

André LAUGIER et Alain DUMON
Université de Bordeaux 2 et IUFM d'Aquitaine, Laboratoire DAEST (France)

L'ÉQUATION DE RÉACTION : UN NœUD D'OBSTACLES DIFFICILEMENT FRANCHISSABLE

Reçu le 11 Decembre 2003; accepté le 22 janvier 2004

RESUME : A l'issue de la classe de seconde, face à une transformation de la matière, un élève doit savoir reconnaître une réaction chimique, quels sont les concepts qui l'organisent, comment il est possible de représenter un tel phénomène, quel langage permet de communiquer des connaissances à son sujet. C'est l'équation de réaction qui permet ce passage de l'observation expérimentale à l'échelle d'une très grande population d'entités chimiques au modélisable grâce au recourt à l'échelle atomique et moléculaire. C'est un concept complexe dont la maîtrise nécessite une forte capacité d'abstraction. Il serait donc illusoire de croire qu'alors que les scientifiques ont mis des siècles à le construire, les élèves seraient capables de l'utiliser pour l'établissement de bilans en masse sans rencontrer de problèmes. Dans cet article seront analysées les différentes étapes de l'élaboration historique du concept d'équation de réaction ainsi que les difficultés rencontrées par les élèves. Des conséquences pour l'enseignement en seront tirées. [*Chem. Educ. Res. Pract.*: 2004, 5, 51-68]

MOTS CLES : *équation de réaction; obstacle; histoire de la chimie*

The chemical equation: A cluster of problems which are difficult to overcome (*in French*)

ABSTRACT: At the beginning of upper secondary school (age 16), when pupils encounter changes in matter, they have to be able to recognise a chemical reaction. They must understand the underlying concepts, must know how to represent the phenomena and have a knowledge of the "language" used to communicate the nature of what has happened. The chemical equation enables them to relate what is happening in the bulk situation with the underlying atomic and molecular changes. To do this requires a large measure of abstraction. We would be deceiving ourselves if we believed that pupils would be able to accomplish, without difficulty, an intellectual process which took centuries for scientists to construct. In this article, the various stages of the historical development of the concepts implicit in the chemical equation will be set out and the consequent pupil difficulties will be analyzed. [*Chem. Educ. Res. Pract.*: 2004, 5, 51-68]

KEY WORDS: *Chemical equation; learning problems; history of chemistry*

1. POSITION DU PROBLÈME

Les élèves qui entrent au Lycée en classe de seconde (15-16 ans) ont eu au collège un enseignement sur la transformation chimique au cours duquel ont été abordés les concepts de : substance chimique identifiable par ses propriétés, molécules constituées d'atomes, atome représenté par un noyau chargé positivement entouré d'un cortège d'électrons. Ils doivent savoir qu'au cours de la transformation chimique, la disparition de tout ou partie des réactifs et la formation des produits correspond à un réarrangement d'atomes au sein de nouvelles molécules. La masse totale est conservée au cours de cette transformation. L'équation de réaction a été introduite dès les premières réactions rencontrées, et les règles pour équilibrer ces équations (conservation des atomes au cours de la réaction, conservation de la charge lorsqu'il y a des ions) ont été présentées. Mais lorsque les élèves arrivent à maîtriser ces règles quel sens leur donnent-ils ? Quelle représentation de la transformation chimique construisent-ils lors de leur application ? Quel est en réalité le savoir appris ?

Evaluation institutionnelle

En 1995 le Ministère de l'Education Nationale a publié une enquête portant sur le niveau des élèves en fin de troisième. En ce qui concerne les Sciences Physiques c'est la chimie qui obtient le score le plus bas. D'une façon générale, en fin de troisième, les élèves ne semblent pas maîtriser parfaitement le langage de la chimie. C'est dans les exercices un peu mécaniques (classement de produits suivant leur pH, ajustement d'équations de réaction) qu'ils obtiennent leurs meilleurs résultats. Mais tous ne connaissent pas les règles et les symboles fondamentaux et, quand ils les connaissent, ils les comprennent mal. Ainsi, alors que la plupart des élèves savent associer le nom d'un élément ou d'une molécule à son symbole chimique, 40 % seulement peuvent donner la formule chimique d'un édifice atomique connaissant sa composition et moins de 20 % réussissent l'opération inverse.

Ces résultats se retrouvent lorsqu'il s'agit de représenter une transformation chimique par une équation de réaction. Alors que près de la moitié des élèves arrive à distinguer dans une liste d'équations celles qui sont équilibrées de celles qui ne le sont pas, ils sont moins de 40% à connaître la signification des coefficients placés devant les formules des réactifs et des produits. Tout se passe pour les élèves comme s'ils considéraient l'équation de réaction comme une simple équation algébrique, sans véritable signification chimique.

L'opinion des élèves

Un questionnaire d'opinion comportant 23 items, dont neuf concernaient le symbolisme chimique, a été posé à 112 élèves. Des entretiens avec dix élèves ont été conduits afin d'éclairer les réponses au questionnaire. Nous présenterons un résumé de l'analyse qui en a été réalisée (Laugier & Dumon, 2000a).

- Les élèves sont conscients que la formule chimique permet de connaître avec précision la nature et la proportion des atomes qui constituent un corps mais ils pensent également que la formule chimique n'est qu'une abréviation.
- Pour la majorité des élèves “ *on a passé trop de temps au collège à écrire des équations de réaction avec des formules* ”. Ils pensent cependant qu'ils savent effectuer l'opération d'équilibrage d'une équation chimique, il s'agit d'une opération qui relève d'une arithmétique comptable, mais, pour eux, cette compétence ne signifie pas pour autant qu'ils aient bien compris ce que représentait une équation de réaction. Ces opinions des élèves sont donc cohérentes avec les résultats de l'évaluation de 1995.

- Pour les élèves, dans une transformation chimique, il n'y a pas conservation des molécules mais il y a conservation de la nature des atomes. Par contre, concernant la conservation du nombre des atomes, les opinions sont partagées (54% de contre et 46% de pour).

Sur les dix élèves interrogés lors des entretiens, la moitié pense à l'équation de réaction pour représenter une transformation chimique. Ce résultat, relativement satisfaisant, cache le fait qu'aucun de ceux qui citent l'équation de réaction ne sait la lire correctement dans les registres macroscopiques et microscopiques. Simplement, ils savent qu'elle doit être écrite, mais ils ne savent pas comment s'en servir pour représenter une réaction chimique.

Cette utilisation du symbolisme chimique semble constituer, pour l'élève qui entre en seconde, une véritable pierre d'achoppement : *“ les formules chimiques, équivalence, rééquilibrage, ... au collège j'avais trouvé ça très dur ”*. C'est autour de l'utilisation de l'équation de réaction que se focalisent les récriminations des élèves : *“ c'est dur à équilibrer ”*, *“ le bilan d'une réaction chimique, c'était mon problème, enfin je n'y arrive pas ”*, *“ les équations de réaction, c'est trop abstrait. Pour moi, ça ne représente rien de voir des chiffres, des lettres qui bougent ”*. Julien reconnaît *“ j'ai une certaine difficulté à la manipuler, ... j'ai une approche assez floue de ces équations, ... ”*. Pourtant, malgré cette difficulté, ce même élève sait que cette équation pourrait l'aider, *“ c'est vrai que si les expériences que l'on a faites matériellement, on pouvait les traduire avec des équations, alors là ... oui ce serait plus clair ”*.

On peut donc conclure que les élèves qui entrent en seconde, s'ils semblent connaître les règles qui permettent d'équilibrer l'équation d'une réaction chimique (conservation des atomes mais pas des molécules), éprouvent effectivement de réelles difficultés à s'en servir. Le symbolisme associé au langage chimique ne peut être mis en relation avec le champ empirique de référence, même si dans le même temps ils ont conscience que cela pourrait les aider à mieux comprendre ce qu'est une transformation chimique.

