

## Table des matières

LECON 1 : GENERALITES SUR LES COMPOSES ORGANIQUES.....	2
LECON 2 : LES ALCANES .....	10
LEÇON 3: HYDROCARBURES INSATURES : ALCENES ET ALCYNES .....	23
LEÇON 4 : LE BENZENE.....	35
LEÇON 6 : QUELQUES COMPOSES ORGANIQUES OXYGENES .....	42
LEÇON 7 : L'ETHANOL.....	50
REACTION D'OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE.....	57
CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES REDOX.....	62
CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES REDOX.....	69
AUTRES COUPLES OXYDANT- REDUCTEURS DOSAGES .....	75
REACTION D'OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE .....	80
ELECTROLYSE .....	84
CORROSION ET PROTECTION DES METAUX.....	87

## COMPETENCE 4 : TRAITER UNE SITUATION SE RAPPORTANT A LA CHIMIE ORGANIQUE

### THEMIE : CHIMIE ORGANIQUE

## LECON 1 : GENERALITES SUR LES COMPOSES ORGANIQUES

### ACTIVITE D'APPLICATION

#### EXERCICE 1

Parmi les composés cités ci-dessous qui contiennent tous l'élément carbone :

1. Le saccharose
2. Le dioxyde de carbone
3. Le butane ;
4. Le graphite ;
5. L'éthanol
6. Le carbonate de calcium
7. L'urée,
8. Le diamant.
9. Les peintures et vernis.
10. Le tergal et les fibres de synthèse
11. Les savons et détergents
12. Les carreaux de faïence

Recopie dans l'ordre, les numéros de ceux qui sont des composés organiques.

#### EXERCICE 2

Complète le texte ci-dessous à l'aide des mots et expressions suivants qui conviennent : Organique, carbone, organismes, extraits, minérale, composés, matière.

En 1990, le chimiste Français Nicolas Lémery faisait la séparation entre la chimie minérale et la chimie organique.

La chimie minérale, est la chimie des organismes issus de la matière inerte. La chimie Organique était celle des composés extraits des organismes vivants. Ceux-ci renferment essentiellement l'élément carbone. La chimie Organique est de ce fait devenue la chimie des composés du carbone. Toutefois, certains composés tels que le carbone, les oxydes de carbones et les cyanures, bien que contenant l'élément carbone ont un caractère minérale.

#### EXERCICE 3

1. Indique ce qui différencie la pyrolyse de la combustion.
2. Ecris la formule générale d'un composé contenant du carbone, de l'oxygène de l'azote et de l'hydrogène.
3. Définis la chimie organique.

#### EXERCICE 4

Un composé organique A dont la masse molaire est  $M_A = 105 \text{ g/mol}$  a pour densité par rapport à l'air :

$$d = 1,05$$

$$d = 2,9$$

$$d = 3,62$$

$$d = 0,76$$

Recopie la proposition correspondant à la bonne réponse.

#### EXERCICE 5

La densité de vapeur d'un composé organique A par rapport à l'air est  $d = 2,48$ .

Sa masse molaire est :

$$M_A = 70 \text{ g/mol}$$

$$M_A = 72 \text{ g/mol}$$

$$M_A = 46 \text{ g/mol}$$

$$M_A = 86 \text{ g/mol}$$

Recopie la proposition correspondant à la bonne réponse.

#### EXERCICE 6

Un composé organique A dont la densité de vapeur par rapport à l'air est 1,55, a pour composition centésimale massique 15,6% en hydrogène, 31,1% d'azote et ....

1. l'un des éléments chimique présent dans A a été omis.

1.1 donne son nom.

1.2 Calcule son pourcentage massique.

2. Sachant que déterminer sa formule brute.

#### EXERCICE 7

Un alcool A de formule brute est  $C_4H_{10}O$  est principalement utilisé comme solvant et comme intermédiaire dans la synthèse chimique.

On donne les masses molaires atomiques en g/mol :  $M(C) = 12$  ;  $M(H) = 1$  ;  $M(O) = 16$

Relie chaque atome de l'alcool à son pourcentage massique.

carbone •	• 21,62%
Oxygène •	• 64,87%
hydrogène •	• 30%
	• 13,51%
	• 12%

## EXERCICE 8

L'acide méthanoïque se trouve dans le venin des fourmis. Il contient un seul atome de carbone et en masse 26,1% de carbone, 4,3% d'hydrogène; 69,6% d'oxygène.

Détermine la formule brute de l'acide méthanoïque.

## EXERCICE 9

La densité par rapport à l'air d'un hydrocarbure gazeux contenant 82,8% de carbone est égale à 2.

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

1. Calcule la masse molaire de l'hydrocarbure gazeux.
2. Détermine la formule brute de l'hydrocarbure gazeux.

## EXERCICE 10

La formule brute de l'éthanol communément appelé "koutoukou" est  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . Sa consommation excessive et répétée entraîne de nombreux dysfonctionnements au sein de notre organisme

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

Détermine les pourcentages massiques en carbone, hydrogène et oxygène de l'éthanol.

## EXERCICE 11

La quinine utilisée dans le traitement du paludisme, a une masse molaire égale à 324 g/mol et a pour formule brute  $\text{C}_{25}\text{H}_{24}\text{O}_2\text{N}_2$

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$

Détermine la composition centésimale massique de la quinine.

## EXERCICE 12

L'analyse élémentaire d'un composé organique A de masse molaire  $M = 324 \text{ g/mol}$  révèle en teneur en masse 74,07% de carbone, 7,4% d'hydrogène, 9,8% d'oxygène, 8,6% d'azote.

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$

Détermine la formule brute du composé organique A.

## EXERCICE 13

Recopie et complète chaque expression ci-dessous avec la grandeur chimique qui convient. On désigne la densité d'un gaz par rapport à l'air par  $d$  et la masse molaire moléculaire du gaz par  $M$ .

1.  $d = \dots \times M$
2.  $M = \dots \times \dots$

## EXERCICE 14

La formule brute du glucose est  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

On donne les masses molaires atomiques en g/mol :  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{O}) = 16$

1. Calcule la masse molaire moléculaire du glucose.
2. Détermine :
  - 2.1. Le pourcentage massique du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène dans le glucose.

## 2.2. La densité de vapeur par rapport à l'air du glucose.

### EXERCICE 15

La chlorophylle est un pigment présent dans les des plantes. Il permet la conversion de l'eau et du dioxyde de carbone en énergie chimique lors de la photosynthèse. Sa formule brute est  $C_{55}H_{72}N_4O_5Mg$ .

Données :  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(Mg) = 24 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(N) = 14 \text{ g/mol}$  ;

Recopie le diagramme suivant puis relie chaque élément chimique de la chlorophylle à son pourcentage massique.

%C	2,7
% N	8,07
%Mg	8,97
%O	6,3
%H	74

### SITUATION D'EVALUATION

#### EXERCICE 16

Dans le cadre des activités du cinquantenaire du lycée moderne Dimbokro, l'UP physique- chimie, organise un concours en vue de primer certains élèves de la 1<sup>ère</sup>C. Il leur demande d'identifier un corps pur gazeux A dont la formule brute est  $CH_xCly$ , x et y étant des entiers naturels. L'analyse élémentaire d'un échantillon pur de A indique que :

- Sa teneur en masse de carbone est 13 ,3%.
- Sa molécule contient en masse six fois plus de carbone que d'hydrogène.

Données en g/mol : C: 12 ; H : 1; Cl : 35,5.

Tu fais partie des candidats.

1. Calcule la masse molaire moléculaire de A en fonction de x et y.

2.

2.1 Détermine les valeurs de x et y et

2.2 Déduis la formule brute de A.

3.

3.1 Calcule la quantité de matière contenue dans 11,2 L de A dans les C.N.T.P.

3.2 Déduis-en la masse correspondante.

#### EXERCICE 17

Au cours d'une évaluation, votre professeur de physique-chimie vous demande d'identifier une essence constituée d'hydrocarbures isomères de formule  $C_xH_y$ .

La combustion de 2,28 g d'essence donne 7,04 g de dioxyde de carbone et 3,24 g d'eau.

Il vous indique la masse molaire de ces isomères est de  $114 \text{ g.mol}^{-1}$ .

Données en g. mol : C : 12 ; H : 1

Tu fais partie de la classe.

1. Ecris l'équation-bilan de la combustion de ces hydrocarbures.
2. Détermine le rapport  $x$ .
3. Détermine la formule brute des isomères de l'essence.

### EXERCICE 18

Pendant une séance de TP au laboratoire de physique--chimie du lycée moderne de Dimbokro, le professeur de la 1<sup>ère</sup> D4 demande à un groupe d'élèves d'identifier un composé organique A de formule brute  $C_xH_yO_z$ .

La combustion complète d'une masse  $m$  de A, de masse molaire moléculaire  $M$ , dans un volume  $V_t = 10$  L de dioxygène donne 8,8 g d'un gaz qui trouble l'eau de chaux et 4,5 g d'eau. En fin de réaction, il reste 2,8 L de dioxygène.

Données :

$M(C) = 12$  g/mol ;  $M(H) = 1$  g/mol ;  $M(O) = 16$  g/mol. Le volume molaire dans les conditions de l'expérience est  $V_M = 24$  L/mol

Tu es le rapporteur du groupe.

1. Ecris l'équation bilan de la réaction de combustion.
2. En utilisant la correspondance en quantité de matière, montre que  $5x = 2y$ .
3.
  - 3.1 calcule le volume  $V_{O_2}$  de dioxygène ayant réagi.
  - 3.2 montre que  $x = 4z$  et  $y = 10z$ .
4. Sachant que  $M = 74$  g/mol
  - 4.1 détermine la formule brute du composé A.
  - 4.2 calcule la masse  $m$ .
  - 4.3 détermine la composition massique de A en carbone, hydrogène et oxygène.

### EXERCICE 19

Au cours d'une séance de travaux pratiques, au lycée moderne de Dimbokro, le professeur remet à un groupe d'élèves de la lève D1, les composés suivant : bois, pétrole, magnésium, sucre, composé B.

Ces élèves réalisent sous sa supervision deux séries d'expériences, en vue d'identifier la nature de ces composés.

Expérience 1 :

- Ils brûlent le morceau de bois qui devient rouge. Lorsqu'il s'éteint on obtient du charbon.
- Ils brûlent le fil de magnésium, il se forme une fumée blanche.
- Ils brûlent le pétrole, il se forme une fumée noire.
- Ils brûlent le morceau de sucre, il brunet et se caramélise puis un résidu noir brillant se forme.
- Ils réalisent la combustion du composé B dans le dioxygène, il se forme du dioxyde de carbone. Afin de déterminer la formule brute du composé B, ils réalisent les expériences suivantes :

## Expérience 2 :

- La combustion d'une masse  $m = 0,59$  g du composé B, donne une masse de 1,32 g de dioxyde de carbone et une masse de 0,82 g d'eau.
- D'autre part la destruction d'une même masse du composé B, libère un volume  $V = 0,25$  L d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) ; le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience est  $V_m = 25$  L/mol
- On dissout une masse  $m' = 1,18$  g du composé B dans un certain volume d'eau. La solution obtenue est dosée par une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_a = 1$  mol/L.

L'équivalence est obtenue pour un volume  $V_a = 20$  mL de la solution acide versé.

Données :  $M(\text{C}) = 12$  g/mol ;  $M(\text{H}) = 1$  g/mol ;  $M(\text{O}) = 16$  g/mol ;  $M(\text{N}) = 14$  g/mol ;

Tu es le rapporteur de ton groupe.

1.

1.1 Définis un composé organique

1.2 Recopie le tableau suivant et met une croix dans les cases appropriées à partir des résultats de l'expérience 1.

	Contient du carbone	Composé organique	Composé inorganique
Bois			
Pétrole			
Magnésium			
Sucre			
Composé B			

2. A partir des résultats de l'expérience 2 :

2.1 Détermine la composition centésimale massique de B:

2.2.1 En carbone

2.2.2 En hydrogène

2.2.3 En azote

2.2 Dis si le composé B renferme l'élément oxygène. Justifie.

2.3 Sachant qu'à l'équivalence  $n_B = n_{\text{HCl}}$ , détermine la masse molaire moléculaire de B.

2.4 Etablis la formule brute de B

## EXERCICE 20

Au cours d'une séance de travaux pratique, un groupe d'élève introduit dans un eudiomètre,  $20 \text{ cm}^3$  d'un composé A de formule générale  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ , et  $30 \text{ cm}^3$  de dioxygène. Après la combustion complète du volume de A, il reste dans l'eudiomètre  $30 \text{ cm}^3$  d'un mélange réduit à  $10 \text{ cm}^3$  après ajout d'un excès de potasse et 0,015 g d'eau produite.

Il est demandé aux élèves de déterminer la formule brute de A à partir de l'exploitation des résultats de cette expérience. On rappelle que la potasse absorbe le gaz qui trouble de l'eau de chaux.

Données :

- $M(\text{C}) = 12$  g/mol ;  $M(\text{O}) = 16$  g/mol ;  $M(\text{H}) = 1$  g/mol.
- le volume molaire dans les conditions de l'expérience vaut  $V_m = 24$  L/mol. La densité du composé A par rapport à l'air est  $d = 1,03$ .

- Le volume de dioxygène dans l'air  $V_{O_2} = V_{air}$ .

1. Détermine le volume du gaz qui trouble l'eau de chaux.
- 2.1 Ecris l'équation bilan de la combustion complète de A.
- 2.2 Détermine la formule brute de A.
3. Calcule le volume d'air consommé pendant cette réaction.

#### EXERCICE 21

Au cours du journal télévisé, ton ami de la 2<sup>nd</sup> C1 apprend que les phéromones sont des composés organiques utilisés pour la communication entre individus chez les fourmis. Une molécule de phéromone a pour atomicité  $A = 22$  et comporte 1 atome d'oxygène, 14 atomes d'hydrogène et un atome de ..... Ton ami cherche à déterminer la formule brute de cette phéromone mais éprouve des difficultés.

Données :

$M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(N) = 14 \text{ g/mol}$  ;

Il te sollicite pour l'aider.

1. Définis un composé organique
2. Écris la formule brute de la phéromone.
3. Calcule sa masse molaire moléculaire.
4. Détermine sa composition centésimale massique

#### EXERCICE 22

Lors d'une séance expérimentale de physique-chimie dans un établissement de DIMBOKRO, un groupe d'élèves d'une classe de 1<sup>ère</sup> D désire déterminer la formule brute d'un composé organique A. L'analyse qualitative révèle que A contient du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. Sa densité de vapeur par rapport à l'air  $d = 2,56$ . Ils réalisent à cet effet la combustion complète d'une masse de 0,2523 g de A dans le dioxygène. A la fin de la réaction, ils obtiennent 0,184 g d'eau et 0,4470 g de dioxyde de carbone.

Compte tenu de certaines difficultés rencontrées, les élèves n'arrivent pas à atteindre leur objectif. Il t'est demandé de les aider.

1. Calcule la masse molaire moléculaire du composé organique A.
2. Détermine la composition centésimale massique du composé organique A.
3. Détermine la formule brute de A.

#### EXERCICE 23

Lors d'une séance de travaux pratiques au laboratoire de chimie du Lycée Moderne de Dimbokro, un groupe d'élèves d'une classe de 1<sup>ère</sup> D souhaitent déterminer la composition centésimale massique d'un composé organique A dont l'analyse qualitative a révélé que sa formule brute peut s'écrire :  $C_xH_yO_3$ .

A cet effet, Ils introduisent dans un eudiomètre une masse  $m_A$  de A et du dioxygène en excès puis enflamme le mélange. A la fin de la combustion complète du composé organique A, ils obtiennent de l'eau et un volume  $V$  du dioxyde de carbone.

Données :  $m_A = 9,2 \text{ g}$  ;  $d = 3,172$  ;  $V = 7,2 \text{ L}$

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ . Joins-toi au groupe pour mener les investigations.

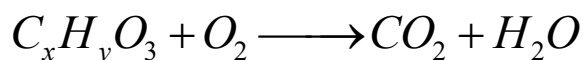
1. Calcule :

1.1 La masse molaire du composé organique A.

1.2 La quantité de matière du composé organique A introduit dans l'eudiomètre.

1.3 La quantité de matière du dioxyde de carbone recueilli à la fin de la combustion.

2. Recopie puis équilibre l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu.



3. Détermine la formule brute du composé oxygéné A en exploitant l'équation-bilan.

4. Détermine la composition centésimale massique du composé organique A.

#### EXERCICE 24

Pendant une séance expérimentale au laboratoire de chimie d'un établissement de Dimbokro, un élève de la lève C désire déterminer la formule brute d'un composé organique X dont la composition centésimale en masse est : 60% de carbone, 13,3% d'hydrogène et 26,7% d'oxygène. Pour cela, il réalise la vaporisation d'une masse  $m = 1,0 \text{ g}$  du composé organique X. La vapeur obtenue occupe un volume  $V = 373,3 \text{ cm}^3$  dans les conditions normales de température et de pression (CNTP). Données :

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

Compte tenu de certaines difficultés rencontrées, il te sollicite pour l'aider.

1. Montre que le composé X contient seulement les atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

2. Détermine la masse molaire moléculaire du composé X.

3. Détermine la formule brute du composé X.

#### EXERCICE 25

Lors d'une séance de travaux pratiques, un élève d'une classe de 1<sup>ère</sup> D au collège catholique de Dimbokro désire déterminer la composition centésimale massique d'un hydrocarbure A dont l'étiquette a été enlevée accidentellement. Pour cela, il réalise la combustion complète d'une masse  $m = 0,358 \text{ g}$  de A. La densité de vapeur de A est  $d = 2,552$ . A la fin réaction il obtient  $0,851 \text{ g}$  de dioxyde de carbone et  $0,435 \text{ g}$  d'eau.

Compte tenu de certaines difficultés rencontrées, il te sollicite pour l'aider.

1. Définis un hydrocarbure.

2. Calcule la masse molaire moléculaire du composé A.

3. Ecris l'équation-bilan de la combustion complète du composé A.

4. Détermine :

4.1. La formule brute du composé A.

4.2. La composition centésimale massique du composé A.

## EXERCICE 26

Un groupe d'élèves de 1ère D qui prépare son prochain devoir de chimie, découvre dans une revue que l'un des composés oxygénés responsable de l'odeur du clou de girofle, est un antiseptique : l'eugénol. C'est son principe actif qui dégage cette odeur si caractéristique du cabinet du dentiste. Son pourcentage massique en oxygène est de 14%. La combustion complète d'une mole de ce composé organique nécessite 10 mol de dioxygène et produit du dioxyde de carbone et de l'eau en quantité de matière égale. Les élèves décident de déterminer la formule brute du composé oxygéné.

Données:  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$

Compte tenu de certaines difficultés rencontrées, ils te sollicitent pour l'aider.

1. En notant  $C_xH_yO_z$  la formule brute du composé recherché, écris l'équation bilan de la combustion.
2. Etablir les 3 relations liant  $x$ ,  $y$ , et  $z$  à partir des données de l'exercice.
3. En déduire la formule brute de l'eugénol.

## COMPETENCE 4 : TRAITER UNE SITUATION SE RAPPORTANT A LA CHIMIE ORGANIQUE

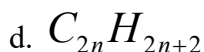
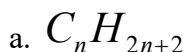
### THEME : CHIMIE ORGANIQUE

### LECON 2 : LES ALCANES

#### EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1. La formule générale d'un alcane est :



2. Dans les alcanes, chaque atome de carbone est lié à :

a. 2 atomes

b. 3 atomes

c. 4 atomes

d. 5 atomes

3. Les formules suivantes correspondent des alcanes :

a.  $C_6H_{14}$

a.  $C_7H_{14}$ .

b.  $C_4H_{10}$

d.  $C_8H_{12}$

4. Une molécule d'alcane possède 18 atomes d'hydrogène Elle possède :

- a. 6 atomes de carbone
- b. 7 atomes de carbone
- c. 8 atomes de carbone
- d. 9 atomes de carbone

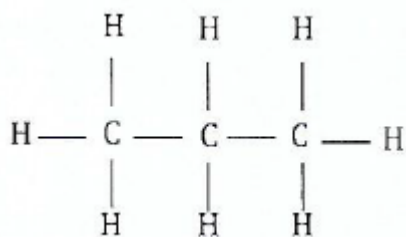
5. La formule ci-contre :  $CH_3 - CH_3$  représente :

- a. une formule brute
- b. une formule développée
- c. une formule semi-développée.

6. La formule ci-contre:  $C_2H_6$  représente :

- a. une formule brute
- b. une formule développée
- c. une formule semi-développée.

7. La formule ci-dessous est :



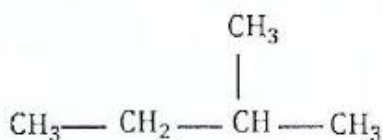
- a. une formule brute
- b. une formule développée
- c. une formule semi-développée.

8. L'alcane linéaire correspondant à la formule  $C_7H_{16}$  est :

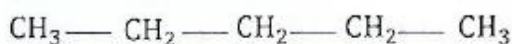
- a. l'hexane
- b. l'heptane
- c. l'octane
- d. le butane

9. L'alcane linéaire correspondant à la formule  $C_{10}H_{22}$  est :

- a. le butane
- b. l'heptane
- c. l'octane
- d. le décane

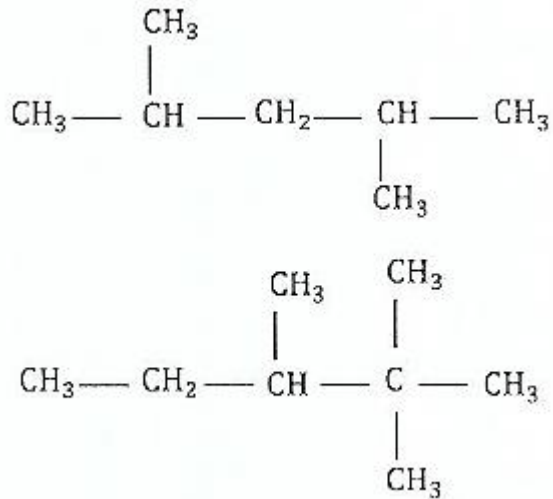


10. Les 2 molécules ci-contre :



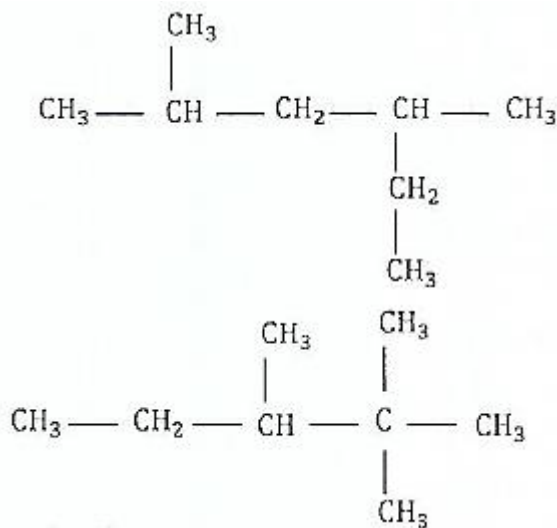
- a. sont isomères
- b. sont diastéréoisomères
- c. sont énantiomères.

