



HAL
open science

Étude didactique de l'enseignement de la quantité de matière en seconde générale et technologique

Marion Fumaroli, Maurine Gautier

► **To cite this version:**

Marion Fumaroli, Maurine Gautier. Étude didactique de l'enseignement de la quantité de matière en seconde générale et technologique. Education. 2018. dumas-01973214

HAL Id: dumas-01973214

<https://dumas.ccsd.cnrs.fr/dumas-01973214>

Submitted on 18 Mar 2019

HAL is a multi-disciplinary open access archive for the deposit and dissemination of scientific research documents, whether they are published or not. The documents may come from teaching and research institutions in France or abroad, or from public or private research centers.

L'archive ouverte pluridisciplinaire **HAL**, est destinée au dépôt et à la diffusion de documents scientifiques de niveau recherche, publiés ou non, émanant des établissements d'enseignement et de recherche français ou étrangers, des laboratoires publics ou privés.



École supérieure
du professorat
et de l'éducation
Académie de Paris



Année universitaire 2017-2018

Master MEEF

Mention 2nd degré- parcours Sciences Physiques

2^{ème} année

ETUDE DIDACTIQUE DE L'ENSEIGNEMENT DE LA QUANTITE DE MATIERE EN SECONDE GENERALE ET TECHNOLOGIQUE

Mots Clefs : lycée, seconde, quantité de matière, mole, masse molaire

Présenté par : Marion FUMAROLI et Maurine GAUTIER

Encadré par : Cécile DE HOSSON et Delphine HUMILERE

ETUDE DIDACTIQUE DE L'ENSEIGNEMENT DE LA QUANTITE DE MATIERE EN SECONDE GENERALE ET TECHNOLOGIQUE

Marion FUMAROLI et Maurine GAUTIER

Mots Clefs : lycée, seconde, quantité de matière, mole, masse molaire

Résumé :

Dans le cadre de notre deuxième année au master des métiers de l'enseignement, de l'éducation et de la formation nous avons réalisé une étude didactique sur la notion de quantité de matière et de masse molaire au sein de quatre classes de seconde générale et technologique.

Ce mémoire résume dans un premier temps la construction de cette nouvelle grandeur appelée *la quantité de matière* de Lavoisier jusqu'à son apparition dans le système international des unités. Puis, nous faisons un état de l'art non exhaustif des études didactiques qui ont déjà été menées. Cela donne un aperçu des difficultés couramment rencontrées par les élèves.

Nous détaillons ensuite la conception d'un questionnaire préalable que nous avons fait passer à nos 131 élèves, avant de l'analyser question par question pour cerner les conceptions erronées et les difficultés particulières de nos élèves. Suite à ce questionnaire, nous avons conçu une séance d'enseignement qui introduit la quantité de matière et la masse molaire. Cette séance se déroule en demi-groupe durant une heure et demie. La séance contient une activité expérimentale, une activité documentaire et un énoncé type « résolution de problème » avec des questions qui détaillent les étapes à réaliser. Nous analysons des discussions entre élèves et des extraits de copies pour bien comprendre comment se déconstruisent certaines conceptions erronées. A la suite de cette séance, nous avons conçu puis fait passer à nos élèves un questionnaire post-enseignement pour évaluer l'effet direct de l'enseignement que nous avons donné.

Ce mémoire se termine par un retour réflexif sur ce qui a été fait. En effet, avec le recul, il y a certaines choses que nous ferions différemment, cela est donc détaillé. Les questionnaires, la fiche-séance et les graphiques d'analyses des questionnaires peuvent être trouvés en annexe.

Table des matières

Introduction	7
1 Etat de l'art	9
1.1 Aperçu historique.....	9
1.2 Conceptions et difficultés connues des élèves	14
1.3 Prérequis du BO et pratiques usuelles	16
1.3.1 Prérequis du BO.....	16
1.3.2 Pratiques usuelles.....	17
2 Protocole expérimental	17
2.1 Détails de la problématique.....	17
2.2 Description de nos établissements et de nos classes	18
2.3 Recueil des données	18
2.3.1 Questionnaire préalable.....	18
2.3.2 Durant la séance.....	19
2.3.3 Questionnaire post-séance	19
2.4 Prérequis et séquence pédagogique	19
3 Conception et analyse du questionnaire préalable	20
3.1 Conception du questionnaire préalable	20
3.2 Analyse question par question.....	21
4 Conception et analyse de la séance	33
4.1 Conception de la séance (analyse a priori)	33
4.1.1 Activité expérimentale	34
4.1.2 Activité documentaire	34
4.1.3 Exercice d'application	35
4.2 Déroulement de la séance (réalisation effective).....	36
4.3 Analyse de la séance (a posteriori).....	38
4.3.1 Passage d'un raisonnement en masse ou en volume à un raisonnement en nombre 38	
4.3.2 Extraits de protocole	39
4.3.3 La masse molaire une notion difficile.....	40
4.3.4 Confusion entre la quantité de matière (nombre de mole) et le nombre d'entités chimiques présentes dans une mole.	41
4.3.5 Ce qui a bien fonctionné et moins bien fonctionné dans notre séance	42
5 Conception et analyse du questionnaire post-enseignement	42
5.1 Conception du questionnaire post-enseignement	42
5.2 Analyse du questionnaire post-enseignement	43
6 Montée en généralisation	49
6.1 Retour réflexif sur le questionnaire préalable	49
6.2 Retour réflexif sur la séance	50
6.3 Retour réflexif sur le questionnaire post-enseignement.....	50
Conclusion	53
Bibliographie	55
Annexes	56

Introduction

Nous sommes toutes les deux fonctionnaires stagiaires en lycée général et technologique et nous enseignons en classe de seconde. En discutant avec nos collègues titulaires sur les chapitres qui posent le plus de difficultés aux élèves, celui sur la quantité de matière est revenu plusieurs fois.

Nous avons donc décidé de réaliser notre mémoire sur ce sujet. Pourquoi la notion de quantité de matière pose-t-elle tant de difficultés aux élèves ? Comment pouvons-nous surmonter ces difficultés ? Les élèves comprennent-ils l'utilité de cette nouvelle grandeur que nous leur enseignons en classe de seconde ? Comment déconstruire la confusion masse/quantité de matière ? Nous avons commencé par lire plusieurs articles de didactique sur la notion de quantité de matière et de concentration molaire. Ensuite nous avons étudié les pratiques courantes, c'est-à-dire les manuels scolaires et les ressources disponibles sur internet. Nous avons également réalisé un questionnaire préalable avec nos 4 classes de seconde puis nous avons essayé de prendre du recul par rapport à tout cela dans l'optique de construire une séance d'introduction permettant au mieux de répondre à nos questionnements.

La quantité de matière est enseignée dans la classe de seconde pour la première fois. Les élèves n'ont donc, en général, pas de conception erronée. Ils ont éventuellement des conceptions initiales dues au vocabulaire utilisé dans la vie courante : « quantité » et « matière ».

La séance analysée est effectuée en demi-groupe et par binôme. Elle comporte une première partie expérimentale et une activité documentaire qui permet d'apporter les notions essentielles aux élèves. La dernière partie de la séance est un énoncé type « résolution de problème » mais chaque étape du raisonnement est détaillée par une question.

Dans ce mémoire nous présenterons dans un premier temps un état de l'art : un aperçu historique de la construction de la grandeur quantité de matière, les conceptions initiales courantes que possèdent les élèves et nous détaillerons les prérequis du Bulletin Officiel (BO) ainsi que les pratiques usuelles, et enfin le protocole expérimental qui a été mis en place. Dans un deuxième temps nous nous attacherons à justifier la conception du questionnaire préalable et à analyser les résultats obtenus. Ensuite, nous ferons de même avec la séance présentée puis avec le questionnaire post-enseignement. Notre mémoire se clôturera par un retour réflexif sur ce qui a été fait.

1 Etat de l'art

1.1 Aperçu historique

Pour mieux comprendre les difficultés auxquelles se heurtent les élèves, il nous semble important de faire une étude de l'historique de la notion de quantité de matière.

La notion de « quantité de matière » qui s'exprime en moles est très récente. En effet, elle a été définie et est entrée dans le système international en 1971 par la 14^{ème} conférence des poids et mesures (CGPM), soit il y a moins de 50 ans.

Les premières questions qui nous sont venues à l'esprit lorsque nous avons pris pleinement conscience de cela sont : « Pourquoi il a été nécessaire d'introduire cette nouvelle unité ? Comment les chimistes s'y prenaient-ils précédemment ? ». Avant d'y répondre, il est intéressant de retracer l'histoire à partir du début du 19^{ème} siècle, lorsque Dalton définit le poids atomique, jusqu'à nos jours.

En 1775, Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), qui est considéré par certains comme le père de la chimie, fait des expériences de combustion en utilisant systématiquement une balance. Il énonce dans son traité élémentaire de la chimie de 1789 :

« ...on peut poser en principe que dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération, que la qualité et la quantité des principes sont les mêmes, et qu'il n'y a que des changements, des modifications ».
(Lavoisier, 1789, p. 141)

Il faut noter que ce que Lavoisier appelle ici *principes* est ce que l'on appelle couramment *éléments*. De plus, comme la notion de *quantité de matière* n'avait pas été définie auparavant, nous supposons (sans certitude) qu'il faut comprendre ici que la *masse* est conservée. De plus, quand il ajoute que *la qualité et la quantité des principes sont les mêmes*, c'est selon nous la conservation des éléments (conservation de la masse et de la nature des éléments).

C'est lui qui a montré que l'eau était un *corps composé* et qui établit pour la première fois la notion de *corps simple* ou d'*éléments* par opposition aux corps composés :

« Toutes les substances que nous n'avons encore pu décomposer par aucun moyen, sont pour nous des éléments [...], nous ne devons les supposer composés qu'au moment où l'expérience & l'observation nous en auront fourni la preuve. » (Lavoisier, Traité élémentaire de Chimie, 1789, pp. xvij-xviii)

Quelques années plus tard en 1794, Joseph-Louis Proust (1754-1826) a énoncé la loi des proportions définies : *La proportion selon laquelle deux éléments se combinent ne peut pas varier de façon continue* (Perrin, 1913, p. 13). C'est à dire qu'il n'existe qu'un nombre fini de composés définis possibles en partant de plusieurs corps simples.

Pour le physicien anglais John Dalton (1766-1844) cette loi peut s'expliquer par le fait que toutes les substances sont composées d'atomes qui se combinent entre eux pour former des corps composés. Cela suggère immédiatement une autre loi énoncée par Dalton en 1801, la loi des proportions multiples :

« Si l'on prend on hasard deux composés définis dans la multitude de ceux qui contiennent les corps simples A et B, et si l'on compare les masses de l'élément B qui s'y trouve unies a une même masse de l'élément A, on trouve que ces masses sont généralement dans un rapport très simple. » (Perrin, 1913, p. 14)

Il est important de rappeler qu'à l'époque la théorie atomiste n'était pas prouvée et était très controversée dans la communauté scientifique. Dalton est souvent qualifié de « père de la théorie atomiste ». On peut d'ailleurs lire dans son cahier de notes personnelles en date du 6 Septembre 1803 les hypothèses du modèle atomique de Dalton.

A partir de là, Dalton commence de proche en proche à déterminer la masse atomique de certains éléments en faisant des réactions chimiques. La masse de référence est celle de l'hydrogène prise égale à 1. Certaines de ses mesures seront corrigées par la suite par Avogadro entre autres.

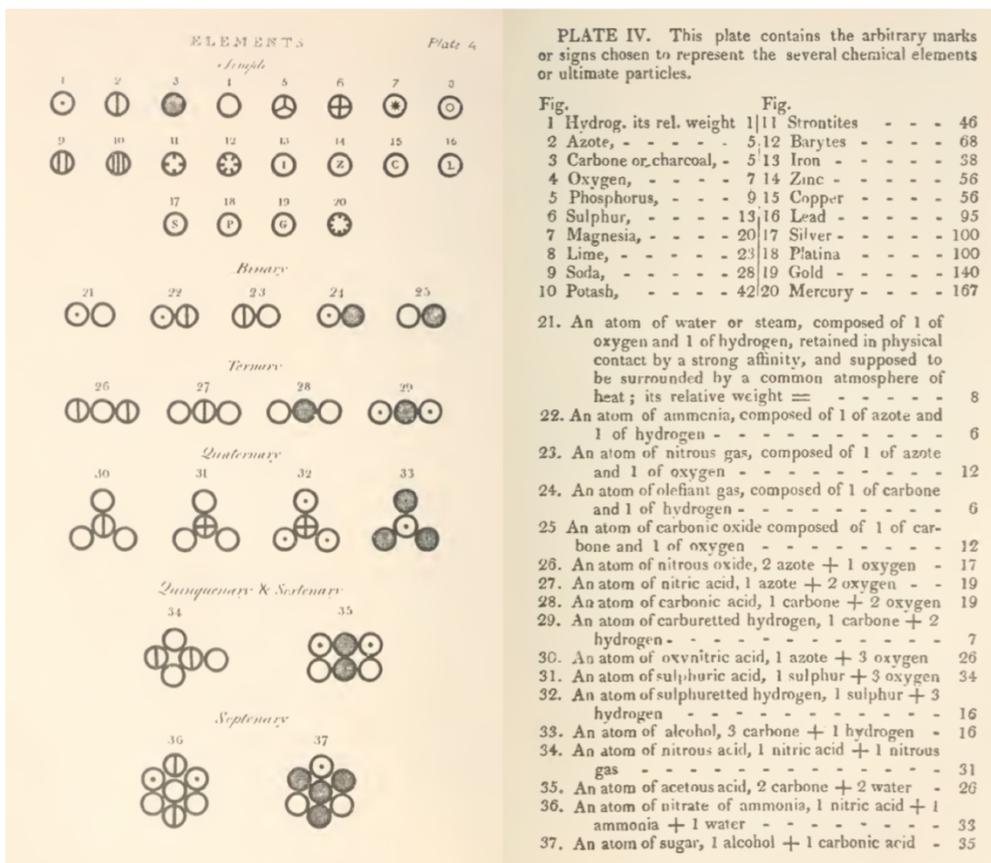


Figure 1 : Tableau des éléments dressé par John Dalton (Dalton, 1808, p. 219)

En 1808, suite à l'observation fortuite que l'hydrogène et l'oxygène se combinent pour former [un volume d'eau] dans la proportion de deux volumes du premier gaz pour un

volume du second (Abraham, 1922, p. 2) Gay-Lussac fait plusieurs expériences et énonce une découverte :

« J'ai fait voir dans ce Mémoire que les combinaisons des substances gazeuses les unes avec les autres se font toujours dans les rapports les plus simples, et tels qu'en représentant l'un des termes par l'unité, l'autre est 1 ou 2 ou au plus 3. Ces rapports de volumes ne s'observent point dans les substances solides et liquides, ou lorsqu'on considère les poids [...]. » (Gay-Lussac, *Mémoire sur la combinaison des substances gazeuses les unes avec les autres dans Les classiques de la science*, 1809, pp. 14-15)

Cette découverte est à priori incompatible avec la loi des proportions multiples de Dalton et la formule chimique de l'eau qu'il a déterminée. C'est Avogadro qui en 1809 arrivera à concilier le résultat de Dalton avec celui de Gay-Lussac en faisant une étude purement théorique de la chimie et en utilisant les résultats expérimentaux d'autres scientifiques.

Il se place dans le cadre de la théorie atomiste et énonce sa première hypothèse :
« L'hypothèse qui se présente la première à cet égard et qui paraît même la seule admissible est de supposer que le nombre de molécules intégrantes dans les gaz quelconques est toujours le même à volume égal, ou est toujours proportionnel aux volumes. » (Avogadro, 1811, p. 17)

Ce qu'Avogadro appelle molécules intégrantes sont ce que l'on appelle aujourd'hui molécules. Ampère fera la même hypothèse trois ans plus tard, sans avoir eu connaissance des travaux d'Avogadro. C'est pour cela que cette hypothèse est aujourd'hui appelée la *loi d'Avogadro-Ampère*. Elle est d'ailleurs enseignée en seconde dans le chapitre sur la pression.

Grâce à cette première hypothèse, on peut déterminer facilement les masses relatives des molécules à l'état gazeux car *les rapports des masses de molécules sont alors les mêmes que ceux des densités des différents gaz à pression et température égales [...]*. (Avogadro, 1811, p. 18) On peut aussi déterminer le nombre relatif de ces molécules dans les combinaisons en couplant cette hypothèse avec les expériences de Gay-Lussac. Il reste néanmoins un problème, comment est-il possible que le volume de gaz du produit de certaines réactions chimiques soit plus grand que le volume d'un des réactifs ? C'est le cas de l'eau par exemple. Cela n'est pas en cohérence avec l'hypothèse de Dalton qui avance qu'un atome est insécable. Pour expliquer cela, Avogadro avance une deuxième hypothèse :

«...les molécules constituantes (molécules) d'un gaz simple quelconque ne sont pas [toujours] formées d'une seule molécule élémentaire (atome) mais résultent d'un certain nombre de ces molécules réunies en une seule [...]» (Avogadro, 1811, p. 18)

C'est ainsi qu'il fait l'hypothèse que la molécule d'oxygène (on parle de dioxygène aujourd'hui pour supprimer la confusion) est en réalité composée de deux atomes d'oxygène et de même pour la molécule d'azote (diazote). Suite à cela, Avogadro reprend

les poids atomiques et moléculaires mesurés par Dalton et corrige certaines mesures comme celle de l'oxygène justement.

Dans un premier temps, les travaux d'Avogadro sont rejetés voir ignorés. Ce n'est que 50 ans plus tard qu'ils seront ressuscités grâce à Stanislao Cannizzaro (1826-1910) qui dans son mémoire *Sunto di un corso di Filosofia chimica* (traduction française *Résumé d'un cours de philosophie chimique*) publié en 1858 explique qu'il est convaincu par les hypothèses d'Avogadro, d'Ampère et de Dumas. Pour convaincre ses élèves, il fait le point sur les cinquante ans qui ont suivi la publication d'Avogadro. C'est d'ailleurs grâce à lui que la notion d'atomes et de molécules est clarifiée et uniformisée dans la communauté scientifique lors du Congrès de Karlsruhe en 1860.

En 1869, Mendeleïev publie ses travaux sur la classification périodique en rangeant les éléments chimiques par poids atomiques croissants, puis en 1897 Joseph Thomson découvre l'électron, en 1912 Rutherford et son équipe découvrent le noyau et en 1913 Jean Perrin explique le mouvement brownien. La théorie atomiste sera donc complètement adoptée. Cependant l'histoire de la quantité de matière ne s'arrête pas là.

Avant l'introduction de la quantité de matière en 1971, ce sont les grandeurs d'atome-gramme et de molécule-gramme qui étaient utilisées dans les laboratoires pour préparer les solutions par exemple. Ils ont été adoptés par les chimistes allemands pour la première fois dans les années 1880-1890, puis ont été ensuite utilisés par les anglais et les français. Ces termes ont rapidement été raccourcis pour devenir *Mol*, la première utilisation de ce terme a été faite par Nernst en 1898. (Mills, 2009). A ce moment-là, le nombre d'atomes contenus dans un atome-gramme n'était pas connu et n'était pas nécessaire pour la stœchiométrie. C'est Johann Joseph Loschmidt (1821-1895) en 1865, puis Jean Perrin (1870-1942) en 1913 qui en ont déterminé les premières approximations. En hommage, ce nombre a été appelé *nombre d'Avogadro* ou *nombre de Loschmidt* dans les pays germanophones. Dans son ouvrage *Atomes*, Jean Perrin retrace quelques parties de l'historique réalisé plus haut et explique ce qu'est l'atome-gramme :

«[...] on a convenu d'appeler l'atome-gramme d'un corps simple la masse de ce corps, qui en gramme est mesurée par son coefficient atomique (ou poids atomique): 12 grammes de carbone ou 16 grammes d'oxygène sont les atomes-gramme du carbone et de l'oxygène» (Perrin, 1913, p. 31; Dulaurans, 2010).

