

CHIMIE ORGANIQUE 1S

**Synthèse de quelques composés organiques
oxygénés**

I. ALCOOL

1. Fermentation alcoolique : fabrication de toaka gasy

La fabrication de toaka gasy (rhum) par fermentation alcoolique implique l'utilisation de levures pour convertir les sucres, comme le glucose ou le saccharose, en alcool.

Voici les étapes détaillées de ce processus :

Préparation de la matière première

La canne à sucre est la principale matière première pour la production de rhum. Elle est broyée pour extraire le jus sucré, appelé vesou.



Préparation du moût

Le moût est le liquide sucré qui sera fermenté. Le jus extrait est filtré pour éliminer les impuretés.

Fermentation

Les levures *saccharomyces cerevisiae* sont couramment utilisées pour la fermentation alcoolique. Elles sont ajoutées au moût pour initier la fermentation.

La fermentation est généralement effectuée à une température contrôlée entre 25°C et 30°C pour favoriser l'activité des levures.

La fermentation peut durer de 24 à 72 heures, selon les conditions et la souche de levure utilisée.

Les levures convertissent les sucres (glucose ou saccharose) en alcool et en dioxyde de carbone selon la réaction :

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$$

Distillation

Dans la fabrication de taoka gasy, on utilise souvent la distillation à feu nu. Elle était utilisée traditionnellement pour produire des arômes complexes. Le moût fermenté (vin de canne) est chauffé dans un alambic pour séparer l'alcool des autres composants.

Les problèmes de la synthèse artisanale

Les premiers distillats sont riches en composés volatils indésirables. Normalement ces produits sont à éliminer. La fraction principale contenant l'alcool éthylique pur est collectée. Les derniers distillats, contenant des composés lourds, sont également à éliminer. Et justement ceci constitue le plus grand problème de la fabrication artisanale du toaka gasy. A la fin de la fermentation, on obtient plusieurs produits toxiques que les fabricants ne savent pas forcément.

-Contrôle de la fermentation

La fermentation est une étape critique dans la production de toaka gasy. Un contrôle inadéquat des conditions de fermentation (température, pH, etc.) peut entraîner des variations dans le profil aromatique et la qualité du rhum.

-Distillation

La distillation artisanale peut manquer de précision, entraînant des variations dans la teneur en alcool et la pureté du produit final. Une distillation incorrecte peut également laisser des contaminants indésirables.

-Abondance, accessibilité et risque

La fabrication artisanale d'alcool utilise des produits de base accessibles et bon marché. La production ainsi que la consommation sont excessives et incontrôlées. **Il est à noter que l'alcool est un produit psychoactif**, c'est-à-dire qui a un effet direct sur le cerveau. Il peut entraîner diverses manifestations, selon la quantité ingérée.

2. Les différentes classes d'alcool

Les alcools sont identifiables grâce à la fonction organique alcool. Elle consiste en un groupe -OH lié à l'un des carbones de la chaîne carbonée d'un alcane.

En réalité, il y a trois classes d'alcools. On les distingue en fonction du nombre de groupes alkyles auxquels il est lié.

Pour déterminer à quelle classe un alcool appartient, il convient de repérer le nombre de radicaux organiques liés à l'atome de carbone portant le groupe caractéristique **hydroxyle (-OH)**.

2.1. Les alcools primaires

Un alcool primaire se reconnaît par la présence d'un **seul radical** organique **alkyle** sur l'atome de carbone possédant le groupe **hydroxyle**.

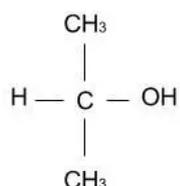
On les note ainsi : R-CH₂-OH où R est le radical organique

Exemple: Ethanol CH₃-CH₂-OH

2.2. Les alcools secondaires

Un alcool secondaire se reconnaît par la présence de **deux radicaux alkyles** (R et R') sur l'atome de carbone possédant le groupe hydroxyle.

