

L'ÉQUATION-BILAN EN CHIMIE UN CONCEPT INTÉGRATEUR SOURCE DE DIFFICULTÉS PERSISTANTES

Roger Barlet
Dominique Plouin

L'équation-bilan, outil de base pour tout travail quantitatif en chimie, est considérée à tort comme une notion sans difficultés réelles pour les apprenants.

Les recherches entreprises par de nombreux auteurs, comme celles que nous avons menées à l'université Joseph Fourier, montrent pourtant que ce concept très intégrateur multiplie les difficultés. La remise en perspective dans l'histoire des sciences montre que ces difficultés ne sont pas inattendues.

Il nous apparaît qu'une partie des conceptions manifestées par les lycéens comme par les étudiants peuvent trouver leur source dans des problèmes de symbolique et de langage. Nous formulons donc un certain nombre de propositions didactiques visant surtout à une mise en ordre langagière.

La **réaction chimique** ne peut s'expliquer que si on a une parfaite connaissance de la structure moléculaire, et elle se définit alors comme le mode de transformation de la matière par lequel les liaisons entre les atomes des **réactifs** se réarrangent, se redistribuent, pour donner des liaisons nouvelles dans les **produits**. On passe ainsi d'espèces chimiques bien identifiées à d'autres espèces nouvelles, de nature et d'organisation différentes, souvent décrites pour la première fois s'il s'agit de composés nouveaux. La réaction chimique, ainsi définie, débouche sur de multiples interrogations dues à sa **complexité** et à sa **diversité**.

D'une part le champ de la réaction chimique est devenu quasi-illimité :

- les synthèses nouvelles et les composés nouveaux se multiplient toujours plus vite. On avance aujourd'hui le nombre de mille espèces chimiques créées chaque jour par les chimistes ;
- le concept de chimie moléculaire, de réactions entre des molécules, s'accompagne aujourd'hui du concept de **chimie supramoléculaire** où des molécules complexantes mettent en cage des atomes ou des ions en créant des interactions nouvelles de faible énergie ;
- la tétravalence du **carbone**, sa capacité à se lier à lui-même dit **pouvoir de caténation**, lui permet de créer des enchaînements infinis où un nombre important de valences sont établies avec l'hydrogène, élément de remplissage des composés organiques. Le carbone est capable de ne se lier qu'à lui-même soit par une auto-association

de la simple
réaction
chimique...

... aux fullerènes

exclusive et indéfinie (graphite, diamant), soit, comme on vient de le découvrir récemment, dans des composés bien définis, les **fullerènes**, assemblés à la façon des dômes de géode, de sphéroïdes du genre ballon de football. Le plus connu de ces composés, de formule moléculaire C_{60} a été découvert fin 1985 et fait, depuis, l'objet d'intenses recherches liées à ses étonnantes propriétés.

D'autre part la diversité de ces réactions implique de nouvelles exigences de structuration et de rationalisation du savoir chimique pour éviter l'écueil d'une chimie purement descriptive. Plus le champ des réactions s'accroît moins on échappe aux questions sur le pourquoi des réactions :

pourquoi une réaction chimique peut-elle avoir lieu ?

- quel est le moteur des réactions chimiques ? Le principe de la conservation de l'énergie ne permet pas de déterminer quelles sont les transformations possibles. Au premier principe de la thermodynamique il faut ajouter le second principe qui fait intervenir l'entropie. Les transformations spontanées qui conserveraient l'énergie mais feraient diminuer l'entropie sont exclues et il est nécessaire d'**associer la spontanéité de la réaction à la diminution d'une fonction potentiel** ;
- pourquoi deux réactions en sens inverse peuvent-elles simultanément se produire pour conduire à un état d'équilibre défini par la **stationnarité macroscopique** ?
- pourquoi d'autres **systèmes dissipatifs**, producteurs d'entropie, peuvent-ils évoluer loin de l'équilibre (structures dissipatives d'Ilya Prigogine) ?
- pourquoi une réaction thermodynamiquement possible peut-elle ne pas se produire et quelles sont les **exigences cinétiques** d'une réaction chimique ?
- pourquoi et comment les observations expérimentales cinétiques constituent-elles le moyen privilégié d'accès aux **mécanismes réactionnels** et comment concilier le devenir de la molécule individuelle et la sociologie moléculaire ?

On comprend que la réaction chimique constitue un monde tellement diversifié et tellement complexe qu'il ne peut être question de l'aborder dans son ensemble. Nous limiterons notre étude à un concept très fondamental, aujourd'hui considéré comme élémentaire : **l'équation-bilan**. Cependant, contrairement à ce qu'on a pu longtemps penser dans l'enseignement secondaire et universitaire, **les conditions d'utilisation de ce concept d'équation-bilan sont plus complexes qu'il n'y paraît**. Nous nous emploierons à montrer qu'il cumule un grand nombre de difficultés propres à la chimie et qu'il constitue un enjeu didactique trop sous-estimé.

1. L'ÉQUATION-BILAN, FONDEMENT ET SOURCE DES BILANS RÉACTIONNELS, UN CONCEPT INTÉGRATEUR

À partir du moment où sont clairement identifiées les formules moléculaires des réactifs et produits de réaction, la loi lavoisienne de conservation des masses permet d'établir la stoechiométrie de l'équation de réaction et le bilan quantitatif de la réaction.

L'équation-bilan donne d'abord accès à un **bilan en terme d'éléments** qui fonde l'accès à un **bilan en masse**, source de toutes les évaluations quantitatives, grâce au recours à la quantité de matière c'est-à-dire au nombre de **moles**.

Elle permet aussi l'accès à un **bilan en volume** particulièrement précieux avec les partenaires gazeux et fondée sur la **loi d'Avogadro-Ampère** : les gaz, quelle que soit leur nature, occupent un volume molaire identique s'ils sont proches des conditions caractérisant le gaz parfait.

1.1. L'équation-bilan, un concept

Ce n'est que par un processus de conceptualisation relativement complexe que l'équation-bilan permet de rendre compte de l'observation expérimentale macroscopique, à l'échelle d'une très grande quantité d'entités moléculaires. Mais si l'on veut dépasser le seul bilan matière et donner du sens à l'équation de réaction il convient de recourir au niveau atomique et moléculaire. On passe alors de l'observation, où la matière est continue, à la modélisation, où la matière est discontinue. Ce transfert de l'observable au modélisable, du continu au discontinu implique une réelle capacité d'abstraction et l'histoire des sciences nous montre à l'évidence qu'il est inexact de supposer que l'équation de réaction et son application au bilan en masse ou en volume coule de source.

passage de
l'observable à la
modélisation
pour donner un
sens à l'équation
de réaction

À partir de l'identification des réactifs et des produits, de la mesure expérimentale de leurs masses et (ou) de leurs volumes, on ne peut donner un sens précis et complexe à l'équation de réaction que par mobilisation d'une pensée structurée capable de rendre l'invisible à la fois intelligible et cohérent.

L'équation-bilan est bien un véritable concept qui nécessite une capacité d'abstraction élevée.

1.2. L'équation-bilan, un concept intégrateur

Les premières véritables équations de réaction remontent à **Lavoisier** ce qui est relativement récent dans la longue histoire de la chimie. Et depuis, en deux siècles, l'équation de réaction a beaucoup évolué pour mieux représenter et symboliser la réaction chimique. C'est que ce concept d'équa-

tion-bilan intègre aujourd'hui toutes les notions qualitatives et quantitatives qui permettent de dresser le bilan de la réaction et qui vont de la symbolique langagière, fondée sur les éléments, à la diversité de la réactivité macroscopique. Cette intégration complexe s'est faite lentement au cours des deux derniers siècles.

• **La symbolique**

évolution lente,
mais de plus en
plus précise, des
symboles

Pour représenter les réactions chimiques par une équation de réaction il convient de disposer de formules ou de symboles pour les éléments, les atomes, les molécules et les ions. En fait la distinction entre élément, corps simple et corps composé, corps pur et mélange ne s'est opérée que progressivement après l'hypothèse atomique. Même après cette hypothèse, que de chemin parcouru entre la représentation des éléments de **Dalton**, combinant cercles et points, et celle plus actuelle de **Berzelius** et surtout de **Mendeleev**.

• **L'identification des composés chimiques**

Le chimiste a toujours cherché à identifier un corps par sa composition chimique et la **loi des proportions définies de Proust**, formulée en 1802, affirme que les composés chimiques ont bel et bien une identité : *"Les rapports des masses suivant lesquels deux ou plusieurs éléments se combinent sont fixes et non susceptibles de variation continue"*.

des proportions
définies aux
proportions
multiples :
l'hypothèse
atomique

De plus, lorsque deux éléments s'unissent entre eux dans une combinaison moléculaire ils ne le font pas au hasard mais de façon quantifiée ainsi que l'affirme la **loi des proportions multiples de Dalton** : *"Lorsque deux éléments forment ensemble plusieurs composés, les masses de l'un d'eux, s'unissant à une même masse de l'autre, forment entre elles des rapports multiples simples et entiers."* Ces rapports simples et entiers sont évidemment cohérents avec **l'hypothèse atomique** du même Dalton énoncée à la même époque. Considérer que cette loi ne fait que traduire les valences multiples d'un certain nombre d'éléments, aptes à s'associer à un nombre variable mais entier d'atomes comme le fer dans FeCl_2 et FeCl_3 par exemple, nous paraît aujourd'hui aller de soi. Pourtant cela n'est évident qu'une fois admise l'hypothèse atomique et établies les bonnes formules des divers composés ce qui ne s'est pas fait sans débats entre les chimistes.

