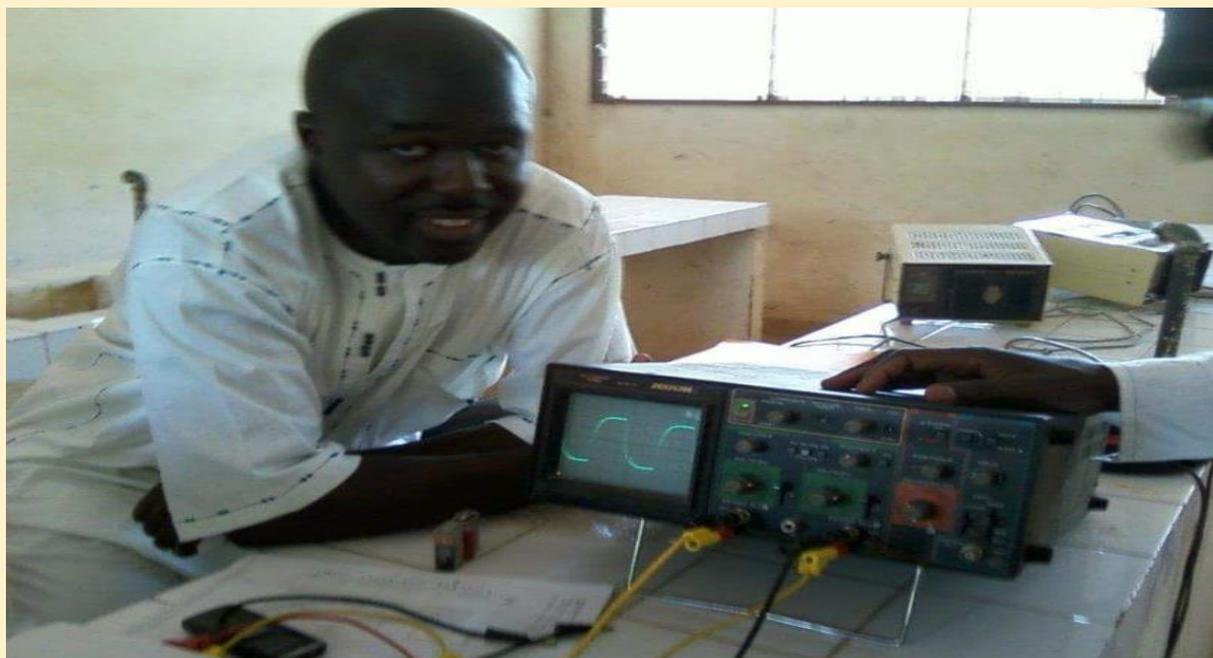


MOHAMMED DIAGNE professeur d'enseignement
secondaire au Lycée de Kounoune

COURS DE TERMINALE



CHAPITRE 1 :

LES ALCOOLS

Niveau : Terminale S

Durée : 6h

Effectif :

A- Pré-requis

Avant d'entamer la leçon, l'élève doit être capable:

- Identifier un oxydant et un réducteur
- Ecrire les demi-équations redox
- Ecrire l'équation bilan d'une réaction redox
- Nommer quelques composées organiques oxygénés: (Cétone, aldéhydes....)
- Identifier les formules générales
- Ecrire l'équation bilan d'une réaction chimique
- Définir une réaction chimique
- Distinguer réaction chimique et transformation physique
- Faire le bilan molaire d'une réaction
- Calculer le rendement d'une réaction

B-Concepts clés :

Alcools ; classe d'un alcool ; Equilibre ; Oxydation ménagée ; Oxydation brutale ; Estérification directe ; Hydrolyse ; Déshydratation

C-Objectifs

Au terme de la leçon, l'élève doit être capable de :

- Construire des modèles moléculaires d'alcools des différentes classes en disposant de polystyrène et de bâtonnets (savoir faire expérimental)
- Nommer un alcool connaissant la formule semi-développée, la formule topologique ou le modèle (savoir)
- Distinguer les trois classes d'alcool par leur formule semi-développées (savoir)
- Distinguer les trois classes d'alcool par oxydation ménagée (savoir faire expérimental)
- Ecrire les équations bilan: (savoir faire théorique)
- ✓ Déshydratation
- ✓ Oxydation ménagée ; Oxydation brutale
- ✓ Estérification directe et citer les caractéristiques de la réaction d'estérification directe et celle d'hydrolyse

- Distinguer qualitativement une réaction totale d'une réaction réversible.

