

# ATOMIX

année  
secondaire

## 3<sup>è</sup> chimie *Section Mathématiques*

- Résumé de cours
- Exercices et problèmes
- Solutions détaillées



Kounouz Editions

Mhamed Chaabani  
Professeur principal hors classe

Mohamed Chaouch  
Professeur principal

Ezzeddine Jebali  
Professeur principal

**© Kounouz Editions, 2011**

**Adresse :** 123, Avenue Habib Thameur

Nabeul – 8000 Tunisie

**Tél :** (+216) 72 223 822

**Fax :** (+216) 72 223 922

**E-mail :** Kounouz.Edition@gnet.tn

**Site Web :** [www.Kounouz-Edition.com](http://www.Kounouz-Edition.com)

**©Copyright 2011**

## ***Avant Propos***

*Cet ouvrage s'adresse à tous les élèves de la 3<sup>ème</sup> année secondaire, section Maths.*

*Les exercices et les problèmes proposés sont classés en respectant la chronologie du nouveau programme de la 3<sup>ème</sup> année secondaire.*

*En effet, le présent manuel s'inscrit dans la continuité de celui de l'enseignement de base, quant au principe fondamental qui le réagit à savoir l'approche par compétence qui met l'accent sur le rôle de l'élève dans l'activité d'apprentissage.*

*Ce livre est un outil de travail :*

- ❖ *Les résumés de cours rappellent les résultats essentiels.*
- ❖ *Des exercices groupés par thème et par ordre de difficultés croissantes.*
- ❖ *Tous les exercices sont corrigés intégralement dans un langage simple et rigoureux.*

*Les différentes étapes de raisonnement de calcul sont exposées avec précision.*

### **★ Une règle d'or :**

*Attachez vous à résoudre les exercices sans regarder le corrigé (éviter même le "petit coup d'œil"). Si au bout de 10 minutes vous n'y parvenez pas, lisez la solution puis refaites l'exercice quelques jours après, pour voir si vous avez vraiment compris.*

*Nous souhaitons que cet ouvrage vous permettrait d'acquérir les bons réflexes, ceux qui vous donnerez l'aisance nécessaire pour aborder, avec confiance et sérénité, les devoirs de sciences physiques.*

# **SOMMAIRE**

N°	Chapitres	Résumés du cours	Enoncé	Corrigé
<b><i>CHAPITRE 1 : OXYDOREDUCTION</i></b>				
I	Le phénomène d'oxydoréduction	5	6	9
II	Classification électrochimique des métaux	13	14	17
III	Etude de quelques réactions d'oxydoréduction	22	23	30
<b><i>CHAPITRE 2 : LES ACIDE ET LES BASES</i></b>				
I	Les acides et les bases de Bronsted	37	38	42
II	Analyse des composés organiques	48	50	53
III	Les alcools aliphatiques saturés	62	65	70
IV	Les acides carboxyliques	79	81	87
<b><i>CHAPITRE 3 : CHIMIE ORGANIQUE</i></b>				
I	Notion de fonction organique	97	101	106
II	La mesure d'une quantité de matière	115	117	125
<b><i>ANNEXE</i></b>				
La nomenclature		136		

# LE PHENOMENE D'OXYDOREDUCTION

## I- Rappel du cours :

- ❖ Une réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique au cours de laquelle il ya transfert d'électrons.
- ❖ Dans une réaction d'oxydoréduction, il y a toujours deux réactions partielles (ou demi-réactions):
  - Une réaction d'oxydation.
  - Une réaction de réduction.
- ❖ Une oxydation est une transformation au cours de laquelle il y a perte d'électrons.
- ❖ Une réduction est une transformation au cours de laquelle il y a gain d'électrons.
- ❖ Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électron(s).
- ❖ Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électron(s).
- ❖ Un couple oxydant/réducteur ou couple redox est formé d'un oxydant et d'un réducteur qui se correspondent dans une réaction d'oxydoréduction.
- ❖ Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox.

## ÉNONCÉS

1

1- Définir les termes suivants : oxydant ; réducteur ; réaction d'oxydoréduction ; oxydation et réduction.

2- Compléter les phrases suivantes :

a- Au cours d'une réaction chimique un ..... perd un ou plusieurs ..... Il subit alors une .....

b- Un oxydant ..... un ou plusieurs ..... Il subit alors une .....

c- Une réaction redox est une ..... Au cours de laquelle il y a ..... d'électrons.

3- Répondre par vrai ou faux et corriger les propositions fausses :

a- La substance qui accepte des électrons est l'agent réducteur du système.

b- Une réduction est une transformation au cours de laquelle il y a perte d'électrons.

c- Un oxydant est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électron(s).

d- L'oxydation est le phénomène par lequel une substance perd un ou plusieurs électrons.

e- Un élément est réduit quand il perd des électrons.

4- Q.C.M :

a- Quelle proposition définit le mieux l'agent réducteur ?

a<sub>1</sub>- Une substance qui perd facilement des électrons.

a<sub>2</sub>- Une substance qui accepte facilement des électrons.

a<sub>3</sub>- Un donneur de protons.

a<sub>4</sub>- Un receveur de protons.

b- Laquelle des définitions suivantes est fausse ?

b<sub>1</sub>- L'oxydation est le phénomène par lequel une substance perd un ou plusieurs électrons.

b<sub>2</sub>- L'agent réducteur est la substance où il y a oxydation.

b<sub>3</sub>- L'anion est un ion négatif.

b<sub>4</sub>- L'oxydant perd un ou plusieurs électrons.

c- Laquelle des définitions suivantes relatives à l'oxydoréduction est vraie ?

c<sub>1</sub>- La substance qui accepte des électrons est l'agent réducteur du système.

c<sub>2</sub>- Un élément est réduit quand il gagne des électrons.

c<sub>3</sub>- L'oxydation est une réaction partielle où il y a diminution du nombre d'oxydation.

c<sub>4</sub>- L'oxydant est une substance oxydée au cours de la réaction.

d- L'oxydation peut être définie comme :

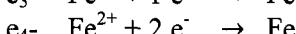
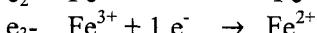
d<sub>1</sub>- une réaction chimique qui exige de l'oxygène.

d<sub>2</sub>- une réaction chimique au cours de laquelle un atome, une molécule ou un ion gagne des électrons.

d<sub>3</sub>- une réaction chimique au cours de laquelle un atome, une molécule ou un ion perd des électrons.

d<sub>4</sub>- une réaction chimique dans laquelle la masse d'une substance augmente.

e- Quelle réaction représente l'oxydation de l'ion ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  ?



2

Les ions cuivre II réagissent avec le fer métallique pour donner un dépôt de cuivre et des ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$ .

1- Ecrire les équations correspondant à la réduction et à l'oxydation.

2- En déduire l'équation de la réaction.

3- Préciser l'entité qui joue le rôle de l'oxydant et celle qui joue le rôle du réducteur.

4- Quels sont les couples redox mis en jeu ?

3

On considère la liste des entités chimiques suivantes :  $\text{Cu}^{2+}$  ;  $\text{Fe}^{2+}$  ;  $\text{Fe}^{3+}$  ;  $\text{Zn}^{2+}$  ;  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{Cu}$  ;  $\text{Cl}_2$  ;  $\text{Zn}$  et  $\text{O}^{2-}$

1- Ecrire les couples redox qu'on peut former avec ces entités.

2- Ecrire l'équation formelle associée à chaque couple.

3- Ecrire l'équation chimique de la réaction d'oxydation du zinc par les ions  $\text{Cu}^{2+}$

4

On considère les couples redox suivants :  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$  ;  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  ;  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  ;  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$  ;  $\text{ClO}^-/\text{Cl}_2$  et  $\text{NO}_3^-/\text{NO}$

1- Ecrire pour chaque couple l'équation formelle correspondante.

2- L'ion nitrate  $\text{NO}_3^-$  attaque l'aluminium en milieu acide pour donner le monoxyde d'azote et les ions aluminium  $\text{Al}^{3+}$ .

a- Ecrire l'équation de la réaction

b- Préciser le réducteur et l'oxydant.

5

Le fer peut donner naissance à deux types d'ions, en solution aqueuse:

- L'ion ferreux de formule:  $\text{Fe}^{2+}$ .

- L'ion ferrique de formule:  $\text{Fe}^{3+}$ .

1- Ecrire les demi- équations des couples faisant intervenir  $\text{Fe}$  ;  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$ .

2- Montrer que l'ion ferreux peut jouer, selon le cas, le rôle d'un oxydant ou d'un

réducteur.

3- On observe que  $\text{Fe}^{2+}$  dans le couple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  est moins oxydant que  $\text{Fe}^{3+}$  dans le couple  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ . Ecrire l'équation- bilan traduisant la réaction entre ces deux couples.

4- Expliquer pourquoi, on met souvent, au laboratoire; du fer au fond des flacons contenant des solutions aqueuses de fer II pour les conserver.

6

Une lame de zinc est introduite dans une solution de chlorure de cuivre II ; on remarque qu'à la fin de la réaction, la lame de zinc se recouvre d'une couche de cuivre de masse  $m = 1,27\text{g}$

1- Expliquer, comment évolue la couleur de la solution.

2- Ecrire l'équation redox et donner les couples redox mis en jeu.

3- Calculer la molarité des ions dans la solution obtenue, ainsi que la concentration molaire de la solution de chlorure de cuivre.

On donne:  $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .  
le volume de la solution de chlorure de cuivre est  $V = 100 \text{ mL}$ .

7

A  $20 \text{ mL}$  d'une solution d'eau de javel contenant  $12.10^{-2} \text{ mol}$  d'ion hypochlorite ( $\text{ClO}^-$ ), on ajoute une solution d'iodure de potassium ( $\text{KI}$ ), acidifiée, contenant  $16.10^{-2} \text{ mol}$  d'ion iodure. On observe une coloration brune suite à la formation du diiode.

1- Ecrire l'équation formelle associée au couple  $\text{ClO}^-/\text{Cl}^-$

2- Ecrire l'équation formelle associée à l'autre couple

3- En déduire l'équation de la réaction qui a lieu.

4- Trouver la quantité de matière de diiode formé.

## CORRIGÉS



1-

- Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électron(s).
- Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électron(s).
- Une réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique au cours de laquelle il y a transfert d'électrons.
- Une oxydation est une transformation au cours de laquelle il y a perte d'électrons.
- Une réduction est une transformation au cours de laquelle il y a gain d'électrons.

2-

a- Au cours d'une réaction chimique un réducteur perd un ou plusieurs électrons Il subit alors une oxydation.

b- Un oxydant gagne un ou plusieurs électrons Il subit alors une réduction.

c- Une réaction redox est une transformation chimique au cours de laquelle il y a transfert d'électrons.

3- Répondre par vrai ou faux et corriger les propositions fausses :

a- La substance qui accepte des électrons est l'agent réducteur du système.(Faux) (c'est l'agent oxydant).

b- Une réduction est une transformation au cours de laquelle il y a perte d'électrons.

( Faux) ( il y a gain d'électrons).

c- Un oxydant est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électron(s).(Faux) ( capable de capter)

d- L'oxydation est le phénomène par lequel une substance perd un ou plusieurs électrons. (vrai)

e- Un élément est réduit quand il perd des électrons.(Faux) (quand il gagne des électrons)

5- Q.C.M :

a-

a<sub>1</sub>- Une substance qui perd facilement des électrons.

b-

b<sub>4</sub>- L'oxydant perd un ou plusieurs électrons.

c-

c<sub>2</sub>- Un élément est réduit quand il gagne des électrons.

d-

d<sub>3</sub>- une réaction chimique au cours de laquelle un atome, une molécule ou un ion perd des électrons.



1-  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$  : c'est une réduction

$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$  : c'est une oxydation

2-  $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$

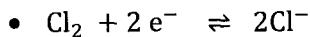
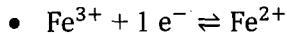
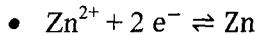
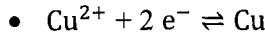
3- Fe est le réducteur ; Cu<sup>2+</sup> est l'oxydant.

4- les couples redox mis en jeu sont  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .



1-  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  ;  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  ;  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$

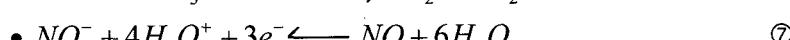
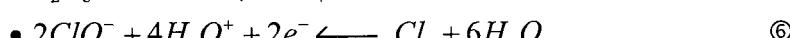
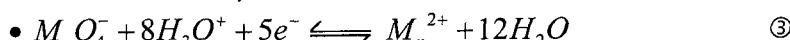
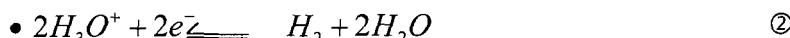
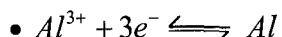
2-



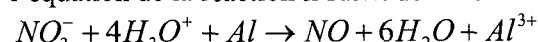
3-  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$



1-



2-a/ Les couples redox mis en jeu sont :  $\text{NO}_3^- / \text{NO}$  et  $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$  pour obtenir l'équation de la réaction il suffit de faire ①+⑦ on obtient :

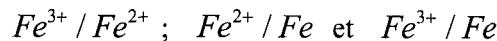


b/ Le réducteur est Al

L'oxydant est  $NO_3^-$

5

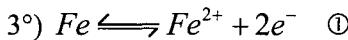
1°) Les couples redox pouvant être formés par  $Fe$ ,  $Fe^{2+}$  et  $Fe^{3+}$  sont :



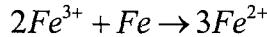
- $Fe^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$
- $Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$
- $Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe$

2°) Pour le couple  $Fe^{3+} / Fe^{2+}$ ;  $Fe^{2+}$  est le réducteur.

Pour le couple  $Fe^{2+} / Fe$ ;  $Fe^{2+}$  est l'oxydant.



L'équation de la réaction s'obtient en faisant  $① + 2 \times ②$  on obtient :

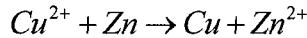
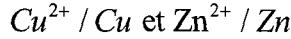


4°) Au laboratoire on met souvent du fer au fond des flacons contenant des solutions aqueuses de fer II pour les conserver car l'ion ferreux  $Fe^{2+}$  s'oxyde souvent pour donner l'ion ferrique  $Fe^{3+}$  qui à son tour réagit avec le fer Fe pour redonner l'ion  $Fe^{2+}$

6

1°) La solution de chlorure de cuivre II a une coloration bleue, au cours de la réaction cette coloration s'atténue progressivement.

2°) Les couples redox mis en jeu sont :



$$3°) n(Zn^{2+}) = n(Cu) = \frac{m(Cu)}{M_{Cu}}$$

$$n(Zn^{2+}) = \frac{1,27}{63,5} = 2 \cdot 10^{-2} mol$$

$$[Zn^{2+}] = \frac{n}{v} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{0,1} = 0,2 mol \cdot L^{-1}$$

La solution renferme encore les ions  $Cl^-$

$$[Cl^-] = 2 \times 0,2 mol \cdot L^{-1} = 0,4 mol \cdot L^{-1}$$

On calcule  $[Cl^-]$  de la façon suivante :

La solution est électriquement neutre  $\Rightarrow n(-) = n(+)$

Or la charge (-) est portée par les ions  $Cl^-$  la charge (+) est portée par les ions  $Zn^{2+}$  ou un ion  $Zn^{2+}$  porte deux charges positives

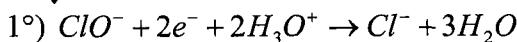
$$\Rightarrow n(+) = 2n(Zn^{2+}) = 4 \cdot 10^{-2} mol = n(-)$$

D'où  $[Cl^-] = \frac{4 \cdot 10^{-2}}{0,1} = 0,4 mol \cdot L^{-1}$

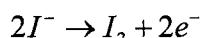
Le chlorure de cuivre II de formule  $CuCl_2$ . Sa mise en solution s'accompagne de la réaction.



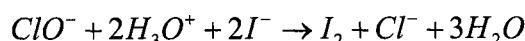
Alors  $[Cl^-] = 2C$  d'où  $C = \frac{[Cl^-]}{2} = 0,2 mol \cdot L^{-1}$



2°) L'autre couple est  $I_2 / I^-$



3°) L'équation de la réaction est :



4°)  $\frac{n(I^-)}{2} = 8 \cdot 10^{-2} mol$

$$n(ClO^-) = 12 \cdot 10^{-2} mol$$

$n(ClO^-) > \frac{n(I^-)}{2} \Rightarrow I^-$  est le réactif limitant.

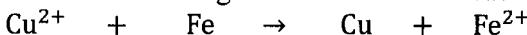
D'où  $n(I_2) = \frac{n(I^-)}{2} = 8 \cdot 10^{-2} mol$

# CLASSIFICATION ELECTROCHIMIQUE DES METAUX

Rappel du cours :

- ❖ Le métal le plus réducteur est celui qui a la tendance la plus grande à passer de l'état métallique à l'état cationique.

Exemple : Les ions cuivre II réagissent avec le fer suivant l'équation :



Le fer réduit les ions cuivre II, il passe de l'état métallique à l'état ionique. Le fer est plus réducteur que le cuivre.

- ❖ Les métaux plus réducteurs que l'hydrogène réagissent avec les solutions diluées d'acides à anion non oxydant pour donner un dégagement de dihydrogène et un cation métallique.
- ❖ La classification électrochimique des métaux permet de prévoir si une réaction entre un métal et un ion métallique est spontanément possible ou non.
- ❖ Voici la classification électrochimique de quelques métaux :

Hg	Ag	Cu	H <sub>2</sub>	Ni	Fe	Zn	Mn	Al	Mg	Na	Ca	K
Métaux non attaqués par les acides à anion non oxydant				Métaux attaqués par les acides à anion non oxydant					Pouvoir réducteur croissant			

## ÉNONCÉS

1

- 1- Qu'appelle-t-on pouvoir réducteur d'un métal ?
  - 2- Décrire une expérience permettant de classer les réducteurs des trois couples suivant :  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$
  - 3- Compléter les phrases suivantes :
- a- Le métal le plus réducteur est celui qui a la ..... la plus ..... à passer de l'état ..... à l'état .....
  - b- Le fer réduit les ions cuivre II, il passe de l'état ..... à l'état ..... Le fer est ..... que le cuivre.
  - c- Les métaux ..... que l'hydrogène réagissent avec les solutions diluées d'acides à anion non oxydant pour donner un dégagement de ..... et un cation .....
  - 4- Répondre par vrai ou faux et corriger les propositions fausses :
- a- Le métal le plus réducteur est celui qui a la tendance la plus petite à passer de l'état métallique à l'état cationique.
  - b- Le zinc réduit les ions cuivre II, il passe de l'état métallique à l'état ionique. Le zinc est moins réducteur que le cuivre.
  - c- Les métaux moins réducteurs que l'hydrogène réagissent avec les solutions diluées d'acides à anion non oxydant pour donner un dégagement de dihydrogène et un cation métallique.
  - d- Au cours de la réaction :  $\text{Hg}^{2+} + \text{Pb} \rightarrow \text{Hg} + \text{Pb}^{2+}$  le plomb est moins réducteur que le mercure
- 5- Q.C.M
- a- Lorsqu'une solution d'acide à anion non oxydant réagit avec un métal, le gaz dégagé est :
- a<sub>1</sub>-  $\text{O}_2$  ; a<sub>2</sub>-  $\text{CO}_2$  a<sub>3</sub>-  $\text{H}_2$ .
  - b- En utilisant la classification électrochimique des métaux dire si :
- b<sub>1</sub>- le zinc réagit avec les ions  $\text{Al}^{3+}$
  - b<sub>2</sub>- le cuivre réagit avec les ions  $\text{Zn}^{2+}$
  - b<sub>3</sub>- le fer réagit avec les ions  $\text{Ag}^+$
  - b<sub>4</sub>- l'aluminium réagit avec les ions  $\text{Cu}^{2+}$
- c- Lorsqu'une solution d'acide à anion non oxydant réagit avec un métal avec un dégagement de dihydrogène alors :
- c<sub>1</sub>- Le métal est plus réducteur que l'hydrogène.
  - c<sub>2</sub>- l'hydrogène est plus réducteur que le métal.
  - c<sub>3</sub>- l'équation de la réaction est :  $\text{H}_2 + \text{M}^{\text{n}+} \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{M}$  où M est le métal
  - c<sub>4</sub>- les couples redox mis en jeu sont :  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$  et  $\text{M}^{\text{n}+}/\text{M}$

2

Décrire ce qui se produit si on place :

- 1- Une lame de fer dans une solution de sulfate de cuivre.
- 2- Une lame de cuivre dans une solution de sulfate de zinc
- 3- Une lame de zinc dans une solution de nitrate d'argent.

3

On verse une solution d'acide chlorhydrique dans deux tubes à essais ; contenant l'un des copeaux de cuivre ; l'autre des grenailles de zinc. On constate que l'acide n'attaque pas le cuivre mais attaque le zinc

- 1- Classer les éléments Zn , Cu et H par pouvoir réducteur décroissant.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit et préciser les couples redox mis en jeu.
- 3- Une masse  $m=1\text{ g}$  de zinc est attaquée par  $200 \text{ cm}^3$  d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

a- Montrer que le zinc est en excès déduire la masse restante à la fin de la réaction.

b- Quel est le volume de gaz dégagé?

c- Calculer la concentration molaire en ions  $\text{Zn}^{2+}$  à la fin de la réaction..

On donne  $\text{Zn} = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

4

Un clou de fer, de masse  $500 \text{ mg}$ , est plongé dans  $50 \text{ mL}$  d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1- Ecrire l'équation bilan de la réaction. Préciser les couples redox mis en jeu.
- 2- Calculer le volume de dihydrogène dégagé, à la fin de la réaction.
- 3- Calculer la concentration de toutes les espèces ioniques présentes dans la solution à la fin de réaction.

On donne  $\text{Fe} = 56$  ;  $V_M = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ .

5

Une masse  $m = 18 \text{ g}$  d'un alliage formé par du cuivre, du zinc et d'aluminium est attaquée par une solution d'acide chlorhydrique en excès. A la fin de la réaction il reste une masse  $m_1 = 5 \text{ g}$  et le gaz dégagé a un volume  $V = 11,2 \text{ L}$ .

- 1- En utilisant l'échelle de la classification électrochimique des métaux, classer les éléments zinc, cuivre et aluminium par pouvoir réducteur croissant.
  - 2- En déduire le métal qui n'a pas réagi, ainsi que sa masse.
  - 3- Ecrire les équations des réactions redox qui ont lieu
  - 4- En déduire une relation entre les masses  $m_2$  et  $m_3$  des métaux qui ont réagi et le volume de dihydrogène formé.
  - 5- Calculer  $m_2$  et  $m_3$ .
  - 6- Calculer le pourcentage massique de chacun des métaux dans l'alliage.
- On donne :  $\text{Zn} = 65,4$  ;  $\text{Al} = 27$  ;  $\text{Cu} = 63,5$  ;  $V_M = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

6

Une masse  $m = 0,4$  g de fer est attaqué par une solution d'acide sulfurique de concentration  $C = 5 \cdot 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>

- 1- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit et donner les couples redox.
- 2-
- a- Calculer la molarité des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dans la solution d'acide.
- b- Montrer que le fer est en excès et déduire la masse qui reste à la fin de la réaction.
- c- Calculer le volume du gaz dégagé.
- d- On filtre le mélange obtenu ; le filtrat constitue une solution ( S ) de volume  $V=200$  cm<sup>3</sup>. Montrer que la concentration de S en ions métalliques est  $5 \cdot 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>.
- 3- Sur un prélèvement de la solution ( S ) on verse une solution acidulée de bichromate de potassium K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

Ecrire l'équation de la réaction, sachant que les couples redox mis en jeu sont : Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup> et Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/Cr<sup>3+</sup>.

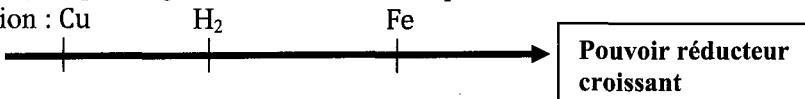
On donne : Fe = 56 ; V<sub>M</sub> = 22,4 L.mol<sup>-1</sup>

## CORRIGÉS

1

- 1- Le pouvoir réducteur d'un métal est sa tendance à passer de l'état métallique à l'état cationique.

- 2- On verse une solution d'acide chlorhydrique sur les métaux fer et cuivre. L'acide chlorhydrique réagit avec le fer mais n'a pas d'action sur le cuivre d'où la classification : Cu            H<sub>2</sub>            Fe



3-

- a- Le métal le plus réducteur est celui qui a la tendance la plus grande à passer de l'état métallique à l'état cationique.
  - b- Le fer réduit les ions cuivre II, il passe de l'état métallique à l'état cationique .Le fer est plus réducteur que le cuivre.
  - c- Les métaux plus réducteurs que l'hydrogène réagissent avec les solutions diluées d'acides à anion non oxydant pour donner un dégagement de dihydrogène et un cation métallique.

4-

- a- Le métal le plus réducteur est celui qui a la tendance la plus petite à passer de l'état métallique à l'état cationique.(Faux) ( la plus grande)

b- Le zinc réduit les ions cuivre II, il passe de l'état métallique à l'état ionique. Le zinc est moins réducteur que le cuivre. .(Faux) ( est plus réducteur)

c- Les métaux moins réducteurs que l'hydrogène réagissent avec les solutions diluées d'acides à anion non oxydant pour donner un dégagement de dihydrogène et un cation métallique. (Faux) (Plus réducteur).

d- Au cours de la réaction :  $Hg^{2+} + Pb \rightarrow Hg + Pb^{2+}$  le plomb est moins réducteur que le mercure.( Faux) (plus réducteur)  
1. OGM

#### 4- Q.C.M

a-

a<sub>3</sub>-H<sub>2</sub>

b-

b<sub>3</sub>- le fer réagit avec les ions Ag<sup>+</sup>

b<sub>4</sub>- l'aluminium réagit avec les ions Cu<sup>2+</sup>

C-

c<sub>1</sub>- Le métal est plus réducteur que l'hydrogène.

c<sub>4</sub>- les couples redox mis en jeu sont : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>/H<sub>2</sub> et M<sup>n+</sup>/M

2

1°) Le fer est plus réducteur que le cuivre d'où :

- Le fer passe de l'état métallique à l'état ionique, il subit une oxydation  
 $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

- Le cuivre passe de l'état ionique à l'état métallique il subit une réduction  
 $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Ainsi la lame de fer se recouvre d'une couche de cuivre et la solution vire sa couleur du bleu au vert.

L'équation de la réaction :  $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Fe^{2+}$

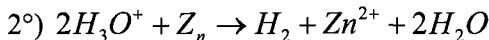
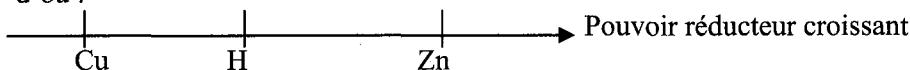
2°) Le cuivre est moins réducteur que le zinc donc rien ne se produit.

3°) Le zinc est plus réducteur que l'argent donc une couche d'argent se dépose sur la lame de zinc alors que le zinc passe de l'état métallique à l'état ionique.

L'équation de la réaction :  $Zn + 2Ag^+ \rightarrow 2Ag + Zn^{2+}$

3

1°) L'acide chlorhydrique attaque le zinc mais n'attaque pas le cuivre donc l'hydrogène est moins réducteur que le zinc mais plus réducteur que le cuivre d'où :



Les couples redox mis en jeu sont :  $Zn^{2+} / Zn$  et  $H_3O^+ / H_2$

3°) a/  $n_{Zn} = \frac{m}{M} = \frac{1}{65,4} = 1,53 \cdot 10^{-2} mol$

$n_{H_3O^+} = C.V = 0,2 \times 0,1 = 2 \cdot 10^{-2} mol$

$n_{Zn} > \frac{n_{H_3O^+}}{2} \Rightarrow Zn$  est en excès ; la masse restante de zinc

$m = n_{Zn} (\text{res tan t}) M$

$= 0,53 \cdot 10^{-2} \times 65,4 g$

$= 0,347 g$

b/  $n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{H_3O^+} = \frac{V(H_2)}{V_M}$

$\Rightarrow V(H_2) = \frac{1}{2} n_{H_3O^+} V_M$

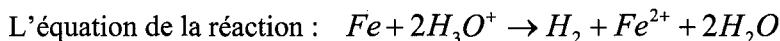
AN  $V(H_2) = 10^{-2} \times 24L = 24 \cdot 10^{-2} L$

$$\text{c/ } n_{Zn^{2+}} = n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{H_3O^+} = 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[Zn^{2+}] = \frac{n_{Zn^{2+}}}{V} = \frac{10^{-2}}{0,2} = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

▽ 4

1) Le fer est plus réducteur que l'hydrogène d'où il est attaqué par les ions  $H_3O^+$ .



Les couples redox mis en jeu sont  $Fe^{2+} / Fe$  et  $H_3O^+ / H_2$

$$2^\circ) n_{Fe} = \frac{m}{M} = \frac{500.10^{-3}}{56} = 8,93.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{H_3O^+} = C.V = 50.10^{-3} \times 1 = 5.10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{Fe} < \frac{n_{H_3O^+}}{2} \Rightarrow Fe \text{ est en défaut}$$

D'où

$$n_{H_2} = n_{Fe} = 8,93.10^{-3} \text{ mol} \text{ et } V(H_2) = n.V_m = 8,93.10^{-3} \times 22,4 = 0,2L$$

3°) Les espèces ioniques présentes en solution à la fin de la réaction (exceptés les ions provenant de l'eau qui sont  $H_3O^+$  et  $OH^-$ ) sont

$Fe^{2+}$ ,  $Cl^-$  et  $H_3O^+$  de l'acide

$$[Fe^{2+}] = \frac{n_{Fe^{2+}}}{V} = \frac{n_{Fe^{2+}}}{V} = \frac{8,93.10^{-3}}{50.10^{-3}} = 1,786.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+(res\ tan\ t)}}{V} \text{ or } n_{H_3O^+}(res\ tan\ t) = n_{H_3O^+}(initial) - n_{H_3O^+}(réagit)$$

$$n_{H_3O^+}(res\ tan\ t) = n_{H_3O^+}(initial) - 2n_{Fe}$$

$$\text{AN } n_{H_3O^+}(res\ tan\ t) = 5.10^{-2} \text{ mol} - 2 \times 8,93.10^{-3} \text{ mol} = 3,21.10^{-2} \text{ mol}$$

$$[H_3O^+] = \frac{3,21.10^{-2}}{50.10^{-3}} = 6,428.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque :

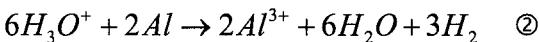
Vérifions toujours que la solution est électriquement neutre  $\Rightarrow n(+) = n(-)$   
 $\Rightarrow 2[Fe^{2+}] + [H_3O^+] = [Cl^-]$



1°) Pouvoir réducteur croissant

2°) Le cuivre est moins réducteur que l'hydrogène, il n'est pas attaqué par les ions  $H_3O^+$  de l'acide.