• **Le passage du microscopique au macroscopique : la mole**

Si l'hypothèse atomique et la constitution moléculaire des composés rendent intelligible la réactivité chimique il reste qu'il convient, selon l'expression de Jean Perrin, d'expliquer *"du visible compliqué par de l'invisible simple"*. Pour rendre compte des rapports pondéraux des éléments à l'intérieur des molécules, ou des proportions pondérales des réactifs qui réagissent entre eux, il faut disposer d'une part d'une

origine des masses atomiques et d'autre part d'un opérateur permettant de faire le transfert de l'individu chimique non observable à une collection d'individus chimiques observables à notre échelle expérimentale.

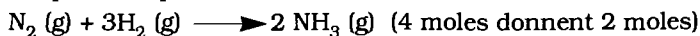
Ainsi a-t-on pris comme **origine** des masses atomiques le nucléide $^{12}_6\text{C}$, comme **unité de masse atomique** (u.m.a.) le $1/12$ de la masse de ce nucléide et comme **opérateur** de transfert macroscopique la constante d'Avogadro $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$. Cette constante permet de définir la mole correspondant à N_A entités $^{12}_6\text{C}$ et la masse molaire = masse de la mole = 12 g dans le cas du carbone $^{12}_6\text{C}$.

À partir de là on disposera d'une échelle des masses atomiques relatives exprimée en u.m.a., et d'une échelle des masses molaires, exprimée par les mêmes nombres significatifs en g. Les concepts de **masses molaires** M exprimées ainsi en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et de **moles** (N_A atomes, molécules ou ions) permettent alors de traiter sans limitation l'aspect quantitatif de l'équation de réaction.

Est-il besoin de rappeler que tout cela ne s'est construit que progressivement ? La référence des unités de masse atomique a évolué avec le temps et a précédé la détermination de la constante d'Avogadro : Dalton a choisi comme référence conventionnelle de poids atomique l'hydrogène, le poids atomique de chaque élément étant la quantité pondérale s'unissant avec un gramme d'hydrogène pour former la combinaison la plus stable. Puis la référence s'est déplacée vers 16 g d'oxygène et enfin aujourd'hui 12 g non pas de carbone naturel mais du nucléide $^{12}_6\text{C}$. À partir de la définition précise de cette dernière référence ce sont ensuite les mesures des physiciens qui ont permis d'affiner la valeur de la constante d'Avogadro.

• La loi d'Avogadro-Ampère

L'instrument essentiel permettant d'expliquer la conjonction des proportions pondérales et volumétriques est la loi d'Avogadro-Ampère affirmant l'existence d'un volume molaire indépendant de la nature des gaz. Cette loi, formulée indépendamment par **Amadeo Avogadro**, physicien de Turin, en 1811 et par **André Marie Ampère**, physicien de Lyon, en 1814, postule que *"dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de gaz contiennent le même nombre de molécules"*. Dans le cas de la formation de composés gazeux non binaires cette loi postule que la conservation des masses n'implique pas conservation des volumes car en effet le nombre de moles est alors modifié, par exemple :



De façon paradoxale, la loi d'Avogadro-Ampère qui affirme que, quelle que soit leur nature, les moles gazeuses occupent un même volume va à l'encontre de l'identité moléculaire des composés. Il est vrai que ceci n'est dû qu'à l'approximation du gaz parfait qui postule une absence

le passage du visible compliqué à l'invisible simple : la mole de molécules, le nombre d'Avogadro

la conservation des masses n'implique pas la conservation des volumes

d'interactions entre des entités gazeuses à volume propre négligeable. Mais on sait que cette approximation reste largement valable à température et surtout pression modérées.

• **La stœchiométrie des équations de réactions**

C'est **Richter**, un élève de Kant soucieux de mathématiser la chimie, qui introduit le premier le terme de stœchiométrie dans des tables, publiées en 1792 et 1802, visant à préciser les rapports numériques entre acides et bases. Ces rapports stœchiométriques sont élargis à l'ensemble des réactions par **Proust** avec sa loi des proportions définies. Aujourd'hui les coefficients stœchiométriques régissent le nombre de molécules de réactifs qui conduisent à un nombre déterminé de molécules de produits, grâce à la conservation des espèces atomiques. Ainsi, l'identité des composés, jointe à la conservation des atomes et des masses, conduit à la stœchiométrie précise des équations de réaction et à la possibilité de dresser des bilans massiques ou volumiques.

conservation des
éléments : la
stœchiométrie

1.3. Une lente émergence historique

C'est seulement au 19^e siècle que la chimie a accédé à un véritable statut scientifique, à une rationalisation favorisée par l'émergence d'une "science des professeurs" néanmoins émaillée de nombreuses controverses (1).

De l'hypothèse atomique de Dalton en 1804 à la détermination du nombre d'Avogadro N_A par **Rutherford** en 1903, une succession d'avancées théoriques puis de remises en cause ont jalonné la lente émergence du substrat théorique nécessaire à la pleine signification de l'équation-bilan. On peut comprendre que lycéens et étudiants repassent aujourd'hui par les mêmes incertitudes scientifiques.

• **L'identité du composé chimique et la controverse Proust-Berthollet**

Les premières tentatives modernes pour décrire l'ensemble des réactions et établir des tables d'affinités, c'est-à-dire décrire les forces responsables des combinaisons chimiques, donnaient la priorité aux relations, aux réactions entre les corps (2). Cette priorité éclipsait totalement la notion d'espèce chimique à propriétés spécifiques.

Bergman dans son entreprise de mise en tables de toutes les réactions chimiques entre 1775 et 1783 et plus encore **Berthollet**, au début du 19^e siècle, ne reconnaissaient pas d'identité au composé chimique. Pour ce dernier, le résultat

(1) I. STENGERS et B. BENSUAUDE-VINCENT ; *Histoire de la Chimie*, La découverte, Paris 1993.

(2) M. GOUPIL ; *Du flou au clair ? Histoire de l'affinité chimique*, Editions du Comité des Travaux Historiques et Scientifiques, Paris, 1991.

normal d'une réaction est un équilibre mais tout corps est un mélange dont la composition dépend des conditions de réaction.

reconnaissance
difficile de
l'espèce
chimique

L'intangibilité de l'espèce chimique, préalable de l'équation de réaction, ne pouvait surgir de la seule expérimentation et elle représentait, au début du 19^e siècle, une véritable rupture épistémologique. Il est vrai que c'est seulement vingt ans plus tôt que Lavoisier avait définitivement ruiné la théorie du "phlogistique" entraînant un autre véritable changement de paradigme au sens de T. S. Kuhn (3).

• **Théorie atomique et théorie des équivalents**

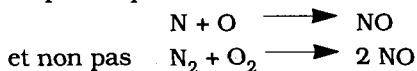
Les conditions paraissaient cependant réunies au début du 19^e siècle (identité des espèces chimiques, conservation des masses) pour franchir un palier épistémologique, celui de pouvoir suivre l'évolution de la réaction chimique en termes quantitatifs. Il faudra pourtant attendre encore près d'un siècle et une longue controverse entre les "atomistes" et les "équivalentistes" pour rendre pleinement intelligible le traitement quantitatif de la réaction chimique.

a) La montée des "atomistes"

L'hypothèse atomique de Dalton vint rapidement compléter la loi de Proust et répondre à une situation de diversification croissante des substances. Dans cette hypothèse les combinaisons chimiques se font par unités discrètes, atome par atome, et les atomes de chaque élément sont identiques et ne subissent aucune modification lorsqu'ils entrent en combinaison. Cette identité atomique permet ainsi à Dalton de formuler la loi des proportions multiples mais il reste à faire clairement la distinction entre atome et molécule. En effet pour Dalton l'unité minimale de combinaison que constituait l'atome restait aussi bien l'atome "indivisible" moderne que l'atome "composé" tel le dioxyde de carbone et le dioxygène. S'y surajoutait la confusion entre atome et molécule diatomique mise en évidence par les réactions en phase gazeuse.

Pour **Gay-Lussac** "les volumes de gaz qui se combinent sont dans des rapports simples". Dalton conteste cette loi qui impliquerait que dans un volume donné le nombre d'atomes soit constant. Dans la réaction entre l'oxygène et l'azote pour donner le monoxyde d'azote la bonne réaction chimique est pour lui :

naissance de
l'hypothèse
atomique



b) Une approche structurale

Cette difficulté, sur les réactions en phase gazeuse, ne sera levée que par la **distinction entre atome et molécule d'un corps simple** (ne possédant qu'un seul type d'atome) appor-

(3) T.S. KUHN ; *La structure des révolutions scientifiques*, nouvelle édition, Flammarion, Paris, 1983.

tée par Amedeo Avogadro : les plus petites particules d'un gaz ne seraient pas des atomes mais des molécules et des volumes égaux de gaz différents, dans des conditions identiques, comportent un même nombre de molécules. La distinction entre atome et molécule sera clairement établie et reconnue au congrès de Karlsruhe, premier congrès de chimistes, en 1860.

Nous avons d'ailleurs pu observer lors d'un module de remise à niveau "équation-bilan" à la pré-rentree du DEUG B1 combien cette difficulté est restée prégnante dans l'esprit des élèves et des étudiants. C'est d'ailleurs seulement en 1975 (4) qu'ont été clairement prescrites, pour les molécules gazeuses diatomiques, des dénominations évoquant leur structure moléculaire (dichlore, dioxygène, diazote ... au lieu du terme commun ambigu de chlore, oxygène, azote dont on ne sait jamais s'il s'agit de l'élément ou du corps simple).

