

# Représentations et conceptions des élèves grecs par rapport au concept d'équilibre chimique

## Greek pupils' representations and conceptions about the chemical equilibrium concept

Hélène STAVRIDOU, Christine SOLOMONIDOU

Université de Thessalie  
Faculté des Sciences Humaines  
Département d'Éducation  
Argonafton et Filellinon  
38221 Volos, Grèce.

### Résumé

*Le but de cette recherche était la détection et l'étude des représentations, des conceptions et des difficultés d'apprentissage des élèves grecs à propos du concept d'équilibre chimique. Cent soixante quinze élèves de 17-18 ans des filières scientifiques ont répondu par écrit aux six questions d'un questionnaire. Les résultats ont mis au jour que les élèves ont des difficultés à représenter des systèmes de substances en équilibre chimique au niveau moléculaire et au niveau empirique. Plusieurs élèves ont aussi des difficultés pour concevoir « l'histoire » d'un système, c'est-à-dire l'évolution dans le temps des substances initiales jusqu'à l'état d'équilibre, ainsi que le*

*déplacement de l'équilibre chimique quand le système est perturbé. Souvent, ils font des prévisions basées sur des règles personnelles qu'ils ont développées, au lieu d'utiliser la loi de Le Chatelier et/ou la loi d'action de masse relative aux équilibres chimiques. La recherche d'éventuelles corrélations entre leurs représentations et leur performance en résolution de problème a mis au jour quelques sources possibles d'erreurs. Les conceptions des élèves ont été prises en compte pour la production d'un logiciel multimédia ayant comme but d'aider les élèves à surmonter leurs difficultés.*

**Mots clés :** *équilibre chimique, représentations, conceptions, constante d'équilibre chimique, loi de Le Chatelier.*

### **Abstract**

*The aim of this research was to investigate and study Greek pupils' representations, conceptions and learning difficulties about the chemical equilibrium concept. A hundred and seventy five pupils aged 17-18, studying in scientific orientations, answered a six item written questionnaire. The analysis of the pupils' answers showed that they had sound difficulties in representing systems at chemical equilibrium in the molecular and the empirical level. Also they could not follow the « history » of a system, i.e. the evolution in time of initial substances towards chemical equilibrium, as well as the establishment of a new equilibrium when the system was disturbed. Many pupils made predictions about the equilibrium shift on the basis of personal rules they had developed and they did not use the Le Chatelier law and the equilibrium constant law. The quest for correlation between students' representations of the system and their achievement on problem solving showed some possible sources of errors. Data issued from this research guided the development of a multimedia learning environment aiming at the improvement of students' conceptions.*

**Key words :** *chemical equilibrium, representations, conceptions, equilibrium constant, Le Chatelier law.*

### **Resumen**

*El objetivo de esta investigación fue determinar y estudiar las representaciones, concepciones y dificultades de aprendizaje de los alumnos griegos en relación al concepto de equilibrio químico. Cien y setenter y cinco (175) alumnos entre 17 y 18 años del bachillerato en ciencias, respondieron a un cuestionario de seis preguntas. Los resultados determinaron que los alumnos tienen serias dificultades para representar sistemas de sustancias en equilibrio químico a nivel molecular y a nivel*

*empírico. Muchos alumnos tienen también dificultad para concebir «la historia» de un sistema, es decir la evolución en el tiempo de las sustancias iniciales hasta el estado de equilibrio, así como el desplazamiento del equilibrio químico cuando el sistema es perturbado. A menudo, ellos hacen previsiones basadas en reglas personales que han desarrollado, en lugar de utilizar la ley de Le Chatelier y/o de acción de masa relativa a los equilibrios químicos. La investigación de eventuales correlaciones entre sus representaciones y sus capacidad en resolución de problemas ha puesto en evidencia algunas fuentes posibles de errores. Las concepciones de los alumnos han sido tomadas en cuenta para la producción de un programa multimedia, el cual tiene como propósito ayudar a los alumnos a superar sus dificultades.*

**Palabras claves :** *equilibrio químico, representaciones, concepciones, constante de equilibrio químico, ley de Le Chatelier.*

## 1. INTRODUCTION

Le concept d'équilibre chimique est un des concepts les plus complexes enseignés au lycée. À cause des difficultés que son enseignement et son apprentissage présentent pour les élèves, ce concept a été l'objet de plusieurs recherches en didactique des sciences physiques. Ces recherches ont permis la détection d'un nombre important de conceptions dites alternatives et de difficultés d'apprentissage qu'on rencontre chez des élèves de niveaux scolaires et de cultures différents (Cros et al., 1984 ; Banerjee, 1991 ; Hameed et al., 1993 ; Niaz, 1995 ; Garnett et al., 1995) et ont révélé l'importance du discours scientifique du professeur par rapport à l'enseignement de ce concept (Évrard et al., 1995). Malgré le nombre important des recherches sur le sujet, il est largement reconnu que les résultats de ces recherches n'ont pas influencé de façon significative la pratique quotidienne des enseignants (Quilez-Pardo & Solaz-Portolés, 1995).

En Grèce, comme dans d'autres pays, l'enseignement de la chimie maintient son caractère traditionnel, c'est-à-dire qu'il est en grande partie basé sur la présentation du savoir par l'enseignant, sur l'apprentissage par coeur des concepts de la part des élèves et sur des activités de résolution de problèmes suivant des stratégies algorithmiques et des méthodologies proposées par l'enseignant. L'enseignement est également conditionné par les manuels scolaires qui insistent sur l'aspect quantitatif des concepts de chimie plutôt que sur le développement du raisonnement qualitatif des élèves (Camacho & Good, 1989 ; Nurrenbern & Pickering, 1987). Pour preuve, plusieurs enseignants sont convaincus que les activités de résolution de

problèmes sont quasi-équivalentes à l'enseignement des concepts scientifiques (Sawrey, 1990) et que l'habileté à résoudre des problèmes et à faire des calculs conduit à l'apprentissage des concepts scientifiques (Niaz, 1995).

Dans le cadre d'enseignements traditionnels des concepts chimiques, les multiples problèmes qui sont liés à la représentation et à la construction du savoir de la part des élèves sont négligés. Ce sont justement ces problèmes de représentation de la situation et de construction personnelle du savoir qui sont à l'origine des difficultés des élèves concernant les concepts scientifiques, y compris celui d'équilibre chimique. Pour le bon fonctionnement du concept d'équilibre chimique, comme pour d'autres concepts, il est indispensable que les élèves développent des représentations adéquates pour les entités des trois niveaux de représentation et de raisonnement en chimie, notamment celles du niveau symbolique (équations chimiques, diagrammes), du niveau empirique (substances et leurs interactions, appareils, manipulations) et du niveau moléculaire (modèles de la structure de la matière). Il est également nécessaire que les élèves établissent des corrélations satisfaisantes entre les entités de ces trois niveaux. Larcher souligne cette nécessité en écrivant que « *faute de distinguer le registre des phénomènes, le registre des représentations symboliques et le registre des modèles avec suffisamment de rigueur, nous entraînon souvent les élèves dans de mauvaises représentations des phénomènes et nous les entretenons dans des confusions. Le domaine des réactions chimiques, de leur symbolisation, de leur interprétation est un bel exemple de dérives de vocabulaire et de confusion des registres* » (Larcher, 1994, p. 57). Nous pensons qu'en l'absence des représentations et des corrélations nécessaires entre les entités de ces trois niveaux, on doit s'attendre à des problèmes de compréhension qui affectent le fonctionnement du concept d'équilibre chimique et qui sont à l'origine de plusieurs conceptions alternatives des élèves.

Ces dernières années, l'accumulation importante des données de recherche en didactique des sciences physiques et l'essor considérable des nouvelles technologies ont nourri la réflexion sur la façon dont ces données pourraient guider le développement d'environnements d'apprentissage plus adaptés aux besoins et aux difficultés des élèves. La recherche que nous présentons s'inscrit dans cette ligne de réflexion et fait partie d'un projet plus large visant la production d'un logiciel multimédia pour aider les élèves à surmonter leurs difficultés d'apprentissage par rapport au concept d'équilibre chimique. Le détail concernant le développement et le contenu du logiciel sera présenté dans un autre article.

