

Instabilité de dérivés oxygénés du chlore : chlorites, chlorates et perchlorates

Jean-Pierre Alazard* chargé de recherche, André Picot* directeur de recherche

La littérature chimique rapporte qu'occasionnellement certains dérivés oxygénés du chlore, comme les chlorites, les chlorates ou les perchlorates inorganiques, sont responsables d'accidents en laboratoire. Tous ces composés oxychlorés présentent des propriétés communes : pouvoir oxydant plus ou moins puissant et stabilité souvent très modérée.

Les différents degrés d'oxydation du chlore

De par sa position dans le tableau périodique, le chlore, halogène le plus important, peut présenter cinq degrés d'oxydation principaux (-1, +1, +3, +5, +7).

Dans la série des dérivés oxygénés du chlore en particulier, quatre états de valence sont connus pour les composés bien définis décrits dans le *tableau* suivant :

ETAT D'OXYDATION		1	3	5	7
E X E M P L E S	Formule développée	$\text{Cl}-\text{O}^-$	$\text{O}=\text{Cl}-\text{O}^-$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{Cl}-\text{O}^- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{Cl}-\text{O}^- \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$
	Nom commun	Hypochlorite	Chlorite	Chlorate	Perchlorate
	Nom officiel	chlorate (I)	chlorate (III)	chlorate (V)	chlorate (VI)

Pouvoir oxydant des composés oxygénés du chlore

En règle générale, les composés oxygénés du chlore sont des oxydants dont le pouvoir oxydant est variable et s'accroît des hypochlorites aux chlorates.

Pour leur part, les perchlorates sont moins oxydants que les chlorates correspondants.

* UPS 831, Prévention du Risque Chimique, ICSN, CNRS, 91198 Gif-sur-Yvette Cedex. Tél. : (1) 69.82.30.65. Fax : (1) 69.07.72.47.

Stabilité des composés oxygénés du chlore

L'instabilité des composés oxygénés du chlore suit approximativement leur pouvoir oxydant.

Si la plupart des hypochlorites sont stables, en revanche, les chlorites et les chlorates sont généralement instables.

Les perchlorates, qui sont moins oxydants que les chlorates, sont considérés comme plus stables que les chlorites et les chlorates correspondants.

Les sels alcalins de ces composés oxychlorés sont généralement plus stables que les sels alcalino-terreux, eux-mêmes plus stables que ceux des métaux lourds.

La plupart des accidents décrits avec les chlorites, chlorates ou perchlorates tiennent à leur caractère comburant. En particulier le mélange de ces sels avec des matières combustibles est toujours très sensible au choc ou à la flamme. Ainsi, en mélange avec des composés combustibles, les chlorites et les chlorates sont explosifs.

À l'état solide, les chlorites sont très instables et détonent au choc ou sous une faible élévation de température, en général aux alentours de 100 °C.

Pour leur part, les chlorates sont particulièrement dangereux quand ils sont sous forme très divisée. Ils doivent être manipulés avec beaucoup de précaution lorsqu'ils sont mélangés dans un mortier ou avec des substances organiques anhydres. En revanche, en présence d'eau, le mélange est beaucoup plus stable.

La stabilité de l'acide perchlorique et des perchlorates a fait l'objet d'une note précédente [1].

Le chlorite de sodium : un oxydant dangereux ?

Le chlorite de sodium (NaO_2Cl) est un composé cristallisé non hygroscopique. Le produit industriel ne titre souvent que 80 % car il renferme, outre un peu de chlorate et de carbonate, 15 % environ de chlorure. C'est un comburant moins fort que le chlorate mais susceptible comme lui de constituer des explosifs par mélange avec des corps combustibles (soufre, caoutchouc, coton, bois, papier) [2,3].

Le sel anhydre explose à l'impact et se décompose violemment à 200 °C [4].

