

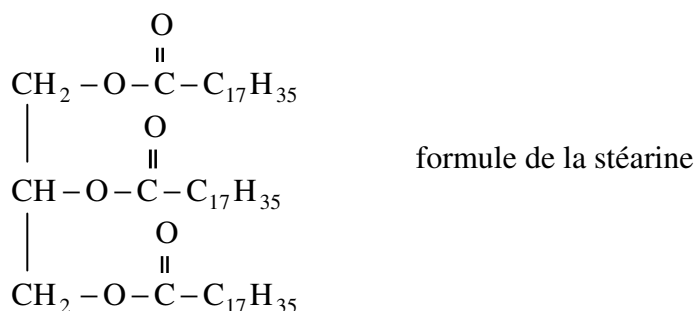
## Détermination de la composition du système

Données masses molaires en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  (nombre en dessous du nom de l'élément)

1 <b>H</b> hydrogène 1,00							2 <b>He</b> hélium 4,00
3 <b>Li</b> lithium 6,90	4 <b>Be</b> béryllium 9,00	5 <b>B</b> bore 10,8	6 <b>C</b> carbone 12,0	7 <b>N</b> azote 14,0	8 <b>O</b> oxygène 16,0	9 <b>F</b> fluor 19,0	10 <b>Ne</b> néon 20,2
11 <b>Na</b> sodium 23,0	12 <b>Mg</b> magnésium 24,3	13 <b>Al</b> aluminium 27,0	14 <b>Si</b> silicium 28,1	15 <b>P</b> phosphore 31,0	16 <b>S</b> soufre 32,1	17 <b>Cl</b> chlore 35,5	18 <b>Ar</b> argon 39,9

volume molaire  $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$  à  $\theta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$  et  $P = 101\,300 \text{ Pa}$

- Calculer la masse molaire de l'éthanol de formule brute  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .
- Le chimiste français Michel-Eugène Chevreul est l'inventeur de la bougie stéarique (la bougie actuelle) qui remplace définitivement en 1825 la chandelle de suif. Une bougie est constituée d'un bloc de stéarine enrobé de paraffine dont le centre est traversé par une mèche, en fil de coton tressé imbibée d'acide borique.



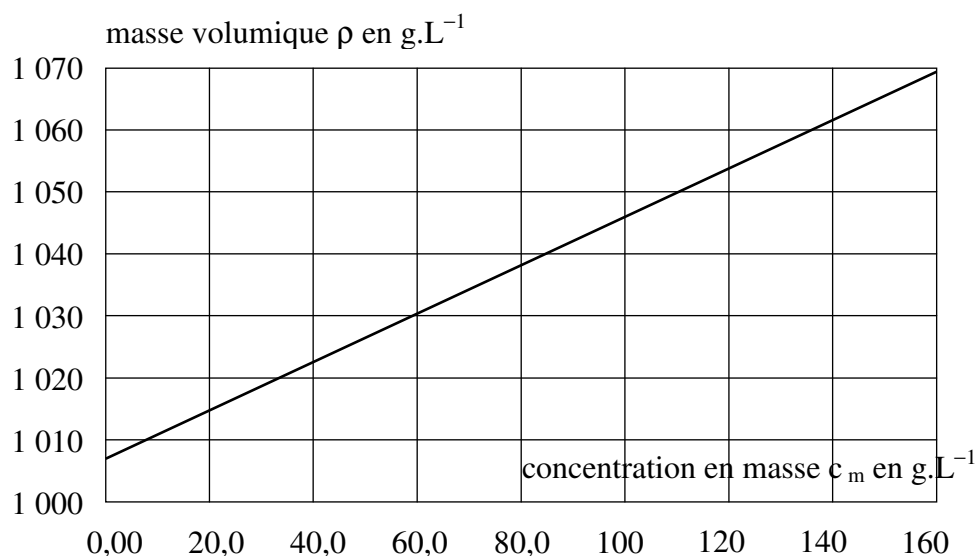
- Calculer la masse molaire de la stéarine
  - Calculer la quantité de stéarine dans une bougie contenant 121 g de stéarine.
  - La combustion complète de 121 g de stéarine avec le dioxygène de l'air conduit à la formation de 186 L de  $\text{CO}_2$  (à  $\theta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$  et  $P = 101\,300 \text{ Pa}$ ) et d'eau. Calculer la quantité de  $\text{CO}_2$  formée par cette combustion.
- Une bouteille de gaz a une masse de 24,0 kg à plein, dont 13,0 kg de gaz butane  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . Lorsque le robinet est ouvert, le gaz se vaporise. Quel volume de gaz représente la vaporisation de tout le contenu d'une bouteille pleine (à  $\theta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$  et  $P = 101\,300 \text{ Pa}$ ) ?
- Le « Destop » (un déboucheur liquide de canalisation) indique qu'il contient de l'eau (formule  $\text{H}_2\text{O}$ ), de l'hydroxyde de sodium (formule  $\text{NaOH}$ ), de l'ammoniaque (formule  $\text{NH}_3$ ).  
L'étiquette du Destop indique un pourcentage massique pm en hydroxyde de sodium de 10,0 %.  
La masse volumique  $\rho$  du Destop est  $\rho(\text{Destop}) = 1,215 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ .

Rappels

$$\begin{aligned}
 \text{pm} &= 100 * m(\text{NaOH}) / m(\text{Destop}) \\
 \rho(\text{espèce}) &= m(\text{espèce}) / V(\text{espèce}) \\
 c_m &= m(\text{soluté}) / V(\text{solution})
 \end{aligned}$$

Calculer la quantité d'hydroxyde de sodium dans 1,00 L de Destop.

- 5 Le sucre est composé de molécules de saccharose de formule brute  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . La masse volumique d'une solution aqueuse sucrée dépend de la concentration en masse du mélange :



**Rappel**  $\rho$  (espèce) =  $m$  (espèce) /  $V$  (espèce)

Une canette de 33,0 cL de soda a une concentration en masse en sucre de  $106 g.L^{-1}$ . On suppose que le soda n'est composé que d'eau et de sucre.

Calculer les quantités de matière en eau et en sucre dans 33,0 cL de soda.

- 6 L'eau de Javel est commercialisée sous plusieurs niveaux de dilution. On trouve des bouteilles d'eau de Javel à 2,6 % de chlore actif et 9,6 % de chlore actif.
- 6.1 L'eau de Javel à 9,6 % de chlore actif a une concentration molaire en ions hypochlorite  $ClO^-$  égale à  $1,56 mol.L^{-1}$ . Calculer la quantité d'ions hypochlorite dans 25,0 mL d'eau de Javel à 9,6 % de chlore actif.
- 6.2 L'eau de Javel à 2,6 % de chlore actif a une concentration en masse en ions hypochlorite  $ClO^-$  égale à  $21,8 g.L^{-1}$ . Calculer la quantité d'ions hypochlorite dans 25,0 mL d'eau de Javel à 2,6 % de chlore actif.

