactif ou produit au cours de la réaction par exemple. Les points forts et faibles de ces différents outils seront également listés.

De l'utilisation des outils tels qu'ils sont présentés émergent des difficultés auxquelles les élèves sont exposés, ce travail de mémoire se donnera pour premier objectif de repérer puis répertorier les difficul-

tés et préconceptions des apprenants les empêchant de comprendre et réinvestir les notions abordées dans les chapitres de la transformation chimique au lycée.

De ce cadre théorique émergera une problématique ciblée qui mènera à la formulation d'hypothèses de recherche qui poseront le cadre de la partie expérimentale de ce travail.

Afin d'apporter une réponse aux hypothèses, une méthodologie sera détaillée puis mise en place avec des groupes d'apprenants sous formes d'évaluations permettant d'obtenir des données.

Les résultats seront ensuite listés et détaillés, avant de les analyser et de conclure quant aux hypothèses formulées initialement.

Pour résumer, il émergera notamment de ce travail la mise en évidence de confusions, de préconceptions et de conceptions créées par les outils de l'enseignement chez les apprenants dans le domaine de la réaction chimique. De ces difficultés apparentes, des solutions seront alors imaginées afin de tenter de pallier ces obstacles.

2 État de l'art et aspect théorique

2.1 L'histoire de la réaction chimique jusqu'à l'introduction de l'avancement ξ

2.1.1 Les théories "élémentaires" comme descriptives de la réaction chimique

Jusqu'à la fin du 18^{ème} siècle, une réaction chimique était considérée comme une alliance entre plusieurs substances. Comme le précise Alain Dumont^[6], on considérait à cette époque que si un acide et une base réagissent fortement, c'est qu'ils s'unissent parce qu'ils sont complémentaires, contenant en eux les principes "aqueux" et "terreux". On peut également citer la théorie du phlogistique, reposant sur un principe proche, émise par Johann Joachim Becher (1635-1682) comme l'indique l'article de Fernandez B.^[8]. La théorie du phlogistique repose sur l'idée que lors de la combustion, les matériaux inflammables possédaient en eux un fluide, nommé phlogiston, qui s'échappait alors. On constate un lien systématique établi par les chimistes entre les matériaux et des "éléments naturels" (l'air, la terre, le feu ou l'eau) dont ces matériaux seraient pourvus. Il s'agit sans doute d'un héritage de l'alchimie et de la théorie des quatre éléments d'Aristote.

Afin de pouvoir avancer dans la compréhension de la réaction chimique, les scientifiques ont dû corriger l'idée que les éléments chimiques, ou matériaux, étaient liés à un élément naturel qu'ils pouvaient échanger lors de la réaction chimique, comme "l'eau" et "la terre". Plusieurs découvertes et lois empiriques permirent ensuite d'abandonner cette vision de la réaction chimique intitulée "théorie des affinités".

2.1.2 La naissance de la notion de proportionnalité et d'atome

La fin du 18^{ème} siècle fut une véritable révolution en chimie. Comme le précise l'article de Fernandez B.^[8], le premier pas fut réalisé par Lavoisier qui déconstruisit la théorie du phlogistique en mesurant toutes les masses (air et métaux) lors des combustions. Il permit ainsi de mettre en évidence

que la combustion est une oxydation du corps métallique, et ainsi une combinaison d'éléments et non une émission du fluide "le phlogiston".

Par la suite, de nombreuses expériences permirent de mettre en évidence l'existence d'une proportionnalité au cours de la réaction chimique. Jeremias Benjamin Richter (1762-1807) énonça en 1792 la loi des nombres proportionnels^[6] : "Les différents acides suivent des proportions correspondantes avec les différentes bases alcalines pour parvenir à un état neutre de combinaison."

De même, Joseph Louis Proust (1754-1826) énoncera en 1801 la loi des proportions définies^[6] : "lorsque deux corps simples se combinent en plusieurs proportions et que l'on suppose fixe la masse de l'un d'eux, celles de l'autre qui entrent dans les différents produits formés sont entre elles dans des rapports simples."

Ces lois de proportions constantes frapperont John Dalton (1766-1844) qui énoncera en 1808 la "loi des proportions multiples"^[6] stipulant que pour deux éléments pouvant constituer plusieurs molécules, que Dalton appelait particules ultimes (exemple^[3] : N et O peuvent former N_2O ; NO ; NO_2), alors le rapport des masses d'un élément dans ces molécules par rapport aux masses de l'autre élément dans les molécules forme un nombre entier. Ainsi, pour une masse d'azote de 1 g dans les trois molécules N_2O ; NO ; NO_2 , on mesurera respectivement une masse d'oxygène de 0,571 g; 1,14 g; 2,28 g. Le rapport établi est bien de 1; 2; 4.

Cette loi donnera lieu à la première théorie atomique émise par John Dalton et ainsi de différencier les corps simples des corps composés. Il attribuera à chaque atome une masse atomique relative, qu'il compilera dans le tableau présenté en figure 1.

Le tableau possède deux colonnes : à gauche de chaque colonne figure le nom de l'élément et un symbole le représentant, à droite sa masse atomique, possédant une unité arbitraire qui consiste à poser la masse de l'hélium égale à 1 et d'en déduire la masse relative des autres éléments par rapport à celle de l'hélium.

La théorie atomique est née, les chimistes ont posé un nouveau modèle dans lequel la matière est constituée d'atomes qui peuvent se combiner entre eux par des lois de proportionnalité.

ELEMENTS					
	Hydrogen.	1		Strontian	46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus.	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

FIGURE 1 – Tableau des éléments dressé par Dalton, issu de son livre en 2 parties "New system of chemical philosophy"^{[1],[2]} écrit en 1808, comme mentionné par Fernandez B.^[8].

2.1.3 La prise en compte des transformations partielles

Si l'on se réfère à la loi des proportions définies de Proust, il semblerait que les conditions expérimentales (pression, température etc.) ne jouent pas sur la masse obtenue des produits (il y aurait toujours les mêmes masses formées de produits, indépendamment des conditions expérimentales). Claude Louis Berthollet (1748-1822) quant à lui, introduisit une nouvelle notion : la "masse chimique". Cette variable serait le produit de la quantité de substance initiale de réactif et de produit,

ainsi qu'une grandeur nommée "affinité" qui serait proche de l'attraction gravitationnelle définie par Newton comme le précise l'article de Padeloup M.^[14]. Cela lui permettait d'expliquer que deux réactions chimiques identiques se dérouleraient différemment si elles étaient réalisées dans des conditions expérimentales différentes, ce qui n'est pas abordé par les deux théories explicitées ci-dessus : la loi des proportions définies et la loi des nombres proportionnels.

Proust et Berthollet étaient alors en désaccord selon l'article de Padeloup M.^[14] ainsi que celui de Dumont A.^[6] qui indique que la "polémique entre les idées de Berthollet et celles de Proust reste courtoise même si elle est vive". Pourtant, ce désaccord n'avait pas lieu d'être. En effet, la théorie de Proust permet de mettre en place la notion d'établissement d'équation de réaction modélisant la réaction chimique à l'aide de proportionnalités, tandis que la théorie de Berthollet concernait les états initial et final du système et ainsi la réaction chimique en elle-même (quantité de réactif qui réagit, quantité de produit qui se forme). On note ainsi qu'à cette époque, il y a eu une confusion entre les deux notions différentes que sont "la modélisation de la transformation chimique par une équation de réaction mettant en jeu la proportionnalité", et la "détermination de la composition du système de l'état initial à l'état final". Cette confusion est importante à noter car il semblerait (et nous y reviendrons plus tard) qu'elle soit également présente dans l'esprit des apprenants. C'est donc une conception initiale qu'il faut connaître afin d'être en mesure de la déconstruire.

2.1.4 Rendement et réversibilité des réactions chimiques

La grande majorité des études des années 1800 sur les transformations chimiques s'attardait sur les réactions acido-basiques. Henry Sainte-Claire Deville (1818-1881) étudia cependant les réactions de dissociations^[6], réactions lentes et partielles, nécessaires en chimie organique pour la synthèse de nouveaux composés. L'enjeu était alors de taille car augmenter le rendement de telles réactions s'avérerait utile et ainsi de nombreux chimistes s'intéressèrent à rechercher des conditions expérimentales favorables à l'augmentation des rendements de synthèse (concentrations initiales, pression, température etc.) comme le précise l'article de Ganaras K.^[9]. Les travaux de Deville montrèrent également qu'une réaction peut changer de sens en fonction des conditions expérimentales. Ainsi la réversibilité est postulée, s'appuyant sur les expériences de Deville qui avait trouvé son inspiration dans les travaux de Berthollet, qui lui-même avait montré qu'une réaction chimique pouvait être limitée.

Il en résulte qu'une réaction pouvant se passer dans les deux sens peut mener à un équilibre si les deux réactions inverses se compensent parfaitement. C'est ce que souligneront Leopold Pfaundler (1839-1920) et August Horstmann (1842-1929) selon Dumont A.^[6] : "Tout équilibre chimique est un équilibre dynamique, un état de régime permanent où deux réactions, inverses l'une de l'autre, se compensent exactement".

2.1.5 L'introduction de la loi d'action des masses

Suite aux recherches de Pfaundler et Horstmann, Peter Waage (1833-1900) et Cato Guldberg (1836-1902) commencèrent des travaux permettant de prendre en compte cet aspect dynamique des réactions^[6]. Ils purent ainsi mathématiser une réaction chimique en faisant apparaître une grandeur x qui définissait le nombre de molécules transformées au cours de la réaction une fois l'équilibre atteint

(variable aujourd'hui appelée avancement à l'équilibre ξ_{eq}). Waage et Guldberg purent ensuite exprimer une loi empirique : la loi d'action des masses. Cette loi permet de considérer une égalisation des vitesses de réaction dans les deux sens à l'équilibre.

2.1.6 L'approche thermodynamique

L'affinité apparaissant dans la "masse chimique" de Berthollet fut grandement critiquée par Sainte-Claire Deville H. dans "Leçons sur l'affinité"^[15] en 1867, où il écrit : "L'hypothèse de l'affinité ne nous sert donc à rien, si ce n'est à nous faire oublier notre profonde ignorance sur la cause des combinaisons chimiques ; et en nous cachant cette ignorance, elle nous empêche de la percer".

Par la suite, de nombreuses recherches en thermodynamique eurent pour but d'établir des fonctions d'état qui permettraient de prévoir rigoureusement l'évolution de la composition d'un système (à l'inverse de l'affinité de Berthollet) et ainsi de son équilibre : ces fonctions seront appelées potentiels thermodynamiques.

Comme l'indique Dumont A.^[6], les chercheurs imaginaient alors une énergie témoin de la réaction chimique qui diminuerait lorsque la réaction avance spontanément, et posséderait ainsi un minimum à l'état d'équilibre. Cette inspiration vient du fait qu'une analogie était établie avec l'énergie potentielle des mécaniciens, théorie mécaniste infaillible depuis Isaac Newton (1642-1727). Ainsi une réaction chimique spontanée était probablement imaginée comme la chute spontanée d'un corps (système) si l'énergie potentielle de ce système peut diminuer entre le point de départ et le point d'arrivée.

Parmi ces potentiels thermodynamiques, on retrouve l'énergie interne U , qui représente la somme de toutes les énergies microscopiques du système, dont les énergies potentielles de liaison en jeu lors de la réaction chimique. Or le défaut de cette grandeur d'état réside dans le fait que le volume du système peut varier. En effet, s'il augmente par exemple, alors une part de l'énergie de la réaction est utilisée pour "repousser" le fluide ambiant dans lequel la réaction a lieu. Cette énergie de la réaction est transférée en tant que travail de force.

En ajoutant à cette énergie interne U un terme supplémentaire qui tient compte du volume et de la pression, on obtient un nouveau potentiel thermodynamique H . C'est ainsi que l'enthalpie H fut introduite et son intérêt se résume au fait qu'il devient inutile de réaliser les corrections de volume pour calculer l'enthalpie H rigoureusement, corrections nécessaires pour une détermination rigoureuse de l'énergie interne U .

Toutefois, un nouveau problème survient. Il existe deux types de réactions spontanées : endothermiques et exothermiques. Si la réaction libère de l'énergie par transfert thermique (réaction exothermique), alors H diminue (perte d'énergie par le système) et le minimum d'enthalpie correspond bien à l'état d'équilibre. Toutefois, pour les réactions endothermiques, le système absorbe de l'énergie par transfert thermique et ainsi son enthalpie H augmente. Il n'est donc pas possible de définir un minimum qui témoigne de l'état de stabilité, à l'image de l'énergie potentielle.

Pour remédier à ce problème, Willard Gibbs (1839-1903) proposa une nouvelle énergie qui diminuait effectivement pour toutes les réactions chimiques spontanées^[6], endothermique comme exothermique, l'enthalpie libre G .

Il devient alors possible d'attribuer une énergie molaire propre à chaque espèce chimique i en jeu dans une réaction chimique globale. Cette énergie molaire notée μ_i permet de prévoir le minimum

d'enthalpie libre en réalisant la dérivée partielle de G par rapport à la quantité de matière de l'espèce chimique i , à pression, température et quantité de matière des autres constituants j constants. Le potentiel chimique μ_i pour une espèce chimique i s'exprime donc :

$$\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P, T, n_{j \neq i}}$$

2.1.7 L'introduction de l'avancement de réaction

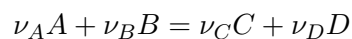
L'affinité chimique, alors oubliée depuis les critiques de Deville, va réintégrer les recherches scientifiques - du moins son nom - car à l'inverse de Berthollet qui ne la définissait pas explicitement, la nouvelle affinité notée \mathcal{A} intégrera cette notion de potentiel μ , et sera devenue "une grandeur thermodynamique, une fonction d'état qui peut être calculée à partir des données expérimentales" comme l'explique Dumont A.^[6] La réaction chimique verra son sens spontané être celui dont la somme des potentiels chimiques de chaque espèce multipliés aux coefficients stœchiométriques diminuera globalement le plus au cours de la réaction. Ainsi l'affinité chimique \mathcal{A} s'exprime :

$$\mathcal{A} = - \sum_{i=1}^n \nu_i \cdot \mu_i$$

avec ν_i les coefficients stœchiométriques des réactifs et produits, tel que $\nu_i < 0$ pour les réactifs et $\nu_i > 0$ pour les produits. Ainsi la définition de l'enthalpie libre G a permis de déterminer le potentiel chimique μ qui sera utilisé ensuite afin d'introduire l'affinité chimique permettant de déterminer le sens spontané d'une réaction. La réaction chimique évolue spontanément vers la valeur minimale de G qui traduira l'équilibre thermodynamique. A l'équilibre, on détermine une affinité chimique nulle : $\mathcal{A} = 0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$. On trouvera parfois noté la variation d'enthalpie libre molaire de réaction $\Delta_r G$ qui se définira tel que $\mathcal{A} = -\Delta_r G$.

Après avoir donné une définition concrète à l'affinité chimique (la détermination du sens de la réaction chimique), Théophile de Donder (1872-1957) put ensuite exprimer l'avancement chimique^[6] ξ (traduit de l'anglais "extent of reaction", parfois appelé avancement de réaction). Cette variable permet de décrire les quantités de réactifs et produits à tout instant et de tenir compte des réactions limitées tout en connaissant cette fois le sens d'évolution du système chimique.

L'autre intérêt majeur de cette variable ξ est de réduire le nombre de variables nécessaires et suffisantes pour décrire un système chimique comme l'explique Ducamp C. dans son étude^[4]. En effet, pour une réaction du type,



il était nécessaire de connaître les variables P , T , $n_A(t)$, $n_B(t)$, $n_C(t)$, $n_D(t)$.

Or, une fois l'avancement déterminé, les variables P , T , ξ seront suffisantes pour décrire intégralement le système chimique. La variable de l'avancement permet ainsi de simplifier considérablement la description d'un système chimique.

Finalement, nous avons vu que la variation d'enthalpie libre d'une réaction spontanée reste négative jusqu'à atteindre l'équilibre à $\Delta_r G = 0$. Donc l'affinité chimique est positive lorsque la réaction se réalise spontanément dans le sens initialement supposé, avec un avancement de réaction ξ positif, c'est à dire de la consommation des réactifs (espèces chimiques à gauche de la double flèche ou du signe $=$, symboles représentant l'équilibre de la réaction chimique) vers la formation des produits (espèces chimiques à droite de la double flèche ou du signe $=$) dans le modèle de l'équation de réaction. Dans l'équation de réaction écrite ci-dessus, les espèces chimiques A et B sont bien les réactifs et C et D les produits si l'affinité chimique est positive.