11. Les 2 molécules ci-dessous:



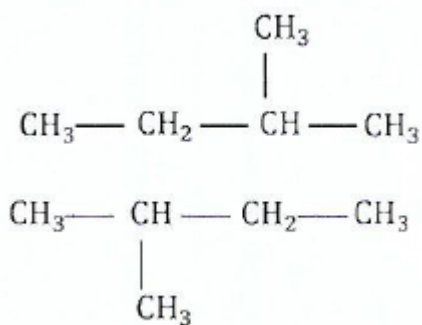
- a. sont isomères
- b. énantiomères.
- c. identiques

12. Les 2 molécules ci-dessous :



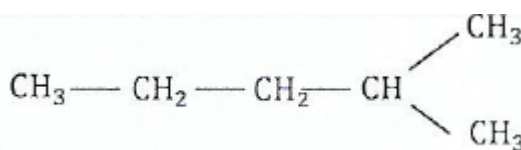
- a. sont isomères
- b. énantiomères.
- c. identiques

13. Les 2 molécules ci-dessous:



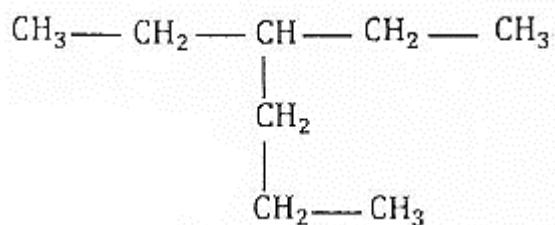
- a. sont isomères
- b. énantiomères.
- c. identiques

14. La molécule représentée ci-contre :



- a. est le 3-éthylhexane
- c. est le 4-méthylpentané
- b. est le 2-méthylpentane

15. Le nom de la molécule dont la formule semi-développée est donnée ci-dessous



- a, est le 3-éthylhexane
- b. est le 3-propylpentane
- c. est l'octane
- d. est le diéthylbutane

16. Le 3-méthylpentane est une molécule comportant :

- a. 5 atomes de carbone
- b. 6 atomes de carbone
- c. 8 atomes de carbone

Ecris le numéro, suivi de la lettre correspondante à la bonne réponse.

EXERCICE 2



## EXERCICE 4

Ecris la formule serai-développée des alcanes suivants

- 2,4 - dichloro - 2 - fluoro - 4,6 - diméthylheptane
- 3 - bromo - 4,5 - diéthyl - 1,1 - diméthylcyclohexane
- 2,3 - diméthylpentane
- 4 - éthyl - 3 - méthylheptane
- 2, 2, 3 - triméthylbutane.
- 2 - chloro - 3 - méthylbutane
- 2,3 - dichloro - 2 - méthylpentane
- 2 - bromo - 4 - chloim - 3 - éthyl - 3 - méthylhexane
- 1, 1, 2, 2 - tétrafluoroéthane.

## EXERCICE 5

Tu fais réagir le dibrome sur un alcane A de masse molaire  $M_A = 58 \text{ g/mol}$ . Tu obtiens un composé B de masse molaire  $M_B = 216 \text{ g/mol}$

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Br}) = 80 \text{ g/mol}$

Pour chacune des propositions suivantes :

1. la formule brute de A est :

- $\text{C}_5\text{H}_{12}$
- $\text{C}_3\text{H}_8$
- $\text{C}_4\text{H}_{10}$

2. l'équation-bilan de la réaction s'écrit :

- $$\text{C}_3\text{H}_8 + n\text{Br}_2 \longrightarrow \text{C}_3\text{H}_{(8-n)}\text{Br}_n + n\text{HBr}$$
- $$\text{C}_4\text{H}_{10} + n\text{Br}_2 \longrightarrow \text{C}_4\text{H}_{(10-n)}\text{Br}_n + n\text{HBr}$$
- $$\text{C}_5\text{H}_{12} + n\text{Br}_2 \longrightarrow \text{C}_5\text{H}_{(12-n)}\text{Br}_n + n\text{HBr}$$

3. la formule brute de B est

- $\text{C}_4\text{H}_8\text{Br}_2$
- $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{Br}_2$
- $\text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$

3. la réaction qui a lieu est :

- une réaction de substitution
- une réaction qui détruit la chaîne carbonée
- une réaction de combustion dans le dibrome.

Ecris le numéro, suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse

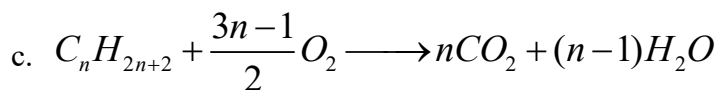
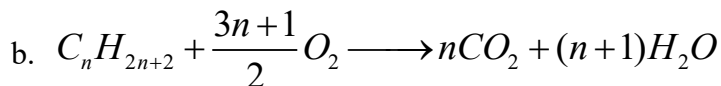
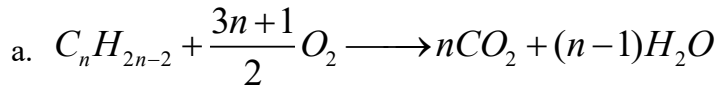
### EXERCICE 5

Ton ami de classe réalise combustion complète de  $m_1 = 3,6$  g d'un alcane A dans un excès de dioxygène. Il se forme une masse  $m_2 = 5,6$  g d'eau.

Données :  $M(C) = 12$  g/mol ;  $M(H) = 1$  g/mol.

Pour chacune des propositions suivantes :

1. L'équation bilan de la réaction de combustion s'écrit :



2. la quantité de matière d'eau formée est :

a. 0,31 mol

b. 0,5 mol

c. 0,02 mol

3. la formule brute de l'alcane est :

a.  $C_7H_{16}$

b.  $C_2H_6$

c.  $C_4H_{10}$

4. l'alcane A possède :

a. 4 isomères

b. 3 isomères

c. 2 isomères

Ecris le numéro, suivi de la lettre correspondante à la bonne réponse

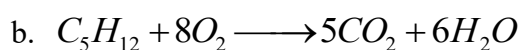
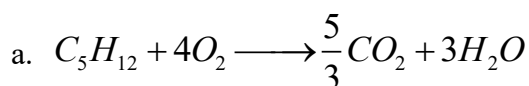
### EXERCICE 6

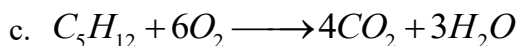
On fait brûler 7,2 g de pentane dans un excès de dioxygène.

Données : le volume molaire  $V_m = 22,4$  L/mol.  $M(C) = 12$  g/mol ;  $M(H) = 1$  g/mol.

Pour chacune des propositions suivantes :

1. l'équation-bilan de la réaction s'écrit :





2. le volume de dioxyde de carbone obtenu est donné par la relation :

a.  $V_{CO_2} = \frac{4m(C_5H_{12})}{M(C_5H_{12})}$

b.  $V_{CO_2} = \frac{5m(C_5H_{12})}{3M(C_5H_{12})}$

c.  $V_{CO_2} = \frac{5m(C_5H_{12}) \cdot V_m}{M(C_5H_{12})}$

3. le volume de dioxyde de carbone obtenu est

a.  $V = 8,5 \text{ L}$

b.  $V = 10,3 \text{ L}$

c.  $V = 11,2 \text{ L}$

Ecris le numéro, suivi de la lettre correspondante à la bonne réponse

#### EXERCICE 7

1. Cite quelques dangers de l'utilisation des alcanes et des dérivés halogénés.

2. cite quelques applications industrielles des alcanes et de leurs dérivés.

3. parmi les formules suivantes, relève celles qui correspondent à des alcanes :  $C_2H_4$  ;  $C_3H_8$  ;  $C_4H_{10}$  ; ;  $C_6H_6$ .

4. Définis un hydrocarbure

#### SITUATION D'EVALUATION

#### EXERCICE 8

Au cours d'une séance de travaux pratiques, des élèves de la 1<sup>ère</sup> D3 font réagir dans les conditions adéquats du dichlore sur un alcane A de masse molaire  $M_A = 72 \text{ g/mol}$ , en présence de lumière. Ils obtiennent un produit B de masse molaire  $M_B = 175,5 \text{ g/mol}$ .

Il leur est demandé d'identifier le composé B et de donner sa composition centésimale massique mais ceux-ci rencontrent des difficultés.

Données :  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(C) = 12$  ;  $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$ .

Aide-les en tant qu'élève de 1<sup>ère</sup> D.

1.

1.1 Donne la formule générale d'un alcane.

1.2 Détermine la formule brute de A.

2.

2.1 Ecris l'équation-bilan de la réaction entre A et le dichlore.

2.2 Identifie la réaction dont il s'agit.

2.3 Déduis la formule brute de B.

3. Ecris les formules semi-développées de quatre des isomères de B et nomme-les,

4. Détermine la composition centésimale massique du composé B.

#### EXERCICE 9

Pendant une séance de TP au laboratoire de physique-chimie du lycée moderne de Dimbokro, Il est demandé à un groupe d'élèves de la gère C, de déterminer la nature d'un hydrocarbure A de formule brute  $C_xH_y$ . Ils réalisent à cet effet, avec l'aide de leur professeur, des expériences et obtiennent les résultats suivants :

- la combustion complète dans le dioxygène de  $m = 30$  g de A donne de l'eau et un volume  $V = 50$  L de dioxyde de carbone.
- la chloration de A en présence de lumière donne un composé organique B dont la proportion en masse de chlore est 71,72%

Dans les conditions de l'expérience le volume molaire gazeux est  $V = 25$  L/mol et la densité de vapeur de A est  $d = 1,034$ .

Données :  $M(C) = 12$  g/mol ;  $M(Cl) = 35,5$  g/mol ;  $M(H) = 1$  g/mol.

Aide ces élèves à mener leur investigation.

1.

1.1 Ecris en fonction de x et y l'équation bilan de la réaction de combustion complète de A.

1.2 Détermine la formule brute de A.

1.3 Donne sa famille et justifie la réponse.

2.

2.1 Défini le terme "chloration"

2.2 Écris l'équation bilan générale de la réaction de chloration de A.

2.3 Détermine la formule brute de B.

2.4 Donne les formules serai développées ainsi que les noms des isomères de B.

#### EXERCICE 10

Lors d'une journée porte ouverte au lycée moderne de Dimbokro, l'exposition du club de chimie a fait l'objet de beaucoup d'attention de la part des élèves.

Des élèves de 1ère D présents sur les lieux découvrent à partir des expériences menées sur deux alcanes A et B non isomères :

- comment déterminer la formule brute d'un alcane ;
- la nature de la réaction chimique entre un alcane et le dichlore.

#### Expérience 1

La combustion dans le dioxygène d'un mélange équimolaire ( $n_A = n_B = 0,005$  mol) de A et B fourni 2,64 g de dioxyde de carbone et de l'eau.

Les alcanes A et B sont tels que leurs masses molaires ne diffèrent que de  $56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

On désigne par n et n' les nombres d'atomes de carbone respectivement de A et B, avec  $n > n'$ .

## Expérience 2

Un mélange équimolaire de dichlore et de l'alcane B est introduit dans une éprouvette à gaz. L'ensemble est ensuite retourné sur une cuve à eau salée puis est exposée à la lumière. Au bout de quelques temps on constate les faits expérimentaux suivants :

- le contenu de l'éprouvette s'est décoloré.
- l'eau salée est partiellement montée dans l'éprouvette.
- il apparaît des gouttelettes huileuses sur les parois de l'éprouvette.

L'analyse des gouttelettes huileuses révèle la présence d'un composé monochloré C de l'alcane B.

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ . Etant responsable du stand, tu es désigné pour conduire l'exploitation des expériences afin de permettre aux visiteurs de connaître la nature de la réaction de chloration d'un alcane.

### 1. Exploitation de l'expérience 1

- 1.1 Ecris les équations-bilans générales de combustion de A et B.
- 1.2 Exprime la quantité de matière de dioxyde de carbone obtenu, en fonction de n et n'.
- 1.3 Ecris la relation entre  $M_A$  et  $M_B$  puis déduis-en une seconde relation entre n et n'.
- 1.4 Montre alors que les formules semi-développées de A et B sont respectivement  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  et  $\text{C}_4\text{H}_{10}$

### 2. Exploitation de l'expérience 2

- 2.1 Justifie les faits expérimentaux et prévois la nature de la réaction chimique qui a lieu dans l'éprouvette.
- 2.2 Écris l'équation-bilan de la réaction étudiée.
- 2.3 Propose les formules semi-développées possibles pour les isomères de C et nomme-les.

## EXERCICE 11

Pendant une séance de révision, le professeur de physique-chimie d'une classe de 1<sup>ère</sup> D au Lycée Moderne de Dimbokro demande à ses élèves de déterminer les formules semi-développées d'un alcane A dont la masse molaire moléculaire  $M_A$  est égale à 58 g/mol.

On donne  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

Tu fais partie de la classe.

### 1. Donne :

- 1.1. La définition d'un alcane,
- 1.2. La formule brute générale d'un alcane.

### 2. Détermine :

- 2.1. La formule brute de l'alcane A.
- 2.2. Les formules semi-développées correspondant à l'alcane A.
- 2.3. La composition centésimale massique en carbone et hydrogène de l'alcane A.

## EXERCICE 12

Lors d'une évaluation de rattrapage à l'attention d'un élève retardataire en classe de 1<sup>ère</sup> C au Lycée Moderne Bocanda, son professeur de physique-chimie lui demande de déterminer les formules semi-développées d'un cycloalcane A dont la masse molaire moléculaire  $M_A = 70 \text{ g/mol}$ .

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

Mets-toi à la place de l'élève.

1. Définis un cycloalcane
2. Donne la formule brute générale d'un cycloalcane.
3. Donne la différence entre un alcane et un cycloalcane.
4. Détermine
  - 2.3. La formule brute du cycloalcane A.
  - 2.4. Les formules semi-développées correspondant au cycloalcane A.

### EXERCICE 13

Lors d'une évaluation expérimentale, le professeur de physique-chimie d'une classe de 1<sup>ère</sup> scientifique demande à Un groupe d'élèves de déterminer la formule brute d'un dérivé halogéné obtenu par action du dichlore sur un alcane. Pour cela, Ils font réagir le dichlore sur un alcane de masse molaire  $44 \text{ g/mol}$  en présence de la lumière. A la fin de la réaction, ils obtiennent un composé de masse moléculaire  $113 \text{ g/mol}$

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$

Tu es le rapporteur du groupe

1. Donne la formule brute générale des alcanes.
2. Détermine
  - 2.1. La formule brute de l'alcane.
  - 2.2. La formule brute du dérivé substitué
  - 2.3. Les formules serai-développées correspondant au dérivé substitué puis nomme-les.
3. Cite quelques dangers liés à l'utilisation des alcanes
4. Cite quelque gaz à effet de serre.

### EXERCICE 14

Pendant une séance de travaux pratiques, un élève de 1<sup>ère</sup> D dans un établissement de Cocody

Fait réagir un alcane gazeux A avec le dichlore en présence de la lumière. A la fin de la réaction chimique l'analyse révèle la formation d'un dérivé substitué B contenant  $55,04 \%$  en masse de chlore.

Données :

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ . La densité de vapeur de A est  $d = 1,034$ .

L'élève désire identifier le produit formé lors de la réaction mais n'y arrive pas. Aide-le.

1. Calcule la masse molaire de l'alcane gazeux A.
2. Ecris la formule serai-développée et le nom de l'alcane gazeux A.
3. Détermine :

3.1. La formule brute du dérivé substitué B.

3.2. La formule semi-développée du dérivé substitué B.

4. Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'alcane gazeux A et le dichlore qui a donné le dérivé substitué B.

### EXERCICE 15

Lors d'une séance de travaux pratiques noté, un professeur de physique-chimie demande à chaque groupe d'élèves d'une classe de 1ère scientifique de déterminer les formules semi-développées correspondant à un alcane A contenu dans un flacon dont l'étiquette est enlevée malencontreusement par combustion. Pour ce faire, les élèves brûlent une masse  $m_1$  de l'alcane dans un excès de dioxygène. Il se forme du dioxyde de carbone et une masse  $m_2$  d'eau.

Données :  $m_1 = 3,6$  g ;  $m_2 = 5,6$  g ;  $M(\text{C}) = 12$  g/mol ;  $M(\text{H}) = 1$  g/mol ;  $M(\text{O}) = 16$  g/mol

Etant membre d'un groupe qui veut avoir la meilleure note, tu es sollicité pour donner les formules semi-développées de A.

1. Calcule la quantité de matière d'eau formée.

2. Ecris :

2.1. La formule brute générale des alcanes.

2.2. L'équation-bilan de la réaction chimique de la combustion complète des alcanes.

3. Détermine la formule brute de l'alcane A.

4. Ecris :

4.1. Les formules semi-développées possibles de l'alcane A.

4.2. Le nom de chaque formule semi-développée correspondant à l'alcane A.

### EXERCICE 16

Lors d'une séance expérimentale réalisée au laboratoire de chimie du Lycée Moderne de Dimbokro, le groupe de travail auquel tu appartiens, brûlent une masse  $m$  d'un hydrocarbure A de formule  $\text{C}_x\text{H}_y$ , et de densité de vapeur  $d$  par rapport à l'air, dans un excès de dioxygène. A la fin de la réaction chimique, ils obtiennent de l'eau et un volume  $V$  de dioxyde de carbone. Données :  $M(\text{C}) = 12$  g/mol ;  $M(\text{H}) = 1$  g/mol ;  $M(\text{O}) = 16$  g/mol ;  $m = 8,6$  g ;  $V = 15$  L ;  $d = 2,966$  ;  $V_m = 25$  L/mol.

Tu es désigné pour déterminer la formule brute de l'hydrocarbure A

1. Calcule :

1.1. La masse molaire de l'hydrocarbure A.

1.2. La quantité de matière du dioxyde de carbone obtenu.

2. Détermine :

2.1. La formule brute de l'hydrocarbure A.

2.2. Les isomères de l'hydrocarbure A.

3. Nomme chaque isomère de l'hydrocarbure A.

4. Cite les dangers des réactions de combustion des alcanes.

## EXERCICE 17

Votre professeur de physique-chimie souhaite vérifier quelques habiletés installés après le cours sur les alcanes. A cet effet il vous indique que la combustion de  $224 \text{ cm}^3$  du gaz butane dans un excès de dichlore donne du carbone et du chlorure d'hydrogène gazeux.

Il vous demande de déterminer les quantités des produits obtenus mais certains élèves éprouvent des difficultés.

Donnés :  $V = 22,4 \text{ L/mol}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$

Montre que tu as assimilé le cours.

1. Ecris :

1.1. La formule brute du butane.

1.2. L'équation-bilan de la réaction chimique qui se produit.

2. Détermine

2.1. La masse du carbone obtenu.

2.2. Le Volume du chlorure d'hydrogène gazeux dégagé.

3. Cite quelques avantages de l'utilisation des alcanes et de leurs dérivés.

## EXERCICE 18

Le conseil d'enseignement du lycée moderne de Dimbokro lance un concours à l'intention de tous les élèves de lève D en vue de les primer lors des festivités du cinquantenaire de l'établissement. Il est demandé aux candidats d'identifier le nom et la formule semi-développée d'un cycloalcane A qui par réaction avec le dibrome donne un dérivé bromé B contenant en masse 85,1% de brome.

Données :  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Br}) = 80 \text{ g/mol}$ .

Candidat à ce concours, tu veux obtenir le meilleur prix.

1 Ecris la formule brute générale des cycloalcanes.

2. Détermine :

2.1. La masse molaire  $M_A$  du composé B.

2.2. La formule brute du composé B.

2.3. Les formules semi-développées du composé B.

3. Précise le nom et la formule semi-développée du cycloalcane A.

4. Montre pourquoi la combustion des alcanes présente des dangers pour l'environnement et la survie sur terre.

## EXERCICE 19

Au cours d'une séance de travaux dirigés, un groupe d'élèves de gère D au Lycée Moderne Bocanda veut connaître la composition centésimale massique du composé organique B de masse molaire  $M_B = 137 \text{ g/mol}$ ,

obtenu par l'action du dibrome sur un alcane A de masse molaire  $M_A = 58 \text{ g/mol}$ , en présence de lumière.  
Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Br}) = 80 \text{ g/mol}$ .

Tu es sollicité pour déterminer la composition centésimale massique du composé organique B.

1. Ecris la formule brute générale d'un alcane.
2. Détermine
  - 2.1. La formule brute de l'alcane A.
  - 2.2. La formule brute du composé organique B.
3.
  - 3.1. Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique qui se produit.
  - 3.2. Identifie le type de réaction qui a lieu.
  - 3.3. Indique si la chaîne carbonée de A subit une transformation au cours de la réaction.
4. Détermine la composition centésimale massique du composé organique B.

## LEÇON 3: HYDROCARBURES INSATURES : ALCENES ET ALCYNES

### EXERCICE 1

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1. La masse molaire d'un alcène A est  $42 \text{ g/mol}$  :

La formule brute de l'alcène A est :

- a.  $\text{C}_2\text{H}_4$
- b.  $\text{C}_3\text{H}_8$
- c.  $\text{C}_3\text{H}_6$
- d.  $\text{C}_3\text{H}_4$

2. La masse molaire d'un alcyne B est  $54 \text{ g/mol}$  :

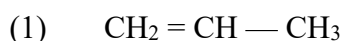
La formule brute de l'alcyne B est :

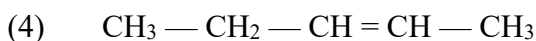
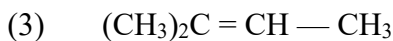
- a.  $\text{C}_4\text{H}_{10}$
- b.  $\text{C}_4\text{H}_6$
- c.  $\text{C}_4\text{H}_8$
- d.  $\text{C}_5\text{H}_8$

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

### EXERCICE 2

Parmi les hydrocarbures suivants :





Recopie le numéro de ceux qui donnent lieu à une Isomérisation Z, E et nomme-les.