Plan du cours

I. Rappels sur les alcools

I.1°) Définition

I.2°) Nomenclature des alcools

I.3°) Classification des alcools

I.4°) Obtention des alcools par hydratation des alcènes

II. Propriétés chimiques des alcools

II.1°) Combustion dans le dioxygène de l'air

II.2°) Tests d'identification des aldéhydes et cétones

II.3°) Oxydation ménagée

II.3.1°) Oxydation de l'éthanol avec le fil de cuivre (expérience de la lampe sans flamme)

II.3.2°) Oxydation catalytique en solution aqueuse

II.3.2.1°) oxydation en solution aqueuse de l'éthanol par l'ion permanganate (MnO_4^-) en milieu acide

II.3.2.2°) Oxydation en solution aqueuse du butan-2-ol par l'ion permanganate (MnO_4^-) en milieu acide

II.3.2.3°) Essai d'oxydation en solution aqueuse du 2-méthylpropan-2-ol par l'ion permanganate (MnO_4^-) en milieu acide

II.4°) Déshydratation des alcools

II.5°) Estérification direct et hydrolyse

III. Application des produits des alcools

IV. Evaluation

V. Références bibliographiques

Annexe

LES EXPERIENCES A REALISER

Expériences	Matériels	Produits
Tests d'identification des aldéhydes et cétones	Des tubes à essai Des béchers Pince en bois Ballon à fond rond	Une solution de: <ul style="list-style-type: none">➤ éthanal➤ de propanone➤ 2-4-DNPH➤ réactif de Schiff➤ réactif de Tollens➤ Liqueur de Fehling
Expérience dite « de la lampe sans flamme »	Tige en verre Fil de cuivre Bécher pour y mettre l'alcool Bec bunsen Papier filtre papier-pH	Solution de : <ul style="list-style-type: none">➤ éthanol➤ réactif de Schiff
Oxydation des alcools (primaire, secondaire et tertiaire) en solution aqueuse par l'ion permanganate en milieu acide	Des tubes à essai Cristalliseur contenant du bain marie à 60°C Flacon compte gouttes	Une solution de : <ul style="list-style-type: none">➤ Ethanol➤ Butan-2-ol➤ 2-méthylpropan-2-ol➤ Permanganate de potassium➤ réactif de Schiff➤ 2,4-DNPH

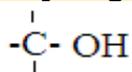
E- Déroulement possible:

C1TS		Durée : 6h	Classe: TS
	C1 : LES ALCOOLS		

I. Rappels sur les alcools

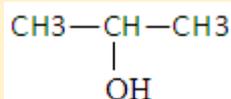
I.1°) Définition

Un alcool est un composé comportant le groupement hydroxyle (—OH) lié à un atome de carbone ne formant que des liaisons de covalence simples avec d'autres atomes de carbone ou d'hydrogène:

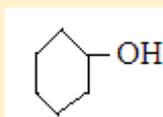


La formule générale d'un alcool s'écrit R—OH où R est une chaîne carbonée saturée. L'alcool est dit aliphatique (R a pour formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$) ou cyclique (R a pour formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$).

Exemples:



; $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$;



I.2°) Nomenclature des alcools

En nomenclature systématique, le nom de l'alcool est obtenu à partir du nom de l'alcane dont il dérive par remplacement du « e » final de l'alcane par « ol ». Le suffixe « ol » est précédé d'un tiret et de l'indice de position du groupe hydroxyle. La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le groupe hydroxyle (—OH). Elle est numérotée de telle sorte que le carbone fonctionnel porte l'indice le plus petit possible.

Remarque :

Un alcool dérivé d'un alcane $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ a pour formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ ou $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—OH}$.

Exemples :

Formules semi-développées	Nom de l'alcool
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$	propan-1-ol
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH(OH)—CH}_3$	butan-2-ol
$\text{CH}_3\text{—CH(CH}_3\text{)—CH(OH)—CH}_3$	3-méthylbutan-2-ol
$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	2-méthylpropan-2-ol
	2-éthylcyclobutan-1-ol
	<u>cyclohexanol</u>

Remarque :

- Pour la nomenclature des cyclanols, on affecte au carbone fonctionnel l'indice le plus bas.
- Il existe des composés renfermant deux, trois,... groupes hydroxyles. On les appelle les polyalcools ou polyols. Leur nom est obtenu en faisant précéder la terminaison di, tri... indiquant le nombre de groupement hydroxyle au nom de l'alcool correspondant.

