

# Jeux de bicarbonate... et enseignement

Comment conserver la couleur verte des haricots,  
faire des mousses de champagne et autres jeux culinaires...  
Comment, en jouant à ces jeux, rénover l'enseignement de la chimie

Hervé This

© Fotolia/Viktor.



Nous vivons des temps étonnants d'« ilchimisme », c'est-à-dire d'ignorance de la chimie. Dans ces pages, nous avons évoqué l'usage du cinabre pour la conservation des anchois, ou le soufre contaminé par l'arsenic pour la conservation des vins [1]. Cette fois, c'est du bicarbonate dont il sera question, et il y a de quoi s'étonner : le bon vieux bicarbonate de sodium... est considéré comme bio [2] ! Il a droit de cité chez les « ilchimistes » puisqu'il est... traditionnel. Or il est bien connu que ce qui est traditionnel est bon : le fumage – avec ses benzo[ $\alpha$ ]pyrènes cancérigènes –, le saccharose – puisque nous l'aimons, quelle que soit la façon dont il est extrait (d'ailleurs il est pur, puisqu'il est blanc ; et quand il est roux, et donc chargé d'impuretés, il a « bon goût ») –,... Pour en revenir au bicarbonate, les ilchimistes traditionnalistes le parent de toutes les vertus : il permet de bien nettoyer les fruits et les légumes, il évite les odeurs désagréables, jusqu'à 500 mètres de distance (sic !), il facilite la digestion, il fait

des viandes plus tendres et plus moelleuses, il atténue le goût terreux des viandes, il fait des boissons plus légères, il blanchit les dents, et j'en passe !

Plus sérieusement, nous examinerons ici quelques applications intéressantes et validées du bicarbonate en cuisine : elles tiennent – rationnellement – dans la constante d'acidité du couple  $\text{NaHCO}_3/\text{Na}_2\text{CO}_3$ , dans la constante de solubilité du  $\text{CaCO}_3$ , et dans le fait que le dioxyde de carbone est un gaz peu soluble dans l'eau, dans les conditions ambiantes.

## L'ancien avéré

Si les vertus attribuées populairement au bicarbonate de sodium sont excessives, certaines particularités méritent d'être explorées. Tout d'abord, est-il vrai qu'il conserve la couleur des légumes verts ? La réponse est oui. Ou, plus exactement : la question n'a pas de sens, notamment parce que la couleur des haricots devient verte (en utilisant des termes que l'on critiquera par la suite), au lieu de « rester verte ».

Examinons pourquoi on a lieu d'être mal à l'aise avec la phrase précédente. En science, l'adverbe et l'adjectif sont à proscrire, parce qu'ils ne répondent pas à la question « combien ». En l'occurrence, la *figure 1* montre une coupe de haricot vert, et l'on y voit que la couleur n'est pas homogène. D'ailleurs, on hésite pour certaines zones entre le vert, le jaune et le blanc.

On pourrait objecter que les cuisiniers s'intéressent moins à l'intérieur des aliments qu'à leur surface pour ce qui concerne la couleur, et c'est exact... mais une mesure de la couleur (dans l'espace  $L^*a^*b^*$ ,  $L^*$  pour la luminosité,  $a^*$  pour un axe vert-rouge et  $b^*$  pour un axe bleu-jaune, par exemple) révèle que les haricots d'un même lot n'ont pas tous la même

