

L'ESSENTIEL



CHIMIE

1^{ères} C, D & E

Betteng Eugène D.
Major de la 40^{ème} promotion de l'Ecole Normale Supérieure de Yaoundé
Professeur au Lycée Bilingue de Nkol-éton Yaoundé

Avec la collaboration de **Paul FOTUE**
Professeur au Lycée de Zamengoué

Coordination éditoriale : **Betteng Eugene D.**

Assistant de traitement infographique : **Mouko A Bidias Claude**

Ont collaboré à la réalisation de cette nouvelle édition :

Kepsu Jules, Kemguefack Grégoire, Tagne Emmanuel, Baba Charles, Mbianda Aubin Ledoux, Théophile Aimé Foudjain Tamo, Fomatati Léopold, Minlend Mandeng, Nenakam Eclardort et Teguingho Léopold, tous professeurs de Lycées d'enseignement général, en service au Lycée Bilingue de Nkol-éton Yaoundé CAMEROUN.

Conception couverture : **MGI CAMEROUN**

© Editions l'ESSENTIEL. B.P : 7850 Yaoundé-CAMEROUN.

Site web : www.lessentiel.cm

Achévé d'imprimer en Aout 2013 par **REPRO INDIA LIMITED**

Mumbai 400 025, India. Tel : 91-22-24313526 / 24313527. Fax : 91-22-24374531.

Aux termes du code de la propriété intellectuelle, toute reproduction ou représentation intégrale ou partielle de la présente publication, faite par quelque procédé que ce soit (reprographie, microfilmage, scannérisation, numérisation...) sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite et constitue une contrefaçon sanctionnée par les articles L.335-2 et suivants de la propriété intellectuelle.

AVANT-PROPOS

Chers élèves des classes de Premières C, D et E, chers collègues enseignants, vous avez toujours souhaité disposer d'un fascicule de Chimie complet, riche en exercices et facile à exploiter. Désormais, c'est chose faite.

La collection l'ESSENTIEL, fidèle à son approche pédagogique s'est donnée le temps qu'il fallait pour répondre à vos attentes.

Ainsi trouverez-vous dans ce fascicule :

- L'essentiel du cours, rédigé et illustré soigneusement pour une compréhension facile et une assimilation rapide;
- De nombreux exercices résolus et commentés avec des méthodes simples mais efficaces.
- Les corrections des derniers sujets d'examens afin de familiariser les élèves aux types d'épreuves auxquelles ils auront à faire face le jour de l'examen.

Nous tenons à remercier tous ceux qui de près ou de loin ont contribué à l'aboutissement de cette œuvre; particulièrement Paul FOTUE pour sa franche collaboration.

Très chers élèves et utilisateurs, merci d'avance de nous faire parvenir vos remarques et suggestions à l'adresse ci-dessous.

L'auteur.

COLLECTION L'ESSENTIEL
Email : betteng@yahoo.com
Site web : www.lessentiel.cm

TABLE DES MATIERES

Chapitres	Titres	pages
	Avant-propos	3
	Mode d'emploi	4
	Table des matières	5
	Tableau de classification périodique	6
	1^{ère} partie: CHIMIE ORGANIQUE	
Chapitre 1	Introduction à la chimie organique	7-24
Chapitre 2	Les alcanes	25-44
Chapitre 3	Les alcènes et les alcynes	45-68
Chapitre 4	Les composés aromatiques	69-89
Chapitre 5	Les pétroles et les gaz naturels	90-102
	2^{ème} partie : OXYDOREDUCTION	
Chapitre 6	Généralités sur l'oxydoréduction en solution aqueuse	103-123
Chapitre 7	Généralisation de la notion d'oxydoréduction en solution aqueuse	124-147
Chapitre 8	Notion de couple oxydant-réducteur, classification électrochimique	148-169
Chapitre 9	Oxydoréduction par voie sèche	170-186
	3^{ème} partie : LES ENGRAIS	
Chapitre 10	Les engrais	187-201
	4^{ème} partie : Sujets d'examen	
Sujet 1	Probatoires C et D SESSION 2009 CAMEROUN	202-208
Sujet 2	Probatoires C et D SESSION 2010 CAMEROUN	209-215
Sujet 3	Probatoires C et D SESSION 2011 CAMEROUN	216-220
Sujet 4	Probatoires C et D SESSION 2012 CAMEROUN	221-228
Sujet 5	Probatoires C et D SESSION 2013 CAMEROUN	

Chapitre 1 : INTRODUCTION A LA CHIMIE ORGANIQUE

A- L'ESSENTIEL DU COURS

I. Définition et importance de la chimie organique

La chimie organique est la partie de la chimie qui étudie les corps (composés) qui contiennent l'élément carbone.

La chimie organique étudie les composés organiques extraits des organismes vivants animaux et végétaux.

L'autre partie de la chimie qui étudie les composés extraits de la matière inerte (qui n'est pas vivante) s'appelle: chimie inorganique ou chimie minérale.

La chimie organique devient de plus en plus importante parce qu'elle permet de synthétiser de nombreux composés organiques utiles à l'homme. Notamment:

- Les composés organiques naturels tels que: le sucre issu de la canne à sucre, le lait, le butane, le pétrole, l'essence, etc.

- Les composés organiques artificiels tels que les matières plastiques, le coton, le bois, les tissus, les insecticides, etc...

II. Caractères particuliers et principe de l'analyse élémentaire des composés organiques

On appelle hydrocarbure ou hydrure de carbone, tout composé chimique ne contenant que du carbone et de l'hydrogène.

La formule générale des hydrocarbures est de la forme C_xH_y , avec $x \in \mathbb{N}^*$ et $y \in \mathbb{N}^*$.

En général, les substances naturelles renferment les éléments carbone et hydrogène, mais aussi souvent d'autres éléments chimiques tels que l'oxygène, le soufre, le chlore l'azote, etc.

II.1 Caractères particuliers

Les composés organiques sont des composés moléculaires, formés de liaisons covalentes.

Les propriétés physico-chimiques qui permettent de distinguer les composés organiques des autres sont:

- Ils sont en général peu solubles dans l'eau;
- Ils ont une faible stabilité thermique et par conséquent sont pour la plupart de bons combustibles.
- Leurs réactions chimiques sont presque toujours lentes et réversibles.

II.2 Principe de l'analyse élémentaire

Analyser un composé chimique c'est déterminer sa composition chimique, c'est-à-dire la nature et les pourcentages des différents éléments qui le constituent.

Cette opération se déroule en deux étapes successives:

- L'analyse qualitative qui consiste à déterminer par des tests appropriés, les différents éléments qui constituent le composé chimique.
- L'analyse quantitative qui consiste à déterminer les proportions relatives des différents éléments le plus souvent par dosage.

II.2.1 Comment rechercher l'élément carbone C

La formation du carbone (C) ou du dioxyde de carbone (CO_2) lors de la combustion d'une substance organique met en évidence la présence de l'élément carbone dans cette substance.

Mise en évidence de l'élément carbone

Lorsqu'une substance brûle en produisant une flamme jaune fuligineuse, la combustion est dite incomplète. En plaçant au dessus de la flamme une soucoupe sèche et propre, elle se recouvre d'un dépôt noir pulvérulent: c'est le carbone.