La transformation chimique en seconde

La classe de Seconde constitue la fin du cycle d'initiation à la chimie commencé en classe de quatrième. Le champ expérimental de référence est considérablement élargi. Il s'étend maintenant aux réactions chimiques entre composés moléculaires, ioniques ou en solution. Les espèces chimiques (les corps purs), peuvent être décrites dans deux registres :

- celui d'une phénoménologie macroscopique observée, par leurs propriétés physiques (aspect, couleur, état, etc.) et par leurs propriétés caractéristiques, abordées dans le champ de référence de la chimie naturelle et synthétique à partir des techniques d'extraction et d'identification.
- celui d'une phénoménologie microscopique imaginée, par un modèle de la matière (caractéristiques des particules, organisation de ces particules).

Alors que dans la transformation physique (changement d'état) les particules du modèle se conservent, dans la transformation chimique (réaction chimique) celles-ci se réorganisent et se modifient.

Un concept nouveau, l'élément, est introduit pour caractériser ce qui se conserve dans une transformation chimique (les molécules et les atomes sont modifiés). Il s'agit d'un concept à la fois macroscopique (ensemble de tous les noyaux identiques) et microscopique par sa définition (caractérisé par le nombre atomique). En liaison avec l'introduction du concept d'élément et la classification périodique, le modèle de l'atome se complexifie (deux

sortes de particules dans le noyau pour expliquer l'isotopie et répartition des électrons en couches électroniques pour expliquer la classification en colonnes dans le tableau).

Le registre symbolique permet de circuler entre les deux niveaux (macroscopique / microscopique) de description de la transformation chimique. La position d'un élément dans la classification périodique doit permettre de prévoir la charge portée par un ion monoatomique et le nombre de liaison que peut établir cet élément. L'application de la règle de l'octet et du modèle de Lewis permet alors la symbolisation des espèces chimiques par leur formule (brute ou semi-développée). L'équation de réaction, associée aux concepts de mole et d'avancement, permet de faire un bilan de la réaction chimique en raisonnant en quantité de matière. Les coefficients stœchiométriques ne sont plus simplement le moyen mathématique d'équilibrer l'équation de réaction, ils acquièrent une signification nouvelle en terme de rapports de proportionnalité.

Une organisation des concepts permettant de représenter la transformation chimique en classe de seconde est proposée dans la figure 1.

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

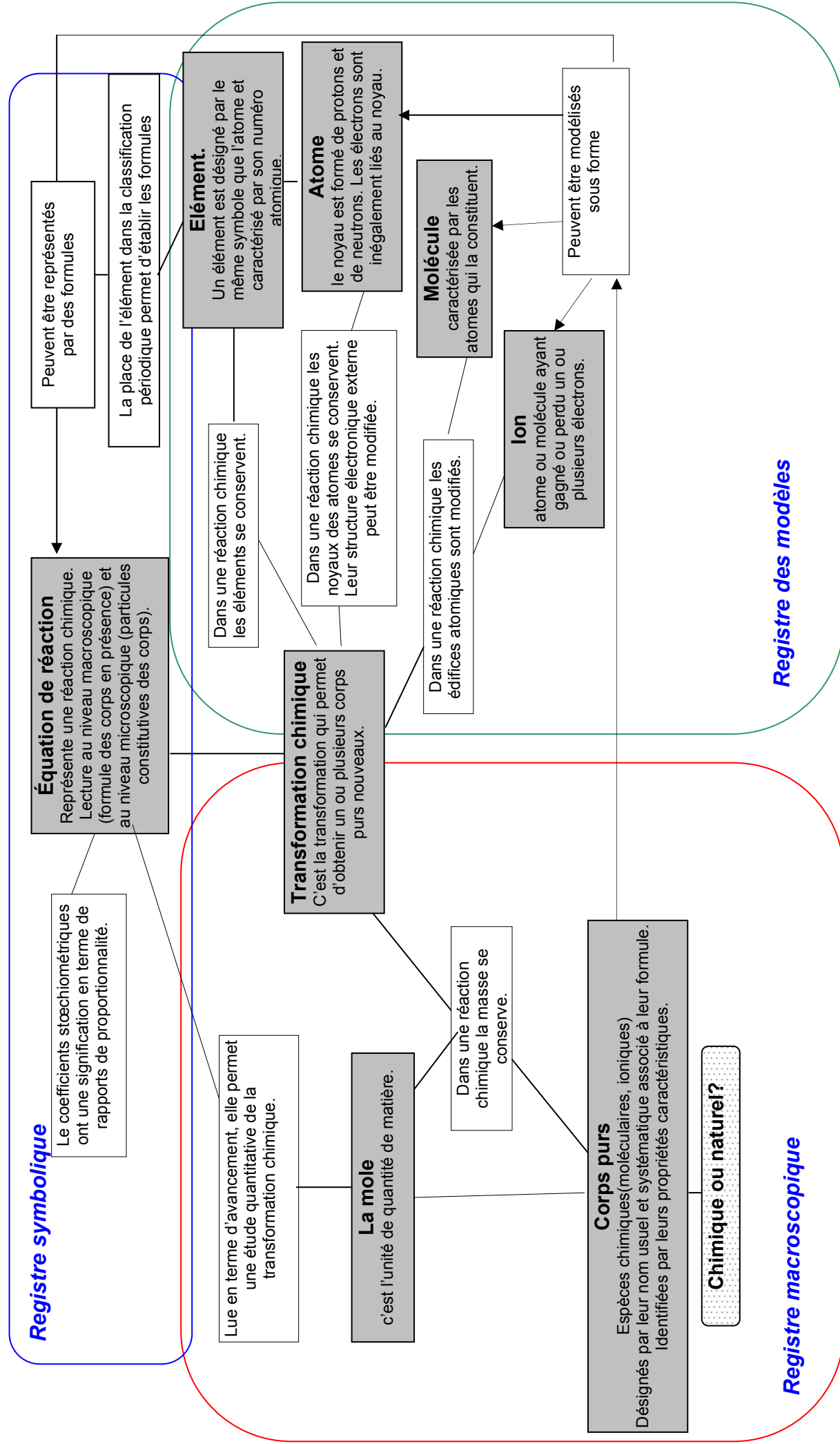
C'est donc un concept complexe dont la maîtrise nécessite une forte capacité d'abstraction. Il serait alors illusoire de croire qu'alors que les scientifiques ont mis des siècles à le construire, les élèves seraient capables de l'utiliser pour l'établissement de bilans en masse (compétence attendue en fin de seconde) sans rencontrer de problèmes. C'est à la recherche de ces difficultés, pouvant être des obstacles, qu'est consacré ce travail.

Nous analyserons les différentes étapes de l'élaboration historique du concept d'équation de réaction puis les difficultés rencontrées par les élèves dans les différents registres de la description de la transformation chimique.

2. APPROCHE HISTORIQUE : LES DIFFERENTS NIVEAUX DE FORMULATION DE LA TRANSFORMATION CHIMIQUE

A l'issue de la classe de seconde, face à une transformation de la matière, un élève doit savoir reconnaître une réaction chimique, quels sont les concepts qui l'organisent, comment il est possible de représenter un tel phénomène, quel langage permet de communiquer des connaissances à son sujet, comment l'utiliser pour réaliser un bilan de matière. Derrière les objectifs assignés à l'enseignement de la chimie, c'est toute l'activité des philosophes et des scientifiques depuis deux mille ans, autour de la matière et de ses transformations, qui se trouve concernée (Laugier & Dumon, 2001 ; Dumon, 2004).

FIGURE 1 : L'organisation des concepts permettant la représentation de la transformation chimique en classe de Seconde.