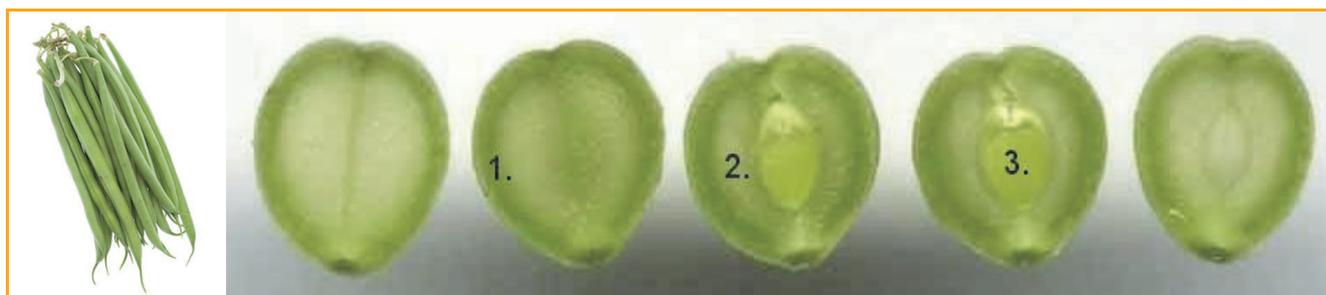


Figure 1 - Sur cette image d'une coupe de gousses immatures de *Phaseolus vulgaris* L. (haricots verts), on voit les couleurs des différentes parties : l'épiderme (1), le tissu parenchymateux (2) et la graine (3).



Figure 2 - Résultat d'une chromatographie sur couche mince, à partir de haricot vert broyé avec de l'acétone (le broyat est filtré, séché au sulfate de calcium, puis centrifugé).

L'éluant utilisé ici est le mélange cyclohexane-acétone-diéthylamine (10:4:1, v/v/v). À noter qu'une telle image peut être rendue quantitative si tous les matériels et produits sont pesés, et si l'image obtenue est scannée puis traitée [3].

couleur. Reste alors la possibilité de faire des moyennes, sur des lots, et l'on peut alors chercher à voir si cette couleur de lot change avec la cuisson.

Ainsi équipés d'une méthode pour parler de la couleur, considérons l'origine de la couleur des légumes verts... en signalant tout d'abord que « la chlorophylle » n'existe pas : il s'agit là d'une dénomination aussi périmée qu'albumine ou gluten, par exemple. En effet, si l'on broie des haricots verts (gousses immatures de *Phaseolus vulgaris* L.) avec de l'acétone, on récupère une solution contenant des pigments, que l'on peut facilement séparer par une simple chromatographie sur couche mince (figure 2). Le résultat qui est ainsi affiché ne correspond (évidemment) pas au contenu pigmentaire réel des haricots, car certains composés se dégradent lors de l'extraction. Au total, le chimiste est partagé entre le Charlybde de l'extraction incomplète, et le Sylla de l'extraction complète...<sup>(1)</sup> mais avec un contenu dégradé. Cela étant, l'expérience révèle la nature composée de la « couleur », avec des taches bleues, vertes, jaunes, oranges, rouges... Oui, le « vert » (qui n'est d'ailleurs pas celui seulement de la surface, mais le mélange de tous les verts de la gousse) résulte en réalité d'un mélange de pigments, qui ont chacun leur propre absorption de la lumière.

Pour en revenir à « la chlorophylle », de quoi s'agirait-il ? Dans un livre de vulgarisation récent, on lit : « La chlorophylle, cette feuille verte. La chlorophylle est l'une des molécules à laquelle nous devons notre existence sur la Terre », puis : « Les chlorophylles existent sous deux formes a et b. » Que d'erreurs ! Tout d'abord, la chlorophylle n'est pas une feuille verte. Le mot « chlorophylle » fut introduit en 1818 par les pharmaciens Joseph Bienaimé Caventou (1795-1877) et Pierre Joseph Pelletier (1788-1842), de l'École de pharmacie de Paris, pour désigner le « pigment » qu'ils avaient obtenu à partir de végétaux verts. Il s'agissait toutefois d'une fraction, un peu semblable à celle que savaient faire depuis longtemps les cuisiniers (le « vert d'épinard »), et non pas d'un composé pur, ce que reconnaissaient nos deux pharmaciens et chimistes : « Nous n'avons aucun droit pour nommer une substance connue depuis longtemps, et à l'histoire de laquelle nous n'avons ajouté que quelques faits ; cependant nous proposerons, sans y mettre aucune importance, le nom de chlorophylle... » Les différents pigments chlorophytiques furent séparés ensuite par Sir Georges Gabriel Stokes (1864), Henry Clifton Sorby (1873) [4] et Mikhail Tswett (1906), ce dernier introduisant la colonne chromatographique et préparant le

terrain pour le travail de Richard Willstätter sur la structure des caroténoïdes [5].