## 2. LA RECHERCHE

### 2.1. Hypothèses de recherche

Avec cette recherche nous avons voulu détecter et étudier les difficultés de représentation et de compréhension du concept d'équilibre chimique chez des élèves grecs (17-18 ans). Pour aboutir à une image assez complète des difficultés des élèves, nous avons tenté de vérifier certaines données issues d'autres recherches, mais surtout nous avons essayé de découvrir des sources possibles d'erreurs et de difficultés des élèves.

Plusieurs données de recherche ont montré que des élèves de niveaux d'enseignement et de cultures différents ont des difficultés à développer des représentations satisfaisantes au niveau atomique/moléculaire par rapport à des situations et des phénomènes observés au niveau empirique (Ben-Zvi et al., 1987 ; Nurrenbern & Pickering, 1987 ; Garnett et al., 1995 ; Martinand, 1986). Pourtant, comme il n'y pas de données de recherche concernant les problèmes de représentation au niveau moléculaire et au niveau empirique d'un système de substances en équilibre chimique, le premier but de notre recherche était d'apporter des éléments de réponse dans ce domaine. Vu le caractère théorique et traditionnel de l'enseignement de la chimie en Grèce et étant donné que les élèves travaillent surtout au niveau symbolique, nous avons fait une **première hypothèse**, suivant laquelle il est fort probable que les élèves grecs aient des difficultés de compréhension et de représentation des systèmes de substances (surtout gazeuses) en équilibre chimique, tant au niveau empirique qu'au niveau moléculaire.

L'étude des conceptions des élèves par rapport au concept de vitesse de réaction a révélé la difficulté des élèves à saisir l'aspect dynamique sous-jacent à l'équilibre chimique (Cros et al., 1984 ; Garnett et al., 1995). À notre avis le problème est beaucoup plus général, étant donné que d'habitude les élèves grecs travaillent au niveau symbolique et apprennent à appliquer la loi de Le Chatelier à des systèmes qui se trouvent déjà en équilibre chimique. Le deuxième but de cette recherche était d'étudier si, et dans quelle mesure, les élèves grecs conçoivent « l'histoire » d'un phénomène chimique, c'est-à-dire non seulement son état actuel mais aussi son passé, son avenir et son éventuelle évolution. Il s'agit d'une question importante qui, à notre connaissance, n'a jamais été abordée. Suivant notre **deuxième hypothèse**, les élèves éprouvent des difficultés à se représenter l'état initial d'un système de substances gazeuses en équilibre chimique, ainsi que l'évolution de ce système vers un état d'équilibre chimique et, de

là, vers un nouvel équilibre chimique, lorsqu'un des facteurs qui affectent l'équilibre est modifié (température, volume-pression, concentration).

Bien que le déplacement de l'équilibre puisse être décrit par la loi d'action de masse, certains élèves, pour faire des prévisions concernant le déplacement de l'équilibre, utilisent plutôt la loi de Le Chatelier. Mais l'application de cette loi par des enseignants n'est pas non plus sans problèmes (Quilez-Pardo & Solaz-Portolés, 1995 ; Garnett et al., 1995). Le troisième but de notre recherche était d'étudier la manière dont les élèves utilisent la loi d'action de masse et la loi de Le Chatelier dans des situations de prévision différentes. D'après notre **troisième hypothèse** il est très probable que les élèves utilisent correctement cette loi quand il s'agit de l'appliquer d'une façon automatique et qu'ils aient des difficultés considérables quand la tâche demande une bonne représentation de la situation.

Le dernier, mais pas le moindre but de notre recherche, était d'essayer d'établir des corrélations entre les représentations des élèves et leur performance en résolution de problèmes. Suivant notre **quatrième hypothèse**, des bonnes représentations de systèmes en équilibre chimique entraînent des bonnes performances en résolution de problèmes.

## 2.2. Méthode et échantillon

Nous avons préparé six questions (voir annexe), auxquelles ont répondu par écrit **175 élèves** d'orientations scientifiques ou médicales, garçons et filles, de la troisième classe du lycée (17-18 ans), un ou deux mois après l'enseignement ordinaire du sujet en classe. Les élèves avaient choisi par eux-mêmes ces orientations, ils étaient de tous les niveaux (bons, moyens et faibles) et appartenaient à six lycées publics différents. Ils ont répondu, dans leur classe, en une heure, temps qui s'est avéré suffisant même pour les élèves les plus lents.

## 3. RÉSULTATS ET DISCUSSION

Nous présentons les données issues des réponses des élèves à chaque question.

### 3.1. Question 1

Le but de la première question était de détecter les représentations que les élèves développent par rapport à des systèmes gazeux en équilibre

chimique, tant au niveau empirique-macroscopique qu'au niveau moléculaire-microscopique.

Quatre vingt quatre élèves (48%) ont dessiné un récipient fermé et ont ainsi donné des réponses satisfaisantes (figure 1).

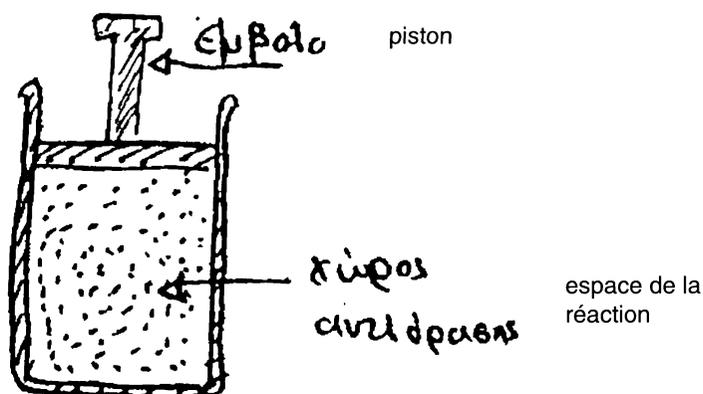


Figure 1 : Récipient fermé contenant les substances gazeuses en équilibre chimique

Vingt sept (16%) ont dessiné un récipient ouvert, dont 15 (9%) un récipient ayant une surface libre comme s'il contenait du liquide (figure 2).

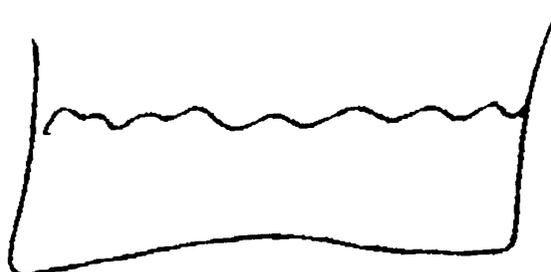


Figure 2 : Récipient ouvert contenant les substances gazeuses en équilibre chimique

Trente neuf élèves (22%) ont divisé l'espace de la réaction en deux ou trois compartiments (figures 3 et 4) ou bien ont dessiné deux récipients qui s'ajoutent pour en donner un troisième (figure 8) ; 25 élèves (14%) n'ont pas donné de réponse.

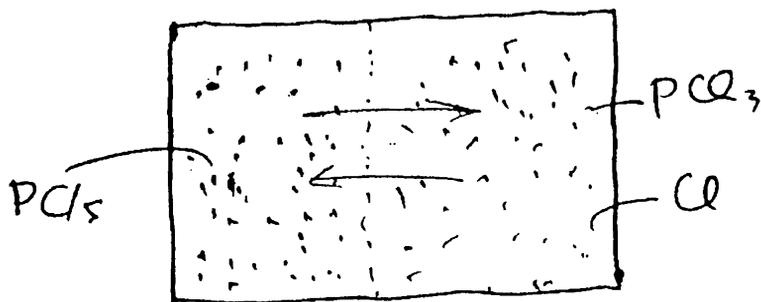


Figure 3 : Espace de la réaction divisé en deux compartiments

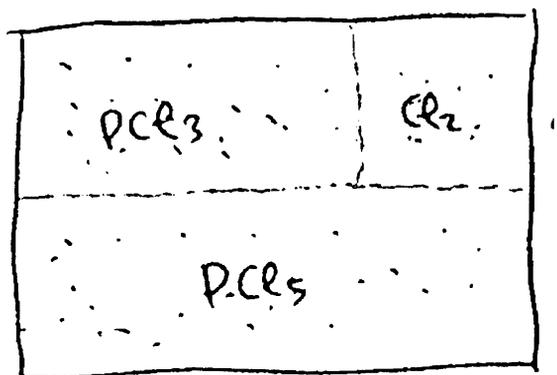


Figure 4 : Espace de la réaction divisé en trois compartiments

Dans 29 dessins (17%) le récipient était vide. À l'intérieur de 23 dessins (13%) il y avait des points (voir figure 1) et 17 autres dessins (10%) étaient crayonnés. L'équation chimique donnée était écrite à l'intérieur du récipient dans 17 dessins (10%), tandis que dans 37 autres (21%) il y avait des formules chimiques. Le reste des dessins (28 soit 17%) contenait des symboles divers.