Le niveau macroscopique

Jusqu'à Lavoisier, les composés n'étaient considérés que dans leur globalité et n'étaient identifiés que par quelques caractères analytiques. La distinction entre mélange et combinaison chimique avait été réalisée (Boyle, 1661), mais on se trouvait en présence d'acides, d'alcalis, de sels, d'oxydes, de composés organiques tirés de matières végétales et/ou animales, etc. On doit à Lavoisier la mise en place des premiers outils méthodologiques rigoureux pour l'étude de la transformation chimique :

- “ [...] on peut poser en principe que dans, 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, qu'il n'y a que des changements, des modifications.[...] ”
- “ On est obligé de supposer dans toute transformation chimique une véritable égalité ou équation entre les principes des corps que l'on examine et ceux que l'on retire par l'analyse. Ainsi puisque le moût de raisin donne du gaz acide carbonique et de l'alcool, je puis dire : moût de raisin = acide carbonique + alcool ”.

De plus, Lavoisier développe les techniques analytiques pour l'étude de la composition des corps, introduit la notion d'élément “ [...] dernier terme de l'analyse ” (en fait le corps simple), réforme la nomenclature en chimie mais se préoccupe peu de la symbolisation par des formules qui sont “ de simples annotations destinées à soulager les opérations de l'esprit ! ”.

Au début du XIX^e siècle, suite aux travaux de Wenzel, Richter développe l'analyse quantitative des sels et établit en 1792 la notion de “ stœchiométrie ”, ainsi que la loi dite des “ nombres proportionnels ” et la notion “ d'équivalent chimique ” qui s'y rattachent. Ces travaux sont complétés par ceux de Proust (de 1797 à 1807) sur les “ proportions définies ” dans lesquelles les substances chimiques se combinent. A la suite de ces travaux les chimistes acquièrent la conviction qu'il est possible d'attribuer à chaque élément un coefficient tel que dans tout composé, le rapport des poids des éléments combinés sera égal au rapport de leurs coefficients ou à un multiple simple de ce rapport.

A ce premier niveau, la transformation chimique peut être définie comme un processus de modification de la nature des substances en présence. Processus durant lequel la masse se conserve ainsi que les “ éléments ” constituant les corps.

Les substances sont des corps purs caractérisés par leurs propriétés physiques et chimiques.

Le niveau atomico-moléculaire

Dalton, en 1808, est le premier à faire un lien entre le macroscopique accessible à la mesure, à l'expérience et le microscopique imaginé. Il fait l'hypothèse que cette fixité des proportions en masse est due à l'existence de particules, les atomes, qui sont caractéristiques pour chaque élément. Pour lui à chaque corps simple est associée une particule et à chaque particule un symbole et un poids atomique. Ces symboles permettent de construire des formules faisant apparaître le nombre de particules qui s'associent. Avec Dalton, les atomes deviennent d'authentiques individus matériels : il y a autant d'atomes que d'éléments et ces atomes sont indestructibles et inaltérables. Ce sont les particularités de ces atomes qui communiquent à notre échelle leur spécificité aux corps.

Berzelius propose, dès 1813, de remplacer les symboles de Dalton par des lettres ce qui le conduit à une représentation des formules des composés chimiques relativement proche de la notre.

Chevreul (1818), dans son dictionnaire de sciences naturelles, établit la relation entre corps simple –élément –atome - corps composé et propose une interprétation de l'individualité chimique des corps basée sur la théorie atomique : "*Dans un corps simple, il n'y a que les atomes de même nature. Dans un corps composé, on en compte autant de nature différente qu'il y a d'éléments.*"

Un des premiers à utiliser les symboles de Berzelius pour symboliser l'écriture de la transformation chimique sera Thenard (1836), auquel nous empruntons l'exemple de l'action de l'acide sulfurique sur un métal :

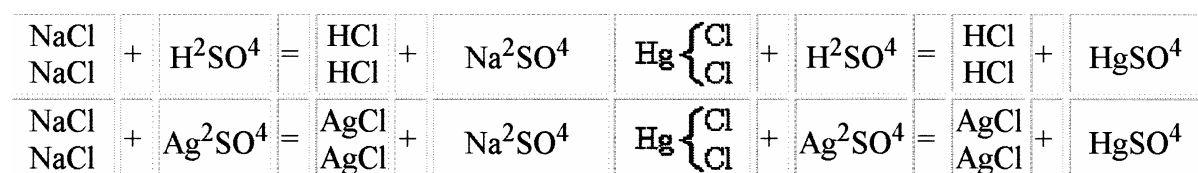
Formule atomique.



Cependant, le statut du concept d'atome tel qu'il est utilisé par Thenard n'est pas celui d'une particule microscopique. Pour lui comme pour la majorité des chimistes du XIX^e il s'agit de l'atome chimique : la plus petite quantité de matière d'un élément qui entre en combinaison. Quant à distinguer l'atome de la molécule cela paraît inconcevable à la plupart des chimistes de cette époque obnubilés par le caractère indécomposable associé depuis les origines à l'atome, particule ultime de la matière.

Les formules brutes étant fonction du système de poids atomiques¹ sous-jacent, les chimistes vont axer leurs travaux sur la détermination de plus en plus précise de ces poids (ou des poids équivalents, c'est à dire des rapports des masses dans lesquels les différents éléments se combinent), mais en adoptant des références conventionnelles différentes (O = 100 ; H = 1 ; etc.), d'où des formules différentes.

La distinction entre atome et molécule (définie comme unité de substance chimique), initiée par Avogadro (1811) puis reprise par Gaudin (1833) ne deviendra véritablement effective que suite aux travaux de Cannizzaro. Dans son cours de chimie publié à Gènes en 1858 il propose, en adoptant l'échelle des poids atomiques de Gerhardt (1844) des formules très proches des formules utilisées aujourd'hui² :



La théorie de l'atOMICITÉ (Kekulé, 1857 ; Cooper, 1858) et l'interprétation des phénomènes d'isoméRIE conduiront à la représentation des substances chimiques sous forme de formules développées (Cooper, 1858 ; Boutlerov, 1859 ; Brown, 1861, Loschmidt, 1861) puis sous forme de représentations dans l'espace (Paterno, 1869 ; Le Bel, 1874 ; Van't Hoff 1874).

¹ Le poids atomique est un nombre proportionnel, sa valeur est relative à une référence conventionnelle.

² Il faudra en fait attendre le premier congrès International de Chimie à Karlsruhe (1860), au cours duquel Cannizzaro distribue son cours, pour que cette distinction soit acceptée par une majorité de chimistes.

A ce deuxième niveau, la transformation chimique devient un processus de réorganisation des “ atomes ” (unité de matière indivisible) des substances de départ, par lequel se forment de nouvelles substances. Au cours de la transformation, la masse, le nombre et l'identité des atomes se conservent.

Cette transformation est symbolisée par une équation de réaction. Les substances peuvent être des corps simples ou composés, constitués d'atomes (identiques ou différents) unis entre eux par des “ liaisons chimiques ” (dont la nature n'est pas précisée) au sein de molécules (où les atomes sont distribués suivant certaines dispositions spatiales) ou de structures géantes (métaux, cristaux).

Le niveau physico-chimique

La fin du XIX^e siècle et le début du XX^e verront un rapprochement des disciplines physique et chimie et donc une modélisation de la transformation chimique empruntant aux deux disciplines, aussi bien dans le registre microscopique que macroscopique.

Dans le registre microscopique

Ce qui manque toujours c'est la distinction entre le corps simple et l'élément et leur mise en réseau avec les concepts d'atome et de molécule. Ce travail sera réalisé par Mendelév (1879) : “ *Un corps simple est quelque chose de matériel, doué de propriétés physiques et capable de réactions chimiques. A l'expression de corps simple correspond l'idée de molécules (...). Il faut réserver le nom d'éléments pour caractériser les particules matérielles qui forment les corps simples et composés, et qui déterminent la manière dont ils se comportent au point de vue physique et chimique. Le mot élément appelle l'idée d'atome* ”. L'élément est ainsi désubstantialisé, il devient un concept abstrait remplaçant l'atome dans l'écriture des formules chimiques.