Ce qui nous ramène à l'une des fautes faites par le livre de vulgarisation déjà évoquée : il ne faut pas confondre molécule et composé ! Quand on observe notre monde d'aujourd'hui, on découvre que cette confusion est partout ! S'agirait-il d'un reste de la confusion qui agita la chimie alors que Marcellin Berthelot et quelques autres mandarins luttèrent contre l'idée moderne de la chimie ? Ou est-ce l'abstraction qui gît dans le mot « composé » ?

Ce qui demeure, c'est que lors d'une extraction, par exemple une chromatographie, on sépare divers composés, les molécules de chaque composé restant groupées. En supposant (ce qui est faux) que la chlorophylle soit un composé, elle ne serait pas une molécule. D'autre part, la première phrase de notre auteur est en contradiction avec la seconde qui parle justement de chlorophylle au pluriel ; cette seconde phrase serait injuste ? Non, car il existe bien plus que deux types de chlorophylles : un composé nommé chlorophylle a, un autre composé nommé chlorophylle b, mais aussi des chlorophylles b', c', et aussi d, e, etc. Pour ceux qui sont intéressés, il y a des livres entièrement consacrés aux chlorophylles et aux bactériochlorophylles !

Revenons aux faits, aux faits solides : le résultat de la chromatographie présenté précédemment. Dans la série de taches colorées qui sont visibles, celles qui tirent vers le bleu correspondent à des phéophytines. Plus bas, on trouve les taches correspondant à des caroténoïdes, des composés qui n'ont rien à voir avec les chlorophylles. Ce qui doit donc, pour en revenir au vert des haricots et autres végétaux, nous éviter de dire que le vert est dû aux chlorophylles : il est dû à l'ensemble des pigments, chlorophytiques et caroténoïdes.

Au total, des chimistes soucieux de saine transmission de leur science devraient bannir de leur vocabulaire le mot « chlorophylle » au singulier, tout comme il a été bénéfique de passer de l'oxygène au dioxygène (pour désigner le composé dont les molécules sont formées de deux atomes d'oxygène). D'ailleurs, tant que nous y sommes, ne devrions-nous pas précipiter un peu la mutation et bannir le mot « albumine » au singulier ? Et les mots « amylose », « amylopectine », « pectine », etc. au singulier ? Dans ce dernier cas, ce qui est en jeu, c'est la dispersion en masse d'un polymère, ce qui est un cas très général et pour lequel je propose une discussion. En revanche, dans le cas des chlorophylles et d'autres composés de ce type, je crois qu'il n'y a pas à hésiter.

Revenons finalement à notre bicarbonate. A-t-il, oui ou non, une action sur la couleur des haricots verts lors de la cuisson ? La réponse est oui, et l'on comprend maintenant que l'on ne peut avoir qu'une partie de cette réponse si on se limite à examiner les modifications des chlorophylles, car les changements de couleur sont dus, certes, aux modifications moléculaires des chlorophylles, mais aussi aux modifications des caroténoïdes, composés réactifs, puisqu'ayant dans leur molécule une série de doubles liaisons conjuguées... Sans compter que le chauffage de composés organiques incolores (oui, je sais : on devrait dire « qui n'absorbent pas la lumière visible ») peut engendrer des composés colorés : pensons à la confection du caramel !

Les modifications moléculaires des chlorophylles sont explorées depuis longtemps, et l'on sait que, en milieu acide, ces composés se phéophytinisent, c'est-à-dire que le magnésium au centre du groupe tétrapyrrolique est remplacé par des protons : le vert des chlorophylles est effectivement remplacé par un bleu gris des phéophytines,

ce qui, ajouté aux modifications des caroténoïdes et des autres composés, conduit à l'apparition d'une couleur jaune brun, olive verte. N'importe qui peut faire l'expérience de cuire les légumes verts dans de l'eau acidifiée : la couleur vire au brun. Inversement, si l'on ajoute du bicarbonate, dont, il faut le rappeler, le pKa est de 10,3 pour le couple  $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ , on réduit considérablement le nombre de protons disponibles, même quand la quantité ajoutée est très faible.

« Faible » : un adjectif, à nouveau. Il est à bannir, car la science stipule qu'il faut être quantitatif, que le nombre, le calcul nous évitent de verser dans la poésie. Ce qui nous conduit à une seconde discussion, que je propose aux collègues enseignants. Partons des programmes, qui continuent de discuter la question des calculs de pH des solutions. Les équilibres acido-basiques sont si importants en chimie que le choix n'est pas critiquable, mais ce que l'on peut toutefois discuter, c'est la manière. L'expérience prouve que les étudiants parviennent assez facilement à écrire des équations qui quantifient les phénomènes : la neutralité électrique, la conservation de la masse, les équilibres acido-basiques pour les espèces considérées. C'est après que ça se gâte, quand il s'agit de résoudre le système d'équations ainsi établies.

