
Les calculatrices programmables et alphanumériques sont autorisées.

L'usage de tout ouvrage de référence et de tout document est strictement interdit.

Si, au cours de l'épreuve, un candidat repère ce qui lui semble être une erreur d'énoncé, il le signale dans sa copie et poursuit sa composition en indiquant la raison des initiatives qu'il est amené à prendre de ce fait.

Les candidats doivent respecter les notations de l'énoncé et préciser, dans chaque cas, la numérotation de la question posée.

Une grande attention sera apportée à la clarté de la rédaction et à la présentation des différents schémas.

Les données nécessaires à la résolution de certaines questions et des applications numériques sont données en annexe à la page 9.

Le sujet proposé comporte une partie chimie générale et inorganique portant sur des synthèses du dioxyde de titane et une partie chimie organique portant sur la catalyse en chimie organique.

On admettra que toutes les solutions aqueuses utilisées sont idéales et on confondra activité et concentration.

Les grandeurs standard (enthalpie et entropie) sont données à 298 K et on supposera qu'elles sont indépendantes de la température.

1. DES SYNTHÈSES DU DIOXYDE DE TITANE

A température ambiante, sous pression normale, le titane est un métal blanc, brillant, dur, léger et très résistant à la corrosion. Le titane est aussi résistant que l'acier mais il est plus léger.

La principale utilisation du titane (95 %) est le dioxyde de titane TiO_2 ; c'est le pigment blanc le plus utilisé dans les peintures, les matières plastiques, le papier, les médicaments,...

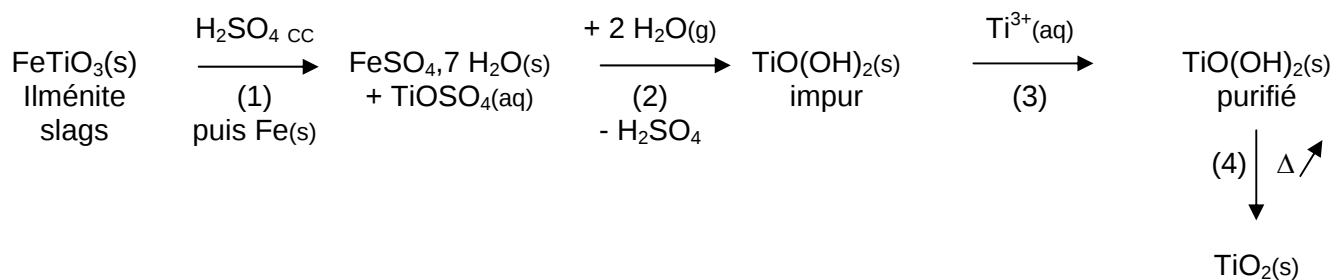
Grâce à sa solidité, sa légèreté et son inertie chimique, le titane et ses alliages sont utilisés dans la fabrication d'avions (6 % de la masse de la cellule d'un Airbus et 30 % de la masse d'un de ses réacteurs), de missiles, de satellites, de coques de sous-marins, de cadres de vélos de compétition, de clubs de golf, de lunettes, de prothèses de hanche, d'ordinateurs portables, de montres de luxe, de bijoux de piercing, ..

En chimie organique, les composés du titane donnent des catalyseurs importants : catalyseurs de Ziegler et Natta, TiCl_4 , AlEt_3 (synthèse stéréosélective des polymères) ou catalyseur de Sharpless $\text{Ti}(\text{OiPr})_4$ (synthèse stéréosélective des époxydes).

1.1. Obtention du dioxyde de titane par le procédé « au sulfate »

Le minerai le plus abondant contenant du titane est l'ilménite de formule FeTiO_3 que l'on peut considérer comme un mélange à peu près équimolaire d'oxyde de fer FeO et de dioxyde de titane TiO_2 . Pour fabriquer le dioxyde de titane, la métallurgie utilise l'ilménite ou des slags (laitiers titanifères), sous-produits des usines métallurgiques qui extraient le fer de l'ilménite.