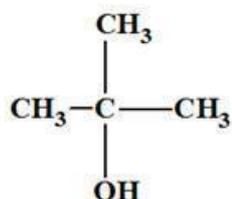
Exemple : Propan-2-ol



2.3. Les alcools tertiaires

Un alcool tertiaire se reconnaît par la présence de trois radicaux organiques (R, R' et R'') sur l'atome de carbone possédant le groupe caractéristique hydroxyle.

Exemple : le 2-méthylpropan-2-ol



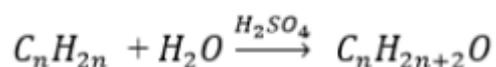
La distinction de ces trois classes se justifie par des différences de réactivité.

Le tableau de synthèse à retenir est le suivant :

Formule générale	Classe	Exemple	Nom
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{OH} \end{array} $	Primaire	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $	Ethanol
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{R}' \\ \\ \text{OH} \end{array} $	Secondaire	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{OH} \quad \text{H} \end{array} $	Propan-2-ol
$ \begin{array}{c} \text{R}'' \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{R}' \\ \\ \text{OH} \end{array} $	Tertiaire	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{OH} \quad \text{H} \end{array} $	Méthyl-propan-2-ol

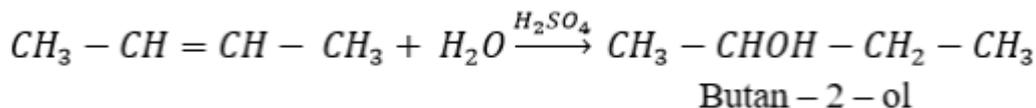
3. Préparation d'un alcool : hydratation d'un alcène

L'hydratation d'un alcène en présence de l'acide sulfurique donne un **alcool** selon l'équation générale suivante :



3.1. Hydratation d'un alcène symétrique : on obtient un seul produit.

Exemple : L'hydratation du but-2-ène produit seulement le butan-2-ol

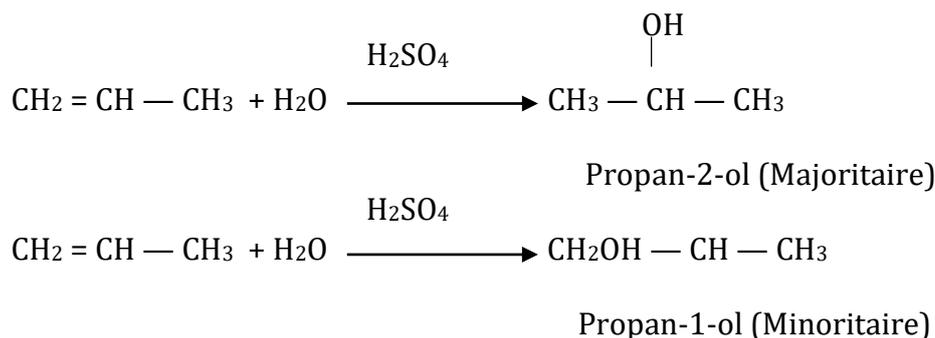


3.2. Hydratation d'un alcène dissymétrique : on obtient deux alcools isomères.

Règle de Markovnikov : dans l'addition d'un acide halogéné (HCl, HBr, etc.) à un alcène asymétrique (RCH=CH₂, par ex.), l'ion d'hydrogène (H⁺) se fixe sur le carbone qui porte le plus d'atomes d'hydrogène.

Conséquence : Lorsque l'alcène est **dissymétrique**, son hydratation conduit à deux alcools isomères. En général, lors de l'hydratation d'un alcène, le groupe -OH se fixe sur l'atome de **carbone le moins hydrogéné** pour former l'alcool de classe élevée. **Ce produit est majoritaire.**

Exemple : L'hydratation du prop-1-ène produit le propan-1-ol et le propan-2-ol



Pour déterminer à quelle classe un alcool appartient, il convient de repérer le nombre de radicaux organiques liés à l'atome de carbone portant le groupe caractéristique hydroxyle (-OH).

4. Ethylène : un produit de base de la chimie organique

L'éthylène (C₂H₄) est un produit de base de la chimie organique en raison de ses propriétés chimiques et de son rôle central dans la production de nombreux produits chimiques et matériaux.