L'évolution spontanée d'un système vers son état d'équilibre est ainsi mesurable à l'aide des grandeurs thermodynamiques introduites par les scientifiques étudiés dans cet état de l'art.

2.2 Les différentes stratégies proposées aux élèves

La partie historique qui nous a permis de comprendre l'origine de la variable avancement est achevée, nous nous intéresserons dorénavant aux moyens mis en oeuvre pour enseigner cette notion aux élèves.

Lors de l'étude des réactions chimiques, le programme se focalise sur deux thèmes principaux. La compréhension de l'évolution des quantités de matière au cours de la transformation chimique et la détermination du réactif limitant si la réaction est totale. Il existe plusieurs méthodes permettant d'aboutir à ces objectifs. Trois d'entre elles seront étudiées par la suite : les calculs de proportionnalité, les graphiques et le tableau d'avancement. Le but sera de trouver les points forts et faibles de chacune de ces méthodes et de vérifier l'intérêt au vu des classes de lycéens français.

2.2.1 Calculs de proportionnalité

Moretti G.^[11] relève que les élèves de première année à l'université se voient confrontés à l'utilisation de l'avancement chimique, notion souvent mal comprise à la sortie du lycée. Il apparaît ainsi que la transmission de la connaissance concernant la notion de l'avancement fait défaut au lycée.

Il revient donc à montrer l'intérêt de l'utilisation de cette variable qu'est l'avancement dans les objectifs fixés par le programme de chimie français.

Par exemple, suivant l'indication du B.O. de seconde (cf. introduction), le réactif limitant peut être aisément déterminé à l'aide de l'avancement chimique. Toutefois cette variable, fruit d'une mathématisation permettant de modéliser la transformation chimique, n'est pas évidente à comprendre pour l'élève qui risquerait de l'employer sans véritablement comprendre l'objectif de son utilisation.

L'avancement chimique verra sa détermination calculatoire tel que :

$$d\xi = \frac{dn_i}{\nu_i}$$

Cette définition mathématique pourra aisément être remplacée par une relation plus simple au lycée. Supposons l'équation de réaction $\nu_A A + \nu_B B \rightarrow \nu_C C$, et que la quantité de matière initiale C soit nulle : $n_C(t=0) = 0$ mol.

$$\xi(t) = \frac{n_A(t) - n_A(t=0)}{\nu_A} = \frac{n_B(t) - n_B(t=0)}{\nu_B} = \frac{n_C(t)}{\nu_C} \quad (1)$$

Ainsi l'avancement chimique devient une variable d'un niveau mathématique envisageable au lycée. Cela ne signifie pourtant pas que le concept de la grandeur soit compréhensible et permette à l'élève de donner du sens à ce que représente cet avancement chimique.

En effet, la méthode privilégiée pour déterminer le réactif limitant pour une réaction totale est celle qui repose sur la proportionnalité de la réaction chimique. Cette méthode consiste à établir l'avancement maximal (ξ_{max} ou x_{max}) pour chaque réactif, puis de les comparer afin de déterminer le plus faible. L'avancement maximal le plus faible sera celui qui sera associé au réactif limitant. L'avancement maximal pour un réactif est l'avancement qui stipulerait que le réactif considéré soit intégralement consommé, ainsi à l'instant final le réactif considéré verra sa quantité de matière nulle. Le raisonnement consiste donc à supposer que chaque réactif serait tour à tour le réactif limitant, la quantité de matière des autres réactifs étant inépuisable pour la réaction. Puis par comparaison entre les avancements maximums de chaque réactif, le plus petit avancement indique le véritable réactif limitant lorsque tous les réactifs seront en présence dans leurs véritables proportions expérimentales. Dans notre exemple, il conviendra ainsi de calculer deux valeurs d'avancement maximum :

$$\xi_{A,max} = \frac{-n_A(t=0)}{\nu_A} \quad \text{et} \quad \xi_{B,max} = \frac{-n_B(t=0)}{\nu_B}$$

La plus petite valeur calculée indiquera le réactif limitant, sachant que $\nu_A < 0$ et $\nu_B < 0$, A et B étant des réactifs.

Retrouvons l'origine de l'utilisation en classe de seconde de cette relation de l'avancement maximal (démonstration qui n'est pas présentée aux élèves) : la quantité de matière $n_i(t)$ d'un réactif ou d'un produit à un instant t peut être retrouvée grâce à la relation (1) en exprimant la quantité de matière en fonction de l'avancement chimique à un instant t .

$$n_i(t) = n_i(t=0) + \nu_i \cdot \xi(t)$$

$\nu_i < 0$ pour les réactifs,

$\nu_i > 0$ pour les produits.

Comme expliqué précédemment, on suppose que le réactif i est entièrement consommé à $t = t_{max}$ comme s'il était réactif limitant, ainsi :

$$n_i(t = t_{max}) = 0 \text{ mol} \longrightarrow n_i(t=0) = -\nu_i \cdot \xi(t = t_{max})$$

$$\longleftrightarrow \xi(t = t_{max}) = \frac{-n_i(t=0)}{\nu_i}$$

Le coefficient stœchiométrique est négatif pour un réactif, toutefois on trouve généralement $\nu_i = -\alpha$ pour un réactif dans un cours de niveau seconde. On introduit alors une relation de l'avancement maximal dissimulant la subtilité du signe du coefficient stœchiométrique pour l'élève :

$$\xi(t = t_{max}) = \xi_{max} = \frac{n_i(t = 0)}{\alpha}$$

La seule utilisation de cette méthode (par calcul de ξ_{max} pour chaque réactif, comparaison entre eux et sélection du plus faible) est certainement perçue par bon nombre d'élèves comme un simple outil mathématique qu'il faut utiliser pour la détermination du réactif limitant sans comprendre le raisonnement sous-jacent.

Toutefois, la méthode est appréciée par certains enseignants car elle comporte plusieurs points positifs : elle est simple à mettre en place, elle est rapide à exécuter, elle est donc une méthode puissante et efficace pour répondre à l'exigence du B.O.. Son inconvénient réside dans le fait qu'elle ne permette pas à la majorité des élèves de comprendre pourquoi elle s'avère efficace et pourquoi le plus petit avancement témoignerait d'un réactif limitant. L'utiliser comme un outil expose donc l'élève à appliquer sans comprendre.

2.2.2 Les graphiques

L'article de G. Moretti^[11] montre l'existence d'autres moyens que celui de l'avancement maximal à l'aide de calculs de proportionnalité pour déterminer un réactif limitant. Il met en avant la représentation des quantités de matière en jeu lors de la réaction chimique à l'aide d'un graphique. Cette méthode nécessite des moyens supérieurs en temps et en matériel, par rapport à la méthode plus simple de comparaison des avancements maximums, mais possède d'autres avantages que nous détaillerons après explicitation des réalisations de graphiques. L'article propose deux graphiques différents.

Le premier graphique a pour objectif de suivre les quantités de matière des réactifs et produits qui évoluent au fur et à mesure de la réaction chimique (donc de l'avancement chimique). On introduit ainsi un graphique ayant pour ordonnée la quantité de matière et pour abscisse l'avancement chimique.

On rappelle l'objectif qui consiste en la détermination du réactif limitant. La quantité de matière évoluera pour chaque réactif et produit de l'équation suivant la relation impliquant l'avancement :

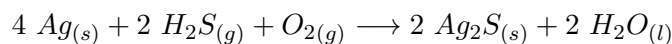
$$n_i(t) = n_i(t = 0) + \nu_i \cdot \xi(t) \quad (2)$$

Sachant que le coefficient stœchiométrique sera positif pour les produits et négatif pour les réactifs, il devient possible de connaître la quantité de matière de l'espèce i à tout instant t .

On obtient ainsi des équations de droites ayant pour ordonnées à l'origine la quantité de matière initiale (la quantité maximale pour chaque réactif, et l'on prend une quantité de matière initiale nulle

pour les produits) et possédant un coefficient directeur égal au coefficient stœchiométrique pour chaque réactif.

Dans l'article de Moretti, une réaction est utilisée à titre d'exemple :



Cette réaction possède l'avantage d'illustrer l'intérêt de la méthode graphique car elle possède trois réactifs dont les coefficients stœchiométriques sont différents (donc les pentes seront différentes). A l'inverse, la formation des produits (au nombre de 2 dont le coefficient stœchiométrique est identique) fait apparaître une seule fonction linéaire. Celle-ci permet de suivre facilement, à l'aide de sa pente positive et de son ordonnée à l'origine nulle (dans le cas où il n'y a pas de produit à l'instant initial), la formation quantitative des produits au cours de l'avancement de la réaction. Le graphique suivant (figure 2) illustre ainsi l'évolution en quantité de matière au cours de la réaction des cinq espèces en jeu. On peut repérer les quantités de matière initiales de chaque réactif sur l'ordonnée à l'origine de la droite correspondante au réactif considéré. Concernant la valeur de l'avancement maximal, on le lit sur l'axe des abscisses à l'endroit où la droite considérée coupe l'axe des abscisses. On peut aisément comparer les avancements maximaux en repérant les intersections entre les fonctions affines et l'axe des abscisses.

Au vu des conditions initiales posées, le plus faible avancement maximal ξ_{max} concerne la droite modélisant l'évolution de la quantité de matière de H_2S en fonction de l'avancement car c'est elle qui coupe l'axe des abscisses la première. H_2S est donc le réactif limitant. De plus, on voit (après avoir trouvé le réactif limitant) que la formation de $Ag_2S_{(s)}$ et $H_2O_{(l)}$ prend fin à l'abscisse correspondant à l'intersection entre la première droite et l'axe des abscisses, c'est à dire ξ_{max} . Cette remarque permet à l'élève de lier visuellement (par une droite verticale coupant l'axe des abscisses à ξ_{max}) la fin de formation du ou des produits qui correspond à la disparition d'un réactif, le réactif limitant.

Il est intéressant de faire le lien avec la méthode précédemment décrite en 2.2.1 impliquant les calculs de proportionnalité. En effet, le calcul puis la comparaison de $\xi_{A,max}$ et $\xi_{B,max}$ revient exactement à comparer les intersections des différentes fonctions affines avec l'axe des abscisses déterminées par la méthode graphique. Il peut être intéressant d'ajouter la remarque suivante : on trouve dans les manuels scolaires les dénominations pour ν soit de "nombre stœchiométrique" soit de "coefficient stœchiométrique". Dans la mesure où le coefficient directeur fait intervenir le coefficient stœchiométrique dans ce graphique, il me semblerait plus pertinent de se tenir à l'appellation de coefficient stœchiométrique.

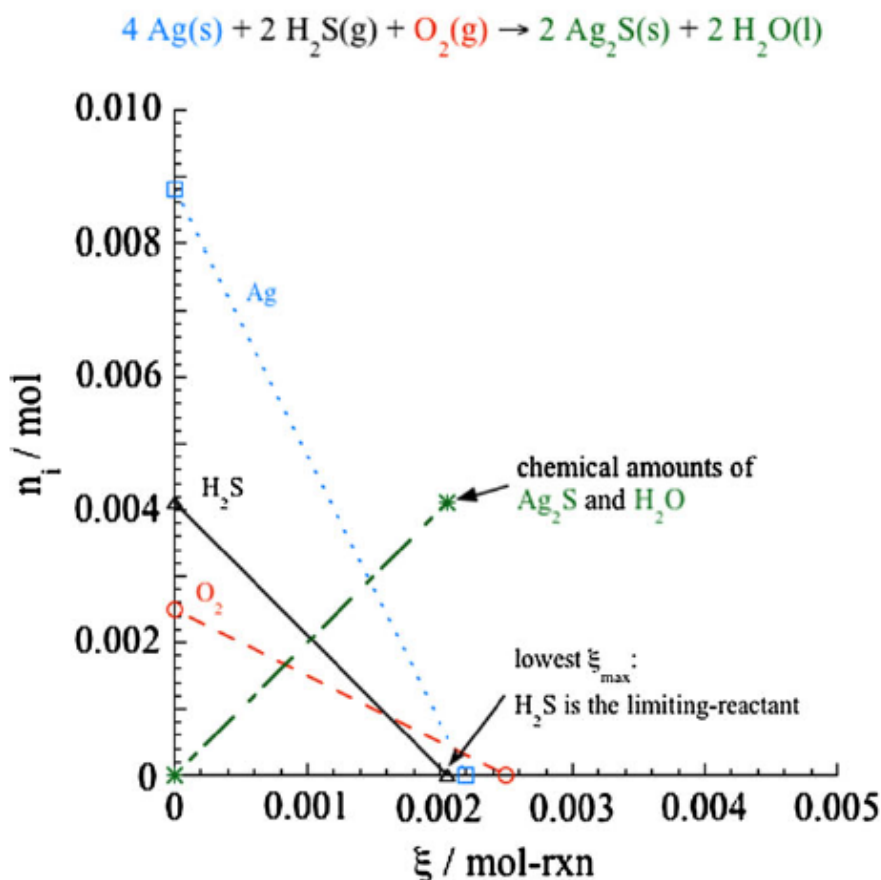


FIGURE 2 – Graphique représentant l'évolution de la quantité de matière des réactifs et produits en fonction de l'avancement réalisé par Moretti G.^[11].

Ainsi, la méthode graphique permet aux élèves de concevoir l'importance du coefficient stœchiométrique lors d'une réaction chimique (et ainsi de la proportionnalité en jeu) en liant cette valeur à la pente, tandis que l'ordonnée à l'origine est liée à la quantité de matière initiale introduite pour chaque réactif. Le graphique, s'il est bien introduit, deviendrait un outil permettant à l'élève de surmonter cette difficulté persistante lors de l'apprentissage de la chimie trouvant sa cause dans la confusion entre la "proportionnalité de la réaction modélisée par l'équation de réaction" et "l'évolution des quantités de matière de réactifs au cours de l'avancement de la réaction" (problème déjà défini dans les parties précédentes). On possède ainsi un véritable moyen de séparer ces deux phénomènes en reliant l'un à la pente, et l'autre à l'ordonnée à l'origine, permettant de les séparer très distinctement, ce qui sera posé (dans la partie 2.3) comme un des objectifs phares de l'enseignant de chimie. Il faut toutefois avoir conscience que cette méthode reste très mathématisée et ne conviendra pas à tous les élèves.

Il est également possible de réaliser un autre type de graphique mettant en jeu la masse des réactifs et des produits et non plus la quantité de matière. L'intérêt de cet autre graphique réside dans le fait que le coefficient directeur pour une espèce i ne sera plus le coefficient stœchiométrique comme pour le graphique présenté en figure 2, mais l'avancement maximal $\xi_{i,max}$ comme dans le graphique présenté en figure 3. Cela peut aider l'élève à percevoir la proportionnalité (liée à la pente) présente dans la comparaison des $\xi_{i,max}$ entre chaque espèce i pour déterminer le réactif limitant, méthode présentée dans la partie 2.2.1 calculs de proportionnalité. Nous parlons de "calcul de proportionnalité" dans la partie précédente au vu du fait que nous comparons des valeurs qui sont pour ce 2^{ème} graphique (figure 3) des coefficients directeurs, aussi appelés coefficients de proportionnalité pour des fonctions linéaires. L'objectif ici sera donc de comparer des pentes et de montrer que la plus faible sera associée à l'espèce étant le réactif limitant.

En repartant de l'équation (2) permettant de calculer la quantité de matière de l'espèce considérée au cours de la réaction $n_i(t)$, on multiplie cette quantité de matière par la masse molaire de l'espèce M_i afin de pouvoir raisonner sur la masse m_i . On finit par isoler la variation de masse entre l'instant initial et l'instant considéré tel que :

$$n_i(t) = n_i(t = 0) + \nu_i \cdot \xi(t)$$

$$m_i(t) = m_i(t = 0) + M_i \cdot \nu_i \cdot \xi(t)$$

$$|m_i(t = 0) - m_i(t)| = M_i \cdot |\nu_i| \cdot \xi(t)$$

Une équation de droite avec une ordonnée à l'origine nulle est ainsi obtenue. Il devient ensuite possible de remplacer la variable t par la valeur t_{max} , et ainsi obtenir l'équation :

$$|m_i(t = 0) - m_i(t_{max})| = M_i \cdot |\nu_i| \cdot \xi(t_{max})$$

L'objectif étant ici de déterminer le réactif limitant, on se place dans des conditions simples.

- A l'état initial, on ne met en présence que les réactifs r (pas de produit p à l'état initial). Il en résulte que $m_p(t = 0) = 0$ g.
- On émet l'hypothèse que le réactif r considéré est le réactif limitant. Par conséquent, $m_r(t_{max}) = 0$ g.

