

## **FACULTÉ DES SCIENCES**

Département de Chimie

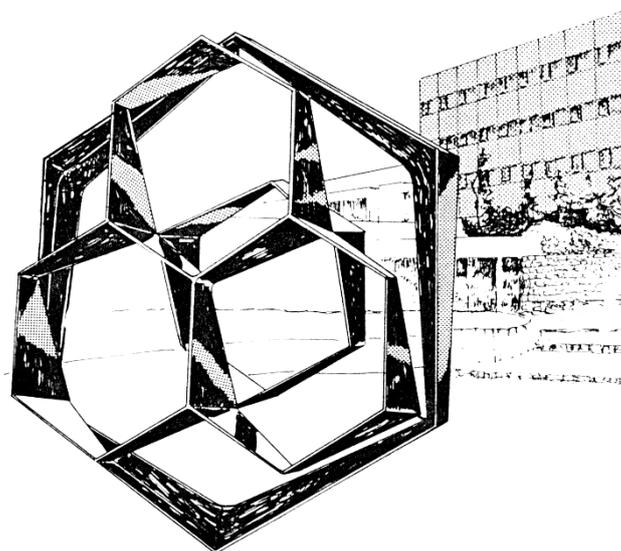
Laboratoire de Didactique de la Chimie, DIDACTIfen

Promoteur : Professeur Leyh, B.

Co-promotrice : Professeur Collette, C.

Encadrante : Docteur Nihant, B.

**Les équilibres chimiques dans l'enseignement  
secondaire francophone belge :**  
**Analyse des prérequis, des conceptions alternatives et de la  
cohérence des raisonnements des apprenants**



Année académique 2023 – 2024

Dissertation présentée par

Hanssen Norine

en vue de l'obtention du diplôme de

Master en Sciences Chimiques, à finalité didactique

## REMERCIEMENTS

Je tiens tout d'abord à remercier mes promoteurs : Bernard Leyh, Caroline Collette et Brigitte Nihant, pour leur encadrement, leurs conseils avisés et leur disponibilité tout au long de ce travail. Leurs suggestions m'ont été précieuses et m'ont permis d'avancer sereinement dans ce projet. Je leur suis également reconnaissante de m'avoir offert l'opportunité de réaliser ce mémoire au sein du laboratoire de Didactique de la Chimie, tout en conciliant avec mes aspirations personnelles.

Je remercie également Madame Vanessa Thiry, qui m'a permis de mener ce travail au sein de ses classes. Je la remercie également pour son expertise professionnelle et ses nombreux conseils pour mener à bien la séquence de cours en classe. Mes remerciements vont aussi au Collège Royal Marie-Thérèse et à son directeur Christian Jacquet pour leur accueil.

Je remercie chaleureusement mes camarades de l'AESS, ma famille et mes amis pour leur soutien constant et les échanges constructifs que nous avons partagés. Merci à mon compagnon, Basile Caterina, pour ses remarques bienveillantes et sa relecture.

Enfin, je remercie le comité de lecture, Loïc Quinton et Pierre-Hugues Stefanuto, pour le temps qu'ils accordent à mon travail. Je vous souhaite d'ores et déjà une agréable lecture.

## RÉSUMÉ

Ce mémoire aborde l'apprentissage des principes généraux des équilibres chimiques au niveau des sciences générales (2 périodes de chimie par semaine) dans l'enseignement secondaire francophone belge. Les objectifs principaux fixés dans ce travail sont : (1) analyser les prérequis et évaluer les compétences nécessaires à la compréhension des équilibres chimiques ; (2) évaluer les conceptions alternatives des élèves liées aux concepts des équilibres chimiques ; (3) analyser la cohérence des réponses fournies par les élèves. L'évolution des conceptions alternatives et de la cohérence des raisonnements a été suivie au long d'une séquence didactique complète. La méthodologie adoptée inclut divers tests diagnostiques, une approche expérimentale et l'utilisation de technologies de l'information et de la communication pour l'enseignement (TICE) au sein de la séquence pédagogique. Les tests permettent d'identifier les conceptions alternatives entravant la compréhension des élèves, notamment :

- la croyance que toutes les réactions chimiques sont complètes et irréversibles,
- la perception de l'équilibre chimique comme un phénomène statique,
- l'idée que le fait que les réactions directe et inverse continuent à se produire n'est pas compatible avec le fait que les concentrations des réactifs et des produits restent constantes à l'équilibre,
- la pensée que les déplacements d'équilibre se font toujours dans le sens opposé à la perturbation imposée au système indépendamment des conditions sous lesquelles ils ont lieu.

Les résultats démontrent une amélioration de la compréhension des élèves, après notre séquence didactique et l'utilisation de TICE, bien que certaines conceptions alternatives persistent, ce qui peut expliquer l'incohérence des réponses de certains élèves.

## ABSTRACT

This thesis addresses the learning of general principles of chemical equilibria at general sciences level (two periods of chemistry per week) in the French-speaking secondary education in Belgium. The main objectives of this work are: (1) to analyze the prerequisites and assess the necessary skills to understand chemical equilibria; (2) to assess students' alternative conceptions related to concepts of chemical equilibria; (3) to analyze the consistency of the answers provided by the students. The evolution of alternative conceptions and the coherence of reasoning were monitored over the course of a complete teaching sequence. The methodology adopted includes various diagnostic tests, experiments, and the use of information and communication technologies for teaching (ICTT) within the teaching sequence. The evaluations helped to identify the alternative conceptions hindering students' understanding, including:

- the belief that all chemical reactions are complete and irreversible,
- the perception of chemical equilibrium as a static phenomenon,
- the idea that the fact that direct and reverse reactions continue to occur is not compatible with the fact that the concentrations of reactants and products are constant at equilibrium
- the idea that equilibrium shifts always occur in the opposite direction to the perturbation imposed to the system, independently of the conditions under which they occur.

The results demonstrate an improvement in the students' understanding after our teaching sequence and the use of ICTT, although some alternative conceptions persist which may explain the inconsistency of some students' answers.

# Table des matières

---

<b>CHAPITRE 1 : INTRODUCTION – ÉTAT DE L’ART .....</b>	<b>3</b>
1. Pourquoi les équilibres chimiques ? .....	3
Un peu d’histoire .....	4
2. Préconceptions sur les équilibres chimiques .....	7
3. Prérequis nécessaires aux équilibres chimiques .....	10
4. Cohérences des réponses .....	11
5. Utilisation des TICE .....	12
<b>CHAPITRE 2 : OBJECTIFS ET MÉTHODOLOGIE .....</b>	<b>16</b>
1. Logique didactique .....	17
2. Tests diagnostiques à choix multiple à deux niveaux .....	18
3. Validation des tests .....	19
4. Création des simulations .....	19
<b>CHAPITRE 3 : RÉSULTATS.....</b>	<b>20</b>
1. Test 0 : Évaluation des prérequis .....	20
2. Démonstration expérimentale & Test 1 .....	29
3. Test 2 & Simulation informatique .....	32
4. Triangle de Johnstone & Test 3 (modélisation) .....	37
5. Test 4 : Déplacements d’équilibres (prétest) .....	40
5.1. À volume et température constante : .....	40
5.2. À pression et température constantes .....	42
5.3. À température constante et volume et pression variables .....	44
6. Test 5 : Déplacements d’équilibres (bilan) .....	46
6.1. À volume et température constants.....	47

6.2.	À pression et température constantes .....	49
6.3.	À température constante et volume et pression variables .....	50
<b>7.</b>	<b>Test de satisfaction .....</b>	<b>51</b>
<b>CHAPITRE 4 : DISCUSSION .....</b>		<b>54</b>
<b>1.</b>	<b>Prérequis .....</b>	<b>54</b>
<b>2.</b>	<b>Conceptions alternatives.....</b>	<b>54</b>
2.1.	Les réactions incomplètes et réversibles .....	54
2.2.	Les équilibres dynamiques .....	56
2.3.	Les vitesses de réactions directe et inverse et les concentrations constantes .....	57
2.4.	Les déplacements d'équilibre .....	58
<b>3.</b>	<b>Cohérence des réponses .....</b>	<b>60</b>
<b>4.</b>	<b>Apport des TICE.....</b>	<b>61</b>
<b>CHAPITRE 5 : CONCLUSION.....</b>		<b>62</b>
<b>CHAPITRE 6 : PERSPECTIVES.....</b>		<b>63</b>
<b>RÉFÉRENCES.....</b>		<b>66</b>
<b>MANUELS SCOLAIRES DE RÉFÉRENCE .....</b>		<b>70</b>
<b>ANNEXES .....</b>		<b>71</b>

# CHAPITRE 1 : INTRODUCTION – ÉTAT DE L'ART

## 1. Pourquoi les équilibres chimiques ?

Les équilibres chimiques jouent un rôle fondamental dans la compréhension globale de la chimie. Ce concept permet d'introduire et d'expliquer plusieurs types de réactions chimiques telles que les réactions acide-base, les réactions de précipitation et les réactions d'oxydoréduction<sup>1</sup>. Ces réactions sont toutes abordées dans l'enseignement secondaire belge francophone. Par conséquent, les équilibres chimiques constituent un chapitre majeur dans les programmes scolaires de cet enseignement.

Le réseau officiel de la Fédération Wallonie-Bruxelles (FWB) accorde à l'Unité d'Acquis d'Apprentissage (UAA) consacrée aux concepts fondamentaux liés aux équilibres chimiques entre 8 et 13 périodes, selon le choix de l'élève entre les sciences de base (1 période de 50 minutes de chimie par semaine) ou les sciences générales (2 périodes de 50 minutes de chimie par semaine) (Administration générale de l'Enseignement 2018). De son côté, le réseau libre subventionné attribue à cette unité entre 10 et 15 périodes (Enseignement Catholiques secondaire 2016).

Ce mémoire se concentre sur l'apprentissage des équilibres chimiques dans l'enseignement secondaire, plus particulièrement au niveau des sciences générales, pour plusieurs raisons. Premièrement, comme mentionné précédemment, les équilibres chimiques sont cruciaux pour une bonne compréhension de la chimie et sont nécessaires pour aborder d'autres chapitres dans le cursus. Parmi ces chapitres, les réactions acide-base, l'électrochimie et la solubilité sont tous des sujets liés au concept d'équilibres chimiques (Pekmez 2010). Deuxièmement, les équilibres chimiques constituent un concept souvent mal compris par les élèves, qui ont fréquemment de nombreuses préconceptions sur le sujet (Banerjee 1991; Hin et Riddle 2023; Satriana et al. 2018). Une préconception est une idée qu'un apprenant possède sur un sujet avant d'en apprendre les concepts scientifiquement admis. Elle peut être correcte, partiellement correcte ou erronée. Une conception alternative, quant à elle, désigne une croyance erronée à propos d'un sujet qui peut nuire à la compréhension des concepts scientifiquement admis. Une compréhension approfondie des équilibres

---

<sup>1</sup> Bien que les réactions d'oxydoréduction abordées dans l'enseignement secondaire soient des réactions fortement déplacées vers la formation des produits. Un équilibre peut être envisagé lorsque la différence de potentiel standard est suffisamment faible.

chimiques est donc essentielle afin de confirmer les préconceptions correctes ou d'infirmer ces conceptions alternatives.

En outre, les équilibres chimiques demandent aux élèves de se représenter la chimie de manière symbolique, macroscopique et submicroscopique. L'utilisation dans l'enseignement de ce concept du triangle de Johnstone (Figure 1), qui rassemble ces trois niveaux de représentation, favorise un développement complet de la compréhension des élèves (Johnstone 1982; Sanchez 2017). Enfin, les équilibres chimiques sont présents dans de nombreux processus industriels et naturels de la vie quotidienne. Avec une bonne compréhension de ce concept, les élèves peuvent développer un esprit critique solide sur des sujets d'actualité ou environnementaux liés à la chimie.

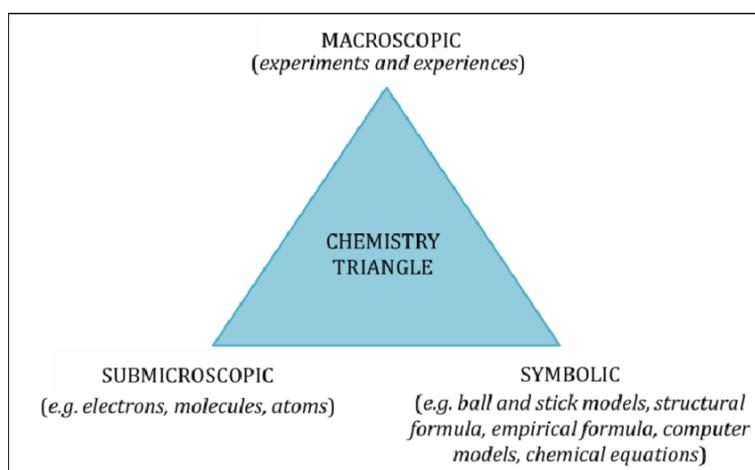


Figure 1 – Triangle de Johnstone, les trois sommets représentent les trois niveaux de représentations en chimie : (1) le niveau macroscopique ; (2) le niveau submicroscopique ; (3) le niveau symbolique. (Figure tirée de Sanchez 2017, inspiré de Johnstone 1982)

L'importance des équilibres chimiques ne s'est pas limitée à l'enseignement moderne. Depuis longtemps, les scientifiques cherchent à comprendre et à expliquer les réactions chimiques. Ces recherches ont évolué au cours de l'histoire de la chimie pour aboutir au concept d'équilibre chimique.

### Un peu d'histoire ...

L'origine la plus ancienne du concept de réactions chimiques remonte à environ 450 av. J.-C., où Empédocle, un philosophe grec, décrit les réactions chimiques avec une vision anthropomorphique (Baudet 2017; Quílez 2019). Pour lui, les substances

réagissent selon le principe "d'amour et de lutte". Des composés qui s'aiment s'attirent, tandis que ceux qui ne s'apprécient pas se repoussent (Bollack 2024).

Il faut attendre le début du XVIII<sup>ème</sup> siècle pour que ce principe anthropomorphique soit remis en question par Isaac Newton (1642 – 1727 ; Figure 2). Mathématicien, physicien, philosophe, alchimiste, astronome et théologien anglais, Newton tente d'expliquer théoriquement pourquoi certaines substances réagissent entre elles, tandis que d'autres non. Il définit l'affinité chimique dans un premier temps comme une force d'attraction similaire aux forces gravitationnelles. Dans un second temps, il considère les attractions magnétiques et électriques à de très petites distances et redéfinit l'affinité comme une attraction interparticulaire exprimable par une force (Baudet 2017; Quílez 2019).

Étienne-François Geoffroy (1672 – 1731 ; Figure 2), un chimiste et médecin français, souhaite donner une approche quantitative aux réactions chimiques. Il crée une classification des substances qui réagissent ensemble et la publie en 1718 (Baudet 2017; Lafont 2019; Lefèvre 2012). Bien qu'il prenne certaines précautions avec les théories proposées par Newton, Geoffroy parle d'affinité sans en expliquer la nature exacte. Serait-ce pour lui une force ou une vision anthropomorphique ? La réponse reste floue. Sa classification remplit deux objectifs : (1) découvrir ce qu'il se passe au niveau macroscopique dans les mélanges de plusieurs substances et (2) prédire ce qui devait en résulter. Son tableau était utilisé comme guide dans les laboratoires (Ganaras et Dumon 2003; Quílez 2019).

Torbern Olof Bergman (1735 – 1784 ; Figure 2), un minéralogiste et chimiste suédois, a enrichi et étendu la classification des affinités de Geoffroy grâce à ses nombreuses expériences en laboratoire. Bergman est en accord avec les théories newtoniennes de l'attraction interparticulaire. De plus, il définit l'affinité élective, c'est-à-dire la tendance préférentielle d'une substance à réagir avec une autre et publie en 1775 « Dissertation on Elective Attractions » (Smeaton 1984). Sa classification permettait ainsi de prédire quelle substance réagirait préférentiellement avec une autre (Ganaras et Dumon 2003; Quílez 2019).

À ce stade de l'histoire de la chimie, les réactions chimiques étaient considérées comme étant complètes et irréversibles. Les chimistes pensaient qu'une réaction ne se

produisait que dans un sens, sans possibilité de retour en arrière (Ganaras et Dumon 2003).

À la fin du XVIII<sup>ème</sup> siècle, Claude-Louis Berthollet (1748 – 1822 ; Figure 2), un chimiste français, révolutionne la compréhension des réactions chimiques en remettant en question la théorie des affinités constantes. D'après cette théorie, les réactions chimiques étaient uniquement déterminées par la nature des substances et restaient identiques quelles que soient les conditions du milieu réactionnel. Berthollet, en étudiant les processus industriels de production de la poudre à canon durant la Révolution française, observe que la concentration des substances mises en présence influence leur tendance à réagir (Ganaras et Dumon 2003). Cette observation marque une première rupture avec la conception des affinités électives comme fixes et invariables. Par la suite, Berthollet observe des réactions chimiques dans des phénomènes naturels qui ne concordent pas avec les résultats obtenus en laboratoire. Il remarque que la température joue un rôle dans ces divergences (Ganaras et Dumon 2003). Ces observations l'amènent à comprendre que le sens des réactions chimiques n'est pas unique et marquent ainsi une deuxième rupture avec la conception selon laquelle les réactions sont irréversibles. Grâce à ces travaux, Berthollet introduit le concept d'équilibre chimique dans la communauté scientifique (Quílez 2019). Pour lui, les équilibres chimiques sont des réactions incomplètes et réversibles où les produits et les réactifs coexistent. Il considère ces équilibres comme statiques car, comme tous les autres scientifiques de son époque, il pensait que les atomes et les molécules étaient immobiles (Grison 2000).

L'équilibre statique de Berthollet n'a suscité un réel intérêt qu'à partir de la seconde moitié du XIX<sup>ème</sup> siècle lorsque la communauté scientifique a commencé à s'interroger sur le rendement des réactions (Baudet 2017; Grison 2000). À partir de cette époque, les scientifiques ont véritablement pris en compte le fait que les réactions pouvaient être incomplètes et réversibles.

Dans les années 1851 – 1854, Alexander William Williamson (1824 – 1904 ; Figure 2), un chimiste britannique, introduit l'aspect dynamique des équilibres chimiques. Contrairement à Berthollet, il adopte une perspective submicroscopique et considère que les atomes et les molécules sont en mouvement (Ganaras et Dumon 2003). Il est néanmoins d'accord avec le concept de réactions incomplètes et réversibles. En effet, il justifie la coexistence des produits et des réactifs en solution par le fait que deux

réactions opposées se produisent simultanément : la réaction directe et la réaction inverse.

À ce stade de l'histoire, l'idée qu'un équilibre chimique soit un état statique est abandonnée pour adopter le concept d'équilibre dynamique.

Cato Maximilian Guldberg (1836 – 1902 ; Figure 2) et Peter Waage (1833 – 1900 ; Figure 2), deux chimistes norvégiens, publient en 1864 l'existence d'une relation entre les concentrations à l'équilibre. Cette loi empirique permet de caractériser quantitativement les équilibres chimiques (Ganaras et Dumon 2003; Lund 1965).

Henry Louis Le Chatelier (1850 – 1936 ; Figure 2), un chimiste français, étudie expérimentalement les déplacements d'équilibre. Il généralise ses découvertes en 1884 en énonçant le « principe de modération » (ou « principe de Le Chatelier »). Ce principe permet de prédire de manière qualitative l'évolution d'un équilibre face à une perturbation (Ganaras et Dumon 2003; Henry 2000). Étant donné que Le Chatelier était en relation avec le domaine industriel, ses travaux ont eu une portée immédiate.

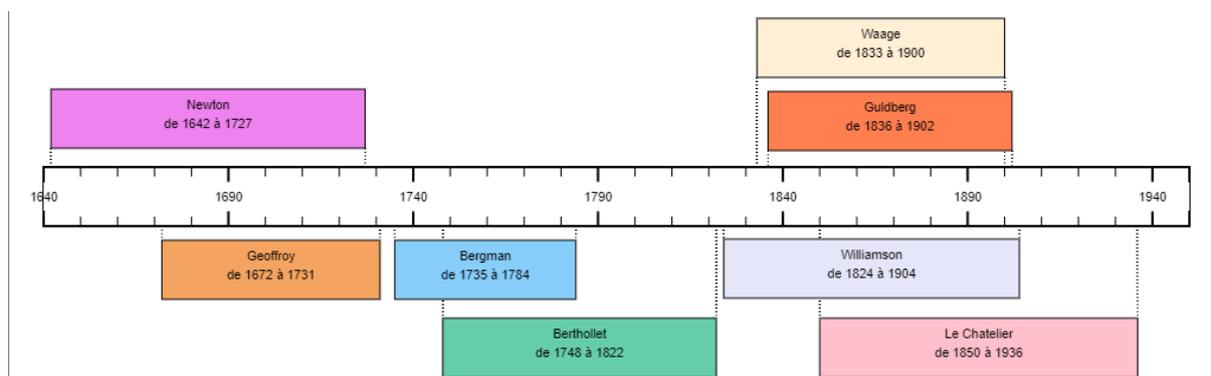


Figure 2 – Principaux scientifiques ayant contribué à l'histoire du concept des équilibres chimiques, frise réalisé grâce à <https://micetf.fr/frise/>.

## 2. Préconceptions sur les équilibres chimiques

Bien que la littérature décrive de nombreuses autres préconceptions (Banerjee 1991; Ghirardi et al. 2014 ; Hin et Riddle 2023; Satriana et al. 2018), seules celles évaluées et prises en compte dans ce travail ont été abordées en détail.

Tout comme l'a montré l'Histoire de la chimie, la compréhension des équilibres chimiques n'est pas immédiate et passe par différentes étapes conceptuelles. Les élèves, eux aussi, sont pourvus de préconceptions sur les réactions chimiques, c'est-à-dire des idées, ou une compréhension d'un phénomène, faites à l'avance à partir du

vécu et des apprentissages antérieurs. Ces préconceptions peuvent entraver la compréhension à propos des équilibres chimiques (Satriana et al. 2018). En effet, les préconceptions ne sont pas forcément correctes : on parle alors fréquemment de conceptions alternatives (Eggen et al. 2017). Un conflit cognitif doit alors se produire, afin de démanteler les préconceptions erronées et construire de nouvelles conceptions. Néanmoins, des changements radicaux dans leurs conceptions sont difficiles à accepter et les conceptions alternatives peuvent perdurer malgré des preuves contradictoires.

Comme c'était le cas pour les scientifiques du début du XVIII<sup>ème</sup> siècle, avant les travaux de Berthollet, les élèves sont amenés à penser que toutes les réactions sont complètes et irréversibles (Conception alternative [1] – Tableau 1). Cette vision résulte également d'un enseignement antérieur plutôt rigide et unidimensionnel (Georghiadès 2000; Talanquer 2013). Avant d'aborder les équilibres chimiques, les élèves sont confrontés principalement à des réactions complètes et irréversibles, telles que par exemple, les réactions de combustions où la formation des produits est fortement favorisée (Administration générale de l'Enseignement 2018; Van Driel et al. 1998). Se concentrer sur ces réactions renforce ainsi l'idée que les réactions chimiques sont irréversibles. La théorie scientifiquement admise selon laquelle les réactions peuvent être réversibles est parfois difficilement acceptée par les élèves, étant donné que cela va à l'encontre de ce qu'ils ont appris jusqu'à présent (Kermen et Méheut 2004).

Une seconde conception alternative est que les élèves croient que lorsque l'équilibre est atteint, plus rien ne se passe, la réaction s'arrête et ne se produit plus (Pekmez 2010). Ils ne prennent donc pas en compte l'aspect dynamique d'un équilibre (Conception alternative [2] – Tableau 1 ; Hin et Riddle 2023). De plus, ils associent cette conception à leurs observations expérimentales, où, lorsque l'équilibre est atteint, aucun changement visible n'est observé. Cette idée est renforcée par leur vie quotidienne où un équilibre peut être représenté, comme en physique, par une absence de mouvements (équilibre statique) à l'image d'une balance immobile (Kermen et Méheut 2004; Maskill et Cachapuz 1989), ce qui n'est pas représentatif de l'aspect submicroscopique d'un équilibre chimique, où les particules continuent à se mouvoir et à réagir. Dans l'histoire de la chimie, cette idée d'équilibres statiques a également été longtemps acceptée. Il a fallu attendre le point de vue submicroscopique de Williamson

afin d'éliminer cette conception erronée et d'adopter le concept d'équilibre dynamique (Ganaras et Dumon 2003).

Ensuite, les élèves ont tendance à penser que les concentrations des réactifs et des produits sont égales à l'équilibre (Conception alternative [3] – Tableau 1 ; Kermen et Méheut 2004; Pekmez 2010; Tyson, Treagust, et Bucat 1999). Hackling et Garnett (1985) expliquent cette idée fautive par le fait que les élèves confondent les coefficients stœchiométriques et les concentrations des réactifs et des produits. Dans ce cas, les élèves peuvent également penser que les concentrations sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques (Stavridou et Solomonidou 2000). Quant à Hin et Riddle (2023), ils attribuent cette conception alternative au fait que les élèves confondent des « concentrations constantes » et des « concentrations égales » après avoir vu le concept d'équilibre chimique. Pour eux, il ne s'agit pas d'une préconception erronée mais d'une conception alternative acquise à la suite d'une incompréhension de la théorie.

En outre, les élèves éprouvent des difficultés à concilier l'idée de constance des concentrations avec l'idée de réaction en cours (Conception alternative [4] – Tableau 1 ; Kermen et Méheut 2004). En effet, lorsque les élèves admettent que, dans un système à l'équilibre, il existe deux sens d'évolution : le sens direct et le sens inverse, ils éprouvent encore des difficultés à expliquer pourquoi les concentrations des réactifs et des produits restent constantes (Van Driel et al. 1998). Ils ne comprennent pas que les réactions ont lieu continuellement, simultanément et à la même vitesse, ce qui explique qu'il n'y ait aucun changement macroscopique malgré un dynamisme réactionnel au niveau submicroscopique.

Pour finir, les élèves ont des conceptions alternatives concernant la perturbation d'un système à l'état d'équilibre. De nombreuses études ont montré que les élèves pensent que lorsqu'un réactif est ajouté, l'équilibre se déplace systématiquement vers la formation des produits (Kermen et Méheut 2004; Kousathana et Tsapalis 2002; Quílez-Pardo et Solaz-Portolés 1995; Voska et Heikkinen 2000). De plus, les élèves ne prennent en compte ni les conditions du système (pression, volume ou température constante) ni l'état de la matière (solide, liquide ou gaz). Ainsi, il arrive que les élèves ne perçoivent pas d'effet sur l'évolution d'un système à l'équilibre lorsque le volume est modifié (Hin et Riddle 2023), ou encore ils pensent que l'équilibre sera perturbé lorsqu'une substance solide est ajoutée (Pekmez 2010).

Tableau 1 – Conceptions alternatives courantes des élèves de l'enseignement secondaire vs conceptions scientifiquement admises.

[1]	Toutes les réactions sont complètes et irréversibles. vs Les réactions peuvent être incomplètes et réversibles.
[2]	Équilibre statique. vs Équilibre dynamique.
[3]	Les concentrations des réactifs et des produits sont égales à l'état d'équilibre. vs Les concentrations des réactifs et des produits sont constantes à l'état d'équilibre.
[4]	Le fait que les réactions directe et inverse continuent à se produire n'est pas compatible avec la constance des concentrations à l'équilibre. vs Les vitesses de réaction sont égales à l'équilibre.
[5]	L'équilibre est toujours déplacé dans le sens opposé à l'ajout d'une substance (solide, aqueuse ou gazeuse). vs Perturbation du système à l'état d'équilibre selon les lois des équilibres chimiques

### 3. Prérequis nécessaires aux équilibres chimiques

Avant d'aborder le concept d'équilibre chimique, les élèves doivent avoir acquis une série de compétences en chimie et en mathématique.

Les unités d'acquis d'apprentissage précédant celle des équilibres chimiques dans l'enseignement secondaire francophone belge incluent notamment « Les liaisons chimiques et la configuration spatiale des espèces chimiques », ainsi que « Caractériser un phénomène chimique ». Ces deux UAA font partie des prérequis indispensables à la bonne compréhension du concept des équilibres chimiques.

Plusieurs auteurs soulignent l'importance pour les élèves d'avoir acquis certaines compétences essentielles à la bonne compréhension des équilibres (Bernal-Ballen et Ladino-Ospina 2019; Ghirardi et al. 2015; Kermen et Méheut 2004; Ouasri 2023; Satriana et al. 2018). En effet, ils montrent que certaines erreurs sont liées à des savoir-faire non maîtrisés et non à une mauvaise compréhension du concept. L'évaluation de

la compréhension des équilibres chimiques ne doit pas être influencée par des difficultés antérieures. De plus, des compétences de base solides sont essentielles pour permettre aux élèves de se concentrer sur les aspects dynamiques et conceptuels des équilibres chimiques, sans être freinés par des lacunes persistantes. Parmi ces compétences figurent la résolution des problèmes de stœchiométrie, le calcul des concentrations, l'écriture et la pondération des réactions chimiques.

Un élève n'ayant pas acquis la compétence d'écrire une équation chimique relative à une réaction donnée peut commettre des erreurs systématiques. Les coefficients stœchiométriques jouent un rôle dans l'expression de la constante d'équilibre et influencent l'interprétation du déplacement de l'équilibre avec le calcul du quotient réactionnel. De plus, la confusion entre les produits et les réactifs pose également un problème dans la compréhension du concept des équilibres. Ensuite, l'indication de l'état d'agrégation de la matière (solide, liquide, gazeux) a également son importance. Un manque d'attention sur cet aspect de la part de l'élève peut entraîner des difficultés supplémentaires dans la compréhension des équilibres chimiques.

En outre, les équilibres chimiques nécessitent des calculs stœchiométriques. Les élèves doivent pouvoir distinguer les différentes grandeurs chimiques, par exemple la masse, la quantité de matière, le volume, la pression et surtout la concentration. Ils doivent comprendre comment ces dernières sont liées entre elles et savoir les calculer.

#### **4. Cohérences des réponses**

En plus d'évaluer les préconceptions des élèves de l'enseignement secondaire francophone belge concernant les équilibres chimiques et l'acquisition des prérequis nécessaires, ce mémoire permet de s'interroger sur la cohérence des réponses choisies par les élèves dans des questionnaires à choix multiples.

Niaz (2001) a observé que les élèves répondaient parfois de manière contradictoire. Cette observation trouve une explication dans le concept du conflit cognitif (Niaz 2001). Lorsqu'une personne est confrontée à des preuves contradictoires à ses conceptions initiales, elle se trouve en conflit cognitif. Il a été démontré que même face à de telles preuves, les scientifiques montrent une résistance au changement de leur pensées (Patton 2014). Dans un contexte scolaire, cette résistance au changement conceptuel est également observée lorsque des nouvelles théories scientifiques sont exposées

aux élèves (Chinn et Brewer 1993). Par conséquent, les élèves se trouvent souvent dans un état de conflit cognitif, où deux conceptualisations se superposent, rendant alors leurs réponses parfois incohérentes. Ainsi, les contradictions dans leurs réponses ne sont pas perçues comme de simples erreurs mais plutôt comme une compétition entre les théories scientifiques enseignées et les conceptions alternatives des élèves (Niaz 2001).

## 5. Utilisation des TICE

Les technologies de l'information et de la communication pour l'enseignement (TICE) constituent un sujet de plus en plus abordé dans l'éducation du XXI<sup>ème</sup> siècle (Basque 2005; Drot-Delange 2012; El Kartouti et Juidette 2023; OCDE 2015). Tout d'abord les TICE apportent une plus-value à l'enseignement ; les enseignants pouvant alors créer de nouvelles tâches scolaires qui seraient impossible à mettre en place sans les technologies. Les méthodes d'enseignement peuvent alors être innovées (Karsenti 2013). Des modèles permettent d'estimer l'intégration d'une TICE dans un cours, notamment le modèle SAMR qui propose quatre niveaux : (1) la substitution, (2) l'augmentation, (3) la modification, (4) la redéfinition (Vekout 2013 ; Figure 3). Ce modèle permet de s'interroger sur l'utilisation de la technologie en vue d'améliorer l'enseignement.

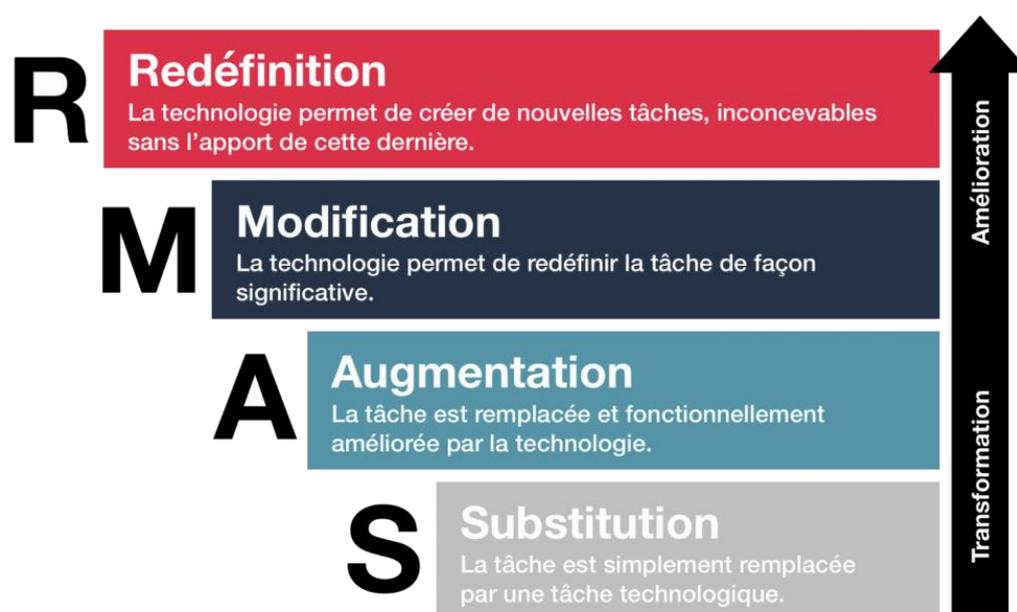


Figure 3 – Modèle SAMR. <https://nunavik-ice.com/fr/c/technologies-de-linformation-et-des-communications/le-modele-samr/>, consulté le 22 août 2024.

Ensuite, les technologies sont omniprésentes dans le monde actuel. En Fédération Wallonie-Bruxelles (FWB), 99 % des jeunes de plus de 15 ans déclaraient avoir accès à internet à domicile en 2018, et 98 % des jeunes possédaient un téléphone portable avec une connexion internet (Bricteux et al. 2021). Cela démontre non seulement l'accessibilité de la technologie mais aussi l'importance de l'intégrer dans le cadre éducatif. Ainsi, les élèves auront la possibilité d'apprendre à utiliser ces technologies de manière responsable et efficace. De plus, l'accès à la technologie permet d'élargir l'accès à la connaissance (OCDE 2015). Le système éducatif doit alors encourager les élèves à utiliser des ressources d'apprentissage en ligne.

L'utilisation des technologies par les jeunes de 15 ans de la FWB est majoritairement récréative, pour surfer, chatter ou encore utiliser les réseaux sociaux. Néanmoins, près de la moitié des jeunes interrogés déclarent utiliser internet au moins une fois par semaine pour obtenir des informations pratiques (Bricteux et al. 2021). Bien que les jeunes soient habitués aux technologies, ils ne maîtrisent pas forcément toutes les compétences nécessaires pour une utilisation responsable et efficace. De plus, le niveau des compétences et des connaissances dans l'utilisation des technologies n'est pas identique selon le milieu socio-économique des élèves, bien que les différences d'accès aient considérablement diminué ces dernières années. Toutefois, l'égalité d'accès aux technologies ne garantit pas automatiquement une égalité des compétences et des connaissances dans leur utilisation. Ainsi, l'école a un rôle à jouer en préparant les élèves à utiliser ces outils de manière productive et réfléchie. Ces derniers doivent apprendre à évaluer la fiabilité des sources, à naviguer entre plusieurs sources d'informations et à tirer des conclusions répondant à leurs besoins (Drot-Delange 2012; OCDE 2015).

Les raisons pour lesquelles les jeunes portent un intérêt aux technologies sont variées. Ils apprécient particulièrement utiliser des appareils numériques et considèrent Internet comme une source formidable pour trouver des informations qui les intéressent ; 92% des jeunes en FWB partageant cet avis d'après Bricteux et al. (2021).

