



# Mise en place de situations problèmes pour l'apprentissage de la stœchiométrie en classe de seconde : compte rendu d'innovation

## A problems situations for the approach of stœchiometry with fifth form's groups : report of innovation

**André LAUGIER, Alain DUMON**

DAEST, IUFM d'Aquitaine, université Bordeaux 2  
3 ter, place de la Victoire,  
33076 Bordeaux cedex, France.

### **Résumé**

*L'objet de la recherche consiste à élucider ce qui entre en jeu lors d'un processus d'apprentissage où les élèves sont engagés dans une démarche de résolution de problèmes impliquant l'utilisation de l'équation de réaction et du concept de mole pour établir un bilan de matière. Une série de situations relatives à l'étude de la précipitation de l'hydroxyde de cuivre ont été élaborées en référence à la théorie des situations didactiques. Nous avons observé une très grande résistance des élèves à circuler entre les registres macroscopique, nanoscopique et symbolique pour résoudre les problèmes. Une série*

*d'obstacles qualifiés d'épistémologique, de sens commun, didactique et mathématique ont été mis en évidence.*

**Mots clés :** *stœchiométrie, mole, équation de réaction, situation problème, obstacle.*

### **Abstract**

*The object of the research consists of elucidating what comes into play when pupils undertake to solve a problem that implies the use of the equation of reaction and of the concept of mole to establish a balance sheet of matter. A series of situations relating to the study of the precipitation of copper hydroxide have been developed in reference to the theory of didactic situations. At pupils' level we have witnessed a very strong reluctance to contemplate the varied ranges – macroscopic, nanoscopic or symbolic – to solve the problems. A series of obstacles that are described as epistemological, common sense, didactic and mathematical have been demonstrandum.*

**Key-Words :** *stoichiometry, mole, equation of reaction, problem-situation, obstacle.*

## **INTRODUCTION**

À l'issue de la classe de seconde (16 ans), face à une transformation de la matière, un élève doit savoir reconnaître une transformation chimique, quels sont les concepts qui l'organisent, comment il est possible de représenter un tel phénomène, quel langage permet de communiquer des connaissances à son sujet, comment l'utiliser pour réaliser un bilan de matière. Derrière les objectifs assignés à l'enseignement de la chimie, c'est toute l'activité des philosophes et des scientifiques depuis deux mille ans, autour de la matière et de ses transformations, qui se trouve concernée (Laugier & Dumon, 2001).

En effet ce n'est que vers la fin du premier quart du XX<sup>e</sup> siècle que le niveau de formulation du modèle de la transformation chimique tel qu'il est enseigné aux élèves s'est stabilisé (Dumon & Laugier, 2004) ; à savoir que :

- **dans le registre macroscopique**, la transformation chimique est un processus de réorganisation des atomes des substances de départ par lequel se forment de nouvelles substances. Cette transformation, qui se produit entre des collections de particules, est modélisée à l'aide d'une équation de réaction respectant la conservation des éléments. Cette équation permet d'effectuer un bilan en masse en utilisant la variable avancement ;

- **dans le registre nanoscopique**, la transformation chimique est un processus qui fait intervenir les électrons des couches de valence des atomes ;

atomes unis par des liaisons covalentes au sein de molécules ou sous forme d'ions. Durant la réorganisation des atomes, des liaisons se rompent d'autres se forment. Les atomes sont constitués de particules subatomiques. Ils sont représentés par le symbole de l'élément correspondant, son numéro atomique, un nombre de masse, et possèdent une certaine structure électronique. Le nombre de liaisons (ou la charge des ions) qui peuvent être formées par un atome est lié à cette structure. La mole est l'outil qui permet de passer de la description nanoscopique de la réaction chimique à sa description macroscopique.

Barlet & Plouin (1994) qualifient l'équation de réaction de concept intégrateur et polysémique. Intégrateur en ce sens qu'il permet de rendre compte de l'observation expérimentale à l'échelle d'une très grande population d'entités chimiques mais qu'il ne prend sens que grâce au recours à l'échelle atomique ou moléculaire. Ce passage de l'observation à la modélisation nécessite la maîtrise de concepts du registre nanoscopique (atome, élément, molécule, ion, masses atomiques et moléculaires), du registre macroscopique (espèces chimiques, corps simples, corps composés, masses molaires), du registre symbolique (symboles des éléments, formules des espèces chimiques, coefficients stœchiométriques) et enfin de l'opérateur qui permet de « *faire le transfert de l'individu chimique non observable à une collection d'individus chimiques observables* » (Barlet & Plouin, 1994, p. 31). Polysémique, parce que l'équation chimique « *présente des significations multiples, elle prend appui sur de l'explicite, elle suggère le non-dit. Elle présuppose beaucoup de notions associées à l'évolution de la réaction, et l'enseignant passe souvent de l'une à l'autre sans le dire* » (Barlet & Plouin, 1994, p. 46).

C'est donc un concept complexe dont la maîtrise nécessite une forte capacité d'abstraction. Il serait illusoire de croire, qu'alors que les scientifiques ont mis des siècles à le construire, les élèves seraient capables de l'utiliser pour l'établissement de bilans en masse (compétence attendue en fin de seconde) sans rencontrer de problèmes. Nous formulons l'hypothèse que c'est la difficulté rencontrée par les élèves dans la mise en relation de la phénoménologie macroscopique observée avec une phénoménologie nanoscopique imaginée qui ne leur permet pas d'utiliser correctement le registre symbolique pour rendre compte de la transformation chimique (Laugier & Dumon, 2000).

De nombreux chercheurs se sont intéressés aux conceptions que se font les élèves des transformations chimiques de la matière et aux difficultés qu'ils rencontrent dans les différents registres d'appréhension (macroscopique, nanoscopique, symbolique). Leurs travaux ont été analysés par différents auteurs (Fillon, 1997 ; Barker, 2000 ; Laugier & Dumon, 2000) et nous avons rassemblé dans le tableau 1 leurs principales conclusions. Seules seront résumées ici les difficultés rencontrées au niveau de l'équation bilan (pour un état des lieux plus détaillé cf. Furio *et al.*, 2002).

Dans le registre symbolique il y a à la fois des concepts qui renvoient exclusivement au registre macroscopique (masse, volume, nom), au registre nanoscopique (représentation d'un atome, d'une molécule, d'un ion) et aux deux registres (symbole de l'élément ou de la particule, formule). C'est par le registre symbolique que se fait le lien entre les registres macroscopique et nanoscopique. Yaroch (1985) a mis en évidence que sur 14 étudiants qui arrivaient à équilibrer<sup>1</sup> correctement une équation (du type  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ ), 9 ne réussissaient pas à faire le lien entre ces deux registres. Dans le niveau le plus élevé de compréhension l'étudiant perçoit les différentes significations des symboles chimiques et des coefficients numériques alors que dans le niveau le plus bas il s'agit d'une simple manipulation mathématique de signes. Ce décalage entre réussir à équilibrer une équation de réaction et comprendre sa signification dans les registres macroscopique et nanoscopique a été largement confirmé par d'autres recherches comme celles de Nurrenbern & Pickering (1987), Savoy & Steeples (1994) ou Huddle & Pillay (1996). Dans le registre symbolique le concept de mole permet de lire une équation de réaction dans les deux registres. Une étude suédoise (Tulberg *et al.*, 1994) montre que la majorité des étudiants ne fait pas la distinction entre la « masse molaire » et la « masse atomique » et conçoit la mole comme un nombre de particules et pas comme une quantité de matière. Quand le mot « quantité » est utilisé à propos d'une équation chimique les étudiants le comprennent comme un synonyme soit du nombre de moles, soit de la masse molaire, soit du volume. Ces confusions, auxquelles s'ajoutent des difficultés à manier les nombres, sont à l'origine des erreurs des élèves lorsqu'il s'agit de lier le rapport des masses des différents éléments à la formule du composé (Schmidt, 1990).

L'objet de la recherche consiste à élucider ce qui entre en jeu lors d'un processus d'apprentissage où les élèves sont engagés dans une démarche de résolution de problèmes impliquant l'utilisation de l'équation de réaction et du concept de mole pour établir un bilan de matière. Il convient de préciser que les élèves étaient familiarisés avec le type d'activité proposé (le travail par situations problèmes) mais que l'établissement d'un bilan en quantité de matière n'avait pas encore été objet d'apprentissage.

