

LC 14 : Relation structure réactivité en chimie organique (L)

Bibliographie

- [1] BUP 865.
 [2] JFLM2.
 [3] Paul Arnaud. *Cours de chimie organique*.
 [4] Mesplede. *Chimie organique*.

Prérequis

- Groupes caractéristiques
- Représentation des molécules / Formules de Lewis
- Catalyse
- CCM, recristallisation, banc Kofler
- réaction d'oxydo-réduction / substitution nucléophile / estérification
- Liaison Hydrogène

Plan de la leçon

1	Différentes classes d'alcool	2
1.1	Le test de Lucas [1] [2]	2
1.2	Oxydation ménagée d'un alcool [1]	3
2	Liaisons Hydrogène et réactivité	7
2.1	Phénols et alcools : quelles différences? [3]	7
2.2	Influence de la liaison H [2]	7
3	Estérification : synthèse de l'aspirine [4]	8
3.1	Protocole et mécanisme avec l'anhydride	9
3.2	Réactif limitant et rendement	10
3.3	Si on remplace l'anhydride par un acide	10

* *
*

Introduction

Dans un cours précédent (et les classes précédentes) nous avons vu que l'on pouvait identifier certaines fonctions (groupes caractéristiques) qui servaient entre autre à écrire les noms des molécules et donc à les représenter ou écrire leur formules chimiques (ceci doit être acquis pour commencer cette leçon).

Cette leçon va être l'occasion de réutiliser ces notions de fonctions, et de voir que l'on peut aller encore plus loin que simplement les identifier, nous allons étudier le comportement de ces fonctions et l'influence de la structure des molécules sur la réactivité. En effet il paraît intuitif de dire que 2 fonctions différentes n'auront pas la même réactivité. Dans cette leçon nous allons voir que ce n'est pas le seul aspect structural qui va influencer la réactivité.

Pour étudier le lien entre structure et réactivité dans le cadre de la chimie organique, nous nous intéresserons ici plus particulièrement à la fonction alcool (-OH), cela va nous permettre de balayer un certain nombre de paramètres influençant la réactivité, et donc de définir ou revoir des réactions de chimie organique.

Les alcools sont toxiques (le méthanol peut provoquer la cécité et la mort), même si de nombreux alcools sont des constituants d'essences végétales, par exemple le menthol (essence de menthe), le linalol (essence de lavande) et le géraniol (essence de rose). A noter que l'éthanol résulte de la fermentation de jus sucrés (jus de raisin, de betterave).

Les alcools sont utilisés comme solvants protiques et polaires ou comme réactif en synthèse, ce sera le cas dans cette leçon.

1 Différentes classes d'alcool

Nous avons vu qu'il existait différents types d'alcool, 3 classes définies par rapport au nombre de carbone adjacent au carbone portant le groupe caractéristique -OH.

- alcool primaire : 1 carbone adjacent.
Exemple : butan-1-ol
- alcool secondaire : 2 carbones adjacents.
Exemple : butan-2-ol
- alcool tertiaire : 3 carbones adjacents.
Exemple : 2-méthylpropan-2-ol

Schéma réactivité général alcool : C ($\delta +$), O ($\delta -$) site attaquant les acides et H ($\delta +$) H acide attaqué par les bases.

Ces différentes classes d'alcool vont influencer la réactivité des composés, c'est ce que l'on va détailler ici. Il existe des tests caractéristiques montrant ainsi que chaque alcool ne réagit pas de la même façon ce qui permet de les différencier les uns des autres.

1.1 Le test de Lucas [1] [2]

Pour mettre en évidence les différentes classes d'alcool et tout d'abord la présence d'un alcool, on peut citer le test de Lucas. Ce test permet de déterminer la classe d'un alcool et met en jeu une substitution nucléophile monomoléculaire (SN1). Il consiste à produire un chloro alcane qui se détecte par sa faible solubilité dans les milieux aqueux de fort pouvoir ionique.

Expérience : Test de Lucas

Suivre mode op' JFLM2 p56, quelques gouttes d'alcool seulement

Interprétation

Nous remarquons que plus la classe de l'alcool est élevée, plus la réaction est rapide. (Il s'agit d'un

test qui compare des vitesses de réaction)

Mécanisme : figure 1. Attention $ZnCl_2$ n'est pas un catalyseur, dire acide de Lewis et OH base de Lewis donc réaction entre les 2.

