

# Introduire l'équilibre chimique dans l'enseignement par une approche visuelle

Jérôme Randon

Une réaction peut s'arrêter parce qu'un réactif a totalement disparu, mais certaines réactions chimiques s'arrêtent aussi alors qu'il reste des quantités appréciables de tous les réactifs dans le système. Pour introduire cette problématique dans l'enseignement des sciences physiques, une approche pédagogique basée sur un passage du modèle de la réaction totale à celui de l'équilibre chimique a été mise en œuvre dans les enseignements du lycée au cours des années précédentes, apportant une continuité dans la complexité des systèmes étudiés. Dans le nouveau programme du lycée [1], le mot équilibre n'apparaît plus qu'une seule fois, associé à la réaction chimique par échange de proton, et sous la terminologie « notion d'équilibre ». Il va donc maintenant revenir à l'université la nécessité d'introduire la notion d'équilibre chimique auprès des étudiants scientifiques.

Si nous regardons les approches que l'on retrouve dans l'enseignement supérieur et dans les ouvrages qui font référence à l'équilibre, son introduction est réalisée par une approche thermodynamique ou cinétique, et bien souvent les exemples choisis font référence à des réactions en phase gazeuse, des réactions entre gaz et solide, avant de traiter le cas des solutions aqueuses. L'exemple utilisé au lycée reste lui associé à la notion de couple acide-base. Le principal reproche que l'on peut faire vis-à-vis de ces approches réside dans le fait qu'elles abordent l'équilibre de façon très conceptuelle. Pour les acides dits faibles, s'il est possible de déterminer la fraction dissociée de l'acide à travers une mesure de pH (échelle logarithmique pas toujours maîtrisée) ou de conductivité (liée à la présence de deux ions différents), il n'en demeure pas moins que l'impact de la modification des conditions expérimentales ne peut être évalué que par des mesures compliquées à appréhender par les lycéens.

Alors pourquoi ne pas changer d'approche : traiter directement des équilibres en solution aqueuse et travailler sur un système qui exploite les propriétés spectrophotométriques des solutions, propriétés largement utilisées par les bacheliers et dont la mesure est basée sur une relation linéaire ?

En solution aqueuse, la réaction entre les ions fer(III) et les ions thiocyanate conduit à la formation d'un complexe thiocyanatofer(III) de couleur rouge avec une constante de

formation voisine de 500 [2]. Un mélange de 40 mL d'une solution de thiocyanate de potassium  $2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et de 60 mL d'une solution de nitrate de fer(III)  $2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  présente à 460 nm une absorbance proche de 0,8. Cette solution aqueuse, que l'on peut diviser en plusieurs béchers, est le point de départ de nombreux échanges avec les étudiants. Que se passera-t-il si on ajoute quelques cristaux de thiocyanate de potassium dans le premier bécher ? *L'intensité de la coloration augmente, il restait donc des ions fer(III) libres en solution.* Que se passera-t-il si on ajoute quelques cristaux de nitrate de fer(III) dans le deuxième bécher ? *L'intensité de la coloration augmente, il restait donc des ions thiocyanate libres en solution. Mais alors, dans cette transformation, il n'y a pas de réactif limitant ! Comment va varier l'absorbance si on dilue la solution du troisième bécher par 2 ? L'absorbance est divisée par plus de 2, c'est donc que la transformation peut se faire dans le sens inverse de tout à l'heure !* Une phase de déstabilisation a été introduite dans les représentations de l'élève, le concept même d'équilibre peut alors être formalisé et accepté par l'élève qui ne pouvait expliquer les phénomènes observés à l'aide du modèle de la réaction totale.

Cette expérience permet à l'étudiant de manipuler, de voir, de mesurer, de remettre en questionnement ses connaissances initialement basées sur la réaction totale. Alors pourquoi ne pas l'utiliser plus largement ?

## Références

- [1] [www.education.gouv.fr/pid25535/bulletin\\_officiel.html?cid\\_bo=57537](http://www.education.gouv.fr/pid25535/bulletin_officiel.html?cid_bo=57537) (consulté le 27/02/13).  
 [2] Mesplède J., Randon J., *100 manipulations de chimie*, Bréal, 2004, p. 176.



**Jérôme Randon\***

est professeur à l'Université Claude Bernard Lyon 1.

\* Université Claude Bernard Lyon 1, TechSep, Institut des Sciences Analytiques, 5 rue de la Doua, F-69100 Villeurbanne Cedex.  
 Courriel : randon@univ-lyon1.fr