Malgré ses insuffisances, la théorie atomique permettait de rendre compte des rapports pondéraux de combinaison et Dalton put rapporter tous les poids atomiques des éléments à une unité conventionnelle le gramme d'hydrogène : *"le poids atomique est la masse qui s'unit avec un gramme d'hydrogène pour former la combinaison la plus stable."*

différenciation
atome-molécule

c) La résistance des équivalentistes

Les tenants de la méthode ou de la théorie des équivalents prennent un **parti-pris expérimental**. L'écriture équivalentiste n'a pas l'ambition de se référer à une structure mais entend simplement interpréter les résultats bruts : des symboles, les mêmes que ceux utilisés pour les atomes, représentaient des **poids équivalents**. Ces poids, définis à un facteur près, étaient dits nombres proportionnels mais aucune hypothèse n'était faite sur la structure du composé analysé. Ainsi dans le cas de l'eau oxygénée l'analyse montre que 16 g d'oxygène sont associés à 1 g d'hydrogène. Avec des équivalents déterminés à partir de l'eau de formule HO (H = 1 ; O = 8) il faudra compter deux équivalents d'oxygène pour un équivalent d'hydrogène et on obtiendra la formule HO₂. Si au contraire on prend l'eau oxygénée comme référence les équivalents deviendront H = 1 et O = 16, la formule de l'eau oxygénée sera HO et celle de l'eau H₂O.

La controverse entre les "atomistes", souhaitant interpréter et connaître la structure intime, et les "équivalentistes", uniquement préoccupés des rapports pondéraux expérimentaux, sera vive durant toute la première partie du 19^e siècle. Elle se prolongera, en France, bien après le congrès de Karlsruhe derrière les chefs de file respectifs que seront **Wurtz** et **Berthelot**. Ce n'est qu'à la mort de ce dernier en 1906 que la théorie atomique s'imposera définitivement (5).

querelles
atomistes/
équivalentistes

(4) *Bulletin de la Société chimique de France*, numéro spécial, fév. 1975.

(5) J. JACQUES ; *Berthelot ou l'autopsie d'un mythe*, Belin, Paris, 1987.

Il y a derrière ce débat tout le problème de la relation entre expérimentation et modélisation ou encore entre inductivisme et constructivisme. Notons à ce sujet que le modèle positiviste, qui nie toute théorie préalable et qui s'appuie sur la seule observation expérimentale, est, en effet, encore pesant dans l'esprit des étudiants et probablement des enseignants de tous cycles universitaires (6).

• **Un outil qui a moins d'un siècle**

L'équation-bilan et la stœchiométrie des réactions ne se sont imposées de façon incontestable pour tout chimiste qu'à partir de 1907, époque à laquelle l'Académie des Sciences a levé les dernières hésitations et légitimé définitivement la théorie atomique. Cet outil, pour le traitement quantitatif des réactions, n'a cependant pris sa forme définitive qu'en 1960, date à laquelle l'origine des masses atomiques molaires a été assignée à une mole de nucléide $^{12}_6\text{C}$ (12g) en remplacement de l'oxygène naturel (16 g) qui avait été choisi par un vote des chimistes en 1905.

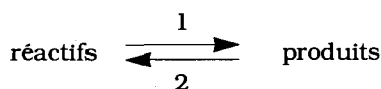
reconnaissance
de la théorie
atomique

**1.4. L'équation-bilan, un concept non limité
aux réactions totales**

Tout enseignement utilisant l'outil équation-bilan implique l'étude des réactions totales. Dans ces réactions totales on utilise habituellement des coefficients stœchiométriques simples (entiers ou fractionnaires). Cette utilisation de coefficients stœchiométriques simples ne traduit pas le fractionnement quelconque des quantités de matière expérimentales. Il est par ailleurs nécessaire de préciser que l'équation-bilan doit également pouvoir répondre à trois autres situations explicitées ci-après.

• **Les équilibres chimiques**

Toutes les réactions chimiques peuvent être considérées comme des équilibres chimiques dont les constantes sont très variables et souvent très grandes ce qui permet de les considérer comme des réactions totales. À partir de réactifs, mis à réagir ensemble, il est convenu de définir une réaction directe dans le sens 1 et une réaction inverse dans le sens 2 :



stationnarité
macroscopique
mais dynamique
moléculaire

Ces réactions évoluent jusqu'à un état d'équilibre où la **stationnarité macroscopique occulte** souvent, dans l'esprit des élèves et des étudiants, **la cinétique moléculaire** des

(6) R. BARLET et D. PLOUIN ; "Rapport *Théorie-expérimentation, la prégnance du modèle inductiviste chez les futurs professeurs de sciences physiques*", Actes X^{es} JIREC de la Société Française de Chimie, St Hugues de Biviers, 12-14 mai 1993.

réactions 1 et 2 qui se poursuivent à des vitesses devenues égales. L'équation-bilan joue alors une sorte de rôle d'écran, par rapport à l'aspect dynamique, microscopique des espèces chimiques de la réaction.

• **L'avancement de la réaction**

Ce concept d'avancement de la réaction est très utile pour pouvoir, en toute circonstances, hors d'équilibre ou à l'état d'équilibre, évaluer comment avance ou jusqu'où a avancé la réaction chimique globale. L'Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée (I.U.P.A.C en dénomination anglo-saxonne) prescrit d'adopter cette grandeur pour définir la vitesse de réaction et les grandeurs thermodynamiques de réaction.

Pour toute réaction chimique où une espèce i est produite ou consommée selon l'équation de réaction :



On pourra définir l'avancement par le symbole ξ (prononcer ksi) défini comme suit :

$$\xi = \frac{\Delta n_i}{\nu_i} = \frac{n_i - n_{i(0)}}{\nu_i} \quad \text{avec la relation } n_{i(0)} + \nu_i \xi$$

n_i = quantité de matière de l'espèce i à un moment quelconque

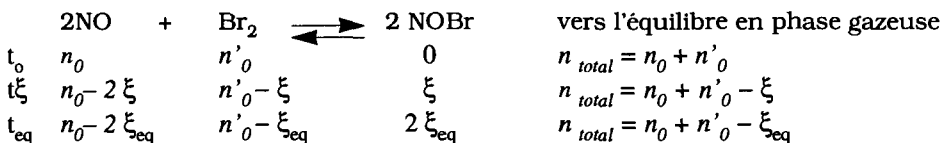
$n_{i(0)}$ = quantité de matière de l'espèce i au temps $t = 0$.

ν_i = coefficient stoechiométrique de l'espèce i dans l'équation de réaction.

l'avancement de la réaction, grandeur rigoureuse pour la cinétique et la thermodynamique

À noter que la réaction globale avance dans le sens direct l c'est-à-dire que ν_i est affecté du signe - pour les réactifs A et B qui se consomment et du signe + pour les produits C et D qui se forment : l'avancement ξ est une grandeur extensive qui s'exprime en moles et qui est positive.

Par exemple, pour la réaction simple ci-dessous, on pourra écrire le tableau d'avancement suivant :



L'avancement définit ainsi l'évolution de la réaction chimique à partir de la quantité de matière mise à réagir au temps $t = 0$. C'est un outil précieux pour traiter quantitativement le bilan réactionnel à tout instant. C'est un outil rigoureux pour les définitions en cinétique ou en thermodynamique (7).

(7) F. ROUQUEROL et G. SCACCHI ; "Présentation unifiée de la vitesse de réaction indépendamment du type de réacteur utilisé (fermé, ouvert)", B.U.P, 752, 383-40, 1993.

• **Les réactions non stœchiométriques**

Lorsque les réactifs A et B ne sont pas dans les proportions stœchiométriques v_a et v_b , **l'un des réactifs est en défaut et contrôle la réaction**. Le réactif déficitaire ou limitant est alors celui qui a le rapport n_0/v le plus petit. Si par exemple dans la synthèse de l'eau, présentée plus haut, on mélange $n_a = 0,23$ mol de H_2 et $n_b = 0,4$ mol de O_2 le réactif limitant sera H_2 car $0,23/1 < 0,4/(1/2)$. La réaction est totale et en fin de réaction on pourra écrire :

$$n_a - \xi = 0 \quad \text{d'où} \quad \xi = n_a = 0,23 \text{ mol} = n_{H_2O}$$

quantité de H_2O formée = 0,23 mol

quantité de O_2 restante = $0,4 - 0,23/2 = 0,285$ mol

2. DE FORTES CONCEPTIONS ET UN ENJEU DIDACTIQUE : L'ÉTAT DES PROGRAMMES ET LES DONNÉES DE LA LITTÉRATURE

Comme on vient de le voir l'équation-bilan, concept de base pour symboliser la réaction chimique, est aussi un concept intégrateur qui, pour permettre l'accès au bilan quantitatif, nécessite l'appropriation préalable de concepts multiples (atome, molécule, mole, quantité de matière et calculs afférents, réaction univoque ou réversible...).

construction du concept d'équation-bilan dans l'enseignement secondaire français

Ce caractère un peu paradoxal qui en fait un concept obligatoire mais complexe explique sans doute que collégiens, lycéens mais également étudiants soient porteurs de conceptions persistantes sur l'équation-bilan.

Avant d'identifier ces conceptions, que l'on retrouve de façon durable et à tous niveaux chez de nombreux apprenants, il paraît utile d'analyser comment par intégrations successives se construit le concept d'équation-bilan au cours des études secondaires.

2.1. Construction du concept d'équation-bilan dans les programmes de l'enseignement secondaire

Dans cette étude, certains paragraphes en italiques sont des remarques personnelles des auteurs soulignant l'enjeu didactique et la nature des difficultés pouvant être à l'origine des conceptions analysées ultérieurement.

Remarquons que, malgré la disparition des sciences physiques en sixième en 1991 et en cinquième en 1992, les anciens programmes de 1987 et 1988 courant sur tout le secondaire se sont imposés à tous nos actuels étudiants scientifiques. Les lycéens entrés en terminale en septembre 1993 étaient en sixième en 1987 et ont été assujettis également à l'ensemble de ces programmes. Il en va d'ailleurs de même pour tous les actuels lycéens. Seuls les élèves entrés en septembre 1993 en quatrième ont été les "victimes" de la

suppression des sciences physiques en sixième et cinquième.