En ce qui concerne les représentations au niveau moléculaire, 73 élèves (42%) ont vraiment dessiné une petite partie de l'espace de la réaction, tandis que 72 (41%) ont plus ou moins repris les dessins qu'ils avaient faits pour le récipient. Trente élèves (17%) n'ont pas donné de réponse. L'étude des dessins a montré que seulement 87 élèves (50%) ont représenté les molécules à l'aide de cercles, de triangles, de points, de carrés, etc. (figure 5). Vingt six élèves (15%) ont pratiquement écrit l'équation chimique (figures 6 et 7), 12 (7%) ont écrit des formules moléculaires et 50 (29%) n'ont pas donné de réponse ou leur réponse était inclassable.

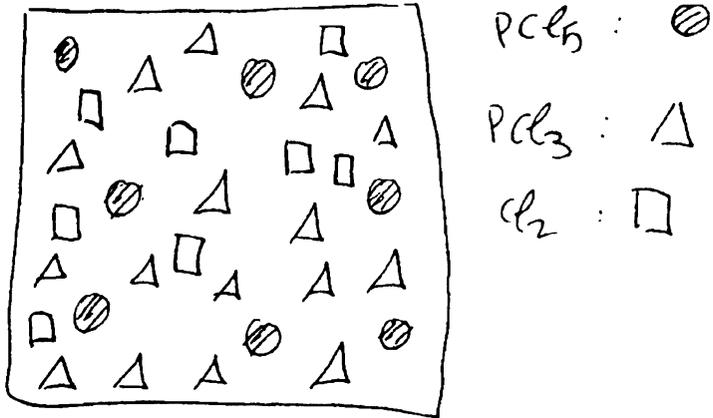


Figure 5 : Dessin représentant la proportion 1:2:1 des molécules des substances en équilibre chimique

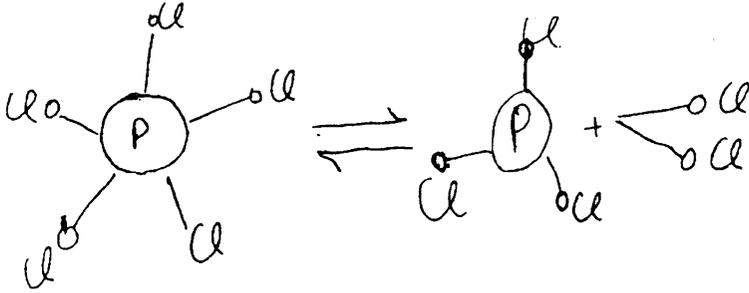


Figure 6 : Représentation de l'équilibre chimique au niveau moléculaire

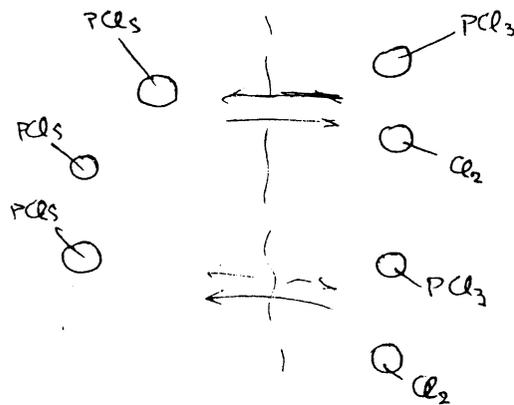


Figure 7 : Représentation de l'équilibre chimique au niveau moléculaire (idées compartimentales)

Parmi les élèves qui ont utilisé des symboles, seulement 27 (15%) ont respecté la proportion 1:2:1 des concentrations données à l'équilibre chimique (voir figure 5). Dans 29 autres dessins (17%) la proportion était de 1:1:1, proportion stoechiométrique de la réaction donnée, tandis que 31 dessins (18%) présentaient d'autres proportions.

En résumé, les réponses des élèves à la première question montrent que seulement une minorité -27 (15%)- d'entre eux ont donné une réponse satisfaisante, en dessinant un récipient fermé et un petit espace de ce récipient, en utilisant des symboles convenables pour la représentation des molécules et en respectant la proportion 1:2:1. Les autres dessins permettent de conclure à des représentations inadéquates, incomplètes ou erronées concernant des systèmes gazeux en équilibre chimique.

Les dessins des élèves montrent qu'ils ont des idées erronées par rapport à l'état gazeux, puisqu'ils ont dessiné des récipients ouverts, et dans certains cas avec une surface libre, comme s'il s'agissait de liquides. Apparemment les élèves qui ont dessiné un récipient fermé, mais qui ont divisé l'espace de la réaction en trois compartiments, chacun contenant une des substances du mélange, n'ont pas compris ce qu'est un mélange de gaz ni que chaque gaz occupe l'ensemble du volume du récipient. D'ailleurs, ces représentations compartimentales, aussi bien que certaines autres montrant deux récipients qui s'ajoutent pour en donner un troisième (figure 8), reflètent la difficulté des élèves à concevoir le système comme un ensemble, comme une unité (Gorodesky & Gussarsky, 1986).

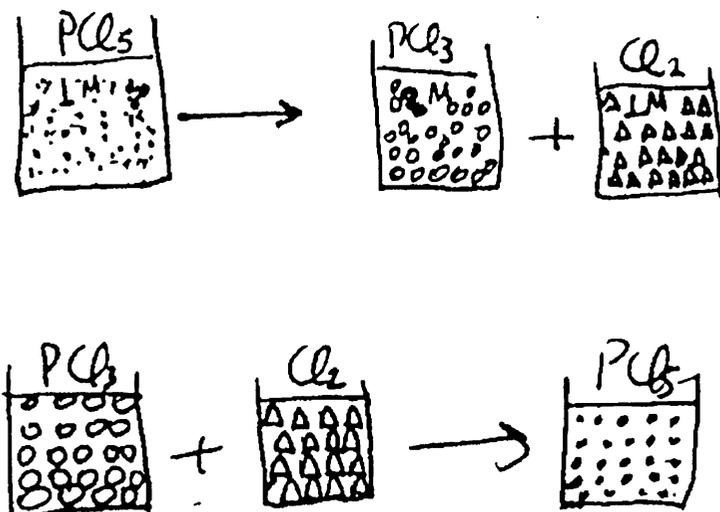


Figure 8 : Représentation des molécules des substances en équilibre chimique (deux récipients s'ajoutent pour en donner un troisième)

Certains élèves ont du mal à se représenter l'espace de la réaction comme un lieu où toutes les substances coexistent dans certaines proportions qui ici sont de 1:2:1. Il est remarquable que, suivant une recherche menée en France par Cros et al. avec des élèves entrant à l'Université, « *seulement 4% des étudiants imaginent des collisions entre molécules situées de part et d'autre du symbole  $\rightleftharpoons$  (exemples : collisions de types AC, BC, etc. » (Cros et al., 1984, p. 52) dans le cas de la réaction  $A+B \rightleftharpoons C+D$ . Les auteurs concluent que « *la notion d'équilibre chimique apparaît donc essentiellement statique avec séparation très nette des entités situées de part et d'autre du symbole  $\rightleftharpoons$  » (Cros et al., 1984, p. 52). Apparemment, la représentation de l'espace de la réaction, tant au niveau empirique qu'au niveau moléculaire, est un problème beaucoup plus général qui concerne les élèves de différents pays, qui suivent des systèmes d'enseignement différents.**

Le fait que la plupart des élèves (85%), ont soit confondu la proportion stoechiométrique avec la proportion à l'équilibre, soit fourni des proportions quelconques, ou même n'ont pas répondu à la question, constitue une donnée supplémentaire indiquant leur manque de représentations appropriées des systèmes en équilibre chimique.