Mais si une baguette trempée dans une substance puis enflammée brûle en produisant une flamme bleue pâle, la combustion est complète. En recouvrant la flamme avec un verre aux parois mouillées, l'eau recouvrant la paroi du verre se trouble : le gaz produit par la combustion est du dioxyde de carbone.

II.2.2 Comment rechercher l'élément hydrogène H

Étant donné que l'hydrogène brûle en produisant des molécules d'eau, on effectue un chauffage de la substance susceptible de contenir l'élément hydrogène, ceci après avoir préalablement mélangé à de l'oxyde de cuivre. La vapeur produite par ce chauffage fait bleuir la couche de sulfate de cuivre anhydre placée préalablement au dessus du mélange, preuve de la présence de l'élément hydrogène dans la substance chauffée.

II.2.3 Comment rechercher l'élément azote N

Si nous introduisons un mélange d'urée et de chaux sodée (mélange de chaux et de soude) dans un tube à essais que nous chauffons ensuite pendant quelques minutes, il s'y dégage un gaz qui fait virer au marron le réactif de Nessler: C'est l'ammoniac. L'urée contient donc de l'azote.

II.3 Analyse quantitative

II.3.1 Dosage des éléments chimiques du composé.

Après avoir séché le composé organique afin d'évacuer toute l'eau qu'il contient, il est pesé puis traité par un oxydant approprié comme suit :

- Le carbone est transformé en dioxyde de carbone (CO_2) qui est absorbé par une masse de potasse connue.
- L'hydrogène est transformé en eau (H_2O) qui est absorbée par une masse connue d'acide sulfurique.
- L'azote est transformé en diazote (N_2) dont on mesure le volume afin d'en déduire la masse dans les conditions de l'expérience

Remarque :

L'élément oxygène ne peut être dosé directement; son pourcentage massique se déduit de celui des autres éléments du composé.

L'augmentation des masses de potasse et d'acide sulfurique correspond aux masses de dioxyde de carbone (CO_2) et d'eau (H_2O) formés.

II.3.2 Détermination des pourcentages massiques du carbone et de l'hydrogène

Soient m_{CO_2} et $m_{\text{H}_2\text{O}}$ les masses respectives de dioxyde de carbone (CO_2) et d'eau (H_2O) formés par oxydation d'un composé de masse m .

Soient M_{CO_2} et $M_{\text{H}_2\text{O}}$ les masses molaires moléculaires de dioxyde de carbone (CO_2) et d'eau (H_2O) respectivement.

Les masses m_C de carbone et m_H d'hydrogène sont obtenues par les relations :

$$\frac{m_C}{m_{\text{CO}_2}} = \frac{M_C}{M_{\text{CO}_2}} \quad \text{et} \quad \frac{m_H}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{M_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2\text{O}}};$$

Ainsi, la masse m_C de l'élément carbone contenue dans une masse m_{CO_2} de dioxyde de carbone

$$\text{est : } m_C = \frac{M_C}{M_{\text{CO}_2}} m_{\text{CO}_2}; \quad \text{Avec } M_C = 12\text{g.mol}^{-1} \text{ et } M_{\text{CO}_2} = 44\text{g.mol}^{-1}$$

$$\text{Nous obtenons donc } m_C = \frac{m_{\text{CO}_2}}{44} \times 12 \Rightarrow m_C = \frac{3}{11} m_{\text{CO}_2}.$$

Étant donné que la masse m_C est contenue dans une masse m de substance, on en déduit le pourcentage en masse de l'élément carbone dans la substance.

$$\%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = \frac{3}{11} \frac{m_{CO_2}}{m} \times 100$$

Nous obtenons finalement le pourcentage en masse de carbone : $\%C = \frac{3}{11} \frac{m_{CO_2}}{m} \times 100$

$$\text{De même, } \frac{m_H}{m_{H_2O}} = \frac{M_{H_2}}{M_{H_2O}} \Rightarrow m_H = \frac{M_{H_2}}{M_{H_2O}} m_{H_2O} \Rightarrow m_H = \frac{2}{18} m_{H_2O} = \frac{1}{9} m_{H_2O}$$

Le pourcentage en masse de l'élément hydrogène dans la masse m de substance est :

$$\%H = \frac{m_H}{m} \times 100 = \frac{1}{9} \frac{m_{H_2O}}{m} \times 100 ; \text{ Ce qui nous donne finalement : } \%H = \frac{1}{9} \frac{m_{H_2O}}{m} \times 100.$$

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 1.1

Répondre par "vrai" ou "faux" puis justifier

- 1) Tout composé organique naturel ou artificiel contient l'élément carbone.
- 2) Tout composé contenant l'élément carbone est organique.
- 3) L'urée est un composé organique synthétisé à partir de l'isocyanate de potassium
- 4) La pyrolyse est la décomposition thermique d'un corps.
- 5) Au cours de l'oxydation d'un composé organique, le carbone (C) se transforme en CO_2 dosé par absorption par les ponces sulfuriques et l'hydrogène (H) est oxydé en H_2O dosé par absorption par la soude ou par la potasse.
- 6) La détermination de la composition centésimale permet de connaître la formule brute $C_xH_yO_zN_t$ d'un composé organique.
- 7) Les hydrures de carbone ne sont pas des hydrocarbures.
- 8) Les composés organiques sont tous formés de liaisons covalentes ou à caractère covalent dominant
- 9) Au cours de la pyrolyse d'un composé contenant l'élément carbone, il se dégage un gaz qui trouble l'eau de chaux.
- 10) La masse molaire de tout corps est donnée par la loi d'Avogadro-ampère $M = 25d$ (d = densité de ce corps)

Exercice 1.2

Donner les propriétés physico-chimiques permettant de distinguer les composés organiques des autres composés.

Exercice 1.3

Définir: a) analyse qualitative b) analyse quantitative
c) pyrolyse d) pourcentage massique, e) chimie organique.

Exercice 1.4

Comment peut-on mettre en évidence les éléments carbone et hydrogène dans un composé organique?

Exercice 1.5

Citer quelques exemples de composés organiques utilisés dans l'agriculture, dans la santé, dans l'industrie chimique et comme source d'énergie.

Exercice 1.6

Déterminer la composition centésimale massique des molécules suivantes:

- le sucre de canne: $C_{12}H_{22}O_{11}$;
- le paracétamol: $C_8H_9O_2N$
- la chlorophylle: $C_{55}H_{72}N_4O_5Mg$;
- l'hélianthine: $C_{14}H_{15}O_3N_3S$

Exercice 1.7 (Extrait du probatoire série D 1987 Cameroun)

Un composé organique C renferme 54,5% de carbone, 9,01% d'hydrogène et 36,5% d'oxygène. La densité de sa vapeur par rapport à l'air est 1,52.

- 1) Déterminer la masse molaire et la formule brute de ce composé
- 2) Quelles sont les formules développées possibles et les noms des corps correspondants?

Exercice 1.8

Un composé renferme 52% de carbone, 13% d'hydrogène et 35% d'oxygène. Sachant que ce composé contient un seul atome d'oxygène par molécule,

- 1) Déterminer sa formule brute
- 2) Donner les différents isomères de ce composé

Exercice 1.9

Un composé moléculaire ne contient que du carbone et de l'hydrogène. Sa formule est de la forme C_xH_y , où x et y sont des entiers. Sa masse molaire vaut 58g/mol. L'analyse de ce composé indique qu'il à 82,7% de carbone.