Aujourd'hui, l'avènement des logiciels de calcul formel dans l'enseignement scientifique conduit à penser que la deuxième partie du travail est aussi périmée que l'extraction de racines carrées à la main. Pour les lecteurs de *L'Actualité Chimique* qui n'utilisent pas de tels logiciels, je donne dans la figure 3 les quelques lignes qui posent le problème et le résolvent.

On observera qu'aucune approximation n'a été faite et que la simplicité de ce travail « moderne » permet à l'étudiant de faire quelque chose dont il n'a guère l'habitude, quand il

est empêtré dans les calculs : il peut chercher à valider ses calculs. Convaincu ? Je pressens que non : quand nous avons personnellement peiné à apprendre quelque chose, nous voyons avec regret sa disparition. Contre la proposition de supprimer l'enseignement de la résolution des équations acido-basiques, des collègues m'ont déjà opposé bien des arguments de mauvaise foi, auxquels je réponds par deux questions : 1) n'est-il pas mieux que les étudiants se focalisent sur la chimie plutôt que sur l'indispensable calcul qui l'accompagne ? ; 2) qui d'entre nous continue d'extraire les racines carrées à la main ?

De surcroît, quand les systèmes chimiques deviennent un peu compliqués, avec des complexations qui s'ajoutent à des équilibres acido-basiques, par exemple, le calcul à la main devient extrêmement pénible, alors que les logiciels de calcul formel se moquent d'une équation de plus ou de moins, calculant en un clin d'œil avec autant de décimales que l'on veut : 50,100, 1 000...

## Autres pigments, autres réactions

Avec les chlorophylles, les changements de couleur sont irréversibles, mais avec d'autres composés, phénoliques cette fois, des jeux réversibles sont possibles. Depuis bien longtemps en effet, les chimistes utilisent des fleurs et des fruits pour suivre l'acidité. Dès le XVIII<sup>e</sup> siècle, on effectue des tests au « sirop de violette » à cette fin. Par exemple, Étienne Fourcroy écrit dans l'*Encyclopédie méthodique*, à l'article « albumen » [6] : « Quoique ce mot soit purement latin, & employé par tous ceux qui ont écrit en cette langue pour désigner le blanc d'œuf, cependant aujourd'hui ce mot est généralement adopté dans notre langue pour désigner un fluide d'une nature particulière, & qui paroît propre aux êtres organisés. Ce fluide très-abondant dans les animaux, se trouve aussi dans plusieurs végétaux, & il se présente sous différents états. Quelquefois il est délayé avec différents fluides, ou combiné avec d'autres substances ; d'autres fois il est pur & seulement contenu dans un tissu cellulaire très-fin, alors il est diaphane, il a peu de faveur, il a une consistance épaisse, visqueuse, filante, il est soluble dans l'eau, il verdit le syrop de violette, & les papiers colorés avec les pétales des fleurs bleües, parce qu'il contient du carbonate de soude. »

On le voit : notre jeu de changements de couleur à l'aide des acides et des bases n'est pas neuf, et le bicarbonate trouve sa place – comestible de surcroît – pour de tels changements. Vous n'êtes pas content de la couleur jaune qu'a prise votre thé quand vous lui avez ajouté du jus de citron ? Une cuillerée de bicarbonate, après une effervescence, redonnera une couleur sombre. Avec des fruits rouges, c'est encore plus amusant, car à pH élevé, ils peuvent même devenir verts ! La basicité du bicarbonate ne vous suffit pas ? Alors préparez une lessive de cendres, que vous obtiendrez en filtrant un mélange de cendres de bois et d'eau, comme on faisait jadis pour conserver verts les légumes verts : la cendre contient de la potasse. Méfiez-vous toutefois car avec suffisamment de cendres et juste un peu d'eau, on peut obtenir un pH de 13 !