### EXERCICE 3

Les propositions suivantes concernent les molécules : 1, 2, 3 et 4 ci-après.

$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \qquad \qquad \qquad   \\ \text{CH}_3 \qquad \qquad \qquad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	1	$\text{C}_6\text{H}_6$	4
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{O} - \text{C} - \text{CH}_3 \\    \\ \text{O} \end{array}$	3	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} = \text{C} - \text{CH}_3 \\   \qquad   \\ \text{CH}_2 \quad \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	2

1 est : 2-éthyl-5-méthylhexyne

2 est un alcène

2 est : 3-éthyl-2-méthylpentane

3 est un alcène

4 est un alcyne

4 peut présenter une isomérisation Z-E

Cochez celle(s) qui est (sont) exacte(s).

### EXERCICE 4

Pour chacune des propositions suivantes :

1. L'acétylène a une structure géométrique :

- a. plane
- b. tétraédrique
- c. linéaire

2. La formule brute d'un alcyne est donnée par l'expression

- a.  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- b.  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- c.  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$

3. La formule brute d'un alcène est donnée par l'expression :

- a.  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- b.  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- c.  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$

4. La molécule d'un alcène comporte :

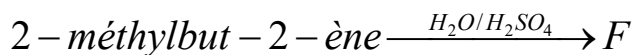
- a. une simple liaison entre deux atomes de carbones
- b. une double liaison entre deux atomes d'hydrogène

c. une double liaison entre deux atomes de carbones

Ecris le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse

### EXERCICE 5

Le schéma réactionnel suivant, conduit préférentiellement à l'obtention d'un produit F.



Pour les propositions suivantes :

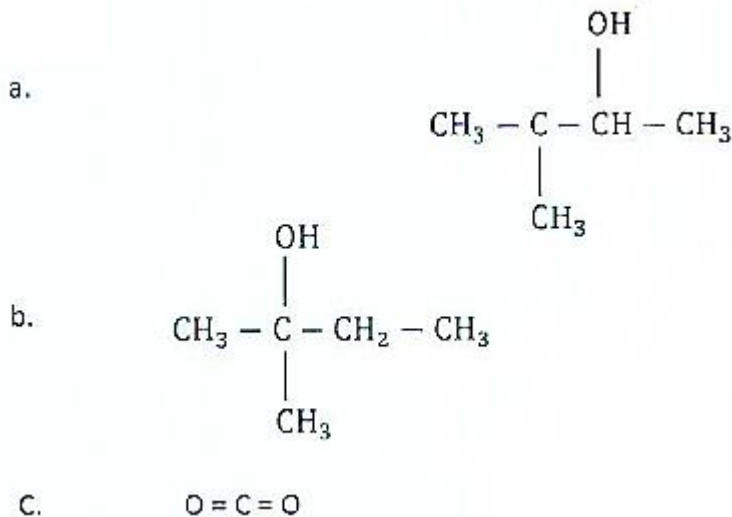
1. La réaction chimique entre le 2-méthylbut-2-ène et l'eau est :

- a. une réaction de substitution
- b. une réaction d'addition
- c. une réaction de combustion complète

2. La famille chimique du produit obtenu est :

- e. un alcool
- b. un alcane
- c. un alcène

3. La formule semi-développée du produit majoritaire obtenu est :



### EXERCICE 6 (à revoir)

Remplis la grille ci-dessous en plaçant les mots correspondant aux définitions données.

Vertical:

- 1: Molécule formée d'un seul carbone.
- 2: Groupement formé de 3 carbones.
- 3: Molécule formée de 3 carbones avec une triple liaison entre 2 carbones.

5: Molécule dont la chaîne principale est formée de 2 carbones n'ayant qu'une simple liaison.

Horizontal:

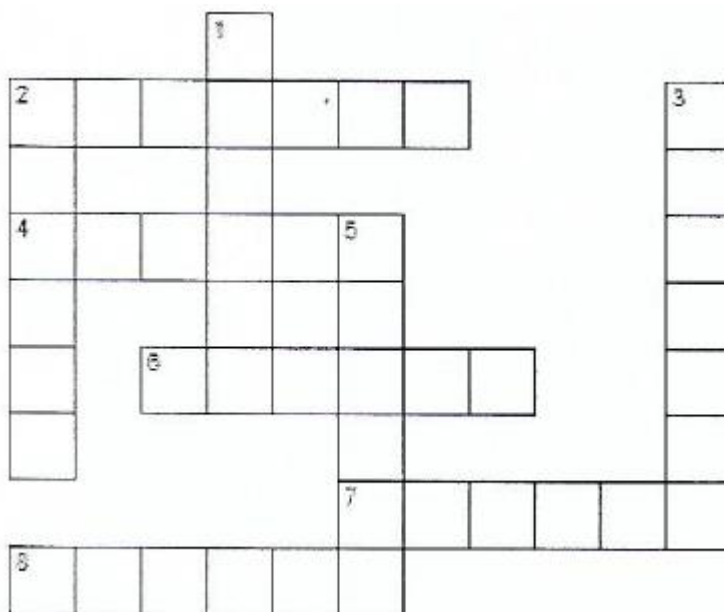
2: Molécule dont la chaîne principale est formée de 5 carbones avec une double liaison entre 2 carbones.

4: Molécule dont la chaîne principale est formée de 8 carbones n'ayant que des simples

6: Groupement formé d'un seul carbone.

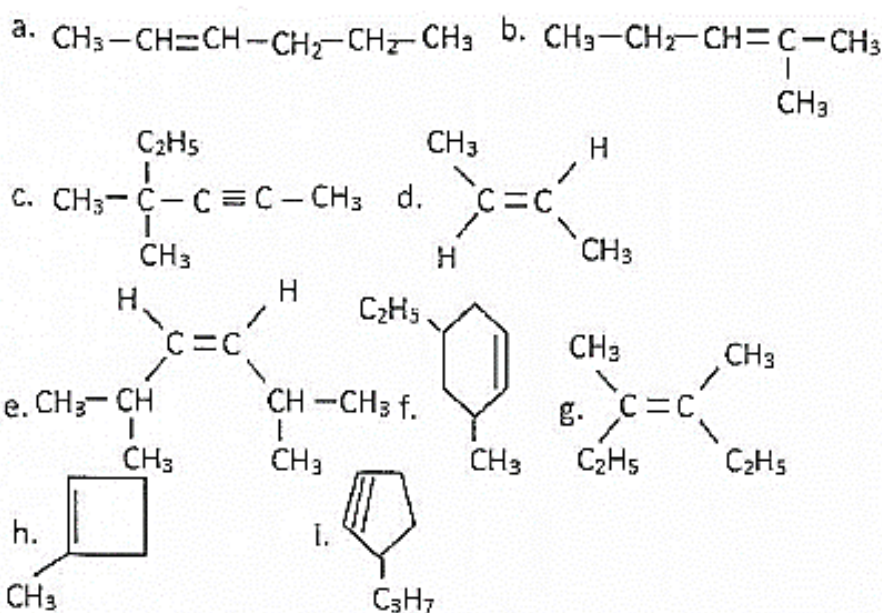
7: Molécule dont la chaîne principale est formée de 9 carbones n'ayant que des simples liaisons.

8 : Molécule dont la chaîne principale est formée de 4 carbones n'ayant que des simples liaisons.



## EXERCICE 7

1. Nommer les hydrocarbures suivants :



## EXERCICE 8

1. Ecris la formule semi-développée des composés suivants :

- a. (E) — pent — 2 — ène
- b. (Z) — pent — 2 — ène
- c. 2,3 — diméthylbut — 1 — ène
- d. 4 — éthyl — 5 — méthylhex — 2 — yne

2. Nomme les isomères a et b de la question 1.

3. Ecris les formules semi-développées des composés suivants :

- a. propène
- b. but — 1 — yne
- c. 3 — éthyl — 2 — méthylhex — 3 — ène
- d. (Z) — 1 — chloropropène
- e. (E) — 1 — chloropropène
- f. (Z) — 1,2 — dichloroéthène
- g. (Z) — but — 2 — ène

#### EXERCICE 9

1. Ecris les formules semi-développées des composés suivants :

- 1.1. (E) — 2 — méthylhex — 3 — ène
- 1.2. (Z) — hex — 2 — ène
- 1.3. 5 — éthyl — 2,2 — diméthylhept — 3 — yne.

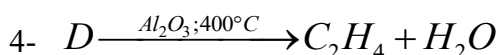
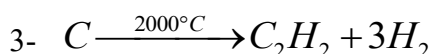
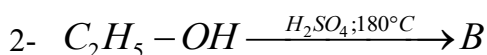
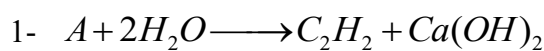
#### EXERCICE 10

1. Ecris les formules semi-développées de tous les hydrocarbures de formule brute  $C_5H_{10}$ . Donne leurs noms et classe-les en deux familles.

2. Ecris les formules semi-développées de tous les hydrocarbures de formule brute  $C_5H_8$ . Donne leurs noms et classe-les en deux familles.

#### EXERCICE 11

Les schémas réactionnels suivants permettent d'obtenir des alcènes ou des alcynes.



Précise les noms et les formules semi-développées des composés A, B, C, D.

#### EXERCICE 12

Recopie et complète les schémas réactionnels suivants en remplaçant A, B, C, D, et E par leurs formules semi-développées et en précisant leurs noms.

- 1- 
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} = \text{CH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{Cl}_2 \longrightarrow A$$
- 2-  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}} B$
- 3-  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HCl} \longrightarrow C$
- 4-  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} D$
- 5-  $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pd}} E$

### EXERCICE 13

Ecris les noms et les formules semi-développées des composés A, B, C, D et E

- 1-  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}/80^\circ\text{C}/\text{H}^+} A$
- 2-  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pd}} B$
- 3-  $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} C$
- 4-  $n(\text{CH}_2 = \text{CHCl}) \xrightarrow{\text{H}^+} D$
- 5-  $(\text{CH}_3)_2\text{C} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \longrightarrow E$

### EXERCICE 14

Recopie et complète les équations-bilan des réactions d'addition ci-dessous :

- 1-  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow \dots\dots\dots$
- 2-  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots\dots\dots$
- 3-  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \dots\dots\dots$
- 4-  $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{HgSO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4/60^\circ\text{C}} \dots\dots\dots$

### EXERCICE 15

Ecris la formule semi-développée et le nom de chaque produit obtenu lors de la réaction d'addition dans les réactions ci-dessous

- a. 2-méthylpropène + HCl  $\longrightarrow A$
- b. 3-méthylbut-1-yne + H<sub>2</sub>  $\xrightarrow{\text{Pd}} B$
- c. éthylène + H<sub>2</sub>O  $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} C$
- d. 2,3-diméthylbut-2-ène + HCl  $\longrightarrow D$

## EXERCICE 16

Ecris l'équation-bilan de la réaction de combustion complète dans le dioxygène des hydrocarbures ci-dessous

- a. Méthylpropane
- h. acétylène
- c. 3-méthylbut-1-ène

## EXERCICE 17

Ecris l'équation-bilan de la réaction de polymérisation de l'éthylène dont le degré de polymérisation est égal à 3

## EXERCICE 18

La masse molaire d'un alcène A est égale 70g/mol.

1. Détermine la formule brute de l'alcène A.
2. Détermine la formule semi-développée de tous les isomères de position de l'alcène A.

## EXERCICE 19

Ecris les équations bilans de la polymérisation :

1. du chlorure de vinyle.
2. du styrène
3. de l'éthylène

## EXERCICE 20

Le 1,1-difluoroéthylène peut être polymérisé. La masse molaire du polymère est 85 kg/mol.

1. Donne le motif du polymère.
2. Détermine le degré de polymérisation n.

## EXERCICE 21

Montre l'importance industrielle des composées suivantes :

1. L'éthène
2. L'acétylène
3. le polychlorure de vinyle
4. le polystyrène.
5. le polyéthylène.

## SITUATION D'EVALUATION

## EXERCICE 22

Pour vous préparer au prochain devoir de physique-chimie, votre professeur vous exerce à la détermination de la formule brute d'un hydrocarbure A de densité  $d = 2,41$ .

A décolore rapidement une solution aqueuse de brome. Sa molécule est dissymétrique, non ramifiée et présente l'isomérisie Z/E. En outre, l'hydrocarbure A peut se prêter aux réactions suivantes :

- $A + H_2O \xrightarrow{H^+} B$
- $A + HCl \longrightarrow C$
- $A + Br_2 \longrightarrow D$

Donnée en g/mol : C : 12; H : 1; O : 16.

Tu es élève de la classe. Propose ta solution.

1. Donne la fonction chimique de A et écris sa formule brute générale.
2. Détermine la formule brute de A puis écris toutes les formules semi-développées de ses isomères en donnant leurs noms.
3. Identifie A.
4. Donne la formule semi développée et le nom de chacun des composés organiques B, C, D.

### EXERCICE 23

Au cours d'une séance de travaux dirigés, votre professeur de physique chimie vous demande d'identifier un alcyne A dont l'analyse élémentaire a révélé que la masse molaire est  $M_A = 54$  g/mol. Par hydrogénation en présence de palladium, A donne un composé B qui présente l'isomérisie Z/E.

On donne : M (C) = 12 g/mol ; M (H) = 1 g/mol

- 1, Détermine la formule brute de A.
2. Écris et nomme tous les isomères de A.
3. Identifie l'alcyne A.
4. Représente et nomme les isomères de B.

### EXERCICE 24

Au cours d'une séance de TP, ton groupe fait réagir 1,68 g d'un alcène A exactement avec 2,40 g de dibrome.

Le professeur vous indique par ailleurs que A ne donne qu'un seul alcool par hydratation

Données : M(Br) = 80 g/mol ; M(C) = 12 g/mol ; M(H) = 1 g/mol.

Il vous est demandé d'identifier à partir de la réaction et des informations fournies l'alcène A.

Tu es le rapporteur du groupe.

1. Détermine la quantité de matière de dibrome ayant réagi.
2. Déduis-en la quantité de matière de l'alcène qui a réagi et la masse molaire de A.
3. Détermine la formule brute de A.

4. Tire une conclusion sur l'unicité du produit d'hydratation de A, écris les formules semi-développées possibles de A et nomme-les.

#### EXERCICE 25

Au cours d'une séance de travaux dirigés, votre professeur de physique chimie vous demande d'identifier un composé organique A.

L'Analyse élémentaire montre que :

- sa masse molaire est  $M_A = 98 \text{ g. mol}^{-1}$
- A contient en masse 71,4% de chlore, 24,5% de carbone et 4,1% d'hydrogène.

Données :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ . Tu fais partie de la classe.

1. Détermine la formule brute de A.
2. Ecris les formules semi-développées des isomères de A et nomme-les.
3. Le corps A peut être obtenu par addition du dichlore sur un alcène B.
  - 3.1 Identifie parmi les formules des isomères proposés celui qui convient.
  - 3.2 Identifie B.

#### EXERCICE 26

Ton camarade de classe qui prépare son devoir de rattrapage découvre dans son livre un composé A qui décolore l'eau de brome, 2,8 g de ce composé A fixe 7,1 g de dichlore. La polymérisation de A donne un polymère de masse molaire  $M = 140 \text{ kg/mol}$ , très utilisé dans l'industrie du plastique. Il souhaite identifier le polymère obtenu à partir de A mais éprouve des difficultés.

On donne masse molaire en  $\text{g/mol}$  :  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5$

Aide-le.

1. Donne la fonction chimique de A.
2. Ecris l'équation-bilan de la réaction du dichlore sur un alcène et déduis-en la formule brute de A.
3. Ecris la formule semi-développée de A et donne son nom.
4.
  - 4.1 Ecris l'équation de la polymérisation de A.
  - 4.2 Donne la formule semi-développée du polymère et son nom.
  - 4.3 Cite cinq produits fabriqués à partir de ce polymère.
  - 4.4 Donne le motif du polymère et calcule le degré de polymérisation.

#### EXERCICE 27

Des élèves qui préparent le prochain devoir de physique-chimie découvrent dans leur livre un polymère A, obtenu par polyaddition. L'analyse révèle qu'il contient, en masse, 56,8% de chlore, 38,4% de carbone et 4,8% d'hydrogène. La masse molaire du polymère est de  $75 \text{ kg/mol}$  et son degré de polymérisation est de 1200. Il souhaite identifier le polymère mais éprouve des difficultés. Données :

Aide-les en tant qu'élève de 1<sup>ère</sup>.

1. Détermine la masse molaire du monomère.
2. Détermine la formule brute du monomère.
3. Indique la formule semi-développée du monomère et son nom.
4.
  - 4.1 Ecris la réaction de polymérisation.
  - 4.2 Donne la formule semi-développée et le nom du polymère.
  - 4.3 Montre son importance industrielle de ce polymère.

### EXERCICE 28

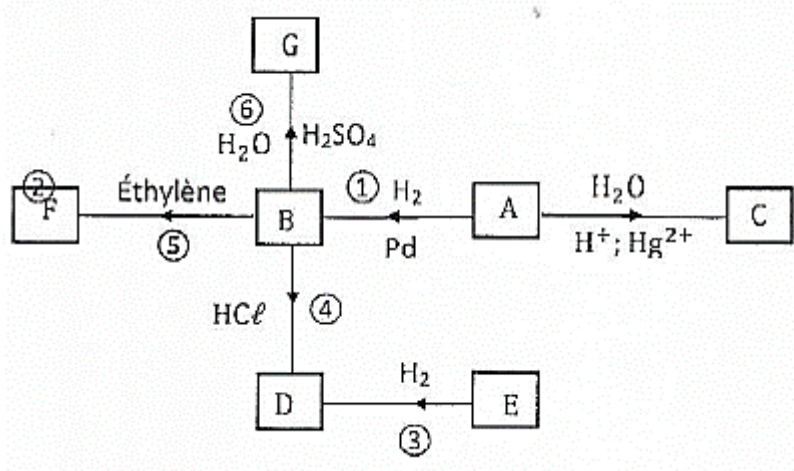
Au cours d'une séance de travaux dirigés, le professeur de physique-chimie demande à ton groupe d'identifier l'alcène A qui par hydrogénation donne le 2,3-diméthylbutane.

Il précise que l'addition du chlorure d'hydrogène sur A conduit au 2-chloro-2,3-diméthylbutane.

1. Donne la définition d'une hydrogénation et écrire l'équation bilan de la réaction.
2. Détermine les formules semi-développées possibles pour A en tenant compte seulement du résultat de son hydrogénation.
3. Ecris la formule semi-développée du 2-chloro-2,3-diméthylbutane.
4. L'alcène A est symétrique. Identifie l'alcène A.

### EXERCICE 29

Au cours d'une séance de travaux dirigés dans une classe de 1<sup>ère</sup> scientifique d'un établissement de Dimbokro, le professeur de physique-chimie demande à ton groupe de déterminer le nom et la formule semi-développée des produits obtenus à travers une série de réactions chimiques représentées dans le diagramme ci-dessous par des flèches numérotées de 1 à 6.



L'alcène A a une masse molaire  $M_A = 26 \text{ g/mol}$  et le composé F obtenu est beaucoup utilisé dans l'industrie chimique à travers une réaction de polymérisation,

On donne :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

Tu es désigné par ton groupe pour proposer une solution.

1.1. Ecris la formule brute générale d'un alcène.

1.2. Détermine la formule brute de l'alcène A.

2 Ecris :

2.1. La formule semi-développée de l'alcène A.

2.2. Le nom de l'alcène.

3. Après analyse du schéma réactionnel :

3.1. Donne le nom des produits B, C, D, E et G

3.2. Ecris la formule semi-développée des produits B, C, D, E et G.

4. Donne :

4.1. Le nom du produit F.

4.2. La formule semi-développée du produit F.

4.3. Le nom de quelques produits manufacturés à partir du composé F

### EXERCICE 30

Au cours d'une séance de travaux dirigés, le professeur de physique-chimie de la 1<sup>ère</sup> D du Collège Catholique de Dimbokro demande à ses élèves d'identifier un hydrocarbure non cyclique A contenant 85,71% en masse de carbone et de densité de vapeur par rapport à l'air  $d = 1,93$ . Il précise que le composé A réagit avec le chlorure d'hydrogène pour donner un produit unique B monochloré.

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

Tu fais partie de la classe.

1. Détermine

1.1. La masse molaire de l'hydrocarbure A.

1.2. La formule brute de l'hydrocarbure A.

1.3. Les formules semi-développées possibles de l'hydrocarbure A.

2. Ecris la formule semi-développée :

2.1. Du produit unique B monochloré.

2.2. De l'hydrocarbure A.

3. Ecris l'équation-bilan de la réaction du chlorure d'hydrogène sur l'hydrocarbure A.

### EXERCICE 31

Au cours d'une séance de TP dans une classe de lève scientifique, votre professeur de physique-chimie vous demande d'identifier le motif et le nom d'un composé organique obtenu par réaction d'un alcène A sur lui-même, A cet effet, le professeur fait réagir du dichlore sur l'alcène A et obtient un composé organique B de masse molaire  $M = 98 \text{ g/mol}$ . Une analyse effectuée sur B montre qu'il contient en masse : 24,5% de carbone, 4,1% d'hydrogène et 71,4% de chlore. On donne :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ .

1. Détermine :

1.1. la formule brute du composé organique B.

1.2. La formule brute de l'alcène A.

2. Ecris :

2.1. La formule semi-développée du composé organique B.

2.2. La formule serai-développée de l'alcène A.

2.3. Le nom du composé organique B.

2.4. Le nom de l'alcène B.

3. Ecris :

3.1. l'équation-bilan de la réaction d'addition du dichlore sur l'alcène B.

3.2. L'équation-bilan de la réaction d'addition de l'alcène B sur lui-même.

4. Donne le motif et le nom du composé obtenu par réaction d'addition de l'alcène sur lui-même.

### EXERCICE 32

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élève d'une classe de 1<sup>ère</sup> D au Lycée Moderne de Toumodi réalise la combustion complète d'un volume V d'éthylène dans un excès de dioxygène. Il désire déterminer les quantités des produits obtenus, hélas il n'y arrive pas.