Exemples:

HO—CH₂—CH₂—OH éthane-1,2-diol (glycol)

HO—CH₂—CHOH—CH₂—OH propane-1,2 3-triol (glycerol)

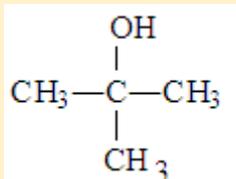
I.3°) Classification des alcools

Suivant que le carbone fonctionnel est lié à: un, deux ou trois atomes de carbone, l'alcool est dit respectivement primaire, secondaire ou tertiaire.

Exemples :

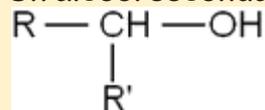
CH₃—CH(CH₃)—CH₂—OH et CH₃—CH₂—OH sont des alcools primaires;

CH₃—CH₂—CHOH—CH₃ et CH₃—CH(CH₃)—CHOH—CH₃ sont des alcools secondaires;

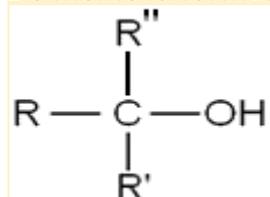


est un alcool tertiaire

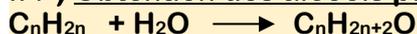
La formule générale d'un alcool primaire s'écrit sous la forme **R—OH**.
Un alcool secondaire peut s'écrire sous la forme :



De même la formule moléculaire d'un alcool tertiaire peut s'écrire :

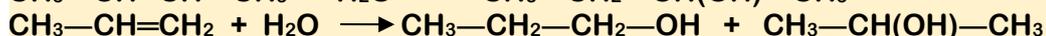


I.4°) Obtention des alcools par hydratation des alcènes



Si l'alcène est symétrique, on obtient un seul alcool. Par contre s'il n'est pas symétrique, alors on obtient deux alcools dont le plus substitué est majoritaire (**règle de Markownikow**).

Exemples:



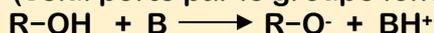
II. Propriétés chimiques des alcools

La réactivité des alcools est liée :

- ✓ D'une part, à la polarité des liaisons C—O et O—H due aux différences d'électronégativité des atomes d'oxygène, d'hydrogène et de carbone.
- ✓ D'autre part, à la présence des deux doublets électroniques libres de l'oxygène.

Ainsi, les alcools peuvent réagir de deux façons, selon les conditions opératoires.

En milieu basique, les alcools jouent le rôle d'un acide de Bronsted-Lowry en cédant un proton H⁺ (celui porté par le groupe fonctionnel O—H), à la base (B) suivant l'équilibre :



En milieu acide, les alcools jouent le rôle d'une base de Lewis (donneur d'ions OH⁻) grâce aux doublets libres de l'oxygène, suivant l'équilibre : $\text{R}-\text{OH} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{R}^+ + \text{H}_2\text{O}$

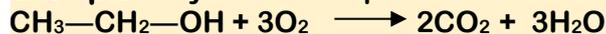
Le caractère basique des alcools décroît des alcools tertiaires aux primaires, en raison de la décroissance de stabilité du **carbocation R⁺** formé.

Les alcools sont par conséquent, des espèces amphotères : ils présentent à la fois des caractères acide et basique. En milieu neutre, ils sont très peu réactifs.

II.1°) Combustion dans le dioxygène de l'air

Les alcools réagissent avec le dioxyde de l'air pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau. Le squelette carboné de l'alcool est détruit. C'est une oxydation brutale.

Exemple : oxydation complète de l'éthanol



Généralisation $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{—OH} + 3n/2\text{O}_2 \longrightarrow n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O}$

II.2°) Tests d'identification des aldéhydes et cétones (voir annexe)

Remarque :

La DNPH (2,4-dinitrophénylhydrazine) ne permet pas d'identifier un aldéhyde d'une cétone, mais elle met en évidence la présence du groupe carbonyle.

II.3°) Oxydation ménagée

Une oxydation qui conserve la chaîne carbonée est appelée oxydation ménagée par opposition aux combustions.