Le schéma du procédé au « sulfate », comportant quatre étapes (1), (2), (3), (4), est donné ci-après :



Etape (1) : le minerai est finement broyé puis attaqué par de l'acide sulfurique concentré dans des tours d'attaque où s'effectue la mise en solution des sels métalliques. Les résidus et les boues inattaqués sont éliminés et la solution est traitée par du fer métallique (feuillards) afin de réduire les ions fer(III) en ions fer(II) ce qui évite la précipitation de l'hydroxyde ferrique $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$. Une cristallisation provoque la précipitation du sulfate de fer(II) heptahydraté $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ qui est séparé par essorage. **Etape (2) :** le sulfate de titanyle TiOSO_4 reste en solution et après filtration et concentration par évaporation sous vide, la solution est hydrolysée par de la vapeur d'eau qui élève la température vers 95-110 °C. **Etape (3) :** le gel d'hydrolyse séparé des eaux mères est traité par une solution réductrice d'ions $\text{Ti}^{3+}(\text{aq})$ pour éliminer les métaux lourds éventuellement adsorbés. Il est alors lavé, conditionné avec des additifs de pigmentation. **Etape (4) :** l'hydroxyde de titanyle $\text{TiO}(\text{OH})_2$ est enfin calciné à une température de l'ordre de 900 °C et broyé à sec. On obtient ainsi le pigment de base TiO_2 .

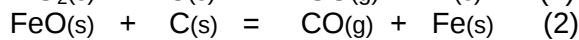
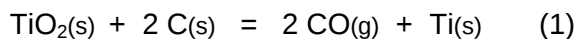
- 1.1.1. Donner la formule de Lewis de l'acide sulfurique H_2SO_4 ou $(\text{HO})_2\text{SO}_2$.
- 1.1.2. Donner la formule de Lewis de l'ion sulfate et expliquer pourquoi cet ion a une structure tétraédrique parfaite.
- 1.1.3. Le sulfate de titanyle a pour formule TiOSO_4 . Donner la formule de l'ion titanyle et montrer que cet ion est stable en solution aqueuse, en milieu très acide.
- 1.1.4. Donner le nombre d'oxydation de l'élément titane dans l'ilménite FeTiO_3 , le sulfate de titanyle TiOSO_4 , l'hydroxyde de titanyle $\text{TiO}(\text{OH})_2$ et le dioxyde de titane TiO_2 . Les étapes (1) à (4) sont-elles des réactions d'oxydoréduction ?
- 1.1.5. Montrer que les ions $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ ne sont pas stables dans une solution aqueuse laissée à l'air libre. Ecrire les demi-équations électroniques, les potentiels des deux couples mis en jeu ainsi que l'équation de la réaction qui se produit.
- 1.1.6. Déterminer le potentiel standard du couple $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ connaissant les potentiels standard des couples $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.
- 1.1.7. Ecrire l'équation de la réaction de réduction des ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ par le fer métal et calculer la valeur de la constante d'équilibre de cette réaction. Conclure.
- 1.1.8. Calculer la valeur du pH d'une solution d'acide sulfurique de concentration molaire 0,10 mol.L⁻¹ en considérant :
 - 1.1.8.1. que les deux acidités sont fortes.
 - 1.1.8.2. que la première acidité est forte et que la seconde acidité est faible.
- 1.1.9. Lors de l'addition d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium dans une solution contenant des ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ à une concentration molaire égale à 0,010 mol.L⁻¹, on observe l'apparition d'un précipité de couleur rouille.
 - 1.1.9.1. Justifier cette observation expérimentale.
 - 1.1.9.2. Calculer la valeur du pH de début de précipitation, en négligeant la dilution due à l'ajout de la solution de soude.
 - 1.1.9.3. Les ions fer(III) précipitent-ils dans un milieu acide sulfurique environ 0,1 mol.L⁻¹ ?
- 1.1.10. Au laboratoire, pour séparer $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ de $\text{TiOSO}_4(\text{aq})$, on effectue une filtration sous vide. Faire un schéma légendé de cette technique expérimentale.
- 1.1.11. Pour purifier le gel $\text{TiO}(\text{OH})_2$ des métaux adsorbés, on ajoute une solution aqueuse contenant des ions $\text{Ti}^{3+}(\text{aq})$.
 - 1.1.11.1. Que signifie le verbe « adsorber » ?
 - 1.1.11.2. Donner une réaction de votre choix mettant en oeuvre le phénomène d'adsorption.
 - 1.1.11.3. Donner le nom d'une technique d'identification utilisant le phénomène d'adsorption.