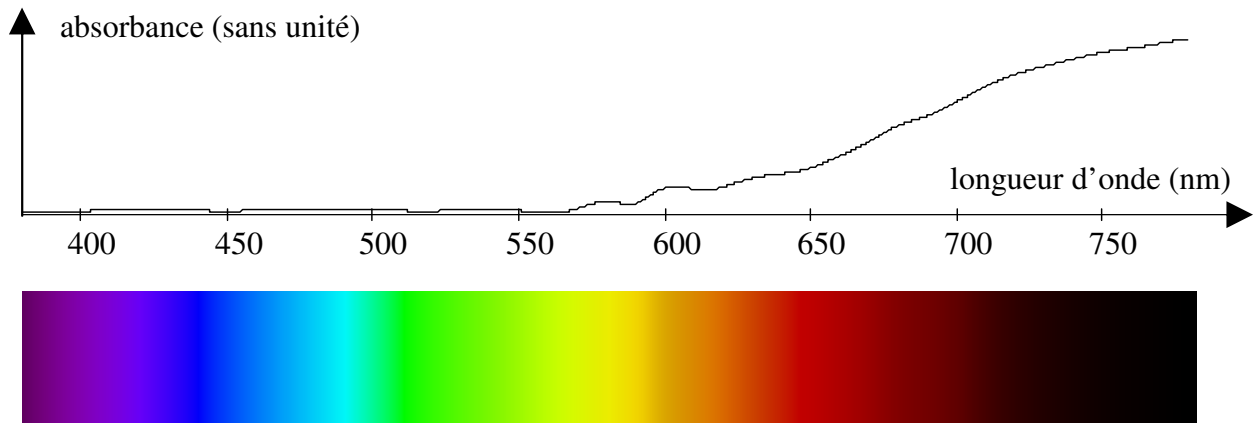
### **Spectre UV-visible**

**Rappel** la rétine de l'œil humain est tapissée de 3 types de récepteurs (les cônes) qui sont respectivement sensibles aux lumières rouge, verte et bleue.

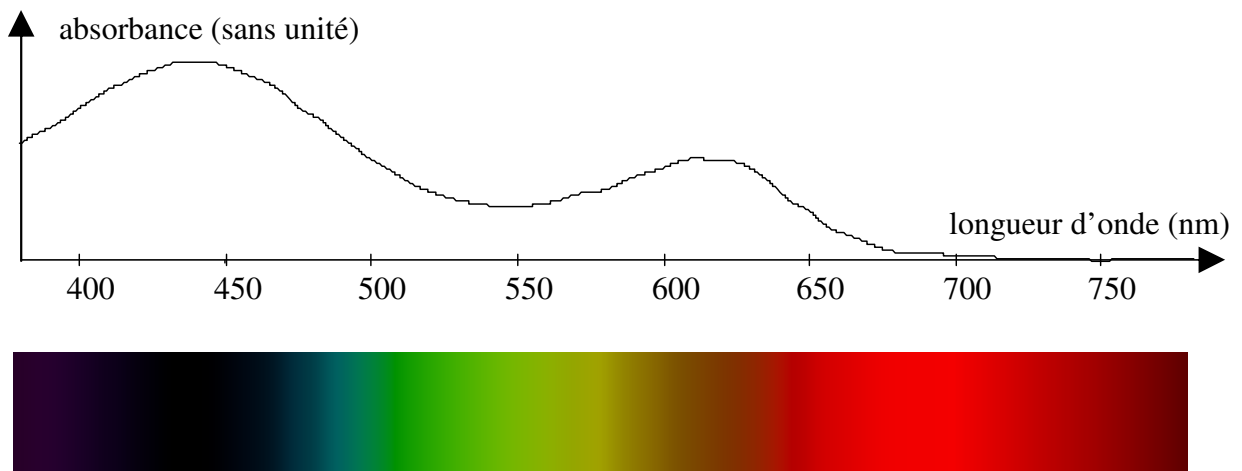
Toutes les couleurs perçues par l'œil humain correspondent à la synthèse additive de ces 3 couleurs.

Exemples : cyan = bleu + vert ; jaune = rouge + vert ; magenta = rouge + bleu

- 1 Prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre. Expliquer.



2 Prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre. Expliquer.



3 L'ion cuivre II cuivre forme avec l'ammoniaque  $\text{NH}_3$  un complexe coloré bleu céleste possédant un pic d'absorption vers 600 nm.

On réalise une échelle de teinte à partir d'une solution mère d'ions cuivre (II) de concentration molaire connue  $c(\text{Cu}^{2+}) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Pour chaque tube à essai : verser 5,0 mL d'ammoniac, un volume donné  $V(\text{Cu}^{2+})$  de solution mère et le volume d'eau nécessaire pour parvenir à un volume total de 20,0 mL dans chaque tube à essai.

On mesure l'absorbance de chaque solution préparée :

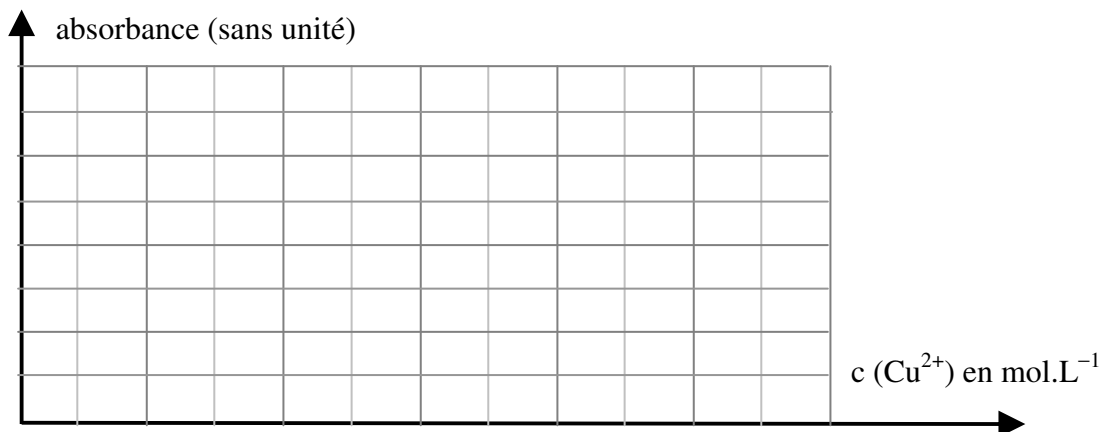
n° tube	1	2	3	4	5	6
V ( $\text{NH}_3$ ) en mL	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0
V (eau) en mL	15,0	13,0	11,0	9,0	7,0	5,0
V ( $\text{Cu}^{2+}$ ) en mL	0,0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
c ( $\text{Cu}^{2+}$ ) en $\text{mol.L}^{-1}$	0,0	$2,5 \cdot 10^{-3}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,25 \cdot 10^{-2}$
A (sans unité)	0,0	0,127	0,248	0,369	0,489	0,611

## Rappel

formule pour la dilution :  $c_D * V_D = c_C * V_C$

Une grandeur indiquée avec la lettre « C » fait référence à une solution concentrée (parfois nommée « solution mère ») et une grandeur indiquée avec la lettre « D » fait référence à une solution diluée (parfois appelée « solution fille »).

### 3.1 Construire la courbe d'étalonnage



3.2 On ajoute 5,0 mL d'ammoniac à 10,0 mL d'une solution contenant des ions cuivre (II) à une concentration molaire inconnue. On mesure l'absorbance de cette solution :  $A = 0,293$ . Déterminer cette concentration molaire inconnue.