- 1) Quelles sont les masses de carbone et d'hydrogène dans une mole du composé?
- 2) Déterminer les valeurs de x et y, puis de la formule brute du composé
- 3) Donner les formules semi-développées possibles de ce composé.

Exercice 1.10

Un composé organique contenant les éléments carbone, hydrogène, oxygène et azote est soumis à l'analyse élémentaire quantitative. En oxydant 0,870g de ce composé, on constate une augmentation de masse de 1,30g des tubes absorbeurs à potasse et 0,663g des tubes absorbeurs à ponce sulfurique.

Par ailleurs, 0,625g de substance est traitée de façon à en libérer l'azote sous forme de diazote dont le volume ramené aux CNTP vaut 118cm³.

- 1) Quels sont les éléments contenus dans ce composé
- 2) Déterminer les pourcentages des éléments de carbone, hydrogène et azote dans le composé.
- 3) Ce composé renferme-t-il l'élément oxygène? Si oui, déterminer son pourcentage
- 4) Montrer que la connaissance de la masse molaire permet de déterminer la formule brute de ce composé
- 5) La détermination expérimentale de sa masse molaire conduit à la valeur approchée $M = 59,2g/mol$
 - 5.1) En déduire sa formule brute
 - 5.2) Calculer sa masse molaire exacte

Exercice 1.11

- 1) Définir hydrocarbure et donner sa formule générale
- 2) On place dans un eudiomètre 5cm³ d'un hydrocarbure gazeux et 180cm³ d'air. Après passage de l'étincelle et retour aux conditions initiales, il reste 167,5cm³ d'un mélange gazeux dont 20cm³ sont absorbés par la potasse et 3,5 cm³ par le phosphore.

- 2.1) Ecrire l'équation de la combustion de cet hydrocarbure.
- 2.2) Quelle est la formule de cet hydrocarbure.

- 2.3) Donner les noms et les formules semi-développées des isomères de cet hydrocarbure.
 2.4) Classer ces isomères par ordre de température d'ébullition croissante. Quel type d'isomérisation présente ces isomères ?

Exercice 1.12

La combustion de 0,850g d'un composé gazeux produit 1,660g de dioxyde de carbone et 1,150g d'eau. Ce composé est azoté. Par une méthode appropriée, on transforme l'azote qu'il contient en ammoniac NH_3 . Le traitement de 0,850g de la substance produit 0,321g d'ammoniac.

- 1) Déterminer les pourcentages de carbone, d'hydrogène et d'azote contenus dans le composé étudié. Contient-il de l'oxygène ?
- 2) Déterminer sa formule brute, sachant que sa densité vaut 1,55.

Exercice 1.13

Pour déterminer la formule brute d'un composé organique, on réalise 2 expériences dans des conditions telles que le volume molaire vaut 24,2L.

1^{ère} expérience : On oxyde 0,456g du composé par l'oxyde de cuivre CuO ; il se forme 0,257g de vapeur d'eau et 1,268g de dioxyde de carbone

2^{ème} expérience : On oxyde 0,360g du composé par le dioxygène dans un courant de dioxyde de carbone: on obtient 55,5cm³ de diazote gazeux. Déterminer:

- 1) La composition centésimale massique du composé organique. Que peut-on déduire ?
- 2) La plus simple formule molaire du composé organique
- 3) La masse minimale d'oxyde de cuivre (II) utilisée dans la 1^{ère} expérience en supposant que le CuO est exclusivement transformé en Cu .

Exercice 1.14

Dans un eudiomètre contenant 34cm³ d'oxygène, on ajoute 12cm³ d'un mélange d'acétylène C_2H_2 , d'éthylène C_2H_4 et de méthane CH_4 . Après l'explosion, l'oxygène se trouvant en excès, le volume restant est 23cm³. 18cm³ de ce volume restant sont absorbés par une solution de potasse.

En déduire la composition du mélange gazeux soumis à l'analyse eudiométrique. Tous les volumes sont mesurés à la pression atmosphérique et à la même température.

Exercice 1.15

On mélange 2 corps purs gazeux A et B composés uniquement de carbone et d'hydrogène. Un mélange de 2,4L de A et 4,8L de B a une masse de 7,2g. La masse est de 6g si on mélange 4,8L de A et 2,4L de B.

- 1) Déterminer les quantités de matières de A et B dans chacun des mélanges.
- 2) Calculer la masse molaire de chacun des corps A et B.
- 3) Combien d'atomes de carbone renferme une molécule de A ? En déduire sa formule brute.
- 4) La molécule de B renferme 2 fois plus d'atomes de carbone que celle de A. Quelle est la formule brute de B ? **N.B** le volume molaire est 24L/mol.

Exercice 1.16

Un composé organique contient du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. On soumet 0,2523g de ce composé à l'analyse par combustion. Il se forme alors, 0,1846g d'eau et 0,4470g de dioxyde de carbone. La densité de ce composé est 2,56.

- 1) Quelle est la composition centésimale massique de ce composé ?
- 2) Déterminer sa formule brute.

Exercice 1.17

L'analyse de l'urée montre que sa formule brute est de la forme $C_xH_yO_zN_t$. L'oxydation de 0,50g de ce composé donne 0,37g de dioxyde de carbone et 0,30g de vapeur d'eau. La masse molaire du composé est $M = 60\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- 1) Déterminer les valeurs de x et y
- 2) En déduire une relation entre z et t.
- 3) Montrer que, même si la masse molaire n'est connue qu'au gramme près, il est possible de déterminer la formule brute de ce corps.

Exercice 1.18

- 1) Définir : a) combustion complète ; b) combustion incomplète ; c) hydrocarbure
- 2) La combustion complète de 0,66g d'un composé chimique A contenant du carbone, de l'hydrogène et un 3^{ème} élément, donne 0,80g d'eau et 1,56g de dioxyde de carbone.
 - 2.1) Quel est le 3^{ème} élément entrant dans la composition de ce composé chimique?
 - 2.2) Ce composé chimique est-il un composé organique? un hydrocarbure?
 - 2.3) Déterminer la composition centésimale massique du composé A.
 - 2.4) Sachant que sa densité par rapport à l'air est $d = 2,6$, quelle est la formule brute de ce composé?

Exercice 1.19

- 1) En chimie, quelle est l'origine du mot "organique"?
- 2) Quel est le caractère commun aux composés organiques?
- 3) Citer quelques exemples d'objets issus de la chimie organique présents dans votre salle de classe.
- 4) A quel domaine de la chimie appartiennent tous les composés qui ne sont pas issus de la chimie organique?
- 5) En quelle année et par qui fut faite pour la 1^{ère} fois la distinction entre les deux branches de la chimie ?

Exercice 1.20

On introduit dans un eudiomètre 880mL de dioxygène et 100mL d'un hydrocarbure gazeux. Après combustion complète du mélange et refroidissement total, il reste dans l'eudiomètre 400mL de dioxyde de carbone et 200mL d'oxygène.

- 1) Qu'est-ce qu'un hydrocarbure?
- 2) Qu'est-ce qu'un eudiomètre?
- 3) Quel est l'élément physique qui déclenche la combustion du mélange placé dans l'eudiomètre?
- 4) L'équation de la combustion de cet hydrocarbure est : $C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
 - 4.1) Equilibrer cette équation
 - 4.2) Exprimer en fonction de x le volume de dioxyde de carbone obtenu par la combustion de toute la quantité d'hydrocarbure introduite dans l'eudiomètre.
 - 4.3) Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure.