On te donne :  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $V = 100 \text{ cm}^3$  ;  $V_{m,0} = 22,4 \text{ L/mol}$

Ils te sollicitent pour les aider,

1. Ecris la formule brute de l'éthylène.

2. Ecris l'équation-bilan de la combustion complète de l'éthylène.

3. Détermine :

3.1. Le volume du dioxyde de carbone dégagé dans les CNTP.

3.2. La masse de l'eau obtenue.

### EXERCICE 33

Au cours d'une séance de révision, le professeur de la 1<sup>ère</sup> C au Lycée Moderne de Bongouanou demande à ses élèves de déterminer le volume des gouttelettes huileuses obtenues lorsqu'on fait réagir 0,2 mol de dichlore avec 0,2 mol d'éthylène. Il précise que dans les conditions de l'expérience, le volume molaire vaut 25 L/mol

Tu fais partie de la classe

1. Ecris :

1.1. La formule semi-développée de l'éthylène.

1.2. La formule semi-développée et le nom des gouttelettes huileuses obtenues.

1.3. Ecris l'équation-bilan de la réaction d'addition du dichlore avec l'éthylène.

2. Détermine le volume des gouttelettes huileuses obtenues.

## LEÇON 4 : LE BENZENE

### EXERCICE 1

Recopie et relie chaque composé aromatique à sa formule brute.

Toluène •  
phénol •  
styrène •  
Benzène •

•  $C_6H_6$   
•  $C_7H_8$   
•  $C_6H_{12}$   
•  $C_8H_8$   
•  $C_6H_6O$

### EXERCICE 2

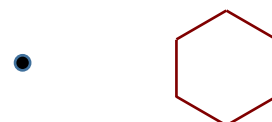
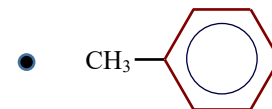
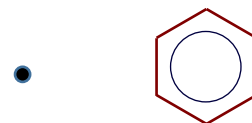
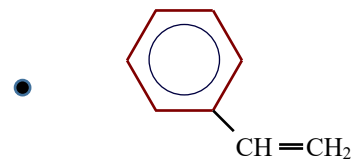
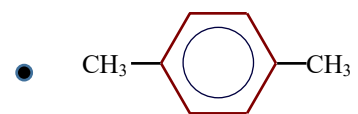
Recopie et relie chaque hydrocarbure à sa formule semi-développée.

Toluène •

cyclohexane •

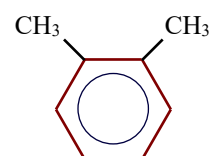
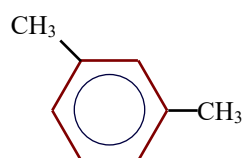
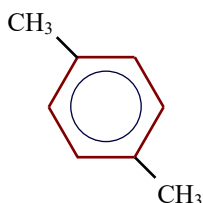
styrène •

Benzène •



### EXERCICE 3

Tu as représenté ci-dessous les isomères du diméthylbenzène.



a)

b)

c)

Recopie le tableau ci-dessous et associe les isomère ortho, méta et para à la lettre qui correspond.

isomère	ortho	méta	para
molécule			

#### EXERCICE 4

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1. La formule brute du benzène est :

- a.  $C_6H_6$
- b.  $C_8H_8$
- c.  $C_6H_8$

2. Le benzène est :

- a. un hydrocarbure saturé
- b. un hydrocarbure qui comporte des liaisons doubles
- c. un hydrocarbure insaturé comportant des triples liaisons

3. Le benzène appartient:

- a. à la famille des alcanes
- b. à la famille des alcynes
- c. à la famille des composés aromatiques

4. La molécule de benzène est :

- a. plane
- b. tétraédrique
- c. cycloïdale

Ecris le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

#### EXERCICE 5

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1. La molécule de benzène comporte :

- a. quatre électrons célibataires liés par des liaisons de covalence
- b. trois électrons célibataires
- c. un noyau aromatique

2. Le benzène est classé comme :

a. cancérogène avéré pour l'homme sur la base de leucémies observées dans des études épidémiologiques et animales.

b. substance non nocive,

c. substance que l'on peut manipuler sans précaution.

Ecris le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

### EXERCICE 6

Ecris les formules brutes et développées des composés aromatiques suivants:

1. phénol ;

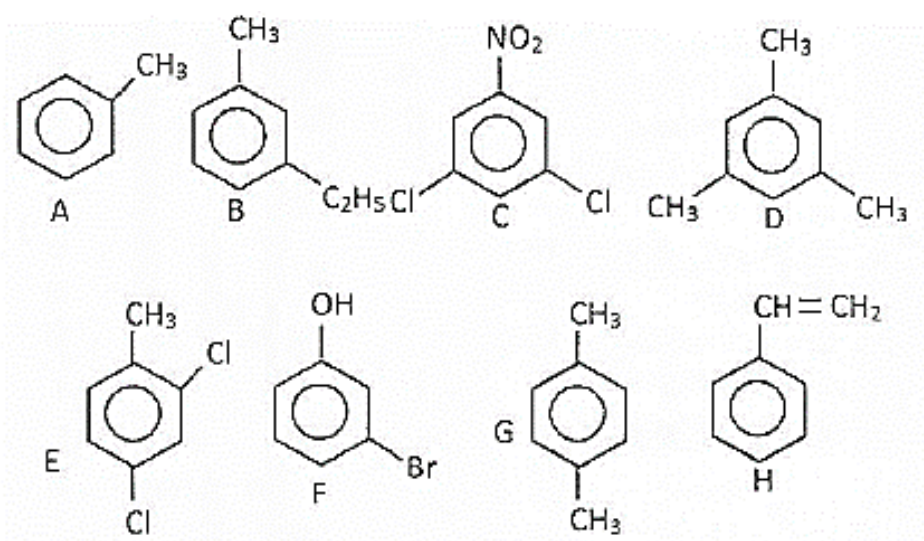
2. styrène ;

3. naphthalène ;

4. toluène.

### EXERCICE 7

1. Nomme les composés suivants :



2. Ecris les formules semi-développées des composés dont les noms suivent :

2.1

a. 1, 3 — dichlorobenzène

b. 4 — hromo — 2 — chlorotoluène ;

c. 2,4 — dichloroaniline ;

d. orthodichlorobenzène ;

e. parabromochlorobenzène

2.2 Trouve toutes les formules semi-développées des carbures aromatiques dont la formule brute est  $C_9H_{12}$ .

### EXERCICE 8

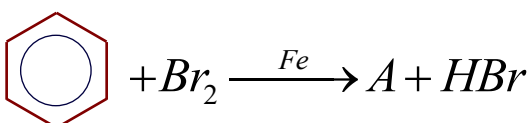
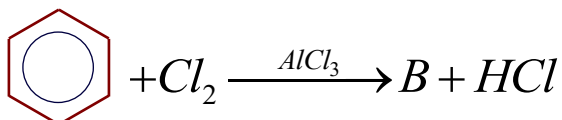
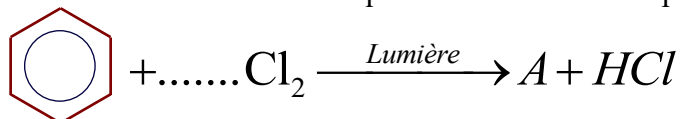
Ecris l'équation-bilan de la réaction du dihydrogène sur le styrène en présence du nickel à 25°C.

#### EXERCICE 9

Ecris l'équation-bilan de la réaction de substitution de l'acide nitrique (HNO<sub>3</sub>) sur le benzène.

#### EXERCICE 10

Recopie et complète les équations bilan des réactions suivantes en écrivant les formules des composés A, B, C et le coefficient stœchiométrique du dichlore dans la première équation.



#### EXERCICE 11

Recopie et complète les schémas réactionnels suivants en écrivant les formules des composés X, Y, M, N, V, Z, L, W et écrivant correctement les équations bilan.

1.  $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{U.V.}} \text{X}$
2.  $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{Y}$
3.  $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{M}$
4.  $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{FeBr}_3} \text{V} + \text{Z}$
5.  $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{T} + \text{L}$
6.  $\text{C}_6\text{H}_6 - \text{Cl} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{U.V.}} \text{W}$

#### EXERCICE 12

Ecris l'équation -bilan de la réaction :

- a. du dibrome (Br<sub>2</sub>) sur le benzène en présence du bromure de fer III (FeBr<sub>3</sub>)
- b. du dichlore sur le benzène en présence de la lumière.
- c. du dichlore sur le benzène en présence du chlorure d'aluminium (AlCl<sub>3</sub>)
- d. du dihydrogène sur le benzène en présence du nickel ou de la platine

#### EXERCICE 13

1. Cite les voies principales d'exposition au benzène.
2. Cite les sources d'émission du benzène.

3. Donne quelques conséquences de l'exposition d'un être humain au benzène.

## SITUATION D'EVALUATION

### EXERCICE 14

Afin de vérifier le degré d'acquisition des habiletés installées, le professeur de physique -chimie de la 1<sup>ère</sup> D du Collège Bokpli de Bocanda demande à ses élèves de déterminer les formules semi-développées de trois composés aromatiques A, B et C. Il précise que ces composés peuvent être obtenus au cours des expériences décrites ci-après :

1<sup>ère</sup> expérience : l'action d'un bromure d'alkyle  $C_nH_{2n+1}-Br$  sur le benzène en présence de bromure d'aluminium  $AlBr_3$  utilisé comme catalyseur donne le composé A de masse molaire  $M(A) = 106$  g/mol.

2<sup>ème</sup> expérience : la chloration de A en présence de chlorure d'aluminium utilisé comme catalyseur donne un composé B contenant en masse 40,3% de chlore. (Substitution en position para et /ou ortho du groupe alkyle).

2<sup>ème</sup> expérience : la mononitration d'une masse  $m = 25$  g de A en présence d'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) concentré donne un composé aromatique C comportant un groupe nitro en position para du groupe alkyle.

Ne se sentant pas à même d'exploiter ces informations, ils sollicitent ton aide afin d'identifier A, B et C.

On donne :  $M(Br) = 80$  g/mol;  $M(Cl) = 35,5$  g/mol;  $M(N) = 14$  g/mol;  $M(H) = 1$  g/mol.

1.

1.1 Détermine la formule semi-développée de l'alkylbenzène A et celle du bromure d'alkyle et les nommer

1.2 Ecris l'équation bilan de la réaction.

2. Ecris les formules semi-développées des isomères de B. Les nommer.

3.

3.1 Ecris l'équation bilan de la réaction de l'expérience 3 et nomme le produit C.

3.2 Détermine la masse  $m'$  de produit C obtenu sachant que le rendement de la réaction est de 85%.

### EXERCICE 15

Un groupe d'élève d'une classe de 1<sup>ère</sup> scientifique au Lycée Moderne de Bongouanou commis pour le nettoyage du laboratoire de chimie découvre une étiquette de flacon sur laquelle on peut lire :

- Lindane
- masse molaire moléculaire du lindane :  $M = 291$  g/mol
- composition centésimale massique :

Carbone : 24,74% de ;

Hydrogène : 2,06%;

Chlore : 73,20%.

A la fin du service de nettoyage, le professeur de physique-chimie informe les élèves que le lindane est obtenu en faisant réagir le dichlore sur le benzène en présence d'un rayonnement ultraviolet (UV). Il précise que ce composé est un puissant insecticide couramment utilisé dans l'agriculture

Satisfaits de cette information, les élèves souhaitent écrire l'équation-bilan de la réaction chimique.

On donne:  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

Tu es désigné rapporteur du groupe.

1. Ecris :

1.1. La formule brute du benzène.

1.2. La formule développée du benzène.

2. Détermine la formule brute du lindane.

3. Ecris l'équation-bilan de la réaction du dichlore sur le benzène en présence d'un rayonnement ultra-violet.

4. Détermine le volume du dichlore nécessaire mesuré dans les CNTP par jour pour une usine de fabrication de 100 t de lindane par jour.

## EXERCICE 16

Des élèves de la lève D3 qui ont été consigné pour nettoyer le laboratoire de chimie, découvre dans une revue qu'un hydrocarbure aromatique A, liquide à température ordinaire, admet comme proportion en masse 10,5 fois plus de carbone que d'hydrogène. Sa masse molaire est  $M = 92 \text{ g. mol}^{-1}$ . Se retournant vers leur professeur de physique chimie pour en savoir d'avantage sur le composé A, celui-ci leur apprend que :

- L'hydrogénation de A en présence de nickel donne un composé saturé unique B.
- L'action contrôlée du dichlore sur le composé A, en présence de fer, donne un mélange de composés. L'analyse de ce mélange montre que chacun des composés contient 28,06% en masse de chlore.

On donne en g/mol: C : 12; H : 1; Cl : 35,5; O : 16; N : 14.

Les élèves désirent identifier les composés A et B mais ceux-ci rencontre des difficultés. Aide-les.

1. Détermine la formule brute, la formule semi-développée, ainsi que le nom de A.

2. Précise le type de la réaction qui a lieu lors de l'hydrogénation de A. Donne la formule et le nom de B.

3.

3.1. Montre que l'action du dichlore sur le composé A est une monosubstitution.

3.2. Ecris les formules semi-développées et les noms des composés obtenus au cours la monosubstitution.

## EXERCICE 17

Pendant une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves d'une classe de 1<sup>ère</sup> D dans un établissement de Dimbokro désire fabriquer une certaine quantité de chlorure d'hydrogène à partir du benzène. Pour cela, le groupe fait réagir un excès de dichlore sur une masse  $m = 11,7 \text{ g}$  de benzène en utilisant le chlorure d'aluminium ( $\text{AlCl}_3$ ) comme catalyseur.

On donne:  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

Tu fais partie du groupe.

1. Ecris :

1.1. La formule brute du benzène.

1.2. La formule développée du benzène.

2. Ecris l'équation-bilan de la réaction du dichlore sur le benzène.

3. Détermine le volume du chlorure d'hydrogène recueilli.

## EXERCICE 18

Lors d'une conférence sur l'impact de la chimie sur l'environnement, des élèves d'une classe de 1<sup>ère</sup> D au Lycée Moderne de Dimbokro apprennent que le 2, 4,6-trinitrotoluène (T.N.T) est un puissant explosif qui peut être obtenu à partir du toluène et de l'acide nitrique. A la fin de la conférence, les élèves se rendent au laboratoire de chimie pour vérifier cette information. Ils font réagir une masse  $m$  de toluène dans un excès d'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) et obtiennent du T.N.T.

Les élèves désirent écrire l'équation bilan de la réaction et déterminer la masse d'explosif formé,

On donne :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $m = 0,5 \text{ kg}$

Eprouvant des difficultés ceux-ci te sollicitent.

1. Ecris :

1.1. La formule brute du toluène.

1.2. La formule développée du toluène.

1.3. La formule développée du 1-méthyl 2,4,6-trinitobenzène.

2. Ecris l'équation-bilan de la réaction de l'acide nitrique sur le toluène qui donne le 2,4,6-trinitrotoluène.

3. Détermine la masse du 2,4,6-trinitrotoluène obtenue.

## EXERCICE 19

Pendant une séance de travaux pratiques, ton ami, élève en 1<sup>ère</sup> C au Lycée Moderne de Dimbokro souhaite déterminer le volume du gaz dégagé dans l'enceinte du laboratoire. Pour cela, il brûle dans un excès de dioxygène une masse  $m$  de benzène. Il place au-dessus de la flamme un récipient imbibé d'eau de chaux qui se trouble.

On donne:  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $m = 20 \text{ g}$  ;  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

Eprouvant des difficultés, il sollicite ton aide.

1. Ecris la formule brute du benzène.

2. L'équation-bilan de la combustion complète du benzène dans le dioxygène.

3. Détermine le volume du gaz dégagé dans l'enceinte du laboratoire de chimie mesuré dans les CNTP

## LEÇON 6 : QUELQUES COMPOSES ORGANIQUES OXYGENES

### ACTIVITE D'APPLICATION

#### EXERCICE 1

Recopie le diagramme suivant puis relie chaque composé organique oxygéné à sa formule brute.

Alcool ■	■ $C_n H_{2n} O$
Cétone ■	■ $C_n H_{4n} O$
Acide carboxylique ■	■ $C_n H_n O_2$
Aldéhyde ■	■ $C_n H_{2n} O_2$
Ester ■	■ $C_n H_{2n+2} O$
Ether oxyde ■	

#### EXERCICE 2

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Un aldéhyde et une cétone possédant le même nombre de carbone sont isomères.
2. Un aldéhyde et un alcool possédant le même nombre de carbone sont isomères.
3. La formule brute d'une cétone possédant 6 atomes de carbone est :  $C_6H_{11}OH$ .
4. La formule brute d'un alcool possédant 6 atomes de carbone est :  $C_6H_{14}O$ .
5. Un aldéhyde et un éther oxyde possédant le même nombre de carbone sont isomères.

Ecris le numéro de la proposition suivi de vrai si la proposition est vraie ou faux si elle est fausse.

#### EXERCICE 3

Pour chacune des propositions suivantes :

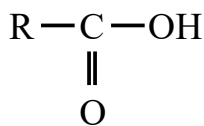
1.  $R - OH$

La molécule ci-dessus est :

- a. Un alcool.
  - b. Un acide carboxylique.
  - c. Un ester,
  - d. Un anhydride d'acide.
2. 
$$\begin{array}{c} R - C - O - R' \\ || \\ O \end{array}$$

La molécule ci-dessus est

- a. Un alcool.
- b. Un acide carboxylique.
- c. Un ester.
- d. Un anhydride d'acide



La molécule ci-dessus est

- a. Un alcool.
- b. Un acide carboxylique.
- c. Un ester.
- d. Un anhydride d'acide.

Recopie le numéro, suivi de la lettre correspondante à la bonne réponse.

#### EXERCICE 4

Complète le texte ci-dessous avec les mots ou expressions qui conviennent :

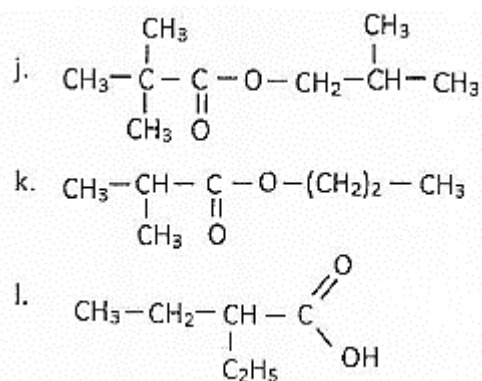
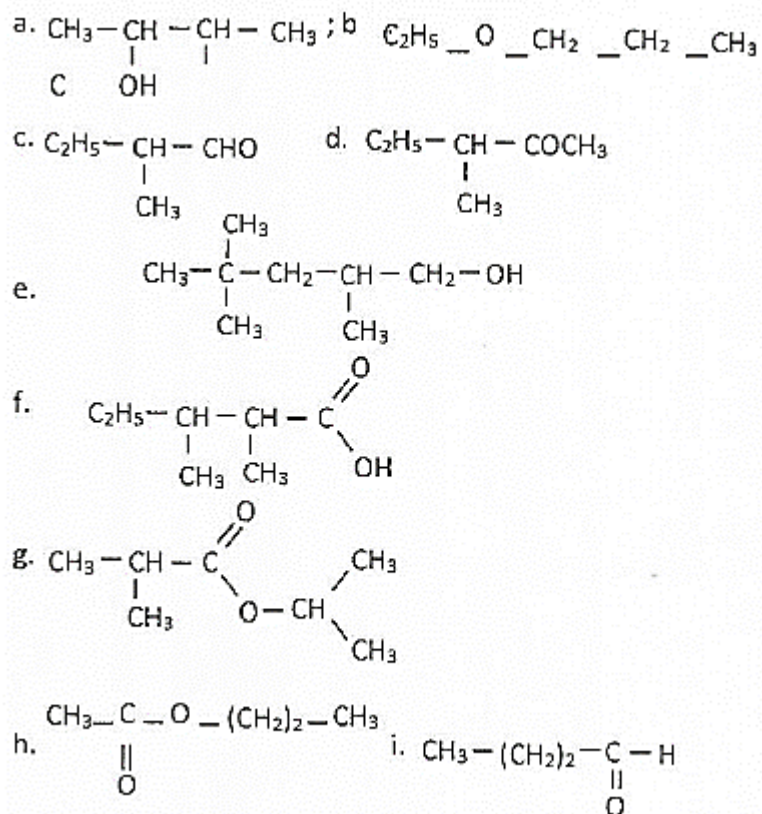
alcools, l'acide éthanoïque, l'éther oxyde, l'éthanol, cétones, d'oxygène, aldéhydes, acides gras

Les composés organiques oxygénés présentent divers intérêts.

Un composé organique oxygéné est un corps pur organique dont la molécule comporte au moins un atome ..... Il existe plusieurs composés organiques oxygénés dont certains comme les ..... sont utilisés pour fabriquer du savon. L'hydratation du gaz éthylène en présence de l'acide sulfurique concentré donne un composé organique oxygéné appartenant à la famille des , appelé ..... En médecine, ..... est utilisé pour ses propriétés antiseptiques et anesthésiques. Le méthanal appartenant à la famille des ..... est utilisé comme formol pour la conservation des spécimens. La propanone appartenant à la famille des ..... est un solvant couramment utilisé pour la synthèse des matières plastiques. Le constituant principal du vinaigre est ..... Les esters sont très répandus dans la nature et possèdent souvent une odeur agréable et sont souvent à l'origine de l'arôme naturel.