- 1.1.11.4. Montrer que les ions $\text{Ti}^{3+}(\text{aq})$ permettent d'éliminer le métal manganèse Mn adsorbé sur le gel. Ecrire l'équation de la réaction mise en jeu.
- 1.1.12. Ecrire l'équation de la réaction correspondant à l'étape (4). Quel nom peut-on donner à cette réaction ?
- 1.1.13. L'ion $\text{Ti}^{3+}(\text{aq})$ est stable en solution aqueuse et se trouve sous forme d'ions complexes hexaaquatitane(III). Le spectre d'absorption de cet ion complexe présente une large bande avec un maximum vers 490 nm.
- 1.1.13.1. Donner la formule et la représentation spatiale de cet ion complexe.
- 1.1.13.2. Donner les configurations électroniques de l'atome de titane et de l'ion Ti^{3+} dans leur état fondamental.
- 1.1.13.3. Quelle est la couleur de l'ion complexe en solution aqueuse ?

1.2. Obtention du dioxyde de titane par le procédé au coke

Dans ce procédé, on traite l'ilménite FeTiO_3 (association des deux oxydes FeO et TiO_2) ou les slags (laitiers tétanifères) par du carbone dans un four à haute température.

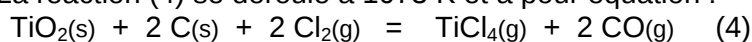
On peut considérer que la transformation réalisée dans le four fait intervenir les deux réactions suivantes :



- 1.2.1. Montrer que ces deux réactions sont des réactions d'oxydo-réduction.
- 1.2.2. Quand pour chacune des réactions, l'équilibre est établi à 1600 K, la valeur de la pression en monoxyde de carbone vaut respectivement : $(p\text{CO})_{\text{eq},1} = 4,9 \times 10^{-3} \text{ bar}$ et $(p\text{CO})_{\text{eq},2} = 8,8 \times 10^{-20} \text{ bar}$.
- 1.2.2.1. Déterminer les valeurs des constantes d'équilibre $K_1^0(1600)$ et $K_2^0(1600)$ des réactions (1) et (2).
- 1.2.2.2. Déterminer les valeurs des enthalpies libres standard $\Delta_r G_1^0(1600)$ et $\Delta_r G_2^0(1600)$ des réactions (1) et (2).
- 1.2.3. Pour vérifier la compatibilité des résultats numériques précédents, pour chacune des réactions (1) et (2), donner l'expression de l'enthalpie libre standard $\Delta_r G^0(T)$ en fonction de la température T , en utilisant les données thermodynamiques figurant en annexe. Calculer sa valeur à la température $T = 1600 \text{ K}$ pour chacune des réactions (1) et (2) et conclure.
- 1.2.4. On considère maintenant la réaction (3) suivante :
- $$\text{Ti}(\text{s}) + 2 \text{FeO}(\text{s}) = \text{TiO}_2(\text{s}) + 2 \text{Fe}(\text{s}) \quad (3)$$
- 1.2.4.1. Déterminer la valeur de l'enthalpie libre standard $\Delta_r G_3^0(1600)$ de la réaction (3) à partir des enthalpies standard $\Delta_r G_1^0(1600)$ et $\Delta_r G_2^0(1600)$ des réactions (1) et (2).
- 1.2.4.2. En déduire la valeur de l'enthalpie libre $\Delta_r G_3(1600)$, cette réaction ne faisant intervenir que des solides.
- 1.2.4.3. Rappeler le critère d'évolution d'un système chimique faisant intervenir l'enthalpie libre $\Delta_r G(T)$ et conclure quant à l'évolution du système chimique par la réaction (3).
- 1.2.5. Dans un réacteur de volume $V = 1 \text{ m}^3$, on introduit 100 moles de $\text{TiO}_2(\text{s})$, 100 moles de $\text{FeO}(\text{s})$ et 300 moles de carbone solide (graphite). Déterminer la composition finale du système en calculant les quantités de matière de chacun des constituants ainsi que la valeur de la pression finale en monoxyde de carbone. Conclure sur l'efficacité du procédé au coke.