Deux nouvelles équations sont obtenues, une pour les réactifs, et une pour les produits :

$$\text{- Pour les réactifs } r : m_r(t = 0) = M_r \cdot |\nu_r| \cdot \xi(t_{max})$$

$$\text{- Pour les produits } p : m_p(t_{max}) = M_p \cdot \nu_p \cdot \xi(t_{max})$$

Il sort de ces équations un couple de points pour chaque espèce considérée dans la réaction chimique. Le couple de points est sous la forme (abscisse ; ordonnée) :

$$\text{- Pour les réactifs } r : (M_r \cdot |\nu_r| ; m_r(t = 0))$$

$$\text{- Pour les produits } p : (M_p \cdot \nu_p ; m_p(t_{max}))$$

Il reste à placer ces couples de points pour chaque espèce de la réaction chimique sur un graphique $|m_i(t = 0) - m_i(t)| = f(M_i \cdot |\nu_i|)$. Il en résulte que les points pourront être reliés à l'origine du repère formant une droite pour chaque espèce réagissant dans la réaction chimique. Finalement, $\xi(t_{max})$ est le coefficient directeur de chacune des fonctions linéaires. Ainsi, le plus petit coefficient directeur témoigne de l'avancement chimique maximal réel, on en déduit alors le réactif limitant (figure 3). Cette linéarisation plus compliquée que la précédente peut être mise en place dans le cas où l'on souhaite raisonner en masse (dans l'hypothèse de lier ce cours avec l'histoire des sciences par exemple, car c'était bien en masse que les chimistes raisonnaient à l'époque) mais la méthode très mathématisée reste peu accessible à une majorité de lycéens.

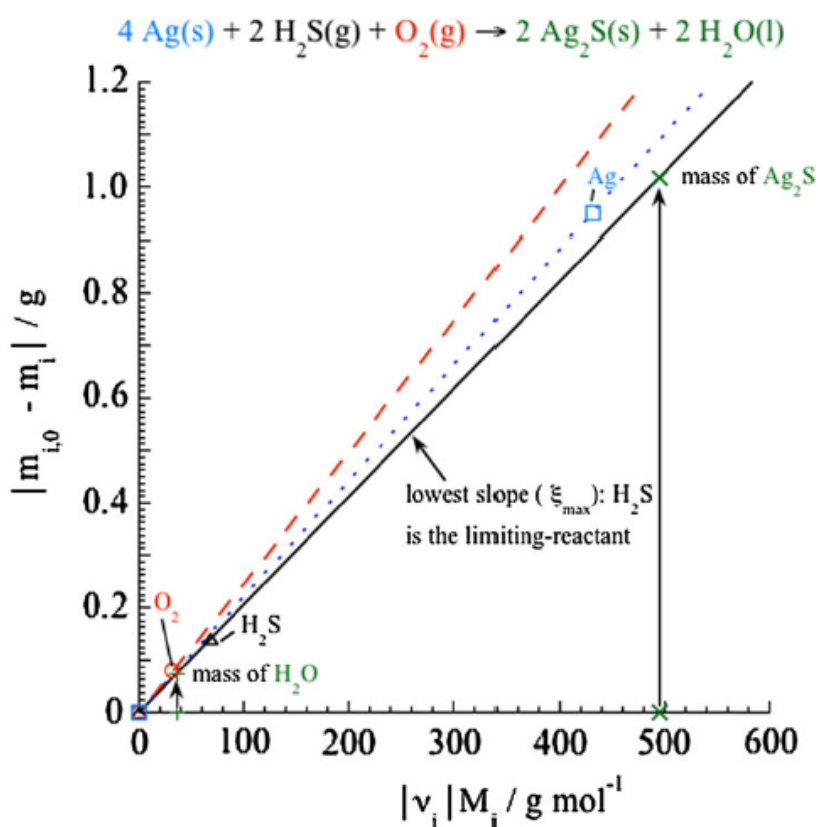


FIGURE 3 – Graphique représentant la différence de masse lors de la réaction en fonction de la masse molaire multipliée par le coefficient stoechiométrique pour chaque réactif et produit, réalisé par Moretti G.^[11].

Ses intérêts résident dans le fait que toutes les fonctions sont strictement croissantes, permettant ainsi à tous les points représentant les produits d'appartenir à la droite du véritable réactif limitant. Un autre intérêt est celui déjà évoqué plus haut, explicitant que la pente est cette fois l'avancement maximal et que l'on peut lier ces comparaisons de pentes de fonctions linéaires (donc de proportion-

nalité) avec la comparaison des avancements maximaux calculés en 2.2.1, et ainsi mettre du sens en illustrant à l'aide d'un graphique la méthode calculatoire. On peut voir sur le graphe que les points représentant les masses de H_2O et Ag_2S obtenues en fin de réaction appartiennent à la droite formée à partir de l'ordonnée à l'origine et du point représentant H_2S (fonction linéaire en trait plein noir). Ainsi, les points représentant les produits formés se trouvent nécessairement sur la droite du réactif limitant. Néanmoins, il est nécessaire dans ce cas de connaître les masses formées de produits en fin de réaction pour réaliser ce graphique.

2.2.3 Le tableau d'avancement

Le tableau d'avancement est un outil introduit pour la première fois dans le programme de seconde entré en vigueur dans l'année scolaire 1999-2000 (figure 4).

III - Transformations de la matière (4 TP, 8 heures en classe entière)

Objectifs

La troisième partie porte sur la transformation chimique d'un système. Un des objectifs spécifiques de la classe de seconde est d'établir un bilan de matière ; pour ce faire, à la transformation chimique d'un système est associée une réaction chimique qui rend compte macroscopiquement de l'évolution du système et qui donne lieu à une écriture symbolique appelée équation. Lorsqu'ultérieurement la cinétique d'évolution du système sera abordée, il sera nécessaire de mettre en place un modèle plus élaboré faisant intervenir des intermédiaires réactionnels et les équations correspondantes. Le modèle et ses limites restent donc au cœur de cette partie.

L'étude de la transformation chimique d'un système commence par la mise en place d'outils de description macroscopique du système impliquant la définition de la mole.

L'enseignant fait bien la distinction entre la transformation subie par le système et la réaction chimique qui modélise cette transformation. Aussi souvent que possible, les manipulations servent de support introductif à cette approche pour essayer de remédier aux difficultés actuelles rencontrées par les élèves.

Il s'agit ensuite, en s'aidant d'un outil - un **tableau descriptif** du système au cours de la transformation - d'analyser cette transformation, en introduisant la notion d'avancement, et d'établir un bilan de matière. L'élève doit être capable d'écrire les nombres stœchiométriques de l'équation en respectant les lois de conservation des éléments et des charges et de comprendre qu'une transformation chimique ne nécessite pas que les réactifs soient dans des proportions particulières dans l'état initial.

Les élèves seront formés à l'utilisation d'un vocabulaire précis et à l'appropriation d'outils commodes pour décrire et analyser une transformation, selon une progression en difficultés croissantes utilisant l'avancement.

L'élaboration que l'enseignant fait avec l'élève de ce bilan de matière est essentielle pour la validation du modèle proposé. Toutefois aucune compétence n'est exigible sur ce bilan de matière. L'ensemble de cette présentation sera reprise au début de l'enseignement de la chimie en classe de première scientifique.

Des illustrations expérimentales sont utilisées pour s'approprier le concept de transformation chimique (état initial et état final) et permettent de vérifier la validité d'un modèle proposé de réaction chimique pour rendre compte de l'évolution d'un système subissant une transformation chimique.

Tout particulièrement dans cette partie, l'enseignant veille à une utilisation rigoureuse du vocabulaire proposé en classe de seconde pour traiter de la transformation chimique. Il précise et justifie les points sur lesquels portent ces modifications.

FIGURE 4 – Extrait du B.O. hors série n° 6 du 12 août 1999 à la page 14, section Physique-Chimie, chapitre III : Transformations de la matière.

L'occurrence "tableau descriptif" surlignée est la première description du "tableau d'avancement" fortement utilisée au lycée encore aujourd'hui. L'utilisation du tableau était alors imposée à l'enseignant afin d'introduire "la notion avancement" (ligne suivant l'apparition du "tableau descriptif"). Il est à noter que dans le B.O. de seconde rédigé en 2019 (encore en vigueur actuellement), l'utilisation du tableau d'avancement n'est plus imposée à l'enseignant pour introduire la notion d'avancement. L'enseignant peut également utiliser les outils décrit ci-dessus, à savoir la méthode de la proportion-

nalité et/ou la méthode graphique.

Le tableau d'avancement peut se présenter sous différentes formes, mais son établissement reste toujours basé sur le même raisonnement. Un type d'exemple est présenté en figure 5, tiré du manuel scolaire Hachette éducation de terminale bac S édité en 2002^[7]. Ce tableau d'avancement est établi dans un chapitre relatif aux prérequis nécessaires à l'introduction des équilibres chimiques et des vitesses de réactions.

RÉACTION CHIMIQUE ET AVANCEMENT				
L'avancement x d'une réaction permet de déterminer à tout instant les quantités de matière des réactifs et des produits d'une réaction :				
Équation chimique	4 NH_3	+	5 O_2	= 4 NO + $6 \text{ H}_2\text{O}$
Quantités de matière à $t = 0$	$n_0(\text{NH}_3)$		$n_0(\text{O}_2)$	$n_0(\text{NO})$ $n_0(\text{H}_2\text{O})$
Quantités de matière à t	$n_0(\text{NH}_3) - 4x$		$n_0(\text{O}_2) - 5x$	$n_0(\text{NO}) + 4x$ $n_0(\text{H}_2\text{O}) + 6x$

FIGURE 5 – Exemple de tableau d'avancement. Extrait du livre pour terminale Bac S Hachette éducation 2002^[7], page 22.

Il est essentiel de noter que le tableau d'avancement est un outil didactique d'enseignement et que son objectif est de donner du sens et de la clarté pour les élèves à la variable qu'est l'avancement, mais surtout de modéliser l'évolution des quantités de matière d'un système chimique au cours de la transformation chimique. Ce tableau, comme tout outil, peut avoir pour vocation à être modifié et adapté, en fonction des classes, de la discipline (thermodynamique chimique, cinétique chimique etc.) mais également en fonction du recul et des observations quant à l'efficacité de l'emploi du tableau par les élèves. Effectivement, introduit en 1999, le tableau d'avancement a déjà subi des modifications de présentation au cours de ces vingt dernières années. En revanche, la variable d'avancement, elle, restera identique, se référant à sa définition scientifique, bien qu'elle soit présentée différemment aux élèves à l'aide du tableau d'avancement.

Cet outil a pour objectif de permettre aux élèves de résoudre des exercices traitant de la transformation d'un système chimique d'un point de vue quantitatif. Christine Ducamp et Alian Rabier citent^[4] les travaux de Nurrenbern et Pickering (1987)^[12], qui consistent à montrer que la proposition d'un algorithme de résolution (ici le tableau d'avancement), bien qu'il permette à l'élève de résoudre un problème, ne facilite pas la compréhension du concept par l'élève (ici la notion de réaction chimique, proportionnalité dans la réaction chimique, différence entre état initial/final et équation de réaction etc.). Ainsi, bien que cet outil qu'est le tableau d'avancement puisse se révéler efficace pour résoudre un certain type d'exercice, il ne serait pas forcément synonyme d'une meilleure compréhension du concept de la réaction chimique par l'élève. Les auteurs avancent également que la modélisation de l'algorithme devient l'apprentissage clé que les élèves réalisent, et que la faculté à comprendre et résoudre un "véritable problème" en chimie passe ainsi en second plan.

Comme tout outil, l'efficacité de ce dernier a été inévitablement mesurée pour tenter de percevoir s'il était intéressant ou non. C'est ce qu'ont expérimenté Christine Ducamp et Alain Rabier^{[4],[5]} en 2005

suite à un questionnaire proposé en 2004 à environ 200 élèves de première S.

Trois hypothèses ont été émises par les auteurs :

Hypothèse 1 : Quelle que soit la difficulté de l'exercice quantitatif mettant en jeu une réaction chimique proposée, l'outil avancement de la réaction et son tableau sont majoritairement utilisés.

Hypothèse 2 : L'utilisation du tableau permet aux élèves de mettre en oeuvre un raisonnement de type algorithmique pour résoudre les exercices proposés.

Hypothèse 3 : Les principales sources d'erreurs ou d'échecs dans les exercices proposés aux élèves ne sont pas liés à l'utilisation de l'outil avancement et de son tableau mais plutôt à une mauvaise maîtrise de la réaction chimique au niveau microscopique et/ou au niveau des concepts clés que sont la mole et la stœchiométrie.

Pour répondre à ces hypothèses, cinq questions ont été distribuées aux élèves.

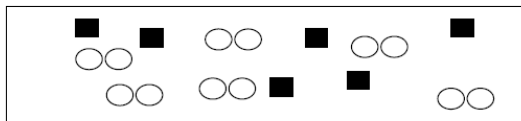
La question 2 a pour but de vérifier l'hypothèse 3. Ainsi, un simple QCM sera proposé, permettant de juger de la qualité de la compréhension d'un phénomène parmi les élèves : La différence entre équation de réaction et les états initial/final.

Dans cette question (figure 6), la première difficulté consiste à être capable de différencier l'équation de réaction du système chimique, et plus précisément de bien cerner le fait que le coefficient stœchiométrique n'a aucun lien avec des quantités de matière présentes à l'état initial ou final. En effet, la même équation de réaction sera utilisée pour une infinité de transformations chimiques se différenciant uniquement par leurs quantités de matière en jeu. La deuxième difficulté consiste à s'appuyer sur l'équation de réaction pour cerner la proportionnalité qui va être mise en jeu pour mesurer l'évolution des quantités de matière au cours de la réaction. La dernière difficulté consiste à déterminer le réactif limitant.

Question 2

Soit l'équation de réaction suivante : $2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_3$

Si on considère, dans un récipient fermé, le mélange initial de S (■) et de O_2 (OO) suivant :



Lequel parmi les 5 schémas suivants représente le système à l'état final.

<p>schéma a</p>	<p>schéma b</p>	<p>schéma c</p>
<p>schéma d</p>	<p>schéma e</p>	<p>schéma a <input type="checkbox"/></p> <p>schéma b <input type="checkbox"/></p> <p>schéma c <input type="checkbox"/></p> <p>schéma d <input type="checkbox"/></p> <p>schéma e <input type="checkbox"/></p>

Je ne peux pas répondre

FIGURE 6 – Question 2 du questionnaire de Christine Ducamp et Alain Rabier^[5].

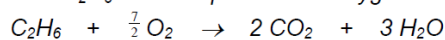
La bonne réponse (c) est donnée par 51% des élèves. On dénombre 27% qui ont coché la réponse e, témoignant d'une confusion entre l'équation de réaction et les quantités de matière en présence à l'état initial puis final. Cette réponse traduit donc une assimilation de l'état final à ce qui apparaît à droite dans le modèle de l'équation de réaction. Ce problème a déjà été évoqué dans la partie 2.1.3 qui témoignait de la confrontation entre Berthollet et Proust. Cette difficulté, fondamentale car présente dans l'esprit de nombreux élèves, est un élément clé de ce travail. Ainsi, cette méprise entre l'équation de réaction et le système chimique sera mis en avant de nombreuses fois, afin de tenter d'isoler des moyens permettant de résoudre cette difficulté.

La réponse b est donnée par 11% des élèves, ce qui témoigne du fait qu'ils ne maîtrisent pas la notion de réactif limitant, elle-même introduite dans le programme de seconde. Cette notion de réactif limitant apparaît d'ailleurs en même temps que l'outil tableau d'avancement pour les élèves.

Les questions 3, 4 et 5 sont des problèmes ouverts et ont pour objectif d'apporter une réponse aux hypothèses 1 et 2. La difficulté des questions est croissante. Ainsi, il est intéressant de dénombrer les bonnes réponses aux questions, l'utilisation du tableau d'avancement pour proposer une réponse à l'exercice ainsi que l'utilisation du tableau d'avancement permettant de trouver la bonne réponse au problème. Un tableau récapitulatif se trouvera en fin d'analyse de ces trois questions (figure 10 et 11).

Question 3

➤ L'éthane C_2H_6 brûle en présence d'oxygène selon la réaction suivante :



Combien de moles de dioxyde de carbone et d'eau obtient-on si on utilise 1 mole d'éthane et 3,5 moles de dioxygène ?

FIGURE 7 – Question 3 du questionnaire de Christine Ducamp et Alain Rabier^[5].