Les atomes-gramme ou les molécules-gramme dépendent donc totalement des mesures des poids atomiques ou moléculaires qui dépendent eux même de l'atome pris comme référence. Les chimistes utilisent ces grandeurs en laboratoire et les thermodynamiciens se les approprient dans l'objectif de trouver une grandeur qui décrit la composition d'un système. Pour que les scientifiques puissent comparer leurs recherches il devient indispensable de déterminer une référence conventionnelle. Après la première guerre mondiale, le choix s'est porté sur l'oxygène. Mais la découverte des différents isotopes de l'oxygène suscitait un clivage entre les chimistes et les physiciens. En effet,

tandis que les premiers prenaient comme référence l'oxygène naturel, les autres prenaient l'isotope 16 de l'oxygène. L'adoption d'une échelle unique à lieu en 1960, la référence choisie est l'isotope 12 du carbone et c'est encore la référence actuelle. (Buès, 2000, p. 41)

La nature de la grandeur mesurée par l'atome-gramme n'est pas claire. Est-ce une masse ? Un nombre de molécules ? Ou une autre grandeur qui n'a pas encore été définie ? Ces questions sont discutées lors de la seconde guerre mondiale, et c'est en 1961 que le métrologue Allemand Ulrich Stille propose que la grandeur mesurée en nombre de moles soit une quantité de matière. De plus, cette unité ne doit plus être reliée au kilogramme étalon mais à une constante universelle qui est la constante d'Avogadro. (Buès, 2000)

C'est l'utilisation de la quantité de matière en thermodynamique qui incite à mettre cette nouvelle grandeur dans le système international :

« Il est bien connu qu'il faut trois unités de base en mécanique (unité de longueurs, de temps, de masse) ; si l'on ajoute l'électromagnétisme, il faut comme l'a montré A. Sommerfeld en 1935, une quatrième unité, de nature électrique (on a choisi l'ampère) ; si l'on ajoute la photométrie, il faut encore une unité de base (la candela) ; si l'on ajoute la thermodynamique, il faut deux autres unités de base : on a déjà choisi le kelvin, et la mole devra s'y adjoindre. » (Comptes rendus de la quatorzième conférence générale des poids et mesure, 1971, p. 20)

La définition de la mole lors de cette 14^{ème} conférence contient trois parties différentes :

1° La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kilogramme de carbone 12; son symbole est mol.

2° Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons, d'autres particules ou des groupements spécifiés de telles particules.

3° La mole est une unité de base du Système International d'Unités.

Figure 2 : Définition de la mole telle qu'elle apparaît dans le rapport de la 14^{ème} Conférence des poids et mesures en 1971. (Comptes rendus de la quatorzième conférence générale des poids et mesure, 1971)

En cela, elle se distingue des définitions simples et concises comme pour le mètre et le kilogramme. Ceci est probablement dû à son historique : choix d'une référence pour les poids atomiques nécessaire et spécificité de cette unité pour les systèmes chimiques ou thermodynamiques.

Cette définition est beaucoup critiquée actuellement. D'après Ian Mills (Mills, 2009), il faut tout d'abord admettre que le nom *quantité de matière*, n'est pas très bien choisi. En effet, *quantité* a une signification commune et ajouter *de matière* à la suite n'explicite pas la spécificité et la signification de cette nouvelle grandeur. Initialement, les termes *de matière* devaient être remplacés par l'espèce chimique en question. Par exemple *quantité d'atomes*

de carbone ou quantité de molécules de glucose. Mais en pratique, on lit souvent *quantité de matière d'atomes de carbone* ou *quantité de matière de carbone*, ce qui est redondant voire ambiguë.

De plus, on emploie aussi régulièrement les termes *nombre de moles* pour dire la *quantité de matière*, ce qui porte à confusion car on nomme la grandeur comme son unité. Par exemple, on ne parle jamais de *nombre de kilogrammes* pour dire *masse*. (Mills, 2009)

L'idée d'une nouvelle définition, serait de fixer la valeur de la constante d'Avogadro à la meilleure estimation à l'instant t (aujourd'hui $N_A = 6,022\ 141\ 79 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) et de définir une mole comme N_A entités chimiques identiques. Cela simplifierait la définition actuelle et la rendrait totalement indépendante du kilogramme.

1.2 Conceptions et difficultés connues des élèves

Avant de débiter la conception de notre séance, nous avons lu des articles didactiques sur la mole et la stœchiométrie pour avoir une idée des représentations des élèves sur la notion de quantité de matière. Il est important de préciser que la plupart des articles que nous avons lus traitent des conceptions des élèves après enseignement, tandis que dans notre cas les élèves n'auront pas eu d'enseignement sur la quantité de la matière. Leurs conceptions initiales sont donc peu nombreuses et relèvent surtout de la définition courante des mots « quantité » et « matière », ou des définitions erronées de la masse qu'ils ont pu avoir au collège.

La principale conception initiale erronée des élèves est la confusion masse/quantité de matière (Furiò, 2002, p. 279). Cette confusion peut avoir plusieurs origines.

La première vient du fait, qu'au collège, dans les manuels scolaires, la définition de la masse fait intervenir la notion de quantité de matière : « La masse représente la quantité de matière. Dans le système international, la masse se mesure en kilogramme (kg) [...] avec une balance. » (Daujean, 2017, p. 36) Il n'est pas certain que les élèves comprennent la subtilité du mot *représente*. Il ne faudrait pas définir la masse en utilisant les termes quantité de matière car ils ne seront explicités que quatre ans plus tard dans leur scolarité. Cela implique par ailleurs des difficultés au niveau de la compréhension du concept de masse molaire : les élèves font souvent la confusion avec la masse atomique ou moléculaire.

La deuxième origine de cette confusion vient de la vie courante. Habituellement, pour prélever une certaine quantité on prélève une masse ou un volume comme dans une recette de gâteau. Les élèves assimilent donc la notion de quantité à masse ou plus rarement à volume.

On remarque aussi qu'il y a un lien entre les confusions des élèves et l'historique même de la quantité de matière. En effet, avant 1960 les chimistes et thermodynamiciens

utilisaient l'atome-gramme et la molécule-gramme aussi abrégés mol qui s'exprimaient en gramme.

D'autres difficultés dans l'apprentissage soulevées par Dierks (1981) (Furiò, 2002, p. 279) sont les nombreuses significations données au mot mole : unité de la quantité de matière, une portion de substance, un nombre d'atomes voire même une masse si on prend la définition historique de la molécule-gramme. Ces diverses significations portent à confusion et c'est à l'enseignant d'être rigoureux sur le vocabulaire pendant l'enseignement.

De plus, la compréhension de la quantité de matière demande un niveau d'abstraction assez élevé. (Bélanger, s.d., p. 3). En effet, il est impossible de s'approprier un ordre de grandeur du nombre d'Avogadro. Diverses analogies permettent de plus ou moins se rendre compte de la quantité d'atomes dans une mole comme le nombre de grains de sable dans le Sahara ou le nombre de gouttes d'eau dans l'océan Pacifique. Mais le problème est déplacé ailleurs, sur l'ordre de grandeur de la taille d'un atome.

A l'ordre de grandeur du nombre d'Avogadro, il faut aussi ajouter le vocabulaire abstrait (quantité de matière, mole, masse molaire) qui est inconnu des élèves avant enseignement comme frein à la compréhension. En effet, il a été montré par Felty (1985) (Furiò, 2002, p. 284) qu'avec des douzaines d'oranges par exemple, les élèves ne présentaient pas de souci de compréhension du volume, de la masse et des paquets de fruits. Par contre, dès l'introduction d'un vocabulaire scientifique les mêmes élèves éprouvaient beaucoup plus de difficultés.

De même, la quantité de matière est une grandeur qui ne se mesure pas directement, on mesure une masse ou un volume, ce qui ne permet pas de concrétiser cette grandeur.

Une autre difficulté en lien avec la précédente, est le passage de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique « observable » (Furiò, 2002, p. 280). Ceci nécessite un haut degré d'abstraction d'autant plus que l'enseignant fait souvent des passages implicites de l'une à l'autre.

Par ailleurs, l'intérêt d'utiliser la quantité de matière est introduit tardivement (la stœchiométrie n'est plus au programme de seconde) ce qui peut être un frein à l'apprentissage. En effet, comprendre l'utilité de ce qui est enseigné est une réelle source de motivation. Ce point nous semble important et c'est pourquoi nous avons décidé d'y accorder plus d'attention lors de notre séance.

La conséquence de cette compréhension insuffisante des concepts est un apprentissage par cœur des algorithmes et des règles (Laugier, 2004, p. 119). Les élèves sont capables de résoudre un exercice et des calculs sans comprendre les notions sous-jacentes.

Cependant, les élèves ont aussi des difficultés calculatoires, qui interviennent dans beaucoup d'autres domaines mais qui viennent ici s'ajouter aux nombreuses difficultés déjà citées précédemment. Celles-ci se traduisent par des difficultés à utiliser le calcul littéral car les symboles des grandeurs et les unités associées sont nouveaux mais aussi à réaliser correctement les applications numériques, à cause notamment des puissances de dix qui ne sont pas encore bien maîtrisées.

Pour finir, d'après Gabel et Bunce (1994) (Furiò, 2002, p. 278) le problème n'est pas uniquement limité aux difficultés des élèves, il apparaît surtout dans la façon d'enseigner le concept de la quantité de matière. En effet, il s'agit d'un concept imaginé par les scientifiques pour simplifier les calculs c'est pourquoi les conceptions erronées des élèves ne sont pas des conceptions intuitives mais résultent de pratiques d'enseignement inappropriées.

Par exemple, la confusion entre la grandeur quantité de matière et l'unité mole vient des abus de langage utilisés par la plupart des scientifiques et des enseignants. En effet, il est souvent question de nombre de mole pour parler de quantité de matière.

1.3 Prérequis du BO et pratiques usuelles

1.3.1 Prérequis du BO

Le programme de seconde est divisé en trois thèmes : *La santé, La pratique du sport et l'Univers* qui sont eux même divisés en plusieurs parties. La notion de quantité de matière peut être présentée dans le thème *La santé*, dans la partie *Le diagnostic médical* ou dans le thème *La pratique du sport*, dans la partie *Les besoins et les réponses de l'organisme lors d'une pratique sportive*. Les thèmes apportent une contextualisation différente, mais les notions à enseigner sont identiques.

Nous avons construit notre séance en entremêlant ces deux thèmes car, au moment de la séance, l'une d'entre nous traitait le thème *La santé*, tandis que l'autre abordait le thème de *La pratique du sport*.

Tableau 1 : Extrait du BO de 2017. En jaune, les notions introduites au cours de notre séance.

<p>Solution : solvant, soluté, dissolution d'une espèce moléculaire ou ionique. Concentrations massique et molaire d'une espèce en solution non saturée. La quantité de matière. Son unité : la mole. Constante d'Avogadro, N_A. Masses molaires atomique et moléculaire : M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Dilution d'une solution.</p>	<p>Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions. Savoir que la concentration d'une solution en espèce dissoute peut s'exprimer en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ou en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Connaître et exploiter l'expression de la concentration massique ou molaire d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute. Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques. Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide.</p>
--	--

Les prérequis nécessaires à l'introduction de la quantité de matière sont : le modèle de l'atome et la notion d'élément chimique et de molécule. Il est préférable que les élèves

soient capables de visualiser le concept de molécule et de fait comprennent les formules brutes. Ils doivent aussi être à l'aise avec la lecture de la classification périodique.

1.3.2 Pratiques usuelles

Nous allons maintenant faire une analyse des pratiques usuelles faites dans les manuels de Physique-Chimie de Seconde sur les programmes en vigueur.

La première chose à remarquer est que certains manuels enseignent la notion de quantité de matière et de concentration molaire, voire massique dans le même chapitre tandis que d'autres consacrent un chapitre uniquement pour la notion de quantité de matière.

Dans la plupart des manuels, cette séquence débute par une activité dont le but est de compter un nombre d'entités. Cela peut être des entités macroscopiques, comme des coquillettes (Hachette, 2015) ou du riz (ressources internet) ou des entités microscopiques comme des atomes de carbone dans une capsule (Belin, 2015) ou des molécules dans un comprimé (Nathan, 2015). La masse molaire n'est jamais abordée dans cette première activité. Dans le cas où l'entité est microscopique la masse est donnée, et dans le cas où l'entité est macroscopique c'est à l'élève de la peser en travaux pratiques. D'autres manuels introduisent la quantité de matière avec un extrait d'analyses de sang. En effet, c'est un document que les élèves ont déjà pu rencontrer dans leur vie personnelle, cela peut donc être un point de départ concret pour les questionner sur cette unité qu'ils ne connaissent pas.

La deuxième activité est assez souvent un protocole où il est nécessaire de prélever une certaine quantité de matière pour réaliser une solution de glucose (Nathan, Hachette, 2015) ou une boisson isotonique (Hachette et Bordas, 2015). La masse molaire moléculaire est donnée dans la plupart des manuels. Dans les manuels cités, il n'y a que dans celui de l'éditeur Nathan que l'élève a besoin de calculer lui-même les masses molaires moléculaire à partir des masses molaires atomiques et de la formule brute du glucose.

Ensuite les manuels abordent les concentrations massiques et molaires, mais cela sort du cadre de ce mémoire.

2 Protocole expérimental

2.1 Détails de la problématique

Nous avons choisi de nous intéresser à l'introduction de la notion de quantité de matière car il s'agit d'une notion nouvelle qui est souvent difficile à maîtriser pour les élèves qui se heurtent à de nombreuses difficultés. Ces difficultés sont détaillées dans la partie consacrée aux conceptions et difficultés des élèves et nous avons retrouvé nombreuses de ces difficultés lors de l'analyse du pré-test.

Nous nous sommes fixés deux objectifs principaux pour cette séance : déconstruire la confusion masse/quantité de matière et expliquer aux élèves l'intérêt d'utiliser la quantité de matière. De plus, nous avons choisi de faire la deuxième partie de séance sous forme d'activité documentaire pour que les élèves s'approprient eux même les documents en espérant que cela serait plus efficace qu'un cours.

Nos problématiques sont donc les suivantes :

- Dans quelle mesure la manipulation d'objets macroscopiques aide les élèves à comprendre la différence entre une masse et une quantité de matière (c'est à dire un nombre de grains de riz ou de lentille dans ce cas précis) ?
- Dans quelle mesure l'analogie entre les grains de riz/de lentilles et les entités chimiques d'une réaction permet aux élèves de comprendre l'intérêt d'utiliser la quantité de matière ?
- Dans quelle mesure l'extraction des notions de quantité de matière et de masse molaire à travers une analyse documentaire permet aux élèves de se les approprier ?

2.2 Description de nos établissements et de nos classes

Marion Fumaroli enseigne dans un lycée parisien. Il s'agit d'une cité scolaire regroupant un collège (environ 500 élèves), un lycée général et technologique (environ 500 élèves répartis dans les filières ES, S et STI2D) et plusieurs Classes Préparatoires aux Grandes Ecoles (environ 1000 élèves). Le taux d'accès de la seconde au baccalauréat est de 90% et le taux de réussite au baccalauréat est de 98% (100% en série scientifique). Les deux classes de seconde, dans lesquelles Marion enseigne, sont constituées de 35 élèves.

Maurine Gautier enseigne à deux classes de seconde de 35 élèves, dans un lycée polyvalent du Val-de-Marne (Académie de Créteil). Il s'agit également d'une cité scolaire constituée d'un lycée général et technologique soit environ 1400 élèves (proposant les séries générales et les séries STI2D et STMG) ainsi que d'un lycée professionnel d'environ 600 élèves. Le taux d'accès de la seconde au baccalauréat est de 84% et le taux de réussite au baccalauréat est de 91% (88% en série scientifique).

2.3 Recueil des données

2.3.1 Questionnaire préalable

Afin de cibler au mieux les difficultés, les erreurs courantes et la conception initiale de nos élèves sur la quantité de matière, nous leur avons fait remplir un questionnaire préalable comportant 7 questions.

Avant la distribution du questionnaire, nous leur avons expliqué que celui-ci servirait à construire une séance introductive sur la notion de quantité de matière.

Il a donc été précisé que :

- le travail devait être individuel ;
- le questionnaire ne serait pas évalué ;
- pour les questions à choix multiples, une seule réponse était attendue ;
- les questions devaient être réalisées dans l'ordre sans revenir sur les questions précédentes ;
- la durée du questionnaire était d'une quinzaine de minutes, et celui-ci était effectué une à deux semaine(s) avant la séance sur la quantité de matière.

Le questionnaire (Annexe 1) comporte trois questions ouvertes : la première demande la définition d'une « quantité de matière » et les deux dernières nécessitent des calculs ; et 4 questions à choix multiples où une unique réponse est attendue.

2.3.2 Durant la séance

Pour recueillir des données durant la séance, nous avons fait le choix de réaliser des captations vidéo et audio de nos séances afin de pouvoir les analyser par la suite. Les élèves ont également rendu en fin d'heure leurs réponses aux questions de l'activité qui leur a été distribuée (Annexe 2).

2.3.3 Questionnaire post-séance

Le questionnaire post-séance (Annexe 3) a été réalisé avant institutionnalisation. Il comportait aussi 7 questions dont 4 questions identiques au questionnaire préalable.

2.4 Prérequis et séquence pédagogique

Concernant les prérequis, nous avons toutes les deux réalisé les chapitres portant sur le modèle de l'atome, les éléments chimiques et la classification périodique. Les classes de Marion avaient étudié le chapitre sur les solutions et la concentration massique mais pas celui sur les molécules. A l'inverse, les classes de Maurine avaient abordé le chapitre sur les molécules et les médicaments mais pas celui concernant les solutions.

Nous avons toutes les deux démarré notre séquence sur la quantité de matière par la même activité, mais la suite est propre à chacune.

Séquence de Maurine	Séquence de Marion
Classe 1 : Questionnaire préalable (15min) Classe 2 : Séance introductive (1h30) 4 semaines sans cours (intempéries, semaine de bac blanc puis vacances d'hiver) Classe 3 : Cours (quantité de matière, relation quantité de matière et nombre de molécules, masse molaire, relation entre la masse et la quantité de matière) puis exercices en autonomie (1h30) <u>Remarques</u> : Les classes 2 et 3 étaient en demi-groupe. La partie concernant les concentrations molaires et massiques ont été abordées plus tard dans le chapitre « Les solutions »	Classe 1 : Questionnaire préalable (15 min) Classe 2 : Séance introductive (1h30) Classe 3 : Questionnaire post-séance (15 min) Classe 4 : Cours (quantité de matière, relation quantité de matière nombre de molécules, masse molaire, relation masse quantité de matière) puis exercices en autonomie (1h30) Classe 5 : Suite du cours (concentration molaire, prélèvement d'une quantité de matière) puis TP pour mettre en pratique (1h30) <u>Remarque</u> : Les classes 2, 4 et 5 étaient en demi-groupe.

3 Conception et analyse du questionnaire préalable

3.1 Conception du questionnaire préalable

En raison d'un voyage scolaire, une des classes parisiennes a rempli le questionnaire plus d'une semaine après les 3 autres classes. Durant cette semaine, nous avons commencé à analyser les questionnaires remplis et nous nous sommes aperçu qu'il aurait été intéressant d'avoir une justification de leurs réponses aux questions à choix multiple. Nous avons donc modifié le questionnaire dans ce sens pour la quatrième classe.

Nous allons analyser le questionnaire préalable et les réponses données par les élèves selon le schéma suivant :

- objectif de la question ;
- réponse correcte ;
- réponses des élèves sous forme des tableaux (graphiques en Annexe 4) ;
- analyse des réponses.

Le questionnaire préalable est axé sur la mise en évidence de la confusion masse/quantité de matière et nous avons essayé de rédiger les questions le plus clairement possible et les enchaîner avec le plus de cohérence possible.

La première question ouverte nous permettra de cerner les conceptions initiales des élèves dues à la vie courante ou à l'enseignement de la masse au collège. La question suivante permet de vérifier que la conservation de la masse est acquise par les lycéens,

tandis que les deux suivantes permettent de confirmer ou d'infirmar la confusion. Pour la première il est nécessaire de faire un raisonnement microscopique tandis que pour la deuxième le raisonnement est macroscopique et devrait poser moins de difficultés aux élèves. La cinquième question est posée exactement comme la troisième mais cette fois ci, la masse de chaque atome est donnée. Cela nous permet de voir si les élèves qui avaient une confusion masse/quantité de matière arrivent à revoir leur raisonnement avec ces nouvelles informations.

Enfin, les deux dernières questions nécessitent d'effectuer des calculs et nous permettront de mettre le doigt sur les difficultés calculatoires des élèves. Elles leur donnent aussi un premier aperçu des ordres de grandeurs qui concernent la notion de quantité de matière.

3.2 Analyse question par question

Question 1

Selon toi, qu'est-ce qu'une quantité de matière ? Tu peux utiliser tes propres mots.

Objectif de la question :

Cette première question a pour but de faire émerger les conceptions initiales des élèves sur une notion qu'ils n'ont pas encore étudiée. Les mots « quantité » et « matière » s'emploient dans le langage courant mais ils ont rarement la même signification que dans le cours de chimie. De plus, ces deux mots sont employés ensemble uniquement dans le cadre du cours de chimie.

