

Étudiants chimistes après la réforme

Jean-François Le Maréchal

Les programmes d'enseignement de la chimie au lycée ont évolué. Quels changements attendre pour les étudiants entrant à l'université à partir de septembre 2003 ?

Abstract

Chemistry students with the new curriculum

School chemistry curricula evolved. What changes are expected for students entering university from 2003 on?

This paper describes changes in French school curricula and probable consequences on 1st year university students' abilities from 2003 on. Students ought to make better use of experimental results and observations and they should be less inclined to use rules without any background understanding, but they may be less prepared to take notes during lectures. The paper presents what remains in the curricula and what has been removed, as well as the new items introduced and the evolution in the associated vocabulary.

Mots-clés

Programmes scolaires, enseignement, avancement, conductimétrie, vocabulaire.

Key-words

Curricula, teaching, learning, extent of reaction, conductimetry, vocabulary.

Pour que les élèves apprennent et que les professeurs enseignent, il faut qu'ils se rencontrent dans un même lieu. On n'accepterait pas qu'un professeur ne se déplace pas ou qu'il refuse de changer d'amphithéâtre parce qu'il y a ses habitudes. Ce qui vaut pour le lieu de l'échange des connaissances vaut aussi pour le moyen de cet échange : le langage et l'ensemble de concepts de base que les uns et les autres doivent préalablement partager. Les nouveaux programmes des lycées ont changé le langage des élèves. Doit-on accepter que les professeurs ne fassent pas l'effort d'aller sur le « terrain » du langage et des concepts propres aux étudiants ? C'est en sachant ce que les élèves sont censés avoir appris que l'on sera à même de pouvoir leur reprocher de ne pas être, éventuellement, au niveau qu'on attend d'eux. De plus, s'il faut faire adapter certains enseignements post baccalauréat, la mise en place des LMD est une opportunité à saisir.

Comprendre des nouveaux programmes [1] est difficile, même par un spécialiste de la discipline. Parce qu'il n'est pas nécessaire que tous les enseignants consacrent du temps à déchiffrer la logique des nouveaux programmes et à comprendre leur cohérence, cet article résume l'esprit et le contenu des nouveaux programmes de lycée avec en premier lieu ce qu'est devenu l'enseignement d'abord de façon globale, puis pour chaque domaine de la chimie, et enfin par le détail du vocabulaire qui a été sujet à modification.

L'enseignement de la chimie au lycée

Quelles conséquences peut-on attendre d'une perte d'importance du cours magistral et d'un recentrage de l'enseignement autour de la réaction chimique ?

Le style de l'enseignement au lycée

Le style d'enseignement a changé ; les recommandations, qui semblent bien suivies, ont supprimé les cours

ex-cathedra. Le professeur doit organiser des activités basées sur des expériences et mettre l'élève en situation de questionnement. C'est le TP permanent. Ou presque. Les séances d'exercices et les contrôles sont toujours d'actualité, mais la transmission des connaissances est devenue autre. L'élève est plus près de l'expérience et des concepts de la chimie que de la mémorisation d'un cours rapidement noté sur un cahier.

Une telle pratique devient attrayante pour les élèves dès que le professeur trouve le bon équilibre entre le travail en activité et l'application, quand l'expérience a été bien choisie, quand l'organisation de la séquence pédagogique est réussie. Cela devrait constituer un bonus pour les élèves qui arriveront en filière scientifique après le bac et, qui sait, susciter des vocations.

L'importance de l'expérience dans l'enseignement va de pair avec la mise en place de l'épreuve de TP au baccalauréat. Vingt pour cent de la note en jeu constitue un impact suffisant pour que tous les enseignants de lycée adoptent cette forme d'enseignement. A la rentrée universitaire 2003, la plupart des étudiants auront donc reçu une formation expérimentale substantielle.

En revanche, il faut s'attendre à ce que de tels étudiants soient déroutés par l'enseignement universitaire. L'écart entre le style d'enseignement au lycée et à l'université se creuse avec cette réforme. Le faible volume d'étudiants d'une classe de lycée permet un type de travail que la taille des amphithéâtres rend inapproprié. L'enseignement par activités supprime l'entraînement à prendre un cours. L'université devra donc prendre en charge cette compétence que les étudiants n'auront peut-être plus, à moins que, comme l'a expérimenté U. Zoller [2], l'enseignement par activité soit adapté à l'université française.

