

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités du Professeur	Activités des élèves	Trace écrite
Présentation	Questions /réponses	Rappels/pré requis	Par leurs réponses, les élèves amènent le professeur à donner le titre de la leçon	<b>LES ALCOOLS</b>
Développement	Questions –réponses          Travail de groupe  Travail individuel	Administration de la situation d'apprentissage  Lisez la situation.  Quelles actions les élèves veulent mener ?  <b>Activité :</b> Définition d'un alcool  Le professeur donne la définition d'un alcool	Les élèves lisent la situation.  Ils veulent : - connaître la formule générale des alcools - indiquer quelques méthodes de préparation d'un alcool - écrire les équation-bilans de quelques réactions chimiques	<b>1. Définition d'un alcool</b> Un alcool est un composé organique dont la molécule renferme <b>un groupe hydroxyle (-OH)</b> lié à un atome de carbone tétraédrique ( <i>ou tétragonal ou qui possède quatre (04) liaisons simples</i> ). Le carbone qui porte le groupe -OH est appelé <b>carbone fonctionnel</b> . La formule générale structurale des alcools est : R-OH où R est un groupe alkyle Leur formule brute générale est : <b>C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>OH</b> (ou <b>C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>O</b> ) Le groupe fonctionnel des alcools est : $\begin{array}{c}   \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$ <i>N.B. : certains composés possèdent également le groupe hydroxyle mais ne</i>

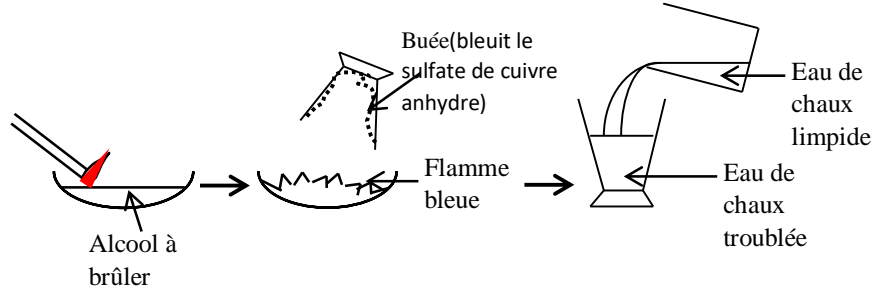


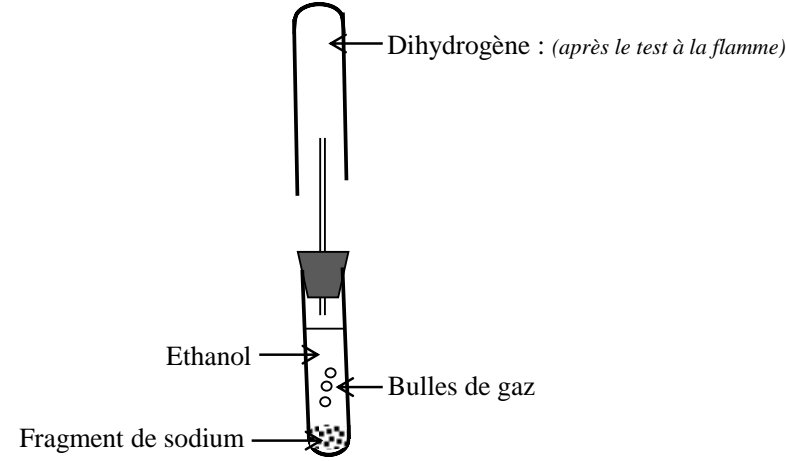
<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p><b>Activité :</b> Méthodes de préparation des alcools</p> <p>rappelez les méthodes de préparation de l'éthanol</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	<p><b>3.2. Alcools secondaires</b> Ce sont des alcools dont le carbone fonctionnel est lié à deux (2) atomes de carbone. Leur formule générale est :</p> $\begin{array}{c} R_2 \\   \\ R_1 - CH - OH \end{array}$ <p><b>Exemple :</b> <math>CH_3 - \underset{\substack{  \\ OH}}{CH} - CH_3</math> propan-2-ol</p> <p><b>3.3. Alcools tertiaires</b> Ce sont des alcools dont le carbone fonctionnel est lié à trois (3) atomes de carbone. Leur formule générale est :</p> $\begin{array}{c} R_2 \\   \\ R_1 - C - OH \\   \\ R_3 \end{array}$ <p><b>Exemple :</b> <math>CH_3 - CH_2 - \underset{\substack{  \\ CH_3}}{\overset{\substack{OH \\  }}{C}} - CH_3</math> 2-méthylbutan-2-ol</p> <p><b>4. Méthodes de préparation des alcools</b> <b>4.1. Préparation de l'éthanol</b> <b>4.1.1. Par fermentation des jus sucrés</b> Au cours de cette réaction, le glucose (<math>C_6H_{12}O_6</math>) contenu dans les jus sucrés (vin de palme, cacao, ananas, ...) se décompose (naturellement) pour donner de l'éthanol et du dioxyde de carbone. Cette réaction, catalysée par des enzymes, (<i>en vase clos</i>) se fait selon l'équation</p> $\begin{array}{ccc} C_6H_{12}O_6 & \xrightarrow[35 \text{ à } 40^\circ C]{Enzymes} & 2CH_3CH_2OH + 2CO_2 \\ \text{glucose} & & \text{éthanol} \end{array}$ <p><i>Ce mécanisme, qui se fait en vase clos en présence de levure (levure : champignons unicellulaires (agents microbiologiques de la fermentation) qui sécrètent des enzymes (protéines ou corps qui accélèrent une réaction chimique) qui catalysent la réaction), s'appelle la fermentation.</i> <i>La fermentation est donc une réaction biochimique anaérobie (absence d'air) où des molécules de sucres fermentescibles appelés oses (glucose et fructose) contenues dans les jus sucrés sont transformées en éthanol et en dioxyde de carbone.</i></p>
-------------------------------------	---------------------------	---	-----------------------------	---