D'où  $m_{Cu} = m_l = 5g$



4°) Soient  $m_2$  la masse de zinc et  $m_3$  la masse d'aluminium

$$\text{d'après l'équation } ① \quad n_{Zn} = n_{H_2} \Rightarrow \frac{m_2}{M(Zn)} = \frac{V_2(H_2)}{V_m}$$

$$\text{D'après l'équation } ② \quad n_{Al} = \frac{2}{3} n_{H_2} \Rightarrow \frac{m_3}{M(Al)} = \frac{2}{3} \frac{V_3(H_2)}{V_m}$$

$$\text{Or } V(H_2) = V_2(H_2) + V_3(H_2)$$

$$= \left[ \frac{m_2}{M(Zn)} + \frac{3m_3}{2M(Al)} \right] V_m$$

$$5°) \frac{V(H_2)}{V_m} = \frac{m_2}{M(Zn)} + \frac{3}{2} \frac{m_3}{M(Al)}$$

$$\text{or } m_2 + m_3 = m - m_l = 13g$$

$$\Rightarrow m_3 = 13 - m_2$$

$$\text{D'où } \frac{V(H_2)}{V_m} = \frac{m_2}{M(Zn)} + \frac{3}{2} \frac{(13 - m_2)}{M(Al)}$$

$$\frac{V(H_2)}{V_m} = m_2 \left( \frac{1}{M(Zn)} - \frac{3}{2M(Al)} \right) + \frac{39}{2M(Al)}$$

$$\frac{V(H_2)}{V_m} - \frac{39}{2M(Al)}$$

$$\text{Ainsi } m_2 = \frac{\frac{V_m}{2M(Al)}}{\frac{1}{M(Zn)} - \frac{3}{2M(Al)}} \times 2M(Al)M(Zn) = 5,52g$$

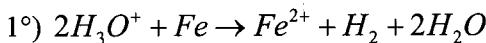
$$\text{Et } m_3 = 13 - m_2 = 7,48g$$

$$6°) \% Zn = \frac{m_{Zn} \times 100}{m} = \frac{5,52 \times 100}{18} = 30,67\%$$

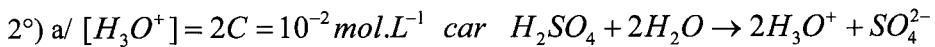
$$\% Al = \frac{m_3 \times 100}{m} = 41,55\%$$

$$\% \text{ Cu} = \frac{m_1 \times 100}{m} = 27,78\%$$

On peut retrouver %Cu en faisant  $100\% (\%Zn + \%Al)$



Les couples redox mis en jeu sont  $Fe^{2+} / Fe$  et  $H_3O^+ / H_2$



$$\text{b/ } n_{Fe} = \frac{m}{M} = \frac{0,4}{56} = 7,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{H_3O^+} = [H_3O^+] \cdot V = 10^{-2} \times 0,2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{Fe} > \frac{n_{H_3O^+}}{2} \Rightarrow Fe \text{ est en excès}$$

$$n_{Fe(\text{restant})} = n_{Fe(\text{initial})} - n_{Fe(\text{réagit})}$$

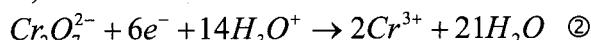
$$= n_{Fe(\text{initial})} - \frac{n_{H_3O^+}}{2} = 7,14 \cdot 10^{-3} - 10^{-3} = 6,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{Fe(\text{restant})} = n \cdot M = 0,3 \text{ g}$$

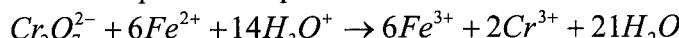
$$\text{c/ } V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m \quad \text{or} \quad n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{H_3O^+}$$

$$V_{H_2} = 10^{-3} \times 22,4L = 2,24 \cdot 10^{-2} L$$

$$\text{d/ } [Fe^{2+}] = \frac{n_{Fe^{2+}}}{V} = \frac{n_{H_3O^+}}{2V} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{2V} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{0,4} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$



On multiplie  $\textcircled{1}$  par 6 et on l'additionne à  $\textcircled{2}$  on obtient



# **ETUDE DE QUELQUES REACTIONS D'OXYDOREDUCTION**

## **I- Rappel du cours :**

- ❖ Le nombre d'oxydation d'un atome dans un édifice polyatomique (molécule ou ion) est la charge électrique qui reste sur cet atome après une coupure fictive de toutes les liaisons.
- ❖ L'oxydation d'un élément correspond à une augmentation de son nombre d'oxydation.
- ❖ La réduction d'un élément correspond à une diminution de son nombre d'oxydation.
- ❖ Un couple oxydant/réducteur ou couple redox est formé de deux entités chimiques contenant un même élément sous deux degrés d'oxydation différents. 'un oxydant et d'un réducteur qui se correspondent dans une réaction d'oxydoréduction.
- ❖ Une réaction d'oxydoréduction qui se fait en l'absence de l'eau est une réaction d'oxydoréduction par voie sèche.
- ❖ Une réaction d'oxydoréduction qui se fait en milieu aqueux est une réaction d'oxydoréduction par voie humide.

# ÉNONCÉS

1

1- Définir les termes suivants : réaction d'oxydoréduction par voie humide ; oxydation et réduction.

2- Compléter les phrases suivantes :

a- Au cours d'une oxydation le nombre d'oxydation .....

b- Au cours d'une réduction le nombre d'oxydation .....

c- Une réaction redox est une ..... Au cours de laquelle il y a ..... d'électrons.

3- Répondre par vrai ou faux et corriger les propositions fausses :

a- Un réducteur est une entité chimique qui contient un élément dont le n.o. augmente au cours d'une réaction chimique.

b- Une réduction est une transformation au cours de laquelle le n.o. augmente.

c- Un oxydant est une entité chimique qui contient un élément dont le n.o. diminue au cours d'une réaction chimique.

d- L'oxydation est le phénomène par lequel le n.o. diminue.

e- Un élément est réduit quand son n.o. augmente.

4- Q.C.M :

a- Le n.o. d'un élément dans un ion monoatomique est égal :

a<sub>1</sub>- à zéro.

a<sub>2</sub>- à la valeur absolu de la charge portée par l'ion.

a<sub>3</sub>- à la valeur de la charge portée par l'ion.

b- Laquelle des définitions suivantes est fausse ?

b<sub>1</sub>- L'oxydation est le phénomène par lequel le n.o. augmente.

b<sub>2</sub>- L'agent réducteur est la substance où il y a oxydation.

b<sub>3</sub>- L'oxydant perd un ou plusieurs électrons.

c- Dans la molécule H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> le n.o. du soufre est égal à :

c<sub>1</sub>- +II.

c<sub>2</sub>- +IV.

c<sub>3</sub>- +VI.

d- L'un des couples suivants n'est pas un couple redox :

d<sub>1</sub>- H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>/ H<sub>2</sub>O.

d<sub>2</sub>- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>/ HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>

d<sub>3</sub>- NO<sub>3</sub><sup>-</sup>/ NO

2

1- Quelle proposition définit le mieux l'argent réducteur?

a) Une substance qui perd facilement des électrons

b) Une substance qui accepte facilement des électrons

c) Un donneur de protons

d) Un receveur de protons

2- Laquelle des definitions suivantes relatives à l'oxydoréduction est vraie?

a) La substance qui accepte des electrons est l'argent réducteur du système

b) Un element est réduit quand il gagne des electrons

c) L'oxydation est une reactions partielle ou il y a diminution du nombre d'oxydation.

d) L'oxydant est une substance oxydée au cours de la reaction

3- Laquelle des propositions suivantes est vraie au sujet de l'équation d'oxydoréduction suivante?



a) L'état d'oxydation de l'oxygène a passé de -2 à 0

b) Le carbone est l'élément qui a été réduit

c) Le degré d'oxydation de l'azote dans  $\text{NHO}_3$  est de -5

d) Chaque atome d'azote gagne trois électrons

e) L'oxygène est l'élément qui a été réduit

4- Laquelle des énoncés suivants se rapportant à une réaction d'oxydoréduction est faux?

a) Un élément est réduit quand il perd des électrons

b) Une réaction d'oxydation se produit chaque fois qu'il y a réaction de réduction

c) Un réducteur se fait oxyder

d) Un oxydant s'empare des électrons d'un réducteur.

5- L'oxydation peut être définie comme:

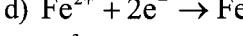
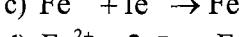
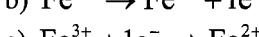
a) Une réaction chimique qui exige de l'oxygène

b) Une réaction chimique au cours de laquelle un atome, une molécule ou un ion gagne des électrons

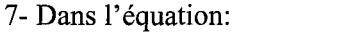
c) Une réaction chimique au cours de laquelle un atome, une molécule ou un ion perd des électrons

d) une réaction chimique dans laquelle la masse d'une substance augmente

6- Quelle réaction représente l'oxydation de l'ion ferreux  $\text{Fe}^{2+}$ ?



7- Dans l'équation:



Quel est le réducteur?

a) L'hydrogène dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$

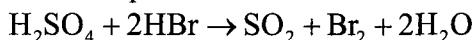
b) Le zinc

- c) Le souffre dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$   
 d) L'oxygène dans  $\text{ZnSO}_4$   
 e) L'oxygène dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$

8- Quelle serait l'équation équilibrée de la réduction de l'ion  $\text{Sn}^{2+}$

- a)  $\text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{e}^- + \text{Sn}^{4+}$   
 b)  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{4+}$   
 c)  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$   
 d)  $\text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{e}^- + \text{Sn}$

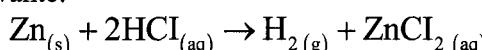
9- Soit l'équation:



Quel est l'agent oxydant de cette réaction ?

- a)  $\text{SO}_2$   
 b)  $\text{H}_2\text{O}$   
 c)  $\text{HBr}$   
 d)  $\text{Br}_2$   
 e)  $\text{H}_2\text{SO}_4$

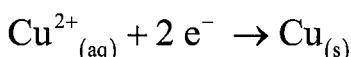
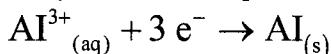
10. Laquelle des équations ioniques suivantes est correcte au sujet de l'équation d'oxydoréduction suivante:



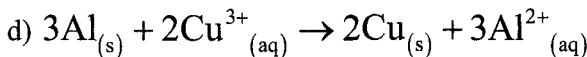
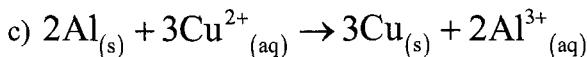
- a)  $\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$   
 b)  $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$   
 c)  $\text{H}^+_{(\text{aq})} - 1\text{e}^- \rightarrow \text{H}^-_{(\text{aq})}$   
 d)  $\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}^-_{(\text{aq})}$   
 e)  $\text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}_2_{(\text{aq})} + 2\text{e}^-$

11. On plonge une lame d'aluminium,  $\text{Al}_{(\text{s})}$ , dans une solution de nitrate de cuivre,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Il y a formation de cuivre solide sur la lame et l'analyse révèle la présence d'ions  $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$  dans la solution.

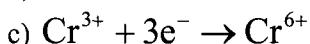
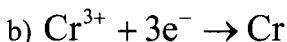
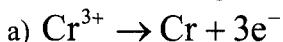
A l'aide des réactions partielles suivantes, écrivez correctement l'équation d'oxydoréduction représentant ce phénomène.



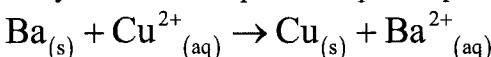
- a)  $\text{Al}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{3+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$   
 b)  $3\text{Cu}_{(\text{s})} + 3\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{Al}_{(\text{s})} + 3\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$



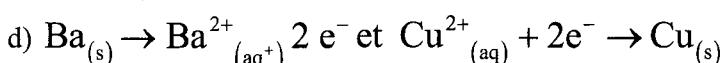
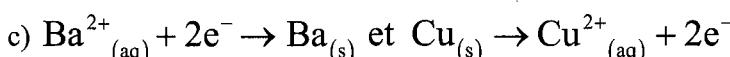
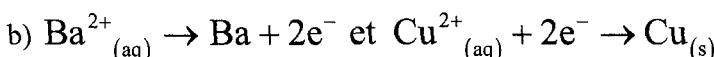
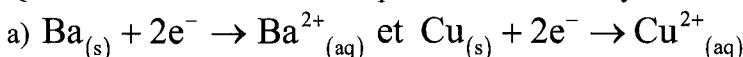
12. Quelle est l'équation équilibrée de la réaction du  $\text{Cr}^{3+}$  ?



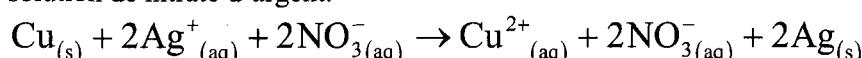
13. Soit la réaction d'oxydoréduction représentée par l'équation :



Quelles sont les deux réactions partielles de cette oxydoréduction



14. L'équation suivante représente la réaction du cuivre métallique dans une solution de nitrate d'argent.



Laquelle des propositions suivantes est fausse ?

a) Les ions  $\text{Ag}^+$  acceptent des électrons au cours de la réaction.

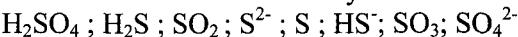
b) Le cuivre métallique est l'agent réducteur dans cette réaction.

c) L'argent métallique est l'agent oxydant dans cette réaction.

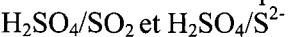
d) Les ions  $\text{NO}_3^-$  sont des ions spectateurs.

 3

1. Calculer le nombre d'oxydation du soufre dans les édifices suivants :



2. Ecrire la demi-équation correspondant à chacun des couples redox suivants :



3. Les couples  $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$  et  $\text{S}/\text{H}_2\text{S}$  sont-ils des couples redox ? Expliquer.

 4

1- trouver le nombre d'oxydation du carbone dans chacun des composés suivants :  $\text{CO}_2$  ;  $\text{CH}_3\text{OH}$  ;  $\text{C}$  ;  $\text{CH}_2\text{O}$  et  $\text{CO}_3^{2-}$ .

2- Le méthanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) est oxydé en méthanal ( $\text{CH}_2\text{O}$ ) par l'ion permanganate  $\text{MnO}_4^-$  en milieu acide.

a- Sachant que l'ion  $\text{MnO}_4^-$  se réduit en ion manganèse  $\text{Mn}^{2+}$  trouver les deux couples redox mis en jeu.

b- Ecrire les équations des deux demi- réactions d'oxydation et de réduction.

c- Déduire l'équation bilan de la réaction redox.

5

Des copeaux de cuivre sont introduits dans une solution d'acide nitrique. Il se produit une réaction chimique dont l'équation non équilibrée est la suivante.



1- Calculer les nombres d'oxydation des différents éléments dans les réactifs et les produits.

2- Montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

3- Dégager les couples redox mis en jeu.

4- Ecrire les deux demi- équation.

5- Déduire l'équation bilan.

6- Préciser l'oxydant et le réducteur dans cette réaction redox.

7- Sachant que le volume de NO dégagé est  $v = 0,24 \text{ L}$  ; calculer la masse du cuivre qui a réagi.

On donne : Le volume molaire  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$        $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .

6

On dispose des espèces chimiques suivantes:

$\text{Cr}^{3+}$ ;  $\text{CH}_4\text{O}$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ;  $\text{CH}_2\text{O}_2$ .

1- Former des couples oxydant/réducteur en utilisant ces espèces.

2- Ecrire, pour chaque couple, la demi- équation correspondante en milieu acide.

3- Ecrire l'équation d'oxydoréduction entre ces deux couples sachant que  $\text{Cr}^{3+}$  est moins réducteur que  $\text{CH}_4\text{O}$ .

7

1- On considère les paires de couples oxydant / réducteur suivants :

a-  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$  ;  $\text{I}_2 / \text{I}^-$ .

b-  $\text{NO}_3^- / \text{NO(g)}$ ;  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ .

c-  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$  ;  $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ .

d-  $\text{IO}_3^- / \text{I}_2$ ;  $\text{I}_2 / \text{I}^-$ .

Pour chaque exemple, sachant que l'oxydant du premier couple réagit avec le réducteur du second couple, écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

2- La réaction de l'acide chlorhydrique sur le zinc est une réaction lente mettant en jeu les deux couples :  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2(\text{g})$  et  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ . On introduit un morceau de Zinc impur, de masse 5,0g, dans 200mL d'une solution molaire en ions

hydronium. A la fin du dégagement gazeux, il reste 0,05 mol d'ions hydronium dans la solution.

a- Ecrire l'équation de la réaction se produisant entre le Zinc et les ions hydronium.

b- Quel est le pourcentage massique de Zinc dans le morceau du Zinc impur ?

3- Le peroxyde d'hydrogène, ou eau oxygénée, peut donner lieu dans certaines conditions à une réaction de dismutation. Les deux couples mis en jeu sont :

$\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$  et  $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$ .

a- Ecrire les deux demi équations d'échange électronique relative aux couples (1) et (2).

b- Quel est le rôle de l'eau oxygénée dans le couple (1) ?

c- En déduire l'équation de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée.

4- Un berlingot d'eau de Javel contient une solution d'ions hypochlorite

$\text{ClO}^-$ . La concentration en ions hypochlorite de la solution diminue lentement avec le temps par suite de la réaction de l'ion hypochlorite sur l'eau. Les deux couples oxydant / réducteur mis en jeu sont :  $\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$  et  $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$

a- Equilibrer séparément les deux demi équations d'échange électronique. Quel est le rôle de l'eau ? et celui de l'ion hypochlorite ?

b- En déduire l'équation de la réaction qui est responsable de la disparition des ions hypochlorite.

8

Un alliage métallique (Al Cu Zn) est utilisé dans l'analyse quantitative des ions nitrates. On traite 0,5g de cet alliage par 100mL d'acide chlorhydrique à 5molL<sup>-1</sup>. Le dégagement gazeux observé a un volume de 0,3L. On prélève 50mL de la solution obtenue et on y ajoute un excès d'une solution d'hydroxyde de sodium ; il n'y a pas de précipitation d'hydroxyde.

Une lame d'aluminium décapée, trempée dans 50mL cette solution, permet de recueillir 0,0125g d'un dépôt métallique.

1. Ecrire les équations bilan des réactions traduisant le dégagement gazeux.

2. Déduire des données numériques la composition massique de l'alliage

On donne les masses molaire atomiques en g.mol<sup>-1</sup> : Zn = 65,4

Cu = 63,5 Al = 27 et le volume molaire V<sub>m</sub> = 22,4L. mol<sup>-1</sup>

9

On fait barboter du gaz dihydrogène dans une solution aqueuse de nitrate d'argent. Peu à peu de l'argent finement divisé apparaît dans la solution. On réalise cette réaction avec 0,5 L de H<sub>2</sub>. Au bout de quelques minutes on arrête l'expérience, on filtre la solution et on y ajoute quelques gouttes de chlorure de sodium. Un précipité blanc apparaît.

Quelles sont les affirmations exactes ? justifier.

1. Cette réaction est le siège d'un équilibre chimique.

2. Lors de la réaction entre le dihydrogène et le nitrate d'argent, le dihydrogène est le réducteur le plus fort
3. Les propositions stœchiométriques indiquent qu'une mole de dihydrogène réagit avec deux moles d'ion argent.
4. On peut espérer obtenir au mieux 2,16g d'argent.
5. Le précipité blanc traduit la présence d'ion sulfate.

On donne  $M(Ag) = 108\text{ g mol}^{-1}$ . Volume molaire  $V_M = 24 \text{ L mol}^{-1}$

 10

1) Donner la définition d'une oxydation.

2) Calculer le nombre d'oxydation :

a- Du soufre dans chacune des espèces chimiques suivantes :

✓ Ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$

✓ Dioxyde de soufre gazeux  $\text{SO}_2$

b- De l'iode dans chacune des espèces chimiques suivantes :

✓ Le diiode  $I_2$

L'ion iodure  $I^-$

3) a- Ecrire les couples redox formés par ces quatre espèces chimiques.

b- Ecrire l'équation formelle de chacune de ces couples.

4) Le couple redox correspondant au soufre a un pouvoir réducteur plus important que le couple redox correspondant à l'iode.

On réalise les deux expériences suivantes :

✓ Expérience 1 :

On fait barboter le dioxyde de soufre dans une solution de diiode.

✓ Expérience 2 :

On verse une solution d'iodure de potassium ( $\text{K}^+ + \text{I}^-$ ) dans une solution d'acide sulfurique ( $2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ )

a- Prévoir pour chaque expérience s'il se produit une réaction chimique.

b- Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction de dioxyde de soufre gazeux  $\text{SO}_2$  avec l'ion nitrate  $\text{NO}_3^-$  en milieu acide sachant qu'on obtient le dioxyde d'azote  $\text{NO}_2$  et le trioxyde de soufre  $\text{SO}_3$ .

# CORRIGÉS

1

1-

- Une réaction d'oxydoréduction qui se fait en milieu aqueux est une réaction d'oxydoréduction par voie humide.
- L'oxydation d'un élément correspond à une augmentation de son nombre d'oxydation.
- La réduction d'un élément correspond à une diminution de son nombre d'oxydation.

2-

- a- Au cours d'une oxydation le nombre d'oxydation augmente
- b- Au cours d'une réduction le nombre d'oxydation diminue.

c- Une réaction redox est une transformation chimique au cours de laquelle il y a transfert d'électrons.

3-

a- Un réducteur est une entité chimique qui contient un élément dont le n.o. augmente au cours d'une réaction chimique.(Vrai)

b- Une réduction est une transformation au cours de laquelle le n.o. augmente. (Faux) (le n.o augmente).

c- Un oxydant est une entité chimique qui contient un élément dont le n.o. diminue au cours d'une réaction chimique.(Vrai)

d- L'oxydation est le phénomène par lequel le n.o. diminue.(Faux) (le n.o augmente)

e- Un élément est réduit quand son n.o. augmente.(Faux) (son n.o diminue)

4- Q.C.M :

a-

a<sub>3</sub>- à la valeur de la charge portée par l'ion.

b-

b<sub>3</sub>- L'oxydant perd un ou plusieurs électrons.

c-

c<sub>3</sub>- +VI.

d-

d<sub>2</sub>- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>/ HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>

2

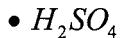
1°- Rép : a / 2- Rép : b / 3- Rép : d / 4- Rép : a / 5- Rép : c / 6- Rép : b  
7- Rép : b / 8- Rép : c / 9- Rép : e / 10- Rép : a / 11- Rép : c / 12- Rép : b

13- Rép : d / 14- Rép : c

3

1°) Soit x le nombre d'oxydation (n.o) du soufre.

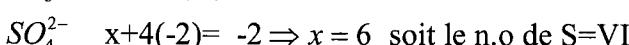
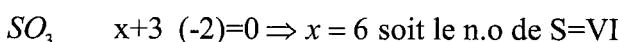
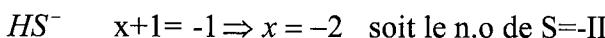
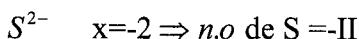
Le n.o de H = + I et le n.o de O = - II



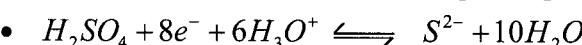
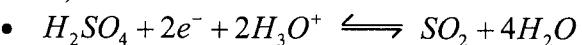
$$\sum n.o = 0 \Rightarrow 2 \times 1 + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = 6$$

d'où le n.o de S dans  $H_2SO_4$  est VI

- $H_2S \sum n.o = 0 \Rightarrow x + 2(1) = 0 \Rightarrow x = -2$  soit le n.o de S dans  $H_2S$  est -II
- $SO_2 \sum n.o = 0 \Rightarrow x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = 4$  soit le n.o de S dans  $SO_2$  est IV.



2°)



3°)

- $H_2S / HS^-$  le n.o de S = -II dans les deux entités d'où  $H_2S / HS^-$  n'est pas un couple redox car le n.o n'a pas varié.

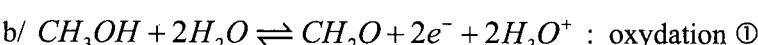
- $S / H_2S$  le n.o de S a varié d'où  $S / H_2S$  est un couple redox.



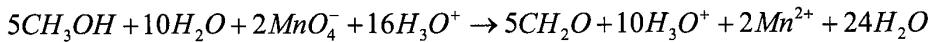
1°) Le n.o de O = - II et le n.o de H = + I

D'où :

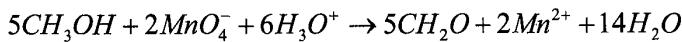
Entité	$CO_2$	$CH_3OH$	C	$CH_2O$	$CO_3^{2-}$
n.o de C	IV	-II	0	0	IV
2°) a/ Les deux couples redox mis en jeu sont :					



c/ Pour obtenir l'équation de la réaction, on multiplie ① par 5 et ② par 2 puis on fait la somme d'où l'équation de la réaction.



En simplifiant les ions  $H_3O^+$  et les molécules d'eau on obtient finalement

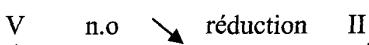
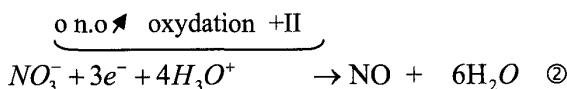


1°) Le n.o de H = + I et le n.o de O = - II

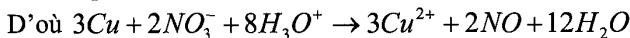
Réactifs				Produits		
Entité	Cu	$NO_3^-$	$H_3O^+$	$Cu^{2+}$	NO	$H_2O$
n.o de C <sub>u</sub>	0			+II		
n.o de N		V			II	
n.o de H			+I			+I
n.o de O		-II	-II			-II

2°) Les n.o de Cu et de N ont changé, il s'agit d'une réaction redox. En effet le cuivre a subi une oxydation alors que l'azote a subi une réduction.

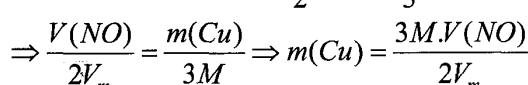
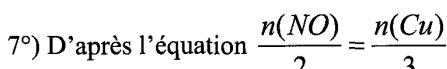
3°) Les couples redox mis en jeu sont  $Cu^{2+} / Cu$  et  $NO_3^- / NO$



5°) L'équation de la réaction est obtenu en faisant  $① \times 3 + ② \times 2$



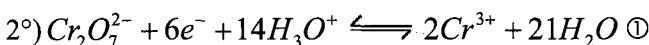
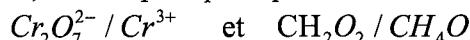
6°) L'oxydant est  $NO_3^-$  le réducteur est Cu.



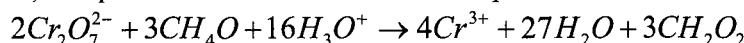
$$AN. \quad m(Cu) = \frac{3 \times 63,5 \times 0,24}{24} = 1,905g$$

6

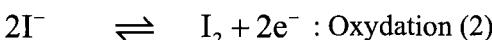
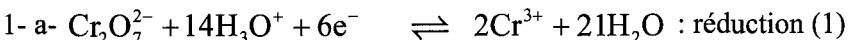
1°) Les couples qu'on peut former sont :



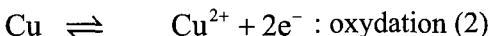
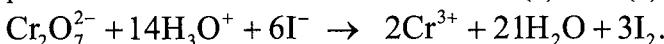
3°) L'équation de la réaction est obtenue par ①×2 + ②×3



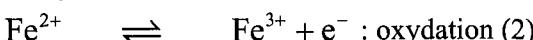
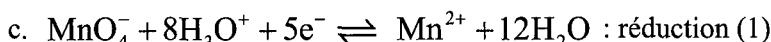
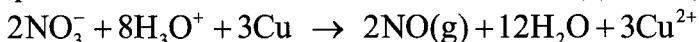
7



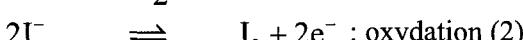
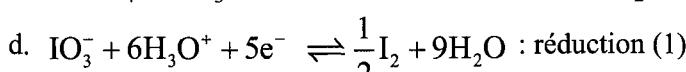
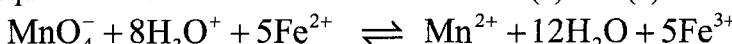
L'équation de la réaction est obtenue en faisant (1) + 3×(2) :-



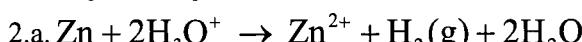
L'équation de la réaction est obtenue en faisant 2×(1) + 3×(2) :



L'équation de la réaction est obtenue en faisant (1) + 5×(2) :



L'équation de la réaction est obtenue en faisant 2×(1)+5×(2) :



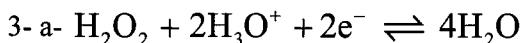
b. Désignons par x le nombre de moles de Zinc qui a réagi :

Equation de la réaction	Zn + $2\text{H}_3\text{O}^+$	$\rightarrow$	$\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}$		
Etat initial	n mmol	200 mmol	0	0	Excès
En cours	n-x	200-2x	x	x	Excès
Etat final	$n-x_{\max}=0$	$200-2x_{\max}=50\text{mmol}$	$x_{\max}$	$x_{\max}$	Excès

$$x_{\max} = \frac{200 - 50}{2} = 75 \text{ mmol} = 75 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$m = n \cdot M = 0,075 \times 65,4 = 4,9 \text{ g}$$

Le pourcentage massique du Zinc est % Zn =  $\frac{4,9 \times 100}{5} = 98\%$



b. l'oxydant  $\text{H}_2\text{O}_2$  se réduit

c. l'équation de la réaction est :  $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  : dismutation

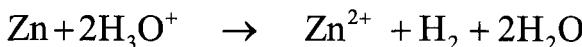
4- a-  $2\text{ClO}^- + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$  : l'oxydant  $\text{ClO}^-$  se réduit

$6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^-$  : le réducteur  $\text{H}_2\text{O}$  s'oxyde

L'équation de la réaction est :  $2\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{O}_2$

8

1- le cuivre n'est pas attaqué par l'acide chlorhydrique alors que le Zinc et l'aluminium sont oxydés et donnent un dégagement de dihydrogène.



2-

On appelle a, b, c respectivement les quantités de matière (moles) de cuivre, de Zinc et d'aluminium.

On sait que :  $m = n \cdot M$  et que la masse de l'alliage = somme des masses des constituants.

Ce qui permet d'écrire :  $0,5 = 63,5 a + 65,4 b + 27 c$  (1)

Quantité de matière de dihydrogène formée :  $\frac{0,3}{22,4} = 0,0134 \text{ mol}$

b mol de  $\text{H}_2$  provient de l'oxydation du Zinc

1,5c mol de  $\text{H}_2$  provient de l'oxydation de l'aluminium

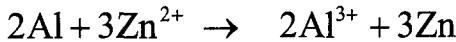
Ce qui permet d'écrire :  $b + 1,5 c = 0,0134$  (2)

Les ions zinc et aluminium conduisent en présence de soude en excès à des précipités qui se redissolvent dans l'excès de soude. La solution contient les ions

$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  et  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ .

L'aluminium, réducteur plus fort que le zinc, plongé dans cette solution s'oxyde en ion  $\text{Al}^{3+}$  tandis que les ions zinc se réduisent en zinc métal.

(on n'écrira pas les ions complexes dans un soucis de clarté)



0,0125g de dépôt de zinc à partir de 50ml de solution soit 0,025g à partir de 100mL de solution ou en encore :  $\frac{0,0250}{65,4} = 3,82 \cdot 10^{-4}$  mol de zinc dans 0,5g d'alliage.

Le pourcentage du zinc est  $\frac{0,025 \times 100}{0,5} = 5\%$  de zinc.

Or  $b + 1,5c = 0,0134$  (2) avec  $b = 3,82 \cdot 10^{-4}$  mol

$$c = \frac{0,0130}{1,5} = 0,0086 \text{ mol d'aluminium.}$$

soit  $0,0086 \times 27 = 0,208 \text{ g}$

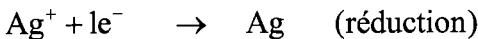
$$\% \text{Al} = \frac{0,208 \times 100}{0,5} = 41,6\% \text{ de Al ; } \% \text{ Cu} = 53,4\%$$



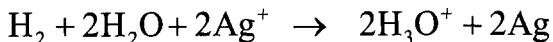
1- Cette réaction est totale

2-  $\text{H}_2$  est un réducteur plus fort que le métal argent.

3-



L'équation de la réaction est :



Il n'y a pas d'équilibre chimique, la réaction précédente est totale.

Deux moles d'ion argent réagissent avec 1 mole de  $\text{H}_2$  d'où la proposition 3 est vraie.

4-

$$n(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_M}$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{0,5}{24} = 0,0208 \text{ mol}$$

$$n(\text{Ag}) = 2n(\text{H}_2) = 2 \times 0,0208 = 0,0416 \text{ mol}$$

$$m(\text{Ag}) = n(\text{Ag}) \cdot M = 0,0416 \times 108 = 4,5 \text{ g}$$

La proposition 4 est fausse.

5- Le précipité traduit la présence d'ion chlorure ou d'ion argent



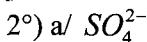
L'ion sulfate est mis en évidence à partir des ions baryum.



Donc la proposition 5 est fausse.

10

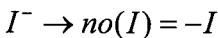
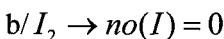
1°) Une oxydation est une transformation au cours de laquelle il y'a une perte d'électrons.