• **Classe de quatrième**
(B.O.E.N. n°31, 30 juillet 1992)

Dans cette classe, le fait de s'appuyer sur certaines propriétés des boissons, des produits chimiques naturels et de synthèse, redonne à la chimie son caractère de science expérimentale.

On retrouve les premières approches modélisées de l'atome et de la molécule. En ce qui concerne l'atome, quelques noms et symboles d'atomes sont donnés :

- les notions sur la structure (noyau et électron) des atomes sont reportées en troisième ;
- l'introduction de la conservation des atomes est faite, mais non celle de la masse (reportée en troisième).

Pour les molécules, la caractérisation de leur forme, de leur dimension et de leur masse est introduite.

On peut alors se demander si l'utilisation de ces modèles n'est pas trop précoce ? L'observation des structures de CO_2 , H_2O et CH_4 ne va-t-elle pas amener le collégien à se poser des questions sur les angles de liaison de façon prématurée puisqu'aucune interprétation raisonnée ne pourra encore lui être fournie ?

Les principaux objectifs de l'enseignement sur l'équation chimique sont :

- de savoir caractériser les réactifs et les produits ;
- d'associer la réaction à son équation ;
- de connaître et savoir "équilibrer" les équations-bilans des réactions étudiées.

Il est intéressant de noter trois notions particulières qui ne semblaient pas apparaître dans les anciens programmes :

- la différence mélange homogène-mélange hétérogène ; un mélange homogène à l'œil nu peut se révéler hétérogène au microscope ; cette constatation expérimentale est une bonne approche de la distinction entre les niveaux microscopique (le modèle) et macroscopique (l'observable) ;
- les concentrations en masse (en grammes par litre) ;
- les cartes d'identités des produits étudiés.

On peut trouver là une pratique pédagogique permettant d'entraîner les élèves d'une part à établir et utiliser des schémas et d'autre part à bien identifier les composés chimiques ce qui n'est pas un objectif mineur si on se réfère aux difficultés que nous révèle l'histoire à ce sujet.

• **Classe de troisième**
(B.O.E.N. n°41, 2 décembre 1993)

Par rapport aux anciens programmes, le modèle de l'atome est décrit avec toutefois les mêmes restrictions : pas de précisions sur la structure du noyau ni sur l'organisation des électrons.

Les équations-bilan des réactions d'oxydation seront écrites :

- en terme de conservation des atomes ;
- en prenant en compte la mise en solution de certaines substances ; seules les espèces réagissantes apparaîtront.

Les cations (ou anions) résultent d'un défaut (ou excès) d'électrons par rapport aux atomes neutres : cette précision évite l'ambiguïté de la phrase "l'existence des anions sera présente comme étant la conséquence de la neutralité électrique des solutions aqueuses et de l'existence des cations".

- **Classe de seconde générale**
(B.O.E.N. hors série, 24 septembre 1992)

Un travail important sur l'équation-bilan est réalisé au sujet de l'industrie des engrais dans la partie : *"La chimie dans les champs et les jardins"*. Ce thème implique de présenter aux élèves les principales étapes de la synthèse industrielle des engrais et les réactions afférentes. Ce travail a pour objectif de préparer à une interprétation des équations-bilans en terme de quantités de matière, exprimées en moles.

La seconde partie, *"Les éléments chimiques du globe et de l'univers"*, consiste en une étude de l'élément chimique et comporte, parmi ses objectifs, la différenciation entre les niveaux microscopiques et macroscopiques, puis évidemment l'introduction de la constante d'Avogadro.

Les compétences exigibles semblent plus précises que dans les anciens programmes et sont davantage ciblées sur l'équation-bilan. Ces compétences sont clairement explicitées :

- faire des bilans en raisonnant en quantités de matière (en moles) ;
- utiliser la mole comme unité de quantité de matière et connaître son symbole (mol) ;
- relier les quantités de matière aux masses et, dans le cas des gaz, aux volumes ;
- "équilibrer" l'équation-bilan d'une réaction chimique en liaison avec la notion de mole.

On retrouve ici les grandes lignes de l'ancien programme, mais avec sûrement un plus grand attrait et une plus grande clarté pour les élèves.

- **Classe de première S**
(B.O.E.N. hors série, 24 septembre 1992)

L'équation-bilan est considérée comme acquise pour les réactions totales. On retrouve :

- la demi-équation-bilan d'un couple M^{n+}/M ;
- l'équation-bilan de la réaction d'un acide sur un métal ;
- l'équation de la réaction de combustion complète d'un composé organique.

2.2. Les erreurs persistantes à l'entrée à l'université

L'équation-bilan, ainsi que tous les concepts qui s'y rattachent sont étudiés dans l'enseignement secondaire, et plus particulièrement en classe de seconde au cours de laquelle une synthèse est faite. Ces concepts font donc légitimement partie des prérequis pour la première année d'études scientifiques universitaires ; pourtant de nombreux exemples montrent qu'il n'y a pas véritablement appropriation des concepts par de nombreux bacheliers... et même que certaines conceptions perdurent à l'université, comme le montre la littérature assez riche sur ce sujet.

Ainsi les recherches sur l'appropriation des divers concepts font ressortir la grande difficulté que rencontrent les élèves et les étudiants pour comprendre le passage de la molécule à la mole de molécules, de l'atome à la mole d'atomes et de l'ion à la mole d'ions.

Par contre, les recherches sur l'équation-bilan, et plus particulièrement lors de la transition enseignement secondaire-université, sont moins développées et généralement couplées avec les concepts de moles, molécules et atomes. L'équation-bilan fait intervenir surtout la stœchiométrie, le bilan d'une réaction et éventuellement la réversibilité.

Il ne s'agit pas ici de donner une liste détaillée de toutes les recherches sur ce sujet, mais plutôt d'avoir un aperçu des difficultés rencontrées par les étudiants à leur entrée à l'université.

les conceptions persistantes à l'université : mauvaise appropriation des concepts liés à l'équation-bilan

• *Que savent nos bacheliers en chimie ?*

H. Demonge et coll.(8) ont mis en évidence un certain nombre de lacunes particulièrement en ce qui concerne la stœchiométrie, les bilans de réaction et l'oxydo-réduction. Leur conclusion concerne l'attitude des enseignants : *"les enseignants du premier cycle de l'enseignement supérieur se rendent-ils compte que leurs élèves sont loin de posséder les notions de base que l'on considère normalement comme acquises"*; *"les enseignants du secondaire peuvent y trouver une sorte de bilan des connaissances de leurs élèves, bilan établi en dehors du cadre conventionnel du baccalauréat."*

• *Maîtrise de la notion de mole*

Une étude sur la maîtrise de la notion de mole entre 16 et 20 ans (de la seconde au DEUG) réalisée par M. Chastrette et D. Cros (9) montre que le pourcentage de bonnes

(8) H. DEMONGE, G. GERMAIN et N. NOTIN ; "Que savent nos bacheliers en chimie ?" *B.U.P.*, 542, 599-604, 1972.

(9) M. CHASTRETTE et D. CROS ; "Enquête sur la maîtrise de la notion de mole et son évolution entre 16 et 20 ans", *L'actualité chimique*, 69-76, 1985.

réponses varie parfois assez fortement de la classe de terminale (C, D ou F) au DEUG (A 1ère année, B 1ère année et B 2ème année). Les principales erreurs relevées correspondent :

- à une prise en compte incorrecte de la stœchiométrie ;
- à la confusion entre molécule et atome (cas du dioxygène et de l'oxygène) ;
- à la confusion entre atome et mole.

• **Maîtrise de divers concepts liés à l'équation-bilan**

Une étude plus récente de M. Chastrette et coll. (10), par l'intermédiaire de tests divers, met en évidence de nombreuses lacunes concernant :

- a) **les bilans quantitatifs de réaction chimique** et la mauvaise maîtrise du bilan réactionnel ;
- b) **le concept d'atome** avec interprétations erronées par mauvaise perception des modèles ;
- c) **la notion d'équilibre chimique** et la non maîtrise de l'égalité des vitesses à l'équilibre qui ne sont pas mises en relation avec le symbole \rightleftharpoons .

• **Tests de pré-rentree à l'université**

À l'université Joseph Fourier (Grenoble I) des tests, entre 1984 et 1989, ont été proposés aux futurs étudiants, en juillet juste après les résultats du baccalauréat.

Une étude approfondie des résultats des candidats à l'inscription au DEUG A en 1988 a été réalisée par E. Hartvick (11) dans le cadre d'un stage dans notre laboratoire en fin de maîtrise de sciences physiques. Cette analyse, concerne 744 bacheliers C et 183 bacheliers D. Parmi les 18 questions du test, 4 concernaient l'équation-bilan. Une étude statistique a montré qu'une seule, parmi ces dernières, n'était pas discriminante. Ainsi une question (détermination du rapport de la pression finale/pression initiale avec modification du nombre de moles gazeuses) de degré taxonomique intermédiaire crée des difficultés pour tous les étudiants.

(10) M. CHASTRETTE, M.A. SAUCET et D. CROS ; Rapport A.T.P. : *Les transitions dans le système éducatif, recherches pour l'amélioration des méthodes d'enseignement et d'apprentissage*, 1987.
D. CROS, M. CHASTRETTE et M. FAYOL ; "Conception of secondary year university students of some fundamental notions in chemistry", *International Journal of Science Education*, 10 (3), 331-336, 1988.

(11) E. HARTVICK ; *Analyse des tests d'accueils du DEUG A*, Rapport de fin de stage de Maîtrise de Sciences Physiques, Université de Grenoble, 1991.