D'après nos lectures sur le sujet, notamment dans l'article de Furiò and al. (Furiò, 2002), nous nous attendions à la confusion entre masse et quantité de matière, mais aussi à des réponses utilisant les mots « dose, nombre, lots... » faisant référence à la quantité ou « bois, cuir, plastique, solide, liquide, gaz, atome, molécule, cellule ... ».

Réponses des élèves :

Pour les réponses à cette question, nous avons essayé de faire une liste de huit catégories sans fausser les réponses des élèves.

Les catégories sont énoncées ci-dessous.

A Masse (inclus poids)

B Volume

C Nombre d'atomes/de molécules/de particules

D Nombre de matière/chose/objet

E Quantité de quelque chose/d'une espèce chimique/de cellules/d'atome

F Composants/constituants d'une matière/d'un objet/d'une espèce chimique

G Corps/objets/choses palpables

H Divers

Réponses globales des 131 élèves

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	45/131	34%
B	4/131	3%
C	17/131	13%
D	3/131	2%
E	8/131	6%
F	10/131	8%
G	5/131	4%
H	12/131	9%
Pas de réponse	27/131	21%

Réponses des élèves de Maurine

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	20/62	32%
B	2/62	3%
C	9/62	15%
D	1/62	1,5%
E	3/62	5%
F	5/62	8%
G	1/62	1,5%
H	7/62	11%
Pas de réponse	14/62	23%

Réponses des élèves de Marion

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	25/69	36%
B	2/69	3%
C	8/69	12%
D	2/69	3%
E	5/69	7%
F	5/69	7%
G	4/69	6%
H	5/69	7%
Pas de réponse	13/69	19%

Analyse :

Les réponses données par les élèves sont en accord avec les conceptions mises en évidence lors de l'état de l'art : la confusion masse/quantité de matière est très présente. En effet, plus d'un tiers des élèves (34% si on considère la totalité des élèves et 43% si on considère uniquement les élèves qui ont donné une réponse) ont défini la quantité de matière comme étant une masse. Il faut également noter que certains élèves ont parlé de « poids » et nous avons choisi de classer leur réponse dans la catégorie « masse ». La confusion masse/poids est bien réelle mais ce n'est pas le sujet de cette étude.

Voici trois exemples de réponses :

La quantité de matières c'est ~~la~~ la masse de quelque chose.
Exemple : 50g de chocolat au lait.

Une quantité de matière pour moi c'est la masse d'une portion de matière.

Selon moi une quantité de matière est le poids de la substance qu'on choisit.

13% des élèves ont mentionné dans leur réponse le « nombre d'atomes/de molécules/de particules ». Ce sont ces derniers qui ont la représentation la plus proche, avant enseignement, de ce qu'est une quantité de matière. Cela nous paraît tout de même surprenant. Il est possible que certains élèves en aient déjà entendu parler ou alors qu'ils aient fait le rapprochement avec le chapitre sur l'atome réalisé plus tôt dans l'année.

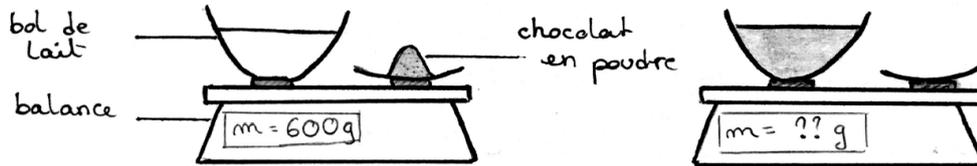
Plusieurs réponses (9%) ont été classées dans la catégorie « Divers », pour limiter le nombre de catégories. Celle-ci regroupe les réponses isolées telles que *masse volumique*, *plusieurs matières regroupées*, *proportion que nous pouvons avoir d'une matière*, *les molécules*, *grandeur pour mesurer la matière*, *c'est comme de la matière car il existe aussi l'antimatière*, etc..

Il est important de remarquer que 21% des élèves n'ont pas répondu à la question, ou ont noté « Je ne sais pas. ». En effet, il est difficile pour les élèves de donner une réponse à une question lorsqu'ils ne sont pas sûrs d'eux.

Les réponses à cette première question nous ont confortées dans l'idée d'axer principalement notre séance sur la déconstruction de la confusion entre masse et quantité de matière.

Question 2

Sur une balance on met du chocolat en poudre et un bol de lait, le tout pèse $m=600g$.



Lorsqu'on introduit le chocolat en poudre dans le lait, la masse affichée sur la balance :

- A- augmente
- B- diminue
- C- reste égale
- D- je ne sais pas
- E- Il manque des informations pour répondre à la question

Objectif de la question :

Vérifier que la conservation de la masse est acquise par les élèves car c'est un prérequis nécessaire d'introduire la mole et la masse molaire aux élèves. Nous avons choisi ce cas de dissolution un peu complexe, pour vérifier que la conservation de la masse est réellement acquise.

La conservation de la masse est au programme du collège (Ministère de l'éducation nationale, 2015, pp. 330-331) cependant, nous nous attendons à avoir un certain nombre d'élèves qui répondent que la masse diminue car dans le cas d'une dissolution certains élèves pensent que le solide « disparaît », ceux-ci ne maîtrisent pas la conservation de la masse et du volume.

Réponse correcte : Réponse C, car la masse se conserve.

Réponses des élèves :

Réponses globales des 131 élèves			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	14/131	11%	A	7/62	11%	A	7/69	10%
B	13/131	10%	B	6/62	10%	B	7/69	10%
C	90/131	69%	C	42/62	68%	C	48/69	70%
D	3/131	2%	D	2/62	3%	D	1/69	1%
E	6/131	4%	E	4/62	6%	E	2/69	3%
2 réponses	5/131	4%	2 réponses	1/62	2%	2 réponses	4/69	6%

Analyse :

La conservation de la masse est acquise pour 69% des élèves. Grâce aux questionnaires de la classe où il a été demandé de justifier la réponse, nous nous sommes rendus compte que les réponses B et C sont à nuancer :

- Les élèves qui répondent que la masse diminue (réponse C) pensent que lorsque le chocolat en poudre se dissout, sa masse diminue. La conservation de la masse n'est donc pas acquise pour ces élèves là et cela peut être généralisé aux 3 autres classes.

Voici trois exemples de réponses :

Justifie ta réponse : *Je suppose que la masse diminue puisque le chocolat se dissout.*

Justifie ta réponse : *Car, dans du lait, le chocolat en poudre va être porté par le lait, son poids va donc être nul ou presque.*

Justifie ta réponse : *Le chocolat en poudre s'est mélangé au lait donc la masse de la poudre a disparu.*

- Sur les quatre élèves qui ont répondu que la masse augmente (réponse A), trois justifient en disant que la masse du lait et la masse du chocolat s'additionnent, et un élève ne justifie pas sa réponse. Nous supposons donc que ces élèves-là n'ont pas correctement lu la question et n'ont pas vu que le chocolat en poudre était déjà sur la balance au départ. En généralisant, nous ne pouvons donc pas affirmer que la conservation de la masse n'est pas acquise pour les élèves ayant entouré la réponse A, car cela est peut-être dû à une mauvaise lecture de la question.

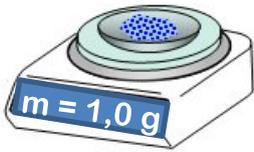
- Les deux élèves qui ont donné deux réponses, ont donné la réponse B et la réponse C en justifiant qu'ils ne savent pas si lors que le chocolat se dissout sa masse reste égale ou diminue. La conservation de la masse n'est pas acquise pour ces élèves et cela peut être généralisé aux 4 classes.

- Quant aux élèves qui répondent D ou E, nous pouvons aussi affirmer que la conservation de la masse n'est pas acquise.

Dans les deux classes de Marion, le chapitre sur les solutions (concentration molaire, dissolution, dilution...) avait été réalisé au cours des semaines précédentes, ce qui n'était pas le cas pour les élèves de Maurine. Nous pouvons constater que cela n'a pas eu d'influence sur les réponses.

Question 3

On dispose de trois coupelles.



La coupelle A contient 1g d'aluminium

La coupelle B contient 1g de cuivre

La coupelle C contient 1g d'or

Dans quelle coupelle y a-t-il le plus grand nombre d'atomes ?

A- la coupelle A

B- la coupelle B

C- la coupelle C

D- Il y a autant d'atomes dans chacune des trois coupelles

E- Il manque des informations pour répondre à la question

F- Je ne sais pas

Objectif de la question :

Savoir que des échantillons différents mais de masses identiques ne possèdent pas nécessairement le même nombre d'atomes.

Repérer que pour déterminer l'échantillon contenant le plus grand nombre d'atomes il faut connaître la masse d'un seul atome.

Réponse correcte :

Réponse E, car les élèves n'ont pas les masses des atomes d'aluminium, de cuivre et d'or à disposition.

Réponses des élèves :

Réponses globales des 131 élèves			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	11/131	8%	A	5/62	8%	A	6/69	9%
B	5/131	4%	B	4/62	6%	B	1/69	2%
C	10/131	8%	C	4/62	6%	C	6/69	9%
D	28/131	21%	D	16/62	26%	D	12/69	17%
E	63/131	48%	E	29/62	47%	E	34/69	49%
F	12/131	9%	F	3/62	5%	F	9/69	13%
2 réponses	2/131	2%	2 réponses	1/62	2%	2 réponses	1/69	1%

Analyse :

La moitié des élèves a conscience qu'avec les informations que donne la question, il n'est pas possible de répondre à la question. Ces élèves, ne semblent pas confondre masse et quantité de matière.

Plus d'un cinquième des élèves, répondent qu'il y a le même nombre d'atomes dans les trois coupelles, cela confirme la confusion masse/quantité de matière. Nous avons cherché s'il existait une quelconque corrélation entre la réponse à la première question (définition de la quantité de matière) et celle-ci. Nous avons alors noté que la moitié des élèves qui pensent que les trois coupelles contiennent le même nombre d'atomes avaient défini la quantité de matière comme étant une masse.

On peut se demander si les élèves pensent que tous les atomes (sans accorder d'importance aux éléments chimiques desquels ils sont issus) possèdent la même masse. Le chapitre sur les atomes et les éléments chimiques ayant déjà été traité dans les quatre classes, les élèves ont déjà eu à calculer la masse de différents atomes et ont ainsi pu se rendre compte que chaque atome a une masse qui lui est propre. Cependant, il est aussi probable que les élèves ne font tout simplement pas le lien entre ce qui a été vu en cours auparavant et leur conception initiale masse = quantité de matière prend le dessus.

Grâce aux questionnaires de la classe où il a été demandé de justifier la réponse, nous nous sommes rendu compte que les réponses sont à nuancer :

- Les trois élèves de la classe qui répondent la coupelle A justifient par le fait que l'atome d'aluminium est plus léger. L'aluminium est un métal dont on entend parler lorsque l'on s'intéresse à l'aéronautique, il est donc probable que ces élèves avaient déjà une idée relative de la masse de chaque atome. L'autre possibilité est qu'ils aient regardé le nombre de masse sur la classification périodique de leur calculatrice. En effet, sur certains questionnaires, Marion a retrouvé le nombre de masse à côté des différents métaux. Il est difficile de dire si cela peut être généralisé aux 3 autres classes, cependant pour ces 3 élèves en particulier il n'y a pas de confusion masse/quantité de matière.
- Sur les quatre élèves qui répondent la coupelle C, deux d'entre eux justifient par le fait que l'atome d'or est plus lourd. Pour ces élèves, il est possible qu'il y ait une conception erronée masse individuelle plus lourde = plus d'entités. Encore une fois, il n'est pas possible de généraliser.

Question 4 – On dispose de trois caisses.

La caisse A contient 10kg de pastèques

La caisse B contient 10kg d'orange

La caisse C contient 10kg de raisins

Dans quelle caisse y a-t-il le plus grand nombre de fruits ?

A- la caisse A

D- Il y a autant de fruits dans chacune des trois caisses

B- la caisse B

E- Il manque des informations pour répondre à la question

C- la caisse C

F- Je ne sais pas

Objectif de la question :

Savoir que des échantillons différents mais de masses identiques ne possèdent pas nécessairement le même nombre d'entités (ici des fruits). Celui dont les entités sont les plus légères possède donc le plus grand nombre d'entités. Cela nécessite un raisonnement à l'échelle macroscopique.

Réponse attendue :

Réponse C car un raisin est plus léger qu'une orange ou une pastèque. Il faut donc plus de raisins que d'oranges ou de pastèques pour obtenir la même masse (ici 10 kilogrammes).

Réponses des élèves :

Réponses globales des 131 élèves			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	1/131	1%	A	1/62	1,5%	A	0/69	0%
B	1/131	1%	B	1/62	1,5%	B	0/69	0%
C	113/131	86%	C	50/62	81%	C	63/69	91%
D	8/131	6%	D	6/62	10%	D	2/69	3%
E	7/131	5%	E	4/62	6%	E	3/69	4%
F	0/131	0%	F	0/62	0%	F	0/69	0%
2 réponses	1/131	1%	2 réponses	0/62	0%	2 réponses	1/69	2%

Analyse :

En s'inspirant des travaux réalisés par Felty en 1985 (Furiò, 2002, p. 284) nous voulions vérifier si les élèves avaient moins de difficultés à résoudre un même problème en employant un vocabulaire courant. Nous avons alors réutilisé la question précédente en utilisant cette fois-ci des entités macroscopiques (des raisins, des oranges et des pastèques) familières aux élèves. Ils ont alors plus de facilité à se représenter la situation, et ont une idée de la masse relative des fruits les uns par rapport aux autres. Dans la classe de Marion, plusieurs élèves ont demandé si les raisins étaient en grappes ou individuels. Cela montre bien que les élèves se raccrochent à la vie de tous les jours, où les raisins ne sont jamais vendus individuellement. Cette question, pour être honnête, ne nous était même pas venue à l'esprit.

Les résultats confirment qu'un raisonnement à l'échelle macroscopique est plus facile pour les élèves. En effet, seulement 6% des élèves contre 21% à la question précédente répondent qu'il y a le même nombre de fruit dans chaque caisse. Ces 6% ont une corrélation *même masse = même nombre d'entités* bien ancrée.

Encore une fois, les justifications données par les élèves de la 4ème classe permettent de nuancer les statistiques de la réponse E. En effet, dans cette classe, 2 élèves ont choisi la réponse E en justifiant que la masse de chacun des fruits n'était pas connue, ce qui est juste car la masse n'apparaît pas dans la question. Il est possible que ces élèves aient été influencés par la question précédente. Nous avons décidé de laisser les mêmes réponses à choix multiples que la question précédente pour ne pas influencer de quelque sorte la réponse des élèves.

Les justifications permettent de noter un autre point important : sur les 32 élèves de la classe qui ont répondu « la caisse C », 14 d'entre eux justifient en écrivant que les raisins sont plus petits que les oranges et les pastèques et non plus légers. Voici quelques justifications d'élèves :

Justifie ta réponse :

Car un raisin est plus petit qu'une pastèque ou une orange et donc il y en a plus pour la même poids.

Justifie ta réponse : des raisins sont petits et il faut un plus grand nombre de fruits pour avoir 10 kg.

Justifie ta réponse : Le raisin est un fruit plus petit que l'orange et que la pastèque. Donc pour faire 10 kg de raisins, il a besoin de plus de raisins que pour 10 kg de pastèque par exemple.

Il est donc possible que pour beaucoup d'élèves petit volume = petite masse et inversement. C'est à dire que le volume d'un objet conditionne forcément sa masse.

Question 5 - On dispose de trois coupelles.

La coupelle A contient 1g d'aluminium

La coupelle B contient 1g de cuivre

La coupelle C contient 1g d'or

Sachant que :

- Un atome d'aluminium pèse $4,51 \times 10^{-26}$ kg
- Un atome de cuivre pèse $1,06 \times 10^{-25}$ kg
- Un atome d'or pèse $3,29 \times 10^{-25}$ kg

Dans quelle coupelle y a-t-il le plus grand nombre d'atomes ?

A- la coupelle A

B- la coupelle B

C- la coupelle C

D- Il y a autant d'atomes dans chacune des trois coupelles

E- Il manque des informations pour répondre à la question

F- Je ne sais pas

Objectif de la question :

Savoir que des échantillons différents mais de masses identiques ne possèdent pas nécessairement le même nombre d'atomes. Celui dont les entités sont les plus légères possède donc le plus grand nombre d'atomes. Retour sur un raisonnement à l'échelle microscopique.

Réponse correcte :

Réponse A car un atome d'aluminium est plus léger qu'un atome de cuivre ou d'or, il faut donc plus d'atomes d'aluminium pour obtenir la même masse (ici 1 gramme).

Réponses des élèves :

Réponses globales des 131 élèves			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	68/131	52%	A	28/62	45%	A	40/69	58%
B	22/131	17%	B	11/62	18%	B	11/69	16%
C	16/131	12%	C	9/62	14%	C	7/69	10%
D	8/131	6%	D	6/62	10%	D	2/69	3%
E	1/131	1%	E	0/62	0%	E	1/69	1%
F	10/131	8%	F	6/62	10%	F	4/69	6%
Pas de réponse	6/131	4%	Pas de réponse	2/62	3%	Pas de réponse	4/69	6%

Analyse :

Encore une fois, cette question est identique à la question 3, sauf que cette fois-ci les masses de chaque atome sont données.

La première chose à noter, est qu'il n'y a plus qu'un élève sur 131 qui répond qu'il manque des éléments pour répondre à la question (contre 63 à la question 3), par contre le taux de réponse F « Je ne sais pas. » reste sensiblement égal. Il n'y a que 3 élèves sur 10 qui ont répondu « Je ne sais pas. » aux 2 questions. Trois autres élèves sont passés de « Il manque des éléments pour répondre à cette question. » à « Je ne sais pas. ». Il est possible que ce soit des élèves qui ne maîtrisent pas les puissances de 10 négatives, les autres réponses sont difficiles à interpréter.

La deuxième chose à noter et que l'on passe de 21% à 6% d'élèves qui répondent que « Il y a autant d'atomes dans les 3 coupelles. », ce taux de réponse est le même que pour la question 4.

Sur les huit élèves qui ont répondu « Il y a autant d'atomes dans les 3 coupelles. », à la question 5, quatre d'entre eux ont répondu cela pour les questions 3 et 4, et un a répondu cela uniquement pour la question 3 et la question 4 était correcte. Il est difficile d'interpréter les réponses des 3 autres élèves.

Le taux de réponses correctes est de 52%, mais 29% (respectivement 17% et 12%) répondent que c'est la coupelle contenant respectivement du cuivre ou de l'or qui contient le plus grand nombre d'atome.

De nouveau, la classe qui a justifié ses réponses permet de mettre en évidence une difficulté que nous avons envisagée sans penser qu'elle aurait autant d'ampleur :

- les cinq élèves qui ont répondu que la coupelle B contenait le plus grand nombre d'atomes ont justifié en répondant que l'atome de cuivre était plus léger. Il y a deux explications possibles à cela. Soit les élèves ont interprété les puissances de dix négatives comme des puissances de dix positives. Soit les élèves ont complètement fait abstraction de la puissance de dix et ont comparé uniquement les nombres situés avant la puissance de dix.
- Sur les quatre élèves qui répondent que c'est la coupelle contenant 1 gramme d'or qui contient le plus d'atome, un ne justifie pas, un explique qu'il a répondu au hasard, un justifie que l'atome d'or est plus lourd, et le dernier que l'atome d'or est

plus léger. Comme les justifications sont toutes différentes il ne nous paraît pas pertinent d'interpréter cette réponse.

Il est important de noter qu'à partir de cette question le taux de « Pas de réponse » augmente. La première explication possible est que ce sont les dernières questions donc les élèves les plus lents n'ont pas pu aller jusqu'au bout du questionnaire. Nous aurions pu laisser le temps à tous les élèves de terminer le questionnaire pour éviter cela, mais nous avons fait le choix d'imposer une durée qui nous paraissait raisonnable. La deuxième explication possible est que les dernières questions sont calculatoires, et donc plus compliquées pour certains élèves.

Autre remarque intéressante, les 3 classes où il n'était pas demandé de justification n'ont pas essayé de faire de calcul pour répondre à cette question, en tous les cas cela n'apparaît pas sur leur feuille. Tandis que pour la classe où il était demandé de justifier les réponses, 11 élèves (soit un tiers) ont tenté de faire un calcul pour avoir la réponse, or ce n'était pas l'objectif. Il est important de peser chaque mot lorsque l'on crée un questionnaire didactique.