La question 3 (figure 7) expose un système dont les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques. La difficulté d'un réactif limitant la réaction ne se pose pas et l'élève qui confond le coefficient stœchiométrique avec les quantités de matière présentes peut réussir la question. Si l'on maîtrise la notion de proportionnalité, la réponse à cette question est immédiate et ne nécessite aucun calcul ou outil particulier.

Parmi les 87% d'élèves qui ont eu recours au tableau d'avancement, 50% des élèves ont su l'employer tel que le programme de 2000 l'enseigne, leur permettant de résoudre l'exercice correctement. L'exercice a pu être résolu par 37% des élèves sans avoir recours au tableau d'avancement, ce qui s'avère être un faible pourcentage au vu du niveau de difficulté de l'exercice.

Question 4

➤ Soit la réaction de synthèse de l'eau : $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

Un mélange de 4 moles d'hydrogène et de 3 moles de dioxygène entre en réaction et fournit de l'eau. Quelle est la composition finale (en moles) du système ?

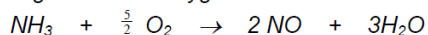
FIGURE 8 – Question 4 du questionnaire de Christine Ducamp et Alain Rabier^[5].

Dans la question 4 (figure 8), à l'inverse de la question 3, un réactif limitant fera son apparition au cours de la réaction chimique. L'utilisation du tableau d'avancement semble plus utile pour les élèves du fait que les réactifs ne sont pas introduits en proportion stœchiométrique. Le coefficient stœchiométrique est différent de la quantité de matière introduite. L'élève qui n'arrive pas à faire la distinction entre ces notions va échouer à la résolution, à l'inverse de la question précédente.

Afin de réaliser l'exercice, 60% des élèves ont employé le tableau d'avancement et 51% ont su le résoudre. Le tableau d'avancement se montre ainsi relativement efficace pour traiter ce type d'exercice. Sans avoir recours au tableau, 21% des élèves ont su résoudre l'exercice, soulignant la simplicité de la tâche pour celui qui a bien saisi la notion de proportionnalité.

Question 5

➤ L'ammoniac réagit avec le dioxygène selon la réaction :



Quelle est la composition finale (en moles) du système lorsque l'on fait réagir 68 g d'ammoniac avec 100 L de dioxygène ?

On donne : $M(NH_3) = 17 \text{ g.mol}^{-1}$

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

FIGURE 9 – Question 5 du questionnaire de Christine Ducamp et Alain Rabier^[5].

Pour la dernière question (figure 9), la difficulté est bien plus conséquente. Les quantités de

matière introduites n'ayant pas été données, il est nécessaire de les retrouver à partir d'une masse et d'une masse molaire, puis d'un volume et d'un volume molaire : un obstacle de type mathématique est ajouté. De plus, après avoir déterminé les quantités de matière introduites initialement, on constate que les réactifs ne sont pas introduits en proportion stœchiométrique, et qu'une quantité de matière n'est pas un nombre entier.

On dénombre 63% d'élèves ayant mobilisé le tableau d'avancement, et 47% qui ont su aboutir au résultat escompté en utilisant le tableau d'avancement. Tandis que 51% des élèves ont su trouver la bonne réponse avec ou sans tableau, il en résulte que le pourcentage d'élèves sachant résoudre des exercices de chimie d'un niveau croissant sans utiliser le tableau d'avancement diminue fortement. Parmi les élèves utilisant le tableau d'avancement, on dénombre toujours un bon pourcentage de réussite. Certains élèves ont su mobiliser le tableau d'avancement, mais n'ont pas réussi à déterminer mathématiquement les quantités de matière des réactifs initialement introduites.

Un récapitulatif des élèves ayant mobilisé le tableau d'avancement, ayant su résoudre chaque exercice, ou ayant réussi chaque exercice avec le tableau d'avancement suit sous forme de "tableau récapitulatif".

Le premier tableau récapitulatif permet de constater le pourcentage de bonne réponse (%BR), le pourcentage d'utilisation de tableau d'avancement (%UTA) et le pourcentage de bonnes réponses obtenues à l'aide du tableau d'avancement (%BR+UTA) :

	%BR	% UTA	% BR + UTA
Q3	87	53	50
Q4	73	60	51
Q5	51	63	47 (56*)

FIGURE 10 – Bonnes réponses (BR), utilisation du tableau d'avancement (UTA) et bonne réponse à l'aide du tableau d'avancement (BR+UTA) face aux questions 3, 4 et 5 du test analysé par Christine Ducamp et Alain Rabier^[4]

Remarque : * signifie que le pourcentage est considéré en excluant les copies d'élèves n'ayant pas essayé de résoudre l'exercice, notamment à cause de l'obstacle mathématique à l'obtention des quantités de matière initiales des réactifs.

Il apparaît qu'une majorité des élèves a recours au tableau d'avancement pour traiter les questions, et que le pourcentage croît lorsque la difficulté de la question croît également. L'hypothèse 1 semble pouvoir être validée. De plus on remarque que le pourcentage de bonne réponse est proche du pourcentage de bonne réponse obtenues à l'aide du tableau d'avancement (BR + UTA). L'outil est utilisé de manière "méthodologique" (une seule méthode employée de façon "automatisée") selon les auteurs, ainsi l'hypothèse 2 semblerait, elle aussi, pouvoir être confirmée. Concernant l'hypothèse 3, on remarque que seulement 51% des élèves de première S (en 2005, sur l'échantillon de 200 élèves) semblent maîtriser la différence entre l'équation de réaction et les états initial et final. Ainsi l'hypo-

thèse 3 tend à être également vérifiée, en partant du principe qu'au moins un élève sur deux n'est pas capable de comprendre le remplissage des cases du tableau d'avancement.

Ce type d'étude sera intéressant à réévaluer aujourd'hui, au vu des nombreuses évolutions du programme. Cet aspect sera traité dans la partie expérimentale de ce mémoire.

Le second tableau récapitulatif permet de comparer les élèves ayant abouti au bon résultat en ayant eu recours au tableau ou sans y avoir recours.

Question	Q3	Q4	Q5	Q3+Q4+Q5
% de bonnes réponses global	87%	73%	51%	46%
% de bonnes réponses avec tableau	93%	84%	75%	38%
% de bonnes réponses sans tableau	81%	55%	23%	2%

FIGURE 11 – Bonnes réponses avec et sans utilisation du tableau d'avancement face aux questions 3, 4 et 5 du test analysé par Christine Ducamp et Alain Rabier^[5]

Il est flagrant de constater à quel point la réussite dans la résolution d'exercice plus compliqué devient faible lorsque les élèves n'utilisent pas le tableau d'avancement (la réussite passe de 81% pour la question 3 à 23% pour la question 5 pour les élèves n'utilisant pas le tableau d'avancement). En revanche, parmi les élèves mobilisant le tableau d'avancement, une diminution de réussite de 18% est mesurée entre les questions 3 et 5.

L'outil qu'est le tableau d'avancement est donc très efficace pour résoudre des exercices de type problème ouvert, mais il entraîne l'apprentissage d'une méthodologie au détriment de la compréhension des grandeurs que sont le volume molaire ou la mole par exemple (cf questions 1 et 2). Des difficultés sont observées lorsque les concepts sous-jacents de la réaction chimique sont attendus.

Il existe toutefois un biais pour ce type d'analyse qu'il est important de soulever. Le tableau d'avancement est un nouvel outil pour l'élève, qui fait partie du programme. Ainsi il semble logique que les élèves qui l'utilisent soient ceux qui ont le plus travaillé la matière de physique-chimie et souhaitent suivre les méthodes enseignées. Il est donc probable que les élèves qui mobilisent le tableau d'avancement dans ce type d'exercice soient ceux qui ont le plus de facilité à traiter ce type d'exercice en général.

Dans le BUP de 2004, J.F. Le Maréchal^[10] compare un même TP réalisé en classe de seconde après la réforme du programme incluant le tableau d'avancement, et réalisé avant la réforme (introduction du tableau d'avancement) en première S. Le TP consiste à ajouter l'acide chlorhydrique en quantité égale (mL par mL semblerait-il) à une quantité fixe et connue d'hydrogénocarbonate de sodium. Du dioxyde de carbone gazeux est récupéré, et le volume obtenu peut être mesuré. L'acide se trouvait être en défaut lors des premiers ajouts, puis passait en excès par la suite. La comparaison entre les élèves de première S qui n'utilisent pas le tableau d'avancement et les élèves de seconde devant remplir le tableau révèle plusieurs résultats.

Selon les observations réalisées, les élèves de premières S se basent sur une intuition simple qui leur semble logique : si on ajoute 1 mL d'acide et que l'on mesure 46 mL de dégagement gazeux, alors en ajoutant 1 mL supplémentaire d'acide, on mesurerait à nouveau 46 mL de dégagement gazeux. Or ce raisonnement simpliste ne tient pas compte de la présence ou non d'hydrogénocarbonate de sodium. Le raisonnement consiste à se dire : un ajout d'acide entraîne un dégagement gazeux. L'élève ne raisonne pas sur l'équation de réaction mais sur une simple déduction de cause à effet. Ainsi, l'élève est surpris par le changement de réactif limitant, car il n'avait pas prévu que le dégagement cesserait. Pour les élèves de seconde, outre la difficulté calculatoire expliquée par le fait que les élèves ne sont pas aussi expérimentés que les élèves de première S, l'introduction du tableau d'avancement force les élèves à remplir chaque case, et ainsi à prendre en compte les quantités de matière de chacun des réactifs en jeu. L'élève ne suit plus une simple intuition, mais prend en compte chaque donnée nécessaire à la résolution du problème. L'article appuie sur le fait que le tableau d'avancement est un outil qui ne sert pas exclusivement à la résolution d'exercices complexes (comme nous l'avons vu précédemment dans l'article de Christine Ducamp et Alian Rabier), il sert également à guider l'élève. En imposant à ce dernier de compléter chacune des cases du tableau, l'élève établit un bilan de matière exhaustif et correct a priori, ce qui n'était pas toujours le cas pour les élèves de première S qui se laissaient simplement guider par leur intuition.

L'article cible par la suite deux difficultés majeures rencontrées lors de l'utilisation du tableau d'avancement :

- La différence entre la quantité de produit formé au cours de la réaction et la quantité de produit présent à l'état initial.
- L'avancement peut prendre une valeur négative si la réaction se fait en sens inverse. Ce signe peut déstabiliser l'élève, alors que tous les calculs sont corrects.

2.3 Les difficultés des élèves face à la notion d'avancement

Après avoir exposé l'état de l'art, il est essentiel de répertorier les difficultés des apprenants émergentes de cet aspect théorique, face aux conceptions initiales, aux méthodes exploitées et outils proposés par les enseignants. Cette partie aura pour objectif de lister ces difficultés et de proposer éventuellement des pistes de remédiation.

Comme évoqué lors du conflit entre Proust et Berthollet (partie 2.1.3), ces deux chimistes se sont interpellés pour la modélisation de la réaction chimique. Proust avançait que seule la proportionnalité (ce qu'on modélise aujourd'hui par l'équation de réaction) guidait la réaction chimique et imposait la formation de produits en quantités définies. Berthollet considérait, quant à lui, que seules les conditions expérimentales imposaient les masses de produits formées, sans accepter la notion de proportion. Cette querelle n'avait pas lieu d'être car les deux idées sont aujourd'hui fondamentales et n'entrent pas en contradiction, elles s'allient justement pour décrire la réaction chimique selon le modèle actuel. Les apprenants ont ainsi, à l'image des chimistes qui ont créé ces théories modélisant la réaction, une préconception qui tend à confondre ces deux phénomènes que sont la proportionnalité de la réaction et les évolutions des quantités de matière entre état initial et état final.

Il s'avère ainsi qu'arriver à séparer ces deux notions pour les apprenants est un enjeu majeur du professeur de chimie. Il est donc essentiel de ne jamais faire apparaître un schéma du type "état initial \rightarrow état final". L'élève pourrait faire, et fera certainement le lien entre état initial et réactif, puis état final et produit, car la réaction chimique modélisant la transformation chimique s'écrit "réactifs \rightarrow produits". L'objectif de l'enseignant est justement de faire en sorte que les élèves soient aptes à dissocier ces notions, et comprennent qu'un produit puisse tout à fait se trouver à l'état initial par exemple. Il est donc impératif pour l'enseignant de bien définir les notions de réactif (quantité de matière qui diminue au cours de la réaction chimique) et de produit (quantité de matière qui augmente au cours de la réaction chimique).

Un point intéressant à souligner dans le vocabulaire utilisé pour l'équation de réaction concerne le coefficient stœchiométrique. En effet, dans les livres du secondaire, on retrouve parfois la notation "nombre stœchiométrique", comme évoqué en partie 2.2.2 concernant les graphiques. Toutefois, il convient également de le dénommer coefficient stœchiométrique. Cette seconde notation présente l'intérêt de mettre en évidence la notion de proportionnalité sous-jacente, notion absente derrière le mot "nombre". Cette réflexion nous ramène à la difficulté majeure des élèves face à la notion de l'avancement, qui concerne la confusion entre la proportionnalité de l'équation de réaction et les quantités de matière à l'état initial et final. En effet, si l'on prend l'exemple du tableau d'avancement, il apparaît en classe que de nombreux élèves (de la seconde au supérieur) marquent une confusion en remplissant les cases du tableau d'avancement. Les élèves ont tendance à multiplier la quantité de matière initiale par le coefficient stœchiométrique. Nous affinerons ce détail plus tard avec des exemples concrets, illustrant clairement la difficulté des élèves pour décrire l'évolution des quantités de matière au cours de la réaction chimique. Cette difficulté est compréhensible car elle est présente dès le départ dans l'esprit des chimistes qui ont établi les bases de la modélisation de la chimie telle que nous la connaissons aujourd'hui. Pour ma part, je préfère employer le terme "coefficient" afin de bien saisir que cette valeur n'a aucun lien avec la quantité de matière, qui, elle, est un "nombre" de moles dans l'esprit de l'élève.

Une autre difficulté des élèves réside dans la signification de la détermination "du plus petit avancement maximal", afin de déterminer le réactif limitant. Il y a une complexité au niveau de l'opposition entre "le plus petit" et "maximal". On compare différents avancements maximaux, tout en choisissant le plus petit. Cela peut dérouter l'élève qui risque de se perdre dans le raisonnement. De plus, on souhaite déterminer un réactif limitant, le mot "limitant" faisant référence au verbe "limiter". Ce mot implique potentiellement un lien avec ce qui est "petit" pour l'élève, et il peut se trouver dans l'incompréhension lorsque l'on parle d'avancement "maximal". Il est donc essentiel de placer du sens derrière ces méthodes qui peuvent finir par être utilisées comme un outil "efficace", mais sans recul de compréhension du phénomène. La réalisation de graphiques comme ceux détaillés en partie 2.2.2 est une piste de remédiation envisageable.

Au collège, une notion phare de l'enseignement de la chimie concerne la conservation de la masse au cours des transformations physiques ou chimiques. Toutefois, lorsque l'on mobilise une équation de réaction modélisant la transformation chimique au lycée, on raisonne sur les quantités de matière,

et non plus sur la masse des espèces. La quantité de matière n'est pas toujours conservée au cours d'une réaction chimique, à l'inverse de la masse. Il est important de réaliser fréquemment des bilans de matière entre état initial et final et d'insister sur cette non-conservation.

Au niveau de la symbolique, les notations en lettres grecques ne sont pas simples à transmettre aux élèves qui peinent à les utiliser correctement^[4]. Ainsi la variable de l'avancement chimique " ξ " a été transformée en variable " x " par les concepteurs du programme de Physique-chimie en France afin de faciliter cette notation pour les élèves.

Il est utile de rebondir également sur les remarques du BUP de 2004^[10], appuyant sur le fait qu'un avancement chimique peut être positif ou négatif, c'est à dire que la réaction chimique peut aller dans un sens ou en sens opposé. Or l'avancement chimique, comme vu dans la partie théorique, est fonction du temps t qui est une variable ne pouvant évoluer que dans un seul sens. Ainsi, il résulte qu'un tableau d'avancement doit bien être utilisé comme un outil qui se sert de la variable "avancement". L'élève imaginera "logiquement" que les espèces à gauche de l'équation de réaction vont voir leurs quantités diminuer lorsque l'avancement augmentera jusqu'à atteindre sa valeur finale, tout comme l'écoulement du temps. Or, si les conditions initiales sont différentes des conditions d'un exercice classique, l'avancement peut être négatif et diminuer au cours de la réaction. La réaction aura lieu en sens opposé bien que le temps continue d'avancer. En cinétique chimique par exemple, on utilise parfois le tableau d'avancement que l'on représente en fonction du temps, mais l'on sait que la réaction (macroscopiquement observable) ne se réalisera que dans un seul sens. En procédant ainsi, on dissimule la subtilité quant au fait que dans les autres réactions ou dans d'autres conditions l'avancement peut changer de signe.

