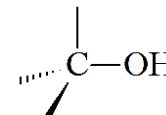


# C<sub>1</sub> : LES ALCOOLS

## I. Généralités :

### 1. Définition et formules générale :

La molécule d'alcool est caractérisée par un groupement **hydroxyle (OH)** lié à un carbone tétraédrique :



☒ Le carbone lié au groupement **-OH** est appelé carbone fonctionnel.

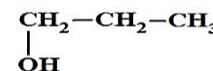
☒ La formule générale des alcools est : **R-OH**

☒ La formule brute d'un alcool est : **C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>O** ou **C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>OH**

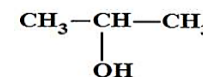
### 2. Classe des alcools :

Il existe 3 classes d'alcools :

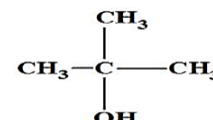
2.1. Les alcools primaires : le carbone fonctionnel est directement lié à un seul atome de carbone.



2.2. Les alcools secondaires : le carbone fonctionnel est directement lié à 2 atomes de carbone.



2.3. Les alcools tertiaires : le carbone fonctionnel est directement lié à 3 atomes de carbone.



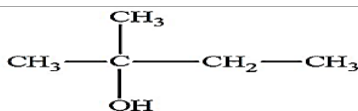
**Remarque :** Bien que le carbone fonctionnel ne soit lié à aucun atome de carbone, le méthanol de formule **CH<sub>3</sub>OH** est un alcool primaire.

### 3. Nomenclature :

Le nom de l'alcool dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée, en remplaçant le « e » final par la terminaison « **ol** » précédée de l'indice de position du groupe hydroxyle sur la chaîne carbonée principale. La numérotation de cette chaîne doit accorder à l'atome de carbone porteur du groupe **-OH** le plus petit indice possible.

#### Exemples :

Formules semi-développée	Noms	Classe
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -OH	Pentan-1-ol	I
	3-méthylbutanol	I
	2-méthylbutanol	I
	3-méthylbutan-2-ol	II



2-méthylbutan-2-ol

III

Remarques : Il existe aussi des polyalcools ou polyols. Un polyalcool est un composé organique comportant plusieurs groupes hydroxyles portés par des atomes de carbones tétraédriques distincts.

HO-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-OH : éthan-1,2-diol (glycol)

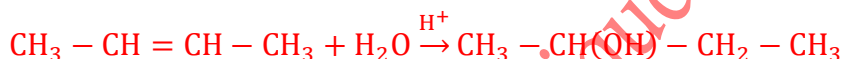
HO-CH<sub>2</sub>-CHOH-CH<sub>2</sub>-OH : propan-1,2,3-triol (glycérol)

#### 4. Obtention des alcools :

On peut préparer un alcool par hydratation d'un alcène. L'addition d'eau se fait à haute température et avec l'acide sulfurique H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> comme catalyseur.

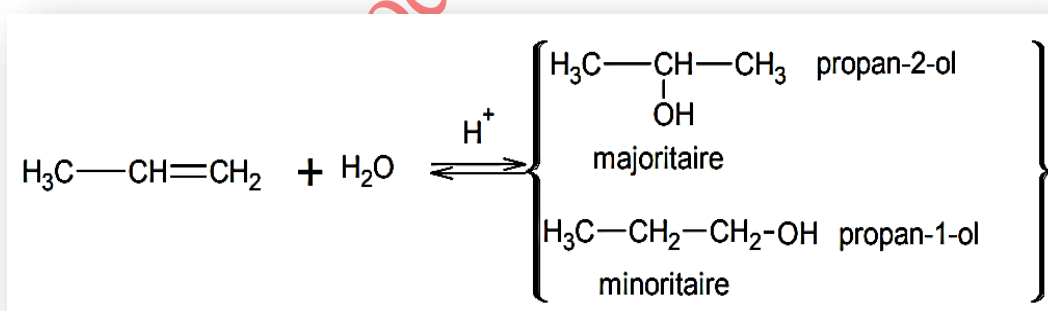
Equation-bilan :  $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$

- L'addition d'eau sur un alcène symétrique conduit à la formation d'un alcool.



- L'addition d'eau sur un alcène dissymétrique conduit à priori à la formation de deux alcools isomères. Le produit majoritaire est celui qui se forme en suivant la règle de Markovnikov « l'hydrogène se fixe de façon préférentielle sur le carbone de la liaison multiple le plus hydrogéné ».

Exemple :



## II. Propriétés physiques :

Dans les conditions ordinaires de température et de pression, les alcools sont liquides jusqu'à C<sub>12</sub> environ. Ils se distinguent par une odeur caractéristique et une saveur « brûlante ». Au-delà de C<sub>12</sub> ils sont solides. Les 3 premiers termes sont solubles dans l'eau, au-delà de C<sub>4</sub>, plus le nombre d'atomes de carbone augmente, plus la solubilité diminue.