En sciences, les ordinateurs ont d'abord été utilisés comme outils de laboratoire dans l'acquisition et le traitement des données expérimentales. Aujourd'hui, ces technologies sont devenues des outils également dédiés à l'information et la communication, en raison de l'évolution de la pédagogie (Basque 2005). En effet, la pédagogie moderne favorise les conflits cognitifs et les activités de recherche chez les

apprenants. Les simulations informatiques occupent désormais une place prépondérante aux côtés des expérimentations en laboratoire (Brajkovic 2014; Erradi et al. 2001). Les TICE, notamment les simulations informatiques, permettent aux élèves de raffiner leurs représentations conceptuelles en explorant l'ensemble du triangle de Johnstone : niveau symbolique, niveau macroscopique et niveau submicroscopique (Figure 1). Elles leur offrent des environnements virtuels où ils peuvent explorer et manipuler des phénomènes chimiques. Ainsi, les TICE enrichissent l'apprentissage. De plus, les TICE facilitent l'accès à des expériences parfois trop complexes pour être mises en œuvre dans un établissement scolaire au niveau de l'enseignement secondaire (Erradi et al. 2001). Dans le cadre de ce travail, des simulations informatiques d'équilibres chimiques sont présentées aux élèves afin de leur permettre de visualiser et de comprendre les résultats des expériences réalisées en classe au niveau submicroscopique.

En outre, les élèves ont l'occasion d'utiliser une plateforme de formation en ligne FUN MOOC (France Université Numérique, Massive Open Online Course) proposant des cours de chimie. Cette utilisation présente un double avantage : (1) permettre l'accès à une expérience chimique difficile à mettre en place dans un établissement scolaire secondaire, et (2) introduire les élèves à une plateforme où de nombreuses formations sont disponibles gratuitement et librement.

En ce qui concerne le premier avantage, l'expérience visionnée est un équilibre chimique entre deux gaz emprisonnés dans une ampoule scellée, donc un système fermé. Le matériel disponible dans un établissement scolaire ne permet pas toujours de construire un système fermé dans lequel des gaz sont emprisonnés et observés au cours de l'expérience (Toubi et Errazqany 2022). Une vidéo de ce type d'expérience est donc une bonne alternative.

Le second avantage porte sur la réduction d'inégalité d'accès aux connaissances. En découvrant des plateformes telles que FUN MOOC, où des formations gratuites sont disponibles, les élèves sont sensibilisés à l'accessibilité de la connaissance, indépendamment de la classe sociale. Cette première approche avec les MOOC pourrait inciter les élèves à explorer davantage ces ressources et à trouver des formations qui les intéressent tout au long de leur vie. Ainsi, les MOOC contribuent à la démocratisation des savoirs.

Pour finir, les TICE offrent des outils de collaboration où les enseignants peuvent fournir aux étudiants des ressources spécialisées sans contrainte d'espace ou de temps (OCDE 2015; Roux et Le Marechal 2003). Basque (2005) définit le concept de communication comme étant « un système capable de transférer de l'information » que ce soit entre personnes ou, dans le domaine des TICE, de machine à machine ou de machine à personne. Les écoles utilisent de plus en plus des plateformes sur lesquelles les enseignants et les élèves peuvent communiquer au travers de machines.

## CHAPITRE 2 : OBJECTIFS ET MÉTHODOLOGIE

Ce travail poursuit plusieurs objectifs, rattachés à une logique didactique intégrant des démonstrations expérimentales et des TICE. Premièrement, il évalue les prérequis des élèves de 5<sup>ème</sup> année secondaire suivant le cours de sciences générales avant d'entamer l'UAA 7 sur les équilibres chimiques (Figure 4). Deuxièmement, il identifie les préconceptions liées aux concepts d'équilibres dynamiques et de déplacements d'équilibres chimiques. Troisièmement, il analyse la cohérence du choix des réponses des élèves.

Les élèves participant à cette étude, soit 41 élèves, sont tous issus de la même école de l'enseignement secondaire général, le collège Royal Marie-Thérèse à Herve en Belgique. Ils suivent le cours de chimie générale, à raison de deux périodes par semaine (2x 50 min). Ces élèves sont répartis dans deux classes différentes. Néanmoins, ils suivent le même cours de sciences et effectuent tous les divers tests et activités pédagogiques présentés dans ce mémoire. Ils ont également au minimum 4 périodes de mathématiques par semaines.

Sciences générales – Troisième degré – Chimie – Unité d'acquis d'apprentissage 7	
« Les équilibres chimiques »	
Compétences à développer	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Prévoir le sens d'évolution d'une réaction réversible.</li> <li>• Résoudre des problèmes d'équilibre chimique.</li> </ul>	
Processus	Ressources
<p><b>Appliquer</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Utiliser une table des constantes d'équilibre pour distinguer une réaction complète d'une réaction limitée à un équilibre.</li> <li>• Expliquer pourquoi certaines réactions chimiques sont réversibles et d'autres pas.</li> <li>• Prévoir le sens spontané d'évolution suite à une perturbation (incluant des variations de pression, de concentration et de température) d'une réaction initialement en équilibre.</li> <li>• Calculer la constante d'équilibre <math>K_c</math> ou <math>K_p</math> associée à une transformation chimique.</li> <li>• Prévoir la concentration d'une espèce chimique présente dans un milieu réactionnel en équilibre en utilisant la valeur de la constante d'équilibre <math>K_c</math> ou <math>K_p</math> associée.</li> </ul> <p><b>Transférer</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Expliquer l'évolution d'une situation concrète sur base du principe de Le Châtelier (par exemple : caisson hyperbare, stades en altitude, synthèse industrielle de l'ammoniac, ...).</li> </ul> <p><b>Connaître</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Distinguer expérimentalement un phénomène chimique réversible d'un phénomène chimique irréversible.</li> <li>• A partir d'expériences, induire la loi de Le Châtelier.</li> </ul> 	<p><b>Prérequis</b></p> <p>UAA 5 et 6 de chimie</p> <p><b>Savoirs disciplinaires</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Désordre (ne pas parler d'entropie ni d'énergie libre)</li> <li>• Loi de Guldberg et Waage</li> <li>• Loi de Le Châtelier</li> <li>• Réactions complète et limitée à un équilibre</li> <li>• <math>C_3</math> et <math>[A]</math></li> <li>• <math>K_c</math>, <math>K_p</math>, (ne pas démontrer la relation entre <math>K_c</math> et <math>K_p</math>)</li> </ul> <p><b>Savoir-faire disciplinaires</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Extraire des informations dans une table de données thermodynamiques</li> <li>• Utiliser une équation du 1<sup>er</sup> ou du 2<sup>ème</sup> degré pour résoudre un exercice d'équilibre chimique.</li> <li>• Respecter un protocole expérimental permettant d'identifier la réversibilité d'un phénomène chimique</li> </ul>

Figure 4 – Référentiel de l'unité d'acquis d'apprentissage 7 de chimie « Les équilibres chimiques » en sciences générales de la Fédération Wallonie-Bruxelles. (Gouvernement de la Communauté française 2014)

# 1. Logique didactique

La séquence de cours se divise en trois parties :

- A. Le caractère dynamique des équilibres chimiques – Analyse qualitative
- B. L'expression de la constante d'équilibre – Analyse quantitative
- C. Les déplacements d'équilibres chimiques – Analyse qualitative & quantitative

Différents tests et activités permettant de remplir les objectifs fixés pour ce travail sont réalisés tout au long de cette séquence de cours. La chronologie des divers tests intégrés aux activités de la séquence est illustrée à la Figure 5.

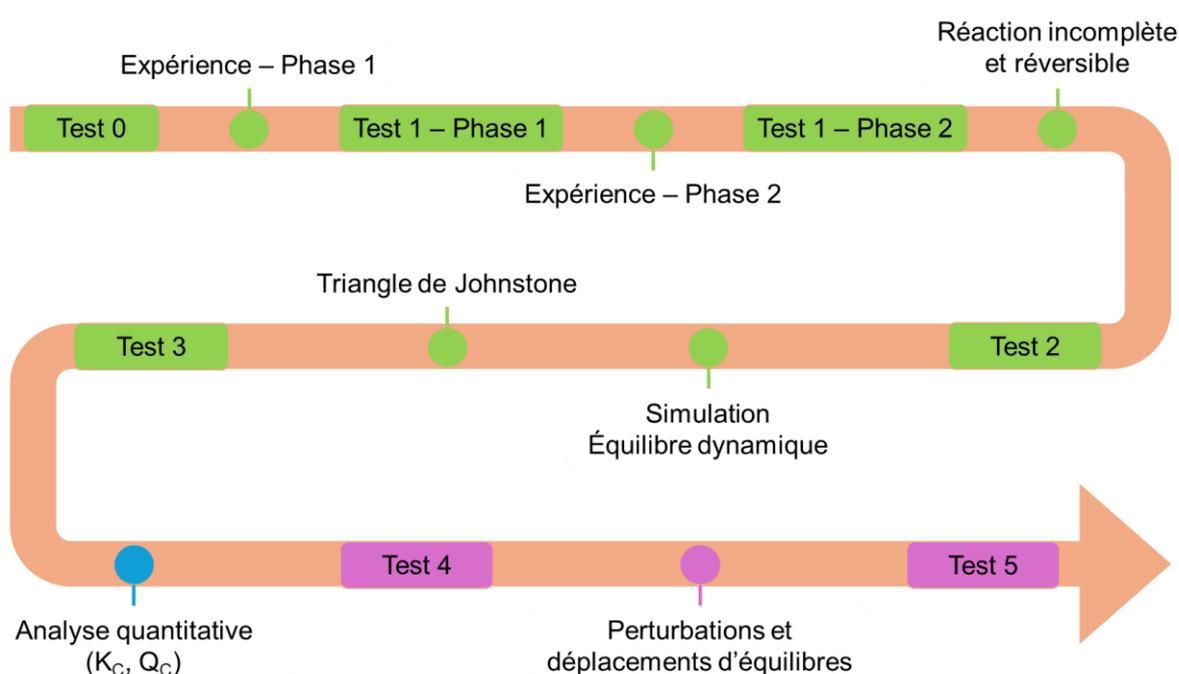


Figure 5 – Chronologie des tests et activités pédagogiques effectués durant l'étude. En vert : la partie A, le caractère dynamique des équilibres chimiques. En bleu : la partie B, l'expression de la constante d'équilibre. En violet : la partie C, les déplacements d'équilibres chimiques.

La chronologie commence par un prétest (Test 0, Annexe 2) qui évalue principalement les prérequis nécessaires pour une bonne compréhension des équilibres chimiques. Il évalue également une première fois l'interprétation que les élèves se font d'une réaction incomplète. Ensuite, la partie A de la séquence de cours commence par une démonstration expérimentale entrecoupée par une série de questions (Test 1, Annexe 3). L'expérience et le test se déroulent donc en deux phases. Afin de dépasser d'éventuelles conceptions alternatives, il est important de procéder par étapes et de présenter progressivement aux élèves des explications scientifiquement admises (Niaz

2001). C'est pourquoi, à ce stade de la chronologie des activités pédagogique, les élèves doivent comprendre qu'une réaction peut être incomplète et réversible sans pour autant avoir été confrontés au concept d'équilibre dynamique.

Ensuite, le test 2 (Annexe 4) est réalisé. Ce test a pour rôle d'évaluer les préconceptions liées aux équilibres dynamiques. Le caractère dynamique des équilibres chimiques est abordé à la suite de ce test à l'aide de simulations. Afin d'approfondir leur compréhension, les différents niveaux de représentation illustrés par le triangle de Johnstone (Figure 1) sont repris dans une carte mentale. Le test 3 (Annexe 5) clôture la première partie (A) de cette séquence. Il s'agit d'un devoir à domicile où les élèves doivent créer leur propre simulation d'un équilibre chimique dans laquelle ils représentent le niveau submicroscopique.

La partie B consiste en un développement quantitatif des équilibres chimiques. Lors de cette partie de la séquence de cours, les élèves découvrent le concept de constante d'équilibre et de quotient réactionnel, ils apprennent à les interpréter et à les utiliser.

Le test 4 (Annexe 6) entame la partie C de cette séquence. En effet, il évalue les préconceptions des élèves concernant les déplacements d'équilibre. La chronologie se poursuit par l'examen détaillé des déplacements d'équilibre qui peut être résumé dans le principe de Le Chatelier. Il faut cependant nuancer et insister auprès des élèves que pour appliquer correctement le principe de Le Chatelier, il faut tenir compte sous quelles conditions la perturbation d'une réaction chimique limitée à un équilibre est réalisée. Enfin, le test 5 (Annexe 7) clôture la séquence. En effet, il s'agit d'un test récapitulatif.

## **2. Tests diagnostiques à choix multiple à deux niveaux**

Dans la littérature, des tests diagnostiques à choix multiple à deux niveaux sont réalisés lorsque des conceptions alternatives doivent être identifiées (Hüseysin, Hakki, et Atasoy 2011; Satriana et al. 2018). Le premier niveau teste si l'élève fournit la réponse correcte au problème posé mais ne vérifie pas son raisonnement. Le deuxième niveau, quant à lui, propose un ensemble de justifications de la réponse donnée au premier niveau. Ces justifications contiennent la réponse correcte, ainsi que d'éventuelles conceptions alternatives courantes chez les élèves. En analysant les corrélations entre le premier et le deuxième niveau, la compréhension du concept par l'étudiant est mise en

évidence. Plusieurs cas de figure se présentent (Tableau 2) : (1) L'élève répond correctement aux deux niveaux, il a donc une compréhension suffisante du concept. (2) L'élève répond erronément à un des deux niveaux, l'élève présente une conception alternative. Si la réponse est fausse mais la justification sélectionnée est correcte, cela signifie qu'il doit exister une conception alternative sous-jacente mais non exprimée explicitement qui empêche l'élève d'appliquer correctement la théorie. Si la réponse est correcte mais la justification fausse, la conception alternative s'apparente à la mauvaise justification sélectionnée. (3) L'élève répond erronément aux deux niveaux. Une incompréhension plus profonde du concept est alors envisagée.

*Tableau 2 – Niveaux de compréhension suivant les réponses à un test diagnostique à choix multiple à deux niveaux.*

	RÉPONSE NIVEAU 1	RÉPONSE NIVEAU 2	NIVEAU DE COMPRÉHENSION
<b>[1]</b>	Correcte	Correcte	Compréhension suffisante
<b>[2]</b>	Correcte	Incorrecte	Conception(s) alternative(s)
	Incorrecte	Correcte	
<b>[3]</b>	Incorrecte	Incorrecte	Incompréhension plus profonde

### 3. Validation des tests

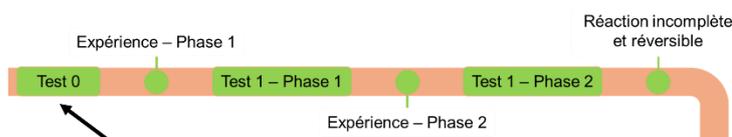
Le test 0 a été effectué préalablement par des élèves de l'école secondaire Athénée Royal à Eupen, en Belgique dans le but d'optimiser les questions et de les adapter en fonction des observations réalisées.

### 4. Création des simulations

Les simulations ont été réalisées sur PowerPoint à l'aide de transitions « morphose » qui permettent de déplacer les éléments de la diapositive précédente vers le nouvel emplacement de cet élément. Les diaporamas sont ensuite exportés en format vidéo.

## CHAPITRE 3 : RÉSULTATS

### 1. Test 0 : Évaluation des prérequis



Avant le début de la séquence de cours, un prétest a été effectué par les élèves (Annexe 2). Ce test 0 a deux objectifs principaux. Le premier objectif est de vérifier que les élèves possèdent les prérequis nécessaires pour aborder l'unité d'acquis d'apprentissage sur les équilibres chimiques. Concrètement, les élèves doivent être capables de pondérer des équations chimiques, de compléter un tableau d'avancement à l'aide de calculs stœchiométriques, et de lire et interpréter des graphiques. Le second objectif poursuivi par le test 0 est d'évaluer les préconceptions des élèves concernant l'équilibre chimique, en particulier leur compréhension de ce qu'il se passe lorsqu'une réaction incomplète et réversible s'est stabilisée. À ce stade, les élèves n'ont pas encore été exposés à la notion de réactions incomplètes et réversibles.

La première question évalue la capacité des élèves à pondérer trois équations chimiques. La Figure 6 montre que 100 % des élèves ont effectué cet exercice avec succès.

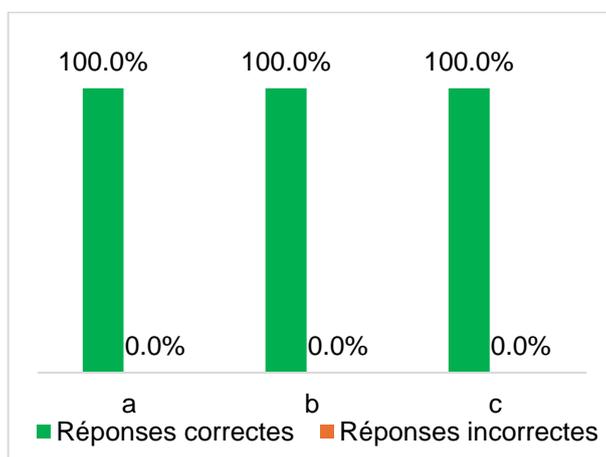


Figure 6 – Analyse des réponses aux exercices de pondération (Question 1 – Test 0).

S'ensuit une question permettant de vérifier les compétences des élèves pour compléter un tableau d'avancement. La réaction choisie est l'oxydation du magnésium par les protons fournis par la dissociation de HCl en solution aqueuse. Le premier critère évalué consiste à vérifier si chaque grandeur est correctement représentée par

un symbole et si les élèves indiquent les bonnes unités pour chacune des valeurs calculées. Les résultats montrent que 92,7 % ont correctement indiqué un symbole pour représenter les grandeurs et 82,9 % ont associé les bonnes unités à chaque valeur (Figure 7 A). Un second critère évalué concerne la capacité des élèves à identifier correctement le réactif limitant de la réaction. 22,0 % des élèves ont correctement sélectionné le réactif limitant, tandis que 75,6 % l'ont mal identifié et 2,4 % se sont abstenus de répondre (Figure 7 B).

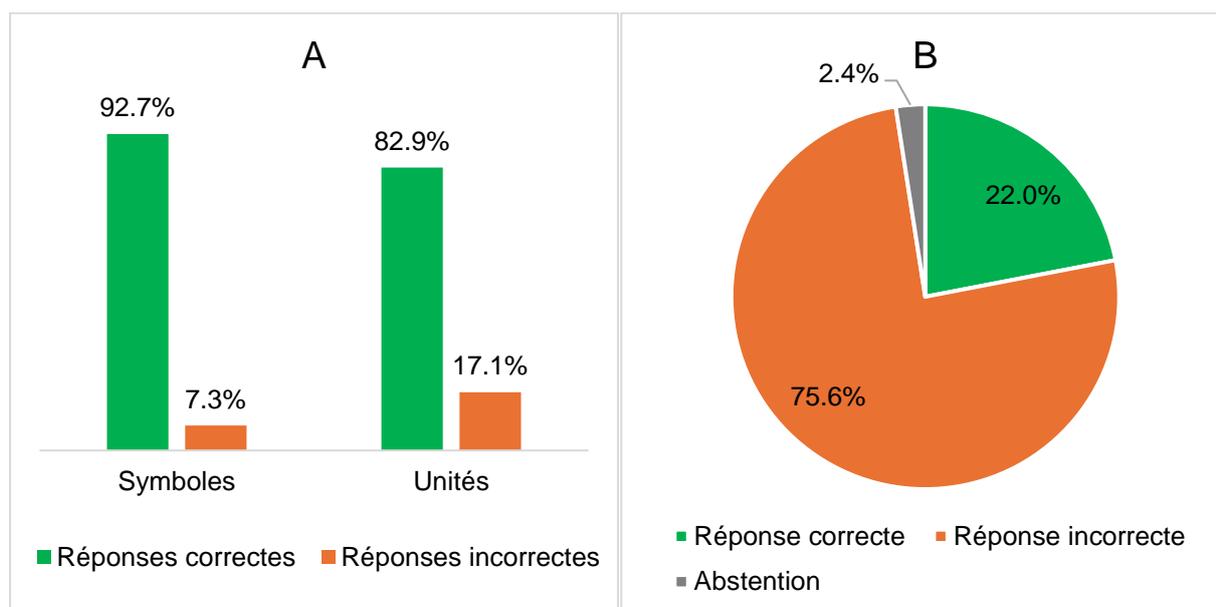


Figure 7 – A : Justesse des symboles et unités des grandeurs chimiques calculées dans un tableau d'avancement (Question 2 – Test 0). B : Identification du réactif limitant pour une réaction qui ne se produit pas en proportion stœchiométrique (Question 2 – Test 0).

Trois parties se distinguent dans un tableau d'avancement : (1) les conditions initiales, qui décrivent les quantités présentes avant que la réaction ne se produise ; (2) ce qui réagit, qui décrit les quantités ayant pris part à la réaction ; (3) les conditions finales, qui décrivent les quantités retrouvées en fin de réaction, lorsque le système s'est stabilisé.

La Figure 8 A illustre l'analyse des réponses apportées par les élèves pour les conditions initiales. 90,2 % des élèves ont correctement calculé la quantité de matière de magnésium présente initialement. En revanche, seulement 26,8 % ont correctement calculé la quantité de matière d'acide chlorhydrique. Le taux d'échec de 73,2 % s'explique par le fait que les élèves ont indiqué une quantité égale à celle de magnésium, sans calculer la quantité de matière spécifique pour l'acide chlorhydrique.

Or l'énoncé indiquait des données pour chacune de ces deux substances. Concernant le chlorure de magnésium et le dihydrogène, 56,1 % ont indiqué une réponse correcte (Figure 8 A). Parmi les réponses incorrectes (41,5 %), deux erreurs principales se dégagent : (1) les élèves omettent d'indiquer que l'absence de quantité de matière correspond initialement à 0 mol et (2) ils écrivent une quantité de matière de chlorure de magnésium et le dihydrogène égale à celle de magnésium calculée précédemment.

La Figure 8 B montre les résultats obtenus pour la partie « ce qui réagit » dans le tableau d'avancement. À partir de cette partie du tableau d'avancement, une catégorie de réponse s'ajoute, celle de « réponse cohérente ». En effet, pour qu'une erreur ne soit pénalisée qu'une unique fois, les erreurs précédentes sont prises en compte. Ainsi, si la réponse est correcte en utilisant les valeurs des erreurs précédentes, celle-là est considérée comme réponse cohérente. Entre 9,8 % et 14,6 % des élèves calculent la bonne quantité de matière ayant réagi, avec une majorité de réponse correcte pour la quantité de matière d'acide chlorhydrique. Étant donné qu'il s'agit du réactif limitant, les élèves ayant considéré que tout réagissait répondaient correctement même s'ils n'avaient pas compris la notion de réactif limitant. Cette stratégie ne fonctionne pas pour la quantité de matière de magnésium ayant réagi. Les résultats sont d'ailleurs plus faibles avec 46,3 % de réponses incorrectes (Figure 8 B).

La Figure 8 C illustre l'analyse des réponses pour les conditions finales. Étant donné que les réponses incorrectes s'accumulent dans les tableaux d'avancement, le taux de réponses cohérentes restent élevé par rapport aux taux de réponses correctes. En effet, entre 7,3 % et 14,6 % des élèves ont répondu correctement, entre 41,5 % et 46,3 % ont répondu erronément et entre 41,5 % et 43,9 % ont répondu de manière cohérente en tenant compte de leurs réponses incorrectes précédentes (Figure 8 C). En outre, le taux de réponse correcte pour le chlorure de magnésium et le dihydrogène a augmenté entre la partie « ce qui réagit » et la partie « conditions finales », passant de 9,8 % à 12,2 % (Figure 8 B & C). Cette augmentation s'explique par le fait que certains élèves ont omis de compléter la partie « ce qui réagit » pour ces deux composés, mais ont tout de même indiqué une réponse correcte dans la partie « conditions finales ».

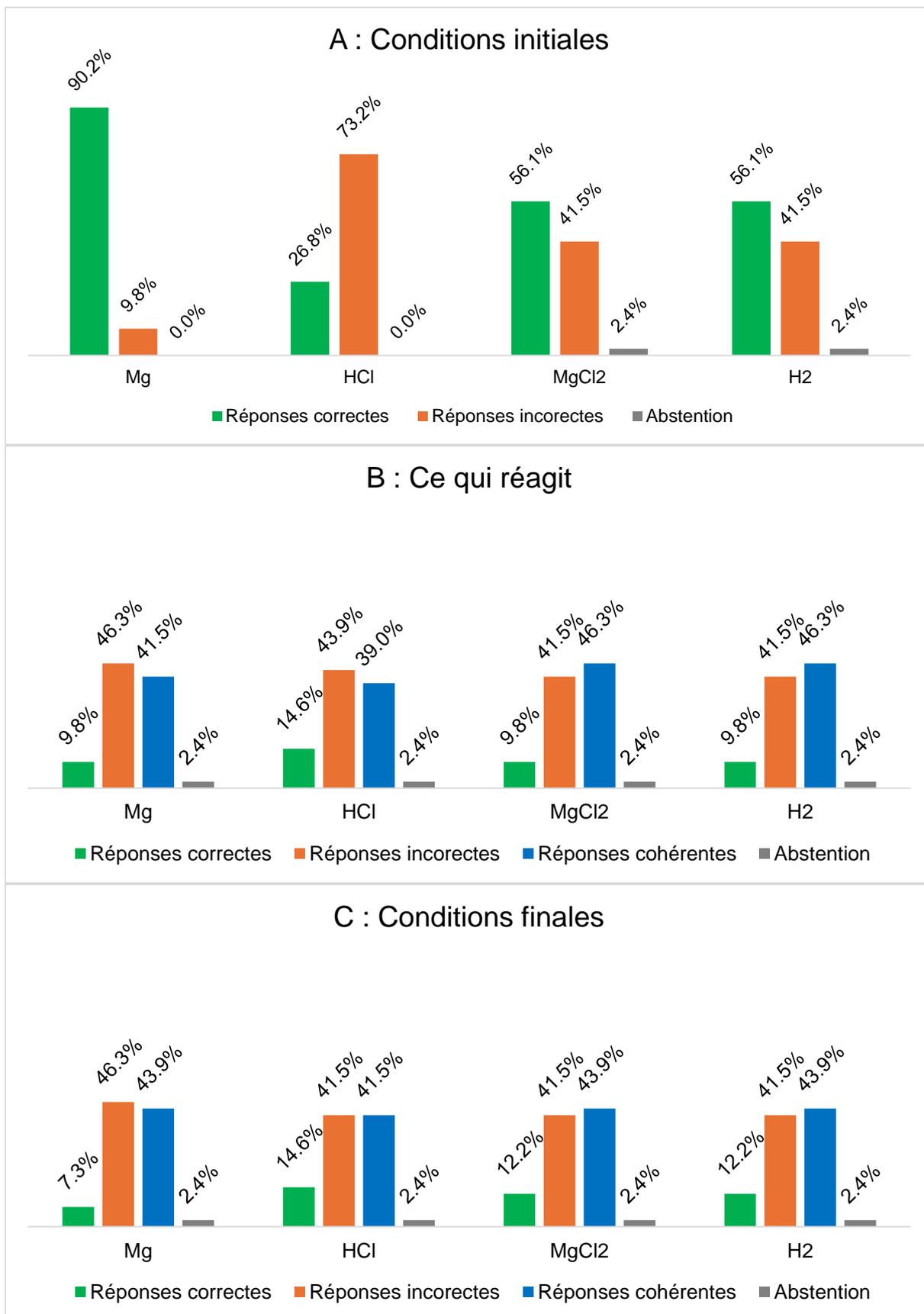


Figure 8 – Analyse des réponses des quantités de matière dans le tableau d'avancement (Question 2 – Test 0). A : Conditions initiales. B : Ce qui réagit. C : Conditions finales.

L'analyse des résultats à cette question concernant les calculs stœchiométriques et le tableau d'avancement permet de conclure que : (1) la notion de réactif limitant n'est pas maîtrisée à ce stade par une majorité importante d'élèves (> 75 %) mais que (2) les relations stœchiométriques sont correctement assimilées par environ 60% des élèves dont les réponses sont soit complètement correctes soit, au minimum, cohérentes.

Le test 0 se poursuit par des questions de lecture de graphique. Il s'agit de l'évolution temporelle des quantités de matière des réactifs et produits pour la même réaction, c'est-à-dire l'attaque du magnésium par l'acide chlorhydrique en solution aqueuse. La question 3 consiste en un simple relevé de valeur à 30 min après le début de la réaction pour une des substances. 100 % des élèves ont répondu avec succès (Figure 10 A). La question 4 demandait une analyse plus approfondie, les élèves devaient repérer les substances minoritaires à un temps court de 5 min. 95,1 % ont correctement repéré le chlorure de magnésium (Figure 10 B). Cependant, seulement 39,0 % ont remarqué que la quantité de matière de dihydrogène était également minoritaire. Lors du test, les élèves ont présenté des difficultés à comprendre le sens du mot « minoritaire », ce qui pourrait en partie expliquer ces résultats.

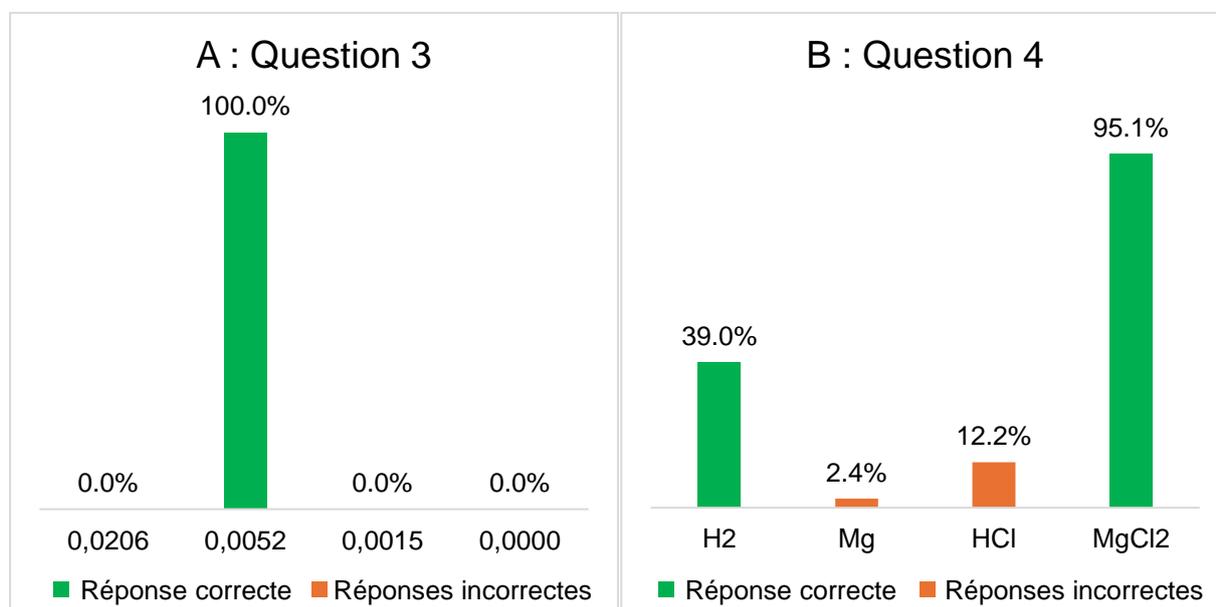


Figure 9 – Analyse des réponses aux questions à choix multiples sur une lecture graphique. A : Quantité de matière de MgCl<sub>2</sub> après 30 min (Question 3 – Test 0). B : Composés minoritaires à 5 min de réaction (Question 4 – Test 0).

Étant donné que la question 4 est une question à choix multiples avec la possibilité de sélectionner plusieurs réponses, différentes combinaisons de réponses sont possibles. La Figure 10 illustre les combinaisons choisies par les élèves, seule l'une d'entre elles est correcte ( $H_2$  &  $MgCl_2$ ), rendant toutes les autres combinaisons incorrectes, incomplètes ou contenant des réponses superflues. 34,1 % des élèves ont choisi la combinaison correcte (Figure 10). 51,2 % ont choisi uniquement le chlorure de magnésium. Ainsi, parmi les 95,1 % ayant choisi  $MgCl_2$  (Figure 9 B), 9,8 % d'élèves ont également sélectionné des propositions incorrectes.

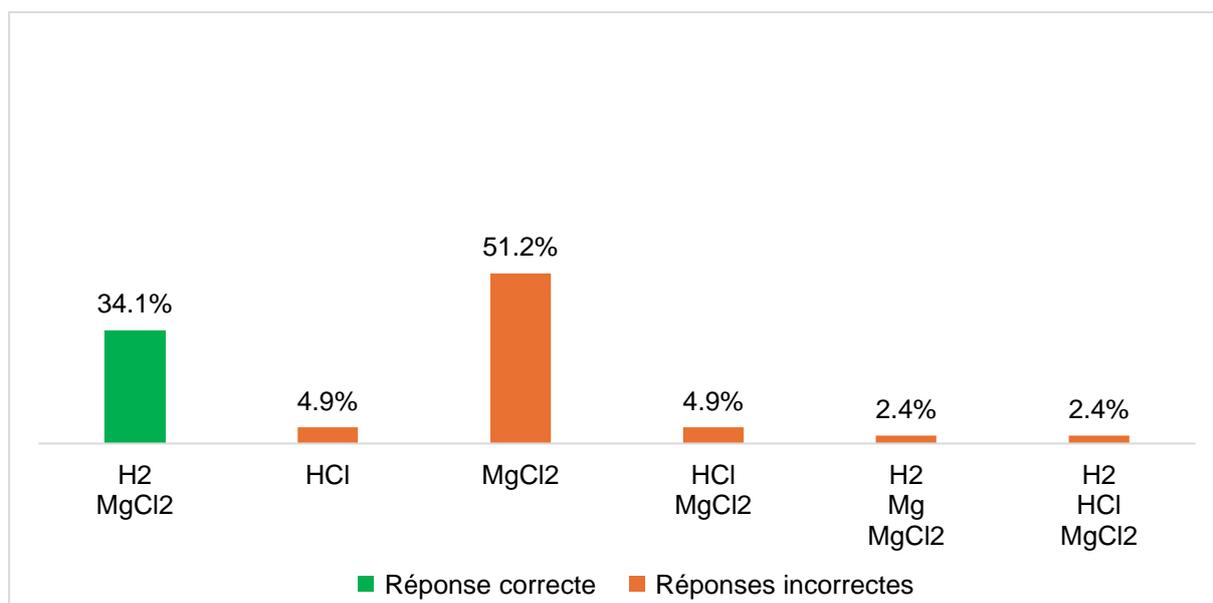


Figure 10 – Analyse des différentes combinaisons de réponses d'une lecture graphique (Question 4 – Test 0).

À la question 5 du prétest, les élèves doivent déterminer si différentes propositions sont vraies ou fausses, toujours en analysant le même graphique. La Figure 11 montre la répartition des attributions correctes et incorrectes des élèves en fonction des différentes propositions.

Les propositions « c » & « d » recensent le plus haut taux de réussite, soit respectivement 95,1 % et 82,9 % (Figure 11). Ces deux propositions se contredisent et comparent la vitesse de disparition des réactifs sur la base d'une analyse graphique. A contrario, les propositions « a » & « b » ont le plus haut taux d'erreurs, avec respectivement 75,6 % et 65,9 % (Figure 11). Ces propositions se contredisent également et soumettent une justification sur le fait que la réaction soit incomplète ou complète. Ces propositions combinent donc une lecture graphique et le concept de

réaction incomplète qui n'a pas encore été abordé avec les élèves. Ces résultats pourraient dévoiler une préconception. Les proposition « e », « f » & « g » comparent la vitesse de disparition de réactifs avec la vitesse d'apparition de produits. Leurs caractères corrects ou erronés ont été correctement identifiés par respectivement 56,1 %, 41,5 % et 87,8 % des élèves (Figure 11).