1.3. La carbochloration du dioxyde de titane ou le procédé au chlore

La carbochloration a pour but de séparer l'élément titane des autres éléments métalliques et de purifier le dioxyde de titane. La réaction (4) se déroule à 1073 K et a pour équation :



Après avoir séparé le tétrachlorure de titane des autres chlorures métalliques, on le transforme de nouveau vers 1673 K en dioxyde de titane selon la réaction (5) d'équation :



- 1.3.1. Calculer l'enthalpie standard, l'entropie standard et l'enthalpie libre standard à 1073 K de la réaction (4). En déduire la valeur de la constante d'équilibre $K_4^0(1073)$ et conclure.
- 1.3.2. Quels éléments sont oxydés ou réduits au cours de la réaction (4) ?
- 1.3.3. Les impuretés à base de fer ou de silicium donnent aussi des chlorures métalliques FeCl_3 et SiCl_4 . A l'aide des données de l'annexe, donner une technique expérimentale qui permet de séparer facilement le tétrachlorure de titane des autres chlorures métalliques.
- 1.3.4. A l'aide des données numériques, calculer la valeur de la constante d'équilibre $K_5^0(1673)$ de la réaction (5) et conclure.
- 1.3.5. A une température de 1673 K et sous une pression maintenue à 1 bar, on réalise un mélange équimolaire de $\text{TiCl}_4(\text{g})$ et de $\text{O}_2(\text{g})$ qui se transforme en $\text{TiO}_2(\text{s})$ et $\text{Cl}_2(\text{g})$ selon la réaction (5). Déterminer les pressions partielles des différents gaz à l'équilibre.