L'éthylène est un produit de base essentiel de la chimie organique en raison de sa structure simple, sa réactivité élevée, et sa capacité à servir de précurseur pour une multitude de réactions et de produits chimiques. Sa production à grande échelle et son utilisation diversifiée en font un pilier de l'industrie chimique moderne.

Voici les principales raisons pour lesquelles l'éthylène est si crucial dans la chimie organique :

Structure simple et réactivité de l'éthylène

L'éthylène est un gaz très réactif. C'est le plus simple des alcènes, avec une double liaison carbone-carbone (C=C) qui lui confère cette réactivité élevée. Cette double liaison est un site de réactivité qui permet à l'éthylène de participer à de nombreuses réactions chimiques notamment les réactions d'addition.

Polymérisation de l'éthylène

L'éthylène est le monomère de base pour la production de polyéthylène, le polymère le plus produit au monde. Il existe plusieurs types de polyéthylène, chacun avec des applications spécifiques.

Le polyéthylène basse densité (LDPE) : utilisé dans les sacs en plastique, les films d'emballage, etc.

Le polyéthylène haute densité (HDPE) : utilisé dans les bouteilles, les tuyaux, les conteneurs, etc.

Le polyéthylène linéaire basse densité (LLDPE) : utilisé dans les films d'emballage, les sacs, etc.

L'éthylène comme intermédiaire de synthèse

En plus de sa réactivité très grande, l'éthylène est un intermédiaire crucial pour la synthèse d'autres produits chimiques importants.

L'éthylène est un intermédiaire dans la production de l'éthylène oxyde, utilisé pour fabriquer des **antigels, des détergents, et les stérilisants.**

L'éthanol est produit par hydratation de l'éthylène.

L'acétaldéhyde est un précurseur de nombreux produits chimiques, fabriqué à partir de l'éthylène.

Production de produits dérivés de l'éthylène

L'éthylène sert de base pour la production de nombreux produits chimiques, tels que :

L'éthylène glycol, utilisé dans les liquides de refroidissement et les plastiques.

Le styrène, utilisé pour produire des plastiques comme le polystyrène.

Le vinyl chloride, utilisé pour produire du PVC (polychlorure de vinyle).

Abondance, accessibilité et risque de l'éthylène

L'éthylène est produit à grande échelle principalement par le craquage thermique d'hydrocarbures (comme le naphta et le gaz naturel). Sa production est bien établie et efficace, ce qui en fait un produit chimique de base facilement accessible et relativement bon marché.

II. Oxydation ménagée d'un alcool

Il existe deux types d'oxydation : l'oxydation complète et l'oxydation ménagée.

1. Oxydation complète

L'oxydation complète correspond à une réaction de combustion. Au cours d'une oxydation complète, la structure carbonée est détruite. Il se forme du dioxyde de carbone, de l'eau et, si le dioxygène est en défaut, du monoxyde de carbone et du carbone.

5. Oxydation ménagée d'un alcool

Au cours d'une oxydation ménagée, la structure carbonée est conservée ; seul le carbone qui porte la fonction alcool est attaqué et se transforme.

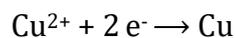
L'oxydation ménagée d'un alcool est une classe de réactions organiques dans lesquelles le **groupe fonctionnel alcool est converti en un autre groupe fonctionnel** (par exemple, aldéhyde, cétone, acide carboxylique) dans lequel le carbone a un état d'oxydation plus élevé.

On oxyde les alcools en les chauffant avec un agent oxydant. Il s'agit généralement de bichromate de potassium ($2K^+, Cr_2O_7^{2-}$) ou le permanganate de potassium (K^+, MnO_4^-). Pour accélérer la réaction, nous acidifions le bichromate de potassium en utilisant un catalyseur d'acide sulfurique concentré.

L'oxydation est une **perte** d'un ou plusieurs **électrons**.



La réduction est un **gain** d'un ou plusieurs **électrons**.



L'oxydant est l'espèce chimique susceptible de **gagner un ou plusieurs électrons** lors d'une réaction d'oxydoréduction.