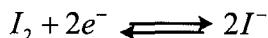
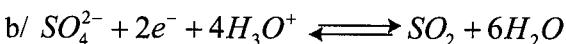
$$x - 8 = -2 \Rightarrow x = \text{no}(S) = VI$$



$$x - 4 = 0 \Rightarrow x = \text{no}(S) = IV$$



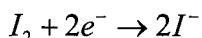
3°) a/ Les couples redox sont :  $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$  et  $\text{I}_2 / \text{I}^-$



4°) a/b/  $\text{SO}_2$  est plus réducteur que  $\text{I}^-$

Expérience 1 :

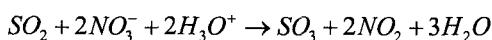
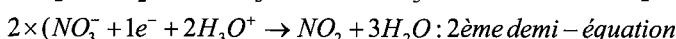
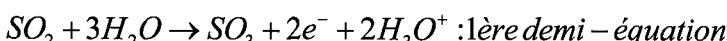
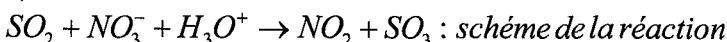
Il se produit une réaction chimique puisque  $\text{SO}_2$  est plus réducteur que  $\text{I}^-$



Expérience 2 :

Il ne se produit pas une réaction redox car  $\text{I}^-$  est moins réducteur que  $\text{SO}_2$ .

5°)



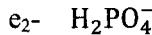
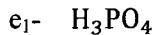
## **LES ACIDES ET LES BASES DE BRONSTED**

- ❖ Un acide est une entité chimique, électriquement chargée ou non, capable de libérer un proton ( ion hydrogène)  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.
- ❖ Une base est une entité chimique, électriquement chargée ou non, capable de capter un proton ( ion hydrogène)  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.
- ❖ Une réaction acide-base est une transformation chimique au cours de laquelle il ya transfert d'ion hydrogène (proton)  $H^+$ .
- ❖ Un couple acide-base est constitué de deux entités chimiques jouant l'une le rôle d'acide et l'autre le rôle de base conjuguée telle que la forme basique est obtenue de la forme acide par perte d'un ion hydrogène  $H^+$ .
- Si on désigne l'acide par AH et par  $A^-$  sa base conjuguée, le symbole du couple est AH/  $A^-$
- L'équation formelle associée à ce couple est :  $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$
- ❖ Une entité chimique qui selon le milieu où elle se trouve se comporte comme un acide ou comme une base est appelée ampholyte. Elle a un caractère amphotère.

# ÉNONCÉS

1

- 1- Définir les termes suivants : acide ; base ; réaction acide-base ; couple acide/base.
- 2- Compléter les phrases suivantes :
  - a- Au cours d'une réaction chimique un ..... peut perdre un proton ( ion hydrogène)  $H^+$ .
  - b- Une base ..... un proton ( ion hydrogène)  $H^+$  au cours d'une .....
  - c- Une réaction acide-base est une ..... au cours de laquelle il y a ..... de protons.
- 3- Répondre par vrai ou faux et corriger les propositions fausses :
  - a- La substance qui accepte le proton est l'acide.
  - b- Une réaction acide-base est une transformation au cours de laquelle il y a transfert de protons de la base vers l'acide.
  - c- L'ion hydroxyde  $OH^-$  est une base de Bronsted.
  - d- Le couple  $H_3O^+/H_2O$  est un couple acide-base.
  - e- La réaction  $HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$  est une réaction acide-base.
- 4- Q.C.M :
  - a- Quelle proposition définit, selon Bronsted, un acide ?
    - a<sub>1</sub>- Une substance qui perd facilement un électron.
    - a<sub>2</sub>- Une substance qui perd facilement un proton.
    - a<sub>3</sub>- Un donneur d'ion hydroxyde  $OH^-$ .
  - b- Une base de Bronsted est une entité chimique capable de :
    - b<sub>1</sub>- Libérer un ion hydroxyde  $OH^-$ .
    - b<sub>2</sub>- Libérer un ion hydrogène  $H^+$ .
    - b<sub>3</sub>- Capter un ion hydrogène  $H^+$ .
    - b<sub>4</sub>- Capter un ion hydroxyde  $OH^-$ .
  - c- Dans une réaction acide-base le transfert de proton ( ion hydrogène  $H^+$  ) se fait entre : c<sub>1</sub>- Les deux acides.
    - c<sub>2</sub>- Les deux bases.
    - c<sub>3</sub>- Un acide et une base.
    - c<sub>4</sub>- De la base vers l'acide.
  - d- Une réaction acide-base peut être définie comme :
    - d<sub>1</sub>- une réaction chimique qui exige de l'hydrogène.
    - d<sub>2</sub>- une réaction chimique qui exige de l'oxygène.
    - d<sub>3</sub>- une réaction chimique au cours de laquelle il y a transfert d'électrons.
    - d<sub>4</sub>- une réaction chimique au cours de laquelle il y a transfert de protons.
  - e- Préciser parmi les entités suivantes celle qui constitue une base pour  $HPO_4^{2-}$



2

1- Parmi les entités suivantes, préciser celles qui sont des acides ou des bases selon BRONSTED :

HS<sup>-</sup>; SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>; CH<sub>3</sub>COOH; H<sub>2</sub>S; Cl<sup>-</sup>; NH<sub>3</sub>; OH<sup>-</sup>; S<sup>2-</sup>; NH<sub>4</sub><sup>+</sup>; H<sub>2</sub>O; H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>; PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>; HCl.

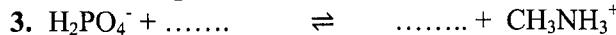
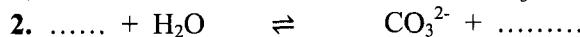
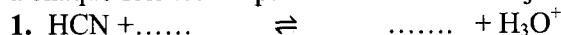
2- Parmi la liste précédente, quelles sont celles qui, groupées par deux, forment un couple acide/base.

3- Ecrire pour chaque couple acide/base l'équation de la demi-réaction correspondante.

4- quelles sont les entités ampholytes ?

3

Compléter les équations des réactions acide-base suivantes en précisant à chaque fois les couples acide-base mis en jeu :



4

On prépare 500 cm<sup>3</sup> d'une solution d'acide chlorhydrique en dissolvant un volume v = 5,6 L de chlorure d'hydrogène gazeux HCl dans l'eau.

1- Ecrire l'équation de la réaction entre HCl et l'eau.

2- Cette réaction est-elle une réaction acide-base ? justifier

3- Ecrire les couples acide-base mis en jeu.

4- Calculer la concentration molaire de la solution préparée sachant que le volume molaire gazeux est V<sub>m</sub> = 22,4 L.mol<sup>-1</sup>.

5

On prépare 200 cm<sup>3</sup> d'une solution d'ammoniac en dissolvant un volume v = 2,8 L d'ammoniac gazeux NH<sub>3</sub> dans l'eau.

1- Ecrire l'équation de la réaction entre NH<sub>3</sub> et l'eau.

2- Cette réaction est-elle une réaction acide-base ? justifier

3- Ecrire les couples acide-base mis en jeu.

4- Calculer la concentration molaire de la solution préparée sachant que le volume molaire gazeux est V<sub>m</sub> = 22,4 L.mol<sup>-1</sup>.

6

1- donner le couple acide-base mettant en jeu :

a) l'acide méthanoïque HCOOH.

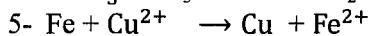
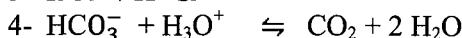
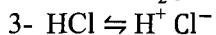
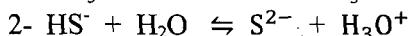
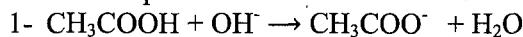
b) La base ammoniac NH<sub>3</sub>.

2- Ecrire l'équation formelle associée à chaque couple.

3- Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque HCOOH et l'ammoniac NH<sub>3</sub>.

7

Laquelle des réactions suivantes est une réaction acide-base ?



8

Partie A :

1- Rappeler la définition d'une base selon Bronsted.

2- Ecrire les équations chimiques des réactions :

a) de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  avec l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ;

b) de l'acide nitreux  $\text{HNO}_2$  avec l'ion carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$

3- Préciser pour chaque réaction l'acide et la base de Bronsted.

On considère la réaction d'équation chimique :



Dire si cette réaction constitue une réaction acide base ? Si oui préciser l'acide et la base de Bronsted

Partie B :

4- On considère une solution S d'acide, de concentration  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

La mesure de son pH à  $25^\circ\text{C}$  donne 2,4.

1) Déterminer la molarité de la solution en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  on donne :

$$0,398 = 10^{-0,4}$$

2) S'agit-il d'un acide fort ou faible .Justifier ?

3) L'acide considéré étant l'acide méthanoïque  $\text{HCOOH}$

a- Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide dans l'eau

b- Citer les espèces chimiques présentes dans S .justifier.

9

1- Reproduire et compléter le tableau suivant :

Couple acide base	Forme acide	Forme basique
	$\text{H}_2\text{CO}_3$	
		$\text{NH}_2^-$
	$\text{HCO}_3^-$	

2- Donner l'équation chimique de la réaction de l'eau avec :

a- La base de Bronsted  $\text{NH}_2^-$ .

b- L'acide de Bronsted  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

c- Déduire que l'eau est un ampholyte acide base et donner, en exploitant le tableau ci dessus, la formule chimique d'un autre ampholyte.

3- On considère deux solutions aqueuses :

\*(S<sub>1</sub>) est une solution de carbonate de sodium  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  de volume

$V_1=30 \text{ mL}$  et de concentration molaire  $C_1=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

\* $(S_2)$  est une solution d'acide carbonique  $\text{H}_2\text{CO}_3$  de volume  $V_2=20 \text{ mL}$  et de concentration molaire  $C_2=1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Lorsqu'on mélange les deux solutions  $(S_1)$  et  $(S_2)$  la réaction donne naissance à des ions Hydrogénocarbonates de formule  $\text{HCO}_3^-$ .

a-Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.

b-Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide base et préciser les couples mis en jeu.

c-Déterminer à la fin de la réaction, supposée totale, la concentration molaire de tous les ions présents dans le mélange

10

On prépare 200mL d'une solution de sulfite de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  de molarité  $C_1=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

1- Calculer la masse de soluté dissout.

2- On mélange 20 mL de la solution S avec 10 mL d'une solution d'acide sulfureux  $\text{H}_2\text{SO}_3$  de molarité  $C_2=1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ .

a) Etablir l'équation chimique de la réaction qui se produit. préciser les couples acide- base.

b) Déterminer à la fin de la réaction, supposée totale, les concentrations molaires des ions  $\text{Na}^+$ ; sulfite  $\text{SO}_3^{2-}$  et des ions hydrogénosulfite  $\text{HSO}_3^-$  dans le mélange.

Donnée : Les masses molaires atomiques en  $\text{g.mol}^{-1}$ ; O = 16; Na = 23 et

S = 32

11

1- L'ammoniac  $\text{NH}_3$  est un ampholyte.

a- Donner les couples acides base dans lequel il intervient.

b- Ecrire l'équation formelle de chacun de ces couples.

2- On mélange une masse  $m_1 = 4 \text{ g}$  d'hydroxyde de sodium (solide) et une masse  $m_2$  de chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (solide) on chauffe le mélange, Un gaz se dégage.

a- Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.

b- Comment peut-on identifier le gaz dégagé ?

c- Sachant qu'à la fin de la réaction il reste  $m = 1,15 \text{ g}$  de chlorure d'ammonium,

Déterminer la masse  $m_2$ .

d- Calculer le volume de gaz dégagé quand la réaction est terminée.

On donne :  $M_{\text{Na}}=23 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M_{\text{N}}=14 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M_{\text{Cl}}=35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M_{\text{H}}=1 \text{ g.mol}^{-1}$   
 $M_{\text{O}}=16 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $V_m=24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

# CORRIGÉS



1

**1-**

- Un acide est une entité chimique, électriquement chargée ou non, capable de libérer un proton ( ion hydrogène)  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.
- Une base est une entité chimique, électriquement chargée ou non, capable de capter un proton ( ion hydrogène)  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.
- Une réaction acide-base est une transformation chimique au cours de laquelle il ya transfert d'ion hydrogène (proton)  $H^+$ .
- Un couple acide-base est constitué de deux entités chimiques jouant l'une le rôle d'acide et l'autre le rôle de base conjuguée telle que la forme basique est obtenue de la forme acide par perte d'un ion hydrogène  $H^+$ .

**2-**

- a-** Au cours d'une réaction chimique un acide peut perdre un proton ( ion hydrogène)  $H^+$  .
- b-** Une base capte un proton ( ion hydrogène)  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.
- c-** Une réaction acide-base est une transformation chimique au cours de laquelle il y a transfert de protons.

**3-**

- a-** La substance qui accepte le proton est l'acide.(faux) ( c'est la base)
- b-** Une réaction acide-base est une transformation au cours de laquelle il y a transfert de protons de la base vers l'acide.(faux) ( de l'acide vers la base)
- c-** L'ion hydroxyde  $OH^-$  est une base de Bronsted.(vrai)
- d-** Le couple  $H_3O^+/H_2O$  est un couple acide-base.(vrai)
- e-** La réaction  $HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$  est une réaction acide-base.(vrai)

**4- Q.C.M :****a-**

- a<sub>2</sub>-** Une substance qui perd facilement un proton.

**b-**

- b<sub>3</sub>-** Capter un ion hydrogène  $H^+$  .

**c-**

- c<sub>3</sub>-** Un acide et une base.

**d-**

- d<sub>4</sub>-** une réaction chimique au cours de laquelle il y a transfert de protons.

**e-**

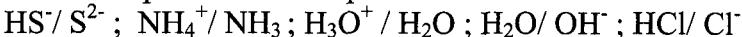
- e<sub>3</sub>-**  $PO_4^{3-}$

2

1.

Acide	Base
HS <sup>-</sup> ; CH <sub>3</sub> COOH; H <sub>2</sub> S ; NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> ; H <sub>2</sub> O ; H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> ; H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ; HCl.	HS <sup>-</sup> ; SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ; Cl <sup>-</sup> ; NH <sub>3</sub> ; OH <sup>-</sup> ; S <sup>2-</sup> ; H <sub>2</sub> O ; H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> ; PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>

2. Les couples acide-base présents sont :

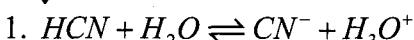
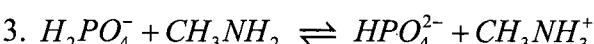
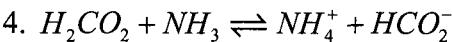


3.

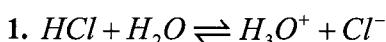
- HS<sup>-</sup> ⇌ S<sup>2-</sup> + H<sup>+</sup>
- NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ⇌ NH<sub>3</sub> + H<sup>+</sup>
- H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ⇌ H<sub>2</sub>O + H<sup>+</sup>
- H<sub>2</sub>O ⇌ OH<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>
- HCl ⇌ Cl<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>

4. Les entités ampholytes sont : H<sub>2</sub>O ; HS<sup>-</sup> et H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>

3

Les couples acide base mis en jeu sont HCN / CN<sup>-</sup> et H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> / H<sub>2</sub>OLes couples acides base mis en jeu sont : HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> / CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> et H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> / H<sub>2</sub>OLes couples acide base mis en jeu sont : H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> / HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> et CH<sub>3</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup> / CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>Les couples acide base mis en jeu sont : H<sub>2</sub>CO<sub>2</sub> / HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> et NH<sub>4</sub><sup>+</sup> / NH<sub>3</sub>

4

2. C'est une réaction acide base car il y'a transfert d'un proton H<sup>+</sup> de l'acide HCl vers la base H<sub>2</sub>O.

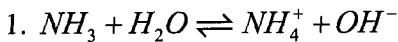
3. Les couples acide base mis en jeu sont :



$$4. C = \frac{n}{V} \text{ et } n = \frac{v(\text{HCl})}{V_m}$$

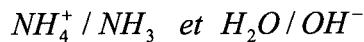
$$\Rightarrow C = \frac{V(HCl)}{V.V_m} = \frac{5,6}{0,5 \times 22,4} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$$

5



2. C'est une réaction acide base car il y'a transfert d'un proton  $H^+$  de l'acide  $H_2O$  vers la base  $NH_3$

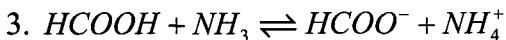
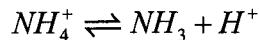
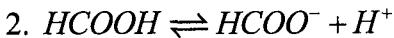
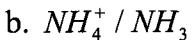
3. Les couples acide base mis en jeu sont :



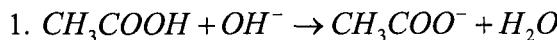
$$4. C = \frac{n}{V} \text{ et } n = \frac{V(NH_2)}{V_m} \Rightarrow C = \frac{V(NH_3)}{V.V_m} = \frac{2,8}{0,2 \times 22,4}$$

$$C = 6,25 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

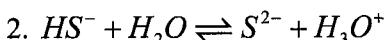
6



7



Est une réaction acide base car il y'a transfert d'un proton  $H^+$  de l'acide  $CH_3COOH$  vers la base  $OH^-$



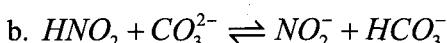
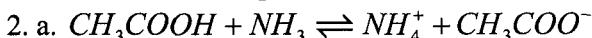
Est une réaction acide base car il y'a transfert de proton de  $HS^-$  (acide) vers  $H_2O$  (base).

3. Les réactions 3,4 et 5 ne sont pas des réactions acide base car il n'ya pas transfert de protons entre les entités.

8

Partie A :

1. Une base est une entité chimique capable de capter un proton  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.



3. Pour la réaction (a) : Les acides sont  $CH_3COOH$  et  $NH_4^+$

Les bases sont  $CH_3COO^-$  et  $NH_3$

Pour la réaction (b) : Les acides sont  $HNO_2$  et  $HCO_3^-$

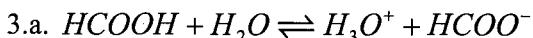
Les bases sont  $CO_3^{2-}$  et  $NO_2^-$

4. c'est une réaction acide base car il y a transfert d'ion  $H^+$  de  $HNO_3$  (acide) vers la base  $OH^-$

Partie B :

$$1. [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$$

2.  $[H_3O^+] < C \Rightarrow$  l'ionisation de l'acide dans l'eau n'est pas totale  $\Rightarrow$  l'acide est faible.



b. Les espèces chimiques présents dans S sont :

$HCOOH$ ,  $H_2O$ ,  $H_3O^+$  et  $HCOO^-$  et  $OH^-$  (provenant de l'eau).

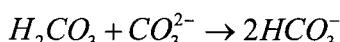
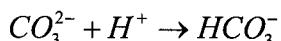
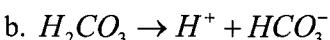
9  
1)

Couple acide base	Forme acide	Forme basique
$H_2CO_3 / HCO_3^-$	$H_2CO_3$	$HCO_3^-$
$NH_3 / NH_2^-$	$NH_3$	$NH_2^-$
$HCO_3^- / CO_3^{2-}$	$HCO_3^-$	$CO_3^{2-}$



c. Dans la réaction ① l'eau joue le rôle d'un acide alors que dans la réaction ② l'eau a joué le rôle d'une base donc l'eau est un ampholyte.

Dans le tableau ci-dessus on peut citer comme ampholyte l'entité  $HCO_3^-$



$H_2CO_3$  libère un ion  $H^+$ .

$CO_3^{2-}$  capte un proton  $H^+$

$\rightarrow$  il y'a donc transfert d'ions  $H^+$  c'est une réaction acide base.

$$c. [Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_1 + V_2} = \frac{2C_1V_1}{V_1 + V_2} = 0,12 mol \cdot L^{-1}$$

$$n_{H_2CO_3} = C_2 V_2 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{CO_3^{2-}} = C_1 V_1 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

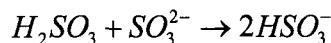
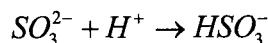
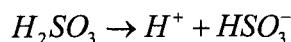
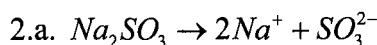
Les 2 réactifs sont dans les proportions stoechiométriques donc ils disparaissent complètement à la fin de la réaction.

$$[CO_3^{2-}] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[HCO_3^-] = \frac{n_{HCO_3^-}}{V_1 + V_2} = \frac{2n_{CO_3^{2-}}}{V_1 + V_2} = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$$

 1.  $C_1 = \frac{n}{v} = \frac{m}{MV} \Rightarrow m = C_1 MV$

$$\text{AN : } m = 10^{-2} (2 \times 23 + 3 \times 16 + 32) \times 0,2 = 2,52 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$



b.

$$\left. \begin{array}{l} n_{H_2SO_3} = C_2 V_2 = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\ n_{SO_3^{2-}} = C_1 V_1 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{array} \right\} n_{H_2SO_3} > n_{SO_3^{2-}} \Rightarrow SO_3^{2-} \text{ est le réactif limitant.}$$

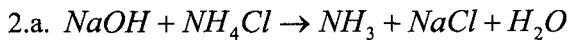
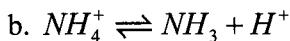
$$[SO_3^{2-}] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_1 + V_2} = \frac{2C_1 V_1}{V_1 + V_2} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[HSO_3^-] = \frac{2n_{SO_3^{2-}}}{V_1 + V_2} = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{4 \cdot 10^{-2}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$



1.a. Les couples acide base sont  $NH_4^+ / NH_3$  et  $NH_3 / NH_2^-$



b. Le gaz dégagé est l'ammoniac on peu l'identifier par son pH (caractère basique).

c. D'après l'équation  $n(NH_4Cl) = n(NaOH)$

$$\Rightarrow \frac{m_1}{M(NaOH)} = \frac{m}{M(NH_4Cl)} \Rightarrow m = \frac{M(NH_4Cl)}{M(NaOH)} m_1$$

A.N :  $m=5,35\text{g}$

$$m_2 = m + 1,15 = 6,5\text{g}$$

d.  $V(NH_3) = nV_m$  or  $n(NH_3) = n(NaOH) = \frac{m_1}{M(NaOH)} = 0,1\text{mol}$

$$V(NH_3) = 0,1 \times 24L = 2,4L$$

## ANALYSE DES COMPOSÉS ORGANIQUES

\* L'analyse élémentaire qualitative d'un composé organique consiste à identifier tous les éléments chimiques présents dans le composé analysé.

\* L'analyse quantitative d'un composé organique consiste à déterminer les proportions en masse de chaque élément dans la substance puis déduire la formule brute du composé.

\* Démarche :

On réalise la combustion complète d'un échantillon de masse connue :  $m_E$ .

Les produits de la réaction sont absorbés par des flacons laveurs, l'augmentation des masses des flacons renseigne sur les masses des produits :

- Le dioxyde de carbone est absorbé par la potasse.
- Les vapeurs d'eau sont absorbées par l'acide sulfurique.

Calculs :

La quantité de matière de dioxyde de carbone  $CO_2$  est égale à :  $n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}}$

Or  $n_C = n_{CO_2}$

$$\Rightarrow \frac{m_C}{M_C} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow m_C = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot M_C$$

$$\%C = \frac{m_C}{m_E} \times 100 \quad \text{avec } m_E \text{ masse de l'échantillon.}$$

La quantité de matière de l'eau est :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$\text{Or } n_H = 2n_{H_2O} \Rightarrow \frac{m_H}{M_H} = \frac{2m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$\Rightarrow m_H = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot M_H \quad \%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100$$

Détermination de la masse molaire :

Une fois on calcule les % de chaque élément dans le composé ; on détermine par la suite expérimentalement la densité du composé par rapport à l'air ce qui nous permet de déduire la masse molaire puis la formule brute.

$$\text{Soit : } d = \frac{M}{29}$$

d : densité par rapport à l'air

M : masse molaire des composés.

\* Détermination de la formule brute à partir de la masse molaire et des pourcentages massiques :

Exemple : soit le composé oxygéné  $C_xH_yO_z$  sa masse molaire est

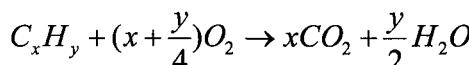
$$M = xM_C + yM_H + zM_O$$

$$\rightarrow M = 12x + y + 16z$$

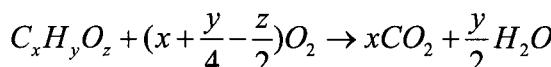
$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \times M}{1200}$
$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \times M}{100}$
$\%O = \frac{16z}{M} \times 100 \Rightarrow z = \frac{\%O \times M}{1600}$

\* Détermination de la formule à partir de la réaction de combustion complète

- L'équation de la réaction de combustion d'un hydrocarbure s'écrit :



L'équation de la réaction de combustion d'un composé oxygène s'écrit :



D'après l'équation on obtient les relations :

$$\frac{n_{C_xH_yO_z}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x} \Rightarrow x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_yO_z}}$$

$$\frac{n_{C_xH_yO_z}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow y = \frac{2n_{H_2O}}{n_{C_xH_yO_z}}$$

$$\frac{n_{C_xH_yO_z}}{1} = \frac{(x_{O_2})_{consommé}}{x + \frac{y}{4} - \frac{z}{4}}$$

$$M = 12x + y + z$$

Les deux dernières relations nous permettent de déterminer z et déduire la formule brute.

## ÉNONCÉS

**1**

L'analyse qualitative d'un composé organique montre qu'il contient le carbone, l'hydrogène et l'oxygène en proportions :

69,94% de carbone; 7,3%d'hydrogène. Sachant que sa masse moléculaire est  $M = 138 \text{ g.mol}^{-1}$ . Déterminer sa formule brute.

**2**

La combustion d'un échantillon de 0,195g d'un hydrocarbure aliphatique de formule  $C_x H_y$  a donné 0,590g de dioxyde de carbone et 0,306g d'eau.

1°) Calculer le pourcentage de chaque élément de l'hydrocarbure.

2°) Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure sachant que sa masse molaire est égale à  $58 \text{ g.mol}^{-1}$ .

3°) Donner les formules semi-développés possibles ainsi que les noms :

On donne :  $H=1 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $C=12 \text{ g.mol}^{-1}$ .

**3**

La combustion complète de 3,2g d'un composé formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène donne 4,4g de dioxyde de carbone et 3,6g d'eau.

1°) Ecrire et équilibrer l'équation de la réaction de combustion complète.

2°) Déterminer la formule brute de ce composé sachant que sa densité par rapport à l'air est  $d=1,1$ .

**4**

L'analyse élémentaire qualitative d'une substance organique (A) montre qu'elle est composée des éléments carbones, hydrogène et oxygène.

On soumet à l'analyse quantitative un échantillon de (A) de masse  $m=0,345 \text{ g}$ .

On réalise la combustion complète de (A) dans le dioxygène. La mesure de la densité de (A) par rapport à l'air donne  $d=3,034$

Les résultats de l'analyse sont : -une masse de dioxyde de carbone est égale à  $0,863 \text{ g}$

-une masse de vapeur d'eau égale à  $0,423 \text{ g}$

1°) calculer les masses de carbone, d'hydrogène et d'oxygène dans l'échantillon

2°) Déterminer le pourcentage massique de chaque élément.

3°) Déduire la formule brute de (A).

**5**

La combustion complète de  $V = 10 \text{ cm}^3$  d'un composé hydrocarbure nécessite  $50 \text{ cm}^3$  de dioxygène et donne  $30 \text{ cm}^3$  d'un gaz qui trouble l'eau de chaux et de l'eau.

1°) Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète du composé dans le dioxygène.

2°) Déterminer la formule brute de ce composé et sa formule développée.

6

La combustion complète d'un échantillon d'un hydrocarbure  $C_x H_y$  a fourni 2,2g de  $CO_2$  et 0,9g de  $H_2O$ .

1°) Ecrire, en fonction de x et y, l'équation bilan de la réaction.

2°) Montrer qu'il s'agit d'un alcène.

3°) Sachant que la masse molaire de l'hydrocarbure est  $M=70\text{ g.mol}^{-1}$ ; déterminer la formule brute de l'hydrocarbure.

4°) Donner quatre formules semi-développées et leurs noms des isomères de l'hydrocarbure :

$$\text{On donne : } M_C = 12\text{ g.mol}^{-1}; M_H = 1\text{ g.mol}^{-1}.$$

7

L'analyse de  $V=6,25\text{ cm}^3$  d'un composé organique A liquide, constitué uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, de densité par rapport à l'eau 0,8 à fourni : 11g de gaz absorbable par la potasse et 6g d'eau.

1°) Calculer la masse volumique  $\rho$  du composé A et en déduire sa masse m.

2°) Calculer les pourcentages massiques des éléments constitutifs du composé A.

3°) Déterminer la formule brute du composé A sachant que la densité de sa vapeur par rapport à l'air est  $d=2,07$ .

$$\text{On donne : } M_C = 12\text{ g.mol}^{-1}; M_H = 1\text{ g.mol}^{-1}; M_O = 16\text{ g.mol}^{-1}.$$

$$\text{Masse volumique de l'eau : } \rho_{\text{eau}} = 1\text{ g.cm}^{-3}.$$

8

La combustion complète de 2,8 g d'un hydrocarbure aliphatique fournit un volume V de dioxyde de carbone et une masse m d'eau le pourcentage massique d'hydrogène est 14,28 % .

1°) Déterminer la masse de chaque élément .

2°) Calculer le volume V ainsi que la masse m.

3°) La densité de cet hydrocarbure par apport à l'air  $d = 1,93$  .

a – Déterminer sa formule brute .

b – A quelle famille d'hydrocarbures appartient-il ? Justifier.

c – Donner les formules semi développées et les noms des différents isomères.

$$\text{On donne : } V_m = 24\text{ L.mol}^{-1}; C = 12\text{ g.mol}^{-1}; M = 1\text{ g.mol}^{-1} \text{ et } O = 16\text{ g.mol}^{-1}$$

9

La combustion complète d'une masse m = 8,2 g d'un hydrocarbure  $C_x H_y$  de masse molaire M = 82 g . mol<sup>-1</sup> nécessite un volume  $V_{O_2} = 21,25\text{ L}$  de dioxygène.

1 / Ecrire en fonction de x et y l'équation de la réaction.

2 / Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure.

On donne V<sub>m</sub>=25 L.mol<sup>-1</sup>

10/

L'analyse quantitative d'un composé ne contenant que du carbone de l'hydrogène et de l'oxygène a donné les résultats suivants :

- La masse du carbone est six fois plus grande que celle de l'hydrogène.
- La masse de l'oxygène est huit fois plus grande que celle de l'hydrogène.
- La densité de vapeur du composé est d=2,07.

1°) Déterminer la formule brute du composé.

2°) Calculer le pourcentage de chacun des éléments qui constituent le composé.

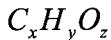
11/

On introduit dans un eudiomètre 60mL de dioxygène et 10mL d'un hydrocarbure gazeux  $C_xH_y$ .

Après passage de l'étincelle et refroidissement, il reste 45mL d'un mélange gazeux dont 30mL sont absorbables par la potasse et 15mL par le phosphore. Sachant que tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions, déterminer la formule brute de cet hydrocarbure.