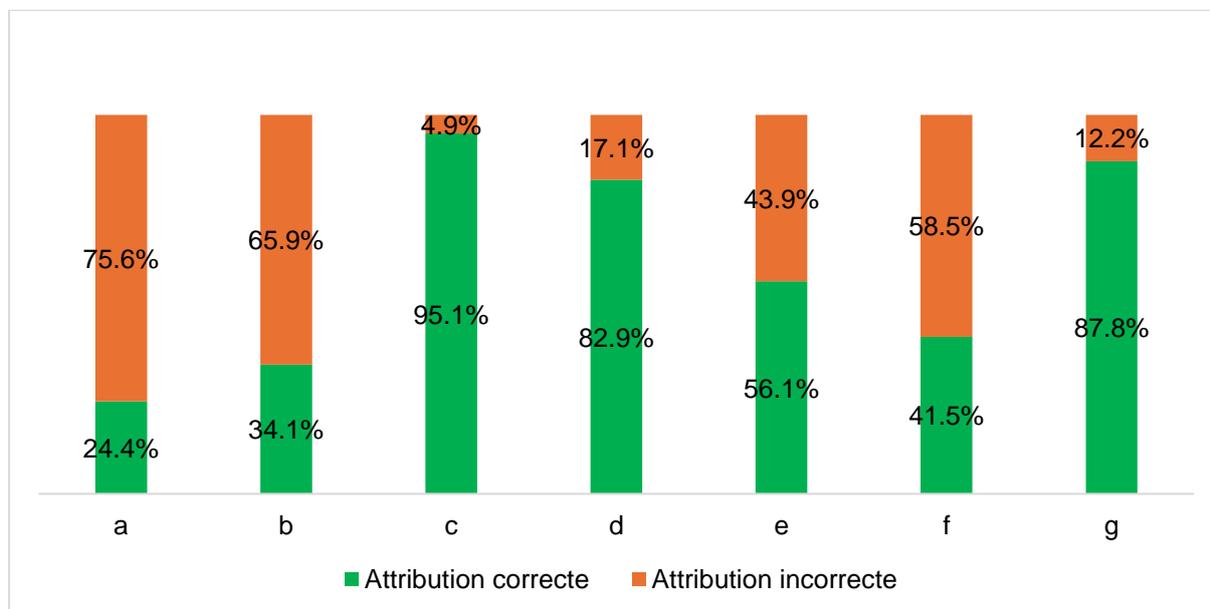


Figure 11 – Analyse des attributions du caractère juste ou faux à des propositions d'une lecture graphique (Question 5 – Test 0).

Étant donné qu'il est impossible que des propositions contradictoires soient simultanément vraies (principe de non-contradiction) ou fausses (principe du tiers exclu), les élèves peuvent faire preuve de logique et de cohérence afin de répondre à la question 5. La Figure 12 illustre ce fait en regroupant les contradictions et en présentant le taux de réponses correctes, de réponses cohérentes et de réponses incohérentes. Les réponses apportées aux propositions « a » & « b » sont cohérentes à 65,9 %, c'est à dire que 65,9 % des élèves ont répondu de façon logique que si une des propositions est fausse, l'autre est automatiquement vraie.

Les taux de réponses incohérentes restent faibles, variant entre 7,3 % et 12,2 % (Figure 12). Bien que les réponses apportées aux propositions « c » & « d » soient majoritairement correctes (82,9 %), elles présentent également un taux d'incohérence plus élevé par rapport aux réponses cohérentes, soit respectivement 12,2 % et 4,9 %.

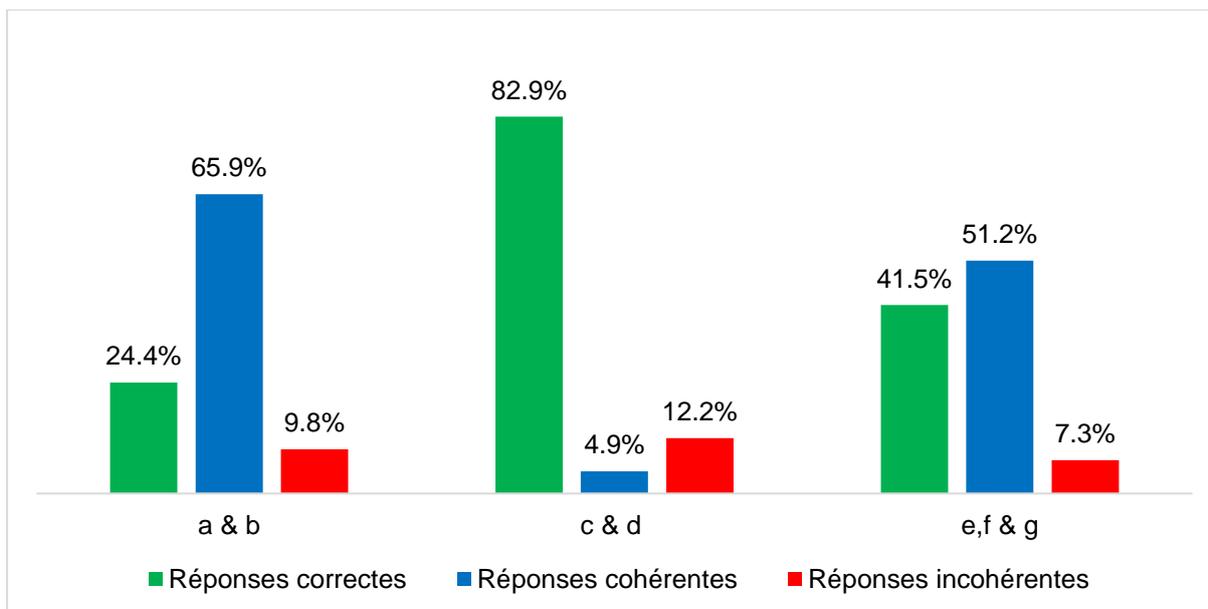


Figure 12 – Analyse de la cohérence des attributions du caractère juste ou faux à des propositions d'une lecture graphique (Question 5 – Test 0).

Le test se termine par une évaluation des préconceptions sur les équilibres dynamiques à partir d'un graphique montrant l'évolution temporelle des quantités de matière de réactifs et de produits lors d'une estérification. À nouveau, les élèves doivent déterminer si des propositions sont vraies ou fausses. La Figure 13 illustre les résultats de ce test, montrant si les élèves ont correctement identifié la véracité ou la fausseté des propositions. Les propositions peuvent être classées en trois catégories : (1) Elles proposent qu'une des réactions ne se produit plus ; (2) Elles proposent qu'une des réactions ne s'est jamais produite ; (3) Elles proposent que les deux réactions continuent à se produire et leur vitesse réactionnelle est comparée. Les propositions « a » et « c » appartiennent à la catégorie (1) ; les propositions « b » & « d » appartiennent à la catégorie (2) ; et les dernières propositions « e », « f » & « g » appartiennent à la catégorie (3). La catégorie (1) présente le taux d'erreur le plus élevé. En effet, 58,5 % des élèves pensent, à tort, que la réaction directe ne se produit plus et 43,9 % pensent, également à tort, que la réaction inverse ne se produit plus (Figure 13). Concernant la catégorie (2), 26,8 % considèrent, à tort, que la réaction inverse ne s'est jamais produite et 9,8 % pensent, également à tort, que la réaction directe n'a jamais eu lieu (Figure 13).

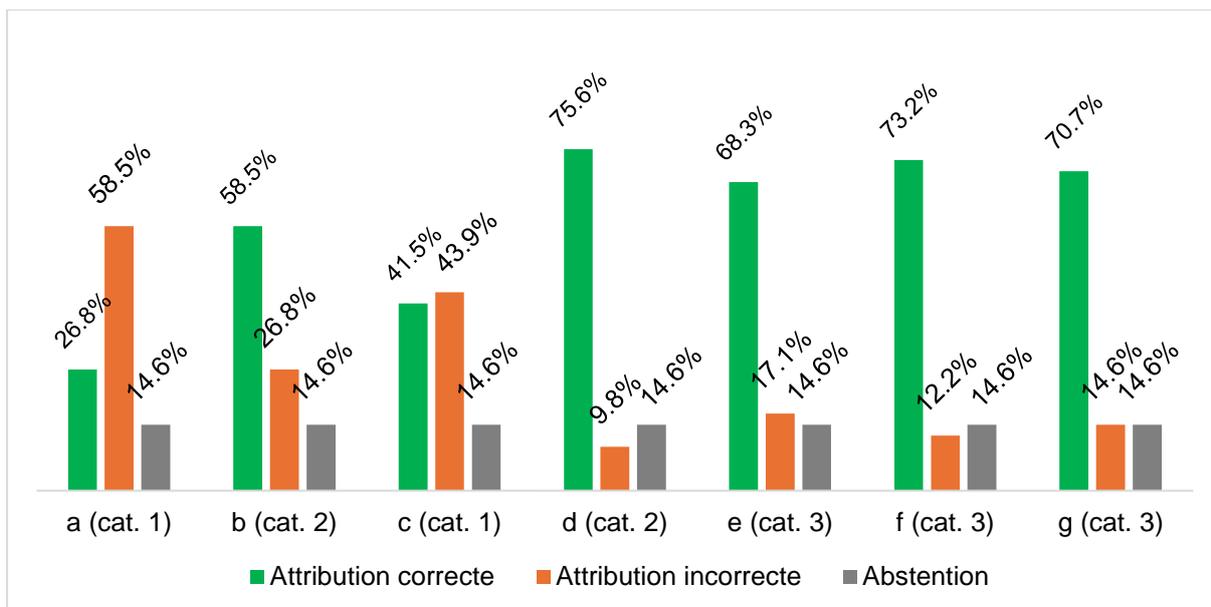


Figure 13 – Analyse des attributions du caractère juste ou faux à des propositions d’une lecture graphique (Question 6 – Test 0). Cette question évalue les préconceptions des élèves sur l’aspect dynamique des équilibres chimiques.

Les propositions des catégories (1) et (2) se réfèrent à des situations où une réaction chimique s’arrête ou ne s’est jamais produite, tandis que celles de la catégorie 3 comparent les vitesses des réactions d’estérification et d’hydrolyse. Il est donc incohérent de choisir simultanément une proposition des catégories (1) et/ou (2) et une de la catégorie 3, car ces affirmations sont incompatibles. La Figure 14 A montre que 63,4 % des élèves ont fait des choix incohérents en combinant des propositions de groupes différents. En revanche, 9,8 % ont réalisé des attributions cohérentes en restant dans un seul groupe de propositions. Toutefois, des contradictions subsistent même au sein des catégories. Les propositions « e », « f » & « g » se contredisent et seule l’affirmation « g » est vraie. La Figure 14 B analyse la cohérence des réponses des élèves apportées à ces trois propositions. 53,7 % des élèves ont répondu correctement. 2,4 % ont répondu erronément mais de manière cohérente, c’est-à-dire qu’ils n’ont considéré qu’une seule autre proposition comme étant supposément vraie. Enfin, 29,3 % ont répondu de façon incohérente, c’est-à-dire qu’ils ont choisi deux ou trois des propositions « e », « f » et « g » comme étant vraies malgré leurs contradictions.

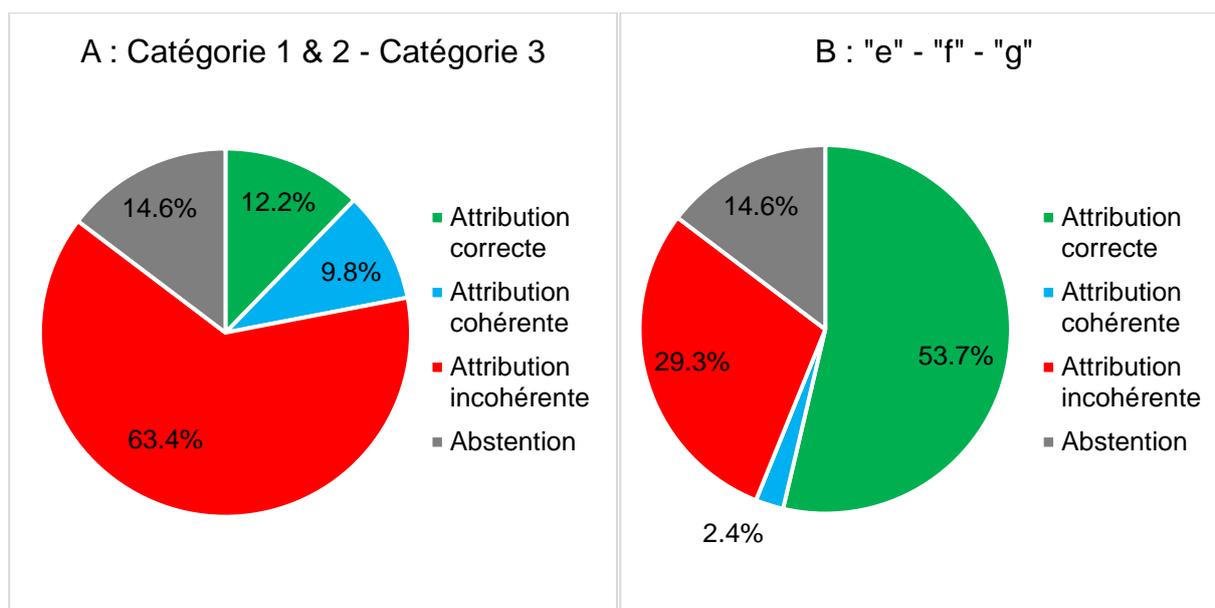
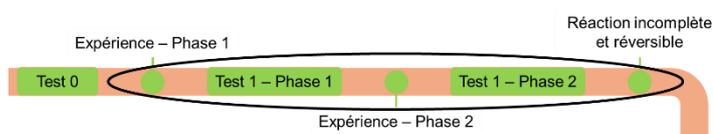


Figure 14 – Analyse de la cohérence dans les attributions juste ou faux. A : Comparaison entre les catégories 1 et 2 et la catégorie 3. B : Comparaison entre les propositions "e", "f" & "g" (Question 6 – Test 0).

## 2. Démonstration expérimentale & Test 1



La séquence de cours commence par une démonstration expérimentale et des questions qui s'y rapportent constituant le test 1 (Annexe 3). Ce test permet d'évaluer la conception alternative [1] (Tableau 1), d'après laquelle les élèves pensent que les réactions chimiques sont toutes complètes et irréversibles. L'expérience réalisée en démonstration se divise en deux étapes.

La première étape consiste à former le complexe de thiocyanate de fer(III) en faisant réagir en solution aqueuse une quantité de matière précise de thiocyanate de potassium avec la même quantité de matière de nitrate de fer(III), puis de montrer aux élèves qu'en ajoutant à nouveau l'un ou l'autre des réactifs, la réaction continue à se produire. À la suite de cette première phase expérimentale, les élèves effectuent un test (Annexe 3) afin de vérifier s'ils perçoivent que la réaction est incomplète et de déterminer quelle justification ils apportent à cette observation. Il s'agit ici d'un test à deux niveaux qui permet d'identifier si les élèves conçoivent qu'une réaction inverse se

produit à la même vitesse que la réaction directe, ce qui permet alors de justifier que la réaction est incomplète et limitée à un équilibre chimique.

Au terme de la phase 1 de ce test 1, 50% des élèves choisissent la bonne réponse et considèrent que la réaction est incomplète (Figure 15). Parmi tous les élèves sondés, seuls 8,1 % ont compris ce qu'il se passe et lient correctement la notion de réaction incomplète et la justification qu'une réaction inverse se produit à la même vitesse que la réaction directe (Figure 16). 40,5 % justifient erronément la bonne réponse, montrant qu'ils ont une conception alternative sur la notion de réaction incomplète. En effet, 24,3 % justifient le fait que la réaction est incomplète par le fait qu'il reste des réactifs en solution et que la réaction s'est arrêtée malgré tout. Ensuite, 10,8 % de l'ensemble des élèves ont associé à la notion de réaction incomplète, la justification selon laquelle la réaction n'a pas eu assez de temps pour se réaliser de manière complète. 5,4 % des élèves ont indiqué correctement que la réaction est incomplète mais se sont abstenus de justifier (Figure 16). En outre, 32,4 % des élèves ont sélectionné la bonne justification mais avaient répondu erronément au niveau 1 en indiquant que la réaction était complète. Pour finir, 24,4 % répondent de manière incorrecte aux deux niveaux (Figure 16).

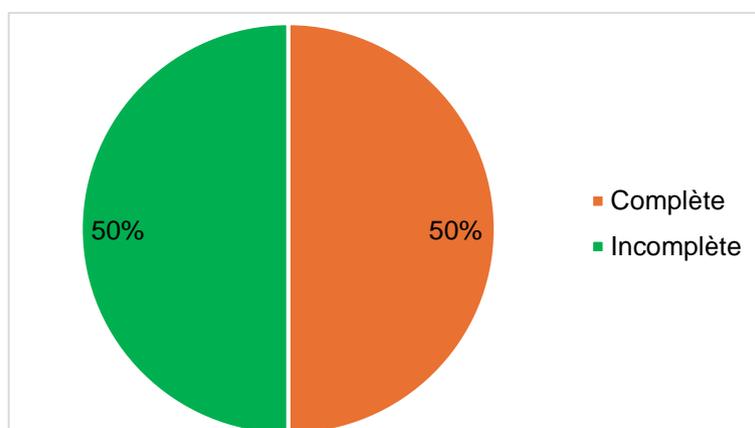


Figure 15 – Analyse des réponses (Question 1 – Test 1). Cette question évalue l'habileté des élèves à reconnaître une réaction incomplète.

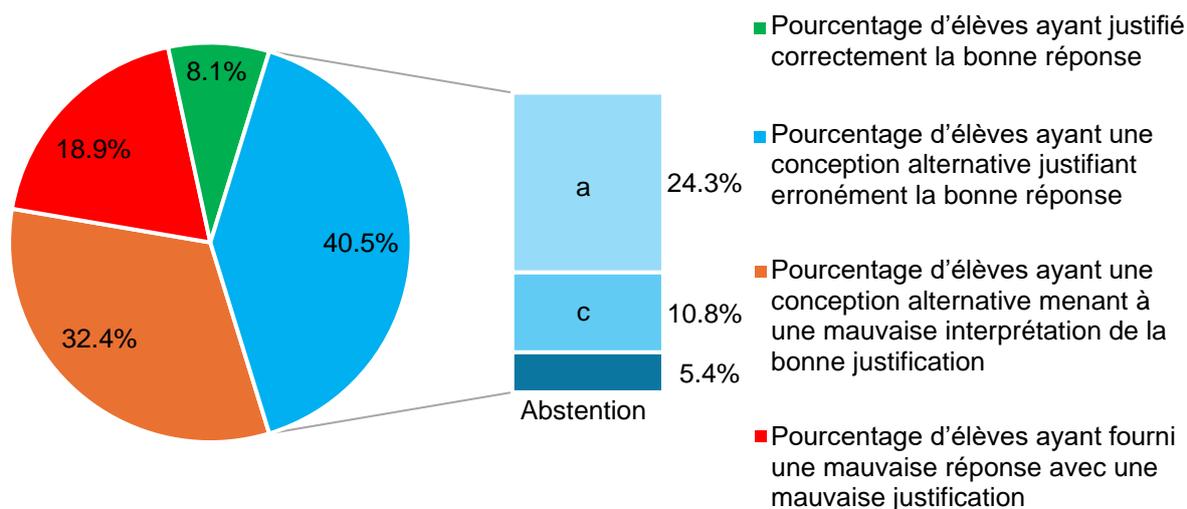


Figure 16 – Analyse des résultats d'un test à deux niveaux qui évalue le niveau de compréhension des élèves concernant le concept de réaction incomplète et sa justification & taux des choix de justifications pour les élèves ayant justifié erronément la bonne réponse (la somme des pourcentages vaut 40,5 %) (Question 1 & 2 – Test 1).

La seconde étape de l'expérience consiste à consommer les réactifs (les ions  $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{SCN}^-$ ) présents dans la solution de thiocyanate de fer(III), en ajoutant de l'hydroxyde de sodium d'une part (précipitation de l'hydroxyde de fer(III)), et d'autre part en ajoutant du nitrate d'argent (précipitation du thiocyanate d'argent). À la suite de cette deuxième phase expérimentale, les élèves répondent à la même question qu'à la phase 1, à savoir comment justifient-ils que la réaction soit incomplète. Cette deuxième phase de test permet de mettre en évidence un changement d'opinion chez les élèves face à des preuves qui peuvent contredire leurs préconceptions et les soumettent donc à un conflit cognitif.

Seulement 5,6 % sont restés sur leur opinion de départ et ont répondu correctement aux deux mêmes questions. 13,9 % ont changé d'avis favorablement. Tandis que 38,9% ont changé d'avis de façon défavorable. Les 41,7 % d'élèves restant ont répondu erronément durant les deux phases (Figure 17).

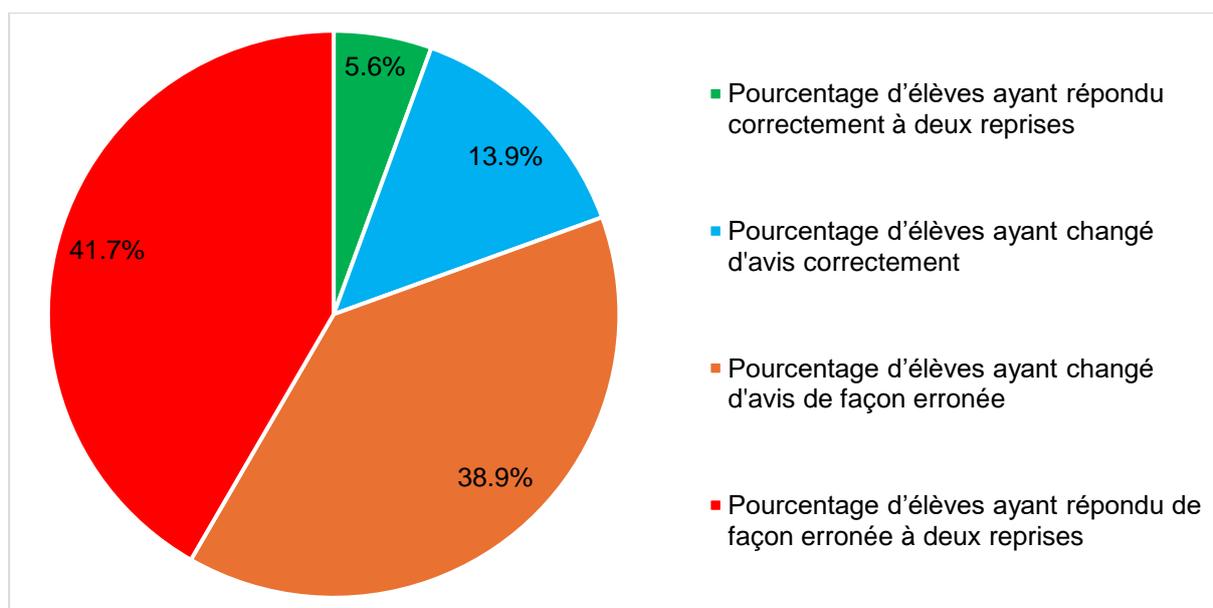
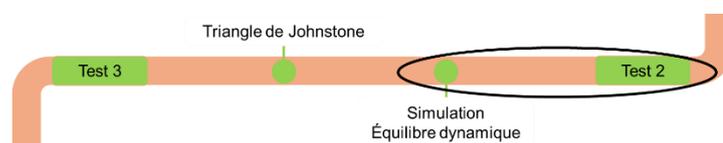


Figure 17 – Évolution des réponses des élèves après avoir assisté à la suite de l'expérience. Les élèves ont dû répondre successivement à la même question (Question 2 & 3 – Test 1).

Grâce à ces activités pédagogiques, les élèves ont eu un premier contact expérimental avec le concept de réaction incomplète et de réversibilité. Les résultats montrent que même si 50 % des élèves ont identifié que la réaction est incomplète, la notion de réversibilité, impliquant que la réaction inverse doit se produire à la même vitesse que la réaction directe, reste loin d'être évidente pour eux. Moins de 20 % ont atteint la conception correcte. Des conceptions alternatives sont présentes chez près de 80 % des élèves testés. Cette introduction expérimentale a permis d'introduire les réactions réversibles, mais il est impératif de poursuivre les explications afin d'induire un changement conceptuel significatif. C'est ici qu'intervient une simulation informatique et un nouveau test.

### 3. Test 2 & Simulation informatique



Les élèves ont pris connaissance du fait qu'une réaction chimique peut être incomplète et réversible. L'objectif du test 2 (Annexe 4) est de déterminer ce que les élèves pensent qu'il se passe durant ce type de réaction d'un point de vue submicroscopique (Conceptions alternatives [2 & 4] – Tableau 1). Pour cela, la situation suivante, qui sera simulée numériquement est soumise à leur réflexion. Considérons une solution saturée

de chlorure de sodium non radioactif ( $^{23}\text{NaCl}$ ). Qu'advient-il de cette solution saturée si une pointe de spatule de chlorure de sodium radioactif ( $^{24}\text{NaCl}$ ) est ajoutée ? Ce test 2 permet d'identifier les préconceptions, éventuellement alternatives, chez les élèves, ainsi il est réalisé avant qu'une explication scientifiquement admise soit donnée.

Il s'agit de nouveau d'un test à deux niveaux. Les élèves doivent choisir dans le premier niveau l'évolution des concentrations des ions en solution et déterminer si la solution est devenue ou non radioactive. Puis, dans le deuxième niveau, ils doivent choisir la justification qu'ils considèrent comme adéquate. Ainsi, la question 3 propose des justifications en corrélation avec les choix effectués aux questions 1 et 2. Les différentes propositions de la questions 3 ont été rédigées de façon à correspondre aux différentes combinaisons de réponses aux questions 1 & 2 (Tableau 3). Par exemple, aux réponses « a » des questions 1 & 2, soit « les concentrations en ions augmentent » et « la solution est devenue radioactive », seule la proposition « a » de la question 3 (« Le cristal ajouté s'est dissous en libérant des ions sodium radioactif  $^{24}\text{Na}^+$ .») est une justification cohérente (Annexe 4). Les autres propositions présentent automatiquement des incohérences avec les réponses aux questions 1 et 2.

*Tableau 3 – Relations cohérentes entre les combinaisons de réponses aux questions 1 & 2 et les propositions de la question 3 (Test 2).*

Question 1	Question 2	Question 3
a	a	a) Le cristal ajouté s'est dissous en libérant des ions sodium radioactif ( $^{24}\text{Na}^+$ ).
a	b	b) Du cristal non radioactif s'est dissous, suite à l'ajout du cristal radioactif.
b	a	c) Une partie du cristal radioactif se dissous mais une plus grande quantité d'ions dissous se recombine pour former du solide.
b	b	d) Des ions de la solution se sont recombinaé pour former le solide.

c	a	e) Un échange entre les ions de la solution et ceux du solide (radioactif ou non) s'établit et se maintient.
c	b	f) Le cristal radioactif ne se dissout pas.

Concernant le premier niveau, 52,6 % des élèves ont correctement estimé que les concentrations d'ions en solution restent constantes et 57,9 % ont également correctement prédit que la solution devient radioactive (Figure 18 A & B). Au deuxième niveau de ce test, seuls 12,9 % ont choisi la bonne justification, à savoir la « e » qui explique qu'un échange entre les ions de la solution et ceux du solide s'établit et se maintient (Figure 18 C). La justification la plus fréquemment choisie par les élèves est la justification « f », selon laquelle le cristal radioactif ne se dissout pas.

La Figure 18 C illustre également la cohérence des justifications sélectionnées par les élèves par rapport à leurs réponses au niveau 1. Ainsi, la Figure 18 C montre que seuls 2,6 % des élèves ont associé aux bonnes réponses « c » et « a » la justification correcte. Par ailleurs, plus de la moitié des 46,1 % des élèves ayant opté pour la justification « f » l'ont associée avec les réponses du niveau 1 correspondantes. Bien que ces réponses soient incorrectes, elles demeurent cohérentes. Cette combinaison de réponses était attendue, en particulier en raison de l'UAA 4 « Identifier une espèce chimique par une réaction chimique », dans laquelle les élèves définissent le concept de solubilité d'une substance. En outre, 20,5 % ont choisi la justification « c » de façon incohérente en l'associant à la combinaison de réponses « a » pour les deux questions du niveau 1, soit les concentrations en ions augmentent et la solution est devenue radioactive.

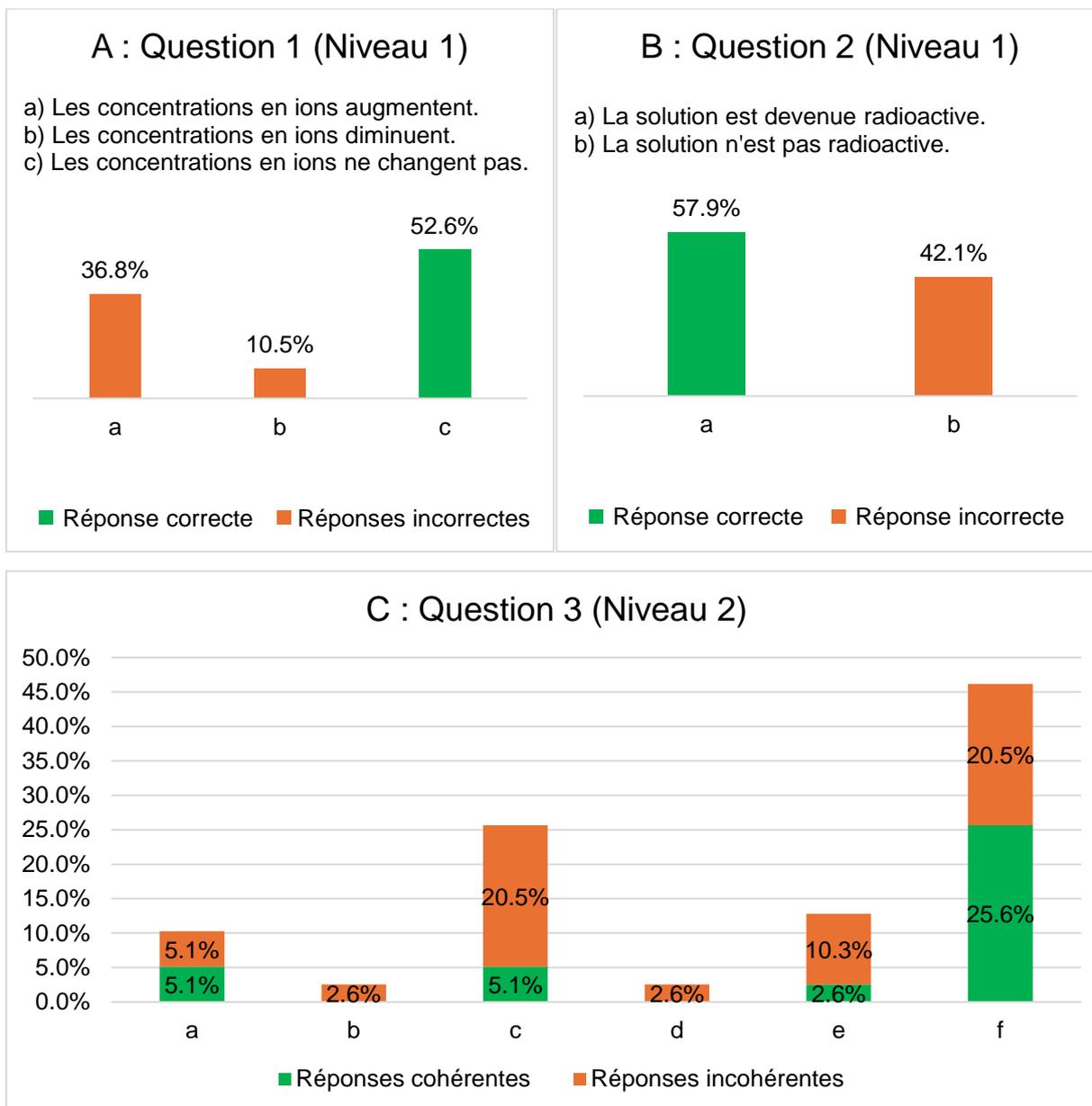


Figure 18 – Analyse des réponses. A : Évolution des concentrations (Question 1 – Test 2). B : Évolution de la radioactivité de la solution (Question 2 – Test 2). C : Justifications correspondant aux différentes combinaisons de réponses aux questions 1 & 2 ; « e » est la justification correcte (Tableau 3 ; Question 3 – Test 2)

Le test à deux niveaux permet d'évaluer la présence de préconceptions chez les élèves en reliant leurs réponses à la question 1 & 2 à leur justification de la question 3. Ainsi, seuls 2,6 % des élèves ne présentent aucune erreur dans les réponses choisies et ont correctement interprété le phénomène d'un point de vue submicroscopique, ce qui leur permettra de déduire la notion d'équilibre dynamique. Un total de 28,2 % ont une préconception erronée liée à ce concept et 69,2 % ont répondu erronément au deux niveaux du test, ce qui traduit un grand manque de compréhension (Figure 19).

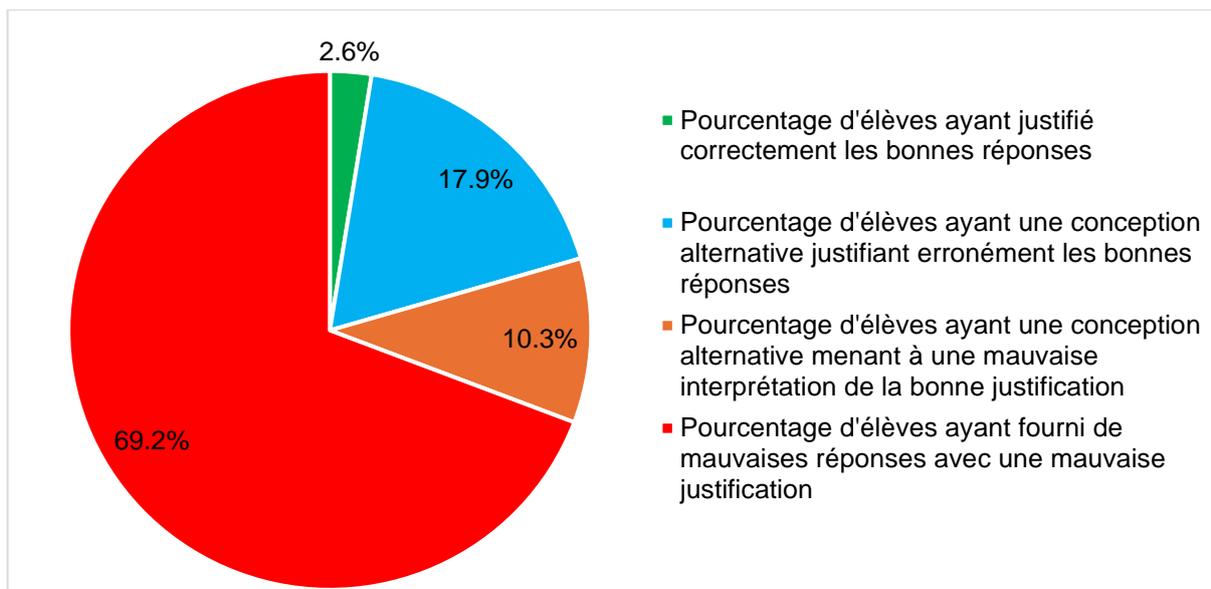


Figure 19 – Analyse des résultats d'un test à deux niveaux qui évalue le niveau de compréhension des élèves concernant le concept d'équilibre dynamique (Question 1, 2 & 3 – Test 2).

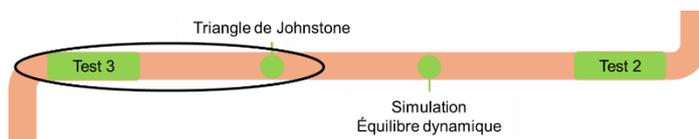
À la suite de ce test, une simulation informatique est présentée aux élèves. Cette simulation illustre l'équilibre dynamique de la dissolution du chlorure de sodium radioactif ( $^{24}\text{NaCl}$ ) dans une solution saturée en chlorure de sodium non radioactif (Figure 20). Elle montre que les réactions directe et inverse continuent à se produire simultanément et à la même vitesse. Par conséquent, elle illustre le fait que les concentrations des réactifs et des produits restent constantes et que la solution est devenue radioactive. Cette simulation, en tant que TICE, a pour objectif d'améliorer, via une visualisation au niveau submicroscopique des particules concernées, la compréhension des élèves concernant le concept d'équilibres dynamiques. Elle permet de compléter les niveaux de représentations des élèves d'un équilibre chimique, en parcourant la zone submicroscopique du triangle de Johnstone.

Dans le cadre de ce travail, aucun test n'a pu être réalisé pour comparer l'apport des TICE à un enseignement traditionnel. En effet, la séquence de cours enseignée dans les deux classes devait être identique car les élèves sont évalués de la même manière en fin d'année par leur professeur titulaire. D'un point de vue éthique, il n'est pas autorisé de favoriser une classe par l'utilisation de TICE, tandis que l'autre n'en bénéficie pas, d'autant plus si les TICE se révèlent effectivement bénéfiques pour la compréhension des élèves.



Figure 20 – Lien YouTube vers la simulation de la dissolution de NaCl radioactif dans une solution saturée en NaCl.  
[https://youtu.be/bJYEqL\\_Beg4](https://youtu.be/bJYEqL_Beg4)

#### 4. Triangle de Johnstone & Test 3 (modélisation)

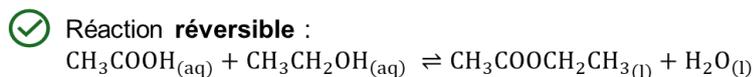
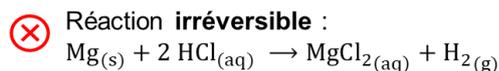


Afin de clôturer la partie A de la séquence de cours, concernant le caractère dynamique des équilibres chimiques, une seconde simulation est présentée aux élèves. Cette simulation montre le niveau submicroscopique de l'expérience de la complexation du thiocyanate de fer(III), réalisée précédemment. Ainsi, ils perçoivent clairement les différentes facettes d'un équilibre dynamique.