Les nouvelles technologies ont pénétré l'enseignement scolaire. Un éditeur a créé, en même temps que des nouveaux livres scolaires, la collection Microméga de

cédéroms [3] dans laquelle des simulateurs et des vidéos sont incorporés à des exercices et au cours de chimie. Tous les professeurs ont reçu ces cédéroms et nombreux s'en servent en classe. La représentation microscopique de la réaction chimique, par exemple, y est présente de façon dynamique et interactive. L'élève peut y voir des chocs entre particules et suivre en temps réel l'évolution de la quantité de matière des réactifs et des produits (voir figures 1a et b extraites de l'interface d'un tel simulateur).

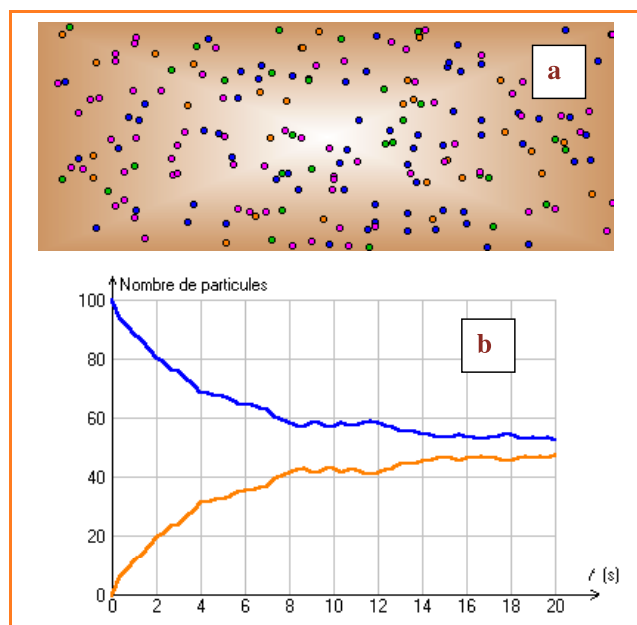


Figure 1 - Extrait de l'interface d'un simulateur de la collection Microméga permettant l'enseignement du caractère dynamique de l'équilibre chimique $A + B = C + D$.
a. La fenêtre d'animation ; b. Le graphe tracé en temps réel des quantités de A restant et de C formée.

Objectif réaction chimique

L'objectif avoué des concepteurs de programme a été que les bacheliers scientifiques aient une bonne compréhension de ce qu'est une réaction chimique. C'est un objectif plus ambitieux qu'il n'y paraît. La réaction chimique est un concept d'une grande complexité que l'enseignant suppose souvent à tort maîtrisée des élèves [4]. Si les élèves connaissent certaines réactions chimiques, connaissent-ils pour autant la réaction chimique ? Rien n'est moins sûr.

Pour atteindre cet objectif, les programmes de la Seconde à la Terminale forcent l'enseignant à porter ses efforts sur différents attributs de la réaction chimique. De ce fait, certains concepts se retrouvent détournés de leurs objectifs « habituels » pour être mis au service de la réaction chimique. Par exemple, la réaction chimique d'oxydoréduction est étudiée en mettant en position centrale les couples oxydant-réducteurs, les réactions de titrage, les réactions dont les piles sont le siège et les réactions d'électrolyse. En revanche, à aucun moment il n'est question de potentiel redox. Les élèves connaîtront certainement mieux ce qu'est une réaction redox (sans connaître le terme « redox »), mais ils n'auront jamais entendu parler de nombre d'oxydation ni même de potentiel de référence.

Quelques thèmes de la chimie

Qu'en est-il des principaux thèmes de la chimie : bilan de matière, titrages, techniques physico-chimiques, équilibres chimiques, chimie organique et cinétique chimique ? Nous nous limiterons à ces thèmes parce que leurs contenus ou au moins l'esprit avec lesquels ils sont abordés ont changé. Des thèmes qui, comme par exemple la structure de la matière, n'ont pas été modifiés ne seront pas abordés ici. Les élèves connaîtront encore la structure des atomes et celle des molécules à l'aide du modèle de Lewis grâce à l'enseignement de Seconde de chimie, connaissances approfondies en Terminale avec l'étude de la radioactivité et des réactions nucléaires. Ils auront toujours des notions sur les forces fondamentales grâce à l'enseignement de physique de Première.