## Réactions d'oxydo- réduction

<u>Données</u>	couples redox	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 / \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$
		$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	$\text{SO}_4^{2-} / \text{HSO}_3^-$
		$\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$	$\text{I}_2 / \text{I}^-$	$\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$
		$\text{NO}_3^- / \text{NO}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	

- 1 A partir des données expérimentales ci-dessous, identifier les deux réactifs et modéliser le transfert d'électrons par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydoréduction.
  - 1.1 On dépose un clou en fer (Fe) bien décapé dans un tube à essai rempli d'une solution contenant les ions cuivre (II) ( $\text{Cu}^{2+}$ ). Le clou se recouvre d'un dépôt de cuivre métallique (Cu) et des ions Fe (II) ( $\text{Fe}^{2+}$ ) sont libérés dans la solution du tube (le fer se « pique »).
  - 1.2 Le sulfate de fer (III) hydraté est un solide ionique de formule  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Dissous dans l'eau, il libère des ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  et des ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ . L'hydrogénosulfite de sodium est un solide ionique de formule  $\text{NaHSO}_3$ . Dissous dans l'eau, il libère des ions hydrogénosulfite  $\text{HSO}_3^-$  et des ions sodium  $\text{Na}^+$ .  
On verse une solution de sulfate de fer (III) dans une solution d'hydrogénosulfite de sodium. La transformation conduit à la formation d'ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  et d'ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$ . Les ions sodium  $\text{Na}^+$  et les ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  sont des ions spectateurs.
  - 1.3 Lorsqu'une personne a consommé de l'alcool, celui-ci passe de son sang dans l'air de ses poumons. Un éthylotest contient une espèce chimique oxydante qui change de couleur selon le taux d'alcool dans l'air expiré.  
L'espèce chimique oxydante contient les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  en milieu acide. L'alcool est de l'éthanol de formule brute  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . L'éthanol est oxydé en acide acétique (de formule  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) par les ions dichromate, de couleur orange, qui se transformeront alors en ions chrome (III) de formule  $\text{Cr}^{3+}$ , de couleur verte.

- 2 Etablir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.
- 2.1  $\text{H}_2\text{O}_2$  et  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- 2.2  $\text{ClO}^-$  et  $\text{I}^-$
- 2.3  $\text{NO}_3^-$  et  $\text{Cu}$

### **Déterminer la composition du système dans l'état final**

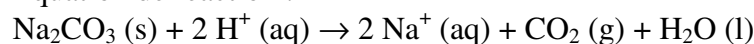
Remarque toutes les transformations de cet exercice sont considérées comme totales.

- 1 Le carbonate de sodium  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (s) en poudre réagit avec une solution acide contenant les ions  $\text{H}^+$  (aq) en dégageant du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  (g).

Données  $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g.mol}^{-1}$   $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$

Les quantités initiales de carbonate de sodium et d'ions hydrogène sont :  
 $n_i(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,610 \text{ mol.}$  et  $n_i(\text{H}^+) = 1,50 \text{ mol.}$

Equation de réaction :



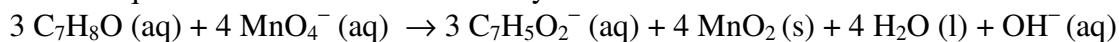
- 1.1 Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal.
- 1.2 Calculer le volume de dioxyde de carbone produit par la réaction.
- 2 L'acide benzoïque est un additif alimentaire utilisé comme conservateur dans les sodas.  
 L'acide benzoïque  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$  (s) est obtenu par oxydation de l'alcool benzylique  $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$  (l) par les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  (s) en milieu basique. Le milieu réactionnel est basique. Il se forme l'ion benzoate de formule  $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$  (aq).

#### Mode opératoire

Introduire dans un ballon précisément 2,00 mL d'alcool benzylique pur, environ 2 g de carbonate de sodium  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (s) (pour maintenir le mélange réactionnel basique) et 150 mL d'une solution d'ions permanganate de concentration égale à  $0,300 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Données  $M(\text{C}_7\text{H}_8\text{O}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$   $\rho(\text{C}_7\text{H}_8\text{O}) = 1,040 \text{ g.mL}^{-1}$   
 $\rho(\text{espèce}) = m(\text{espèce}) / V(\text{espèce})$

Equation de la réaction entre l'oxydant et le réducteur :



- 2.1 Montrer que les quantités initiales d'alcool benzylique et d'ions permanganate sont respectivement de  $1,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$  et  $4,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$
- 2.2 Vérifier que les ions permanganate ont été introduits en excès.
- 2.3 Déterminer la quantité d'ions permanganate restante et la quantité d'ions benzoate que l'on a obtenue.
- 3 Une solution d'hydroxyde de sodium (nom commercial : soude) contient les ions sodium  $\text{Na}^+$  et les ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  (aq). Les ions  $\text{OH}^-$  réagissent avec les ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  contenus dans une solution de chlorure de fer en donnant un précipité vert d'hydroxyde de fer (II)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (s).

Données  $M(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 89,8 \text{ g.mol}^{-1}$

L'équation de précipitation est :  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-} (\text{aq}) \rightarrow \text{Fe} (\text{OH})_2 (\text{s})$

Remarque les ions sodium et les ions chlorure sont des ions spectateurs et ils ne figurent pas dans l'équation de réaction.

On mélange 55,0 mL de soude de concentration molaire  $0,0750 \text{ mol.L}^{-1}$  avec 35,0 mL de solution de chlorure de fer (II) de concentration molaire  $0,0500 \text{ mol.L}^{-1}$ .

3.1 Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.

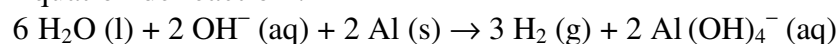
3.2 Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal.

3.3 En déduire la composition finale du mélange (c'est à dire la concentration molaire de tous les ions, la masse de tous les solides et le volume de tous les gaz dans l'état final).

4 Une solution de potasse contient des ions hydroxyde  $\text{OH}^{-} (\text{aq})$  et des ions potassium  $\text{K}^{+} (\text{aq})$ . Les ions hydroxyde, de la solution de potasse, réagissent avec la poudre d'aluminium Al pour donner un dégagement de dihydrogène  $\text{H}_2 (\text{g})$  gazeux et des ions aluminate  $\text{Al}(\text{OH})_4^{-} (\text{aq})$ .

Données  $M (\text{Al}) = 27,0 \text{ g.mol}^{-1}$   $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$

Equation de réaction :



Remarque les ions potassium sont des ions spectateurs. Les molécules d'eau sont présentes en large excès dans la solution de potasse (elles ne peuvent pas représenter le réactif limitant)

On fait réagir 2,00 g d'aluminium en poudre avec 20,0 mL d'une solution de soude à la concentration molaire de  $6,00 \text{ mol.L}^{-1}$ . On suppose que le volume de la solution ne varie pas au cours de la réaction.

Déterminer la quantité de tous les réactifs et la quantité de tous les produits présents dans le mélange réactionnel à la fin de la transformation (sauf les ions potassium et les molécules d'eau).

### Titrage avec suivi colorimétrique

1 L'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  est un désinfectant du commerce. Afin de déterminer sa concentration molaire, on commence par diluer 10 fois la solution commerciale puis on prélève 10,0 mL cette solution diluée que l'on verse dans un erlenmeyer. On fait le titrage de la solution contenue dans l'erlenmeyer par une solution acidifiée d'ions permanganate  $\text{MnO}_4^{-}$  de concentration  $c (\text{MnO}_4^{-}) = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

A l'équivalence, le volume de solution titrante versé est : 9,8 mL.