Question 6 - Un atome d'hydrogène est constitué d'un proton et d'un électron. La masse d'un atome d'hydrogène est donc à peu près égale à $1,67 \times 10^{-24}$ g. Combien pèsent $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'hydrogène en gramme? Justifie avec un calcul.

Objectif de la question :

Savoir calculer la masse d'un échantillon d'atomes en utilisant la proportionnalité et en manipulant des ordres de grandeur éloignés de notre échelle et en utilisant le nombre d'Avogadro (sans le dire explicitement).

Réponse attendue :

$$m_{\text{totale}} = m_{\text{atome H}} \times N_{\text{atomes H}} = 1,67 \times 10^{-24} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,01 \text{ g}$$

$6,02 \times 10^{23}$ atomes d'hydrogène pèsent 1,01 g.

Réponses des élèves :

Pour cette question et la suivante, nous avons analysé le calcul de chaque élève et nous avons divisé la réponse en deux :

- Le calcul effectué est-il correct ? Dans le cas contraire, c'est que les élèves n'ont pas bien compris comment utiliser la proportionnalité entre le nombre d'atome et la masse.
- Si le calcul est correct, le résultat est-il correct ? Dans le cas contraire c'est qu'il y a une difficulté dans l'utilisation des puissances de 10 ou lors de l'utilisation de la calculatrice

Etape 1 : Poser le bon calcul

Réponses globales des 131 élèves			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Calcul OK	78/131	60%	Calcul OK	30/62	48%	Calcul OK	48/69	70%
Calcul KO	12/131	9%	Calcul KO	4/62	7%	Calcul KO	8/69	11,5%
Pas de réponse	41/131	31%	Pas de réponse	28/62	45%	Pas de réponse	13/69	18,5%

Etape 2 : Faire l'application numérique

Réponses des 78 élèves dont le calcul est correct			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Résultat OK	58/78	74%	Résultat OK	23/30	76,5%	Résultat OK	35/48	73%
Résultat KO	9/78	12%	Résultat KO	5/30	16,5%	Résultat KO	4/48	8%
Pas de résultat	11/78	14%	Pas de résultat	2/30	7%	Pas de résultat	9/48	19%

Analyse :

Il est tout d'abord important de remarquer que près d'un tiers des élèves n'apporte pas de réponse à cette question. Deux explications plausibles à cela : par manque de temps, ou parce que la question leur paraît trop difficile.

Il y a 59% des élèves qui posent le bon calcul, et sur ces élèves 75% obtiennent le bon résultat. Les 25% d'élèves qui restent n'ont soit pas mis de résultat du tout, la raison la plus probable est qu'ils n'avaient pas leur calculatrice, soit se sont trompés dans le calcul en mettant une puissance de dix négative au nombre d'Avogadro.

Question 7 - Une canette de soda vide en aluminium a une masse de 14,45g. De combien d'atomes d'aluminium est-elle constituée ? Justifie avec un calcul.

Donnée : 1 atome d'aluminium pèse $4,51 \times 10^{-26}$ kg.

Commenter la valeur obtenue.

Objectif de la question :

Savoir déterminer le nombre d'atomes présents dans une masse donnée en utilisant la proportionnalité et en manipulant des ordres de grandeur éloignés de notre échelle.

Avec cette question, nous voulions que les élèves prennent conscience du nombre gigantesque d'atomes contenus dans les objets qui nous entourent.

Réponse attendue :
$$N = \frac{m_{canette}}{m_{atome\ Al}} = \frac{14,45}{4,51 \times 10^{-26}} = 3,20 \times 10^{23}$$

Une canette contient $3,20 \times 10^{23}$ atomes d'aluminium.

Réponses des élèves :

De la même façon que la question précédente nous avons séparé l'analyse des réponses en plusieurs étapes pour mieux cerner les difficultés des élèves.

- Le calcul réalisé est-il correct ? Pour analyser cette réponse, nous avons fait abstraction de la conversion, nous voulions seulement vérifier si la proportionnalité a

été correctement utilisée. → difficulté mise en évidence : utilisation de la proportionnalité entre la masse et le nombre d'atome

- Si oui, l'élève a-t-il bien converti les masses dans la même unité ? → difficulté mise en évidence : conversion
- Si oui, le résultat est-il correct ? → difficulté mise en évidence : utilisation de la calculatrice (principalement oubli de parenthèse au dénominateur)

Etape 1 : Poser le bon calcul

Réponses globales des 131 élèves			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Calcul OK	69/131	53%	Calcul OK	24/62	38,5%	Calcul OK	45/69	65%
Calcul KO	19/131	14%	Calcul KO	9/62	14,5%	Calcul KO	10/69	14%
Pas de réponse	43/131	33%	Pas de réponse	29/62	47%	Pas de réponse	14/69	20%

Etape 2 : Conversion

Réponses des 69 élèves dont le calcul est correct			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Conv. OK	32/69	46%	Conv. OK	12/24	50%	Conv. OK	20/45	46,5%
Conv. KO	21/69	31%	Conv. KO	5/24	21%	Conv. KO	16/45	35,5%
Pas de conversion	16/69	23%	Pas de conversion	7/24	29%	Pas de conversion	9/45	20%

Conv. KO : c'est que la conversion a été faite mais qu'il y a une erreur

Pas de conversion : c'est que l'élève a fait le calcul sans convertir, les deux masses ne sont donc pas exprimées dans la même unité.

Etape 3 : Faire l'application numérique

Réponses globales des 69 élèves dont le calcul est correct			Réponses des élèves de Maurine			Réponses des élèves de Marion		
Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage	Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Résultat OK	16/69	23%	Résultat OK	4/24	17%	Résultat OK	12/45	26,5%
Résultat KO	23/69	33%	Résultat KO	11/24	46%	Résultat KO	12/45	26,5%
Résultat cohérent	20/69	29%	Résultat cohérent	6/24	24,5%	Résultat cohérent	14/45	31%
Pas de résultat	10/69	15%	Pas de résultat	3/24	12,5%	Pas de résultat	7/45	16%

Résultat KO : c'est que le résultat n'est pas en accord avec le calcul posé, en général c'est dû à une mauvaise utilisation de la calculatrice.

Résultat cohérent : c'est que le résultat est cohérent avec le calcul posé mais que ce n'est pas le résultat attendu (pas de conversion ou erreur de conversion).

Analyse :

Le nombre d'élèves qui a su poser le calcul en utilisant correctement la proportionnalité entre le nombre d'atome est le même est sensiblement le même que précédemment.

Cependant le nombre d'élèves qui obtient le bon résultat au final chute drastiquement, en effet il y a deux difficultés supplémentaires par rapport à la question précédente : la conversion à réaliser et le fait que cette fois ci ce soit une division avec des puissances de dix au dénominateur, ce qui engendre souvent des erreurs dû aux oublis de parenthèses.

Ces deux difficultés ne sont pas le cœur de cette étude mais il est intéressant de voir que ces difficultés calculatoires viendront s'ajouter aux notions nouvelles que nous allons leur enseigner.

L'analyse de ces deux questions confirme ce que disait Laugier et Dumond (Laugier, 2004, p. 209) : les élèves sont capables de résoudre un exercice et des calculs sans comprendre les notions sous-jacentes. Cependant, un bon nombre d'entre eux se heurtent à des difficultés purement calculatoires.

4 Conception et analyse de la séance

4.1 Conception de la séance (analyse a priori)

Nous avons fait le choix d'introduire la quantité de matière par une séance en demi-groupe, conçue au regard des difficultés connues, des résultats obtenus au questionnaire préalable et des objectifs du BO. Nous avons fait le choix de traiter uniquement la quantité de matière, et mettre de côté la concentration molaire dans ce chapitre contrairement à certains manuels.

Celle-ci se divise en trois parties : une activité expérimentale, une activité documentaire, et un énoncé type « résolution de problème » mais avec les étapes bien détaillées. Il nous a semblé plus judicieux de présenter la notion de quantité de matière lors de séances de travaux pratiques d'une durée d'une heure et demie, devant un public d'environ 18 élèves. Les élèves travaillaient par binôme, ce qui favorise les échanges. En effet, nous avons ainsi plus de temps à consacrer à chaque binôme lors des temps de travail en autonomie.

Ensuite, comme dans la plupart des manuels scolaires, nous avons choisi de faire une première activité dont l'objectif était de compter des entités. Selon les manuels, cela peut être des entités microscopiques (atomes de carbone) ou macroscopiques (grains de riz). Nous avons opté pour des entités macroscopiques car selon nous si les élèves peuvent manipuler et visualiser les entités ils comprennent mieux l'intérêt de la quantité de matière qui est avant tout de « compter » rapidement les entités chimiques.

L'expression « compter » les entités chimiques est assez mal choisie car un chimiste n'a jamais besoin de compter les entités chimiques à proprement dit, mais il a besoin de

connaître la quantité d'une espèce chimique par rapport à une autre : c'est la stœchiométrie. Les tableaux d'avancement ne sont pas au programme de seconde actuellement, néanmoins nous voulions leur faire comprendre cet intérêt majeur sans rentrer dans les détails. Nous nous sommes donc un peu écartées des pratiques usuelles en leurs faisant manipuler deux entités macroscopiques différentes : des grains de riz et des graines de lentilles, pour ensuite faire le parallèle, à l'oral, avec une réaction chimique entre deux espèces chimiques.

Comme expliqué dans la partie concernant les pratiques usuelles, en général la deuxième activité est expérimentale, les élèves doivent prélever une quantité de matière connaissant la masse molaire. Nous avons décidé de ne pas suivre cela et de faire découvrir les notions de quantité de matière et de masse molaire aux élèves avec une activité documentaire. Nous nous sommes dit qu'en s'appropriant eux même les textes, les notions seraient mieux assimilées. Pour la troisième partie nous nous sommes inspirées d'une situation déclenchante d'une activité introductive (résolution de problème) du manuel (Prévost, 2015, p. 106), mais nous avons choisi de détailler les questions puisqu'il s'agissait du premier exercice que les élèves réalisaient sur ce chapitre.

4.1.1 Activité expérimentale

Nous avons tenu à ce que les élèves manipulent des « entités macroscopiques » (céréales), pour insister sur la confusion masse et nombre d'entités. C'est pourquoi nous avons choisi des grains de riz et des graines de lentilles : ces céréales sont relativement petites donc difficile à dénombrer, elles n'ont pas la même taille (contrairement à des lentilles blondes et vertes par exemple).

Nous avons choisi de leur imposer de produire un mélange contenant deux fois plus de grains de riz que de graines de lentilles. En effet, cette contrainte permettait aux élèves de se rendre compte que la même masse de lentilles et de riz ne contenait pas le même nombre de graines ce qui est une introduction indirecte à la masse molaire. De plus, cela permettait par la suite de faire l'analogie avec une réaction chimique (avec des coefficients stœchiométriques de 2 et 1) qu'ils connaissent déjà : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ et d'introduire directement l'intérêt de la quantité de matière.

4.1.2 Activité documentaire

Nous avons ensuite proposé une activité documentaire composée d'un ensemble de 4 documents variés :

- Le document 1 a pour but d'apporter un cadre historique et une explication très simple à l'apparition de la grandeur « quantité de matière » et de son unité la mole.
- Le document 2 définit une mole et la quantité de matière. Il permet aussi de faire des analogies avec plusieurs entités macroscopiques qu'ils connaissent (chaussettes, œufs, feuilles de papier) et le nom des paquets qu'on utilise pour compter ces

entités (paire, douzaine, ramette). Nous avons donc introduit ici le nombre d'Avogadro.

- Le document 3 définit la masse molaire atomique et la masse molaire moléculaire (ainsi qu'un exemple détaillant comment calculer cette dernière). Nous avons donc choisi d'introduire la masse molaire dès la première séance, pour faire un lien avec l'activité expérimentale dans laquelle les élèves ont pu remarquer que le même nombre de grains de riz et de lentilles ne possédaient pas la même masse.
- Le document 4 est un extrait de la classification périodique de leur manuel (Dulaurans, 2010, p. Rabat IV). Nous avons choisi ce document pour que les élèves visualisent où trouver la masse molaire atomique dans la classification périodique. Nous avons volontairement laissé la note indiquant que la masse molaire atomique est basée sur le carbone 12, sans rentrer dans les détails lors de cette séance.

Les documents sont inspirés d'extraits de manuels ou de ressources internet que nous avons retravaillé pour qu'ils soient les plus simples et les plus compréhensibles possible.

Les questions posées sur cet ensemble documentaire relèvent majoritairement de la compétence s'approprier (notée APP) : rechercher, extraire et organiser l'information utile sur des supports variés, identifier des liens entre des informations, acquérir de nouvelles connaissances en autonomie.

Nous souhaitons que la question 3 (« Combien y a-t-il d'entités chimiques dans une mole ? et dans 2 moles ? 10 moles ? n moles ? ») soit réutilisée à la séance de cours suivante afin d'introduire aux élèves la relation $N = n \times N_A$, avec N le nombre d'entités chimiques, n la quantité de matière (en mol) et N_A la constante d'Avogadro ($N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

Avec la question 5 « A l'aide du doc. 3, retrouver la relation entre la masse molaire (notée M), la masse de l'échantillon (notée m) et la quantité de matière (notée n). (APP) » nous voulions montrer aux élèves l'importance de prêter attention aux unités de chaque grandeur. Nous souhaitons qu'ils retiennent que, même sans connaître la relation liant ces trois grandeurs, ils sont capables de la déterminer grâce aux unités.

4.1.3 Exercice d'application

Enfin, la dernière activité dont l'objectif est de déterminer si un comprimé d'Aspirine UPSA de 1000mg et un sachet d'Aspégic de 1800mg procurent les mêmes effets, est un énoncé type « résolution de problème » mais les étapes sont détaillées grâce à des questions. Nous voulions, par le biais de cet exercice, insister auprès des élèves sur le fait que la masse est différente du nombre de molécules. L'autre intérêt de cet exercice est de faire manipuler dès la première séance les formules qu'ils ont tirées de l'activité documentaire. Ce type d'activité pourrait être donné en fin de séquence sans le détail des étapes.

Cette dernière partie s'appuie principalement sur les compétences analyser (ANA) et réaliser (REA) : organiser et exploiter les informations extraites, identifier les idées

essentielles et leurs articulations, relier qualitativement ou quantitativement différents éléments du ou des documents, effectuer des calculs (littéraux et numériques).

La question 6-a) avait pour objectif que les élèves utilisent la classification périodique pour y extraire les masses molaires atomiques de différents atomes.

Les élèves de Maurine avaient préalablement étudié le chapitre sur la représentation des molécules et étaient capables de répondre à la question 6-b) sans difficultés particulières. Ce chapitre n'ayant pas été étudié par les élèves de Marion, elle a expliqué à certains élèves l'utilité de la formule brute pour déterminer la composition des molécules.

4.2 Déroulement de la séance (réalisation effective)

La séance a débuté comme les séances en demi-groupes habituelles : les élèves se sont installés par binôme (la formation des groupes est laissée au choix des élèves). Sur leurs paillasses étaient disposés : deux pots en verres contenant chacun du riz et des lentilles et deux autres pots vides. Les élèves de Maurine avaient aussi une coupelle de pesée et une cuillère doseuse ; de plus, sur le bureau une caisse renfermait des balances électroniques et des éprouvettes graduées (distribuées uniquement à la demande des élèves). Dans la salle de Marion, les balances étaient disposées sur des paillasses générales, à leur place habituelle et n'étaient donc pas dissimulées. Elle avait également quelques éprouvettes graduées sur son bureau.

Pendant les premières minutes, nous leur avons expliqué que la séance introduirait un nouveau chapitre intitulé « La quantité de matière », et nous avons expliqué le déroulement de la séance.

Au début de l'activité expérimentale nous avons insisté sur le fait que nous voulions un nombre de grains de riz, deux fois plus important que le nombre de grains de lentille. Nous leur avons également dit qu'ils pouvaient avoir recours à du matériel qui n'était pas présent sur leurs paillasses. Certains élèves semblaient assez surpris du travail demandé, en effet en faisant un raisonnement en masse ou en volume et pas en nombre cela leur paraissait évident.

Nous avons alors distribué les feuilles récapitulant les informations énoncées et les élèves ont pu commencer leur recherche en autonomie.

Dans la classe de Maurine, la majorité des élèves a démarré par un raisonnement en volume : en versant dans un pot vide un volume de fois plus important de riz que de lentilles. En faisant cela à vue de nez ou avec une spatule, une cuillère doseuse, un bouchon de bouteille.

Dans la classe de Marion, certains élèves ont rapidement eu le réflexe d'utiliser les balances tandis que ceux de Maurine ont mis un peu plus de temps avant de penser à en demander une. Ils ont donc fait un raisonnement en masse en prélevant une certaine masse de riz et une masse deux fois plus importante de lentilles.

Dans ces deux cas de raisonnements nous interrogeons les élèves : *Dans la cuillère doseuse remplie de riz y a-t-il autant de grains de riz que de graines de lentille dans la cuillère doseuse remplie de lentille ? Dans 50g de riz y a-t-il autant de grains de riz que de*

graines de lentille dans 50g de lentilles ? Les élèves se rendaient compte de leur erreur à ce moment-là.

Certains élèves ont également compté un par un les grains de riz et les lentilles. Nous leur avons donc fait remarqué que leur méthode fonctionnait mais qu'elle n'était pertinente que pour la production d'un tout petit mélange : en effet, compter les céréales pour obtenir un mélange de 1,5kg serait extrêmement chronophage ! Nous les avons encouragés à adapter leur méthode pour qu'elle soit valable pour n'importe quel mélange.

A l'issue de ces 30 premières minutes, nous avons fait un point en classe entière sur les différentes méthodes de résolution testées. Quelques binômes ont présenté leur méthode en expliquant les avantages et les inconvénients.

Nous avons demandé aux élèves s'ils avaient une idée de l'intérêt de la manipulation précédente. Ils ont en général rapidement fait l'analogie entre les grains de riz ou de lentille et les atomes. Cependant à la question « Pourquoi a-t-on besoin de compter les atomes ? » nous n'avons pas eu de réponse. Nous avons ensuite expliqué pourquoi il était intéressant de savoir dénombrer les entités chimiques en s'appuyant sur la réaction chimique entre les ions cuivre II et les ions hydroxyde : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$. Nous avons demandé aux élèves de lire cette équation : « Un ion cuivre II réagit avec deux ions hydroxyde pour former un composé d'hydroxyde de cuivre ». Nous leur avons expliqué que lorsque l'on réalise cette réaction il peut être pertinent de vouloir introduire exactement deux fois plus d'ions hydroxyde que d'ions cuivre pour que tous les réactifs soient consommés, et pour cela il est nécessaire de savoir les compter ; ou bien que lors de la production de d'hydroxyde de cuivre il y a deux fois plus d'ions hydroxyde que d'ions cuivre qui sont consommés.

Nous avons demandé aux élèves pourquoi il n'était pas possible de compter les atomes, ils ont su répondre que les atomes étaient trop petits pour être comptés. Nous leur avons fait calculer le nombre d'atomes de cuivre dans 1 gramme de poudre de cuivre en réinvestissant ce qui avait été vu lors des chapitres concernant le modèle de l'atome et les éléments chimiques. La conclusion étant que cette valeur était gigantesque, nous avons introduit une mole, comme étant un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques, qui permettait de simplifier les calculs.

Par la suite, les élèves ont travaillé par deux sur l'activité documentaire et nous passons les voir pour répondre à leurs questions.

Plusieurs binômes ne sachant pas comment répondre à la question 5 (retrouver la relation entre la masse molaire, la masse de l'échantillon et la quantité de matière), nous avons détaillé en classe entière l'utilisation des unités pour déterminer une relation.

Enfin, les élèves ont travaillé sur la dernière activité. La moitié des élèves de Marion ont eu le temps de terminer tandis que ce fut le cas pour très peu d'élèves de Maurine. Nous avons tout de même ramassé leurs copies.

4.3 Analyse de la séance (a posteriori)

4.3.1 Passage d'un raisonnement en masse ou en volume à un raisonnement en nombre

Dans cette partie, nous allons analyser quelques extraits d'enregistrements, pour mettre en évidence la modification du raisonnement des élèves lors de l'activité expérimentale : passage du raisonnement en masse ou en volume à un raisonnement en nombre.

Extrait 1 :

Marion : Qu'est-ce que vous avez fait là ?

S : On a ... on a euh ... donc pris 50g de riz, on a voulu mettre 50g de riz sur la balance, dans le but de mettre 25g de lentilles car on veut 2 fois plus de riz que de lentilles.