Bien qu'il soit connu depuis près d'un siècle, sa fabrication industrielle n'a commencé en France qu'en 1946, principalement pour son utilisation dans le blanchiment des textiles. Aux États-Unis, Niagara Falls a été la première ville à l'utiliser pour le traitement de l'eau en 1944. Depuis, son utilisation s'est diversifiée : agent de blanchiment de la pâte à papier, agent de nettoyage dans l'industrie électronique, microbicide dans l'industrie alimentaire (huiles) [5]. Le renouveau industriel de ce «vieux composé», dont l'accroissement du marché était évalué entre 5 et 10 % en 1993, semble lié à l'avènement de règles plus contraignantes du gouvernement américain, concernant l'utilisation du chlore.

La solution aqueuse de chlorite de sodium constitue en effet une source commode de dioxyde de chlore (ClO₂), puissant désinfectant et agent oxydant, utilisé par ailleurs pour éliminer goût et odeur à l'eau potable. Le dioxyde de chlore ainsi formé oxyde les matières organiques présentes dans l'eau plus rapidement qu'il ne les chlorure. L'utilisation de chlorite de sodium en lieu et place du chlore éviterait donc la formation des fameux trihalométhanes (chloroforme, bromoforme), composés suspectés d'être cancérogènes.

Le regain d'intérêt pour ce composé est donc en rapport avec ses propriétés oxydantes plutôt que chlorantes. Par ailleurs, le dioxyde de chlore excédentaire peut être piégé par la soude pour redonner du chlorite de sodium. Des unités de retraitement de l'eau dites «intégrées», sans aucun rejet d'effluents toxiques dans l'environnement, sont ainsi en cours de construction aux États-Unis [5].

En synthèse organique, le chlorite de sodium constitue un bon réactif d'oxydation des aldéhydes en acides. Ce réactif apparaît plus sélectif que MnO₂, ou le système AgO-NaCN, et semble plus particulièrement approprié pour oxyder les aldéhydes α-β-insaturés (schéma 1) [6].

La réaction d'oxydation s'accompagnant de la formation de dioxyde de chlore (*vide supra*), des risques potentiels de chloration de doubles liaisons isolées existent. On évite cet inconvé-

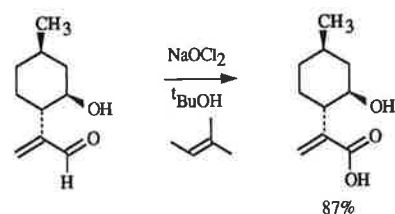


Schéma 1.

nient en opérant en présence d'un piège à chlore du type : acide sulfamique (schéma 2) [7], résorcinol, ou 2-méthylbut-2-ène.

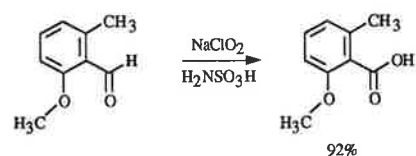


Schéma 2.

Récemment, des protocoles de réaction en présence d'eau oxygénée ou de diméthylsulfoxyde ont été préconisés pour réduire l'acide hypochloreux formé en acide chlorhydrique et en oxygène [8].

L'intérêt du chlorite de sodium en tant que réactif oxydant étant démontré, il ne faut pas perdre de vue qu'il s'agit d'un explosif potentiel (*vide supra*), tout comme l'est d'ailleurs le dioxyde de chlore formé lors de sa dissolution dans l'eau. Il n'est donc pas inutile de signaler, aux utilisateurs éventuels de ce très intéressant réactif oxydant, deux accidents survenus au cours de sa manipulation.

Réactions chimiques et produits dangereux

Créée en 1983, la rubrique réactions chimiques et produits dangereux s'est fixé comme objectif la diffusion de l'information sur les risques liés à la réactivité ou à l'instabilité des composés chimiques. En dix ans, seulement dix notes (voir liste ci-après) nous sont parvenues, signe d'un certain manque d'intérêt pour ce type d'information, pourtant très utile à la prévention.