3 Problématique de recherche

Après avoir posé le cadre théorique et déterminé de nombreuses erreurs de raisonnement et pré-conception d'apprenants dans le domaine de la réaction chimique, il devient possible d'aiguiser la question posée en introduction afin d'émettre une problématique de recherche plus ciblée. Toutefois, la plupart des articles ayant mené à l'identification des préconceptions ont au moins 20 ans. Ainsi, il est légitime de penser que le programme de chimie (durant toute la scolarité française de l'élève) a été restructuré au cours des nombreuses réformes afin d'aider les élèves à surmonter les préconceptions. Il est donc intéressant de quantifier le degré d'importance de ces préconceptions aujourd'hui, mais aussi l'impact des outils sur ces préconceptions que les élèves ont à leur disposition suite à la réforme du programme de 2019 pour le lycée. La problématique est donc la suivante :

Dans quelles proportions les préconceptions liées à la réaction chimique sont aujourd'hui présentes dans l'esprit des élèves, et quels outils mobilisés par l'apprenant s'avèrent efficaces pour surmonter ces préconceptions ?

4 Recherche expérimentale et quantification des préconceptions

4.1 Formulation des hypothèses initiales de recherche

Au vu des difficultés des élèves semblant émerger de l'aspect théorique, il est intéressant d'émettre des hypothèses afin de vérifier si les difficultés anticipées sont bien présentes chez les apprenants, et de les quantifier. Dans cette partie, on s'attachera à émettre des hypothèses qui seront complétées par la suite par des méthodologies permettant de les tester.

Hypothèse 1 : Les apprenants confondent en grande majorité l'état initial (resp. l'état final) et les réactifs (resp. les produits).

Hypothèse 2 : Le coefficient stœchiométrique apparaissant devant une espèce chimique A dans une équation de réaction est apparenté à la quantité de matière de l'espèce A ayant réagi, étant créée ou étant simplement présente à l'état initial ou final. Le coefficient stœchiométrique ne revêt donc pas un caractère purement proportionnel pour l'élève.

Hypothèse 3 : Le calcul de proportion mène plus souvent à des raisonnements erronés et donc des résultats faux que par un tableau d'avancement.

Hypothèse 4 : Un tableau d'avancement est systématiquement mobilisé par l'élève alors que la proportion en jeu est très simple. Les quantités de matière pourraient se déduire rapidement et sans tableau d'avancement pour une personne ayant maîtrisé la notion de proportionnalité derrière la réaction chimique.

Les réponses aux hypothèses 1 et 2 permettront de quantifier les préconceptions principales identifiées en partie théorique dans l'esprit des apprenants ayant suivi le cursus scolaire actuel. Les réponses aux hypothèses 3 et 4 ont quant à elles l'objectif de déterminer quels outils s'avèrent efficaces ou non pour surmonter les préconceptions.

4.2 Méthodologie pour tester les hypothèses

Le protocole de test des hypothèses se réalisera intégralement sous forme d'évaluations diagnostiques écrites. Ainsi, des tests créés pour ce mémoire seront distribués à des élèves du lycée et des étudiants de chimie en première année universitaire (L1). L'objectif étant de vérifier si l'enseignement réalisé dans le secondaire est efficace pour faire comprendre la notion de réaction chimique, mais aussi de quantifier à quel stade les contenus disciplinaires sont mémorisés et compris durant le cursus lycéen.

Afin de tester cette première série d'hypothèses, un test a été distribué à une classe de terminale spécialité Physique-Chimie une semaine avant l'épreuve de cette discipline au baccalauréat (durant un stage de pratique accompagnée au lycée en mars 2023). La classe comportait vingt élèves, mais elle était séparée en deux groupes pour ce test. Ainsi le test a été légèrement modifié d'un groupe à

l'autre permettant d'éclaircir un énoncé mal compris pour plusieurs élèves. Finalement, dix élèves ont reçu le test 1, puis dix élèves le test 2.

Après avoir présenté les tests 1 et 2 et avoir détaillé le choix didactique derrière chaque question, les résultats fournis par ces vingt élèves de terminale seront détaillés et analysés.

4.2.1 Détail du test 1

Le test comportait deux questions et devait être réalisé en une quinzaine de minutes.

La question 1 (figure 12) a pour objectif d'apporter des éléments de réponse aux hypothèses 1 et 2. L'élève qui se contentera de compter les espèces présentes à l'état initial et à l'état final sans différencier les réactifs et les produits choisira la réponse C. Cette réponse témoignera en faveur de l'hypothèse 1, mais peut également aller dans le sens de l'hypothèse 2 puisque l'élève assimilera le nombre d'éléments aux coefficients stœchiométriques de l'équation de réaction.

L'élève qui, en revanche, aura différencié les réactifs des produits en déterminant les espèces dont le nombre a diminué ou augmenté choisira la réponse D, menant ainsi un raisonnement correct et mobilisant une compréhension de la modélisation de l'équation de réaction. Toutefois, il aura assimilé le coefficient stœchiométrique au nombre d'espèces présentes dans le système, apportant une réponse favorable à l'hypothèse 2.

La bonne réponse (B) est donc accessible seulement à l'apprenant qui est capable de mobiliser 3 capacités :

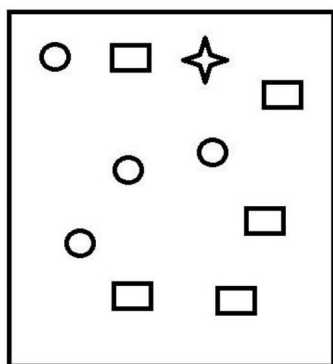
- Savoir qu'une équation de réaction se modélise telle que réactifs \longrightarrow produits (notion vue depuis le collège et retravaillée chaque année au lycée),

- Repérer les réactifs et les produits,

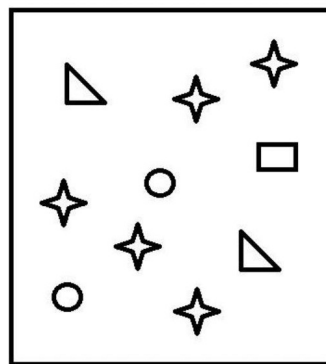
- Différencier la proportionnalité de la réaction (coefficient stœchiométrique) du nombre d'espèces qui réagit (quantité de matière en présence).

Question 1 :

Les molécules sont représentées par des formes dans cet exercice. Le « système » représente le mélange de toutes les molécules présentes dans une enceinte fermée. On indique l'état initial (système avant réaction chimique) puis l'état final (lorsque le système est à l'équilibre et n'évolue plus) dans l'enceinte.



État initial



État final

Choisir la seule solution juste parmi les propositions suivantes (A, B, C ou D) de l'équation de réaction modélisant la transformation chimique qui a eu lieu. Justifie ton choix en expliquant la démarche menée.

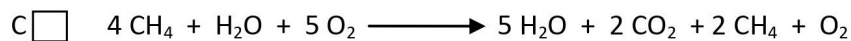
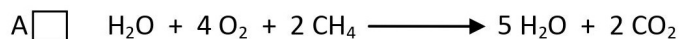


FIGURE 12 – Question 1 du premier test donné aux élèves de terminale spécialité

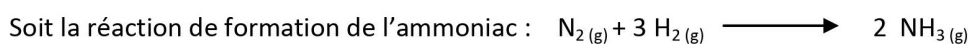
La deuxième question (figure 13) vise à apporter des éléments de réponse aux hypothèses 2, 3 et 4. Pour être rigoureux, il aurait fallu préciser dans l'énoncé que la réaction chimique est supposée totale.

Si des élèves confondent les "3 moles de H_2 à l'état initial" et le coefficient stœchiométrique de 3 devant H_2 dans l'équation de réaction, l'hypothèse 2 est vérifiée pour ces élèves.

Si des élèves font appel à un raisonnement de proportionnalité mais se trompent plus fréquemment que les élèves mobilisant un tableau d'avancement, l'hypothèse 3 tendra à se vérifier. Les élèves qui établissent un tableau d'avancement pour ce type d'exercice simple vérifieront l'hypothèse 4.

La réponse attendue est la suivante : "A l'état final, il restera 1 mol de N_2 , tandis que 2 mol de NH_3 auront été formées". L'élève pourra éventuellement ajouter " H_2 étant le réactif limitant, il restera 0 mol de H_2 ".

Question 2 :



On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $N_{2(g)}$ et de 3 moles de $H_{2(g)}$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

FIGURE 13 – Question 2 du premier test donné aux élèves de terminale spécialité

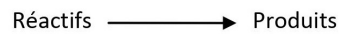
4.2.2 Détail du test 2

Le test 2 s'avère très proche du test 1, mais quelques modifications ont été apportées au vu des résultats du test 1 permettant d'améliorer la qualité de l'évaluation.

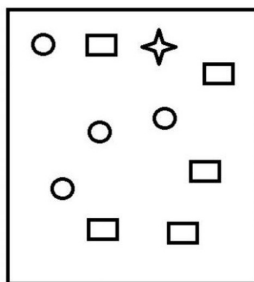
La différence avec la question 1 du test 1 apparaît dans l'intitulé (figure 14). Les deux premières lignes sont ajoutées afin de rappeler le modèle de l'équation de réaction chimique, et de mobiliser dans l'esprit de l'élève les notions clés que sont réactifs et produits. Ainsi, la première capacité nécessaire à la résolution de l'exercice 1 du test 1 n'est plus exigée pour le test 2.

La quantité de matière présente à l'état initial de la question 2 du deuxième test (figure 15) a été modifiée dans cet exercice par rapport au premier test. Un tableau d'avancement peut donc être établi car une réponse instantanée à la détermination des quantités de matière à l'état final n'apparaîtrait que pour un apprenant avec un niveau très confirmé (à la différence de l'exercice 2 du test 1). De plus, il a été précisé de noter explicitement les quantités de matière des espèces sur des pointillés à remplir. Cette formulation s'est révélée nécessaire au vu du fait que certains élèves n'ont pas cerné l'attendu de l'exercice 2 du test 1.

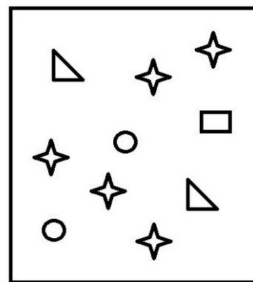
Question 1 : Une équation de réaction modélise les espèces qui réagissent dans une proportion fixée. Elle s'écrit :



Les molécules sont représentées par des formes dans cet exercice. Le « système » représente le mélange de toutes les molécules présentes dans une enceinte fermée. On indique l'état initial (système avant réaction chimique) puis l'état final (lorsque le système est à l'équilibre et n'évolue plus) dans l'enceinte.



État initial



État final

Choisir la seule solution juste parmi les propositions suivantes (A, B, C ou D) de l'équation de réaction modélisant la transformation chimique qui a eu lieu. Justifie ton choix en expliquant la démarche menée.

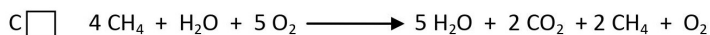
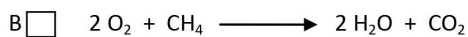
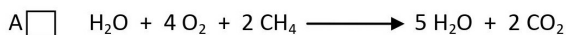
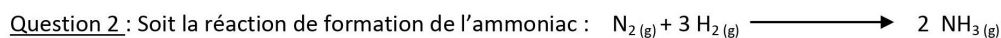


FIGURE 14 – Question 1 du deuxième test donné aux élèves de terminale spécialité



On introduit dans une enceinte 3 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ et de 6 moles de $\text{H}_2(\text{g})$. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole (cela revient à écrire les quantités de matière de chaque espèce à l'état final, après réaction).

$n(\text{N}_2)=$; $n(\text{H}_2)=$; $n(\text{NH}_3)=$

FIGURE 15 – Question 2 du deuxième test donné aux élèves de terminale spécialité

4.3 Résultats des tests auprès des élèves de terminale spécialité physique-chimie en mars 2023

4.3.1 Test 1

Parmi les dix élèves ayant passé le test 1, on dénombre trois élèves ayant une moyenne comprise entre 16 et 18 en spécialité physique-chimie, dont un élève réalisant des cours de préparation tous les mercredis pour intégrer une classe préparatoire aux grandes écoles l'année suivante. Il s'agit donc d'un groupe d'élèves d'un niveau global plutôt élevé.

Les dix élèves ont répondu à la question 1 par la réponse C. Parmi eux, 9 raisonnements sont similaires et se résument à la phrase suivante : "J'ai compté le nombre d'espèces présentes à l'état initial puis à l'état final, puis j'ai coché la réaction qui correspondait à ces nombres". Ainsi, bien que l'échantillon soit faible, on relève 100% des élèves qui valident l'hypothèse 1 ainsi que l'hypothèse 2. L'enseignant de la classe me fait part de sa surprise pour les meilleurs élèves.

On relève une démarche légèrement différente des neuf autres, qui consiste à placer une flèche entre état initial et état final (figure 16).

Cette flèche est la même que celle utilisée dans le modèle de l'équation chimique. De plus, l'élève a lui aussi compté les espèces en présence à l'état initial puis final et les a assimilées aux réactifs et produits. La remarque émanant de cette analyse est la suivante : il aurait été très intéressant de placer les enceintes "état initial" en haut de l'enceinte "état final" ou encore l'enceinte "état initial" à droite et l'enceinte "état final" à gauche sur le test afin de voir si les élèves auraient assimilé de la même façon l'état initial au réactif. En somme, cette confusion est-elle confortée par le fait que l'état initial se trouve à gauche tout comme les réactifs et que l'état final se trouve à droite tout comme les produits ?

primerait en mol. On trouve également un élève qui écrit "l'équation du mélange", représentant pour l'élève les états initial et final. On relève une mauvaise compréhension et utilisation du mot "équation".

Question 2 :
Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $N_2(g)$ et de 3 moles de $H_2(g)$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$2 N_2 + 3 H_2$ $1 N_2$ réagit avec $3 H_2$ pour former $2 NH_3$

Il restera donc $2 NH_3 + N_2$, N_2 qui n'a pas pu réagir avec $3 H_2$ car il n'y en a plus.

Question 2 :
Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $N_2(g)$ et de 3 moles de $H_2(g)$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$2 N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g) + N_2(g)$

D'après la réact' de format' de l'ammoniac, 1 mole de N_2 réagit avec 3 mole de H_2 donc ici, N_2 est en excès et est donc encore présent à la fin de la réact'.

Question 2 :
Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $N_2(g)$ et de 3 moles de $H_2(g)$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

Equation du mélange : $2 N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g) + N_2(g)$

Il est impossible de perdre de la matière, il faut donc qu'il y ait le même nombre d'atomes de chaque côté de l'équation.

FIGURE 17 – Confusion notable, sur 3 copies types, entre le nombre d'espèces en présence, la quantité de matière en mol des espèces et le coefficient stœchiométrique du modèle de l'équation de réaction.

De plus, un élève fait visiblement apparaître l'unité "mol" et semble lier cette unité aux coefficients stœchiométriques (confortant une fois de plus l'hypothèse 2). On retrouve à nouveau une flèche entre état initial et état final, flèche identique à celle de l'équation de réaction (figure 18).

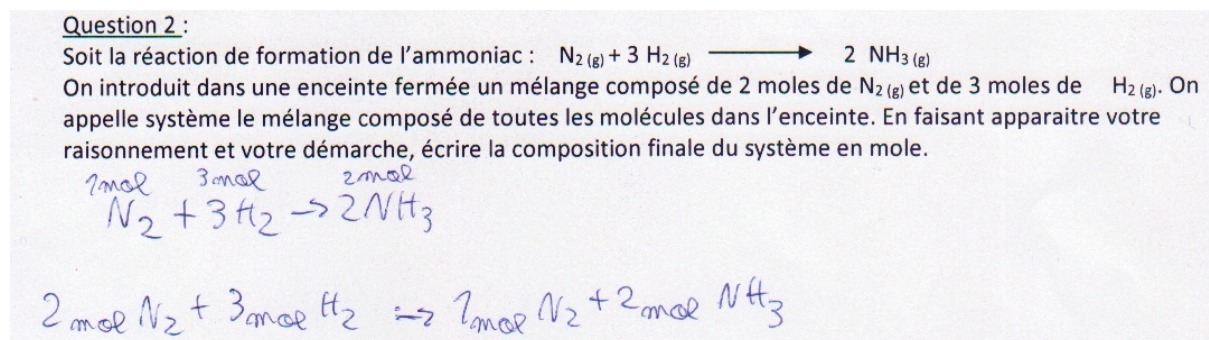


FIGURE 18 – Équation de réaction et passage de l'état initial à l'état final écrits de la même façon.