Figure 21 – Lien YouTube vers la simulation de la complexation du thiocyanate de fer(III) et l'expérience réalisée autour de cette réaction. <https://youtu.be/KV9YM1omML8>

L'équilibre chimique relatif à la formation du complexe de thiocyanate de fer(III) est à présent expliqué dans les trois niveaux décrits par le triangle de Johnstone. Ce triangle est présenté aux élèves sous forme de carte mentale où le niveau symbolique, le niveau macroscopique et le niveau submicroscopique représentent chacun une zone de cette carte (Figure 22). Les élèves ont ainsi observé l'expérience (niveau macroscopique), ils ont pu visualiser son interprétation au niveau submicroscopique grâce à la simulation et ils ont écrit l'équation chimique correspondant à cette réaction limitée à un équilibre avec l'introduction de la double flèche ( $\rightleftharpoons$ ) typique pour représenter l'équilibre chimique (niveau symbolique).



Niveau symbolique

Sens **direct**



Sens **inverse**



**État  
d'équilibre**

Niveau macroscopique (empirique)

Les **concentrations** des réactifs et des produits sont constantes.

[Réactif] = Constante 1

[Produit] = Constante 2

Il n'y a plus de changements visibles.



Niveau submicroscopique (moléculaire)

Les réactions continuent à se produire à la même vitesse.

$$v_{\text{directe}} = v_{\text{inverse}}$$



Figure 22 – Carte mentale présentée aux élèves illustrant les trois niveaux du triangle de Johnstone : le niveau symbolique, le niveau macroscopique et le niveau microscopique.

Maintenant que les élèves ont pris connaissance des différentes idées scientifiquement admises concernant les équilibres chimiques, il leur est demandé d'effectuer le test 3 (Annexe 5). Ce test reprend la même question que le test 1, à savoir : que se passe-t-il lors d'un équilibre chimique ? Ainsi, il est possible de comparer les réponses des élèves et d'observer une éventuelle évolution dans leurs conceptions (Conceptions alternatives [2 & 4] – Tableau 1). De plus, il est demandé aux élèves de réaliser à leur tour une modélisation au niveau submicroscopique d'un équilibre chimique. Pour ce faire, les élèves visionnent une expérience réalisée par l'Université de Liège, disponible sur FUN MOOC<sup>2</sup>, où l'équilibre entre le dioxyde d'azote et le peroxyde d'azote est présenté.

Ils sont désormais 76,5 % (Figure 23) à choisir la réponse correcte concernant l'équilibre dynamique contrairement aux 19,5 % l'ayant choisi lors du test 1 (Figure 17).

<sup>2</sup> <https://www.fun-mooc.fr/fr/cours/chimie-ouvrez-les-portes-de-lenseignement-superieur/>

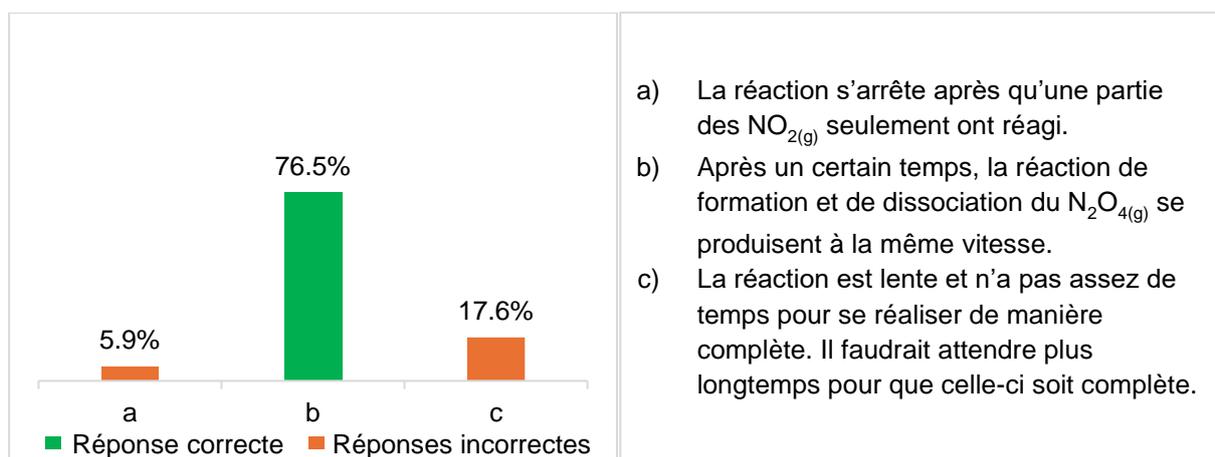


Figure 23 – Analyse des réponses à la question 1 (Test 3).

La Figure 24 illustre les différents formats des simulations réalisées par les élèves. Parmi eux, 70,7 % ont opté pour un dessin pour leur création, tandis qu'un total de 21,9 % ont utilisé une TICE (Vidéo, Présentation PowerPoint). Il a été observé que les élèves ayant recours aux TICE démontrent une bonne compréhension globale des équilibres chimiques. Cependant, certains élèves ont également manqué à la consigne de représenter l'équilibre dynamique à température constante en retraçant l'évolution de l'équilibre chimique lorsque la température varie. Ceci peut s'expliquer par le fait que la vidéo du MOOC présente l'effet de la température sur l'équilibre, et malheureusement les élèves se sont laissé perturber par cette démonstration.

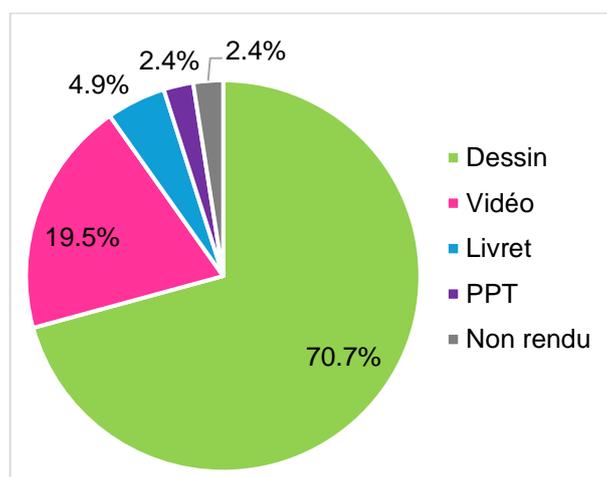
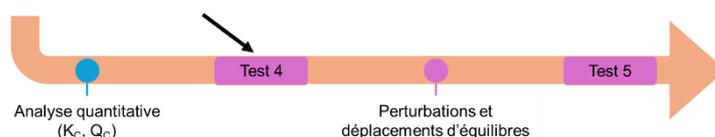


Figure 24 – Format de la modélisation réalisée par les élèves.

## 5. Test 4 : Déplacements d'équilibres (prétest)



La suite des activités pédagogiques s'est concentrée sur la partie B de la séquence de cours, dédiée aux concepts quantitatifs des équilibres chimiques. Les élèves ont appris à utiliser et à calculer les constantes d'équilibres, ainsi que le quotient réactionnel afin de prédire l'évolution d'un équilibre chimique. Il convient de préciser que la partie B de la séquence ne comporte pas de tests visant à évaluer les préconceptions des élèves car celles-ci sont généralement de nature conceptuelle qualitative.

Avant d'aborder la partie C de la séquence qui concerne les perturbations des équilibres chimiques par différents facteurs (ajout de quantité de matière, variation de pression, de volume et de température), les élèves réalisent le test 4 (Annexe 6). Ce test permet d'identifier les préconceptions liées au concept de déplacements d'équilibres chimiques (Conception alternative [5] – Tableau 1). Il est structuré en trois parties, correspondant aux conditions du système lors de la perturbation : (1) à volume et température constants ; (2) à pression et température constantes ; (3) à température constante et volume et pression variables. La troisième partie du test se compose d'un test à deux niveaux.

### 5.1. À volume et température constante :

Les perturbations illustrées par les questions 1 & 2 sont un ajout d'un des réactifs dans un équilibre chimique (synthèse Haber-Bosch de l'ammoniac) à volume et température constants. Lorsqu'il s'agit du premier réactif ( $N_2$ ) de la réaction, les élèves sont 69,2 % à sélectionner correctement que le déplacement se produit vers la formation des produits (Figure 25 A), tandis que lorsqu'il s'agit du second réactif ( $H_2$ ), ils ne sont que 56,4 % à faire ce choix (Figure 25 B). Lorsqu'une quantité de produit ( $NH_3$ ) est ajoutée dans cet équilibre chimique à volume et température constants, 71,8 % choisissent la proposition où la réaction se déplace dans le sens indirect, vers la formation des réactifs (Figure 25 C).

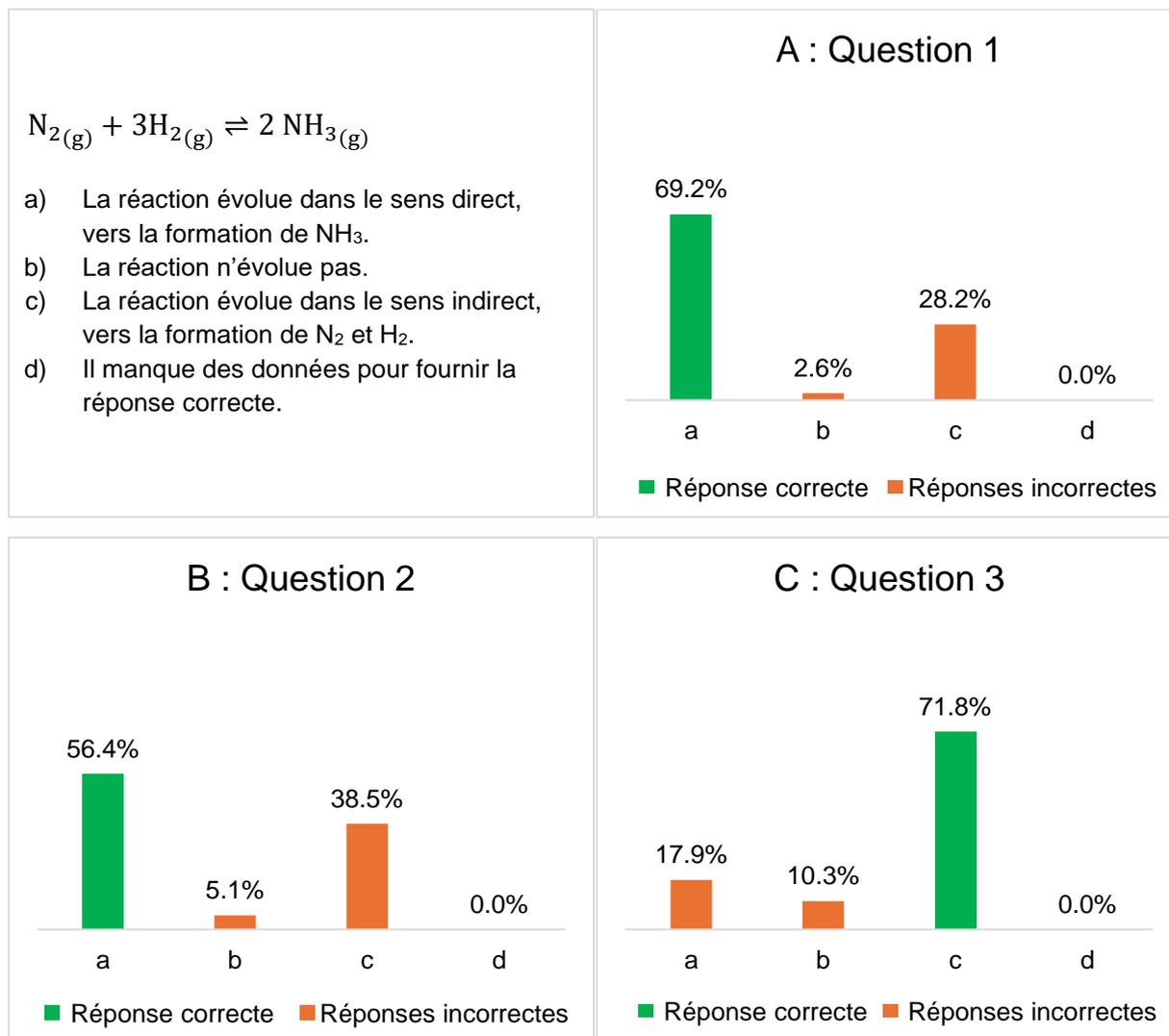


Figure 25 – Analyse des prédictions de déplacements de l'équilibre  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$  suite à une perturbation à volume et température constants. A : La perturbation est l'ajout d'une quantité de  $N_2$  (Question 1 – Test 4). B : La perturbation est l'ajout d'une quantité de  $H_2$  (Question 2 – Test 4). C : La perturbation est l'ajout d'une quantité de  $NH_3$  (Question 3 – Test 4).

## 5.2. À pression et température constantes

La question 4 porte sur l'équilibre de décomposition thermique du carbonate de calcium,  $\text{CaCO}_{3(s)}$ . La perturbation illustrée à la question 4 est l'ajout d'une quantité de réactif solide ( $\text{CaCO}_3$ ) au système initialement à l'équilibre. La question 5 concerne aussi l'ajout d'un solide, mais ici il s'agit d'un produit ( $\text{CaO}$ ). Les élèves sont une majorité à considérer, à tort, que l'équilibre évoluera dans le sens contraire de la perturbation. 64,1 % imaginent une évolution dans le sens direct lorsqu'un réactif solide est ajouté et 66,7 % imaginent une évolution dans le sens indirect lorsqu'un produit solide est ajouté (Figure 26 A & B). Seuls 12,8 % choisissent la réponse correcte à la question 4 et 5,1 % à la question 5, autrement dit la réponse indiquant que la réaction n'évolue pas (Figure 26 A & B).

Lorsque le produit gazeux de la réaction ( $\text{CO}_2$ ) est ajouté, 74,4 % des élèves considèrent que l'équilibre chimique évoluera vers la formation des réactifs et seulement 2,6 % choisissent la réponse correcte qui indique que la réaction n'évolue pas (Figure 26 C), parce que l'ajout de  $\text{CO}_2$  se fait à pression constante donc à volume croissant, ce qui maintient la concentration de  $\text{CO}_2$  constante. La question 7 illustre l'ajout d'un gaz inerte à pression et température constante. 82,1 % des élèves considèrent erronément que cette perturbation ne déplacera pas l'équilibre (Figure 26 D).

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de  $\text{NH}_3$ .
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de  $\text{N}_2$  et  $\text{H}_2$ .
- d) Il manque des données pour fournir la réponse correcte.

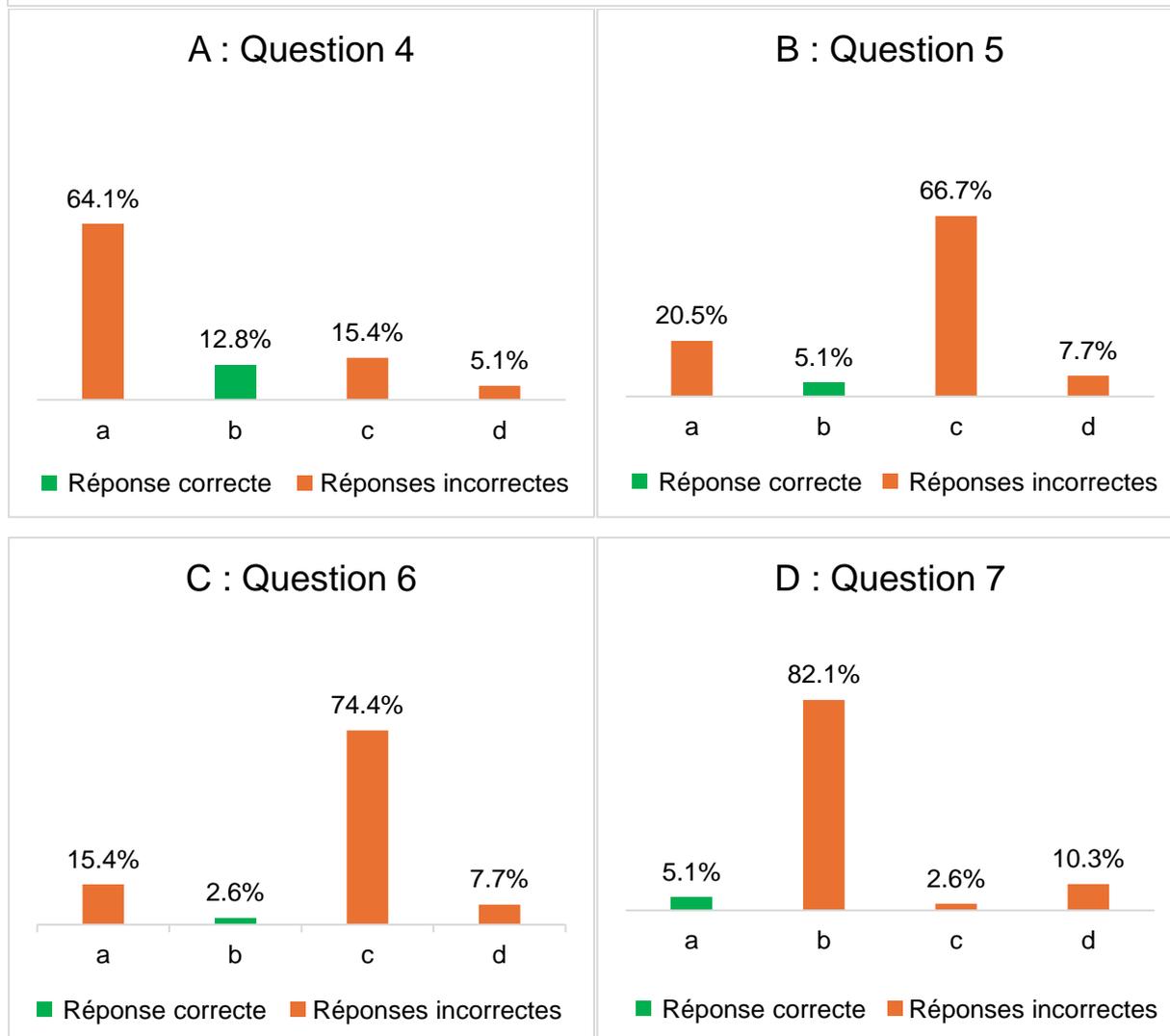


Figure 26 – Analyse des prédictions de déplacements de l'équilibre  $\text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$  suite à une perturbation à pression et température constantes. A : La perturbation est l'ajout d'une quantité de  $\text{CaCO}_{3(s)}$  (Question 4 – Test 4). B : La perturbation est l'ajout d'une quantité de  $\text{CaO}_{(s)}$  (Question 5 – Test 4). C : La perturbation est l'ajout d'une quantité de  $\text{CO}_{2(g)}$  (Question 6 – Test 4). D : La perturbation est l'ajout d'une quantité de gaz inerte,  $\text{N}_{2(g)}$  (Question 7 – Test 4).

Les résultats présentés aux points 5.1 et 5.2 démontrent que les élèves éprouvent peu de difficultés pour prédire l'influence de l'ajout d'un réactif ou d'un produit dans un mélange réactionnel en phase gazeuse à l'équilibre, lorsque le volume et la température sont maintenus constants. En revanche, lorsqu'il s'agit d'un équilibre hétérogène dans lequel un solide est en équilibre avec un gaz à pression et température constantes, les élèves éprouvent davantage de difficultés à prédire l'influence de l'ajout d'un réactif solide, de ce gaz ou d'un gaz inerte.

### 5.3. À température constante et volume et pression variables

Le système envisagé ici est l'équilibre chimique entre le dioxyde d'azote et le peroxyde d'azote :  $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ . Les questions 8 & 9 constituent un test à deux niveaux où les élèves doivent choisir le sens d'évolution de la réaction suite à une diminution de volume à température constante (question 8) et une justification (question 9). 56,4 % prédisent correctement le sens du déplacement de l'équilibre au niveau 1 et 15,4 % choisissent la justification correcte au niveau 2 (Figure 27). 12,8 % des élèves présentent une compréhension satisfaisante du déplacement de l'équilibre à température constante lors d'une diminution du volume. En revanche, un total de 46,2 % répondent erronément à un des deux niveaux, indiquant qu'ils ne comprennent pas entièrement le phénomène dont il est question (Figure 28).

Pour les élèves ayant répondu correctement au premier niveau, la répartition des justifications est quasiment uniforme. Sur l'ensemble des élèves, 12,8 % ont choisi la justification « a », 12,8 % ont choisi la justification « c » (la justification correcte), 12,8 % ont choisi la justification « d » tout en affirmant que le système se déplace vers la formation des produits. Seule la justification « b » se distingue légèrement, ayant été choisie par 15,4 % des élèves ayant correctement indiqué que la réaction évolue dans le sens direct. En outre, 2,6 % des élèves ont correctement prédit le sens d'évolution du système sans apporter de justification (Figure 28).

Les erreurs dans les justifications incorrectes montrent trois types de confusions : (1) une erreur sur l'évolution des concentrations suite à une variation de volume ; (2) une erreur sur l'évolution de la valeur du quotient réactionnel ; (3) une interprétation incorrecte de l'évolution du système en fonction de l'inégalité entre le quotient réactionnel et la constante d'équilibre.

Lorsque 2,6 % des élèves répondent erronément uniquement au premier niveau, ils choisissent préférentiellement la réponse « c » au niveau 1, c'est-à-dire que la réaction évolue dans le sens indirect. Dans ce cas, les élèves ont une mauvaise interprétation de l'évolution du système en fonction de l'inégalité entre le quotient réactionnel et la constante d'équilibre. Pour finir, 41,0 % ont répondu erronément aux deux questions et présentent donc une incompréhension plus profonde du concept (Figure 28).

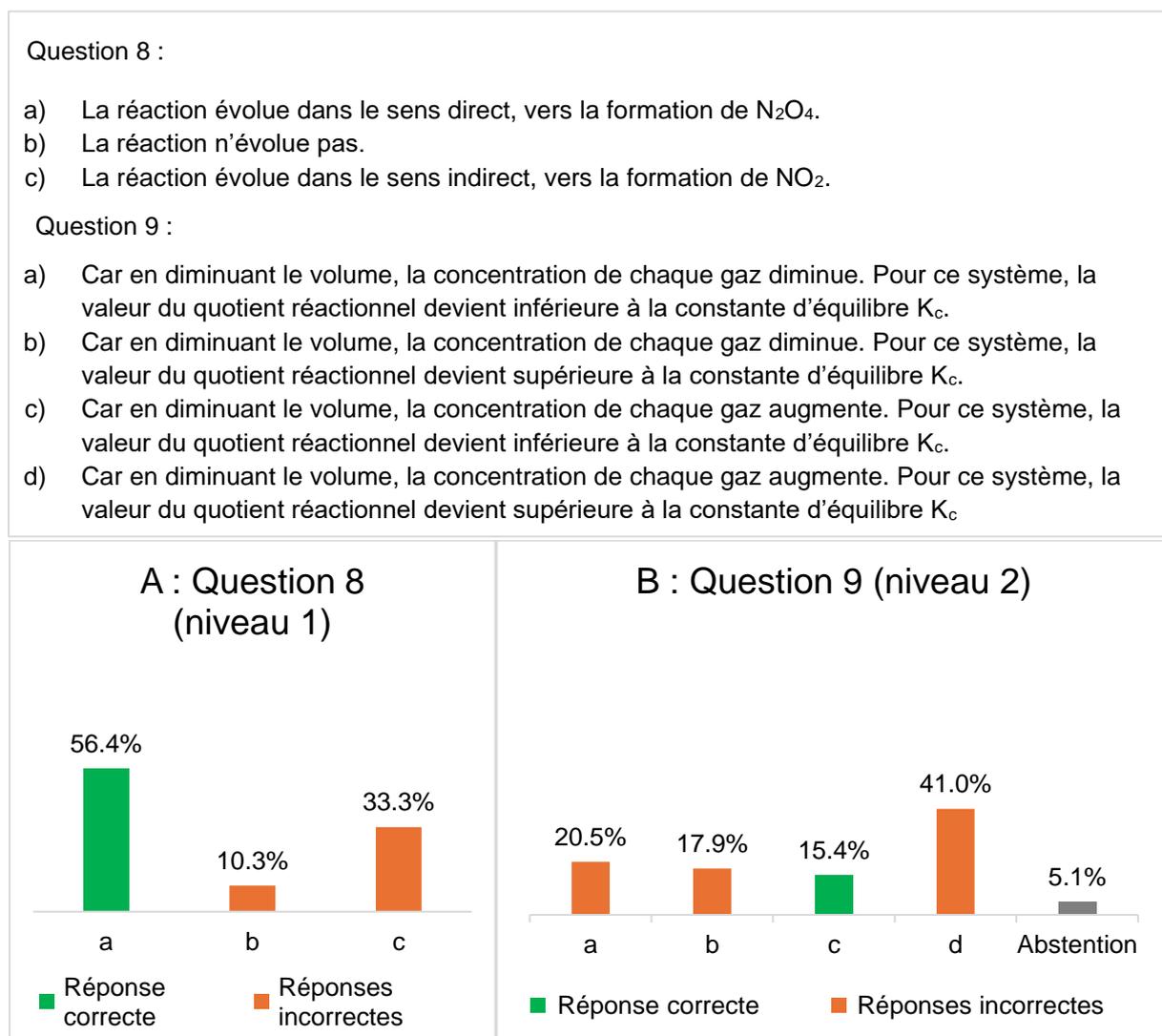


Figure 27 – Analyse de la prédiction et de la justification du déplacement de l'équilibre  $2 NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$  suite à une diminution du volume à température constante. A : Sens de déplacement (Question 8 – Test 4). B : Justification (Question 9 – Test 4).

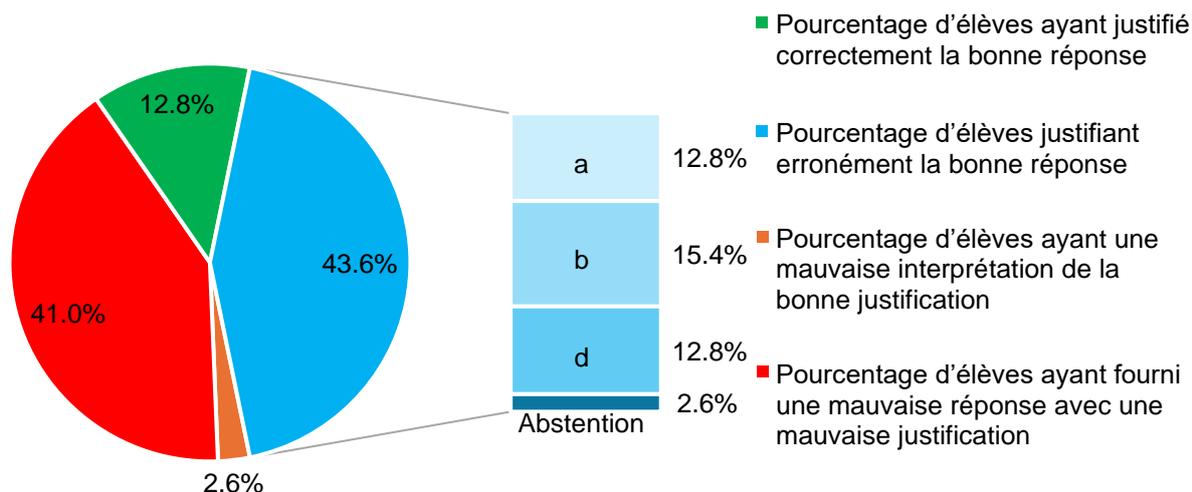
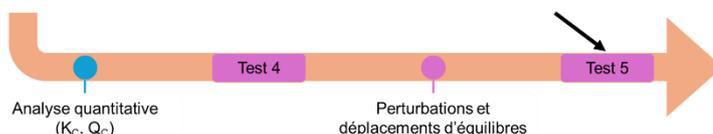


Figure 28 – Analyse des résultats d'un test à deux niveaux qui évalue le niveau de compréhension des élèves concernant le déplacement d'équilibre à température constante & taux des choix de justifications pour les élèves ayant justifié erronément la bonne réponse (la somme des pourcentages vaut 43,6 %) (Question 8 & 9 – Test 4).

Ces résultats montrent que, bien que les élèves aient abordé le calcul du quotient réactionnel dans la partie B de la séquence, ils ne pensent pas à l'appliquer pour justifier les déplacements d'un équilibre chimique suite à une perturbation. Ici, lorsque le volume est réduit de moitié, la concentration de chaque gaz double. Les élèves peuvent alors en déduire que le quotient réactionnel est inférieur à la constante d'équilibre. Les exercices réalisés dans la partie B les ont certes entraînés, mais ils doivent encore apprendre à transférer ces compétences à de nouveaux contextes.

## 6. Test 5 : Déplacements d'équilibres (bilan)



La séquence de cours sur les équilibres chimiques se termine par une analyse des déplacements des équilibres suite à une perturbation extérieure en abordant le principe de Le Chatelier. L'expérience réalisée précédemment sur la complexation du thiocyanate de fer(III) est à nouveau effectuée en démonstration devant les élèves, avec pour objectif d'insister dans ce cas sur la notion de déplacements de l'équilibre chimique et non plus sur la réversibilité de la réaction.

Un test récapitulatif est réalisé afin de conclure la matière et de vérifier si les compétences attendues ont été acquises par les élèves (Annexe 7). La question 9, abordant le concept de déplacement d'équilibre, est reprise dans ce travail afin d'analyser l'évolution des conceptions alternatives des élèves (Conception alternative [5] – Tableau 1). Il s'agit de plusieurs sous-questions ouvertes où les élèves doivent prédire le sens du déplacement de l'équilibre chimique  $N_2F_{4(g)} \rightleftharpoons 2 NF_{2(g)}$ , si déplacement il y a, et justifier leur réponse. Contrairement au test 4, les élèves n'ont plus de questions à choix multiples.

### 6.1. À volume et température constants

Trois questions représentent une perturbation à volume et température constants. La question « b » représente l'ajout d'une certaine quantité du réactif  $N_2F_4$ , la question « c » représente l'ajout à la fois du réactif  $N_2F_4$  et du produit  $NF_2$  dans des proportions différentes et la question « e » représente l'ajout d'un gaz inerte (He).

La Figure 29 A présente les réponses des élèves concernant le sens du déplacement de l'équilibre après une perturbation à volume et température constants. À la question « b », où il est demandé de déterminer le déplacement de l'équilibre après l'ajout d'une quantité de réactifs à volume et température constants, 85,0 % des élèves ont correctement indiqué que l'équilibre se déplace vers la formation des produits (Figure 29 A). En revanche, à la question « c », où les produits et les réactifs sont ajoutés dans des proportions 2/3, seuls 25,0 % ont répondu correctement (Figure 29 A). La difficulté est de considérer les coefficients stœchiométriques, qui rendent le quotient réactionnel 4/3 fois plus élevé que la constante d'équilibre, entraînant ainsi un déplacement de l'équilibre vers la formation des réactifs. Enfin, 55,0 % ont correctement répondu à la question « e », dans laquelle un gaz inerte est ajouté, n'ayant aucun effet sur l'équilibre (Figure 29 A).

La Figure 29 B analyse les justifications fournies par les élèves. Une justification est considérée correcte si l'élève énonce le principe de Le Chatelier ou évalue l'évolution de la valeur du quotient réactionnel. Les résultats confirment les tendances observées dans l'analyse des réponses : la question « b » est la mieux justifiée, avec un taux de réussite de 75,0 %, suivie de la question « e » avec 47,5 % et enfin la question « c » avec seulement 27,5 % de réponses correctes.

Pour la question « b », 76,7 % des élèves ayant donné une justification correcte ont préféré se baser sur le principe de Le Chatelier pour rédiger leur réponse. En revanche, pour la question « c », où les concentrations des réactifs et des produits sont augmentées, 90,9 % des élèves ayant justifié correctement ont utilisé le quotient réactionnel pour justifier le déplacement d'équilibre. Les justifications sont rédigées sous forme de réponses libres, rédigées par les élèves. Malheureusement, elles manquent souvent de précision et de clarté. De plus, le nombre d'élèves ayant fourni une justification correcte est faible. Par conséquent, une analyse approfondie de ces réponses n'est pas jugée pertinente.

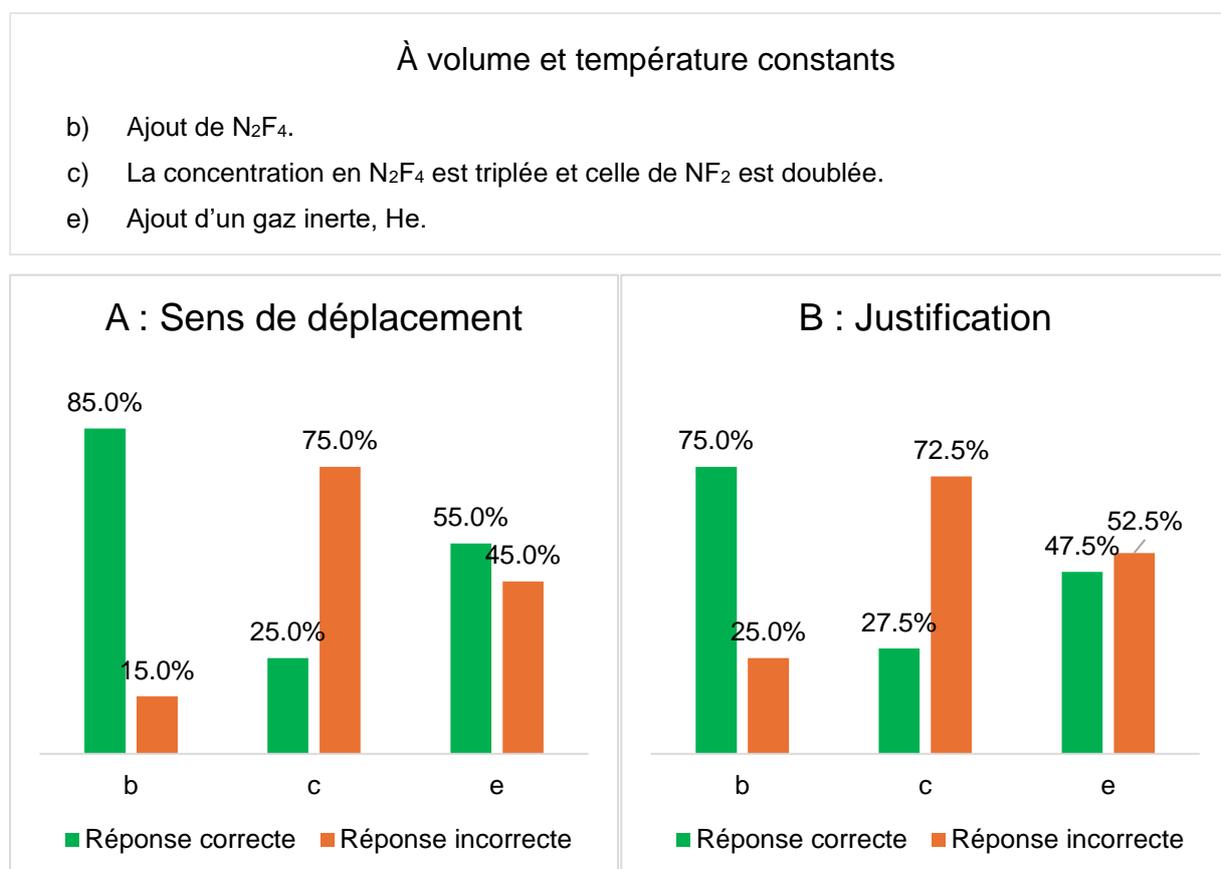


Figure 29 – Analyse des réponses concernant la prédiction du sens de déplacement de l'équilibre  $N_2F_{4(g)} \rightleftharpoons 2 NF_{2(g)}$  suite aux perturbations « b », « c » et « e » à volume et température constants. A : Prédiction du sens de déplacement. B : Justifications fournies par les élèves. (Question 9 b, c & e – Test 5)

Lors du test 4, une moyenne de 65,8 % des élèves avaient répondu correctement aux questions concernant un simple ajout d'un réactif ou d'un produit (Figure 25). Ce taux de réussite monte à 85 % pour la question « b » ayant une difficulté équivalente (Figure 29 A).