Le réducteur est l'espèce chimique susceptible de **perdre un ou plusieurs électrons** lors d'une réaction d'oxydoréduction.

Le couple d'oxydoréduction ou **couple redox** est un couple formé par un **oxydant et son réducteur conjugué**.

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle se produit un transfert d'électrons entre deux couples redox.

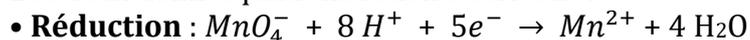
Les réactions d'oxydation de l'alcool ne sont pas identiques, elles dépendent de la classe de l'alcool et les conditions expérimentales.

5.1. L'oxydation ménagée d'un alcool primaire conduit à la formation d'un aldéhyde

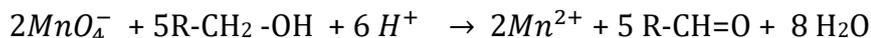
Remarque : si l'oxydant est en excès, la réaction continue et on obtient un **acide carboxylique**.

Équation de la réaction d'oxydation d'un alcool primaire par l'ion permanganate :

Les deux demi-équations rédox s'écrivent :



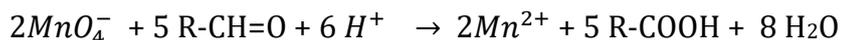
En combinant les deux demi-équations, on obtient la réaction d'oxydo-réduction :



Si l'oxydant est en excès, la réaction continue : l'aldéhyde formé $R-CH=O$ se transforme en acide carboxylique $R-COOH$, selon l'équation suivante :



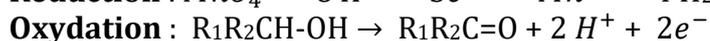
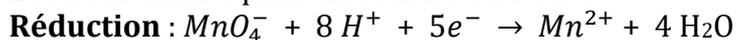
En combinant les deux demi-équations, on obtient :



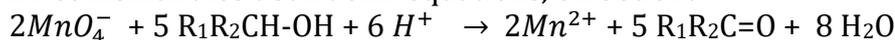
5.2. L'oxydation ménagée d'un alcool secondaire conduit à la formation d'une cétone.

Équation de la réaction d'oxydation d'un alcool secondaire par l'ion permanganate :

Les deux demi-équations rédox s'écrivent :



En combinant les deux demi-équations, on obtient :



On ne peut pas oxyder davantage la cétone formée, même avec excès d'oxydant.

Remarque : Les alcools tertiaires ne peuvent pas être oxydés.

6. Identification des produits de l'oxydation ménagée d'un alcool

6.1. Test spécifique de mise en évidence de composés carbonylés

Les composés carbonylés (aldéhydes et cétones) se caractérisent à l'aide de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH de couleur **jaune limpide**) avec laquelle ils donnent un précipité **jaune-orangé** de 2,4-dinitrophénylhydrazone.

Ainsi le test indique la **présence d'un aldéhyde ou une cétone** si le réactif **jaune, limpide** donne un **précipité jaune orangé**.

6.2. Tests spécifiques de mise en évidence d'un aldéhyde

Réactif liqueur de Fehling : Le chauffage modéré d'un mélange contenant de la **liqueur de Fehling** et un **aldéhyde** conduit à un **précipité rouge brique** d'oxyde de cuivre.

Réactif de Tollens : Le chauffage modéré (50°C à 60°C au bain marie) d'un mélange de réactif de Tollens (solution de nitrate d'argent ammoniacal) et d'**aldéhyde** dans une verrerie très propre conduit à la formation d'un **miroir d'argent** sur les parois de la verrerie. C'est un dépôt d'argent, produit de l'oxydation de l'aldéhyde par le nitrate d'argent dans le réactif de Tollens.

Réactif de Schiff : À froid et en milieu non basique, **en présence d'un aldéhyde**, le réactif de Schiff (fuschine décolorée par le dioxyde de soufre) prend une **teinte rose-violacée**.