Données couples oxydant-réducteur  $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$  et  $\text{MnO}_4^{-} / \text{Mn}^{2+}$

1.1 Identifier le réactif titrant et le réactif titré.

1.2 Vérifier que la réaction redox a pour équation :  
 $5 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{MnO}_4^{-} + 6 \text{H}^{+} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

1.3 Parmi toutes espèces présentes lors de cette transformation, seuls les ions permanganate possèdent une couleur (rouge violacée très intense).  
Comment va évoluer la couleur de la solution dans l'erlenmeyer au cours du titrage ?  
Justifier.

- 1.4 Déterminer la quantité d'eau oxygénée présente dans l'erlenmeyer.
- 1.5 Compte tenu de la dilution initiale, déterminer la concentration molaire en eau oxygénée de la solution commerciale.
- 2 Pour fabriquer de l'eau iodée, un pharmacien a la recette suivante « dissoudre 1,0 g d'iode et 2,0 g d'iodure de potassium dans 200 mL d'eau distillée ».
- Avec cette recette, la concentration molaire en diiode de l'eau iodée devrait être égale à environ  $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- On veut vérifier que l'eau iodée de pharmacie a la concentration en diiode prévue. On prélève 20,0 mL de la solution d'eau iodée que l'on verse dans un erlenmeyer.
- On fait le titrage de la solution contenue dans l'erlenmeyer par une solution d'ions thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  de concentration  $c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- A l'équivalence, le volume de solution titrante versé est : 8,0 mL.
- Données la réaction redox a pour équation :  $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{I}^-$   
les ions  $\text{K}^+$  et  $\text{I}^-$  apportés par l'iodure de potassium sont des ions spectateurs
- 2.1 Parmi toutes espèces présentes lors de cette transformation, seul le diiode  $\text{I}_2$  possède une couleur (couleur brune qui doit être renforcée par un ajout d'empois d'amidon quand la concentration en diiode est faible).  
Comment va évoluer la couleur de la solution dans l'erlenmeyer au cours du titrage ? Justifier. A quel moment va-t-on ajouter l'empois d'amidon ?
- 2.2 Déterminer la concentration molaire en diiode de la solution d'eau iodée.

### Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique

Donnée extrait du tableau périodique des éléments

1 <b>H</b> hydrogène							2 <b>He</b> hélium
3 <b>Li</b> lithium	4 <b>Be</b> béryllium	5 <b>B</b> bore	6 <b>C</b> carbone	7 <b>N</b> azote	8 <b>O</b> oxygène	9 <b>F</b> fluor	10 <b>Ne</b> néon
11 <b>Na</b> sodium	12 <b>Mg</b> magnésium	13 <b>Al</b> aluminium	14 <b>Si</b> silicium	15 <b>P</b> phosphore	16 <b>S</b> soufre	17 <b>Cl</b> chlore	18 <b>Ar</b> argon

Etablir le schéma de Lewis des espèces suivantes :

- 1)  $\text{O}_2$                       2)  $\text{H}_2$                       3)  $\text{N}_2$                       4)  $\text{CO}_2$   
5)  $\text{H}^+$                       6)  $\text{H}_3\text{O}^+$                       7)  $\text{Na}^+$                       8)  $\text{NH}_4^+$   
9)  $\text{O}^{2-}$

### Géométrie d'une espèce chimique à partir de son schéma de Lewis

Dans l'exercice précédent, on a vu le schéma de Lewis des espèces suivantes :

- 1)  $\text{O}_2$                       2)  $\text{CO}_2$                       3)  $\text{H}_3\text{O}^+$                       4)  $\text{NH}_4^+$

Quelle est la géométrie de ces molécules ? Justifier.

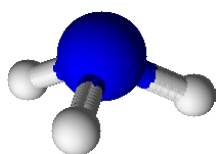
## Déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une espèce chimique

Donnée électronégativité de quelques éléments dans l'échelle de Pauling :

1 <b>H</b> hydrogène 2,1							2 <b>He</b> hélium
3 <b>Li</b> lithium 1,0	4 <b>Be</b> béryllium 1,5	5 <b>B</b> bore 2,0	6 <b>C</b> carbone 2,5	7 <b>N</b> azote 3,0	8 <b>O</b> oxygène 3,5	9 <b>F</b> fluor 4,0	10 <b>Ne</b> néon
11 <b>Na</b> sodium 0,9	12 <b>Mg</b> magnésium 1,2	13 <b>Al</b> aluminium 1,5	14 <b>Si</b> silicium 1,9	15 <b>P</b> phosphore 2,1	16 <b>S</b> soufre 2,5	17 <b>Cl</b> chlore 3,0	18 <b>Ar</b> argon

On donne le modèle moléculaire de plusieurs molécules (les doublets non liants n'ont pas été dessinés). On note  $\Delta\chi$  (prononcer delta khi) la différence d'électronégativité entre deux atomes liés. Plusieurs cas sont possibles :

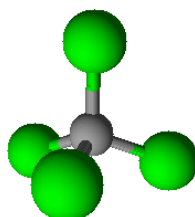
Différence d'électronégativité	Caractère de la liaison	Exemple
$ \Delta\chi  < 0,5$	non polarisée	F – F
$0,5 \leq  \Delta\chi  < 1,6$	polarisée	${}^{+\delta}\text{H} \rightarrow \text{F}^{-\delta}$
$ \Delta\chi  > 2,0$	ionique	$\text{Na}^+ \text{F}^-$



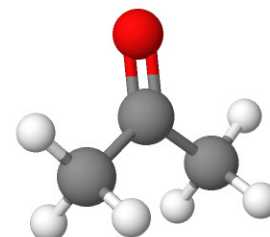
ammoniac  
NH<sub>3</sub>



dioxyde de  
carbone  
CO<sub>2</sub>



tétrachlorométhane  
CCl<sub>4</sub>



propanone  
C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O

- Placer des charges partielles sur les atomes de chaque molécule quand cela est nécessaire.
- Dire pour chaque molécule si elle est polaire ou non. Justifier.

## Dissolution d'un composé ionique dans l'eau

Données masses molaires en g.mol<sup>-1</sup> (nombre en dessous du nom de l'élément)

1 <b>H</b> hydrogène 1,00							2 <b>He</b> hélium 4,00
3 <b>Li</b> lithium 6,90	4 <b>Be</b> béryllium 9,00	5 <b>B</b> bore 10,8	6 <b>C</b> carbone 12,0	7 <b>N</b> azote 14,0	8 <b>O</b> oxygène 16,0	9 <b>F</b> fluor 19,0	10 <b>Ne</b> néon 20,2
11 <b>Na</b> sodium 23,0	12 <b>Mg</b> magnésium 24,3	13 <b>Al</b> aluminium 27,0	14 <b>Si</b> silicium 28,1	15 <b>P</b> phosphore 31,0	16 <b>S</b> soufre 32,1	17 <b>Cl</b> chlore 35,5	18 <b>Ar</b> argon 39,9



Formule de quelques ions :



1 Ecrire l'équation de dissolution dans l'eau des solides ioniques suivants :

- |               |                   |               |             |
|---------------|-------------------|---------------|-------------|
| 1) NaCl       | 2) $NH_4Cl$       | 3) $NH_4NO_3$ | 4) $MgCl_2$ |
| 5) $Na_2SO_4$ | 6) $Al_2(SO_4)_3$ |               |             |

2 Calculer la concentration molaire des ions dans la solution obtenue par dissolution d'un composé ionique dans l'eau.

2.1 On dissout 2,35 g de chlorure de sodium (NaCl) dans de l'eau pour obtenir 500 mL de solution.

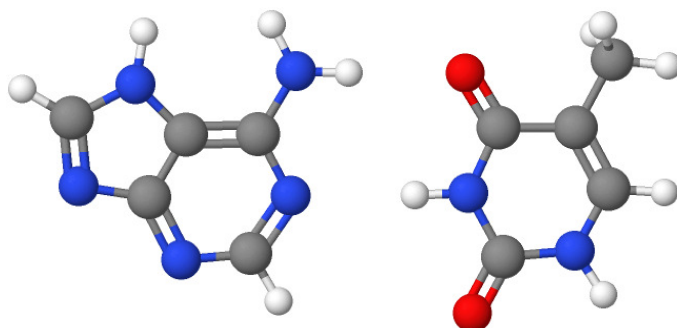
Calculer la concentration molaire des ions sodium  $Na^+$  dans la solution préparée.