## 1. ÉLABORATION DES SITUATIONS PROBLÈMES

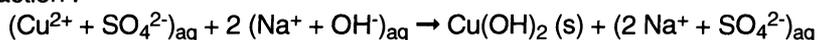
Nous sommes partis de l'hypothèse que « *le passage à un enseignement scientifique ne peut se faire que par une problématisation (établissement des raisons) qui se réalise, en particulier, par la caractérisation, la mise en tension critique de ce qui relève du registre empirique et de ce qui*

---

(1) Expression remplacée dans les actuels programme de seconde par : « *ajuster les nombres stœchiométriques* ».

*appartient au registre des modèles* » (Orange, 2003, p. 63). Nous avons donc choisi de faire affronter par les élèves le nœud d'obstacles précédemment identifié à travers des situations problèmes. Ces situations seront élaborées en tenant compte des lignes directrices proposées par Robardet (2001) en référence à la théorie des situations didactiques de Brousseau (1998).

Une des situations expérimentales souvent proposées pour l'étude de la stœchiométrie d'une réaction chimique est celle de la précipitation de l'hydroxyde de cuivre (II) à partir d'une solution de sulfate de cuivre (II) et d'une solution d'hydroxyde de sodium. La question à laquelle les élèves devront répondre est la suivante : « **Comment faire lorsqu'on mélange les deux solutions pour qu'il ne reste plus d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  ou d'ions  $\text{OH}^-$  en solution ?** » Pour répondre, les élèves doivent savoir écrire l'équation de réaction :



et l'exploiter en exprimant les proportions dans lesquelles doit s'effectuer le mélange en termes de quantité de matière :  $n(\text{Cu}^{2+}) / n(\text{OH}^-) = \frac{1}{2}$ . Tout raisonnement reposant uniquement sur les masses des substances ou les volumes des solutions ne peut conduire à la réponse.

Compte tenu des nombreuses difficultés qu'ils sont susceptibles de rencontrer, la recherche de la réponse à la question a été organisée en deux étapes. La première étape est destinée à familiariser les élèves avec la transformation chimique étudiée. Elle doit permettre une adaptation progressive au milieu (au sens de Brousseau) facteur de difficultés, de déséquilibres, pour conduire à la construction du problème. Elle a pour but d'associer à l'évolution des repères dans le registre empirique les constructions dans le registre des modèles prévues par les instructions officielles :

- à la transformation chimique d'un système est associée une réaction chimique qui rend compte macroscopiquement de l'évolution du système et qui donne lieu à une écriture symbolique appelée équation ;
- les nombres stœchiométriques de l'équation s'écrivent en respectant les lois de conservation des éléments et des charges ;
- une transformation chimique ne nécessite pas que les réactifs soient dans des proportions particulières dans l'état initial.

La deuxième étape, intervenant après l'introduction du concept de mole lors d'une séquence d'enseignement classique, concerne la résolution du problème proprement dite. Les élèves n'ayant pas encore abordé les réactions chimiques d'un point de vue quantitatif, nous cherchons moins à les amener à trouver la bonne réponse à la question posée qu'à multiplier les interactions entre idées explicatives et/ou prédictives et résultats empiriques afin qu'ils :

- s'approprient l'idée que lors d'une transformation chimique les réactifs réagissent dans les proportions indiquées par les nombres stœchiométriques,
- réalisent que seule l'utilisation de la grandeur quantité de matière permet de répondre à la question.

	<b>Obstacles perceptifs</b>	<b>Obstacles mécanistes</b>	<b>Non maîtrise de concepts</b>	<b>Non maîtrise de raisonnements</b>
<b>Registre macroscopique</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Transformation chimique perçue en termes d'évènement (flamme, changement de couleur, précipité, dégagement de gaz, etc.) et non de transformation.</li> <li>Considérer comme physique tout ce qui se transforme "naturellement", et comme chimique tout ce qui est provoqué par l'homme.</li> <li>L'idée de conservation est directement liée à la perception. Lorsqu'il n'y a plus d'évidence perceptible (gaz, couleur), la substance est ignorée, inversement quand l'évidence perceptible est forte (solide noir), la substance est inventée (C).</li> <li>Une substance peut changer de propriétés, sans changer d'identité.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Matière perçue comme un milieu continu.</li> <li>Substantialisation des phénomènes accordant plus d'importance à ce qui change qu'à ce qui se conserve.</li> <li>Les propriétés macroscopiques des substances s'expliquent par les propriétés des particules dans le registre nanoscopique.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Confusion mélange/ corps composé ; corps purs/ corps simples ; la notion d'espace chimique n'est pas comprise.</li> <li>Confusion masse/ densité.</li> <li>La prise en compte de la conservation de la masse dépend du contexte.</li> <li>Les processus de dissolution, de précipitation.</li> <li>Le fait que les transformations impliquent un grand nombre de particules.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Confusion entre monde réel et monde des modèles.</li> <li>Incapacité à utiliser les modèles du registre nanoscopique pour interpréter les phénomènes du registre macroscopique.</li> <li>Raisonnement linéaire causal en termes d'agent et de patient (centration sur l'un des réactifs) et non en termes d'interaction.</li> <li>Généralisation abusive à partir de réactions prototypiques ou considération que tout ce qui se mélange conduit à une réaction.</li> <li>Une transformation chimique est un processus simple représenté par une équation <math>[H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)]</math>.</li> </ul>
<b>Registre nanoscopique</b>		<ul style="list-style-type: none"> <li>La particule représentative de la substance à l'échelle nanoscopique possède tous les attributs de cette substance (dégagement de gaz ou d'eau par particules déjà présentes, dans la substance initiale).</li> <li>Description du registre nanoscopique à partir de l'observation macroscopique : l'atome de cuivre est rouge).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Les concepts de molécule, d'élément, d'atome, d'ion.</li> <li>La conservation des atomes, leur réorganisation.</li> <li>Modèle cinétique de la matière.</li> <li>Liaisons inter ou intra moléculaires.</li> <li>Masse atomique et masse moléculaire.</li> </ul>	
<b>Registre symbolique</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>L'équation chimique se lit toujours de gauche à droite : à gauche l'état initial, à droite, l'état final.</li> <li>Une réaction chimique est toujours totale.</li> <li>Non prise en compte du réactif limitant.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Les molécules des corps composés se forment par assemblément, mélange des corps simples (<math>CO_2 = C</math> et <math>O_2</math>).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Les indices relatifs aux éléments dans les formules ne sont pas représentatifs du rapport selon lequel les éléments se combinent.</li> <li>Non prise en compte des proportions définies car non maîtrise de la notion de « valence ».</li> <li>Confusion masse moléculaire / masse molaire.</li> <li>Confusion nombres stoechiométriques et nombres de moles.</li> <li>La mole est un nombre de particules ou une masse.</li> <li>La quantité de matière est une masse ou un volume.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Recherche de symétrie (monoxyde de cuivre + carbone <math>\rightarrow</math> monoxyde de carbone + cuivre ou <math>CuO + C \rightarrow CO + Cu</math>).</li> <li>Difficultés dans le traitement mathématique ou la manipulation des nombres (<math>n_1/m_1 = n_2/n_2</math> ou <math>M_1/M_1</math> au lieu de <math>n_1M_1/n_2M_2</math>).</li> <li>Utilisation d'algorithmes mémorisés dans un contexte et non appropriés dans la situation nouvelle.</li> </ul>

Tableau 1 • Difficultés et obstacles à la compréhension de la transformation chimique

Le déroulement des activités au cours des deux étapes sera organisé en respectant des phases **d'action** permettant à l'élève, au cours d'interactions avec les autres élèves du groupe de travail et de l'expérience à réaliser, « *de se construire une représentation de la situation qui lui sert de modèle pour prendre ses décisions* » (Brousseau, 1998, p. 33) ; des phases de **formulation** conduisant à une mise au point d'un langage commun à tous les membres du groupe ; de **validation** par confrontation des propositions du groupe à l'opinion des autres élèves et/ou à l'expérience. Chaque situation est introduite par une question et doit déboucher sur une nouvelle question objet de la situation suivante.

L'étude a été menée en situation de classe réelle. Durant le temps didactique imparti au déroulement de ces situations (2 séances de TP de 1h30) les deux enseignantes des deux classes observées avaient donc le devoir d'enseigner « quelque chose » à leurs élèves. Ces moments où l'enseignant fait reconnaître aux élèves la valeur d'une procédure, d'une formulation, ayant un rapport important avec la connaissance visée, sont appelés par Brousseau : phases d'institutionnalisation. L'analyse *a priori* des deux étapes est présentée dans les tableaux 2 et 3.