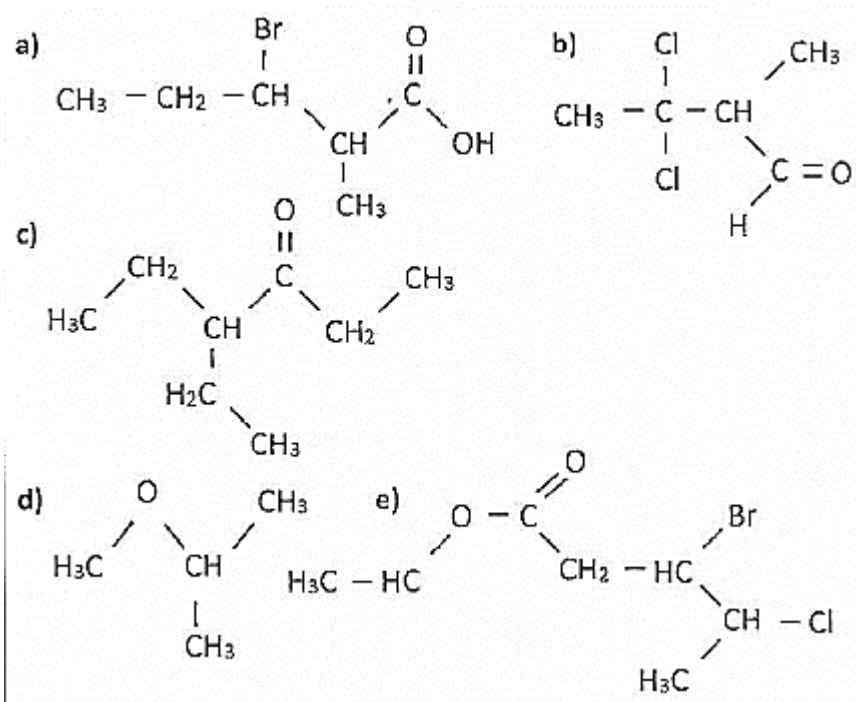
## EXERCICE 5

Donner le nom de chacun des composés organiques oxygénés suivants :



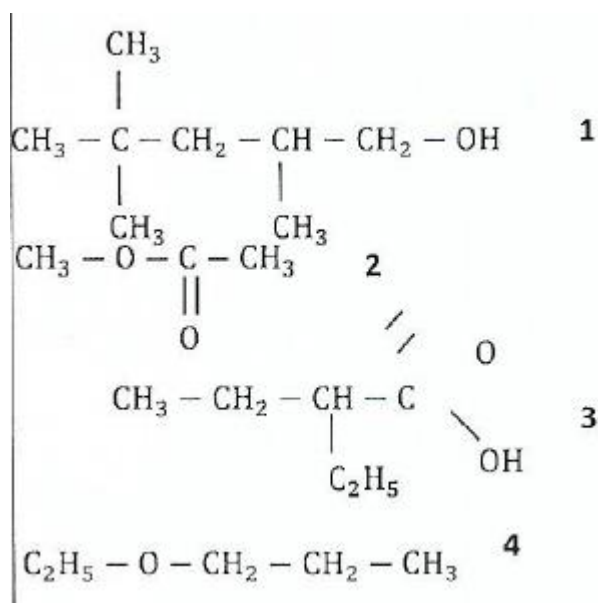
## EXERCICE 6

Nomme les composés suivants :



### EXERCICE 7

Nomme les composés 1 ; 2 ; 3 et 4 ci-dessous :



### EXERCICE 8

Ecris la formule semi-développée de chacun des alcools ci-dessous :

- 2-méthylbutan-1-ol
- 2,3-diméthylbutan-2-ol
- 2,3,3-triméthylpentan-2-ol
- 3-éthyl,2-méthylhexan-3-ol

## EXERCICE 9

Ecris la formule semi-développée de chacun des éthers oxydes ci-dessous :

- Oxyde de diéthyle
- Oxyde d'éthyle et de propyle
- Oxyde de méthyle et de 2-méthylpropyle
- Oxyde d'éthyle et d'isopropyle

## EXERCICE 10

Ecris la formule semi-développée de chacune des cétones ci-dessous :

- Propan-2-one
- 2-méthyl pentan-3-one
- 3,3-diméthylbutan-2-one
- 3-éthyl, 4-méthyl hexan-2-one

## EXERCICE 11

Ecris la formule semi-développée de chacun des aldéhydes ci-dessous :

- 2-méthylbutanal
- 2,3-diméthyl pentanal
- 2-éthyl, 3-méthylhexanal
- 2,3,4-triméthylhexanal

## EXERCICE 12

Ecris la formule semi-développée de chacun des acides carboxyliques ci-dessous :

- Acide 2-méthylbutanoïque
- Acide 2,3-diméthylbutanoïque
- Acide 3-éthyl, 2-méthylpentanoïque
- Acide 3-éthyl, 2,2-diméthylhexanoïque

## EXERCICE 13

Ecris la formule semi-développée de chacun des esters ci-dessous :

- Méthanoate d'isopropyle
- 2-méthyl butanoate d'éthyle
- 2-méthylpropanoate de propyle
- Ethanoate de 2-méthylbutyle

#### EXERCICE 14

Ecris les formules semi-développées ainsi que le nom de tous les composés organiques oxygénés dont la formule brute est  $C_4H_{10}O$

#### EXERCICE 15

Ecris les formules semi-développées ainsi que le nom de tous les composés organiques oxygénés dont la formule brute est  $C_4H_8O$

#### EXERCICE 16

Ecris les formules semi-développées ainsi que le nom de tous les composés organiques oxygénés dont la formule brute est  $C_4H_8O_2$

#### SITUATION D'EVALUATION

#### EXERCICE 17

Un élève de la C qui prépare son prochain devoir découvre dans un livre de chimie, que la combustion complète de 3,6 g d'un composé organique A de formule brute  $C_xH_yO$  donne un volume  $V = 4,8$  L de dioxyde de carbone et l'eau. La densité de vapeur de ce composé est  $d = 2,48$ . Dans les conditions de l'expérience le volume molaire des gaz est  $V_m = 24$  L. mol<sup>-1</sup>.

Ne se sentant pas à même d'exploiter ces informations, il sollicite ton aide afin de déterminer la valeur de x et les formules semi-développées du composé.

Données :  $M(C) = 12$  g/mol ;  $M(O) = 16$  g/mol ;  $M(H) = 1$  g/mol.

1. Ecris l'équation-bilan de cette combustion.
2. Calcule la valeur de x.
3. Sachant que le composé organique A est un aldéhyde, donner les formules semi-développées possibles et les noms correspondants.

#### EXERCICE 18

Pendant une séance de travaux dirigés, ton voisin et toi êtes désignés pour déterminer la formule brute d'un composé organique oxygéné B, de masse molaire 74 g/mol. Le professeur vous informe qu'il contient en masse 64,86% de carbone et 13,51% d'hydrogène. En outre B s'obtient par addition d'eau sur un alcène linéaire A possédant deux stéréo-isomères Z et E. Données :  $M(C) = 12$  g/mol ;  $M(O) = 16$  g/mol ;  $M(H) = 1$  g/mol.

1. Détermine la formule brute de B.
2.
  - 2.1 Donne le nom et la formule semi-développée de B.
  - 2.2 Donne le nom et la formule semi-développée de A.
  - 2.3 Ecris l'équation-bilan de l'obtention de B à partir de A.
  - 2.4 Donne le nom et la formule semi-développée de l'alcyne  $A_0$  qui donne A par hydrogénation. Précise la condition expérimentale.

## EXERCICE 19

A la fin du cours sur les composés organiques oxygénés, ton ami de classe qui a manqué le cours pour cause de maladie sollicite ton aide pour déterminer les formules semi-développées d'un alcool dont la masse molaire moléculaire est 60 g/mol.

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

1. Ecris la formule brute générale des alcools.
2. Détermine :
  - 2.1. La formule brute de l'alcool.
  - 2.2. Les formules semi-développées possibles de l'alcool ainsi que leur nom.

## EXERCICE 20

Afin de vérifier le degré d'acquisition des habiletés installées, sur les acides carboxyliques, le professeur de physique-chimie de la lère D du Collège Bokpli de Bocanda demande à ses élèves de déterminer les formules semi-développées d'un acide carboxylique dont la masse molaire moléculaire est 88 g/mol.

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ .

Compte tenu de certaines difficultés rencontrées, il t'est demandé de les aider.

1. Ecris la formule brute générale des acides carboxyliques.
2. Détermine :
  - 2.1. La formule brute de l'acide carboxylique B.
  - 2.2. Les formules semi-développées possibles de l'acide carboxylique B ainsi que leur nom.

## EXERCICE 21

A la fin du cours sur les composés organiques oxygénés, le professeur de physique-chimie d'une classe de lève D désire vérifier le niveau de compréhension de ses apprenants. Pour cela, il leur demande de déterminer les formules semi-développées de tous les composés organiques oxygénés possédant deux atomes d'oxygène dont la masse molaire est 74g/mol

Données :  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ .

Tu fais partie de la classe.

1. Donne les familles chimiques auxquelles appartient ce composé organique oxygéné.
2. Détermine :
  - 2.1. La formule brute du composé organique oxygéné.
  - 2.2. Les formules semi-développées possibles du composé oxygéné ainsi que leur nom.

## EXERCICE 22

Pendant une séance de révision, le professeur de physique-chimie d'une classe de 1<sup>ère</sup> scientifique propose aux élèves de déterminer les formules semi-développées des aldéhydes dont la masse molaire moléculaire est 72 g/mol.

Données :  $M(\text{C}) = 12\text{g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$ .

Tu es désigné pour proposer ta solution.

1. Ecris la formule brute générale des aldéhydes.
2. Détermine la formule brute de ce composé.
3. Détermine les formules semi-développées possibles de ce composé ainsi que leur nom.

### EXERCICE 23

Pendant une séance de révision, le professeur de physique-chimie de la classe de 1ère D au collège Catholique de Dimbokro propose aux élèves de déterminer les formules semi-développées des acides carboxyliques dont la masse molaire moléculaire est  $102\text{ g/mol}$ .

Données en  $\text{g/mol}$  :  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{O}) = 16$

Eprouvant des difficultés, ceux-ci sollicitent ton aide.

1. Ecris la formule brute générale des acides carboxyliques.
2. Détermine la formule brute de ces acides carboxyliques.
3. Détermine les formules semi-développées possibles de ces acides carboxyliques ainsi que leur nom.

### EXERCICE 24

Au cours d'une séance de travaux dirigés, ton groupe doit déterminer les formules semi-développées d'un composé organique oxygéné A dont la composition centésimale massique est : carbone =  $54,54\%$ ; hydrogène =  $9,10\%$ ; oxygène =  $36,36\%$ . Votre professeur de physique-chimie vous apprend que ce composé qui a une odeur agréable de parfum, a pour masse molaire  $M = 88\text{ g/mol}$ .

Données en  $\text{g/mol}$  :  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{O}) = 16$

Tu es le rapporteur de ton groupe.

1. Déterminer la formule brute du composé organique oxygéné.
2. Justifie la famille chimique à laquelle appartient ce composé organique oxygéné.
3. Le composé organique oxygéné possède quatre formules semi-développées.
  - 3.1. Ecris chaque formule semi-développée possible du composé organique oxygéné.
  - 3.2. Ecris le nom de chaque formule semi-développée correspondant du composé organique oxygéné.

### EXERCICE 25

Au cours d'une séance de travaux dirigés, votre professeur de physique chimie vous demande de déterminer les formules semi-développées d'un composé organique oxygéné A dont la densité de vapeur par rapport à l'air est  $d = 2,482$ . Il vous donne la composition centésimale massique de A: carbone :  $66,67\%$ ; hydrogène :  $11,11\%$ ; oxygène :  $22,22\%$ .

Données en  $\text{g/mol}$  des masses molaire:  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{O}) = 16$

1. Détermine la masse molaire moléculaire du composé organique oxygéné.
2. Détermine la formule brute du composé organique oxygéné A.

3. Donne les familles chimiques auxquelles le composé organique oxygéné A appartient.
4. Détermine les formules semi-développées possibles du composé organique oxygéné A ainsi que leur nom.

## EXERCICE 26

Au cours d'une séance d'éducation physique et sportive, un élève en 1ère D au collège catholique de Dimbokro se blesse gravement. Ses camarades de classe l'accompagnent à l'hôpital et constatent que le produit médical utilisé pour faire l'anesthésie, porte sur son étiquette, les mentions suivantes : densité de vapeur par rapport à l'air :  $d = 2,068$  ; composition centésimale massique : carbone : 60% ; hydrogène : 13,33% ; oxygène : 26,67%.

Ils souhaitent identifier le nom de ce produit médical. Données :  $M(C) = 12\text{g/mol}$  ;  $M(O) = 16\text{g/mol}$  ;  $M(H) = 1\text{g/mol}$ .

Joins-toi à eux pour déterminer la formule brute de l'anesthésiant.

1. Donne la famille chimique à laquelle appartient ce produit médical.
2. Calcule la masse molaire de ce produit médical.
3. Détermine la formule brute de ce produit médical.
4. Ecris :
  - 4.1. la formule semi-développée de ce produit médical.
  - 4.2. le nom de ce produit médical.

## LEÇON 7 : L'ETHANOL

### ACTIVITÉ D'APPLICATION

#### EXERCICE 1

Pour chacune des propositions ci-dessous :

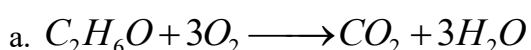
1. L'éthanol appartient à la famille chimique des éthers oxydes.
2. La combustion complète de l'éthanol donne de l'acide éthanoïque.
3. L'éthanol est obtenu en hydratant en présence de l'acide sulfurique l'éthylène.
4. L'oxydation ménagée de l'éthanol donne le dioxyde de carbone et l'eau.
5. La fermentation de certains jus sucrés comme le vin de palme donne l'éthanol.
6. L'oxydation ménagée de l'éthanol dans le dioxygène donne l'éthanal.

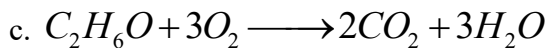
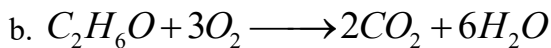
Ecris le numéro suivi de la lettre V si la proposition est vraie ou de la lettre F si la proposition est fausse.

#### EXERCICE 2

Pour les propositions suivantes :

1. L'équation bilan de la réaction de combustion de l'éthanol s'écrit :





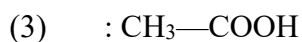
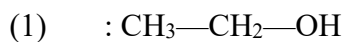
2. Les produits de l'oxydation de l'éthanol sont :

- l'éthanal et l'acide propanoïque.
- le méthanol et l'acétone.
- l'éthanol et l'acide éthanoïque.
- le méthanol et l'acide éthanoïque.

Ecris le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondante à la bonne réponse.

### EXERCICE 3

On te donne les composés suivants :



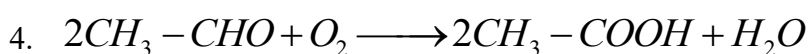
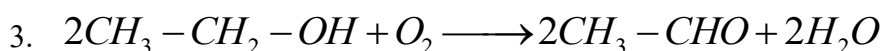
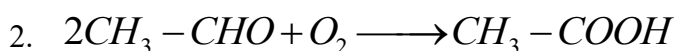
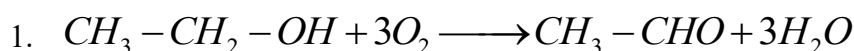
Pour chacune des propositions ci-dessous en relation avec ces composés :

- (1) et (2) peuvent être oxydés sans modification de la chaîne carbonée.
- (1) et (2) donnent uniquement (3) par oxydation ménagée,
- (1) peut-être identifié à l'aide du réactif de Schiff.
- (2) donnent uniquement (3) par oxydation ménagée.
- (1) peut donner (3) par oxydation ménagée.
- (1) et (2) peuvent être oxydés avec destruction de la chaîne carbonée.'
- (3) donne une coloration rose en présence du réactif de Schiff.
- (3) rougit le papier indicateur de pH.

Ecris le numéro de la proposition suivi de vrai si la proposition est vraie et faux si elle est fausse.

### EXERCICE 4

Les équations bilan de la réaction d'oxydation de l'éthanol par le dioxygène de l'air s'écrivent :



Ecris le (les) numéro (s) de la (des) proposition (s) correspondante (s) à la (aux) bonne (s) réponse (s).

### EXERCICE 5

Complète les phrases suivantes par les mots, groupes de mots ou expressions qui conviennent :

Ethanal, Oxydation ménagée, éthanol, hydratation, fermentation, détruit, acide éthanoïque, jus sucrés.

Le vin de table contient de l'éthanol.

L'..... est obtenu soit par l'..... de l'éthylène, par .....  
soit la ..... de ..... L'..... par l'oxygène de l'air  
transforme l'éthanol en ..... et en ..... Au cours de la combustion de  
l'éthanol, la chaîne carbonée de ..... est .....

L'abus de la consommation de l'éthanol est dangereux pour l'organisme de l'homme.

## EXERCICE 6

Pour chacune des propositions suivantes :

1. L'éthanol brûle dans le dioxygène en donnant du dihydrogène et du monoxyde de carbone.
2. L'éthanol brûle dans le dioxygène en donnant de l'eau et du dioxyde de carbone.
3. La réaction de combustion de l'éthanol dans le dioxygène conserve le squelette carboné de l'éthanol.
4. La réaction de combustion de l'éthanol dans le dioxygène s'accompagne de la destruction du squelette carboné.

Recopie le numéro correspondant puis écris à la suite V si la proposition est vraie et F si elle est fausse.

## EXERCICE 7

L'analyse d'un composé organique oxygéné A donne les proportions massiques suivantes : 34,78% d'oxygène ; 52,18 % de carbone et 13,04 % d'hydrogène. La densité à l'état gazeux par rapport à l'air de A est de 1,59.

Données :

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ .

1. Détermine la masse molaire de ce composé.
2. Donne la formule demi-développée de ce composé et son nom.

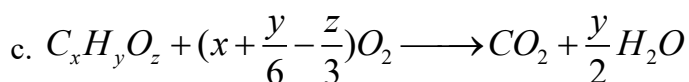
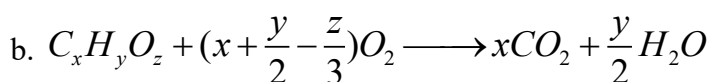
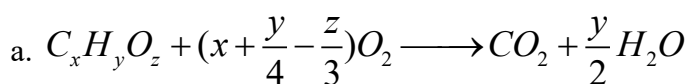
## EXERCICE 8

6,9 g d'un composé organique oxygéné A de masse molaire moléculaire 46 g/mol brûlent en une combustion complète dans du dioxygène ; il se forme 13,2 g de dioxyde de carbone et 8,1 g d'eau.

Données :

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ . Pour chacune des propositions suivantes :

1. l'équation bilan de la réaction est :



2. La formule brute du composé est :

- a.  $C_2H_6O$
- b.  $C_2H_4O$
- c.  $C_4H_{10}O$

3. Les produits d'oxydation du composé oxygéné sont :

- a.  $C_2H_4O$  et  $C_2H_4O_2$
- b.  $C_4H_6O_2$  et  $C_4H_6O$
- c.  $C_2H_5O$  et  $C_2H_2O_2$

Recopie le numéro de la proposition et la lettre correspondante à la réponse juste.

### EXERCICE 9

La combustion de 6 g d'un alcool saturé exige 12,5 g d'oxygène.

On donne :

$M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$ .

1. Ecris l'équation de la réaction de combustion
2. Détermine la formule brute de cet alcool.
3. Calcule la masse de dioxyde de carbone dégagée.

### EXERCICE 10

Dans une « lampe sans flamme », on verse 10 mL d'éthanol.

1. Explique l'expérience de la lampe sans flamme.
2. Donne les formules semi-développées et les noms des produits formés au cours de l'expérience.
3. Précise comment les produits formés sont caractérisés.
4. Explique la persistance de l'incandescence du cuivre.

### EXERCICE 11

De l'éthanol et l'acide éthanoïque, indique le composé le plus oxydé.

### EXERCICE 12

1. Ecris l'équation de l'hydratation de l'éthylène.
2. Calcule le volume d'éthylène, mesuré dans les CNTP, nécessaire à la fabrication de 1 L d'éthanol. Tu supposeras le rendement de l'hydratation égal à 60%. La masse volumique de l'éthanol est  $790 \text{ kg/m}^3$ .

Données :

$M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$ .

### EXERCICE 13

Un composé organique oxygéné est obtenu par hydratation du gaz éthylène en présence d'acide sulfurique concentré.

1. Donne le nom du composé organique oxygéné obtenu.
2. Ecris l'équation —bilan de la réaction chimique.

### EXERCICE 14

La fermentation du glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ) par les enzymes donne l'éthanol et le dioxyde de carbone.

Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique.

### EXERCICE 15

L'éthanol est brûlé dans un excès de dioxygène. Des buées d'eau apparaissent sur les parois internes d'un verre à pied placé au-dessus de la flamme.

Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique.

### EXERCICE 16

L'oxydation ménagée de l'éthanol dans le dioxygène donne un produit qui rosit le réactif de Schiff.

1. Donne le nom du produit formé lors de l'oxydation ménagée de l'éthanol.
2. Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique d'oxydation ménagée de l'éthanol.

### SITUATION D'EVALUATION

#### EXERCICE 17

Pour préparer les élèves de la 1<sup>ère</sup> D1 à leur prochain devoir surveillé, leur professeur leur propose de déterminer les produits d'oxydation d'un alcool A qui a pour masse molaire  $M_A = 46 \text{ g/mol}$ . Il les informe que l'oxydation A dans le dioxygène de l'air en présence de cuivre porté à incandescence donne un composé B qui s'oxyde ensuite en un composé C.

Données :

$M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g/mol}$ . Tu fais partie de la classe.

1.
  - 1.1 Donne la formule générale d'un alcool en fonction du nombre d'atome de carbone.
  - 1.2 Détermine la formule brute et le nom de A.
2. Cite deux méthodes par lesquelles tu peux préparer A.
3. Ecris les équations-bilans des réactions conduisant à la formation de B et C. Tu utiliseras les formules semi-développées de A, B et C et tu préciseras leurs noms.
4. Dis comment tu peux identifier les produits formés.

## EXERCICE18

Au cours d'une séance de Travaux pratiques, ton groupe est choisi pour réaliser l'expérience de la lampe sans flamme afin de déterminer les produits d'oxydation de l'éthanol.

Vous soumet l'éthanol à une oxydation ménagée en présence du cuivre. Vous utilisez d'abord le dioxygène de l'air comme oxydant. Vous obtenez alors deux composé A et B que vous soumettez aux tests suivants :

	Composé A	Composé B
Réactif de Schiff	+	—
Virage au rouge du papier_ pH	—	+

(+) : test positif

(-) : test négatif

Lorsque l'éthanol réagit ensuite avec un excès de dioxygène vous n'obtenez que le corps B.

Tu es le Rapporteur de ton groupe.

1.

1.1 Indique le rôle joué par le réactif de Schiff utilisé pour réaliser les tests.

1.2 Indique l'observation faite lorsque le test est positif avec le réactif de Schiff.

2. Tire une conclusion en relation avec la persistance de l'incandescence du cuivre au cours de la réaction.

3.

3.1 Donne les fonctions chimiques des composés A et B.

3.2 Ecris les formules semi-développées et les noms de A et B.

4.

4.1 Ecris l'équation-bilan de la réaction conduisant à la formation de B directement à partir de l'éthanol.

4.2 Dis si la chaîne carbonée de l'éthanol est modifiée au cours de cette oxydation.

## EXERCICE 19

Pendant une évaluation de physique-chimie dans une classe de lève D, le professeur désire vérifier les acquis de ses apprenants sur les alcools. Pour cela, il leur demande d'identifier les produits formés lors de l'oxydation ménagée d'un alcool A de masse molaire 46 g/mol dans le dioxygène. L'alcool A contenu dans un bécher est légèrement chauffé. Un papier imbibé de réactif de Schiff et un papier pH sont placés au-dessus de la vapeur. Le réactif de Schiff se colore en rose et le papier pH marque une valeur inférieure à 7.