Exercice 1.21

Par une méthode appropriée, Bouba transforme l'azote que contient un composé azoté A en ammoniac.

- 1) Quelle est la formule brute de l'ammoniac?
- 2) Sachant que le traitement de 0,567g de la substance A produit 0,187g d'ammoniac et que la combustion de 0,567g de A produit 0,941g de dioxyde de carbone et 0,674g d'eau.
 - 2.1) Prédire avec justificatif, les éléments chimiques entrant dans la composition du composé A.
 - 2.2) Déterminer la formule brute du composé A sachant que sa densité vaut $d = 3,655$

C- SOLUTIONS DES EXERCICES

Exercice 1.1

- 1) **Vrai.**
- 2) **Faux.** Les oxydes de carbone (CO , CO_2), les carbonates (CO_3^{2-} , HCO_3^-), les cyanures (CN^-) et les carbures métalliques (CaC_2) ne sont pas des composés organiques.
- 3) **Vrai,** 4) **Vrai,**
- 5) **Faux.** Le CO_2 est dosé par l'absorption par la soude ou la potasse et le H_2O est dosé par absorption par les ponces sulfuriques.
- 6) **Vrai ;** 7) **Faux.** Les hydrures de carbone sont des hydrocarbures de formule C_xH_y .
- 8) **Vrai ;** 9) **Vrai.**
- 10) **Faux.** C'est les masses molaires des corps gazeux qui sont données par la relation $M = 29d$.

Exercice 1.2

Voir cours paragraphe II.1

Exercice 1.3

Définitions:

- a) **Analyse qualitative:** l'analyse qualitative est la recherche par des tests appropriés des éléments constitutifs d'un composé organique.
- b) **Analyse quantitative:** l'analyse quantitative est la détermination des proportions relatives des différents éléments d'un composé organique.
- c) **Pyrolyse:** la pyrolyse est la réaction de décomposition d'un composé chimique sous l'effet de la chaleur.
- d) **Pourcentage massique:** le pourcentage massique d'un élément est la masse de cet élément dans 100g de composé.
- e) **Chimie organique:** Voir cours paragraphe I

Exercice 1.4

Pour mettre en évidence l'élément carbone dans un composé, on utilise:

- La combustion de la substance si elle est combustible et on obtient:
 - * Le CO_2 qui trouble l'eau de chaux si la combustion est complète ;
 - * Le C si la combustion est incomplète ;
- La pyrolyse si le composé est non combustible.

Pour mettre en évidence l'élément hydrogène, on oxyde l'hydrogène du composé à l'état d'eau.

Exercice 1.5

Les composés organiques utilisés:

- dans l'agriculture sont: les engrais, les insecticides et les pesticides
- dans la santé sont: les produits pharmaceutiques (médicaments), les produits de beauté et les produits cosmétiques.
- dans l'industrie chimique sont: les matières plastiques, les caoutchoucs synthétiques et les polymères.
- comme source d'énergie sont: essences, gasoil, kérosène, etc.

Exercice 1.6

$$- C_{12}H_{22}O_{11} \quad \%C = \frac{12 \times 12}{12 \times 12 + 22 + 11 \times 16} \times 100 = \frac{144}{342} \times 100 = 42,18\%$$

$$\%H = \frac{M_H}{M_T} \times 100 = 6,43\% \quad \%O = \frac{M_O}{M_T} \times 100 = 51,46\%$$

$$- C_8H_9O_2N \quad \%C = 63,57 \quad \%H = 5,96 \quad \%O = 21,19 \quad \%N = 9,27$$

$$- C_{55}H_{72}N_4O_5Mg \quad \%C = 73,99\% \quad \%H = 08,07\% \quad \%N = 6,27\% \quad \%O = 8,96 \quad \%Mg = 2,69\%$$

$$- C_{14}H_{15}O_3N_3S \quad \%C = 55,08\% \quad \%H = 4,91\% \quad \%O = 15,73\% \quad N = 13,77\%, \quad \%S = 10,49\%$$

Exercice 1.7

1) Masse molaire $d = \frac{M}{29} \Rightarrow M = 29d$ **AN**: $M = 29 \times 1,52$; **M = 44g**

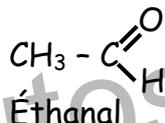
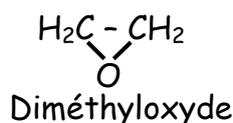
Soit $C_xH_yO_z$ la formule du composé. Nous avons $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = \frac{M}{100}$ (1)

$$(1) \Rightarrow x = \frac{\%C \times M}{12 \times 100} = \frac{54,5 \times 44}{12 \times 100} = 1,99 \approx 2$$

$$(1) \Rightarrow y = \frac{\%H \times M}{100} = \frac{9,01 \times 44}{100} = 3,96 \approx 4$$

$$(1) \Rightarrow z = \frac{\%O \times 44}{16 \times 100} = \frac{36,5 \times 44}{16 \times 100} = 1, \text{ La formule brute s'écrit alors } C_2H_4O$$

2) Les formules développées possibles et noms des corps correspondants

**Exercice 1.8**

1) Formule brute du composé

Soit $C_xH_yO_z$ la formule du composé: on a $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O}$;

Or ce composé contient un seul atome d'oxygène donc $z = 1$ et la relation précédente peut

s'écrire : $\frac{12x}{52} = \frac{y}{13} = \frac{16}{35}$ (1)

$$(1) \Rightarrow \frac{12x}{52} = \frac{16}{35} \Rightarrow x = 1,98 \approx 2 ; \quad (1) \Rightarrow \frac{y}{13} = \frac{16}{35} \Rightarrow y = 5,94 \approx 6 \quad \text{d'où la formule } C_2H_6O$$

2) Les différents isomères sont : a) $CH_3 - CH_2 - OH$ b) $CH_3 - O - CH_3$

Exercice 1.9

1) Masses de carbone et d'hydrogène dans une mole de composé

$$\%C = \frac{M_C}{M} \times 100 \Rightarrow M_C = \frac{\%C \times M}{100} ; \quad \text{A.N: } M_C = \frac{22,7 \times 58}{100} ; \quad M_C = 48g$$

$$\%H = \frac{M_H}{M} \times 100 \text{ or } \%H = 100 - \%C; \text{ d'où } 100 - \%C = \frac{M_H}{M} \times 100 \text{ (1)}$$

$$(1) \Rightarrow M_H = \frac{(100 - \%C)M}{100} ; \quad \text{A.N: } M_H = \frac{(100 - 82,7) \cdot 58}{100} ; \quad M_H = 10g$$

N.B: On pouvait aussi avoir la masse d'hydrogène par la relation

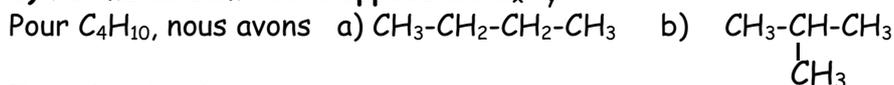
$$M = M_C + M_H \Rightarrow M_H = M - M_C \quad \text{A.N: } M_H = 58 - 48 = 10\text{g}$$

2) Détermination de x et y, puis de la formule brute C_xH_y

$$M_C = 12x \Rightarrow x = \frac{M_C}{12} \quad \text{A.N: } x = \frac{48}{12} = 4 ; \quad x = 4$$

$$M_H = y \quad \text{A.N: } y = 10 \quad y = 10 ; \text{ la formule brute du composé est } C_4H_{10}$$

3) Formules semi-développées de C_xH_y



Exercice 1.10

1) Eléments contenus dans ce composé

L'augmentation de masse des tubes absorbeurs à potasse correspond à la masse de CO_2 formée.