Apparemment, afin de se représenter un phénomène chimique au niveau empirique et au niveau moléculaire, les élèves, qui ont fourni des représentations compartimentales, s'appuient sur la symbolisation d'un phénomène chimique par l'équation chimique avec laquelle ils sont familiarisés. Nous pensons que, pour la même raison, certains élèves ont écrit l'équation à l'intérieur du récipient ou ont utilisé des formules pour représenter les molécules des substances.

### 3.2. Question 2

Avec la deuxième question nous avons voulu savoir comment les élèves se représentaient la situation initiale d'un système en équilibre chimique.

Quarante deux élèves (24%) ont choisi la réponse i (erronée). Ils pensent qu'il y a un seul état initial pour un système en équilibre chimique. Parmi eux, 21 élèves (12%) n'ont pas justifié leur réponse, et les autres ont donné des justifications qui reflètent leurs idées erronées. Par exemple :

*« Pour arriver à l'équilibre chimique, une réaction doit partir de proportions données des constituants du système, et non pas d'autres proportions. »*

*« L'état initial dépend de la température. À chaque changement de température l'état initial change aussi, parce qu'il est unique dans tous les cas. »*

*« Puisque  $PCl_5$  se décompose en  $PCl_3$  et  $Cl_2$  il y a un seul état de départ. »*

*« Si la température reste constante, il n'y a qu'un seul état initial, parce que si nous ajoutons une certaine quantité de  $PCl_5$  le système pourra arriver à l'équilibre chimique et avoir les concentrations 1 mol/lit  $PCl_5$ , 2 mol/lit  $PCl_3$ , 1 mol/lit  $Cl_2$ . »*

Ainsi les élèves pensent qu'à chaque équilibre chimique correspond un seul état initial, qui dépend soit des proportions des constituants initiaux, soit de la température. Certains pensent que la réaction évolue dans un seul sens, dans notre cas la décomposition du  $PCl_5$ . Ces élèves ne conçoivent pas le caractère dynamique des réactions.

Cent douze autres élèves (64%) ont choisi la réponse correcte ii, mais seulement 19 d'entre eux (11%) ont donné des justifications qualitatives comportant des points positifs, comme la suivante :

*« Il est possible d'avoir plusieurs états initiaux, par exemple dans un récipient on peut mettre seulement  $PCl_5$  qui va réagir et donner  $PCl_3$  et  $Cl_2$  jusqu'à l'équilibre chimique. Un autre état initial est de mettre seulement  $PCl_3$  et  $Cl_2$  qui vont réagir pour donner  $PCl_5$  jusqu'à l'équilibre. On peut mettre aussi des quantités de tous les constituants en des concentrations différentes de celles de l'équilibre, et le système arrivera également en équilibre chimique. »*

Nous devons signaler que le raisonnement qualitatif a évidemment ses limites et que, dans le cas du système décrit, il n'est pas possible d'obtenir cet état d'équilibre en partant uniquement de  $PCl_5$ . Ces élèves n'ont pas utilisé les données du problème pour vérifier leur réponse.

Parmi les autres élèves qui ont choisi la réponse correcte ii, 4 (2%) ont donné des justifications incomplètes montrant qu'ils conçoivent le phénomène en prenant comme modèle l'équation chimique. Au lieu de concevoir le système comme une unité où toutes les substances coexistent, ces élèves distinguent deux parties et deux directions opposées du déroulement du phénomène. Par exemple :

*« La réaction se déroule dans les deux directions, de sorte qu'en partant des substances du 1<sup>er</sup> ou du 2<sup>e</sup> membre on formera les substances de l'autre membre de l'équation. »*

Il s'agit d'un exemple de plus, illustrant l'influence du niveau symbolique sur la façon dont les élèves appréhendent la situation.

Trente six élèves (21%) ayant choisi la réponse ii ne l'ont pas justifiée. Vingt six autres élèves (15%) ont confondu l'état initial et l'état d'équilibre chimique et ont ainsi donné des justifications comme la suivante, sans rapport avec la question posée :

*« L'équilibre ne dépend pas seulement de la température mais aussi de la pression et de la concentration. Par conséquent, si la température reste constante, un des deux autres facteurs peut se modifier et conduire le système à un nouvel équilibre. »*

Les 27 élèves restant (15%) ont donné une justification vague et/ou très générale.

### 3.3. Question 3

Le but de la troisième question était d'étudier comment les élèves appliquent la loi de Le Chatelier dans deux situations différentes (voir les questions 3.1 et 3.3) et s'ils utilisent la loi d'action de masse pour prévoir l'évolution d'un système quand l'équilibre est perturbé.

#### 3.3.1. *Prévision du déplacement de l'équilibre en cas d'augmentation de la pression*

Quatre vingt dix sept élèves (55%) ont donné une réponse correcte en écrivant que le système sera déplacé vers la gauche, mais seulement 57 d'entre eux ont donné une justification complète et satisfaisante, comme : *« L'équilibre sera déplacé vers la gauche, parce que, suivant le principe de Le Chatelier-Van't Hoff, l'augmentation de la pression a comme résultat le déplacement de l'équilibre vers la direction où il y a diminution du volume du système. »* Dans ce cas, l'élève a utilisé une formulation du manuel scolaire grec qui traduit la diminution du nombre des moles en diminution du volume des gaz du système.

Vingt autres élèves (parmi les 97) prévoient que le système sera déplacé vers la droite. Citons deux exemples.

*« Suivant le principe de Le Chatelier-Van't Hoff, le système sera déplacé dans le sens qui tend à annuler le changement effectué. Donc le système sera déplacé dans le sens où le volume sera plus grand, c'est-à-dire vers la droite. »* Dans ce cas, il s'agit d'une application erronée de la loi de Le Chatelier.

*« Puisque la pression devient le double, le volume devient la moitié du volume initial. Par conséquent, les molécules des gaz s'approchent l'une à l'autre et les chocs effectifs entre elles sont plus nombreux et plus de*

*produits seront créés. Par conséquent l'équilibre chimique sera déplacé vers la droite.* ». La représentation du phénomène au niveau moléculaire de cet élève montre qu'il n'a pas intégré l'idée de la réversibilité de la réaction chimique.

Trois élèves ont répondu que rien ne va se passer, tandis que 55 (31%) n'ont pas répondu à cette question.

### **3.3.2. Calcul des nouvelles concentrations des substances en mol.L<sup>-1</sup> à l'instant t<sub>1</sub>**

Cette question a été posée à 81 élèves de l'échantillon. Parmi eux, 21 (26%) ont fourni la réponse satisfaisante suivante : « *les nouvelles concentrations seront le double des concentrations initiales* ». Huit élèves (10%) ont répondu que les concentrations sont les mêmes. Un élève a écrit que les nouvelles concentrations sont la moitié des concentrations initiales, tandis que 51 élèves (62%) n'ont pas répondu à cette question.

### **3.3.3. Prévion pour la constante d'équilibre K en cas d'augmentation de la pression**

Cent douze élèves (64%) ont correctement répondu que la constante de l'équilibre est la même, 44 autres (25%) qu'elle va augmenter et 14 (8%) qu'elle va diminuer. Cinq élèves (3%) n'ont pas donné de réponse.

Des justifications complètes et satisfaisantes ont été données par 104 élèves (59%) qui ont écrit que la valeur de la constante dépend uniquement de la température ; 46 (26%) ont donné des explications incorrectes, en écrivant que la constante K dépend de la pression ou des concentrations des substances. Les 25 élèves restant (14%) n'ont pas donné de réponse.

### **3.3.4. Calcul des nouvelles concentrations des substances en mol.L<sup>-1</sup> à l'instant t<sub>2</sub>**

Cette question a été posée à 81 élèves de l'échantillon pour tester leur raisonnement, et plus spécialement l'application de la loi de Le Chatelier dans un autre contexte, celui de la résolution d'un problème. Les élèves devaient résoudre un problème dont les données numériques étaient choisies afin de trouver la solution sans faire de calculs compliqués, selon les étapes suivantes (voir le schéma 1) :

– calcul des nouvelles concentrations de substance en mol.L<sup>-1</sup> à l'instant t<sub>1</sub>, juste après le doublement de la pression ;

- prévision du déplacement de la réaction en utilisant soit la loi de Le Chatelier, soit la loi d'action de masse ;
- calcul des nouvelles concentrations dans le nouvel état d'équilibre, à l'instant  $t_2$ .