7. Applications de l'oxydation ménagée d'un alcool

7.1. Alcootest

Définition d'un alcootest

L'alcootest est un appareil qui permet d'évaluer la concentration d'alcool dans le sang d'une personne. Il est surtout utilisé par les policiers, car les effets de l'alcool sur l'organisme peuvent affecter la conduite automobile et augmenter les risques d'être impliqué dans un accident.

Comment fonctionne un alcootest ?

L'alcool ingéré se retrouve dans le sang et fait le tour de nos organes. Une question se pose : comment un ballon d'alcootest peut évaluer la quantité d'alcool contenu dans le sang ?

L'alcool est acheminé par le sang jusqu'aux alvéoles pulmonaires et se retrouve donc dans l'air que vous expirez. La quantité d'alcool présente dans l'air est 2000 fois plus faible que celle présente dans le sang. En mesurant la quantité d'alcool présent dans l'air expiré on peut donc connaître celle présente dans le sang. Les alcootests fonctionnent grâce à un réactif chimique : le **dichromate de potassium**, dont la formule chimique est $K_2Cr_2O_7$. Lorsqu'un conducteur qui a consommé de l'alcool souffle dans un alcootest, les **ions chrome VI**, de couleur orange, que le dispositif contient vont, au passage de l'air chargé en alcool éthylique rejeté par l'utilisateur, se réduire en **ions chrome III**. Les ions chrome vont alors changer de couleur, passant du orange au vert, ce qui permet d'attester de la **présence d'alcool** dans le souffle de la personne qui a réalisé le test.

7.2. Titrage des boissons alcooliques

Exemple : Déterminer le pourcentage alcoolique d'une solution d'alcool éthylique à l'aide d'une méthode de titrage.

Données :

- Volume de la solution d'alcool à doser : 100 mL
- Solution titrante : Solution de permanganate de potassium ($KMnO_4$) 0,1 M
- Équation de la réaction :



Protocole de titrage :

1. Prélever 10 mL de la solution d'alcool dans un bécher.
2. Ajouter quelques gouttes d'acide sulfurique dilué pour acidifier le mélange.
3. Commencer le titrage en ajoutant lentement la solution de permanganate de potassium jusqu'à ce que la couleur rose persiste pendant au moins 30 secondes (indiquant la fin du titrage).
4. Noter le volume de solution de permanganate de potassium utilisé.

Résultats de l'expérience :

- Pour atteindre l'équivalence, le volume de KMnO_4 utilisé est de 25 mL.

Questions :

1. Calculer la quantité d'éthanol présente dans les 10 mL de solution d'alcool.
2. Déterminer le pourcentage volumique d'alcool dans la solution initiale.

Réponses :

1. Calcul de la quantité d'éthanol dans les 10 mL de solution d'alcool :

Pour déterminer la quantité d'éthanol, on utilise la relation de stœchiométrie entre le permanganate de potassium et l'éthanol.

$$\text{Ainsi, } \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}}}{1} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{2} \Rightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{2}$$

Calculons $n_{\text{MnO}_4^-}$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = [\text{MnO}_4^-] \times V$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 0,1 \times 0,025 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{MnO}_4^-} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \frac{2,5 \times 10^{-3}}{2} = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Calcul du pourcentage volumique d'alcool dans la solution initiale :

Dans 100 mL (0,1 L) de solution, il y a 0,575 g d'éthanol.

Le pourcentage volumique d'alcool correspond à la
masse d'éthanol (g) / Masse de la solution (g) $\times 100$

On sait que la masse de la solution est égale au produit du volume de la solution par la masse volumique de l'alcool (approximativement 0,79 g/mL)

La masse de la solution est donc $100 \times 0,79 = 79 \text{ g}$

Le pourcentage volumique d'alcool est donc : $0,57579 \times 100 \approx 0,73\%$.

APPLICATION : DETERMINATION DU DEGRE ALCOOLIQUE D'UN VIN (Source : <http://labolycee.org>)

Le degré alcoolique d'un vin est le pourcentage volumique d'alcool mesuré à une température de 20°C.