<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur distingue les sucres fermentescibles des sucres non fermentescibles</p>		<p><b>N.B. :</b> Cette réaction est limitée et s'arrête lorsque le mélange contient de 16 à 18% d'éthanol.</p> <p><b>Remarque :</b>          Les jus de fruits qui fermentent naturellement contiennent des sucres dits <b>fermentescibles</b> (glucose, fructose (les oses), ...).          Dans le cas des sucres <b>non fermentescibles</b>, (dans le mil, maïs, du jus de canne à sucre, ...) le glucose doit d'abord être libéré par hydrolyse avant d'être fermenté.  <i>L'éthanol peut être aussi obtenu à partir de produits contenant de l'amidon (manioc, pomme de terre, céréales : mil, maïs, riz, sorgho, ...) qui donnent des sucres par hydrolyse et ensuite de l'éthanol par fermentation de ces sucres.</i></p> <p><b>Exemple :</b></p> $(C_6H_{10}O_6)_n \xrightarrow{\text{Enzyme + eau}} nC_6H_{12}O_6$ <p style="text-align: center;"><b>Amidon</b></p> $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{enzyme}} 2 CH_3-CH_2-OH + 2 CO_2$ <p>La fermentation est la méthode utilisée par la SOLIBRA et les fabricants de koutoukou et tchapalo</p> <p><b>N.B. :</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Le <b>degré alcoométrique</b> d'une solution aqueuse d'éthanol est le nombre de cm<sup>3</sup> d'alcool pur dans 100 cm<sup>3</sup> de solution.</li> </ul> <p>Ainsi 1 L d'alcool à 80 ° contient 800 cm<sup>3</sup> d'alcool pur</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- L'« alcool à brûler » ou « alcool à 90 ° » vendu en pharmacie est de l'éthanol dénaturé par du méthanol et est donc <b>très très toxique</b>.</li> </ul> <p><b>4.1.2. Par hydratation de l'éthylène</b></p> <p>L'hydratation de l'éthylène, en présence de catalyseur comme l'acide sulfurique (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), produit de l'éthanol selon l'équation :</p> $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3-CH_2-OH$ <p>Cette méthode de préparation de l'éthanol est plutôt (récente) industrielle et se fait sous une pression d'environ 70 bars et à une température d'environ 300 °C</p> <p><b>N.B. :</b> L'éthanol (ou alcool à brûler) est le principal constituant des boissons alcoolisées. Il est utilisé aussi pour désinfecter les plaies. (toutefois, l'« alcool à brûler » ou « alcool à 90 ° » vendu en pharmacie est de l'éthanol dénaturé par du méthanol et est donc <b>très très toxique</b>)</p>
-------------------------------------	---------------------------	--	--	--