L'étape de formation du carbocation est cinétiquement déterminante. Elle sera d'autant plus rapide que le carbocation est stabilisé par des effets inductifs ou mésomères. Ainsi, à température ambiante, le test de Lucas fait rapidement apparaître un trouble avec un alcool tertiaire. Il est en revanche plus lent avec un alcool secondaire, même à chaud. Enfin le test est négatif (à chaud également) avec l'alcool primaire.

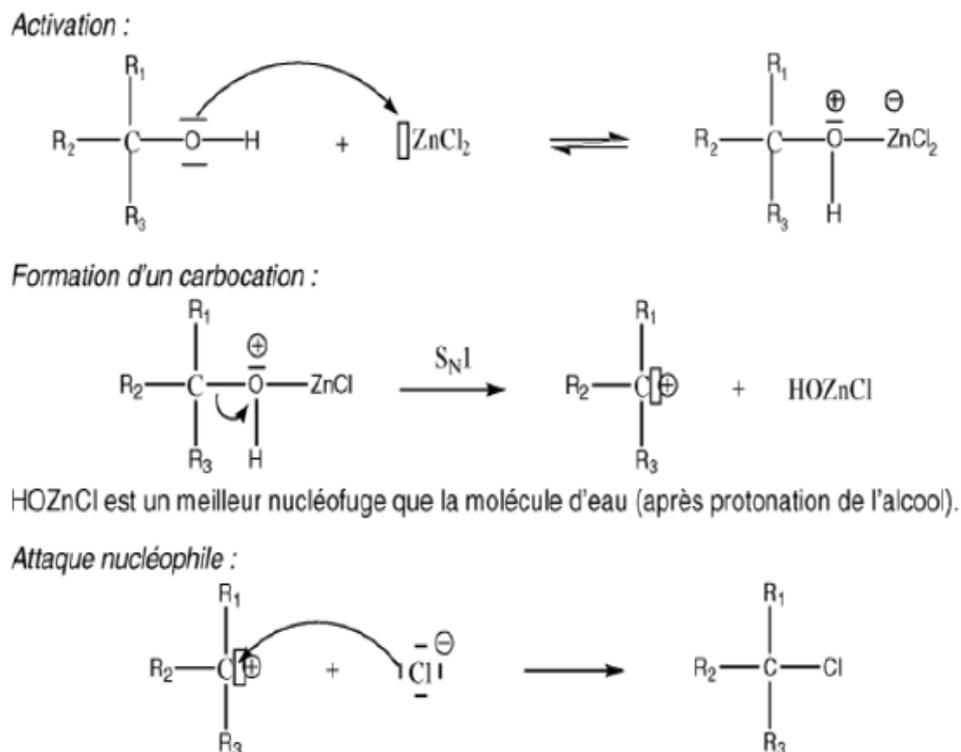


FIGURE 1 – Test de Lucas

Nous avons vu que les alcools pouvaient avoir des classes différentes (mises en évidence via le test de Lucas) on pourrait donc penser que pour une même réaction effectuée dans des conditions strictement identiques les produits vont dépendre de la classe de l'alcool (réactif) qui réagit. Mettons cela en évidence sur une réaction d'oxydation.

1.2 Oxydation ménagée d'un alcool [1]

L'oxydation ménagée est différente de l'oxydation totale, qui se fait par combustion. Ici nous allons étudier l'oxydation d'alcools par le permanganate de potassium ($KMnO_4$) en milieu acide, nous avons déjà rencontré ce type de réaction, c'est une réaction d'oxydo-réduction. Nous allons comparer la réactivité des classes d'alcool par rapport à cette réaction. Pour cela il faut que le mode opératoire soit rigoureusement similaire pour chaque réaction.

Dans une première expérience nous allons voir quels sont les alcools qui réagissent avec le permanganate. Comme vous le savez, le permanganate de potassium est une solution de couleur violette (sous forme MnO_4^-), si une réaction d'oxydoréduction avec un alcool (forme réductrice) a lieu (oxydation), MnO_4^- passe sous sa forme réduite Mn^{2+} et on observerait une décoloration de la solution. Tentons de mettre ça en évidence expérimentalement.

On travaille avec de très petites quantités car il ne s'agit pas de synthétiser des produits mais juste de faire une réaction visuelle, qualitative.

Expérience : Quels sont les alcools qui réagissent avec le permanganate ?