Joins-toi à eux pour identifier les produits de l'oxydation ménagée de l'alcool A.

1.

1.1. Ecris la formule brute générale des alcools.

1.2. Détermine la formule brute de l'alcool A.

1.3. Ecris la formule semi-développée de l'alcool A.

- 1.4. Donne le nom de l'alcool A.
2. Donne le nom et la formule semi-développée des produits de l'oxydation ménagée de l'alcool A.
3. Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique :
  - 3.1. De l'oxydation ménagée de l'alcool A donnant le produit qui rosit le réactif de Schiff.
  - 3.2. De l'oxydation ménagée donnant le produit marquant un pH inférieur à 7.

#### EXERCICE 20

Lors d'une séance expérimentale, le professeur de chimie met à la disposition de ses élèves l'éthanol, une boîte d'allumette et un verre à pied. Il leur demande de réaliser la combustion complète de l'éthanol et de déterminer ensuite le volume du gaz dégagé. Désigné pour la manipulation, tu brides une masse  $m$  d'éthanol dans un excès de dioxygène. Des buées d'eau apparaissent sur les parois intérieures du verre à pied placé au-dessus de la flamme.

On donne  $m = 9,2\text{g}$  ;  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{O}) = 16$  ;  $V_m = 22,4\text{ L/mol}$ .

1. Ecris
  - 1.1. La formule brute de l'éthanol.
  - 1.2. L'équation-bilan de la combustion complète de l'éthanol dans le dioxygène.
2. Détermine à la fin de la réaction chimique :
  - 2.1. La masse de l'eau formée.
  - 2.2. Le volume du gaz dégagé.

#### EXERCICE 21

Pendant une séance de travaux pratiques, le professeur de physique-chimie demande à ses apprenants d'identifier le produit de l'oxydation ménagée d'un alcool dont la densité de vapeur par rapport à l'air est  $d$ . Pour cela, les apprenants oxydent une masse  $m$  de l'alcool par le dioxygène en présence de cuivre porté à incandescence. Le produit obtenu rosit le réactif de Schiff.

Données :  $m = 11,2\text{ g}$  ;  $d = 1,586$  ;  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{O}) = 16$ . Joins-toi à eux pour faire cette étude.

1. Détermine :
  - 1.1. La masse molaire moléculaire de l'alcool.
  - 1.2. La formule brute de l'alcool.
2. Ecris :
  - 2.1. la formule semi-développée et le nom de l'alcool.
  - 2.2. La formule serai-développée et le nom du produit obtenu.
  - 2.3. l'équation-bilan de la réaction chimique de l'oxydation ménagée de l'alcool.
3. Détermine la masse du produit obtenu.

## COMPETENCE 5 : TRAITER UNE SITUATION SE RAPPORTANT A L'OXYDOREDUCTION

### THEME OXYDOREDUCTION

## REACTION D'OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

### ACTIVITE D'APPLICATION

#### EXERCICE 1

Définis les termes suivants :

1. Oxydation,
2. Réduction,
3. Oxydant,
4. Réducteur.
5. Une réaction d'oxydoréduction.
6. Un couple oxydant/réducteur.

#### EXERCICE 2.

Pour chacune des propositions suivantes :

1. L'oxydant d'un couple Oxydant/Réducteur est l'espèce qui capte des électrons.
2. Une réaction d'oxydoréduction peut avoir lieu entre deux oxydants.
3. Si un réducteur se fait transformer en oxydant au cours d'une réaction d'oxydoréduction, on dit qu'il se fait réduire.
4. Dans le couple  $MnO_4^- / Mn^{2+}$  on sait d'emblée que  $MnO_4^-$  est le réducteur puisqu'on l'écrit en premier.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite V si la proposition est vraie et F si elle est fautive.

#### EXERCICE 3

Pour chacune des propositions suivantes :

1.  $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$  est la demi-équation :
  - a. de l'oxydation du fer
  - b. de la réduction du fer
  - c. de l'oxydation de l'ion.
2. En s'oxydant un métal :
  - a. libère des électrons
  - b. gagne des électrons
  - c. passe à l'état gazeux

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondante à la bonne réponse.

#### EXERCICE 4

Les ions argent  $\text{Ag}^+$  réagissent avec le plomb métallique pour donner un dépôt métallique et des ions plomb II  $\text{Pb}^{2+}$ .

1. Dis si cette réaction est une réaction d'oxydoréduction. Justifie.
2. Identifie les couples oxydant / réducteur mis en jeu. Écris leurs demi-équations d'oxydoréduction.
3. Identifie l'oxydant et le réducteur qui réagissent. Dis s'ils ont été oxydés ou réduits.

#### EXERCICE 5

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Une réduction est un gain d'électrons
2. Une espèce chimique capable de céder des électrons est un réducteur
3. Les ions cuivre (II) ( $\text{Cu}^{2+}$ ) et le métal fer (Fe) constitue un couple oxydant/réducteur.
4. Dans une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique oxydante est réduite.
5. Dans une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique réductrice est oxydée.
6. Un oxydant est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.
7. Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.
8. Pour connaître quel est l'oxydant et le réducteur d'un couple, il faut :
  - 8.1 Simplement regarder l'écriture du couple, l'oxydant est toujours écrit en premier.
  - 8.2 Simplement regarder l'écriture du couple, le réducteur est toujours écrit en premier.
9. Lorsque tu écris la demi-équation d'oxydoréduction du couple, l'oxydant est toujours du côté des électrons.
10. Lorsque tu écris la demi-équation d'oxydoréduction du couple, le réducteur est toujours du côté des électrons
11. Une espèce chimique est soit réducteur, soit oxydant, mais jamais les deux.
12. Une espèce chimique peut être à la fois réducteur et oxydant (elle appartient alors à au moins deux couples)

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite V si la proposition est vrai et F si elle est fausse.

#### EXERCICE 6

Ecris les demi-équations électroniques correspondant aux couples oxydant-réducteurs suivants :  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  ;  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  ;  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

#### EXERCICE 7

Une tige de cuivre se recouvre spontanément d'argent quand on introduit dans une solution aqueuse de nitrate d'argent ; au cours de cette réaction :

1. Identifie l'espèce oxydante.
2. Identifie l'espèce réductrice.
3. justifie le fait que l'oxydo-réduction met nécessairement en jeu deux couples oxydo-réducteurs.

#### EXERCICE 8

Equilibre les équations-bilans suivants :

1.  $\text{Hg}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Hg} + \text{Cu}^{2+}$
2.  $\text{Fe} + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Ag}$
3.  $\text{Al} + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Ni}$

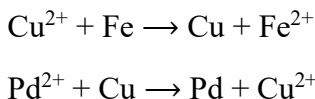
#### EXERCICE 9

Forme des couples oxydant-réducteurs conjugués en utilisant les espèces chimiques suivantes :

1.  $\text{Zn}^{2+}$  ;  $\text{Al}^{3+}$  ;  $\text{Cu}^{2+}$  ;  $\text{Al}$  ;  $\text{Zn}$  ;  $\text{Cu}$ .
2. Ecris, pour chaque couple, la demi-équation électronique correspondante.

#### EXERCICE 10

Tu considères les équations-bilans suivantes :



Dis si l'élément cuivre joue le même rôle au cours de ces deux réactions.

#### EXERCICE 11

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Chaque atome Cu se transforme en ions  $\text{Cu}^{2+}$  en captant deux électrons.
2. Chaque ion  $\text{Ag}^+$  se transforme en atome Ag en captant un électron.
3. Les électrons transitent toujours par la solution au cours de la réaction.
4. On observe une réaction spontanée lorsqu'on plonge une lame de cuivre dans une solution de sulfate de zinc.
5. Une oxydation est un gain d'électrons.
6. Une réduction est une perte d'électrons.
7. L'espèce oxydante capte les électrons.
8. L'espèce réductrice cède les électrons.
9. On plonge une tige de cuivre décapée dans une solution de nitrate d'argent :
  - 9.1 On observe un dépôt de cuivre dans la solution.

9.2 La partie immergée de la tige de cuivre se recouvre d'un dépôt gris.

9.2 La solution prend progressivement une teinte bleutée

9.3 Il s'est formé des ions  $\text{Ag}^+$  au cours de la réaction.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite V si la proposition est vraie et F si elle est fautive.

#### EXERCICE 12

Dans un bécher contenant une solution aqueuse de chlorure d'or ( $\text{Au}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ ), Tu introduis une lame de zinc bien décapée. Tu obtiens alors un dépôt d'or sur la partie immergée de la lame.

1. Propose une méthode permettant de mettre en évidence l'autre produit de la réaction entre le zinc et les ions  $\text{Au}^{3+}$ .
2. Interprète cette réaction et écris son équation-bilan.

#### EXERCICE 13

Un morceau de tournure de cuivre plongé dans une solution incolore de chlorure de mercure II ( $\text{Hg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ) se recouvre d'un dépôt métallique gris.

1. Nomme la réaction qui s'est produite.
2. Ecris son équation-bilan.
3. On observe l'apparition progressive d'une coloration si l'expérience dure un certain temps.

Donne cette couleur et identifie l'espèce chimique qui en est responsable.

#### EXERCICE 14

On plonge un fil d'aluminium bien décapé dans une solution contenant des ions étains II ( $\text{Sn}^{2+}$ ). Le fil se recouvre de cristaux d'étain métallique en formant une arborescence.

1. Nomme les couples oxydant-réducteurs en présence.
2. Donne l'équation de la réaction qui s'est produite.
3. Identifie l'oxydant et le réducteur au cours de cette réaction.

#### EXERCICE 15

Pour chacun des couples suivants :  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ;  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  ;  $\text{Nb}^{4+}/\text{Nb}$

1. Préciser la forme oxydante et la forme réduite.
2. Ecrire la demi-équation électronique correspondant à chaque couple.

#### EXERCICE 16

Une lame de zinc plongée dans une solution aqueuse de nitrate d'argent se recouvre spontanément d'un dépôt d'argent.

1. Préciser au cours de cette réaction l'espèce oxydante et l'espèce réduite.
2. Ecrire les demi-équations d'oxydation et de réduction puis l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.

## SITUATION D'EVALUATION

### EXERCICE 17

Pendant la journée scientifique organisée au lycée moderne de Dimbokro, ton groupe prépare une solution de sulfate de cuivre II en dissolvant des cristaux bleus dans  $100 \text{ cm}^3$  d'eau. Après avoir versé 0,26 g de limaille de fer dans la solution précédente, le groupe observe en fin de réaction :

- la disparition totale de la coloration bleue
- La formation d'un dépôt de métal rouge, de masse 0,16 g de cuivre métallique

Données : Cu : 63,5 ; Fe : 56 ;  $\text{CuSO}_4$  : 159,3 (en g/mol)

Etant chef de groupe, tu es sollicité pour exploiter cette expérience afin de calculer la concentration du mélange en ion fer II.

1. Nomme la réaction qui se produit.
2. Identifie l'oxydant puis le réducteur et écris l'équation-bilan de la réaction.
3. Vérifie si la limaille a totalement disparu. Sinon, calcule la masse de la limaille restante.
4. Calcule la concentration de la solution en ion fer II.

### EXERCICE 18

Au cours d'une séance de travaux pratiques au laboratoire de physique-chimie du lycée moderne de Bocanda, des élèves de 1<sup>ère</sup> C plongent une lame de zinc dans  $50 \text{ cm}^3$  d'une solution de nitrate d'argent de concentration 0,2 mol/L. Ils notent un dépôt d'argent sur la lame de zinc et la disparition totale des ions  $\text{Ag}^+$ . Donnée :  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$

Afin de vérifier si toute la lame de zinc a disparu, réponds aux questions.

1.
  - 1.1 Défini une réaction d'oxydoréduction.
  - 1.2 Identifie les couples redox qui interviennent.
2.
  - 2.1 Ecris l'équation bilan de la réaction
  - 2.2 Calcule la masse d'argent déposée et la perte de masse de la lame de zinc.
3. Si la lame de zinc avait une masse de 0,50 g en te basant sur les résultats de la question précédente, vérifie :
  - 3.1 si toute la lame a disparu.
  - 3.2 s'il reste des ions  $\text{Ag}^+$  en solution et calcule au cas échéant la quantité de matière en ion  $\text{Ag}^+$  restant.

### EXERCICE 19

Après le cours sur les réactions d'oxydoréduction, ton ami de classe et toi découvrez que l'aluminium solide réagit avec une solution de sulfate de cuivre II. Ton ami soutient que, si une masse  $m = 0,18 \text{ g}$  d'aluminium en poudre est introduit dans un volume  $V$  d'une solution de sulfate de cuivre de concentration  $C = 0,1 \text{ mol/L}$ , tout l'aluminium peut disparaître.

Ton ami de classe et toi décidez alors de déterminer la valeur du volume V.

Donnée : Cu : 63,5 ; Al : 27 ; CuSO<sub>4</sub> : 159,3 (en g/mol)

1. Décris l'expérience.
2. Écris les demi-équations électroniques puis l'équation-bilan de la réaction.
3. Calcule le volume V de solution à verser pour faire disparaître tout l'aluminium.
4.
  - 4.1 Calcule la masse de métal qui se forme.
  - 4.2 Calcule la concentration molaire des ions formés.

## CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES REDOX

### ACTIVITE D'APPLICATION

#### EXERCICE 1

Complète les phrases suivantes par des mots, groupes de mots et expressions qui conviennent :

d'oxydoréduction, sens, réducteur, spontanée, couples, pouvoir, l'oxydant.

1. Entre deux ..... oxydants-réducteurs, il se produit toujours une réaction .....
2. Pour comparer le ..... réducteur des deux couples, il suffit de connaître le ..... de la réaction qui a lieu.
3. .... le plus fort réagit toujours avec le ..... le plus fort.

#### EXERCICE 2

Complète la phrase suivante par les mots, groupes de mots et expressions qui conviennent :

zinc, réducteur, réaction, Cu<sup>2+</sup>, fort, cuivre.

1. D'après l'équation de la ..... spontanée :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ , l'ion ..... est un oxydant plus ..... que l'ion Zn<sup>2+</sup> et le ..... métal est un ..... plus fort que le ..... métal.

#### EXERCICE 3

Tu plonges des copeaux de cuivre dans une solution de nitrate d'argent

1. Fais des observations.
2. Écris l'équation-bilan de la réaction.
3. Identifie au cours de cette réaction :
  - 3.1 L'oxydant le plus fort
  - 3.2 L'oxydant le plus faible
  - 3.3 Le réducteur le plus fort.
  - 3.4 Le réducteur le plus faible

#### EXERCICE 4

Fais des observations lorsque tu plonges les métaux suivants dans les solutions suivantes :

1. Une aiguille en fer dans une solution de sulfate de cuivre.
2. Une bague d'argent dans une solution d'acide chlorhydrique.
3. Une bague en cuivre dans une solution contenant du sulfate de zinc.

#### EXERCICE 5

Complète les phrases suivantes par les mots, groupes de mots et expressions qui conviennent :

Chlorhydrique, observes,  $H_2$ , métaux, réducteurs, morceaux, le cuivre et l'argent, cuivre.

Tu mets des ..... de métal Fe, Cu, Pb, Zn, Mg, Ag séparément dans des tubes à essais. Tu verses une solution d'acide ..... dans chaque tube. Tu ..... que l'acide réagit avec les ..... Mg, Zn, Fe, Pb. Tu conclus que ces métaux sont plus ..... que le dihydrogène. Tu constates que  $H_2$  est sans effet sur ..... Tu diras que ..... est plus réducteur que

#### EXERCICE 6

Pour chacune des propositions suivantes :

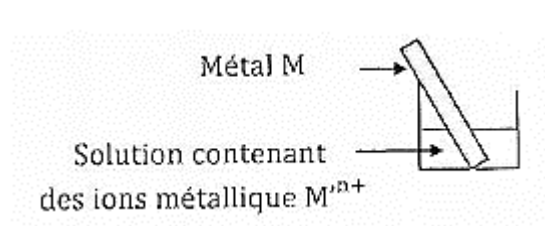
Une oxydoréduction se produit spontanément entre :

1. l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus faible de deux couples redox.
2. l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort de deux couples redox
3. l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible de deux couples redox

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie et faux si elle est fausse.

#### EXERCICE 7

Pour classer quelques couple oxydant/réducteur tu réalises l'expérience représentée ci-dessous :



Tu introduis un métal M dans une solution contenant des ions métallique  $M^{n+}$ . Tu observes un dépôt sur le métal M.

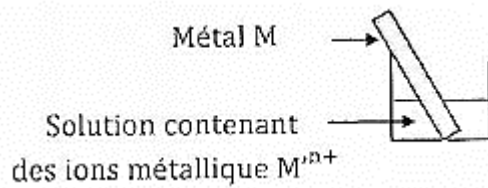
Pour chacune des propositions suivantes :

1. M est plus réducteur que  $M'$ .
2. les ions  $M^{n+}$  sont plus oxydants que les ions issus du métal M.
3. plus fort est l'oxydant, plus faible est son réducteur conjugué.
4. Si tu places le métal  $M'$  dans une solution qui contient les ions du métal M on observe un dépôt.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite vrai si la proposition est vraie ou faux si elle est fausse.

### EXERCICE 8

Pour classer quelques couple oxydant/réducteur tu réalises l'expérience représentée ci-contre.



Les résultats des expériences sont consignés dans le tableau ci-dessous.

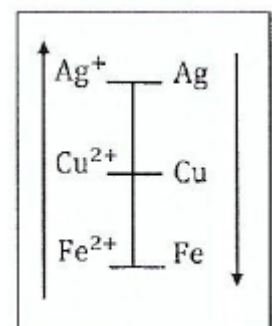
Métal M Ion métallique	Cu	Zn	Mg	Fe	Pb
$\text{Cu}^{2+}$		+	+	+	+
$\text{Zn}^{2+}$			+	+	+
$\text{Mg}^{2+}$				+	+
$\text{Fe}^{2+}$					+
$\text{Pb}^{2+}$					

1. Ecris les équation-bilans des réactions d'oxydoréduction qui ont lieu.
2. Identifie à chaque fois l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.
3. propose une classification pour tous les couples en présence selon la force de l'oxydant et du réducteur.

### EXERCICE 9

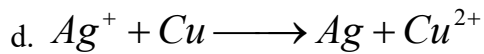
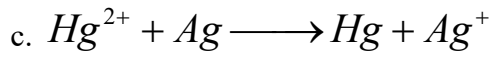
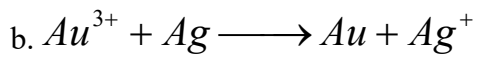
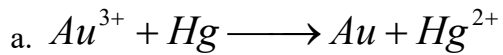
Tu découvres dans une livre l'extrait de la classification électrochimique ci-contre :

1. identifie les couples redox présents.
2. Parmi ces couples :
  - 2.1 donne l'oxydant le plus fort. 2.2 donne le réducteur le plus fort.
  - 2.3 Cite le (s) réducteur(s) à l'aide duquel (desquels) tu peux réduire
    - 2.3.1 l'ion  $\text{Cu}^{2+}$ .
    - 2.3.2 l'ion  $\text{Ag}^+$



## EXERCICE 10

Soient les équations d'oxydoréduction spontanées suivantes :



1. Équilibre ces équations

2. Établis la classification électronique des couples qui y interviennent.

3. À partir de l'échelle des pouvoirs réducteurs comparés des métaux, prévois si les réactions suivantes sont envisageables

3.1 Action des ions  $Cu^{2+}$  sur Ag

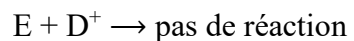
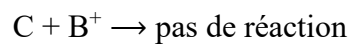
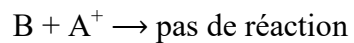
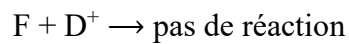
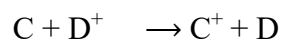
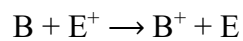
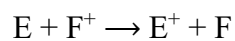
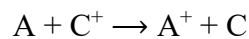
3.2 Action des ions  $Ag^{2+}$  sur Cu

3.3 Action des ions  $Zn^{2+}$  sur Fe

3.4 Action des ions Mg sur  $Fe^{2+}$

## EXERCICE 11

Soient les tests suivants :

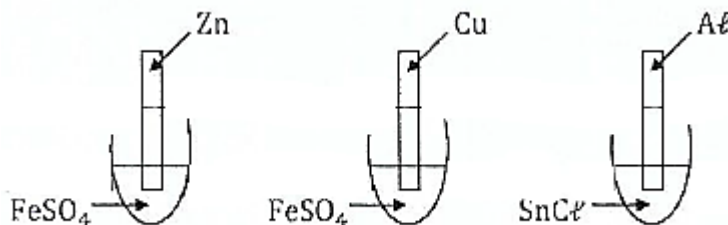


Casse les métaux hypothétiques (A, B, C, D, E, et F) par ordre croissant du pouvoir réducteur.

## EXERCICE 12

Tu réalises les expériences suivantes :

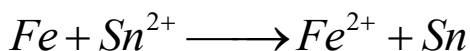
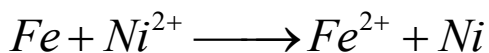
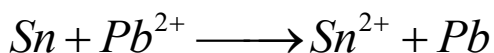
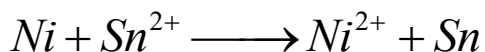
1. Cite les couples oxydants/réducteurs intervenant dans les trois expériences
2. En utilisant la classification électrochimique des métaux, indique s'il y a ou non un dépôt métallique sur la lame de métal.



3. Écris l'équation bilan de la réaction chimique traduisant le dépôt métallique.

### EXERCICE 13

Soient les équations-bilans traduisant les réactions d'oxydoréduction suivantes :



1. Parmi les espèces chimiques intervenant ci-dessus, cite à chaque fois l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.
2. Réalise une classification électrochimique qualitative des différents couples oxydant/réducteur qui interviennent.

### EXERCICE 14

Tu considères les équations-bilans, non équilibrées, des réactions d'oxydoréduction suivantes :

- a.  $Hg^{2+} + Ag \longrightarrow Hg + Ag^+$
- b.  $Hg^{2+} + Cu \longrightarrow Hg + Cu^{2+}$
- c.  $Ag^+ + Cu \longrightarrow Ag + Cu^{2+}$

1. Equilibre ces équations-bilans.
2. Etablis (en justifiant les réponses) une classification des différents couples intervenant dans ces réactions.