2.2 Le sulfate de sodium décahydraté est un solide ionique de formule  $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$ . On dissout 2,31 g de sulfate de sodium décahydraté dans de l'eau pour obtenir 250 mL de solution.

Calculer la concentration molaire des ions sodium  $Na^+$  et des ions sulfate  $SO_4^{2-}$  dans la solution préparée.

### Cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires

1 L'adénine s'apparie avec la thymine dans l'ADN. Les trois atomes impliqués dans un pont hydrogène sont alignés. Représenter, par un trait pointillé, le (ou les) pont(s) hydrogène qui s'établissent entre ces deux molécules.



2 Rappels de 2nd :

- une liaison chimique s'établit entre les atomes d'une molécule ou les ions d'une espèce ionique.
- une liaison physique s'établit entre les molécules ou les espèces ioniques.
- la liaison chimique est environ 100 fois plus solide que la liaison physique.

Données électronégativité de quelques éléments dans l'échelle de Pauling :

1 <b>H</b> hydrogène 2,1							2 <b>He</b> hélium
3 <b>Li</b> lithium 1,0	4 <b>Be</b> béryllium 1,5	5 <b>B</b> bore 2,0	6 <b>C</b> carbone 2,5	7 <b>N</b> azote 3,0	8 <b>O</b> oxygène 3,5	9 <b>F</b> fluor 4,0	10 <b>Ne</b> néon
11 <b>Na</b> sodium 0,9	12 <b>Mg</b> magnésium 1,2	13 <b>Al</b> aluminium 1,5	14 <b>Si</b> silicium 1,9	15 <b>P</b> phosphore 2,1	16 <b>S</b> soufre 2,5	17 <b>Cl</b> chlore 3,0	18 <b>Ar</b> argon

différence d'électronégativité entre deux atomes liés :

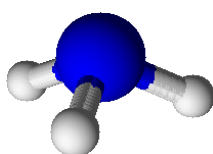
Différence d'électronégativité	Caractère de la liaison	Exemple
$ \Delta\chi  < 0,5$	non polarisée	F – F
$0,5 \leq  \Delta\chi  < 1,6$	polarisée	${}^{+\delta}\text{H} \rightarrow -\text{F}^{-\delta}$
$ \Delta\chi  > 2,0$	ionique	$\text{Na}^+ \text{F}^-$

Plus la liaison est solide plus il faudra fournir de l'énergie au système pour casser cette liaison. On fournit de l'énergie au solide en le chauffant.

Classer les espèces chimiques H<sub>2</sub>O, NaCl, H<sub>2</sub>S dans l'ordre croissant de la température de fusion. Justifier.

### Solubilité dans un solvant. Miscibilité de deux liquides

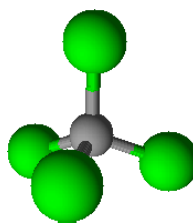
Dire si les molécules ammoniac, dioxyde de carbone, tétrachlorométhane et propanone, sont solubles dans l'eau ou non (voir exercice antérieur : « déterminer le caractère polaire ou apolaire d'une espèce chimique » pour plus de détails sur ces molécules). Justifier.



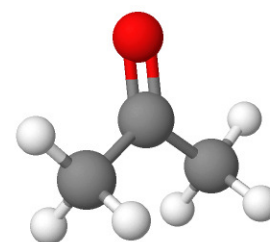
ammoniac  
NH<sub>3</sub>



dioxyde de carbone  
CO<sub>2</sub>



tétrachlorométhane  
CCl<sub>4</sub>














propanone  
C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O

### L'acide benzoïque d'une boisson au cola

L'acide benzoïque est utilisé comme conservateur dans un soda (E210). Sa solubilité dans l'eau (l'ingrédient principal du soda) est assez faible : environ 3,0 g.L<sup>-1</sup>.

On souhaite extraire l'acide benzoïque du soda à l'aide d'un solvant liquide à pression et température ordinaires.

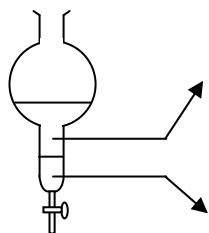
On dispose pour cela de plusieurs solvants :

nom du solvant	dichlorométhane	éthanol	éther éthylique	acétone	toluène	chloroforme
solubilité de l'acide benzoïque dans ce solvant	moyenne	très soluble	très soluble	bonne	bonne	bonne
$\theta$ fusion (en °C) du solvant	-97	-114	-116	-94	-95	-64
$\theta$ ébullition (en °C) du solvant	40	79	34	56	110	62
miscibilité du solvant avec l'eau	non miscible	miscible	non miscible	miscible	non miscible	faible
densité du solvant (sans unité)	1,20	0,789	0,714	0,790	0,867	1,49
dangerosité du solvant	cancérigène 		extrêmement inflammable  	 	  	cancérigène  



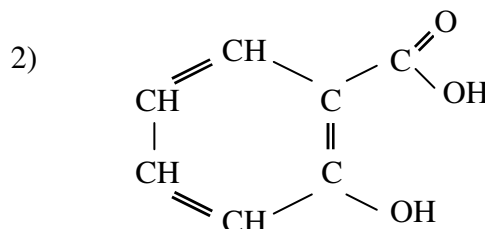
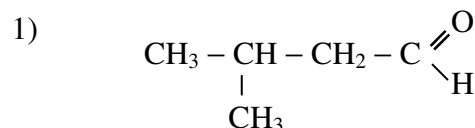
Donnée la densité d'un solvant liquide est :  $d = \rho (\text{solvant}) / \rho (\text{eau})$

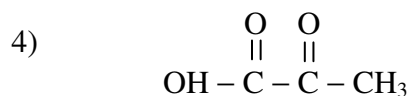
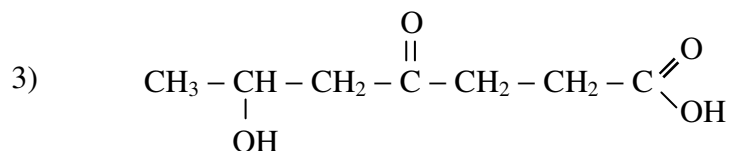
- 1 Choisir un solvant permettant de mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide. On tiendra compte des contraintes de miscibilité, de solubilité, d'état physique, de dangerosité.
- 2 On procède à l'extraction en versant 100 mL de boisson et 20 mL de solvant (celui choisi à la question n°1) dans une ampoule à décanter. Annoter le schéma en indiquant dans quelle phase se trouve l'acide benzoïque à la fin de l'extraction.