**NB :** La potasse absorbe le dioxyde de carbone et le phosphore fixe le dioxygène.

# CORRIGÉS



$$\begin{aligned} M &= xMc + yMh + zMo \\ &= 12x + y + 16z \end{aligned}$$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C.M}{1200} \Rightarrow x = 8$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H.M}{100} \Rightarrow y = 10$$

$$M = 12x + y + 16z \Rightarrow z = \frac{M - 12x - y}{16}$$

$$\Rightarrow z = 2$$

D'où la formule brute  $\boxed{C_8H_{10}O_2}$



$$m_E = 0,195g; n_{CO_2} = 0,590g; m_{H_2O} = 0,306g$$

$$1^\circ) \%C = \frac{m_c}{m_E} \times 100$$

$$\text{Avec } m_c = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot Mc$$

$$\Rightarrow \%C = \frac{m_{CO_2} \times Mc \times 100}{M_{CO_2} \cdot m_E} = 82,5\%$$

$$\begin{aligned} \text{Il s'agit d'un hydrocarbure } \%H &= 100 - \%C \\ &= 17,5\% \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 2^\circ) M &= xMc + yMh \\ &= 12x + y \end{aligned}$$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C.M}{1200} = 4$$

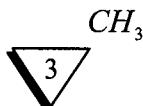
$$12x + y = M \Rightarrow y = M - 12x = 10$$

La formule brute est donc  $\boxed{C_4H_{10}}$

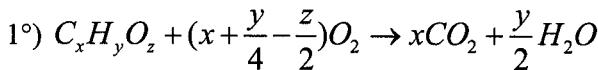
3°)  $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$  : butane



| : Méthyl propane



$$m = 3,2 \text{ g}; m_{CO_2} = 4,4 \text{ g}; m_{H_2O} = 3,6 \text{ g}; d = 1,1$$



D'après l'équilibre de l'équation on peut écrire :

$$n_{C_x H_y O_z} = \frac{n_{CO_2}}{x} \Rightarrow x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_x H_y O_z}}$$

Avec

$$\begin{cases} n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \\ n_{C_x H_y O_z} = \frac{m_{C_x H_y O_z}}{M_{C_x H_y O_z}} \end{cases}$$

$$\Rightarrow x = \frac{m_{CO_2} \cdot M_{C_x H_y O_z}}{m_{C_x H_y O_z} \cdot M_{CO_2}} \quad \text{ce qui donne } x = 1$$

$$n \text{ en } H_y = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow y = \frac{2n_{H_2O}}{n_{C_x H_y O_z}}$$

$$y = \frac{2m_{H_2O} \cdot M_{C_x H_y O_z}}{M_{H_2O} \cdot m_{C_x H_y O_z}} \quad \text{ce qui donne } y = 4$$

$$M = 12x + y + 16z \Rightarrow z = \frac{M - (12x + y)}{16} = 1$$

La formule brute est donc  $\boxed{CH_4O}$



$$m_E = 0,345 \text{ g}$$

$$m_{CO_2} = 0,863 \text{ g}$$

$$m_{H_2O} = 0,423 \text{ g}$$

$$d = 3,034$$

$$M = 29d = 88 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$1^\circ) m_C = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot M_C = 0,235 \text{ g}$$

$$m_H = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot M_H = 0,047 \text{ g}$$

$$m_0 = m_E - m_C - m_H = 0,065 \text{ g}$$

$$2^\circ) \%C = \frac{m_C}{m_E} \times 100 = 68,11\%$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100 = 13,62\%$$

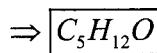
$$\%O = 100 - \%C - \%H = 18,27\%$$

$$3^\circ) M = 12x + y + 16z$$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200} = 5$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \cdot M}{100} = 12$$

$$z = \frac{M - 12x - y}{16} = 1$$



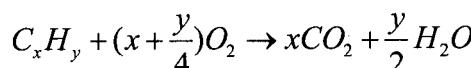
5

Le volume de l'hydrocarbure est  $V = 10 \text{ cm}^3$

Le volume de dioxygène nécessaire  $V_2 = 50 \text{ cm}^3$

Le volume de dioxyde de carbone dégagé :  $V_3 = 30 \text{ cm}^3$

1°) Équation de la réaction de combustion :



2°) D'après l'équation on a :

$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

$$\Rightarrow x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_y}} \text{ avec } \begin{cases} n_{CO_2} = \frac{V_{CO_2}}{V_m} = \frac{V_3}{V_m} \\ n_{C_xH_y} = \frac{V}{V_m} \end{cases}$$

$$\Rightarrow x = \frac{\frac{V_3}{V_m}}{\frac{V}{V_m}} = \frac{V_3}{V} = 3$$

$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{O_2}}{x + \frac{y}{4}}$$

$$\Rightarrow x + \frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n_{C_xH_y}}$$

$$\text{Avec } n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = \frac{V_2}{V_m}$$

$$\Rightarrow x + \frac{y}{4} = \frac{V_2}{V}$$

$$x + \frac{y}{4} = \frac{V_2}{V}$$

$$\Rightarrow y = 4 - \left( \frac{V_2}{V} - x \right) \Rightarrow \boxed{y = 8}$$

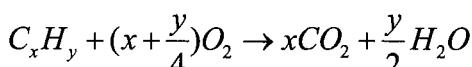
La formule brute est donc  $\boxed{C_3H_8}$

Elle correspond à un hydrocarbure saturé (Alcane)

La formule semi développée est  $CH_3 - CH_2 - CH_3$  c'est le propane.



1°) L'équation de la réaction de combustion



2°) Alcène : hydrocarbure de formule brute  $C_xH_{2x}$  il suffit donc de montrer que

$$y = 2x$$

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{2,2}{44} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{0,9}{18} = 0,05\text{ mol}$$

$$\Rightarrow n_{CO_2} = n_{H_2O}$$

or d'après l'équilibre de l'équation :

$$\frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow \frac{1}{x} = \frac{2}{y} \Rightarrow y = 2x$$

Il s'agit donc d'un alcène

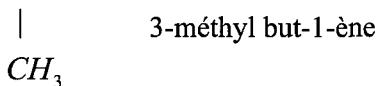
$$3^\circ) M = xM_C + 2xM_H \\ = 12x + 2x = 14x$$

$$\rightarrow x = \frac{M}{14} = 5 \text{ la formule est donc } C_5H_{10}$$

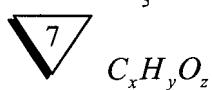
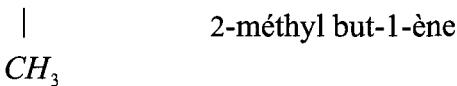
$$4^\circ) CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3 \text{ pent-1-ène}$$

$$CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3 \text{ pent-2-ène}$$

$$CH_2 = CH - CH - CH_3$$



$$CH_2 = C - CH_2 - CH_3$$



$$1^\circ) d_{liquide/eau} = \frac{\rho_{liquide}}{\rho_{eau}}$$

$$\Rightarrow \rho_{liquide} = d \cdot \rho_{eau} = 0,8 \text{ g.cm}^{-3}$$

$$\text{or } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V \\ = 0,8 \times 6,25$$

$$\Rightarrow m = 5 \text{ g}$$

$$2^\circ) m_C = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \cdot M_C \text{ et } \%C = \frac{m_C}{m_E} \times 100$$

$$\Rightarrow \%C = \frac{m_{CO_2} \cdot M_C \times 100}{M_{CO_2} \cdot m_E} \quad \%C = 60\%$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100 \quad \text{avec} \quad m_H = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \cdot M_H$$

$$\Rightarrow \%H = \frac{2 \cdot m_{H_2O} \cdot M_H \times 100}{m_E \times M_{H_2O}}$$

$$\Rightarrow \%H = 13,33\%$$

$$\%O = 100 - \%C - \%H = 26,67\%$$

$$3^\circ) d_{vapeur/air} = \frac{M}{29}$$

$$\Rightarrow M = 29 \cdot d = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{1200} = 3$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \cdot M}{100} = 8$$

$$M = 12x + y + 16z \rightarrow z = \frac{M \cdot 12x - y}{16}$$

$$z = 1$$

$$\Rightarrow (A): C_3H_8O$$

$$\sqrt[8]{1^\circ) \%H = \frac{m_H}{m_E} \times 100 \Rightarrow m_H = \frac{\%H \cdot m_E}{100} = 0,4 \text{ g}}$$

$$m_C = m_E - m_H = 2,8 - 0,4 = 2,4 \text{ g}$$

$$2^\circ) n_C = n_{CO_2}$$

$$\Rightarrow \frac{m_C}{M_C} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V = \frac{m_C}{M_C} \cdot V_m$$

$$V = 4,8 \text{ L}$$

$$n_H = 2n_{H_2O}$$

$$\frac{m_H}{M_H} = 2 \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$\Rightarrow m = \frac{m_H \cdot M_{H_2O}}{2 \cdot M_H} \quad m = 3,6g$$

3°) a/  $M = 29.d = 56g.mol^{-1}$

$$\%C = 100 - \%H = \frac{12x}{M} \times 100$$

$$\Rightarrow x = \frac{\%C.M}{1200} = \frac{(100 - \%H) \times 100}{1200}$$

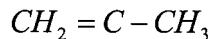
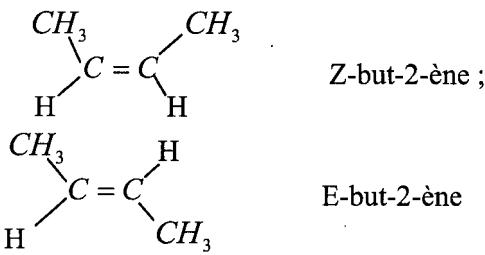
$$x = 4$$

$$M = 12x + y \Rightarrow y = M - 12x \\ = 8$$

Hydrocarbure est  $C_4H_8$

b/ L'hydrocarbure appartient à la famille des alcènes car sa formule brute s'écrit de la forme  $C_nH_{2n}$ .

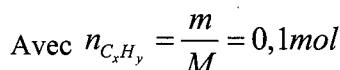
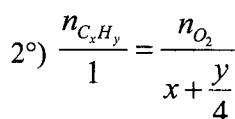
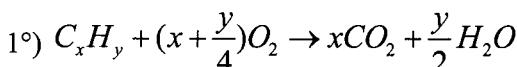
c/  $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$  but-1-ène



Méthyl propène



9



$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_m} = 0,85 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow 0,1 = \frac{0,85}{x + \frac{y}{4}} \Rightarrow \boxed{x + \frac{y}{4} = 8,5} \quad \textcircled{1}$$

$$M = 12x + y = 82 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \begin{array}{l} \textcircled{1} \left\{ \begin{array}{l} x + \frac{y}{4} = 8,5 \\ 12x + y = 82 \end{array} \right. \Rightarrow \begin{array}{l} \textcircled{1} \left\{ \begin{array}{l} 4x + y = 34 \\ 12x + y = 82 \end{array} \right. \\ \textcircled{2} \end{array} \end{array}$$

$$\textcircled{2} - \textcircled{1} \Rightarrow 8x = 48 \Rightarrow x = 6$$

$$y = M - 12x = 10$$

$$\Rightarrow C_6H_{10}$$



1.



$$m_C = 6 \times m_H$$

$$m_O = 8 \times m_H$$

$$d = 2,07$$

$$d = \frac{M}{29} \rightarrow M = d \times 29$$

$$M = 60,63 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M = 12x + y + 16z$$

$$m_C = 6 \times m_H$$

$$12x = 6 \times y \Rightarrow \boxed{y = 2x}$$

$$m_O = 8 \times m_H$$

$$16z = 8 \times y$$

$$\boxed{y = 2z} \quad \text{d'où } x = z$$

$$M = 6y + y + 8y$$

$$M = 15y$$

$$\boxed{y = \frac{60}{15} = 4} \Rightarrow x = z = 2 \Rightarrow \boxed{C_2H_4O_2}$$

2.

$$x = \frac{\%C \times M}{1200}$$

$$\%C = \frac{x \times 1200}{M} = \frac{2 \times 1200}{60} = 40\%$$

$$\%H = \frac{y \times 100}{M} = \frac{400}{60} = 6,66\%$$

$$\%O = 100 - 6,66 - 40 = 53,34\%$$

11

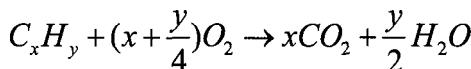
$$V_{O_2} = 0,06L$$

$$V_{C_xH_y} = 0,01L$$

Après passage de l'étincelle et refroidissement :

$$\rightarrow V' = 0,045L \rightarrow V'' = 0,03L \rightarrow CO_2 \quad V''' = 0,015L \rightarrow O_2$$

Équation de la réaction de combustion :



$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

$$x = \frac{n_{CO_2}}{n_{C_xH_y}} = \frac{V''}{V_M} \times \frac{V_M}{0,01} = \frac{0,03}{0,01} = 3$$

$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{O_2}}{x + \frac{y}{4}}$$

$$x + \frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n}$$

$$\frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n} - x$$

$$y = \left( \frac{n_{O_2}}{n} - x \right) \times 4$$

$$y = 6$$

Composé  $C_3H_6$



## LES ALCOOLS ALIPHATIQUES SATURES

\* Un monoalcool aliphatique saturé est un composé oxygéné dont la chaîne carbonée est ouverte et elle renferme un groupement  $-OH$  appelé groupement hydroxyle.

\* Le carbone qui porte le groupement hydroxyle s'appelle le carbone fonctionnel.

\* La formule générale d'un alcool est  $C_nH_{2n+1}-OH$

\* La formule brute est  $C_nH_{2n+2}O$

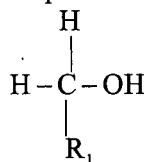
\* La masse molaire d'un alcool est  $M = nM_C + (2n+2)M_H + M_O$

$$M = 14n + 18$$

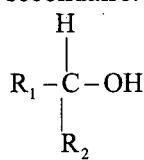
\* Classes d'un alcool :

La classe d'un alcool dépend du nombre d'atomes de carbone liés au carbone fonctionnel.

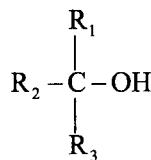
Si le carbone fonctionnel est lié au moins à deux atomes d'hydrogène : l'Alcool est primaire.



Si le carbone fonctionnel est lié à un seul atome d'hydrogène : l'Alcool est secondaire.



Si le carbone fonctionnel n'est lié à aucun atome d'hydrogène : l'alcool est tertiaire.



\* Nomenclature des alcools :

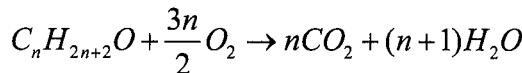
Le nom d'un alcool s'obtient à partir du nom de l'alcane correspondant en remplaçant la terminaison « ane » par « ol » précédé entre tirets ; de l'indice du carbone fonctionnel.

La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le carbone fonctionnel.

Elle est numérotée de façon que l'indice du carbone fonctionnel soit le plus petit possible.

\* Propriétés chimiques des alcools :

• Combustion complète des alcools :

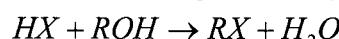


• Remarque :

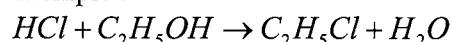
La combustion est une oxydation brutale qui détruit la chaîne carbonée du composé. Elle est dite réaction de destruction.

• Réaction des alcools avec les acides halogénés :

Les alcools réagissent dans les conditions opératoires appropriées avec les hydrides halogénés  $HX$  ( $HCl$ ;  $HF$ ;  $HI$ ) selon l'équation chimique suivante :



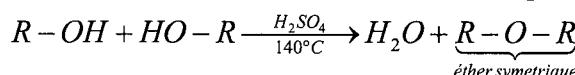
Exemple :



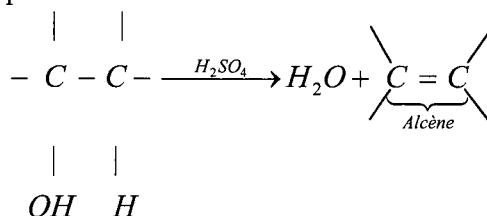
• Déshydratation des alcools :

La déshydratation intermoléculaire consiste à éliminer une molécule d'eau à partir de deux molécules d'alcool.

Elle se produit uniquement avec les alcools primaires et secondaires en présence d'un catalyseur tel que l'acide sulfurique  $H_2SO_4$  à  $140^\circ C$  selon l'équation :



La déshydratation intermoléculaire consiste à éliminer une molécule d'eau à partir d'une seule molécule d'alcool selon l'équation.



En présence de l'acide sulfurique comme catalyseur, la déshydratation des alcools tertiaires se fait à  $50^\circ C$ , celle des alcools secondaires à  $100^\circ C$  et à  $180^\circ C$  pour les alcools primaires.

• Oxydation ménagée des alcools :

\* L'oxydation ménagée des alcools est une oxydation douce qui s'effectue sans rupture de la chaîne carbonée. L'oxygène utilisé dans l'oxydation ménagée des

alcools peut provenir de l'air ou bien d'autres oxydants, comme les ions bichromates ( $Cr_2O_7^{2-}$ ) ou les ions permanganate ( $MnO_4^-$ ).

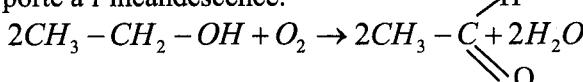
\* Oxydation ménagée d'un alcool primaire :

L'oxydation ménagée d'un alcool primaire conduit à la formation d'un aldéhyde (qui donne un précipité jaune avec le 2,4 D.N.P.H et qui rosit le réactif de schiff)

Si l'oxydant est en excès, l'aldéhyde est à son tour oxydé en acide carboxylique (qui rougit un papier pH)

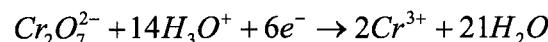
\* Exemple 1 :

L'oxydation ménagée de l'éthanol par l'oxygène de l'air en présence du cuivre porté à l'incandescence.



\* Remarque :

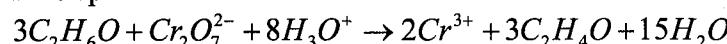
En milieu acide, les ions bichromate  $Cr_2O_7^{2-}$  de couleur orangé subissent une réduction et se transforment en ions  $Cr^{3+}$  de couleur vert selon l'équation :



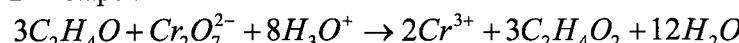
Exemple 2 :

L'équation de l'oxydation ménagée de l'éthanol par les ions bichromate en milieu acide s'écrit :

1<sup>ère</sup> étape :

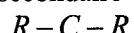


2<sup>ème</sup> étape :



• Oxydation ménagée d'un alcool secondaire :

L'oxydation ménagée d'un alcool secondaire se fait en une seule étape et



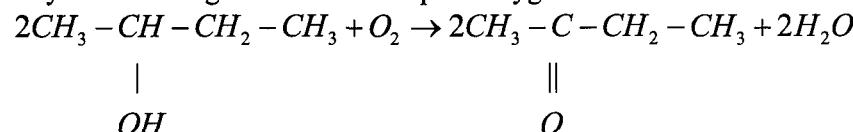
conduit à la formation d'une cétone      ||      (qui donne un précipité jaune



avec le 2,4 D.N.P.H et qui est sans action sur le réactif de schiff).

Exemple :

Oxydation ménagée du butan-2-ol par l'oxygène de l'air.



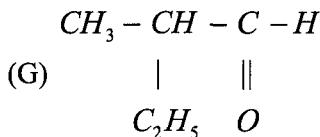
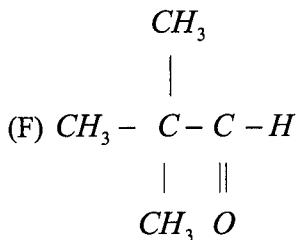
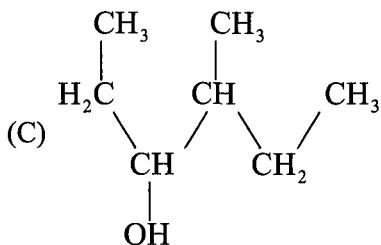
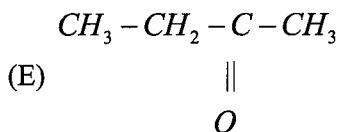
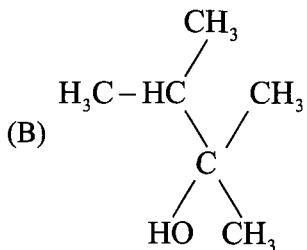
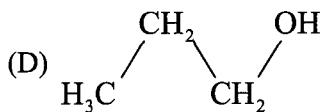
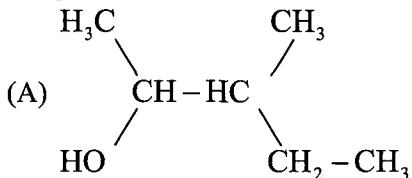
• Oxydation ménagée des alcools tertiaires :

Les alcools tertiaires ne s'oxydent pas.

# ÉNONCÉS

1

Donner le nom de chacune des substances suivantes et préciser la classe de chaque alcool :



2

Compléter le tableau suivant :

Formule brute	Formule semi-développée	Nom et classe
	$  \begin{array}{c}  CH_3 \\    \\  CH_3 - C - OH \\    \\  CH_3  \end{array}  $	
	$  \begin{array}{c}  CH_3 \\    \\  CH_3 - CH_2 - CH - C - CH_3 \\    \quad   \\  OH \quad CH_3  \end{array}  $	
		2-méthyl butan-2ol
		4-méthyl hexan-3-ol
	$  \begin{array}{c}  C_2H_5 \\    \\  C_3H_7 - C - OH \\    \\  C_2H_5  \end{array}  $	
		2,3- diméthyl hexan-3-ol
	$  \begin{array}{c}  C_2H_5 \\    \\  CH_3 - CH - CH - CH_3 \\    \\  OH  \end{array}  $	

3

Deux alcools aliphatiques saturés isomères ( $A_1$ ) et ( $A_2$ ) ont une même masse molaire  $M = 74 \text{ g.mol}^{-1}$

1°) Montrer que leur formule brute est  $C_4H_{10}O$ .

2°) On réalise leur oxydation ménagée par une solution de bichromate de potassium acidifiée.

( $A_1$ ) ne donne rien.

( $A_2$ ) donne un composé ( $B_2$ )

( $B_2$ ) donne un test positif avec le D.N.P.H et un test négatif avec le réactif de schiff.

a- Préciser en le justifiant la classe de chacun des alcools ( $A_1$ ) et ( $A_2$ ).

b- Donner la formule semi-développée et le nom de ( $B_2$ ).

c- Donner la formule semi développée et le nom de ( $A_1$ ) et ( $A_2$ )

4

L'analyse quantitative d'un monoalcool saturé A a montré qu'il contient 21,62% en masse d'oxygène.

1°) Donner la formule d'un monoalcool saturé en fonction du nombre n de carbone.

2°) Déterminer la formule brute de A

3°) Ecrire les formules semi-développées correspondantes.

4°) L'oxydation ménagée de l'isomère  $A_1$  de A en présence de cuivre donne un composé B qui donne un précipité jaune avec le D.N.P.H mais qui est sans action sur le réactif de schiff.

a- Préciser en le justifiant la nature de B.

b- Déduire le nom et la classe de  $A_1$ .

c- Ecrire l'équation chimique de la réaction d'oxydation de  $A_1$ .

5°) L'isomère  $A_2$  de A est sans action sur le bichromate de potassium acidulé.

Préciser sa classe et son nom.

5

Un flacon porte l'indication << Alcool  $C_4H_{10}O$  >>

1°) Dire pourquoi cette indication est insuffisante pour savoir quel est l'alcool contenu dans ce flacon.

2°) Le tableau suivant regroupe les alcools isomères de formule brute  $C_4H_{10}O$ .

Alcool	(A)	(B)	(C)	(D)
Formule semi développée	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$		$CH_3 - CH - CH_2 - OH$   $CH_3$	
Noms		Butan-2-Ol		2-méthylpropan-2-Ol
Classe de l'alcool	Primaire			

Reproduire et compléter ce tableau.

3°) Pour déterminer la classe de l'alcool contenu dans le flacon, on réalise son oxydation ménagée par une solution de bichromate de potassium  $K_2Cr_2O_7$  en milieu acide.

On obtient un produit (E) qui donne :

\* un précipité jaune avec le 2,4 -dinitrophénylhdroazine (2,4-DNPH) ;

\* une coloration rose avec le réactif de schiff.

a – Préciser en le justifiant :

\* le groupe fonctionnel et la famille du produit (E) ;

\* la classe de l'alcool contenu dans le flacon.

b – Parmi les alcools ( A ) , ( B ) , ( C ) et ( D ) , préciser ceux dont le produit de l'oxydation ménagée donne les résultats précédents avec le 2,4-DNPH et le réactif de schiff .

4°) Sachant que l'alcool contenu dans le flacon est à chaîne carbonée ramifiée :

a - Identifier cet alcool ;

b – Ecrire l'équation de la réaction en formule brute.

c – Donner la formule semi développée de (E)

 6

On donne :  $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ ,  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

On réalise la combustion complète de 9,2 g d'un composé oxygène (A) :  $C_xH_yO_z$  ; On obtient 9,6 L de dioxyde de carbone et 10,8g d'eau.

1°) Ecrire l'équation de la réaction en fonction de x, y et z.

2°) Sachant que la masse molaire du composé est  $M=46 \text{ g.mol}^{-1}$  déterminer sa formule brute.

3°) Sachant que (A) n'est pas alcool et qu'ont peut l'obtenir à partir de la déshydratation d'un alcool (B).

Donner le nom et la classe de l'alcool (B).

Ecrire l'équation de la réaction de déshydratation en précisant les conditions expérimentales.

 7

1°) On dispose d'un monoalcool primaire (A) aliphatique et saturé. On fait la combustion complète de 7,4g de (A) avec le dioxygène, à la fin de la réaction on obtient 9,6L d'un gaz qui trouble l'eau de chaux.

a- Ecrire l'équation de la réaction en formules brutes générales.

b- Déterminer la formule brute de cet alcool.

c- Ecrire les formules semi-développées des différents isomères des alcools correspondants.

2°) Nommer l'alcool (A) sachant que sa chaîne carbonée est ramifiée.

3°) Soient ( $A_1$ ) et ( $A_2$ ) deux isomères de l'alcool (A).

a- Sachant que l'oxydation ménagée de ( $A_1$ ) par le bichromate de potassium en milieu acide conduit à un composé (B) qui donne un précipité jaune avec la D.N.P.H mais sans action sur le réactif de schiff.

\*Préciser la famille de (B) ainsi que la classe de ( $A_1$ )

\*Ecrire l'équation de la réaction d'oxydation ménagée de ( $A_1$ ) avec l'ion bichromate en milieu acide et nommer les composés ( $A_1$ ) et (B).

b- L'oxydation ménagée de ( $A_2$ ) avec l'ion bichromate en milieu acide ne donne rien.

\*Préciser la classe et le nom de ( $A_2$ ).

\*Ecrire l'équation de la déshydratation intermoléculaire de ( $A_2$ ) et nommer le produit obtenu.

8

Un mono alcool aliphatique saturé de masse molaire :  $M = 88 \text{ g. mol}^{-1}$  a huit isomères : A, B, C, D, E, F, G et H.

Sur des prélèvements de A, B, C, D et E on ajoute quelques gouttes d'une solution acidifiée de bichromate de potassium, on obtient les résultats suivants :

Alcool	Composé (s) obtenu (s)
A	$A_1$ puis $A_2$
B	B
C	$C_1$
D	$D_1$
E	$E_1$ puis $E_2$

1 °) Identifier en justifiant la réponse l'alcool B en donnant sa formule semi-développée et son nom.

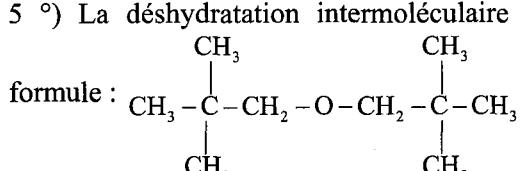
2 °) Quelle est l'action de la DNPH et du réactif de schiff sur chacun des composés :  $A_1$ ,  $A_2$ ,  $C_1$ ,  $D_1$ ,  $F_1$  et  $F_2$ .

3 °) Sachant que D est à chaîne carbonée linéaire :

Donner les formules semi-développées et les noms possibles de : D et  $D_1$ .

4 °) Les deux alcools A et C sont obtenues par hydratation du : 3 - méthyl but- 1 - ène  
chercher les formules semi-développées et les noms de A et C .

5 °) La déshydratation intermoléculaire de E donne un éther – oxyde de



Donner les formules semi-développées et les noms de E,  $E_1$  et  $E_2$  .

On donne :  $M_c = 12 \text{ g. mol}^{-1}$ ;  $M_o = 16 \text{ g. mol}^{-1}$ ;  $M_H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$ ;  
 $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$  .

# CORRIGÉS

1

- (A) : 3-méthylpentan-2-ol (Alcool IIaire)  
 (B) : 2,3-diméthylbutan-2-ol (Alcool IIIaire)  
 (C) : 4-méthylhexan-3-ol (Alcool IIaire)  
 (D) : propan-1-ol (Alcool Ière)  
 (E) : butan-2-one (cétone)  
 (F) : 2,2-diméthyl propanal (aldéhyde)  
 (G) : 2-méthyl butan -1-al (aldéhyde)

2

Formule brute	Formule semi-développée	Nom et classe
$C_4H_{10}O$	$  \begin{array}{c}  CH_3 \\    \\  CH_3 - C - OH \\    \\  CH_3  \end{array}  $	Méthylpropan-2-ol (tertiaire)
$C_7H_{16}O$	$  \begin{array}{c}  CH_3 \\    \\  CH_3 - CH_2 - CH - C - CH_3 \\    \quad   \\  OH \quad CH_3  \end{array}  $	2,2-diméthylpentan -3-ol (secondaire)
$C_5H_{12}O$	$  \begin{array}{c}  CH_3 \\    \\  CH_3 - C - CH_2 - CH_3 \\    \\  OH  \end{array}  $	2-méthylbutan-2ol (tertiaire)
$C_7H_{16}O$	$  \begin{array}{c}  CH_3 - CH_2 - CH - CH - CH_2 - CH_3 \\    \quad   \\  OH \quad CH_3  \end{array}  $	4-méthylhexan-3-ol (secondaire)

$C_8H_{18}O$	$  \begin{array}{c}  C_2H_5 \\    \\  C_3H_7 - C - OH \\    \\  C_2H_5  \end{array}  $	3-éthylhexan-3-ol III <sup>aire</sup>
$C_8H_{18}O$	$  \begin{array}{c}  CH_3 \quad CH_3 \\    \qquad   \\  CH_3 - CH - C - CH_2 - CH_2 - CH_3 \\    \\  OH  \end{array}  $	2,3-diméthylhexan-3-ol III <sup>aire</sup>
$C_6H_{14}$	$  \begin{array}{c}  C_2H_5 \\    \\  CH_3 - CH - CH - CH_3 \\    \\  OH  \end{array}  $	3-méthylpentan-2-ol III <sup>aire</sup>

3

1°) Alcool  $C_nH_{2n+2}O$

$$M = n.M_C + (2n+2)M_H + M_O$$

$$M = 12n + 2n + 2 + 16 = 14n + 18$$

$$\rightarrow n = \frac{M - 18}{14} = 4$$

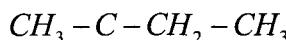
La formule brute est  $C_4H_{10}O$

2°) a/ ( $A_1$ ) ne s'oxyde pas : c'est un alcool tertiaire.

( $A_2$ ) s'oxyde en donnant ( $B_2$ )

( $B_2$ ) est une cétone car elle donne un précipité jaune avec le D.N.P.H et ne rosit pas le réactif de schiff et par conséquent ( $A_2$ ) est un alcool secondaire.

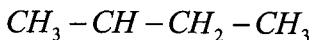
b/ ( $B_2$ ) est un cétone à 4 atomes de carbone.



||

$O$

Butan-2-one

c/ ( $A_1$ ):  $CH_3 - C - OH$  méthylpropan -2-ol $(A_2)$ :  $\begin{array}{c} | \\ OH \end{array}$  butan -2-ol1°) Alcool:  $C_nH_{2n+2}O$ 

$$2^\circ) M = nM_c + (2n+2)M_H + M_o$$

$$M = 14n + 2 + 16 = 14n + 18$$

$$\%O = \frac{16}{M} \times 100 \Rightarrow \%O = \frac{16}{(14n+18)} \times 100$$

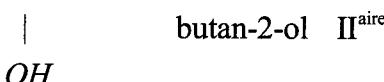
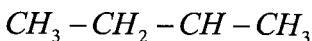
$$\Rightarrow \%O(14n+18) = 1600$$

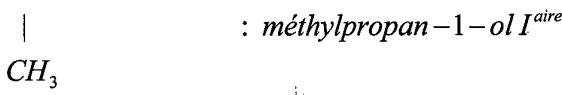
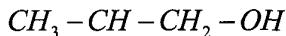
$$\Rightarrow \%O \times 14n + 18 \times \%O = 1600$$

$$\Rightarrow \boxed{n = \frac{1600 - (18 \times \%O)}{\%O \times 14}} \text{ ce qui donne } n = 4$$

$$\Rightarrow (A): C_4H_{10}O$$

3°)

 $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$  : butan-1-ol I<sup>aire</sup> $CH_3 - C - CH_3$  : méthylpropan -2 - ol III<sup>aire</sup>

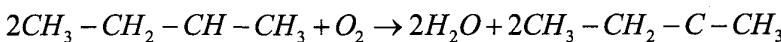


4°) a/ (B) donne un pr\'ecipit\'e jaune avec le D.N.P.H → (B) renferme le  
groupement carbonyle  $\begin{array}{c} - C - \\ || \\ O \end{array}$

(peut \'et\^re un ald\'ehyde ou une c\'etone) (B) est sans action sur le r\'eactif de schiff.  
⇒ Il ne s'agit pas d'un ald\'ehyde. (B) est donc une c\'etone.

b/ ( $A_1$ ) est donc un alcool secondaire puisque son oxydation m\'enag\'ee conduit \\'a une c\'etone.

( $A_1$ ) : butan-2-ol

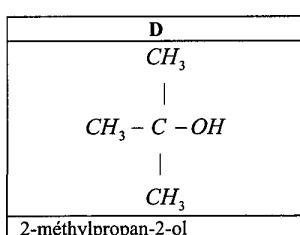


5°) ( $A_2$ ) ne s'oxyde pas : c'est un alcool tertiaire.