L'augmentation de masse des tubes absorbeurs à ponce sulfurique correspond à la masse de H_2O formée.

La formation du CO_2 et du H_2O au cours de l'oxydation de ce composé prouve que le composé est constitué des éléments carbone et hydrogène. Mais ne contient pas nécessairement l'élément oxygène car il peut provenir de l'oxydant.

Si le traitement de ce composé libère le diazote, cela prouve l'existence de l'élément azote. Les éléments contenus dans ce composé sont: le carbone, l'hydrogène, l'azote et peut être l'élément oxygène.

2) Pourcentage de carbone, d'hydrogène et d'azote

$$\%C = \frac{m_C}{m} \times 100 = \frac{\frac{3}{11} m_{CO_2}}{m} \times 100 ; \quad \text{A.N: } \%C = \frac{\frac{3}{11} \times 1,30}{0,870} \times 100 ; \quad \%C = 40,75\%$$

$$\%H = \frac{m_H}{m} \times 100 = \frac{\frac{1}{9} \times 0,663}{0,870} \times 100 ; \quad \%H = 8,46\%$$

$$\frac{V_{N_2}}{V_0} = \frac{m_N}{M_{N_2}} \Rightarrow m_N = \frac{m_{N_2} \cdot V_{N_2}}{V_0} = 0,1475 ; \quad \%N = \frac{0,1475}{0,625} \times 100 ; \quad \%N = 23,6\%$$

3) Le composé renferme l'élément oxygène si et seulement si la somme $\%C + \%H + \%N$ est différente de 100.

Nous aurons alors $\%O = 100 - (\%C + \%H + \%N) = 100 - (40,8 + 8,4 + 23,6) \approx 27\%$

Le composé renferme l'élément oxygène avec $\%O = 27\%$

4) Montrons que la connaissance de la masse molaire permet de déterminer la formule brute de ce composé ($C_xH_yN_tO_z$)

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \quad (1) \quad \%H = \frac{Y}{M} \times 100 \quad (2) \quad \%N = \frac{14t}{M} \times 100 \quad (3) \quad \%O = \frac{16z}{M} \times 100 \quad (4)$$

La masse molaire M étant l'unique inconnue dans chacune de ces 4 relations, on déduit que la connaissance de M permet de déterminer x, y, z et t et d'obtenir la formule brute du composé.

5.1) Formule brute

$$(1) \Rightarrow x = \frac{\%C \times M}{12 \times 100} = \frac{40,8 \times 59,2}{12 \times 100} = 2,01 \approx 2$$

$$(2) \Rightarrow y = \frac{\%H \times M}{100} = \frac{8,4 \times 59,2}{100} = 5,01 \approx 5$$

$$(3) \Rightarrow t = \frac{\%N \times M}{14 \times 100} = \frac{23,6 \times 59,2}{14 \times 100} = 0,998 \approx 1$$

$$(4) \Rightarrow z = \frac{\%O \times M}{16 \times 100} = \frac{27 \times 59,2}{16000} = 1 ; \quad \text{d'où la formule } \mathbf{C_2H_5ON}$$

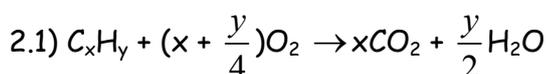
5.2) Masse molaire exacte

$$M = 2M_C + 5M_H + M_O + M_N = (2 \times 12) + 5 + 16 + 14 ; \quad \mathbf{M = 59g/mol}$$

Exercice 1.11

1) Hydrocarbure: composé formé uniquement de carbone et d'hydrogène.

Sa formule générale est C_xH_y .

**2.2) Formule de l'hydrocarbure**

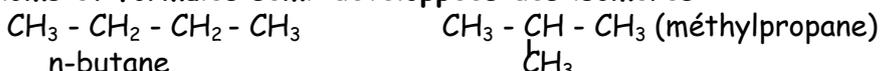
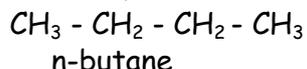
$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x} \Rightarrow x n_{C_xH_y} = n_{CO_2} \Leftrightarrow x \times \frac{V_{C_xH_y}}{V_0} = \frac{V_{CO_2}}{V_0} \Leftrightarrow x V_{C_xH_y} = V_{CO_2} \Rightarrow x = \frac{V_{CO_2}}{V_{C_xH_y}} = \frac{20}{5} ; \quad \mathbf{x = 4}$$

de même, pour $(x + \frac{y}{4})$ moles de O_2 , nous avons x mole de CO_2 ;

$$\text{par conséquent, } (x + \frac{y}{4})n_{O_2} = xn_{CO_2} \Leftrightarrow (x + \frac{y}{4})V_{O_2} = nV_{CO_2} \quad (1)$$

$$\text{or } V_{O_2} = \frac{1}{5}V_{air} - V_{O_2 \text{ restant}} = \frac{180}{5} - 3,5 = 32,5 \text{ cm}^3$$

$$(1) \Leftrightarrow (4 + \frac{y}{4})20 = 4 \times 32,5 \Rightarrow y = 10 ; \quad \text{d'où la formule } \mathbf{C_4H_{10}}$$

2.3) Noms et formules semi-développées des isomères

2.4) La température d'ébullition du méthylpropane est inférieure à celle du n-butane ;
Ces isomères présentent une **isomérisation de chaîne**

Exercice 1.12

1) Pourcentage de carbone, d'hydrogène et d'azote

$$\frac{m_N}{m_{NH_3}} = \frac{M_N}{M_{NH_3}} \Rightarrow m_N = \frac{M_N \cdot m_{NH_3}}{M_{NH_3}} = \frac{14 \times 0,321}{17} = 0,26g$$

$$\%N = \frac{m_N}{m_T} \times 100 = \frac{0,26}{0,85} \times 100 ; \quad \mathbf{\%N = 31,10}$$

$$\%C = \frac{\frac{3}{11}m_{CO_2}}{m_T} \times 100 = \frac{\frac{3}{11} \times 1,660}{0,850} \times 100 ; \quad \%C = 53,26$$

$$\%H = \frac{\frac{1}{9}m_{H_2O}}{m_T} \times 100 = \frac{\frac{1}{9} \cdot 1,150}{0,850} \times 100 ; \quad \%H = 15,03$$

$\%N + \%C + \%H = 100$; le composé ne contient pas d'oxygène.