Marion : OK, alors on ne veut pas plus de riz que de lentilles, on veut deux fois plus de grains de riz que de grains de lentilles. C'est pour ça que j'ai dit tout à l'heure « j'insiste » et puis c'est écrit en gras.

S : Ah...

B : Il faut compter ...

S : Mais non, il faut faire le poids de une !

Marion : Ben débrouillez-vous, discutez en entre vous. (Marion repart)

S (au dictaphone) : Le TP s'avère plus compliqué que prévu.

B (au dictaphone) : Retournement de situation, nous nous sommes trompés.

Non mais moi je te propose, soit on en pèse une, mais après ça va être un peu chiant pour faire les calculs...

S : Non mais c'est juste un calcul, c'est pas hyper compliqué non plus.

(silence)

Marion : Il reste 7 min (Marion repart)

B : Ou alors soit on compte... euh... un à un et on en fait deux fois plus de riz. Ou alors on pèse.

S : Mais non, on compte un grain de riz et un grain de lentille et ensuite il y a un calcul à faire. Attends, il faut que je le trouve. C'est juste que ... si un grain de ... (réflexion) « même nombre de grains »

B : Quoi ?

S : (relit la consigne) « deux fois plus de grains de riz » OK. Donc par exemple dans 50 grammes, on a pris 50g, il faut faire 50 divisé par le poids de 1 grain de riz, comme ça on aura le nombre de grain de riz.

B : Ouais, et alors ?

S : Et ben quand on aura le nombre de grains de riz, il faudra mettre la moitié. On fera le même calcul, pour euh... les lentilles.

B : Ben vas-y on fait ça.

S : On fait ça..

Extrait 2 :

Les deux élèves versent le contenu d'une cuillère doseuse de riz dans un pot et idem pour les lentilles

E : Logiquement là *montre les lentilles*, t'as la moitié de ce que tu as là *montre le riz*. Vu qu'eux *montre le riz* ils sont plus fins ils prennent moins de place qu'eux *montre les lentilles*

J : Peut être qu'on a l'impression qu'il y en a plus (de riz) car ils sont plus petits alors qu'au final c'est exactement la même chose ?

E : Quoi qu'il arrive il n'y en a pas le même nombre vu que ça *montre la cuillère doseuse* ça ne choisit pas le même nombre de graines.

Dans ces deux extraits de retranscription, on voit bien que les élèves automatiquement pensent à faire un raisonnement en masse ou en volume. Dans le premier cas, c'est avec l'intervention du professeur qu'ils se rendent compte qu'ils n'ont pas répondu à la consigne, tandis que dans le deuxième extrait un des élèves s'en rend compte par lui-même.

4.3.2 Extraits de protocole

- Nous avons compté 40 grains de riz par spatule et 30 grains de lentilles par spatule.
- On remplit un pot avec 25 cuillérées de grains de riz
Il y a donc approximativement 1000 grains de riz
- Il nous faut 2 fois plus de riz que de lentilles.
↳ donc il faut 500 grains de lentilles,
On remplit donc un 2^{ème} pot avec 16,5 spatule.
- on peut calculer grâce à la masse,
ça sera plus précis et moins long.

I. Mélange de céréales

Afin de déterminer la meilleure manière de prélever deux fois plus de grains de riz que de graines de lentilles, nous avons prélevé 100 grains de riz puis 50 graines de lentilles.

Puis nous avons pesé les 100 grains de riz et les 50 graines de lentilles.

100 grains de riz \rightarrow 1,95 g
50 graines de lentilles \rightarrow 1,95 g

Puisque le double de graines de lentilles pèsent le même poids que les grains de riz. Alors pour avoir le mélange de deux fois plus de grains de riz que de graines de lentilles, il s'agit de prélever la même masse de riz que de lentilles.

Cette démarche nous a permis de différencier la quantité de la matière. En effet on peut avoir la même quantité (en grammes) mais pas la même matière (grains de riz, graines de lentilles).

Les deux extraits de protocoles ci-dessous montrent que les élèves ont eu des raisonnements différents mais qu'ils ont répondu à la question dans les deux cas. L'utilisation de la balance est néanmoins plus efficace et plus précise.

Le deuxième extrait est intéressant car le protocole est correct et rigoureux et la corrélation même nombre d'entités = même masse ne semble pas présente au départ. Par contre le dernier paragraphe montre bien que les choses ne sont pas encore claires et que

la confusion masse/quantité de matière est encore présente même après la manipulation du riz et des lentilles. Le mot « matière » est ici utilisé dans le sens courant de tous les jours, le riz et les lentilles ne sont pas la même « matière », au même titre que du bois et du métal.

4.3.3 La masse molaire une notion difficile

Extrait 3 : Le binôme en est à la question 6c)

B : Masse molaire moléculaire ?

*(long silence réflexion, relecture de la définition)
« La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes qui composent la molécule ».*

(silence)

S : « L'expression littérale de la masse ...molaire moléculaire... » C'est quoi l'expression littérale ? Ah ... ben la formule ?

B : Hum...

S : Quoi ? « L'expression de la masse molaire moléculaire... » (silence) Ben la masse m..., c'est toujours la même chose, c'est à dire $M = m/n$.

B : Oh je sais ... putain ! Donc M de quoi ...? Par exemple on va prendre euh... $M(C_9H_8O_4) = 9 \times M(C) + 8 \times M(H) + 4 \times M(O)$

C'est ça... on a suivi le cours quoi.

*S : Ah, tu fais la **masse** de chaque truc quoi.*

(silence)

*B : Et donc **masse** de l'autre... C15...*

Tu es d'accord avec moi ou pas ?

S : Ouais, je vois ce que tu veux dire, maintenant je vois ce que tu veux dire...

B : Parce que après si on a faux...

S : C'est à dire que tu fais ... oui d'accord, ben ça paraît logique.

B : Ben dans le cours c'est ça (marmonne la réponse) Voilà, il faut la calculer maintenant.

S : Mais comment on connaît $M(C)$, $M(H)$, $M(O)$... ?

B : Mais M ! M c'est m/n !

S : Mais non, c'est pas le même M ça... ah si !

B : Là, ça te donne des grammes par mol, voilà, gramme par mol c'est M.

S : Ah ... fois leur masse...

B (vient de lire l'exemple du document 3): Fois 12 ? Comment ça « fois 12 » ? Ah... ! 12,0 c'est le numéro de... l'atome, de ça là, masse molaire atomique.

S : Ouais !

B : donc là par exemple tu as 15, 15x12, et là 22... 22 fois ..

S : 1.

On voit dans cet extrait que la masse molaire n'a pas de sens pour eux malgré les questions 4 et 5. Ils assimilent donc la masse molaire à la masse. Cela s'est retrouvé chez beaucoup d'élèves, ils ont su recopier les définitions et trouver la formule de la masse molaire à l'aide des unités sans en comprendre le sens. C'est pour cela qu'on a posé la question 6e) que l'on va étudier en dessous.

Une autre remarque intéressante et courante est que les élèves ne prennent pas du tout de recul par rapport aux questions qui leur sont posées. Ils ne regardent pas l'enchaînement des questions. Pour connaître les masses molaires atomiques ils pensent en premier lieu à la formule et non aux masses molaires atomiques qu'ils ont extrait de la classification périodique. On voit que le binôme ci-dessous a bien étudié l'exemple du document 3 et a réussi à répondre à la question grâce à cela.

4.3.4 Confusion entre la quantité de matière (nombre de mole) et le nombre d'entités chimiques présentes dans une mole.

Extrait 4 : Question 6e)

B : Il y a combien de ... Ok, je l'ai.
 S : Tu as quoi ?
 B : Regarde... une mole c'est égale à ça ?
 S : Ouais
 B : Egal à combien déjà... $6,02 \times 10^{23}$ Donc ...
 donc ... (silence)
 Une mole de A ben c'est égale au... Euh...
 (long silence) OK, je vais diviser ça ...
 S : Non, il faut faire 120 divisé par ... la masse
 d'une mole.
 B : Par le nombre d'atome dans une mole... Ce
 qu'on cherche... On cherche combien pèse une
 mole de molécule A...
 S : Ouais, donc on a le poids...
 B : Mais non.. (silence, réflexion)
 S : Combien pèse ... OK, combien pèse c'est
 gramme ... donc il faut ... donc ça fait gramme
 est égale à... c'est toi qui sais faire ça, la règle
 de trois.
 B : De quoi ?
 S : Tu sais, où tu fais, il faut trouver un truc où tu
 fais « gramme est égale à... »

B : Euh ... gramme est égale à n fois M, mole
 fois gramme par mole. Ah mais voilà ! C'est ça !
 S : Ah tu vois ! je t'ai aidé...
 B : Donc c'est $6,02 \times 10^{23}$ fois ... fois ?
 S : Tu... tu cherches quoi ? Tu cherches n ou
 M ?
 B : fois... euh fois ... ben le truc juste avant, fois
 180.
 S : Ouais.
 B : Je pense que c'est ça .. je ne sais pas d'où
 tu as sorti ton truc mais...
 S : Maintenant de la molécule B.
 (silence)
 B : Oh làlà... égale à 10^{21} non 10^{20} . C'est
 quoi l'unité ? c'est gramme ?
 S : Quoi ?
 B : C'est gramme ?
 S : Ben ouais...
 B : Ok, ben je crois que c'est ça ... On fait pareil
 pour l'autre.

e) Combien pèse une mole de molécule A et une mole de molécule B ? (ANA)

$$A = \frac{M}{n} = \frac{m}{n} \text{ donc } m = n \times M \text{ donc } (6,02 \times 10^{23}) \times 180 = \underline{1,0836 \times 10^{26} \text{ g}}$$

$$B = m = n \times M \text{ donc } (6,02 \times 10^{23}) \times 320 = \underline{1,9264 \times 10^{26} \text{ g}}$$

La question 6e) a été posée pour vérifier que la notion de masse molaire été comprise, ou dans le cas contraire faire réfléchir les élèves sur cette notion. Nous n'avons eu aucun binôme qui a été capable de répondre correctement à cette question sans aide extérieure.

La première chose à remarquer est qu'encore une fois les élèves cherchent à utiliser la formule $M=m/n$. C'est une méthode qui pourrait fonctionner s'ils prenaient $n=1$ mol. Mais comme les grandeurs et les unités ne sont pas claires pour eux, ils remplacent n par le nombre d'Avogadro, en étant conscients que c'est le nombre d'atome dans une mole et pas le nombre de mole (soit la quantité de matière).

D'ailleurs, le fait qu'ils ne comprennent pas vraiment ce qu'ils calculent apparaît de nouveau à la fin, lorsqu'ils se demandent en quelle unité s'exprime leur résultat.

Une autre remarque est qu'ils se trompent sur le nombre d'Avogadro, ils mettent une puissance de dix négative. Cela est sûrement dû au chapitre sur l'atome où nous avons manipulé beaucoup de puissances négatives. Cela apparaît à l'oral, et sur la calculatrice vu le résultat mais pas dans l'application numérique de leur copie.

4.3.5 Ce qui a bien fonctionné et moins bien fonctionné dans notre séance

Nous retenons deux points positifs de cette séance : le raisonnement avec les unités et la manipulation avec les grains de riz et de lentilles pour éliminer la corrélation *même nombre d'entités = même masse* qui était présente chez beaucoup d'élèves.

Le raisonnement avec les unités qui était demandé à la question 5, est un raisonnement dont nous leur avons déjà parlé, mais à partir de cette séance nous avons vu des élèves l'utiliser de plus en plus souvent : dans les chapitres sur les solutions avec les concentrations molaires ou massiques, dans le chapitre sur la pression etc.

Le double objectif (supprimer la confusion masse/quantité de matière et comprendre l'intérêt d'utiliser la mole) que nous avions avec la manipulation des grains de riz et de lentille était un peu trop ambitieux.

Le questionnaire préalable nous a montré qu'avec des entités macroscopiques telles que des fruits la plupart des élèves ne faisaient pas de confusion, cela était moins évident avec des petites entités macroscopiques telles que des grains de riz et de lentille. En effet, la plupart des élèves ont commencé par faire un raisonnement strictement en masse ou en volume. Cependant, à la fin de l'activité la plupart des élèves comprenaient bien que *même masse* ne veut pas dire *même nombre d'entités*. C'est donc selon nous un point positif même si certains élèves faisaient encore la confusion masse/quantité de matière lorsque l'on est repassé à l'échelle microscopique.

Par contre, l'intérêt d'utiliser la quantité de matière n'a pas l'air d'être très bien passé. Cela sera revu dans le chapitre « Transformations chimiques » avec les nombres stœchiométriques et aussi dans les classes supérieures, notamment pour les élèves allant en 1^{ère}S qui étudieront les tableaux d'avancement.

5 Conception et analyse du questionnaire post-enseignement

5.1 Conception du questionnaire post-enseignement

Avec le questionnaire post-enseignement, nous voulions vérifier si les notions abordées lors de la séance avaient été comprises et retenues par les élèves. Nous souhaitons le faire assez rapidement après la séance.

Malheureusement, à cause des intempéries, les cours de Maurine suivant la séance en demi-groupes ont été annulés. La semaine suivante était banalisée à cause du bac blanc, et par la suite avaient lieu les deux semaines des vacances d'hiver. Le questionnaire post-séance n'a donc pas pu être fait en cours et a été distribué aux élèves à faire pendant ces vacances en précisant les conditions de réalisation (travail personnel, non évalué, pour vérifier ce qu'ils ont compris et retenu). En feuilletant les quelques questionnaires qui ont été rendus, nous avons choisi de ne pas les analyser car plusieurs réponses avaient manifestement été données avec l'aide d'un manuel scolaire ou d'Internet, et quelques autres étaient principalement remplis par des « je ne sais pas ». Nous avons donc seulement 62 copies qui correspondent aux élèves de Marion.

Le questionnaire post-enseignement est constitué de 7 questions, dont 6 d'entre elles sont des questions ouvertes et la dernière propose trois réponses dont une seule est correcte.

La question 1 et la question 6 permettent de vérifier que les deux notions principales abordées lors de la séance (quantité de matière et masse molaire) ont été comprises et leurs unités retenues. La question 7 permet de vérifier que le raisonnement avec les unités est compris. La question 2 est identique à une des questions du questionnaire préalable mais elle est posée sous forme de question ouverte et permet de voir si après enseignement des élèves font encore la confusion *masse/quantité de matière*. De la même façon, la question 3 avait pour objectif de vérifier si les élèves faisaient encore la confusion *volume/quantité de matière*. Ce point n'avait pas du tout été abordé lors du questionnaire préalable. Les questions 4 et 5 étaient identiques aux questions 6 et 7 du questionnaire préalable. Nous voulions voir si après enseignement, les calculs avaient plus de sens pour eux et donc été mieux réussis.

5.2 Analyse du questionnaire post-enseignement

Question 1 : Définir la quantité de matière. Quelle est son unité ?

Réponses des élèves (62 élèves de Marion):

- A** Nombre de mole/nombre de paquets
- B** Nombre d'atomes/d'éléments chimiques/de molécules
- C** Ensemble des constituants/des entités d'une espèce chimique/d'une matière

Réponse à « Définir la quantité de matière »

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	17/62	28%
B	7/62	11%
C	5/62	8%
Divers	16/62	28%
Pas de réponse	17/62	27%

Réponse à « Quelle est son unité ? »

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
mol	11/62	18%
mole	27/62	44%
gramme	2/62	3%
g/mol	4/62	6%
Divers	5/62	8%
Pas de réponse	13/62	21%

Analyse des réponses :

Nous avons toujours 27% d'élèves qui ne donnent pas de réponse. Le pourcentage d'élèves qui donnent la bonne réponse est de 28%, donc un peu moins d'un tiers. Nous aurions pu espérer un plus grand pourcentage de bonnes réponses mais il faut rappeler que ce questionnaire est réalisé à l'issue de la séance d'introduction sur la quantité de matière. Il n'y avait pas encore eu d'institutionnalisation et qu'il n'a pas été demandé d'apprendre quoi que ce soit.

Par contre, il est intéressant de noter que le nombre d'élèves qui définissent la quantité de matière par la masse a drastiquement diminué. En effet, il n'y a que 3 élèves qui évoquent la masse :

La quantité de matière est le nombre de masse que possède une quantité chimique. Elle s'exprime en mole

C'est la quantité d'une matière exprimée en g.

La quantité de matière est la masse des espèces chimiques constituant une matière.

Son unité est le mole noté « mol »

Ces 3 réponses ont été classés dans Divers. De nombreuses autres réponses ont été classées dans cette catégorie car elles n'étaient pas assez claires pour être classées dans les autres. En voici quelques exemples qui montrent que la notion de quantité de matière est encore floue :

« C'est la concentration de mole. L'unité est le mol. »

« La quantité de matière, c'est le nombre à l'unité de cette matière. »

« Une quantité de matière est le nombre de mole dans un atome. Son unité est n. »

« La quantité de matière, c'est la quantité du nombre de mole. Son unité en $g \cdot mol^{-1}$. »

« La quantité de matière c'est un regroupement de matière en paquet nommé les moles. »

« La quantité de matière est un paquet d'atome. »

« Une quantité de matière est une unité internationale exprimer en mole (mol) pour calculer une matière liquide, gazeuse ou solide ».

« La quantité de matière c'est le nombre de paquet de moles. »

« La quantité de matière est un nombre défini ou indéfini d'un solide, ou d'un liquide. Elle s'exprime en gramme/quelque chose. »

Les autres élèves définissent la quantité de matière comme un nombre d'atomes ou d'entités (11%) ou comme un ensemble des constituants ou des entités chimiques d'une matière (8%), ce qui est rigoureusement incorrect, mais cela montre que ces élèves ont compris que la quantité de matière est une grandeur qui permet de dénombrer les entités chimiques.

Voici quatre exemples de réponses :

La quantité de matière est le nombre de moles contenu dans un corps.
Son unité est la mole (mol).

L'ensemble des constituants d'une espèce chimique.
Son unité est la mol ~~est~~ elle est exprimée
en mol⁻¹.

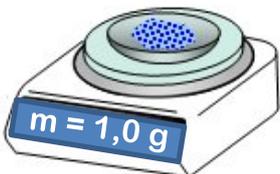
La quantité de matière est le nombre de paquets d'entités chimiques identiques.
Un paquet contient $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques. Son unité est la mole,
noté "mol".

La quantité de matière est le nombre d'atomes. Elle s'exprime en mole

Concernant l'unité, 43% des élèves répondent « la (ou le) mole » et 18% « la (ou le) mol ». On voit ici, la confusion unité/symbole qui est très courante pour cette grandeur. Si on fait abstraction de cette confusion, plus de la moitié des élèves (61%) ont retenu l'unité de cette nouvelle grandeur. Par contre il est important de noter qu'il n'y a pas de lien entre les réponses de la définition et de l'unité : l'unité a été retenue « machinalement ». C'est à dire que les élèves ayant donné une définition incorrecte peuvent donner une unité correcte et inversement.

Quelques élèves ont donné comme unité le g/mol, cela montre qu'il y a une confusion entre la masse molaire et la quantité de matière que l'on retrouvera à la question 6. Les autres réponses sont dans la catégorie Divers, ce sont des réponses uniques telles que g/m, g/m³, mol⁻¹, mol/g, g/quelque chose, n qui montrent encore la confusion avec la masse molaire ou avec le symbole de la grandeur.

Question 2 : On dispose de trois coupelles.



La coupelle A contient 1g d'aluminium.
La coupelle B contient 1g de cuivre.
La coupelle C contient 1g d'or.

Y a-t-il le même nombre d'atomes dans chacune des 3 coupelles ? Justifier votre réponse.

Réponses des élèves (62 élèves de Marion):

Réponse

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Oui	1/62	2%
Non	58/62	93%
Pas de réponse	3/62	5%

Justification

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
OK	44/62	76%
KO	2/62	3%
Incomplète	9/62	16%
Pas de justification	3/62	5%

Analyse des réponses :

La question 2 était identique du questionnaire préalable mais posée en question ouverte. Les réponses sont très positives, une grande majorité des élèves (58/62 soit 93%) ont répondu que « Non, le nombre d'atomes n'est pas le même dans chacune des trois coupelles ». Sur les élèves 58 élèves, 44 ont justifié correctement leur réponse donc ces élèves n'ont plus la confusion masse/nombre d'entités. Sur les 16 élèves restant, 2 ont une justification incorrecte et 9 une justification incomplète, c'est à dire qu'ils n'évoquent pas les masses atomiques ou la masse molaire atomique de chaque espèce, et 3 n'apportent pas de justification. Il n'est donc pas possible d'affirmer que ces élèves n'ont plus la confusion masse/nombre d'entités.