Pour relancer cette rubrique et l'améliorer, en particulier en la rendant plus complète et attractive, nous proposons de l'alimenter avec des notes de synthèse sur des familles de composés instables.

Ceci vient, bien entendu, en complément des informations sur des réactions ou des expériences dangereuses qui ont été

observées dans les laboratoires ou les ateliers et que vous voudrez bien nous adresser.

Cette rubrique se veut être un lieu privilégié d'échange d'information sur les dangers des produits chimiques et sur leur prévention.

Nous comptons sur votre participation et votre soutien pour que progresse l'information dans ce domaine si important de la sécurité.

Merci pour votre aide

André Picot, Jean-Pierre Alazard

Précédentes parutions

- Note 1 - Projection de produits chimiques dans les yeux (septembre 1983, p. 48-49).
- Note 2 - Décomposition du perbenzoate de tertbutyle (septembre 1983, p. 49-50).
- Note 3 - Décomposition du propionhydroxamate de potassium (octobre 1983, p. 49-50).

- Note 4 - Décomposition du phosphate de triméthyle (décembre 1983, p. 59-60).
- Note 5 - Utilisation des manodétendeurs en alliage de Ni (mars 1984, p. 67-68).
- Note 6 - Isolants thermiques en laboratoire : amiante et produits de remplacement (octobre 1984, p. 75).
- Note 7 - Réactions en ampoules scellées (juin-juillet 1985, p. 71-72).
- Note 8 - Explosion d'un ballon scellé contenant sous argon une phénylhydrazone en milieu méthanol-eau (janvier-février 1986, p. 59-61).
- Note 9 - Stabilité de l'acide perchlorique et des perchlorates (avril 1986, p. 41-47).
- Note 10 - Explosion de deux flacons de synthèse renfermant du borohydrure de zirconium (décembre 1986, p. 35-36).

Le premier s'est produit au cours de la fabrication d'une solution blanchissante constituée à partir d'un mélange à l'état solide de chlorite de sodium et d'acide oxalique pris dans cet ordre [9]. Le mélange, réalisé dans un bécher en acier inoxydable, a explosé lors de l'addition d'eau. L'explosion a été attribuée au dioxyde de chlore, composé photo- et thermosensible formé dans un premier temps. Pour éviter toute réaction dangereuse entre ces deux composés, il aurait simplement suffi de les dissoudre séparément dans l'eau avant mélange.

Le second a été observé lors de la manipulation d'un échantillon de chlorite de sodium purifié sec [10a]. Le produit commercial a tout d'abord été recristallisé dans l'eau, séché à l'air, puis placé dans un dessiccateur sous vide pendant une semaine. Le chlorite de sodium ainsi séché a alors été conditionné par lot de 500 g dans des flacons à vis et conservé à température ambiante. Dix-huit mois plus tard, alors que la température du laboratoire était de 32 °C environ, l'ouverture d'un flacon de conditionnement s'est traduite par une violente explosion suivie d'une inflammation. La manipulatrice, bien que convenablement protégée, a été très sévèrement brûlée. L'extincteur à gaz carbonique utilisé tout d'abord pour éteindre l'incendie s'est révélé totalement inefficace, l'extincteur à feu sec utilisé par la suite ne réussissant qu'à le ralentir. L'incendie s'est arrêté de lui-même après combustion complète de tout le chlorite de sodium, ce qui a nécessité plusieurs heures.

Cette inflammation a probablement pour origine la friction d'une petite quantité de chlorite de sodium sec se trouvant entre le col du flacon et le capuchon à vis. L'analyse de cet accident montre que la purification du chlorite de sodium par recristallisation dans l'eau, en éliminant en particulier le chlorure de sodium connu pour le stabiliser, l'a rendu beaucoup plus dangereux.