Suivre mode op' BUP 665 p968

- Dans un tube à essais, introduire (dans cet ordre) 2,0mL d'alcool à tester, trois gouttes d'acide sulfurique (6 mol.L^{-1}), puis 10 gouttes d'une solution de permanganate de potassium ($1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$)
- Agiter en secouant le tube après chaque ajout de réactif

Observation :

La solution de permanganate se décolore dans les tubes contenant l'alcool primaire et secondaire mais pas dans le tube contenant l'alcool tertiaire. Donc seuls les alcools primaires et secondaires sont susceptibles d'être oxydés par le permanganate de potassium en solution aqueuse.

Comment peut-on expliquer ceci ? On dit que lors de l'oxydation on peut casser les liaisons C-H mais pas les C-C pour le carbone fonctionnel, donc dans l'alcool tertiaire oxydation pas possible alors que pour primaire et secondaire oui (et même 2 fois pour le primaire).

Nous avons ainsi mis en évidence une différence de réactivité entre les différentes classes d'alcool. Continuons de caractériser ces réactions.

Commentaire :

Il est très important que le permanganate soit en très large défaut pour éviter la formation du précipité brun noir de MnO_2 .

Maintenant que nous avons mis en évidence les classes d'alcools qui sont susceptibles d'être oxydés par le permanganate de potassium, dans une deuxième expérience nous allons nous intéresser aux produits synthétisés lors de ces réactions. Il faut les caractériser. Nous allons donc augmenter les quantités, mais nous devons maintenir le permanganate en défaut, nous expliquerons cela dans la suite. Pour accélérer les réactions et améliorer le rendement nous allons travailler ici avec une solution de permanganate plus concentrée et chauffer légèrement le mélange réactionnel.

Expérience : Quels sont les produits formés au cours de la réaction d'oxydation ?

Suivre mode op' BUP 665 p969

- Faire chauffer un bain marie à 80°C
- Préparer une solution de permanganate acidifiée par de l'acide sulfurique de concentration $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en MnO_4^- et 4 mol.L^{-1} en acide sulfurique.
- Dans un tube à essais, introduire 1,0mL d'alcool à tester, puis chauffer le tube 5 min au bain marie.
- Ajouter 1,0mL de la solution de permanganate. Puis remettre à chauffer au bain marie pendant 5-10 min.

Observations :

- Au moment de l'ajout de la solution de permanganate acidifiée, on observe un trouble brun dans les tubes.
- A la fin de la réaction, dans le cas de l'alcool primaire on observe une solution biphasique. La phase inférieure est la phase aqueuse et la phase supérieure est la phase organique. On peut se convaincre en ajoutant un peu d'eau dans le tube à essais : celles ci traversent immédiatement la phase supérieure.

- Dans le cas de l'alcool secondaire, on obtient une solution monophasée limpide au fond de laquelle on observe un léger dépôt noir.

Ce dépôt noir doit être le précipité de MnO_2 .

Remarques expérimentales :

- Il est important de chauffer l'alcool avant l'ajout du permanganate : la dissolution du précipité de MnO_2 est observé plus rapidement (dismutation du précipité en chauffant)
- Il est important de chauffer à $80^\circ C$, car une température plus haute pourrait dénaturer les produits formés et inversement une plus faible ralentit la réaction avec l'alcool secondaire, et provoquerait l'apparition du précipité de MnO_2 qui ne se déposerait pas facilement.

Remarque : On chauffe pour accélérer la réaction avec le secondaire car on travaille en défaut de permanganate.

Expérience : Identification des produits formés

Suivre mode op' BUP 665 p971

Test à la 2,4 DNPH : Avant d'effectuer ce test il faut laisser les tubes revenir à la température ambiante. En effet la solubilité du précipité d'hydrazone formé augmente avec la température. Dans un tube à essais contenant environ 1mL de 2,4 DNPH (2,4 dinitrophénolhydrazone) verser quelques gouttes du mélange réactionnel final. Dans le cas de l'alcool primaire, on veillera à ne prélever que la phase organique. Le test est positif si un précipité jaune a été formé. Si tout se passe bien c'est le cas pour l'alcool primaire et secondaire.

Test avec le réactif de Tollens :

Préparation du réactif de Tollens : Verser quelques mL d'une solution de nitrate d'argent puis quelques gouttes d'ammoniac jusqu'à redissolution du précipité de Ag_2O qui apparaît.