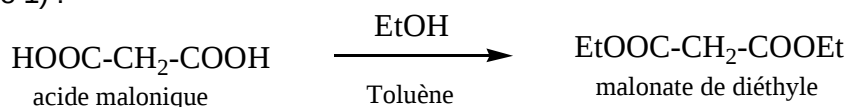
2. LA CATALYSE EN CHIMIE ORGANIQUE

2.1. La catalyse par transfert de phase

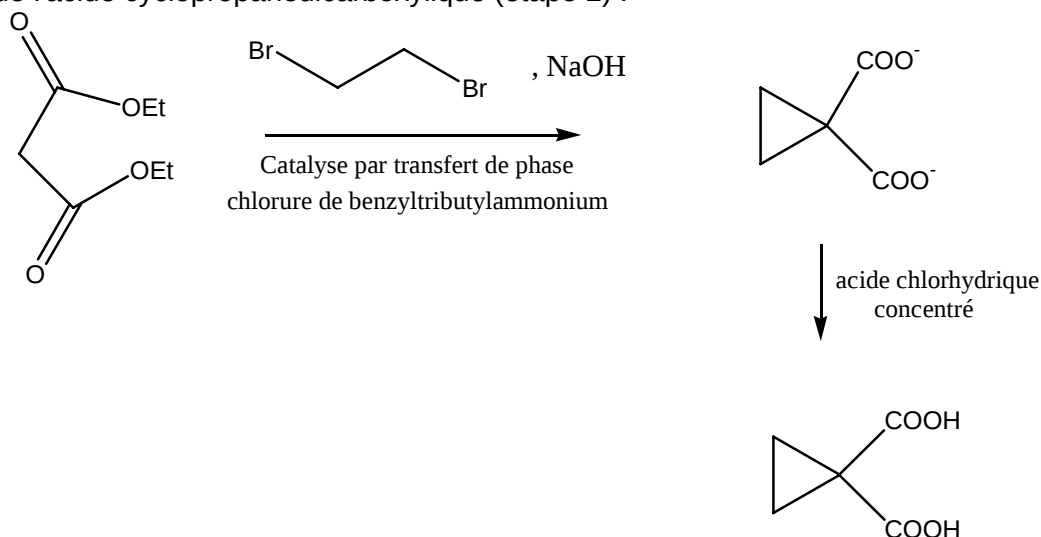
La catalyse par transfert de phase a été découverte par le chimiste polonais Makosza en 1965. Elle consiste à réaliser une réaction dans un milieu diphasé organique/aqueux en présence d'un catalyseur pouvant se partager entre les deux milieux, comme un ion ammonium quaternaire R_4N^+ , un éther couronne ou un cryptand. Cet ion peut véhiculer les anions en phase organique où ils acquièrent une plus grande réactivité. La réaction peut être réalisée à température assez basse sans utiliser de solvant dipolaire aprotique.

On se propose d'étudier le protocole de la synthèse de l'acide cyclopropanedicarboxylique à partir de l'acide malonique. Les deux étapes de la synthèse sont schématisées ci-dessous ; la deuxième étape met en œuvre une catalyse par transfert de phase.

- Estérification (étape 1) :



- Synthèse de l'acide cyclopropanedicarboxylique (étape 2) :



Le protocole des deux étapes de la synthèse est décrit ci-dessous :

A. Estérification de l'acide malonique (étape 1)

Équiper un ballon de 250 mL avec un dispositif de distillation pour produits volatils.

Introduire 15,0 g d'acide malonique, 60 mL d'éthanol absolu et 30 mL de toluène anhydre.

Mettre sous agitation et ajouter 0,3 mL d'acide sulfurique concentré et de la pierre ponce.

Porter le contenu du ballon à ébullition et maintenir le reflux pour pouvoir prélever très lentement le distillat jusqu'à ce que la température en tête de colonne atteigne 80 °C environ.

Refroidir, puis transvaser le contenu du réacteur dans une ampoule à décanter.
 Laver la phase organique rapidement avec 20 mL d'une solution saturée en chlorure de sodium.
 Recueillir puis sécher la phase organique sur du carbonate de potassium anhydre.
 Distiller le malonate de diéthyle formé (calorifuger la colonne si nécessaire).
 Mesurer le volume de distillat recueilli.

- 2.1.1. Donner l'équation de la réaction d'estérification.
- 2.1.2. Expliquer comment on déplace l'équilibre en faveur de l'ester, dans cette manipulation.
- 2.1.3. Proposer un mécanisme réactionnel en milieu acide pour la réaction d'estérification, en prenant comme exemple la réaction entre l'éthanol et l'acide éthanoïque.
- 2.1.4. Indiquer l'intérêt du lavage avec la solution aqueuse de chlorure de sodium.
- 2.1.5. Préciser le double rôle du carbonate de potassium anhydre.
- 2.1.6. Le volume de distillat recueilli est $V = 18,5$ mL. En déduire le rendement de cette première étape de la synthèse.
- 2.1.7. Faire un schéma légendé d'un montage à distiller.

Données

	masse molaire (g.mol^{-1})	densité
Acide malonique	104,1	
Ethanol	46,1	0,789
Malonate de diéthyle	160,2	1,055
Acide cyclopropanedicarboxylique	130,1	

Le toluène donne avec l'eau et l'éthanol un hétéroazéotrope ternaire qui bout à 75 °C sous 1 bar.