Comme il serait illusoire de croire que les élèves sont capables de construire seuls des concepts ou modèles que les chimistes ont mis des siècles à établir, il convient d'insister sur l'importance des **guidages** au cours de ces activités. Ils consistent « *à suggérer aux élèves des procédures proches de ce qu'ils savent faire et les orienter vers les procédures savantes* » (Lemeignan & Weil-Barais, 1988, p. 133).

## 2. LES RÉSULTATS DE L'OBSERVATION DE LA PREMIÈRE SÉANCE DE TP

### 2.1. La prévision de ce qui se passe

La réaction de précipitation de l'hydroxyde de cuivre a été choisie car les élèves l'ont déjà rencontrée depuis le début de l'année. Dans la première partie de la séquence expérimentale tous les élèves disposent des mêmes solutions de sulfate de cuivre et d'hydroxyde de sodium. L'analyse des prévisions écrites montre que la quasi-totalité des élèves prévoit la formation d'un précipité. Mais, sur les 52 élèves présents dans les deux classes :

- 16 se contentent d'annoncer la formation d'un précipité sans autre précision : « *Il va sans doute y avoir un précipité. On va le traduire par un schéma exprimant les manipulations ainsi que les résultats* » ;
- 16 précisent qu'il s'agit de la formation d'un précipité d'hydroxyde de cuivre : « *Le mélange des 2 solutions va former un précipité d'hydroxyde de cuivre. Le précipité sera bleu.  $(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^-$*  » ;

Présentation de la situation (consignes et questions posées)	Savoir-faire dans le domaine expérimental	Connaissances à mettre en œuvre ou à institutionnaliser
<p>Aujourd'hui on va regarder ce qui se passe dans une réaction chimique quand on met en présence deux corps qui réagissent entre eux. Vous allez verser dans un bêcher une solution de sulfate de cuivre et une solution d'hydroxyde de sodium (dans l'ordre et dans les proportions que vous souhaitez). Que va-t-il se passer ? Comment pourriez-vous le représenter ?</p> <p>Travail individuel, par écrit : phase d'action. Discussion collective : phase de formulation. D'après vous restera-t-il des ions cuivre (II) ou hydroxyde en solution ?</p> <p>Travail individuel, par écrit : phase d'action. Travail collectif : phase de formulation. Réalisation de l'expérience, travail en groupes de 4 : phase de validation D'après vous, restera-t-il des ions cuivre (II) ou hydroxyde dans la solution ? Réponse justifiée par écrit. Discussion collective et formulation du premier problème : Vous allez réfléchir aux expériences que vous devez faire pour répondre à cette question.</p> <p>Résolution du premier problème : - phases d'action, de formulation, de validation implicite par réalisation d'expériences en groupe de 4 ; - discussion collective pour élaborer un protocole pertinent ; Phase de validation explicite et d'institutionnalisation.</p> <p>- Mise en œuvre du protocole.</p>	<p>Verser lentement les deux solutions dans un bêcher.</p> <p>Réaliser une filtration. - Séparer une solution en deux parties. - Mettre en œuvre un test de présence d'ions</p> <p>Mesurer des volumes précis de solutions.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Associer les noms, sulfate de cuivre, hydroxyde de sodium, ion cuivre II et ion hydroxyde, hydroxyde de cuivre, sulfate de sodium, aux formules correspondantes. Prédire la formation d'un précipité d'hydroxyde de cuivre (Situation déjà abordée dans un autre contexte).</li> <li>- Représenter cette réaction chimique en utilisant le langage et/ou le symbolisme chimique adapté.</li> <li>- Écriture de l'équation de réaction.</li> <li>- Prédire s'il restera des ions cuivre II ou hydroxyde en argumentant.</li> <li>- Associer les différentes couleurs à la présence de substances différentes (incolorer pour l'hydroxyde de sodium et les ions hydroxyde, solution bleue des ions cuivre II, précipité bleu pâle d'hydroxyde de cuivre).</li> <li>- À partir de la coloration de la solution surmeublée, prévoir s'il reste des ions cuivre (II), prévoir s'il reste des ions hydroxyde.</li> <li>- Envisager la mise en œuvre de tests de reconnaissance des ions.</li> <li>- Imaginer deux moyens pour tester la présence d'ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> et <math>\text{OH}^-</math>. Imaginer la suite des opérations à effectuer (filtrer, faire deux parts du filtrat, mettre en œuvre les deux tests retenus, conclure).</li> <li>- La réaction entre les ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> et <math>\text{OH}^-</math> peut être utilisée comme test réciproque : si en ajoutant des ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> un précipité se forme alors il reste des ions <math>\text{OH}^-</math> dans la solution sinon il n'y en a pas ; même chose pour les ions <math>\text{OH}^-</math>.</li> <li>- Pendant le test, associer les différentes couleurs à la présence de substances différentes (incolorer pour l'hydroxyde de sodium et les ions hydroxyde, solution bleue des ions cuivre II, précipité bleu pâle d'hydroxyde de cuivre), associer la filtration à la séparation des produits de la réaction.</li> <li>- Conceptualiser que, dans une réaction chimique totale entre deux réactifs, si les conditions sont quelconques, après réaction il reste un des deux réactifs.</li> <li>- Chercher les conditions pour qu'il ne reste aucun des deux ions dans la solution en utilisant l'équation de réaction qui nous informe sur les proportions dans lesquelles les ions des réactifs s'associent dans la réaction chimique.</li> <li>- Pour qu'il ne reste aucun des deux ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> et <math>\text{OH}^-</math>, il faut connaître la quantité de matière de chacune de ces deux espèces dans les réactifs. Deux fois plus d'ions hydroxyde signifie une quantité de matière deux fois plus grande et non un volume deux fois plus important de solution.</li> </ul>
<p>Formulation du nouveau problème : Comment faire pour qu'il ne reste plus aucun des deux ions en solution ?</p> <p>- Par groupe de 4, élaborer un protocole et le mettre en œuvre : phases d'action, de formulation de validation implicite. Discussion collective pour faire le bilan des protocoles ; phase de validation explicite et d'institutionnalisation</p>		

Tableau 2 • Analyse a priori de la première séance de TP

Présentation de la situation (consignes et questions posées)	Savoir-faire dans le domaine expérimental	Connaissances à mettre en œuvre ou à institutionnaliser
<p>Présentation et formulation du second problème :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- discussion collective sur les conclusions de la séance précédente :</li> <li>- vous disposez de cristaux de sulfate de cuivre pentahydraté (<math>\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}</math>) et de cristaux d'hydroxyde de sodium (<math>\text{NaOH}</math>). C'est vous qui allez préparer les solutions à mélanger pour qu'il ne reste aucun des deux ions hydroxyde ou cuivre (II), dans la solution finale. Comment allez-vous procéder ?</li> </ul> <p>Résolution du second problème.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Par groupe de 4 élaborer un protocole et le mettre en œuvre : phases d'action, de formulation de validation implicite.</li> <li>- Il est exigé la production et la rédaction d'un protocole complet même si celui-ci n'est pas correct.</li> <li>- Les masses atomiques ne sont fournies qu'à la demande des élèves</li> <li>- Guider les élèves pour que les masses envisagées se situent dans une fourchette raisonnable pour la pesée, même si elles ne sont pas correctes.</li> <li>- Intervenir, à la demande des élèves, pour débloquer la situation si nécessaire.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Mesurer des masses de réactifs à l'état solide.</li> <li>- Préparer les solutions à partir de ces solides.</li> <li>- Réaliser une filtration.</li> <li>- Séparer une solution en deux parties.</li> <li>- Mettre en œuvre un test de présence d'ions.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Rappel de l'équation de réaction.</li> <li>- Il faut connaître la quantité de matière des ions présents dans les solutions des réactifs de départ, afin de prévoir s'il en restera dans la solution finale. Dans le cas contraire il reste une des deux espèces d'ions dans la solution.</li> <li>- L'équation de réaction indique que ces ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> et <math>\text{OH}^-</math> doivent être dans la proportion de 2 ions hydroxyde pour 1 ion cuivre II.</li> <li>- Préparer à partir des réactifs en poudre, les solutions d'hydroxyde de sodium et de sulfate de cuivre. La solution d'hydroxyde de sodium doit contenir deux fois plus d'ions <math>\text{OH}^-</math> que d'ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> présents dans la solution de sulfate de cuivre.</li> <li>- Pour cela, calculer la masse molaire de l'hydroxyde de sodium et du sulfate de cuivre pentahydraté, à partir des masses molaires atomiques des éléments constitutifs. Calculer les masses de réactifs nécessaires à partir des masses molaires et des quantités de matière.</li> <li>- Conceptualiser que la mole permet de lire à l'échelle macroscopique une équation de réaction écrite à l'échelle nanoscopique. Les coefficients devant les formules des corps qui réagissent, permettant de connaître les quantités de matière nécessaires.</li> <li>- Tester la présence d'ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> et <math>\text{OH}^-</math> à l'aide de la réaction entre les ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> et <math>\text{OH}^-</math>.</li> <li>- Mettre en place les opérations à effectuer : filtrer, faire deux parts du filtrat, mettre en œuvre les deux tests retenus, conclure.</li> </ul>

Tableau 3 • Analyse a priori de la deuxième séance de TP

- 18 prévoient la formation d'un précipité de sulfate de sodium : « *Le sulfate va réagir avec le sodium pour former un précipité blanc de sulfate de sodium* ». Nous pensons qu'il s'agit ici d'une confusion avec le test des ions sulfate, vu en début d'année ;
- 2 n'ont pas répondu.