### Identifier des groupes caractéristiques

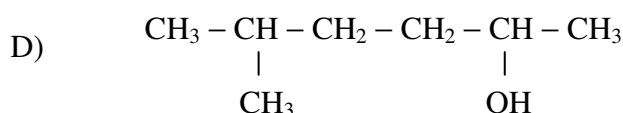
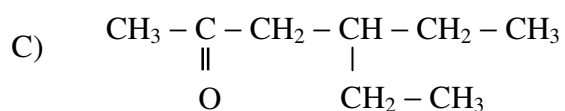
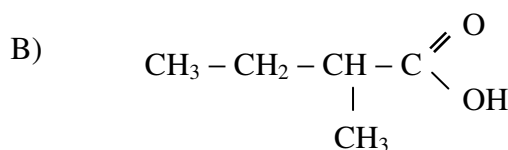
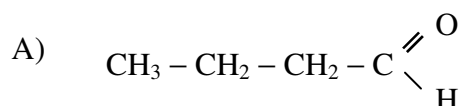
Identifier (en les entourant d'un trait et en les nommant) dans les molécules ci-dessous, à partir d'une formule semi-développée, les groupes caractéristiques associés aux familles de composés : alcool, aldéhyde, cétone et acide carboxylique.





### Lien entre le nom et la formule semi-développée

On donne la formule la semi-développée de 4 molécules simples possédant un seul groupe caractéristique.



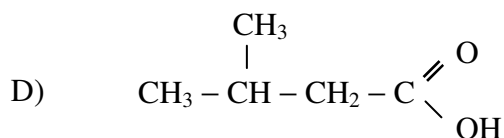
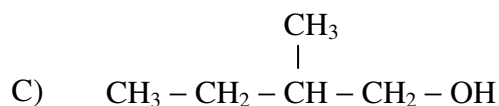
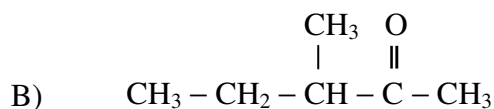
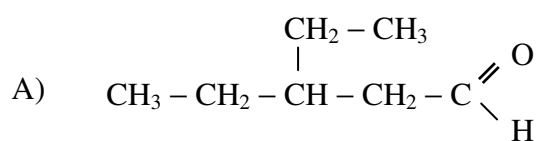
1 Retrouver le nom de chaque molécule parmi les noms suivants. Justifier.

5-méthylhexan-2-ol ; 4-éthylhexan-2-one ; acide 2-méthylbutanoïque ; butanal

On donne le nom de 4 molécules simples possédant un seul groupe caractéristique.

acide 3-méthylbutanoïque ; 2-méthylbutan-1-ol ; 3-méthylpentan-2-one ; 3-éthylpentanal

2 Retrouver la formule semi-développée de chaque molécule parmi les formules semi-développées suivantes. Justifier.



## Spectroscopie infrarouge

Donnée valeurs de référence des nombres d'onde des bandes présentes dans les spectres infrarouge

liaison	O – H <sub>libre</sub>	O – H <sub>acid carb</sub>	C <sub>tetra</sub> – H	C = O	C <sub>tetra</sub> – H	C <sub>tetra</sub> – O
$\sigma$ (cm <sup>-1</sup> )	3580 - 3650	2500 - 3200	2800 - 3000	1700 - 1750	1415 - 1470	1050 - 1450
intensité	fine	forte - large	forte	fine	forte	forte

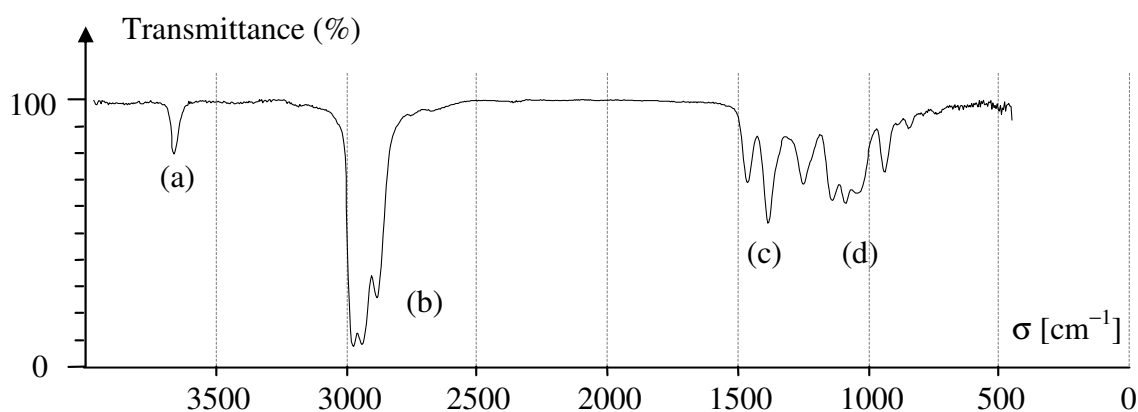
explications complémentaires concernant les liaisons dans le tableau ci-dessus :

O – H<sub>libre</sub> : signifie que le groupe n'est pas engagé dans un pont hydrogène

C<sub>tetra</sub> : signifie que le carbone est engagé dans quatre liaisons simples

O – H<sub>acid carb</sub> : signifie que cet hydrogène appartient au groupe carboxyle

1 On donne, ci-dessous, le spectre infrarouge d'une espèce chimique.



En ordonnée, on lit la transmittance et en abscisse, on lit le nombre d'ondes  $\sigma$ . C'est un spectre d'absorption qui renseigne sur la nature des liaisons présentes dans la molécule.

1.1 Identifier les bandes d'absorption notées (a), (b), (c) et (d).

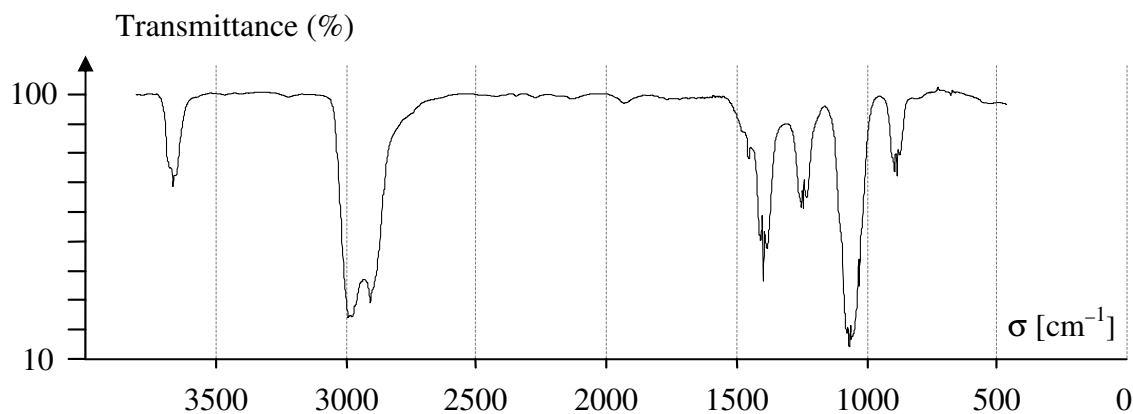
1.2 Identifier, parmi les 3 propositions, l'espèce chimique qui donne ce spectre infrarouge.