2.3. Les grands types de difficultés

Les premiers contacts avec la chimie étudiés par M. Méheut (12) sont très révélateurs de ce que pensent les élèves et du décalage entre leur savoir commun et le savoir enseigné. La prise en compte de leurs conceptions nécessite une approche très spécifique de la réaction chimique concernant la construction-appropriation de concepts fondamentaux tels que corps purs, éléments, réaction chimique. Les liens étroits entre ces concepts ont donné lieu à une analyse épistémologique par J.L. Martinand et R. Viovy (13, 14).

Les propriétés relatives aux particules, les moins bien assimilées, sont celles qui sont le plus éloignées des propriétés perceptives de la matière (15) et ceci peut-être rapproché d'une remarque de J.D. Herron (16) : *"Partons de l'idée selon laquelle il est évident qu'un nombre substantiel d'étudiants lors de leur entrée au collège, environ 50 % parmi les diplômés, est incapable de fonctionner au niveau intellectuel décrit par Piaget comme formel opérationnel. Mais le contenu de la chimie et la démarche faite normalement pour l'enseigner nécessitent que l'étudiant opère à ce niveau formel opérationnel, s'il veut comprendre les concepts présentés."*

• L'élément chimique

Les programmes de la classe de cinquième en 1978 comportaient l'introduction de la notion d'élément chimique, donnée essentielle dans la progression entre la sixième et la troisième, permettant d'aboutir, par approche concrète de la réaction chimique, à la structure atomique de la matière. Trois questions essentielles se posent sur le concept d'élément chimique. Ainsi R. Viovy (17), estimant qu'il faut donner une définition simple de l'élément chimique, pose les deux premières.

Pourquoi l'introduction de cette notion ?

Ce fut la préoccupation essentielle dans l'histoire de la chimie, mais l'introduction d'un modèle atomique a montré la difficulté de sa manifestation fonctionnelle : d'une part,

-
- (12) M. MÉHEUT ; "Des représentations des élèves au concept de réaction chimique : premières étapes", *B.U.P.*, 716, 997-1011, 1989.
 - (13) J.L. MARTINAND et R. VIOVY ; "La notion d'élément chimique en classe de cinquième : difficultés, ressources et propositions", *B.U.P.*, 613, 878-884, 1979.
 - (14) R. VIOVY ; "La notion d'élément chimique", *B.U.P.*, 663, 901-910, 1984.
 - (15) A.C. MITCHELL et S. NOVICK ; "Learning difficulties associated with the particulate theory of matter in the scottish Integrated Science Course", *European Journal of Science Education*, 4, 429-440, 1982.
 - (16) J.D. HERRON ; "Piaget pour les chimistes : où on explique que les "bons" étudiants ne peuvent pas comprendre", Traduction du *Journal of Chemical Education*, (52), 3, 146-150, 1975.
 - (17) *Ibidem* note (14)

l'écriture symbolique et sa syntaxe doivent être correctement manipulées et imposent la compréhension de nombreux concepts chimiques ; d'autre part l'utilisation du concept d'élément doit bien aider à la compréhension de la réaction chimique et aux lois de conservation de l'équation-bilan.

Comment construire le concept ?

Il y a surtout deux méthodes d'utilisation du travail expérimental : la première est favorable au travail autonome de l'élève et l'amène à construire un système explicatif ; la seconde est une démarche d'exposition de la notion et de son explication.

La troisième question : *Pourquoi ce concept est-il si difficile à construire ?* est posée par J.L. Martinand et R. Viovy (18) qui y répondent ainsi : *"Si le concept d'élément chimique pose un problème spécifique, c'est qu'il s'agit, non d'un concept empirique, mais d'un concept inclus dans un système théorique, et manié dans des raisonnements beaucoup plus formels, de type hypothético-déductifs."*

Des études plus récentes proposent d'imaginer et d'élaborer de manière très détaillée les contenus et les méthodes d'enseignement, les activités de classe, les capacités que les élèves doivent atteindre. Ainsi, à partir des activités d'éveil scientifique et de l'initiation aux sciences physiques sur la notion d'élément chimique, il est dégagé quelques propositions pour améliorer la manière dont on peut définir les objectifs de cet enseignement (19).

Il faut noter aussi que les modèles particuliers, qui nécessitent une parfaite maîtrise du concept d'élément chimique, ont fait l'objet de recherches spécifiques quant aux stratégies pédagogiques pour les enseigner aux jeunes élèves. Il est proposé une démarche de modélisation à partir de représentations iconiques statiques ou d'images animées (20).

• **Le vocabulaire chimique et son symbolisme**

Les lycéens, comme les étudiants, éprouvent de nombreuses difficultés pour assimiler le concept de quantité de matière qui en fait repose sur la maîtrise du vocabulaire chimique et de son symbolisme, utilisés dans les expressions de nombreux concepts fondamentaux comme le font à juste titre remarquer M. Bernard (21) et P. Gourmelon (22).

(18) *Ibidem* note (13)

(19) A. CHOMAT, C. LARCHER et M. MÉHEUT ; "Modèle particulière et démarche de modélisation". *Enseignement et apprentissage de la modélisation en sciences*, INRP, 119, 1992.

(20) J.L. MARTINAND ; *Connaître et transformer la matière*, Peter Lang, Berne, 1986.

(21) M. BERNARD ; "Quantité de matière et notions connexes", *B.U.P.*, 600, 497-505, 1978.

(22) P. GOURMELON ; "À propos du concept de quantité de matière", *B.U.P.*, 606, 1359-1366, 1978.

le concept d'élément chimique est inclus dans un système théorique trop éloigné des propriétés perceptives

nécessité d'un formalisme précis et d'un langage approprié

W. Dierks (23), dans un article fort documenté, a recherché les difficultés qui apparaissent au cours de l'introduction de la grandeur "quantité de matière" et de l'application de l'unité "mol".

Sur toutes ces notions nécessaires pour traiter l'équation-bilan, il existe un formalisme précis et un langage approprié qui émanent des recommandations de l'IUPAC (24).

• La notion de mole

L'un des nombreux obstacles que rencontrent les apprenants est le passage du niveau microscopique que décrit le modèle au niveau macroscopique observable.

Dans l'enseignement secondaire français, ce passage s'effectue en seconde. Mais, où se situe la séparation entre ces deux niveaux de description ? Répondre à une telle question paraît difficile et pourtant les apprenants ont besoin de notions parfaitement claires. R. Audiffren (25) constate dans un article "l'énormité" et la non pertinence de la définition de la molécule : "la molécule est la plus petite partie d'un corps pur qui conserve les propriétés de ce corps". Il fait remarquer, à juste titre, que la plupart des propriétés d'un corps n'ont de signification qu'à une échelle suffisamment macroscopique c'est-à-dire pour des "grains de matières" contenant au moins 10^{14} molécules et précise que l'entité moléculaire ne peut plus conserver de telles propriétés.

La constante d'Avogadro est, de par son ordre de grandeur même (10^{23}) un obstacle.

Passer de l'inobservable à l'observable demande aux élèves d'accéder à un stade formel (le modèle, dont ils ont longuement entendu parler, est une représentation abstraite) pour aboutir à un niveau opératoire concret. Il n'est donc pas étonnant qu'ils rencontrent de nombreuses difficultés dans l'appréhension de ces concepts, comme le font remarquer A. Cervellati et coll. (26).

• La stœchiométrie

Les calculs de quantités de matière intervenant dans l'équation-bilan sont relativement faciles si elles sont dans des rapports simples avec les coefficients stœchiométriques de la réaction ; les difficultés apparaissent quand les quantités de matières sont quelconques (un réactif en excès).

le passage de la molécule à la mole nécessite un haut degré d'abstraction

(23) W. DIERKS ; "Teaching the mole", *European Journal of Science Education*, 3, 145-158, 1981.

(24) I.U.P.A.C., I.M. MILLS ; *Quantities, units and symbols in physical chemistry*, Oxford, Blackwell, 1993.

(25) R. AUDIFREN ; "À propos de l'introduction de la notion de molécule en classe de seconde". *B.U.P.*, 606, 1367-1368, 1978.

(26) A. CERVELLATI, A. MONTUSCHI, D. PERUGINI, N. GRIMELINI-TOMASINI et B. PECORI BALANDI ; "Investigation of secondary School Students' Understanding of the mole concept in Italy", *Journal of Chemical Education*, 59 (10), 852-856, 1982.

les calculs de quantités de matière rendus difficiles à cause d'une mauvaise maîtrise des proportions

De même, le calcul de la quantité de matière, connaissant la masse d'un échantillon de produit et sa masse molaire, par la relation $n = \frac{m}{M}$ occasionne chez les élèves de nombreuses erreurs.

Une analyse récente réalisée par M.J. Schmidt (27) montre bien à partir d'un test à choix multiple à quel point les élèves maîtrisent mal cette relation.

• Les équilibres chimiques

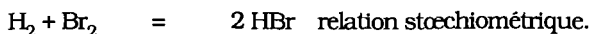
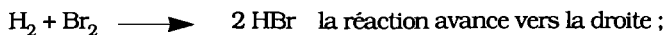
Les réactions en équilibre (ou renversables) ont été très étudiées, surtout en Angleterre où cet enseignement se fait plus tôt qu'en France. Toutes les recherches effectuées sur ce cas particulier de l'équation-bilan concernent essentiellement les conceptions sur deux points : les réactions en équilibre et les déplacements de ces équilibres.

A. Johnstone et coll. (28) furent parmi les premiers à constater que l'équation chimique et la stœchiométrie semblent jouer un rôle important dans l'émergence des conceptions relatives aux équilibres. Ces conceptions seront reprises dans la partie 3.