Avancement et tableau d'avancement

Dès la classe de Seconde, la réaction chimique est introduite. Certes en fin d'année. Cette introduction s'appuie sur la grande nouveauté. Devant cette nouveauté, la lecture des programmes de Seconde avait produit une levée de bouclier des collègues du secondaire. Probablement les mauvais souvenirs que l'université leur avait laissés de cette grande nouveauté ne furent pas étrangers à cette réaction. L'usage leur donna tort.

L'avancement d'une réaction est défini en Seconde comme la quantité de matière d'un produit formé si ce dernier a un nombre stœchiométrique 1. Même si cela paraît difficile pour commencer l'apprentissage de la réaction chimique, le concept est présent et fonctionne dans un tableau d'avancement que le programme normalise ainsi :

- en première ligne, on met l'équation chimique ;
- en deuxième ligne, on trouve les quantités de matière à l'état initial ;
- en troisième ligne, on fait intervenir l'avancement de façon automatique.

Il en résulte des calculs de bilan de matière corrects, même si la compréhension de la réaction chimique (toujours considérée comme totale) et du tableau d'avancement a, au début, peu de sens pour l'élève. Par exemple, la réaction de la formation de monoxyde de carbone se traduit par le tableau I.

La technique du tableau d'avancement est performante, uniformisée, et permet d'introduire, par une altération simple du tableau, la chaleur dissipée par la réaction (aspect thermodynamique) ou l'évolution des quantités de matière en fonction du temps par exemple (aspect cinétique). Une telle pratique suit l'élève jusqu'au baccalauréat.

Solutions ioniques, titrages

Les solutions ioniques sont introduites dès la classe de Première S. Les notions de cristal ionique et d'ion solvaté sont mentionnées, mais peu utilisées par la suite. Aucune

Tableau I.				
Les quantités de matière et l'avancement noté x s'expriment en mole. É.I. : état initial. Dans la ligne donnant l'état final (É.F.), les signes moins et les nombres en bleu et en rouge se mettent de façon automatique.				
		2 C	+ O ₂	→ 2 CO
É.I.	x = 0	0,4	0,3	0
É.F.	x _{max}	0,4 - 2x _{max}	0,3 - x _{max}	2x _{max}

étude énergétique n'est proposée. Ces concepts ne seront probablement pas mémorisés.

En revanche, le caractère conducteur de telles solutions est largement étudié et la conductimétrie (voir ci-après) est abondamment utilisée. Les titrages acido-basiques (et par comparaison les titrages d'oxydoréduction) sont bien étudiés. La notion d'équivalence, définie très formellement comme *l'état du système où le réactif limitant change de nature*, est enseignée et utilisée. On pourra compter dessus. Quelques réactions de précipitation sont donnés et permettent de comprendre ce qu'est une analyse qualitative. Cependant, aucune théorisation, aucun caractère général n'est enseigné. Les élèves savent que l'on peut caractériser certains ions (CO_3^{2-} , NH_4^+ , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+}), mais la chimie analytique n'est pas au programme.

Techniques physico-chimiques

En Première, la conductimétrie est enseignée, puis en Terminale, c'est au tour de la pH-métrie et de la spectrophotométrie. La conductimétrie est une nouveauté. Cette technique présente l'intérêt que la grandeur mesurée (conductance ou conductivité) est proportionnelle, dans certains cas, à la concentration. Une réponse linéaire est effectivement plus simple qu'une réponse logarithmique, comme dans le cas du pH, dont l'étude est pour cette raison reportée en Terminale.

Conductimétrie

De la conductimétrie, les élèves connaissent la grandeur conductance (G en Siemens). Ils savent que cette grandeur dépend de la concentration du soluté apporté, mais aussi de la façon dont elle est mesurée (aire des électrodes et distance entre les électrodes). Les élèves connaissent également les grandeurs conductivité (σ en $\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$) et conductivité molaire ionique (λ en $\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$). Ils savent que :

$$\sigma = k G$$

$$\sigma = \sum \lambda_i [X_i]$$

Le système d'unités utilise le mètre et la mole. Ainsi, l'unité de concentration appropriée pour la conductimétrie est la mole par m^3 . De plus, on ne parle pas d'équivalent de charge, ce qui simplifie l'utilisation des formules. Certains livres de l'enseignement supérieur auraient évité des erreurs en s'inspirant d'une telle vue de la conductimétrie.