Plusieurs leçons doivent être tirées de ces deux accidents :

- Le chlorite de sodium ne doit jamais être stocké en quantité supérieure à 100 g.
- La purification et le séchage de ce composé ne constituent pas des opérations recommandées.
- La manipulation du chlorite de sodium ne doit jamais se faire dans des récipients en acier, cuivre ou nickel.
- Un feu de chlorite de sodium, oxydant de classe III générant l'oxygène nécessaire à sa propre combustion, ne doit pas être attaqué avec un extincteur type feu sec (classe A, B ou C), mais avec un extincteur à eau, qui agit tout d'abord par refroidissement [10b].

En conclusion, sous réserve d'une bonne connaissance de sa réactivité particulière, et en opérant dans des conditions réactionnelles prenant en compte les remarques précédentes, le chlorite de sodium constitue un réactif d'oxydation utile pour le chimiste organicien.

Le chlorate de sodium : un oxydant à ne pas laisser entre toute les mains

Le décès accidentel d'un jeune homme de 17 ans, survenu alors qu'il mélangeait dans un tube d'acier du chlorate de sodium et du sucre en poudre dans le but de réaliser un fumi-

gène [11], est venu rappeler les dangers inhérents à la combinaison «hautement risquée» d'un chlorate et d'un réducteur.

Nous profiterons de ce dramatique accident, dont il existe des précédents dans la littérature [4], pour rappeler quelques unes des propriétés des chlorates les plus courants ainsi que les dangers liés à leur utilisation.

Les chlorates se décomposent au chauffage en chlorure et en oxygène, parfois avec explosion (AgClO_3). Ce sont des sels moins stables que les perchlorates. Les oxydes métalliques (Fe_2O_3 , MnO_2 , Cr_2O_3 , etc.) ainsi que la silice catalysent leur décomposition. D'une manière générale, tout mélange entre un composé combustible et un chlorate est très sensible au frottement et au choc. Il en est ainsi des combinaisons entre les chlorates et les matières organiques (papier, carton, bois, sucre, etc.), les métaux à l'état divisé (Al, Mg, etc.) et les non-métaux comme le soufre ou le phosphore [2].

Les chlorates les plus courants sont ceux des métaux alcalins (Li, Na, K), alcalino-terreux (Mg, Ca, Ba) et des métaux comme l'argent, le manganèse et le plomb.

Le chlorate de potassium, qui est connu depuis plus de 200 ans, a été employé à grande échelle dans les manufactures d'explosifs, de feux d'artifice, de colorants (noir d'aniline) ainsi que comme source d'oxygène [12]. Il est également utilisé dans l'industrie du savon, du verre et de la poterie [13]. D'un point de vue pratique, ce sel n'est pas explosif [2]. En revanche, tout mélange de chlorate de potassium et d'une matière combustible en proportions convenables est un explosif. L'un des mélanges binaires le plus typique à cet égard, est celui constitué de soufre et de chlorate de potassium qui explose au choc, au chauffage ou par addition d'acide sulfurique.

Actuellement, la production de chlorate de potassium est supplantée par celle du chlorate de sodium qui présente des propriétés comburantes analogues.

Les chlorates de sodium ou de calcium sont utilisés comme désherbants. C'est ainsi que la société BASF Horticulture et Jardin commercialise un désherbant biodégradable qui est un mélange de 80 % de chlorate de sodium stabilisé par 20 % de chlorure de sodium. Bien que stabilisé, ce mélange reste fortement oxydant comme en témoigne l'accident ci-dessus.

Les chlorates des métaux alcalino-terreux trouvent des applications en pyrotechnie car ils se décomposent à température plus basse que les précédents (le chlorate de baryum $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ se décompose par exemple à 400 °C). Les chlorates des métaux lourds sont encore plus instables, le chlorate de plomb se décomposant vers 200 °C.

Quelques chlorates ont trouvé des applications limitées en synthèse organique, généralement comme oxydants, parfois comme agents de chloration.

C'est ainsi que l'oxydation de l'hydroquinone en parabenzoquinone (schéma 3), peut être réalisée par le chlorate de sodium en présence d'une quantité catalytique de pentoxyde de vanadium (V_2O_5) [14], ou mieux en présence de métavanadate d'ammonium (NH_4VO_3) [15].