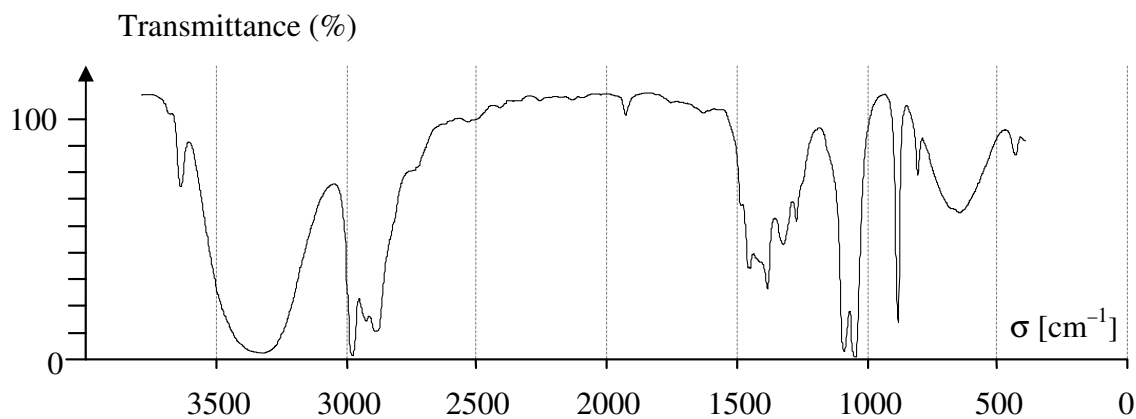
a) hexan-2-ol

b) hexan-2-one

c) acide hexanoïque

2 Les deux spectres infrarouges ci-dessous appartiennent à l'éthanol :

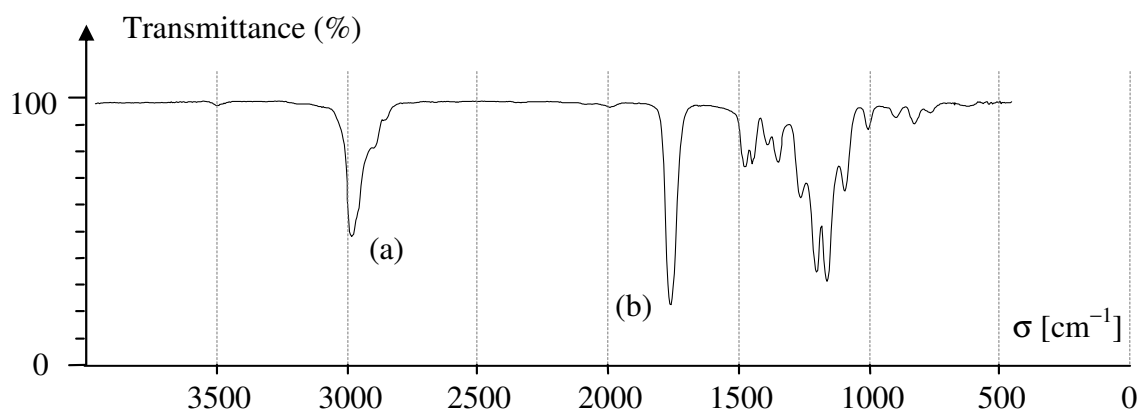




2.1 Quelle différence y a-t-il entre les deux spectres ?

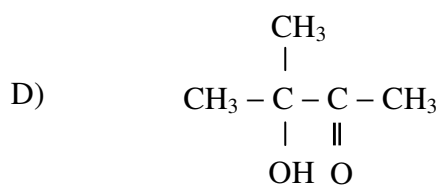
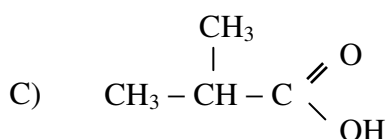
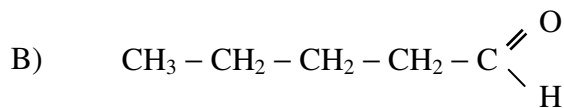
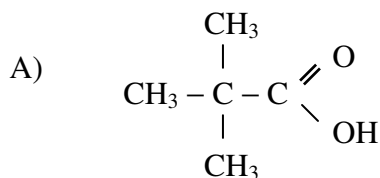
2.2 Comment peut-on l'interpréter ?

3 On donne, ci-dessous, le spectre infrarouge d'une espèce chimique.

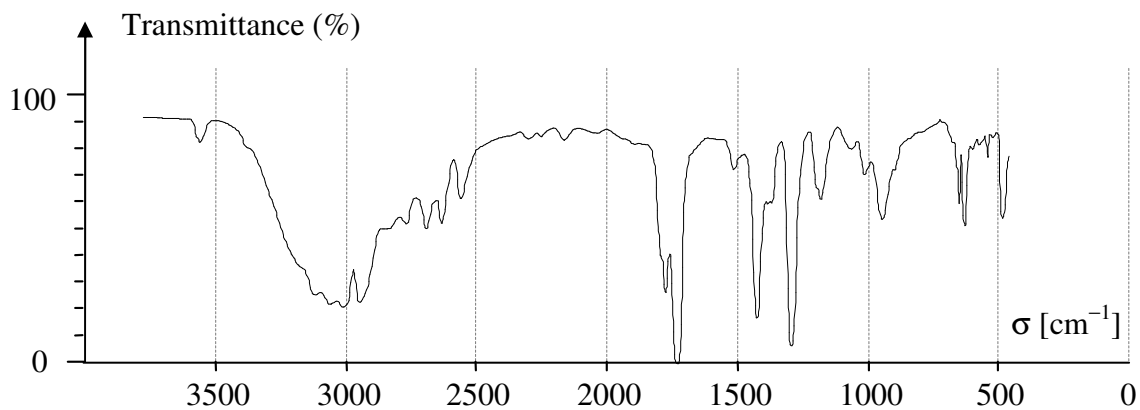


3.1 Identifier les bandes d'absorption notées (a) et (b).

3.2 Le spectre infrarouge ci-dessus correspond à l'une des 4 espèces proposées. Ce spectre permet-il d'identifier l'espèce ? Justifier.



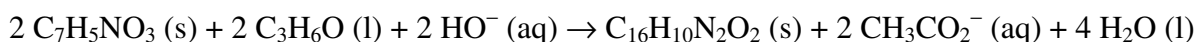
4 On donne, ci-dessous, le spectre infrarouge d'une espèce chimique.



Identifier la famille chimique à laquelle elle appartient

### Synthèses d'espèces chimiques organiques

- 1 L'indigo ( $C_{16}H_{10}N_2O_2$ ) est un colorant bleu. Il peut être synthétisé à partir de 2-nitrobenzaldéhyde ( $C_7H_5NO_3$ ) et de propanone ( $C_3H_6O$ ). La réaction de synthèse a pour équation :



#### Protocole expérimental

A l'aide d'un agitateur magnétique, dissoudre totalement un échantillon de 2-nitrobenzaldéhyde de quantité  $n(C_7H_5NO_3) = 3,30 \cdot 10^{-3}$  mol. dans un volume de propanone  $V(C_3H_6O) = 20,0$  mL (0,270 mol.) et d'eau de volume  $V(\text{eau}) = 17,0$  mL.