- Un seul élève a donné la réponse exactement attendue (figure 19), en décrivant la proportionnalité de la réaction, puis les quantités de matière restantes à l'état final.

Dans ce type d'exercice (l'exercice 2 est classique), il n'a commis aucune confusion notable entre "coefficient stœchiométrique" et "quantité de matière". Mieux encore, il explique dans la première phrase de sa copie la proportionnalité en jeu (c'est à dire les coefficients stœchiométriques attribués à chaque espèce) puis, connaissant cette proportionnalité, en déduit les quantités de matière à l'état final à partir des quantités de matière en présence à l'état initial. Son raisonnement fait preuve d'une maîtrise de la notion.

Toutefois, ce même élève a coché la réponse C pour la question 1 (question plus inhabituelle) en donnant une explication qui démontre qu'il confond état initial et réactif.

Pourtant, l'élève maîtrise la notion de proportionnalité de la réaction et le modèle de l'équation de réaction lorsque l'exercice n'est constitué que d'un texte descriptif. Cependant, lorsqu'une modélisation des molécules par des formes entre en ligne de compte, la connaissance liée à l'équation de réaction n'est pas mobilisée par l'élève. Ainsi, un élève qui sera apte à traiter parfaitement bien un exercice classique tel qu'on peut en trouver au baccalauréat peut se trouver en difficulté face au même type d'exercice représenté avec des modélisations autres que celles étudiées en classe.

Ce type de copie révèle plusieurs faits. Les modèles (même la représentation d'espèces chimiques par des formes qui pourraient sembler logique pour tous les élèves en terminal spécialité PC) ne sont pas évidents à manipuler lorsque les élèves ne les étudient pas régulièrement. Certains modèles sont parlant pour une partie des élèves, mais pas pour tous. On retrouve ici un lien avec les trois types de méthodes proposées aux élèves pour cerner la notion de réactif limitant (proportionnalité, tableau d'avancement et courbes). Chaque élève peut réagir différemment à la compréhension et l'utilisation de ces modèles. Il apparaît donc que l'élève en question ne maîtrise pas correctement la notion de réaction chimique ni le modèle de l'équation de réaction dans un type d'exercice moins habituel.

Choisir la seule solution juste parmi les propositions suivantes (A, B, C ou D) de l'équation de réaction modélisant la transformation chimique qui a eu lieu. Justifie ton choix en expliquant la démarche menée.

A $\text{H}_2\text{O} + 4 \text{O}_2 + 2 \text{CH}_4 \longrightarrow 5 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CO}_2$
 B $2 \text{O}_2 + \text{CH}_4 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 C $4 \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 5 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CO}_2 + 2 \text{CH}_4 + \text{O}_2$
 D $2 \text{CH}_4 + 4 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Il faut compter le nombre de molécule de CH_4 ; O_2 ; CO_2 et H_2O à l'état initial.
 Ici, il y a 4 CH_4 ; 1 H_2O ; 5 O_2 et 0 CO_2 à l'état initial.
 Puis, on compte le nombre de molécule de CH_4 ; O_2 ; CO_2 et H_2O à l'état final.
 Ici, il y a 2 CH_4 ; 5 H_2O ; 2 CO_2 et 1 O_2 .
 On en déduit que la réponse juste est la C.

Question 2 :
 Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
 On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ et de 3 moles de $\text{H}_2(\text{g})$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

Une mole de $\text{N}_2(\text{g})$ réagit avec 3 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ pour former 2 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$
 Sachant qu'on a que 3 moles de $\text{H}_2(\text{g})$.
 A la fin, il reste une mole de $\text{N}_2(\text{g})$, 0 mole de $\text{H}_2(\text{g})$ et il s'est formé deux moles de $\text{NH}_3(\text{g})$

FIGURE 19 – Copie montrant une réponse parfaitement juste à l'exercice 2 et une erreur classique à la question 1, alors que les deux questions traitent de la même notion.

- Quatre élèves n'ont pas compris l'attendu, en essayant de réécrire une nouvelle équation de réaction basée sur "une conservation de la matière" (expression retrouvée sur une des quatre copies, notons que le raisonnement est proche sur les quatre copies). On note une forte confusion entre coefficient stœchiométrique et quantité de matière car ces quatre élèves tentent d'additionner, soustraire et/ou multiplier les coefficients stœchiométriques avec les quantités de matière de l'énoncé. Il se retrouvent perdus et proposent une nouvelle équation de réaction dépourvue de sens, qu'ils rayeront parfois en comprenant le manque de cohérence.

4.3.2 Test 2

Le groupe de dix élèves ayant été soumis à ce test 2 est composé d'élèves ayant un niveau globalement plus modeste que ceux du premier groupe au vu des moyennes de spécialité physique-chimie en terminale. Cependant, on dénombre huit élèves qui ont coché la réponse C et deux élèves qui ont coché la réponse D comme réponse à la question 1.

On relève ainsi dans ce groupe deux élèves qui ont su identifier réactifs et produits. Après être allé discuter avec eux au terme du test, ils m'affirment que la phrase de l'intitulé de l'exercice rappelant

le modèle de l'équation de réaction ne les a pas aiguillés et qu'ils auraient coché la même réponse si elle n'avait été mentionnée.

La question 2 a été mieux comprise dans le deuxième groupe à l'aide des pointillés qui forcent l'élève à indiquer une quantité de matière. Toutefois, deux élèves ont essayé de réécrire une équation de réaction (comme certains élèves soumis au test 1), en indiquant très clairement la même valeur pour la quantité de matière à remplir sur les pointillés et le coefficient stœchiométrique de l'équation qu'ils écrivent. Finalement, on relève au total cinq raisonnements justes dont quatre réponses entièrement justes. L'élève qui possède un raisonnement correct mais affiche une réponse qui n'est pas entièrement juste a confondu le nombre d'espèces en présence et la quantité de matière (en mol). L'élève indique qu'il reste une molécule de N_2 , aucune molécule de O_2 et quatre molécules de NH_3 à l'état final. Il s'agit d'une mauvaise connaissance de la grandeur mole. La réponse semble toutefois induite par la modélisation de la question 1. Ce raisonnement reste correct car la proportionnalité de la réaction est une notion acquise pour l'élève. Par ailleurs, les quatre élèves qui ont proposé un raisonnement et un résultat justes ont utilisé un tableau d'avancement, et l'élève qui a un raisonnement juste mais un résultat faux a utilisé une méthode de proportionnalité. L'élève a mobilisé un modèle identique à celui proposé pour la question 1, en représentant les espèces à l'état initial par des formes (figure 20). Cela témoigne d'une confusion entre quantité de matière (en mol) et le nombre d'espèces en présence.

Question 2 : Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$

On introduit dans une enceinte 3 moles de $N_2(g)$ et de 6 moles de $H_2(g)$. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$n(N_2) = 1 N_2$; $n(H_2) = 0 H_2$; $n(NH_3) = 4 NH_3$

si on veut former $2 NH_3$ avec $3 H_2$
 mais avec $6 H_2$ on peut en former 4
 On vérifie si on a aussi le nombre
 suffisant de N_2 - (il m'en faut qu'un)

FIGURE 20 – Copie d'élève ayant représenté le nombre d'espèces en présence à l'état initial afin d'en déduire l'état final.

Les cinq élèves ayant eu un raisonnement faux se répartissent en trois groupes. Parmi ces cinq élèves, deux ont utilisé un raisonnement de type proportionnalité. Un autre groupe est constitué de deux élèves qui ont sommé le coefficient stœchiométrique avec la quantité de matière pour les réactifs. Par la conservation des atomes, ils ont déterminé un coefficient stœchiométrique pour NH_3 qu'ils ont assimilé à la quantité de matière. Ce type d'erreur ne sera pas comptabilisé avec les "erreurs sur la proportionnalité" car elles découlent d'une confusion trop conséquente entre le coefficient stœchiométrique et la quantité de matière, empêchant ainsi tout raisonnement. Les copies en question sont

présentées figure 21.

Question 2 : Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
 On introduit dans une enceinte 3 moles de $N_2(g)$ et de 6 moles de $H_2(g)$. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$n(N_2)=\dots\dots\dots$; $n(H_2)=\dots\dots\dots$; $n(NH_3)=\dots\dots\dots$

$3N_2 + 6H_2 = ? NH_3$
 $6N + 2H_3$

Question 2 : Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
 On introduit dans une enceinte 3 moles de $N_2(g)$ et de 6 moles de $H_2(g)$. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$n(N_2)=\dots\dots\dots 3$; $n(H_2)=\dots\dots\dots 9$; $n(NH_3)=\dots\dots\dots 6$

$3N_2 + 9H_2 \rightarrow 6NH_3$

FIGURE 21 – Élèves ayant sommé coefficient stœchiométrique et quantité de matière à l'état final.

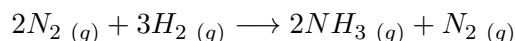
La dernière copie qui n'a pas été décrite résulte d'un élève qui ne maîtrisait pas les bases de seconde et ne pouvait donc pas être en mesure de traiter l'exercice.

4.3.3 Tableaux récapitulatifs

Plusieurs tableaux récapitulatifs des tests menés sur la classe de terminale suivent. Ils recensent les réponses essentielles en les groupant. Les nombres qui apparaissent dans les cases représentent soit un nombre d'élèves soit un pourcentage lorsqu'ils sont suivi du symbole %.

Réponse à la question 1	A	B	C	D
Test 1	0	0	10	0
Test 2	0	0	8	2

Pour la question 2, les réponses qui s'appuient sur un tableau d'avancement seront désignées par l'appellation "avec T.A.". Celles qui s'appuient sur un raisonnement de type proportionnalité seront désignés par "avec P.". Il reste d'autres types de réponses d'élèves qui sont les suivantes :



Ces réponses se basent sur des raisonnements de proportionnalité justes, bien que le résultat soit faux. Dans le tableau suivant, c'est la qualité du raisonnement qui est analysée, ainsi ce type de réponse appartiendra à la colonne "juste avec P."

Les élèves qui n'ont pas compris l'exercice 2 car ils ne maîtrisaient pas la notion de réaction chimique (à titre d'exemple, un élève m'a demandé durant le test "quelle est la différence entre le 3 et le 2 dans $3H_2$?") ont proposé une réponse incohérente se basant sur une conservation de la matière qui appartiendra à la colonne "Autre type d'erreur". Je jugerai ce type de réponse en dehors des raisonnements sur la proportionnalité car les erreurs viendraient gonfler la proportion d'élèves ayant un raisonnement "faux avec P.", alors que les erreurs proviennent d'une non-maîtrise des prérequis du modèle de l'équation de réaction chimique.

Question 2	Autre type d'erreur	Faux avec P.	Juste avec P.	Faux avec T.A.	Juste avec T.A.
Test 1	4	0	6	0	0
Test 2	3	2	1	0	4

Le tableau suivant indique les proportions d'élèves confondant les notions de quantité de matière et de coefficient stœchiométrique pour chaque exercice de chaque test. Pour la question 1, la seule réponse témoignant d'une maîtrise quant à la différence des deux notions se traduit par la réponse B. Les questions C et D consistent en un raisonnement de "comptage du nombre d'espèces en présence" puis assimilation de ce nombre à un coefficient stœchiométrique dans le modèle de l'équation de réaction. Pour la question 2, l'élève devait montrer qu'il savait différencier la quantité de matière (en mol) du coefficient stœchiométrique en ne laissant apparaître aucune trace qui les lierait. Seul un élève a su différencier efficacement ces deux notions dans le groupe 1 sans utiliser de tableau d'avancement, et quatre dans le groupe 2 en utilisant tous un tableau d'avancement.

Question 2	Confusion entre coeff. stœchiométrique et quantité de matière
Question 1 test 1	100%
Question 1 test 2	100%
Question 2 test 1	90%
Question 2 test 2	60%

4.4 Analyse des résultats des élèves de terminale

Il apparaît que tous les élèves ayant utilisé un tableau d'avancement ont su répondre correctement à la question 2. Le tableau d'avancement oblige l'élève à différencier les deux notions que sont "état initial/final" et "réactif/produit", alors que l'apprenant n'en a pas toujours conscience. L'élève a appris que les quantités présentes dans les cases du tableau d'avancement s'expriment en mol, mais il ne semble pas faire le lien avec l'exercice 1. En effet, l'élève qui sait différencier ces deux notions dans l'exercice 2 en mobilisant le tableau d'avancement peut se tromper dans l'exercice 1 en confondant état initial et réactif. On note que les deux élèves ayant coché la réponse D dans le test 2 (élèves sachant différencier état initial et réactif) ont mobilisé un tableau d'avancement juste dans la question 2. Mais on dénombre deux élèves qui ont mobilisé un tableau d'avancement juste dans la

question 2 et qui pourtant ont coché la réponse C dans la question 1, ce qui témoigne d'une confusion entre état initial et réactif. Un exemple est présenté en figure 22.

Choisir la seule solution juste parmi les propositions suivantes (A, B, C ou D) de l'équation de réaction modélisant la transformation chimique qui a eu lieu. Justifie ton choix en expliquant la démarche menée.

A $\text{H}_2\text{O} + 4 \text{O}_2 + 2 \text{CH}_4 \longrightarrow 5 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CO}_2$

B $2 \text{O}_2 + \text{CH}_4 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

C $4 \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 5 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CO}_2 + 2 \text{CH}_4 + \text{O}_2$

D $2 \text{CH}_4 + 4 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Etat initial : $4 \text{O} + 5 \square + 1 \star$
 : $4\text{CH}_4 + 5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow$ réponse C
 réactifs

Question 2 : Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
 On introduit dans une enceinte 3 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ et de 6 moles de $\text{H}_2(\text{g})$. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$n(\text{N}_2) = 3 - 2 = 1 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2) = 6 - 3 \times 2 = 0 \text{ mol}$; $n(\text{NH}_3) = 2 \times 2 = 4 \text{ mol}$

tableau d'avancement :

	N_2	$+ 3 \text{H}_2$	\longrightarrow	2NH_3
ei	3 mol	6 mol		0
ef	$3 - x_{\text{max}}$	$6 - 3x_{\text{max}}$		$2 x_{\text{max}}$

* si N_2 limitant : $3 - x_{\text{max}} = 0$
 $\Leftrightarrow x_{\text{max}} = 3$

* si H_2 limitant : $6 - 3x_{\text{max}} = 0$
 $\Leftrightarrow x_{\text{max}} = 2$

$2 < 3$ donc H_2 limitant. et $x_{\text{max}} = 2$.

FIGURE 22 – Copie d'un élève séparant efficacement "état initial" et "réactif" dans l'exercice 2 grâce au tableau d'avancement mais assimilant indistinctement ces deux notions dans l'exercice 1.

Finalement, il apparaît que l'exercice 2 du test 2 est mieux réussi que l'exercice 2 du test 1 alors qu'il est plus complexe car les quantités de matière en jeu sont plus importantes. Ces plus grandes quantités de matière sollicitent plus d'élèves à employer le tableau d'avancement. Le tableau d'avancement oblige l'élève à différencier l'état initial des réactifs, lui permettant d'émettre une réponse finale totalement juste. Le raisonnement sur la proportionnalité débouche généralement sur un résultat juste, mais l'élève confond ensuite le coefficient stœchiométrique avec la quantité de matière, apportant ainsi une réponse finale fautive malgré un raisonnement correct (type de raisonnement compté dans la colonne "juste avec P." dans le deuxième tableau récapitulatif).

Une caractéristique essentielle du tableau d'avancement est ici mise en avant : outre le fait de permettre à un plus grand nombre d'élèves de réussir plus efficacement certains types d'exercices, il permet également à l'élève de différencier "quantité de matière" et "proportionnalité". Cependant, nous avons vu que cette différence était parfois inconsciente dans l'esprit de l'élève et était mobilisée par "automatisme" découlant de l'apprentissage de l'utilisation du tableau d'avancement. La question suivante apparaît donc : un outil aidant l'élève à fournir une réponse entièrement juste, bien que cette réponse provienne d'une méthodologie pouvant occulter une confusion en laissant potentiellement intacte dans l'esprit de l'élève une préconception, peut-il être un outil nécessaire et suffisant ? Il faut souligner que les deux élèves sur vingt ayant su différencier "état initial" et "réactif" dans la question 1 ont su mobiliser un tableau d'avancement juste. Cet outil semble donc très pertinent pour celui ou celle qui maîtrise au préalable efficacement la notion de réaction chimique.