La discussion collective qui a eu lieu dans chacune des classes a confirmé l'incapacité des élèves à reproduire les connaissances liées à cette réaction (noms des produits, formules des réactifs et des produits). L'enseignante doit faire rappeler cette réaction par un élève.

## 2.2. L'écriture de la réaction

- En ce qui concerne la représentation de la réaction chimique, aucun élève n'écrit la réaction avec les noms des quatre corps. Pourtant, depuis plusieurs mois (TP sur le cycle du cuivre), cette représentation d'une réaction chimique, avec les noms des produits et des réactifs, est utilisée systématiquement dans les deux classes. Cependant les élèves continuent de privilégier la représentation avec un schéma descriptif du dispositif expérimental.

- Parmi les 52 élèves, 24 essaient d'écrire l'équation de réaction avec les formules mais il n'y en a que 8 qui le font correctement ; les autres, soit ne connaissent pas les formules correctes pour les produits ou les réactifs, soit n'arrivent pas à équilibrer la réaction.

L'utilisation de l'équation de réaction n'est donc pas encore pour les élèves, en ce milieu d'année (mi-février), un outil pertinent pour représenter une transformation chimique et prévoir les transformations possibles. De plus, ils éprouvent de grandes difficultés pour son écriture. Ils s'interrogent sur la position des parenthèses, les ions qui interviennent sont cités mais les proportions sont erronées. Ils écrivent  $\text{CuOH}$  pour l'hydroxyde de cuivre et ne comprennent pas pourquoi, alors que l'on a toujours des ions cuivre (II), on doit écrire  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  pour l'hydroxyde,  $\text{CuSO}_4$  pour le sulfate solide et  $(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$  pour le sulfate en solution. Ils ont du mal à distinguer les ions qui interviennent dans la transformation de ceux, souvent appelés « spectateurs », que l'on retrouve aussi bien dans les réactifs que dans les produits de la réaction. La question qu'ils se posent est : « *y a-t-il formation d'une espèce chimique nouvelle dans la mesure où dans l'hydroxyde de cuivre on retrouve les mêmes ions que dans les solutions de départ ?* »

## 2.3. La prévision sur la présence d'ions dans la solution finale

Après que l'équation de réaction ait été écrite au tableau, la majorité des élèves (38) pense qu'il ne restera pas d'ions hydroxyde ou cuivre II car : « *C'est un précipité constitué à partir de ces deux entités, ils seront tous les*

deux dans le précipité et non dans la solution ». Ils auraient été sans doute plus nombreux encore si les enseignantes, sur la fiche de prévisions écrites, n'avaient précisé que la question portait sur la présence d'ions **dans la solution**. Car, parmi ceux qui pensent qu'il restera des ions cuivre II ou hydroxyde, plusieurs le justifient en disant que ces ions existent toujours puisqu'ils sont dans le précipité : « *Ils sont coincés dans le précipité* ».

Pour répondre à la question, quelques élèves (8 en tout), essaient d'utiliser l'équation de réaction. Ils pensent qu'elle représente effectivement ce qui se passe dans le tube à essais, mais elle ne tient pas compte des proportions dans lesquelles les réactifs sont mis en présence. L'équation n'est pas le bilan de ce qui se passe. Cette représentation erronée conduit un groupe à écrire : « *Non, il ne restera aucun des deux car l'équation bilan de la prévision serait faussée.* »

Cette idée se retrouvera au cours de la discussion : « *De toutes façons s'il restait des réactifs à la fin, on devrait les voir dans la partie droite de l'équation de réaction* ».

## 2.4. La modification de la prévision en fonction de l'observation

Quelques élèves (12/52) persistent à penser que tous les ions sont dans le précipité : cette opinion est renforcée lorsque la quantité de précipité est importante et que les ions hydroxyde ont été versés en excès rendant la solution incolore (9 élèves sur les 12 précédents).

Mais, après l'observation du bécher dans lequel ont été versées les deux solutions, plusieurs élèves expriment des doutes. Si la solution est bleue ils reconnaissent la présence de l'ion cuivre II. C'est le cas pour les 30 élèves qui avaient versé un excès de sulfate de cuivre. Aucun des élèves ayant constaté la présence d'ions cuivre II, ne s'interroge sur la présence éventuelle d'ions hydroxyde dans la solution.

Lorsque celle-ci est incolore (24 élèves), ils écartent la présence d'ions cuivre II mais 15 d'entre eux s'interrogent sur la présence d'ions hydroxyde : « *on n'en est pas sûr car l'observation de l'expérience montre qu'il reste une solution incolore sur la phase supérieure au précipité* ».

Il est intéressant de noter que, parmi ceux qui expriment des doutes, il y en a 12 qui pensent que la présence ou l'absence d'un des deux ions dépend des proportions dans lesquelles ils ont été mis en présence : « *Il restera de l'hydroxyde ou des ions cuivre suivant les proportions de chacun car si l'on met plus d'hydroxyde que de cuivre il en restera qui n'aura pas réagi. Idem pour l'autre* ».

Cette idée se précisera lors de la discussion au sein des 2 classes. Les expressions de « *quantités de départ* », « *proportions* », « *réactif en*

excès » sont utilisées par les élèves. Au cours de cette discussion autour des béchers, face aux résultats des expériences des différents groupes, plusieurs élèves se demandent pourquoi, « *alors qu'on a fait la même chose* », les résultats des expériences peuvent être différents. Ils commencent à concevoir que c'est justement cette différence qui fait l'objet de la discussion. Mais une interrogation subsiste : comment des résultats différents peuvent-ils être représentés par la même équation de réaction ? Cette difficulté des élèves souligne l'ambiguïté du statut de l'équation de réaction qui correspond à une modélisation de la transformation chimique.

## **2.5. L'élaboration et la mise en œuvre du protocole expérimental pour savoir s'il reste des ions $\text{Cu}^{2+}$ ou $\text{OH}^-$ dans la solution**

La première difficulté que rencontrent les élèves est le besoin de reproduire quelque chose de connu (les tests de présence d'ions). Pour les ions cuivre II, pas de problème, il s'agit d'un test par les ions hydroxyde estampillé comme tel, et que les élèves retrouvent facilement. Mais pour tester les ions hydroxyde, il leur paraît bizarre de devoir inventer un test qui ne figure pas en tant que tel dans le livre ou dans le cahier. Ils vont rejeter l'idée, même si elle répond au problème posé, uniquement parce que ce n'est pas dans le cours.

La seconde difficulté, liée à la précédente, provient de ce que depuis les premiers contacts des élèves avec la chimie les tests leurs sont présentés comme « des tests **de** quelque chose ». L'idée de tester les ions hydroxyde par les ions cuivre leur est difficile à concevoir. Pour les élèves, l'ion  $\text{OH}^-$  est le réactif de l'ion  $\text{Cu}^{2+}$ , ce n'est pas un ion dont on cherche la présence ou qui peut servir à tester la présence d'autre chose. C'est la manifestation de l'obstacle selon lequel il y a un des réactifs qui agit sur l'autre. La résistance de cet obstacle peut s'expliquer par l'enseignement de la chimie qui présente les substances par leur fonction (l'eau de chaux, la liqueur de Fehling, sont estampillées réactifs de quelque chose).

Ce statut particulier du réactif se retrouve dans la façon dont les élèves manipulent. Si un test est négatif ils vont ajouter dans la solution un autre réactif pour faire un nouveau test, sans se poser la question d'éventuelles interactions. Le réactif a un statut à part, ce n'est pas une substance susceptible d'avoir d'autres actions que le test pour lequel elle est généralement connue et employée.

Il s'agit là de difficultés qui empêchent les élèves de réussir rapidement. Mais, lorsque au cours des discussions entre les groupes, un groupe explique comment il a fait pour tester les ions  $\text{OH}^-$  par les ions cuivre II, cette méthode est adoptée par tous, comme une méthode astucieuse que l'on s'en veut de ne pas avoir trouvé seul.