Au fait, pourquoi les changements de couleur des fruits et fleurs ? Cette fois, ce sont des composés phénoliques (observez que je n'ai pas écrit « polyphénols », car certains n'ont qu'un groupe hydroxyle), qui réagissent [7]. Ainsi, les anthocyanines sont des dérivés glycosylés et polyméthoxylés des sels du 2-phénylbenzopyrylium (flavylium). La plupart des

```

Calcul du pH d'une solution de bicarbonate : 0,05 moles par litre
restart;
Espèces présentes :
H+ : a
OH- : b
Na+ : c
HCO3- : d
H2CO3 : e
CO32- : f
Ca2+ : g

eq1 := a - b = 1e-14 :
eq2 := a + c = b + d + 2*f :
eq3 := d + e + f = c :
eq4 := K1 =  $\frac{d \cdot a}{e}$  :
eq5 := K2 =  $\frac{a \cdot f}{d}$  :
eq6 := c = 0.05 :
K1 = 4.45e-7 :
K2 = 4.69e-11 :
use RealDomain in solve({eq1, eq2, eq3, eq4, eq5, eq6}) end use;
{a = -0.05000044500, b = -1.999982200 10-13, c = 0.05000000000, d = -4.450000000 10-7, (1.2)
e = 0.05000044500, f = 4.174062851 10-16}, {a = -4.577935117 10-9, b =
-0.000002184390941, c = 0.05000000000, d = 0.05104813502, e = -0.0005251574156, f
= -0.0005229776026}, {a = -1.991507439 10-13, b = -0.05021321943, c
= 0.05000000000, d = -0.0002132196166, e = 9.542212416 10-11, f = 0.05021321952},
{a = 4.578333429 10-9, b = 0.000002184200901, c = 0.05000000000, d
= 0.04899404007, e = 0.0005040697786, f = 0.0005018901560}
-log10(4.5783334292601468218 10-9)
8.339292582

```

Figure 3 - Pour ce calcul de pH effectué avec le logiciel Maple 13.0, il suffit de poser les équations et d'utiliser la commande « solve », dans la dernière ligne en noir (ici, on a imposé au logiciel de se limiter aux valeurs réelles). Dans les solutions, seule la dernière donne des concentrations positives, et doit donc être retenue.

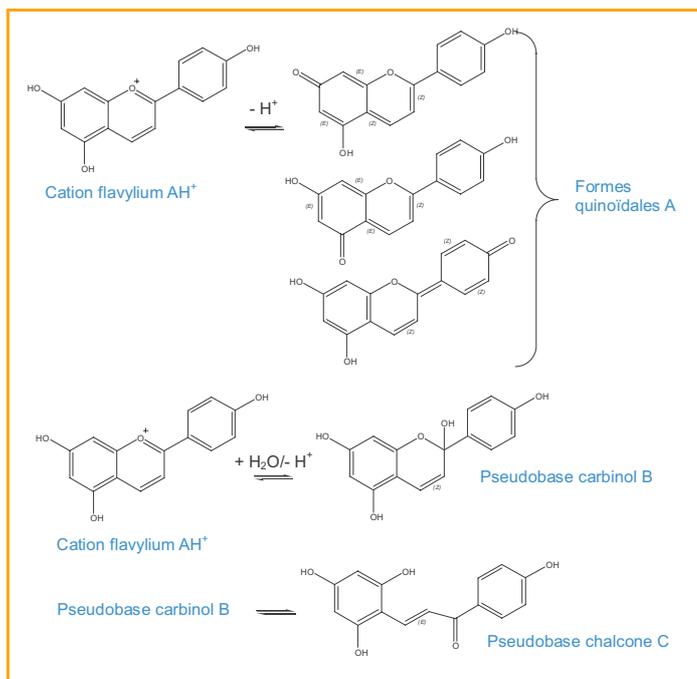


Figure 4 - Les diverses formes des anthocyanines.

anthocyanines naturelles sont principalement présentes en solution acide (pH généralement dans la gamme 2,5-6,0, dans les aliments) sous les formes incolores B et C. De ce fait, il est intéressant de trouver les anthocyanines ou les sels flavylum qui se trouveraient dans ces conditions de pH plutôt sous les formes colorées AH<sup>+</sup> et A (figure 4).