### III. Propriétés Chimiques :

#### 1. Action du sodium :

Tous les alcools réagissent avec le sodium métallique en donnant un dégagement de dihydrogène gazeux et un alcoolate. L'équation bilan de la réaction s'écrit :



#### 2. Oxydation brutale ou combustion :

Les alcools, comme les autres composés organiques brûlent dans le dioxygène. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{3n}{2}\text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O}$

Remarque : ce type d'oxydation détruit complètement la chaîne carbonée.

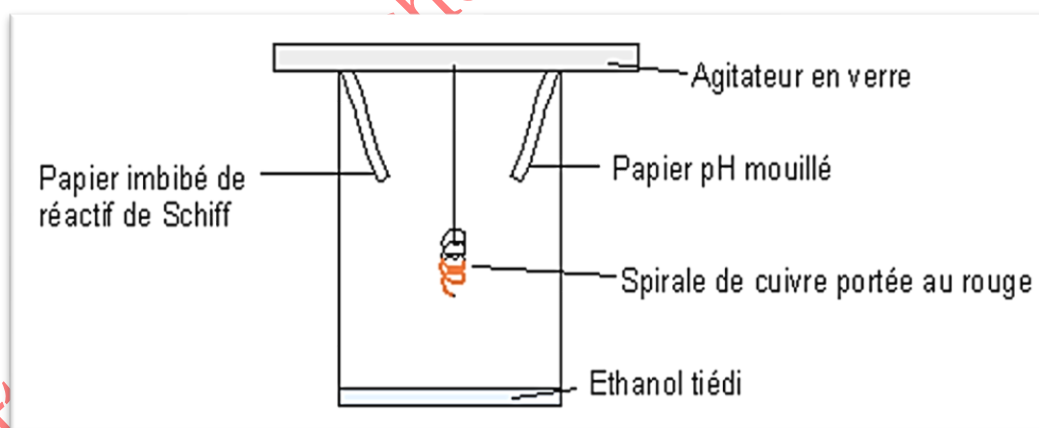
Pour conserver la chaîne carbonée, le chimiste fait appel à des types d'oxydations plus douces appelées oxydation ménagée.

#### 3. Oxydation ménagée :

##### 3.1. Oxydation catalytique de l'éthanol par le dioxygène de l'air : expérience de la lampe sans flamme.

##### 3.1.1. Protocole expérimental :

Un fil de cuivre en forme de spirale est préalablement porté au rouge par chauffage au bec Bunsen. Il est ensuite placé dans un mélange de vapeurs d'éthanol et d'air.



##### 3.1.2. Observation et interprétation :

- ☐ Un papier pH mouillé rougit : il s'est formé un acide, c'est l'acide éthanoïque
- ☐ Un papier imbibé de réactif de Schiff rosit : preuve qu'il s'est formé un aldéhyde, c'est l'éthanal
- ☐ Le fil de cuivre reste rouge : la combustion de l'éthanol dans l'air en présence du cuivre métallique s'entretient et dégage de la chaleur. Ce qui maintient la température du fil de cuivre élevée. D'où la persistance de l'incandescence du cuivre.

### 3.1.3. Équations-bilans :

L'éthanol est oxydé par le dioxygène de l'air en présence de catalyseur (Cuivre, Nickel).

L'équation-bilan s'écrit :  $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{--CHO} + \text{H}_2\text{O}$

L'éthanal formé peut à son tour être oxydé :  $\text{CH}_3\text{--CHO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{--COOH}$

### 3.2. Déshydrogénation catalytique :

L'éthanol peut également subir une déshydrogénation équivalente à une oxydation.

L'équation-bilan s'écrit :  $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH} \xrightarrow{\text{Cu et } 300^\circ\text{C}} \text{CH}_3\text{--CHO} + \text{H}_2$

### 3.3. Oxydation en solution :

Divers oxydants peuvent être utilisés pour oxyder les alcools

#### 3.3.1. La solution de dichromate de potassium :

La solution de dichromate de potassium est jaune. Coloration due aux ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ . Le couple oxydant-réducteur est :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  et la demi-équation électronique s'écrit :



#### 3.3.2. La solution de permanganate de potassium :

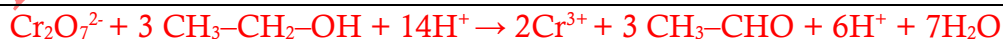
La solution de permanganate de potassium est violette. Coloration due aux ions  $\text{MnO}_4^-$ . Le couple oxydant-réducteur est  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ . La demi-équation électronique s'écrit :



#### Exemple 1 :

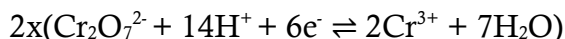
Oxydation de l'éthanol par le dichromate de potassium en milieu aqueux acide :