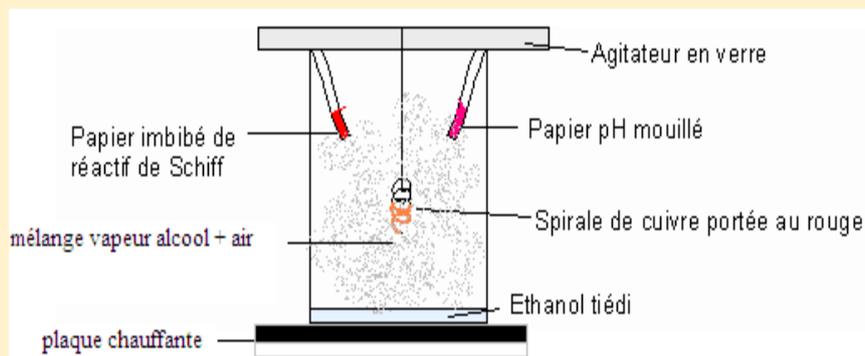
II.3.1°) Oxydation de l'éthanol avec le fil de cuivre (expérience de la lampe sans flamme)

Expérience :

Verser de l'éthanol dans un bécher ; le tiédir sur une plaque chauffante pour le vaporiser partiellement.

Chauffer la spirale de cuivre avec un bec bunsen jusqu'à la porter au rouge.

Introduire la spirale dans le bécher. Placer un papier-pH et un papier imbibé de réactif de Schiff au dessus du liquide.

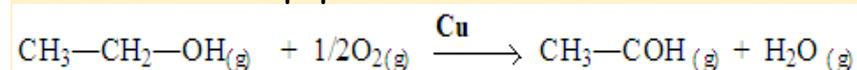


Observation : La spirale demeure incandescente. Le papier-pH prend une teinte acide (rouge), le réactif de Schiff rosit et il y a dégagement d'une forte odeur de vinaigre.

Interprétation :

Le fil de cuivre reste incandescent à cause de la chaleur dégagée par la réaction (réaction exothermique).

La couleur rose du papier à réactif de Schiff met en évidence la présence d'un aldéhyde.



La couleur rouge du papier-pH et l'odeur de vinaigre mettent en évidence la présence d'acide carboxylique (acide acétique).



L'oxydation ménagée de l'éthanol par le dioxygène de l'air, catalysée par le cuivre, conduit à un mélange d'éthanal et d'acide acétique.

Remarque : Le cuivre peut être remplacé par du platine.

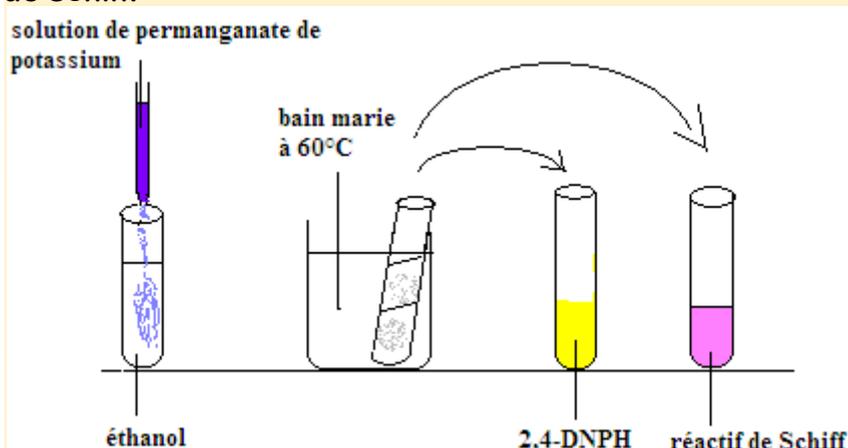
II.3.2°) Oxydation catalytique en solution aqueuse

L'oxydation ménagée en phase aqueuse des alcools se fait avec les oxydants tel que l'ion manganate (MnO_4^-) ou l'ion dichromate ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) en milieu acide.

II.3.2.1°) oxydation en solution aqueuse de l'éthanol par l'ion permanganate (MnO_4^-) en milieu acide

Expérience :

Dans un tube à essai, versons 2mL d'éthanol et 2mL d'acide sulfurique concentré. Ajoutons environ 1mL de solution de permanganate de potassium, (l'éthanol est en excès). Chauffons au bain-marie. Avec la phase organique surnageante, effectuons les tests à la 2,4-DNPH et au réactif de Schiff.