## La cuisson des légumes secs

Dans les applications précédentes, la notion importante était celle d'acido-basicité, caractérisée par la constante d'équilibre. Pour cuire correctement des légumes secs, il faut maintenant ajouter la notion de solubilité, caractérisée par le produit de solubilité.

La question culinaire d'abord : dans certaines régions, les appareils électroménagers s'entartrent, le linge se lave mal et les lentilles ne cuisent pas. Dans le cas du lavage, l'explication est que les ions calcium trop abondants précipitent les ions carboxylate à longue chaîne présents dans les savons. Pour la cuisson des lentilles, ce sont encore ces ions calcium, qui se lient aux pectines, et, doublement chargés, les « réticulent », prévenant leur séparation et, de ce fait, l'amollissement des légumes.

Le cuisinier peut faire usage de sa connaissance de l'équilibre entre le carbonate de calcium solide, précipité, et les ions calcium et carbonate en solution. Le produit de solubilité correspond à la constante d'équilibre de la réaction de dissolution du solide. Pour le carbonate de calcium, le pKs est égal à 8,3, ce qui signifie que le produit de solubilité est de  $5,01 \times 10^{-9}$ . L'ajout de bicarbonate de sodium, en apportant des ions hydrogénocarbonate, fait apparaître des ions carbonate, lesquels font précipiter le carbonate de calcium, piégeant le calcium qui, de ce fait, n'est plus capable de ponter les pectines. Bien sûr, il y a de la mousse et un léger goût de savon, mais la mousse disparaît bientôt, et le goût de savon se combat facilement avec un acide alimentaire, tel le vinaigre ou le jus de citron. À noter que le produit de solubilité du citrate de calcium est, lui, de  $2,72 \times 10^{-12}$  !

## Le moderne : des gelées de champagne, des breuvages pétillants

Les « limonades artificielles » sont de vieilles lunes : nos boîtes de petit chimiste permettaient déjà d'en faire, et ce n'est pas une grande nouveauté que d'obtenir une effervescence quand on fait réagir du bicarbonate avec un acide, lequel déplace l'équilibre acido-basique dans un sens opposé à celui qui a été considéré lors de la cuisson des légumes secs. Enfants, nous versions un mélange d'acide citrique et de bicarbonate dans de l'eau... mais pourquoi pas dans un vin tranquille ? Et en remplaçant l'acide citrique par de l'acide tartrique, pour rester dans la « tonalité » bacchique ?

J'entends les critiques : quoi, trafiquer le vin ? À cela, je propose depuis longtemps de répondre que le vin que nous achetons est à nous, et que nos talents de cuisinier n'ont aucune raison d'être mis sous le boisseau. On cuit les viandes, les poissons, les légumes, les fruits... qui ont demandé tout autant de travail que le vin. Alors pourquoi ne pas « cuire le vin » ? D'ailleurs, bien souvent, nous sommes conduits à des modifications par la force des choses. Par exemple, comment faire une gelée de champagne ?

Quand on parle d'une gelée de champagne, on pense à l'effervescence du breuvage, et non pas seulement à la gelée. Or quand on chauffe du champagne pour y dissoudre un agent gélifiant, telle la gélatine, on perd les gaz dissous, l'effervescence. Bien sûr, on pourrait imaginer des systèmes compliqués, sous pression, qui permettraient de conserver le dioxyde de carbone dissous dans le champagne, mais il y a plus simple, à condition d'utiliser du bicarbonate.

Prenons du champagne, chauffons-le pour y dissoudre de la gélatine et coulons la moitié de la solution afin d'obtenir une gelée de champagne, laquelle aura donc perdu son effervescence. Puis, quand le gel est fait, déposons à la surface une mince couche de matière grasse, par exemple du beurre de cacao. Laissons-le figer, puis saupoudrons avec un mélange bien sec d'acide tartrique et de bicarbonate. Couvrons alors de beurre de cacao, faisons figer au grand froid, et coulons enfin l'autre moitié de champagne additionné de gélatine. Quand les convives



Un mélange de bicarbonate, de sucre, d'acide citrique et de sucre pétillant fait... pétiller un vin tranquille.