La conductimétrie permet aux élèves :

- de déterminer une concentration en soluté apporté suite au tracé d'une courbe d'étalonnage ;
- de relier les concentrations des ions à la conductivité de la solution ;

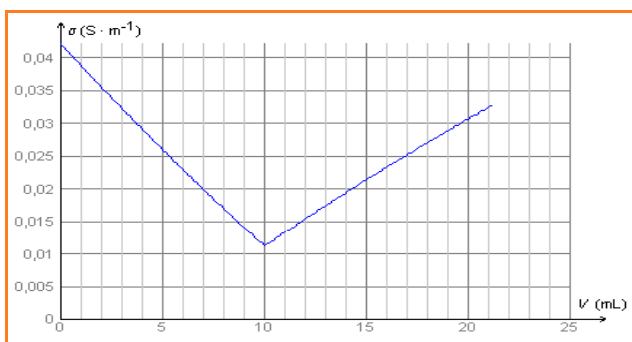


Figure 2 - Courbe de titrage conductimétrique H_3O^+ titré par HO^- .

- de prévoir qu'une réaction a eu lieu, si elle s'est accompagnée d'une disparition d'ions par exemple ;
- de suivre un dosage $\text{H}_3\text{O}^+/\text{HO}^-$ (figure 2).

La courbe de titrage conductimétrique est rapprochée des courbes d'évolution des quantités de matières des entités présentes en solution (H_3O^+ , Cl^- , Na^+ et HO^-) (figure 3). La relation entre la courbe expérimentale de titrage et les courbes théoriques d'évolution des quantités de matière est plus facile que dans le cas d'un titrage pH-métrique.

Les élèves effectuent des mesures de conductimétrie avec une réelle cellule de conductimétrie, mais utilisent un montage électrique GBF, ampèremètre-voltmètre, et pas un véritable conductimètre. Cette technique physico-chimique sera pédagogiquement réutilisable, si nécessaire, dans l'enseignement supérieur.

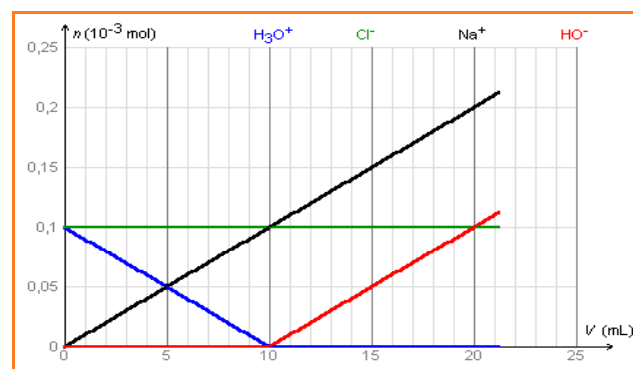


Figure 3 - Courbe donnant l'évolution des quantités de matière des entités en solution lors du titrage de l'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium.

Courbes obtenues par un des simulateurs Microméga en usage dans les lycées.

pH-métrie

L'utilisation d'un pH-mètre s'acquiert en Terminale. En revanche, le principe de la mesure n'étant pas enseigné, les élèves n'auront pas conscience qu'ils utilisent deux électrodes. La notion de membrane de verre et d'électrode de référence, et même celle de potentiel d'électrode, leur est inconnue. Le pH-mètre n'est qu'un appareil qui donne le pH. En ce qui concerne l'exploitation des données expérimentales relatives aux acides et aux bases, un certain nombre de suppressions importantes ont eu lieu (tampon, demi-équivalence...) ; elles sont détaillées ci-après.

Spectrophotométrie

Le spectrophotomètre est introduit comme un appareil donnant d'une solution colorée, une valeur de la grandeur absorbance de la solution. De cette grandeur, les élèves savent :

- qu'elle n'a pas d'unité ;
- qu'elle doit être mesurée à une longueur d'onde donnée ;
- et qu'elle est proportionnelle à la concentration de l'entité colorée dissoute.

La loi de Beer-Lambert n'est donc pas enseignée, mais les élèves y sont préparés.

Cette technique permet d'effectuer des suivis cinétiques, par exemple de l'oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée. Comme le pH-mètre, le spectrophotomètre est une boîte noire qui donne une information que l'élève sait relier à une concentration.