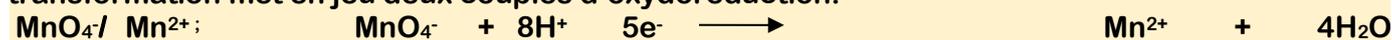


Observation :

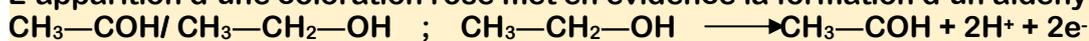
La solution portée au bain-marie se décolore au bout d'une dizaine de minutes. Apparition d'un précipité jaune avec le 2,4-DNPH et une apparition d'une couleur rose avec le réactif de Schiff.

Interprétation :

La décoloration de la solution d'ion MnO_4^- montre leur réduction à l'état d'ion Mn^{2+} . Cette transformation met en jeu deux couples d'oxydoréduction.



L'apparition d'une coloration rose met en évidence la formation d'un aldéhyde.



L'équation-bilan globale est obtenue en éliminant les électrons en faisant la combinaison des demi-équations redox ci-dessus.

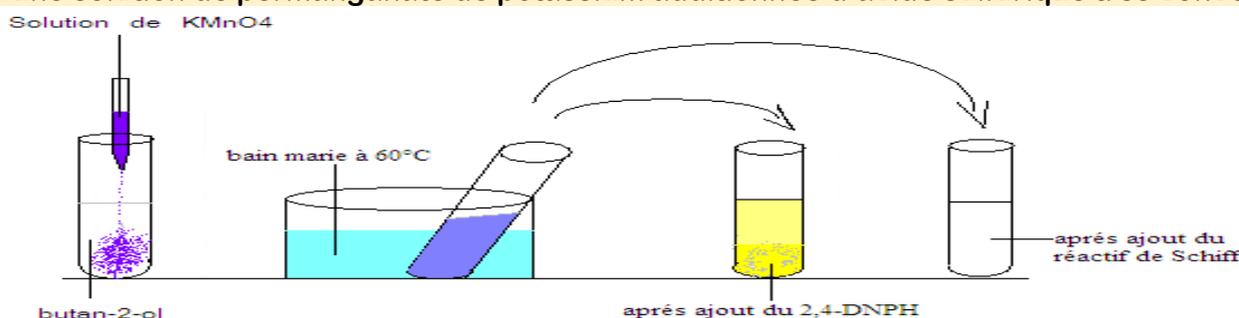


Si l'ion permanganate est utilisé en excès, l'oxydation se poursuit jusqu'à la formation d'acide éthanoïque.

II.3.2.2°) Oxydation en solution aqueuse du butan-2-ol par l'ion permanganate (MnO_4^-) en milieu acide

Expérience :

Dans un tube à essai renfermant environ 3mL d'éthanol versons petit à petit un volume de 3cm³ d'une solution de permanganate de potassium additionnée d'acide sulfurique très concentré.



Observation :

La décoloration du permanganate est immédiate.

Test de Schiff : Versons ensuite quelques gouttes de la solution finale obtenue dans un tube à essai contenant environ 5cm³ de réaction de Schiff. Chauffons légèrement : la solution ne vire pas au rose violacée. Le test de Schiff est négatif : l'alcool n'a pas été oxydé en aldéhyde.

Test à la DNPH : dans un tube contenant 3Cm³ de DNPH ajoutons quelques gouttes du mélange réactionnel. Nous observons alors la formation d'un précipité jaune : l'alcool a été oxydé en cétone.

Les demi-équations électroniques s'écrivent :



L'équation-bilan est donc :



II.3.2.3°) Essai d'oxydation en solution aqueuse du 2-méthylpropan-2-ol par l'ion permanganate (MnO₄⁻) en milieu acide

Expérience :

Dans un ballon de 100 mL, versons environ 3 cm³ de

2-méthylpropan-2-ol, puis 5 mL d'une solution de permanganate de potassium additionnée d'acide sulfurique très concentré.

Aucune réaction ne se manifeste ; en effet, aucune décoloration n'est observée, même lorsque le mélange est porté à ébullition.

Conclusion

Les alcools tertiaires ne subissent pas d'oxydation ménagée.

Les alcools primaires et secondaires par contre peuvent subir l'oxydation ménagée. Cette oxydation peut être réalisée :

-Par le dioxygène en milieu gazeux en présence du cuivre ou du platine chauffé à incandescence ;

-Par les oxydants usuels (ion chromate, ion permanganate en milieu acide) en solution aqueuse.