L'atome lui aussi va subir une profonde évolution. Sous l'influence des physiciens qui se préoccupent de la théorie cinétique des gaz (Clausius, 1869 ; Maxwell, 1873 ; Boltzmann, 1897) et suite aux travaux de Perrin (1909, 1913) sur la détermination du nombre d'Avogadro, il va passer du statut de “ *plus petite quantité de matière qui entre en combinaison* ” à celui de “ *plus petite particule ayant une réalité matérielle* ”. Mais, au moment même où la réalité des atomes devient difficilement contestable, des découvertes ont lieu qui vont faire évoluer la connaissance des atomes, de l'atome corpusculaire insécable à “ *l'atome polycorpusculaire* ”.

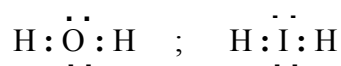
C'est l'étude par Thomson (1897) des rayons cathodiques qui va conduire à émettre l'hypothèse de l'existence de petites particules chargées d'électricité négative au sein des atomes : les électrons³. C'est ensuite à partir de l'étude des rayons α et β émis par les substances radioactives que Rutherford propose une hypothèse sur la structure de l'atome selon laquelle la charge positive et la masse de l'atome sont concentrées dans un très petit volume (10 000 fois plus petit que celui de l'atome) au centre de l'atome et les électrons occupent l'espace situé à l'extérieur du noyau : l'atome est donc essentiellement constitué d'espace vide ! Le nombre d'unités de charge positive est ensuite identifié (1914) au **nombre atomique**, terme introduit par Moseley (1913) lors de son étude du spectre d'émission des rayons X par les éléments (corps purs). En 1919, Rutherford postule que l'unité de charge positive est l'ion “ H⁺ ”, qu'il dénomme “ **proton** ”. La recherche d'une réponse à l'énigme

³ Nom donné par Stoney (1874) à l'unité naturelle de charge électrique que porte un ion monovalent dans l'électrolyse.

posée par les isotopes⁴, éléments qui ont des propriétés identiques mais des masses différentes⁵, conduit Chadwick (1932) à mettre en évidence l'existence d'une particule subatomique nouvelle : le **neutron**.⁶

A partir de 1916 les chimistes vont s'attacher à élaborer un modèle de l'atome en accord avec le tableau périodique de Mendelév, capable d'interpréter la valence variable des éléments et les liaisons entre les atomes. C'est la recherche de l'arrangement des électrons dans l'atome qui va commencer. C'est ainsi que Kossel pose les premières bases de la relation entre la structure atomique et le comportement chimique des atomes (1916). Pour lui, le numéro atomique, traduisant la position de chaque élément dans la classification périodique de Mendelév, n'est autre que le nombre d'électrons de l'atome correspondant à cet élément et est égal au nombre de charges positives du noyau. Il introduit la notion d'« *électrons de valence* », qui déterminent les propriétés de l'atome et le remplissage successif des couches, par ajout d'un électron. Sur ces bases, Kossel interprète le mécanisme de l'ionisation par perte ou gain d'électrons de façon à acquérir la configuration similaire à celle du gaz rare « le plus proche » dans la classification.

La même année, Lewis propose un modèle atomique qui repose sur des postulats identiques à ceux de Kossel, mais avec quelques précisions. En particulier la tendance d'un atome à atteindre 8 électrons sur sa couche externe et le fait qu'une liaison chimique résulte de la mise en commun de deux électrons. Il représente le cœur de chaque atome d'un composé en utilisant le symbole de l'élément et les électrons situés sur l'enveloppe extérieure par des points, ou plutôt par des paires de points. C'est ainsi qu'il schématise H₂O et HI par :



En 1919, Langmuir propose une extension du modèle de Lewis et formule une règle devenue très célèbre, **la règle de l'octet**, selon laquelle le nombre maximum d'électrons sur la couche externe est de 8 (de deux pour la première ligne).

On voit donc apparaître, indépendamment du modèle de Bohr (puisque le modèle atomique sur lequel s'appuie Langmuir est celui de Rutherford), **des règles de remplissage des couches** qui préfigurent celles qui seront énoncées plus tard.

Entre 1922 et 1924, de nombreux travaux vont être publiés sur le dénombrement des sous-niveaux d'énergie associés aux niveaux d'énergie K, L, M,...⁷ des spectres des rayons X ; on peut signaler les publications de Bohr (en 1922 et 1923), Landé (1924), Sommerfeld (1923), Robinson (1923), de Broglie et Dauvillier (1924).

Ce n'est qu'à la fin du premier quart du XX^e siècle, le développement du modèle de Bohr ayant multiplié les variables quantifiées dont dépend l'état des électrons dans les atomes (moment cinétique magnétique, spin), qu'il devient possible d'établir la structure électronique exacte de la totalité des éléments du tableau de Mendelév. Avec les quatre nombres quantiques n, l, m, s, les éléments peuvent être décrits en termes de couches, sous couches et cases quantiques.

⁴ Nom proposé par Soddy en 1913.

⁵ Mesurées à l'aide d'un spectrographe de masse.

⁶ Nom proposé en 1920 par Rutherford, qui cherchait à mettre en évidence, au sein du noyau, une particule neutre constituée d'un proton et d'un électron fortement associés.

⁷ Cette notation découle des travaux de Barkla (1911) sur l'analyse spectrale des rayons X. Après avoir mis en évidence un premier groupe de raies, correspondant aux fréquences les plus élevées, qu'il note A, il en découvre un autre, moins pénétrant. Préférant se laisser une marge de manœuvre en cas de nouvelles découvertes, il choisit de représenter son premier groupe par K, le second par L, etc.

A ce troisième niveau, et dans ce registre, la transformation chimique est un processus qui fait intervenir les électrons des couches de valence des atomes ; atomes unis par des liaisons covalentes au sein de molécules, ou sous forme d'ions. Durant la réorganisation des atomes des liaisons se rompent, d'autres se forment.

Les atomes sont constitués de particules subatomiques. Ils sont représentés par le symbole de l'élément correspondant, son numéro atomique, un nombre de masse, et possèdent une certaine structure électronique. Le nombre de liaisons (ou la charge des ions) qui peuvent être formées par un atome est lié à cette structure.

L'équation de réaction symbolise le bilan de ce qui se passe à l'échelle microscopique lors des chocs entre molécules ou atomes.

Dans le registre macroscopique

Au XVIII^e siècle, en réponse à la question de la nature de l'action qu'un corps peut exercer sur un autre, l'affinité, concept relationnel résultant de forces plus ou moins occultes et conduisant à l'idée de réaction complète se produisant toujours dans le même sens, est introduite.

Avec Berthollet (1803), les réactions ne sont plus totales, elles conduisent à un état **d'équilibre statique** ou coexistent les produits et les réactifs. Mais durant la première moitié du XIX^e siècle, la conception des phénomènes chimiques comme réactions incomplètes, dépendantes des conditions expérimentales, et dont le sens peut être renversé, sera en conflit avec la conception des phénomènes chimiques comme réactions totales.

A partir des années 1850, l'attention des chimistes va se porter sur deux nouveaux domaines expérimentaux : les réactions de la chimie organique et les réactions de " *dissociation* " des composés gazeux à haute température. Le caractère limité de ces réactions va de nouveau les interroger. Sainte-Claire Deville (1855 puis 1864) et Berthelot et Péan de Saint Gille (1862 et 1863), utilisant la thermodynamique, en proposent une explication au niveau macroscopique : deux réactions inverses et opposées conduisent à un état final d'équilibre chimique. C'est un état de stabilité, atteint au bout d'un certain temps (les réactions ne sont plus instantanées), où les réactions s'arrêtent. Williamson (1852, 1854), adoptant une vision moléculaire, donnera un **aspect dynamique** aux équilibres chimiques. L'état d'équilibre chimique n'est plus considéré comme un état de repos mais comme un état où les deux réactions inverses et opposées se produisent simultanément⁸.