M. Hackling et coll. (29) ont également montré qu'une conception très répandue consistait en une relation simple entre les concentrations (ou les quantités) des réactifs et des produits à l'équilibre. Cette relation est soit l'égalité, soit la correspondance, par nombres entiers, entre les coefficients stœchiométriques. Pour un équilibre $A + B \rightleftharpoons C + D$ atteint à partir de conditions initiales précises (2,2,0,0) les étudiants imaginent l'état final selon deux représentations dans lesquelles la relation est soit l'égalité (2,2,2,2) soit la correspondance par nombres entiers des coefficients stœchiométriques (1,1,1,1). De même, R. Maskill et coll. (30) ou A.C. Banerjee (31) ont étudié les conceptions sur les vitesses, les conditions d'établissement et de déplacement de ces équilibres.

-
- (27) M.J. SCHMIDT ; Secondary school students' strategies in stoichiometry, *International Journal of Science Education*, 12 (4), 457-471, 1990.
- (28) A. JOHNSTONE, J. MAC DONALD et G. WEBB ; "Chemical equilibrium its difficulties", *Education in chemistry*, 14, 169-171, 1977.
- (29) M. HACKLING et P.J. GARNETT ; "Misconceptions of chemical equilibrium", *European Journal of Science Education*, 7, 205 -214, 1985.
- (30) R. MASKILL et A.F.C. CACHAPUZ ; "Learning about the chemistry topic of equilibrium : the use of word association tests to detect developing conceptualizations", *International Journal of Science Education*, 11 (1), 57-69, 1989.
- (31) A.C. BANERJEE ; "Misconceptions of students and teachers in chemical equilibrium", *International Journal of Science Education*, 13 (4), 487-494, 1991.

Dans l'écriture de l'équation de réaction l'IUPAC propose un formalisme très précis :



les équilibres
chimiques sont la
source de très
nombreuses
conceptions

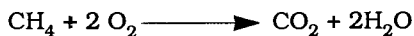
La distinction claire entre ces diverses significations n'est cependant pas facile à mettre en œuvre dans le temps didactique et reste très peu utilisée dans les ouvrages d'enseignement. Dans les exemples cités, nous reprenons le symbolisme utilisé par les auteurs qui n'est pas nécessairement celui conseillé par l'IUPAC depuis 1988 et confirmé en 1993.

3. L'ÉQUATION-BILAN, UN CONCEPT POLYSÉMIQUE

On vient de le voir, l'équation-bilan intègre beaucoup de notions et, de ce fait, suscite dans l'esprit de l'apprenant des conceptions qui persistent au delà du premier apprentissage. Circonstance aggravante, l'équation-bilan présente des significations multiples. Elle prend appui sur de l'explicite elle suggère du 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. La richesse de ce concept à sens multiples qui pourrait être un avantage, pour une présentation intégrée de la réaction chimique, devient alors un obstacle pour la compréhension de l'apprenant.

3.1. Confusion avec l'équation mathématique

On parle quelquefois d'arithmétique chimique pour évoquer la stoechiométrie des réactions et le terme d'équation, qu'on associe à chaque réaction dans le but d'en dresser le bilan, est consacré à tort par l'usage. Cette équation ne peut pas être prise ici dans son sens mathématique car elle n'exprime pas une égalité. Lorsqu'on écrit :



on signifie simplement que le premier membre contient les formules moléculaires des réactifs et le second membre celles des produits de réaction. La flèche signifie simplement qu'il y a transformation des réactifs vers les produits. Il n'y a pas, dans la transformation, égalité mais conservation des masses, des atomes et des charges électriques (pas obligatoirement des molécules et des volumes).

le concept
d'équation-bilan
et les équations
mathématiques

Bien entendu si on considère la réaction de synthèse de l'eau :



on comprend que l'équivalence strictement mathématique "1/2 O₂ ≡ O" n'ait pas de signification physique puisque le dioxygène présent à raison d'une demi-mole se transformera en une mole d'atomes d'oxygène présents dans la mole de H₂O formée.

3.2. L'intégration du facteur temps

Lorsque les réactions sont instantanées, le problème ne se pose pas. Par contre si les réactions sont lentes l'avancement de la réaction sera différent à chaque instant. L'équation-bilan n'est pas en mesure de le préciser sauf si l'avancement de la réaction ξ (ksi) est explicité.

Lorsqu'on veut définir la **vitesse de réaction** il est évidemment nécessaire de recourir à ce facteur temps. La variable chimique avancement de réaction, ξ , est alors utilisable à condition que sa définition, comme le font remarquer F. Rouquerol et G. Scacchi (32), soit valable quel que soit le réacteur utilisé, qu'il soit fermé, sans échange de matière avec l'extérieur et à volume de phase réactionnelle constant, ou ouvert et fonctionnant en régime permanent. Ces auteurs ont ainsi été amenés à définir le **degré d'avancement de réaction** α , variable intensive, comprise entre 0 et 1 telle que :

$$\alpha = \frac{\xi}{\xi_{\max}} \quad \text{et} \quad \xi_{\max} = \frac{n_0(L)}{|v(L)|}$$

le concept
d'équation-bilan
et la facteur
temps

ξ_{\max} étant la valeur maximale de l'avancement de réaction, calculée théoriquement à partir de la quantité initiale n_0 de réactif minoritaire (ou limitant), noté L.

Le degré d'avancement de réaction α n'est ainsi égal à 1 que lorsque la réaction est totale. Lorsque le système atteint un équilibre thermodynamique pour une valeur ξ_{eq} qui rend minimum son potentiel thermodynamique le degré de réaction n'évolue plus et α_{eq} est maximum mais inférieur à 1.

Le degré de réaction peut ainsi être très variable : pour $\alpha < \alpha_{\text{eq}}$, l'équilibre n'est pas atteint, pour $\alpha = \alpha_{\text{eq}}$, le système à l'équilibre n'évolue plus mais les réactions directes et inverses se poursuivent à la même vitesse.

(32) *Ibidem* note (7)

3.3. La dualité microscopique-macroscopique

En chimie, ce qui est observable appartient au niveau dit macroscopique. La résolution des problèmes et exercices de chimie s'exerce souvent à partir de ces observables macroscopiques (volume, concentration, pression, masse...) à l'équilibre. Ces variables sont soit intensives ne dépendant que de l'état, soit extensives et proportionnelles à la quantité de matière. Ces observables macroscopiques sont **les résultats de réactions et d'interactions entre des nombres gigantesques d'entités** moléculaires, atomiques ou ioniques, constituantes **du niveau dit microscopique**. Ces réactions et interactions sont également formalisées à partir de l'équation de réaction.

un déplacement
mental entre
deux niveaux :
nécessaire...

La compréhension profonde des phénomènes observables (et de leurs traductions symboliques ou mathématiques) passe par une appréhension correcte du modèle non observable. Les enseignants, désireux de traiter ces deux aspects se déplacent facilement, sans toujours l'indiquer, entre ces deux niveaux mais les capacités que cela demande aux apprenants sont souvent sous-estimées par les enseignants comme l'indiquent J. Silberstein et coll. (33). Ce déplacement mental permanent, à travers l'équation de réaction, entre les deux niveaux nous paraît relever d'un stade de pensée formelle qui n'est pas acquis par tous les étudiants. J.D. Herron (34) estime que les concepts de la chimie sont des concepts abstraits, inaccessibles aux étudiants qui n'ont pas atteint le stade formel de Piaget. Les évaluations internationales convergent pour affirmer que le nombre d'étudiants qui accèdent à ce niveau a été longtemps surestimé et qu'il n'excède pas 50 %. Les évaluations menées dans notre laboratoire sont cohérentes avec ces évaluations pour les étudiants du DEUG A1 primo-inscrits (50 %) mais encore en retrait pour les étudiants du DEUG B1 et du DEUG A31 (première année d'un DEUG en trois ans). Nous avons cependant pu montrer que les évolutions de la pensée formelle se poursuivent à l'université et qu'il y a, sur ce plan, interaction entre la formation et la capacité formelle, même après l'adolescence (35).

... mais pas
accessible à
tous les étudiants

Nous avons testé l'impact d'une entrée par le macroscopique dans le champ des équilibres chimiques et avons pu mesurer la prégnance de l'équation de réaction dans ce domaine

(33) R. BEN-ZVI, B. EYLON et J. SILBERSTEIN ; "Theory, Principles and Laws", *Education in chemistry*, 89-92, 1988.
R. BEN-ZVI, B. EYLON et J. SILBERSTEIN ; "Students visualisation of a chemical reaction", *Education in chemistry*, 1987.

(34) *Ibidem* note (16)

(35) R. BARLET et M. MONTAGNE ; *Évolution de la pensée formelle, la dynamique de la formation*, en cours de rédaction.

le concept
d'équation-bilan
et l'observable,
l'inobservable

grâce à un questionnaire-test analysé dans le cadre d'un DEA (36) :

- approche macroscopique qui occulte la dynamique réactionnelle microscopique pour la grande majorité des étudiants (60 %) ;
- relation perçue comme nécessairement simple entre les quantités de réactifs et de produits à l'équilibre (soit égalité soit relation simple par nombres entiers entre les coefficients stœchiométriques) pour 25 % des étudiants ;
- privilège fort donné à l'écriture de l'équation de réaction dans le sens direct.

3.4. La dualité sens direct - sens inverse

Lorsque la réaction chimique est totale, on distingue clairement réactifs et produits de réaction et la réaction évolue dans le sens direct, des réactifs vers les produits.

Par contre, dans le cas d'un équilibre chimique, la réaction se produit dans le sens direct et dans le sens inverse et on ne peut plus parler de réactifs et de produits mais plutôt, comme le propose A. Burneau, de réactants (37).