Équilibre, déplacement d'équilibre et évolution vers un état d'équilibre

Les équilibres sont abondamment enseignés en Terminale. Cela signifie qu'avant, les réactions chimiques sont implicitement totales et dans le sens direct. C'est un obstacle à l'enseignement des équilibres, mais comment faire autrement ?

A partir de la Terminale, l'équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre (notée K , sans unité) associée à l'équation chimique. Le calcul de cette constante est normalement acquis.

Une autre grandeur essentielle dans le traitement des équilibres chimiques est le quotient de réaction. Noté Q_r , également sans unité, il est défini, pour l'équation $A + 2B = C$, par :

$$Q_r = \frac{[C]}{[A][B]^2}$$

Les concentrations sont choisies dans un état quelconque du système chimique, donc pas forcément à l'équilibre. Ce quotient de réaction permet :

- de savoir si un système est à l'équilibre (si $Q_r \neq K$, on n'est pas à l'équilibre) ;
- de prévoir le sens d'évolution spontanée d'un système ; les systèmes chimiques évoluent spontanément de façon à ce que Q_r se rapproche de K ;
- de définir une transformation forcée (électrolyse) comme un système auquel un apport d'énergie contraint Q_r à s'éloigner de K .

L'utilisation en Terminale de Q_r et de K n'est pas parfaitement rigoureuse puisque son usage est permis dans le cas de piles ou en chimie organique en l'absence de solvant ! Il faut cependant apprécier que les élèves sont plus proches du second principe de la thermodynamique qu'ils ne l'ont jamais été. La règle du gamma pour prévoir un sens d'évolution n'est donc plus d'actualité.

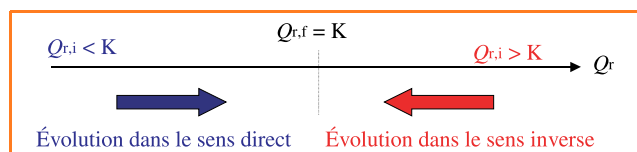


Figure 4 - Représentation graphique du critère d'évolution spontanée d'un système chimique.

De même, l'enseignant doit insister pour que les élèves ne prévoient pas le sens de déplacement d'un équilibre avec la seule connaissance de la constante K . Qui n'a jamais abusé du raccourci : « K est très grand, donc la réaction est déplacée » ? En comparant Q_r et K , les élèves sont donc formés à prendre en compte à la fois les conditions initiales et la constante d'équilibre.

La chimie organique

Le programme de Première propose une introduction à la chimie organique. En commençant par le squelette carboné, l'élève approche la structure des molécules, leur nomenclature, et quelques relations structure-propriété (point d'ébullition pour les alcanes linéaires par exemple). Alcènes et polymères sont juste abordés.

Quelques fonctions sont introduites : alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique et amine. Les élèves doivent

savoir les reconnaître tant par leur formule que par un test chimique. Les molécules sont écrites en formules développées, semi-développées et en écritures topologiques.

En Terminale, le programme resté classique étudie l'estérification, avec les acides carboxyliques et les anhydrides, ainsi que l'hydrolyse. Les élèves utilisent Q_r et K pour interpréter le déplacement de ces équilibres.

Le terme de saponification est réservé à la formation d'un savon. Le terme plus général d'hydrolyse basique est, quant-à-lui, utilisé dans tous les cas. Une telle réaction est connue pour être totale.

Quelques expériences de chimie organique sont au programme. Les élèves doivent donc entrer à l'université avec des bases de chimie organique modestes, mais utiles.

La cinétique chimique

Cette branche de la chimie est enseignée en Terminale et a subi de sérieuses modifications suite à la nouvelle approche de la réaction chimique. En effet, on n'introduit plus la vitesse moyenne de réaction, ni la vitesse d'apparition d'un produit, pas plus que la vitesse de disparition d'un réactif. La seule grandeur introduite est la vitesse de réaction v définie par :

$$v = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$

avec v : vitesse de réaction ; V : volume du système chimique ; x : avancement et t : temps.