Guldberg et Waage (1864 puis 1867), prenant en compte l'aspect dynamique, proposent une loi empirique en introduisant le concept de " *masse active* " (la concentration dans le langage d'aujourd'hui). Ils établissent que les réactions complètes (totales) sont un cas particulier des réactions limitées. Après les travaux de Van't Hoff (1884) et d'Arrhénius (1887) cette loi va être validée et appliquée dans le cas des équilibres gazeux et des équilibres acido-basiques.

L'interprétation thermodynamique des équilibres et la prévision de l'évolution d'un système chimique seront données par Gibbs (1876) et Helmholtz (1882) à partir de la fonction d'état enthalpie libre G. L'étude de l'influence des facteurs physiques (température, pression) et chimiques (concentrations) sur le déplacement des équilibres sera réalisée par Van't Hoff (1884) et Le Chatelier énoncera en 1884 son " *principe de modération* ".

La variable caractéristique de la quantité de matière des différentes substances caractéristiques d'un système chimique a longtemps été la masse. En 1893 apparaît la notion

⁸ Van't Hoff introduira en 1884 le symbole des doubles flèches pour symboliser l'équilibre chimique. Jusque là le signe = séparait les deux membres d'une équation chimique.

de mole⁹. En fait, Mol., était l'abréviation du mot allemand "Molekül" utilisé par Ostwald pour noter : "Le poids en gramme numériquement égal au poids normal ou moléculaire d'une substance donnée"¹⁰. En effet les chimistes de l'époque utilisaient la notion de "molécule-gramme" au laboratoire comme outil pour préparer les solutions. Gibbs, bien qu'utilisant la masse des différentes espèces chimiques pour caractériser la composition des systèmes thermodynamiques, suggère que dans certains cas il est préférable d'utiliser la notion d'équivalent. Les thermodynamiciens utiliseront ensuite la mole définie comme étant : "La quantité de substance dont le poids exprimé en gramme est numériquement égal au poids moléculaire". Mais définie ainsi elle présente l'ambiguïté de représenter à la fois une masse individualisée et un ensemble d'unités discrètes (arbitrairement égal au nombre d'Avogadro) à l'échelle atomique. L'IUPAP (1958) puis l'IUPAC (1967) proposent de définir la mole comme étant la **quantité de matière** contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans une masse d'un isotope de référence (16g de l'isotope ¹⁶O pour l'IUPAP ; 0,012 kg de ¹²C pour l'IUPAC). C'est en 1971 que la mole deviendra "**l'unité de quantité de matière**".

Pour représenter la variation de la quantité de matière au cours d'une transformation chimique une autre variable de composition était nécessaire. En 1917, Jouquet utilise la "**variable chimique ξ** " pour définir la composition d'un système thermodynamique. Cette variable sera ensuite dénommée "**degré d'avancement**" (dont la valeur est comprise entre 0 et 1)¹¹ par De Donder (1920) puis Prigogine et Defay (1944). Il semble que ce soit Balesdent (1969) qui propose de lui donner l'appellation **d'avancement** pour traduire l'état d'avancement (ou étendue) de la réaction à partir d'une origine arbitraire $\xi = 0$ à $t = 0$.

A ce troisième niveau, dans le registre macroscopique, la transformation chimique s'effectue à une certaine vitesse et conduit généralement à un état d'équilibre ou coexistent les réactifs et les produits de la réaction.

La transformation chimique, qui se produit entre des collections de particules, est modélisée à l'aide d'une équation de réaction respectant la conservation des éléments. Equation qui permet d'en effectuer un bilan en masse et/ou un bilan en terme d'énergie en utilisant la variable avancement.

La mole est l'outil qui permet de passer de la description microscopique de la réaction chimique à sa description macroscopique.

3. APPROCHE DIDACTIQUE

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

⁹ C'est en réalité en 1902 que la dénomination mole est introduite dans la traduction anglaise de l'ouvrage d'Ostwald : *The principle of inorganic chemistry* (Macmillan, Londres).

¹⁰ Le poids moléculaire, comme le poids atomique, est en effet une grandeur relative définie par rapport à une référence (actuellement, 1/12 de la masse de l'isotope 12 du carbone)

¹¹ Actuellement le "taux d'avancement".

TABLEAU 1. Principales conclusions concernant le conceptions des élèves relatives à la transformation chimique.

	Obstacles perceptifs	Obstacles mécanistes	Non maîtrise de concepts	Non maîtrise de raisonnements
Registre macroscopique	<ul style="list-style-type: none"> - Transformation chimique perçue en termes d'événement (flamme, changement de couleur, précipité, dégagement de gaz, etc.) et non de transformation. - Considérer comme physique tout ce qui se transforme "naturellement", et comme chimique tout ce qui est provoqué par l'homme. - L'idée de conservation est directement liée à la perception. Lorsqu'il n'y a plus d'évidence perceptive (gaz, couleur), la substance est ignorée, inversement quand l'évidence perceptive est forte (solide noir), la substance est inventée (C). - Une substance peut changer de propriétés, sans changer d'identité. 	<ul style="list-style-type: none"> - Matière perçue comme un milieu continu. - Substantialisation des phénomènes accordant plus d'importance à ce qui change qu'à ce qui se conserve - Les propriétés macroscopiques des substances s'expliquent par les propriétés des particules du niveau microscopique 	<ul style="list-style-type: none"> - Confusion mélange/ corps composés ; corps purs/ corps simples : la notion d'espèce chimique n'est pas comprise. - Confusion masse/ densité. - La prise en compte de la conservation de la masse dépend du contexte. - Les processus de dissolution, de précipitation. - Le fait que les transformations au niveau macroscopique impliquent un grand nombre de particules. 	<ul style="list-style-type: none"> - Confusion entre monde réel et monde des modèles. - Incapacité à utiliser les modèles du registre microscopique pour interpréter les phénomènes du registre macroscopique. - Raisonnement linéaire causal en termes d'agent et de patient (centration sur l'un des réactifs) et non en terme d'interaction. - Généralisation abusive à partir de réactions prototypes ou considération que tout ce qui se mélange conduit à une réaction. - Une transformation chimique est un processus simple représenté par une équation [H₂O (l) → H₂O (g)]
Registre microscopique		<ul style="list-style-type: none"> - La particule représentative de la substance au niveau microscopique possède tous les attributs de cette substance (dégagement de gaz ou d'eau car particules déjà présentes dans la substance initiale). - Description du niveau microscopique à partir de l'observation macroscopique (l'atome de cuivre est rouge) 	<ul style="list-style-type: none"> - Les concepts de molécule, d'élément, d'atome, d'ion. - La conservation des atomes, leur réorganisation. - Modèle cinétique de la matière. - Liaisons inter ou intra moléculaires. - Masse atomique et masse moléculaire 	
Registre symbolique	<ul style="list-style-type: none"> - L'équation chimique se lit toujours de gauche à droite : à gauche l'état initial, à droite, l'état final. - Une réaction chimique est toujours totale, et non prise en compte du réactif limitant. 	<ul style="list-style-type: none"> - Les molécules des corps composés se forment par accolement, mélange des corps simples (CO₂ = C et O₂). 	<ul style="list-style-type: none"> - Les indices relatifs aux éléments dans les formules ne sont pas représentatifs du rapport selon lequel les éléments se combinent. - Non prise en compte des proportions définies car non maîtrise de la notion de « valence ». - Confusion masse moléculaire / masse molaire - Confusion nombres stoechiométriques et nombres de moles. - La mole est un nombre de particules ou une masse. - La quantité de matière est une masse ou un volume 	<ul style="list-style-type: none"> - Recherche de symétrie (monoxyde de cuivre + carbone → monoxyde de carbone + cuivre ou CuO + C → CO + Cu). - Difficultés dans le traitement mathématique ou la manipulation des nombres ($m_1/m_2 = n_1/n_2$ ou M_1/M_2 au lieu de $n_1 \cdot M_1/n_2 \cdot M_2$). - Utilisation d'algorithmes mémorisés dans un contexte et non appropriés dans la situation nouvelle.