Le chlorate de potassium en présence de brome permet la bromation des cétones simples [15] ; il peut être également utilisé comme oxydant en présence d'une quantité catalytique de OsO_4 [16].

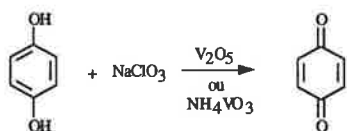


Schéma 3

Le chlorate d'argent en combinaison avec une quantité catalytique de OsO_4 permet la cis-hydroxylation des oléfines, comme dans le cas de la formation de l'alloinositol (schéma 4) [16].

Les multiples accidents décrits concernant les chlorates ont toujours pour origine leur mélange avec un réducteur : chlorate de potassium avec le soufre, le dithionite de sodium, le lactose, l'huile végétale [2] ou chlorate de sodium avec le sucre, comme dans l'accident précité.

S'il est bien connu que l'association chlorate de potassium, lactose et matières colorantes organiques entre dans la composition des fumigènes, il est également bien connu que ces mélanges peuvent détoner quand les fumées produites sont confinées. C'est probablement ce qui s'est produit dans le cas de l'accident qui nous concerne. Ce dernier montre également, que l'addition de 20 % de chlorure de sodium au chlorate de sodium ne diminue pas notablement sa sensibilité vis-à-vis d'un réducteur.

La leçon à tirer de cet accident concerne, en particulier, l'étiquetage des produits phytopharmaceutiques qui doit mettre en garde les utilisateurs de désherbants à base de chlorate sur les risques d'explosion résultant de leur mélange avec des produits aussi courants que le sucre, le papier, le carton, le charbon de bois ainsi que sur les risques qu'il y aurait à vouloir préparer des fumigènes.

Au niveau des laboratoires, les chlorates seront tenus à l'écart des acides forts qui les décomposent avec dégagement de dioxyde de chlore, composé photo- et thermosensible (*vide supra*), et les récipients ayant contenu un chlorate ne seront jamais jetés sans avoir été préalablement abondamment lavés à l'eau.

En cas d'incendie de chlorates, qui contiennent l'oxygène nécessaire à leur propre combustion, l'agent extincteur à utiliser sera de préférence l'eau, qui agit par refroidissement.

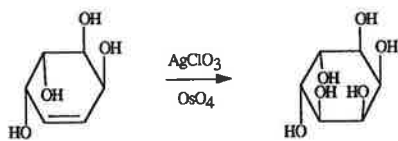


Schéma 4 -

Le perchlorate de lithium, un explosif qui s'ignore !

Si certains perchlorates inorganiques, comme le perchlorate d'argent ou les perchlorates de lanthanides [1] sont connus pour leur instabilité, il est généralement admis que les perchlorates alcalins (Li, Na, K) sont relativement stables.

Pourtant, en décembre 1985, un accident mortel s'est produit au Laboratoire de physique des solides d'Orsay, au cours de la manipulation à température ambiante de perchlorate de lithium dans du méthanol, et ceci dans une boîte à gants sous atmosphère inerte et sèche [1]. L'enquête ultérieure n'a pu déterminer l'origine exacte de cette explosion, mais la formation de perchlorate de méthyle ($\text{ClO}_3\text{-O-CH}_3$) éminemment instable ne peut être exclue.

Le perchlorate de lithium anhydre est décrit comme un solide fondant à 247 °C sans se décomposer, ne perdant son oxygène qu'à partir de 400 °C [2]. Utilisé comme dopant des polymères du type polyacétyle, le perchlorate de lithium explose dès 180 °C [17], ce qui signifie qu'en présence de composés organiques, sa stabilité est nettement abaissée.

Un récent incident, décrit dans *Chem. Eng. News* [18], vient confirmer cette instabilité du perchlorate de lithium en présence des composés organiques.

