

Indicateurs colorés acido-basiques naturels

par André DURUPHY,
Lycée Thiers, Marseille

et Odile DURUPHY,
Lycée Dumont-d'Urville, Toulon.

Certaines fleurs révèlent par leur couleur l'acidité du sol sur lequel elles se développent. C'est par exemple le cas des hortensias (*hydrangea hortensis*) roses ou bleus suivant la nature du sol.

Cette différence de teinte traduit l'effet du pH sur certains pigments des pétales d'hortensias. De nombreux pigments végétaux sont sensibles à des variations de pH, aussi peut-on, après les avoir extraits, les utiliser comme indicateurs colorés acido-basiques. C'est ce que nous avons fait à partir d'artichaut, de roses rouges, de betterave rouge et de chou rouge.

OBTENTION DES SOLUTIONS.

Les jus utilisés ont été obtenus soit par chauffage modéré des végétaux pendant une dizaine de minutes dans un volume minimal d'eau (artichaut, roses, chou), soit par broyage (betterave rouge cuite). Après filtration et addition d'un égal volume d'éthanol, ces extraits peuvent être conservés plusieurs semaines, de préférence au frais. On peut aussi préparer les solutions par broyage, puis filtration des végétaux dans de l'éthanol.

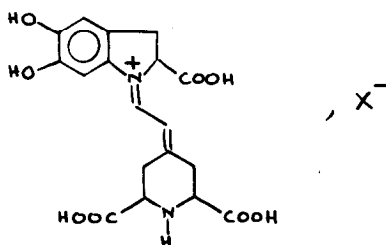
CARACTERE ACIDO-BASIQUE.

Artichaut.

Incolore en milieu acide, jaune en milieu basique ; sa zone de virage est 6-8.

Betterave rouge.

Rouge en milieu acide, jaunâtre en milieu fortement basique ; sa zone de virage est 11-12. La couleur est due à la bétanine, mélange de bétacyanines telles que :

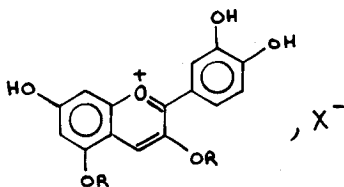


bétacyanines

Le rouge de betterave appelé communément bétanine est un colorant alimentaire naturel (E 162).

Rose rouge.

La solution initiale ($\text{pH} \approx 7$) a une couleur rose violacée ; en milieu acide ($\text{pH} \approx 1$) la solution est rouge orangée, l'addition progressive d'hydroxyde de sodium fait successivement passer la solution du rouge orangé au rose violacé ($\text{pH} \approx 2-3$) puis au bleu pâle et enfin au brun, la teinte bleu pâle n'étant pas stable. La couleur est due, entre autre, à la présence de cyanine.



cyanine (R: -D glucose)

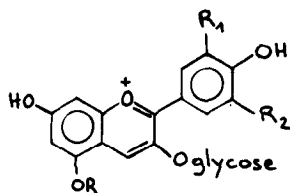
Ce pigment est aussi présent dans la fleur du maïs.

Chou rouge.

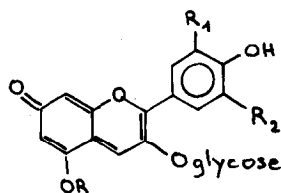
De loin l'extrait le plus intéressant, sa couleur variant nettement suivant la valeur du pH :

Zone de pH :	0-3	4-6	7-8	9-12	13-14
Couleur :	rouge	violet mauve	bleu	vert	jaune

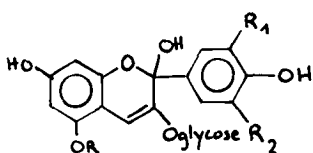
La couleur est due à la présence d'anthocyanes, glycosides de sels de phényl benzopyrylium ; quatre formes ont été mises en évidence :



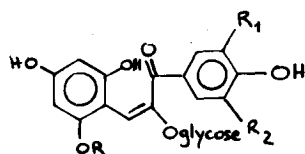
cation flavylium (AH^+)
forme rouge



base quinonique (A)
forme bleue

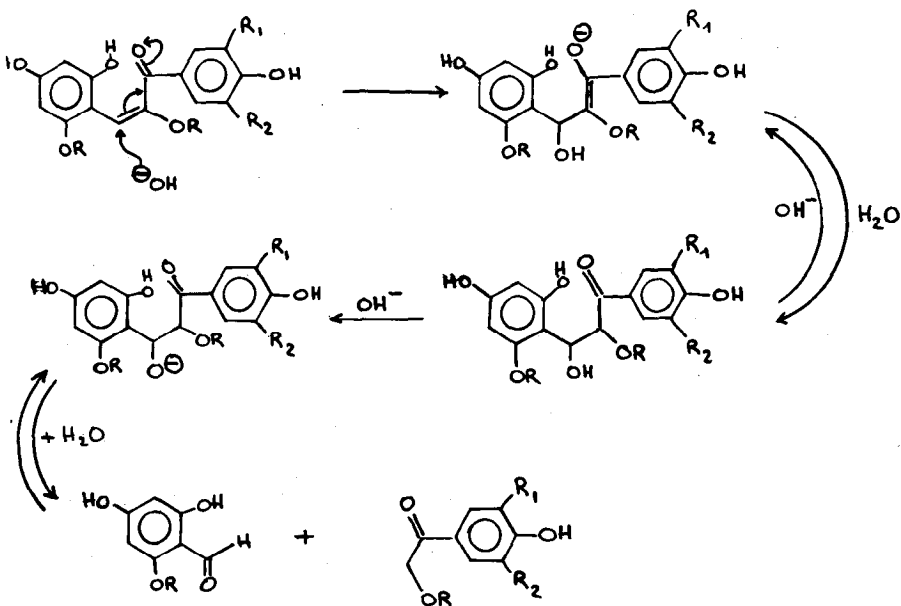


carbinol (B)



chalcone (C)
forme jaune

La forme chalcone (jaune) correspond à l'ouverture du cycle pyrylium ; en milieu basique, cette forme se dégrade ; le mécanisme de cette dégradation pouvant être :