Pour comprendre la signification de l'équation de réaction, l'élève doit être en mesure de circuler entre la situation expérimentale observée (le registre des phénomènes sensibles, au niveau macroscopique : ce qui peut être vu, touché senti) et le domaine des modèles ou le comportement des substances est interprété en termes de choses non visibles et moléculaires (le registre microscopique : atomes molécules, ions, structures) ; et traduit sous forme de notations et d'équations (le registre des représentations symboliques : éléments, formules, équation, mole, etc.) (Larcher, 1994; Johnstone, 2000). Mais l'élève ne peut se construire une représentation des objets du modèle à partir de sa connaissance des objets du monde sensible : une molécule d'eau n'est pas une infime partie d'une goutte d'eau. Il en résulte que beaucoup de concepts chimiques ne peuvent être appris de manière logique, du moins pas en terme de conséquence claire déduite d'une idée initiale acceptée et/ou d'interprétation d'une évidence empirique (Taber, 2001). En chimie il n'existe pas de réaction chimique prototypique dans laquelle " le modèle affleure presque l'expérience ".

Pour illustrer les difficultés des élèves dans la compréhension de l'équation de réaction, prenons deux exemples de transformations chimiques étudiées au collège : la combustion du gaz de ville et l'action entre l'acide chlorhydrique et le fer. Dans un premier temps elles vont leur être représentées sous une forme littérale semblable à celle de Lavoisier:

- (1) méthane + dioxygène → dioxyde de carbone + eau
- (2) fer + acide chlorhydrique → dihydrogène + chlorure de fer

La flèche doit être lue : " donne ". Elle symbolise la transformation des substances initiales (les réactifs) en de nouvelles substances (les produits de la réaction).

Si l'on adopte le modèle des " deux mondes " proposés par Tiberghien (1994) et Le Maréchal (1999a) pour étudier les difficultés de la modélisation en chimie, ces représentations appartiennent déjà au " monde reconstruit " des chimistes. En effet dans le " monde réel ", on dirait pour la première écriture " le gaz de ville brûle en produisant une flamme et de la chaleur " et pour la seconde " le fer est attaqué par la solution, il se produit une forte effervescence et la solution prend une couleur verdâtre ".

Pour comprendre ces premières représentations, il faut avoir tout d'abord maîtrisé le concept de transformation chimique (des substances se transforment en de nouvelles substances : c'est l'objectif à atteindre !), admettre que les gaz sont des substances chimiques (ce qui est loin d'être le cas pour la majorité des élèves), savoir que l'on peut caractériser les différentes substances par des tests caractéristiques, connaître la nomenclature chimique ; et là on se situe déjà dans le registre des modèles. En effet, pour passer du " gaz des marais " étudié par Dalton au méthane d'Hofmann (1865) ou du gaz sylvestre de Van Helmont (1648) au dioxyde de carbone actuel, plusieurs modèles explicatifs de la chimie ont été nécessaires et les dénominations dioxygène, dihydrogène, dioxyde de carbone reposent sur la connaissance de la composition atomique des molécules, ce qui ne s'est pas fait sans problèmes. Enfin, si la mise en évidence d'ions en solution aqueuse remonte à Faraday (1834), c'est à Kossel (1916) que l'on doit le modèle de la liaison ionique. On peut donc dire, avec Le Maréchal (1999b), que la chimie ne se contente pas de donner une description possible de l'interaction entre des objets du monde réel, elle change les objets et travaille sur ces nouveaux objets dans une approche théorique.

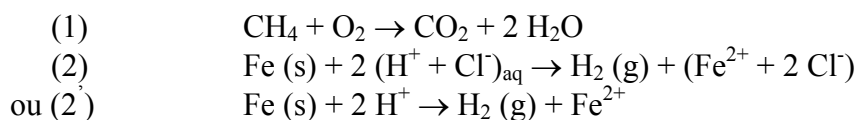
On peut se demander comment un élève de collège qui ne dispose que du modèle de l'atome sphérique (complété en troisième par l'existence d'un noyau chargé positivement autour duquel se déplacent des électrons, l'ensemble étant neutre) peut saisir le sens des modèles compacts de molécules (H₂O, O₂, CO₂, CH₄) qu'on lui présente ?

Pourquoi O₂ pour l'oxygène (pardon, le dioxygène !) ? Pourquoi le carbone ne se comporte-t-il pas toujours de la même façon: molécule tétraédrique pour le méthane CH₄ et

molécule linéaire pour le dioxyde de carbone CO_2 ? Pourquoi une molécule coudée de formule H_2O pour l'eau ? Pourquoi le fer en solution peut se trouver sous la forme d'ions Fe^{2+} et Fe^{3+} , et le cuivre et le zinc seulement sous la forme Cu^{2+} ou Zn^{2+} , et l'argent Ag^+ ? Pourquoi écrire l'ion sulfate SO_4^{2-} et l'ion carbonate CO_3^{2-} ?

Rien ne leur permettant de se construire ces différentes représentations, il n'est pas étonnant qu'ils aient du mal à maîtriser les modèles et qu'ils se construisent des représentations alternatives : la molécule de CO_2 est en fait une juxtaposition de l'atome de carbone et de la molécule de dioxygène ($\text{C}.. \text{O}_2$), l'hydroxyde de cuivre est représenté soit par CuO , H_2O , puisque lors du chauffage on récupère les deux substances séparées (Notons que c'est la notation adoptée dans les années 1830 à partir de considérations très voisines), soit par CuOH {et non $\text{Cu}(\text{OH})_2$ } par analogie avec CuSO_4 puisqu'il y a des ions Cu^{2+} dans les deux substances. Le fait qu'ils ne disposent pas du concept de "valence" (abordé seulement en seconde) leur interdit de comprendre cette "règle" des proportions définies et donc la composition atomique des substances : ils en arrivent à la conclusion que les formules chimiques ne sont que de simples abréviations.

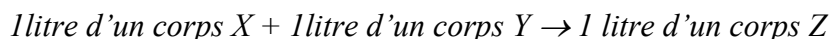
Passons à la représentation des transformations en utilisant les formules. Elles s'écrivent alors :



L'équation (2') est l'écriture, dite réduite, de l'équation (2) qui ne prend en considération que les espèces réagissantes (écriture recommandée par les instructions officielles).

Ces représentations ont été utilisées pour la première fois en 1827 par Thenard (le signe = remplaçait la flèche) pour indiquer la conservation de la matière (la masse) et des atomes (chimiques à l'époque) lors de la transformation chimique. C'est aussi l'objectif qui leur est assigné au collège. Les coefficients placés devant les formules servent, au collège, à "ajuster" le nombre d'atomes de chaque sorte contenus dans les produits à celui des réactifs. En seconde ils deviennent nombres stœchiométriques et indiquent les proportions (en quantité de matière) dans lesquels réagissent les réactifs et se forment les produits.

Cette équation ne doit pas être confondue avec une équation mathématique puisque qu'il n'y a pas, dans la transformation, égalité entre les deux membres mais uniquement conservation des masses, des atomes et des charges électriques (et non des volumes ou des molécules). A la question (Laugier & Dumon, 1994) : "On imagine une réaction chimique dans laquelle tous les corps sont gazeux et leurs volumes mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.



Une réaction de ce type est-elle possible ? Le pourcentage de bonnes réponses varie de 0% en seconde à un peu plus de 10% en première et en DEUG. Pour la plus grande partie des élèves et des étudiants l'équation chimique est lue en terme de conservation des volumes et comme l'explique un étudiant de DEUG : "1 + 1 = 2 ; c'est du niveau de la maternelle".