Dans cet exemple, une violente explosion s'est produite au cours d'une réaction de Diels-Alder réalisée en présence de perchlorate de lithium, cette fois dans l'éther. Le mélange réactionnel à reflux était constitué de 1g de cyclooctatétrène (COT), 1g de diméthylacétyle dicarboxylate et 5g de perchlorate de lithium, dans 9,5 ml d'oxyde diéthylique anhydre (schéma 5). L'explosion s'est produite au bout de 90 min, entraînant la destruction de tout l'appareillage. Par chance, personne ne se trouvait aux abords immédiats de la sorbonne au moment de l'explosion. Il faut remarquer que dans cette réaction, le perchlorate de lithium était en présence d'un dérivé acétylénique, famille de composés connue pour leur instabilité [3, 19].

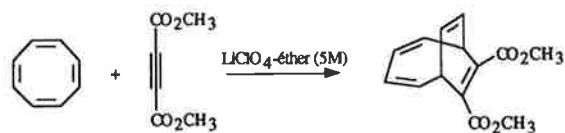


Schéma 5.

Le perchlorate de lithium dans l'éther diéthylique, à des concentrations comprises entre 1 et 5 M, est en effet préconisé pour accélérer un certain nombre de réactions : Diels-Alder, aldolisation type Mukaiyama, addition de Michael et réarrangements de Claisen 1-3 [20]. Il est vraisemblable que, dans toutes ces réactions, le perchlorate de lithium se comporte comme un acide de Lewis doux.

Ce milieu ionique unique, s'il n'était pas sans danger, présenterait donc un grand intérêt pour les réactions de Diels-Alder, en permettant notamment d'opérer dans des conditions plus commodes que celles connues pour accélérer ce type de réaction : milieu aqueux, haute température, haute pression. Dans ce contexte des réactions accélérées par le perchlorate de lithium, il est intéressant de signaler le nouveau système, cette fois catalytique, perchlorate de lithium (4 à 25 moles %) dans le dichlorométhane [21]. Ce système serait plus efficace que le précédent, en particulier pour les réactions d'hétéro Diels-Alder (schéma 6) et serait beaucoup moins hasardeux.

Si aucune autre solution de remplacement ne faisant pas appel à un réactif dangereux (catalyseur du type AlCl_3 , TiCl_4 , $\text{BF}_3\text{-OEt}_2$, $\text{Cu}(\text{BF}_4)_2$) ne peut être utilisée, c'est évidem-

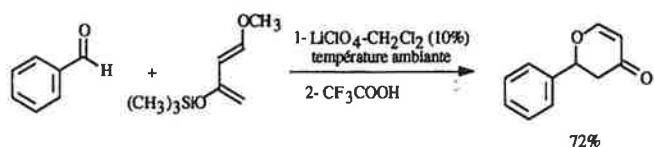


Schéma 6.

ment le second système, perchlorate de lithium en quantité catalytique, qui sera choisi a priori.

L'intérêt du perchlorate de lithium en synthèse organique étant démontré, son utilisation a toute les chances de se multiplier. Il n'est donc pas inutile de rappeler que : une réaction en présence d'un perchlorate, même réputé stable, reste toujours une opération à risque, l'explosion intervenant parfois sans cause apparente. Il ne faut jamais oublier qu'en présence de composés organiques, et en général en l'absence d'eau, les conditions d'une explosion potentielle sont généralement remplies.

L'utilisation de l'acide perchlorique et de ses dérivés nécessite toujours d'opérer sur de petites quantités, en évitant les conditions réactionnelles trop brutales, et en s'entourant de précautions renforcées (travail sous sorbonne en présence d'un écran en polycarbonate).

Conclusion

«Nul n'est censé ignorer la sécurité» et, avant d'entreprendre une manipulation nouvelle, il est indispensable de consulter la littérature française [19] et internationale [3] concernant la stabilité des réactifs mis en jeu.