## 6.2. À pression et température constantes

La Figure 30 présente les réponses des élèves concernant le sens du déplacement de l'équilibre après l'ajout d'un gaz inerte à pression et température constantes, décrite dans le test 4 et dans le test 5 à la question « f ». 12,5 % des élèves ont correctement prédit que l'équilibre se déplace vers la formation des produits après l'enseignement des déplacements d'équilibres chimiques (Figure 30). Ces résultats montrent une légère amélioration, mais la compréhension des élèves reste faible lorsque les conditions du système imposent une pression constante. Ensuite, 30,0 % de l'ensemble des élèves ont fourni une justification valable (Figure 30). La différence entre ces taux s'explique par le fait que certains élèves se sont abstenus de prédire le sens de déplacement, bien qu'ils aient fait référence aux concepts adéquats dans leur justification. La justification est considérée comme appropriée lorsque les élèves expliquent que l'ajout d'un gaz inerte augmente le volume du système, entraînant ainsi une diminution des concentrations des différents constituants de ce système. Dès lors, l'équilibre doit se déplacer de manière à tendre vers une ré-augmentation des concentrations des espèces du système réactionnel

En comparaison avec le test 4, où seuls 5,1 % des élèves avaient correctement prédit le sens de déplacement de l'équilibre suite à l'ajout d'un gaz inerte à pression et température constantes (Figure 26 D), le taux de réussite a augmenté, bien qu'il reste faible (12,5 % ; Figure 30).

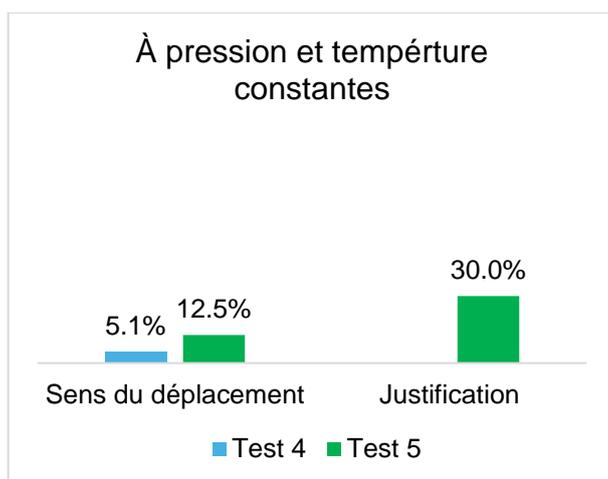


Figure 30 – Comparaison entre les réponses correctes au test 4 et au test 5 concernant la prédiction du sens de déplacement de l'équilibre  $N_2F_{4(g)} \rightleftharpoons 2 NF_{2(g)}$  à pression et température constantes suite à l'ajout d'un gaz inerte (Question 7 – Test 4 & Question 9 f – Test 5) et taux de justifications correctes apportées par les élèves à la question 9 f (Test 5).

### 6.3. À température constante et volume et pression variables

La Figure 31 présente les réponses des élèves concernant le sens du déplacement de l'équilibre après une perturbation qui fait varier la pression globale exercée sur le système et son volume à température constante, décrite à la question 8 du test 4 et à la question « d » du test 5. 47,5 % des élèves ont correctement prédit le sens du déplacement de l'équilibre vers la formation des réactifs (Figure 31). 55,0 % ont fourni une justification valable, dont un peu plus de 2/3 ayant correctement prédit le sens du déplacement (Figure 31). La justification est considérée comme appropriée dès lors que l'élève explique que l'augmentation de la pression entraîne une diminution du volume du système, ce qui augmente les concentrations des différents composants. Dès lors, l'équilibre doit se déplacer de manière à tendre vers une re-diminution des concentrations des espèces du système réactionnel. Le taux de réponses correctes aux justifications est, comme pour la question « f », plus élevé que celui des prédictions du sens de déplacement de l'équilibre. Cela s'explique ici aussi par le fait que certains élèves fournissent une justification sans conclure sur le sens de déplacement de l'équilibre.

En comparaison avec le test 4, où 56,4 % des élèves avaient correctement prédit le sens de déplacement de l'équilibre suite à une perturbation du volume du système (Figure 27 A), le taux de réussite a légèrement diminué (47,5 %, Figure 31). Néanmoins, l'énoncé diffère entre la question « 8 » du test 4 et cette question « d » du test 5. Dans ce cas-ci, la charge cognitive est un peu supérieure vu que les élèves devaient d'abord associer l'augmentation de pression à une diminution du volume à température constante. Les justifications, quant à elles, se sont améliorées. En effet, seuls 15,4 % avaient choisi la bonne justification lors du test 4 (Figure 27 B), en comparaison aux 55,0 % lors du test 5 (Figure 31).

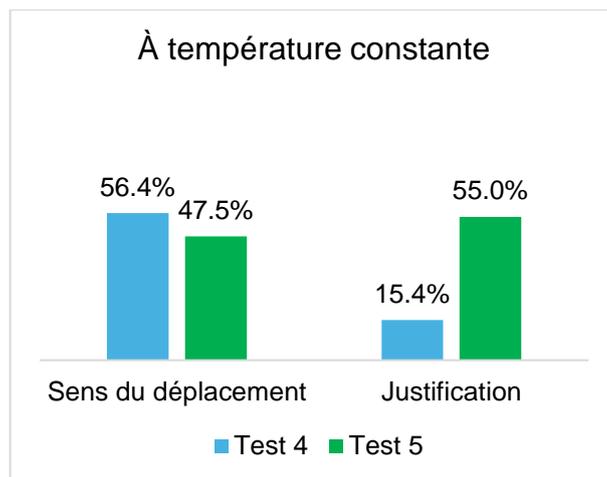


Figure 31 – Comparaison entre les réponses correctes au test 4 et au test 5 concernant la prédiction du sens de déplacement de l'équilibre  $N_2F_{4(g)} \rightleftharpoons 2 NF_{2(g)}$  à température constante suite à une variation de pression et volume (Question 8, 9 – Test 4 & Question 9 d – Test 5) et taux de justifications correctes apportées par les élèves.

## 7. Test de satisfaction

Les élèves ont répondu à un test de satisfaction concernant les méthodes pédagogiques utilisées lors de cette séquence de cours (Annexe 8). Ils devaient indiquer leur niveau d'accord ou de désaccord avec plusieurs propositions en utilisant une échelle de Likert à 4 niveaux (Pas du tout d'accord – Pas d'accord – D'accord – Tout à fait d'accord). Certaines de ces propositions concernent l'utilisation de TICE, tandis que d'autres concernent les méthodes d'enseignement plus traditionnelles.

Globalement, les élèves expriment une satisfaction quant à l'utilisation des TICE, avec une forte préférence pour l'utilisation d'une plateforme de communication (Proposition 9 – Tableau 4) où la correction de tous les exercices était partagée. En effet, 51,1 % des élèves sont d'accord avec le fait que le partage de la correction sur cette plateforme améliore leur compréhension et 37,9 % sont tout à fait d'accord (Figure 32 B). Plus de 50 % des élèves admettent également que l'utilisation d'un quizz interactif pour réaliser le test 1 (Proposition 3 – Tableau 4) et la résolution des exercices grâce à une présentation PowerPoint (Proposition 7 – Tableau 4) les aident à mieux comprendre les exercices. L'utilisation de simulations afin de représenter le niveau microscopique et le travail de modélisation d'un équilibre chimique présente également une tendance positive pour la compréhension des élèves (Proposition 2 & 5 – Tableau 4 ; Figure 32 B)

La réalisation d'expériences est également fortement appréciée chez les élèves (Propositions 1 & 10 – Tableau 4) avec plus de 66 % exprimant un avis positif (d'accord et tout à fait d'accord) dans les deux cas (Figure 32 A). Néanmoins, 44,8 % des élèves marquent un désaccord (pas du tout d'accord et pas d'accord) sur l'utilité des explications supplémentaires à l'aide de présentations PowerPoint (Proposition 8 – Tableau 4 ; Figure 32 B). De plus, les élèves ont moins apprécié la carte mentale (Figure 22) sur les différentes représentations de l'équilibre chimique (Proposition 4 – Tableau 4) et la mise en contexte historique (Proposition 6 – Tableau 4). En effet, environ 45 % exprime un désaccord (pas du tout d'accord et pas d'accord) avec ces méthodes d'apprentissage.

*Tableau 4 – Méthodes pédagogique utilisées lors de la séquence de cours, pour lesquelles les élèves devaient exprimer l'efficacité.*

### MÉTHODES PÉDAGOGIQUES ADOPTÉES

1	Expérience	La réalisation d'expériences en classe par le professeur m'a aidé·e à comprendre la réversibilité d'une réaction chimique.
2	TICE	Les vidéos de simulation m'ont aidé·e à comprendre le concept de l'équilibre dynamique.
3	TICE	Le quizz interactif m'a permis de vérifier ma compréhension.
4	Triangle de Johnstone	La carte mentale a facilité ma compréhension des niveaux symbolique, macroscopique et submicroscopique de l'état d'équilibre.
5	TICE	Le travail de modélisation (simulation) réalisé de façon autonome (en devoir) m'a aidé·e à approfondir la compréhension du concept d'équilibre dynamique.
6	Histoire	Les introductions historiques sur les scientifiques (qui ils sont et ce sur quoi ils ont travaillé) m'ont aidé·e à situer et comprendre la matière.
7	TICE	La correction des exercices sur un PowerPoint projeté m'a aidé·e à comprendre la résolution.
8	TICE	Les explications supplémentaires sur le PowerPoint m'ont aidé·e à comprendre la matière.
9	TICE	Avoir à disposition les corrections de tous les exercices sur la plateforme m'a aidé·e à appréhender la matière.

**10** Expérience La réalisation d'expériences en classe par le professeur m'a aidé-e à comprendre le principe de Le Chatelier.

**11** TICE La projection de l'expérience en direct m'a permis de mieux comprendre les manipulations réalisées par le professeur.

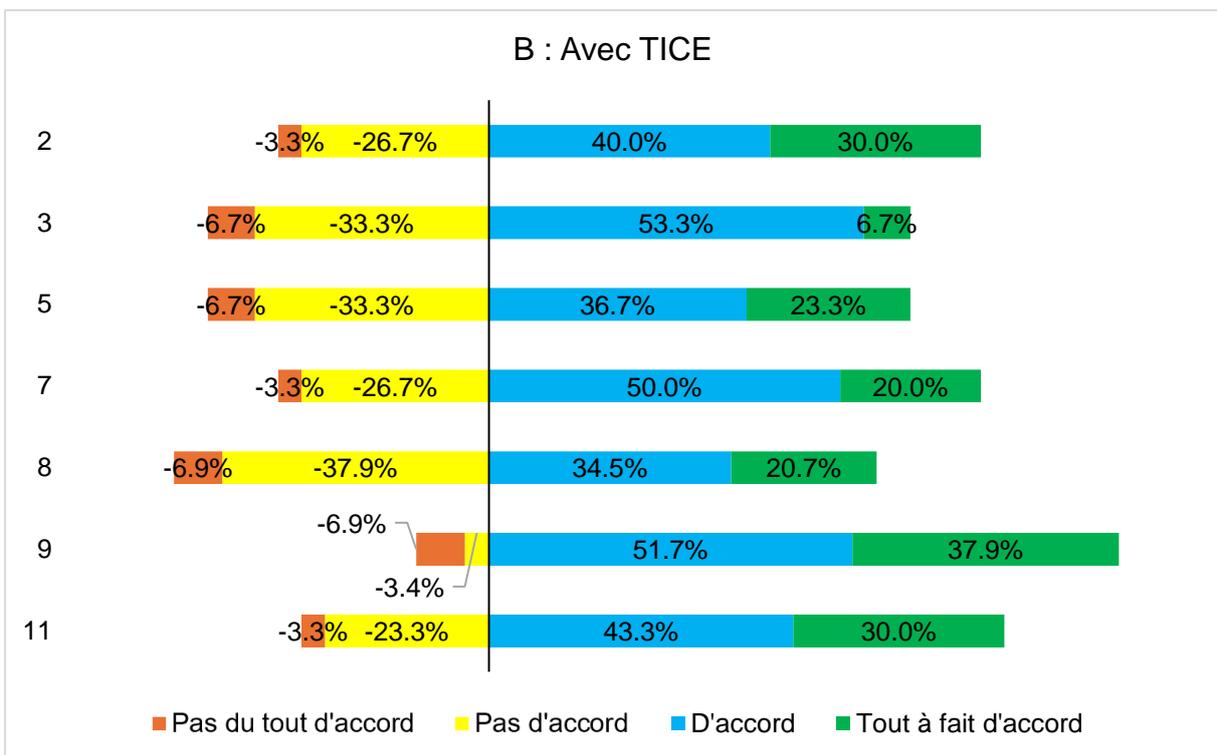
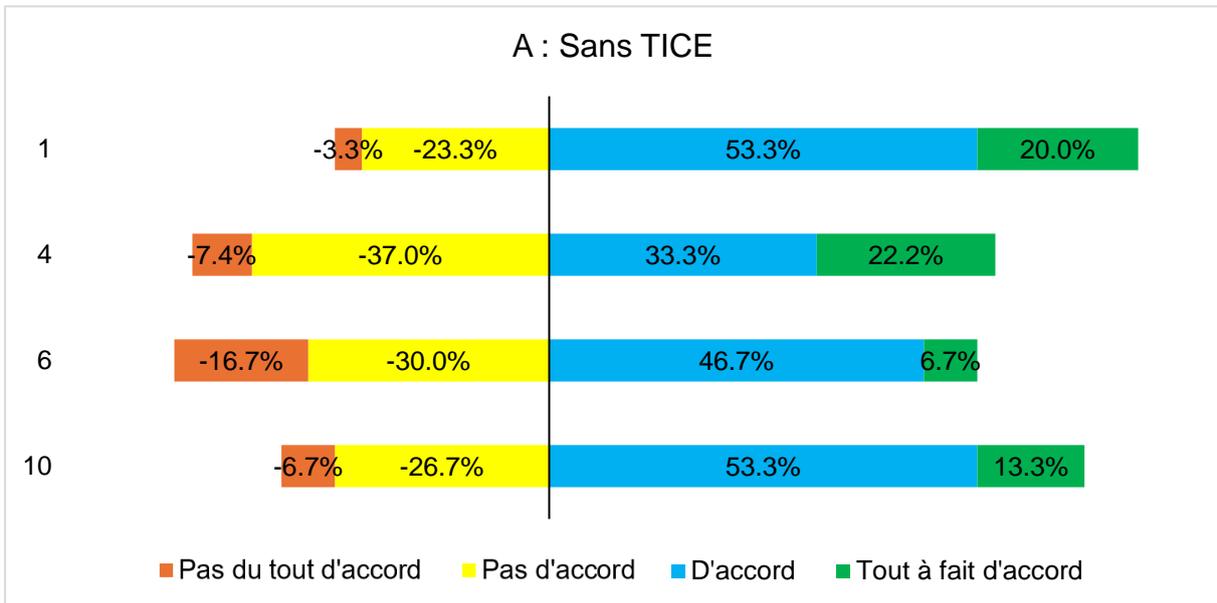


Figure 32 – Analyse des réponses au test de satisfaction A : Méthodes pédagogiques n'incluant aucun TICE. B : Méthodes pédagogiques incluant des TICE.

## CHAPITRE 4 : DISCUSSION

### 1. Prérequis

Les prérequis sont indispensables avant d'aborder une nouvelle matière en chimie, car certaines lacunes peuvent entraver la bonne compréhension de nouveaux concepts. Romainville, Houart, et Schmetz (2006) insistent également sur l'importance des prérequis pour le cours de chimie. Dans ce travail, les prérequis vérifiés concernent les capacités des élèves à pondérer des équations chimiques, à effectuer des calculs stœchiométriques et à interpréter des données illustrées par des graphes.

Les résultats indiquent que les élèves ont acquis les compétences nécessaires pour pondérer les équations chimiques (Figure 6). Ainsi, si des erreurs surviennent dans les concepts d'équilibres chimiques liés aux coefficients stœchiométriques, il est possible de conclure que ces erreurs proviennent d'une incompréhension de l'influence de ces coefficients sur les calculs des équilibres et non d'une erreur de pondération.

Les exercices de stœchiométrie du test 0 ont révélé que les élèves éprouaient des difficultés à compléter un tableau d'avancement lorsque la réaction ne se produit pas dans des proportions stœchiométriques et qu'un des réactifs est limitant. Après discussion avec le professeur titulaire, il s'est avéré que les élèves n'avaient jamais abordé ce type de conditions dans un tableau d'avancement. Cependant, ils sont capables de calculer les concentrations et les quantités de matière des différentes substances constituant un système. Cette dernière lacune devrait alors poser moins de problèmes. Néanmoins, des explications supplémentaires sont nécessaires lorsque les exercices quantitatifs sont abordés.

L'interprétation des données graphiques a également posé des difficultés pour certains élèves. Cette compétence est importante, car une mauvaise interprétation des données peut mener à des conclusions incorrectes.

### 2. Conceptions alternatives

#### 2.1. Les réactions incomplètes et réversibles

Afin d'évaluer et de dépasser la conception alternative selon laquelle les élèves pensent que les réactions chimiques sont toutes complètes et irréversibles (Conception

alternative [1] – Tableau 1), la réaction de complexation du thiocyanate de fer(III) a été réalisée en démonstration. En ajoutant puis consommant les réactifs, l'équilibre est déplacé, montrant ainsi aux élèves que la réaction est incomplète et réversible : incomplète car la réaction directe est favorisée lorsque les réactifs sont ajoutés successivement ; réversible car la réaction inverse se produit préférentiellement lorsque les réactifs sont consommés successivement par des réactions secondaires.

Durant la première phase de l'expérience, 8,1 % des élèves répondaient de manière complètement correcte (Figure 16, quartier vert), montrant une compréhension satisfaisante de ces concepts. À la fin de la démonstration expérimentale, ce taux augmente à 19,5 % (Figure 17, quartier vert et bleu). Malgré cette amélioration, les résultats restent faibles et montrent que le concept de réversibilité est difficile à assimiler. De plus, plusieurs points négatifs relatifs à cette expérience ont été relevés. Premièrement, la réaction implique la formation d'un complexe, un type de composé chimique avec lequel les élèves ne sont pas familiers. Cette méconnaissance peut entraîner une confusion supplémentaire, détournant l'attention des élèves du concept d'équilibre. Deuxièmement, l'expérience utilise des déplacements de l'équilibre. Les élèves peuvent se focaliser sur les raisons du déplacement en ignorant le concept de réversibilité et les explications qui en découlent. Enfin, les réactions secondaires permettant de consommer les réactifs sont perçues comme des réactions séparées, ce qui diminue l'attention sur l'équilibre initial.

Ces observations suggèrent que la complexation du thiocyanate de fer(III), bien que la réalisation d'expériences soit conseillée dans l'enseignement (Hodson 1988; Hofstein et Lunetta 2004), n'est pas la méthode la plus efficace pour démontrer que les réactions chimiques sont incomplètes et réversibles.

En outre, l'analyse des résultats du test diagnostique à deux niveaux révèle que 40,5 % des élèves justifient erronément la bonne réponse, ce qui met en évidence la présence de conceptions alternatives sur la notion de réaction incomplète et réversible (Figure 16). Notamment, 24,3 % de l'ensemble des élèves considèrent que la réaction s'arrête après qu'une partie des réactifs seulement ait réagi, 10,8 % ont la croyance qu'une réaction incomplète est une réaction lente nécessitant plus de temps pour qu'elle devienne complète et 5,4 % n'apportent aucune explication à cette notion. Ces conceptions alternatives influencent leur compréhension sur le fait que certaines réactions peuvent être incomplètes et réversibles. De plus, 32,4 % ont des conceptions

alternatives menant à une mauvaise interprétation de la bonne réponse (Figure 16). Il serait pertinent, dans une optique de recherche futur, de réaliser des entretiens avec les élèves afin de déterminer les conceptions alternatives qui les ont menés à ces erreurs.

## **2.2. Les équilibres dynamiques**

La préconception selon laquelle les équilibres sont statiques et non dynamiques est évaluée à travers la question 6 du test 0 et le test 2 (Conception alternative [2] – Tableau 1). Le test 3 évalue cette préconception après que les élèves ont abordé le concept d'équilibre dynamique.

Le test 0 révèle qu'une majorité des élèves considère que les réactions directe et inverse ne se produisent plus lorsque l'état d'équilibre est atteint, autrement dit que les réactions s'arrêtent (Figure 13, catégorie 1 : 43,9 % – 58,5 %). Une minorité pense qu'elles ne se sont jamais produites (catégorie 2 : 9,8 % – 26,8 %). En revanche, 53,7 % des élèves comprennent que les réactions continuent à se produire et à la même vitesse (Figure 14 B) lorsque seules les propositions de la catégorie 3 sont retenues. Le taux peut monter jusqu'à 70,7 % si tous les élèves ayant considéré cette réponse sont pris en compte quels que soient leurs autres choix de réponses (Figure 13). Cependant, une partie de ces élèves présentent des conceptions alternatives étant donné que d'autres réponses superflues sont apportées à la réponse correcte. Maskill et Cachapuz (1989) ont également évalué les conceptions alternatives concernant l'équilibre chimique. Leur étude révèle que les élèves ne se représentent pas l'équilibre comme un phénomène dynamique et qu'ils ont des préconceptions sur ce concept avant l'enseignement. Leur étude mesure un taux de 76 % d'élèves qui considèrent un équilibre chimique comme statique et ne prennent pas en compte le niveau submicroscopique dans leurs explications.

Le test 2 permet une évaluation plus approfondie du concept dynamique en obligeant les élèves à se demander ce qu'il se passe au niveau submicroscopique lorsqu'un équilibre est établi. Ici, il ne s'agit pas uniquement de conclure que les réactions continuent à se produire ou non, mais de comprendre l'influence que cela a au niveau des particules (atomes, molécules, ions) si les réactions continuent à se produire. Ainsi, un meilleur aperçu de la compréhension des élèves et de leurs idées sur un équilibre dynamique est obtenu. Avant la réalisation d'une simulation informatique illustrant

l'équilibre dynamique, les résultats montrent un faible taux (12,9 %) de justifications correctes (Figure 18 C). Les résultats du test à deux niveaux montrent que seuls 2,6 % des élèves démontrent une compréhension complète en choisissant la bonne évolution du système et la justification correcte (Figure 19). Ces résultats soulignent la présence de la préconception d'un équilibre statique, en compétition avec le concept scientifiquement admis : le dynamisme des équilibres chimiques.

Les résultats du test 3, test réalisé après que les élèves aient abordé le concept d'équilibre dynamique grâce à une simulation informatique, indiquent une amélioration de la compréhension du caractère dynamique des équilibres chimiques. En effet, 76,5 % répondent correctement (Figure 23), en comparaison aux 19,5 % (Figure 17, quartier vert et bleu) lors de la question 6 du test 0, ayant les mêmes propositions. Cependant, 23,5 % ne considèrent toujours pas l'équilibre comme dynamique. L'utilisation de TICE durant l'apprentissage des équilibres dynamiques a pu contribuer à cette nette augmentation. Ces résultats sont cohérents avec ceux d'une étude réalisée en 2004, où 29 % des élèves percevaient l'équilibre comme statique (Kermen 2005). Les similitudes entre ces résultats montrent la persistance de certaines conceptions alternatives. Néanmoins, l'augmentation du taux d'élèves ayant une compréhension correcte montre qu'une pédagogie ciblée sur l'aspect dynamique des équilibres chimiques est efficace.

### **2.3. Les vitesses de réactions directe et inverse et les concentrations constantes**

La conception alternative selon laquelle les réactions directe et inverse continuent à se produire n'est pas compatible avec la constance des concentrations à l'équilibre (Conception alternative [4] – Tableau 1) est également évaluée lors des tests 2 et 3. Cette conception alternative est directement liée à la difficulté de percevoir le caractère dynamique d'un équilibre chimique au niveau submicroscopique, comme discuté ci-dessus.

Le test 2 évalue cette conception alternative en ciblant la compréhension que des vitesses égales pour les réactions directe et inverse entraînent des concentrations constantes. Seulement 12,2 % des élèves comprennent que les deux réactions se produisent à la même vitesse, sans pour autant que tous ces élèves associent ces vitesses égales à des concentrations constantes (Figure 18 C).

Dans ce test, les élèves peuvent supposer que les concentrations restent constantes sans pour autant lier ce phénomène avec les vitesses de réaction égales, c'est le cas pour 17,9 % des élèves (Figure 19, quartier bleu). Inversement, ils peuvent concevoir que les deux réactions continuent à se produire sans saisir que cela entraîne des concentrations constantes. Pour ces deux raisons, 28,2 % présentent des conceptions alternatives (Figure 19, quartiers bleu et orange).

Le test 3, réalisé après l'enseignement de la matière, montre une meilleure assimilation de ces concepts. Les élèves comprennent que les réactions se produisent à la même vitesse et que les concentrations restent constantes. Leurs propositions de modélisation reflètent cette meilleure compréhension, lorsqu'ils illustrent correctement que les concentrations des réactifs et des produits restent constantes.

Ouasri (2024) critique dans ce sens le manque de représentations submicroscopiques de l'égalité des vitesses dans les références pédagogiques. Il déplore même que cette notion n'est pas un point d'attention pour les auteurs des programmes scolaires. L'intégration des simulations illustrant le niveau submicroscopique dans la séquence de cours a conduit à une amélioration de la compréhension du caractère dynamique des équilibres chimique. Ainsi, les critiques apportées par Ouasri (2024) semblent justifiées.

#### **2.4. Les déplacements d'équilibre**

La conception alternative selon laquelle l'équilibre chimique se déplace systématiquement dans le sens opposé à la perturbation est évaluée par le test 4 et la question 8 du test 5 (Conception alternative [5] – Tableau 1). Cette conception alternative suppose que l'ajout ou le retrait d'un réactif ou d'un produit provoque un déplacement de l'équilibre pour compenser cette perturbation, sans tenir compte des conditions spécifiques du système telles que le volume, la pression, la température et l'état d'agrégation des réactifs et produits.

Lorsque le volume et la température sont constants, la conception alternative semble peu problématique et peut même aider à résoudre certains problèmes. Néanmoins, lorsque la pression et la température sont constantes, cette conception alternative devient un obstacle. Par exemple, l'ajout d'un gaz inerte, qui n'interagit pas avec les composants du système, est souvent perçu comme ayant un effet nul sur l'équilibre, or ce raisonnement est incorrect. À pression et température constantes, l'ajout d'un gaz

inerte modifie le volume du système et change ainsi les concentrations des réactifs et des produits de la réaction à l'état d'équilibre, ce qui peut entraîner un déplacement de l'équilibre (Cheung 2009; Quílez-Pardo et Solaz-Portolés 1995).

De plus, lorsque seule la température est maintenue constante et que le volume et la pression sont variables, les élèves ont des difficultés à établir un lien entre les variations de volume et les changements de concentration, qui influencent directement la valeur du quotient réactionnel et donc la position de l'équilibre.

L'amélioration des réponses apportées par les élèves après l'enseignement du concept de déplacement d'équilibre est illustrée par les résultats. En effet, les performances passent d'une moyenne de 65,8 % (Figure 25) à 85 % (Figure 29 A) pour des questions à volume et température constants du même niveau de difficulté, c'est-à-dire où la perturbation est l'ajout ou le retrait d'un seul réactif ou produit. Cependant, pour des questions à pression et température constantes, les réponses correctes augmentent plus faiblement, passant de 5,1 % à 12,5 % (Figure 30). À température constante, lorsque le volume et la pression sont variables, les performances des élèves diminuent légèrement, passant de 56,4 % à 47,5 % (Figure 31). Cette diminution peut s'expliquer par la complexité légèrement supérieure de la question 8 du test 5, qui exige une étape de réflexion supplémentaire, reliant la variation de pression à celle du volume à température constante. Malgré cette légère baisse de réponses correctes, 55 % des élèves ont apportés une justification correcte (Figure 31).

Bien que l'évolution des réponses ne soit pas significative et que la conception alternative persiste, les élèves fournissent des justifications plus élaborées et montrent une évolution dans leur compréhension des concepts liés aux déplacement d'équilibre.

Stavridou et Solomonidou (2000) montrent également que les élèves utilisent le principe de Le Chatelier d'une façon automatique lorsqu'un réactif est ajouté à volume et température constants. En effet, cette étude recense 78 % de réponses correctes et 66 % de justifications satisfaisantes. Néanmoins, lorsque les élèves doivent avoir une bonne représentation des conditions du système, ils éprouvent plus de difficultés, ce qui a également été observé lors de l'analyse des réponses et justifications apportées à la question 8 du test 5.

### 3. Cohérence des réponses

La cohérence des réponses constitue un indicateur de la présence de conceptions alternatives qui entrent en conflit avec des conceptions scientifiquement acceptées. Les élèves répondent parfois de façon incohérente en fonction de la manière dont ils intègrent leurs conceptions alternatives et leur compréhension scientifiques. Cette discordance se manifeste lorsque les élèves choisissent des réponses contradictoires, ce qui reflète la présence de conceptions erronées qui se superposent avec des conceptions admises.

Par exemple, la Figure 12 montre que les incohérences des réponses sont faibles étant donné que la question 5 du test 0 n'est pas faite pour révéler des conceptions alternatives mais plutôt pour vérifier la capacité des élèves à lire des informations sur un graphique. Par contre, le but de la question 6 est de révéler des conceptions alternatives. Il est donc attendu que le taux d'incohérence soit plus élevé si les élèves ont des conceptions erronées. La Figure 14 A, illustrant la cohérence des réponses à la question 6 du test 0, montre que 63,4 % des élèves répondent de façon incohérente lorsque les idées qu'une réaction s'arrête ou que celle-ci continue à se produire s'opposent. Cette contradiction met en évidence la conception alternative selon laquelle les élèves perçoivent l'équilibre chimique comme un phénomène statique (Conception alternative 2 – Tableau 1).

La dextérité mathématique des élèves peut également expliquer certaines incohérences dans leurs réponses. En effet, lorsqu'il s'agit de prédire le sens du déplacement d'un équilibre chimique, les élèves peuvent utiliser le concept du quotient réactionnel pour formuler leur réponse. Toutefois, cette façon de faire nécessite une certaine agilité mentale qui dépend de la maîtrise des règles de proportionnalité de chaque élève. Par exemple, les erreurs observées dans les réponses aux questions 8 & 9 du test 4 peut illustrer cette difficulté (Figure 28), lorsque les élèves associent erronément une diminution des concentrations à une diminution de la valeur du quotient ou inversement (Équation 1). Il serait donc pertinent d'élaborer un test spécifique sur les règles de proportionnalité en parallèle de la séquence, afin d'évaluer les compétences mathématiques des élèves.

Équation 1 - Quotient réactionnel pour l'équilibre chimique  $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ .

$$Q_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

#### 4. Apport des TICE

Il n'a pas été possible d'évaluer directement l'efficacité des TICE dans cette étude, car cela aurait nécessité la formation de deux groupes distincts : l'un utilisant les TICE et l'autre n'en faisant pas usage dans son enseignement. Cette méthodologie permettrait de mesurer l'efficacité des TICE dans l'enseignement des équilibres chimiques. Toutefois, d'un point de vue éthique, il n'est pas envisageable de favoriser un groupe d'élèves par rapport à un autre, étant donné que tous sont soumis aux mêmes évaluations, lesquelles sont prises en compte dans leur évaluation sommative.

Néanmoins, après l'enseignement utilisant des TICE, une amélioration notable est observée. Seulement 23,5 % des élèves n'ont pas choisi la proposition correcte, illustrant le caractère dynamique d'un équilibre chimique (Figure 23), contre 80,6 % avant cette étape de l'enseignement (Figure 17, quartiers rouge et orange). Ces résultats suggèrent une amélioration significative dans la compréhension des équilibres chimiques après un enseignement utilisant des TICE.

Il n'était également pas possible d'évaluer l'égalité d'accès au savoir à la suite de l'utilisation des TICE lors de la scolarité des élèves dans le cadre de ce mémoire. Une analyse plus approfondie et prolongée serait nécessaire, mais s'éloignant du domaine de la chimie. Toutefois, 21,9 % des élèves ont utilisé les TICE lorsque le travail de modélisation leur a été demandé (test 3, réalisation d'une modélisation au niveau submicroscopique), ce qui révèle une certaine attitude propice à utiliser les technologies dans un cadre éducatif.

## CHAPITRE 5 : CONCLUSION

Ce mémoire était consacré à l'enseignement des principes généraux des équilibres chimiques en section « sciences générales » de l'enseignement général de transition en Communauté Française Wallonie-Bruxelles de Belgique. L'unité d'acquis d'apprentissage concernée est la 7<sup>ème</sup> (UAA7) sur les 10 prévues au programme des 4 dernières années de l'enseignement secondaire. Les principaux objectifs de ce travail étaient d'évaluer les compétences préalables nécessaires et d'analyser les préconceptions éventuelles et conceptions alternatives des élèves et la cohérence de leurs réponses ainsi que leur évolution lors d'une séquence de cours faisant entre autres appel aux technologies de l'information et de la communication pour l'enseignement (TICE). Les résultats fournissent ainsi des informations importantes pour améliorer l'enseignement de cette matière et avoir une pédagogie adaptée aux difficultés de compréhension des élèves.

Bien que les élèves aient démontré une bonne maîtrise des compétences prérequis telles que la pondération des équations chimiques et des calculs de quantité de matière, par exemple, des lacunes subsistent dans la compréhension des conditions non stœchiométriques et l'interprétation des données graphiques.

Les résultats ont révélé que les élèves avaient des conceptions alternatives avant l'enseignement des concepts liés aux équilibres chimiques, notamment l'idée que toutes les réactions chimiques sont complètes et irréversibles pour 80,6 % des élèves. Seul 2,6 % ont une compréhension complète, n'ayant ainsi aucune conception alternative concernant le caractère dynamique d'un équilibre chimique. Après l'apprentissage du concept de l'équilibre dynamique, 76,5 % considèrent correctement cette conception de réaction incomplète et réversible.

Après un enseignement utilisant des TICE, les résultats montrent une amélioration significative de la compréhension des élèves concernant le caractère dynamique d'un équilibre chimique. En effet, 76,5 % des élèves ont répondu correctement lors du test 3, réalisé après les présentations de simulations à l'aide de TICE, en comparaison aux 19,5 %, lors de la question 6 du test 0, avant l'apprentissage des concepts.

L'idée d'après laquelle les déplacements d'équilibre se font dans le sens opposé à la perturbation apportée au système, quelles que soient les conditions auxquelles est soumis ce dernier, est également répandue. Cette conception alternative ne mène pas

nécessairement à une mauvaise réponse selon les conditions imposées au système. Par exemple, 65,8 % des élèves donnent une bonne réponse quand la conception alternative ne mène pas nécessairement à une mauvaise réponse. Ce taux de bonne réponse chute à 5,1 % lorsque cette conception alternative entraîne une mauvaise réponse. Bien que ces résultats ne montrent pas le pourcentage d'élèves ayant la conception alternative, ils montrent l'impact que peut avoir la présence de cette conception alternative sur le taux de bonnes réponses obtenues.

Certaines conceptions alternatives persistent malgré l'enseignement, ce qui souligne l'important d'adapter les stratégies pédagogiques. L'utilisation des TICE peut potentiellement améliorer la compréhension des concepts au niveau submicroscopique pour autant qu'elle soit accompagnée d'activités ciblées et d'une attention particulière aux idées préexistantes des élèves. Cependant, l'efficacité des TICE n'a pas été évaluée de manière rigoureuse, en raison de préoccupations éthiques liées à l'égalité entre les groupes d'élèves. Selon le modèle SAMR, les simulations des équilibres au niveau submicroscopique permettent d'améliorer la séquence de cours en apportant une modification à la tâche. Ces TICE peuvent également redéfinir la tâche lorsque les élèves ont dû créer leur propre modélisation de l'équilibre ; mais tous les élèves n'ont pas eu recours à une technologie pour la réaliser.

Pour finir, les incohérences dans les réponses des élèves peuvent être dues à la coexistence de conceptions alternatives et des concepts admis par la communauté scientifique.

## **CHAPITRE 6 : PERSPECTIVES**

Ce mémoire a mis en lumière les difficultés et les succès rencontrés dans l'apprentissage des équilibres chimiques. Toutefois, cette étude ouvre également des portes à de futures recherches visant à approfondir la compréhension des élèves de l'enseignement secondaire.

Premièrement, il pourrait être bénéfique d'explorer des réactions chimiques plus simples et plus familières aux élèves afin d'enseigner les concepts de réactions incomplètes et réversibles. L'expérience utilisée dans la séquence de cours de ce travail semble trop complexe et introduit des concepts supplémentaires susceptibles

de détourner l'attention des élèves. Par conséquent, l'utilisation de réactions mieux connues ou quotidiennes à la vie des élèves pourrait faciliter la transmission des notions d'équilibres chimiques. L'efficacité d'autres expériences pourrait alors être testée et comparée, entre elles et/ou avec l'expérience de la complexation du thiocyanate de fer(III).

Deuxièmement, il serait intéressant de se questionner sur la place que l'on accorde au principe de Le Chatelier dans l'enseignement secondaire contemporain. Énoncé au début du XX<sup>ème</sup> siècle dans un contexte de chimie industrielle, ce principe a depuis révélé certaines limitations, induisant même des conceptions alternatives. Est-il donc toujours pertinent d'enseigner ce principe qualitatif, alors que l'estimation de l'évolution du quotient réactionnel permet de prédire avec plus de fiabilité le déplacement d'un équilibre chimique ?