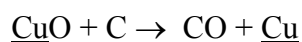
C'est donc une des difficultés rencontrées par les élèves, et ajoutée à la difficulté qu'ils ont à donner un sens aux indices dans les formules ainsi qu'aux coefficients (et à différencier ces deux chiffres !), cela explique le commentaire d'un élève : "Les équations de réaction, c'est trop abstrait. Pour moi, ça ne représente rien de voir des chiffres, des lettres qui bougent".

Le deuxième problème est qu'elles sont censées traduire la conservation des atomes.

Si pour l'équation (1) il n'y a pas de problème, ce n'est pas la même chose pour la (2). En effet l'atome de fer n'est pas conservé, son noyau n'est plus entouré de 26 électrons mais de 24 lorsqu'il se transforme en ion Fe^{2+} (remarque du même type pour H^+ et H dans H_2). L'élève doit donc être capable de faire la différence entre le fer objet perceptible du monde réel, le fer substance chimique (corps simple *de structure atomique*) et le fer à l'état d'ion, donc particule microscopique non visible dans le registre des modèles. Comme la notion d'élément chimique, *concept inclus dans une structure théorique* (Martinand, 1986) ne sera introduit qu'en seconde, la différenciation sera délicate. Et même à ce niveau (Le Maréchal, 1999b) les élèves rencontrent des difficultés à mettre en relation l'objet fer avec les deux concepts de substance chimique et d'élément du monde reconstruit. Cela n'est pas étonnant car cette mise en réseau du corps simple, de l'élément avec les concepts d'atome et de molécule, effectuée par Mendelév en 1879, ne peut être réalisée que si l'on possède une grande connaissance des transformations chimiques. Comme le fait remarquer Bachelard (1973, p. 38). “ *Il existe donc bien derrière le phénomène chimique de premier examen un plan nouveau de l'être, véritable noumène chimique que nous ne touchons jamais par l'expérience mais qui nous est indispensable pour comprendre l'expérience* ”. L'élément, ce noumène chimique, doit être désubstantialisé pour devenir un concept abstrait remplaçant l'atome dans l'écriture des formules chimiques : lourde tâche pour les élèves!

Cette non maîtrise du registre symbolique conduit les élèves à rechercher des solutions alternatives. Par exemple, dans un travail sur l'interprétation de la réaction de réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone, Fillon (1997) a observé que les élèves recherchent un effet de symétrie par permutation, soit à partir du langage soit à partir de l'écriture des formules. Ainsi, au lieu d'écrire la réaction étudiée expérimentalement sous la forme, $2 \text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{CO}_2$, ils raisonnent de la façon suivante :

monoxyde de cuivre + carbone \rightarrow monoxyde de carbone + cuivre.



Le langage chimique fonctionne ainsi comme un obstacle pour les élèves. C'est ce que nous avons également constaté lors de l'expérience sur la déshydratation de l'hydroxyde de cuivre (Laugier & Dumon, 2003). Lorsqu'il s'agit de retrouver le nom de la substance de départ, un élève fait une proposition : “ *Et bien il y avait forcément de l'eau et de l'oxyde de cuivre puisqu'on peut les séparer donc je pense que le précipité bleu vert c'était de l'oxyde hydro cuivre.* ”

En outre, lorsque les élèves arrivent à ajuster les coefficients d'une équation de réaction, nombreux sont ceux qui ne réussissent pas à faire le lien entre les deux registres (Yarroch, 1985). Dans le niveau le plus élevé de compréhension l'élève perçoit les différentes significations des symboles chimiques et des coefficients numériques alors que dans le niveau le plus bas il s'agit d'une simple manipulation mathématique de signes. Ce décalage entre réussir à ajuster une équation de réaction et comprendre sa signification dans les registres macroscopique et microscopique a été largement confirmé par d'autres recherches comme celles de Savoy et Steeples (1994) ou Huddle et Pillay (1996).

Enfin, à l'issue de la classe de seconde, face à une transformation de la matière, un élève doit utiliser l'équation de réaction pour réaliser un bilan de matière. Avec les moyens dont les élèves disposent, ils doivent, pour réussir, circuler du macroscopique au microscopique afin de déterminer dans quelles proportions les substances réagissent, puis revenir au macroscopique en utilisant le concept de mole (unité de quantité de matière) pour déterminer les quantités de matière nécessaires. En effet, dans le registre symbolique, le concept de mole permet de lire une équation de réaction dans les deux registres,

macroscopique et microscopique. Prenons un exemple simple : la réaction de synthèse de l'eau. L'écriture $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ peut signifier que la synthèse de deux molécules d'eau s'effectue par la réaction entre deux molécules de dihydrogène et une molécule de dioxygène. Mais si on la représente par $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, le chimiste va de suite comprendre que l'on se situe dans le registre macroscopique car l'équivalence strictement mathématique " $\frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{O}$ " n'a pas de signification physique. Le coefficient $\frac{1}{2}$ signifie que pour synthétiser l'eau il faut mettre en présence les quantités de matière de O_2 et de H_2 dans le rapport $\frac{1}{2}$. Nous avons observé (Laugier & Dumon, 2003) la très grande résistance des élèves à cette circulation entre les registres, lorsqu'il s'agit de lire une équation de réaction. Leur lecture se fait dans le registre macroscopique (volume et masse) et quand, sous l'action d'un guidage serré de l'enseignant, ils doivent la lire au niveau microscopique ils se révèlent incapables de revenir dans le registre macroscopique.

De plus, une étude suédoise (Tulberg, 1994) montre que la majorité des étudiants ne fait pas la distinction entre la masse molaire et la masse atomique et conçoit la mole comme un nombre de particules et pas comme une quantité de matière. Quand le mot "quantité" est utilisé à propos d'une équation chimique les étudiants le comprennent comme un synonyme soit du nombre de moles, soit de la masse molaire, soit du volume. Ces confusions, auxquelles s'ajoutent des difficultés à manier les nombres, sont à l'origine des erreurs des élèves lorsqu'il s'agit de lier le rapport des masses des différents éléments à la formule du composé (Schmidt, 1990).

4. CONSÉQUENCES POUR L'ENSEIGNEMENT

Devant cet inventaire des difficultés, doit-on être découragé ? Bien au contraire ! Comme le soulignent Barlet (1999) et Johnstone (2000), ce qui fait la spécificité de la chimie, son charme selon certains, et en même temps la difficulté de son enseignement (compte tenu des capacités cognitives des élèves) c'est cette dualité macroscopique - microscopique ; observable - modélisable ; concret - abstrait. Et bien, prenons conscience de ces difficultés et relevons le défi en faisant affronter par les élèves, par une mise en relation explicite le plus souvent possible des deux niveaux, cette dialectique modélisation - expérimentation.

Selon Barlet, "*La modélisation microscopique est le moyen pour le chimiste de mettre en ordre et de rationaliser le comportement de multiples espèces chimiques*". Elle a, à la différence de la modélisation en physique, plus une fonction explicative que prédictive. Les modèles se référant à un champ expérimental limité, la modélisation ne peut être qu'approchée et révisable. Ce n'est que par une succession de va-et-vient entre expérimentation et modélisation que les modèles s'emboîtent et deviennent plus performants au fur et à mesure qu'ils sont capables de répondre à davantage de situations expérimentales.

Pour faire vivre aux élèves cette modélisation, notre première hypothèse est que "*le passage à un enseignement scientifique ne peut se faire que par une problématisation (établissement des raisons) qui se réalise, en particulier, par la caractérisation, la mise en tension critique de ce qui relève du registre empirique et de ce qui appartient au registre des modèles*" (Orange, 2003). Il s'agit donc de faire affronter par les élèves des obstacles, parmi ceux précédemment identifiés, à travers des situations problème (Laugier & Dumon, 2000b et 2003). De telles situations ont été élaborées en référence au schéma de la modélisation de Martinand (1995) ou à la théorie des situations didactiques de Brousseau (1998). Le déroulement des activités au cours des différentes étapes est organisé en respectant des phases d'**action** permettant à l'élève, au cours d'interaction avec les autres élèves du groupe de travail et/ou l'expérience à réaliser, "*de se construire une représentation de la situation qui lui sert de modèle pour prendre ses décisions*" ; des phases de **formulation** conduisant à une mise au point d'un langage commun que tous les membres du groupe comprennent ; de

validation par confrontation des propositions du groupe à l'opinion des autres élèves et/ou à l'expérience. Comme il serait illusoire de croire que les élèves sont capables de construire seuls des concepts ou modèles que les chimistes ont mis des siècles à établir, il convient d'insister avec Lemeignant & Weil-Barais (1988) sur l'importance des **guidages** (aides apportées aux élèves) au cours de ces activités. Ils consistent "à suggérer aux élèves des procédures proches de ce qu'ils savent faire et orienter vers les procédures savantes".