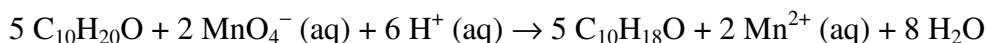
Ajouter lentement 2,50 mL de solution d'hydroxyde de sodium ( $NaOH^-$ ) de concentration molaire en ions hydroxyde ( $OH^-$ ) est  $c(OH^-) = 2,00 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  (soit  $5,00 \cdot 10^{-3}$  mol. d'ion  $OH^-$ ).

Poursuivre l'agitation pendant 5 minutes.

Un produit solide de couleur bleue est obtenu en suspension dans le milieu réactionnel.

Données  $M(C_{16}H_{10}N_2O_2) = 262 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1.1 Quel montage va-t-on mettre en œuvre pour réaliser cette synthèse ?
- 1.2 Déterminer l'opération devant être effectuée pour isoler l'indigo obtenu en fin de transformation.
- 1.3 La masse d'indigo synthétisée est  $m_f(C_{16}H_{10}N_2O_2) = 0,375$  g. Calculer le rendement de la synthèse.
- 2 Le menthol (de la famille des alcools) et la menthone (de la famille des cétones) sont des espèces chimiques organiques présentes dans la menthe. En laboratoire, le menthol peut être transformé en menthone par une réaction d'oxydoréduction avec l'ion permanganate  $MnO_4^-$ . Le solvant de la transformation est l'eau. Le menthol est le réactif limitant. La réaction de synthèse a pour équation :



#### Protocole expérimental

Dissoudre 5 mL d'acide éthanoïque avec 1,56 g de menthol. Ajouter 20 mL d'une solution de permanganate de potassium. Chauffer jusqu'à atteindre  $55^\circ C$ .

Le mélange réactionnel final contient la menthone, les ions  $H^+$ , les ions  $MnO_4^-$  et les ions  $Mn^{2+}$ .

### Données

nom du solvant	eau	cyclohexane	éthanol
solubilité de la menthone dans la solvant	faible	élevée	élevée
miscibilité avec l'eau		nulle	élevée
masse volumique $\rho$ (en $kg.L^{-1}$ )	1,00	0,78	0,79

valeurs de référence des nombres d'onde des bandes présentes dans les spectres infrarouge

liaison	O – H <sub>libre</sub>	O – H <sub>acid carb</sub>	C <sub>tetra</sub> – H	C = O	C <sub>tetra</sub> – H	C <sub>tetra</sub> – O
$\sigma$ ( $cm^{-1}$ )	3580 - 3650	2500 - 3200	2800 - 3000	1700 - 1750	1415 - 1470	1050 - 1450
intensité	fine	forte - large	forte	fine	forte	forte

explications complémentaires concernant les liaisons dans le tableau ci-dessus :

O – H<sub>libre</sub> : signifie que le groupe n'est pas engagé dans un pont hydrogène

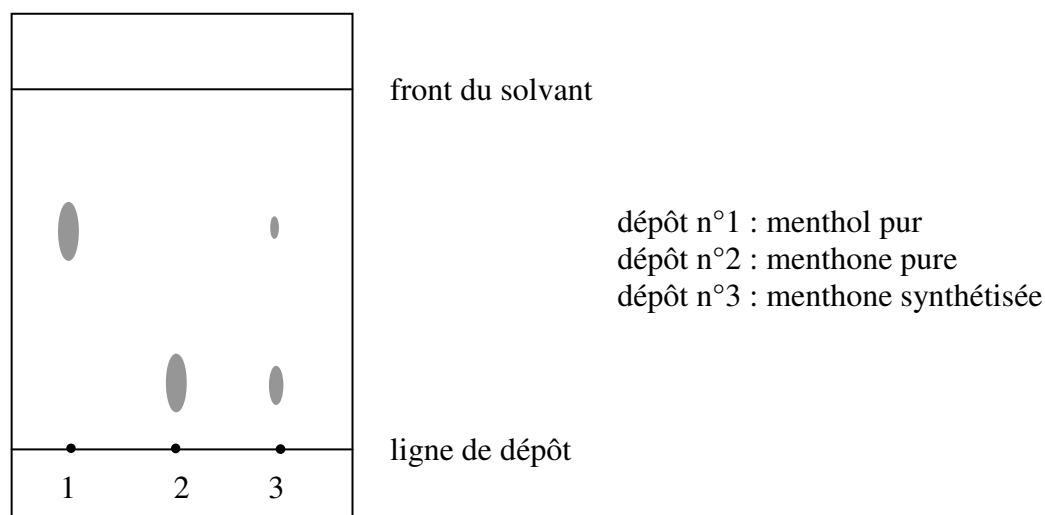
C<sub>tetra</sub> : signifie que le carbone est engagé dans quatre liaisons simples

O – H<sub>acid carb</sub> : signifie que cet hydrogène appartient au groupe carboxyle

La propanone a une température de fusion  $\theta_f = -94^\circ C$  et une température d'ébullition de  $56^\circ C$ .

Les dangers liés à son utilisation sont : H225 (liquide et vapeurs très inflammables), H319 (provoque une sévère irritation des yeux), H336 (peut provoquer somnolence ou vertiges)

- 2.1 Quel montage va-t-on mettre en œuvre pour réaliser cette synthèse ?
- 2.2 Déterminer le solvant permettant de réaliser une extraction liquide-liquide de la menthone pour l'isoler.
- 2.3 Réaliser un schéma légendé de cette étape à la fin de l'extraction.
- 2.4 Après purification de la menthone, déterminer si la spectroscopie infrarouge est une méthode adaptée pour vérifier la réussite de cette synthèse.
- 2.5 Pour vérifier la pureté de la menthone synthétisée, on réalise une chromatographie sur couche mince (CCM). L'éluant est un mélange constitué de 75% de chloroforme et de 25% de cyclohexane. Le chromatogramme est donné ci-dessous.

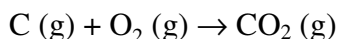




Interpréter ce chromatogramme.

### Combustion d'un alcane ou d'un alcool

- 1 Ecrire l'équation de combustion complète de l'éthane ( $C_2H_6$ ) avec le dioxygène.
- 2 Ecrire l'équation de combustion complète de l'éthanol ( $C_2H_6O$ ) avec le dioxygène. Les produits de la réaction sont les mêmes que la combustion complète d'un combustible formé uniquement de carbone et d'hydrogène.
- 3 Calculer l'énergie molaire de combustion  $\Delta E_r$  du carbone avec le dioxygène, à  $25^\circ C$ , au cours de la transformation en phase gazeuse modélisée par l'équation bilan :



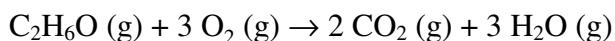
Données énergies molaire de liaison à  $25^\circ C$

$$D(O=O \text{ dans } O_2) = 494 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$D(C=O \text{ dans } CO_2) = 804 \text{ kJ.mol}^{-1}$$



- 4 Calculer l'énergie molaire de combustion  $\Delta E_r$  de l'éthanol avec le dioxygène, à  $25^\circ C$ , au cours de la transformation en phase gazeuse modélisée par l'équation bilan :



Données énergies molaire de liaison à  $25^\circ C$

$$D(O=O \text{ dans } O_2) = 494 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$D(C=O \text{ dans } CO_2) = 804 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$D(C-C) = 607 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$D(C-H) = 410 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$D(O-H) = 460 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$D(C-O) = 356 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