Troisièmement, la réalisation d'une étude qui suivrait les élèves sur plusieurs années offrirait également des perspectives intéressantes. En effet, cela permettrait d'observer comment la représentation des équilibres chimiques évolue avec le temps et à travers différents chapitres qui appellent ces concepts d'équilibre, par exemple le chapitre des réactions acide-base. Les tests diagnostiques réalisés dans ce travail peuvent être adaptés pour inclure uniquement des réactions acide-base. Ainsi ils permettront d'évaluer si les élèves appliquent correctement les concepts d'équilibre appris précédemment.

En outre, il serait pertinent d'analyser des manuels scolaires de référence dans l'enseignement secondaire afin d'identifier les méthodes d'apprentissage utilisées pour dépasser les conceptions alternatives des élèves. Des études ont déjà été réalisées pour illustrer l'impact des mots utilisés dans les ouvrages didactiques, ainsi que dans le discours oral des enseignants (Evrard, Huynen, et De Bueger-Van Der Borcht 1995; Pedrosa et Dias 2000). Des mots inadéquats peuvent entretenir certaines conceptions alternatives au lieu de les dépasser.

L'utilisation d'autres TICE et l'analyse de leurs impacts sur la compréhension des élèves est une perspective évidente, étant donné qu'aucun test mesurant l'efficacité de l'utilisation des TICE n'a pu être réalisé dans ce travail. Afin de mesurer l'efficacité des TICE sans défavoriser un groupe d'élèves, il peut être envisagé de réaliser une étude sur plusieurs années où l'enseignement avec et sans les TICE serait comparé d'une

année à l'autre. Il peut alors également être intéressant d'identifier quelles technologies sont les plus efficaces pour l'apprentissage (simulations, laboratoires interactifs, jeux, etc.). Ainsi, les activités pédagogiques ciblées sur les difficultés des élèves pourraient être optimisées en fonction des outils technologiques les plus pertinents.

Enfin, même si les tests à deux niveaux permettent de mieux cerner le niveau de compréhension des élèves et d'éclairer en partie la cohérence de leurs raisonnements, il n'est pas toujours évident d'identifier toutes les composantes de la pensée des élèves. Des entretiens semi-dirigés permettraient certainement d'élucider différents aspects que ce travail a laissé dans l'ombre.

## RÉFÉRENCES

- Administration générale de l'Enseignement, Service général de l'enseignement organisé par la Fédération Wallonie-Bruxelles. 2018. « Programme d'études sciences générales (482/2018/240) Enseignement secondaire ordinaire Humanités générales et technologiques 3ème degré ».
- Banerjee, Anil C. 1991. « Misconceptions of Students and Teachers in Chemical Equilibrium ». *International Journal of Science Education* 13(4): 487-94. doi:10.1080/0950069910130411.
- Basque, Josianne. 2005. « Une réflexion sur les fonctions attribuées aux TIC en enseignement universitaire ». *Revue internationale des technologies en pédagogie universitaire* 2: 30-41.
- Baudet, Jean C. 2017. *Histoire de la chimie*. De Boeck Supérieur.
- Bernal-Ballen, Andres, et Yolanda Ladino-Ospina. 2019. « Assessment: A Suggested Strategy for Learning Chemical Equilibrium ». *Education Sciences* 9(3): 174. doi:10.3390/educsci9030174.
- Brajkovic, Divna. 2014. « Enjeux, initiatives et perspectives d'usages des TIC (E): L'enseignement de la Chimie ».
- Bricteux, Sophie, Valérie Quittre, Virginie Dupont, et Dominique Lafontaine. 2021. « Résultats de PISA 2018 et TALIS 2018 en Fédération Wallonie-Bruxelles. Le numérique dans la vie scolaire et quotidienne des jeunes. »
- Cheung, Derek. 2009. « The Adverse Effects of Le Châtelier's Principle on Teacher Understanding of Chemical Equilibrium ». *Journal of Chemical Education* 86(4): 514. doi:10.1021/ed086p514.
- Chinn, Clark A, et William F Brewer. 1993. « The Role of Anomalous Data in Knowledge Acquisition: A Theoretical Framework and Implications for Science Instruction. Technical Report No. 583. »
- Drot-Delange, Béatrice. 2012. « Enseignement de l'informatique, éducation aux technologies de l'information et de la communication en France, dans l'enseignement général du second degré ». *Spirale-Revue de recherches en éducation* 50(1): 25-37.
- Eggen, Per-Odd, Jonas Persson, Elisabeth Egholm Jacobsen, et Bjørn Hafskjold. 2017. « Development of an inventory for Alternative Conceptions among students in chemistry ». *Lumat: International Journal of Math, Science and Technology Education* 5(1): 1-11. doi:10.31129/LUMAT.5.1.115.
- El Kartouti, Salah Eddine, et Sarah Juidette. 2023. « L'impact de l'usage des TIC en éducation sur l'amélioration de l'apprentissage des élèves scolarisés, et les conséquences sur l'environnement » éd. S. Bourekadi, M.L. Kerkeb, A. Ferhane, A. Moslih, O. El Imrani, et L. Asri. *SHS Web of Conferences* 175: 01015. doi:10.1051/shsconf/202317501015.

- Enseignement Catholiques secondaire. 2016. « Programme Sciences générales, 3ème degré. Humanité générales et technologiques D/2016/7362/3/12 ».
- Erradi, Mohamed, Mohamed Khaldi, Said Ezzahri, Mohammed Talbi, Said Benmokhtar, et Ahmed Bennamara. 2001. « Introduction des simulations informatiques dans l'enseignement de la chimie des solutions ». *Revue de l'EPI (Enseignement Public et Informatique)* (101): 195-202.
- Evrard, Nathalie, Anne-Marie Huynen, et Cécile De Bueger-Van Der Borgh. 1995. « Communication d'un savoir scientifique en classe De la verbalisation au concept d'équilibre chimique ». *Didaskalia* 6(1): 9-36. doi:10.4267/2042/23752.
- Ganaras, Kostas, et Alain Dumon. 2003. « La construction du concept d'équilibre chimique ». *l'actualité chimique*: 38.
- Georghiades, Petros. 2000. « Beyond Conceptual Change Learning in Science Education: Focusing on Transfer, Durability and Metacognition ». *Educational Research* 42(2): 119-39. doi:10.1080/001318800363773.
- Ghirardi, Marco, Fabio Marchetti, Claudio Pettinari, Alberto Regis, et Ezio Roletto. 2014. « A Teaching Sequence for Learning the Concept of Chemical Equilibrium in Secondary School Education ». *Journal of Chemical Education* 91(1): 59-65. doi:10.1021/ed3002336.
- Ghirardi, Marco, Fabio Marchetti, Claudio Pettinari, Alberto Regis, et Ezio Roletto. 2015. « Implementing an Equilibrium Law Teaching Sequence for Secondary School Students To Learn Chemical Equilibrium ». *Journal of Chemical Education* 92(6): 1008-15. doi:10.1021/ed500658s.
- Gouvernement de la Communauté française. 2014. « Arrêté du Gouvernement de la Communauté française déterminant les compétences terminales et savoirs requis à l'issue de la section de transition des humanités générales et technologiques en mathématiques, en sciences de base et en sciences générales et déterminant les compétences terminales et savoirs communs à l'issue de la section de qualification des humanités techniques et professionnelles en éducation scientifique, en français, en sciences économiques et sociales ainsi qu'en sciences humaines (2014/29173). » *Gallilex*. [https://www.gallilex.cfwb.be/document/pdf/40140\\_001.pdf](https://www.gallilex.cfwb.be/document/pdf/40140_001.pdf).
- Grisson, Emmanuel. 2000. « Berthollet ». *Bulletin de la Sabix* (23): 62-67. doi:10.4000/sabix.219.
- Hackling, Mark W., et Patrick J. Garnett. 1985. « Misconceptions of Chemical Equilibrium ». *European Journal of Science Education* 7(2): 205-14. doi:10.1080/0140528850070211.
- Henry, Odile. 2000. « Henry Le Chatelier et le taylorisme ». *Actes de la recherche en sciences sociales* 133(1): 79-88.
- Hin, Shane Lo Fan, et Henry Riddle. 2023. « Students' Misconceptions in Chemical Equilibria and Suggestions for Improved Instruction ». *New Directions in the Teaching of Natural Sciences* 18(1).

- Hodson, Derek. 1988. « Experiments in Science and Science Teaching ». *Educational Philosophy and Theory* 20(2): 53-66. doi:10.1111/j.1469-5812.1988.tb00144.x.
- Hofstein, Avi, et Vincent N. Lunetta. 2004. « The Laboratory in Science Education: Foundations for the Twenty-first Century ». *Science Education* 88(1): 28-54. doi:10.1002/sce.10106.
- Hüseyin, Akkuş, Kadayıfçı Hakki, et Basri Atasoy. 2011. « Development and application of a two-tier diagnostic test to assess secondary students' understanding of chemical equilibrium concepts ». *Journal of Baltic Science Education* 10(3).
- Johnstone, Alex H. 1982. « Macro and microchemistry ». *Chemistry in Britain* 18(6): 409-10.
- Karsenti, Thierry. 2013. « Le modèle ASPID : modéliser le processus d'adoption et d'intégration pédagogique des technologies en contexte éducatif ». *Formation et profession* 21(1): 74. doi:10.18162/fp.2013.a17.
- Kermen, Isabelle. 2005. « Pourquoi une transformation chimique s'arrête-t-elle? Les explications d'élèves de terminale S ».
- Kermen, Isabelle, et Martine Méheut. 2004. « Évolution des systèmes chimiques et équilibres chimiques en terminale S ». *Bulletin de l'Union des physiciens* (866): 1145-56.
- Kousathana, Margarita, et Georgios Tsaparlis. 2002. « Students' errors in solving numerical chemical-equilibrium problems ». *Chemistry Education Research and Practice* 3(1): 5-17.
- Lafont, Olivier. 2019. « Étienne-François Geoffroy et la Table des Affinités ». *Actualité Chimique* (444-445).
- Lefèvre, Wolfgang. 2012. « Viewing Chemistry through Its Ways of Classifying ». *Foundations of Chemistry* 14(1): 25-36. doi:10.1007/s10698-011-9125-x.
- Lund, E Wang. 1965. « Guldberg and Waage and the law of mass action ». *Journal of Chemical Education* 42(10): 548.
- Maskill, Roger, et Antonio F. C. Cachapuz. 1989. « Learning about the Chemistry Topic of Equilibrium: The Use of Word Association Tests to Detect Developing Conceptualizations ». *International Journal of Science Education* 11(1): 57-69. doi:10.1080/0950069890110106.
- Niaz, Mansoor. 2001. « Response to contradiction: Conflict resolution strategies used by students in solving problems of chemical equilibrium ». *Journal of Science Education and Technology* 10: 205-11.
- OCDE, éd. 2015. « Connectés pour apprendre? Les élèves et les nouvelles technologies. Principaux résultats ». <https://edu.ge.ch/site/ressources-enseignement-histoire/histoire-et-numerique/attention-dangers/evolution-rapport-savoir/>.

- Ouasri, Ali. 2023. « Analyse épistémologique du thème « évolution des systèmes chimiques » dans le programme de chimie au baccalauréat marocain ». doi:10.5281/ZENODO.8007795.
- Ouasri, Ali. 2024. « Croisement d'analyses didactique et épistémologique des thèmes, transformations non totales, état d'équilibre, et critère d'évolution, dans les programmes et les manuels scolaires de Chimie au Baccalauréat Marocain ». *Revue Internationale de la Recherche Scientifique* 2(2). doi:10.5281/ZENODO.11072850.
- Patton, Lydia, éd. 2014. *Philosophy, science, and history: a guide and reader*. New York: Routledge, Taylor & Francis Group.
- Pedrosa, M. Arminda, et M. Helena Dias. 2000. « Chemistry Textbook Approaches to Chemical Equilibrium and Student Alternative Conceptions ». *Chem. Educ. Res. Pract.* 1(2): 227-36. doi:10.1039/A9RP90024A.
- Pekmez, Esin Şahin. 2010. « Using Analogies to Prevent Misconceptions about Chemical Equilibrium ». 11(2).
- Quílez, Juan. 2019. « A Historical/Epistemological Account of the Foundation of the Key Ideas Supporting Chemical Equilibrium Theory ». *Foundations of Chemistry* 21(2): 221-52. doi:10.1007/s10698-018-9320-0.
- Quílez-Pardo, Juan, et Joan Josep Solaz-Portolés. 1995. « Students' and teachers' misapplication of Le Chatelier's principle: Implications for the teaching of chemical equilibrium ». *Journal of Research in Science teaching* 32(9): 939-57. doi:10.1002/tea.3660320906.
- Romainville, Marc, Mireille Houart, et Roland Schmetz. 2006. « Promouvoir la réussite par l'identification des prérequis et la mesure de leur maîtrise auprès des étudiants ». In *Promotion de la réussite des nouveaux bacheliers à l'université: réalisations menées dans le cadre de la subvention ministérielle 2005-2006: actes de la journée d'étude du 1er décembre 2006*, Presses universitaires de Namur, 28-42.
- Roux, Mélanie, et Jean-François Le Marechal. 2003. « Équilibre chimique: du concept procédé au concept objet au moyen d'un simulateur ». *Recherches en Didactique des Sciences et des Techniques: Questions et débats, Actes des Troisièmes Rencontres scientifiques de l'ARDIST, Toulouse: ENFA et ARDIST*: 131-37.
- Sanchez, Joje Mar P. 2017. « Integrated macro-micro-symbolic approach in teaching secondary Chemistry ». *Kimika* 28(2): 22-29.
- Satriana, T, S Yamtinah, Ashadi, et N Y Indriyanti. 2018. « Student's profile of misconception in chemical equilibrium ». *Journal of Physics: Conference Series* 1097: 012066. doi:10.1088/1742-6596/1097/1/012066.
- Smeaton, William A. 1984. « Torbern Olof Bergman: From Natural History to Quantitative Chemistry ». *Endeavour* 8(2): 71-74. doi:10.1016/0160-9327(84)90041-3.

- Stavridou, Hélène, et Christine Solomonidou. 2000. « Représentations et conceptions des élèves grecs par rapport au concept d'équilibre chimique / Greek pupils' representations and conceptions about the chemical equilibrium concept ». *Didaskalia* 16(1): 107-34. doi:10.4267/2042/23887.
- Talanquer, Vicente. 2013. « Chemistry Education: Ten Facets To Shape Us ». *Journal of Chemical Education* 90(7): 832-38. doi:10.1021/ed300881v.
- Toubi, Y., et A. Errazqany. 2022. « TICE-Manipulation en Sciences Physiques : complémentarité ou concurrence. » *Revue Marocaine de Didactique et Pédagogie* 2(1). doi:10.34874/PRSM.REMADIP-VOL2ISS1.24267.
- Tyson, Louise, David F Treagust, et Robert B Bucat. 1999. « The complexity of teaching and learning chemical equilibrium ». *Journal of chemical education* 76(4): 554.
- Van Driel, Jan H., Wobbe De Vos, Nico Verloop, et Hetty Dekkers. 1998. « Developing Secondary Students' Conceptions of Chemical Reactions: The Introduction of Chemical Equilibrium ». *International Journal of Science Education* 20(4): 379-92. doi:10.1080/0950069980200401.
- Vekout, Eric. 2013. « Quelques modèles d'intégration des TICE ». *Adjectif.net*. <https://adjectif.net/spip.php?article231>.
- Voska, Kirk W, et Henry W Heikkinen. 2000. « Identification and analysis of student conceptions used to solve chemical equilibrium problems ». *Journal of Research in Science Teaching: The Official Journal of the National Association for Research in Science Teaching* 37(2): 160-76.

## MANUELS SCOLAIRES DE RÉFÉRENCE

- Agnello, Armélinda, Bernard Leyh, Brigitte Nihant, Loïc Quinton, et Céline Xhrouet. 2021. *Chimie: 1350 CM3 d'exercices corrigés pour la licence 1*. Malakoff: Dunod.
- Blackman, Allan, Steven E Bottle, Siegbert Schmid, Mauro Mocerino, Uta Wille, et James E. Brady. 2023. *Chemistry*. Fifth edition. Milton, Queensland: John Wiley & Sons, Inc.
- Chang, Raymond, Jason Overby, Azélie Arpin, Luc Papillon, Nabil Ketata, Jacinthe Le Sage, André Martineau, Robert St-Amour, et Danny Lassiseraye. 2019. *Chimie des solutions*. 5e édition. Louvain-la-Neuve: De Boeck supérieur.
- Hil, John W., Ralph H. Petrucci, Terry W. McCreary, et Scott S. Perry. 2008. *Chimie des solutions*. 2nd ed. Saint-Laurent (Québec): ERPI Pearson.
- Tro, Nivaldo. 2014. *Chemistry : a molecular approach*. Third edition. Boston: Pearson.

# Annexes

**Annexe 1 : Notes de cours – Les équilibres chimiques (UAA7)**

**Annexe 2 : TEST 0 – Vérification des prérequis & Préconceptions**

**Annexe 3 : TEST 1 – Réaction incomplète**

**Annexe 4 : TEST 2 – Équilibre réversible Identification des préconceptions**

**Annexe 5 : TEST 3 – Équilibre réversible Vérification des acquis d'apprentissage**

**Annexe 6 : TEST 4 – Préconceptions sur le principe de Le Chatelier**

**Annexe 7 : TEST 5 – Vérification des acquis d'apprentissage**

**Annexe 8 : Test de satisfaction**

**Annexe 1 : Notes de cours – Les équilibres  
chimiques (UAA7)**

# UAA7 – Les équilibres chimiques



## Table des matières

A.	Le caractère dynamique de l'équilibre .....	4
1.	Réaction directe, réaction inverse et équilibre chimique .....	4
1.1.	Expérience 1 – Complexe de thiocyanate de fer .....	4
1.2.	Expérience 2 (Simulation) – Du sel radioactif .....	6
2.	Qu'est ce qui caractérise l'état d'équilibre dynamique ? .....	7
2.1.	Retour sur les 3 réactions vues précédemment.....	7
2.2.	Va à l'essentiel.....	7
B.	L'expression de la constante d'équilibre .....	8
1.	L'expression de la constante d'équilibre .....	8
1.1.	Exploitation de données expérimentales .....	8
1.2.	L'expression de la constante d'équilibre .....	9
1.3.	Exercices – L'expression de la constante d'équilibre $K_c$ .....	10
2.	Exercices – Valeur de $K_c$ à partir des concentrations à l'équilibre .....	11
3.	Exercices – Concentrations à l'équilibre à partir de la valeur de $K_c$ .....	12
3.1.	Exercices qualitatifs .....	12
3.2.	Exercices quantitatifs .....	13
4.	Le quotient réactionnel, $Q_c$ : prédiction du sens de l'évolution d'une réaction	16
4.1.	Exercices – Prédiction du sens de l'évolution d'une réaction .....	16
5.	Exercices récapitulatifs .....	17
C.	Déplacement d'un équilibre chimique.....	20
1.	Variation de la concentration d'un constituant dans un système à l'équilibre .	20
1.1.	Équilibre en solution aqueuse : Expérience 1 .....	20
1.2.	Équilibre en phase gazeuse.....	22
1.3.	Quel impact sur l'évolution d'un système à l'équilibre.....	25
2.	Variation de la température .....	27

2.1.	Retour sur les expériences 1 .....	27
2.2.	Les réactions endothermiques et les réactions exothermiques .....	27
2.3.	Quel impact sur l'évolution d'un système à l'équilibre.....	29
3.	Exercices – Principe de Le Chatelier .....	29

## A. Le caractère dynamique de l'équilibre

### 1. Réaction directe, réaction inverse et équilibre chimique

#### 1.1. Expérience 1 – Complexe de thiocyanate de fer

Matériel	Substance chimique
<ul style="list-style-type: none"><li>– Éprouvette graduée (100 mL)</li><li>– Berlin (250 mL)</li><li>– 5 tubes à essais</li><li>– Pipettes paster</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>– Solution de <math>\text{Fe}(\text{NO}_3)_3</math> (<math>C = 0,1 \text{ mol/L}</math>)</li><li>– Solution de <math>\text{KSCN}</math> (<math>C = 0,1 \text{ mol/L}</math>)</li><li>– Pastille de <math>\text{NaOH}</math></li><li>– Cristaux de <math>\text{AgNO}_3</math></li></ul>

#### Phase 1

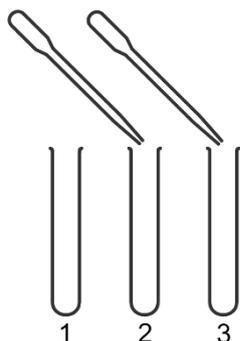
- ✓ Dans une éprouvette graduée de 100 mL, verse 2 mL de solution  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  et 90 mL d'eau distillée. Observe la couleur de cette solution diluée de nitrate de fer. Ajoute ensuite goutte à goutte 2 mL de solution  $\text{KSCN}$  et observe la coloration du composé qui se forme puis celle du mélange.

Les ions ferreux ( $\text{Fe}^{3+}$ ) et les ions thiocyanates ( $\text{SCN}^-$ ) réagissent pour former un complexe de de thiocyanate de fer ( $\text{FeSCN}^{2+}$ ) qui est soluble dans l'eau.

- ✓ Afin de bien mélanger la solution, verse le contenu de l'éprouvette dans un berlin.
- ✓ Prépare cinq tubes à essais et verse, dans chacun d'eux, environ 8 mL de la solution du mélange  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{KSCN}$ .

Tube	Modification	Observation	Explication
1	<b>TÉMOIN</b>	La couleur de la solution est orange/rouge	Le complexe formé ( $\text{FeSCN}^{2+}$ ) est rouge.
2	Ajout d'un des réactifs, quelques gouttes de la solution de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	La couleur de la solution s'intensifie et devient rouge sang.	Il restait des ions $\text{SCN}^-$ qui ont réagi avec les ions ferreux ( $\text{Fe}^{3+}$ ) ajouté. Davantage de complexe $\text{FeSCN}^{2+}$ (rouge foncé) s'est alors formé.
3	Ajouter d'un des réactifs, quelques gouttes de la solution de $\text{KSCN}$ .	La couleur de la solution s'intensifie et devient rouge sang.	Il restait des ions $\text{Fe}^{3+}$ qui ont réagi avec les ions thiocyanate ( $\text{SCN}^-$ ) ajouté. Davantage de complexe $\text{FeSCN}^{2+}$ (rouge foncé) s'est alors formé.

Schéma de la phase 1 :



Interprétation :

La réaction dans le tube n°1 est **incomplète**. En effet, les deux réactifs ( $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{SCN}^-$ ) sont encore présents en solution.

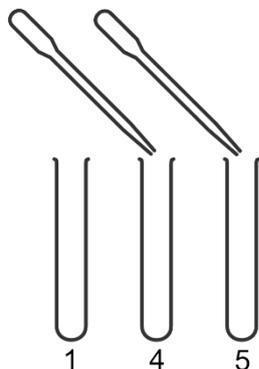
→ Réfléchis aux hypothèses qui expliqueraient que la réaction est incomplète !

**Phase 2**

Tube	Modification	Observation	Explication
4	Ajout d'une pastille de NaOH.	La solution devient incolore et un précipité brun rouille se forme.	Les ions $\text{OH}^-$ en solution réagissent avec les ions $\text{Fe}^{3+}$ pour former un précipité brun rouille. $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{OH}_{(\text{aq})}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ Ainsi, le complexe se dissocie et les ions ferreux sont consommés.
5	Ajout de quelques cristaux de $\text{AgNO}_3$ .	La coloration de la solution perd en intensité, jusqu'à devenir incolore. Un précipité blanc se forme.	Les ions $\text{Ag}^+$ en solution réagissent avec les ions $\text{SCN}^-$ pour former un précipité blanc. $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{SCN}_{(\text{aq})}^- \rightleftharpoons \text{AgSCN}_{(\text{s})}$ Ainsi, le complexe se dissocie et les ions thiocyanate sont consommés.

La phase 2 permet de montrer que la formation du complexe  $\text{FeSCN}^{2+}$  est une réaction **réversible**, c'est-à-dire qu'elle peut se produire dans les deux sens.

Schéma de la phase 2 :



Interprétation :

Pourquoi cette réaction est incomplète ? Cette seconde phase, remet-elle en question tes hypothèses proposées à la phase 1 ?

.....

.....

.....

## 1.2. Expérience 2 (Simulation) – Du sel radioactif

Nous avons vu au niveau **macroscopique** (empirique) que certaines réactions sont **incomplètes** et **réversibles** (expérience 1). Mais que se passe-t-il d'un point de vue **microscopique** (au niveau des particules) ?

- ✓ Considérons une solution aqueuse saturée en NaCl (sel de cuisine). Qu'entendons par « solution saturée » ?

Prise de note : **Solution chimique contenant la concentration maximale d'un soluté dissous dans un solvant.** .....

À 20 °C, un litre d'eau peut dissoudre au maximum 358,5 g de NaCl. Au-delà de cette masse, le surplus sera dans l'état solide.

- ✓ Ajoutons une pointe de spatule de sel ( $^{24}\text{NaCl}$ ) contenant du sodium radioactif.

Que va-t-il se passer en solution ? Coche les bonnes réponses.

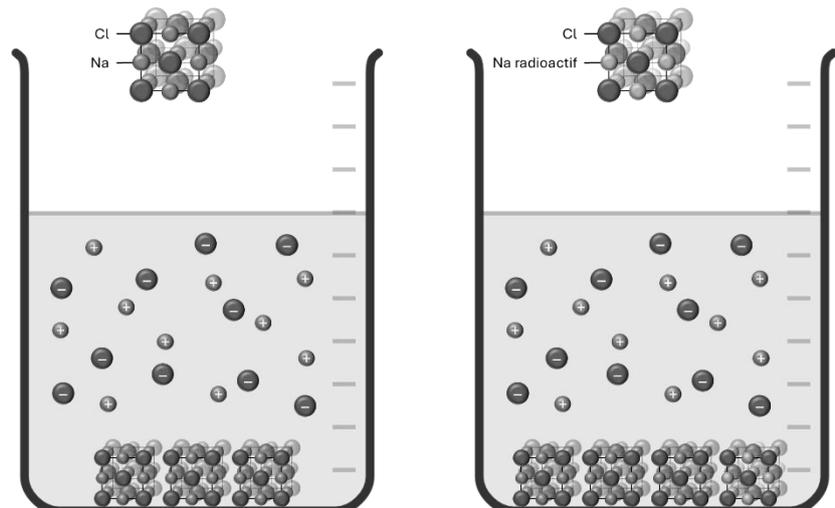
a) Les concentrations en ions augmentent.	a) La solution est devenue radioactive.
b) Les concentrations en ions diminuent.	b) La solution n'est pas radioactive.
c) Les concentrations en ions ne changent pas.	

Quelle hypothèse est la plus probable ? Coche la bonne réponse.

- Le cristal ajouté s'est dissous en libérant des  $^{24}\text{Na}^+(\text{aq})$  radioactif.
- Du cristal non radioactif se dissout, suite à l'ajout du cristal radioactif.
- Une partie du cristal radioactif se dissout mais une plus grande quantité d'ions dissous se recombine pour former du solide.
- Des ions de la solution se recombinent pour former le solide.
- Un échange entre les ions de la solution et ceux du solide (radioactifs ou pas) s'établit et se maintient.
- Le cristal ne se dissout pas.

## Schéma de l'expérience :

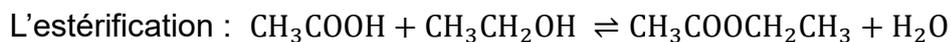
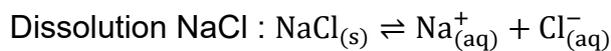
Mets en couleur !



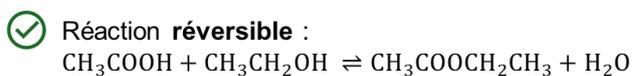
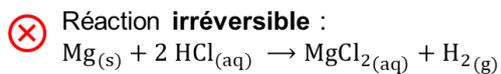
Cette simulation montre l'**état d'équilibre** d'une réaction. Il s'agit d'un état dynamique où les réactions directe et inverse se produisent en continu et à la même vitesse.

## 2. Qu'est ce qui caractérise l'état d'équilibre dynamique ?

### 2.1. Retour sur les 3 réactions vues précédemment



### 2.2. Va à l'essentiel



Niveau symbolique

Sens **direct**



Sens **inverse**

**État  
d'équilibre**

Niveau macroscopique (empirique)

Les **concentrations** des réactifs et des produits sont **constantes**.

[Réactif] = Constante 1

[Produit] = Constante 2

Il n'y a plus de changements visibles.



Niveau microscopique (moléculaire)

Les réactions continuent à se produire à la **même vitesse**.

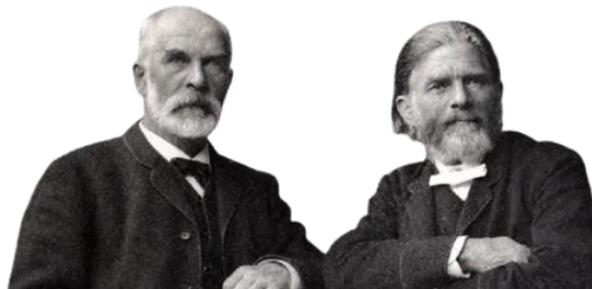
$v_{\text{directe}} = v_{\text{inverse}}$



## B. L'expression de la constante d'équilibre

### 1. L'expression de la constante d'équilibre

Cato Maximilian Guldberg est né le 11 août 1836 et meurt, 65 ans plus tard, le 14 février 1902. Il était chimiste et mathématicien. Son beau-frère, Peter Waage est né le 29 juin 1833 et meurt, 66 ans plus tard, le 13 janvier 1900.



Ils ont collaboré sur les équilibres chimiques. Ils se sont demandé s'il n'y avait, pour des états d'équilibre, une relation mathématique qui caractériserait tous les états d'équilibre qu'une même réaction peut atteindre, quelles que soient les concentrations de départ utilisées.

Mettons-nous dans la peau de Guldberg et Waage et tentons de trouver **une relation mathématique qui permettrait de décrire l'état d'équilibre d'une réaction** quelles que soient les concentrations de départ.

#### 1.1. Exploitation de données expérimentales

Considérons la réaction suivante :  $\text{HI}_{(g)} + \text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$

Trois expériences impliquant cette réaction sont réalisées à 698 K en laboratoire. Ces expériences diffèrent par les concentrations initiales utilisées. Le tableau ci-dessous indique les concentrations obtenues à l'équilibre pour chaque composé et pour chacune des expériences.

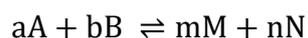
**Consigne** : Trouve une relation mathématique qui décrit l'état d'équilibre de cette réaction, quelles que soient les concentrations initiales.

Expériences	Concentrations initiales (mol/L)	Concentration à l'équilibre (mol/L)	Relations		
					$\frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2}$
1	C(HI) : 1,000	[HI] : 0,786			1,85.10 <sup>-2</sup>
	C(H <sub>2</sub> ) : 0,000	[H <sub>2</sub> ] : 0,107			
	C(I <sub>2</sub> ) : 0,000	[I <sub>2</sub> ] : 0,107			
2	C(HI) : 0,000	[HI] : 1,573			1,83.10 <sup>-2</sup>
	C(H <sub>2</sub> ) : 1,000	[H <sub>2</sub> ] : 0,213			
	C(I <sub>2</sub> ) : 1,000	[I <sub>2</sub> ] : 0,213			
3	C(HI) : 1,000	[HI] : 2,360			1,84.10 <sup>-2</sup>
	C(H <sub>2</sub> ) : 1,000	[H <sub>2</sub> ] : 0,320			
	C(I <sub>2</sub> ) : 1,000	[I <sub>2</sub> ] : 0,320			

## 1.2. L'expression de la constante d'équilibre

Généralisons l'expression de la constante d'équilibre :

Pour tout système à l'état d'équilibre dont l'écriture est



La **loi de Guldberg et Waage** reliant les concentrations à l'équilibre à une température donnée est :

$$K_C = \frac{[M]^m [N]^n}{[A]^a [B]^b}$$

Unité : mol/L<sup>(m+n-a-b)</sup>

La constante  $K_C$  porte le nom de constante d'équilibre, l'indice « C » signifie que la constante est exprimée en termes de concentration molaire.

La constante et la valeur de  $K_C$  sont propre à chaque système chimique étudié à une température donnée. Notons que, dans l'expression de  $K_C$  :

- Les concentrations au numérateur sont celles des **produits** ..... à l'équilibre.
- Les concentrations au dénominateur sont celles des **réactifs** ..... à l'équilibre.
- Les coefficients stœchiométriques apparaissent comme **exposants** ..... dans l'expression de  $K_C$ .
- Lorsqu'un ou plusieurs composés du système sont à l'état solide, la concentration des solides n'apparaît pas, car cette dernière ne varie pas.

### 1.3. Exercices – L'expression de la constante d'équilibre $K_C$

[1] Écris l'expression de la constante d'équilibre  $K_C$  pour les systèmes suivants aboutissant à un état d'équilibre :

Exemple :

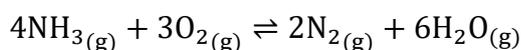


- a)  $1 \text{ N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_{2(g)}$   $K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$
- b)  $1 \text{ N}_{2(g)} + 3 \text{ H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ NH}_{3(g)}$   $K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$
- c)  $1 \text{ CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons 1 \text{ CaO}_{(s)} + 1 \text{ CO}_{2(g)}$   $K_C = [\text{CO}_2]$
- d)  $1 \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2(s) \rightleftharpoons 3 \text{ Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{ PO}_4^{3-}_{(aq)}$   $K_C = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$
- e)  $1 \text{ CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + 1 \text{ H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons 1 \text{ CH}_3\text{COO}^{-}_{(aq)} + 1 \text{ H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}$   $K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

[2] La constante d'équilibre de la réaction  $\text{SO}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(g)}$  vaut 20,0 (mol/L)<sup>-1/2</sup> à 973 K. Calcule  $K_C$  à 973 K pour la réaction suivante :



[3] La constante d'équilibre de la réaction  $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(g) + \frac{3}{2} \text{O}_2(g)$  à 900 K vaut  $3,88 \cdot 10^{-40}$  (mol/L)<sup>-1/2</sup>. Calcule  $K_C$  à 900 K pour la réaction suivante :



## 2. Exercices – Valeur de $K_C$ à partir des concentrations à l'équilibre

[1] Supposons que, lors de la réaction de synthèse du méthanol à partir de dihydrogène et de monoxyde de carbone (tous gazeux), les concentrations à l'état d'équilibre soient les suivantes :  $[\text{méthanol}] = 0,245 \text{ mol/L}$  ;  $[\text{dihydrogène}] = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  ;  $[\text{monoxyde de carbone}] = 2,55 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$ . Écris l'équation du système, l'expression de son  $K_C$  et calcule sa valeur.

[2] Soit un système initial contenant 2,00 mol de diazote gazeux et 6,00 mol de dihydrogène gazeux dans un volume d'un litre à 300 °C. La réaction entre ces deux réactifs forme de l'ammoniac gazeux. Les concentrations à l'équilibre sont les suivantes :  $[\text{N}_2] = 0,470 \text{ mol/L}$  ;  $[\text{H}_2] = 1,44 \text{ mol/L}$  ;  $[\text{NH}_3] = 1,55 \text{ mol/L}$ . Calcule la valeur de  $K_C$  de cette réaction.

[3] Complète le tableau d'avancement suivant et calcule la valeur du  $K_C$ .

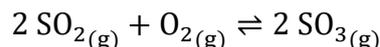
<b>Réaction</b> <b>V = 5,0L</b>	Eau <sub>(g)</sub> $\rightleftharpoons$ Dihydrogène <sub>(g)</sub> +    Dioxygène <sub>(g)</sub>		
<b>Équation pondérée</b>	2 H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>	2 H <sub>2(g)</sub>	O <sub>2(g)</sub>
<b>Quantité de matière initiale</b>	5,8 mol	0 mol	0 mol
<b>Quantité de matière qui réagit ou qui est formée</b>	- 3,8	+ 3,8	+ 1,9
<b>Quantité de matière à l'équilibre</b>	2,0 mol	3,8 mol	1,9 mol
<b>Concentration à l'équilibre</b>	$C = \frac{n}{V}$ $= \frac{2,0}{5,0} = 0,40 \text{ mol/L}$	$C = \frac{n}{V}$ $= \frac{3,8}{5,0} = 0,76 \text{ mol/L}$	$C = \frac{n}{V}$ $= \frac{1,9}{5,0} = 0,38 \text{ mol/L}$

$$K_C = \frac{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = \frac{0,76^2 \cdot 0,38}{0,40^2} = 1,4 \text{ mol/L} \dots\dots\dots$$

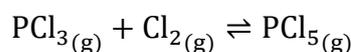
[4] À 458 °C, un ballon de 2,0 L contient, avant la réaction, 1,0 mol de dihydrogène gazeux et 1,0 mol de diiode gazeux.  $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(g)}$

À l'équilibre, il reste 0,22 mol de chaque réactif. Calcule la valeur de  $K_C$  de cette réaction.