Notre seconde hypothèse est que "l'enseignement scientifique doit montrer comment les contenus sont élaborés". Il s'agit de donner aux élèves le moyen de comprendre comment fonctionne la science, à quelles questions répondent les concepts. En un mot il s'agit de donner du sens aux connaissances scientifiques.

Par exemple, le travail sur des textes historiques montrant l'évolution de modèles proposés au cours du temps pour interpréter les transformations de la matière (Laugier & Dumon, 2000c) permet de faire découvrir aux élèves :

- A quoi correspond l'activité de modélisation : le modèle n'est pas une description du réel au niveau microscopique mais correspond à l'idée que l'on peut s'en faire à partir des transformations qui peuvent être observées au niveau macroscopique. Les modèles (ou concepts) ont été construits par les chimistes en réponse à des questions qu'ils se sont posés
- Quels en sont les caractères essentiels : capacité d'explication, caractère hypothétique et révisable, pas de lien direct avec le réel, domaine de validité limité.

Au cours de ces activités les élèves doivent rechercher les informations relatives à la modélisation qui peuvent en être extraites : quels sont les objets physiques de cette situation, quels sont les phénomènes que l'on observe, quels sont les objets du modèle élaborés par le scientifique, quelles sont les relations entre ces objets, quelles sont les relations entre le champ expérimental et le champ théorique.

Nous avons observé que, lors de telles activités, où une large place est donnée au débat dans la classe, les élèves construisent, plus que des réponses, des questions dont ils ne soupçonnaient pas l'existence : comment représenter une transformation de la matière ? Qu'est ce qu'un modèle ? Comment le chimiste choisit les objets du modèle ? En fonction de quelles contraintes ? Il s'agit là de questions qui sont au cœur de l'activité scientifique. Pour formuler ces questions, examiner des réponses possibles, ils ont été conduits à circuler entre les deux niveaux et le développement de cette capacité représente un passage obligé lorsqu'il s'agit de représenter une réaction chimique.

CORRESPONDANCE : Alain DUMON, Professeur, IUFM d'Aquitaine, Antenne de Pau, 44 Bd du Recteur J. Sarrailh, 64000, PAU. e-mail : alain.dumon@aquitaine.iufm.fr

BIBLIOGRAPHIE

- Bachelard G. (1973). *Le pluralisme cohérent de la chimie moderne*. Vrin, Paris.
- Barker V. (2000). Beyond appearances : Student's misconceptions about basic chemical ideas. *Report for the Royal Society of Chemistry*
(<http://www.chemsoc.org/networks/learnnet/miscon.htm>)
- Barlet R. (1999). L'espace épistémologique et didactique de la chimie. *L'Actualité Chimique*. Avril, 23-33.
- Barlet R. & Plouin D. (1994). L'équation bilan en chimie. Un concept intégrateur source de difficultés persistantes. *Aster*. n°18, 27-55.
- Brousseau G. (1998). *Théorie des situations didactiques*. La pensée sauvage, Grenoble.

- Dumon A. (2004). *La modélisation de la matière et des substances chimiques : une approche historique*. Ouvrage collectif à paraître, Belin, Paris.
- Fillon P. (1997). Des élèves dans un labyrinthe d'obstacles. *Aster*, n° 25, 113-141.
- Furio C., Azcona R. & Guisasaola J. (2002). The learning and teaching of the concepts amount of substance and mole: A review of the litterature. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 3, 277-292. [<http://www.uoi.gr/cerp>]
- Huddle P. A. & Pillay A. E. (1996). An In-depth Study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South Africa University. *Journal of Research in Science Teaching*, 33, 65-77.
- Johnstone A. H. (2000) Developing student's understanding of chemical change - What should we be teaching ? *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 1, 77-90. [<http://www.uoi.gr/cerp>]
- Larcher C. (1994). Point de vue à propos des équilibres chimiques. *ASTER*, n°18, 57-62.
- Laugier A. & Dumon A. (1994). Les obstacles à la conceptualisation de la réaction chimique en classe de seconde. In *Actes du 4ème séminaire de recherche en didactique des sciences physiques - AMIENS - octobre 1994*.
- Laugier A. & Dumon A. (2000a). Travaux pratiques en chimie et représentation de la réaction chimique par l'équation-bilan dans les registres macroscopique et microscopique : une étude en classe de seconde (15 – 16 ans). *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 1, 61-75. [<http://www.uoi.gr/cerp>]
- Laugier A. & Dumon A. (2000b). Mise en œuvre d'un curriculum constructiviste en classe de chimie de seconde : qu'en pensent les élèves ? In *Actes du 3ème congrès international : Actualité de la Recherche en Education et Formation*, Université Bordeaux 2, 15p.
- Laugier A. & Dumon A. (2000c). Histoire des Sciences et modélisation de la transformation chimique. *Bulletin de l'Union des Physiciens*, n°826, vol. 94, 1261 – 1284.
- Laugier A. & Dumon A. (2001). D'Aristote à Mendéléev ; 2000 ans de symbolisme pour représenter la matière et ses transformations. *L'Actualité Chimique*, mars, 38-50.
- Laugier A. & Dumon A. (2003). A la recherche des obstacles épistémologiques à la construction du concept d'élément chimique par les élèves de seconde. *Didaskalia*, n°22, 69-97.
- Lemeignant G. & Weil-Barais A. (1988). Gestion d'activités de modélisation en classe. *ASTER*, n° 7, 121-141.
- Le Marechal J. F. (1999a). Design of chemistry labwork activities aiming basic chemical concepts. In *Actes of Fourth European Science Education Summer School*, pp. 68-80. Marly le Roi, 1998.
- Le Marechal J. F. (1999b). Modeling student's cognitive activity during the resolution of problems based on experimental facts in chemical education. In, J. Leach & A.C. Paulsen (éds.), *Practical Work in Science Education*, pp. 195-209.
- Martinand J. L. (1986). *Connaitre et transformer la matière*, Peter-Lang, Berne.
- Martinand J. L. (1995). Introduction à la modélisation. In *Didactique des disciplines techniques*, ENS Cachan, LIREST, pp. 126-138.
- Orange C. (2003). Investigation empirique, construction de problème et savoirs scientifiques. In C. Larcher et M. Goffard (Eds), *L'expérimental dans la classe*. INRP, Paris
- Savoy L.-G. & Steeples B. (1994). Concept hierachies in the balancing of chemical equations. *Science Education Notes*, 75, 97-103.
- Schmidt H.-J. (1990). Secondary school student's strategies in stoichiometry. *International Journal of Science Education*, 12, 457-471.
- Taber K. S. (2001). Building the structural concepts of chemistry : some considerations from educational research. *Chemical Education Research And Practice In Europe*, 2, 123-158.
- Tiberghien A. (1994). Modeling as a basis for analysing teaching-learning situations. *Learning and Instruction*, 4, 71-87.
- Tulberg A., Strömdahl H. & Lybeck L. (1994). Students' conceptions of 1 mole and educators' conceptions of how they teach 'the mole'. *International Journal of Science Education*, 16, 145-156.
- Yarroch W.L. (1985). Student understanding of chemical equation balancing. *Journal of Research in Science Teaching*, 22, 449-459.