Cette dégradation rend impossible le retour complet de la forme jaune à la forme bleue. Les diverses teintes observées en fonction du pH correspondent à la superposition des teintes de chaque forme dont la concentration propre évolue par variation de pH. Le jus de chou rouge peut donc être utilisé comme indicateur pour des solutions dont le pH est compris entre 0 et 11 ; au-delà, il n'y a plus réversibilité (une solution contenant du jus de chou rouge à un pH supérieur à 10-11 jaunit lentement).

Les anthocyanes sont des colorants alimentaires naturels (E 163) ; ils peuvent aussi être extraits de nombreux fruits rouges (fraises, mûres, cerises, framboises, cassis, myrtilles, groseilles,...) ou de pétales de fleurs (laurier-rose, guimauve, rose trémière,...).

EMPLOI DES INDICATEURS COLORES.

Evaluation du pH d'une solution.

Les jus d'artichaut, de betterave rouge, de rose rouge ne permettent qu'une évaluation grossière de la nature du milieu. Par contre, le jus de chou rouge permet de connaître à une ou deux unités près le pH de la solution. Pour cela, il suffit de préparer à l'aide de solutions de pH connu (0, 1, 2,... 14) une échelle de teinte et de procéder par comparaison. Une telle étude faite en séance de Travaux Pratiques avec des élèves montre que les résultats obtenus sont très reproductibles.

Dosage acido-basique.

L'addition quantitative d'hydroxyde de sodium en solution titrée à une solution d'acide chlorhydrique additionnée de quelques gouttes de jus de chou rouge permet de réaliser le dosage de l'acide avec une bonne précision (passage de l'indicateur du violet-mauve au vert-jaune).

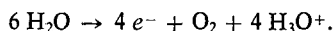
La même manipulation faite avec l'acide éthanoïque donne d'assez bons résultats.

Electrolyse de l'eau en milieu neutre.

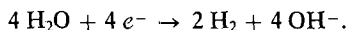
Dans un tube en U verser de l'eau distillée (pH \approx 6,5-7) additionnée de quelques gouttes de jus de chou rouge, la solution est bleue. Plonger deux électrodes *neuves* en graphite (charbon de lampe à arc) et les relier à un générateur de courant continu (12 V ou 24 V).

Au bout de quelques minutes, le compartiment anodique prend une teinte MAUVE (pH \approx 5) alors que le compartiment cathodique prend une belle couleur VERTE (pH \approx 9).

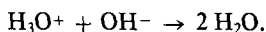
A l'anode il y a oxydation de l'eau, le milieu devenant acide :



A la cathode il y a réduction de l'eau, le milieu devenant basique :



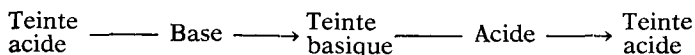
En versant, en fin d'expérience, le contenu du tube en U dans un verre, la solution reprend sa teinte bleue :



Afin de pouvoir recommencer l'expérience avec les mêmes électrodes, il est souhaitable de repérer celle reliée au pôle + et celle reliée au pôle — .

REMARQUES.

L'évolution de la teinte d'un indicateur coloré correspond à la perturbation d'un équilibre chimique, aussi lors de l'étude d'indicateur naturel faut-il toujours vérifier que l'évolution est réversible :



Nous avons signalé que pour le jus de chou rouge il n'y avait pas, en milieu basique, réversibilité pour la forme jaune (on sait également que des indicateurs de synthèse peuvent présenter de telles propriétés : ainsi la phénolphaléine est incolore en milieu très basique, le retour à la teinte rose n'est pas possible lorsqu'on diminue le pH de la solution).

Un chauffage trop important peut conduire à la dégradation des anthocyanes aussi, lors de la préparation des extraits, est-il recommandé de ne pas trop chauffer ou d'extraire par broyage à froid.

BIBLIOGRAPHIE.

Expériences de Chimie Amusante. F. CHERRIER. Hachette. 1974.

Encyclopedie Universalis. Volume 13 (Pigments).

Chimie Organique. ALLINGER et al. McGraw Hill. 1979.

J. AKEMA, S.-L. SEAGER. *Journal of Chemical Education.* 59. 3. Mars 1982.

J.-F. SKINNER, D.-A. FRANZ. *Journal of Chemical Education.* 58. 12. Décembre 1981.

R. BROUILLARD, B. DELAPORTE et al. *Journal de Chimie Physique.* 76. 3. 1979.

R. BROUILLARD, J.-E. DUBOIS. *Journal of American Chemical Society.* 99. 5. Mars 1977.

R. BROUILLARD, B. DELAPORTE. *Journal of American Society.* 99. 26. Décembre 1977.

REMERCIEMENTS.

Nous tenons à remercier Bernard DELAPORTE qui, lors de la 7^e Conférence Internationale sur l'Enseignement de la Chimie, nous a fait part de ses travaux sur les anthocyanes et a bien voulu nous communiquer les tirés à part correspondants.