	$\text{PCl}_5$	$\leftrightarrow$	$\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$	- Q	
concentrations initiales (mol.L <sup>-1</sup> )	1		2	1	équilibre chimique
$t_1$ : doublement de la pression d'où les nouvelles concentrations (mol.L <sup>-1</sup> )	2		4	2	
déplacement de la réaction			$\leftarrow$		
évolution des concentrations	+0,5		-0,5	-0,5	
$t_2$ : nouvelles concentrations (mol.L <sup>-1</sup> )	2,5		3,5	1,5	nouvel équilibre chimique

Schéma 1 : Étapes nécessaires pour la résolution du problème

Étant donné que les élèves de ce niveau se savent pas qu'on peut augmenter la pression du système en ajoutant un gaz qui ne réagit pas avec les gaz du système (à  $T = \text{constante}$ ), on attendait d'eux qu'ils attribuent l'augmentation de la pression à la diminution du volume ( $V_1 = 2V_2$ ), et qu'ils traitent ensuite le système à volume constant. En utilisant les concentrations des gaz à l'instant  $t_1$ , on a  $L = 4 \times 2 / 2 = 4$ , c'est-à-dire un résultat différent de  $K = 2$ . Par conséquent, le système va réduire la concentration de  $\text{PCl}_3$  et de  $\text{Cl}_2$  et va augmenter celle de  $\text{PCl}_5$ , jusqu'au moment où  $L = K$ .

Parmi les 81 élèves, seulement 4 (5%) ont calculé correctement les nouvelles concentrations finales à l'instant  $t_2$ . Ces élèves avaient calculé de façon correcte les concentrations après le doublement de la pression à l'instant  $t_1$  et avaient correctement prédit le déplacement de la réaction vers la gauche. Il faut signaler que la situation décrite par ce problème n'était pas très familière aux élèves, qui d'habitude s'occupent de problèmes où il y a un changement de concentration par addition d'un ou plusieurs constituants de la réaction.

Huit autres élèves (10%) n'ont pas calculé correctement les concentrations des substances après le doublement de la pression et, par conséquent, les calculs qu'ils avaient effectués par la suite n'ont pas abouti à un résultat correct. Quatre élèves (5%) n'ont pas calculé correctement les concentrations des substances après le doublement de la pression et ont fait des prévisions erronées concernant le déplacement de l'équilibre chimique ; ainsi les nouvelles concentrations calculées n'étaient pas

correctes. Un élève avait calculé de façon correcte les concentrations des substances après le doublement de la pression, mais il s'est trompé sur le déplacement de la réaction, fournissant de ce fait des concentrations finales non correctes. Vingt et un autres élèves (26%) ont fait d'autres erreurs : par exemple, ils ont divisé par deux les concentrations initiales, ou ils ont soustrait 0,5 mol à la concentration initiale en  $\text{Cl}_2$ . Quarante trois (53%) n'ont pas donné de réponse.

En essayant d'établir d'éventuelles corrélations entre les représentations du système et les performances des élèves en résolution de problèmes, nous avons demandé aux 81 élèves de faire deux dessins, un pour montrer l'espace où la réaction se déroule et un pour montrer les molécules, à l'instant  $t_2$ , du nouvel équilibre. Il est remarquable qu'aucun élève n'a fourni une bonne représentation de la situation, ni au niveau empirique où il fallait montrer que le volume est divisé par deux, ni au niveau moléculaire où il fallait représenter les molécules avec leur nouvelle proportion de 5:7:3 (issue du résultat de la résolution du problème 2,5:3,5:1,5). Plus spécialement pour l'instant  $t_2$ , 34 élèves (42%) ont fait les mêmes dessins qu'à la question 1 ; 3 autres (4%) ont fait les mêmes dessins mais en ajoutant un piston ; 2 élèves (2%) ont dessiné un récipient fermé vide ; 2 autres (2%) ont dessiné des particules et 2 (2%) ont écrit des formules électroniques. Trente huit autres (47%) n'ont pas fourni de dessins.

Pour éclairer la question nous avons étudié les représentations initiales du système (question 1) et les performances des élèves en résolution du problème posé et nous avons remarqué que la situation semble assez complexe. Plus spécialement, parmi les 4 élèves sur les 81 qui ont fourni une solution correcte du problème, seulement 2 ont fait des représentations satisfaisantes du système tant au niveau empirique qu'au niveau moléculaire. Les dessins des 2 autres élèves font plutôt allusion au mouvement des molécules, sans tenir compte de la proportion moléculaire donnée de 1:2:1.

D'autre part, parmi 8 élèves (sur 81) qui ont représenté de façon satisfaisante le système aux niveaux empirique et moléculaire (question 1), seulement 2 ont résolu correctement le problème donné. Cinq autres ont fait diverses erreurs, tandis qu'un élève n'a pas fourni de solution.

En étudiant la façon dont les élèves procèdent pour résoudre le problème, deux grandes sources d'erreurs apparaissent. Certains élèves ne peuvent pas concevoir de façon satisfaisante l'histoire du système, c'est-à-dire les étapes successives de son évolution dans le temps, d'un état d'équilibre vers l'autre. Cette difficulté peut être attribuée d'une part au fait que l'enseignant n'a pas pris le soin de développer le raisonnement qualitatif des élèves et d'autre part qu'il ne leur a pas fourni suffisamment de données

concernant le côté pratique de l'affaire (par exemple, comment diminuer le volume à l'aide d'un piston, etc.)

D'autres élèves ont recours à un traitement mathématique général et abstrait non pertinent pour la situation décrite par le problème. Ils utilisent l'équation mathématique de la loi d'action de masse pour décrire l'état initial et l'état final du système (en désignant par  $x$ ,  $y$ ,  $z$ ,  $x'$ ,  $y'$ ,  $z'$  les concentrations initiales et finales des trois substances en équilibre), sans pour autant utiliser les données du problème pour aboutir à une solution. La représentation du phénomène par la loi d'action de masse semble fonctionner dans sa dimension mathématique, en relation avec le niveau symbolique (équation chimique) et quasi-indépendamment de la situation matérielle que cette loi décrit aux niveaux empirique et moléculaire.

Ces données nous permettent de saisir l'ampleur des difficultés des élèves à développer, à coordonner et à utiliser différents types de représentations, symboliques, empiriques, moléculaires et mathématiques de la situation.

### 3.4. Question 4

#### 3.4.1. *Prévision du déplacement de l'équilibre en cas d'addition de $PCl_5$*

Cent trente six élèves sur 175 (78%) ont répondu correctement qu'après l'addition de  $PCl_5$ , la réaction sera déplacée vers la droite, 10 (6%) élèves que le système sera déplacé vers la gauche et 31 (18%) n'ont pas donné de réponse.

Cent quinze élèves (66%) ont donné des justifications satisfaisantes en appliquant la loi de Le Chatelier. Soixante autres (34%) soit ont donné des explications incorrectes ou trop générales, soit n'ont pas répondu à cette question.

#### 3.4.2. *Prévision pour la constante d'équilibre chimique $K$*

Quatre vingt dix sept élèves (56%) ont répondu correctement qu'après l'addition du  $PCl_5$  la constante  $K$  sera la même, 24 (14%) qu'elle va augmenter, 46 (26%) qu'elle va diminuer et 8 (5%) n'ont pas donné de réponse.

Quatre vingt onze élèves (52%) ont donné des justifications complètes et satisfaisantes en écrivant que la constante  $K$  est influencée uniquement par la température, 66 (38%) ont donné des justifications incorrectes et 18 (10%) n'ont pas justifié leur réponse.

### 3.5. Question 5

#### 3.5.1. *Prévision du déplacement de l'équilibre en cas d'augmentation de la température*

Cent dix-huit élèves (67%) ont donné la réponse correcte selon laquelle, en cas d'augmentation de la température, l'équilibre serait déplacé vers la droite, 16 (9%) ont répondu qu'il serait déplacé vers la gauche et 41 (23%) n'ont pas donné de réponse. Cent onze (63%) ont donné des justifications satisfaisantes, comme par exemple : « *L'augmentation de la température favorise la réaction endothermique. par conséquent, en cas d'augmentation de la température, l'équilibre sera déplacé vers la droite.* » Quarante six (26%) ont donné des explications incorrectes ou trop générales et le reste (22, 13%) n'a pas répondu.