Test : Prélever 1mL du réactif de Tollens, y ajouter quelques gouttes de la phase organique. Puis faire chauffer au bec Bunsen (ça va plus vite que le bain marie). Si tout se passe comme on le souhaite, un dépôt d'argent apparaît sur les paroi, c'est le **miroir d'argent** attendu.

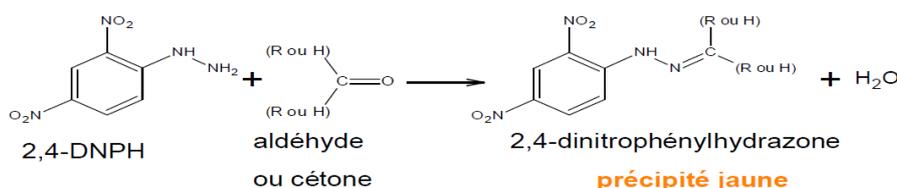


FIGURE 2 – Equation bilan du test à la 2,4 DNPH

Ecrivons les réactions rédox : **Ecrire les réaction rédox avec les structures et expliquer avec les nombre d'oxydation si on est à l'aise**

1) Alcool primaire

- couple MnO_4^-/Mn^{2+} : $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$
- couple buta-1-ol/butanal : $CH_3CH_2CH_2CH_2OH = CH_3CH_2CH_2CHO + 2H^+ + 2e^-$
- Equation Bilan : $2MnO_4^- + 6H^+ + 5CH_3CH_2CH_2CH_2OH = 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5CH_3CH_2CH_2CHOH$

2) Alcool secondaire

- couple MnO_4^-/Mn^{2+} : $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$
- couple buta-2-ol/butanal : $CH_3CH_2CH_2OHCH_3 = CH_3CH_2CHOCH_3 + 2H^+ + 2e^-$
- Equation Bilan : $2MnO_4^- + 6H^+ + 5CH_3CH_2CHOHCH_3 = 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5CH_3CH_2CHOHCH_3$

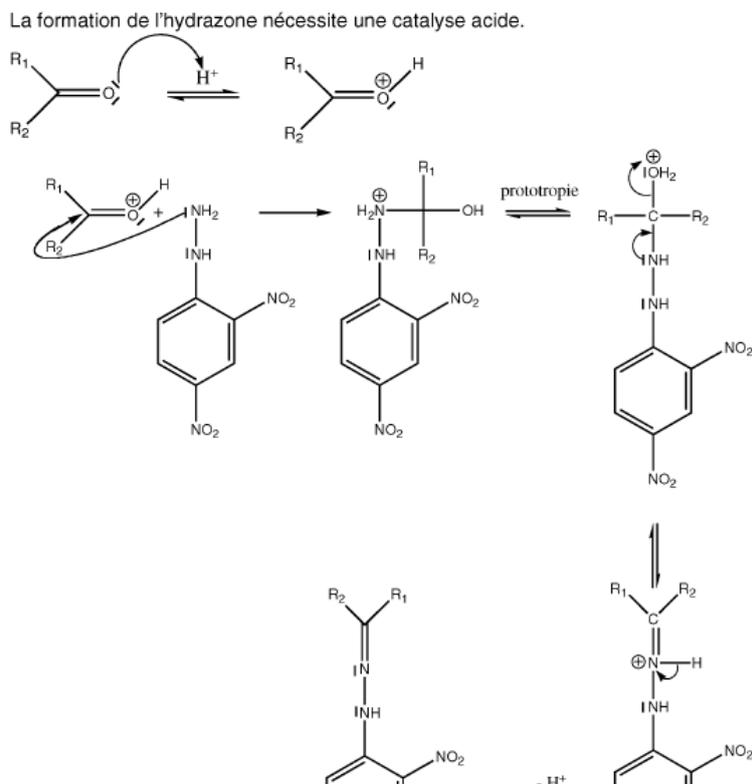


FIGURE 3 – Mécanisme du test à la 2,4 DNP

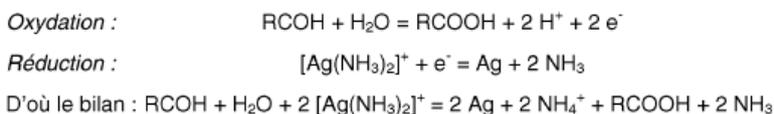


FIGURE 4 – Equation d'oxydo-réduction du test de Tollens

3) Alcool tertiaire : pas de réaction

Commentaires :