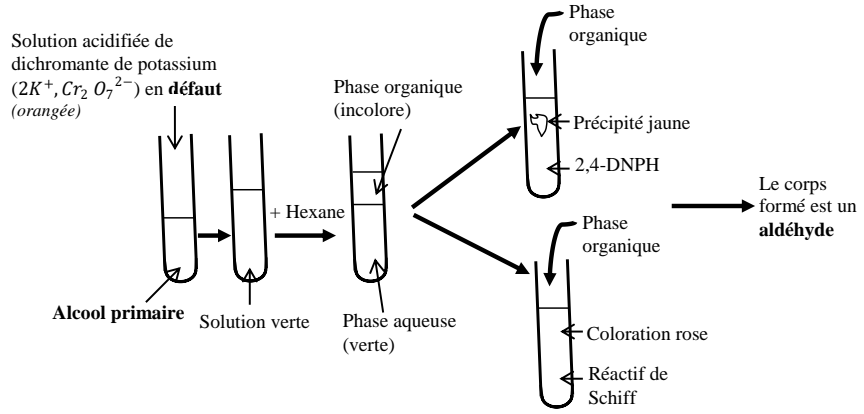
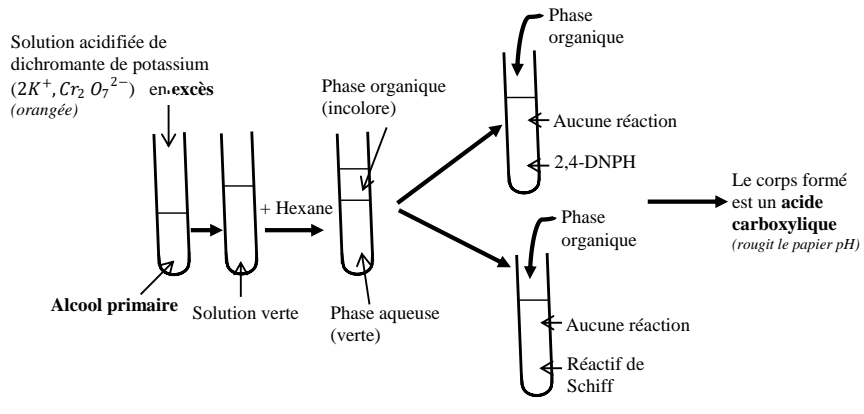
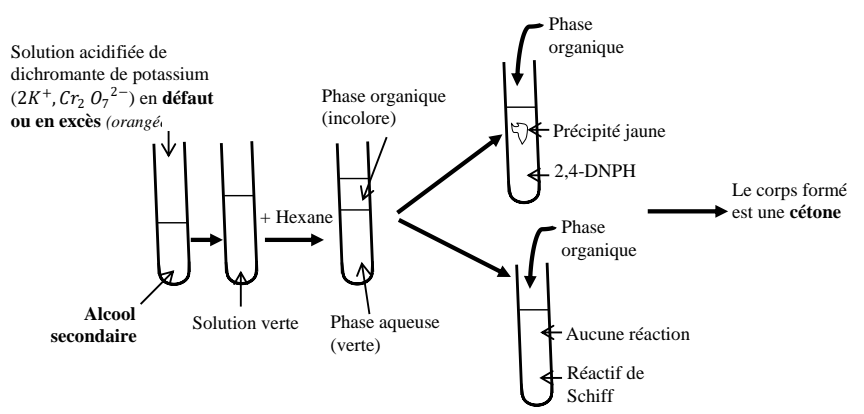
<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur indique la méthode générale d'obtention des alcools.</p>		<p><b>4.2. Méthode générale : l'hydratation des alcènes</b>  <i>(à l'exception du méthanol auquel ne correspond aucun alcène)</i> En général les <i>(autres)</i> alcools proviennent d'alcènes auxquels on a ajouté une molécule d'eau. Cette réaction, appelée hydratation, est réalisable en présence de catalyseur comme l'acide sulfurique (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) <i>(ou l'acide phosphorique H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)</i> selon l'équation :</p> $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagdown \end{array} + \text{H} - \text{OH} \xrightarrow[300^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4} \begin{array}{c}   \quad   \\ -\text{C} - \text{C}- \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{OH} \end{array}$ <p><b>Exemple :</b></p> $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H} - \text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p><b>Remarque :</b>  Si l'alcène est dissymétrique (ou asymétrique), il se forme alors un mélange de deux alcools. <i>(et pour identifier celui qui se forme majoritairement ; on utilise la règle de Markovnikov.)</i></p> <p><b>4.3. Règle de Markovnikov</b>  Lors de l'hydratation d'un alcène dissymétrique, le groupe hydroxyle (-OH) se fixe préférentiellement sur le carbone le plus substitué <i>(le moins hydrogéné)</i>. <i>(et l'hydrogène se fixe sur le carbone le plus hydrogéné)</i>.  L'alcool formé majoritairement est celui de classe la plus élevée.</p> <p><b>Exemple :</b></p> $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \left\{ \begin{array}{l} \text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3 \quad \text{propan-2-ol} \\ \text{majoritaire} \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH} \quad \text{propan-1-ol} \\ \text{minoritaire} \end{array} \right.$
	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur énonce la règle de Markovnikov et l'illustre à partir d'exemples.</p>		