Pour déterminer le degré alcoolique d'un vin, il faut d'abord isoler l'alcool des autres composés du vin (acides, matières minérales, sucres, esters,...) en réalisant une distillation. Cette méthode de séparation ne permet pas d'obtenir de l'éthanol pur mais un mélange eau - éthanol dont les proportions sont constantes. Il est donc nécessaire d'ajouter de l'eau au vin pour être sûr de recueillir pratiquement tout l'éthanol contenu dans celui-ci.

La solution aqueuse d'éthanol est ensuite ajustée à 100 mL avec de l'eau distillée, pour simplifier les calculs.

Puis l'alcool est oxydé quantitativement en acide acétique (éthanoïque) par un excès de dichromate de potassium.

L'oxydant excédentaire est ensuite dosé par une solution de sel de Mohr $[\text{FeSO}_4,(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$. Ce dosage est appelé dosage indirect (ou en retour).

Les données nécessaires sont en fin d'énoncé.

1. Extraction de l'éthanol

Pour ce dosage, on prélève 10,0 mL de vin auxquels on ajoute environ 50 mL d'eau.

On distille ce mélange et on recueille un volume de 42 mL de distillât (noté S_1).

On considère qu'il contient alors tout l'éthanol du vin.

Compléter sur la figure 1 le nom des éléments du montage désignés par les flèches et préciser le sens de circulation de l'eau.

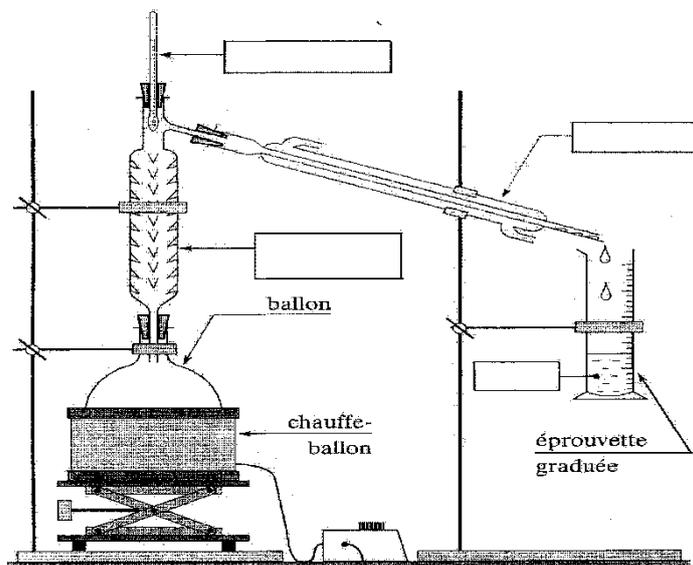


figure 1

2. Préparation de la solution à titrer

On complète S_1 à 100,0 mL avec de l'eau distillée. On obtient ainsi une solution notée S_2 .

S_2 contient donc l'éthanol présent dans les 10 mL de vin prélevé, dilué 10 fois.

3. Réaction entre l'éthanol et le dichromate de potassium

Dans un erlenmeyer, on mélange $V_0 = 10,0$ mL de solution S_2 , $V_1 = 20,0$ mL d'une solution de dichromate de potassium ($2K^+_{(aq)} + Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}$) de concentration $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et environ 10 mL d'acide sulfurique concentré.

On bouche l'erlenmeyer et on laisse réagir pendant environ 30 minutes. On obtient alors une solution verdâtre appelée S_3 .

L'équation de la réaction entre l'ion dichromate et l'éthanol est :



3.1. Justifier la couleur de la solution S_3 .

3.2. Pourquoi doit-on boucher l'erlenmeyer ?

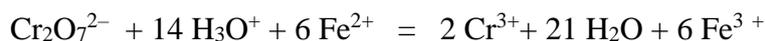
3.3. En vous aidant éventuellement d'un tableau d'avancement, montrer que la relation entre la quantité n_0 d'éthanol oxydé et la quantité $n(Cr_2O_7^{2-})_{\text{restant}}$ d'ions dichromate restant après cette oxydation est :

$$n_{\text{restant}} = C_1 \cdot V_1 - \frac{2}{3} n_0.$$

4. Dosage de l'excès du dichromate de potassium.

On dose alors les ions dichromate en excès avec une solution de sel de Mohr de concentration $C_2 = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume de solution de sel de Mohr nécessaire pour atteindre l'équivalence (repérée à l'aide d'un indicateur de fin de réaction) est $V_2 = 7,6$ mL.