Les couples redox mise en jeu sont :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  et  $\text{CH}_3\text{CHO}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$



En simplifiant par  $\text{H}^+$  on a :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH} + 8\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3\text{--CHO} + 7\text{H}_2\text{O}$

Si l'oxydant  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  utilisé est en excès, l'éthanal sera oxydé en acide carboxylique. La réaction s'effectue suivant le même principe et le bilan global s'écrit :

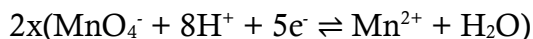




### Exemple 2 :

Oxydation du propan-2-ol par le permanganate de potassium en milieu acide

Les couples redox mise en jeu sont :  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{CH}_3\text{--CO--CH}_3/\text{CH}_3\text{--CH(OH)--CH}_3$



Même si l'ion permanganate est en excès, l'oxydation de l'alcool s'arrête à la formation de la cétone.

**Remarque :** Les alcools tertiaires ne s'oxydent pas.

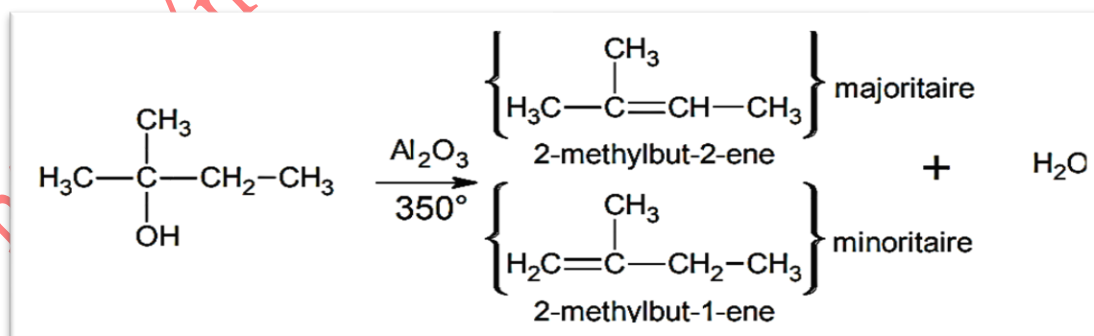
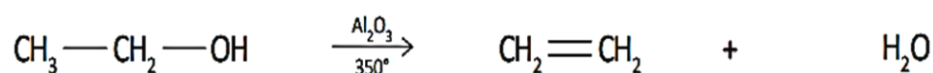
### 4. Test d'identification des aldéhydes et des cétones :

Réactifs	Aldéhydes	Cétone
<b>DNPH</b>	Précipité Jaune	Précipité Jaune
<b>Réactif de Schiff</b>	Couleur Rose	-
<b>Liqueur de Fehling</b>	Précipité rouge-brique	-
<b>Réactif de Tollens</b>	Dépôt d'argent	-

### 4.3. Déshydratation :

#### 4.3.1. Déshydratation intramoléculaire :

L'alcool, en présence d'alumine, à une température de 350°C, peut conduire à un alcène. La réaction est catalysée par l'alumine  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . On obtient de manière préférentielle l'alcène le plus substitué (c'est-à-dire le moins hydrogéné au tour de la double liaison).



#### 4.3.2. Déshydratation intermoléculaire :

Si la température n'est pas très élevée, deux molécules d'alcool peuvent se condenser pour former un éther-oxyde :  $2\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH} \xrightarrow[140^\circ]{\text{Al}_2\text{O}_3} \text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--O--CH}_2\text{--CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

### 4.4. Estérification directe et hydrolyse :

Un alcool réagit avec un acide carboxylique en milieu acide pour donner un ester et de l'eau.



L'estérification directe est une réaction lente, athermique, et limitée (réversible) par la réaction inverse appelée hydrolyse :  $\text{ester} + \text{eau} \rightleftharpoons \text{acide} + \text{alcool}$

L'estérification a lieu en même temps que l'hydrolyse. L'équilibre d'estérification-hydrolyse est atteint quand les vitesses des deux réactions deviennent égales.

Taux d'estérification :

Le taux d'estérification est défini par  $\tau = \frac{x}{n_0}$  (avec x le nombre de mole d'acide ou d'alcool estérifié et  $n_0$  le nombre de mole initial)

Remarque : le taux d'estérification dépend de la classe de l'alcool

#### IV. Quelques applications des alcools :

- L'éthanol à 90° est utilisé dans le milieu médical surtout comme désinfectant.
- Dans la brasserie, l'alcool est utilisé comme boisson alcoolique.
- Le méthanol est utilisé comme solvant et comme additif pour carburant

Le glycérol sert à la fabrication d'explosifs et entre dans la synthèse des polyesters.