## 2.6. L'élaboration et la mise en œuvre d'un protocole pour qu'il ne reste ni ions $\text{Cu}^{2+}$ ni ions $\text{OH}^-$ après réaction

### 2.6.1. Les raisonnements spontanés se font en volume, dans le registre macroscopique

S'il reste des ions  $\text{OH}^-$  ou  $\text{Cu}^{2+}$  les élèves se doutent que « *c'est une histoire de proportions* », mais ils ne se tournent pas pour autant vers l'équation de réaction. Leur première idée fait appel à ce qui leur paraît être une question de bon sens, « *on n'a pas pris les bons volumes* ». Si on veut « *que ça tombe juste* » il faut « **faire moitié-moitié** », « *parce qu'avec des volumes égaux ça doit tomber juste* ». Ce type de raisonnement se retrouve dans les deux classes observées. Il réapparaîtra plusieurs fois au cours de la séquence et ne pourra être abandonné. Nous le nommerons **obstacle de sens commun** dans la suite de cette étude.

Ayant réalisé le mélange dans ces proportions-là, ces élèves se rendent compte qu'il reste des ions hydroxyde. Reprenant leur réflexion ils continuent à raisonner au niveau macroscopique, c'est-à-dire en volume, et proposent deux volumes de sulfate de cuivre et un volume d'hydroxyde de sodium. Maintenant il reste des ions cuivre II. À ce moment-là certains se découragent « *il y a une infinité de possibilités, on ne va pas y arriver !* », d'autres s'acharnent et proposent de travailler par approximations successives en rajoutant des fractions connues de volumes d'une des deux solutions.

### 2.6.2. Une prise de conscience difficile de l'existence d'un niveau nanoscopique

Lors de la discussion entre les élèves commence à être exprimée l'idée « *qu'on ne peut pas y arriver car on ne sait pas combien il y a d'ions au départ* ». C'est la première étape dans la résolution du problème. Comme les élèves ne pensent pas à utiliser l'équation de réaction, et tentent toujours de raisonner en volume, c'est l'enseignante qui leur indique cette direction de recherche.

Mais leur lecture de cette équation n'est pas celle attendue par les enseignantes. Les élèves perçoivent bien que la signification du coefficient 2 devant  $\text{NaOH}$  est importante, mais ils croient qu'il faut « *mettre deux fois plus de soude que de sulfate de cuivre* ». La discussion tourne alors autour de la signification de ce « *deux fois plus* » :

- dans une des deux classes, ce « deux fois plus de soude » relance l'élaboration et la mise en œuvre des protocoles avec deux volumes de soude pour un volume de sulfate de cuivre. Pourtant ces protocoles venaient d'être testés et infirmés quelques minutes auparavant ;

- dans l'autre classe, un groupe propose une lecture en masse : il suffirait de prendre une masse d'hydroxyde de sodium deux fois plus importante que celle de sulfate de cuivre. Comme l'enseignante désigne à nouveau l'équation de réaction, un élève affirme alors « *c'est normal qu'il reste des ions hydroxyde parce qu'au départ il y en a deux fois plus* ». Ce constat conduit à l'abandon du raisonnement en masse et ramène les élèves face à l'obstacle de sens commun : « *il faut en mettre autant des deux* ».

En s'interrogeant sur la signification de ce « autant » les élèves restent toujours au niveau macroscopique : « *la même quantité* », « *la même masse* », « *le même volume* ». Ils se révèlent incapables de raisonner autrement que dans ce registre. **L'obstacle épistémologique**, qui consiste à penser que « *comme la transformation chimique ne me montre pas ce qui se passe au niveau nanoscopique, alors je ne peux pas réussir à utiliser ce niveau nanoscopique qui m'est inaccessible* » (Laugier & Dumon, 2003, p. 90), résiste.

### **2.6.3. Des tentatives de franchissement de l'obstacle se développent**

Souhaitant débloquer la situation, l'enseignante insiste encore sur la signification des coefficients de l'équation de réaction. Au cours de la discussion, des élèves, sensibles à cette insistance, formulent des propositions plus précises dans le registre nanoscopique :

- « *Ce qui compte c'est les ions. Tu mets deux OH pour un Cu* »,
- « *Ben oui, en fait il faudrait mettre deux fois plus de OH* »,
- « *Mais comment ce serait possible ?* »,
- « *Ben suivant la quantité d'ions qu'il y aurait dans la solution* »,
- « *Oui il faudrait savoir comment ils sont concentrés au départ, pour pouvoir prendre deux fois plus de OH que de Cu* ».

À ce point de la discussion, le nouveau problème est « *comment compter les ions contenus dans chacune des deux solutions ?* »

Les modalités de ce calcul ainsi que celles des opérations à effectuer ne peuvent pas encore être clairement formulées. Ce sera l'objet de la prochaine séance.

## **3. ANALYSE DES STRATÉGIES UTILISÉES POUR LA RÉOLUTION DU NOUVEAU PROBLÈME**

### **3.1. La présentation et la formulation du problème**

Dans les deux classes observées, dès le début de la séance, les élèves réussissent à écrire l'équation de réaction mais ils raisonnent à nou-

veau en volume ou en masse. Les enseignantes doivent intervenir pour privilégier parmi les propositions celles qui font intervenir les quantités de matière à mettre en présence.

### 3.1.1. Une lecture erronée de l'équation de réaction

Plusieurs élèves affirment que « *d'après l'équation de réaction il faut prendre deux fois plus de sulfate de cuivre que d'hydroxyde de sodium* ». En effet, quand les enseignantes désignent par  $n$  la quantité de matière de sulfate de cuivre et donc par  $2n$  celle d'hydroxyde de sodium, les élèves se trompent sur la signification de  $n$ . Pour eux, puisque  $n$  moles de sulfate de cuivre correspondent à  $2n$  moles d'hydroxyde de sodium, cela signifie que le  $n$  du sulfate de cuivre est deux fois plus grand que le  $n$  de l'hydroxyde de sodium. Comme le dit l'un d'eux : « *Cu est deux fois plus grand que OH puisqu'il suffit d'un Cu pour deux OH* ».

Face à cette difficulté à relier les nombres stœchiométriques à la proportion selon laquelle réagissent les réactifs, que nous dénommerons pour simplifier par la suite **obstacle mathématique**<sup>2</sup> les enseignantes utilisent une stratégie de contournement. Au cours de la discussion qui suit, elles profitent des avis contraires qui sont exprimés majoritairement, pour affirmer que « *la quantité de matière des ions  $\text{Cu}^{2+}$  est deux fois plus petite que celle des ions OH* ».

### 3.1.2. Le passage macroscopique → nanoscopique n'est toujours pas réalisé

Croyant le problème résolu, les enseignantes indiquent aux élèves « *Aujourd'hui c'est vous qui allez préparer les deux solutions. Je vous donne l'hydroxyde de sodium en cristaux et le sulfate de cuivre pentahydraté en cristaux lui aussi* ».

Mais les propositions des élèves montrent que la circulation entre les deux registres pour interpréter le « *deux fois plus* » représente toujours un obstacle non franchi :

- « *Ben on en met une unité de ça (l'élève montre les cristaux de sulfate de cuivre) et deux de ça (l'élève montre le flacon de pastilles d'hydroxyde de sodium)* »,
- (l'enseignante) : « *Ah ! Mais qu'est ce que c'est une unité ?* »,
- « *Ben n'importe laquelle quoi, une cuillère, un pot de yaourt,...* »

(2) Après enseignement 18 % des élèves de ces deux classes auront conservé cette représentation des nombres stœchiométriques. D'après les enseignants avec lesquels nous avons travaillé cette lecture de l'équation de réaction se retrouve encore en terminale S.

Cette incapacité à considérer une réaction chimique autrement que dans le registre macroscopique est la manifestation de l'obstacle épistémologique déjà mentionné. Mais si l'obstacle est présent ce n'est pas dans les mêmes conditions que dans l'histoire de la chimie. Pour les élèves le refus d'utiliser le registre nanoscopique semble largement inconscient, jusqu'à présent ils ont toujours réussi ce qui leur était demandé en restant au niveau macroscopique, et ils ne comprennent pas pourquoi aujourd'hui ça ne marche plus. Chez les « équivalentistes » le refus d'utiliser ce registre correspondait à un choix épistémologique.