#### 3.5.2. *Prévision pour la constante d'équilibre chimique K*

Cent dix sept élèves (67%) ont répondu correctement qu'en cas d'augmentation de la température la valeur de la constante K augmentera, 24 (14%) que K va diminuer et 18 (10%) qu'elle restera la même ; 16 (9%) n'ont pas répondu. Cent élèves (57%) ont donné des justifications satisfaisantes, 38 (22%) ont donné des explications incorrectes ou trop générales et les 37 restant (21%) n'ont pas répondu.

L'analyse des réponses aux questions 3, 4 et 5 montre que la majorité des élèves fait des prévisions satisfaisantes concernant le déplacement de l'équilibre, en appliquant la loi de Le Chatelier. Mais la quasi-totalité des élèves a des difficultés insurmontables quand il s'agit d'appliquer correctement cette même loi pour la résolution du problème. Plus spécialement, à l'exception de 12 élèves, ils n'ont pas réussi à combiner l'augmentation de la pression avec la diminution du volume qui s'en suit (loi de Boyle-Mariotte), et celle-là avec la loi de Le Chatelier. Parmi ces 12 élèves 4 seulement ont calculé correctement la concentration des substances après le doublement de la pression, mais aussi les nouvelles concentrations à l'instant  $t_2$ , c'est-à-dire pour le nouvel équilibre chimique. Il est remarquable qu'aucun élève n'a utilisé la loi d'action de masse pour faire des prévisions.

Les performances à la question 3.3 et aux questions 3.1, 4.1, 5.1 sont contradictoires, puisque d'un côté les élèves ont éprouvé de grandes difficultés pour résoudre le problème et de l'autre ils ont donné de bonnes réponses aux autres questions (3.1, 4.1, 5.1). Pourtant, dans les deux cas, il était essentiel d'appliquer la loi de Le Chatelier. La différence était que pour répondre aux questions 3.1, 4.1, 5.1, il suffisait d'appliquer cette loi de

façon automatique, tandis que pour la résolution du problème il était indispensable d'avoir une bonne représentation de la situation. À notre avis, ces élèves ont essentiellement manqué de représentations adéquates pour la situation décrite par le problème. Étant donné que le problème décrivait une succession d'actions et une évolution dans le temps, sa résolution nécessitait la représentation d'étapes successives. La quasi-totalité des élèves a eu du mal à se représenter cette évolution dans le temps et à envisager les conséquences.

### 3.6. Question 6

Le but de la sixième question était de détecter des conceptions et de comprendre le raisonnement des élèves par rapport à l'évolution de six systèmes, chacun se trouvant dans un récipient différent. Les élèves étaient invités à choisir une réponse parmi six (voir annexe).

Les réponses des élèves à cette question figurent au tableau 1. Le nombre des réponses correctes est marqué par des caractères gras. Le chiffre qui suit entre parenthèses correspond au nombre des élèves ayant donné une justification satisfaisante.

A	B	C	D	Réponse → Récipient ↓	Réponse I	Réponse II	Réponse III	Réponse IV	Réponse V	Réponse VI	Aucune Réponse
5	5			Récipient 1	<b>145 (74)</b>	9	4	3	7	4	3
5		5		Récipient 2	1	5	<b>98 (38)</b>	18	32	8	13
1	1	20		Récipient 3	<b>53 (32)</b>	51	11	2	34	12	12
2		2	0,5	Récipient 4	26	<b>76 (32)</b>	8	5	25	13	22
2	2	20	20	Récipient 5	8	74	7	15	<b>48 (25)</b>	12	11
2	2	2	2	Récipient 6	3	2	30	90	<b>38 (22)</b>	5	7

Tableau 1 : Réponses à la question 6

Pour le système 1 constitué de 5 moles de A et de 5 moles de B, 145 élèves ont choisi la réponse correcte I (la réaction avancera vers la droite jusqu'à l'équilibre), mais seulement 74 d'entre eux ont fourni une justification satisfaisante, comme par exemple : « *Du moment où A et B se trouvent seuls dans le récipient, la réaction se déroulera vers la droite, de sorte que C et D sont produits* ». Les autres ont donné une justification non satisfaisante, comme par exemple : « *Le système tend à annuler le changement effectué* ». Dans ce cas, il semble que l'élève applique la loi de Le Chatelier à l'état initial.

Pour le système 2 (5 moles de A et 5 moles de C), 98 élèves ont choisi la réponse correcte III (le système ne va pas réagir), mais seulement 38 ont fourni une justification satisfaisante, comme par exemple : « *Il n'y a pas de substance correspondante à aucune partie, et la réaction n'avancera vers aucune direction* ». Les justifications des autres élèves n'étaient pas satisfaisantes, comme par exemple : « *Du moment où les concentrations (des substances) qui s'ajoutent sont égales et si à cause de l'augmentation de A la réaction tend vers la droite, elle tend vers la gauche à cause de C, donc les deux modifications s'annulent mutuellement, car il s'agit de quantités égales* ». Dix huit élèves ont choisi la réponse IV (le système se trouve à l'équilibre) et ont justifié leur réponse en écrivant que : « *Le système se trouve en état d'équilibre parce que les concentrations de A et C sont égales* ». Le raisonnement des deux derniers élèves montre qu'ils confondent l'état initial du système avec l'état d'équilibre et que le premier des deux semble appliquer la loi de Le Chatelier à l'état initial.

Pour le système 3 (1 mole de A, 1 mole de B, 20 moles de C), 53 élèves ont choisi la réponse correcte I (la réaction avancera vers la droite jusqu'à l'équilibre), mais seulement 32 ont fourni une justification satisfaisante, comme par exemple : « *Le système avancera vers la droite pour produire de la substance D et arriver ensuite à l'équilibre chimique* ». Cinquante et un élèves ont choisi la réponse II (la réaction avancera vers la gauche jusqu'à l'équilibre) et ont fourni des justifications erronées, comme par exemple : « *Le système ira vers la gauche parce que la concentration du C est beaucoup plus grande que celle de A et B* ». Cet élève, comme plusieurs autres, pense que lorsque la concentration d'une substance dans le récipient est plus importante que celles des autres substances, la réaction évoluera dans le sens qui diminue cette concentration.

Pour le système 4 (2 moles de A, 2 moles de C et 0,5 moles de D), 76 élèves ont choisi la réponse correcte II (la réaction avancera vers la gauche jusqu'à l'équilibre), mais seulement 32 ont fourni une justification satisfaisante, comme par exemple : « *Il n'y a pas de produit B pour réagir avec A mais il est formé par l'union de C et D* ». Quarante quatre élèves ont choisi la réponse correcte II, mais ont fourni des justifications erronées, comme par exemple : « *Le système ira vers la gauche, parce que la concentration des produits est plus grande que celle des réactants et, par conséquent, pour que les concentrations deviennent égales dans les deux parties de l'équation, la concentration de la première partie doit augmenter. Ainsi l'équilibre chimique se déplace vers la gauche* ». Suivant ce raisonnement, l'équilibre est un état où les concentrations de toutes les substances deviennent égales, et si elles sont différentes, le système tend à les égaliser.

Pour le système 5 (2 moles de A, 2 moles de B, 20 moles de C, 20 moles de D), 48 élèves ont choisi la réponse correcte V (ces données sont insuffisantes pour arriver à une conclusion sur le déroulement de la réaction), mais seulement 25 ont fourni une justification satisfaisante, comme par exemple : « *Nous ne savons pas la valeur de  $K_c$*  ». Il y a peu de justifications où les élèves raisonnent à l'aide de la constante d'équilibre K. Soixante quatorze élèves ont choisi la réponse II (la réaction avancera vers la gauche jusqu'à l'équilibre) et ont fourni des justifications erronées, comme par exemple : « *Le système doit avancer vers la gauche parce qu'il doit maintenir les proportions  $1+1 \rightarrow 1+1$*  ». Cet élève a confondu les proportions stoechiométriques de la réaction avec les proportions des concentrations des substances en équilibre. Un autre élève qui a choisi la réponse II a fourni la justification suivante : « *C et D sont en quantités beaucoup plus grandes, ainsi elles réagissent entre elles et le système va vers la gauche* », suivant laquelle, quand il y a des substances dont les concentrations sont plus importantes, le système ira dans le sens opposé pour diminuer ces concentrations. Comme il a été déjà signalé, plusieurs élèves n'ont pas compris le sens et le rôle de la constante d'équilibre K, et par conséquent, ils ont développé des règles personnelles pour la description du comportement des systèmes.