Ensuite, 3 élèves ne donnent pas de réponses à la question, ce qui montre que cela n'est pas clair pour eux, et 1 élève a toujours la confusion masse/nombre d'entités bien ancrée car il répond « *Oui, car il y a un gramme dans chaque coupelle* ». Pourtant cet élève avait répondu « *Une quantité de matière, c'est une grandeur qui permet de calculer des espèces chimiques par paquet en mole* » à la question précédente, il n'avait donc pas évoqué la masse à ce moment-là. D'ailleurs sur les 3 élèves qui évoquent la masse à la question 1, deux répondent correctement à la question et un donne une justification incomplète « *Il n'y a pas forcément le même nombre d'atomes puisque ces trois métaux sont composés de différents atomes* ».

La question 3 ne sera pas analysée car nous nous sommes rendues compte au moment de l'analyse qu'elle était mal posée, nous reviendrons sur cette question dans la montée en généralisation.

Question 4 :

La masse d'un atome de carbone 12 est à peu près égale à $2,00 \times 10^{-23}$ g.

Combien pèsent $6,02 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 en grammes ? Justifier avec un calcul.

Question 5 : Une canette de soda vide en aluminium a une masse de 14,45g. De combien d'atomes d'aluminium est-elle constituée ? Justifier avec un calcul.

Donnée : 1 atome d'aluminium pèse $4,51 \times 10^{-26}$ kg.

Commenter la valeur obtenue et justifier l'intérêt d'utiliser la mole.

Réponses des élèves (62 élèves de Marion):

Le principe d'analyse est le même que pour le questionnaire préliminaire :

Question 4

Etape 1 : Poser le bon calcul

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Calcul OK	47/62	76%
Calcul KO	9/62	14%
Pas de réponse	6/62	10%

Etape 2 : Faire l'application numérique

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Résultat OK	44/47	94%
Résultat KO	3/47	6%
Pas de résultat	0/47	0%

Question 5

Etape 1 : Poser le bon calcul

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Calcul OK	48/62	77%
Calcul KO	9/62	15%
Pas de réponse	6/62	8%

Etape 2 : Faire la conversion

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Conversion OK	21/48	44%
Conversion KO	15/48	31%
Pas de conversion	12/48	25%

Etape 3 : Faire l'application numérique

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
Résultat OK	18/48	37%
Résultat KO	9/48	19%
Résultat cohérent	19/48	40%
Pas de résultat	2/48	4%

Analyse des réponses :

Les questions 4 et 5 sont les mêmes que pour le questionnaire préliminaire si ce n'est que pour la question 4 nous avons changé les valeurs numériques pour faire le calcul non plus sur 1g d'hydrogène mais sur 12g de carbone 12.

Plus de trois quarts des élèves posent le calcul correctement pour ces deux questions calculatoires (76% contre 70% au questionnaire préliminaire pour la question 4, et 77% contre 65% au questionnaire préliminaire).

Pour la question 4, sur les 47 élèves qui ont posé le bon calcul, seuls 3 ont fait une erreur lors de l'application numérique, donc 94% des élèves ayant posé le bon calcul ont un résultat correct contre 73% lors du questionnaire préliminaire.

Pour la question 5, sur les 48 élèves qui ont posé le bon calcul, 18 ont le bon résultat, donc 37% contre 27% lors du questionnaire préliminaire. Le faible taux de bons résultats pour cette question est encore dû aux oublis ou erreurs de conversion qui sont très nombreux.

Les améliorations des résultats entre le questionnaire préalable et le questionnaire post-enseignement même si elles ne sont pas toujours significatives sont bien présentes. Cela est peut-être dû au fait que durant la séance d'introduction un calcul de ce type a été effectué en classe entière (« Combien y-a-t-il d'atome de cuivre dans un gramme de cuivre ? »). Cependant ce n'était pas le cœur de la séance.

Question 6 : Définir la masse molaire atomique. Quelle est son unité ?

Réponses des élèves (62 élèves de Marion):

A Masse d'une mole d'atome

B Masse d'un (ou de plusieurs) atome(s)

C Définition se rapprochant de la quantité de matière

Réponse à « Définir la masse molaire »

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	15/62	24%
B	2/62	3%
C	4/62	7%
Divers	8/62	13%
Pas de réponse	33/62	53%

Réponse à « Quelle est son unité ? »

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
g/mol	19/62	31%
mol/g	2/62	3%
mole	9/62	15%
Divers	4/62	6%
Pas de réponse	28/62	45%

Analyse des réponses :

Nous avons plus de la moitié des élèves qui ne répondent pas à cette question. C'est probablement dû à un manque de temps pour certains.

Sur les élèves ayant répondu, la moitié donne une définition correcte de la masse molaire, et l'autre moitié donne des définitions incorrectes et confuses. Par exemple, 4 élèves donnent une définition qui se rapproche de la définition de la quantité de matière. Voici 3 extraits de copie, les deux premiers donnent une unité cohérente avec leur définition ce qui témoigne d'une confusion quantité de matière/masse molaire tandis que le dernier donne une unité qui n'est pas celle de la quantité de matière. La confusion est donc plus globale.

La masse molaire atomique ~~permet~~ est une unité qui permet de faciliter la compréhension d'un nombre de cellules, molécules, atomes. Son unité est la mole.

La masse molaire atomique est un paquet d'atome. On se sert de cette unité afin de ne pas avoir de trop grand nombre à calculer. Son unité est le mole noté mol.

La masse molaire atomique permet de calculer le nombre d'atome par paquet son unité mol/g

D'autres réponses qui ont été classées dans la catégorie *Divers* mettent encore plus en évidence la confusion globale qui existe avec ces nouvelles grandeurs/unité/notation :

« C'est la masse d'un objet en mole et non pas en atome. »

« La masse molaire atomique c'est la masse d'un atome exprimé en mole. »

« La masse molaire atomique est la masse que contient une mole d'atome. Elle s'exprime en mol⁻¹ »

« La masse molaire atomique est le nombre d'atome dans une masse, son unité est la mole. »

« La masse molaire est la masse de la quantité de matière. Son unité est la mole. »

Encore une fois, nous avons l'impression que, pour beaucoup d'élèves, l'unité a été retenue machinalement sans comprendre la cohérence avec la définition de la masse molaire.

La dernière question du test ne sera pas analysée, nous reviendrons dessus dans la partie suivante.

6 Montée en généralisation

Dans cette partie nous faisons un retour critique sur le questionnaire préalable, la séance d'enseignement réalisée et analysée dans ce mémoire ainsi que le questionnaire post-enseignement. Nous proposons donc des modifications qui nous semblent pertinentes avec le recul.

6.1 Retour réflexif sur le questionnaire préalable

Concernant le questionnaire préalable, il est plus intéressant de demander aux élèves de justifier leurs réponses, comme cela a été fait pour la dernière classe. Les justifications des élèves sont utiles pour interpréter certaines réponses.

L'exemple de la dissolution (chocolat en poudre dans du lait) dans la question 2 portant sur la conservation de la masse était peut-être une difficulté supplémentaire non pertinente pour l'étude que nous voulions faire d'autant plus que nous ne sommes pas revenues dessus lors de la séance d'enseignement. Cependant, cette question nous a permis de nous rendre compte que la conservation de la masse n'était pas acquise pour tous les élèves et qu'il faudrait revenir dessus au cours de l'année.

De plus, les réponses à la question 5 du questionnaire préalable montrent que les élèves ne maîtrisent pas les puissances de 10. Comme expliqué dans la partie « Analyse du questionnaire préalable », nous ne savons pas si les élèves ont interprété les puissances de dix comme étant positives ou bien s'ils ont classé les atomes en prenant uniquement en compte la valeur précédent la puissance de dix. Pour différencier ces deux explications, il faudrait choisir d'autres atomes et demander aux élèves de classer les masses par ordre croissant pour démarrer.

Voici un exemple de trio d'atomes plus pertinent que celui que nous avons choisi :

- Un atome d'aluminium pèse $4,51 \times 10^{-26}$ kg
- Un atome de titane pèse $8,02 \times 10^{-26}$ kg
- Un atome d'or pèse $3,29 \times 10^{-25}$ kg

Enfin, nous avons involontairement ajouté la difficulté de la conversion des masses dans la dernière question. Il serait plus judicieux de donner les deux masses dans la même unité car les conversions et les calculs ne sont pas au cœur de la séance d'enseignement.

6.2 Retour réflexif sur la séance

Nous changerions probablement la façon de recueillir les données. En effet, nous avons eu beaucoup de mal à réécouter les enregistrements audio et vidéo que nous avons effectué à l'aide des caméras, principalement à cause du bruit de fond qui n'est pas négligeable lors des séances de TP et qui empêche d'entendre les élèves concernés. Les seuls enregistrements de qualité sont ceux qui ont été réalisés à partir de nos téléphones utilisés comme dictaphones. Ils étaient situés dans une poche de notre veste ou sur une paillasse d'élèves. Nous conseillons donc de privilégier cette méthode pour les enregistrements audio.

Malgré les documents de l'activité 2, la définition de la masse molaire n'a pas été bien comprise de la plupart des élèves. Cela montre que les élèves sont capables de tirer des informations des documents et de répondre correctement aux questions, sans forcément comprendre la notion. Il faudrait probablement faire une explication au groupe classe pour s'assurer que les notions sont comprises par tous avant qu'ils se lancent dans la résolution de problème guidée.

Enfin, au cours de cette séquence sur la quantité de matière, nous avons remarqué que les élèves se mélangent les pinces entre les unités, les symboles et le nom des nouvelles grandeurs introduites. Il y a eu beaucoup de confusions entre les n , M , N_A , m et les mol , $g.mol$, mol^{-1} et g . Nous pourrions leur proposer de remplir un tableau récapitulatif avec plusieurs colonnes (nom de la grandeur, symbole, unité associée et son symbole). Ce tableau trouverait aussi son utilité dans les chapitres sur les concentrations molaire et massique.

6.3 Retour réflexif sur le questionnaire post-enseignement

Deux questions n'ont pas été analysées dans le questionnaire post-enseignement : la question 3 et la question 7.

Question 3 : On dispose de deux médailles identiques, l'une est en argent et l'autre est en or. Les deux médailles sont-elles constituées du même nombre d'atomes ? Justifier votre réponse.

Question 7 : Quelle est l'expression correcte reliant la masse molaire (notée M), la quantité de matière (notée n) et la masse de l'échantillon (notée m) ?

A- $M = m \times n$

B- $M = \frac{m}{n}$

C- $M = \frac{n}{m}$

Concernant la question 3, nous nous sommes rendu compte qu'elle était mal comprise des élèves. Nous voyons deux raisons à cela : l'exemple pris dans la question n'a pas du tout été abordé lors de la séance, et le raisonnement en volume n'a été abordé qu'avec les élèves ayant fait l'erreur de raisonner en volume lors de la manipulation. De plus, dans le chapitre sur le modèle de l'atome, on enseigne aux élèves que l'ordre de grandeur du diamètre d'un atome est de 10^{-10} m. La plupart des élèves ont raisonné en masse, c'est à dire qu'ils ont compris « médailles identiques » comme « médaille de masse identique », et il y a quelques rares élèves qui ont raisonné en volume mais dans ce cas, ils ont répondu que le nombre d'atomes est le même pour la raison évoquée plus haut.

Voici quatre exemples :

Si les médailles sont identiques, c'est à dire qu'elles ont la même masse, non elles ne sont pas constituées du même nombre d'atomes. Les justifications sont les mêmes que pour la question précédente.
 Pour contre si elles sont identiques physiquement cela veut dire qu'elles ont le même nombre d'atomes car sinon l'une serait plus grosse que l'autre afin d'avoir la même masse.
 ... d'un atome de carbone 12 est à peu près égale à $2,00 \times 10^{-23}$ g. Justifier avec un calcul.

Si certains atomes n'ont pas le même poids, ils ont tous la même superficie, donc quelque soit les atomes qui compose l'or ou l'argent, le nombre est le même.

Non. Les atomes d'or et d'argent ne possèdent pas la même masse.

Les deux médailles ont le même volume:
 Sachant qu'un atome a un ~~diamètre~~ ^{diamètre} d'environ 10^{-10} ...
 Je pense qu'elles seront constituées du même nombre d'atomes.

Nous n'avions volontairement pas parlé de volume dans la question afin de ne pas guider les élèves. Cependant avec le recul, nous conseillons de préciser deux médailles de

même volume dans la question mais surtout d'en parler lors de la séance, et d'expliquer aux élèves que tous les atomes n'ont pas le même diamètre (donc le même volume) même si l'ordre de grandeur est le même.

Certains élèves ont quand même réussi à comprendre et à répondre correctement à la question :

Non, parce que les atomes d'or et d'argent n'ont pas le même volume.

Non, car ~~ce~~ elle ne sont pas faites de la même matière, les atomes d'or et d'argent ne font pas la même taille donc celui qui prend le moins de place est bien plus nombreux.

Concernant la question 7, nous avons fait le choix de ne pas l'analyser car il est difficile de savoir si les élèves ont répondu au hasard ou pas. En effet, la réponse n'est pas toujours cohérente avec l'unité qu'ils ont donnée. Notre objectif initial était de les faire raisonner avec les unités pour trouver la formule. Pour cela il aurait été plus pertinent de donner aux élèves l'unité de la masse molaire et de leur demander d'en déduire la relation.

Pour information, voici les résultats de la question :

Réponses	Nombre d'élèves	Pourcentage
A	1/62	2%
B	41/62	68%
C	11/62	18%
Pas de réponse	9/62	14%

On peut donc noter que la plupart se souvenaient, sauf une exception, que la relation était un quotient.

Conclusion

Ce mémoire avait pour but d'analyser une séance d'enseignement sur la quantité de matière dans nos quatre classes de seconde générale. Cette séance est la séance d'introduction. La réalisation de ce mémoire a été très enrichissante pour nous deux à plusieurs points de vue.

Tout d'abord, ce fut la première fois, pour chacune d'entre nous, que nous lisions rigoureusement des travaux didactiques afin de préparer une séance. Nous trouvons qu'il s'agit d'excellents supports pour préparer une séquence. En effet, connaître les difficultés courantes des élèves nous permet d'orienter notre enseignement de façon à déconstruire des conceptions erronées par exemple. Nous pensons désormais y avoir recours ponctuellement lors de nos préparations de cours.

De plus, nous avons trouvé intéressant de réaliser des questionnaires non évalués avant séance et après séance pour voir les progrès des élèves et pour bien cerner les conceptions initiales et leurs difficultés. Il nous semble assez difficile d'adopter cette démarche chronophage pour chaque chapitre mais il peut être pertinent dans les années qui suivent de la reproduire pour certains chapitres.

Lors de la conception de notre questionnaire préalable et surtout lors de l'analyse des réponses données par les élèves, nous avons réalisé que le vocabulaire employé par l'enseignant avait une importance capitale sur la compréhension des élèves. Il faut en effet porter beaucoup d'attention et de rigueur sur la façon dont les phrases sont formulées car l'idée que l'on a en tête n'est pas toujours interprétée de la même façon par les élèves. Il est par exemple important d'explicitier les passages de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique. Ce point devrait certainement s'améliorer avec l'expérience.

Suite à la séance présentée dans ce chapitre, nous avons terminé la séquence et utilisé la quantité de matière dans d'autres activités ou TP plusieurs semaines après. Nous nous sommes donc aperçues que pour un certain nombre d'élèves les notions de quantité de matière, de masse molaire, nombre d'Avogadro etc. n'étaient pas acquises. Nous pouvons avouer que cela nous a un peu déçues et que nous nous sommes remises en question à plusieurs reprises car le rôle de l'enseignant est prédominant dans l'apprentissage d'une nouvelle notion. Cependant, il est également vrai que le concept de quantité de matière est difficile à assimiler, et qu'un certain recul ainsi qu'un haut degré d'abstraction sont nécessaires pour le maîtriser. Nous nous sommes d'ailleurs interrogées sur le fait que certains élèves ne sont peut-être pas assez matures de ce point de vue-là en milieu de seconde.

Par ailleurs, il est beaucoup plus motivant d'apprendre une notion lorsque nous en comprenons l'intérêt direct. C'est pour cela que nous nous sommes demandé s'il ne serait pas plus intéressant et plus concret pour les élèves d'enseigner la quantité de matière dans la même année que l'enseignement des tableaux d'avancement. Cette question n'est bien

sûr pas de notre ressort mais elle reste toutefois assez présente dans les conversations que l'on a pu avoir avec des collègues plus expérimentés.

Enfin, pour conclure, nous avons beaucoup appris lors de la rédaction de ce mémoire, de plus, nous avons énormément apprécié de pouvoir partager cette expérience à deux. En effet, chacune venant avec des idées différentes, il a été très instructif de les mettre en commun et de pouvoir observer le résultat dans nos classes.

Bibliographie

- Abraham, G. L. (1922). *Les classiques de la science* (Vol. IV- Molécules, Atomes et Notations chimiques). (A. Colin, Éd.) Paris.
- Avogadro. (1811). *Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans les combinaisons dans Les classiques de la science* (Vol. IV- Molécules, Atomes et Notations chimiques). Paris: Armand Colin.
- Bélanger, V. (s.d.). *Les conceptions des élèves à propos de la mole*. Consulté le 04 24, 2018, sur <http://classeur.pistes.org/chantier/theme/665/Mole-TranspositionDidactique.pdf>
- Buès. (2000, Octobre). Histoire du concept de mole (1869-1969) à la croisée des disciplines physique et chimie. *L'actualité chimique*, pp. 39-42.
- Comptes rendus de la quatorzième conférence générale des poids et mesure. (1971). Paris: Bureau international des poids et mesure.
- Dalton, J. (1808). *New system of chemical philosophy* (Vol. Part.1). London: R. Bickerstaff.
- Daujean, A. F.-D. (2017). *Micromega Physique-Chimie 5ème*. Hatier.
- Dulaurans, D. M.-D. (2010). *Physique-Chimie 2nd*. Hachette Education.
- Furiò, A. G. (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*, 3, pp. 277-292.
- Gay-Lussac. (1809). *Les classiques de la sciences* (Vol. IV - Molécules, Atomes et notations chimiques). Paris: Armand Colin.
- Gay-Lussac. (1809). *Mémoire sur la combinaison des substances gazeuses les unes avec les autres dans Les classiques de la science* (Vol. IV - Molécules, Atomes et notations chimiques). Paris: Armand Colin.
- Laugier, D. (2004). Mise en place de situation problème pour l'apprentissage de la stoechiométrie en classe de seconde : compte rendu d'innovation. *Didaskalia*, 25, pp. 217-141.
- Lavoisier. (1789). *Traité élémentaire de chimie*. Paris: Cuchet.
- Lavoisier. (1789). *Traité élémentaire de Chimie* (Vol. Tome 1). Paris: Cucher.
- Mills, M. (2009, Mars-Avril). *Amount of substance and the mole*. Consulté le Avril 24, 2018, sur IUPAC.org: https://www.iupac.org/publications/ci/2009/3102/1_mills.html
- Ministère de l'éducation nationale. (2015). Bulletin officiel du 26 Novembre 2015, programme des cycle 2,3 et 4.
- Perrin. (1913). *Les atomes*. Paris: Felix Alcan.
- Prévost, A. B.-D.-C.-S. (2015). *Sirius Physique-Chimie 2nd*. France: Nathan.

Annexes

Annexe 1 : L'activité distribuée aux élèves

Annexe 2 : Le questionnaire préalable

Annexe 3 : Le questionnaire post-enseignement

Annexe 4 : Les graphiques indiquant la répartition de l'ensemble des réponses des élèves au questionnaire préalable.

Annexe 5 : Les graphiques comparant les réponses au questionnaire préalable et au questionnaire post-enseignement.

Annexe 1 : L'activité distribuée aux élèves

TP 10 : Introduction à la quantité de matière

Objectifs : Introduire la quantité de matière et son unité (la mole), la constante d'Avogadro, les masses molaires atomique et moléculaire. Comprendre l'intérêt d'utiliser la mole et la masse molaire. Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.

PARTIE I – Activité expérimentale : Mélange de céréales (environ 20 minutes)

Un magasin bio propose ses propres mélanges de céréales. Vous êtes chargés de réaliser un mélange de céréales composé de deux fois plus de grains de riz que de graines de lentilles.

Quelle démarche allez-vous mettre en place pour être le plus efficace possible ?

Vous avez à disposition un contenant rempli de riz et un autre rempli de lentilles vertes.

ATTENTION : ne pas réaliser le mélange, préparer seulement les céréales séparément dans les bonnes proportions.