B. Synthèse de l'acide cyclopropanedicarboxylique (étape 2)

Dans un ballon tricol de 250 mL, introduire 35 g de soude en pastilles et 75 mL d'eau. Adapter le réfrigérant, le thermomètre et l'ampoule de coulée et refroidir à température ambiante.
 Ajouter 6,0 g de chlorure de benzyltributylammonium (catalyseur par transfert de phase) et agiter fortement.

Préparer un mélange constitué de 6,0 g de malonate de diéthyle et de 14,0 g de 1,2-dibromoéthane.
 L'introduire dans l'ampoule de coulée et le verser rapidement tout en agitant fortement.

Maintenir l'agitation vigoureuse pendant 1 h 30 min.

Verser le mélange réactionnel dans un erlenmeyer puis le refroidir jusqu'à environ 10 °C.

Placer l'erlenmeyer dans un bain eau et glace pilée et ajouter au mélange réactionnel, avec précaution, goutte à goutte et en contrôlant la température qui ne doit pas dépasser 20 °C, de l'acide chlorhydrique concentré jusqu'à un pH inférieur à 2 (environ 50 mL).

Verser alors la solution dans une ampoule à décanter, saturer la phase aqueuse avec du chlorure de sodium et extraire l'acide cyclopropanedicarboxylique à l'aide de lavages avec trois volumes de 20 mL d'éther diéthylique. Réunir les phases organiques et les sécher avec du sulfate de magnésium anhydre.

A l'aide d'un évaporateur rotatif, éliminer l'éther et faire cristalliser le produit. Filtrer. Sécher.

Mesurer la masse m de produit obtenu.

- 2.1.8. Indiquer le rôle de la soude. Donner la formule semi-développée de l'intermédiaire réactionnel formé et justifier sa formation.
- 2.1.9. Proposer un mécanisme réactionnel pour les différentes étapes conduisant à l'acide cyclopropanedicarboxylique.
- 2.1.10. Expliquer pourquoi on doit « agiter vigoureusement ».
- 2.1.11. Pourquoi la saponification n'a-t-elle lieu qu'après les deux réactions acido-basiques sur le diester ?
- 2.1.12. Pourquoi le milieu final doit-il être très acide ($\text{pH} < 2$) ?
- 2.1.13. On trouve $m = 3,6$ g. Calculer le rendement de l'étape 2. En déduire, alors, le rendement global de la synthèse.

C. Catalyse par transfert de phase

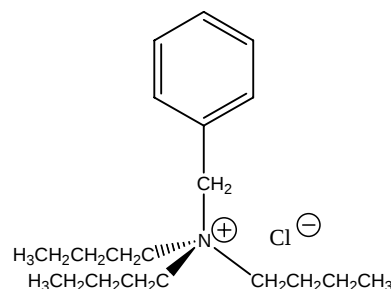
L'expérience décrite ci-après permet de comprendre le principe de la catalyse par transfert de phase.

Dans un tube à essai, introduire environ 2 mL de dichlorométhane et quelques cristaux de permanganate de potassium.

Ajouter 2 mL d'eau distillée. Boucher le tube et agiter. La phase organique reste incolore.

Ajouter une pointe de spatule de chlorure de benzyltributylammonium, catalyseur par transfert de phase représenté ci-contre.

Boucher le tube et agiter. La phase organique devient colorée.



- 2.1.14. Faire l'inventaire des différentes espèces chimiques présentes dans chaque phase avant l'ajout du catalyseur.
- 2.1.15. L'agent de transfert de phase est constitué d'une « paire d'ions intimes » formée d'un ion chlorure et d'un ion ammonium quaternaire, soluble dans l'eau. Dans cette expérience, l'ion Cl^- peut s'échanger avec un autre anion. Lequel ?
- 2.1.16. Compte tenu de sa structure à longue chaîne carbonée, l'ion ammonium quaternaire est aussi soluble dans le dichlorométhane. Expliquer alors la coloration de la phase organique.
- 2.1.17. Indiquer le rôle du catalyseur par transfert de phase ; justifier la réponse.
- 2.1.18. Appliquer le même raisonnement à l'action de la soude sur le malonate de diéthyle dans la synthèse de l'acide cyclopropanedicarboxylique et en déduire alors l'avantage que procure l'utilisation d'un catalyseur par transfert de phase.