Les enseignantes, souhaitant lancer le travail en petits groupes, s'appuient à nouveau sur une proposition faisant référence aux quantités de matière pour reformuler le problème et essayer de remettre en chantier le concept de mole qui n'est pas encore opératoire : « *quelle quantité de réactifs devrez-vous prendre pour fabriquer vos solutions afin de ne plus avoir d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  et d'ion  $\text{OH}^-$  en solution à la fin de la réaction ?* » Puis, elles invitent les élèves, par groupes de quatre, à élaborer le protocole correspondant.

## 3.2. La résolution du problème

Nous allons analyser les stratégies suivies par 6 groupes d'élèves d'une même classe, pour repérer les difficultés récurrentes rencontrées.

### 3.2.1. Stratégie du groupe 1

Les élèves s'appuient sur l'équation de réaction pour affirmer « *il faut deux fois plus d'hydroxyde que de cuivre* ». Dans un premier temps ils concluent que « *il faut deux fois plus de soude que de sulfate de cuivre* ». Ensuite, ils raisonnent bien avec les moles, mais lorsqu'il s'agit de calculer les masses molaires, ils prennent en considération celles des ions cuivre II (63,5 g) et hydroxyde (17 g) en oubliant les autres ions présents. La fréquence élevée de cette erreur et sa résistance au cours de la séquence nous conduisent à formuler l'existence d'un **obstacle de nature didactique**. Cette erreur ne se manifeste que chez les élèves dont l'enseignante, suivant les recommandations officielles, a utilisé en classe l'équation réduite ( $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}} + 2 \text{OH}^-_{\text{aq}} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ ).

Alors que ces élèves ont correctement raisonné avec les moles, l'obstacle épistémologique réapparaît très vite et les empêche de continuer : « *Oh mais ça va pas ! Le cuivre c'est très lourd, ça fait pas la moitié de la soude !* » Ce qui les gêne c'est le rapport des masses : deux fois plus d'ions hydroxyde que d'ions cuivre II devrait se traduire par une masse d'hydroxyde double de celle des ions cuivre II.

En ce qui concerne l'obstacle didactique, l'intervention de l'enseignante amène les élèves à subodorer que « *le sulfate ça doit peser* ». Mais,

après le départ de l'enseignante, ils se tournent, pour confirmation, vers un groupe qui a réussi et expriment leur incompréhension : « *Mais pourquoi tu comptes ce qui ne réagit pas. Ce qui sert pas, nous on le compte pas* ». Malgré les explications d'un des élèves de ce groupe ils ne sont pas convaincus, cet obstacle didactique est contourné mais non franchi. « *Je comprends pas comment ils font, mais ils trouvent pareil que les autres, ça doit être ça* ».

### 3.2.2. Stratégie du groupe 2

Leur idée de départ est « *On prend une quantité de cuivre et on prend deux fois plus de OH* ». Leur critère de choix est que « *si c'est dans les proportions stœchiométriques on a pas besoin de le refaire* ». Les élèves ignorant l'équation de réaction écrite au tableau, l'obstacle didactique les amène à se focaliser sur l'équation réduite. Un élève rappelle qu'il s'agit de l'action du sulfate de cuivre sur la soude et s'étonne de ne pas tenir compte de tous les ions. Mais le camarade qui mène la réflexion du groupe répond « *Oui mais les autres ils ne réagissent pas alors on les met pas ! Il faut juste que tu mettes  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}$  égale  $\text{Cu}(\text{OH})_2$*  ».

Puis les élèves abordent ensuite l'étape suivante : la détermination des nombres de moles nécessaires. Mais le recours à l'équation de réaction est fragile. Abandonnant l'équation réduite qu'ils viennent d'écrire et l'obstacle didactique, ils butent sur l'obstacle de sens commun déjà décrit. Sans justification autre que « *moitié/moitié ça doit aller* », ils partent d'une masse arbitrairement choisie de 5 g pour chacun des deux réactifs et calculent les quantités de matière ( $5/63,5 = 7,8 \times 10^{-2}$  mole pour le cuivre et  $5/17 = 2,9 \times 10^{-1}$  mole pour les ions hydroxyde).

Ils se rendent compte que ces nombres ne correspondent pas à ce qui est attendu : « *Là déjà t'as quatre fois plus de cuivre, alors que normalement il en faut deux fois moins* ».

Conscients de cette incohérence, leur réaction n'est pas de remettre en cause le raisonnement mais d'adapter le résultat. À plusieurs reprises ils déclarent que « *il faut s'arranger* » (En fait, ce type de comportement, qui consiste à considérer des résultats en contradiction avec les hypothèses non comme des réfutations de ces dernières mais comme des anomalies avec lesquelles il va falloir composer, n'est pas inconnu des scientifiques eux-mêmes). À plusieurs reprises ils déclarent que « *il faut s'arranger* ».

À la suite d'une intervention de l'enseignante, ils essaient de prendre en compte l'ensemble des ions présents dans les réactifs à peser mais ne remettent pas en cause leur choix initial qui consiste à partir des mêmes masses pour les deux réactifs. **L'enseignante devra reprendre avec eux l'ensemble du raisonnement.**

### 3.2.3. Stratégie du groupe 3

Dès le début, ce groupe-là s'appuie sur l'équation de réaction et raisonne en quantité de matière en choisissant tout à fait arbitrairement les nombres de moles : « *Bon alors vous avez vu, il faut prendre deux valeurs proportionnelles. On va prendre  $2 \cdot 10^{-2}$  mole de sulfate de cuivre et  $4 \cdot 10^{-2}$  mole d'hydroxyde de sodium* ». Pour l'élève qui conduit la réflexion ce raisonnement en moles est naturel, il n'hésite pas et dans le groupe personne ne conteste ce choix.

Il en est de même lors du passage aux masses de réactifs à partir des masses molaires. Ils commettent eux aussi une erreur en oubliant le sodium dans le calcul de la masse molaire de l'hydroxyde de sodium, mais ce n'est qu'une étourderie qui sera très vite réparée.

Comme la quantité de matière prise au départ était trop faible ils obtiennent des masses de réactifs à peser trop petites (4,99 g et 1,6 g). Ils n'ont pas de difficultés pour les multiplier toutes les deux par un même nombre afin de rentrer dans la fourchette proposée par l'enseignante.

### 3.2.4. Stratégie du groupe 4

Dans ce groupe, la discussion est menée par un leader qui, comme dans le groupe 2, tire une partie de son autorité de sa virtuosité à manier la calculette. Butant sur l'obstacle de sens commun, ils partent d'une même masse de sulfate de cuivre et d'hydroxyde de sodium et calculent les nombres de moles correspondants. L'obstacle didactique les amène à faire la même erreur que les groupes précédents : ils ne raisonnent qu'avec les masses molaires de l'ion cuivre II et de l'ion hydroxyde. Comme l'enseignante n'est pas intervenue cette erreur ne sera pas corrigée.

Ils utilisent l'équation de réaction, en déduisent qu'il faut deux fois plus d'ions  $\text{OH}^-$  que d'ions  $\text{Cu}^{2+}$ , mais cherchent en vain « *le coefficient multiplicateur* », opérateur mystérieux qui leur permettrait d'obtenir ce résultat à partir du choix initial de deux masses identiques de sulfate de cuivre et d'hydroxyde de sodium.

Ils enchaînent les calculs sans vraiment réfléchir ni à la nature des grandeurs qui interviennent ni à l'origine des nombres qu'ils manipulent. **Ils n'aboutiront pas** et attendront l'intervention de l'enseignante.

### 3.2.5. Stratégie du groupe 5

Ils commencent leur raisonnement en s'appuyant sur les volumes :

- « *Il nous faut le volume, puisqu'il faut deux fois plus de  $\text{OH}^-$  que d'ion Cu donc  $V_{\text{OH}} = \frac{1}{2} V_{\text{Cu}}$*  »,
- « *Attends, c'est  $\frac{1}{2}$  ou 2 fois plus ?* »

Nous remarquons une nouvelle fois l'erreur causée par le non-franchissement de l'obstacle mathématique lors de la lecture de l'équation de réaction :  $V_{OH} = \frac{1}{2} V_{Cu}$  doit-il se lire, le volume d'hydroxyde de sodium est le double de celui du sulfate de cuivre, ou bien le volume d'hydroxyde de sodium est la moitié de celui du sulfate de cuivre ? Confronté à cet obstacle un élève décide de le contourner :

- « Euh ... ça fait rien. On a la masse, c'est mieux avec la masse ».