Travail à effectuer :

- Réfléchir au protocole et au matériel dont vous aurez besoin.
 - Appeler le professeur.
- Préparer, dans les deux pots de yaourt vides, la quantité de riz et la quantité de lentille nécessaire pour obtenir le mélange dans les bonnes proportions. Ne pas réaliser le mélange !
- Détailler ci-dessous votre démarche (raisonnement, calculs et résultats).
- Conclure en expliquant l'intérêt de votre démarche.

Vous êtes invités à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie même si elle n'a pas abouti. Tout élément de raisonnement même partiel sera pris en compte.

QUESTION BONUS : Ecrire une recette qui peut être utilisée quelle que soit la quantité finale de mélange de céréales que l'on souhaite réaliser.

PARTIE II – Activité documentaire : mole et quantité de matière (environ 15 minutes)**Document 1 : Compter les entités chimiques**

Un échantillon de matière comporte toujours un nombre important d'entités chimiques (atomes, molécules, ions, électrons...). Les scientifiques ont alors créé dans la 2ème moitié du XXème siècle, une grandeur, appelée quantité de matière qui permet de compter les entités chimiques par paquets pour éviter de manipuler de trop grands nombres. L'unité de cette nouvelle grandeur est la mole, de symbole « mol »

Document 2 : Définition de la mole

Une mole d'entités chimiques est un « paquet » contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques. On appelle ce nombre « nombre d'Avogadro » ou « constante d'Avogadro », notée $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

La quantité de matière, c'est le nombre de « paquets » contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.

Au quotidien, il est aussi courant de compter les objets en les regroupant par paquets :

Entités à compter	Nom d'un « paquet » d'entités	Nombre d'entités dans un paquet
Chaussettes	Paire	2
Œufs	Douzaine	12
Feuilles de papier	Ramette	500



Amedeo Avogadro

La particularité de la mole, c'est que l'on en a fait, en 1971, une unité du Système International au même titre que le mètre ou le kilogramme.

Document 3 : Masse molaire atomique, masse molaire moléculaire

- La **masse molaire atomique** d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemples :

Masse molaire atomique du carbone : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire atomique de l'hydrogène : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- La **masse molaire moléculaire** d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de molécules de cette espèce. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes qui composent la molécule.

Exemple :

Masse molaire moléculaire du méthane CH_4 :

$$M(\text{CH}_4) = 1 \times M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H})$$

$$\text{Soit } M(\text{CH}_4) = 1 \times 12,0 + 4 \times 1,0 = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Une mole de méthane (soit $6,02 \times 10^{23}$ molécules de méthane) pèse 16g

Document 4 : Masse molaire atomique et classification périodique

masse molaire atomique en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (1)	9,0	symbole (2)
	Be	
numéro atomique	4	nom
	Béryllium	

notes : (1) basé sur le ^{12}C

(2) état physique du corps pur simple à 25 °C et 1,013 bar :

noir = solide ; rouge = gaz ; vert = liquide ; violet = préparé par synthèse

Travail à effectuer :

1) Qu'est-ce qu'une **mole** ? Qu'est-ce qu'une **quantité de matière** ? **(APP)**

2) Pourquoi les scientifiques ont-ils créé cette nouvelle unité ? **(APP)**

3) Combien y a-t-il d'entités chimiques dans une mole ? et dans 2 moles ? 10 moles ? n moles ? Remplir le tableau ci-dessous. **(ANA)**

Nombre de moles	Nombre d'entités chimiques
1	
2	
10	
n	

4) Quelle est la définition de la **masse molaire atomique** ? Et celle de la **masse molaire moléculaire** ? **(APP)**

5) A l'aide du doc. 3, retrouver la relation entre la **masse molaire** (notée M), la **masse de l'échantillon** (notée m) et la **quantité de matière** (notée n). **(APP)**

PARTIE III – Résolution de problème guidée : Aspégic et Aspirine, du pareil au même ? (environ 20 minutes)

Une sportive souhaite apaiser la douleur due à une tendinite. Elle a l'habitude de prendre de l'Aspirine UPSA 1000mg mais dans la trousse à pharmacie du club il n'y a plus que de l'Aspégic. Un comprimé d'Aspirine UPSA contient 1000mg d'acide acétylsalicylique (noté molécule A) et un sachet d'Aspégic contient 1800mg d'acétylsalicylate de lysine (noté molécule B).

L'infirmier lui assure que les effets d'un sachet d'Aspégic sont les mêmes qu'un comprimé d'Aspirine UPSA. Peut-elle lui faire confiance ? Pourquoi ?

Document 5 : Formules brutes des deux principes actifs

Médicament	Principe actif	Notation utilisée pour l'exercice	Formule brute
Aspirine UPSA	Molécule d'acide acétylsalicylique	Molécule A	$C_9H_8O_4$
Aspégic	Molécule d'acétylsalicylate de lysine	Molécule B	$C_{15}H_{22}N_2O_6$

Travail à effectuer :

6) a. En vous aidant de la classification périodique, remplir le tableau ci-dessous **(APP)**

Symbole	Nom de l'élément	Masse molaire atomique (en $g \cdot mol^{-1}$)
H	Hydrogène	1,0
C		
N		
O		

b. Combien y a-t-il d'atomes de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène dans chacune des molécules ? **(ANA)**

c. En déduire l'expression littérale de la masse molaire moléculaire des deux molécules A et B. **(ANA)**

d. Calculer la masse molaire moléculaire des deux molécules A et B. **(REA)**

e. Combien pèse une mole de molécules A et une mole de molécules B ? **(ANA)**

7) a. A l'aide de la réponse à la question 5), calculer la quantité de matière de A dans un comprimé d'Aspirine UPSA. **(REA)**

b. A l'aide de la réponse à la question 5), calculer la quantité de matière de B dans un sachet d'Aspégic. **(REA)**

8) a. En déduire le nombre de molécules de A dans un sachet d'Aspirine UPSA. **(ANA+REA)**

b. En déduire le nombre de molécules de B dans un comprimé d'Aspégic. **(ANA+REA)**

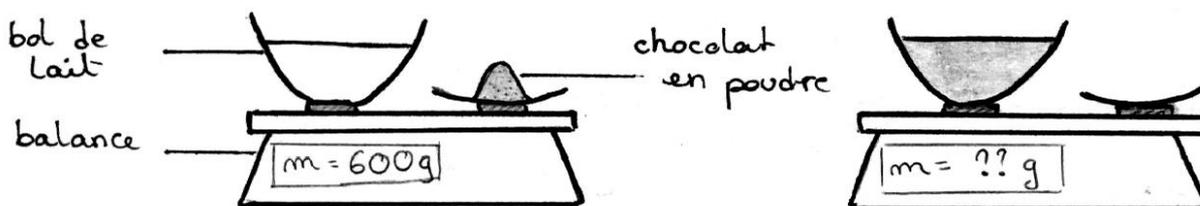
9) Répondre à la problématique posée **(VAL+COM)**

Annexe 2 : Le questionnaire préalable

Questionnaire d'introduction au chapitre 10

Question 1 - Selon toi, qu'est-ce qu'une quantité de matière ? Tu peux utiliser tes propres mots.

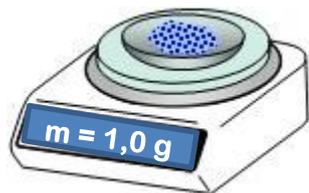
Question 2 - Sur une balance on met du chocolat en poudre et un bol de lait, le tout pèse $m=600g$.



Lorsqu'on introduit le chocolat en poudre dans le lait, la masse affichée sur la balance :

- A- augmente
- B- diminue
- C- reste égale
- D- je ne sais pas
- E- Il manque des informations pour répondre à la question

Question 3 - On dispose de trois coupelles.



- La coupelle A contient 1g d'aluminium
- La coupelle B contient 1g de cuivre
- La coupelle C contient 1g d'or

Dans quelle coupelle y a-t-il le plus grand nombre d'atomes ?

- A- la coupelle A
- B- la coupelle B
- C- la coupelle C
- D- Il y a autant d'atomes dans chacune des trois coupelles
- E- Il manque des informations pour répondre à la question
- F- Je ne sais pas

Question 4 - On dispose de trois caisses.

- La caisse A contient 10kg de pastèques
- La caisse B contient 10kg d'orange
- La caisse C contient 10kg de raisins

Dans quelle caisse y a-t-il le plus grand nombre de fruits ?

- A- la caisse A
- B- la caisse B
- C- la caisse C
- D- Il y a autant de fruits dans chacune des trois caisses
- E- Il manque des informations pour répondre à la question
- F- Je ne sais pas

Question 5 - On dispose de trois coupelles.

La coupelle A contient 1g d'aluminium

La coupelle B contient 1g de cuivre

La coupelle C contient 1g d'or

Sachant que :

- Un atome d'aluminium pèse $4,51 \times 10^{-26}$ kg
- Un atome de cuivre pèse $1,06 \times 10^{-25}$ kg
- Un atome d'or pèse $3,29 \times 10^{-25}$ kg

Dans quelle coupelle y a-t-il le plus grand nombre d'atomes ?

A- la coupelle A

B- la coupelle B

C- la coupelle C

D- Il y a autant d'atomes dans chacune des trois coupelles

E- Il manque des informations pour répondre à la question

F- Je ne sais pas

Question 6 - Un atome d'hydrogène est constitué d'un proton et d'un électron. La masse d'un atome d'hydrogène est donc à peu près égale à $1,67 \times 10^{-24}$ g.

Combien pèsent $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'hydrogène en gramme? Justifie avec un calcul.

Question 7 - Une canette de soda vide en aluminium a une masse de 14,45g. **De combien d'atomes d'aluminium est-elle constituée ? Justifie avec un calcul.**

Donnée : 1 atome d'aluminium pèse $4,51 \times 10^{-26}$ kg.

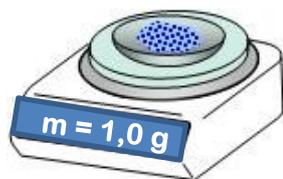
Commenter la valeur obtenue.

Annexe 3 : Le questionnaire post-enseignement

Questionnaire suite à la séance d'introduction de la quantité de matière

Question 1 – Définir la quantité de matière. Quelle est son unité ?

Question 2- On dispose de trois coupelles.



La coupelle A contient 1g d'aluminium.
La coupelle B contient 1g de cuivre.
La coupelle C contient 1g d'or.

Y a-t-il le même nombre d'atomes dans chacune des 3 coupelles ? Justifier votre réponse.

Question 3- On dispose de deux médailles identiques, l'une est en argent et l'autre est en or.
Les deux médailles sont-elles constituées du même nombre d'atomes ? Justifier votre réponse.

Question 4- La masse d'un atome de carbone 12 est à peu près égale à $2,00 \times 10^{-23}$ g.
Combien pèsent $6,02 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 en grammes ? Justifier avec un calcul.

Question 5- Une canette de soda vide en aluminium a une masse de 14,45g. **De combien d'atomes d'aluminium est-elle constituée ?** Justifier avec un calcul.

Donnée : 1 atome d'aluminium pèse $4,51 \times 10^{-26}$ kg.

Commenter la valeur obtenue et justifier l'intérêt d'utiliser la mole.

Question 6- Définir la masse molaire atomique. Quelle est son unité ?

Question 7- Quelle est l'expression correcte reliant la masse molaire (notée M), la quantité de matière (notée n) et la masse de l'échantillon (notée m) ?

A- $M = m \times n$

B- $M = \frac{m}{n}$

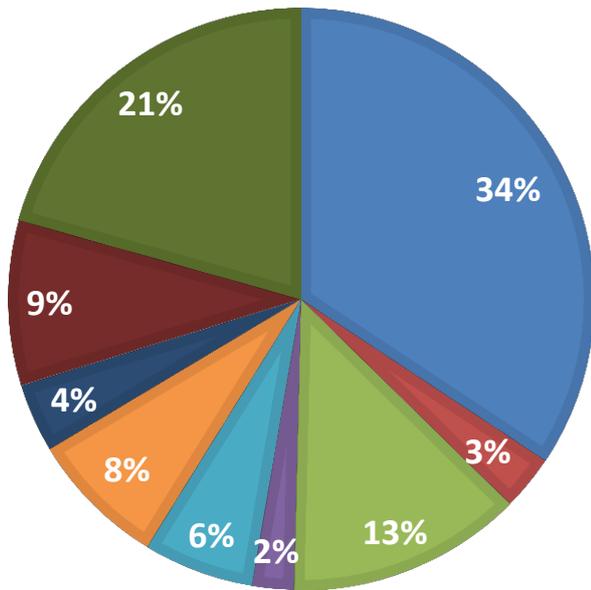
C- $M = \frac{n}{m}$

Annexe 4 : Les graphiques indiquant la répartition de l'ensemble des réponses des élèves au questionnaire préalable.

Graphiques indiquant la répartition de l'ensemble des réponses des élèves au questionnaire préalable.

Pour les QCM, la réponse encadrée en rouge correspond à la réponse attendue.

QUESTION 1

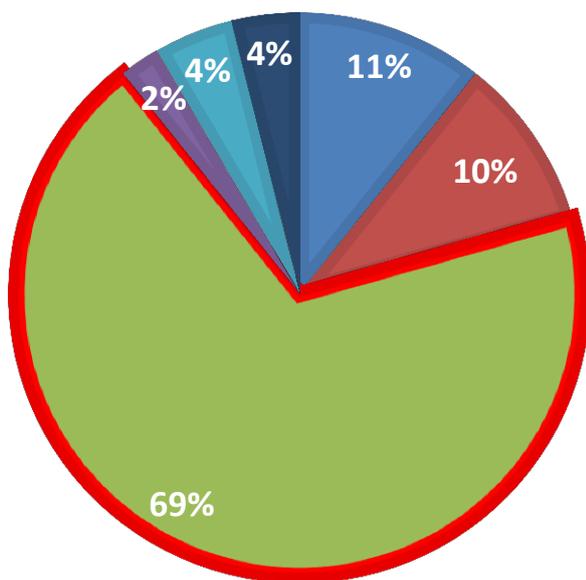


QUESTION 1 - LEGENDE

- Masse (inclus poids)
- Volume
- Nombre d'atomes/de molécules/de particules
- Nombre de matière/chose/objet
- Quantité de quelque chose/d'une espèce chimique/de cellules/d'atome
- Composants/constituants d'une matière/d'un objet/d'une espèce chimique
- Corps/objets/choses palpable
- Divers
- Pas de réponse