### EXERCICE 15

Ton professeur te donne la classification des réducteurs suivants du plus faible au plus fort :  $Au < Ag < H^2 < Fe < Zn$ .

Fais une observation lorsque tu introduis :

1. une pointe en fer dans une solution de nitrate d'argent.
2. un fil de d'argent dans l'acide chlorhydrique.
3. une lame de cuivre dans une solution de chlorure d'or.
4. de la poudre de zinc dans l'acide chlorhydrique.

Tu écriras l'équation-bilan (de la réaction) lorsqu'il se produit une réaction.

### EXERCICE 16

Pour faire disparaître la couleur bleue due aux ions cuivre il d'une solution aqueuse, on ajoute du métal en poudre.

1. Parmi les métaux suivants : fer, argent, aluminium (en vous basant sur les données de la classification qualitative), dis quels sont ceux qui font disparaître la teinte bleue de la solution. Justifie ta réponse.
2. Ecris les équations-bilans des réactions possibles.

### EXERCICE 17

Tu trempe une lame de platine dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) et une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ).

1. Indique le cas où il y a réaction. Justifie ta réponse.
2. Ecris les demi-équations et l'équation-bilan.

### SITUATION D'ÉVALUATION

### EXERCICE 18

Au cours d'une séance de travaux pratiques, le professeur de physique chimie de la 1<sup>ère</sup> C du lycée moderne de Bocanda introduit, dans un tube à essais, 15 cm<sup>3</sup> d'une solution de sulfate de cuivre à 0,2 mol/L et 0,36 g de limaille de fer dans. Après un certain temps, il note un dépôt métallique de cuivre et une décoloration de la solution.

Il vous est demandé de déterminer la concentration en ions métalliques de la solution.

Données

Tu fais partie de la classe

1.
  - 1.1 Cite les couples oxydant-réducteurs en présence.
  - 1.2 Indique l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.
2. Écris les demi-équations et l'équation-bilan de la réaction.
3. Calcule la masse de fer restante ainsi que celle de cuivre formée en supposant la réaction totale.
4. Calcule la concentration en ions métalliques de la solution.

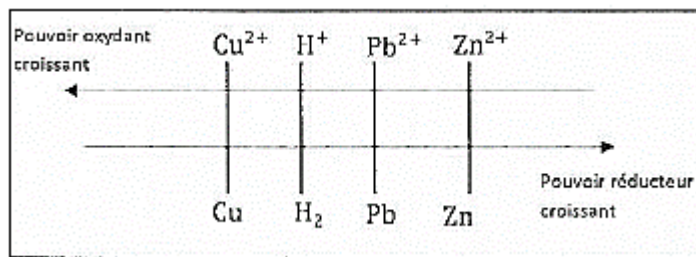
### EXERCICE 19

Après le cours sur la classification qualitative des couples redox, ton ami de classe découvre dans un livre, les faits expérimentaux suivants :

- un métal X inconnu, attaqué par une solution diluée d'acide chlorhydrique, produit du dihydrogène et une solution contenant des ions métalliques  $\text{X}^{2+}$ .

- Il apparait un dépôt de métal sur une lame de zinc plongée dans une solution contenant les ions métalliques  $X^{2+}$  précédents.
- une lame de plomb, plongée dans une solution contenant les ions métalliques  $X^{2+}$ , ne provoque aucun dépôt.

Il souhaite exploiter ces résultats afin de déterminer la place du métal X sur l'échelle suivante



Ayant manqué le cours, celui-ci éprouve des difficultés. Il sollicite ton aide.

1.

1.1 Définis un couple oxydant/réducteur.

1.2 Ecris les couples oxydant-réducteurs mis en jeu dans ces expériences.

2.

2.1 Défini une réaction d'oxydoréduction.

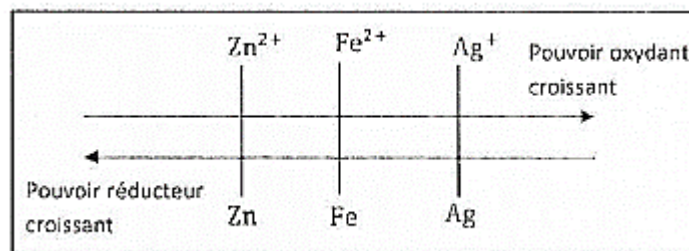
2.2 Ecris les équation-bilans des réactions

## EXERCICE 20

Au cours d'une séance de travaux dirigés, le groupe de travail auquel tu appartiens plonge successivement des lames de fer et d'argent dans une solution de sulfate de cuivre II ( $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ ).

Avec la lame de fer, Il se forme un dépôt métallique de cuivre et simultanément, le fer passe en solution sous forme d'ion  $Fe^{2+}$  on n'observe rien par contre avec la lame d'argent.

Tu es désigné pour placer le couple  $Cu^{2+}/Cu$  dans la classification ci-dessous à partir de ces deux expériences.



1. Ecris les demi-équations électroniques de la réaction qui a lieu.

2. Indique, pour chacune, s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

3. Ecris l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction.

4. A partir de ces deux expériences, place le couple  $Cu^{2+}/Cu$  dans la classification.

# CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES REDOX

## ACTIVITE D'APPLICATION

### EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Le pôle (+) d'une pile est l'électrode où :

- a. il y a réduction.
- b. il y a oxydation
- c. il y a oxydation et réduction.

2. Le pôle (−) d'une pile est l'électrode où :

- a. il y a réduction.
- b. il y a oxydation
- c. il y a oxydation et réduction.

3. Le pôle positif d'une pile est :

- a. le métal du couple de potentiel standard le plus élevé
- b. le métal du couple de potentiel standard le moins élevé
- c. le métal du couple de potentiel standard de référence.

4. l'électrode qui où a lieu une réduction est l'électrode branchée :

- a. à la borne (+) de la pile
- b. à la borne (−) de la pile
- c. à la borne (−) ou (+) de la pile

5. l'électrode qui subit une oxydation est l'électrode branchée :

- a. à la borne (+) de la pile
- b. à la borne (−) de la pile
- c. à la borne (−) au (+) de la pile

6. la f.é.m. de la pile dont le symbole est :  $\ominus \text{M}/\text{M}^{n+} // \text{M}'^{n+}/\text{M}' \oplus$  est donnée par la relation :

- a.  $E(\text{M}/\text{M}') = V_{\text{M}} - V_{\text{M}'}$
- b.  $E(\text{M}/\text{M}') = V_{\text{M}'} - V_{\text{M}}$
- c.  $E(\text{M}/\text{M}') = V_{\text{M}} + V_{\text{M}'}$

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondante à la bonne proposition.

### EXERCICE 2

Pour chacune des propositions suivantes

1. Le pont salin permet d'assurer la neutralité de chaque compartiment et de fermer le circuit
2. plus la f.é.m. d'une pile est grande plus la différence de pouvoir réducteur entre les deux couples est grande.
3. La borne + d'une pile est toujours constituée par le métal le moins réducteur.
4. Le métal le moins réducteur d'une pile est le moins oxydant.
5. La borne (-) d'une pile est toujours constituée par le métal le plus réducteur.
6. plus un oxydant est fort plus le potentiel d'oxydoréduction de son couple est grand.
7. plus un réducteur est fort plus le potentiel d'oxydoréduction de son couple est élevé.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie et faux si elle est fausse.

### EXERCICE 3

Pour chacune des propositions suivantes :

1. la f.é.m. de la pile dont le symbole est  $\ominus M/M^{n+} // M'^{n+}/M' \oplus$  est donnée par la relation

- a.  $E = E^\circ(-) - E^\circ(+)$
- b.  $E = E^\circ(+) - E^\circ(-)$
- c.  $E = E^\circ(-) + E^\circ(+)$

2. La borne positive d'une pile est toujours constituée par le métal qui a

- a. le potentiel le moins élevé.
- b. le potentiel le plus élevé.
- c. le potentiel nul.

3. soit deux couples redox  $ox_1 / red_1$  et  $ox_2 / red_2$  de potentiel d'oxydoréductions respectifs  $E^\circ_1$  et  $E^\circ_2$ , si  $E^\circ_1 > E^\circ_2$  alors la réaction qui se déroule entre les deux couples est donné par le schéma :

- a.  $ox_2 + red_1 \rightarrow red_2 + ox_1$
- b.  $ox_1 + red_1 \rightarrow red_2 + ox_2$
- c.  $ox_1 + red_2 \rightarrow ox_2 + red_1$

4. Si l'électrode de référence utilisée est l'électrode constituée par la demi-pile  $Cu^{2+}/Cu$ , le potentiel d'oxydoréduction du couple est donné par la relation:

- a.  $E(M^{n+} / M) = (V_M - V_{Cu}) - E^\circ(M^{n+} / M)$
- b.  $E(M^{n+} / M) = (V_M - V_{Cu}) + E^\circ(M^{n+} / M)$
- c.  $E(M^{n+} / M) = (V_M + V_{Cu}) - E^\circ(M^{n+} / M)$

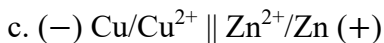
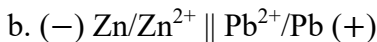
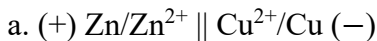
5. Si l'électrode de référence utilisée est l'électrode constituée par la demi-pile à hydrogène, le potentiel d'oxydoréduction du couple est donné par la relation :

- a.  $E(M^{n+} / M) = (V_{ESH} - V_M)$

b.  $E(M^{n+} / M) = (V_M - V_{ESH})$

c.  $E(M^{n+} / M) = (V_{ESH} + V_M)$

6. La pile Daniell à pour symbole :



Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondante à la bonne proposition.

#### EXERCICE 4

On te donne les potentiels d'oxydoréduction des couples suivantes :

$$E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{V.}$$

$$E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23\text{V.}$$

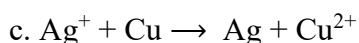
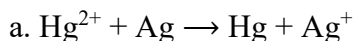
$$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V.}$$

1. Parmi les espèces chimiques formant les couples ci-dessus, indique l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort ?

2. Réalise une classification électrochimique qualitative des différents couples oxydant/réducteur qui interviennent.

#### EXERCICE 5

On donne les équations-bilans, non équilibrées, des réactions d'oxydoréduction suivantes :



1. Equilibrer ces équations-bilans.

2. Etablir (en justifiant les réponses) une classification des différents couples intervenant dans ces réactions.

#### EXERCICE 6

Fais un schéma montrant le fonctionnement de la pile zinc cuivre (circulation des électrons et des ions).

#### EXERCICE 7

Donne le rôle du point salin dans une pile.

#### EXERCICE R

Tu plonges, dans une solution de sulfate de cuivre II, une lame de cuivre et une électrode au calomel saturé (ECS). Tu mesures la tension entre la lame de cuivre et l'électrode au calomel saturé utilisées dans les conditions standards : tu trouves  $E = 0,10\text{ V}$ .

1. Calcule le potentiel standard du couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .

2. Tu remplaces la demi-pile  $\text{Co}^{2+}/\text{Co}$  par la demi-pile avec  $E^\circ(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$ . Calcule la f.é.m. mesurée. Indique les polarités de la pile ainsi constituée.

## SITUATION D'EVALUATION

### EXERCICE 9

Ton ami de classe qui a manqué le cours sur la classification quantitative des couples oxydant/réducteur découvre dans son livre le tableau ci-dessous :

Solution aqueuse \ Métal	Cu	Ag	Fe
$(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$			
$(\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-)$			
$(\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$			

Ce tableau présente des métaux et des solutions contenant des ions métalliques.

Il souhaite que tu te joignes à lui pour étudier la pile formée avec les métaux fer et cuivre comme électrodes. La solution dans laquelle plonge la lame de Cuivre est saturée en sulfate de cuivre

On te donne les potentiels standards  $E^\circ$  (en volt) :  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80$  ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34$  ;

$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44$

1. Remplis après l'avoir reproduit, les cases du tableau suivant en inscrivant (+) si il y a réaction et (-) si non.

2. Pour chaque cas où il y a réaction :

2.1 Fais un schéma simple de la pile et indique les polarités puis le sens du courant.

2.2 Ecris l'équation-bilan de la réaction quand la pile débite.

2.3 Calcule la f.é. m.

3. En considérant la pile formée avec les métaux fer et cuivre comme électrodes, détermine la masse minimale que doit avoir la lame de fer pour que la pile débite un courant d'intensité constante  $I = 0,1 \text{ A}$ , pendant 3 jours.

Données :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$  ;  $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

### EXERCICE 10

Afin de vérifier l'acquisition des habiletés installées, votre professeur de physique-chimie vous demande d'étudier la pile réalisée à partir les couples oxydant-réducteurs :  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$

Il vous donne les potentiels standards suivants :

•  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

•  $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$ .

Le professeur vous demande, d'écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu quand la pile débite, et de calculer la force électromotrice de la pile.

1. Fais le schéma de cette pile.
2. Précise le sens du courant et la polarité de la pile. Justifier la réponse.
3. Ecris l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction quand la pile débite.
4. Calcule la force électromotrice.

#### EXERCICE 11

Au cours d'une séance de TP, un groupe d'élève de la 1<sup>ère</sup> C du lycée moderne Dimbokro dissout 17 g de nitrate d'argent dans un litre d'eau. Il verse dans un tube à essais 5 cm<sup>3</sup> de la solution obtenue et y ajoute de la grenaille de zinc en gros excès. Il leur est demandé de prévoir la réaction entre les deux couples mis en jeu, connaissant les potentiels des couples E

$$E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ V} \text{ et } E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V} .$$

Données :  $M_{\text{Ag}} = 108 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g/mol}$ .

Epreuve des difficultés, il te sollicite pour l'assister.

1.
  - 1.1 Identifie le couple le plus oxydant. Justifie
  - 1.2 prévois la réaction possible entre ces deux couples. Justifie.
2. Ecris l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu.
3. Calcule la masse de zinc qui disparaît.
4. Calcule la concentration en ion de la solution obtenue.

#### EXERCICE 12

Au cours d'une séance de Travaux pratiques le professeur de physique-chimie met à la disposition de ton groupe :

- Une lame d'argent
- Une solution de nitrate d'argent ( $\text{AgNO}_3$ ) de concentration  $C = 1 \text{ mol/L}$
- Une lame de cuivre
- Une solution de sulfate de zinc ( $\text{ZnSO}_4$ ) de concentration  $C = 1 \text{ mol/L}$
- Un voltmètre
- Un interrupteur
- Des béchers, du papier filtre et des fils de connections.

Vous réalisez avec ce matériel, une pile en associant la demi-pile standard  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et la demi-pile standard  $\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$ . La solution associée à chaque électrode a un volume  $V = 100 \text{ mL}$  et la masse de la lame de zinc sera supposé est en excès.

Le professeur vous demande de mener des études afin d'écrire l'équation-bilan de la réaction qui traduit le fonctionnement de la pile et de déterminer la f.é.m. de la pile.

Données :  $E(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$  ;  $E(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$  ;  $M_{\text{Ag}} = 108 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g/mol}$  ;  
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  ;  $F = 96485,33 \text{ C/mol}$

Tu es le rapporteur de ton groupe.

1.
  - 1.1 Définis ce que s'est une demi-pile.
  - 1.2 Fais un schéma de cette pile.
  - 1.3 Indique sur le schéma la polarité de cette pile.
2. Ecris l'équation-bilan de la réaction traduisant le fonctionnement de la pile.
3. Dis comment et détermine de combien, varient les masses des lames au cours du fonctionnement de la pile.
4.
  - 4.1 Calcule la f.é.m. de la pile.
  - 4.2 Calcule la quantité d'électricité maximale que peut débiter cette pile.

### EXERCICE 13

Un élève de la 1ère D1 au lycée moderne Andokoi de yopougon découvre dans une revue scientifique, que l'on peut constituer une pile en associant les couples  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ . La lame de cuivre plonge dans une solution saturée de sulfate de cuivre II et la lame de fer dans une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}$ . Il souhaite écrire l'équation de la réaction quand la pile débite et déterminer la masse de la lame de fer afin que la pile débite un courant d'intensité constante  $I = 0,1 \text{ A}$  pendant trois jours.

Données :  $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = - 0,44 \text{ V}$ ;

$M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol}$  ;  $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;  $e = 1,6.10^{-19} \text{ C}$  ;  $\mathcal{F} = 96485,33 \text{ C/mol}$

Ne se sentant pas à même d'exploiter ces informations, il sollicite ton aide.

1. Fais le schéma de la pile et indique sa polarité et le sens du courant, Justifie.
2. Ecris l'équation de la réaction quand la pile débite.
3. Calcule la f.é.m. de la pile.
4. Détermine la masse de la lame de fer afin que la pile débite un courant d'intensité constante  $I = 0,1 \text{ A}$  pendant trois jours.

### EXERCICE 14

Tu fabriques des pile par association des couples oxydoréducteurs suivants :  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ;

$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  ;  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$  et  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ . ;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ .

1.
  - 1.1 Fais le schéma d'une pile  $\text{M}'^{n'+}/\text{M}'$  et  $\text{M}^{n+}/\text{M}$  en supposant que le métal  $\text{M}'$  est la borne positive de la pile
  - 1.2 Un résistor et un ampèremètre sont montés en série avec la pile. Indique le sens de circulation des électrons, puis le sens du courant dans la partie de circuit extérieure à la pile.
2. Pour chacune des associations citées :
  - 2.1. Indique l'électrode qui sera la borne positive de la pile ;
  - 2.2 calcule la f.é.m. de la pile dans le cas des solutions de concentrations molaires ;

2.3 Ecris les équations des réactions à chaque électrode, et l'équation de la réaction traduisant le bilan de fonctionnement de la pile.

## AUTRES COUPLES OXYDANT- REDUCTEURS DOSAGES

### ACTIVITE D'APPLICATION

#### EXERCICE 1

Connaissant les potentiels des couples ci-dessous, écris les équations-bilans entre les couples :

1.  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$
2.  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{I}_2/\text{I}^-$
3.  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  et  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
4.  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Données :

$$E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,68 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V.}$$

$$E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V.}$$

$$E^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 0,03 \text{ V.}$$

$$E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V.}$$

#### EXERCICE 2

Complète les phrases suivantes à l'aide des mots et groupes de mots qui conviennent : molécule, électroniques, dihydrogène, milieux, aqueuse, couples, hydronium,  $\text{Cr}^{3+}$ , hydroxyde, couples,  $\text{MnO}_4^-$ , réaction,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{I}^-$ , métaux.

Deux solutions antagonistes peuvent réagir lorsqu'elles sont mélangées. Il existe donc en solution ..... des ..... oxydants-réducteurs ne faisant intervenir ni le ....., ni les ..... Ce sont les couples ..... / $\text{Mn}^{2+}$  ;  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  / ..... ;  $\text{I}_2$  / ..... / $\text{Fe}^{2+}$  Ces ..... oxydants-réducteurs nécessitent souvent des ..... spécifiques (acides ou basiques). Les ions ..... ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) et ( $\text{OH}^-$ ) et la ..... d'eau peuvent intervenir dans les demi-équations et dans l'équation-bilan de .....

#### EXERCICE 3

Pour chacune des propositions ci-dessous :

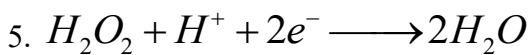
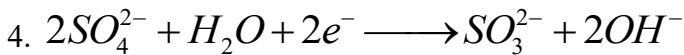
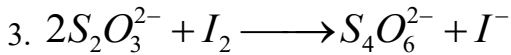
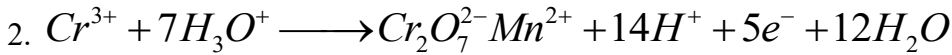
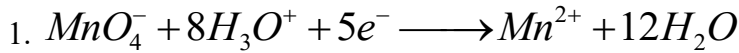
1. Un dosage d'oxydoréduction permet de déterminer la concentration molaire volumique d'une solution oxydante ou d'une solution réductrice.

2. À l'équivalence d'une réaction d'oxydoréduction, le nombre d'électrons cédés par le réducteur est égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition est vraie et faux si elle est fausse.

#### EXERCICE4

Pour chacun des couples redox suivants, dis si l'écriture de l'équation bilan est correcte.



#### EXERCICES5

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1. Il est indispensable, pour utiliser une réaction dans un dosage, que cette réaction puisse être considérée comme totale.

2. Il est indispensable, pour utiliser une réaction dans un dosage, que cette réaction puisse être considérée comme unique (c'est à dire que le réactif titrant ne doit réagir qu'avec l'espèce doser).

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition est vraie et faux si elle est fausse.

#### EXERCICE6

Pour chacune des propositions ci-dessous

1. A l'équivalence d'un dosage

- Les réactifs ont été introduits dans les conditions stœchiométriques.
- Les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques.
- Les deux réactifs sont limitant.
- Les quantités introduites des deux réactifs sont égales.

2. Avant un dosage, on rajoute parfois de l'eau à l'échantillon, de façon à rendre son volume plus important pour qu'il soit plus facilement observable ou mesurable. Cet ajout d'eau :

- Modifie le volume équivalent
- Ne modifie pas le volume équivalent.

3. On dose un échantillon de volume  $V=10,0$  mL de solution d'acide oxalique  $H_2C_2O_4$  de concentration inconnue  $c$  par une solution de permanganate de potassium ( $K^+ MnO_4^-$ ) de concentration  $C' = 2 \cdot 10^{-2}$  mol/L

L'équation bilan de la réaction chimique de dosage est :

Le volume équivalent vaut  $V' = 12,7 \text{ mL}$ .

3.1 La concentration de la solution d'acide oxalique est :

- a.  $C = 1,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- b.  $C = 2,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- c.  $C = 6,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

3.2 Sachant que l'ion permanganate est violet et que toutes les autres espèces participant au dosage sont incolores, on repère l'équivalence du dosage précédent:

- a. Par persistance de la coloration violette dans l'échantillon.
- b. Par disparition de la couleur violette dans l'échantillon.

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

### EXERCICE 7

Tu doses 20 mL d'une solution de diiode par une solution de thiosulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  de concentration molaire  $C_{\text{Red}} = 0,014 \text{ mol.L}^{-1}$ . L'équivalence est atteinte pour un volume de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  égal à 12,4 mL.

Donnée : La masse molaire de I<sub>2</sub> est égale à 254 g/mol

1. Ecris l'équation chimique de dosage.
2. Détermine :
  - 2.1 la concentration molaire de la solution de diiode;
  - 2.2 la masse de diiode dissoute par litre de solution.

### EXERCICE 8

Complète le texte ci-dessous avec les mots qui conviennent. L'équation chimique de la réaction de dosage s'obtient en combinant les deux demi-équations des deux couples mis en jeu de telle manière que les électrons s'éliminent.