( $A_2$ ) : m\'ethyl propan -2-ol

 1°) L'indication " $C_4H_{10}O$ " est insuffisante pour savoir quel alcool est contenu dans ce flacon : car \\'a cette formule brute correspondent plusieurs isom\`eres.  
2°)

Alcool	A	B	C
Formule semi-d\'evelopp\'ee	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$	$CH_3 - CH_2 - CH - CH_3$   OH	$CH_3 - CH - CH_2 - OH$   $CH_3$
Nom	Butan-1-ol	Butan-2-ol	M\'ethylpropan-1-ol
Classe de l'alcool	I <sup>aire</sup>	II <sup>aire</sup>	I <sup>aire</sup>



III<sup>e</sup> aire

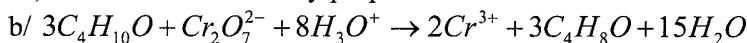
3°) (E) donne un précipité jaune avec le 2,4 D.N.P.H  $\Rightarrow$  (E) renferme le  
groupement carbonyl  $\begin{array}{c} -C- \\ || \\ O \end{array}$

(E) : rosit le réactif de schiff  $\Rightarrow$  c'est un aldéhyde  $\begin{array}{c} (E): R-C-H \\ || \\ O \end{array}$

a/ L'alcool contenu dans le flacon est un alcool primaire.

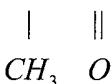
b/ (A) et (C) sont des alcools primaires leurs produits donnent les résultats précédents.

4°) a/ L'alcool est le méthylpropan-1-ol



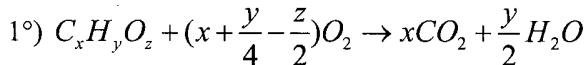
c/ (E) : aldéhyde à 4 atomes de carbone à chaîne carbonée ramifiée puisqu'il provient d'un alcool primaire à chaîne ramifiée.

(E) :  $CH_3 - CH - C - H$



Remarque :

Le nom de E est méthylpropanal.



2°)  $nC_xH_yO_z = \frac{nCO_2}{x} \Rightarrow \boxed{x = \frac{nCO_2}{nC_xH_yO_z}}$

Avec  $nCO_2 = \frac{V}{V_m} = 0,4mol$

$$n_{C_xH_yO_z} = \frac{mC_xH_yO_z}{M} = 0,2mol$$

$$\Rightarrow \boxed{x = \frac{V \cdot M}{V_m m_{C_xH_yO_z}}}$$

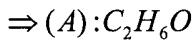
$$x = 2$$

$$n_{C_xH_yO_z} = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow \boxed{y = \frac{2n_{H_2O}}{n_{C_xH_yO_z}}}$$

$$\text{Avec } n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{10,8}{18} = 0,6 \text{ mol}$$

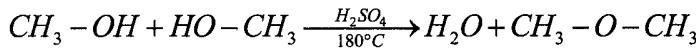
$$\Rightarrow y = 6$$

$$M = 12x + y + 16z \Rightarrow z = \frac{M - 12x - y}{16} = 1$$



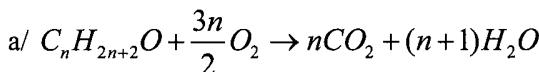
3°) (A) n'est pas un alcool.

(A) Peut être obtenue à partir de la déshydratation intermoléculaire d'un alcool (B) qui est le méthanol  $CH_3-OH$  (I<sup>aire</sup>) l'équation de la réaction est :





1°) (A) : alcool I<sup>aire</sup> :  $C_nH_{2n+2}O$



b/  $n_A = \frac{n_{CO_2}}{n}$

avec  $n_A = \frac{m}{M} = \frac{m}{14n+18}$

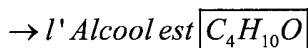
$$n_{CO_2} = \frac{V}{V_m} = 0,4 \text{ mol}$$

$$\frac{7,4}{14n+18} = \frac{0,4}{n}$$

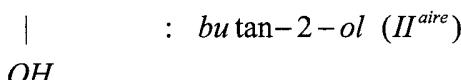
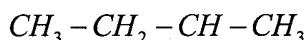
$$\Rightarrow 7,4n = 0,4(14n+18)$$

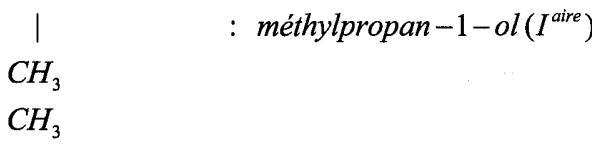
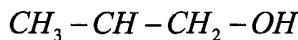
$$\Rightarrow 7,4n = 5,6n + 7,2$$

$$\Rightarrow 1,8n = 7,2 \rightarrow n = \frac{7,2}{1,8} = 4$$



c/  $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$  : bu tan-1 ol (I<sup>aire</sup>)

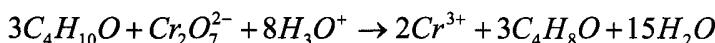




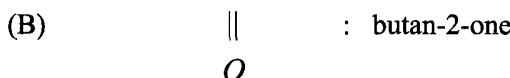
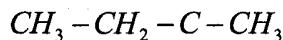
2°) (A) est un alcool I<sup>aire</sup> à chaîne ramifiée  $\Rightarrow$  (A) : *méthylpropan-1-ol*

3°) a/ (B) est une cétone

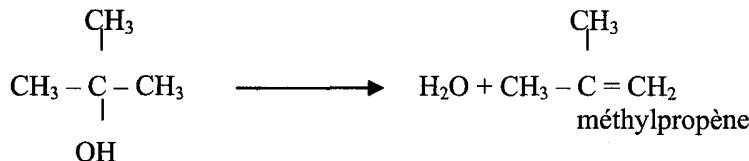
(A<sub>1</sub>) est un alcool secondaire.



(A<sub>1</sub>) : butan-2-ol



b/ (A<sub>2</sub>) : ne s'oxyde pas  $\Leftrightarrow$  (A<sub>2</sub>) alcool tertiaire, c'est le *méthylpropan-2-ol*



*Méthylpropène* : c'est un alcène (décolore l'eau de Brome)



1°) Alcool :  $C_nH_{2n+2}O$

$$M = 12n + 2n + 2 + 16 = 14n + 18$$

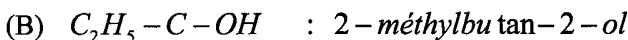
$$n = \frac{M - 18}{14} = 5$$



(B) Ne s'oxyde pas : c'est un alcool tertiaire.



|



|



2°)

Composé	$A_1$	$A_2$	$C_1$	$D_1$	$E_1$	$E_2$
Test avec le réactif de schiff	+	-	-	-	+	-

(+) : rosit le réactif de schiff

(-) : ne rosit pas le réactif de schiff.

3°) (D) Alcool secondaire à 5 atomes de carbone et à chaîne linéaire (non ramifiée)

(D) peut être :



|



pen tan-2-ol



Ou



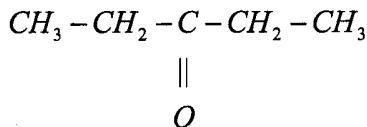
pen tan-3-ol

(D<sub>1</sub>) peut être donc :

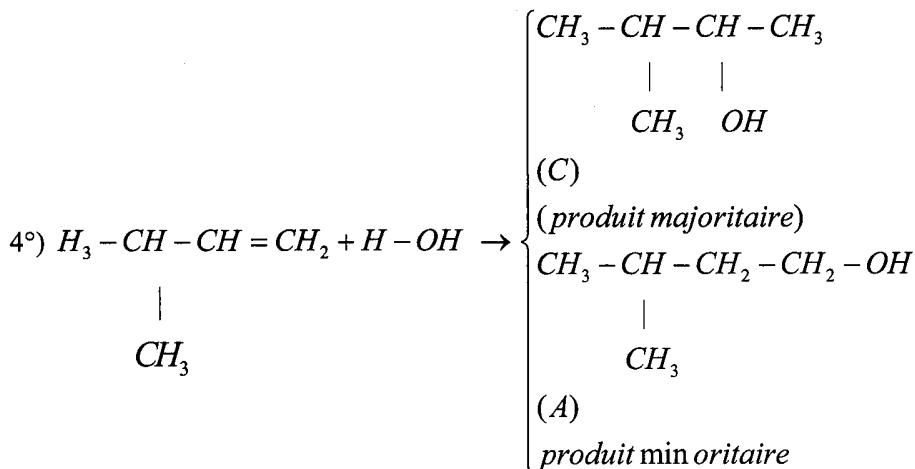


pen tan-2-one

Ou

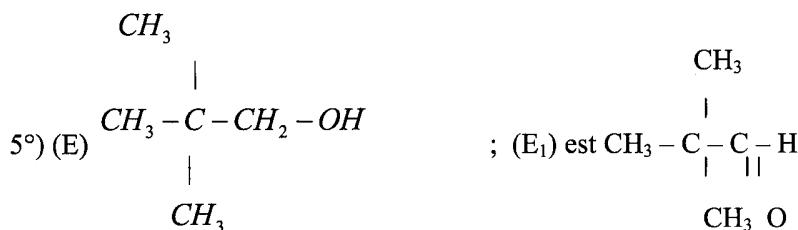


pentan-3-one



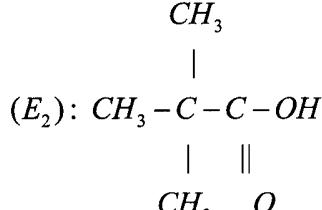
(A) est donc 3-méthylbutan-1-ol

(C) est : 3-méthylbutan-2-ol



2,2-diméthylpropan-1-ol

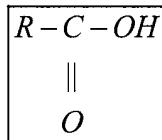
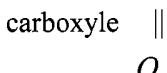
2,2-diméthylpropanal



acide 2,2-diméthylpropanoïque

## LES ACIDES CARBOXYLIQUES

\* Un acide carboxylique est un composé oxygéné qui renferme un groupement  $-C-OH$



\* La formule générale d'un acide carboxylique s'écrit

avec R :

radical alkyle.

\* La formule brute d'un acide carboxylique est  $C_nH_{2n}O_2$

La masse molaire d'un acide carboxylique est  $M = nM_C + 2nM_H + 32$

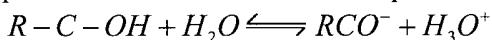
$$M = 14n + 32$$

\* Nomenclature des acides carboxyliques :

- Le nom d'un acide carboxylique s'obtient à partir du nom de l'alcane correspondant en remplaçant la terminaison « ane » par « oïque ».
- Le nom de l'acide commence par le mot acide.
- La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le groupement fonctionnel carboxyle, on numérote les carbones de cette chaîne en attribuant l'indice 1 au carbone du groupement fonctionnel.

\* Propriétés chimiques des acides carboxyliques :

- Tous les acides carboxyliques sont des acides faibles : ils s'ionisent partiellement dans l'eau selon l'équation.



$$[H_3O^+] = 10^{-pH} < C$$

Action sur les indicateurs colorés :

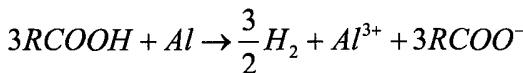
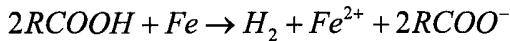
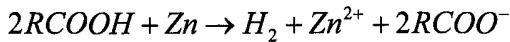
Indicateur	B.B.T	phénolphtaléine	Héliantine
Couleur	vert	incolore	Orangé
Teinte avec une solution d'acide carboxylique	jaune	incolore	Rouge

- Action sur les métaux :

En tenant compte de l'échelle du pouvoir réducteur croissant.

Une solution d'acide carboxylique attaque les métaux Fe ; Zn ; Al mais n'attaque pas le cuivre Cu.

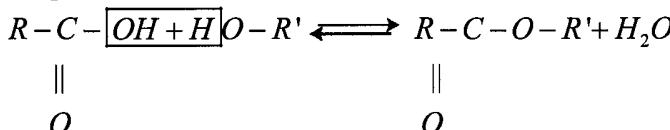
L'équation de la réaction d'une solution d'acide avec les métaux :



- \* Réaction d'estérification :

La réaction entre un acide carboxylique et un alcool est appelée réaction d'estérification car elle donne comme produit un ester et de l'eau.

L'équation de la réaction s'écrit :



- La réaction inverse s'appelle hydrolyse.

- La réaction d'estérification est limitée par l'hydrolyse et aboutit à un état d'équilibre chimique où les 4 composés (acide, alcool, ester et eau) existent à la fois dans des proportions invariables.

- La réaction d'estérification est lente (on peut l'accélérer en utilisant un catalyseur et en augmentant la température).

La réaction d'estérification est athermique.

# ÉNONCÉS



Compléter le tableau suivant :

Formule brute	Formule semi-développée	Nom
	$  \begin{array}{c}  CH_3 - CH_2 - CH - COOH \\    \\  CH_3  \end{array}  $	
	$  \begin{array}{c}  CH_3 \\    \\  CH_3 - C - C - OH \\    \quad    \\  C_2H_5 \quad O  \end{array}  $	
		Acide 3-méthylbutanoïque
	$  \begin{array}{c}  CH_3 - CH_2 - C - O - C_2H_5 \\     \\  O  \end{array}  $	
		Acide 3,4-diméthylpentanoïque
	$  \begin{array}{c}  CH_3 \\    \\  CH_3 - C - CH_2 - CH_3 \\    \\  CH_2 - COOH  \end{array}  $	

	$H - C - O - (CH_2)_2 - CH_3$    O	
		Propanoate d'éthyle

 2

On fait dissoudre une masse  $m = 6 \text{ g}$  d'acide éthanoïque pur dans l'eau distillée de façon à obtenir une solution S de volume  $V = 1 \text{ L}$ .

1 / Déterminer la concentration molaire  $C_a$  de la solution S.

2 / On mesure le pH de cette solution à l'aide d'un pH - mètre ; on trouve  $\text{pH} = 2,9$ .

a – Dire si l'acide éthanoïque est faible ou fort. Justifier la réponse.

b – Ecrire l'équation de son ionisation dans l'eau.

3 / Un volume  $V_1 = 200 \text{ cm}^3$  de (S) est versé sur du zinc solide .

a – Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b – Sachant que le volume du gaz dégagé est égal à  $0,24 \text{ L}$ , déterminer la masse du zinc attaquée.

c – Déterminer la concentration de la solution en ions  $Zn^{2+}$  à la fin de la réaction.

On donne :  $M_{Zn} = 65 \text{ g. mol}^{-1}$  ; volume molaire gazeux  $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$ .

 3

Par dissolution de l'acide éthanoïque dans l'eau on prépare une solution aqueuse (S) de volume  $V = 100 \text{ mL}$  et de concentration  $C = 0,2 \text{ mol. L}^{-1}$ .

1 / Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau.

2 / On introduit une masse  $m = 1,12 \text{ g}$  de limaille de fer dans le volume V de la solution (S).

a – Ecrire l'équation de la réaction.

b – Calculer la masse du fer restant en fin de la réaction.

c – Calculer le volume du dihydrogène dégagé.

On donne :  $F_e = 56 \text{ g. mol}^{-1}$ ,  $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$ .

 4

1 / On fait agir  $100 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration égale à  $0,5 \text{ mol. L}^{-1}$  avec du zinc en excès.

a – Ecrire l'équation de la réaction observée.

b – Indiquer les tests permettant l'identification des produits formés.

c – Calculer le volume du gaz dégagé dans les conditions normales

d – On désire doubler le volume du gaz dégagé pendant la même durée de l'expérience.

Sur quel réactif peut-on agir ?

2 / On fait agir l'acide précédent ( HCOOH ) sur un alcool A.

a – Donner le nom de la réaction et la fonction du produit obtenu.

b – Citer les caractères de cette réaction.

c – L'analyse du produit obtenu a donné la formule brute  $C_2H_4O_2$ .

Donner la formule semi-développée de l'alcool et écrire l'équation de la réaction.

On donne :  $M_H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M_c = 12 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M_o = 16 \text{ g. mol}^{-1}$   
et  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

5

On dispose d'un acide carboxylique ( A ) de masse  $M_A = 88 \text{ g. mol}^{-1}$ .

1 °) Déterminer la formule brute de ( A ).

Donner les formules semi développées et les noms des différents isomères.

2 °) Sachant que ( A ) est à chaîne non ramifiée montrer que l'oxydation ménagée d'un alcool ( B ) par le bichromate de potassium en milieu acide conduit au composé ( A ).

Ecrire les équations des réactions.

3 °) On fait agir l'acide ( A ) sur un alcool ( C ) ; on obtient un ester ( D ) de masse  $M_D = 102 \text{ g. mol}^{-1}$ .

a – Déterminer la formule de l'ester ( D ).

b – Déduire le nom et la formule de l'alcool C.

c – Ecrire l'équation de la réaction préciser ses caractères et donner le nom de l'ester formé.

4 °) On dissout l'acide ( A ) dans l'eau de façon à obtenir une solution  $S_A$  de molarité  $C_A = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$ . On mesure le pH de la solution  $S_A$ , on trouve  $\text{pH} = 2,9$ .

a – Interpréter ce résultat.

b - Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide.

5 °) On fait réagir 1,96 g de zinc avec la solution  $S_A$  en excès .

a – Ecrire l'équation de la réaction.

b – Calculer le volume du gaz dégagé.

c – Calculer la masse du solide obtenu après vaporisation de la solution.

On donne :  $C = 12 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $O = 16 \text{ g. mol}^{-1}$  ;

$Zn = 65,4 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$ .

6

On donne les masses molaires atomiques :

$M_H = 1 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M_C = 12 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M_{Al} = 27 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M_0 = 16 \text{ g. mol}^{-1}$

Le volume molaire  $V_M = 24 \text{ L. mol}^{-1}$

On considère un monoacide carboxylique aliphatique saturé A comportant n atomes de carbone.

On fait dissoudre  $m=1,1\text{g}$  de cet acide dans l'eau pour obtenir une solution (S) de volume  $V=500\text{mL}$  de concentration molaire  $C_A = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

1°) a- Donner la formule brute générale d'un monoacide carboxylique aliphatique saturé.

b- Montrer que la formule brute de A est  $C_4H_8O_2$

c- Chercher les formules semi-développées relatives à cette formule brute et nommer les isomères acides.

d- Sachant que la chaîne carbonée de A est ramifiée, identifier A.

2°) Ecrire l'équation de dissociation ionique de A dans l'eau. Préciser les entités chimiques présentes dans (S).

3°) On fait réagir un volume  $V_1 = 50\text{mL}$  de (S) avec une masse  $m = 0,24\text{g}$  d'aluminium.

a- Ecrire l'équation de la réaction.

b- Déterminer le volume du gaz dégagé et la concentration de la solution en ion  $Al^{3+}$ .

 7

On donne :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ ;  $M(Zn) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$ .

On considère les composés isomères A et B de formule brute  $C_3H_6O_2$ .

1) Le composé A est soluble dans l'eau, sa solution a un pH inférieur à 7.

a) Identifier ce corps en précisant sa fonction, son nom et sa formule semi-développée.

b) Ecrire l'équation de dissolution du composé A dans l'eau.

2) L'action d'un échantillon d'une solution aqueuse de A de volume V, de concentration  $C=0,2 \text{ mol.l}^{-1}$  sur un excès de zinc, donne 24 mL de gaz.

a) Ecrire l'équation de la réaction et donner les noms des produits formés

b) Calculer le volume V de la solution A.

c) Déterminer la masse de zinc nécessaire pour cette réaction.

3) Le composé B est obtenu à partir de la réaction du méthanol avec un acide carboxylique.

a) Donner le nom de cette réaction chimique. Préciser ses caractères.

b) Ecrire l'équation de cette réaction en précisant le nom de chaque composé.

 8

L'analyse quantitative d'un acide carboxylique (A) montre qu'il contient 36,36 % en masse d'oxygène

1°) a - Montrer que la formule brute de (A) est  $C_4H_8O_2$ .

b – Donner les formules semi développés et les noms des isomères possibles de (A).

2°) On fait réagir (A) avec un alcool (B) on obtient un ester de formule semi développée :  $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{CH}}} - \underset{\text{O}}{\underset{||}{\text{C}}} - \text{O} - \text{CH}_3$



a– Déduire la formule semi développée et le nom de ( B ).

b – Ecrire l'équation de la réaction préciser ses caractères.

3°) On prépare deux solutions aqueuses de même concentration molaire C:

(S) : Solution de l'acide (A) .

(S') : Solution d'acide chlorhydrique.

On mesure leurs pH on trouve : pH = 2,9 et pH' = 1.

a- Interpréter ces résultats et déduire C.

b- Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide.

9

Les esters dégagent souvent des odeurs plaisantes et fruitées.

Aussi l'industrie alimentaire les utilise pour reproduire artificiellement l'arôme des fruits.

Ainsi un arôme de pomme est composé à partir de produits de synthèse identiques aux produits naturels parmi lesquels les composés suivant :

Pentanoate de pentyle, éthanal, chloroforme (trichloroéthane), éthanoate d'éthyle, glyciol...

La parfumerie industrielle les emploie également mais dans les parfums et les eaux de toilettes bon marché. En effet, leur dégradation, sous l'action de l'acidité de la sueur, régénère l'alcool et l'acide procureuses de l'ester et ceux-ci ont généralement une odeur lui-même.

1) a- Relever dans le texte les noms des esters qu'entrent dans la composition de l'arôme de pomme

b- Ecrire les formules semi développées et les noms de l'alcool et de l'acide dont ils proviennent.

2) a- Quelle réaction chimique est visée par le mot « dégradation » ?

b- Ecrire son équation dans le cas général d'un ester quelconque

c- Indiquer le rôle joué par la sueur dans cette réaction.

En déduire un des caractères de cette réaction.

10

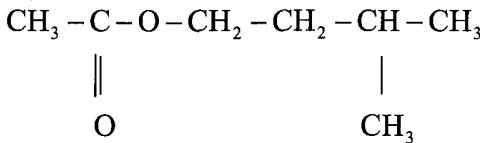
Les esters font partie de notre vie : le monde des parfums ; des aromes en cuisine.

Ils peuvent être extraits des végétaux ; mais il est parfois plus facile et moins onéreux de synthétiser ces molécules en laboratoire.

Un illustre parfumeur décide d'utiliser l'odeur de pomme et celle de la banane, effluves de son nouveau parfum il choisit d'utiliser l'arôme naturel de pomme

mais ; pour des raisons économiques, de synthétiser une molécule à odeur de banane.

L'arôme naturel de pomme est un mélange complexe constitué, d'un grand nombre de molécules ; dont deux esters : le propanoate de méthyle et l'éthanoate de butyle. L'ester à odeur de banane est l'éthanoate de 3-méthylbutyle de formule semi développée :



Le parfumeur décide de synthétiser cet ester en utilisant un mélange d'acide carboxylique et d'alcool.

Avant de se lancer dans une production à grande échelle ; le parfumeur décide de réaliser l'expérience.

Pour cela ; il mélange une mol d'acide et une mol d'alcool ; le mélange est maintenu à température élevée et constante. Il prélève régulièrement un échantillon du mélange et il détermine la quantité d'acide restant.

Après plusieurs heures il remarque que la quantité d'acide restant ne varie plus et elle est égale à 0,34 mol.

- 1) Donner les formules semi développées des esters existants dans l'arôme naturel de pomme.
- 2) Le propanoate de méthyle peut réagir avec l'eau.
  - a- Donner le nom de la réaction qui se produit.
  - b- Ecrire son équation et donner les noms des produits formés.
- 3) Donner les formules semi développées et les noms de l'acide et de l'alcool utilisés pour synthétiser l'ester à odeur de banane.
- 4) Quels sont les caractères de la réaction d'estérification décrite dans ce texte.  
Justifier.

# CORRIGÉS

V  
1

Compléter le tableau suivant :

Formule brute	Formule semi-développée	Nom
$C_5H_{10}O_2$	$CH_3 - CH_2 - CH - COOH$   $CH_3$	Acide 2-méthylbutanoïque
$C_6H_{12}O_2$	$CH_3$   $CH_3 - C - C - OH$           $C_2H_5$ $O$	Acide 2,2- diméthylbutanoïque
$C_5H_{10}O_2$	$CH_3 - CH - CH_2 - C - OH$                     $CH_3$ $O$	Acide 3-méthylbutanoïque
$C_5H_{10}O_2$	$CH_3 - CH_2 - C - O - C_2H_5$    $O$	Propanoate d'éthyle
$C_7H_{14}O_2$	$CH_3 - CH - CH - CH_2 - C - OH$                          $CH_3$ $CH_3$ $O$	Acide 3,4-diméthylpentanoïque
$C_7H_{14}O_2$	$CH_3$   $CH_3 - C - CH_2 - CH_3$   $CH_2 - COOH$	Acide 3,3- diméthylpentanoïque

$C_4H_8O_2$	$H - C - O - (CH_2)_2 - CH_3$    $O$	Méthanoate de propyle
$C_5H_{10}O_2$	$CH_3 - CH_2 - C - O - CH_2 - CH_3$    $O$	Propanoate d'éthyle

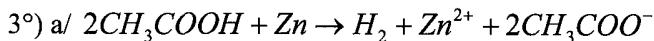
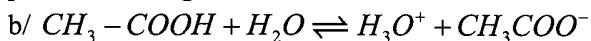
2

1°)  $m = 6g; V = 1L$ ; électrolyte : acide éthanoïque  $[C_2H_4O_2]$ 

$$C = \frac{m}{V}; \text{ avec } n = \frac{m}{M} \Rightarrow C = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$M_{C_2H_4O_2} = 2M_C + 4M_H + 2M_O = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

2°) a/  $\text{pH}=2,9 \Rightarrow [H_3O^+] < C$  l'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau est partielle ; il s'agit donc d'un acide faible.

$$\text{b/ } n_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_m} = 0,01 \text{ mol}$$

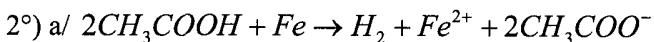
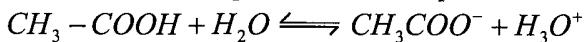
$$m_{Zn} = n_{Zn} \cdot M_{Zn} \text{ avec } n_{Zn} = n_{H_2}$$

$$m_{Zn} = 0,01 \times 65 = 0,65 \text{ g}$$

$$\text{c/ } [Zn^{2+}] = \frac{n_{Zn^{2+}}}{V_1} \text{ avec } n_{Zn^{2+}} = n_{H_2} \Rightarrow [Zn^{2+}] = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$$

3

1°) L'acide éthanoïque est faible : l'équation de son ionisation :



$$\text{b/ } n_{acide} = C \cdot V = 0,02 \text{ mol}$$

$$(n_{Fe})_{utilisé} = \frac{m}{M} = \frac{1,12}{56} = 0,02 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{CH_3COOH}}{2} < n_{Fe} : \text{le fer est en excès}$$

$$(n_{Fe})_{\text{réagit}} = \frac{1}{2} n_{acide} = 0,01 \text{ mol}$$

$$(n_{Fe})_{\text{restant}} = (n_{Fe})_{\text{utilisé}} - (n_{Fe})_{\text{réagit}}$$

$$= 0,02 - 0,01 = 0,01 \text{ mol}$$

$$(n_{Fe})_{\text{restant}} = (n_{Fe})_{\text{restant}} \cdot M_{Fe}$$

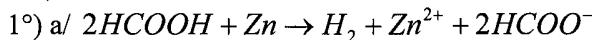
$$= 0,01 \times 56 = 0,56 \text{ g}$$

c/  $V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m$

avec  $n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{CH_3COOH} = 0,01 \text{ mol}$

$$V_{H_2} = 0,01 \times 24 = 0,24 \text{ L}$$





b/ Le dihydrogène est un gaz qui détonne faiblement en présence d'une flamme. On peut faire réagir la solution obtenue avec une solution de soude on obtient un précipité blanc qui confirme la présence des ions  $Zn^{2+}$  dont l'équation est la suivante :



c/  $V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m$  avec  $n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{Acide} = \frac{1}{2} CV$

Remarque :

Le zinc est en excès donc l'acide est le réactif limitant.

$$\Rightarrow V_{H_2} = \frac{1}{2} CV \cdot V_m$$

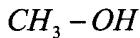
$$V_{H_2} = \frac{1}{2} \times 0,5 \times 0,1 \times 24 = 0,6 \text{ L}$$

d/ Pour doubler le volume du gaz dégagé on peut doubler la concentration de la solution acide ou doubler le volume de la solution utilisée pour doubler  $n_{Acide}$ .

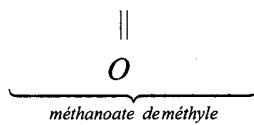
2°) a/ La réaction entre un acide carboxylique et un alcool est une réaction d'estérification on obtient un ester et de l'eau.

b/ La réaction d'estérification est : lente, athermique et limitée.

c/ L'ester obtenue possède 2 atomes de carbone et comme l'acide à un atome de carbone donc nécessairement l'alcool possède un seul atome de carbone : c'est le méthanol.



L'équation de la réaction :



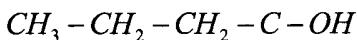
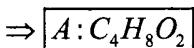
 5

1°) Acide carboxylique :  $C_nH_{2n}O_2$

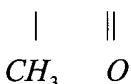
$$M = nM_C + 2nM_H + 2M_O$$

$$M = 12n + 2n + 32 = 14n + 32$$

$$\rightarrow n = \frac{M - 32}{14} = 4$$



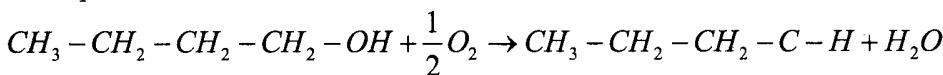
Acide butanoïque



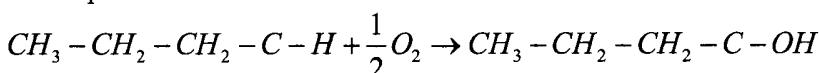
Acide méthylpropanoïque

2°) (A) : acide carboxylique à 4 atomes de carbone et à chaîne linéaire, il peut être obtenu (en 2<sup>ème</sup> étape) à partir d'un alcool primaire à 4 atomes de carbone et à chaîne non ramifiée.

1<sup>ère</sup> étape :



2<sup>ème</sup> étape :



3°) a/ (D) : ester  $C_mH_{2m}O_2$  avec m : nombre d'atomes de carbone.

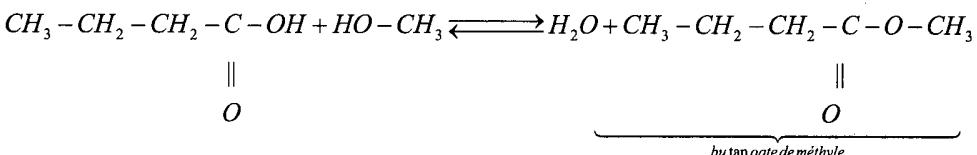
$$M = mM_C + 2mM_H + 2M_O$$

$$M = 14m + 32$$

$$\rightarrow m = \frac{M - 32}{14} = 5 \Rightarrow [D : C_5H_{10}O_2]$$

b/ L'ester à 5 atomes de carbone, l'acide est à 4 atomes de carbone, l'alcool renferme donc un seul atome de carbone soit :  $CH_3 - OH$  c'est le méthanol.

c/

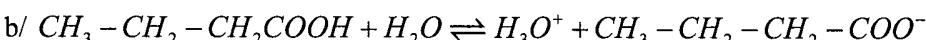


C'est une réaction d'estéification :

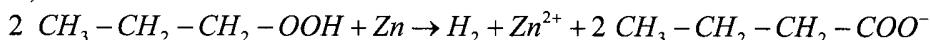
Lente, limitée et athermique.

4°) a/  $pH = 2,9 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,9}$

$[H_3O^+] < C \Rightarrow$  l'acide butanoïque est faible.