Trou normand lors d'un repas de « cuisine note à note » à l'École du Cordon bleu Paris, dans le cadre des enseignements de l'Institut des Hautes Études du Goût (chefs : Nicolas Bernardé et Frédéric Lesourd).

enfonceront leurs cuillères dans la gelée, ils feront venir le mélange effervescent au contact de la gelée, qui n'est autre qu'une solution aqueuse prise en gel : l'effervescence aura lieu. La solution se généralise, par exemple avec du jus d'orange, pour des enfants.

Et demain ? Demain, il y aura sans doute la « cuisine note à note », déjà évoquée dans ces pages, pour laquelle le cuisinier doit construire les mets à partir de composés [8]. Il doit « construire » la forme, la consistance, la saveur, l'odeur, la température, la couleur... Le bicarbonate s'impose bien souvent ! Pour la consistance, nous avons vu, à propos des légumes secs, comment il peut trouver sa place. Pour la saveur... goûtons-le, et nous aurons une autre occasion de réfuter la théorie fautive des quatre saveurs. Pour les couleurs, la chimie sait depuis longtemps que l'acidité est la clé de leur maîtrise. Alors, pourquoi se priver de bicarbonate ?

### Note et références

- (1) Charybde et Scylla : monstres fabuleux qui gardaient le détroit de Messine. Si l'on évite les tourbillons de l'un, on n'échappe pas à l'écueil de l'autre (*Le Robert*).
- [1] This H., N'ayons quand même pas peur de manger !, *L'Act. Chim.*, **2011**, 351, p. 6.

- [2] www.consoglobe.com/bicarbonate-soude-astuces-ecolo-cuisine-3068-cg
- [3] Valverde J., Vignolle M., This H., Quantitative determination of photosynthetic pigments in green beans using thin-layer chromatography and flatbed scanner as densitometer, *J. Chem. Educ.*, **2007**, 84, p. 1505.
- [4] Sorby H.C., Chlorophyll colouring matters, *Nature*, **1873**, 8, p. 224.
- [5] Davies K.M., An introduction to plant pigments in biology and commerce, *Plant pigments and their manipulation, Annual Plant Reviews*, vol. 14, K.M. Davies, **2004**, CRC Press/Blackwell Publishing.
- [6] *Encyclopédie méthodique. Chimie, pharmacie et métallurgie* (la chimie par M. Fourcroy, la pharmacie par M. Maret, la métallurgie par M. Duhamel), *Tome 2*, **1792**, Panckoucke, Paris, p. 11.
- [7] Brouillard R., Iacobucci G.A., Sweeny J.G., Chemistry of anthocyanin pigments. 9. UV-visible spectrophotometric determination of the acidity constants of apigeninidin and three related 3-deoxyflavylum salts, *J. Am. Chem. Soc.*, **1982**, 104, p. 7585.
- [8] This H., De quelles connaissances manquons-nous pour la « cuisine note à note » ?, *L'Act. Chim.*, **2011**, 350, p. 5.



#### Hervé This

est professeur consultant à AgroParisTech, chimiste à l'INRA\* et directeur scientifique de la Fondation « Science & Culture Alimentaire » (Académie des sciences).

\* Équipe de gastronomie moléculaire, UMR 1145, INRA/Institut des sciences et industries du vivant et de l'environnement (AgroParisTech), 16 rue Claude Bernard, F-75005 Paris.  
Courriel : herve.this@paris.inra.fr



Nouveauté

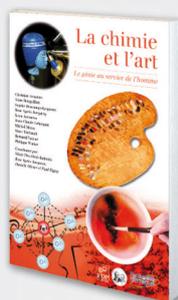
Octobre 2011  
978-2-7598-0642-3  
292 pages - 24 €



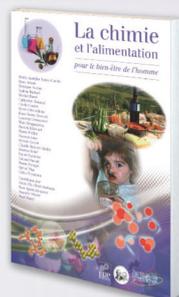
Janvier 2010  
978-2-7598-0488-7  
182 pages - 19 €



Août 2009  
978-2-7598-0426-9  
208 pages - 24 €



Juin 2010  
978-2-7598-0527-3  
228 pages - 24 €



Octobre 2010  
978-2-7598-0562-4  
244 pages - 24 €



Janvier 2011  
978-2-7598-0596-9  
264 pages - 24 €

## Collection L'Actualité Chimique-Livres

Commandez-les sur  
[www.edition-sciences.com](http://www.edition-sciences.com)