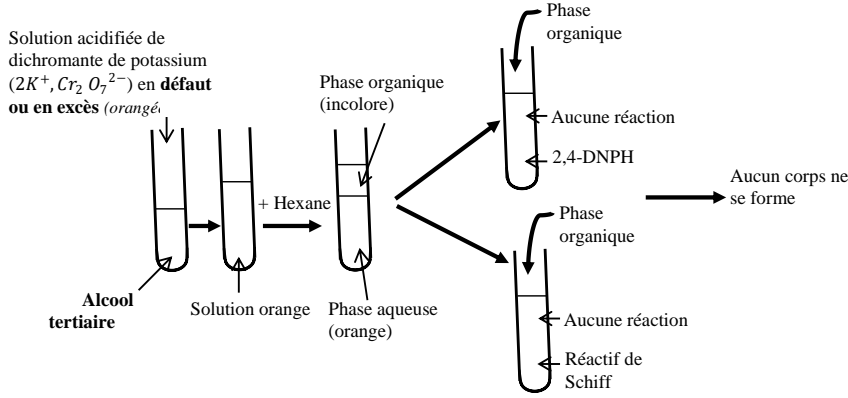
<p><b>Développement (suite)</b></p>		<p><b>Activité d'application</b></p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p>	<p><b>ACTIVITE D'APPLICATION N°1</b></p> <p>Ton groupe de travail dispose d'un alcool A de masse molaire moléculaire <math>M = 74 \text{ g.mol}^{-1}</math>.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>Détermine la formule brute de cet alcool</li> <li>Donne la formule semi développée, le nom et la classe de chacun de tous ses isomères.</li> <li>Un de ses isomères est le produit majoritaire de l'hydratation du 2 – méthylprop – 1 – ène Indique cet isomère</li> </ol>
<p><b>Evaluation (15 min)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.</p> <p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves</p>	<p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	<p><b>5. Quelques propriétés chimiques des alcools</b></p> <p><b>5.1. Déshydratation des alcools</b></p> <p><b>5.1.1. Déshydratation intramoléculaire</b></p> <p>Une molécule d'alcool (<i>en phase gazeuse (vapeur d'alcool)</i>) peut, en présence de catalyseur convenable (<i>l'alumine <math>Al_2O_3</math> à <math>450^\circ C</math> ou l'acide sulfurique concentré à <math>170^\circ C</math></i>), être déshydratée (<i>perdre une molécule d'eau</i>). On obtient alors un alcène selon l'équation :</p> $C_n H_{2n+1} OH \xrightarrow[450^\circ C]{Al_2O_3} C_n H_{2n} + H_2O$
	<p>Questions-réponses</p>	<p><b>Activité :</b></p> <p>Quelques propriétés chimiques des alcools</p> <p>écrivez l'équation-bilan de la déshydratation intramoléculaire d'un alcool</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	<p><b>Exemple :</b> <math>CH_3-CH_2-OH \xrightarrow[450^\circ C]{H_2SO_4} CH_2=CH_2 + H_2O</math></p> <p>(Ou bien</p> $  \begin{array}{ccc}  \begin{array}{c} CH_3 \\   \\ CH_3-C-CH_2-CH_3 \\   \\ OH \end{array} & \xrightarrow[-H_2O]{H^+} & \left. \begin{array}{l} \begin{array}{c} CH_3 \\   \\ CH_3-C=CH-CH_3 \\ 2\text{-méthylbut-2-ène} \end{array} \\ \begin{array}{c} CH_3 \\   \\ CH_3-C=CH-CH_3 \\ 2\text{-méthylbut-1-ène} \end{array} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{majoritaire} \\ \text{minoritaire} \end{array}  \end{array}  $ <p>L'alcène majoritaire est l'alcène le plus substitué)</p>