- Nous devons travailler avec un défaut de permanganate pour peu oxyder l'alcool primaire pour obtenir un aldéhyde et pas continuer jusqu'à l'acide carboxylique. Si les tests sont négatifs pour le primaire, cela est dû au fait que l'on a oxydé jusqu'à l'acide carboxylique.
- Alcool primaire : Le produit a été formé en plus grande quantité qu'en première partie et la phase aqueuse est beaucoup plus importante (1mL contre quelques gouttes dans la première expérience) : c'est pourquoi on note l'apparition de cette phase organique non observée avant. En effet en très faible quantité, l'aldéhyde formé est miscible au mélange eau-alcool, ce n'est plus le cas dans cette expérience.
- Alcool secondaire : on a pu caractériser la cétone formée. Le dépôt noir formé correspond à la formation du précipité de MnO_2 par contact de Mn^{2+} et MnO_4^- . Ceci est observé uniquement avec le secondaire, car la réaction est plus lente que pour le primaire, les ions MnO_4^- qui n'ont pas encore réagi avec l'alcool se trouvent plus longtemps en contact avec des ions Mn^{2+} formé au début de la réaction.

Cette expérience a aussi permis de mettre en évidence une différence de réactivité entre la cétone et l'aldéhyde.

Conclusion :

Nous avons donc observé que pour un même protocole (sous entendu conditions physico-chimiques) les alcools de classes différentes ne réagissaient pas de la même façon. Il y a donc bien une relation structure-réactivité. En effet les produits formés ne sont pas les mêmes et les vitesses de réaction sont différentes. On a pu synthétiser des produits différents une cétone et un aldéhyde.

Il est possible grâce à des tests caractéristiques des fonctions de caractériser les produits obtenus, c'est le second point important à retenir. Nous continuerons à voir certains tests dans les prochains chapitres. Maintenant nous allons nous intéresser à l'environnement autour d'une fonction alcool, et voir qu'elle modifie la réactivité. C'est le cas de la présence ou non de liaisons hydrogène intermoléculaire ou la présence de cycle.

2 Liaisons Hydrogène et réactivité

Dans cette partie nous allons comparer la réactivité vis-à-vis de l'acétylation des 2 isomères du nitrophénol : le 4-nitrophénol et le 2-nitrophénol (figure 6). Nous voyons que le 2-nitrophénol possède une liaison H intramoléculaire alors que le 4-nitrophénol non. Nous allons voir l'influence qu'a cette liaison H sur la réaction d'acétylation avec le chlorure d'éthanoyle.

Nous voyons grâce à leur représentation que ces composés possèdent la fonction alcool mais aussi un cycle, ce sont des phénols. Avant d'étudier la réaction à proprement dis, distinguons phénols et alcools.

2.1 Phénols et alcools : quelles différences ? [3]

La présence du cycle va modifier la réactivité et les propriétés des phénols par rapport aux alcools étudiés précédemment.

Les phénols sont plus acides que les alcools : Le cycle aromatique permet la délocalisation des électrons de l'anion phénolate par rapport à l'anion alcoolate (figure 5). Si la base conjuguée est plus stable, le phénol est plus acide. Le pka des phénols est de 10 alors que celui des alcools entre 15 et 18.

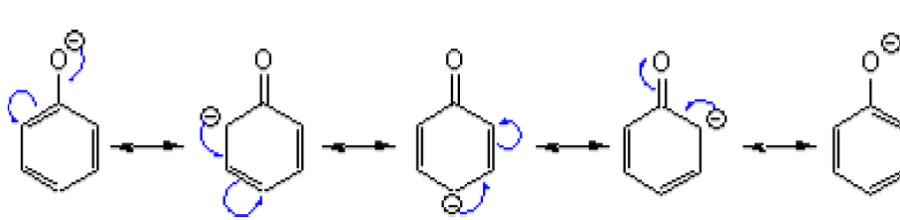


FIGURE 5 – Anion phénolate

2.2 Influence de la liaison H [2]

Nous allons donc comparer la réactivité vis-à-vis de l'acétylation, réaction avec le chlorure d'éthanoyle, du 4-nitrophénol et du 2-nitrophénol. Pour cela nous effectuerons tout d'abord la réaction sans catalyse et identifierons les produits obtenus. Dans une seconde expérience nous tenterons de voir si l'ajout d'un catalyseur modifie la réactivité.