Finalement, au vu de ces résultats, nous pouvons avancer que dans le cadre de cette expérience les hypothèses 1, 2 et 3 s'avèrent vérifiées, tandis que la 4 s'avère invalidée. En effet, lorsque l'exercice semble très simple (exercice 2 du test 1), l'élève ne mobilise aucun tableau d'avancement. Lorsque l'exercice est un peu complexifié (exercice 2 du test 2), les élèves utilisent beaucoup plus le tableau d'avancement. L'hypothèse 4 ne peut donc pas être validée dans le cadre de cette expérience. Les hypothèses 1 et 2 montrent qu'une majorité écrasante des élèves confond aujourd'hui encore l'état initial et les réactifs, ainsi que le coefficient stœchiométrique et la quantité de matière en présence. La vérification de l'hypothèse 3 est à détailler. En effet, il apparaît des travaux des élèves qu'il faut séparer "raisonnement faux" de "résultat faux", ce qui n'avait pas été anticipé initialement. On dénombre dix élèves qui ont utilisé la proportionnalité pour résoudre l'exercice 2 (six dans le groupe 1 et quatre dans le groupe 2). Parmi les sept qui ont tenu un raisonnement de proportionnalité correct, six ont proposé un résultat faux au vu de la confusion entre coefficient stœchiométrique et quantité de matière. Finalement 70% mettent en oeuvre un raisonnement correct mais seuls 10% aboutissent à un résultat correct. Pour le tableau d'avancement, les quatre élèves l'ayant employé ont su le remplir correctement et donc donner une réponse juste. L'hypothèse 3 est validée mais l'échantillon d'élèves ayant mobilisé le tableau reste faible. Il apparaît malgré tout que les élèves en réussite scolaire ont pour la plupart mobilisé un tableau d'avancement, tandis que les élèves en difficulté n'y ont pas pensé. Finalement, dans le cadre de cette expérience, les quatre élèves ayant mobilisé un tableau d'avancement ont su répondre correctement au problème sans avoir été confronté aux préconceptions des hypothèses 1 et 2. En revanche, leurs réponses à la question 1 montrent clairement une confusion validant les hypothèses 1 et 2. Il apparaît que le tableau d'avancement est un outil efficace pour résoudre le type de problème de la question 2 en contournant les préconceptions des hypothèses 1 et 2, mais ne permet pas à l'élève de comprendre véritablement la notion. Il permet cependant à l'élève de ne pas se heurter à ces potentielles confusions en les contournant à l'aide d'une méthodologie s'appuyant sur un bilan de matière exhaustif, permettant à l'élève d'obtenir une réponse correcte au final.

4.5 Résultats du test auprès des élèves de première spécialité physique-chimie en juin 2023

Afin de comparer les résultats aux tests des élèves de première et de terminale, le test 1 fut distribué à une classe comportant seize élèves de première spécialité physique-chimie. L'intérêt réside également dans le fait que l'échantillon d'élève testé sera augmenté, mais aussi que les enseignants de première et de terminale possèdent des approches didactiques qui diffèrent. De la même façon que pour la présentation des résultats des élèves de terminale, des tableaux récapitulatifs des résultats résumant ces derniers.

Il s'avèrent que globalement, les résultats obtenus sont similaires pour les élèves de première et de terminale.

Réponse à la question 1	A	B	C	D
Test 1	0	1	13	2

Dans cet échantillon d'élèves, nous retrouvons treize fois le même raisonnement pour la réponse C que celui des élèves de terminale ayant coché la réponse C, à savoir que les élèves ont dénombré les espèces en présence à l'état initial et final. Pour la réponse D (cochée par deux élèves), un élève précise qu'il vérifie que H_2O ne fait pas parti de la réaction car sa quantité de matière reste constante. Puis les deux élèves tiennent le même raisonnement, ils regardent ce qui diminue et l'associent aux réactifs puis ce qui augmente et l'associent aux produits. Cependant, l'un affirmait que "2 moles de CH_4 et 4 moles de O_2 réagissent". L'élève confond ici "mol" et "nombre d'espèce". Il hésite par ailleurs entre la réponse D (sa réponse finale) et la réponse B (la bonne réponse). L'autre élève réalise la même erreur, mais sans confondre quantité de matière et nombre d'espèce. La seule bonne réponse cochée par un élève semble en revanche cochée pour un mauvais raisonnement. En effet, il semble démarrer de la réponse C (qui dénombre toutes les espèces) puis indique qu'il place le coefficient stœchiométrique du méthane à 1 au lieu de 4 (4 étant le nombre d'espèces en présence mais l'élève le confond avec le coefficient stœchiométrique). Il ajuste ensuite le reste en éliminant apparemment les espèces présentes de chaque côté de la flèche de réaction. Cette réponse est juste mais le raisonnement ne semble pas être le bon. Il n'explique pas que seuls les réactifs sont le méthane et le dioxygène, il ne parle pas de l'espèce spectatrice (H_2O), ni des produits formés. Il semble donc que ce raisonnement se base sur un raisonnement mathématique plutôt que chimique.

Pour la question 2, nous retrouvons les mêmes erreurs que celles des élèves de terminale dans "autre type d'erreur", avec les élèves qui semblent essayer d'ajuster une nouvelle équation de réaction, sans avoir compris la consigne de l'exercice.

Question 2	Autre type d'erreur	Faux avec P.	Juste avec P.	Faux avec T.A.	Juste avec T.A.
Test 1	4	5	6	0	1

Parmi les cinq élèves ayant proposé un résultat faux en s'appuyant sur la proportionnalité, 3 d'entre eux ne tiennent compte que des produits formés, et non pas d'un réactif en excès. Ils indiquent alors que la réaction forme une quantité de matière de produit (qui ne sera pas toujours la bonne valeur) mais

n'indiquent pas la quantité de matière restante du réactif limitant. Les deux élèves restant montrent une confusion très importante entre la stœchiométrie de la réaction et la quantité de matière en jeu illustré en figure 23.

Question 2:

Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
 On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $N_2(g)$ et de 3 moles de $H_2(g)$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$
 ↓
 $2 N_2 + 3 H_2 \longrightarrow ?$ Nous cherchons la composition finale du système, il y a juste à ajuster l'équation de réaction. On peut faire cela grâce aux données qui pèsent sur la réaction de formation de l'ammoniac sachant que nous avons juste rajouter 1 mole en plus de N_2 .
 ↑ ↑
 2 moles 3 moles

$2 N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$
 ↓
 $2 N_2 + 6 H_2 \longrightarrow 4 NH_3$

Puis avons ajuster l'équation, il faut aussi rajouter 3 moles d' H_2O , la composition finale sera de 4 moles d'azote et 4 moles d' H_2 .

Question 2:

Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
 On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $N_2(g)$ et de 3 moles de $H_2(g)$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

$N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$ } si on ajoute 2 mol de N_2 , on multiplie toute l'équation par 2.
 $2 N_2 + 2 \times 3 H_2 \longrightarrow 2 \times 2 NH_3$
 $2 N_2 + 6 H_2 \longrightarrow 4 NH_3$ } si on ajoute 3 mol de H_2 , on multiplie toute l'équation par 3.
 $3 \times 2 N_2 + 3 \times 6 H_2 \longrightarrow 3 \times 4 NH_3$
 $6 N_2 + 18 H_2 \longrightarrow 12 NH_3$

Composition finale du système : 6 moles de diazote, 18 moles de dihydrogène réagissent pour former 12 mol d'ammoniac.

FIGURE 23 – Copies de deux élèves réalisant une proportionnalité qui mélange les coefficients stœchiométriques avec les quantités de matière en jeu.

On constate sur ces deux copies que les élèves partent de l'équation de réaction, puis multiplient les coefficients stœchiométriques par les quantités de matière initialement présentes. Ce type de raisonnement de proportionnalité faux présent pour une partie des élèves est clairement expliqué et s'illustre parfaitement à travers ce type de copies. Il est d'ailleurs probable que plusieurs élèves ayant été comptés dans "Autre type d'erreur" tiennent ce genre de raisonnement sans l'expliquer et n'aboutissent pas en essayant de réécrire une nouvelle équation de réaction qui modifie tous les coefficients stœchiométriques. Lorsque les raisonnements ne sont pas compréhensibles et que les élèves ne proposent pas de réponse de type "à l'état final, il restera x mol de telle espèce", les copies sont comptés dans "Autre type d'erreur". En figure 23 en revanche, on obtient une illustration très claire de la confusion, et ce type de raisonnement se base sur des calculs de proportionnalité. Ainsi je choisis de placer ces deux copies dans les erreurs basées sur la proportionnalité, bien que la confusion entre coefficient stœchiométrique et quantité de matière est certainement la majeure partie de l'erreur menant au résultat faux. Erreur qui n'est pas visible chez les trois autres élèves ayant simplement compté les produits formés sans s'intéresser au réactif en excès.

Parmi les six élèves ayant utilisé un raisonnement de type proportionnalité et ayant trouvé la bonne réponse, il faut séparer ces six élèves en trois groupes. On trouve deux élèves qui tiennent un raisonnement juste et une réponse juste (absence de confusion notable entre coefficient stœchiométrique et quantité de matière, ou de confusion entre équation de réaction et état initial/final comme illustré pour les copies de terminale). Un deuxième groupe composé de deux copies confondent réactifs et état initial en donnant la réponse $2N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3 + N_2$. Les deux dernières copies indiquent que le mélange final sera formé de $2NH_3 + N_2$, et semble se rapprocher du groupe précédent qui écrit une nouvelle équation de réaction, mais ils n'utilisent pas la flèche de l'équation de réaction.

Un seul élève mobilise un tableau d'avancement juste et rigoureux, qui lui permet de tenir un raisonnement et une réponse corrects. Cet élève est celui qui avait hésité entre les réponses B et D pour la question 1, et qui avait opté finalement pour la réponse D. D'autre part, l'élève explique également qu'il est cohérent qu'un réactif soit en excès au vu de l'équation de réaction et des quantités de matière en jeu. Cet élève maîtrise donc convenablement la proportionnalité de la réaction et utilise rigoureusement le tableau d'avancement, en complément de son raisonnement sur la proportionnalité. Sa copie est présentée en figure 24.

Question 2 :

Soit la réaction de formation de l'ammoniac : $N_2(g) + 3 H_2(g) \longrightarrow 2 NH_3(g)$
 On introduit dans une enceinte fermée un mélange composé de 2 moles de $N_2(g)$ et de 3 moles de $H_2(g)$. On appelle système le mélange composé de toutes les molécules dans l'enceinte. En faisant apparaître votre raisonnement et votre démarche, écrire la composition finale du système en mole.

	$N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$		
$x=0$	2 mol	3 mol	0
x	$2-x$ mol	$3-3x$	$0+2x$
x_f	$2-x_f=1$ mol	0 mol	$0+2x_f=2$ mol

$x_{f1}:$ $2-3x_f=0$
 $2=3x_f$
 $x_{f2}:$ $3-3x_f=0$
 $\frac{3}{3} = \frac{3x_f}{3}$

$x_f = 1$

$x_{f1} > x_{f2}$
 Donc H_2 est limitant

Il y a donc 2 mole de NH_3 dans la composition finale du système. En effet, H_2 n'est pas en quantité suffisante pour produire plus d'ammoniac.

FIGURE 24 – Copie montrant le seul tableau d'avancement mobilisé en classe de 1ère.

4.6 Analyse des résultats des élèves de première

Bien que les résultats soient proches de ceux des élèves de terminale et que les erreurs décrites soient du même type, on trouve malgré tout une plus grande proportion d'élèves qui donne un résultat faux à partir du raisonnement de proportionnalité. Cela peut s'expliquer par le fait que les élèves de terminale ont plus d'expérience, et ont passé le test trois jours avant le Baccalauréat, ils étaient ainsi en fin de révision. Le tableau d'avancement quant à lui s'avère toujours aussi efficace, il faut ajouter que l'élève qui l'a mobilisé est celui qui a visiblement tenu l'un des meilleurs raisonnements pour la question 1 en hésitant entre les réponses B et D. Le biais du test décrit en 2.2.3 dans l'analyse du test de Christine Ducamp et Alain Rabier^[5] s'avère vérifié dans le test des élèves de première. A savoir que le seul élève ayant mobilisé le tableau d'avancement semble être celui qui a le mieux cerné la notion de réaction chimique dans la classe. Il est donc possible d'appuyer ce qui avait été vu pour le test des terminales, concernant le fait que le tableau d'avancement est un outil efficace pour l'élève qui a compris la notion de réaction chimique. De même que pour l'analyse des copies d'élèves de terminale,

les hypothèses 1, 2 et 3 sont vérifiées, tandis que l'hypothèse 4 est invalidée. L'augmentation de l'échantillon permet d'appuyer les conclusions tirées en partie 4.4 (analyse des résultats des élèves de terminale).

4.7 Test donné aux étudiants de licence 1

Afin d'augmenter l'échantillonnage du travail de ce mémoire et de visualiser la persistance des préconceptions étudiées au travers des hypothèses 1 et 2, la question 1 du test 2 décrit en 4.2.2 a été distribuée à quarante-huit élèves de licence 1 chimie. Ces élèves sont donc à profil scientifique et possèdent le recul des trois années de lycée. Les réponses à ce test sont répertoriées dans le tableau suivant :

Réponse à la question 1	A	B	C	D
Nombre d'élèves	5	4	30	9
Pourcentage correspondant	10%	8%	63%	19%

Il apparaît ainsi que les résultats observés en première et terminale persistent après l'entrée à l'université, dans des proportions proches. Les conclusions avancées pour les classes de première et terminale s'appliquent également pour cette étude. La vérification des hypothèses 1 et 2 est encore appuyée au vu de ce résultat, à savoir une forte minorité des étudiants (8%) qui savent distinguer l'état initial du réactif, ainsi que le nombre d'espèce en présence du coefficient stoechiométrique.

5 Préconisations pour l'enseignement

De cette étude, plusieurs points cruciaux ressortent. Dans cette partie, l'objectif sera de préconiser certains aspects lors de l'enseignement des chapitres liés à la transformation chimique qui s'appuieront sur les résultats de l'étude menée.

- Utiliser la dénomination "coefficient stœchiométrique" plutôt que "nombre stœchiométrique" afin que l'élève puisse être en mesure de séparer la quantité de matière (aussi appelée nombre de moles en présence) du coefficient stœchiométrique. Lier au coefficient stœchiométrique un mot : proportionnalité.

- Insister sur le sens du remplissage des cases du tableau d'avancement, et relier l'expression mathématique présente dans les cases du tableau à des schémas par exemple. Les schémas peuvent être ceux utilisés dans les tests 1 et 2 (représentation de molécules ou nombre de moles par des formes). Les enseignants ont pour habitude de partir de la description par un texte d'un système chimique siège d'une transformation chimique et de le modéliser à l'aide d'un tableau d'avancement. Afin de donner du sens derrière les cases du tableau d'avancement, nous proposons de compléter ce modèle par un travail en sens opposé. Cela consiste à démarrer par un tableau d'avancement rempli, et de décrire le système chimique (états initial et final par exemple) à partir des cases du tableau déjà remplies. Cela permet à l'élève de placer du sens derrière chaque case du tableau d'avancement, et

d'utiliser l'outil avec un meilleur recul par la suite.

Afin d'éviter une confusion entre le coefficient stœchiométrique et la quantité de matière, il peut également être intéressant de modifier la structure du tableau d'avancement. Pour cela, il semble intéressant de placer l'état initial tout en haut du tableau, et l'état final tout en bas. Entre eux, on indique l'équation de réaction se déroulant de gauche à droite (équation généralement trouvée tout en haut des tableaux d'avancement, au-dessus de l'état initial). Cette présentation possède plusieurs avantages. Le premier est d'une nature chronologique. On indique l'état initial qui ne tient compte que des quantités de matière initiales (ligne 1). Puis on précise l'équation de réaction qui n'a pas de rapport avec les quantités de matière (ligne 2), et qui intervient après l'état initial. On finit par déterminer la quantité de matière à un avancement donné, qui peut être l'état final par exemple (ligne 3), après que la réaction ait eu lieu (modélisée par la ligne 2). Un deuxième avantage permet d'éviter que certains élèves multiplient la quantité de matière initiale avec le coefficient stœchiométrique (problème vu plusieurs fois dans les raisonnements de type proportionnalité dans ce travail, mais qui a également été signalé par de nombreux enseignants comme présent dans les cases de l'état initial du tableau d'avancement, bien que ce type de cas ne soit pas apparu dans l'échantillon testé pour ce mémoire). En effet, comme l'équation de réaction se situe sous l'état initial, les élèves auront peut-être plus tendance à n'indiquer que la quantité de matière initiale et à ne pas la multiplier par le coefficient stœchiométrique, qu'il ne feront intervenir qu'après la ligne de l'équation de réaction. A savoir dans la dernière ligne, qui peut être l'état final comme présenté en figure 25. Ce type de tableau d'avancement possède donc les avantages d'être compact et efficace pour permettre aux élèves de ne pas confondre le coefficient stœchiométrique avec la quantité de matière, sans ajouter de ligne supplémentaire comme on peut en voir apparaître dans les nouveaux livres du programme de 2019 (une ligne pour isoler les coefficients stœchiométriques par exemple). Ce type de tableau proposé est présenté en figure 25.