D. Spectroscopie

Le spectre RMN du proton du malonate de diéthyle présente les signaux suivants :

- triplet à 1,30 ppm, intégration 6
- singulet à 3,21 ppm, intégration 2
- quadruplet à 4,12 ppm, intégration 4

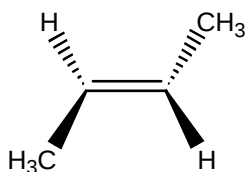
- 2.1.19. Attribuer les signaux observés aux protons du malonate de diéthyle. Interpréter les déplacements chimiques et la multiplicité des pics.

2.2. Epoxydation de Sharpless

L'époxydation asymétrique d'alcools allyliques selon la méthode de Sharpless (Prix Nobel 2001) donne accès à d'innombrables synthons chiraux (produits intermédiaires chiraux) qui sont ensuite utilisés pour construire des molécules complexes ayant des stéréochimies bien définies.

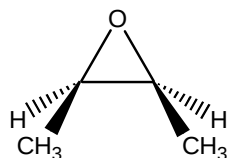
A. Synthèse d'un époxyde à partir d'un alcène

- 2.2.1. Proposer une méthode de synthèse d'un époxyde à partir de l'alcène suivant :



- 2.2.2. Montrer que l'on obtient en général un mélange de stéréoisomères et préciser la relation de stéréoisomérisation qui les lie.

On considère l'époxyde suivant :

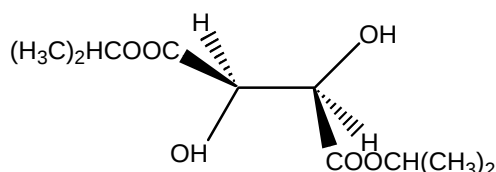


- 2.2.3. Par hydrolyse de cet époxyde on obtient un diol : proposer un mécanisme pour cette hydrolyse en milieu basique, en précisant la stéréochimie du produit obtenu.
- 2.2.4. Obtient-on le même résultat en milieu acide ? Justifier la réponse.
- 2.2.5. En RMN du proton, combien de signaux obtiendrait-on pour cet époxyde ? Préciser leur multiplicité.

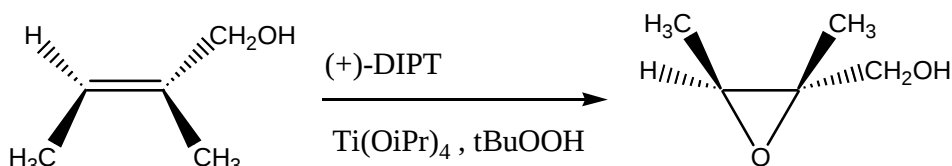
B. Réaction de Sharpless

La synthèse stéréosélective des époxydes proposée par Sharpless a été réalisée à partir d'un alcool allylique en présence d'un complexe chiral à base de titane. Ce complexe fait intervenir, selon les cas, le (+)-tartrate de diisopropyle ou le (-)-tartrate de diisopropyle, que l'on notera respectivement (+)-DIPT ou (-)-DIPT.

- 2.2.6. Quelle est la signification de (+) ou (-) ?
- 2.2.7. La représentation spatiale du (+)-tartrate de diisopropyle est donnée ci-dessous. Donner la configuration des carbones asymétriques.



Le mécanisme de l'époxydation asymétrique de Sharpless est complexe : il fait intervenir une association entre le tartrate, le titane, et la fonction alcool de l'alcool allylique. On effectue l'époxydation asymétrique suivante :

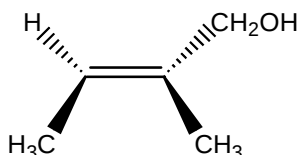


Le rendement est de 75 % et l'excès énantiomérique de 94 %.