Pour le système 6 (2 moles de A, 2 moles de B, 2 moles de C, 2 moles de D), seulement 38 élèves ont choisi la réponse correcte V (ces données sont insuffisantes pour arriver à une conclusion sur le déroulement de la réaction), et 22 ont fourni une justification satisfaisante, comme par exemple : « *Nous ne savons pas la valeur de  $K_c$*  ». Il s'agit d'une des rares justifications basées sur la constante d'équilibre chimique K. Quatre vingt dix élèves ont choisi la réponse IV (le système se trouve à l'équilibre chimique) et ont fourni des justifications erronées, comme par exemple : « *Le système se trouve en équilibre chimique puisque la proportion des moles dans le récipient est la même avec la proportion qui est décrite par la stoechiométrie de la réaction* ». L'idée que l'équilibre chimique est un état où les concentrations de toutes les substances deviennent égales va de pair avec la confusion des élèves concernant la proportion stoechiométrique de la réaction et la proportion des concentrations des substances en équilibre.

Les réponses des élèves à la question 6 montrent que la majorité d'entre eux ont des conceptions personnelles erronées, puisque :

- ils ont prévu qu'il y aura des réactions en dépit du manque de réactants nécessaires ;
- ils ont prévu qu'il n'y aura pas de réaction si toutes les substances ne se trouvent pas à l'état initial ;

– ils ont appliqué la loi de Le Chatelier à l'état initial du système, avant l'établissement de l'équilibre ;

– ils n'ont pas compris le sens et n'utilisent pas la constante de la loi d'action de masse relative aux équilibres chimiques pour faire des prévisions. Par contre, ils ont développé des règles personnelles, comme par exemple :

- quand il y a des concentrations plus importantes d'un côté de l'équation, la réaction sera déplacée vers le côté opposé pour « égaliser » la différence des concentrations,

- quand il y a des concentrations égales des deux côtés de l'équation chimique, le système a déjà atteint l'équilibre ;

– ils ont confondu les proportions des concentrations à l'équilibre avec les proportions stoechiométriques de l'équation chimique donnée.

#### 4. CONCLUSIONS ET PERSPECTIVES

Cette recherche montre que nombreux sont les élèves ayant des difficultés de conceptualisation et de représentation par rapport au concept d'équilibre chimique. Nous signalons brièvement les plus importantes de ces difficultés.

Plusieurs élèves ont du mal à se représenter au niveau moléculaire un système de substances gazeuses en équilibre chimique. Les représentations compartimentales de l'espace de la réaction témoignent de la prégnance du niveau symbolique sur les deux autres niveaux (moléculaire et empirique) et de la difficulté de plusieurs élèves à se représenter l'espace de la réaction comme un ensemble, comme une unité. D'ailleurs, l'idée qu'il y a deux réactions concurrentes, qui est très souvent présentée en classe pendant l'enseignement du concept d'équilibre chimique, ne facilite pas le développement de représentations adéquates pour le récipient dans lequel se déroule la réaction, comme un endroit où toutes les substances peuvent coexister. À noter également que des élèves ont des représentations erronées de l'état gazeux.

En ce qui concerne la représentation de « l'histoire » d'un système de substances, c'est-à-dire son évolution dans le temps, plusieurs élèves pensent qu'à chaque état d'équilibre chimique ne peut correspondre qu'un seul état initial des substances. Un nombre important des élèves traite un système de substances initiales comme si elles étaient déjà en équilibre chimique et ils appliquent la loi de Le Chatelier. Certains élèves envisagent la possibilité de réactions même en l'absence des constituants nécessaires et d'autres confondent les proportions des concentrations des substances

en équilibre chimique avec les proportions stoechiométriques de la réaction. Dans le cas où il y a des concentrations plus grandes « d'un côté de la réaction » que de l'autre, ils pensent que le système va réagir spontanément vers la direction opposée pour « égaliser les concentrations », et ils ne tiennent pas compte de la constante d'équilibre  $K$  de la réaction. Dans leur grande majorité, ils n'ont pas saisi le sens et le rôle de la constante  $K$  et, par conséquent, ils ne l'utilisent pas dans leur raisonnement. À première vue, la loi de Le Chatelier semble bien acquise par les élèves, qui ont fait de bonnes prévisions en l'appliquant à des situations simples. Par contre, quand il était question d'appliquer cette loi pour la résolution d'un problème où il était indispensable d'avoir une bonne représentation de la situation, leurs performances furent très faibles. Ces données, et surtout le fait que les élèves développent des règles personnelles qualitatives pour la compréhension du comportement des systèmes en équilibre chimique, suggèrent que l'enseignement de la chimie doit aider les élèves à développer leur raisonnement qualitatif pour qu'ils puissent saisir de façon satisfaisante l'évolution du système dans le temps. À notre avis, l'enseignement doit combiner de façon cohérente le raisonnement qualitatif et le traitement mathématique de la situation, fait qui permettra également, dans un deuxième temps, de montrer les limites du raisonnement qualitatif.

Les conceptions des élèves, les règles et les stratégies qu'ils développent pour faire face à des situations impliquant le concept d'équilibre chimique, ainsi que leurs difficultés de représentation, semblent vérifier les trois premières hypothèses de ce travail. En ce qui concerne la quatrième hypothèse, la recherche de corrélation entre les représentations du système et les performances des élèves en résolution de problèmes a mis au jour une situation assez complexe. Il semble que plusieurs facteurs conditionnent la performance des élèves en résolution de problèmes, tels que la représentation du système au niveau empirique et moléculaire et la perception de « l'histoire » du système. Un autre paramètre serait la façon dont la loi d'action de masse fonctionne dans la situation réelle, c'est-à-dire si elle a un sens chimique ou si elle a un sens plutôt mathématique. Cette question mériterait d'être étudiée de façon plus systématique.

Comme il a déjà été écrit, cette recherche fait partie d'un projet plus large visant à la production d'un logiciel multimédia pour aider les élèves à surmonter leurs difficultés réelles, détectées par la recherche. À la suite de cette recherche nous avons développé le logiciel ChemEquilibria (Sigalas et al., 1997) et nous allons l'évaluer en situation d'apprentissage avec des élèves. Étant donné que le détail du développement du logiciel fera l'objet d'un autre article, nous allons nous limiter à présenter les grandes lignes qui ont guidé le développement du scénario pédagogique du logiciel.

ChemEquilibria comporte 5 parties et s'assigne comme but d'aider les élèves à :

- développer des représentations adéquates des systèmes gazeux en équilibre au niveau empirique (première partie) et au niveau moléculaire (deuxième partie) et à établir des corrélations satisfaisantes entre les représentations des trois niveaux de la chimie, notamment celles des niveaux empirique, moléculaire et symbolique ;

- comprendre le sens chimique de la loi d'action de masse et à renforcer ses relations avec la situation matérielle qu'elle décrit, pour faciliter le traitement mathématique des situations en équilibre (troisième partie) ;

- se représenter « l'histoire » des systèmes de substances, et plus spécialement les étapes successives à partir d'un état initial vers un état d'équilibre (quatrième partie), et d'un état d'équilibre vers un autre équilibre (cinquième partie) ;

- améliorer leurs conceptions en favorisant, entre autres, des situations d'interaction multiples, telles l'observation, la prévision et le conflit cognitif ;

- développer leur raisonnement qualitatif et en saisir les limites.

## BIBLIOGRAPHIE

BANERJEE A.C. (1991). Misconceptions of students and teachers in chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, vol. 13, pp. 487-494.

BEN-ZVI R., EYLON B. & SILBERSTEIN J. (1987). Students' visualisation of a chemical reaction. *Education in Chemistry*, vol. 24, pp. 117-120.

CAMACHO M. & GOOD R. (1989). Problem-solving and chemical equilibrium: successful versus unsuccessful performance. *Journal of Research in Science Teaching*, vol. 26, pp. 251-272.

CROS D., FAYOL M., MAURIN M., CHASTRETTE M., AMOUROUX R. & LEBER J. (1984). Atome, acides-bases, équilibre. Quelles idées s'en font les étudiants arrivant à l'université. *Revue Française de Pédagogie*, n° 68, pp. 49-60.

ÉVRARD N., HUYNEN A.-M. & BUEGER-VANDER BORGHT C. (1995). Communication d'un savoir scientifique en classe. De la verbalisation au concept d'équilibre chimique. *Didaskalia*, n° 6, pp. 9-37.