Expérience : Réaction d'acétylation avec les 2 isomères
Suivre mode op' JFLM2 p9

- Expérience 1 : Réaction d'acétylation
- Expérience 2 : Réaction d'acétylation catalysée
- Test CCM

Résultats :

La plaque CCM montre que le 2-nitrophénol migre plus facilement que le 4-nitrophénol. Ce dernier réagit un peu en l'absence de catalyseur pour donner un produit acétylé. Le 2-nitrophénol ne réagit pas dans ces conditions mais en présence de H^+ il se transforme presque totalement en produit acétylé.

Interprétation de la chromatographie :

Il faut savoir que la migration sur la CCM s'explique ici par la possibilité de faire des liaisons H avec la silice qui contient des sites Si-O-H en surface. Plus les liaisons H entre les molécules analysées et la phase stationnaire sont fortes plus les molécules migrent lentement et les composés correspondant ont un Rf faible.

- Dépôts a et b : la forte migration du 2-nitrophénol s'explique par la formation de liaisons H intramoléculaires qui masque les groupes donneurs et accepteurs de liaisons H de cette molécule.
- Dépôt c : Le 2-nitrophénol est peu acétylé en absence de catalyseur, il est seul visible sur la CCM
- Dépôts d : 2 tâches, cela montre l'acétylation et on voit que le produit migre plus. En effet l'ester ne possède pas de sites donneurs de liaisons H (-OH) (figure 6)
- Dépôt e : Le produit acétylé migre moins que le 2 nitrophénol car le produit fait apparaître un site accepteur de liaison H.

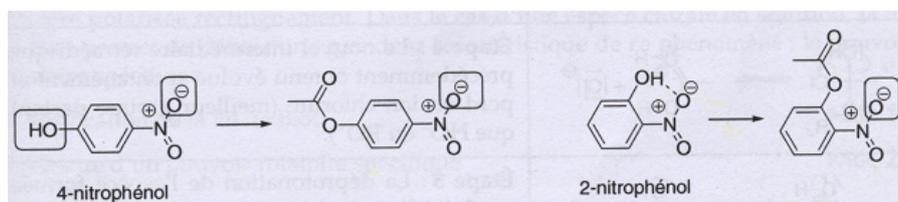


FIGURE 6 – Réactifs et produit de la réaction d'acétylation

Réactivité :

Sans catalyseur, on voit que le 4-nitrophénol est plus réactif vis-à-vis de l'acétylation que le 2-nitrophénol, dont la réactivité est inhibée par la liaison H intramoléculaire.

Avec catalyseur acide, le 2-nitrophénol réagit rapidement avec le chlorure d'acyle (figure 7). On peut bien interpréter le dépôts c par une faible réactivité.

La relation structure-réactivité que nous avons mis en évidence jusqu'à présent est très utilisée en chimie notamment en industrie (comme par exemple en industrie pharmaceutique). En effet les industriels cherchent souvent (voire toujours) à produire plus, rapidement, à moindre coût, à moindre effet sur l'environnement, ... pour cela il est important de choisir de la meilleure des manières (au niveau structural) le réactif à utiliser.

3 Estérification : synthèse de l'aspirine [4]

Nous allons voir ici comment il est possible d'obtenir des esters par 2 réactions différentes entre un alcool et un anhydride, et entre le même alcool et un acide. Nous allons voir si il y a une différence entre ces 2 réactions au niveau du produit final et du rendement.

L'un des plus utile des esters est l'aspirine, étudions sa synthèse. Dans cette partie nous allons montrer que la réactivité d'un composé peut être utile pour synthétiser un produit en choisissant le mode opératoire qui donne le rendement le plus grand.

Nous allons accéder à l'acide acétylsalicylique (aspirine) à partir de l'acide salicylique qui comporte une fonction alcool sur laquelle va réagir de 2 manières différentes un anhydride (ce qui se fait habituellement) et un acide.