<b>Développement (suite)</b>	Questions-réponses	écrivez l'équation-bilan de la déshydratation intermoléculaire d'un alcool	Les élèves exécutent	<p><b>5.1.2. Déshydratation intermoléculaire</b></p> <p>La déshydratation, en présence de catalyseur convenable, (alumine à 140°C) entre deux molécules d'alcool (différentes ou identiques) (perte d'une molécule d'eau par molécules d'alcools) conduit à la formation d'un éther-oxyde selon l'équation : (elle a donc lieu quand la température baisse)</p> $R-OH + OH-R' \xrightarrow[140^{\circ}C]{Al_2O_3} R-O-R' + H_2O$ <p style="text-align: center;">éther-oxyde</p> <p><b>Exemple :</b></p> $CH_3 - CH_2 - OH + CH_3 - OH \xrightarrow[140^{\circ}C]{Al_2O_3} CH_3 - CH_2 - O - CH_3 + H_2O$	
	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience		
	Observation	Donnez la couleur de la flamme	Elle est bleue		<p><b>5.2. Combustion des alcools ou oxydation dégradante : cas de l'éthanol</b></p> <p><b>5.2.1. Expérience et observation</b></p> 
	Questions-réponses	Que traduit le trouble de l'eau de chaux ?	La formation de dioxyde de carbone		
	Travail de groupe	Et l'apparition de la buée ?	La formation d'eau		<ul style="list-style-type: none"> <li>- L'alcool brûle avec une flamme bleutée</li> <li>- L'eau de chaux se trouble : il y'a formation de dioxyde de carbone</li> <li>- Apparition de buée (qui bleuit le sulfate de cuivre anhydre) sur les parois du verre : il y'a formation d'eau.</li> </ul>
	Travail individuel	Tirez-en une conclusion	La combustion de l'éthanol dans le dioxygène de l'air donne du dioxyde de carbone et de l'eau		<p><b>5.2.2. Conclusion</b></p> <p>La combustion de l'éthanol dans le dioxygène de l'air donne du dioxyde de carbone et de l'eau selon l'équation :</p> $CH_3 - CH_2 - OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$
		Ecrivez l'équation-bilan de cette réaction	Les élèves exécutent		

<b>Développement (suite)</b>	Expérimentation	Le professeur donne l'équation générale de la combustion des alcools		<p><b>5.2.3. Généralisation</b></p> <p>Les alcools brûlent dans le dioxygène de l'air (<i>combustion complète</i>) pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau selon l'équation :</p> $C_nH_{2n+1}OH + \frac{3n}{2} O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1) H_2O$ <p>Cette combustion détruit la chaîne carbonée de l'alcool : c'est une <b>oxydation dégradante</b> (ou <i>brutale</i> ou <i>non ménagée</i>). Elle est très exothermique (utilisée pour produire de la chaleur)</p>	
	Observation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience		
	Questions-réponses	Que traduit l'apparition des bulles de gaz ?	La formation d'un gaz		
	Travail de groupe	Ce gaz brûle en détonant, quel est ce gaz ?	Le dihydrogène		
	Travail individuel	Tirez-en une conclusion	Le sodium réagit avec l'éthanol pour donner du dihydrogène et de l'éthanolate de sodium		
		Ecrivez l'équation-bilan de cette réaction	Les élèves exécutent	<p><b>5.3. Réaction avec le sodium : cas de l'éthanol</b></p> <p><b>5.3.1. Expérience et observation</b></p>  <p><b>5.3.2. Conclusion</b></p> <p>Le sodium réagit avec l'éthanol pour donner du dihydrogène et de l'<b>éthanolate de sodium</b> selon l'équation :</p> $2CH_3 - CH_2 - OH + 2Na \longrightarrow 2(Na^+ + CH_3 - CH_2O^-) + H_2$ <p style="text-align: center;">Éthanolate de sodium</p> <p>(vient de <math>C_2H_5OH + Na \longrightarrow Na^+ + C_2H_5O^- + \frac{1}{2}H_2</math> qu'on multiplie par 2)</p>	