HAMEED M., HACKLING M.W. & GARNETT P.J. (1993). Facilitating conceptual change in chemical equilibrium using a CAI strategy. *International Journal of Science Education*, vol. 15, pp. 221-230.

GARNETT P.J., GARNETT P.J. & HACKLING M.W. (1995). Students' alternative conceptions in chemistry : a review of research and implications for teaching and learning. *Studies in Science Education*, vol. 25, pp. 69-95.

GORODESKY M. & GUSSARSKY E. (1986). Misconceptualisation of the chemical equilibrium concept as revealed via different evaluation methods. *European Journal of Science Education*, vol. 8, n° 4, pp. 427-441.

- LARCHER C. (1994). Point de vue à propos des équilibres chimiques. *Aster*, n° 18, pp. 57-62.
- MARTINAND J.-L. (1986). *Connaître et transformer la matière*. Berne, Peter Lang.
- NIAZ M. (1995). Relationship between student performance on conceptual and computational problems of chemical equilibrium. *International Journal of Science Education*, vol. 17, pp. 343-355.
- NURRENBERN S.C. & PICKERING M. (1987). Concept learning versus problem solving : is there a difference ? *Journal of Chemical Education*, vol. 64, n° 6, pp. 508-510.
- QUÍLEZ-PARDO J. & SOLAZ-PORTOLÉS J.-J. (1995). Students' and teachers' misapplication of the Le Chatelier's principle : implications for the teaching of chemical equilibrium. *Research in Science Education*, vol. 32, n° 9, pp. 939-957.
- SAWREY B.A. (1990). Concept learning versus problem solving : revisited. *Journal of Chemical Education*, vol. 67, pp. 253-34.
- SIGALAS M., SOLOMONIDOU C., STAVRIDOU E. & YANNAKOUDAKIS A. (1997). ChemEquilibria : a multimedia learning environment for the improvement of students' conceptions about chemical equilibrium. Paper presented at the 4<sup>th</sup> European Conference on Research in Chemical Education, University of York, York, 9-12 September 1997.

Cette recherche a été financée par le Secrétariat Général de la Recherche et de la Technologie de la Grèce. Le responsable du projet était le professeur M. Sigalas qui a participé au développement du logiciel (deuxième partie du projet).

## ANNEXE

### Le questionnaire

#### Question 1.

L'équation chimique :  $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 - Q$  décrit un système gazeux en équilibre chimique à une température donnée. Dans les conditions où se trouve le système, les concentrations<sup>2</sup> des substances sont :

$$[\text{PCl}_5] = 1 \text{ mol.L}^{-1} \quad [\text{PCl}_3] = 2 \text{ mol.L}^{-1} \quad [\text{Cl}_2] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

- a. Faites un dessin pour représenter, comme vous le désirez, l'espace dans lequel cette réaction se déroule.
- b. Faites un autre dessin pour représenter, comme vous le désirez, une petite partie de cet espace contenant des molécules des substances du système en équilibre

(Vous pouvez représenter les substances chimiques comme vous le désirez. Vous êtes priés d'expliquer clairement les symboles que vous utilisez.)

## Question 2.

En se référant au système décrit à la première question, et étant donné que la température reste constante, avec laquelle des deux propositions suivantes êtes-vous d'accord ?

i. Il y a un seul état initial possible. On peut avoir à l'état initial un système constitué d'une ou de plusieurs des substances décrites ci-dessus pour aboutir à l'équilibre chimique précédent.

ii. Il y a plusieurs états initiaux possibles. Pour chaque état initial on peut avoir un système constitué d'une ou de plusieurs des substances décrites ci-dessus pour aboutir à l'équilibre chimique précédent.

Marquez avec un x votre réponse.    i            ii

Justifiez votre réponse.

Le système en équilibre chimique qui est décrit dans la première question est perturbé de trois façons différentes. Étant donné que chaque changement concerne le système initial, qu'est-ce qu'il va se passer à votre avis si : la pression augmente (voir Question 3), du  $\text{PCl}_5$  est ajouté (voir Question 4), la température augmente (voir Question 5)<sup>3</sup>.

## Question 3.

### La pression augmente (à température constante)

**3.1.** Si à l'instant  $t_1$  la pression devient le double de la pression initiale, que va-t-il arriver au système ? Justifiez votre réponse.

**3.1.1.** Les concentrations des substances en  $\text{mol.L}^{-1}$  seront modifiées à l'instant  $t_1$  ?

OUI

NON

Si vous avez répondu OUI, vous êtes priés de calculer les nouvelles concentrations en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

**3.2.** Après le doublement de la pression, la constante d'équilibre chimique  $K$  :

- sera la même ?
- va augmenter ?
- va diminuer ?

Justifiez votre réponse.

**3.3.** À l'instant  $t_2 > t_1$ , le système se trouve à un nouvel équilibre chimique. Si la concentration en  $\text{Cl}_2$  à l'instant  $t_2$  se trouve modifiée de  $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  par

rapport à la concentration en  $\text{Cl}_2$  au moment  $t_1$ , vous êtes priés de calculer les nouvelles concentrations de toutes les substances à l'instant  $t_2$ .

#### Question 4.

##### On ajoute $\text{PCl}_5$ à température constante

**4.1.** Si à l'instant  $t_1$ ,  $\text{PCl}_5$  est ajouté au mélange des substances initiales en équilibre chimique, que va-t-il arriver au système ? (la température reste constante).

Justifiez votre réponse.

**4.2.** À l'instant  $t_2$ , longtemps après l'addition de  $\text{PCl}_5$  au mélange des substances initiales en équilibre chimique, la constante d'équilibre  $K$  :

- sera la même ?
- va augmenter ?
- va diminuer ?

Justifiez votre réponse.

#### Question 5.

##### La température augmente

**5.1.** Si à l'instant  $t_1$  la température du système de substances initiales en équilibre chimique augmente considérablement, qu'est-ce qu'il va arriver au système ?

Justifiez votre réponse.

**5.2.** À l'instant  $t_2$ , longtemps après l'augmentation de la température du mélange de substances initiales en équilibre chimique, la constante d'équilibre  $K$  :

- sera la même ?
- va augmenter ?
- va diminuer ?

Justifiez votre réponse.

#### Question 6.

À une température donnée, les substances gazeuses A, B, C, D peuvent

se trouver en équilibre chimique décrit par l'équation suivante :  
 $A + B \rightleftharpoons C + D$ .

Dans six récipients identiques vides à la même température on introduit les quantités suivantes de ces substances :

**Récipient 1.** 5 moles de A, 5 moles de B

**Récipient 2.** 5 moles de A, 5 moles de C

**Récipient 3.** 1 moles de A, 1 moles de B, 20 moles de C

**Récipient 4.** 2 moles de A, 2 moles de C, 0,5 moles de D

**Récipient 5.** 2 moles de A, 2 moles de B, 20 moles de C, 20 moles de D

**Récipient 6.** 2 moles de A, 2 moles de B, 2 moles de C, 2 moles de D

Pour chacun des systèmes ci-dessus, choisissez comme réponse une des cinq propositions suivantes : si vous n'êtes d'accord avec aucune de ces propositions, vous pouvez choisir VI.

I. La réaction avancera vers la droite jusqu'à l'équilibre chimique.

II. La réaction avancera vers la gauche jusqu'à l'équilibre chimique.

III. Le système ne va pas réagir.

IV. Le système se trouve à l'équilibre chimique.

V. Ces données sont insuffisantes pour arriver à une conclusion sur le déroulement de la réaction.

VI. Il se passera autre chose.

Dans tous les cas justifiez votre réponse.

## NOTES

1. En Grèce, le programme officiel oblige à la notation citée et, afin de ne pas perturber les élèves, nous l'avons adoptée. Le terme « Q » doit être compris comme le fait que le  $\Delta_r H^\circ$  de la réaction est positif.

2. De même, nous avons utilisé le terme « concentration d'un gaz » comme c'est très souvent le cas dans les manuels scolaires grecs.

3. Dans le programme et le manuel scolaire, on a affaire à des systèmes en équilibre chimique qui, après une perturbation, évoluent vers un nouvel équilibre chimique à volume constant.

Cet article a été reçu le 20/12/97 et accepté le 17/03/98.