- 2.2.8. Donner la configuration absolue du (ou des) carbone(s) asymétrique(s) de l'époxyde final en la justifiant.
- 2.2.9. Quel est l'oxydant de la réaction de Sharpless ? Ecrire l'équation de la réaction.
- 2.2.10. Que donnerait la réaction en l'absence de catalyseur ?
- 2.2.11. Quel est l'intérêt de l'époxydation de Sharpless ?

C. Préparation du réactif de la réaction de Sharpless

Le réactif de départ de la réaction de Sharpless étant représenté ci-dessous, on se propose de préparer ce réactif à partir du but-2-ène.



- 2.2.12. On réalise la réaction de bromation du but-2-ène. De quel stéréoisomère du but-2-ène faut-il partir pour obtenir le composé méso, noté **A** ? La réponse sera justifiée en écrivant le mécanisme réactionnel de la bromation.
- 2.2.13. Le composé **A** est soumis à un équivalent de soude concentrée à chaud. De quelle réaction s'agit-il ? Ecrire le mécanisme et donner la structure du composé **B**.
- 2.2.14. On fait réagir le composé **B** avec du magnésium dans le THF (tétrahydrofurane). Donner la formule semi-développée du composé **C** obtenu.
- 2.2.15. On fait ensuite réagir le composé **C** sur le méthanal. Après hydrolyse acide, on obtient le composé recherché. Quel est le type de la réaction effectuée ? Donner un mécanisme réactionnel simplifié pour cette réaction.

FIN DE L'ENONCE

Annexe : données à 298 K

- Numéro atomique : $Ti : Z = 22$.
- Potentiels standard d'oxydoréduction :
 $TiO^{2+}(aq) / Ti^{3+}(aq) : E^0 = 0,10 \text{ V} ; Ti^{3+}(aq) / Ti^{2+}(aq) : E^0 = -0,37 \text{ V} ; H^+(aq) / H_2(g) : E^0 = 0,00 \text{ V} ;$
 $O_2(g) / H_2O(l) : E^0 = 1,23 \text{ V} ; Mn^{2+}(aq) / Mn(s) : E^0 = -1,18 \text{ V}$
 $Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq) : E^0 = 0,68 \text{ V}$ en milieu sulfurique ; $Fe^{2+}(aq) / Fe(s) : E^0 = -0,44 \text{ V}$.
- $Fe(OH)_3(s) : pK_s = 38,0$.
- $HSO_4^-(aq) / SO_4^{2-}(aq) : pK_a = 1,9$.
- Quelques données thermodynamiques :

composé	$TiO_2(s)$	$CO(g)$	$FeO(s)$	$TiCl_4(g)$	$Ti(s)$	$Fe(s)$	$C(s)$	$Cl_2(g)$	$O_2(g)$
$\Delta_f H^0 \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$	- 944,7	- 110,5	272,0	- 763,2	0	0	0	0	0
$S^0 \text{ (J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}\text{)}$	50,2	197,6	57,5	354,8	30,6	27,3	5,7	223,0	205,1

$C(s)$ représente le carbone graphite

- Température d'ébullition sous 1 bar :
- | composé | $TiCl_4$ | $FeCl_3$ | $SiCl_4$ |
|--------------------|----------|----------|----------|
| Eb ($^{\circ}C$) | 136,4 | 315,0 | 57,6 |
- Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}\text{.mol}^{-1}$.
 - $\frac{R.T}{F} \cdot \ln(10) = 0,06 \text{ V}$
 - RMN : quelques déplacements chimiques.

Type de proton	$\delta \text{ (ppm)}$	Type de proton	$\delta \text{ (ppm)}$
Alkyle RCH_3	0,8-1,0	Cétone $RCOCH_3$	2,1-2,6
Alkyle RCH_2R	1,2-1,4	Aldéhyde $RCHO$	9,5-9,6
Alkyle R_3CH	1,4-1,7	Hydroxyle ROH	0,5-6,0
Alcool RCH_2OH	3,3-3,4	Carboxylique $RCOOH$	10-13