Cette prise en compte de la dérivée de l'avancement met la barre très haut sur ce sujet. Bien que l'avancement soit une grandeur introduite dès la classe de Seconde, l'étude de sa variation par rapport au temps est ambitieuse. Auparavant, les élèves devaient convertir un tableau de concentration en fonction du temps en graphe $[X] = f(t)$ et l'exploiter. Actuellement, ils doivent savoir convertir l'absorbance en concentration, puis en quantité de matière, et enfin en avancement avant de produire le graphe $x = f(t)$ qui sera exploité.

La notion de temps de demi-réaction et de facteur cinétique (température, concentration et catalyseur) est toujours d'actualité. La définition du temps de demi-réaction a été adaptée au langage utilisé : c'est la durée pour atteindre la moitié de l'avancement maximal. Cette définition, certes formelle, a le mérite d'être valable même si la réaction n'est pas totale. On ne devrait plus voir de candidats à l'oral de l'agrégation être persuadés que le temps de demi-réaction correspond à la moitié de la disparition des réactifs, dans tous les cas !

Concepts et vocabulaire

Avec quel vocabulaire et quelles notations les élèves ont-ils appris la chimie au lycée ? Quels concepts ne leur sont plus enseignés ?

Changement de vocabulaire

Le vocabulaire de base des élèves a changé dans une certaine mesure. Les raisons du changement sont multiples : - Dans certains cas, il s'agit d'adopter un vocabulaire rigoureux. On ne doit pas parler de conductance d'une solution, mais de la conductance de la portion de solution comprise entre les électrodes. En effet, une valeur de

Avant	Maintenant
- réaction chimique	- transformation chimique (s'il s'agit de ce que l'on perçoit) - réaction chimique (s'il s'agit de sa modélisation) <i>voir texte</i> - note : on n'écrit pas une réaction chimique : on écrit une équation chimique
- concentration	- concentration en soluté apporté (si l'on dissout 0,1 mol de sulfate d'aluminium dans 1 L d'eau, la concentration en soluté apporté est $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$) - concentration effective d'un ion . Pour $[\text{Al}^{3+}]$, on a $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ ici
- conductivité équivalente	- conductivité molaire ionique
- coefficient stœchiométrique	- nombre stœchiométrique
- équilibrer une équation	- ajuster la stœchiométrie d'une équation (le terme « équilibre » est réservé aux équilibres chimiques)
- saponification	- saponification pour la préparation d'un savon - hydrolyse basique dans le cas général
- dosage	- dosage pour toute détermination d'une quantité de matière - titrage si une réaction chimique est mise en jeu
- dosage en retour, par différence...	- titrage direct si l'entité dont on cherche la concentration est présente au moment de l'équivalence - titrage indirect sinon
- corps composé, corps simple	- espèce chimique (notion macroscopique) - entité chimique (notion microscopique : atome, ion, molécule)
- fonction (en chimie organique)	- groupe d'atomes caractéristiques
- rendement	- taux d'avancement maximal (rapport avancement dans l'état final/avancement maximal, en supposant la réaction totale) - rendement : ce qui est effectivement récupéré après l'expérience (il prend en compte la maladresse de l'expérimentateur)
- constante de réaction	- constante d'équilibre

conductance dépend de l'électrode qui a servi à effectuer la mesure et ne caractérise en aucun cas une solution.

- Dans d'autres, il s'agit d'avoir des mots différents pour distinguer des concepts différents. Souci pédagogique oblige. Par exemple, là où le chimiste emploiera indifféremment le terme « réaction chimique », l'enseignant distinguera ce qui est perceptible, par exemple le fait que de l'essence brûle (transformation chimique) et sa modélisation en oxydation totale de l'octane (réaction chimique). Une telle distinction a un intérêt pour l'enseignement (voir *tableau II*).

- Par ailleurs, la nomenclature enseignée au lycée est la nomenclature IUPAC : propan-2-ol pour $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$, oxygène pour O et dioxygène pour O_2 . Cette nomenclature est utilisée sans abus : la solution d'azane dans l'oxane s'appelle toujours la solution aqueuse d'ammoniac.

- La vieille nomenclature est encore moins utilisée ; on ne dit pas ammoniacque mais solution aqueuse d'ammoniac ; soude, mais hydroxyde de sodium et/ou solution d'hydroxyde de sodium ; acide acétique mais acide éthanoïque.

- On préfère l'expression « quantité de matière » à « nombre de moles ». De même que l'on dit « masse » plutôt que « nombre de grammes ».