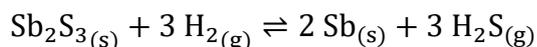
[5] Dans un récipient de 10,0 L, à 1000 K, 0,250 mol de  $\text{SO}_2$  et 0,200 mol de  $\text{O}_2$  réagissent pour former 0,162 mol de  $\text{SO}_3$  à l'équilibre. Quelle est la valeur de  $K_C$ , à 1000 K, pour la réaction suivante ?



[6] On trouve initialement 1,00 mol de  $\text{PCl}_3$  et 1,00 mol de  $\text{Cl}_2$  dans un ballon de 1,00 L. Une fois l'équilibre atteint à 250 °C, la quantité de  $\text{PCl}_{5(g)}$  présente est de 0,82 mol. Quelle est la valeur de  $K_C$  pour cette réaction ?



[7] On laisse réagir un échantillon de 1 000 g de  $\text{Sb}_2\text{S}_3(s)$  avec 10,0 g de  $\text{H}_2(g)$  dans un récipient de 25,0 L à 713 K. À l'équilibre, 72,6 g de  $\text{H}_2\text{S}(g)$  sont présents. Quelle est la valeur de  $K_C$  à 713K pour la réaction suivante ?



### 3. Exercices – Concentrations à l'équilibre à partir de la valeur de $K_C$

#### 3.1. Exercices qualitatifs

[1] Choisi la réaction qui aura le degré d'avancement le plus élevé. Justifie ta réponse.

- $\text{AgIO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{IO}_3^-(aq)$   $K_C = 3,1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$
- $\text{AgBrO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{BrO}_3^-(aq)$   $K_C = 5,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
- $\text{AgI}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{I}_{(aq)}^-$   $K_C = 1,5 \cdot 10^{-16} \text{ mol/L}$

[2] Dans trois berlins contenant de l'eau distillée, on introduit, en excès, respectivement trois sulfates métalliques. Les systèmes à l'équilibre sont représentés par les équations :

- $\text{CaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ca}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}(aq)$   $K_C = 6,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
- $\text{PbSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Pb}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}(aq)$   $K_C = 2,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$
- $\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}(aq)$   $K_C = 1,1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

Choisis le système pour lequel la concentration en ions sulfates  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  est la plus élevée en justifiant la réponse.

### 3.2. Exercices quantitatifs

#### Exemple :

Si on ajoute 0,800 mol de  $\text{H}_2$  et 0,500 mol de  $\text{I}_2$  dans un récipient de 5,25 L, à 698 K, quelle quantité de matière de chacun des gaz sera présente à l'équilibre ?



#### Stratégie :

Nous pouvons représenter par « x » une des modifications de concentration et relier les autres modifications à x. Résolvons afin de déterminer la valeur de x. Une fois sa valeur déterminée, nous pouvons calculer les concentrations à l'équilibre et, à partir de celle-ci, les quantités de matière à l'équilibre.

#### Résolution :

	$\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{I}_{2(\text{g})}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{HI}_{(\text{g})}$
Concentrations initiales (mol/L)	$C = \frac{n}{V}$ $= \frac{0,800}{5,25} = 0,152$		$C = \frac{n}{V}$ $= \frac{0,500}{5,25} = 0,0952$		0
Modifications (mol/L)	- x		- x		+ 2 x
Concentration à l'équilibre (mol/L)	$0,152 - x$		$0,0952 - x$		2 x

Introduisons les concentrations à l'équilibre dans l'expression du  $K_c$ .

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(2x)^2}{(0,152 - x) \cdot (0,0952 - x)} = 54,3$$

Nous pouvons réécrire cette équation sous la forme d'un polynôme du second degré :  $ax^2 + bx + c = 0$ .

$$4x^2 = 54,3 \cdot (0,152 - x) \cdot (0,0952 - x)$$

$$4x^2 = 54,3 \cdot (x^2 + (-0,152 - 0,0952)x + 0,0145)$$

$$50,3 x^2 - 13,4 x + 0,787 = 0$$

Les solutions de cette équation sont données par la formule quadratique.

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Nous substituons alors les valeurs de a, b et c et nous obtenons deux valeurs pour x. Il faut à cette étape faire un choix !

$$x = 0,179 \text{ ou } x = 0,0874$$

Nous voyons que la bonne réponse est  $x = 0,0874$  et non  $0,179$ , car la diminution de  $[I_2]$  doit être inférieure à la concentration initiale de  $0,0952 \text{ mol/L}$ .

Nous pouvons désormais calculer les concentrations à l'équilibre.

$$[H_2] = 0,152 - 0,0874 = 6,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = 0,0952 - 0,0874 = 7,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 2 \cdot 0,0874 = 1,75 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Ensuite, nous déterminons les quantités de matière à l'équilibre en multipliant les concentrations à l'équilibre par le volume ( $5,25 \text{ L}$ ) :

$$n(H_2) = 0,339 \text{ mol} ; n(I_2) = 0,0410 \text{ mol} ; n(HI) = 0,919 \text{ mol}$$

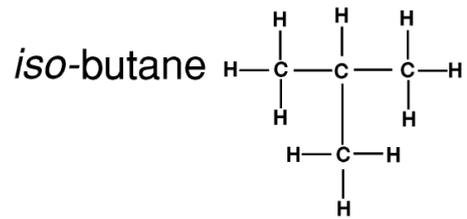
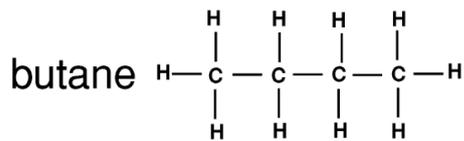
- [1] Si on introduit  $0,100 \text{ mol}$  de  $CO$  et  $0,200 \text{ mol}$  de  $Cl_2$  dans un ballon de  $25,0 \text{ L}$ , quelle sera la quantité de matière de  $COCl_2$  présente à l'équilibre selon la réaction suivante ?



- [2] Si les concentrations en chlore ( $Cl_2$ ), et en phosgène ( $COCl_2$ ) à l'équilibre sont les mêmes à  $395 \text{ }^\circ\text{C}$ , calcule la concentration à l'équilibre de  $CO$  dans la réaction suivante :



- [3] La constante d'équilibre pour l'isomérisation (réorganisation au sein d'une même molécule) du butane en iso-butane à  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  est  $K_C = 7,94$ .



Si on introduit 5,00 g de butane dans un ballon de 12,5 L à 25 °C, quelle masse d'isobutane sera présente une fois l'équilibre atteint ?

- [4] Pour la réaction du gaz à l'eau,  $\dots \text{C}_{(s)} + \dots \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \dots \text{CO}_{(g)} + \dots \text{H}_2_{(g)}$ ,  $K_C = 0,111 \text{ mol/L}$  à 1100 K. Si on mélange 0,100 mol de  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$  et 0,100 mol de  $\text{H}_2_{(g)}$  avec un excès de  $\text{C}_{(s)}$  à cette température dans un volume d'un litre, quelle sera la quantité de matière de  $\text{CO}_{(g)}$  présente une fois l'équilibre atteint ? Il n'y a pas de  $\text{CO}_{(g)}$  au départ.
- [5] Pour la décomposition du fluorure de carbonyle,  $\dots \text{COF}_{2(g)} \rightleftharpoons \dots \text{CO}_{2(g)} + \dots \text{CF}_{4(g)}$ ,  $K_C = 2,00$  à 1000 °C. Si on place 0,500 mol de  $\text{COF}_{2(g)}$  dans un récipient de 3,23 L à 1000 °C, combien de moles de  $\text{COF}_{2(g)}$  **ne** seront **pas** dissociées une fois l'équilibre atteint ?

#### 4. Le quotient réactionnel, $Q_c$ : prédiction du sens de l'évolution d'une réaction

##### Quotient réactionnel ( $Q_c$ )

Expression ayant la même forme que la constante d'équilibre ( $K_c$ ), mais dans laquelle interviennent les concentrations initiales et non les concentrations à l'état d'équilibre.

$$Q_c = \frac{C(M)^m \cdot C(N)^n}{C(A)^a \cdot C(B)^b}$$

Le quotient réactionnel est le terme qui permet de déterminer, en le comparant à la constante d'équilibre de la réaction ( $K_c$ ), si un système est à l'équilibre et, si ce n'est pas le cas, dans quel sens le système évoluera spontanément.

**Si  $Q_c < K_c$  :** La réaction évolue vers la formation des produits. La vitesse de la réaction directe est plus élevée que celle de la réaction inverse tant que l'équilibre n'est pas atteint.

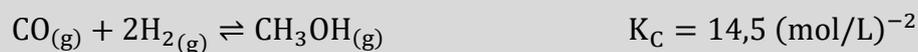
**Si  $Q_c = K_c$  :** La réaction est à l'équilibre.

**Si  $Q_c > K_c$  :** La réaction évolue vers la formation des réactifs. La vitesse de la réaction inverse est plus élevée que celle de la réaction directe tant que l'équilibre n'est pas atteint.

##### 4.1. Exercices – Prédiction du sens de l'évolution d'une réaction

###### Exemple :

On mélange 1,2 mol de  $\text{CO}_{(g)}$ , 1,5 mol de  $\text{H}_{2(g)}$  et 2,0 mol de  $\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$  dans un ballon de 1,0 L. Dans quel sens évolue le système ?



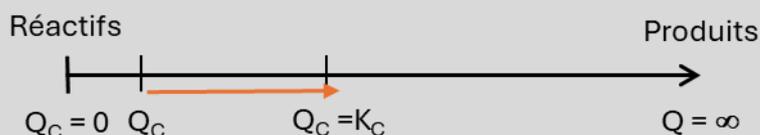
On calcule les concentrations initiales :

$$C(\text{CO}) = \frac{1,2}{1,0} = 1,2 \text{ mol/L} \quad C(\text{H}_2) = \frac{1,5}{1,0} = 1,5 \text{ mol/L} \quad C(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{2,0}{1,0} = 2,0 \text{ mol/L}$$

On calcule le quotient réactionnel et on le compare à la valeur du  $K_c$  :

$$Q_C = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{2,0}{1,2 \cdot 1,5} = 0,74 \text{ (mol/L)}^{-2} < K_C = 14,5 \text{ (mol/L)}^{-2}$$

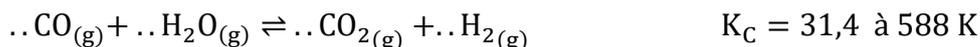
La réaction évolue vers le sens des produits !



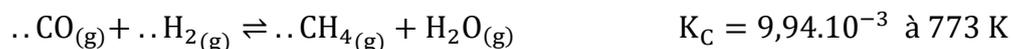
- [1] Si un récipient de 2,50 L à 1000 °C contient 0,525 mol de CO<sub>2</sub>, 1,25 mol de CF<sub>4</sub> et 0,75 mol de COF<sub>2</sub>, dans quel sens la réaction évoluera-t-elle pour que l'équilibre soit atteint ?



- [2] Si un mélange gazeux à 588 K contient 20,0 g de CO, 20,0 g de H<sub>2</sub>O, 25,0 g de CO<sub>2</sub> et 25,0 g de H<sub>2</sub>, dans quel sens la réaction évoluera-t-elle pour que l'équilibre soit atteint ?



- [3] On ajoute les quantités suivantes de substances dans un récipient de 7,25 L à 773 K : 0,103 mol de CO, 0,205 mol de H<sub>2</sub>, 2,10 mol de CH<sub>4</sub>, 3,15 mol de H<sub>2</sub>O. Dans quel sens la réaction évoluera-t-elle pour que l'équilibre soit atteint.



## 5. Exercices récapitulatifs

- [1] Supposons que [O<sub>2</sub>] soit maintenue à une certaine valeur constante quand l'équilibre est atteint dans la réaction réversible suivante :



Est-ce que [SO<sub>2</sub>] et [SO<sub>3</sub>] ont des valeurs uniques ? Est-ce que le rapport [SO<sub>2</sub>]/[SO<sub>3</sub>] a une valeur unique ? Explique tes réponses. Décris l'état d'équilibre quand [O<sub>2</sub>] = 1,00 mol/L.

- [2] Le monoxyde de carbone et le chlore réagissent pour former le phosgène, COCl<sub>2</sub>, qui est utilisé dans la fabrication de pesticides et de plastiques.



Quelle sera la quantité de matière de chaque substance, une fois l'équilibre établi, dans un mélange réactionnel qui contient initialement 0,0100 mol de CO ; 0,0100 mol de Cl<sub>2</sub> ; et 0,100 mol de COCl<sub>2</sub>, et qui est placé dans un ballon de 10,0 L ?

[3] Dans la réaction  $\text{..SO}_{2(g)} + \text{..O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{..SO}_{3(g)}$ , l'équilibre est atteint à une température à laquelle  $K_C = 100 \text{ (mol/L)}^{-1}$ . Laquelle ou lesquelles des affirmations est/sont vraie-s si la quantité de matière de SO<sub>3(g)</sub> dans le mélange à l'équilibre est égale à la quantité de matière de SO<sub>2(g)</sub> ?

Vrai – Faux La quantité de matière de O<sub>2(g)</sub> est aussi égale à la quantité de matière de SO<sub>2(g)</sub>.

Vrai – Faux La quantité de matière de O<sub>2(g)</sub> est la moitié de la quantité de matière de SO<sub>2(g)</sub>.

Vrai – Faux [O<sub>2</sub>] = 0,01 mol/L

Vrai – Faux [O<sub>2</sub>] = peut avoir plusieurs valeurs différentes.

[4] Un mélange de 1,00 mol de chacun des composés CO<sub>(g)</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub>, et CO<sub>2(g)</sub> est introduit dans un ballon de 10,0 L à une température à laquelle  $K_C = 10,0$  pour la réaction  $\text{..CO}_{(g)} + \text{..H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{..CO}_{2(g)} + \text{..H}_2(g)$ .

Laquelle ou lesquelles des affirmations suivantes est/sont vraie-s lorsque la réaction a atteint l'équilibre ?

Vrai – Faux La quantité de matière de H<sub>2(g)</sub> est de 1,00 mol.

Vrai – Faux La quantité de matière de CO<sub>2(g)</sub> excède 1,00 mol, et les quantités de matière de CO<sub>(g)</sub>, de H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub> et de H<sub>2(g)</sub> sont toutes inférieures à 1,00 mol.

Vrai – Faux Les quantités de matière de tous les réactifs et de tous les produits excèdent 1,00 mol.

Vrai – Faux Les quantités de matière de CO<sub>2(g)</sub> et de H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub> sont toutes deux inférieures à 1,00 mol.

[5] À 500 °C, dans un ballon de 1,00 L, on trouve qu'un mélange à l'équilibre dans la réaction  $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2(g)$  contient 0,021 mol de CO ; 0,121 mol de H<sub>2</sub>O ; 0,179 mol de CO<sub>2</sub> ; et 0,079 mol de H<sub>2</sub>. Si on ajoute 0,100 mol de H<sub>2</sub> au mélange :

a) Dans quel sens évoluera la réaction pour que l'équilibre soit rétabli ?

b) Quelles seront les quantités de matière des quatre substances une fois l'équilibre rétabli ?

[6] Pour établir l'équilibre dans la réaction suivante à 250 °C,



On introduit 0,100 mol de  $\text{PCl}_3$ , 0,100 mol de  $\text{Cl}_2$  et 0,010 mol de  $\text{PCl}_5$  dans le ballon de 6,40 L. Quelle quantité de matière de chacun des gaz sera présente une fois l'équilibre atteint ?

## C. Déplacement d'un équilibre chimique

Henry Louis Le Chatelier est né le 8 octobre 1850 et meurt, 86 ans plus tard, le 17 septembre 1936. Il était un chimiste français. Ses travaux s'intéressent à la chimie industrielle, il souhaite augmenter le rendement des réactions en comprenant comment déplacer les équilibres chimiques.



Il étudie les paramètres qui caractérisent l'état d'équilibre chimique d'un système, soit la concentration et la température. Il fait alors varier ces paramètres et il observe l'évolution du système vers un nouvel état d'équilibre.

Grâce à ses observations, il énonce le principe de Le Chatelier :

**Le principe de Le Chatelier** (Règle qui permet d'effectuer des prédictions qualitatives)

Lorsqu'on perturbe un équilibre chimique en modifiant un des paramètres qui le caractérisent, le système réagit en déplaçant la position de l'équilibre de manière à minimiser l'effet de la perturbation apportée.

Nous avons vu que l'état d'équilibre d'une réaction est décrit par la constante d'équilibre (loi de Guldberg et Waage). Cette constante dépend des concentrations et de la température du système. Si nous modifions une de ces caractéristiques, le système ne sera plus à l'équilibre et sera déplacé vers un nouvel état d'équilibre.

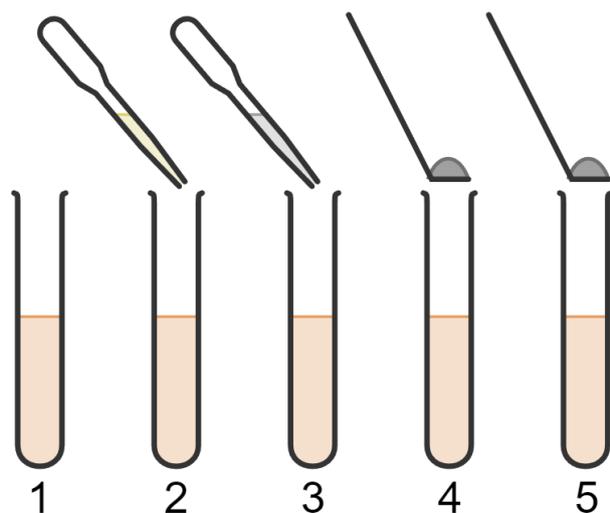
Mets-toi dans la peau de Le Chatelier, étudie la variation de concentration et de température dans un système et observe dans quel sens l'équilibre est déplacé.

### 1. Variation de la concentration d'un constituant dans un système à l'équilibre

#### 1.1. Équilibre en solution aqueuse : Expérience 1

Reprenons l'expérience 1. Le mode opératoire de cette expérience se trouve dans la première partie de ce chapitre, à la page 3.

Schéma de l'expérience :



Annote le schéma ci-contre.

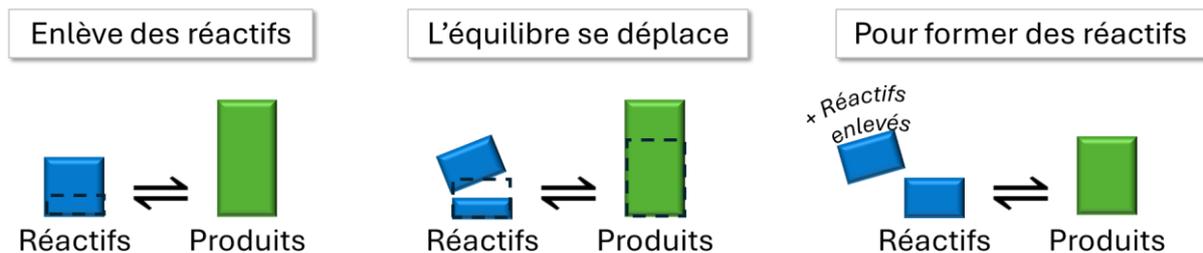
Observations et analyses :

Tube	Perturbation	Déplacement de l'équilibre
1	Tube témoin : $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{SCN}_{(\text{aq})}^{-} \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]_{(\text{aq})}^{2+}$	
2	+ $\text{Fe}^{3+}$	Déplacement vers <b>les produits</b> $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{SCN}_{(\text{aq})}^{-} \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]_{(\text{aq})}^{2+}$
3	+ $\text{SCN}^{-}$	Déplacement vers <b>les produits</b> $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{SCN}_{(\text{aq})}^{-} \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]_{(\text{aq})}^{2+}$
4	- $\text{Fe}^{3+}$ $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{OH}_{(\text{aq})}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$	Déplacement vers <b>les réactifs</b> $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{SCN}_{(\text{aq})}^{-} \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]_{(\text{aq})}^{2+}$
5	- $\text{SCN}^{-}$ $\text{Ag}_{(\text{aq})}^{+} + \text{SCN}_{(\text{aq})}^{-} \rightarrow \text{AgSCN}_{(\text{s})}$	Déplacement vers <b>les réactifs</b> $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + \text{SCN}_{(\text{aq})}^{-} \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]_{(\text{aq})}^{2+}$

### Conclusion :

Selon le principe de Le Chatelier, quand on soumet à un système à l'équilibre une contrainte, le système réagit de façon à minimiser cette contrainte et à rétablir l'équilibre. Il s'oppose donc à la contrainte !

Si on enlève des réactifs, le système va en produire à nouveau :



Le principe de Le Chatelier se justifie également grâce à l'expression de la constante d'équilibre.

$$K_c = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{SCN}^{-}]}$$

La constante d'équilibre garde la même valeur :

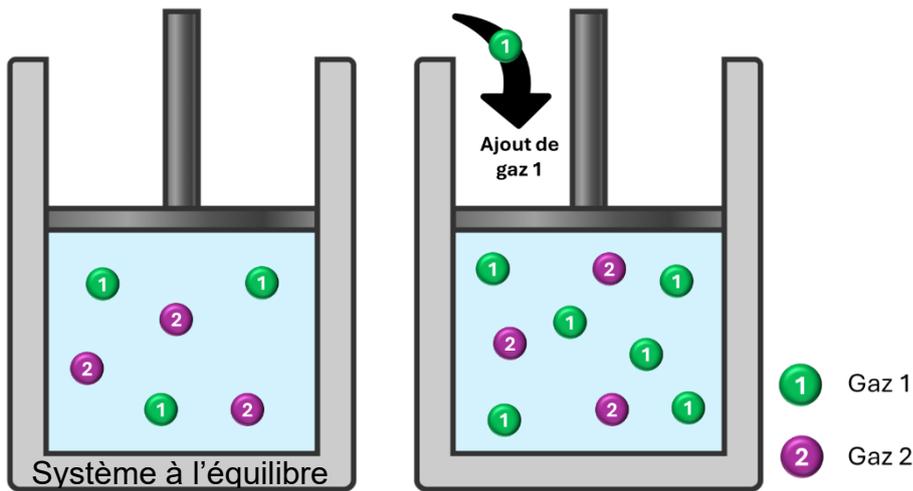
- Si le numérateur augmente, le dénominateur doit également augmenter
- Si le numérateur diminue, le dénominateur doit également diminuer
- Si le dénominateur augmente, le numérateur doit également augmenter
- Si le dénominateur diminue, le numérateur doit également diminuer

## 1.2. Équilibre en phase gazeuse

Afin d'étudier un équilibre en phase gazeuse, nous utilisons un cylindre muni d'un piston dont le volume est contrôlable. Dans un premier temps, nous allons nous demander comment varie les concentrations des gaz lorsqu'on les soumet à différentes contraintes.

### À volume et température constant

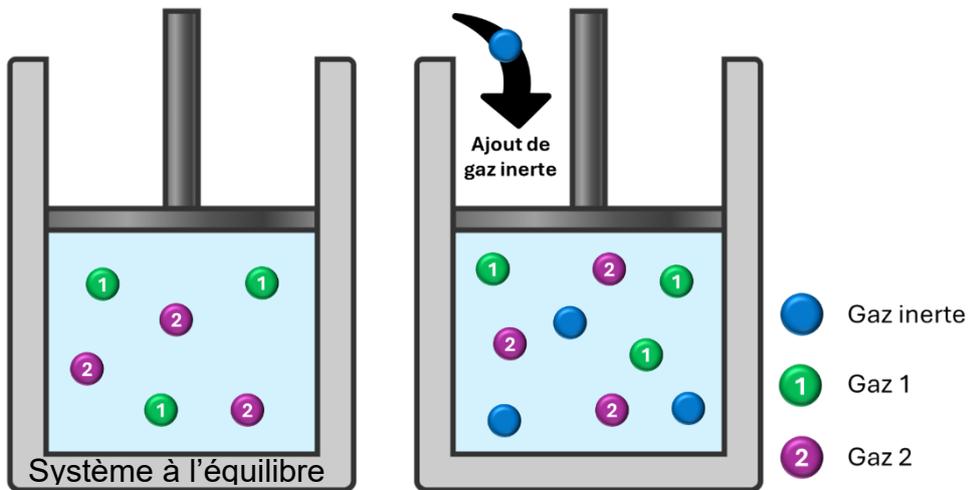
- ❖ Comment varient les concentrations lorsqu'on ajoute un gaz à **volume et température constant** ?



Évolution de la concentration du gaz ajouté :  $C(\text{Gaz 1}) > [\text{Gaz 1}]$  .....

Évolution de la concentration des autres gaz :  $C(\text{gaz 2}) = [\text{gaz 2}]$  .....

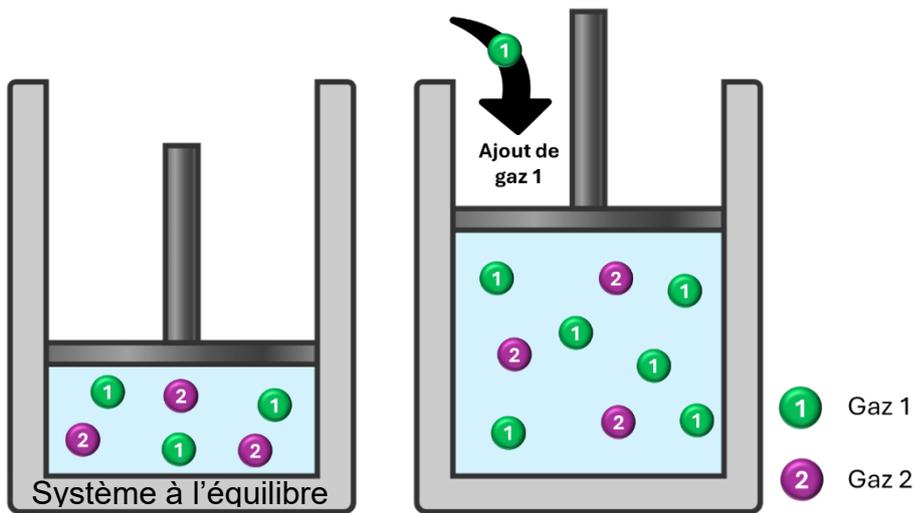
❖ Comment varient les concentrations lorsqu'on ajoute un gaz inerte à **volume et température constant** ?



Évolution de la concentration des gaz :  $C(\text{Gaz}) = [\text{Gaz}]$  .....

**À pression et température constantes**

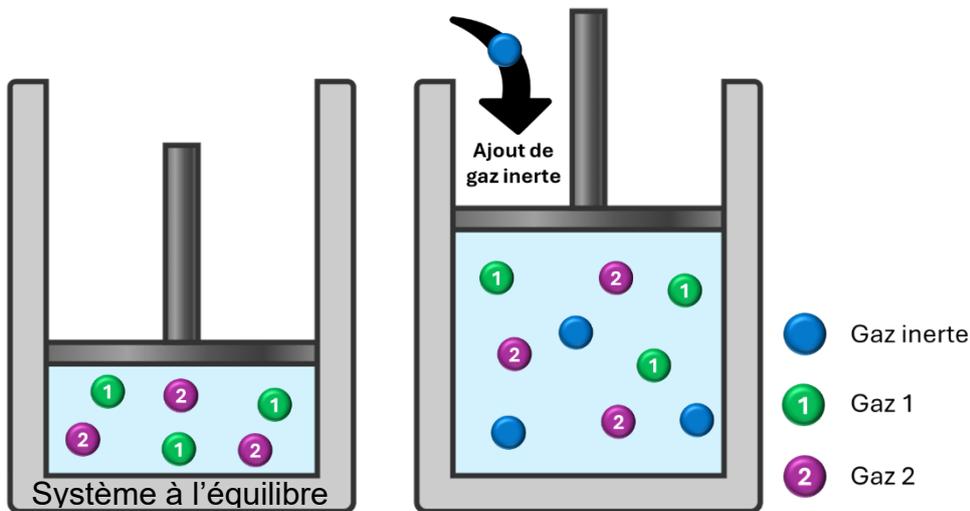
❖ Comment varient les concentrations lorsqu'on ajoute un gaz à **pression et température constante** ?



Évolution de la concentration du gaz ajouté :  $C(\text{Gaz 1}) > [\text{Gaz 1}]$  .....

Évolution de la concentration des autres gaz :  $C(\text{Gaz 2}) < [\text{Gaz 2}]$  .....

❖ Comment varient les concentrations lorsqu'on ajoute un gaz inerte à **pression et température constante** ?



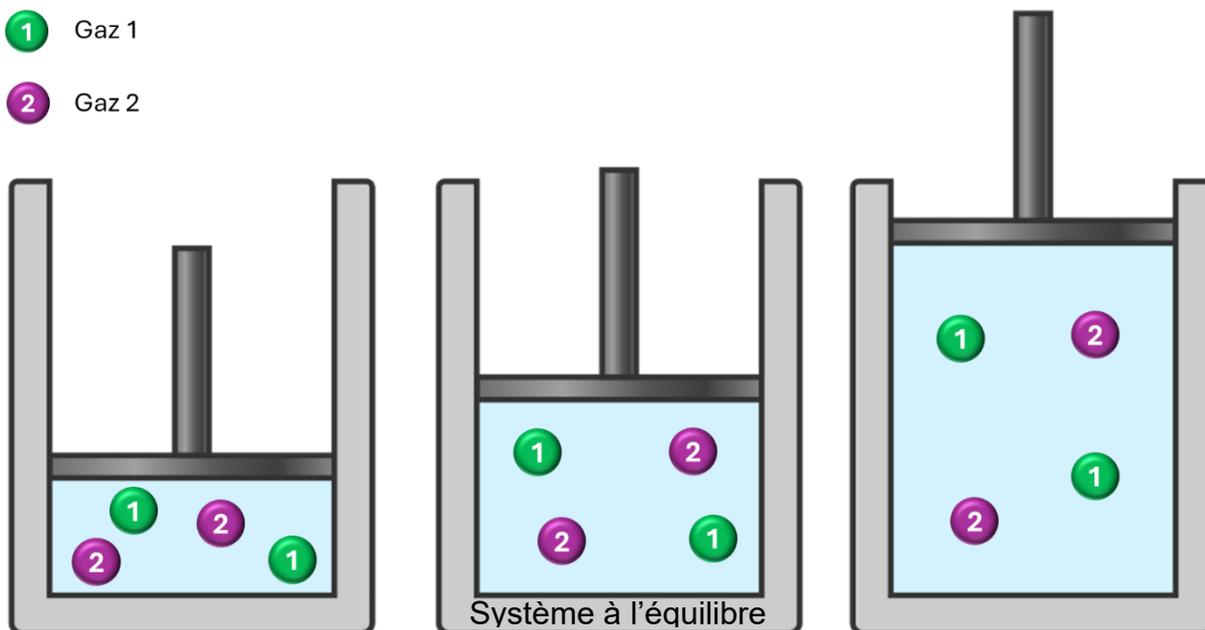
Évolution de la concentration des gaz :  $C(\text{Gaz}) < [\text{Gaz}]$  .....

## À température constante

❖ Comment varient les concentrations lorsqu'on fait varier la pression et donc le volume à température constante ?

1 Gaz 1

2 Gaz 2



Évolution de la concentration des gaz lorsque le volume diminue/pression augmente :  
 $C(\text{Gaz}) > [\text{Gaz}]$  .....

Évolution de la concentration des gaz lorsque le volume augmente/pression diminue :  
 $C(\text{Gaz}) < [\text{Gaz}]$  .....

### 1.3. Quel impact sur l'évolution d'un système à l'équilibre

Selon le principe de Le Chatelier, lorsqu'on augmente la concentration d'un constituant d'un équilibre chimique, l'équilibre se déplace dans le sens qui mène à la consommation de ce constituant.

Inversement, lorsqu'on diminue la concentration d'un constituant d'un équilibre chimique, l'équilibre se déplace dans le sens qui mène à la formation de ce constituant.

Il faut donc se demander comment les concentrations des réactifs et/ou des produits ont varié !

<b>Perturbation</b>	<b>Déplacement de l'équilibre</b>
Augmentation de la concentration d'un réactif <b>+ Réactif</b>	L'équilibre est déplacé vers <b>les produits</b> , dans le sens <b>direct</b> .  →
Diminution de la concentration d'un réactif <b>- Réactif</b>	L'équilibre est déplacé vers <b>les réactifs</b> , dans le sens <b>inverse</b> .  ←
Augmentation de la concentration d'un produit <b>+ Produit</b>	L'équilibre est déplacé vers <b>les réactifs</b> , dans le sens <b>inverse</b> .  ←
Diminution de la concentration d'un produit <b>- Produit</b>	L'équilibre est déplacé vers <b>les produits</b> , dans le sens <b>direct</b> .  →
Augmentation des concentrations des réactifs et des produits  Augmentation de la pression totale	L'équilibre est déplacé dans le sens où il y a le <b>moins de molécules gazeuses</b> .
Diminution des concentrations des réactif et des produits  Diminution de la pression totale	L'équilibre est déplacé dans le sens où il y a le <b>plus de molécules gazeuses</b> .

#### Astuce : Variation de la pression totale

Pour un système à l'équilibre chimique en phase gazeuse, l'augmentation de pression totale déplacera l'équilibre dans le sens qui mène à la diminution de la quantité de matière en phase gazeuse contenue dans le système.

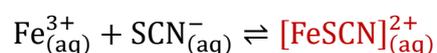
Inversement, la diminution de la pression totale déplacera l'équilibre dans le sens qui mène à l'augmentation de la quantité de matière en phase gazeuse contenue dans le système.

## 2. Variation de la température

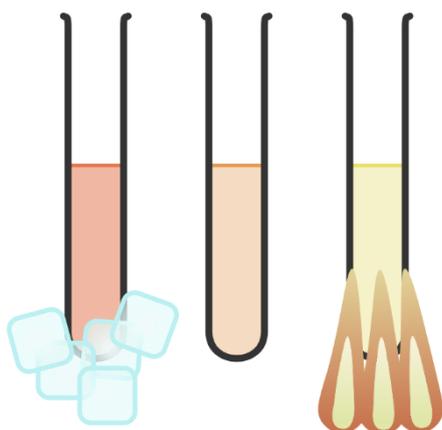
Nous avons vu que la constante d'équilibre qui caractérise un système à l'équilibre dépend également de la température.

### 2.1. Retour sur les expériences 1

La complexation du thiocyanate de fer :



Faisons varier la température et observons le déplacement de l'équilibre.



#### Abaissement de la T°C

L'équilibre est déplacé vers **les produits**, dans le sens **direct**.

#### Augmentation de la T°C

L'équilibre est déplacé vers **les réactifs**, dans le sens **inverse**.

### 2.2. Les réactions endothermiques et les réactions exothermiques

Certaines réactions chimiques consomment de l'énergie, tandis que d'autre en rejette. Cela dépend de la différence d'énergie entre les réactifs et les produits.

Une réaction est dite **endothermique**, lorsque les réactifs sont plus stables que les produits. Dans ce type de réaction, le système absorbe de la chaleur.

À contrario, une réaction est dite **exothermique** lorsque les réactifs sont moins stables que les produits. Dans ce type de réaction, le système dégage de la chaleur.

Réaction endothermique	Réaction exothermique
Réactifs + <b>Chaleur</b> → Produits	Réactifs → Produits + <b>Chaleur</b>
Le système absorbe de la chaleur.	Le système libère de la chaleur.
<u>Exemples :</u> <ul style="list-style-type: none"> <li>– Évaporation du gel hydroalcoolique sur les mains</li> <li>– L'évaporation de la transpiration</li> </ul>	<u>Exemples :</u> <ul style="list-style-type: none"> <li>– Combustion</li> <li>– Dissolution de NaOH dans de l'eau</li> <li>– Chauffe-main</li> </ul>

Dans un équilibre chimique, la réaction endothermique se produit dans un sens et la réaction exothermique se produit dans l'autre sens.



### 2.3. Quel impact sur l'évolution d'un système à l'équilibre

Selon le principe de Le Chatelier, le système réagit en déplaçant la position de l'équilibre de manière à minimiser l'effet de la température. Autrement dit :

- Élever la température d'un mélange à l'équilibre déplace l'équilibre dans le sens de la réaction **endothermique**.
- Abaisser la température d'un mélange à l'équilibre déplace l'équilibre dans le sens de la réaction **exothermique**.