Etat initial (mol)	$m_{A, ini}$	$m_{B, ini}$	$m_{C, ini}$	$m_{D, ini}$
Equation de réaction	$\nu_A \cdot A + \nu_B \cdot B \longrightarrow \nu_C \cdot C + \nu_D \cdot D$			
Etat final (mol)	$m_{A, ini} - \nu_A \cdot \xi_{max}$	$m_{B, ini} - \nu_B \cdot \xi_{max}$	$m_{C, ini} + \nu_C \cdot \xi_{max}$	$m_{D, ini} + \nu_D \cdot \xi_{max}$

FIGURE 25 – Proposition d'une nouvelle structuration du tableau d'avancement.

- Déconstruire l'idée parfois formée dès le collège dans l'esprit des élèves concernant le lien entre état initial et réactif. Pour cela, dans une représentation schématique, il peut être intéressant de placer l'état initial en haut et l'état final en bas par exemple, mais éviter au maximum de placer l'état initial à gauche et l'état final à droite. En effet, l'élève pourrait les lier par une flèche identique à la flèche

du modèle de l'équation de réaction. Il est intéressant de noter que le tableau d'avancement suit cette logique, en plaçant l'état initial au-dessus de l'état final. Cette logique est accentuée en plaçant l'équation de réaction entre l'état initial et l'état final, comme proposé en figure 25.

- Placer régulièrement des produits de réaction à l'état initial dès le début de l'apprentissage de l'élève afin qu'il ne fasse pas de lien entre réactif et état initial. De plus, comme observé dans la question 1 des tests, la grande majorité des élèves semble ne pas avoir l'habitude de problèmes qui inclut des produits à l'état initial.

- Proposer différentes méthodes permettant de séparer la notion de proportionnalité de la notion "d'espèces en présence à un instant de la réaction", tel que le premier graphique vu en 2.2.2 liant le coefficient stœchiométrique (et ainsi la notion de proportionnalité) au coefficient directeur (on note la même dénomination de coefficient entre coefficient directeur et coefficient stœchiométrique) d'une fonction et l'ordonnée à l'origine reliée à l'état initial. La quantité de matière en présence est lue sur l'axe des ordonnées, tandis que l'avancement de réaction est lu sur l'axe des abscisses.

- Insister sur le fait qu'une équation de réaction modélise une infinité de transformations chimiques.

6 Conclusion

Il émerge de la partie historique détaillant les avancées scientifiques permettant d'établir le modèle de la réaction chimique un point central pour ce mémoire. Ce point historique relate le débat opposant Proust et Berthollet qui modélisaient la réaction chimique de deux moyens différents qu'ils jugeaient l'un et l'autre incompatibles. Proust considérait que la réaction chimique ne tenait compte que de proportions fixes régies par la réaction : la loi des proportions définies. Berthollet, quant à lui, considérait que les compositions en présence lors d'une réaction chimique étaient variables, et ne dépendaient que des conditions expérimentales de la réaction et de la "masse chimique" définie en 2.1.3. Il résulte ainsi que même deux scientifiques pionniers de la construction des bases des modèles de la réaction chimique utilisés aujourd'hui ne s'accordaient pas sur les notions de "quantités de matière en présence lors de la réaction chimique" et sur "la proportionnalité de la réaction chimique". Ces deux notions se complètent afin de permettre aux scientifiques d'établir le modèle de la réaction chimique que l'on connaît aujourd'hui. Il n'est donc pas incohérent de supposer que la confusion "naturelle" par les élèves de ces deux notions distinctes mais compatibles soit très commune lorsque l'on apprend que des chimistes de renom se sont confrontés à cet obstacle menant à une controverse scientifique autour des années 1800. Une question apparaît alors : en quoi les stratégies proposées aux élèves pour comprendre la notion d'avancement et de réactif limitant peuvent être pertinentes ou peuvent faire obstacle à la compréhension de ces notions ?

Après avoir identifié cette préconception centrale dans ce mémoire de recherche, il a été intéressant de présenter les outils mis en oeuvre par les enseignants dans le domaine de la réaction chimique, en vue du B.O. qui confronte l'élève à cette préconception. Trois d'entre eux ont été détaillés : les calculs

de proportionnalité, les méthodes graphiques et le tableau d'avancement. Une partie des points forts et faibles de ces derniers a été listée.

Une problématique de recherche a ainsi émergé. Elle est la suivante : dans quelles proportions les préconceptions liées à la réaction chimique sont aujourd'hui présentes dans l'esprit des élèves, et quels outils mobilisés par l'apprenant s'avèrent efficaces pour surmonter ces préconceptions ?

Afin d'apporter des réponses à cette dernière, quatre hypothèses ont été émises.

Hypothèse 1 : Les apprenants confondent en grande majorité l'état initial (resp. l'état final) et les réactifs (resp. les produits).

Hypothèse 2 : Le coefficient stœchiométrique apparaissant devant une espèce chimique A dans une équation de réaction est apparenté à la quantité de matière de l'espèce A ayant réagi, étant créée ou étant simplement présente à l'état initial ou final. Le coefficient stœchiométrique ne revêt donc pas un caractère purement proportionnel pour l'élève.

Hypothèse 3 : Le calcul de proportion mène plus souvent à des raisonnements erronés et donc des résultats faux que par un tableau d'avancement.

Hypothèse 4 : Un tableau d'avancement est systématiquement mobilisé par l'élève alors que la proportion en jeu est très simple. Les quantités de matière pourraient se déduire rapidement et sans tableau d'avancement pour une personne ayant maîtrisé la notion de proportionnalité derrière la réaction chimique.

Les hypothèses 1 et 2 ont pour but de quantifier les préconceptions aujourd'hui présentes dans l'esprit des élèves, tandis que les hypothèses 3 et 4 ciblent l'efficacité des outils mobilisés par l'élève.

Afin de tester ces hypothèses, deux classes de lycéens et une promotion d'étudiants ont été soumises à un test sous forme d'évaluation diagnostique écrite. Parmi les classes de lycéens, on trouve une classe de première spécialité physique-chimie et une classe de terminale spécialité physique-chimie. La classe de première compte seize élèves et la classe de terminale vingt, qui fut séparée en deux groupes de dix ayant chacun un test légèrement différent. Afin d'augmenter l'échantillonnage d'étude et de tester plus spécifiquement les hypothèses 1 et 2 relatives à la confusion entre les espèces en présence et la proportionnalité de la réaction chimique, quarante-huit étudiants de licence 1 ont été soumis à une question du test distribué au lycée.

Il en ressort que les hypothèses 1, 2 et 3 s'avèrent vérifiées, tandis que la 4 est invalidée. De plus, on observe que les élèves qui semblent mobiliser le tableau d'avancement par eux-même sont les élèves qui réussissent de manière générale dans le cadre scolaire. Il est donc possible que l'utilisation de ce dernier qui ressort comme favorable à la réussite d'un problème soit biaisé par le fait que seuls les élèves en réussite scolaire ont appris et maîtrisé son utilisation pour l'employer. Peut-être ces

élèves auraient aussi pu réussir en se basant sur des raisonnements de proportionnalité. Nonobstant, il apparaît que même les élèves qui mobilisent un tableau d'avancement rigoureux pour obtenir un résultat juste aux exercices quantitatifs ne parviennent pas à dissocier "état initial" de "réactif", ainsi que "coefficient stœchiométrique" de "quantité de matière" face à un exercice qualitatif dans lequel le tableau d'avancement ne peut pas être mobilisé. Ainsi, le tableau d'avancement semble très efficace pour résoudre des exercices quantitatifs sans oublier de réactifs en excès et en présentant un résultat juste qui sépare efficacement "coefficient stœchiométrique" de "quantité de matière", à l'inverse du raisonnement de proportionnalité. Mais le problème semble être méthodiquement contourné grâce au tableau d'avancement plutôt que d'être surmonté par les élèves (comme le montre leur échec face aux exercices qualitatifs).

Finalement, des préconisations d'enseignement s'appuyant sur les résultats des élèves ont été développées. On retrouve notamment l'importance de ne pas présenter la réaction chimique avec un schéma du type "état initial \rightarrow état final", mais plutôt de faire apparaître l'état initial au-dessus de l'état final par exemple, comme c'est le cas dans un tableau d'avancement. Une nouvelle présentation du tableau d'avancement a également été proposée, dans l'optique de permettre aux élèves de dissocier le coefficient stœchiométrique des quantités de matière initiales mises en jeu dans une réaction chimique. Modéliser la composition d'un système chimique par un tableau d'avancement est la méthode didactique employée actuellement. Il est proposé de réaliser également le travail dans le sens opposé. Travail consistant à démarrer par un tableau d'avancement et de demander à l'élève de décrire le système chimique à partir du tableau rempli afin de lui permettre de donner du sens derrière chacune des cases de l'outil. Il est proposé d'user de l'appellation de "coefficient stœchiométrique" plutôt que de "nombre stœchiométrique" afin de relier ce dernier au sens de la proportionnalité. Il est intéressant de réaliser avec les élèves les graphiques présentés en 2.2.2 afin de relier le coefficient stœchiométrique à un coefficient directeur, et la quantité de matière présente initialement à l'ordonnée à l'origine. Cette étape permet, en plus de créer un lien avec l'enseignement de mathématiques, de séparer efficacement pour les élèves ces deux notions et d'éviter qu'ils les confondent à l'avenir.

7 Bibliographie

[1] Dalton, J. (2010). PART I. In *A New System of Chemical Philosophy* (Cambridge Library Collection - Physical Sciences, pp. lii-iv). Cambridge : Cambridge University Press.

[2] Dalton, J. (2010). PART II. In *A New System of Chemical Philosophy* (Cambridge Library Collection - Physical Sciences, pp. 221-224). Cambridge : Cambridge University Press.

[3] Di Marco A., (consulté le 25/04/2023). La loi des proportions multiples. Chim.lu. <http://www.chim.lu/chimie-Dalton-lai.php>.

[4] Ducamp C., Rabier A. L'avancement de réaction en classe de première scientifique (consulté le 25/04/2023). Ifé (institut français de l'éducation). <http://www.inrp.fr/ardist2005/ressources/contributions/29.pdf>.

[5] Ducamp C., Rabier A. (2007). Évaluation de la maîtrise de l'outil avancement de réaction pour des élèves de première scientifique. *Le Bulletin de l'Union des Professeurs de Physique et de Chimie*. 2007, 101, pp. 319-332. hal-01904116.

[6] Dumon A., Lapendry F. (2008). De la composition des systèmes chimiques à l'émergence de la variable avancement. *Bulletin de l'Union des Physiciens*. pp. 251-269.

[7] Durupthy A. *Chimie Terminale S (manuel scolaire)*. (2002). Durupthy Collection. Hachette éducation. pp 22.

[8] Fernandez B. Les deux hypothèses d'Avogadro en 1811. *Bibnum* [En ligne], Chimie, mis en ligne le 15 février 2009, (consulté le 25/04/2023). <http://journals.openedition.org/bibnum/448>

[9] Ganaras K., Dumon A. La construction du concept d'équilibre chimique (consulté le 25/04/2023). Société chimique de france. <https://new.societechimiquedefrance.fr/wp-content/uploads/2019/12/2003-265-juin-Ganaras-p.37.pdf>

[10] Le Maréchal J.-F. , Perrey S., Roux M., Jean-Marie O. (2004). Tableau d'avancement : avantages et difficultés au long de la scolarité. *Bulletin de l'Union des Professeurs de Physique et de Chimie*, vol. 98, n° 860, pp. 93-100

[11] Moretti G. The "extent of reaction" : a powerful concept to study chemical transformations at the first-year general chemistry courses. (2014). *Found Chem* 17, pp. 107-115. <https://doi.org/10.1007/s10698-014-9212-x>

[12]Nurrenberg S., Pickering M. (1987). Concept learning versus problem solving : is there a difference? *Journal of Chemical Education*, vol. 64, n° 6, pp. 508-510. <https://doi.org/10.1021/ed064p508>

[13]Sonneville M. (1999). Du lycée aux études supérieures scientifiques. *Bulletin de l'Union des Physiciens*, n° 817.

[14]Paseloup M., Laugier A. Le concept de réaction chimique en gestation. Entre les affinités électives et l'attraction universelle. In : *Aster*, n°18, 1994. La réaction chimique. pp. 165-182; doi : 10.4267/2042/8604 https://www.persee.fr/doc/aster_0297-9373_1994_num_18_1_1027

[15]Sainte-Claire Deville, H. (1869), *Leçons sur l'affinité professées devant la Société chimique le 28 février et le 6 mars 1867*, Hachette, Paris.

Résumé : Ce travail de recherche s'intéresse aux méthodes didactiques mises en œuvre pour enseigner la transformation chimique et la notion d'avancement au lycée. Le mémoire débute par l'historique concernant ces notions, illustrant notamment la polémique entre Proust et Berthollet et leur désaccord concernant l'évolution de la composition d'un système chimique durant une réaction chimique. Par la suite, trois méthodes didactiques à destination des apprenants sont présentées : les calculs de proportionnalité, les représentations graphiques et les tableaux d'avancement. Les avantages et inconvénients de ces méthodes sont analysés. Ce travail comporte plusieurs contrôles de connaissances fournis à des élèves de différents niveaux au lycée Pergaud et à l'université de chimie à Besançon. Les objectifs de ces évaluations sont dans un premier temps de cibler la proportion d'élèves guidés par les préconceptions retrouvées dans la polémique entre Proust et Berthollet puis dans un second temps de déterminer l'efficacité des outils présentés aux élèves pour surmonter ces préconceptions. Deux confusions émergent de ces tests. La première confusion s'observe entre les espèces chimiques en présence à l'état initial et les réactifs de l'équation de réaction. La seconde confusion concerne les quantités de matière des espèces chimiques en jeu et les coefficients stœchiométriques de l'équation de réaction. Concernant les outils mobilisés, il apparaît que le tableau d'avancement aide l'élève à résoudre l'exercice, mais ne renforce pas sa compréhension face à la proportionnalité de réaction. Afin de guider l'élève vers une meilleure compréhension de la réaction chimique, il est important de diversifier les approches (graphique, calculatoire, tableau) afin de donner du sens aux outils employés. Une nouvelle présentation du tableau d'avancement est proposée, permettant de mieux dissocier le coefficient stœchiométrique de la quantité de matière en jeu.

Abstract : This research work looks at the didactic methods used to teach chemical transformation and the notion of advancement in high school in France. The dissertation begins with historical background on these notions, illustrating in particular the controversy between Proust and Berthollet and their divergence concerning the evolution of the composition of a chemical system during a chemical reaction. Three didactic methods for learners are presented : proportionality calculations, graphical representations and advancement tables. The advantages and disadvantages of these methods are analyzed. This work includes several tests given to students at different levels at the high school Pergaud and the university of chemistry in Besançon. The aims of these assessments are firstly to determine the proportion of students guided by the preconceptions found in the polemic between Proust and Berthollet, and secondly to evaluate the efficiency of the tools presented to students to deal with these preconceptions. Two confusions emerge from these tests. The first one is a confusion between the chemical substances present in the initial state, and the reactants in the chemical equation. The second confusion concerns the amounts of matter of the chemical species involved and the stoichiometric coefficients of the chemical equation. Regarding the tools used, it appears that the advancement table helps students to solve the exercise, but does not help them to understand the proportionality of the reaction. To guide students towards a better understanding of the chemical reaction, it is important to diversify the methods used (graphical, calculational, table), to give sense behind the tools employed. A new presentation of the advancement table is proposed, making it easier to dissociate the stoichiometric coefficient from the amount of substance involved.

Mots-clés : Didactique chimique, avancement de réaction, tableau d'avancement, stœchiométrie.