Le ..... d'oxydoréduction permet de déterminer

La ..... d'une espèce ..... ou celle d'une espèce réductrice. L'indicateur de fin de dosage est souvent un ..... de coloration du mélange réactionnel. A l'équivalence, le nombre d'électrons cédés par ..... est égal au nombre d'électron captés par

### EXERCICE 9

Tu doses un volume  $V_{\text{red}} = 20 \text{ mL}$  d'une solution de sulfate de fer (II)  $\text{FeSO}_4$  acidifiée par l'acide sulfurique par une solution de permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4$  de concentration  $C_{\text{ox}} = 1,38 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

L'équivalence est atteinte pour un volume versé de la solution de permanganate  $V_{\text{ox}} = 14,5 \text{ mL}$ .

1. Ecris l'équation chimique de la réaction de dosage mettant en jeu les deux couples rédox  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ .
2. Détermine la concentration  $C_{\text{red}}$  de la solution de sulfate de fer (II).

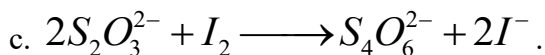
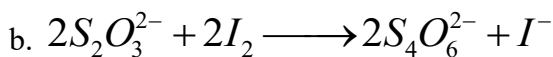
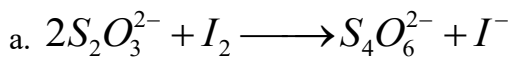
## EXERCICE 10

1. Précise le but d'un dosage.
2. Décris un protocole expérimental permettant de réaliser un dosage.
3. Précise les critères que doit remplir une réaction pour quelle soit utilisée comme réaction de dosage.
4. Définis l'équivalence.
5. Indique le principe d'un dosage iodométrique.

## EXERCICE 11

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1. L'équation chimique de la réaction du dosage d'une solution de diiode par une solution de thiosulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  est:



2. Tu doses un volume  $1/c$ , d'une solution (S) de diiode par une solution (S') de thiosulfate de sodium de concentration  $C_{\text{Red}}$ . Si le volume de la solution (S') nécessaire pour atteindre l'équivalence est  $V_{\text{RedE}}$

a.  $C_{\text{Ox}} \cdot V_{\text{Ox}} = C_{\text{Red}} \cdot V_{\text{Red}}$

b.  $2C_{\text{Ox}} \cdot V_{\text{Ox}} = C_{\text{Red}} \cdot V_{\text{Red}}$

c.  $C_{\text{Ox}} \cdot V_{\text{Ox}} = 2C_{\text{Red}} \cdot V_{\text{Red}}$

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

## EXERCICE 12

1. Indique un procédé qui permet de mettre en évidence la présence de diiode dans une solution aqueuse.
2. Donne le but d'un dosage d'oxydo-réduction.
3. Ecris l'équation-bilan de la réaction des ions iodure sur les ions dichromates  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  en milieu acide.

## EXERCICE 13

Pour déterminer l'état d'ivresse d'un conducteur, les policiers utilisent souvent l'alcooltest, constitué d'un tube contenant du dichromate de potassium acidifié à l'extrémité duquel se trouve un ballon. Le conducteur est invité à gonfler le ballon en soufflant à l'autre extrémité du tube. Si l'haleine du conducteur est chargée d'alcool (éthanol), il y a réaction entre l'éthanol et les ions dichromates de potassium en milieu acide.

Ecris l'équation bilan de la réaction, sachant que les couples mis en jeu sont :

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$  et  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 / \text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  dont les potentiels respectifs sont :  $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$  ;  
 $E^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 / \text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 0,03 \text{ V}$ .

#### EXERCICE 14

Tu fais brûler du soufre dans un flacon rempli de dioxygène. La combustion terminée, tu verses de l'eau dans le flacon et on agite. Tu verses ensuite une solution acide de permanganate de potassium dans le flacon. Tu observes la décoloration de la solution de permanganate de potassium.

Ecris les équations-bilans des différentes étapes sachant que les produits de la réaction correspondant à la décoloration sont entre l'ion manganèse (II)  $\text{Mn}^{2+}$  et l'ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  et l'eau.

#### EXERCICE 15

Définis la manganimétrie et l'iodométrie.

### SITUATION D'ÉVALUATION

#### EXERCICE 16

Au cours d'une séance de Travaux pratiques le professeur met à la disposition de ton groupe 100 mL d'une solution de permanganate de potassium, de concentration molaire volumique égale à  $10^{-2} \text{ mol/L}$  vous est demandé d'utiliser cette solution pour doser 12 mL, d'une solution d'ions fer II. Désigné pour manipuler, tu verses 18 mL de permanganate de potassium pour atteindre l'équivalence.

Données :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Cr}) = 52 \text{ g/mol}$ .

Tu es le rapporteur de ton groupe.

1. Définis un dosage.
2. Détermine la masse de permanganate de potassium utilisée pour préparer 100 mL de solution.
3. Fais le schéma du dispositif expérimental.
4.
  - 4.1 Ecris l'équation-bilan de la réaction qui se produit au cours du dosage.
  - 4.2 Calcule la concentration molaire volumique de la solution fer II.

#### EXERCICE 17

$E^\circ(\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,42 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{MnO}_4 / \text{Mn}^{2+}) = + 1,51 \text{ V}$

Tu es désigné par ton groupe pour proposer la solution.

1. Ecris la demi-équation permettant de passer du dioxyde de carbone à l'acide oxalique et dis s'il s'agit d'une réaction d'oxydation ou de réduction. Justifie ta réponse.
2. Ecris les demi-équations correspondant aux couples mis en jeu puis établis l'équation-bilan de la réaction d'oxydo-réduction.
3. Détermine la concentration  $C_2$  de la solution d'acide oxalique.
4. Calcule la masse d'acide oxalique.

#### EXERCICE 20

Au cours d'une séance de T.P, ton groupe verse lentement Sur  $V = 10 \text{ cm}^3$  d'une solution aqueuse de sel de Mohr de formule  $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , contenant 19,6 g de sel par litre, une solution aqueuse de permanganate de potassium contenant 7,9 g par litre. La décoloration du permanganate cesse lorsque le volume de permanganate de potassium ajouté est  $2 \text{ cm}^3$ . Votre professeur vous demande de calculer l'indice d'hydratation  $n$  du sulfate de fer II.

Données  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Mn}) = 55 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  
 $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$  .

$E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,52 \text{ V}$  ;  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,68 \text{ V}$  . Tu es le rapporteur de ton groupe.

1.

1.1 Fais une observation lorsqu'on verse une solution de permanganate de potassium acidifiée dans une solution de sulfate de fer II.

1.2. Ecris les demi-équations d'oxydo-réduction et l'équation-bilan de la réaction.

2. Calcule la concentration molaire de la solution de permanganate de potassium.

3. Calcule la concentration molaire de la solution de sel de Mohr.

4. En déduire l'indice d'hydratation  $n$  du sulfate de fer II.

## REACTION D'OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE

### ACTIVITE D'APPLICATION

#### EXERCICE 1

Détermine le nombre d'oxydation de l'azote dans  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4^+$  et  $\text{NO}_3^-$ .

#### EXERCICE 2

1. Détermine le nombre d'oxydation de l'azote dans

- les molécules :  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2$ .

- les composés ioniques :  $\text{NaNO}_2$ ;  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

2. Calcule le nombre d'oxydation du manganèse dans les composés oxygénés suivants :

-  $\text{MnO}$  ;  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ;  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ;

- dans le manganate de potassium  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  et dans  $\text{KMnO}_4$  sachant que le potassium se trouve sous la forme  $\text{K}^+$ . On signale qu'une valeur fractionnaire peut être admise comme nombre d'oxydation : elle traduit la présence de l'élément sous deux degrés d'oxydation différents.

#### EXERCICE 3

Le sodium réagit violemment sous l'eau avec un dégagement de dihydrogène et formation d'une solution de soude.

1. Ecris l'équation-bilan de la réaction.

2. Dis s'il s'agit d'une oxydoréduction. Précise au cas où cela s'avère l'élément oxydant et l'élément réduit.

#### EXERCICE 4

L'élément carbone admet les nombres d'oxydation respectifs  $\{-4 ; +2 ; 0 ; +4\}$  dans les espèces suivantes :  
 $\text{CH}_4$ ;  $\text{CO}$  ;  $\text{C}$  ;  $\text{CO}_2$ .

Réponds par vrai ou faux.

#### EXERCICE 5

Pour les équations suivantes :

1.  $\text{C} + \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$ .
2.  $\text{FeOH}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_3\text{O}^+$ .
3.  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ .
4.  $\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+$ .
5.  $\text{MnO}_4 + 5\text{Cu}^+ + 8\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Cu}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$ .

Recopie le numéro de l'équation et écris à la suite Vrai si l'équation est celle d'une réaction d'oxydoréduction ou faux si l'équation n'est pas celle d'une réaction d'oxydoréduction. Justifie.

#### EXERCICE 6

1. Dis à quoi correspond le n.o d'un élément à l'état de corps simple.
2. Indique à quoi correspond le n.o d'un ion polyatomique.
3. Indique est la valeur du n.o d'une molécule.
4. Calcule le n.o de l'élément azote dans les composés suivants :  $\text{N}_2$  ;  $\text{NO}$  ;  $\text{NO}_2$  ;  $\text{HNO}_3$  ;  $\text{HN}_3$  ?
5. Calcule le n.o de l'élément chlore dans les composés suivants :  $\text{HClO}$  ;  $\text{ClO}^-$  ;  $\text{ClO}_2^-$  ;  $\text{FeCl}_3$  ;  $\text{Cl}_2$
6. Détermine le n.o de chaque élément dans les composés suivants :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ;  $\text{NO}_2^-$ ;  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ;  $\text{CO}_3^{2-}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$

#### EXERCICE 7

Compléter les phrases suivantes :

1. Le NO d'un élément à l'état de corps simple est égal à .....
2. Le NO d'un ion ..... est égal à sa charge.
3. La somme des NO des atomes d'une molécule est égale à .....
4. La somme des NO des atomes d'un ion complexe est égale à ..... de l'ion complexe.

#### EXERCICE 8

On place de la tournure de cuivre dans des vapeurs de soufre. Le cuivre devient incandescent : il se forme du sulfure de cuivre I.

1. Ecris l'équation-bilan de la réaction.
2. indique le nombre d'oxydation des éléments. Montre qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

Précise l'élément oxydant, l'élément réduit.

#### EXERCICE 9

1. On te donne la réaction :  $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ . Indique le composé qui capte des électrons, et le composé qui cède des électrons.
2. Equilibre l'équation suivante en utilisant les n.o :  $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ .
3. Dis si la réaction  $\text{CuS} + 3/2\text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2$  est une réaction d'oxydoréduction. Justifie.

#### EXERCICE 10

Tu peux fabriquer du fer par aluminothermie en réduisant l'oxyde de fer III par la poudre d'aluminium, selon le bilan :  $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 4 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$ .

1. Equilibre l'équation-bilan en utilisant les nombres d'oxydation.
2. Calcule la masse de fer obtenue avec 675 g d'aluminium.

#### EXERCICE 11

Dis si les réactions ci-dessous sont des réactions d'oxydoréduction. Justifie

1.  $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NO}_3^- + \text{NO} + 2\text{H}^+$
2.  $\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
3.  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

#### EXERCICE 12

Parmi les propositions ci-dessous :

1. Le calcul du nombre d'oxydation est indispensable pour équilibrer une réaction d'oxydoréduction
2. Le nombre d'oxydation (n.o.) est la charge électrique réelle ou fictive d'un élément chimique
3. Le nombre d'oxydation d'un ion est nul
4. Le nombre d'oxydation d'une molécule est différent de 0 Sélectionner la proposition exacte :

#### EXERCICE 13

En utilisant la notion de n. o, donne les définitions :

1. d'un oxydant
2. d'un réducteur
3. d'une oxydation
4. d'une réduction

### SITUATION D'EVALUATION

#### EXERCICE 14

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton groupe réalise la combustion du fer dans le dichlore. Il se forme 3 g de chlorure de fer III. A la fin de la réaction, votre professeur vous demande d'écrire l'équation bilan de la réaction et de déterminer le volume de chlore utilisé.

Données :  $V_m = 24 \text{ L/mol}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$  ;

1. Montre que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction puis Précise l'oxydant et le réducteur.
2. Equilibre l'équation-bilan de la réaction en utilisant la notion de nombre d'oxydation.
3. Calcule le volume de dichlore utilisé.

### EXERCICE 15

Au cours d'une séance de Travaux pratiques, au lycée moderne de Dimbokro, ton groupe est choisi pour mener la réaction de l'acide sulfurique concentré à chaud avec 18 g de carbone afin d'identifier le type de réaction qui a lieu et écrire l'équation bilan de la réaction. Vous obtenez du dioxyde de soufre, du dioxyde de carbone et de l'eau.

Données :  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $V_m = 28 \text{ L/mol}$ . Tu es désigné représentant de ton groupe.

1. Vérifie si la réaction qui a lieu est une réaction d'oxydoréduction.
2. Ecris l'équation-bilan de la réaction.
3. Calcule le volume de dioxyde de carbone qui se forme.

### EXERCICE 16

Votre professeur de Physique-Chimie vous apprend que l'un des minerais de fer utilisé par les forgerons pour fabriquer les dabas est l'oxyde de fer III ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Il contient 57% de fer.

L'oxyde de fer III est d'abord réduit par le monoxyde de carbone (CO) en fer et en dioxyde de carbone. Ensuite le fer obtenu est usiné artisanalement.

Vous demande à la suite de son exposé, d'écrire l'équation-bilan de la réaction de réduction de l'oxyde de fer, et de déterminer la masse de fer produit.

Données :  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$  ;  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ .

1. Ecris l'équation-bilan de la réaction de réduction par le monoxyde de carbone qui donne du fer et du dioxyde de carbone.
2. Identifie l'espèce chimique qui capte des électrons.
3. Identifie l'espèce chimique qui cède des électrons.
4.
  - 4.1 Calcule le volume de monoxyde de carbone, mesuré dans les conditions normales de température et de pression, nécessaire pour réduire trois tonnes de minerai de fer.
  - 4.2 Calcule la masse de fer obtenue.

### EXERCICE 17

Une élève de ta classe découvre dans une revue scientifique que, lorsqu'on chauffe du cuivre dans un ballon qui contient de l'acide sulfurique concentré, se dégage un gaz qui décolore le permanganate de potassium et le contenu du ballon prend une couleur bleue. Ne se sentant pas à même d'exploiter ces informations, elle sollicite ton aide pour les interpréter et pour écrire l'équation bilan de la réaction.

Tu es informé que les couples oxydant-réducteurs qui interviennent dans la réaction sont :  $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$  ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

1. Interprète ces observations. Indique les produits formés.
2. Ecris les demi-équations électroniques correspondantes.
3. Ecris l'équation-bilan de la réaction.
4. Calcule les nombres d'oxydation des éléments dans les espèces chimiques qui interviennent. Précise l'oxydant et le réducteur.

## ELECTROLYSE

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite

Vrai si la proposition est vraie ou Faux si la proposition est fautive.

1. (3) est l'anode
2. (1) est le sens de circulation des électrons
3. (4) n'est pas l'anode!
4. (2) est le sens conventionnel du courant
5. La flèche (5) est le sens de circulation des cations  $\text{Na}^+$ .
6. La flèche (6) est le sens de circulation des anions.
7. les réactions observées aux électrodes sont spontanées.

## EXERCICE 7

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1. Une électrolyse doit s'effectuer :
  - a. En courant continu.
  - b. En courant alternatif.
2. Lors d'une électrolyse, le côté de l'électrolyseur qui est relié au pôle (–) du générateur est
  - a. La cathode.
  - b. L'anode.

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

## EXERCICE 8

L'étamage consiste à recouvrir une pièce métallique avec de l'étain. Elle est réalisée par électrolyse. Les électrodes sont la pièce métallique et une barre d'étain. L'électrolyte est un bain d'ions  $\text{Sn}^{2+}$ .

On souhaite étamer une boîte de conserve en acier de surface totale  $S = 476 \text{ cm}^2$  en faisant un dépôt de masse totale  $0,5 \text{ g}$  par  $\text{m}^2$  d'acier. L'intensité du courant est  $I = 2000 \text{ mA}$  et  $M(\text{Sn}) = 119 \text{ g/mol}$ , Pour chacune des propositions suivantes :

1. La boîte à étamer joue le rôle d'anode.
2. La masse d'étain à déposer pour recouvrir la boîte est de  $23,5 = 8 \text{ mg}$ .
3. L'électrolyse durera  $193 \text{ s}$ .
4. Lors de l'électrolyse le système chimique ne respecte pas le critère d'évolution spontanée.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie et faux si la proposition est fausse.

#### EXERCICE 9

On veut effectuer un dépôt électrolytique de chrome à partir d'une solution contenant des ions chrome III ( $\text{Cr}^{3+}$ ) sur une lame métallique de  $15 \text{ dm}^2$  (pare-chocs automobile). Sachant que l'intensité du courant est constante et vaut  $700 \text{ A}$ , calcule le temps nécessaire pour obtenir un dépôt de  $50 \text{ }\mu\text{m}$ .

Données :  $\rho_{\text{Cr}} = 6900 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$  ; charge d'une mole d'électrons  $\mathcal{F} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$ .

#### EXERCICE 10

Tu électrolyse une solution aqueuse d'acide sulfurique. Les électrodes sont en platine. En  $2 \text{ min } 40 \text{ s}$ , on récupère  $50 \text{ cm}^3$  de dioxygène.

1. Donne les équations des réactions qui se produisent aux électrodes.
2. Calcule l'intensité du courant qui traverse l'électrolyseur.

Données  $V_m = 23 \text{ L/mol}$ .

#### EXERCICE 11.

3. Définis électrolyse ?
4. Nomme les électrodes d'un électrolyseur reliées respectivement aux bornes (+) et (-) de générateur.
5. Lors d'une électrolyse, donne les ions qui migrent respectivement du côté de l'anode et de la cathode. Explique l'affirmation : la réaction d'électrolyse est une réaction d'oxydoréduction provoquée.

#### EXERCICE 12

1. Explique la caractérisation des produits qui apparaissent aux électrodes lors de l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium.
2. Donne l'intérêt économique de l'électrolyse industrielle du chlorure de sodium.

#### EXERCICE 13

Dans un électrolyseur à électrodes inattaquables, on place  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution de sulfate de cuivre. Tu effectues l'électrolyse jusqu'à disparition complète des ions cuivre II (décoloration totale de la solution). Tu constates alors que la masse de la cathode a augmenté de  $0,2 \text{ g}$ .

Calcule la concentration initiale de la solution.

## SITUATION D'EVALUATION

### EXERCICE 14

Ton voisin de classe découvre dans une revue scientifique que l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de manganèse II acidifiée par l'acide chlorhydrique, avec des électrodes en graphite donne  $11,2 \text{ cm}^3$  de dichlore mesuré dans les conditions normales de température et de pression. Du manganèse se dépose à la cathode, du dichlore se dégage à l'anode. Il souhaite déterminer la masse de manganèse qui s'est déposée.

Données :  $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,17 \text{ V}$  ;  $M(\text{Mn}) = 55 \text{ g/mol}$  ;  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$

Ne se sentant pas à même d'exploiter les données, il sollicite ton aide.

1. Explique le dépôt de manganèse à la cathode et le dégagement du dichlore à l'anode.
2. Ecris les équations bilan des réactions qui se produisent aux électrodes.
3. Calcule la tension minimale à appliquer.
4. Calcule la masse de manganèse qui s'est déposée.

### EXERCICE 15

Des élèves de la 1<sup>ère</sup> C qui préparent leur prochain devoir découvrent dans un livre que l'électrolyse industrielle de 100 L de solution de chlorure de sodium donne  $5,6 \text{ m}^3$  de dichlore mesurée dans les conditions où le volume molaire vaut  $28 \text{ L/mol}$ . Ils souhaitent calculer la masse d'hydroxyde de sodium obtenue.

Données :  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$

Eprouvant des difficultés, ils te sollicitent.

1. Calcule la quantité de matière de molécules de dihydrogène formée.
2. Calcule la masse d'hydroxyde de sodium obtenue.
3. Calcule la concentration massique de la saumure en chlorure de sodium.

### EXERCICE 16

Au cours d'une séance de TP votre professeur de Physique-Chimie réalise l'électrolyse de 300 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration  $C = 0,1 \text{ mol/L}$ . A la fin de la réaction il vous demande d'écrire l'équation-bilan de la réaction et de déterminer la quantité de matière de gaz recueilli à l'anode.

Données :  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g/mol}$

1. Fais un schéma annoté du dispositif expérimental.
2. Représente le sens de déplacement des porteurs de charges.
3. Ecrire les équations-bilans des réactions aux électrodes ainsi que l'équation-bilan de l'électrolyse.
4.
  - 4.1 Calcule la quantité de matière de gaz recueilli à l'anode.

## 4.2 Précise l'intérêt économique de cette réaction

# CORROSION ET PROTECTION DES METAUX

## EXERCICE 1

Complète le texte ci-dessous par les mots suivants : Moins ; réducteur ; d'eau ; revêtement ; destruction ; passivation ; dioxygène ; d'agents atmosphériques.

La corrosion est l'action de ..... lente et progressive d'un matériau métallique sous l'effet ..... La corrosion du fer est accélérée s'il est mis en contact avec un métal ..... que lui

La corrosion du fer est favorisée par la présence du ..... de chlorure de sodium et

En plus de la fabrication des alliages inoxydables contenant du fer, on peut obtenir la protection du fer par : protection cathodique, ..... ou .....

## EXERCICE 2

1. Définis le terme : corrosion des métaux.

2. Dis ce que c'est que la rouille.

Cite les facteurs atmosphériques qui favorisent sa formation.

3. Cite les types de protection de métaux couramment utilisés.

4. Explique les méthodes de protection de métaux :

4.1 par revêtement.

4.2 par protection cathodique.

4.3 par passivation.

5. Cite des exemples de corrosion ainsi que des exemples de protection des métaux que vous avez remarqués autour de vous (à la maison, à l'école ...)

6. Dis ce que c'est qu'une micro-pile. Indique la propriété des métaux qui, associés au fer, peuvent constituer des micro-piles :

6.1 favorisant la corrosion du fer.

6.2 favorisant la protection du fer.

## EXERCICE 3

1. Indique le rôle joué le dioxygène dissous dans la formation de la rouille.

2. Donne les inconvénients que présentent certains revêtements métalliques.

3. Donne le principe de la passivation d'un métal.