

La chimie verte en classe

*Karien Van Royen et Mario Smet**
Université catholique de Leuven, Département de chimie
Celestijnenlaan 200f bus 2404, 3001 Heverlee
Mario.Smet@chem.kuleuven.be

La chimie verte poursuit le développement durable, par exemple en consommant un minimum de matières premières et d'énergie, en utilisant moins de réactifs nocifs et en produisant des produits fonctionnels (détergents, plastics, ...) avec une toxicité plus basse et/ou une meilleure biodégradabilité.¹

Le programme d'enseignement en chimie ne mentionne pas ou à peine de façon explicite la chimie verte. Manipuler les produits (chimiques) de façon sûre et responsable est par contre certainement un objectif. De plus, l'apprentissage d'une attitude où l'on est sensible aux problèmes d'environnement, est d'une très grande importance dans notre société actuelle. Par conséquent, ceci fait partie des compétences terminales.

D'autre part, dans l'industrie, la chimie verte gagne aussi de jour en jour en intérêt. Le coût de l'énergie, l'évacuation des déchets, l'assurance des travailleurs pour les accidents et les maladies dus aux produits chimiques, etc augmentent de plus en plus. L'industrie aussi est donc demandeuse de scientifiques et d'ingénieurs qui tiennent compte de cette problématique. Un dernier argument pour introduire de façon explicite l'accent vert dans les cours de chimie, est le processus motivant qui peut en découler pour les élèves. Trop souvent, la chimie est, en effet, associée à un environnement malsain, des produits toxiques, des problèmes d'environnement et des dangers de tous genres, ce qui éveille, et ce n'est pas rare, un certain dégoût. La chimie est cependant la mieux placée pour résoudre ces problèmes potentiels et la chimie verte est, pour cela, un pas très important. Lorsque les élèves réalisent ceci, on balaye un obstacle psychologique important par rapport à un aperçu extraordinairement fascinant qu'offre la chimie.

La chimie verte, appliquée aux expériences

Malgré le fait que le programme d'enseignement actuel est déjà vaste, on peut introduire raisonnablement la chimie verte en classe, dans le laps de temps imparti. La chimie verte n'exige que de façon limitée, de nouvelles connaissances. La chimie verte demande plutôt une habitude, un souci constant, une analyse critique permanente de toutes les manipulations et processus d'ordre chimique. Par conséquent, dans une certaine mesure, les aspects de la chimie verte peuvent être enseignés sans exiger plus de temps ou de compression de matière, par exemple au moyen de calculs stœchiométriques² ou d'expériences, où en quelque sorte, la chimie verte, est par la même occasion, expliquée.

La soi-disant "expérience de la bouteille bleue" (dont sont décrites un grand nombre de variantes³) peut être utilisée pour illustrer plusieurs concepts chimiques qui sont importants au sein d'un contexte de la chimie scolaire, comme les lois des gaz, la stœchiométrie, et les réactions redox. La forme classique de cette expérience est bien connue, mais seulement par l'utilisation d'une relativement grande quantité du très corrosif KOH qui hélas n'est pas sans risque pour l'environnement, pour le professeur et pour les élèves (voir tableau).

¹ Green chemistry: theory and practice, P. T. Anastas, J. C. Warner, Oxford: Oxford University Press, 2000. Green chemistry: an introductory text, M. Lancaster, Cambridge: The Royal Society of Chemistry, 2002.

² Y. Song, Y. Wang, Z. Geng, *J. Chem. Educ.*, **2004**, *81*, 691.