Sur ce plan nous avons retrouvé chez les arrivants à l'université des conceptions mises en évidence par A. Johnstone et coll. (38) ou encore par M. Hackling et P.J. Garnett (39) :

le concept
d'équation-bilan
et le sens
d'écriture de la
réaction

- la double flèche \rightleftharpoons , symbole indiquant que l'équation chimique est relative à un équilibre, est en fait interprétée comme symbolisant l'égalité entre les quantités de réactifs et de produits à l'équilibre ;
- cette même double flèche, lorsque les flèches sont de longueurs inégales, est interprétée comme une inégalité des vitesses directe et inverse ;
- les deux membres de l'équation chimique constituent deux systèmes indépendants qui ne conduisent pas au même équilibre chimique ;
- l'augmentation de température augmente uniquement la vitesse de la réaction directe et demeure sans effet sur la vitesse de la réaction inverse.

(36) J.M. CHAUBET ; Mémoire de DEA : *Équilibres chimiques, difficultés didactiques et dualité macroscopique-microscopique*, Grenoble, septembre 1992.

(37) A. BURNEAU ; *Thermodynamique et équilibres chimiques*, Inter Editions, Paris, 1991.

(38) *Ibidem* note (28)

(39) *Ibidem* note (29)

3.5. Ambiguïté de l'expression "équilibrer une équation"

Au cours d'une réaction les éléments se conservent. On doit donc retrouver dans le second membre de l'équation de réaction correspondante, tous les éléments figurant dans le premier membre mais seulement eux. Lorsque cette condition est satisfaite on dit couramment que *l'équation est équilibrée*. Équilibrer une équation de réaction reviendra donc à déterminer les coefficients stoechiométriques qui assurent une telle conservation. Pourtant si cette opération est parfaitement claire dans l'esprit de l'enseignant il arrive trop souvent à ce dernier, par manque de rigueur ou par volonté de se référer à la réaction, de parler "*d'équilibrer une réaction*". Cette expression est particulièrement malheureuse car nous avons pu vérifier la confusion qui existe, dans une proportion inattendue, parmi des étudiants de deuxième année d'université entre les *réactions équilibrées*, c'est-à-dire les équilibres chimiques et les *équations de réaction équilibrées* c'est-à-dire les équations disposant des bons coefficients stoechiométriques.

4. PROPOSITIONS DIDACTIQUES

La multiplication inattendue de conceptions et d'erreurs régulièrement reproduites dans les différents cursus ne peut pas seulement s'expliquer par le degré d'abstraction et de conceptualisation à mobiliser, degré mis en évidence par l'histoire des sciences. Notre hypothèse est que le savoir enseigné, en cette matière, n'est pas assez rigoureux et pêche par ambiguïtés et imprécisions. Un effort d'explicitation, de normalisation (utilisation plus stricte des recommandations de l'IUPAC) dans le langage savant permettrait une transposition didactique plus facile et un langage plus précis au niveau scolaire.

Sans avoir la prétention d'apporter une réponse globale à ces difficultés, il nous apparaît que la bonne appréhension de l'équation-bilan et son utilisation comme outil pour l'ensemble de la réaction chimique réclame une double condition :

- la maîtrise de nombreux concepts théoriques qui doivent être mis en œuvre, dans des raisonnements formels de type plutôt hypothético-déductifs ;
- une maîtrise du langage correspondant, de façon à réduire les zones d'ombres et d'imprécisions et à permettre une meilleure appropriation des concepts utilisés.

C'est sur ce dernier point qu'il nous semble possible de faire des propositions relativement faciles à mettre en œuvre. Mais en ne perdant pas de vue combien la charge symbolique est grande en chimie : dans cette discipline peut-être plus qu'ailleurs, le langage interagit fortement avec le

concept, la moindre représentation de symboles renvoie à une représentation spatiale ou conceptuelle souvent décalée entre apprenants et enseignants. Le langage chimique véhicule un "déjà-là" conceptuel très fort par où peuvent pénétrer les ambiguïtés et se renforcer les conceptions.

Une mise en ordre langagière dans le domaine de l'équation-bilan nous paraît ainsi aller bien au delà du seul langage. Rappelons les propriétés que **Condillac** donnait à la langue dans sa logique – "les langues sont de véritables méthodes analytiques" – et ajoutons-y les caractéristiques définies par le lexicographe **Benveniste** – "la constitution d'une terminologie propre marque dans toute science l'avènement ou le développement d'une conceptualisation nouvelle."

Sans vouloir déboucher sur une nouvelle terminologie nos propositions peuvent clarifier des propositions antérieures que nous avons déjà formulées (40) ou qui ont été avancées par d'autres équipes préoccupées par les mêmes difficultés (41).

nécessité
d'utiliser un
langage plus
précis et non
ambigu

4.1. Équations et réactions équilibrées

La confusion très générale entre un équilibre chimique et une équation équilibrée entretenue par le terme "équilibrer", qu'il se rapporte à équation ou à réaction, nous amène à proposer de proscrire l'expression "équilibrer une réaction" et de la remplacer par l'expression "égaliser une équation de réaction". Ce verbe "égaliser" lèverait toute ambiguïté et serait plus en accord avec la recommandation de l'IUPAC d'utiliser le signe = pour un réaction stœchiométrique conservant masses et atomes. De plus l'utilisation du raccourci "égaliser une réaction", un peu inévitable dans le langage oral, ne risquerait pas d'entraîner une modification du sens comme le fait souvent "équilibrer une réaction". Ce verbe nous paraît mieux adapté :

- que le verbe "balancer" utilisé par les québécois ; celui-ci évoque aussi bien l'égalité (analogie avec la balance comptable) que la notion de statique (plateaux de la balance), inadaptées aux équilibres chimiques ;
- que le verbe "ajuster" suggéré par A. Mayrargue-Kodja (41) ; ce verbe n'implique pas vraiment l'égalité liée aux lois de conservation et de plus, il risque d'évoquer des ajustements, des petites modifications.

équilibrer,
balancer, ajuster
ou égaliser une
réaction ?

(40) R. BARLET ; "La dualité microscopique-macroscopique en Chimie, difficultés et enjeux didactiques", *Actes 1° ECRICE, 9° JIREC, Montpellier 25-28 Août 1992. Bulletin du CIFEC, 63-67, juin 1993.*

(41) A. MAYRARGUE-KODJA ; "Que représente une équation-chimique ?", *Actes 1° ECRICE, 9° JIREC, Bulletin du CIFEC, 20-25, juin 1993.*

L. DOGGUY, A. MAYRARGUE-KODJA et K. BOUJLEL ; "Une approche concrète pour mieux faire assimiler les notions d'évolution et d'équilibre", *Actes 1° ECRICE, 9° JIREC, Bulletin du CIFEC, 26-31, juin 1993.*

Cette proposition nécessiterait cependant une étude d'impact de cette terminologie.

4.2. Équation-bilan et équation de réaction

Il nous paraît nécessaire de bien différencier ces deux dénominations.

L'équation-bilan représente la transformation chimique totale et permet de déterminer dans quelle proportion doivent être mises en présence les quantités de matière des réactifs pour qu'en fin de réaction ces derniers aient totalement disparu pour former des produits eux-mêmes dans des proportions définies. Par exemple, dans la synthèse de l'eau la quantité de matière de dihydrogène doit être le double de celle de dioxygène pour que ces réactifs disparaissent totalement. L'équation-bilan apportera alors la schématisation mathématique nécessaire pour conduire l'exploitation quantitative de la transformation chimique.

L'équation de réaction représente une situation plus générale : des quantités de matière quelconques réagiront dans les proportions stœchiométriques et la réaction totale dans le sens direct s'arrêtera par épuisement du réactif limitant, dans le cas où la réaction inverse n'a pas lieu de façon observable, c'est-à-dire hors d'un équilibre chimique. Par exemple, toujours dans la synthèse de l'eau, si la quantité de matière de dihydrogène est le triple de celle de dioxygène, compte tenu de l'équation-bilan qui indique que les quantités de matière respectives de H_2 et de O_2 réagissent dans le rapport deux, on peut prévoir que la réaction s'arrêtera par épuisement du dioxygène et il restera du dihydrogène.

Pour clarifier cette différenciation, nous suggérons d'**utiliser le plus tôt possible** dans l'enseignement l'**équation de réaction** (avec des quantités quelconques de matière) à la place de l'équation-bilan (les proportions stœchiométriques sont d'un emploi trop simple). Cela alourdirait un peu la présentation, mais apporterait un bénéfice didactique certain.

Pour ces deux types de transformations il nous paraît judicieux d'**utiliser la flèche \longrightarrow avec la signification "donne"** plutôt que la signification purement cinétique préconisée par l'IUPAC. L'emploi du signe = pour une transformation stœchiométrique nous paraît discutable car, bien qu'il y ait égalité des masses dans les deux membres de l'équation, intervient obligatoirement une modification de l'identité moléculaire des réactifs transformés en produits.

nécessité de bien différencier l'équation-bilan et l'équation de réaction

4.3. Dualité macroscopique-microscopique

Une caractéristique de l'équation-bilan est sa dualité, sa double fonction de représentation de deux niveaux de description très différents des composés chimiques :

- le niveau macroscopique, manipulatoire, lié à la transformation statistique d'un nombre gigantesque d'espèces chimiques, c'est-à-dire à la transformation de la matière telle qu'on l'observe ;
- le niveau microscopique, particulière, lié au réarrangement des modes de liaison entre atomes à l'échelle de l'infiniment petit, du modélisable.

dualité
observable-
modélisable,
concret-abstrait

Cette dualité macroscopique-microscopique (observable-modélisable, concret-abstrait) est une spécificité et en même temps une difficulté de l'enseignement de la chimie. L'enseignant se déplace fréquemment, et souvent de façon implicite, entre ces deux niveaux. Mais le décalage, la coupure entre ces deux niveaux est source de difficultés, au lycée et au collège comme à l'université.