2) Formule brute

La masse molaire est $M = 29d = 29 \times 1,55 = 44,95 \approx 45 \text{g/mol}$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{\%C \cdot M}{12 \cdot 100} = \frac{53,26 \times 45}{12000} = 1,99 ; \quad x \approx 2$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{\%H \times M}{100} = \frac{15,03 \times 45}{100} = 6,88 ; \quad y \approx 7$$

$$\%N = \frac{14t}{M} \times 100 \Rightarrow t = \frac{\%N \cdot M}{14 \cdot 100} = \frac{31,1 \times 45}{1400} = 0,99 ; \quad t \approx 1$$

d'où la formule brute C_2H_7N

Exercice 1.13

1) Composition centésimale massique

En raisonnant comme à question 2 de l'exercice 1.12 on trouve

$$\%C = 75,87 ; \quad \%H = 6,25 \quad \%N = 17,84$$

conclusion: $\%C + \%H + \%N = 75,87 + 6,25 + 17,84 = 99,96 \approx 100$

Nous concluons que ce composé n'est constitué que de carbone, d'hydrogène et d'azote.

2) Plus simple formule du composé $C_xH_yN_t$

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow M = \frac{12x \cdot 100}{\%C} ; \quad \%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow M = \frac{y \cdot 100}{\%H}$$

$$\%N = \frac{14t}{M} \times 100 \Rightarrow M = \frac{14t \cdot 100}{\%N} ; \quad \text{Ainsi, } M = \frac{12x}{\%C} \times 100 = \frac{y}{\%H} \times 100 = \frac{14t}{\%N} \times 100 \quad (1)$$

$$(1) \Rightarrow \frac{12x}{75,87} = \frac{y}{6,25} = \frac{14t}{17,84}$$

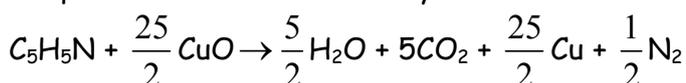
$$\frac{12x}{75,87} = \frac{14t}{17,84} \Rightarrow x = \frac{75,87 \times 14}{17,84 \times 12} t = 4,96t ; \quad \text{donc } x = 5t, ; \quad \text{de même } y = 5t$$

La formule générale de ce composé est $C_{5t}H_{5t}N_t \Leftrightarrow (C_5H_5N)_t$

La formule la plus simple s'obtient pour $t = 1$; soit C_5H_5N

3) Masse minimale d'oxyde de cuivre CuO

L'équation de la réaction d'oxydation est:



Il faut $\frac{25}{2}$ moles de CuO pour produire 5 moles de CO_2 .

$$\text{Ainsi, } 5n_{CuO} = \frac{25}{2} n_{CO_2} \Leftrightarrow \frac{n_{CuO}}{M_{CuO}} = \frac{5}{2} \cdot \frac{n_{CO_2}}{M_{CO_2}} \Rightarrow m_{CuO} = \frac{5m_{CO_2} \cdot M_{CuO}}{2M_{CO_2}}$$

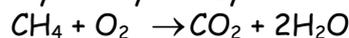
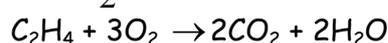
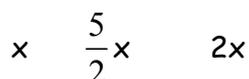
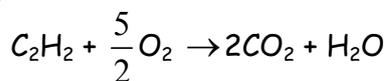
$$\text{A.N: } m_{CuO} = \frac{5 \times 1,68 \times 79,5}{2 \times 44} = 5,72 \text{ m} ; \quad m_{CuO} = 5,72 \text{g}$$

Exercice 1.14

Le volume du CO_2 formé est $V_{\text{CO}_2} = 18\text{cm}^3$

Le volume de dioxygène consommé est $V_{\text{O}_2} = 34 - (23 - 18) = 29\text{cm}^3$

Les équations de combustions sont:



Nous désignons par x , y et z exprimé en cm^3 les volumes respectifs d'acétylène, d'éthylène et de méthane dans la composition de 12cm^3 du mélange analysé. Nous obtenons le système

$$\text{d'équations suivant: } \begin{cases} x + y + z = 12 \\ 2x + 2y + z = 18 \\ \frac{5}{2}x + 3y + 2z = 29 \end{cases} ;$$

La résolution aisée de ce système d'équations donne :

$$x = V_{\text{C}_2\text{H}_2} = 2\text{cm}^3$$

$$y = V_{\text{C}_2\text{H}_4} = 4\text{cm}^3$$

$$z = V_{\text{CH}_4} = 6\text{cm}^3$$

Exercice 1.15**1) Quantités de matières de A et B dans chacun des mélanges**

$$1^{\text{er}} \text{ mélange } 4,8\text{L de A et } 2,4\text{L de B : } n_A = \frac{V_A}{V_0} = \frac{4,8}{24} = 0,2\text{mol} ; \quad n_B = \frac{V_B}{V_0} = \frac{2,4}{24} = 0,1\text{mol}$$

$$2^{\text{e}} \text{ mélange: } 2,4\text{L de A et } 4,8\text{L de B : } \quad n_A = \frac{2,4}{24} = 0,1 \text{ mol} ; \quad n_B = \frac{4,8}{24} = 0,2 \text{ mole}$$

2) Masses molaires de A et B

Sachant que $m = nM$,

$$\text{La masse du } 1^{\text{er}} \text{ mélange est } 0,2M_A + 0,1M_B = 6 \quad (1)$$

$$\text{La masse du } 2^{\text{e}} \text{ mélange est } 0,1M_A + 0,2M_B = 7,2 \quad (2)$$

La résolution de ce système donne $M_A = 16\text{g/mol}$ et $M_B = 28\text{g/mol}$

3) Formule brute de A

La masse molaire de A est 16g/mol et la masse molaire atomique du carbone est 12 g/mole .

Donc A ne peut renfermer qu'un atome de carbone. D'où la formule de A: CH_4 .

4) Formule brute de B

B renferme 2 fois plus d'atome de carbone que A ; donc sa formule est C_xH_y avec $x = 2$

$$M_B = 2M_C + yM_H = 28 \Leftrightarrow 2 \times 12 + y = 28 \Rightarrow y = 28 - 24 = 4 ; \text{ la formule brute de B est } \text{C}_2\text{H}_4.$$

Exercice 1.16**1) Composés centésimale massique de ce composé organique**

La masse molaire de ce composé est: $M = 29d = 29 \times 256 \Rightarrow M = 74,24\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\%H = \frac{1}{9} \times \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m} \times 100 ; \quad \underline{\text{AN}}: \%H = \frac{1}{9} \times \frac{0,1846}{0,2523} \times 100 ; \quad \%H = 8,13\%$$

$$\%C = \frac{3}{11} \times \frac{m_{CO_2}}{m} \times 100; \%C = \frac{3}{11} \times \frac{0,4470}{0,2523} \times 100; \%C = 48,32\%$$

Nous déduisons des deux résultats précédents: $\%O = 100 - (\%H + \%C)$;

$$\text{AN: } \%O = 100 - (8,13 + 48,32); \%O = 43,55\%$$

2) formule brute du composé organique

Nous savons que les pourcentages d'hydrogène, de carbone et d'hydrogène dans le composé sont déduits de la masse molaire du composé de formule $C_xH_yO_z$.

Puisque $M = 12x + y + 16z$, nous avons:

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100; \%H = \frac{y}{M} \times 100 \text{ et } \%O = \frac{16z}{M} \times 100$$

$$\text{Nous en déduisons: } x = \frac{M \times \%C}{12 \times 100}; y = \frac{M \times \%H}{100} \text{ et } z = \frac{M \times \%O}{16 \times 100}$$

$$\text{AN: } x = \frac{74,24 \times 48,32}{1200}; x = 3; y = \frac{8,13 \times 74,24}{100}; y = 6; z = \frac{43,55 \times 74,24}{1600}; z = 2$$

Conclusion: Le composé organique analysé a pour formule brute $C_3H_6O_2$.