Sachant cela, détermine dans quel sens se produisent les réactions endothermique et exothermique pour les deux réactions expérimentées :



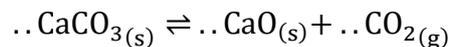
### 3. Exercices – Principe de Le Chatelier

[1] De fines particules de fer métallique en présence de monoxyde de carbone donnent lieu à la réaction suivante : ..  $\text{Fe}_{(\text{s})} + \text{CO}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CO})_{5(\text{g})}$

Sachant que la formation du  $\text{Fe}(\text{CO})_5$  est exothermique, les actions suivantes favoriseront-elles la formation de ce composé ?

- a) Augmenter la température
- b) Diminuer le volume à température constante
- c) Diminuer la concentration en monoxyde de carbone
- d) Augmenter la quantité de matière de fer présente dans le système

[2] Le carbonate de calcium se décompose selon la réaction suivante :



En récipient fermé, cette décomposition endothermique conduit à un équilibre chimique. Les actions suivantes déplacent-elles l'équilibre dans le sens direct ?

- a) L'addition d'oxyde de calcium dans le récipient
- b) Une diminution de la pression partielle de  $\text{CO}_2$
- c) Une augmentation de la température

[3] Soit le système réversible suivant :  $\dots \text{N}_{2(g)} + \dots \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \dots \text{NH}_{3(g)}$  en équilibre dans une enceinte fermée. La réaction est exothermique dans le sens direct. Pour favoriser la production d'ammoniac, a-t-on intérêt :

- a) À travailler à n'importe quelle pression car cette dernière n'a pas d'effet sur l'équilibre ?
- b) À travailler à basse pression ?
- c) À travailler à haute pression ?

[4] Les réactions chimiques suivantes ci-après sont effectuées dans un récipient clos, étanche, dont on peut faire varier le volume. Ces réactions seront-elles affectées par une variation du volume du récipient ? Si oui, dans quel sens une augmentation du volume du récipient déplacera-t-elle l'équilibre ?

- a)  $\text{SO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SOCl}_{2(g)}$
- b)  $\text{CO}_{(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{NO}_{(g)}$
- c)  $\text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{5(g)}$
- d)  $\text{C}_2\text{H}_{4(g)} + \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{6(g)}$
- e)  $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$

[5] Dans quel sens les équilibres suivants (réalisés en système fermé) sont-ils déplacés,

- i. Suite à une augmentation de la température ?
- ii. Suite à une diminution de la pression totale liée à une modification du volume ?
- iii. Suite à une augmentation, à volume et température constants, de la concentration du premier réactif ?

- a)  $\dots \text{CO}_{(g)} + \dots \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \dots \text{CO}_{2(g)} + \dots \text{H}_2(g)$  Réaction exothermique
- b)  $\dots \text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons \dots \text{NO}_{2(g)}$  Réaction endothermique
- c)  $\dots \text{PbS}_{(s)} + \dots \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \dots \text{PbO}_{(s)} + \dots \text{SO}_{2(g)}$  Réaction exothermique

[6] L'hydrogénosulfure d'ammonium solide se décompose, selon une réaction endothermique limitée à un équilibre, en ammoniac gazeux et en sulfure d'hydrogène gazeux.



- Identifiez différentes manières d'augmenter le rendement de cette réaction réalisée dans un système fermé.
- Quel sera l'effet de l'ajout d'un gaz inerte dans le système selon que cet ajout se fait à volume constant ou à pression constante ?

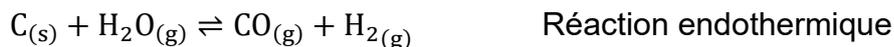
[7] Quand l'équilibre est atteint à 25 °C, 12,5 % des molécules de  $\text{N}_2\text{O}_4$  présentes dans un échantillon de gaz sont dissociées en  $\text{NO}_2$ .



Indique si le pourcentage de dissociation sera plus grand ou plus petit que 12,5 % dans les cas suivants :

- Le mélange réactionnel est transféré dans un récipient dont le volume est le double
- La température est portée à 50 °C
- On ajoute un néon gazeux au mélange réactionnel à volume et température constants.

[8] La réaction du gaz à l'eau est utilisée pour produire des gaz combustibles à partir de carbone (charbon) et de vapeur d'eau.



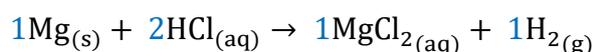
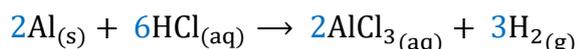
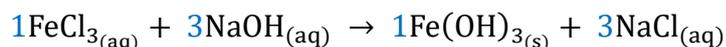
Détermine quel sera l'influence sur la quantité de  $\text{H}_2_{(g)}$  à l'équilibre final si un mélange gazeux initialement à l'équilibre avec un grand excès de  $\text{C}_{(s)}$  à 298 K est soumis aux modifications suivantes :

- On ajoute du  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- On transfère le mélange dans un récipient de plus grand volume
- On ajoute plus de  $\text{CO}_{(g)}$
- On ajoute un gaz inerte au récipient pour augmenter la pression totale (volume et température constants)
- On élève la température à 1000 K
- On retire une petite quantité de  $\text{C}_{(s)}$

## Annexe 2 : TEST 0 – Vérification des prérequis & Préconceptions

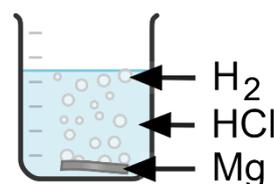
### Prérequis

**Question 1** – Pondère les équations chimiques suivantes :



**Question 2** – Exercice de stœchiométrie :

À une pression atmosphérique de 1 atm et une température de 25 °C (298,15 K), 0,5 g de magnésium réagit avec un volume  $V = 100 \text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $c = 0,11 \text{ mol/L}$ . Lors de cette réaction, un dégagement gazeux se produit.



Complète le tableau d'avancement ci-dessous. (Diverses informations et des formules sont fournies à la page suivante)

	.. $\text{Mg}_{(\text{s})}$	+	... $\text{HCl}_{(\text{aq})}$	→	... $\text{MgCl}_{2(\text{aq})}$	+	... $\text{H}_{2(\text{g})}$
<b>Quantité de matière initiale</b> Symbole : $n$ Unité : mol	$n = m/M$ $= 0,5/24,3$ $= 0,0206$		$n = C \cdot V$ $= 0,11 \cdot 0,1$ $= 0,011$		0		0
Quel est le réactif limitant et quel est le réactif en excès dans cette réaction ? Le réactif limitant est $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ et le réactif en excès est $\text{Mg}_{(\text{s})}$ .							
<b>Quantité de matière qui réagit ou qui est produite</b> Symbole : $n$ Unité : mol	- 0,0055		- 0,011		+ 0,0055		+0,0055
<b>Quantité de matière finale</b> Symbole : $n$ Unité : mol	0,0151		0		0,0055		0,0055

Masse molaire :

$$M(\text{Mg}) = 24,30 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g/mol}$$

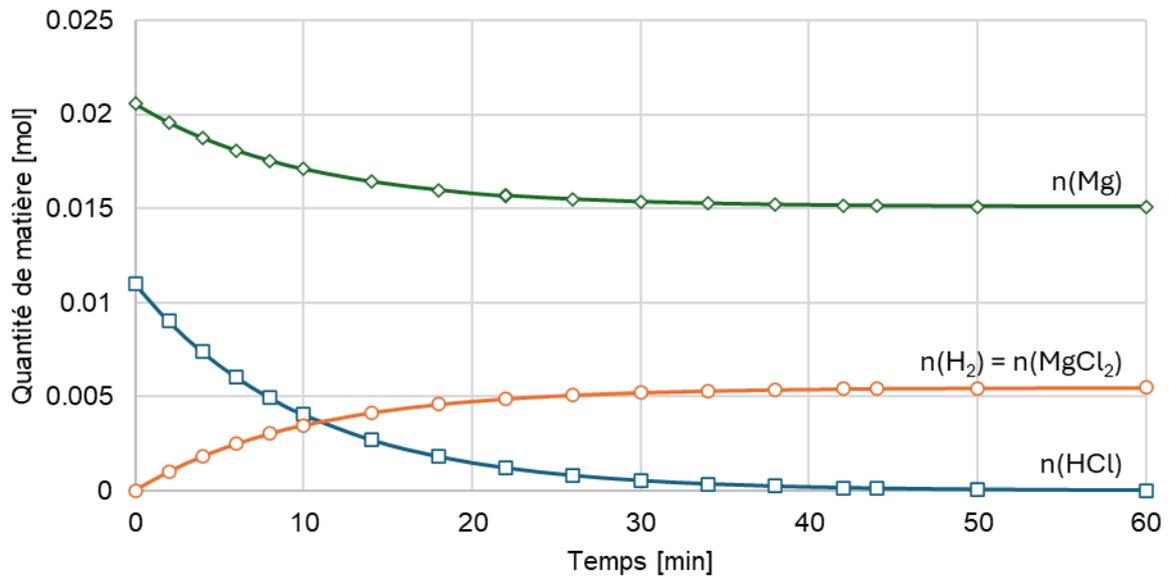
$$M(\text{H}) = 1,01 \text{ g/mol}$$

Formules :

$$c = n/V$$

$$n = m/M$$

Évolution des quantités de matière lors de la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique



**Question 3** – La quantité de MgCl<sub>2</sub> après 30 min est de :

- 0,0206 mol
- 0,0052 mol
- 0,0015 mol
- 0,0000 mol

**Question 4** – À 5 min de réaction, quel(s) composé(s) est/sont en minorité dans la solution ?

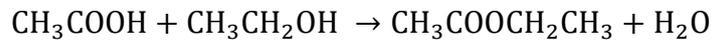
- Le dihydrogène, H<sub>2</sub>
- Le magnésium, Mg
- L'acide chlorhydrique, HCl
- Le chlorure de magnésium, MgCl<sub>2</sub>

**Question 5** – Vrai ou faux : Sur base du graphique relatif à la variation de la quantité de matière des réactifs et des produits en fonction du temps et l'équation chimique, choisis **la ou les** proposition-s correcte-s :

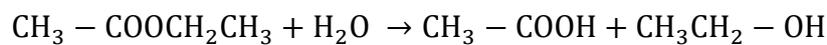
- a) La réaction est incomplète car il reste un des réactifs en fin de réaction (t=50min).
- b) La réaction est complète car un des réactifs est complètement consommé en fin de réaction (t=50min).
- c) La quantité de matière de Mg diminue deux fois plus rapidement que la quantité de matière de HCl.
- d) La quantité de matière de HCl diminue deux fois plus rapidement que la quantité de matière de Mg.
- e) La quantité de matière de H<sub>2</sub> est formée à la même vitesse que la quantité de matière de HCl est consommée.
- f) La quantité de matière de H<sub>2</sub> est formée deux fois plus lentement que la quantité de matière de HCl est consommée.
- g) La quantité de matière de H<sub>2</sub> est formée deux fois plus rapidement que la quantité de matière de HCl est consommée.

## Préconceptions sur l'équilibre chimique

Lors d'une réaction d'**estérification**, un acide carboxylique réagit avec un alcool pour former un ester et de l'eau. Prenons la réaction entre l'acide éthanoïque et l'éthanol qui forme de l'éthanoate d'éthyle :



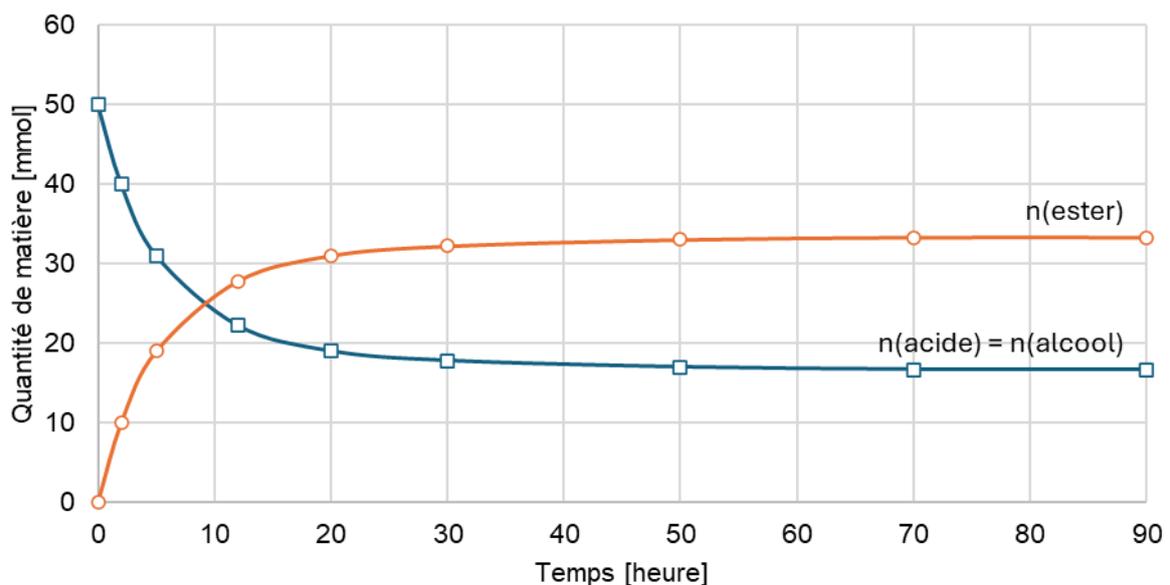
Mais, dès qu'un ester est en présence d'eau, ces deux composés peuvent réagir pour former un acide carboxylique et un alcool. Cette réaction est appelée l'**hydrolyse de l'ester** (du grec, « hydro » = eau et « lysis » = briser).



Lors d'une expérience, des chimistes cherchent à déterminer l'évolution en fonction du temps de la quantité de matière d'acide et d'alcool consommée, ainsi que celle de l'ester produite lors d'une réaction d'estérification. Pour ce faire, ils font réagir 50 mmol d'acide éthanoïque et 50 mmol d'éthanol. Voici leurs résultats :

t [heure]	0	2	5	12	20	30	50	70	90
n (acide) [mmol] = n (alcool) [mmol]	50,0	40,0	31,0	22,2	19,0	17,8	17,0	16,7	16,7
n (ester) [mmol]	0,0	10,0	19,0	27,8	31,0	32,2	33,0	33,3	33,3

Évolution des quantités de matière lors de l'estérification



**Question ouverte** : Comment évoluent les quantités de matière des réactifs et des produits lors de l'estérification de l'acide éthanoïque et de l'éthanol ?

	Évolution des réactifs	Évolution des produits
Pour $t < 30$ h	Les quantités de matière de l'acide éthanoïque et de l'éthanol diminuent.	La quantité de matière de l'ester augmente.
Pour $t > 70$ h	Les quantités de matière de l'acide éthanoïque et de l'éthanol sont constantes.	La quantité de matière de l'ester est constante.

**Question 6** – Comment expliquer les données expérimentales au-delà de 70 h ?  
Choisis **la ou les** propositions correctes.

- a) La réaction d'estérification ne se produit plus.
- b) La réaction d'hydrolyse de l'ester ne s'est jamais produite.
- c) La réaction d'hydrolyse de l'ester ne se produit plus.
- d) La réaction d'estérification ne s'est jamais produite.
- e) La réaction d'estérification continue à se produire, plus rapidement que la réaction d'hydrolyse de l'ester.
- f) La réaction d'hydrolyse de l'ester continue à se produire, plus rapidement que la réaction d'estérification.
- g) Les deux réactions se produisent aussi rapidement l'une que l'autre.

## Annexe 3 : TEST 1 – Réaction incomplète

### Phase 1

---

**Question 1** – L'expérience réalisée permet de montrer que la réaction est

- a) Complète
- b) Incomplète

**Question 2** – Quelle est l'hypothèse la plus probable ?

- a) La réaction s'arrête après qu'une partie des réactifs seulement ait réagi.
- b) Les réactions de formation et de dissociation du complexe se produisent à la même vitesse.
- c) La réaction est lente et n'a pas eu assez de temps pour se réaliser de manière complète. Il faudrait attendre plus longtemps pour que celle-ci soit complète.

### Phase 2

---

**Question 3** – Remets en question l'hypothèse choisies à la phase 1. Change-tu d'avis ? Quelle est l'hypothèse la plus probable qui expliquerait pourquoi cette réaction est incomplète ?

- a) La réaction s'arrête après qu'une partie des réactifs seulement ont réagi.
- b) Les réactions de formation et de dissociation du complexe se produisent à la même vitesse.
- c) La réaction est lente et n'a pas eu assez de temps pour se réaliser de manière complète. Il faudrait attendre plus longtemps pour que celle-ci soit complète.

## Annexe 4 : TEST 2 – Équilibre réversible

### Identification des préconceptions

Considérons une solution saturée en sel (NaCl). Ajoutons à cette solution une pointe de spatule de sel contenant du sodium radioactif ( $^{24}\text{NaCl}$ ). Que va-t-il se passer ?

**Question 1** – Choisis une des propositions suivantes, concernant les concentrations d'ions en solution :

- a) Les concentrations en ions augmentent.
- b) Les concentrations en ions diminuent.
- c) Les concentrations en ions ne changent pas.

**Question 2** – Choisis une des propositions suivantes concernant la solution :

- a) La solution est devenue radioactive.
- b) La solution n'est pas radioactive.

**Question 3** – Comment expliquer ce qu'il se passera ? Coche la bonne explication.

- a) Le cristal ajouté s'est dissous en libérant des ions sodium radioactif ( $^{24}\text{Na}^+$ ).
- b) Du cristal non radioactif s'est dissous, suite à l'ajout du cristal radioactif.
- c) Une partie du cristal radioactif se dissout mais une plus grande quantité d'ions dissous se recombine pour former du solide.
- d) Des ions de la solution se sont recombinaison pour former le solide.
- e) Un échange entre les ions de la solution et ceux du solide (radioactif ou non) s'établit et se maintient.
- f) Le cristal radioactif ne se dissout pas.

**Remarque :**

.....

.....

.....

.....

## Annexe 5 : TEST 3 – Équilibre réversible

### Vérification des acquis d'apprentissage

Rends-toi sur le MOOC de l'université de Liège. Il s'agit de cours préparatoires de chimie aux études supérieures. Inscris-toi gratuitement afin d'avoir accès au cours et aux vidéos.

<https://lms.fun-mooc.fr/register>



Une fois inscrit, clique sur les onglets suivants :

- > « Cours »
- > 5. LA CHIMIE EST AUSSI UNE QUESTION D'ÉQUILIBRE
- > 5.1 Faisons connaissance avec l'équilibre : il est dynamique.

Tu y trouveras une première vidéo. À partir de 7:15, l'équilibre  $\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  est abordé au niveau macroscopique à l'aide d'une expérience.



**Question 1** – Que se passe-t-il lors de la réaction  $\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  ?

- a) La réaction s'arrête après qu'une partie des  $\text{NO}_{2(g)}$  seulement ont réagi.
- b) *Après un certain temps, la réaction de formation et de dissociation du  $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  se produisent à la même vitesse.*
- c) La réaction est lente et n'a pas assez de temps pour se réaliser de manière complète. Il faudrait attendre plus longtemps pour que celle-ci soit complète.



**Question 2** – Crée une visualisation de cet équilibre au niveau **microscopique** à température ambiante. Tout support est autorisé, libre cours à ton imagination (dessin, BD, film, stop motion, power point, ...)

Explique, en quelques lignes, ce que tu as souhaité représenter dans ta création :

.....

.....

.....

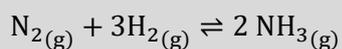
Pour toutes questions ou si tu souhaites envoyer ta création par mail :

[hanssen.norine@gmail.com](mailto:hanssen.norine@gmail.com)

## Annexe 6 : TEST 4 – Préconceptions sur le principe de Le Chatelier

### À volume et température constants

Considérons un cylindre muni d'un piston, contenant le système à l'équilibre suivant :



$$K_C = 1,71 (\text{mol/L})^{-2} \quad \text{à } 300 \text{ }^\circ\text{C}$$

**Question 1** – Comment évolue l'équilibre à volume et température constants lorsqu'on ajoute du diazote,  $\text{N}_2$

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de  $\text{NH}_3$ .
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de  $\text{N}_2$  et  $\text{H}_2$ .
- d) Il manque des données pour fournir la réponse correcte.

Justifie ton choix de réponse :

La concentration en  $\text{N}_2$  augmente,  $Q < K_C$  .....

.....

**Question 2** – Comment évolue l'équilibre à volume et température constants lorsqu'on ajoute du dihydrogène,  $\text{H}_2$

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de  $\text{NH}_3$ .
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de  $\text{N}_2$  et  $\text{H}_2$ .
- d) Il manque de données pour fournir la réponse correcte.

Justifie ton choix de réponse :

La concentration en  $\text{H}_2$  augmente,  $Q < K_C$  .....

.....

**Question 3** – Comment évolue l'équilibre à volume et température constants lorsqu'on ajoute de l'ammoniac, NH<sub>3</sub>

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de NH<sub>3</sub>.
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de N<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>.
- d) Il manque des données pour fournir la réponse correcte.

Justifie ton choix de réponse :

La concentration de NH<sub>3</sub> augmente,  $Q > K_c$ .....  
.....

### À pression et température constantes

Considérons un cylindre muni d'un piston dont le volume est variable, contenant le système à l'équilibre suivant :



$$K_c = 0,28 \text{ mol/L à } 1073 \text{ K}$$

**Question 4** – Comment évolue l'équilibre à température et pression constantes lorsqu'on ajoute du carbonate de calcium, CaCO<sub>3</sub>

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de CaO et CO<sub>2</sub>.
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de CaCO<sub>3</sub>.
- d) Il manque des données pour fournir la réponse correcte.

Justifie ton choix de réponse :

Les concentrations d'un solide ne varient pas.  $Q = K_c$ .....  
.....

**Question 5** – Comment évolue l'équilibre à température et pression constantes lorsqu'on ajoute de l'oxyde de calcium, CaO

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de CaO et CO<sub>2</sub>.
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de CaCO<sub>3</sub>.
- d) Il manque des données pour fournir la réponse correcte.

Justifie ton choix de réponse :

Les concentrations d'un solide ne varient pas.  $Q = K_c$  .....

**Question 6** – Comment évolue l'équilibre à température et pression constantes lorsqu'on ajoute du dioxyde de carbone, CO<sub>2</sub>

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de CaO et CO<sub>2</sub>.
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de CaCO<sub>3</sub>.
- d) Il manque des données pour fournir la réponse correcte.

Justifie ton choix de réponse :

Les concentrations ne varient pas, étant donné que le volume augmente proportionnellement par rapport à l'augmentation de la quantité de matière.  $Q = K_c$  ....

**Question 7** – Comment évolue l'équilibre à température et pression constantes lorsqu'on ajoute un gaz inerte (N<sub>2</sub>)

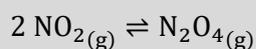
- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de CaO et CO<sub>2</sub>.
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de CaCO<sub>3</sub>.
- d) Il manque des données pour fournir la réponse correcte.

Justifie brièvement ton choix de réponse ?

La concentration de CO<sub>2</sub> diminue étant donné que le volume augmente à pression constante.  $Q < K_c$  .....

## À température constante

Considérons un cylindre muni d'un piston, contenant le système à l'équilibre suivant :



$$K_C = 160,7 \text{ (mol/L)}^{-1} \quad \text{à } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

**Question 8** – Comment évolue l'équilibre à température constante lorsque le volume diminue de moitié

- a) La réaction évolue dans le sens direct, vers la formation de  $\text{N}_2\text{O}_4$ .
- b) La réaction n'évolue pas.
- c) La réaction évolue dans le sens indirect, vers la formation de  $\text{NO}_2$ .

**Question 9** – Comment expliquer ton choix ?

- a) Car en diminuant le volume, la concentration de chaque gaz diminue. Pour ce système, la valeur du quotient réactionnel devient inférieure à la constante d'équilibre  $K_C$ .
- b) Car en diminuant le volume, la concentration de chaque gaz diminue. Pour ce système, la valeur du quotient réactionnel devient supérieure à la constante d'équilibre  $K_C$ .
- c) Car en diminuant le volume, la concentration de chaque gaz augmente. Pour ce système, la valeur du quotient réactionnel devient inférieure à la constante d'équilibre  $K_C$ .
- d) Car en diminuant le volume, la concentration de chaque gaz augmente. Pour ce système, la valeur du quotient réactionnel devient supérieure à la constante d'équilibre  $K_C$ .

## Annexe 7 : TEST 5 – Vérification des acquis d'apprentissage

### Question 1

/1,5

À partir de l'expression de la constante d'équilibre suivante, écris l'équation chimique équilibrée pour la réaction dans laquelle les réactifs et les produits sont en phase gazeuse.

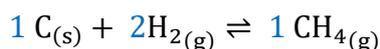
$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{H}_2]^7}$$



### Question 2

/1,5

Écris l'expression de la constante d'équilibre pour l'équation chimique suivante :



$K_C = \frac{[\text{CH}_4]}{[\text{H}_2]^2}$  .....

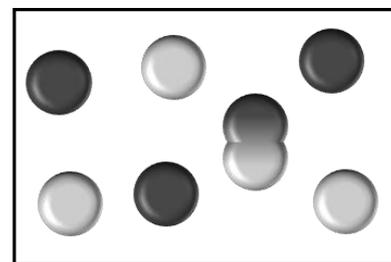
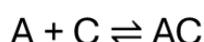
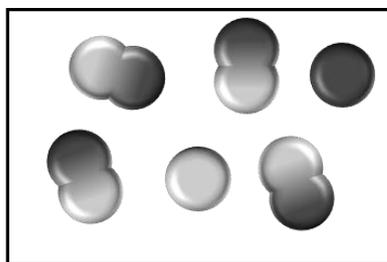
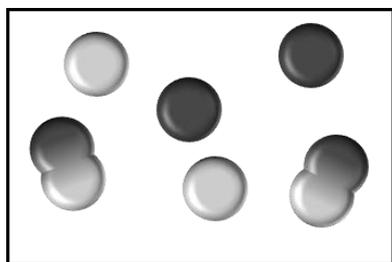
### Question 3

/3

- a) La valeur de la constante d'équilibre d'une réaction à une certaine température vaut  $3,2 \cdot 10^{16}$ . Cette réaction favorise-t-elle les produits ou les réactifs ?

**Cette réaction favorise les produits.** .....

- b) Les diagrammes suivants représentent l'état d'équilibre pour trois réactions. Les volumes des trois récipients sont identiques.



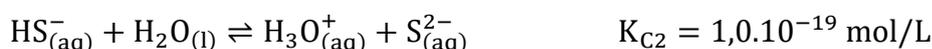
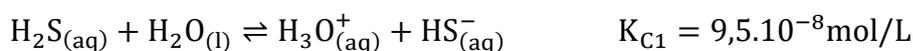
À quel équilibre chimique faut-il associer :

- La plus grande valeur de la constante d'équilibre ?  $A + C \rightleftharpoons AC$  .....
- La plus petite valeur de la constante d'équilibre ?  $A + D \rightleftharpoons AD$  .....

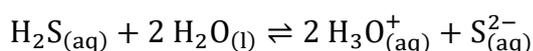
**Question 4**

/2

Les constantes d'équilibre suivantes ont été déterminées pour les réactions successives de l'acide sulfhydrique puis de l'ion hydrogénosulfure avec l'eau à 25 °C :



Écris l'expression et calcule  $K_{\text{C}}$  pour la réaction suivante à la même température :



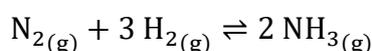
$$K_{\text{C}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{H}_2\text{S}]} = K_{\text{C1}} \cdot K_{\text{C2}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \cancel{[\text{HS}^-]}}{[\text{H}_2\text{S}]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{\cancel{[\text{HS}^-]}} \dots\dots\dots$$

$$K_{\text{C}} = 9,5 \cdot 10^{-8} \cdot 1,0 \cdot 10^{-19} = 9,5 \cdot 10^{-27} \text{ (mol/L)}^2 \dots\dots\dots$$

**Question 5**

/5

Au début d'une réaction donnée, un récipient de volume constant égal à 3,50 L contient 0,249 mol de  $\text{N}_2$ ,  $3,21 \cdot 10^{-2}$  mol de  $\text{H}_2$  et  $6,42 \cdot 10^{-4}$  mol de  $\text{NH}_3$ , à 350 °C. Si la constante d'équilibre,  $K_{\text{C}}$ , pour la réaction :



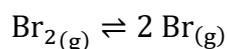
vaut  $1,20 \text{ (mol/L)}^{-2}$  à cette température, le système est-il à l'équilibre ? Sinon, dans quel sens le système évoluera-t-il ?

	$\text{N}_{2(\text{g})}$	+	$3 \text{H}_{2(\text{g})}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NH}_{3(\text{g})}$
Quantité de matière initiale	0,249 mol		$3,21 \cdot 10^{-2}$ mol		$6,42 \cdot 10^{-4}$ mol
Concentration initiale	$C = \frac{n}{V} = \frac{0,249}{3,50}$ $= 7,114 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$		$C = \frac{n}{V} = \frac{3,21 \cdot 10^{-2}}{3,50}$ $= 9,171 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$		$C = \frac{n}{V} = \frac{6,42 \cdot 10^{-4}}{3,50}$ $= 1,834 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$$Q_{\text{C}} = \frac{C(\text{NH}_3)^2}{C(\text{N}_2) \cdot C(\text{H}_2)^3} = \frac{(1,83 \cdot 10^{-4})^2}{(7,11 \cdot 10^{-2}) \cdot (9,17 \cdot 10^{-3})^3} = 0,611 \text{ (mol/L)}^{-2} < K_{\text{C}} = 1,20 \text{ (mol/L)}^{-2}$$

Le système n'est pas à l'équilibre, il évolue vers la formation des produits, dans le sens direct.

À 1280 °C, la constante d'équilibre pour la réaction :



vaut  $1,10 \cdot 10^{-3}$  mol/L. Si les concentrations initiales sont  $C(\text{Br}_2) = 6,30 \cdot 10^{-2}$  mol/L et  $C(\text{Br}) = 1,20 \cdot 10^{-2}$  mol/L, calcule les concentrations de ces espèces à l'équilibre.

$$Q_C = \frac{c(\text{Br})^2}{c(\text{Br}_2)} = \frac{(1,2 \cdot 10^{-2})^2}{6,3 \cdot 10^{-2}} = 2,29 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} > K_C = 1,10 \cdot 10^{-3}$$

Le système évolue vers la formation des réactifs, dans le sens inverse.

	$\text{Br}_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Br}_{(g)}$
Concentration initiale	$6,30 \cdot 10^{-2}$ mol/L		$1,20 \cdot 10^{-2}$ mol/L
Modification	$+ x$		$- 2x$
Concentration à l'équilibre	$6,30 \cdot 10^{-2} + x$		$1,20 \cdot 10^{-2} - 2x$

$$K_C = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} = \frac{(1,20 \cdot 10^{-2} - 2x)^2}{6,30 \cdot 10^{-2} + x} = 1,10 \cdot 10^{-3}$$

$$(1,20 \cdot 10^{-2})^2 - 2 \cdot 1,20 \cdot 10^{-2} \cdot 2x + (2x)^2 = 1,10 \cdot 10^{-3} \cdot (6,30 \cdot 10^{-2} + x)$$

$$4x^2 + (-4,80 \cdot 10^{-2} - 1,10 \cdot 10^{-3})x + (1,44 \cdot 10^{-4} - 6,93 \cdot 10^{-5}) = 0$$

$$4x^2 - 4,91 \cdot 10^{-2}x + 7,47 \cdot 10^{-5} = 0$$

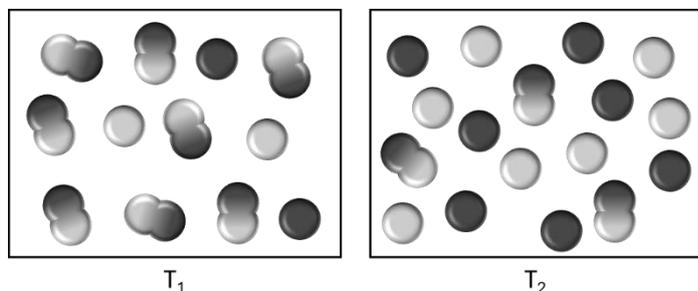
$$x_1 > \frac{4,91 \cdot 10^{-2} \pm \sqrt{(-4,91 \cdot 10^{-2})^2 - (4 \cdot 4 \cdot 7,47 \cdot 10^{-5})}}{2 \cdot 4} < \frac{1,05 \cdot 10^{-2}}{1,78 \cdot 10^{-3}}$$

	$\text{Br}_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Br}_{(g)}$
Concentration à l'équilibre	$6,3 \cdot 10^{-2} + 1,78 \cdot 10^{-3}$ $= 6,48 \cdot 10^{-2}$ mol/L		$1,2 \cdot 10^{-2} - 2 \cdot (1,78 \cdot 10^{-3})$ $= 8,44 \cdot 10^{-3}$ mol/L

Question 8

/2

Les diagrammes suivants représentent la réaction  $A + B \rightleftharpoons AB$  à l'équilibre, à deux températures différentes (où  $T_2 > T_1$ ). Les volumes des deux récipients sont identiques.



La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Explique !

La réaction est exothermique. Selon le principe de Le Chatelier, une élévation de la température favorise la réaction endothermique. Ici, c'est la réaction inverse qui est favorisée. Ainsi, la réaction dans le sens direct est exothermique. ....  
.....

Question 9

/12

Soit un système à l'équilibre représenté par l'équation suivante :



Quel sera l'effet des actions suivantes sur l'équilibre ? Justifiez brièvement votre réponse.

- a) Le mélange réactionnel est chauffé à volume constant.  
L'équilibre est déplacé vers la formation des **produits**, dans le sens direct, car une élévation de la température favorise le sens endothermique selon le principe de Le Chatelier.  $\Delta H > 0$  pour une réaction endothermique.....  
.....
- b) Du  $N_2F_4$  gazeux est ajouté au mélange à volume et température constants  
L'équilibre est déplacé vers la formation des **produits**, dans le sens direct, car  $Q_c < K_c$  ou le principe de Le Chatelier tente de minimiser la perturbation en consommant les réactifs. ....  
.....

c) On triple la concentration en  $N_2F_4$  tout en doublant celle en  $NF_2$  à température et volume constants.

L'équilibre est déplacé vers la formation des **réactif**, dans le sens inverse, car  $Q_c = (4/3)K_c$  donc  $Q_c > K_c$ . .....

.....  
.....

d) La pression exercée sur le mélange est augmentée à température constante.

L'équilibre est déplacé vers la formation des **réactifs**, dans le sens inverse, car lorsqu'on augmente la pression, le volume diminue donc les concentrations augmentent. Selon le principe de Le Chatelier, lorsque les concentrations des réactifs et des produits augmentent, l'équilibre se déplace vers le côté où il y a le moins de molécule gazeuse, ici vers les produits. ....

e) Un gaz inerte, comme de l'hélium, est ajouté au mélange réactionnel à température et volume constants.

L'équilibre **n'est pas déplacé**, car les concentrations des réactifs et des produits ne varient pas,  $Q_c = K_c$ . .....

.....  
.....

f) Un gaz inerte, comme de l'hélium, est ajouté au mélange réactionnel à température et pression totale constantes.

L'équilibre se déplace vers la formation des **produits**, dans le sens direct, car le volume augmente, donc les concentrations des réactifs et des produits diminuent. Selon le principe de Le Chatelier, lorsque les concentrations des réactifs et des produits diminue, l'équilibre se déplace vers le côté où il y a le plus de molécule gazeuse, ici vers les produits. ....

## Annexe 8 : Test de satisfaction

	Pas du tout d'accord	Pas d'accord	D'accord	Tout à fait d'accord
1. La réalisation d'expériences en classe par le professeur m'a aidé-e à comprendre la réversibilité d'une réaction chimique.				
2. Les vidéos de simulation m'ont aidé-e à comprendre le concept de l'équilibre dynamique.				
3. Le quizz interactif m'a permis de vérifier ma compréhension.				
4. La carte mentale a facilité ma compréhension des niveaux symbolique, macroscopique et microscopique de l'état d'équilibre.				
5. Le travail de modélisation (simulation) réalisé de façon autonome (en devoir) m'a aidé-e à approfondir la compréhension du concept d'équilibre dynamique.				
6. Les introductions historiques sur les scientifiques (qui ils sont et ce sur quoi ils ont travaillé) m'ont aidé-e à situer et comprendre la matière.				
7. La correction des exercices sur un PowerPoint projeté m'a aidé-e à comprendre la résolution.				
8. Les explications supplémentaires sur le PowerPoint m'ont aidé-e à comprendre la matière.				
9. Avoir à disposition les corrections de tous les exercices sur la plateforme m'a aidé-e à appréhender la matière.				
10. La réalisation d'expériences en classe par le professeur m'a aidé-e à comprendre le principe de Le Chatelier.				
11. La projection de l'expérience en direct m'a permis de mieux comprendre les manipulations réalisées par le professeur.				