Étapes	Commentaires
	Étape 1 : Le chlorure d'acide est protoné sur l'oxygène. Cette première étape illustre l'influence d'un catalyseur acide.
	Étape 2 : La protonation de l'acide accroît fortement le caractère électro-déficient du carbone fonctionnel de l'acide, et donc son électrophilie. L'alcool agit alors comme un nucléophile et s'additionne sur l'acide pour former l'intermédiaire tétraédrique.
	Étape 3 : L'intermédiaire tétraédrique issu de l'étape 2 perd un proton et conduit à un intermédiaire tétraédrique sous sa forme neutre, espèce commune aux mécanismes d'addition-élimination.
	Étape 4 : Le nouvel intermédiaire tétraédrique précédemment obtenu évolue spontanément et perd un ion chlorure (meilleur groupe partant que HO ⁻ ou RO ⁻).
	Étape 5 : La déprotonation de l'espèce formée conduit à l'ester et à la régénération du catalyseur.

FIGURE 7 – Mécanisme de la réaction d'acétylation

3.1 Protocole et mécanisme avec l'anhydride

Commençons par étudier la réaction avec l'anhydride éthanoïque (figure 8)

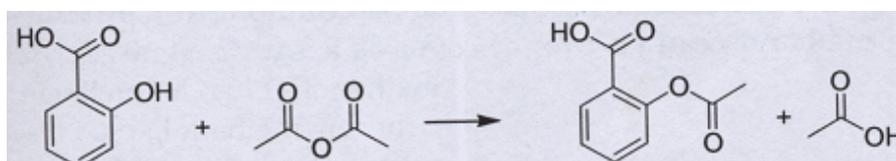


FIGURE 8 – Réaction de la synthèse de l'aspirine

Expérience : Synthèse et purification de l'aspirine

Suivre mode op' Mesplède

- Expérience 1 : Réaction avec l'anhydride puis purification (environ 1h en tout)
- Si temps pendant la préparation : Expérience 2 : Réaction avec l'acide (on adapte le protocole en remplaçant l'anhydride par l'acide). **Si on a pas le temps pendant la préparation on prend juste l'ordre de grandeur du rendement de la réaction pour comparer avec la première.**

Remarque expérimentale : Si vous vous rendez compte après la synthèse et la recristallisation que le produit synthétisé n'est pas celui attendu il faut remettre en cause les réactif utilisé notamment l'acide salicylique surtout si il n'est pas dans son contenant d'origine... ca nous est arrivé. Sinon autre solution demander de l'aide à Aurore et tout ira mieux, **un grand merci!!!**

L'anhydride est très réactif est réagit facilement avec l'autre réactif, grâce à l'effet inductif attracteur de l'O qui augmente l'électrophilie du carbone. Il sert à la fois de solvant et de réactif, cela présente 2 avantages :

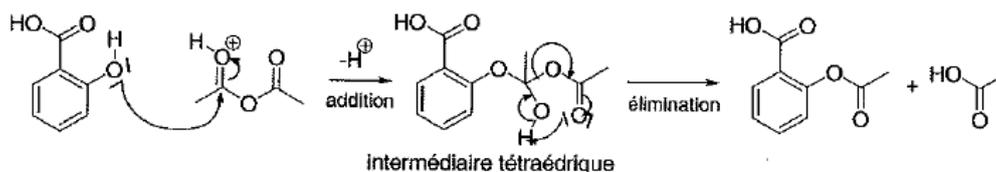


FIGURE 9 – Mécanisme de la synthèse de l'aspirine

- Sa réactivité est plus grande que celle de l'acide éthanoïque, elle est accrue par l'ajout d'un catalyseur (acide sulfurique)
- Il assèche le milieu réactionnel en réagissant avec d'éventuelles traces d'eau. L'hydrolyse (réaction inverse de l'estérification) de l'ester est devenue impossible, la réaction d'estérification est totale.

On vérifie que l'on a bien synthétiser l'aspirine en vérifiant la température de fusion au banc Koffler, ou en faisant une CCM.

3.2 Réactif limitant et rendement

Cette synthèse est l'occasion de faire un tableau d'avancement. La réaction est supposée totale avec les arguments précédents.