L'oxydation d'un alcool primaire donne un aldéhyde lorsque l'oxydant est en défaut et un acide carboxylique lorsque l'oxydant est en excès.

L'oxydation d'un alcool secondaire donne une cétone.

II.4°) Déshydratation des alcools

Exemple : déshydratation de l'éthanol

Lorsque nous chauffons à 180°C un mélange d'éthanal et d'acide sulfurique. Nous pouvons vérifier que le gaz recueilli sur la cuve à eau est de l'éthylène. Donc il y'a déshydratation de l'éthanol. L'équation de la réaction s'écrit :



La molécule d'eau est formée à partir d'une molécule d'alcool ; il y a déshydratation intramoléculaire.

En chauffant le mélange à une température de l'ordre de 140°C, nous obtenons l'éthoxy-éthane et non pas l'éthylène.



Généralisation : La déshydratation d'un alcool peut conduire soit à la formation d'un alcène, soit à la formation d'un éther-oxyde.

Lors de la déshydratation intramoléculaire, la molécule d'eau est obtenue à partir du groupe hydroxyle de l'alcool et d'un hydrogène porté par un atome de carbone voisin.

Lors de la déshydratation intermoléculaire, la molécule d'eau est obtenue à partir des deux groupes hydroxyles.

Remarques :

Les deux types de déshydratation se produisent en réalité simultanément.

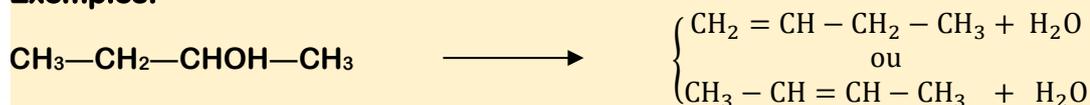
La facilité de la déshydratation dépend de la classe de l'alcool.

La déshydratation intramoléculaire est très facile avec les alcools tertiaires.

La déshydratation intermoléculaire est beaucoup plus facile avec les alcools primaires et devient de moins en moins facile quand on passe aux alcools secondaires puis tertiaires.

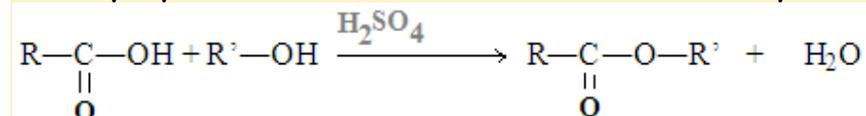
Règle de Zaitsev : Lors de la déshydratation intramoléculaire d'un alcool, si la double liaison peut se former en deux positions différentes, elle se forme préférentiellement avec le carbone le plus substitué (celui qui porte le moins d'atomes d'hydrogène).

Exemples:

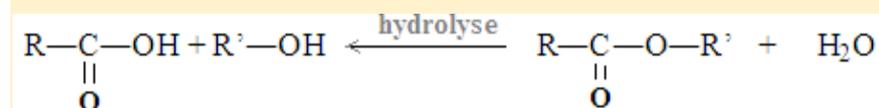


II.5°) Estérification direct et hydrolyse

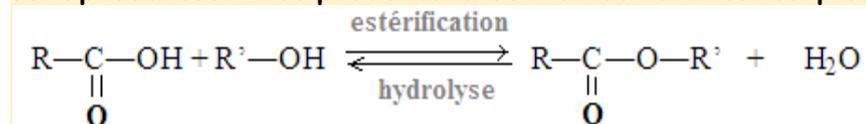
L'estérification consiste à faire réagir un alcool avec un acide carboxylique en présence d'acide sulfurique pour former un ester et de l'eau suivant l'équation-bilan :



Caractéristiques de la réaction : La réaction d'estérification est lente, inversible et athermique. Cette réaction est limitée par la réaction inverse appelée hydrolyse suivant l'équation-bilan:



L'estérification et l'hydrolyse se produisent simultanément dans le milieu réactionnel. Elles constituent un exemple d'équilibre chimique dans lequel les quatre espèces figurant dans le bilan sont présentes. Elles présentent les mêmes caractéristiques.



Lorsque l'équilibre est atteint, les deux réactions continuent à se produire mais le bilan global est nul : il se forme autant de mole d'ester par estérification qu'il en disparaît par hydrolyse pendant le même temps. On dit que l'équilibre est dynamique.