L'équation de la réaction entre les ions fer II et les ions dichromate est :



4.1. En vous aidant éventuellement d'un tableau d'avancement, montrer que :

$$n_0 = \frac{3}{2} C_1 \cdot V_1 - \frac{1}{4} C_2 \cdot V_2.$$

4.2. Faire l'application numérique.

5. Exploitation :

5.1. Déterminer la quantité de matière d'éthanol $n_{\text{éthanol}}$ contenue dans 100 mL de vin.

5.2. Déterminer le degré alcoolique du vin étudié.

Données :

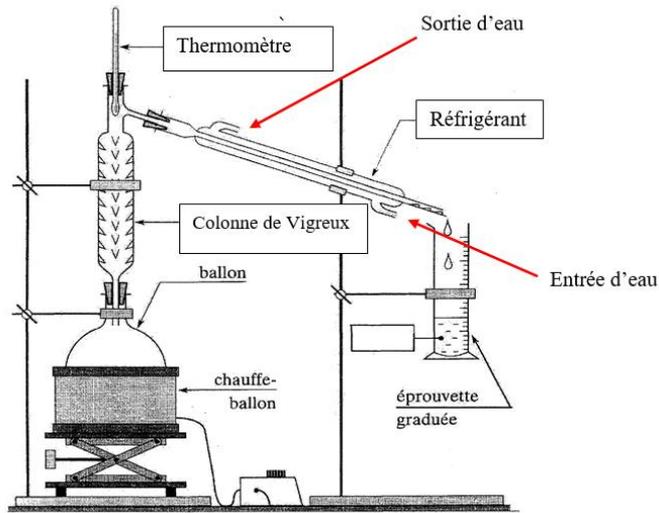
Masse volumique de l'éthanol : $0,78 \text{ g.mL}^{-1}$

Masse molaire de l'éthanol : $M = 46 \text{ g.mol}^{-1}$

CORRIGE DE L'APPLICATION :

1. Extraction de l'éthanol

Les noms des éléments du montage désignés par les flèches et le sens de circulation de l'eau.



2. Préparation de la solution à titrer

On complète S_1 à 100,0 mL avec de l'eau distillée. On obtient ainsi une solution notée S_2 . S_2 contient donc l'éthanol présent dans les 10 mL de vin prélevé, dilué 10 fois.

3. Réaction entre l'éthanol et le dichromate de potassium

Dans un erlenmeyer, on mélange $V_0 = 10,0$ mL de solution S_2 , $V_1 = 20,0$ mL d'une solution de dichromate de potassium ($2K^+_{(aq)} + Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}$) de concentration $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et environ 10 mL d'acide sulfurique concentré.

On bouche l'erlenmeyer et on laisse réagir pendant environ 30 minutes. On obtient alors une solution verdâtre appelée S_3 .

L'équation de la réaction entre l'ion dichromate et l'éthanol est :



3.1. La couleur de la solution S_3 est verdâtre parce qu'il a la formation des ions Cr^{3+} .

3.2. Le fait de boucher l'erlenmeyer permet d'éviter des fuites de gaz et garantit que la réaction se déroule de manière plus contrôlée.

3.3. A l'aide d'un tableau d'avancement, montrons que la relation entre la quantité n_0 d'éthanol oxydé et la quantité $n(Cr_2O_7^{2-})_{\text{restant}}$ d'ions dichromate restant après cette oxydation est : $n(Cr_2O_7^{2-})_{\text{restant}} = C_1 \cdot V_1 - \frac{2}{3} n_0$.