état	acide salicylique + anhydride \rightarrow aspirine + acide éthanoïque			
Initial	$n_0 = 36$ (mmol)	$n_1 = 85$ (mmol)	0	0
Intermédiaire	$36 - x$	$85 - x$	x	x
Final	$36 - x_{max}$	$85 - x_{max}$	x_{max}	x_{max}

TABLE 1 – Tableau d'avancement de la synthèse de l'aspirine

Le réactif limitant est l'acide salicylique, tel que $36 - x_{max} = 0$, et donc $x_{max} = 36$ mmol. On devrait avoir une masse de produit de $m = 36 \cdot 10^{-3} \cdot 180.2 = 6.48g$

Cependant après la purification, on a obtenu $m = 4.40$ g d'aspirine, soit $n_{aspirine} = \frac{m}{M_{aspirine}} = 24.4$ mmol. Le rendement est donc

$$r = \frac{n_{aspirine}}{n_{réactif}} = \frac{m_{aspirine}}{M_{aspirine}} \cdot \frac{M_{réactif}}{m_{réactif}} = 67.4$$

3.3 Si on remplace l'anhydride par un acide

Pour montrer une différence de réactivité, on remplace l'anhydride éthanoïque par l'acide éthanoïque. D'après les arguments qui justifiaient l'utilisation de l'anhydride, on voit que la réaction n'est pas totale, en effet l'acide est moins réactif avec la fonction alcool (le carbone est moins électrophile) et le milieu n'est pas asséché et permet l'hydrolyse de l'ester au cours de sa formation. L'hydrolyse est la réaction inverse de l'estérification, au cours de cette réaction il y a coupure de liaisons par l'eau. La liaison O-R' est rompue par l'eau et conduit à la formation de l'acide carboxylique et de l'alcool. (figure 10)

Pour espérer obtenir de l'aspirine en quantité avec un acide il faudrait catalyser la réaction, soit en mettant l'acide salicylique en excès, en ajoutant un catalyseur, en chauffant plus fort. Pour comparer cette synthèse avec la précédente, on ne modifiera pas le protocole pour comparer exactement les résultats, et pouvoir faire des conclusions sur la réactivité.

En faisant la synthèse et la purification on obtient une masse d'aspirine finale de $m = \dots$ g. Soit un rendement de $r = \dots$

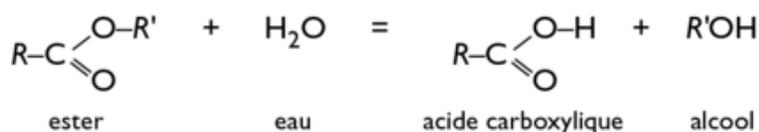


FIGURE 10 – Réaction d'hydrolyse d'un ester

Cette comparaison des rendements montre bien ce que nous avons supposé vis-à-vis de la différence de réactivité entre l'acide et l'anhydride sur la fonction alcool. Ceci est dû à la différence de la nucléophilie du carbone, à cause des effets inductif attracteur plus présent dans l'anhydride grâce au groupe OCOR. De plus l'anhydride réagit avec les molécules d'eau pour assécher le milieu réactionnel (figure 11)

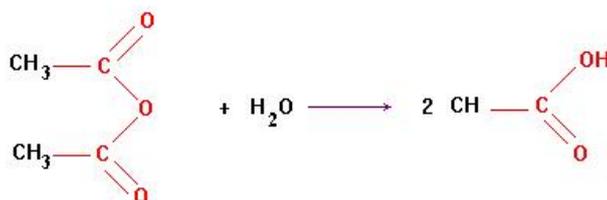


FIGURE 11 – Réaction entre l'anhydride et l'eau

Remarque : Cette expérience peut aussi être l'occasion de caractériser le produit par une chromatographie, ou le test de la pureté du produit recristallisé. Pour cela on peut mettre en place un test des phénols (voir JFLM).

Conclusion

Autour de la fonction alcool, nous avons vu que la structure des molécules : classes des alcools, présence ou non de liaisons hydrogène, sites électrophiles/nucléophiles, présence ou non de doublet non liant, positionnement de la fonction alcool, effet inductif/mésomère influençait la réactivité et la synthèse de produit en particulier. Cette leçon a aussi été l'occasion de revoir certains tests caractéristiques pour les fonctions et de comprendre ce qu'il se passe derrière ces tests et voir qu'ils jouent sur la différence de réactivité des composés auxquels on s'intéresse. Ces tests montrent une différence de réactivité entre différentes fonctions.

Dans les prochains cours nous allons élargir notre champs de vision et ne plus nous attacher aux réactions faisant intervenir des alcools, nous verrons d'autres groupes caractéristiques (alcène, alcane) et d'autres influences que nous n'avons pas abordé ici comme celle de la stéréochimie avec l'étude des acides maléique et fumarique.