5°) a/



b/  $V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m$  avec  $n_{H_2} = n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = 0,03 mol$

$$\Rightarrow V_{H_2} = 0,72 L$$

c/ Après évaporation de l'eau on obtient le butanoate de zinc de formule statistique  $Zn(CH_3 - CH_2 - CH_2 - COO)_2$

$$m_{sel} = n_{sel} \cdot M_{sel}$$

Avec  $n_{sel} = n_{Zn} = 0,03 mol$

$$M_{sel} = M_{Zn} + 14M_H + 8M_C + 4M_O = 239,4 g \cdot mol^{-1}$$

$$m_{sel} = 7,182 g$$



1°) a/ acide carboxylique :  $C_nH_{2n}O_2$

b/  $C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \Rightarrow [M = \frac{m}{C \cdot V}]$

$$M = 88 \text{ g.mol}^{-1}$$

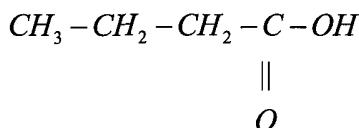
$$M = nM_C + 2nM_H + 2M_O$$

$$M = 12n + 2n + 32 = 14n + 32$$

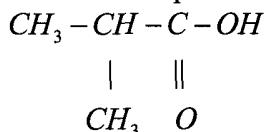
$$\rightarrow n = \frac{M - 32}{14} = 4$$

La formule est  $C_4H_8O_2$

c/



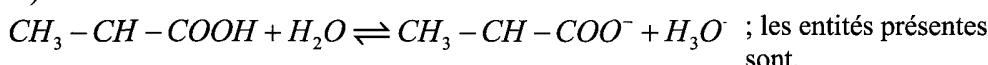
Acide butanoïque



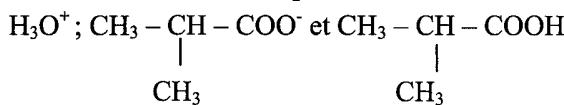
Acide méthylpropanoïque

d/ (A) est l'acide méthylpropanoïque.

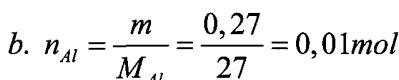
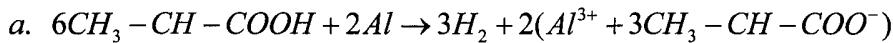
2°)



$OH^-$  (minoritaire) et  $H_2O$  (solvant) ;



3°)



$$n_{acide} = C_A V_1 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\frac{n_{acide}}{6} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} ; \frac{n_{Al}}{2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$\frac{n_{Acide}}{6} < \frac{n_{Al}}{2} \Rightarrow$  l'acide est le réactif limitant.

$$\Rightarrow V_{H_2} = n_{H_2} \cdot V_m$$

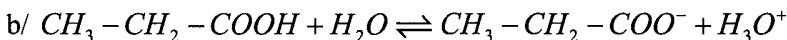
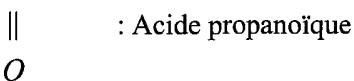
$$V_{H_2} = \frac{1}{2} n_{Acide} V_m = 0,03 L$$

$$[Al^{3+}] = \frac{n_{Al^{3+}}}{V_1} = \frac{\frac{1}{3} n_{acide}}{V_1} = 8,33 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$$

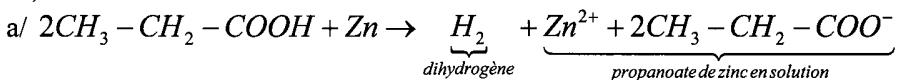
\boxed{7}

1°) (A) et (B) deux isomères de formule brute  $C_3H_6O_2$

a/  $pH < 7 \Rightarrow (A)$  est un acide carboxylique



2°)



$$b/ \frac{n_{acide}}{2} = n_{H_2} \Rightarrow \frac{C.V}{2} = \frac{V_{H_2}}{V_m}$$

$$\Rightarrow \boxed{V = \frac{2.V_{H_2}}{C.V_m}} \Rightarrow V = 10^{-2} L = 10 mL$$

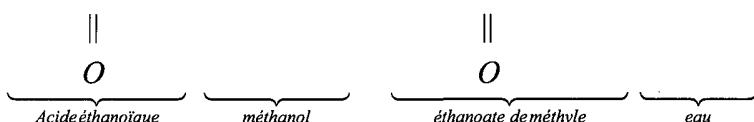
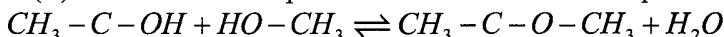
$$c/ m_{Zn} = n_{Zn} \cdot M_{Zn}$$

$$\text{avec } n_{Zn} = n_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{V_m} = \frac{24 \cdot 10^{-3}}{24} = 10^{-3} mol$$

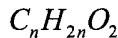
$$m_{Zn} = 65 \cdot 10^{-3} g$$

3°) a/ c'est une réaction d'estérification: lente, limitée et athermique.

b/ (B) est un ster obtenu par réaction de l'acide éthanoïque sur le méthanol.



1°) a/ (A) : acide carboxylique.



$$M = nM_C + 2nM_H + 2M_O$$

$$M = 12n + 2n + 32 = 14n + 32$$

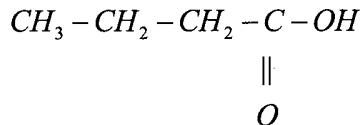
$$\%O = \frac{32}{14n + 32} \times 100 \Rightarrow \%O(14n + 32) = 3200$$

$$\Rightarrow 36,36 \times 14n + (36,36 \times 32) = 3200$$

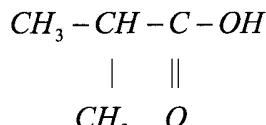
$$n = \frac{3200 - (36,36 \times 32)}{14 \times 36,36} = 4$$

La formule brute de (A) est donc  $C_4H_8O_2$

b/



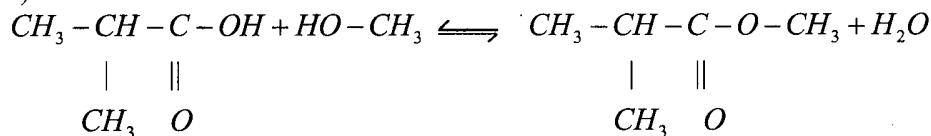
Acide butanoïque



Acide méthyl propanoïque

2°) a) (B) : méthanol  $CH_3 - OH$ .

b)



Il s'agit d'une réaction d'estérification : lente, limitée et athermique.

3°) a/ Solution ( $S_A$ ) :  $pH = 2,9 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

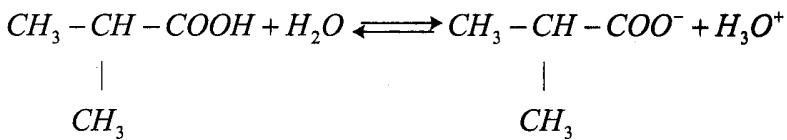
Soit  $[H_3O^+] < C \Rightarrow (A)$  est un acide faible.

(S') : solution d'acide chlorydrique

$pH = 1 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-1} mol.L^{-1} = C$

car l'acide chlorydrique est fort.

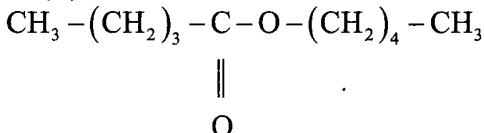
b/



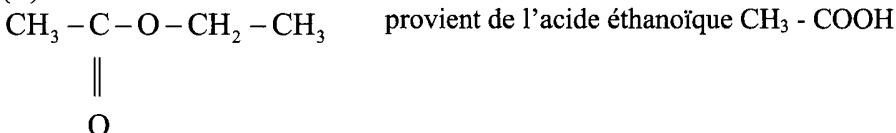
1) a- pentanoate de pentyle (A)

Ethanoate d'éthyle (B)

b- (A):

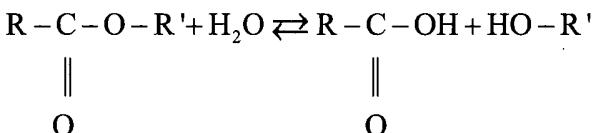
provient de l'acide pentanoïque  $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{COOH}$  et du pentan-1-ol  $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ .

(B):

et de l'éthanol  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ 

2) a- La réaction d'hydrolyse

b-

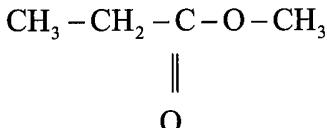


c- La sueur joue le rôle d'un catalyseur

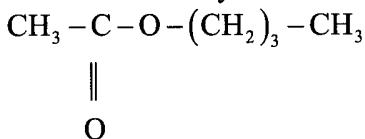
La réaction est lente.



1) Le propanoate de méthyle :

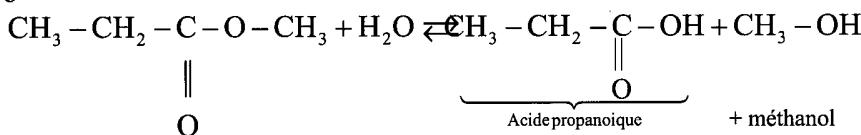


L'éthanoate de butyle :

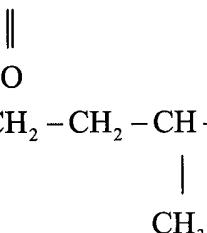
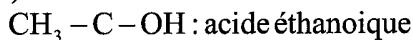


2) a- Réaction d'hydrolyse

b-



3)



3-méthylbutan-1-ol

4) lente: (Après plusieurs heures)

Limitée (nacide) final = 0,34 mol < n<sub>0</sub> et reste constant

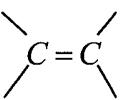
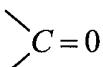
Avec n<sub>0</sub> = nacide initial = nalcool initial

Donc les réactifs ne disparaissent pas complètement

## NOTION DE FONCTION ORGANIQUE

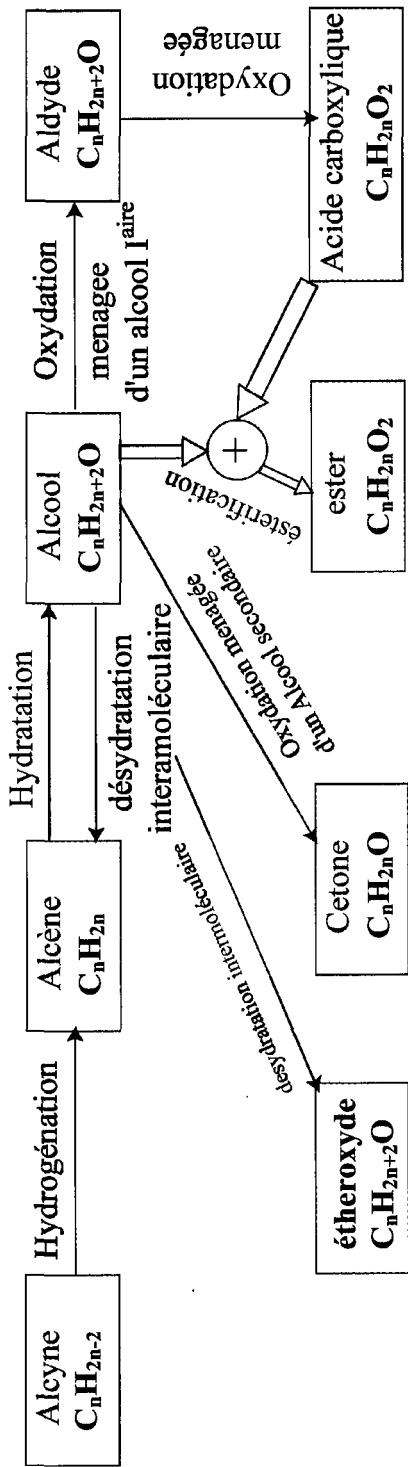
Les composés organiques peuvent être classés en familles organiques possédant chacune des propriétés chimiques particulières.

Le tableau suivant résume les principales fonctions organiques carbonées et oxygénées.

Formule brute	famille	Groupe fonctionnel
$C_nH_{2n}$	Ethène (Alcènes)	
$C_nH_{2n-2}$	Ethyne (Alcyne)	$-C \equiv C -$
$C_nH_{2n+2}O$	Alcool $R-OH$	$\begin{array}{c}   \\ -C-OH \\   \end{array}$
	Ether oxyde $R-O-R$	$\begin{array}{c}   &   \\ -C-O-C- \\   &   \end{array}$
$C_nH_{2n}O$	Aldéhyde $R-C-H$    O	$\begin{array}{c} -C-H \\    \\ O \end{array}$
	Cétone $R-C-R'$    O	

$C_nH_{2n}O_2$	Acides carboxyliques $R - C - OH$    O	$-C - OH$    O
	Ester $R - C - O - R'$    O	$-C - O - C -$    O

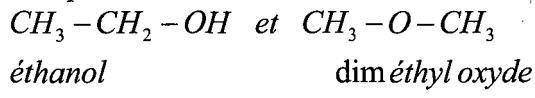
**Les principales réactions chimiques permettant de passer d'une fonction organique à une autre**



**Les isomères :**

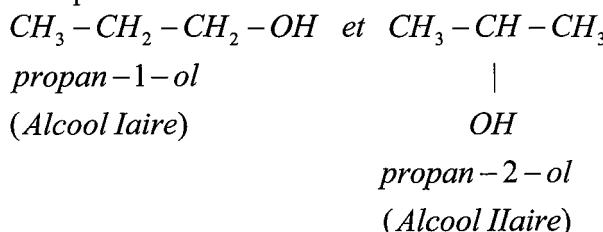
- Les isomères de fonction sont des composés organiques qui présentent des groupes fonctionnels différents greffés sur des chaînes carbonées de même nature.

Exemple :



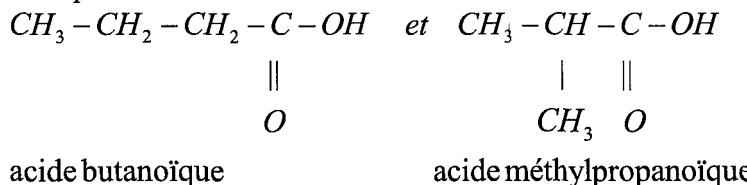
- Les isomères de position sont des composés organiques qui ont la même chaîne carbonée : le même groupe fonctionnel greffés sur des carbones différents.

Exemple :



- Les isomères de chaînes ont la même formule brute ; le même groupe fonctionnel mais des chaînes carbonées différentes.

Exemple :



## ÉNONCÉS

1

1°) Après avoir précisé la fonction de chaque composé, donner son nom.  
 Indiquer un test de préférence réalisable en tube à essai permettant de différencier les deux composés de chacun des trois couples suivants :

A	$A_1$  $CH_3$   $CH_3 - C - OH$   $CH_3$	$A_2$  $CH_3$   $CH_3 - CH - CH_2 - OH$
B	$B_1$  $O$    $CH_3 - C$   $O - CH_2 - CH_3$	$B_2$  $O$    $C_2H_5 - CH_2 - C - O - H$
C	$C_1$  $CH_3 - CH_2 - C - CH_3$    $O$	$C_2$  $O$    $CH_3 - CH_2 - C$   $H$

2°) Préciser le type d'isomérie de ( $A_1$ ) avec ( $A_2$ ), puis de ( $B_1$ ) et ( $B_2$ ).

3°) a/ Ecrire l'équation de la réaction de ( $A_2$ ) avec ( $B_2$ ).

b/ Donner ses caractères.

4°) a/ Ecrire l'équation d'hydrolyse du composé ( $B_1$ )

b/ Donner les noms des composés obtenus.

5°) Le composé ( $C_1$ ) peut être obtenu à partir d'un composé ( $A_3$ ) isomère de ( $A_2$ )

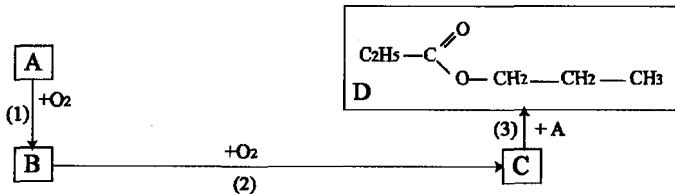
a/ Rappeler le nom de la réaction permettant d'obtenir ( $C_1$ ) à partir de ( $A_3$ )

b/ Donner la formule semi-développée ; le nom et la classe de ( $A_3$ )

c/ Préciser le type d'isomère de ( $A_1$ ) et ( $A_3$ ).

2

Soit le diagramme de la figure suivante :



1°) a/ Préciser la nature chimique et le nom des composés : D, C et A.

b/ Indiquer les types des réactions (1) et (3).

c/ Ecrire l'équation chimique de la réaction (3) et préciser ses caractères.

d/ Préciser les conditions expérimentales dans lesquelles se produisent les réactions (1) et (2).

2°) Donner l'autre isomère de position de A.

3

On considère les quatre composés organiques X, Y, Z et T représentés dans le tableau ci-dessous :

Composé organique	Formule brute	Formules semi-développée	Fonction chimique	Nom
X	$C_3H_8O$			Propan -2-ol
Y		$O$    $H - C - O - CH_3$		
Z	$C_3H_6O$		Cétone	
T				Acide Méthanoïque

1°) Compléter le tableau en indiquant pour chaque composé la formule (brute, semi-développée), la fonction chimique ou le nom qui manquent.

2°) Le composé Y pourrait-être obtenu par action d'un alcool sur le composé T ?

a- Ecrire l'équation de cette réaction chimique.

b- Donner la formule semi-développée, le nom et la classe de cet alcool.

3°) Ecrire l'équation de la réaction chimique qui permet d'obtenir le composé Z à partir du composé X.

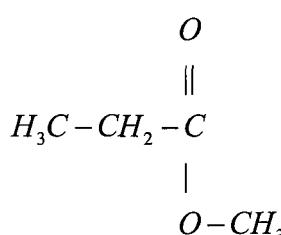
4°) Le composé T est dissout dans l'eau pure ; écrire l'équation de réaction qui accompagne cette dissolution et donner les différentes espèces chimiques présentes en solution.

4

1. Le propanal et la propanone sont deux isomères de formule  $C_3H_6O$ .
- Ecrire la fonction organique de chacun.
  - Ecrire leurs formules semi-développées.
  - Quel type d'isomérie présentent-ils ?
  - Chacun de ces corps peut être obtenu à partir d'un mono alcool aliphatique saturé.

Donner pour chacun la formule semi-développée de l'alcool correspondant.

2. L'oxydation du propanal  $CH_3 - CH_2 - COH$  donne un composé A qui peut réagir avec un composé B pour donner un composé E de formule



Donner le nom et la fonction de A,B et E.

5

Quatre flacons contiennent respectivement quatre corps A,B,C et D dont l'un est un alcool, un aldéhyde, une cétone et un acide carboxylique. Pour déterminer le contenu de chaque flacon on réalise les tests suivants :

Flacons	Flacon A	Flacon B	Flacon C	Flacon D
2,4 DNPH	Solution jaune	Solution jaune	Précipité jaune	Précipité jaune
Réactif de schiff	Solution incolore	Solution incolore	Solution rose	Solution incolore
$Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide	Solution orangée	Solution verte	Solution verte	Solution orangée

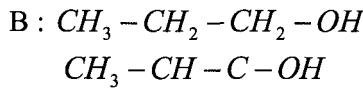
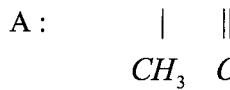
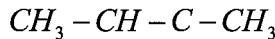
1°) En interprétant le tableau indiquer les fonctions chimiques des corps A,B,C et D.

2°) Donner les isomères de fonction sachant que l'oxydation ménagée de B conduit à la formation de C puis de A ; B et D sont des composés à trois atomes de carbone.

3°) On réalise la déshydratation intermoléculaire de l'alcool. Ecrire l'équation de la réaction, préciser les conditions expérimentales et donner les formules semi-développées et les noms des produits.

6

On considère trois corps A,B et C de formules semi-développées :



1°) Donner les noms des fonctions chimiques correspondant aux corps A,B et C.

2°) Donner des tests qui permettent de distinguer ces trois corps l'un de l'autre.

3°) Donner le nom de la réaction qui permet de préparer A à partir d'un alcool.  
Donner le nom et la classe de cet alcool.

4°) Soit un acide carboxylique (D) à chaîne saturée  $R - COOH$ . Si on désigne par n le nombre d'atomes de carbone contenus dans le groupement alkyle-R fixé au groupement carboxyle.

Exprimer en fonction de n la formule générale de cet acide.

5°) L'acide (D) réagit avec (B).

a- Ecrire l'équation de la réaction.

b- Citer les caractères de cette réaction.

c- Donner deux moyens permettant d'activer cette réaction.

d- Sachant que la masse molaire moléculaire de l'ester obtenu est  $M = 130 g \cdot mol^{-1}$ .

Déterminer les formules semi-développées et les noms de (D) et de l'ester.

6°) On dissout (D) dans l'eau, on obtient une solution de concentration  $0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de  $\text{pH}=4$ . Montrer que D est un acide faible et écrire l'équation de son ionisation dans l'eau.

7

On donne dans le tableau les formules générales des composés organiques généraux.

1°) Compléter le tableau.

Formule Générale	$C_n H_{(2n+2)} O$	$C_n H_{2n} O$	$C_n H_{2n} O_2$
Fonction			
Groupe Fonctionnel			

2°) On considère la formule générale des composés organiques dioxygénés (à deux atomes d'oxygène) (A) de masse molaire  $M_A = 88 g \cdot mol^{-1}$

a/ Déterminer la formule brute de (A).

b/ Donner les isomères possibles non ramifiés de (A).

c/ Préciser les types d'isoméries possibles.

3°) L'hydrolyse de l'un des isomères de (A) donne un acide (B) et un alcool (D).  
L'oxydation ménagée de (D) donne le composé (B).

a/ Quel est l'isomère utilisé ?

b/ Ecrire les équations chimiques correspondantes.

# CORRIGÉS

1

- 1°)  $\begin{cases} (A_1) : \text{alcool IIIaire: méthyl propan-2-ol} \\ (A_2) : \text{alcool Iaire: méthyl propan-1-ol} \end{cases}$

On peut distinguer ( $A_1$ ) et ( $A_2$ ) en réalisant leur oxydation ménagée.

( $A_1$ ): ne s'oxyde pas.

( $A_2$ ): s'oxyde pour donner un aldéhyde.

( $B_1$ ): ester : éthanoate d'éthyle.

( $B_2$ ) : acide carboxylique : acide butanoïque.

( $B_3$ ) : rougit un papier pH.

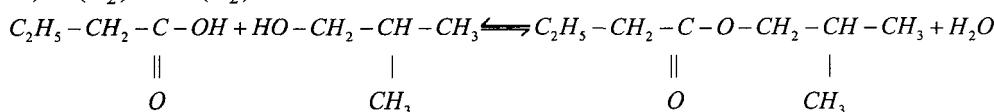
$\begin{cases} (C_1) : \text{cétone: butan-2-one} \\ (C_2) : \text{aldéhyde: propanal} \end{cases}$

( $C_1$ ) donne un précipité jaune avec le 2,4 DNPH et ne rosit pas le réactif de Schiff.  
 ( $C_2$ ) donne un précipité jaune avec le DNPH et rosit le réactif de Schiff.

2°) ( $A_1$ ) et ( $A_2$ ) : isomères de position.

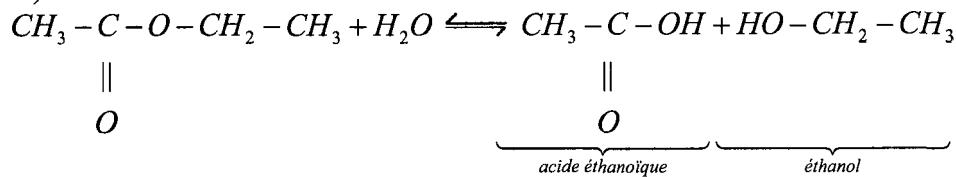
( $B_1$ ) et ( $B_2$ ) : isomères de fonction.

3°) a/ ( $A_2$ ) avec ( $B_2$ )



b/ Réaction d'estérification : lente, athermique et limitée.

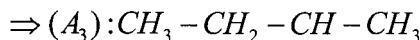
4°) a/



b/ acide éthanoïque et l'éthanol

5°) a/ Réaction d'oxydation ménagée.

b/ ( $A_3$ ) est un alcool secondaires à 4 atomes de carbone est à chaîne linéaire.

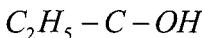


*bu tan-2-ol*

c/ ( $A_1$ ) et ( $A_3$ ) sont des isomères de chaîne.



1°) a/ (D) : ester : propanoate de propyle.



(C) : acide carboxylique :



*acide propanoïque*

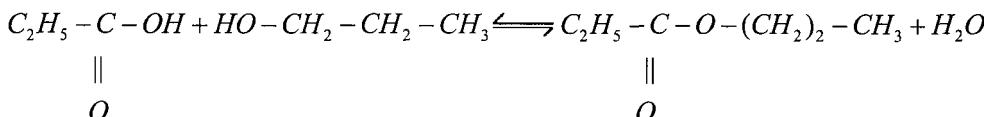
(A) : alcool laïre :  $HO - CH_2 - CH_2 - CH_3$

Propan-1-ol

b/ (1) : oxydation ménagée

(3) : réaction d'estérification

c/



Réaction lente, limitée et athermique.

d/ (1) peut se faire en présence de l'oxygène de l'air ou en présence d'un autre oxydant tel que les ions bichromate  $Cr_2O_7^{2-}$  ou les ions permanganate  $MnO_4^-$  en milieu acide.

(2) se produit dans un excès de dioxygène l'aldéhyde (B) s'oxyde en acide carboxylique.

2°)



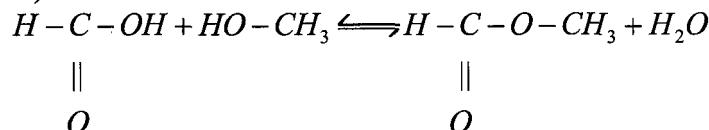
Propan-2-ol (Alcool secondaire).

3

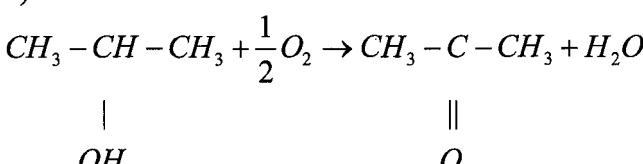
1°)

Composé organique	Formule brute	Formules semi-développée	Fonction chimique	Nom
X	$C_3H_8O$	$CH_3 - CH - CH_3$   $OH$	Alcool	Propan - 2 - ol
Y	$C_2H_4O_2$	$O$    $H - C - O - CH_3$	Ester	Méthanoate de méthyle
Z	$C_3H_6O$	$CH_3 - C - CH_3$    $O$	Cétone	Propanone
T	$CH_2O_2$	$H - C - OH$    $O$	Acide carboxylique	Acide Méthanoïque

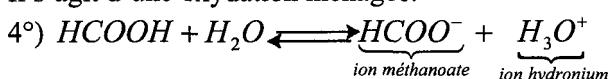
2°) a/

b/ méthanol : alcool Iaire sa formule est  $CH_3 - OH$ 

3°)



Il s'agit d'une oxydation ménagée.



Les espèces chimiques présentes en solution :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{HCOO}^-$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  (solvant) et  $\text{OH}^-$  (provenant de l'eau).

4

1°) a/ Propanal : aldéhyde

Propanone est une cétone.

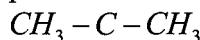
b/ Propanal :



||

O

Propanone :



||

O

c/ Les deux composés sont des isomères de fonction.

d/ Le propanal peut être obtenu à partir de l'oxydation ménagée d'un alcool laïre à 3 atomes de carbone.

Soit le propan-1-ol :  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

La propanone peut être obtenue à partir de l'oxydation ménagée d'un alcool secondaire à 3 atomes de carbone :

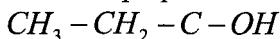


Le propan-2-ol :

|

OH

2°) L'oxydation du propanal donne un acide carboxylique (A).



(A)

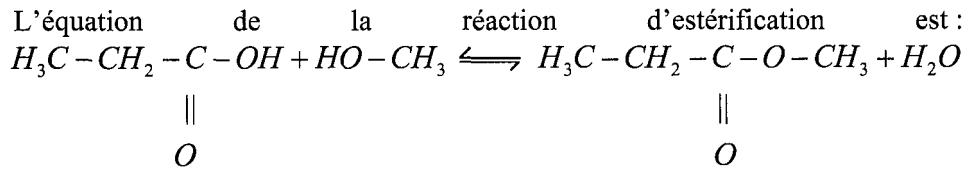
||

O

Acide propanoïque.

(B) Est le méthanol : alcool laïre de formule semi développée  $\text{CH}_3 - \text{OH}$

(E) est un ester : propanoate de méthyle.



5

1°) Flacon (A) :

Test	2,4 DNPH	Réactif de schiff	+ $Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide
Résultat	-	-	-
Interprétation	(A) Ne renferme pas un groupement $-C -$ carbonyl <span style="margin-left: 20px;">  </span> O	(A) n'est pas un aldéhyde	(A) n'est pas un alcool primaire ou secondaire

⇒ (A) ne peut être ni un aldéhyde ni une cétone.

(A) est donc un acide carboxylique.

Flacon B :

Test	2,4 DNPH	Réactif de schiff	+ $Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide
Résultat	-	-	+
Interprétation	(B) n'est ni un aldéhyde ni une cétone.		(B) s'oxyde ⇒ (B) est un alcool primaire ou secondaire.

Flacon C :

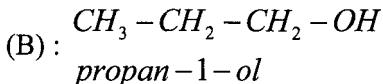
Test	2,4 DNPH	Réactif de schiff	+ $Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide
Résultat	+	+	+
Interprétation	(C) renferme le groupement carbonyl $-C -$    O	(C) est un aldéhyde	(C)s'oxyde pour donner un acide carboxylique.

Flacon D :

Test	2,4 DNPH	Réactif de schiff	$+Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide
Résultat	+	-	-
Interprétation	(D) renferme $-C-$    $O$	(D) n'est pas un aldéhyde.	(D) ne s'oxyde pas

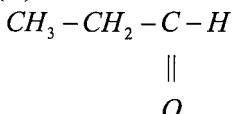
(E) est donc une cétone.

2°) (B) est un alcool primaire à 3 atomes de carbone :

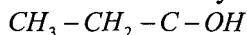


(C) est un aldéhyde à 3 carbone

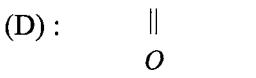
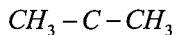
(C) :

*propanal*

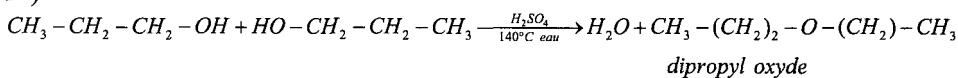
(A) est un acide carboxylique à 3 atomes de carbone.



(D) est une cétone à 3 atomes de carbone.

*propan-2-one*

3°)



1°) (A) : une cétone.

(B) : alcool primaire.

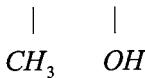
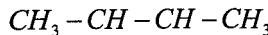
(C) : acide carboxylique.

2°) (A) réagit avec le 2,4 DNPH pour donner un précipité jaune ; et ne rosit pas le réactif de schiff.

(C) rougit un papier pH.

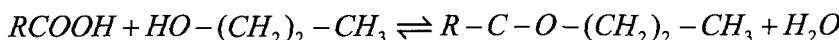
(B) ne réagit pas avec le DNPH et ne rougit pas un papier pH.

3°) (A) peut être obtenue à partir de l'oxydation ménagée d'un alcool IIaire à 5 atomes de carbone et à chaîne ramifiée :

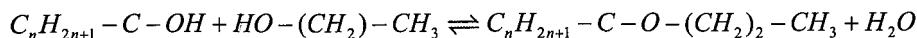


3-méthylbutan-2-ol

4°)  $R-COOH$  avec R : radicale alkyl,  $R:C_nH_{2n+1}-C_nH_{2n+1}-COOH$



5°)



b/ Réaction lente, athermique et limitée.

c/ On peut accélérer cette réaction en utilisant un catalyseur et en augmentant la température du milieu réactionnel.

d/ L'ester E :  $C_nH_{2n}O_2$  avec n : nombre d'atomes de carbone.

$$M = nM_C + 2nM_H + 2M_O$$

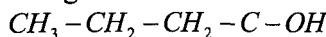
$$M = 14n + 32$$

$$n = \frac{M - 32}{14} = 7; \quad n = \frac{M - 32}{14}$$

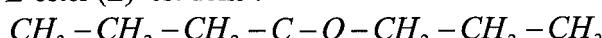
L'ester (E) possède 7 atomes de carbone.

L'alcool (B) possède 3 atomes de carbone.

L'acide (D) possède donc 4 atomes de carbone et puisque la chaîne est linéaire, il s'agit donc de l'acide butanoïque.



L'ester (E) est donc :

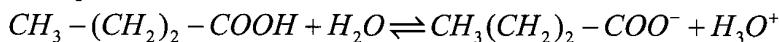


butanate de propyle

$$6°) pH = 4 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-4} mol.L^{-1} < C$$

→ L'acide est faible.