L'examen des programmes et manuels scolaires a conduit C.Solomonidou à observer (42) que l'enseignement actuel de la chimie fait prévaloir la représentation du niveau atomique aux dépens de la représentation du niveau manipulatoire et du concept de substance. Le fonctionnement du niveau atomique serait ainsi indépendant, déconnecté, de celui du niveau manipulatoire.

Inversement, nous avons montré que l'enseignement universitaire sur des thèmes tels que l'équation d'état des gaz parfaits ou encore les équilibres chimiques (concepts vus antérieurement) tend à privilégier l'emploi de formules-types et à induire une lecture uniquement macroscopique entraînant un déficit de sens des phénomènes observés et un défaut de maîtrise conceptuelle (43). Par contre, une lecture microscopique, par exemple dans le domaine des mécanismes réactionnels en chimie organique, amène à développer sur une molécule isolée les aspects structuraux et électroniques localisant les charges partielles et les sites de réactivité. Le risque est alors grand de donner une vision de la réactivité où une **molécule-réactif** choisit un seul **substrat-cible**, en un lieu bien localisé et prévisible à l'avance, indépendamment des phénomènes cinétiques et thermodynamiques et des nombreux chocs inefficaces.

suivant les cas
ce n'est pas le
même niveau qui
est privilégié

Pour éviter une pareille déconnection entre ces deux niveaux l'équation-bilan nous paraît constituer le champ privilégié où il est possible de **recourir à un va-et-vient continu** permettant de développer une conscience microscopique nécessaire à la compréhension conceptuelle et permettant de la mettre en liaison avec les observations macroscopiques expérimentales. Mais le déplacement entre ces deux niveaux doit se faire de façon claire et explicite en indiquant bien les changements de niveau. L'équation-bilan pourrait alors être le moyen de combattre les conceptions sur les réactions chimiques dont H. Stavridou a montré les

(42) C. SOLOMONIDOU, Thèse de didactique de la chimie : *Comment se représenter les substances et leurs interactions ? Étude chez de jeunes élèves du collège*, Paris VII, octobre 1991.

(43) *Ibidem* note (40)

nécessité
d'utiliser
l'équation-bilan
dans un va-et-
vient perpétuel
entre les états
observables et
modélisables

principales caractéristiques, persistantes jusqu'en terminale (44) :

- absence de relation avec l'identité des substances ;
- représentations largement issues du sens commun telles que "naturel-artificiel", "action de la chaleur ou du feu", "destruction et disparition" ;
- absence de réarrangement des atomes capable de conduire à des molécules nouvelles ;
- vision dissymétrique du type "agent-patient".

L'équation-bilan dans une **telle présentation duale explicite** devrait ainsi assurer les conditions d'une meilleure correspondance entre les faits observés au niveau manipulatoire (phénoménologie) et leurs représentations au niveau atomique (modèles moléculaires).

4.4. Équilibre chimique et réversibilité

Lié à l'équation de réaction le vocable "*réaction réversible*" ou encore "*réaction limitée*" est trop souvent utilisé comme synonyme d'"*équilibre chimique*".

qualifier une
réaction de
"limitée" ou de
"réversible" est à
proscrire...

Le vocable "*réaction limitée*" est ambigu. S'agit-il d'une réaction limitée par un réactif limitant (en défaut), par une réaction lente encore en évolution à l'instant où on l'observe ou bien d'une réaction directe, limitée par la réaction inverse, c'est-à-dire d'une réaction chimique en cours d'évolution vers son état d'équilibre ou déjà parvenue dans cet état ? Le mieux est sans doute de proscrire ce terme.

Le terme "*réversible*" possède lui un sens très précis en thermodynamique et il s'applique à une transformation, quel que soit son sens, sans que cette transformation soit nécessairement une réaction chimique (exemple d'une compression ou d'une détente isotherme d'un gaz dans des conditions réversibles). **L'expression réaction réversible pour deux réactions compétitives qui se déroulent dans les deux sens doit donc aussi être bannie car elle peut être source de grande confusion.** Les adjectifs de remplacement, pour un équilibre chimique, sont rarement satisfaisants comme le souligne A. Burneau (45).

... de même
"inversible"
"inversible"

Les termes comme "*inversible*" ou "*inversible*" bien que largement utilisés peuvent être source de conceptions et conduire à l'idée que la réaction peut se produire totalement dans un sens ou dans l'autre avec, dans le cas des équilibres chimiques, le risque d'une conception "pendulaire" (12 % des étudiants de deuxième année d'université testés à Grenoble par J.M. Chaubet (46) montraient une telle conception : *Un équilibre chimique débute par la réaction*

(44) H. STAVRIDOU, Thèse de didactique de la chimie : *Le concept de réaction chimique dans l'enseignement secondaire. Étude des conceptions des élèves*, Paris VII, décembre 1990.

(45) *Ibidem* note (37)

(46) *Ibidem* note (36)

dans le sens direct - sens 1 - puis elle s'effectue dans le sens inverse - sens 2 - ensuite elle repart à nouveau dans le sens direct... jusqu'à un état final où tout s'arrête).

l'équilibre chimique devrait être caractérisé par un adjectif n'ayant pas un double sens

Si "équilibrer une réaction" est remplacé par "**égaliser une réaction**", comme nous le proposons, rien ne s'opposerait à employer l'expression "*une réaction équilibrée*" pour signifier que tous les réactants sont présents en quantités parfaitement définies et constantes au niveau macroscopique, les quantités de l'état d'équilibre. Il n'y aurait alors plus lieu d'employer un adjectif spécifique par exemple "*renversible*".

CONCLUSION

Nous ne savons pas si le bilan lié à l'équation de réaction est à la chimie ce que le théorème de Pythagore est aux mathématiques, comme on le dit quelquefois, mais il est certain que savoir faire un tel bilan constitue une capacité de base pour tout chimiste.

On peut s'interroger sur les raisons pour lesquelles le concept d'équation-bilan est négligé dans l'enseignement. Est-ce parce qu'il fait partie du fonds commun de la culture du chimiste ou encore parce que, au carrefour de toutes les notions de base, il est comme immanent à l'enseignement de la chimie ?

Il est clair que l'enseignement secondaire, jusqu'à aujourd'hui, ne lui donne pas la place qui devrait lui revenir et le traite trop comme un outil, sans réel approfondissement de sa complexité. L'université, quant à elle, considère à tort, nous pensons l'avoir suffisamment démontré, que l'équation-bilan est un pré-requis un peu trivial que tous les arrivants à l'université doivent maîtriser sans difficultés. Les étudiants sont également convaincus que s'ils présentent des carences elles ne s'expriment pas sur ces questions réputées simples. Ce n'est que lors de modules d'approfondissement sur ce thème qu'ils découvrent la richesse et la complexité du concept d'équation-bilan.

L'équation-bilan constitue de fait, à nos yeux, une **modélisation complexe** qui possède une véritable fonction unificatrice vis-à-vis des divers phénomènes intervenant dans la réaction chimique : identité des substances, états de la matière, nature de la phase réactionnelle, modélisation du microscopique, passage au macroscopique, conditions cinétiques et thermodynamiques, etc.

Mais cette modélisation complexe présente un caractère paradoxal. L'équation-bilan présente des aspects contradictoires. C'est un **concept à la fois très concret (il correspond à une réalité observable) et très théorique** : on observe et mesure les quantités de matière qui ont réagi mais on ne peut interpréter les résultats que par une modélisation de l'invisible. C'est un **concept à la fois schématique et élaboré** : la schématisation de la réaction ainsi

représentée n'exclut ni les réactifs en défaut ni les réactions lentes ni les équilibres chimiques.

Ce caractère contradictoire conduit à une difficulté épistémologique et didactique : comment, à partir de la nature du concept à enseigner, permettre à chaque apprenant de construire son savoir personnel ? Dans le cas de l'équation-bilan il s'agit de transcrire, avec des symboles appropriés, le phénomène observable qu'est la réaction chimique en prenant appui sur l'expérimental, d'apprendre en même temps à décrire le phénomène et à l'interpréter au moyen du modèle. Comme nous l'avons proposé ces deux niveaux de description doivent être nettement différenciés et explicites. Toute démarche constructiviste d'enseignement intègre le modèle comme instrument d'intelligibilité mais l'apprentissage et la démarche peuvent être fondés soit sur la modélisation elle-même soit sur l'utilisation du modèle comme moyen d'interprétation des situations expérimentales rencontrées.

C. Larcher et coll. (47) ont montré que si la première démarche paraît mobiliser des capacités formelles qui sont finalement accessibles au collège, la seconde trop fréquente en France, peut déboucher sur des énoncés dogmatiques et partiels dépendant des phénomènes observés. Ces auteurs ont fait construire un modèle simple à partir d'une conjecture reposant sur un mot "**particule**" dont les élèves ont eu à construire la signification. Cette démarche nous paraît particulièrement adaptée à l'équation-bilan et à tous les concepts qui lui sont liés et on peut penser que les nouveaux programmes mis en place en quatrième pourraient lui donner un cadre possible.

Établir le lien permanent entre la théorie et le concret, fournir une modélisation cohérente en mesure de répondre à la diversité des situations expérimentales, clarifier les différents concepts par une grande rigueur de langage, voilà finalement quelques-unes des actions didactiques pour lesquelles nous pensons que l'équation-bilan pourrait constituer à la fois un vecteur et un champ unificateur.

Roger BARLET
Dominique PLOUIN
Laboratoire de Pédagogie Universitaire
et de Didactique de la Chimie
Université Joseph Fourier, Grenoble

(47) C. LARCHER, A. CHOMAT et M. MÉHEUT, "À la recherche d'une stratégie pédagogique pour modéliser la matière dans ses différents états", *Revue française de pédagogie*, 1990, n° 93, 51-62.,