Exercice 1.19

1) Déterminons les valeurs de x et y

$$\text{Après calculs, nous obtenons: } x = \frac{m_C \times m_{CO_2} \times M}{12 \times m \times M_{CO_2}}; y = \frac{m_H \times m_{H_2O} \times M}{m \times M_{H_2O}}$$

$$\text{AN: } x = \frac{12 \times 0,37 \times 60}{12 \times 0,5 \times 44}; x = 1; y = \frac{1 \times 0,3 \times 60}{0,5 \times 18}; y = 2$$

2) Déduisons-en la relation existant entre z et t

La formule brute du composé étant: $C_xH_yO_zN_t$, sa masse molaire vaut:

$$M = xM_C + yM_H + zM_O + tM_N \Leftrightarrow 60 = 12x + y + 16z + 14t;$$

$$\text{Avec } x = 1 \text{ et } y = 2 \Rightarrow 60 = 12 + 2 + 16z + 14t \Rightarrow 16z + 14t = 46.$$

3) Montrons que, même si la masse molaire n'est connue qu'au gramme près, il est possible de déterminer la formule brute de ce corps.

$$\text{Sachant que: } 16z + 14t = 46, \text{ nous avons: } t = \frac{46 - 16z}{14}$$

$$\text{Si nous prenons } z = 1, \text{ nous obtenons } t = \frac{46 - 16}{14}; t = 2,14 \text{ (impossible)}$$

$$\text{Si nous prenons } z = 2, \text{ nous obtenons } t = \frac{46 - 32}{14}; t = 1$$

$$\text{Si nous prenons } z = 3, \text{ nous obtenons } t = \frac{46 - 48}{14} < 0 \text{ (impossible)}$$

Conclusion: Avec la masse molaire $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$ donnée avec une précision de l'ordre du gramme, nous avons obtenu: $z = 2$ et $t = 1$.

La formule brute de ce corps est donc: CH_2O_2N .

Exercice 1.18

1) Définitions

a) **Combustion complète:** combustion au cours de laquelle il y a production de dioxyde de carbone et de l'eau.

b) **Combustion incomplète:** combustion au cours de laquelle il y a production de carbone et de l'eau.

c) **Hydrocarbure:** composés chimiques ne contenant que du carbone et de l'hydrogène.

2.1) D'après la loi Lavoisier, le 3^{ème} élément entrant dans la composition de ce composé est l'oxygène.

2.2) Oui ce composé chimique est organique car il contient l'élément carbone. Non ce composé n'est pas un hydrocarbure car il contient en plus du carbone et de l'hydrogène, l'élément oxygène.

2.3) Composition centésimale massique du composé A

Sachant que sa formule brute est: $C_xH_yO_z$, et que sa masse molaire $M = 29d = 29 \times 2,6$; nous avons $M = 75,4 \text{ g.mol}^{-1}$

$$\text{Ainsi: } \%C = \frac{3}{11} \cdot \frac{m_{CO_2}}{m} \times 100 = \frac{3}{11} \times \frac{1,56}{0,66} \times 100 \Rightarrow \%C = 64,5\%$$

$$\%H = \frac{1}{9} \cdot \frac{m_{H_2O}}{m} \times 100 = \frac{1}{9} \times \frac{0,80}{0,66} \times 100; \quad \%H = 13,5\%$$

$$\%O = 100 - (\%C + \%H) = 100 - (64,5 + 13,5); \quad \%O = 22\%$$

2.4) Formule brute du composé A

$$\%C = \frac{xM_C}{M} \times 100 \Rightarrow x = \frac{M \cdot \%C}{100M_C}; \quad x = \frac{75,4 \times 64,5}{100M_C}; \quad x = \frac{75,4 \times 64,5}{100 \times 12}; \quad x = 4$$

$$\%H = \frac{yM_H}{M} \times 100 \Rightarrow y = \frac{M \cdot \%H}{100M_H}; \quad y = \frac{75,4 \times 13,5}{100 \times 1}; \quad y = 10$$

$$M = 12x + y + 16z \Rightarrow z = \frac{M - 12x - y}{16}; \quad z = \frac{75,4 - 12 \times 4 - 10}{16}; \quad z = 1;$$

La formule brute de A est: $C_4H_{10}O$.

Exercice 1.19

1) En chimie, le mot organique vient des organismes animaux et des végétaux vivants dans lesquels sont extraits les composés étudiés par la chimie organique.

2) Le caractère commun aux composés organiques est qu'ils contiennent tous l'élément carbone.

3) Exemples d'objets issus de la chimie organique, présentes en classe : bic (stylo à bille ou stylographe), crayons, règles, équerres, les rapporteurs en plastique, les chaussures plastiques, les uniformes (tenues de classe), etc...

4) Tous les composés qui ne sont pas issus de la chimie organique appartiennent à la chimie inorganique (ou chimie minérale).

5) Cette distinction fut faite pour la première fois en 1690 par le chimiste Nicolas Lemery.

Exercice 1.20

1) Un hydrocarbure est un composé chimique ne contenant que du carbone et de l'hydrogène.

2) Un eudiomètre est une enceinte dans laquelle s'effectuent les combustions expérimentales de composés chimiques.

3) C'est une étincelle qui est l'élément physique qui déclenche la combustion du mélange placé dans l'eudiomètre.

4.1) Equilibrons cette équation : $C_xH_y + (x + \frac{y}{4})O_2 \rightarrow xCO_2 + \frac{y}{2}H_2O$

4.2) Expression du volume V_{CO_2} de dioxyde de carbone en fonction de x

$$\frac{n_{C_xH_y}}{1} = \frac{n_{O_2}}{x + \frac{y}{4}} = \frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{y} \Rightarrow \frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{C_xH_y}}{1} \Leftrightarrow \frac{1}{x} \cdot \frac{V_{CO_2}}{V_m} = \frac{V_{C_xH_y}}{V_m}$$

Posons $V_{C_xH_y} = V \Rightarrow \frac{1}{x} \cdot V_{CO_2} = V \Rightarrow V_{CO_2} = xV$; **AN:** $V_{CO_2} = 100x$;

4.3) Formule brute de l'hydrocarbure

$$V_{CO_2} = 100x \Rightarrow x = \frac{V_{CO_2}}{100} \quad \text{AN: } x = \frac{400}{100}; x = 4$$

D'autre part, $\frac{n_{O_2}}{x + \frac{y}{4}} = \frac{n_{C_xH_y}}{1} \Rightarrow x + \frac{y}{4} = \frac{n_{O_2}}{n_{C_xH_y}} \quad (1)$

Avec n_{O_2} = nombre de moles de dioxygène ayant réagi

$n_{C_xH_y}$ = nombre de mole d'hydrocarbure introduits dans l'eudiomètre

$$n_{O_2} = \frac{(V_{O_2})_{initial} - (V_{O_2})_{res\ tan\ t}}{V_m} \quad (2) \quad \text{et} \quad n_{C_xH_y} = \frac{V_{C_xH_y}}{V_m} \quad (3)$$