Son équation d'ionisation s'écrit :



1°)

Formule générale	$C_nH_{2n+2}O$		$C_nH_{2n}O$		$C_nH_{2n}O_2$	
Fonction	Alcool	Ether oxyde	Aldéhyde	Cétone	Acide carboxylique	Ester
Groupe fonctionnel	$-OH$	$\begin{array}{c c}   &   \\ -C-O-C- & \\   &   \end{array}$	$R-C-H$	$R-C-R'$	$R-C-OH$	$R-C-O-R'$

2°) a/  $C_nH_{2n}O_2$

$$M = nM_C + 2nM_H + 2M_O$$

$$M = 14n + 32$$

$$\rightarrow n = \frac{M - 32}{14} = 4$$

(A) :  $C_4H_8O_2$

b/ Les isomères à chaînes non ramifiées sont :

(A<sub>1</sub>)  $CH_3-(CH_2)_2-C-OH$



Acide butanoïque

(A<sub>2</sub>)  $CH_3-C-O-CH_2-CH_3$



éthanoate d'éthyle

(A<sub>3</sub>)  $H-C-O-CH_2-CH_2-CH_3$



méthanoate de propyle

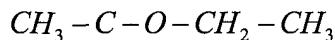
(A<sub>4</sub>)  $CH_3-CH_2-C-O-CH_3$



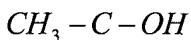
propanoate de méthyle

c/ Types d'isoméries :

	$A_1$	$A_2$	$A_3$	$A_4$
$A_1$		Fonction	Fonction	Fonction
$A_2$	Fonction		Position	Position
$A_3$	Fonction	Position		Position
$A_4$	Fonction	Position	Position	

3°) L'isomère utilisé est ( $A_2$ ) : $\parallel$ 

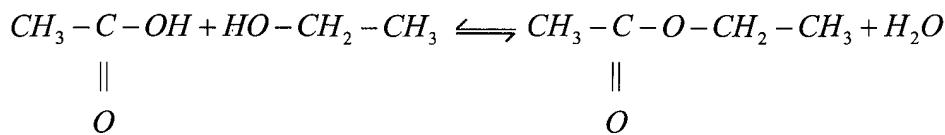
O

*éthanoate d'éthyle*

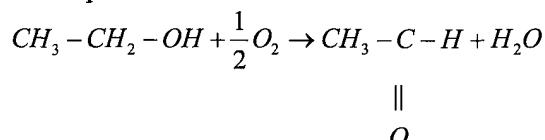
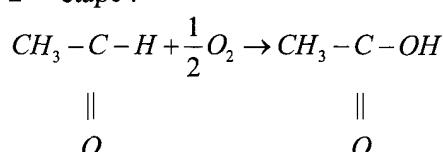
L'acide (B) est

$$\begin{array}{c} \parallel \\ O \end{array}$$
*acide éthanoïque*L'alcool (B)  $CH_3 - CH_2 - OH$   
*éthanol*

b/



L'acide (B) est obtenu à partir de l'oxydation ménagée de (D) en 2 étapes :

1<sup>ère</sup> étape :2<sup>ème</sup> étape :

# LA MESURE D'UNE QUANTITE DE MATIERE

- Doser une entité en solution, c'est déterminer sa quantité de matière ou sa concentration au moyen d'une réaction chimique. Cette réaction est appelée réaction de dosage ; qui peut être une réaction acide-base ou une réaction redox.
- La réaction de dosage doit être rapide et totale.
- L'équivalence correspond au mélange stoechiométrique des réactifs de la réaction de dosage.
- Le dosage d'une solution d'acide par une solution de base de concentration molaire connue  $C_B$  consiste à déterminer la concentration molaire inconnue  $C_A$  de l'acide.
- Le dosage d'une solution de base par une solution d'acide de concentration molaire connue  $C_A$  consiste à déterminer la concentration molaire inconnue  $C_B$  de la base.
- L'ensemble des dosages volumétriques mettant en jeu le couple  $I_2/I$  constituent l'iodométrie ou les dosages iodométriques.
- La quantité de matière  $n$  contenue dans un échantillon de masse  $m$  contenant une entité chimique pure de masse  $M$  est donnée par la relation  $n = \frac{m}{M}$
- La quantité de matière  $n$  contenue dans un échantillon de volume  $V$  d'une entité chimique pure prise à l'état gazeux est donnée par la relation  $n = \frac{v}{V_M}$
- La quantité de matière  $n$  d'une entité dissoute dans une solution de concentration  $C$  et de volume  $V$  est donnée par la relation  $n = C \cdot V$
- L'indice d'iode  $I_i$  de l'huile est la masse de diiode  $I_2$  fixée par 100 g d'huile.
- Le taux d'insaturation  $n$  d'une huile d'olive est la quantité de diiode  $I_2$  fixée par 100 g d'huile.
- Le calcul du taux d'insaturation permet de déterminer la qualité d'une huile d'olive
- La conductance  $G$  d'une solution électrolytique est égale à l'inverse de sa résistance  $R$ . 
$$G = \frac{1}{R}$$
 avec  $G$  en Siemens (S) et  $R$  en ohm ( $\Omega$ )
- La courbe  $G = f(c)$  est appelée courbe d'étalonnage, elle permet de déterminer la concentration d'une solution de concentration inconnue de l'électrolyte correspondant.
- Un gaz exerce une pression sur tout corps en contact avec lui
- On mesure la pression d'un gaz à l'aide d'un manomètre
- La pression, le volume, la température et la quantité de matière sont des grandeurs liées qui définissent l'état d'un gaz. On les appelle des variables d'état.
- La relation liant la température absolue  $T$  et la température Celsius  $\theta$  est

$$T = \theta + 273.15$$

(T en kelvin et  $\theta$  en degré Celsius)

➤ Loi de Boyle-Mariotte :

Le produit de la pression P d'un gaz par le volume V occupé par ce gaz est constant à température  $\theta$  constante et pour une quantité de matière n donnée de gaz :  $P.V = \text{constante}$ .

La valeur de la constante dépend de la quantité de matière du gaz et de la température

➤ Loi de Charles :

A volume constant et pour une quantité de matière de gaz donnée, la pression P est proportionnelle à la température absolue T.  $P = k \cdot T$

La valeur de la constante K dépend de la quantité de matière du gaz et du volume.

➤ Loi de Gay-Lussac :

A une pression donnée et pour une quantité de matière donnée de gaz, le volume du gaz est proportionnel à la température absolue T.  $V = K' \cdot T$

La valeur de la constante dépend de la quantité de matière du gaz et de la pression.

➤ Équation des gaz parfaits :

La pression P, la température T, le volume V et la quantité de matière n d'un gaz parfait sont reliés par l'équation d'état :

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

p = pression en Pa (Pascal)

V = volume en  $m^3$

n = quantité de matière en mol

T = température en K (Kelvin)

R = est la constante des gaz parfaits. Elle est égale à  $8.31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$  (ou  $8.31 \text{ Pa.m}^3.\text{K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ )

➤ La quantité de matière n peut être déduite à partir de l'équation d'état des gaz parfaits.

**Pour savoir plus :**

**Définition d'un gaz parfait**

Un gaz parfait est un gaz idéal dont les molécules seraient assimilables à des points (donc d'un volume négligeable) et n'auraient pas d'interaction entre elles.

**Gaz réel**

Les gaz réels se comportent comme des gaz parfaits lorsque leur pression tend vers zéro.

L'approximation du gaz parfait n'a, le plus souvent, qu'un écart très faible avec le comportement du gaz réel.

## ÉNONCÉS

**1**

Répondre par vrai ou faux.

- 1- Le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique permet de déterminer la quantité d'ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans cette solution.
- 2- Le dosage d'une solution d'acide éthanoïque permet de déterminer la quantité d'ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans cette solution.
- 3- Une réaction de dosage doit être rapide et totale.
- 4- Le dosage d'une entité chimique en solution consiste à déterminer la quantité de matière de cette entité.
- 5- L'unité de la conductance dans le système international est l'ohm.
- 6- La conductance d'une solution électrolytique ne dépend que de sa concentration.
- 7- Dans les mêmes conditions de température et de pression, deux volumes égaux de deux gaz différents renferment nécessairement la même quantité de matière.
- 8- A volume constant, la pression d'une quantité de matière de gaz augmente lorsque la température augmente.
- 9- Dans l'équation d'état d'un gaz parfait, la température est exprimée en degré Celsius.
- 10- Pour une quantité donnée de gaz prise à température constante, le produit de la pression par le volume est constant.

**2**

Un déboucheur est en général un produit qui contient de l'hydroxyde de sodium ( NaOH).

Pour déterminer la concentration molaire de soude dans une solution commerciale de déboucheur on la dose par une solution d'acide chlorhydrique.

On mélange ainsi 20 mL de la solution commercialé du déboucheur avec suffisamment d'eau pour obtenir 100 mL de solution (S1) de concentration  $C_{B1}$ . On dose 20 mL de (S1) par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_A = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$ . L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on a ajouté  $V_{AE} = 17 \text{ mL}$  d'acide chlorhydrique.

- 1- Définir l'équivalence acido-basique
- 2- Ecrire l'équation de la réaction de dosage
- 3- Déterminer la concentration molaire  $C_{B1}$  de la solution (S1)

4- En déduire la concentration  $C_B$  de la solution commerciale

5- En déduire la masse  $m$  de soude dissoute dans un litre de solution commerciale.

On donne :  $M_{Na} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$  ,  $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ,  $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

3

Pour doser la vitamine C (formé par l'acide ascorbique  $C_6H_8O_6$ ) contenue dans un jus de citron, on oxyde l'acide ascorbique contenu dans ce jus en ajoutant un excès d'une solution de diiode  $I_2$  puis on dose le diiode en excès à l'aide d'une solution de thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$ .

A un volume  $V_1 = 10 \text{ mL}$  d'un jus de citron, on ajoute un volume  $V_2 = 10 \text{ mL}$  d'une solution de diiode de concentration molaire  $C_2 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et quelques gouttes d'embois d'amidon. L'excès du diiode (qui n'a pas réagi avec l'acide ascorbique) est dosé par une solution de thiosulfate de sodium ( $2Na^+ + S_2O_3^{2-}$ ) de concentration  $C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Pour décolorer la solution il faut verser un volume  $V_E = 5 \text{ ml}$  de la solution de thiosulfate de sodium.

1) Ecrire l'équation chimique de la réaction entre le diiode et la vitamine C sachant qu'elle met en jeu les couples redox:  $I_2 / I^-$  ,  $C_6H_8O_6 / C_6H_8O_6^-$ .

2) Ecrire l'équation chimique de la réaction de dosage sachant qu'elle met en jeu les couples redox  $I_2 / I^-$  et  $S_2O_3^{2-} / S_2O_3^{2-}$ .

3) Calculer la quantité de matière de diiode restant après oxydation totale de la vitamine C.

4) En déduire la quantité de diiode qui a réagi avec la vitamine C.

5) Calculer la concentration en vitamine C du jus de citron analysé.

4

Le dioxyde de soufre  $SO_2$  est l'un des gaz qui contribue à la pollution de l'atmosphère terrestre. On se propose de déterminer le pourcentage de  $SO_2$  dans un litre d'air. Pour cela, on fait barboter  $10 \text{ L}$  d'air dans un volume  $V = 1 \text{ L}$  d'eau pure. On obtient alors une solution aqueuse S de dioxyde de soufre de volume  $V = 1 \text{ L}$ .

On préleve un volume  $V_1 = 20 \text{ mL}$  de la solution S auquel on ajoute un volume  $V_2 = 10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse S<sub>2</sub> de diiode  $I_2$  de concentration

$C_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et quelques gouttes d'une solution aqueuse d'embois d'amidon qui colore le mélange en bleu violacé.

1- a- Ecrire les équations des deux demi réactions qui se produisent dans le mélange sachant que les couples redox mis en jeu sont :  $I_2 / I^-$  et  $SO_4^{2-} / SO_2$

b- Déduire l'équation bilan de la réaction.

2- Après un temps très long, on constate que la couleur bleu du mélange persiste.

On dose le diiode en excès par une solution S<sub>3</sub> de thiosulfate de sodium ( $2Na^+ + S_2O_3^{2-}$ ) de concentration molaire  $C_3 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

L'équivalence est obtenue lorsqu'on a ajouté un volume  $V_3 = 30 \text{ mL}$  de S<sub>3</sub>.

a- Faire un schéma annoté du dispositif du dosage.

b- Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage qui met en jeu les couples redox :  $I_2/I^-$  et  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$ .

c-Calculer la quantité de matière de diode dosé.

d – Déterminer la quantité de matière de  $SO_2$  dans la solution S.

e– Déduire le pourcentage de  $SO_2$  dans 1L d'air.

On donne : Volume molaire de l'air :  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

**5**

A  $V_0 = 60\text{mL}$  d'une solution ( S ) de sulfate de fer II  $FeSO_4$  acidifiée ,de concentration  $C_0$  inconnue , on ajoute  $V_1= 10 \text{ mL}$  d'une solution ( $S_1$ ) de nitrate d'ammonium  $NH_4NO_3$  de concentration  $C_1= 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  .Un gaz incolore de formule NO (monoxyde d'azote ),qui devient roux à l'air ,se dégage.

1) Sachant que les ions nitrate  $NO_3^-$  et fer II se transforment respectivement en ion fer III et en monoxyde d'azote NO:

a)Ecrire les demi - équations électroniques puis l'équation bilan de la réaction .Déduire les couples redox mis en jeu .

b) Calculer la quantité d'ions ferII consommés par cette réaction ; sachant que dans le mélange initial les ions fer II sont en excès. .

2) Une fois le dégagement gazeux est terminé , on dose les ions ferII restants par une solution de permanganate de potassium  $KMnO_4$  à

$C_2 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ .L'équivalence est obtenue pour  $V_{KMnO_4} = V_2 = 12\text{mL}$ .

a)Ecrire les demi - équations électroniques puis l'équation bilan de la réaction .Déduire les couples rédox mis en jeu .

b) Calculer la quantité d'ions ferII dosés par cette réaction .

3) Calculer la concentration  $C_0$ de la solution ( S ).

**6**

A partir d'une solution étalon (  $S_e$  ) de chlorure de potassium (  $KCl$  ) de concentration molaire  $C_e = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  , on prépare six solutions diluées et à l'aide d'un montage conductimétrique on mesure la conductance G de chaque solution. Les résultats de l'expérience sont donnés dans le tableau suivant :

Concentration molaire ( $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ )	0, 24	0,48	0,96	1,44	1,92	2,4
Conductance (millisiemens)	0,28	0,56	1,16	1,70	2,28	2,78

1) Tracer la courbe d'étalonnage  $G = f(C)$  .

2) Cette solution de chlorure de potassium est vendue au pharmacie dans des ampoules de volume  $v = 20 \text{ ml}$  contenant chacune une masse m de (  $KCl$  ). La mesure de la conductance de cette solution a donné  $G_0 = 293$  millisiemens.

• La courbe d'étalonnage obtenue permet-elle de déterminer directement la concentration molaire  $C_0$  de la solution de l'ampoule ? Justifier la réponse.

3) On dilue 200 fois le contenu de l'ampoule et on mesure de nouveau la conductance, on obtient  $G_1 = 1,88$  millisiemens.

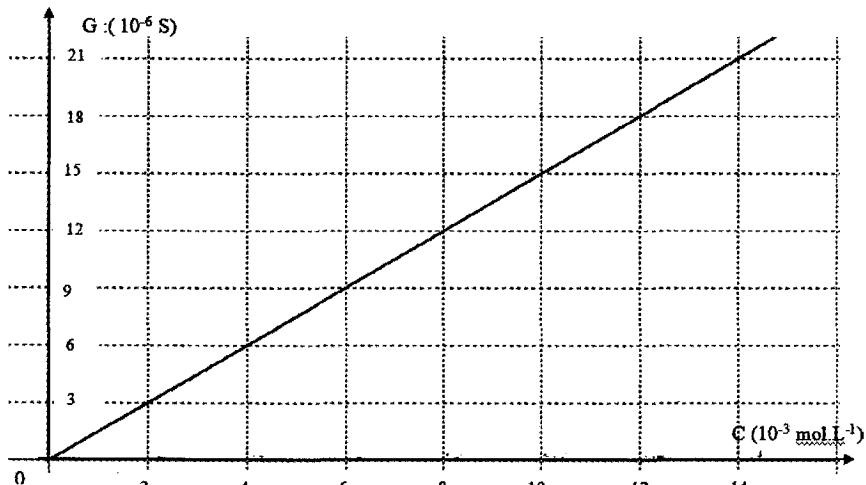
- a / Déterminer la concentration  $C_1$  de la solution diluée du KCl .  
 b / Déduire la concentration  $C_0$  de la solution contenue dans l'ampoule .  
 c / Déterminer la quantité de matière du KCl dans cette ampoule, en déduire la masse  $m$  correspondante.

On donne :

$$M(K) = 39 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{et} \quad M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

**7**

Soit une solution  $S_0$  d'iodure de potassium de concentration  $C_0$  que l'on veut déterminer.



Pour cela on trace la courbe d'étalonnage  $G = f(C)$ , représentant la conductance en fonction de la concentration, d'une série de solutions d'iodure de potassium. Soit une solution  $S_1$  de KI obtenue par dilution 10 fois de  $S_0$ . La mesure, dans les mêmes conditions que les solutions précédentes, de la conductance de  $S_1$  donne  $G_1 = 15 \cdot 10^{-6} \text{ S}$ .

- 1) a- Décrire brièvement le protocole expérimental qui permet de déterminer la conductance d'une solution.
  - b- Etablir la relation entre la conductance  $G$  et la concentration  $C$ .
  - c- Dire en justifiant la réponse, si en diluant la solution, elle devient plus ou moins conductrice.
- 2) a - Déterminer la concentration  $C_1$  de la solution  $S_1$ .
  - b- En déduire la concentration  $C_0$  de  $S_0$ .
  - c- Calculer la masse  $m$  de KI à dissoudre dans l'eau pour obtenir 500 mL de  $S_0$ .
- 3) On fait agir , en milieu acide , un volume  $V_1 = 20 \text{ mL}$  de  $S_1$  sur un volume  $V_2 = 5 \text{ mL}$  d'une solution d'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentration  $C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , il se forme de l'eau et de diiode.
- a- Ecrire l'équation de la réaction chimique qui se produit.
  - b- Préciser les couples redox mis en jeu.

c- Déterminer les concentrations des ions  $I^-$  et  $K^+$  dans le mélange final.

On donne .  $M_K = 39 \text{ g.mol}^{-1}$   $M_I = 127 \text{ g.mol}^{-1}$ .

8

On introduit dans un ballon de verre dont le volume à la température  $\theta = 0^\circ\text{C}$  est  $0,5 \text{ L}$  une quantité d'air gazeux.

La même quantité d'air occupe  $1,5 \text{ L}$  à la température  $\theta = 0^\circ\text{C}$  et sous une pression de  $1 \text{ atm}$ .

A l'aide d'un chauffe ballon, on porte la masse d'air à la température  $90^\circ\text{C}$ .

1) Rappeler l'équation d'état des gaz parfaits en précisant dans le système international l'unité de chaque grandeur.

2) Déterminer la quantité de matière du gaz dans le ballon.

3) Calculer en (atm) la pression de l'air dans le ballon pour chacun des cas suivants :

a- à  $\theta = 0^\circ\text{C}$ .

b- à  $\theta = 90^\circ\text{C}$ .

On donne :

$$1\text{atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} ; \quad 1\text{L} = 10^{-3} \text{ m}^3 \quad \text{et} \quad R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

9

On appelle gaz parfait, un gaz qui répond rigoureusement à trois lois distinctes soit celle de Boyle-Mariotte, de Gay-Lussac et de Charles. Ce gaz parfait a des propriétés particulières, en effet son modèle est le plus simple de tous, puisqu'il ne tient pas compte des interactions moléculaires. La théorie des gaz parfaits est construite sur les deux hypothèses suivantes :

-Les molécules sont considérées comme des points matériels. C'est-à-dire que l'on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz.

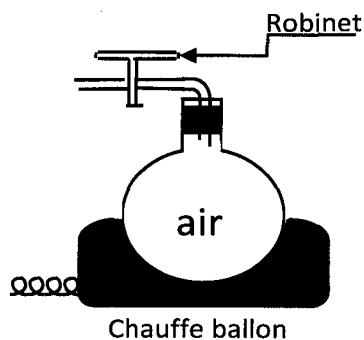
- Toute les interactions entre les molécules sont négligées sauf au moment des chocs.

Quand la température est constante et que l'on change la pression ou le volume, nous pouvons dire que le gaz subit une transformation isotherme.

Par suite à l'augmentation de pression les molécules deviennent très rapprochées, elles commencent à exercer des forces d'attraction les unes sur les autres et le gaz ne répond plus rigoureusement à la loi des gaz parfaits.

Un gaz parfait est caractérisé par sa densité par rapport à l'air qui ne dépend pas des conditions de pression et de température. Mais sa masse volumique est proportionnelle à sa pression est inversement proportionnelle à sa température absolue.

1) a- Rappeler la loi de Boyle-Mariotte et montrer qu'elle permet d'expliquer une transformation isotherme.



b- Quelle relation existe-t-il entre la température absolue du gaz et sa température en degrés Celsius ?

c- Rappeler l'équation d'état des gaz parfaits. Donner la signification de chaque terme de l'équation et préciser chaque fois son unité.

2) Désignons par  $n$  une quantité de matière invariable d'un gaz et par  $m$  sa masse dans deux états différents : état (1) :  $(P_1, V_1, T_1)$   
état (2) :  $(P_2, V_2, T_2)$ .

a- Monter que la masse volumique du gaz s'écrit  $\rho = \frac{n \times M}{V}$ , avec  $M$  : masse molaire du gaz et  $V$  son volume.

b- Montrer que  $\frac{\rho_2}{\rho_1} = \frac{P_2 \cdot T_1}{P_1 \cdot T_2}$ . ( $\rho_1$  la masse volumique à  $T_1$  et  $\rho_2$  la masse volumique à  $T_2$ )

c- Cette relation est-elle en accord avec le texte ? Justifier.

10

Une bouteille de volume 0,5 L contenant du chlorure d'hydrogène HCl gazeux sous une pression de 6,0 atm.

1-Calculer la quantité de matière de HCl contenue dans la bouteille si la température est égale à 18 °C.

2-Calculer le volume de HCl gazeux qu'on pourrait récupérer à la pression atmosphérique et à la température de 18 °C.

3-On remplit un ballon de volume 1,0 L de chlorure d'hydrogène gazeux à la pression atmosphérique et à la température de 18°C. Calculer la masse de HCl dans le ballon.

On donne :

$$1\text{atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} ; 1\text{L} = 10^{-3} \text{ m}^3 \quad \text{et} \quad R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1} \quad M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}.$$

11

Un récipient fermé de volume  $V = 50 \text{ cm}^3$  renferme un mélange gazeux constitué de  $n_1 = 2 \cdot 10^{-3}$  mol de dihydrogène  $\text{H}_2$  et de  $n_2$  mol de monoxyde de carbone  $\text{CO}$ , gaz supposés parfaits. Le mélange est porté à la température  $\theta_1 = 228^\circ\text{C}$ , la pression est alors  $p_1 = 4 \text{ bar}$ .

1- a- Calculer la quantité de matière du mélange gazeux dans le récipient.

b- Déduire  $n_2$ .

2- Dans ces conditions, le dihydrogène réagit avec le monoxyde de carbone pour donner le méthanol suivant l'équation :



a - Déterminer le réactif limitant.

b - A la fin de la réaction, on obtient un mélange gazeux qu'on note  $M$ .

b<sub>1</sub> - Calculer la quantité de matière de chacun des constituants de  $M$ .

b<sub>2</sub> - La température étant maintenue constante. Calculer la pression  $P_2$  du

mélange M.

On donne : Constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,  
 $1\text{bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

12

détermination de l'indice d'iode d'une huile d'olive.

On fait agir sur une masse  $m = 18 \text{ g}$  d'huile d'olive, sur  $n(I_2) = 0,15 \text{ mol}$  de diiode. Le diiode étant en excès, on dose la quantité restante par une solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) de concentration molaire  $C_1 = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . le volume de thiosulfate nécessaire pour atteindre l'équivalence et  $V_1 = 0,9 \text{ L}$ .

- 1- Expliquer comment le diiode réagit avec l'huile d'olive
- 2- a- Ecrire l'équation de la réaction du dosage du diiode en excès.
- b- comment peut-on repérer l'équivalence
- 3- Calculer le nombre de mole de diiode qui s'est fixé sur les 80 g d'huile.
- 4- Déduire :
  - a- La masse de diiode fixée sur la masse  $m$  d'huile d'olive
  - b- L'indice d'iode de cette huile
- 5- Déduire le taux d'insaturation  $n$  de l'huile étudiée.

On donne : masse molaire de diiode  $M_I = 127 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

exemples de substances brutes	
	Indice d'iode
acide linoléique	181
acide oléique	90
Différentes huiles	
	Indice d'iode
huile de lin, certaines huiles de poissons	175-200
huile de carthame	135-150
huile de noix	145
huile d'oeillette	131-151
huile de soja	120-143
huile de tournesol (variété non)	110-143

"oléique")	
huile de maïs	103-128
huile de colza	96-100
huile d'arachide	80-105
huile d'olive	80-90
huile de ricin	85
huile de palme	25-32

## CORRIGÉS



1) Vrai

2) faux

3) vrai

4) vrai

5) faux c'est Simens (s)

6) faux

7) vrai

8) vrai

9) faux

10) vrai



1) A l'équivalence acido-basique, la quantité de matière d'acide initialement introduit est égale à la quantité de matière de base ajoutée à l'équivalence.



Etant donné que  $Na^+$  et  $Cl^-$  sont des ions spectateurs on peut écrire



3) A l'équivalence

$$n_{(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$

$$C_A V_{AE} = C_{B1} \times V_B$$

$$\Rightarrow C_{B1} = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{0,2 \times 17}{20} = 0,17 \text{ mol.L}^{-1}$$

4) La solution commerciale a été diluée 5 fois

$$\Rightarrow C_B = 5 \times C_{B1} = 5 \times 0,17 = 0,85 \text{ mol.L}^{-1}$$

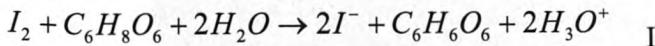
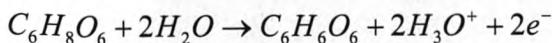
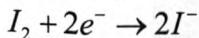
$$5) C_B = \frac{n}{V} = \frac{m}{M.V}$$

$$\Rightarrow m = C_B \times M_{(NaOH)} \times V$$

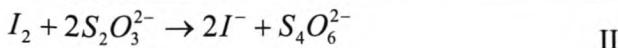
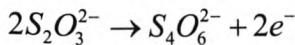
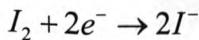
$$\text{AN : } m = 0,85 \times (23 \times 16 + 1) \times 1$$

$m = 34 \text{ g}$

3  
1)



2)



3) D'après la relation II

$$(n_{I_2})_r = \frac{1}{2} n_{S_2O_3^{2-}} = \frac{1}{2} C.V_E = \frac{1}{2} 5.10^{-3} \cdot 5.10^{-3}$$

$$(n_{I_2})_r = 12,5.10^{-6} \text{ mol}$$

Rq :  $(n_{I_2})_r$  = le nombre de moles total de  $I_2$  qui n'a pas réagi.

$$4) \text{ Le nombre de moles total de } I_2 \text{ est } (n_{I_2})_r = C_2.V_2 = 5.10^{-3} \times 10.10^{-3} \\ = 50.10^{-6} \text{ mol}$$

Le nombre de moles de  $I_2$  qui a réagi est  $(n_{I_2})_{réagi} = n(I_2)_t - (n_{I_2})_r$ 

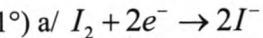
$$n(I_2)_{réagi} = 50.10^{-6} - 12,5.10^{-6} = 37,5.10^{-6} \text{ mol}$$

5) D'après l'équation I

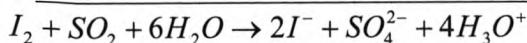
$$n_{(I_2)_{réagi}} = n_{C_6H_8O_6} = C_1.V_1$$

$$\Rightarrow C_1 = \frac{n_{(I_2)_{réagi}}}{V_1} = \frac{37,5.10^{-6}}{10.10^{-3}} = 37,5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

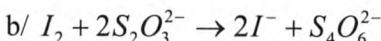
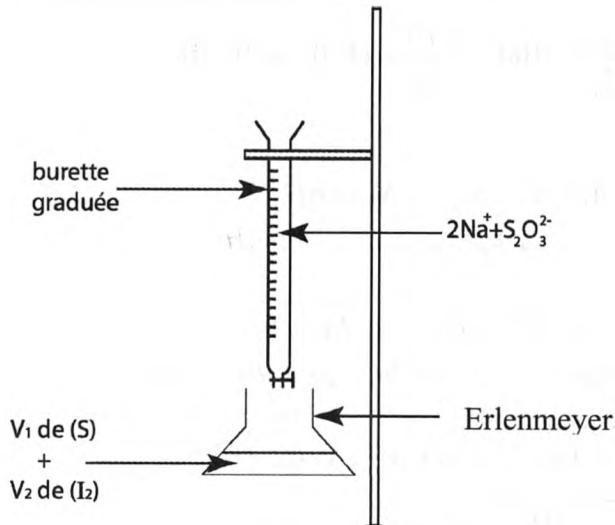
4  
1°) a/



b/



2°) a/



c/  $n_{(I_2)_{\text{dosé}}} = \frac{1}{2} n_{S_2O_3^{2-}} = \frac{1}{2} C_3 V_3$

$$n_{(I_2)_{\text{dosé}}} = \frac{1}{2} \times 10^{-3} \times 30 \cdot 10^{-3} = 15 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

d/ Nombre de moles de  $SO_2$  dans  $V_1 = 20 \text{ mL}$  de (S)

d'après I  $n_{(SO_2)} = n_{(I_2)_{\text{réagi}}}$

or  $n_{(I_2)_{\text{réagi}}} = n_{(I_2)_{\text{total}}} - n_{(I_2)_{\text{dosé}}}$

$$= C_2 V_2 - n_{(I_2)_{\text{dosé}}}$$

$$= 2 \cdot 10^{-3} \times 10^{-2} - 15 \cdot 10^{-6}$$

$$= 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow n(SO_2) \text{ dans } V_1 = 20 \text{ mL est } 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

Le  $n(SO_2)$  dans (S) de volume  $V=1 \text{ L}$  est

$$n(SO_2) = \frac{5 \cdot 10^{-6}}{V_1} \times 1 = \frac{5 \cdot 10^{-6}}{20 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

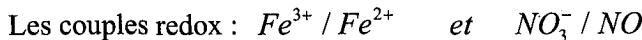
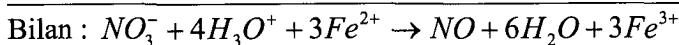
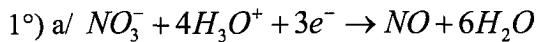
Or les  $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$  proviennent de  $10 \text{ L}$  d'air  $\Rightarrow 1 \text{ L}$  d'air contient  $n(SO_2) = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

$$\Rightarrow V(SO_2)_{(1 \text{ L d'air})} = n \times V_M$$

$$= 2,5 \cdot 10^{-5} \times 24 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ L}$$

$$\% (SO_2) = \frac{V_{(SO_2)}}{V_{air}} \times 100 = \frac{6.10^{-4}}{10} \times 100 = 6.10^{-3}\%$$

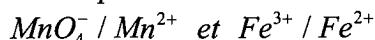
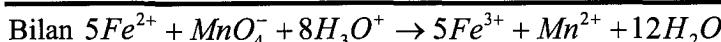
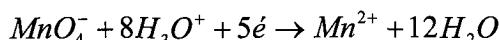
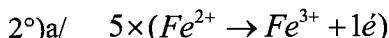
5



b/ D'après l'équation bilan :

$$n_{(Fe^{2+})\text{consommé}} = 3n_{(NO_3^-)} = 3 \times C_1 V_1 = 3 \times 0,1 \times 10^{-2}$$

$$n_{(Fe^{2+})\text{consommé}} = 3.10^{-3} \text{ mol} = n_1$$



b/ Soit  $n_2$  le nombre de moles dosées par cette réaction.

$$n_2 = 5n_{(MnO_4^-)} = 5 \times C_2 V_2 = 5 \times 0,05 \times 12.10^{-3} = 3.10^{-3} \text{ mol.}$$

3°) Calcul de  $C_0$  :

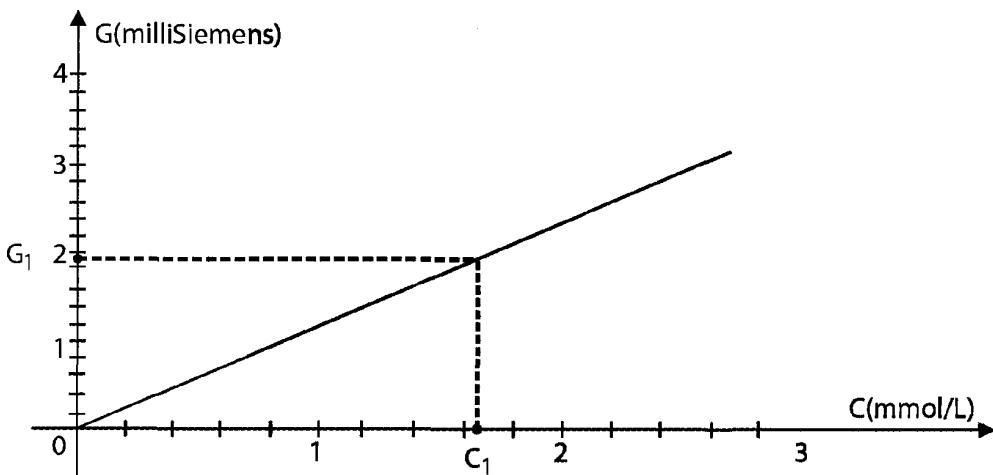
$$C_0 = \frac{n_{Fe^{2+}}}{V_0} = \frac{n_1 + n_2}{V_0}$$

$$C_0 = \frac{3.10^{-3} + 3.10^{-3}}{60.10^{-3}} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$



1°)



2°) Non car la conductance  $G_0 = 293 \text{ millisiemens}$  est très grande pour être lue sur la courbe.

$$3^{\circ}) \text{a/ } C_1 = \frac{C_0}{200}$$

$$G_1 = 1,88 \text{ milliesimens}$$

D'après la courbe  $G = f(C)$

$$G_1 \rightarrow C_1 = 1,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1},$$

$$\text{b/ } C_0 = 200 \times C_1 = 0,324 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{c/ } C_0 = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C_0 \times V$$

$$n = 0,324 \cdot 20 \cdot 10^{-3}$$

$$n = 6,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

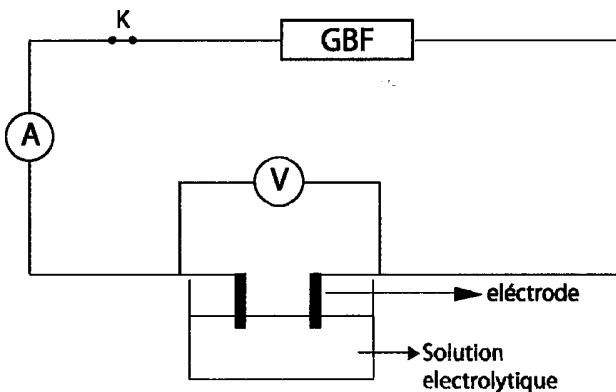
$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \times M$$

$$m = 6,48 \cdot 10^{-3} \times (39 + 35,5)$$

$$m = 0,4827 \text{ g}$$

7

1°)a/ L'ampèremètre mesure l'intensité efficace  $I$  qui traverse le circuit.  
Le voltmètre mesure la tension aux bornes des deux électrodes.



b/  $G = f(C)$  est une droite linéaire

$\Rightarrow G = K \times C$  avec  $K$  = la pente de la droite.

$$k = \frac{G}{C} = \frac{9 \cdot 10^{-6}}{6 \cdot 10^{-3}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ S.mol}^{-1} \cdot \text{L}$$

$$\Rightarrow \boxed{G = 1,5 \cdot 10^{-3} \cdot C}$$

c/ La conductance est proportionnelle à la concentration  $\Rightarrow$  si  $C$  diminue  $\Rightarrow G$  diminue et la solution devient moins conductrice.