L'estérification étant lente. On peut la rendre moins lente en élevant la température ou en ajoutant un catalyseur comme l'acide sulfurique.

L'état d'équilibre c'est-à-dire la composition du milieu réactionnel à l'équilibre dépend de plusieurs facteurs que sont : la composition du mélange et la classe de l'alcool.

A la limite de la réaction, ils existent dans le mélange, l'eau, l'alcool, l'acide carboxylique et l'ester en proportion bien déterminé selon la classe de l'alcool et les proportions initiales.

Pour un mélange d'une mole d'acide carboxylique et d'une mole d'alcool, le pourcentage d'alcool estérifié est environ, rapport entre le nombre de mole d'alcool réagi et le nombre de mol en d'alcool initial en % est :

alcool primaire 67%

alcool secondaire 50 à 60%

alcool tertiaire 5 à 10%

Remarque :

L'état d'équilibre est souvent caractérisé par une constante d'équilibre. Celle relative aux nombre de moles et définie par :

$$K_n = \frac{n_{\text{eau}} \cdot n_{\text{ester}}}{n_{\text{alcool}} \cdot n_{\text{acide}}}$$

Et celle relative aux concentrations molaires et définie par :

$$K_n = \frac{[\text{ester}] [\text{eau}]}{[\text{acide}] [\text{alcool}]}$$

Pour une réaction donnée, la valeur de cette constante ne dépend pas du nombre de mole initial d'acide et d'alcool.

La réaction étant athermique, la valeur de cette constante pour une réaction donnée ne dépend pas aussi de la température.

III. Application des produits des alcools

Les alcools sont utilisés comme intermédiaires ou comme solvants dans diverses industries : textile, matières colorantes et chimie en général, détergents, parfums, agroalimentaire, produits cosmétiques, peintures et vernis.

En effet, l'éthanol est la matière première de nombreux produits, notamment l'éthanal, acide acétique, le diéthyléther et le chloroéthane. Il est utilisé comme antigel, additif alimentaire, milieu de culture pour les levures.

Exercices d'application

L'hydratation d'un alcène conduit à un produit oxygéné A, renfermant en masse 26,7% d'oxygène.

1- Quelle est la fonction chimique de A ?

2- Déterminer la formule brute de A et indiquer tous les isomères possibles pour A.

3- Le produit A est oxydé, en milieu acide, par le dichromate de potassium. Le composé B obtenu réagit avec la 2,4-D.N.P.H mais est sans action sur le réactif de schiff. En déduire, en le justifiant, la formule semi-développée du composé B.

4- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydation de A en B par le dichromate de potassium.

5- Donner les formules semi-développées et les noms de A et de l'alcène de départ.

Exercice1 :

Un alcène a pour masse molaire 56g/mol.

Déterminer sa formule brute.

Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles de l'alcène et les nommer.

a) L'hydratation de l'alcène conduit à deux alcools A et B. ce renseignement vous permet t-il d'éliminer un isomère ?

b) Les deux alcools A et B subissent **tous deux** l'oxydation ménagée par le dichromate de potassium en milieu acide. Quel est le nom de l'alcène initial ?

3- Le produit d'oxydation de A donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et colore en rose le réactif de schiff. Le produit de l'oxydation de B donne également un précipité jaune avec la 2,4-DNPH, mais est sans action sur le réactif de schiff.

a) Ecrire les formules semi-développées de A et B, les nommer.

b) L'un d'entre eux présente un atome de carbone asymétrique, lequel ? Ecrire l'équation-bilan de sa réaction d'oxydation par le permanganate de potassium.

Exercice2 :

Un composé organique A, a pour formule C_xH_yO . la combustion complète de 3,52g de A donne de l'eau et 5L de dioxyde de carbone. La densité de vapeur de A est $d=3,04$. Dans les conditions de l'expérience le volume gazeux est $V_m=25L.mol^{-1}$.

Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète de A.

Déterminer la formule brute du composé.

Sachant que la molécule de A est ramifiée et renferme un groupe hydroxyle, écrire toutes les formules semi-développées possibles de A et les nommer.

Afin de déterminer la formule développée exacte de A, on effectue son oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium, en milieu acide. La solution oxydante étant en défaut, on obtient un composé B qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-D.N.P.H)

Qu'appelle-t-on oxydation ménagée ?