S'ils finissent par calculer les masses molaires c'est presque par hasard, après qu'un des membres du groupe ait découvert la formule dans son cahier. Mais lorsqu'il s'agit de passer des quantités de matière, à la masse en grammes à peser, c'est-à-dire calculer la masse molaire, la proposition d'un membre du groupe « *Bon alors on calcule carrément NaOH* » permettrait de franchir l'obstacle didactique de cette séance. Mais celui qui, depuis le début, mène la réflexion dans le groupe, l'interrompt vivement :

- « *Mais non Na on s'en fiche !* »

Et l'élève qui était pourtant sur la bonne voie, s'incline :

- « *Ah oui, c'est un ion spectateur !* »

- « *Alors ça fait  $mOH = 16 + 1 = 17 \text{ g}$  et  $mCu = 63,5 \text{ g}$  ».*

Là aussi, comme avec le groupe 2, un élève butant sur l'obstacle épistémologique s'étonne que la masse de l'hydroxyde de sodium ne soit pas le double de celle du sulfate de cuivre. « *Moi je ne comprends pas. 34 c'est pas deux fois 63,5 !* »

Dans le groupe, face à cette manifestation de l'obstacle, personne ne peut lever ce qui apparaît comme une contradiction rédhibitoire. Malgré l'aide de l'enseignante qui, lors d'un passage, les incite à prendre en compte l'ensemble des ions présents, les élèves ne réussissent pas à élaborer un protocole correct.

Une élève du groupe, face à leur page griffonnée de calculs en tous sens, résume bien leur désenchantement :

- « *On est content, on a des chiffres partout* ».

Ce groupe est **perdu dans le labyrinthe des obstacles**.

### 3.2.6 Stratégie du groupe 6

Ce groupe commence spontanément par calculer les masses molaires de l'hydroxyde de sodium et du sulfate. Bien qu'ayant commencé leur raisonnement en tenant compte de la masse des cinq moles d'eau, ils oublient ensuite de la prendre en considération. L'erreur sera vite réparée suite à l'intervention de l'enseignante. Le début de leur raisonnement peut laisser croire que les différents obstacles que nous avons décrits ont été franchis. Il n'en est rien, la suite de leur travail montre que simplement ces obstacles n'avaient pas encore été rencontrés.

Un membre du groupe reformule la consigne initiale :

- « *On veut à la fin une solution neutre parce qu'à la fin il ne doit plus y avoir de  $Cu^{2+}$  et de  $OH^-$*  ».

En réponse, l'un d'eux propose : « *Et bien alors il faut en prendre autant de chaque* ».

Cette idée récurrente que moitié-moitié ça doit aller, manifestation de l'obstacle de sens commun, ne peut être franchie malgré une élève qui s'interroge :

- « *Je sais pas si c'est le même poids ?* »,

- « *Mais si, ça fait la même masse. Les molécules elles vont toutes se mettre ensemble* ».

La courte intervention de l'enseignante, souhaitant leur faire corriger la masse molaire du sulfate de cuivre pentahydraté, sera suffisante pour que ces élèves oublient leur raisonnement initial avec les masses molaires. Face à l'obstacle épistémologique ils reviennent à une lecture macroscopique en masse des coefficients de l'équation de réaction :

« *Bon alors on va prendre 5 g de sulfate de cuivre par exemple, et alors il faudra 10 g d'hydroxyde de sodium* ».

**Seuls ils ne pourront le franchir.** L'enseignante devra une nouvelle fois intervenir pour les ramener à un raisonnement avec les masses molaires.

## 4. DISCUSSIONS

### 4.1. Discussions relatives à la première séance de TP

Au début de la séance les élèves n'ont aucun souvenir de la transformation chimique déjà rencontrée, réalisée et représentée à deux reprises depuis le début de l'année. Jusqu'à présent, l'écriture symbolique d'une réaction chimique sous forme d'une équation de réaction a été un objet d'enseignement. Ici son écriture n'était pas explicitement demandée et il apparaît que ce n'est pas encore un outil que les élèves utilisent spontanément quand ils doivent représenter ce qui se passe dans une transformation chimique.

Lorsqu'il s'agit de tirer des conclusions de l'observation du réel, elles ne sont correctement réalisées que lorsqu'il y a une évidence perceptive : la couleur bleue caractéristique de la substance (ions cuivre II en solution) est immédiatement repérée. La tâche est d'autant plus difficile que le test permettant cette exploration (test des ions  $\text{OH}^-$  par les ions  $\text{Cu}^{2+}$ ) n'est pas connu en tant que tel. Ce qui devait être une mobilisation de savoir-faire acquis (test réciproque) se révèle être en fait une conceptualisation. Le test doit changer de statut et devenir une réaction chimique pour fonctionner dans les deux sens.

L'activité de résolution du premier problème est dans l'ensemble correctement réalisée par les élèves en ce qui concerne l'élaboration du protocole expérimental lui-même (filtrer, faire deux parts, etc.) La difficulté se situe,

comme nous l'avons signalé, au niveau du test des ions hydroxyde. Les élèves ont tendance à changer la nature du problème pour l'adapter à ce qu'ils savent faire. Ils essaient de passer d'une situation de résolution de problèmes à une situation d'application de connaissances. Lorsque cette difficulté est franchie, la mise en œuvre du test réciproque devient concevable par les élèves.

L'activité de formulation du nouveau problème passe par la mobilisation de connaissances sur l'équation de réaction. Or, comme dans la résolution du premier problème, cette mobilisation ne peut être effectuée et va être remplacée par une activité de conceptualisation nécessairement plus difficile. L'analyse de la discussion dans la classe montre que, lorsqu'ils abordent cette séquence d'enseignement, les élèves ne savent pas utiliser l'équation de réaction pour obtenir des informations sur les proportions dans lesquelles les réactifs entrent en combinaison.

Ignorant les coefficients placés devant les formules ils se heurtent à l'**obstacle** que nous avons qualifié de **sens commun** (mettre les réactifs en présence dans la proportion moitié/moitié). Cet obstacle resurgira plusieurs fois dans la seconde séance de TP. Lorsque le guidage de l'enseignante les amène à considérer ces coefficients, ils les lisent dans le registre macroscopique en termes de volume ou de masse et n'arrivent pas à changer de registre. Cet **obstacle** de nature **épistémologique** se manifestera dans le second TP. Il résiste d'autant plus que jusqu'à présent dans l'enseignement de chimie, pour effectuer les manipulations, les informations nécessaires étaient fournies aux élèves en termes de grandeurs macroscopiques, le volume surtout (verser  $n \text{ cm}^3$  de la solution...) La lecture de la phénoménologie se faisait dans le registre macroscopique, et cette lecture était suffisante pour réussir. Ce n'est plus le cas ici.

## 4.2. Discussions relatives à la deuxième séance de TP

Dans ce TP, les informations sur les grandeurs macroscopiques (les masses des réactifs) ne sont plus fournies et ce sont les élèves qui doivent les déterminer. Cette tâche passe par l'utilisation de l'équation de réaction, que les élèves doivent lire dans les deux registres.

En ce qui concerne la transformation chimique étudiée, les activités déjà rencontrées dans la séance précédente sont facilement reproduites par les élèves. C'est le cas pour les noms des substances en présence, de leurs caractéristiques macroscopiques (couleur, état) ou de leur formule chimique. Même les tests de présence des ions cuivre II et hydroxyde, dont l'élaboration avait posé des problèmes aux élèves, sont facilement réinvestis, de même que le protocole expérimental permettant leur mise en œuvre. De ce point de vue il y a eu apprentissage.

En ce qui concerne la représentation de la transformation chimique, les élèves savent que c'est l'équation de réaction qui permet cette représentation. Là aussi il y a un progrès par rapport à la séance précédente. Mais lorsqu'il s'agit d'utiliser l'équation de réaction les obstacles se manifestent à nouveau.

Dans la discussion collective l'**obstacle mathématique** sur la signification des coefficients apparaît. Le guidage serré de l'enseignante permet à l'ensemble des groupes d'utiliser correctement les coefficients de l'équation de réaction (deux ions hydroxyde pour un ion cuivre II). Mais nous ne pouvons affirmer que l'obstacle a été réellement franchi, il apparaît encore chez un élève du groupe 5.

L'**obstacle didactique** constitué par l'usage répété de l'équation réduite dans l'enseignement antérieur, conduit les élèves à ignorer la présence, dans les grains de sulfate de cuivre et d'hydroxyde de sodium, des ions *spectateurs*. Le passage du registre nanoscopique (proportions dans lesquelles les ions réagissent) au registre macroscopique (masses de réactifs à utiliser), est compromis. Pour certains de ces groupes, cet obstacle peut être franchi (groupes 3 et 6) à la suite d'une intervention de l'enseignante. Mais pour les autres (groupes 1, 2, 4 et 5), l'obstacle résiste et les élèves ne comprennent pas que dans le registre macroscopique les manipulations des réactifs ne sont possibles que sur la totalité des ions.