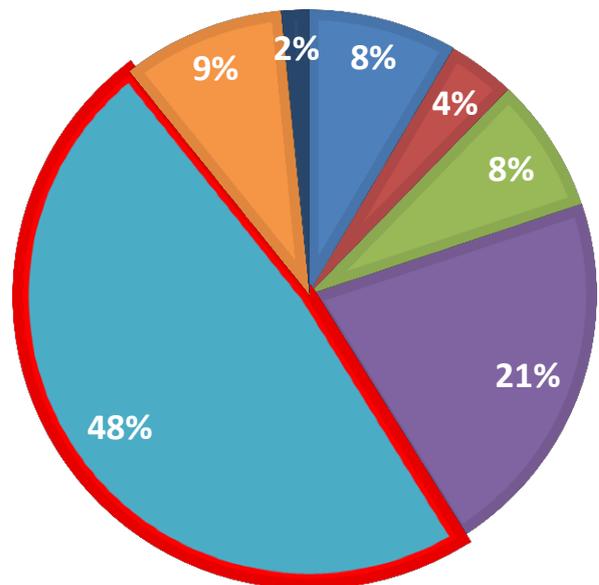
QUESTION 2

- A
- B
- C
- D
- E
- 2 réponses



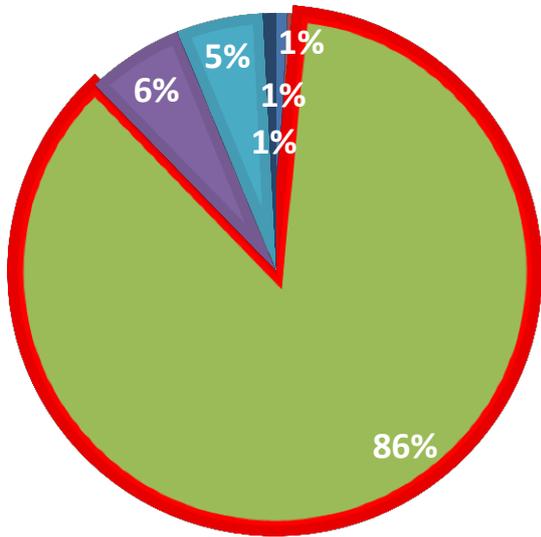
QUESTION 3

- A
- B
- C
- D
- E
- F
- 2 réponses



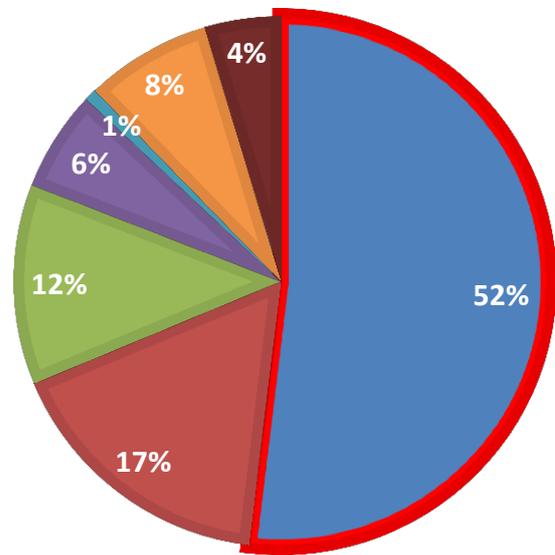
QUESTION 4

■ A ■ B ■ C ■ D ■ E ■ 2 réponses



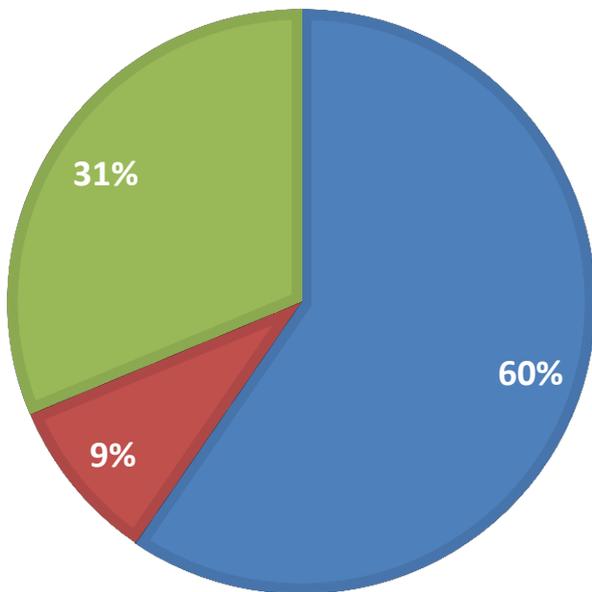
QUESTION 5

■ A ■ B ■ C ■ D ■ E ■ F ■ Pas de réponse



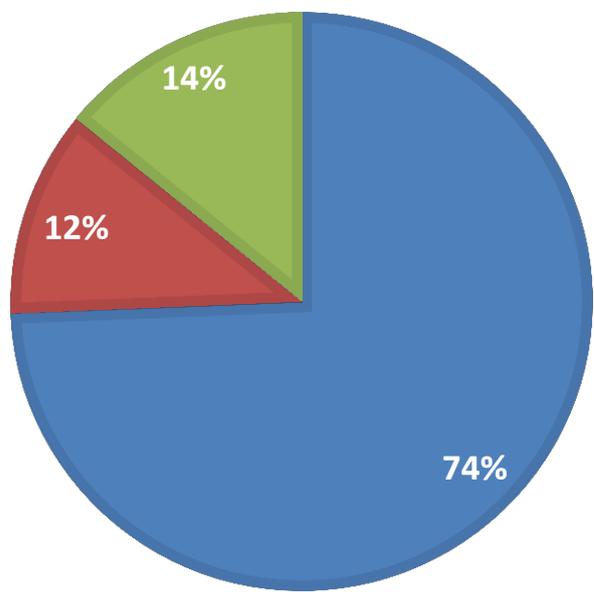
QUESTION 6 - CALCUL

■ Calcul OK ■ Calcul KO ■ Pas de réponse



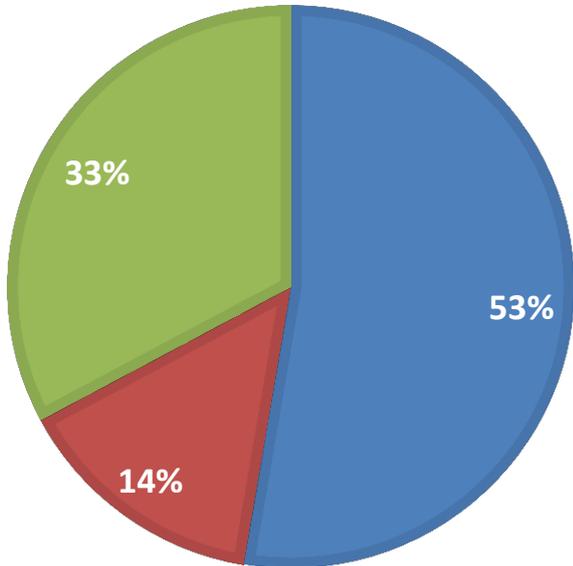
QUESTION 6 - RESULTAT

■ Résultat OK ■ Résultat KO ■ Pas de résultat



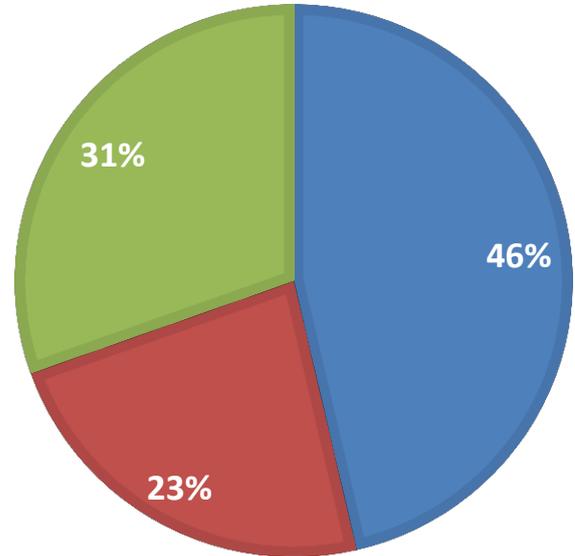
QUESTION 7 - CALCUL

■ Calcul OK ■ Calcul KO ■ Pas de réponse



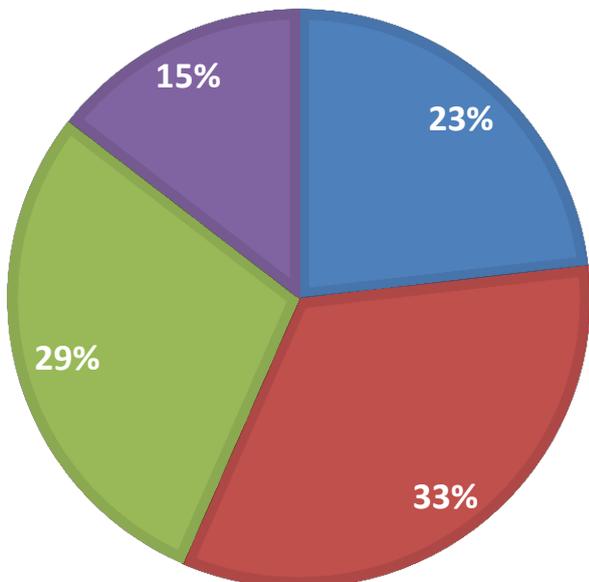
QUESTION 7 - CONVERSION

■ Conversion OK ■ Conversion KO
■ Pas de conversion



QUESTION 7 - RESULTAT

■ Résultat OK ■ Résultat KO
■ Résultat cohérent ■ Pas de résultat

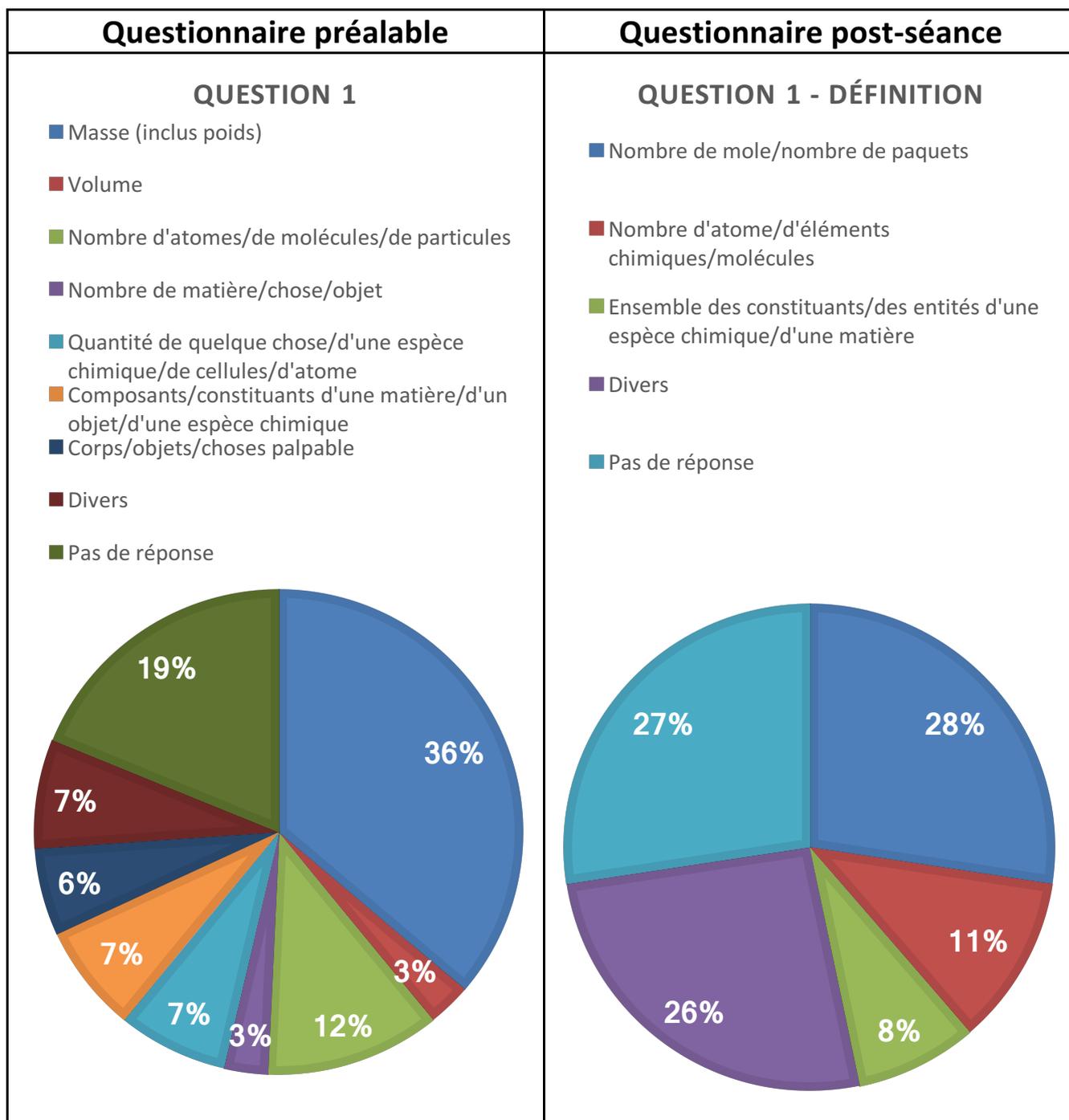


Annexe 5 : Les graphiques comparant les réponses au questionnaire préalable et au questionnaire post-enseignement

Graphiques comparant les réponses au questionnaire préalable et au questionnaire post-séance.

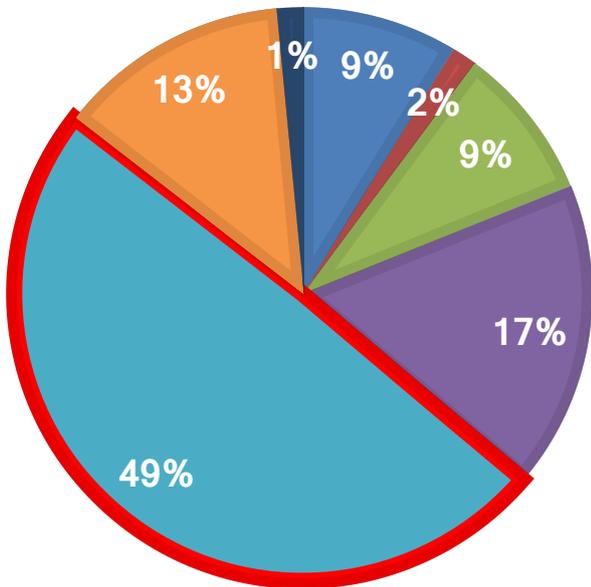
Ces graphiques prennent en compte uniquement les élèves de Marion soit 62 élèves.

Les numérotations des questions entre le questionnaire préalable et le questionnaire post-séance ne correspondent pas, mais les graphiques qui sont sur une même ligne correspondent bien à une même question dans les deux questionnaires.



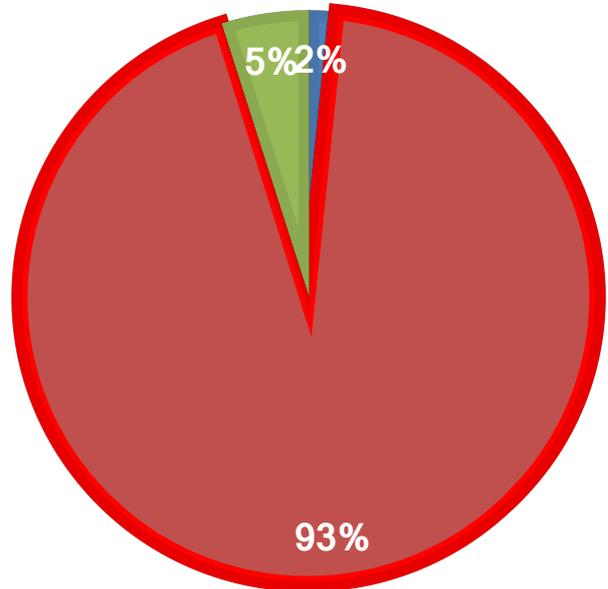
QUESTION 3

■ A ■ B ■ C ■ D ■ E ■ F ■ 2 réponses



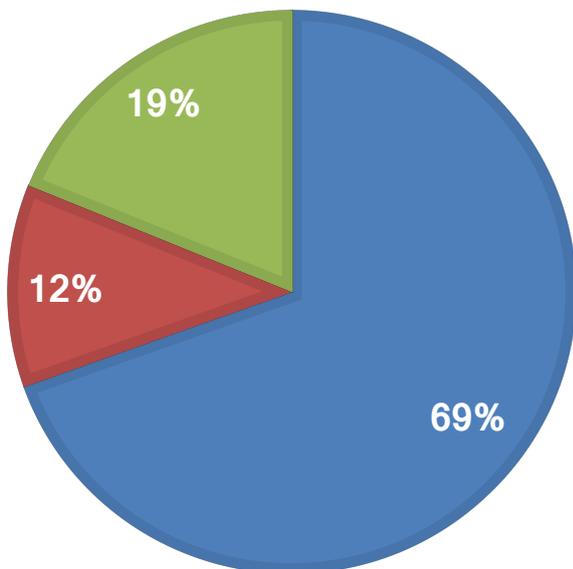
QUESTION 2

■ Oui ■ Non ■ Pas de réponse



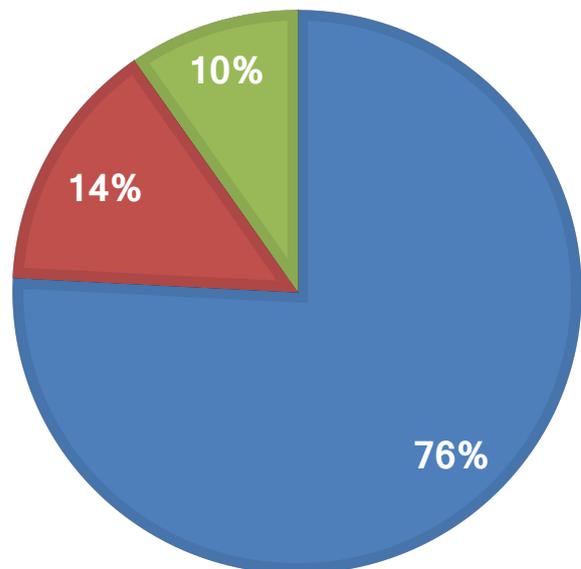
QUESTION 6 - CALCUL

■ Calcul OK ■ Calcul KO ■ Pas de réponse



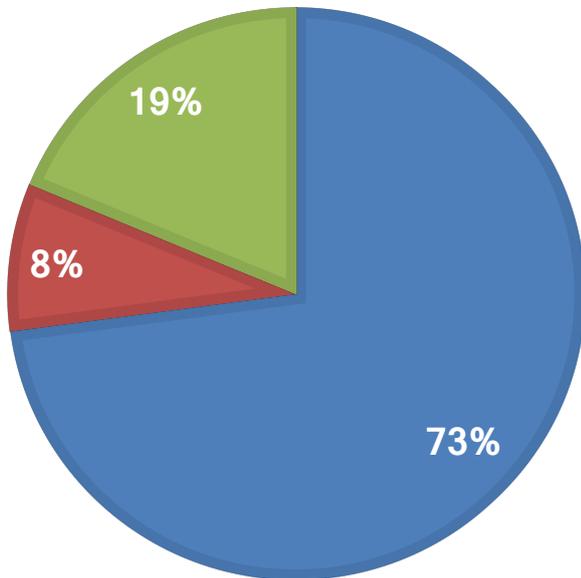
QUESTION 4 - CALCUL

■ Calcul OK ■ Calcul KO ■ Pas de réponse



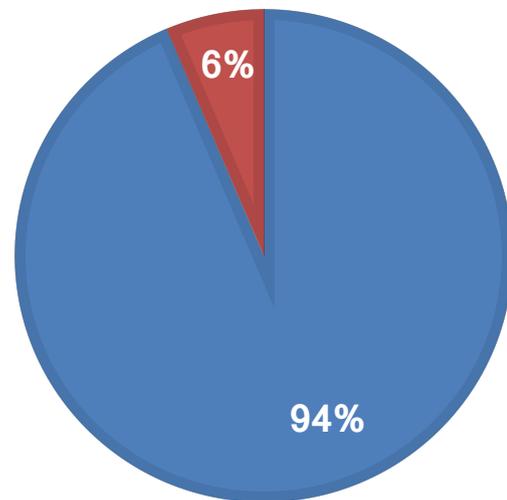
QUESTION 6 - RÉSULTAT

■ Résultat OK ■ Résultat KO ■ Pas de résultat



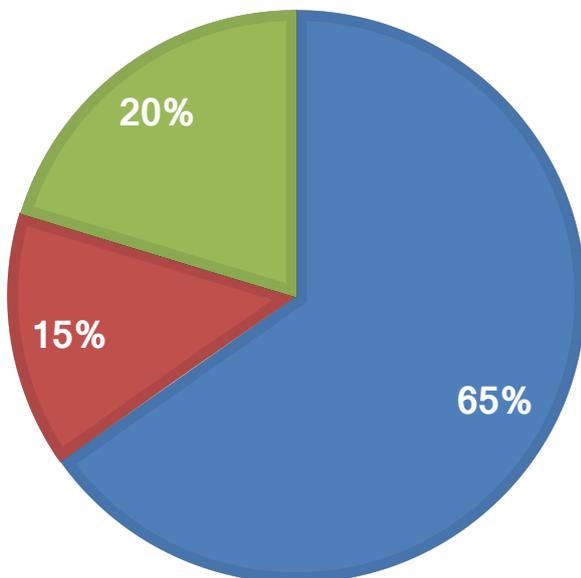
QUESTION 4 - RÉSULTAT

■ Résultat OK ■ Résultat KO



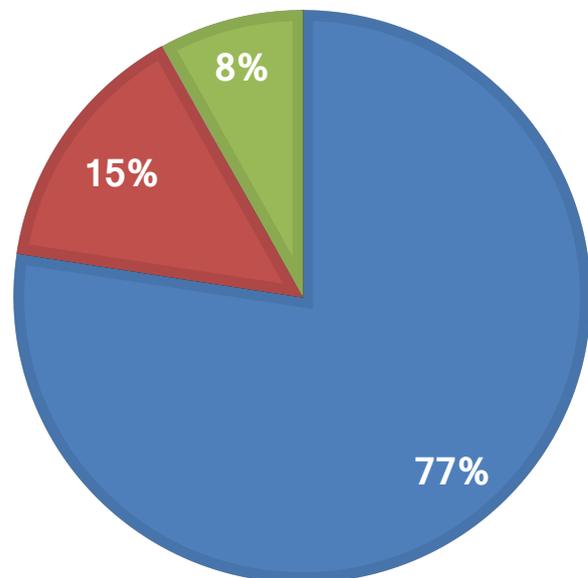
QUESTION 7 - CALCUL

■ Calcul OK ■ Calcul KO ■ Pas de réponse



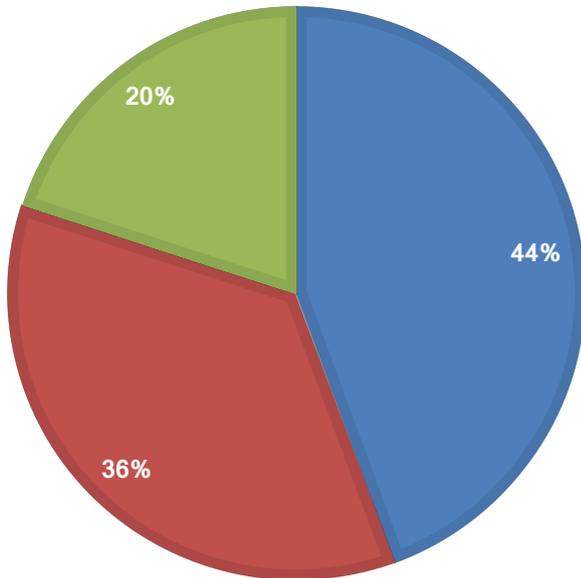
QUESTION 5 - CALCUL

■ Calcul OK ■ Calcul KO ■ Pas de réponse



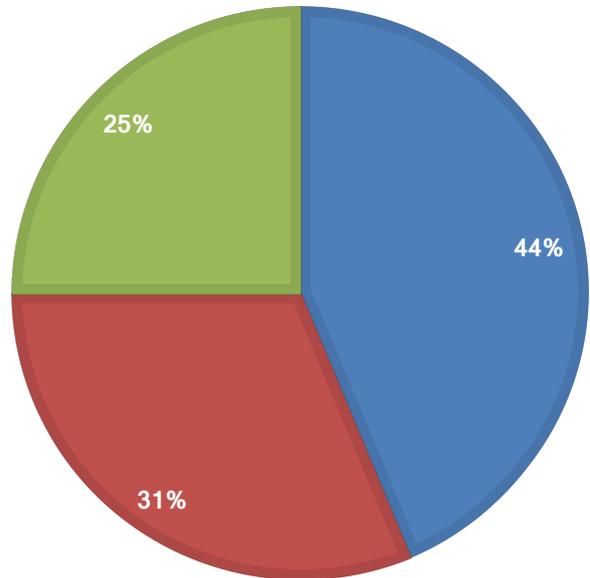
QUESTION 7 - CONVERSION

■ Conversion OK ■ Conversion KO ■ Pas de conversion



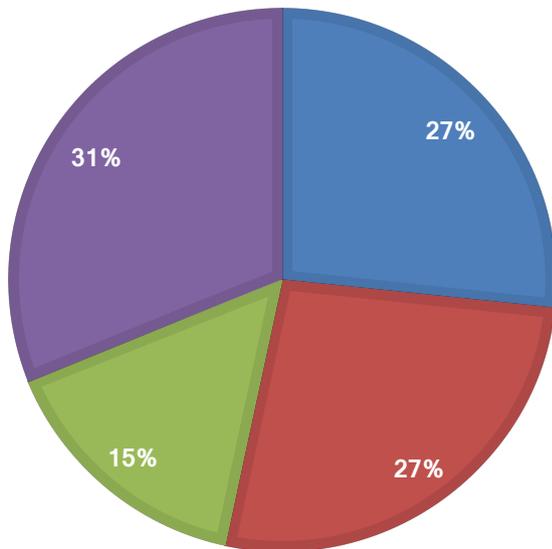
QUESTION 5 - CONVERSION

■ Conversion OK ■ Conversion KO ■ Pas de conversion



QUESTION 7 - RÉSULTAT

■ Résultat OK ■ Résultat KO
■ Pas de résultat ■ Résultat cohérent



QUESTION 5 - RESULTAT

■ Résultat OK ■ Résultat KO
■ Résultat cohérent ■ Pas de résultat