	$2 Cr_2O_7^{2-} + 16 H_3O^+ + 3 CH_3-CH_2OH = 4 Cr^{3+} + 27 H_2O + 3 CH_3-COOH$					
Etat initial	$C_1 V_1$		n_0			
Etat intermédiaire	$C_1 V_1 - 2x$		$n_0 - 3x$			
Etat final	$C_1 V_1 - 2x_f$		$n_0 - 3x_f = 0$			

D'après le tableau d'avancement, la quantité de matière d'ions dichromate restant est :

$$n(Cr_2O_7^{2-})_{\text{restant}} = C_1 \cdot V_1 - 2x_f$$

Détermination de x_f

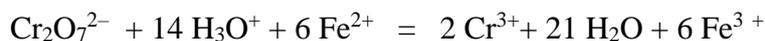
Comme l'éthanol est le réactif limitant donc $n_0 - 3x_f = 0$ alors $x_f = \frac{1}{3} n_0$.

En remplaçant x_f par son expression, on obtient : $n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})_{\text{restant}} = C_1 \cdot V_1 - \frac{2}{3} n_0$.

4. Dosage de l'excès du dichromate de potassium.

On dose alors les ions dichromate en excès avec une solution de sel de Mohr de concentration $C_2 = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume de solution de sel de Mohr nécessaire pour atteindre l'équivalence (repérée à l'aide d'un indicateur de fin de réaction) est $V_2 = 7,6 \text{ mL}$.

L'équation de la réaction entre les ions fer II et les ions dichromate est :



4.1. En utilisant le tableau d'avancement, montrons que :

$$n_0 = \frac{3}{2} C_1 \cdot V_1 - \frac{1}{2} C_2 \cdot V_2.$$

	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	+	$14 \text{H}_3\text{O}^+$	+	6Fe^{2+}	=	2Cr^{3+}	+	$21 \text{H}_2\text{O}$	+	6Fe^{3+}
Etat initial	$C_1 \cdot V_1 - \frac{2}{3} n_0$				$C_2 V_2$						
Etat intermédiaire	$C_1 \cdot V_1 - \frac{2}{3} n_0 - x$				$C_2 V_2 - 6x$						
Etat final	$C_1 \cdot V_1 - \frac{2}{3} n_0 - x_f = 0$				$C_2 V_2 - 6x_f = 0$						

Détermination de x_f

$$C_2 V_2 - 6x_f = 0$$

$$6x_f = C_2 V_2$$

$$x_f = \frac{C_2 V_2}{6}$$

En remplaçant x_f par son expression on a :

$$C_1 \cdot V_1 - \frac{2}{3} n_0 - \frac{C_2 V_2}{6} = 0$$

$$\text{On tire } n_0 : \text{ on obtient } n_0 = \frac{3}{2} C_1 \cdot V_1 - \frac{1}{2} C_2 \cdot V_2.$$

4.2. Application numérique :

On sait que :

$$C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_1 = 20 \text{ mL} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

$$C_2 = 5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_2 = 7,6 \text{ mL} = 7,6 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$n_0 = \frac{3}{2} (10^{-1})(2 \cdot 10^{-2}) - \frac{1}{2} (5 \cdot 10^{-1})(7,6 \cdot 10^{-3} \text{ L}) = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_0 = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

5. Exploitation

5.1. La quantité de matière d'éthanol $n_{\text{éthanol}}$ contenue dans 100 mL de vin est :

Comme la solution a été diluée dix fois donc la quantité de l'éthanol dans 10mL de vin est de $n_{\text{éthanol}}=11. 10^{-3}\text{mol}$.

Pour 100 mL de vin, la quantité de matière de l'éthanol est donc de $n_{\text{éthanol}}=11. 10^{-2}\text{mol}$.

5.2. Le degré alcoolique du vin étudié est :

Pour pouvoir calculer le degré alcoolique du vin, il faut calculer le volume de l'éthanol correspondant :

On sait que :

$\rho=m/V$ or $n=m/M$ donc $m = n M = 11. 10^{-2} \times 46 = 5,06\text{g}$

Finalement, le volume est $V=m/\rho = 5,06/0,78= 6,48 \text{ mL}$

Le degré alcoolique du vin est donc de 6°.