<p><b>Développement (suite)</b></p>		<p>Le professeur donne l'équation générale de la réaction du sodium avec les alcools</p>		<p><b>5.3.3. Généralisation</b>  Le sodium réagit (<i>vivement</i>) avec les alcools par une réaction d'oxydoréduction pour donner du dihydrogène et un <b>alcoolate de sodium</b> selon l'équation :</p> $\text{Na}^+/\text{Na} : (\text{Na} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + e^-) \times 2$ $\text{ROH}/\text{RO}^- : (2 \text{ROH} + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{RO}^- + \text{H}_2)$ <hr/> $2\text{R} - \text{OH} + 2\text{Na} \longrightarrow 2(\text{Na}^+ + \text{R} - \text{O}^-) + \text{H}_2$ <p style="text-align: center;"><b>Alcoolate de sodium</b></p> <p><b>5.4. Oxydation ménagée des alcools</b>  <i>Les alcools peuvent s'oxyder en conservant leur chaîne carbonée. On dit alors qu'ils subissent une oxydation ménagée (dont le produit dépend de la classe de l'alcool.) Les oxydations ménagées peuvent se dérouler : en phase gazeuse (par voie sèche) (vue en 1èreD avec la lampe sans flamme où l'alcool vapeur brûle pour maintenir l'incandescence du cuivre) ou en solution (aqueuse) que nous allons voir maintenant. L'oxydation ménagée en solution (ou oxydation par un oxydant) se fait en présence d'une solution acidifiée (milieu sulfurique concentré) de permanganate de potassium (KMnO<sub>4</sub>) ou de dichromate de potassium (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) (ce sont des oxydants forts : les oxydants forts sont les oxydants des couples redox ayant un potentiel électrochimique très élevé. On distingue :</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ L'ion dichromate Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> provenant du couple redox (Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/Cr<sup>3+</sup>) = 1,33V</li> <li>➤ L'ion permanganate MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> provenant du couple redox (MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>/Mn<sup>2+</sup>) = 1,51V</li> <li>➤ Aussi, le couple : CH<sub>3</sub>CHO / C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH = 0,19 V</li> <li>➤ Et le couple : CH<sub>3</sub>COOH / CH<sub>3</sub>CHO = 0,12 V</li> </ul> <p><i>Les ions dichromates (Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>) et les ions permanganates (MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>) sont obtenus en dissolvant respectivement les composés ioniques K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> et KMnO<sub>4</sub> dans l'eau. Les équations de dissociation sont :</i></p> $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{MnO}_4^- \text{ et } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ <p><b>5.4.1. Expérience et observation</b>  <i>Dans ces expériences, Le 2, 4 - DNPH est le 2, 4 - dinitro phénylhydrazine La couleur orange est due aux ions bichromates Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> et la couleur verte est due aux ions chrome Cr<sup>3+</sup>. Les couleurs verte et orange gênent l'identification des produits formés d'où l'ajout de l'hexane. L'hexane n'est pas miscible à l'eau, on obtient donc deux phases :</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Une phase aqueuse inférieure verte ou orange</li> <li>- Une phase organique supérieure contenant les produits des réactions</li> </ul>
-------------------------------------	--	--	--	---

Développement (suite)	Expérimentation	Soyez attentif et observez l'expérience.	Les élèves observent attentivement l'expérience
Observation	Quel est le produit formé dans cette 1 <sup>ère</sup> expérience ?	C'est un aldéhyde	
Questions-réponses	Quel est le produit formé dans cette 2 <sup>ème</sup> expérience ?	C'est un acide carboxylique	
Travail de groupe	Quel est le produit formé dans cette 3 <sup>ème</sup> expérience ?	C'est une cétone	
Travail individuel			

<p><b>Développement (suite)</b></p>		<p>Quel est le produit formé dans cette 4<sup>ème</sup> expérience ?</p> <p>Tirez-en une conclusion</p>	<p>Aucun produit formé</p> <p>L'oxydation ménagée d'un alcool primaire donne un aldéhyde si l'oxydant est en défaut ou un acide carboxylique si l'oxydant est en excès. L'oxydation ménagée d'un alcool secondaire donne une cétone que l'oxydant soit en défaut ou en excès. Les alcools tertiaires ne s'oxydent pas à froid</p>	 <p>Solution acidifiée de dichromate de potassium (<math>2K^+</math>, <math>Cr_2O_7^{2-}</math>) en défaut ou en excès (orangé)</p> <p>Alcool tertiaire</p> <p>Solution orange</p> <p>+ Hexane</p> <p>Phase aqueuse (orange)</p> <p>Phase organique (incolore)</p> <p>Phase organique</p> <p>Aucune réaction</p> <p>2,4-DNPH</p> <p>Aucun corps ne se forme</p> <p>Phase organique</p> <p>Aucune réaction</p> <p>Réactif de Schiff</p> <p><b>5.4.2. Conclusion</b>  L'oxydation ménagée d'un <b>alcool primaire</b> donne un <b>aldéhyde</b> si l'oxydant est en défaut ou un <b>acide carboxylique</b> si l'oxydant est en excès.  L'oxydation ménagée d'un <b>alcool secondaire</b> donne une <b>cétone</b> que l'oxydant soit en défaut ou en excès.  Les alcools tertiaires ne s'oxydent pas à froid. (que l'oxydant soit en défaut ou en excès)  <b>N.B.</b> : l'oxydation ménagée permet donc, en fonction de son produit, d'identifier la classe de l'alcool.</p> <p><b>5.4.3. Equation-bilans des réactions</b>  Pour écrire l'équation-bilan de l'oxydation d'un alcool, il faut :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Déterminer les couples oxydant/réducteur en présence</li> <li>- Ecrire les demi-équations électroniques des couples en présence</li> <li>- Multiplier ces demi-équations par les coefficients qu'il faut pour avoir le même nombre d'électrons dans les deux demi-équations</li> <li>- Additionner membre à membre les deux demi-équations</li> <li>- Simplifier les termes apparaissant à la fois dans les deux membres</li> <li>- Transformer les ions <math>H^+</math> en ions <math>H_3O^+</math> en ajoutant le nombre de molécules d'eau qu'il faut à chacun des membres de l'équation-bilan (cela est nécessaire si c'est demandé)</li> </ul>
-------------------------------------	--	---	---	--