- Il faut distinguer les termes avancement maximal (x_{max} en mole, en considérant que la réaction est totale), avancement final (x_f en mole, à l'équilibre) et taux d'avancement maximal ($\tau = x_f / x_{\text{max}}$ sans unité).

Notations

Un certain nombre de notations sont consacrées par l'usage :

- Dans une équation chimique, les équilibres sont notés avec un signe = et non une double flèche (réservée pour un acte élémentaire réversible).

- Les solides ioniques sont notés NaCl par exemple sans représenter les charges.

Les solutions ioniques sont notées $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ par exemple.

- L'ion hydrogène en solution aqueuse est noté H_3O^+ ou $\text{H}^+_{(\text{aq})}$.

- L'avancement est noté x et non ξ .

- L'unité litre est notée L (en capitale).

Les suppressions

Certains concepts ne sont plus enseignés, qu'ils soient tombés en désuétude (c'est le cas de la règle du gamma), ou qu'ils n'aient pas été jugés indispensables (comme pour le qualificatif fort/faible pour les acides et les bases), ou encore que le nombre d'heures d'enseignement n'ayant pas augmenté, il a été estimé qu'il n'y avait plus de « place » dans le programme (c'est le cas des tampons acide-base).

- Fort et faible n'ont pas été utilisés pour qualifier les acides et les bases. L'accent étant mis sur les équilibres chimiques, la notion d'acide fort n'est pas introduite, du moins par opposition aux acides faibles. Les acides chlorhydrique et éthanoïque font toujours partie des acides étudiés, mais ils ne servent pas de prototypes à deux catégories d'acide.

- La notion de demi-équivalence n'est pas introduite. Le but d'un titrage est d'étudier une réaction chimique sous certains aspects, et la demi-équivalence n'en fait pas partie. En particulier, l'accès au pK_A n'est pas pris en compte.

- La notion de tampon acido-basique n'est pas introduite. La règle du gamma pour la prévision des réactions acido-basiques ou d'oxydoréduction n'est pas enseignée. Elle est remplacée par la comparaison entre Q_r et K (voir précédemment).

- Les potentiels d'oxydoréduction ne sont pas abordés, ainsi que tout ce qui en découle (classement des couples, couple de référence...).

Conclusion

Parmi les collègues ayant accueilli, en septembre 2003, les premiers étudiants de la réforme, certains trouveront que rien n'a changé ; d'autres au contraire n'auront plus leurs repères. Certes, les grands domaines de la chimie sont toujours enseignés, mais les étudiants seront profondément différents de ceux des précédentes générations. Leur mode de réflexion sera plus fortement ancré sur l'expérience et l'observation, ils manqueront d'entraînement pour prendre des notes en cours, ils utiliseront moins de recettes toutes faites (règle du gamma, déplacement d'équilibre...), étant plus habitués à manier des concepts de base. Il faudra choisir entre deux attitudes : ne rien faire et ne pas s'étonner du désintérêt que nos étudiants sauront transmettre aux générations qui les suivront ou profiter de cette réforme pour voir en quoi on peut bénéficier du changement qui s'est opéré dans le secondaire.

Références

- [1] Pour le programme de Seconde : BO hors série n° 6 du 12 août 1999 ; pour la classe de Première S : BO hors série n° 7 du 31 août 2000 ; pour la classe de Terminale S : BO hors série n° 4 du 30 août 2001.
- [2] Zoller U., *J. Res. Sci. Teach.*, 1999, 36, p. 583.
- [3] <http://www.micromega-hatier.com>
- [4] Rebaud D. (éd.), La réaction chimique, *Aster*, 1994, 18.



Jean-François Le Maréchal

est maître de conférence en chimie à l'École Normale Supérieure de Lyon* et chercheur dans le groupe COAST de l'UMR ICAR à l'université Lyon 2.

* École Normale Supérieure de Lyon, 46 allée d'Italie, 69364 Lyon Cedex 07.
Tél. 04 72 72 80 07. Fax : 04 72 72 80 80.
Courriel : lemarech@ens-lyon.fr

Chimistes français, publiez dans ces revues européennes ce sont les vôtres



ABC



EurJIC



**Chemistry
a european
journal**



**L'Actualité
Chimique**



ChemBioChem



EurJOC



ChemPhysChem

<http://www.sfc.fr>