2)a/ D'après la courbe :

$$G_1 = 15 \cdot 10^{-6} \text{ S} \Rightarrow C_1 = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

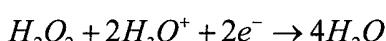
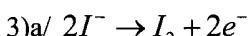
b/  $C_0 = 10 \times C_1$

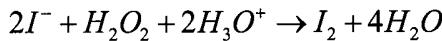
$$C_0 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

c/  $C_0 = \frac{n}{v} = \frac{m}{M.V} \Rightarrow m = C_0 \cdot M.V$

A.N:  $m = 10^{-1} \times (39 + 127) \times 0,5$

$$\boxed{m = 8,3 \text{ g}}$$





b/  $I_2 / I^-$  et  $H_2O_2 / H_2O$

c/  $n_{(I^-)} = C_1 V_1 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$$n_{(H_2O_2)} = C_2 V_2 = 0,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$n(I^-) > 2 n(H_2O_2) \Rightarrow H_2O_2$  est limitant

$$n_{(I^-)\text{restant}} = n_{(I^-)\text{total}} - n_{(I^-)\text{réagit}}$$

$$= 2 \cdot 10^{-4} - 2 \times 0,5 \cdot 10^{-4}$$

$$= 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow [I^-] = \frac{n_{(I^-)\text{restant}}}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-4}}{25 \cdot 10^{-3}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[K^+] = \frac{n_{K^+}}{V_1 + V_2} = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{25 \cdot 10^{-3}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

8

1°)  $PV = nRT$

P : la pression du gaz → en pascal (Pa)

V : volume occupé par le gaz →  $m^3$

n: la quantité de matière → mol

T : la température du gaz → K

R : la constante des gaz parfaits →  $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

2°)  $n = \frac{PV}{RT}$

$$n = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3}}{8,31 \times 273} = 6,69 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3°) a/  $\theta_1 = 0^\circ C \Rightarrow T_1 = \theta_1 + 273 = 273 K$

$$P_1 = \frac{n \cdot R \cdot T_1}{V_1} = \frac{6,69 \cdot 10^{-2} \times 8,31 \cdot 273}{0,5 \cdot 10^{-3}}$$

$$= 303,54 \cdot 10^3 Pa$$

$$= 3,0354 \cdot 10^5 Pa$$

$$\Rightarrow P_1 = \frac{3,0354 \cdot 10^5}{1,013 \cdot 10^5} = 2,996 atm$$

b/  $\theta_2 = 90^\circ C \Rightarrow T_2 = 90 + 273 = 363 K$

$$P_2 = \frac{nRT_2}{V_2 = V_1} = \frac{6,69 \cdot 10^{-2} \times 8,31 \cdot 363}{0,5 \cdot 10^{-3}} \\ = 4,03611 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\Rightarrow P_2 = \frac{4,03611 \cdot 10^5}{1,013 \cdot 10^5} = 3,98 \text{ atm}$$

9

1)a/ La loi de Boyle-Mariotte

P.V=constante à T=constante

La température reste constante  $\Rightarrow$  la transformation correspondante est isotherme.

b/  $T = \theta + 273 \quad \theta \rightarrow {}^\circ\text{C}$

$$T \rightarrow K$$

c/  $PV = nRT$

P= la pression  $\rightarrow Pa$

V= le volume du gaz  $\rightarrow m^3$

n= la quantité de matière  $\rightarrow mol$

T= la température du gaz  $\rightarrow K$

R= la constante des gaz parfaits.

$$R \rightarrow J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$$

2)a/  $\rho = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V}$

b/  $\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{n \times M \times V_2}{V_1 \times nM} = \frac{V_2}{V_1} \quad \textcircled{1}$

d'autre part  $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

$$\Rightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1 T_2}{T_1 P_2} \quad \textcircled{2}$$

Or  $\textcircled{1} = \textcircled{2} \Rightarrow \boxed{\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{P_1 T_2}{P_2 \times T_1}}$

c/ Oui d'après le texte, la masse volumique est proportionnelle à la pression mais inversement proportionnelle à la température absolue.

$$\Rightarrow \rho_1 = K \frac{P_1}{T_1} \text{ et } \rho_2 = K \frac{P_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{P_1 T_2}{T_1 P_2}$$

10

1) L'équation d'état des gaz parfaits :

$$\text{PV} = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$\Rightarrow n = \frac{6 \times 1,013 \cdot 10^5 \times 0,5 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot (18 + 273)} = 0,126 \text{ mol}$$

2)  $P_1V_1 = nRT$

$$P_2V_2 = nRT$$

$$\Rightarrow P_1V_1 = P_2V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{6 \times 0,5}{1}$$

$V_2 = 3L$

3)  $m_{HCl} = n_{HCl} \times M_{HCl}$

Or  $\text{PV} = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$

$\Rightarrow m_{HCl} = \frac{PV}{RT} \cdot M_{HCl}$

A.N :  $m_{HCl} = 1,53 \text{ g}$

11

1)a/  $P_1V = nRT$

$$n = \frac{P_1V}{RT} = \frac{4,1,013 \cdot 10^5 \times 50 \cdot 10^{-6}}{8,31 \times (228 + 273)}$$

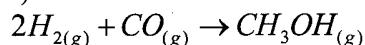
$$n = 4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

b/  $n = n_1 + n_2$

$$n_2 = n - n_1 = 4,86 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-3}$$

$n_2 = 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

2)



$$n_1 \qquad \qquad n_2$$

a/  $\frac{n_1}{2} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{2} = 10^{-3} \text{ mol}$

$$\frac{n_2}{1} = 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$\Rightarrow \frac{n_{(CO)}}{\text{coef}_{CO}} > \frac{n_{(H_2)}}{\text{coef}_{(H_2)}}$   $\Rightarrow H_2$  est limitant CO est en excès.

b/ b-1)  $n_{(H_2)\text{final}} = 0 \text{ mol}$

$$n_{(CH_3OH)} = \frac{1}{2} n_{(H_2)\text{initial}}$$

$$n_{(CH_3OH)} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{2} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{(CO)\text{restant}} = n_{(CO)\text{initial}} - n_{(CO)\text{réagit}}$$

$$n_{(CO)\text{réagit}} = \frac{1}{2} n_{(H_2)} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$= 2,86 \cdot 10^{-3} - 10^{-3}$$

$$\Rightarrow n_{(CO)\text{restant}} = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

b-2)  $P_2 V = nRT$

$$P_2 = \frac{n \times R \times T}{V}$$

$$\text{Avec } n = n_{(CH_3OH)} + n_{(CO)}$$

$$= 10^{-3} + 1,86 \cdot 10^{-3}$$

$$= 2,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

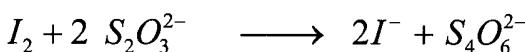
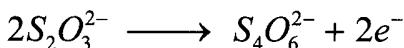
$$P_2 = \frac{2,86 \cdot 10^{-3} \times 8,31 \times (228 + 273)}{50 \cdot 10^{-6}}$$

$P_2 = 2,38 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

12

1°) L'huile d'olive contient des acides gras certains de ces acides contiennent dans leur chaîne carbonée une ou plusieurs doubles liaisons. Le diiode peut réagir avec ces acides par une réaction d'addition.

2°) a-



b- A l'équivalence, le mélange devient incolore.

$$3^{\circ}) \quad n_{(I_2)\text{fixé}} = n_{(I_2)\text{initiale}} - n_{(I_2)\text{excés}}$$

$$n_{(I_2)\text{excés}} = n_{(I_2)\text{dosé par } S_2O_3^{2-}} = \frac{1}{2} C_1 V_1$$

$$\Rightarrow n_{(I_2)\text{fixé}} = n_{(I_2)\text{initiale}} - \frac{1}{2} C_1 V_1 \\ = 0,15 - \frac{1}{2} 0,2 \times 0,9 = 0,06 \text{ mol}$$

$$4^{\circ}) \text{ a) } m_{(I_2)\text{fixée}} = n_{(I_2)} \times M_{I_2} \\ = 0,06 \times (127 \times) = 15,24 \text{ g}$$

$$\text{b) } I_i = \frac{M_{(I_2)\text{fixé}}}{m} \times 100 = \frac{15,24}{18} \times 100 = 84,66$$

c) Le taux d'instauration n de l'huile est la quantité de matière de diiode fixée par 100g d'huile :

$$\Rightarrow n = \frac{I_i}{M_{I_2}} = \frac{84,66}{254} = 0,333$$

## LA NOMENCLATURE

Dans les débuts de la chimie organique, lorsque le nombre de composés qu'elle avait recensés était encore restreint, ceux-ci recevaient des noms particuliers, rappelant souvent leur origine ("menthol" retiré de l'essence de menthe...). Puis le nombre des composés organiques augmentant très rapidement, il a fallu instituer une nomenclature systématique, c'est à dire fixer des règles assurant un langage commun entre tous les chimistes. Ces règles permettent d'associer à chaque formule développée un nom qui ne peut appartenir qu'à elle et, inversement, d'établir sans ambiguïté à partir d'un nom la structure du composé qu'il désigne.

Ces règles sont établies par un organisme international, l'UICPA (Union International de Chimie Pure et Appliquée, souvent désigné par son terme anglais **IUPAC**). On utilise cependant aussi des noms particuliers, consacrés par l'usage, mais non conformes à la nomenclature systématique. On aura intérêt en cas de difficulté à consulter le site de UICPA constamment remis à jour.

### Principe général :

Le nom attribué à une molécule se construit par la réunion, dans un ordre et selon des règles d'écriture strictement déterminées, d'éléments traduisant chacune de ses particularités. Cette construction s'effectue en deux étapes

- On établit d'abord le nom de la chaîne carbonée qui constitue la base du nom du composé.
- On ajoute ensuite des préfixes et/ou suffixes, ainsi que des indices numériques, indiquant la nature et la position sur la chaîne des atomes ou groupes particuliers.

### LA NOMENCLATURE DES ALCANES. : terminaison -ane, formule générale : $C_nH_{2n+2}$ , symbole RH

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés. Les noms des 20 premiers **alcanes** linéaires sont donnés dans le tableau 1. Leurs racines révèlent le nombre d'atomes de carbone présents dans la chaîne, excepté pour les 4 premiers qui ont reçu des noms spéciaux intégrés dans la nomenclature systématique.

Tableau 1 : Nom des alcanes à chaîne linéaire  $C_nH_{2n+2}$

n	Nom	Formule	n	Nom	Formule
1	Méthane	CH <sub>4</sub>	12	Dodécane	C <sub>12</sub> H <sub>26</sub>
2	Ethane	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	13	Tridécane	C <sub>13</sub> H <sub>28</sub>
3	Propane	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	14	Tétradécane	C <sub>14</sub> H <sub>30</sub>
4	Butane	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	15	Pentadécane	C <sub>15</sub> H <sub>32</sub>
5	Pentane	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	16	Hexadécane	C <sub>16</sub> H <sub>34</sub>
6	Hexane	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	17	Heptadécane	C <sub>17</sub> H <sub>36</sub>
7	Heptane	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	18	Octadécane	C <sub>18</sub> H <sub>38</sub>
8	Octane	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	19	Nonadécane	C <sub>19</sub> H <sub>40</sub>
9	Nonane	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	20	Eicosane	C <sub>20</sub> H <sub>42</sub>
10	Décane	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	30	Triacontane	C <sub>30</sub> H <sub>62</sub>
11	Undécane	C <sub>11</sub> H <sub>24</sub>	40	Tétracontane	C <sub>40</sub> H <sub>82</sub>

Les groupes alkyles résultent de l'enlèvement d'un hydrogène à partir d'un alcane. Ils sont nommés en remplaçant la terminaison -ane par -yle. Le tableau 2 présente quelques groupes alkyles ramifiés possédant des appellations courantes.

Tableau 2 : Groupes alkyles ramifiés

Structure	Nom courant	Nom systématique	Dérivé du
	Isopropyle	1-méthyléthyle	Propane
	Isobutyle	2-méthylpropyle	2-méthylpropane (isobutane)

	Sec-butyle	1-méthylpropyle	Butane
	Tert-butyle	1,1-diméthyléthyle	2-méthylpropane (tertiobutane)
	Néopentyle	2,2-diméthylpropyle	2,2-diméthylpropane (néopentane)

Remarque quant aux préfixes sec- tert- :

- Un carbone primaire est un carbone lié seulement à 1 autre atome de carbone; les atomes d'hydrogène attachés à pareil carbone sont appelés des hydrogènes primaires et un groupe alkyle provenant de l'enlèvement d'un hydrogène primaire est dit, lui aussi, primaire.

Un carbone secondaire est attaché à 2 autres atomes de carbones et un tertiaire l'est à 3. Leurs hydrogènes sont qualifiés de même. Comme le montre le tableau 2 l'enlèvement d'un H secondaire aboutit à un groupe alkyle secondaire et l'enlèvement d'un tertiaire à un groupes alkyle tertiaire. Enfin un carbone porteur de 4 groupe alkyle est qualifié de quaternaire.

Le carbone du méthane est dit unaire, ainsi que l'hydrogène fixé dessus dans les dérivés du méthane.

Comment nommer les alcanes ramifiés ?Règle IUPAC n° 1.

*Repérer et nommer la chaîne la plus longue que l'on puisse trouver au sein de la molécule.*

- Si une molécule présente deux ou plusieurs chaînes d'égale longueur, on choisit comme substrat la chaîne qui porte le plus grand nombre de substituants.

Règle IUPAC n°2.

*Nommer tous les groupes carbonés greffés sur la plus longue chaîne en tant que substituants alkyles.*

Si la chaîne du substituant est elle-même ramifiée la même règle s'applique : on recherche d'abord la chaîne la plus longue puis on nomme toutes les annexes.

**Règle IUPAC n°3.**

*Numéroter les carbones de la chaîne la plus longue en commençant par l'extrémité la plus proche d'un substituant.*

Si deux substituants sont à égale distance des deux extrémités de la chaîne, on se base sur l'alphabet pour décider du sens du numérotage du substrat. Le substituant à énoncer le premier d'après l'ordre alphabétique est considéré comme étant fixé sur le carbone portant le plus petit chiffre.

Si il y a plus de 2 substituants on numérote la chaîne dans le sens qui fournit le chiffre le plus petit au niveau de la première différence entre les deux modes de numérotage possibles (principe de la différence au premier niveau).

**Règle IUPAC n°4.**

*Ecrire le nom de l'alcane en arrangeant tout d'abord tous les substituants par ordre alphabétique (chacun étant précédé, à l'aide d'un tiret, du numéro de l'atome de carbone auquel il est attaché), puis en y adjoignant le nom du substrat.*

- Lorsqu'une molécule contient un même substituant en plusieurs exemplaires, on fait précéder le nom de celui-ci par un préfixe tel que di, tri, tétra, et ainsi de suite. Les positions d'attache sur la chaîne parentale sont indiqués sous forme d'une séquence qui précède le nom du substituant et ces chiffres sont séparés par des virgules (ces préfixes ne sont pas pris en compte dans l'arrangement alphabétique).

**LA NOMENCLATURE DES HALOGENOALCANES.** symbole  $RX$ ;  $X$ =atome d'*halogène (F, Cl, Br, I)*.

L'*halogène* est considéré comme un substituant fixé au squelette de l'*alcane*. Ces composés sont nommés en harmonie avec les règles qui s'appliquent à la nomenclature des alkanes, le substituant halogéné étant considéré de la même manière qu'un groupe alkyle.

Ex.: Le bromoéthane :  $\text{Br}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

**Remarques :**

- Avant on considérait les **halogénoalcanes** comme étant des **halogénures d'alkyle**, aussi on peut rencontrer des composés nommés selon cette règle

- Ex :  $\text{CH}_3\text{-I}$  : iodure de méthyle (au lieu de iodométhane)

Certains solvants halogénés portent des noms consacrés par l'usage.

- $\text{CCl}_4$  : tétrachlorure de carbone;  $\text{CHCl}_3$  : chloroforme;  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  : chlorure de méthylène.

**3- LA NOMENCLATURE DES COMPOSÉS ORGANOMETALLIQUES**

Les composés organométalliques comportent une, ou plusieurs liaisons, carbone-métal. S'ils sont de la forme  $R\text{-MX}$  ( $M$  : métal;  $X$  : halogène), ce sont des "halogénures d'alkylmétal".

Ex. :  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-MgI}$  iodure d'éthylmagnésium

S'ils sont de la forme  $R\text{-M-R}$  ce sont des alkylmétal, nommés sur le modèle ci-dessous.

Ex. :  $\text{CH}_3\text{-Cd-CH}_3$  diméthylcadmium

## LA NOMENCLATURE DES ALCOOLS. *dénomination : alcanol, Symbole ROH*

• Le nom de l'alcool dérive de la chaîne la plus longue contenant le substituant OH. Cette chaîne peut très bien ne pas être la plus longue chaîne de la molécule. Pour localiser les positions tout au long de la chaîne on numérote chaque atome de carbone en commençant par l'extrémité la plus proche du groupe OH. Ce sont des **alcanols**.

• Les noms des autres substituants qui sont fixés sur la chaîne sont ajoutés au substrat alkanol en tant que préfixes.

• En tant que substituant, le groupe OH est appelé **hydroxy**.

• Tout comme dans le cas des halogénoalcanes, les alcools peuvent être subdivisés en alcools primaires, secondaires et tertiaires.

Dans la nomenclature courante le nom alcool était suivi du nom du groupe alkyle écrit séparément. Il est préférable de ne pas en faire usage mais il est utile de les connaître.

• Dans ces noms courants la position d'un substituant est indiqué par une lettre grecque. Selon l'ordre alphabétique le carbone portant le groupe hydroxyle est désigné par  $\alpha$ , le carbone voisin par  $\beta$  et ainsi de suite.

## LA NOMENCLATURE DES ETHERS. *Ethers, dénomination :*

### *alkoxyalcano, Symbole ROR'*

Ils sont considérés comme des alcanes porteurs d'un substituant alkoxylique. On incorpore le plus petit substituant dans le groupe alkoxylique, tandis que le plus important des substituants sert à définir le substrat.

Ex :  $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$  méthoxyéthane

Les **alkoxyalcanes** peuvent également être considérés comme des dérivés alcools dans lesquels le proton hydroxylique a été remplacé par un groupe alkyle.

Leurs appellations courantes sont basées sur ce concept : on fait précédé les noms des 2 groupes alkyles par les mots "oxyde de".

Ex :  $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$  oxyde d'éthyle et de méthyle

• Remarque : certains solvants éthérés ont reçu des appellations consacrées par l'usage.

Le système de nomenclature le plus simple relatif aux éthers cycliques repose sur l'apparentement aux **oxacycloalcanes**, dans lesquels le préfixe oxa indique le remplacement d'un des carbones du cycle par un oxygène.

## LA NOMENCLATURE DES ALCENES. *: $C_nH_{2n}$ , suffixe IUPAC : -ène, groupe fonctionnel $C=C$*

Règle 1 : Rechercher la plus longue chaîne qui contient le groupe fonctionnel, c'est à dire la  $C=C$ .

Règle 2 : Indiquer, à l'aide d'un nombre, la localisation de la double liaison dans la chaîne principale, en commençant le numérotage par l'extrémité la plus proche de la double liaison.

Ex : CH<sub>3</sub>-CH=CH-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub> pent-2-ène (et non pent-3-ène)

**Règle 3** : Les substituants et leurs positions sont ajoutés sous forme de préfixes au nom de l'alcène.

- Si la chaîne de l'alcène est symétrique, il faut numérotter ladite chaîne dans le sens qui donne au premier substituant rencontré le plus petit chiffre possible.

**Règles 4 et 5** : concerne la stéréoisométrie .

- **Règle 6** : Lors du numérotage de la chaîne, le groupe fonctionnel hydroxyle est prioritaire par rapport à la double liaison. Les alcools contenant des doubles liaisons dans leur squelette moléculaire sont nommés en tant qu'alcénol et la souche incluant les 2 fonctions est numérotée de manière à ce que le carbone porteur du groupe OH présente le plus petit indice localisateur possible.

**Règle 7** : Les substituants qui contiennent une double liaison sont appelés des groupes alcényles.

par ex : CH<sub>2</sub>=CH-CH<sub>2</sub>=CH-CH<sub>2</sub>- CH<sub>3</sub>-CH=CH-

Ethényle (vinyle) prop-2-ényle (allyle) prop-1-ényle

- Le numérotage de la chaîne du substituant commence au point d'attache à la souche fondamentale.

Remarque :

Les noms courants de certains alcènes sont toujours employés. Dans ceux-ci, le suffixe est **-ylène**.

Ex. : CH<sub>2</sub>=CH-CH<sub>3</sub> : propylène; CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub> : éthylène

**LA NOMENCLATURE DES ALCYNES. C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>, suffixe -yne, groupe fonctionnel C≡C'**

- Des noms courants sont encore employés pour de nombreux alcynes. Ils comprennent le mot acétylène, qui est le nom courant du plus petit alcyne C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>. Les autres alcynes sont ainsi traités comme ses dérivés, par ex les alkylacétylène.

Noms courants pour certains alcynes :

Ex. : HC≡CH ; CH<sub>3</sub>C≡CCH<sub>3</sub> ; CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>C≡CH

Acétylène diméthylacétylène ; propylacétylène

- Les règles IUPAC de nomenclature des alcènes s'appliquent également aux alcynes, étant entendu que le suffixe -ène est remplacé par -yne. La position de la triple liaison dans la chaîne principale est indiquée par un nombre.

- Les substituants comportant une liaison triple sont appelés des groupes alcényles. Ainsi le substituant dont la structure est -C≡CH est appelé éthyne.

Ex : CH≡CCH<sub>2</sub>OH prop-2-yn-1-ol [alcool propargylique]

- Dans la nomenclature IUPAC un hydrocarbure contenant à la fois une double et une triple liaison est appelé un **alcényle**. La chaîne est numérotée à partir de l'extrémité la plus proche de l'un ou l'autre de ces groupes fonctionnels. Lorsque

la liaison double et la liaison triple sont à des distances égales au niveau des extrémités, on attribue à la liaison double le plus indice localisateur.

Ex :  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$  pent-1-én-4-yne (et nom pent-4-én-1-yne)

- les alcynes contenant une fonction hydroxyle sont appelés des **alcynols**. Lorsqu'une telle chaîne est numérotée, le groupe OH est prioritaire tant par rapport à la double liaison qu'à la triple liaison.

### LA NOMENCLATURE DES ACIDES CARBOXYLIQUES

Comme d'autres composés organiques, de nombreux acides carboxyliques ont reçu diverses appellations courantes que l'on retrouve fréquemment dans la littérature (voir tableau ci-dessous).

Tableau : Noms courants et systématiques et sources naturelles des acides carboxyliques

Structure	Nom IUPAC	Nom courant	Source naturelle
HCOOH	Acide méthanoïque	Acide formique	Fourmis
$\text{CH}_3\text{COOH}$	Acide éthanoïque	Acide acétique	Vinaigre
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Acide propanoïque	Acide propionique	Produits laitiers
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Acide butanoïque	Acide butyrique	Beurre
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$	Acide pentanoïque	Acide valérique	Racine de valériane
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$	Acide hexanoïque	Acide caproïque	Odeurs de bouc

Le système IUPAC construit les noms des acides carboxyliques en remplaçant la désinence -e du nom de l'alcane par -oïque et en faisant précédé le tout par le mot acide. La chaîne de l'acide alcanoïque est numérotée en assignant le n°1 au carbone carboxylique et en positionnant tous les substituants tout au long de la plus grande chaîne carbonée incluant obligatoirement le groupe -COOH.

Ex :  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$  acide propanoïque

- La fonction carboxyle est prioritaire vis-à-vis de tous les groupes fonctionnels dont il a été question jusqu'ici. Dans le cas d'acides carboxyliques contenant d'autres fonctions, on veille à ce que la plus longue chaîne choisisse comprenne le plus grand nombre possible des autres groupes fonctionnels.

- Les acides cycliques saturés sont nommés en tant qu'acides cycloalcanecarboxyliques. Leurs homologues aromatiques sont les acides benzoïques. Dans ces composés c'est le carbone auquel le groupe fonctionnel carboxyle est attaché qui est le C1.

Les acides dicarboxyliques sont dénommés en tant qu'acides dioïques. Les appellations courantes de ceux-ci reflètent leurs origines naturelles.

## LA NOMENCLATURE DES ALDEHYDES ET DES CETONES

### *Noms courants*

- Pour des raisons historiques, de nombreux aldehydes ont gardé leur appellations courantes. Celles-ci dérivent du morphème rappelant le nom courant de l'acide carboxylique correspondant en remplaçant la désinence -ique par -aldéhyde et en supprimant le mot acide.

- Un certain nombre de cétones ont également reçu des noms courants, où l'on voit apparaître les noms des deux substituants suivis du mot cétone.

### *Noms IUPAC*

- Les noms systématique s'obtiennent en considérant les aldéhydes comme des dérivés des alcanes, la terminaison -e de ces derniers étant remplacée par -al. Ainsi un alcane devient un alcanal.

- On numérote la chaîne porteuse de substituants en attribuant le n°1 au carbone carbonylique.

Les aldéhydes qu'il est difficile de nommer par référence à des alcanes sont plutôt décrits comme des carbaldéhydes.

- Les cétones sont appelées des alkanones, la terminaison -e du nom de l'alcane étant remplacée par -one. On numérote la chaîne de manière à attribuer le plus petit nombre possible au carbone carbonylique, sans regarder à la présence d'autres substituants ou d'autres groupes fonctionnels.

Les cétones aromatiques sont nommées en tant qu'alkanones substitués par un groupe aryle.

- les cétones serties dans un cycle sont appelées des cycloalkanones.

Ex.

Ex. aldéhydes et cétones comprenant d'autres groupes fonctionnels

Le nom systématique du fragment de la formule générale RCO- est appelé **alcanoyle**, bien que le terme plus ancien **acyle** soit encore largement employé. Les noms courants formyle et acétyle ont été retenu par l'IUPAC. Le terme oxo désigne la localisation d'un groupe carbonyle de type cétone lorsque celui-ci est présent conjointement avec une fonction aldéhyde.

## LA NOMENCLATURE DES ANHYDRIDES

- Les anhydrides carboxyliques, ROCOCOR, sont tout simplement nommés en faisant précéder le nom de l'acide (ou les noms des acides dans le cas des anhydrides mixtes) par le terme anhydride. Cette méthode s'applique également aux dérivés cycliques.

## LA NOMENCLATURE DES HALOGENURES D'ACIDE (OU D'ACYLE)

Le remplacement, dans un acide carboxylique, du groupe OH par un halogène X engendre un halogénure d'acide, R-CO-X. Les groupes RCO portant le nom générique de groupes acyles, ces composés sont également appelés halogénures d'acyles.

Les noms des groupes acyles dérivent de ceux des acides en remplaçant la terminaison -ique par la terminaison -yle. Les groupes acyle qui dérivent des

acides cycloalcanecarboxyliques sont nommés en remplaçant la terminaison -xylique par la terminaison -nyle.

Les halogénures d'acyle sont nommés en faisant précéder le nom du groupe acyle des mots fluorure de, chlorure de bromure de ou iodure de.

Ex. :  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCl}$  chlorure de propionyle (ou de propanoyle)

### **LA NOMENCLATURE DES ESTERS**

Les esters sont nommés en tant qu'alcanoates d'alkyle.

Lorsque le groupe ester (-COOR) doit être considéré comme substituant, on l'appelle un alkoxy carbonyle.

- Un ester cyclique est appelé une lactone; le nom systématique serait une oxacycloalcan-2-one. D'après la taille du cycle, son nom peut être précédé par le préfixe  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ , etc.



# Exercices corrigés

pour s'entraîner toute l'année



## Dans la même collection

La collection **ATOMIX**  
propose pour chacune des notions fondamentales du programme :

- > Des rappels de cours
- > Des exercices progressifs et classés par thèmes couvrant la totalité du programme
- > Tous les corrigés des exercices et des problèmes détaillés et commentés.

### 1<sup>ère</sup> Année

- > Physique & Chimie

- Section Sciences Techniques
  - > Physique
  - > Chimie

### 2<sup>ème</sup> Année

- Filière Sciences
  - > Physique & Chimie

### 4<sup>ème</sup> Année



- Section Mathématiques
  - > Physique
  - > Chimie

### 3<sup>ème</sup> Année

- Section Mathématiques
  - > Physique
  - > Chimie

- Section Sciences Expérimentales
  - > Physique
  - > Chimie

- Section Sciences Expérimentales
  - > Physique
  - > Chimie

- Section Sciences de l'Informatique
  - > Physique & Chimie

- Section Sciences de l'Informatique
  - > Physique & Chimie

- Section Sciences Techniques
  - > Physique
  - > Chimie