<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p>Ecrivez les équations – bilans de ces réactions d'oxydoréduction</p>	<p>Les élèves exécutent</p>	<p>♦ <b>Pour un alcool primaire</b></p> <p>- <b>Avec l'oxydant en défaut</b></p> <p>On a les couples : <math>Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}</math> et <math>R-CHO/R-CH_2-OH</math>  On a : <math>Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O</math>  Et : <math>(R-CH_2-OH \rightarrow R-CHO + 2H^+ + 2e^-) \times 3</math>  d'où l'équation-bilan :</p> <hr/> $Cr_2O_7^{2-} + 3R-CH_2-OH + 8H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3R-CHO + 7H_2O$ <p style="text-align: center;">Ou bien</p> $Cr_2O_7^{2-} + 3R-CH_2-OH + 8H_3O^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3R-CHO + 15H_2O$ <p><b>Exemple :</b> la réaction entre l'éthanol et les ions dichromates  Cette réaction met en jeu les couples redox suivant : <math>Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}</math> et <math>CH_3-CHO/CH_3CH_2OH</math>  On a : <math>Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O</math>  Et ( <math>CH_3-CH_2-OH \longrightarrow CH_3-CHO + 2H^+ + 2e^-</math> ) X 3</p> <hr/> $Cr_2O_7^{2-} + 3CH_3-CH_2-OH + 8H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3CH_3-CHO + 7H_2O$ <p style="text-align: center;">Ou bien</p> $Cr_2O_7^{2-} + 3CH_3-CH_2-OH + 8H_3O^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3CH_3-CHO + 15H_2O$ <p>- <b>Avec l'oxydant en excès</b></p> <p>On a les couples : <math>Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}</math> et <math>R-COOH/R-CH_2-OH</math>  On a : <math>(Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O) \times 2</math>  Et : <math>(R-CH_2-OH + H_2O \rightarrow R-COOH + 4H^+ + 4e^-) \times 3</math>  d'où l'équation-bilan</p> <hr/> $2Cr_2O_7^{2-} + 3R-CH_2-OH + 16H^+ \rightarrow 4Cr^{3+} + 3R-COOH + 11H_2O$ <p style="text-align: center;">Ou bien</p> $2Cr_2O_7^{2-} + 3R-CH_2-OH + 16H_3O^+ \rightarrow 4Cr^{3+} + 3R-COOH + 27H_2O$ <p><b>Exemple :</b> la réaction entre l'éthanol et les ions dichromates  Cette réaction met en jeu les couples redox suivant : <math>Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}</math> et <math>CH_3-COOH/CH_3CH_2OH</math>  On a : <math>(Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O) \times 2</math>  Et ( <math>CH_3-CH_2-OH + H_2O \longrightarrow CH_3-COOH + 4H^+ + 4e^-</math> ) X 3</p> <hr/>
-------------------------------------	---------------------------	---	-----------------------------	--

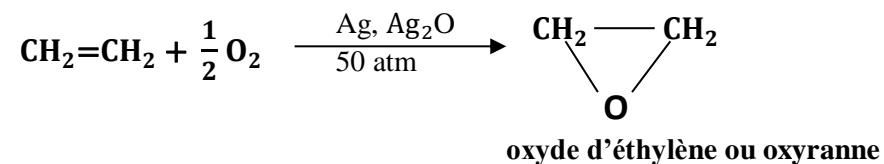
<p><b>Développement (suite)</b></p>				$2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + 16\text{H}^+ \rightarrow 4\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3 - \text{COOH} + 11\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><i>Ou bien</i></p> $2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + 16\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 4\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3 - \text{COOH} + 27\text{H}_2\text{O}$ <p>◆ <b>Pour un alcool secondaire (avec l'oxydant en défaut ou en excès)</b>  <i>On a les couples : <math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}</math> et <math>\text{R} - \text{CO} - \text{R}' / \text{R} - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}'</math></i>  <i>On a : <math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}</math></i>  <i>Et : <math>(\text{R} - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}') \rightarrow \text{R} - \text{CO} - \text{R}' + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \times 3</math></i>  <i>d'où l'équation-bilan :</i></p> <hr/> $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{R} - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}' + 8\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{R} - \text{CO} - \text{R}' + 7\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><i>Ou bien</i></p> $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{R} - \text{CH}(\text{OH}) - \text{R}' + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{R} - \text{CO} - \text{R}' + 15\text{H}_2\text{O}$ <p><b>Exemple :</b> la réaction entre le propan-2-ol et les ions dichromates  <i>Cette réaction met en jeu les couples redox suivant :: <math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}</math> et <math>\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3 / \text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3</math></i></p> <p><i>On a : <math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}</math></i>  <i>Et : <math>(\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3) \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \times 3</math></i>  <i>d'où l'équation-bilan :</i></p> <hr/> $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3 + 8\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3 + 7\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><i>Ou bien</i></p> $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3 + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3 + 15\text{H}_2\text{O}$ <p><b>N.B.</b> La solution acidifiée de permanganate de potassium ( <math>\text{K}^+, \text{MnO}_4^-</math> ) donne le couple : <math>\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}</math></p> <p><b>ACTIVITE D'APPLICATION N°2</b> (voir AHL)</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1.) Ecris l'équation-bilan de la réaction entre l'éthanol et une solution acidifiée de permanganate de potassium ( <math>\text{K}^+, \text{MnO}_4^-</math> ) en défaut.</li> <li>2.) Ecris l'équation-bilan de la réaction entre le propan -2 - ol et une solution acidifiée de permanganate de potassium ( <math>\text{K}^+, \text{MnO}_4^-</math> ) en excès.</li> </ol>
<p><b>Evaluation (15 min)</b></p>	<p>Questions-réponses</p>	<p><b>Activité d'application</b></p> <p>Le professeur donne un temps de recherche aux élèves et contrôle leurs productions</p> <p>Le professeur envoie un élève au tableau pour chaque exercice.</p> <p>Le professeur valide la réponse avant la prise de note par les autres élèves</p>	<p>Chaque élève cherche les exercices au brouillon.</p> <p>Chaque élève prend la solution dans son cahier.</p>	