Bien entendu, le port des lunettes de sécurité, qui devrait être permanent dans les laboratoires, devient une règle absolue lors des réactions mettant en jeu les composés oxygénés du chlore comme le chlorite de sodium, le chlorate de sodium et le perchlorate de lithium.

Références

[1] Picot A., Grenouillet P., Stabilité de l'acide perchlorique et des perchlorates, Note n° 9, *L'Actualité Chimique*, avril 1986, p. 41.
 [2] Médard L., *Les explosifs occasionnels*, vol. 2, *Monographies*, Tec Doc Lavoisier Paris, 1987, p. 467.

[3] Breterick L., *Handbook of reactive chemical hazards*, 3rd edition, Butterworths, Technisciences Paris, 1985, p. 940.
 [4] Leleu J., *Réactions chimiques dangereuses*, INRS, Paris, 1987, p. 330.
 [5] Alinsworth, S., *Chem. Eng. News*, March 22, 1993, p. 11.
 [6] Kraus G.A., Taschner M.J., *J. Org. Chem.*, 1980, 45, p.1175.
 [7] Hauser F.M., Ellenberger S.R., *Synthesis*, 1987, p. 723.
 [8] Dalcanale E., Montanari F., *J. Org. Chem.*, 1986, 51, p. 567.
 [9] *Case histories of accidents in the chemical industry*, Washington, Manufacturing Chemist Association, I 1962, II 1966, III 1970.
 [10a] Simoyi R.H., *Chem. Eng. News*, March 22, 1993, p. 4.
 [10b] Terbeek K. B., *ibid*.
 [11] Recommandations pour l'étiquetage du chlorate de sodium, *L'Actualité Chimique*, Juillet-août-septembre 1993, p. 50.
 [12] *The Merck Index*, 9th Ed, published by Merck Co Inc Rahway. NJ, USA, 1976.
 [13] Sax N.I., Lewis R.J., *Dangerous properties of industrial materials*, 7th Ed, VNR Ed., 1989.
 [14] Underwood H.W., Walsh W.L., *Org. Synth.*, Coll. Vol. 2, 1943, p. 553.
 [15] Catch J.R., Hey D. H., Jones E.R.H., Wilson W., *J. Chem. Soc.*, 276, 1948.
 [16] Angyal S.J., Gilham P.T., *J. Chem. Soc.*, 1958.
 [17] Elsenbaumer R.L., Miller G.G., Perchlorates in doping polymers can pose hazards, *Chem. Eng. News*, June 24, 1992, p. 4.
 [18] Silva R.A., Explosion with lithium perchlorate in Diels-Alder reaction, *Chem. Eng. News.*, December 21, 1992, p. 2.
 [19] Picot A., Grenouillet P., *La sécurité en laboratoire de chimie et de biochimie*, Tec Doc Lavoisier, Paris, 1992.
 [20] Grieco P.A., Organic chemistry in unconventional solvents, *Aldrichimica Acta*, 1991, 24, 3, p. 59.
 [21] Reetz MT., Gansauer A., Catalysis by lithium perchlorate in dichloromethane : Diels-Alder reactions and 1,3-Claisen rearrangements, *Tetrahedron*, 1993, 49, p. 6025.

École interactions chimie-biologie 1995

23-30 juin 1995
 La Londe-Les-Maures (Var)

Nouvelles approches en pharmacocinétique et biodistribution du médicament

Thérapie génique anti-sens

Coordonnateurs : MM. Jean-Marc Lhoste et Claude Hélène.

Cette école organisée par le CNRS, L'Inserm, l'Inra, l'industrie et l'enseignement supérieur s'adresse à toute personne travaillant à l'interface chimie-biologie ou souhaitant y travailler et désirant prendre contact avec les spécialistes du domaine.

Renseignements et inscriptions (date limite : 3 avril 1995) : École d'été 1995/ Mme F. Souyri-Inserm, 101, rue de Tolbiac, 75654 Paris Cedex 13.

Tél. : (1) 44.23.62.03. Fax : (1) 45.85.68.56.