Quelle sont les fonctions chimiques possibles pour B ?

B dont la molécule comporte un atome de carbone asymétrique, peut réduire une solution de permanganate de potassium en milieu acide. Donner la formule semi-développée et le nom du composé organique C obtenu lors de la réaction de B avec la solution de permanganate de potassium.

Quelle est la formule semi-développée exacte de A ?

En utilisant les formules brutes de A, B et C, écrire les demi-équations électroniques des couples oxydant-réducteur B/A et C/B, puis celle des couples $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et MnO_4^-/Mn^{2+} , en milieu acide.

En déduire les équations bilans des réactions permettant de passer :

De A à B par action du dichromate de potassium

De B à C par action du permanganate de potassium

Quel volume minimal de solution de dichromate de potassium 0,2M faut-il utiliser pour oxyder 3,52g de A en B

Exercice3 : SYNTHÈSE DE LA BUTANONE A PARTIR DU BUTAN-2-OL

On désire réaliser la synthèse de la butanone par oxydation du butan-2-ol par de l'eau de javel en milieu acide ?

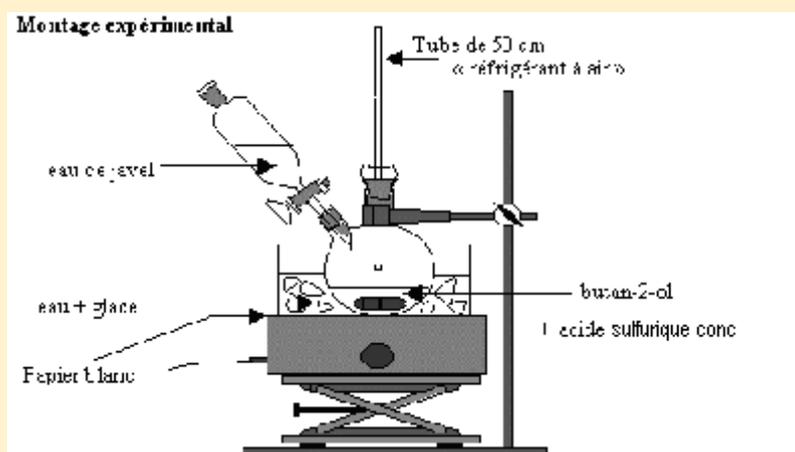
L'eau de javel est un mélange équimolaire d'hypochlorite de sodium ($Na^+_{aq} + ClO^-_{aq}$) (l'ion hypochlorite ClO^- est la base conjuguée de l'acide hypochloreux $ClOH$) et de chlorure de sodium, $Na^+ + Cl^-$. La concentration molaire en ions hypochlorite ClO^- d'une eau de javel à 48 °chl vaut $c = 2,14 mol.L^{-1}$.

En milieu acide, l'espèce qui oxyde le butan-2-ol est l'acide hypochloreux ClOH .

Les couples oxydoréducteurs intervenant au cours de cette transformation sont :

- ClOH/Cl^-
- butanone/butan-2-ol

1. Ecrire les formules semi-développées du butan-2-ol et de la butanone. En déduire les formules brutes et les masses molaires de ces molécules.
2. Comment peut-on mettre en évidence la butanone ?
3. Ecrire l'équation de la réaction qui est associée à la transformation à réaliser.
4. On donne ci-dessous le schéma du montage expérimental.



Un tube droit servant de réfrigérant à air est fixé à l'un des cols du ballon et permet d'éviter la dispersion dans l'atmosphère des vapeurs nocives d'acide et de dichlore. Une ampoule de coulée est adaptée à l'autre col du ballon et permet de verser lentement l'eau de javel dans le mélange butan-2-ol et acide.

Expliquer pourquoi il faut ajouter tout doucement l'eau de javel dans le mélange butan-2-ol, acide et refroidir le mélange réactionnel ?

5. La synthèse d'une masse $m = 4,6$ g de butanone a nécessité :

- 7,4 g de butan-2-ol,
- quelques mL d'acide sulfurique concentré,
- 50 mL d'eau de javel à 48°chloré.

5.a- Montrer que le butan-2-ol est le réactif très légèrement limitant de cette synthèse.

5.b- En déduire la masse maximale m_{Th} de butanone que l'on pourrait théoriquement obtenir.

5.c- Déterminer le rendement r de cette synthèse.