<p><b>Développement (suite)</b></p>	<p>Questions-réponses</p> <p>Travail individuel</p>	<p><b>Activité :</b> Les polyols</p> <p>Le professeur définit les polyols et en donne quelques exemples</p>		<p><b>6. Les polyols</b></p> <p><b>6.1. Définition</b></p> <p>Les polyols ou polyalcools sont des alcools comportant plusieurs groupes hydroxyles (-OH)</p> <p><b>Exemple :</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Les diols : ils comportent deux (2) groupes hydroxyles</li> </ul> $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} \quad \text{éthane-1,2-diol ou glycol}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2 \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array} \quad \text{propane-1,2-diol}$ <ul style="list-style-type: none"> <li>Les triols : ils comportent trois (3) groupes hydroxyles</li> </ul> $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{OH} \\   \\ \text{CH}-\text{OH} \\   \\ \text{CH}_2-\text{OH} \end{array} \quad \text{propane-1,2,3-triol ou glycérol}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{OH} \\   \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{OH} \\   \\ \text{CH}_2-\text{OH} \end{array} \quad \text{2-méthylpropane-1,2,3-triol}$ <p><b>6.2. Méthode d'obtention du glycol</b></p> <p>Le glycol (ou Ethan – 1,2 – diol) (<i>est un diol qui</i> ) se prépare en deux étapes :</p> <p><b>1<sup>ère</sup> étape :</b> Oxydation de l'éthylène</p>
-------------------------------------	---	---	--	--

Développement  
(suite)

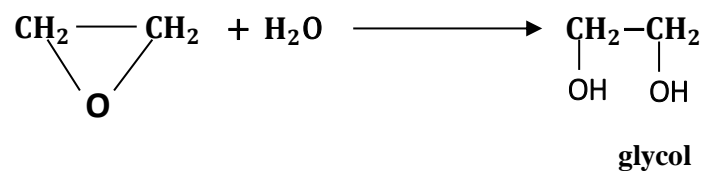
Questions-réponses

Le professeur  
indique la méthode  
d'obtention du glycol.



N.B. :  $\text{Ag}_2\text{O}$  est l'oxyde d'argent

2<sup>ème</sup> étape : Hydratation de l'oxyde d'éthylène



Remarque : tests caractéristiques des aldéhydes et des cétones

	<i>aldéhyde</i>	<i>cétone</i>	<i>Alcool I et II</i>	<i>Alcool III</i>	<i>Acide carboxylique</i>
<i>2,4-DNPH</i>	<i>Précipité jaune</i>	<i>Précipité jaune</i>	---	---	---
<i>Réactif de Schiff</i>	<i>Coloration rose</i>	---	---	---	---
<i>Réactif de Tollens</i>	<i>Dépôt d'argent</i>	---	---	---	---
<i>Liqueur de Fehling</i>	<i>Précipité rouge brique</i>	---	---	---	---
<i>Papier pH</i>	---	---	---	---	<i>Coloration rouge</i>
<i>Solution oxydante +H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentré</i>	<i>décoloration</i>	---	<i>décoloration</i>	---	---