Cette séquence d'enseignement a surtout révélé la résistance au changement de l'obstacle épistémologique. À part le groupe 3 qui, dès le début de son raisonnement, s'appuie sur les quantités de matières pour déterminer les masses de réactifs à utiliser, tous les autres groupes raisonnent soit en masse (groupe 1, 2, 4 et 6) soit en volume (groupe 5). Lorsqu'ils calculent les masses molaires l'idée qu'il faut deux fois plus d'ions hydroxyde que d'ions cuivre II doit se retrouver dans les rapports des masses. C'est le cas des groupes 1 et 5 dans lesquels un élève s'étonne que la masse des ions hydroxyde ne soit pas le double de celle des ions cuivre II alors qu'ils ont pourtant pris les bonnes proportions. Lors de la séance de TP précédente les élèves raisonnaient en volume pour traduire le « deux fois plus ». Au cours de cette deuxième séance ils savent que le raisonnement en volume ne leur permet pas de réussir et ils traduisent le « deux fois plus » en masse. Ce résultat confirme ceux de Tulberg *et al.* (1994) relatifs à la confusion que font les élèves dans une réaction chimique entre les mots mole, quantité, volume ou masse.

## 5. CONCLUSION

Ce qui est en jeu au cours de ces activités c'est la mise en relation du modèle de la transformation chimique avec le concept de mole. Pour résoudre le second problème, il s'agissait de passer d'une étude qualitative

de la réaction choisie, à une étude quantitative. Le même problème posé à des chimistes équivalentistes aurait pu être résolu sans recourir au registre nanoscopique. N'oublions pas que les premières lois de la chimie quantitative ont pu être énoncées sans faire d'hypothèses sur le fonctionnement du registre nanoscopique. Mais l'élève de seconde n'est pas un équivalentiste. Si cela lui permet de ne pas refuser *a priori* l'activité de modélisation, cela lui ôte les connaissances de la chimie quantitative nécessaires pour résoudre le problème. Les instructions officielles de la classe de seconde placent cependant le système explicatif de la réaction chimique uniquement au niveau macroscopique : « *L'étude de la transformation chimique d'un système commence par la mise en place d'outils de description macroscopique du système impliquant la définition de la mole* » (B.O., 30 août 2001, p. 18).

Nous pensons par contre, en accord par exemple avec Barlet & Plouin (1994), que la modélisation de la transformation chimique à l'aide de l'équation de réaction ne peut se faire que par une circulation entre les registres macroscopique (l'expérimental) et nanoscopique (la modélisation). Le concept de mole étant au cœur de l'interface entre les deux registres. C'est dans cette optique que nous avons élaboré nos situations problèmes. Nous avons observé la très grande résistance des élèves à cette circulation entre les registres, lorsqu'il s'agit de lire l'équation de réaction. Leur lecture se fait dans le registre macroscopique en termes de volume et de masse et quand, sous l'action d'un guidage serré de l'enseignant, ils doivent la lire à l'échelle nanoscopique, ils se révèlent incapables de revenir dans le registre macroscopique.

Notre étude fait apparaître que, si les élèves semblent capables d'identifier les deux registres, des obstacles que nous avons qualifiés d'épistémologiques, de sens commun, mathématiques et didactiques posent problèmes pour leur mise en relation en utilisant le concept de mole. Des études historiques et didactiques ont également mis en évidence la très grande résistance de ces obstacles. Il est donc normal qu'ils ne puissent être dépassés par cette seule résolution de problèmes.

Toutefois, nous avons observé que, lors de telles activités, où une large place est donnée au débat dans la classe, les élèves construisent, plus que des réponses, des questions productives sur le plan conceptuel. Hesse & Anderson (1992) font remarquer que l'apprentissage de la transformation chimique requiert des modifications complexes dans l'écologie conceptuelle de beaucoup d'élèves. Nous partageons ce point de vue et nous ajouterons que cette réorganisation conceptuelle ne peut se concevoir que par la réflexion critique et dans la durée. D'autres activités permettant aux élèves de débattre sur le sens qu'ils donnent à la phénoménologie macroscopique observée et de discuter des phénoménologies nanoscopiques explicatives pour la transformation chimique seront donc nécessaires. On peut cependant raisonnablement penser que, lors de l'apprentissage du traitement quantitatif

des transformations chimiques qui va suivre, ils seront plus aptes à s'approprier, compte tenu des obstacles auxquels ils se sont confrontés, les concepts et procédures institutionnalisés par l'enseignant (tableau descriptif du système au cours de la transformation et introduction de la notion d'avancement).

## BIBLIOGRAPHIE

- BARKER V. (2000). *Beyond appearances : student's misconceptions about basic chemical ideas. Report for the Royal Society of Chemistry.* <http://www.chemsoc.org/networks/learnnet/miscon.htm>.
- BARLET R. & PLOUIN D. (1994). L'équation bilan en chimie. Un concept intégrateur source de difficultés persistantes. *Aster*, n° 18, pp. 27-55.
- BROUSSEAU G. (1998). *Théorie des situations didactiques*. Grenoble, La Pensée sauvage.
- BULLETIN OFFICIEL DE L'ÉDUCATION NATIONALE (2001). *Hors Série, n° 2, du 30 août 2001*. Paris, ministère de l'Éducation nationale, pp. 4-26.
- DUMON A. & LAUGIER A. (2004). L'équation de réaction : approche historique et didactique de la modélisation de la transformation chimique. *Bulletin de l'Union des Physiciens*, vol. 98, n° 866, pp. 1131-1144.
- FILLON P. (1997). Des élèves dans un labyrinthe d'obstacles. *Aster*, n° 25, pp. 113-141.
- FURIO C., AZCONA R. & GUIASOLA J. (2002). The learning and teaching of the concepts amount of substance and mole: a review of the literature. *Chemistry Education Research And Practice In Europe*, vol. 3, n° 3, pp. 277-292.
- HESSE J. & ANDERSON C. (1992). Student's conception of chemical change. *Journal of Research in Science Teaching*, n° 29, pp. 277-299.
- HUDDLE P.A. & PILLAY A.E. (1996). An In-depth Study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South Africa University. *Journal of Research in Science Teaching*, vol. 33, n° 1, pp. 65-77.
- LAUGIER A. & DUMON A. (2000). Practical works and representation of chemical reaction in the macroscopic and microscopic levels : a study with fourth form students. *Chemistry Education Research And Practice In Europe*, vol. 1, n° 1, pp. 61-75.
- LAUGIER A. & DUMON A. (2001). D'Aristote à Mendéléév, plus de 2000 ans de symbolisme pour représenter la matière et ses transformations. *L'Actualité Chimique*, mars 2001, pp. 38-50.
- LAUGIER A. & DUMON A. (2003). À la recherche des obstacles épistémologiques à la construction du concept d'élément chimique par les élèves de seconde. *Didaskalia*, n° 22, pp. 69-97.
- LEMEIGNAN G. & WEIL-BARAIS A. (1988). Gestion d'activités de modélisation en classe. *Aster*, n° 7, pp. 121-141.
- NURRENBERN S. & PICKERING M. (1987). Concept Learning versus Problem Solving : is there a Difference ? *Journal of Chemical Education*, vol. 64, n° 6, p. 508.
- ORANGE C. (2003). Investigation empirique, construction de problèmes et savoirs scientifiques. In C. Larcher (dir.), *L'expérimental dans la classe*. Paris, INRP, pp. 59-84.
- ROBARDET G. (2001). Quelle démarche expérimentale en classe de physique ? *Bulletin de l'Union des Physiciens*, vol. 95, n° 836, pp. 1173-1190.
- SAVOY L.-G. & STEEPLES B. (1994). Concept hierarchies in the balancing of chemical equations. *Science Education Notes*, n° 75, pp. 97-103.
- SCHMIDT H.J. (1990). Secondary school student's strategies in stoichiometry. *International Journal of Science Education*, vol. 12, n° 4, pp. 457-471.

TULBERG A., STRÖMDAHL H. & LYBECK L. (1994). Students' conceptions of 1 mole and educators' conceptions of how they teach 'the mole'. *International Journal of Science Education*, vol. 16, n° 2, pp. 145-156.

YARROCH W.L. (1985). Student understanding of chemical equation balancing. *Journal of Research in Science Teaching*, n° 22, pp. 449-459.

Cet article a été reçu le 9/12/2003 et accepté le 6/07/2004.