³ <http://www.chem.leeds.ac.uk/delights/texts>



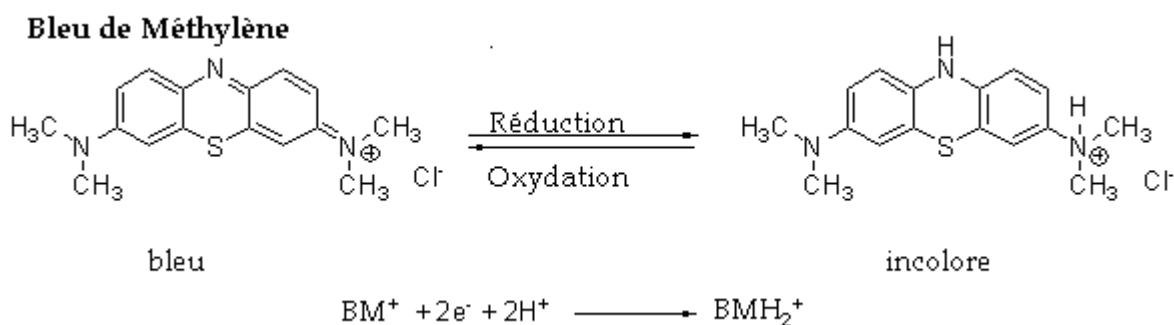
Une version alternative dite plus verte de l'expérience de la bouteille bleue, utilise de l'acide ascorbique au lieu du glucose, comme réducteur en combinaison avec un catalyseur et peut donc aussi être utilisée pour illustrer la catalyse.⁴ Le KOH n'est plus nécessaire (voir tableau).

Une solution des produits cités est placée dans une bouteille d'un litre. La couleur bleue disparaît petit à petit, parce que le bleu de méthylène est réduit par la présence de l'acide ascorbique, pour se retrouver sous sa forme réduite incolore (voir schéma). Lorsqu'on secoue la bouteille, il y a un contact intense entre l'oxygène de l'air enfermé dans la bouteille, et la solution, ce qui fait que le bleu de méthylène s'oxyde et la solution devient à nouveau bleu.

Cette réaction d'oxydation a lieu uniquement sous l'action du catalyseur Cu^{2+} .

La réduction du bleu de méthylène est manifestement aussi ralentie en l'absence de Cu^{2+} . Ceci peut être magnifiquement illustré en préparant ce mélange sans ajouter le catalyseur: la couleur bleue s'estompe alors lentement. En y ajoutant ensuite quelques gouttes d'une solution de CuSO_4 avec une concentration adaptée, (selon décoloration), on voit immédiatement la couleur bleue devenir plus intense, même si la solution n'est pas agitée. Ceci prouve clairement l'action catalytique du Cu^{2+} et montre aussi qu'il y a déjà de l'oxygène dissous dans la phase liquide

Version classique	Version verte ⁵
20 g glucose	2,4 g acide ascorbique
16 g KOH	75 mg NaHCO_3
1,0 mg bleu de méthylène	3,0 mg bleu de méthylène
600 ml eau	1 g NaCl
	36 mg $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
	600 ml H_2O



⁴ E. W. E. Welleman, M. E. Noble, *J. Chem. Educ.*, **2003**, 80, 537

⁵ Le NaHCO_3 amène le pH à une valeur optimale égale à 3 et le chlorure de sodium à ajouter des ions chlorures qui augmentent l'efficacité du catalyseur Cu^{2+} par complexation.

Acide ascorbique
(vitamine C)

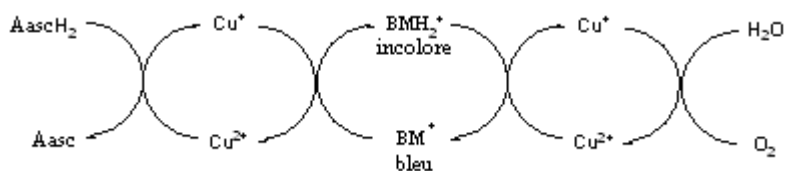
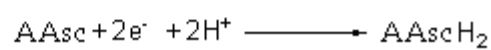
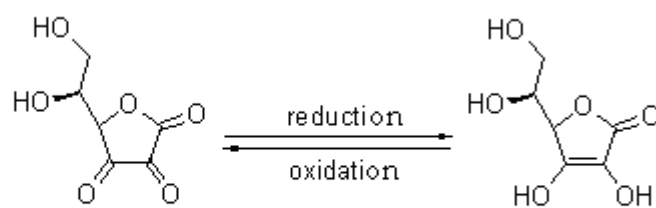


Schéma: Réaction rédox de la bouteille bleue dans sa version verte.