En introduisant (2) et (3) dans (1), nous en déduisons:

$$y = 4 \left[\frac{(V_{O_2})_{initial} - (V_{O_2})_{res\ tan\ t}}{V_{C_xH_y}} - x \right]; \quad \text{AN: } y = 4 \left[\frac{800 - 200}{100} - 4 \right]; y = 8$$

Conclusion: La formule brute de l'hydrocarbure est: C_4H_8

Exercice 1.21

1) Formule brute de l'ammoniac: NH_3

2.1) Eléments chimiques entrant dans la composition du composé A

- L'azote N,

- Le carbone C, l'hydrogène H et l'oxygène O car la combustion de ce composé produit les composés CO_2 et H_2O qui contiennent ces trois éléments

2.2) Formule brute de A sachant qu'elle est de la forme: $C_xH_yO_zN_t$,

$$x = \frac{3 \times 29d \times m_{CO_2}}{132m}; \quad \text{AN: } x = \frac{3 \times 29 \times 3,655 \times 0,941}{132 \times 0,567}; \quad x = 4$$

$$y = \frac{29d \times m_{H_2O}}{9m}; \quad \text{AN: } y = \frac{29 \times 3,655 \times 0,941}{9 \times 0,567}; \quad y = 14$$

$$t = \frac{14 \times m_{NH_3} \times 29d}{17m \times M_N}; \quad \text{AN: } t = \frac{14 \times 0,214 \times 29 \times 3,655}{17 \times 0,567 \times 14}; \quad t = 2$$

$$M = 12x + y + 16z + 14t \Rightarrow z = \frac{M - 12x - y - 14t}{16} \Rightarrow z = \frac{29d - 12x - y - 14t}{16}$$

$$\text{AN: } z = \frac{(29 \times 3,655) - (12 \times 4) - 14 - (14 \times 2)}{16}; z = 1$$

Conclusion: La formule brute de A est: $C_4H_{14}ON_2$.

Chapitre 2 : LES ALCANES

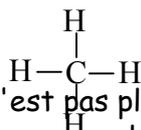
A- L'ESSENTIEL DU COURS

I. Structure des alcanes

I.1 Cas du méthane

La molécule de méthane (CH_4) est constituée d'un atome de carbone (C) lié à 4 atomes d'hydrogène (H). Etant donné que le carbone a quatre électrons libres sur sa couche extérieure, il peut former quatre liaisons covalentes afin de saturer sa couche externe: on dit alors que le carbone est tétraédrique ou tétravalent.

La formule développée du méthane est:

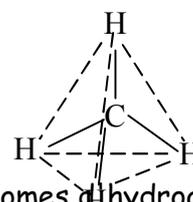


La molécule de méthane est tétraédrique; elle n'est pas plane.

Dans la molécule de méthane, l'atome de carbone occupe le centre d'un tétraèdre régulier dont les sommets sont chacun occupés par un des 4 atomes d'hydrogène.

Les distances (C-H) valent 110Pm;

Les angles valenciels ($\angle \text{HCH}$) valent 109° .



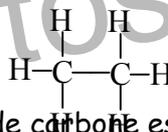
I.2) Cas de l'éthane

L'éthane est un alcane possédant deux atomes de carbone et six atomes d'hydrogène. Sa formule brute est : C_2H_6 .

Du fait de leur tétravalence, les deux atomes de carbone sont liés entre eux et forment une chaîne linéaire. D'où les formules suivantes:

▪ Formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$

▪ Formule développée :



N.B : Dans la molécule d'éthane, chaque atome de carbone est tétraédrique, la structure de la molécule comprend donc deux tétraèdres non réguliers.

Les angles valenciels $\angle \text{HCH}$ et $\angle \text{HCC}$ sont tous égaux à 109° .

La longueur de chacune des liaisons (C-H) est de 110pm.

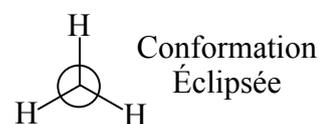
La longueur de la liaison (C-C) est de 154pm.

Remarque : La molécule d'éthane présente une libre rotation autour de la liaison simple (C-C).

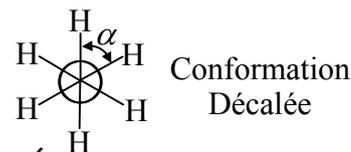
Les différentes formes géométriques de la molécule, obtenues à la suite de cette rotation sont appelées conformations.

Représentation en projection de Newman

En regardant la molécule suivant l'axe (C-C), les trois atomes d'hydrogène les plus proches de l'œil masquent les trois autres. Ce qui nous donne la représentation ci - contre :



Si nous faisons roter les trois autres atomes de carbone autour de l'axe (C-C), d'un angle α , nous obtenons la représentation ci-contre:



Pour $\alpha = 0^\circ$, $\alpha = 120^\circ$ ou $\alpha = 240^\circ$, nous avons la conformation éclipsée.

Pour $\alpha = 60^\circ$, $\alpha = 180^\circ$ ou $\alpha = 300^\circ$, nous avons la conformation décalée.

I.3 Généralisation

Pour un même alcane, nous pouvons avoir une formule développée ou semi-développée présentant :

- Une chaîne carbonée où tous les atomes de carbone sont alignés : cette chaîne est dite linéaire ou droite;
- Une chaîne carbonée où tous les atomes de carbone ne sont pas alignés, la chaîne principale (la plus longue) possédant une ramification : Cette chaîne est dite ramifiée.

Exemple : Le butane de formule brute C_4H_{10}

Chaîne carbonée linéaire : $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

Chaîne carbonée ramifiée : $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_3$

Définition : Deux molécules sont dites isomères si elles ont la même formule brute mais des formules développées ou semi-développées différentes.

N.B : On parle d'isomérisation de chaîne lorsque les deux isomères diffèrent par leurs chaînes carbonées.

Remarque : Le nombre d'isomères de chaîne augmente avec le nombre d'atomes de carbone C du composé, comme le montre le tableau ci-dessous :

Alcane	C_4	C_5	C_6	C_7	C_8	C_9	C_{10}
Nombre d'isomères	2	3	5	9	18	35	75

I.4. Exemple des cyclanes

Les cyclanes (ou cycloalcanes) sont des hydrocarbures constitués d'atomes de carbone tétraédriques et d'une chaîne carbonée fermée.

Cas du cyclohexane de formule brute C_6H_{12}

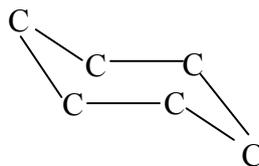
Sa formule développée est représentée ci-contre:

La molécule de cyclohexane n'est pas plane.

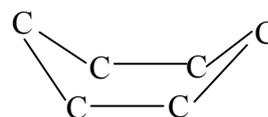
Tous ses angles valencielles sont voisins de 109° .

La molécule de cyclohexane présente deux conformations :

- La conformation bateau :



- La conformation chaise :



Remarque : Les alcanes et les cyclanes sont dits saturés car ils ne sont constitués que de liaisons covalentes simples.

II. Formule et nomenclature des alcanes

II.1 Formule générale

Les alcanes sont des hydrocarbures dont la formule brute est de la forme C_nH_{2n+2} , avec n entier naturel positif non nul.

Cette formule est vraie aussi bien pour les alcanes à chaîne linéaire que pour les alcanes à chaîne ramifiée.

II.2 Nomenclature des alcanes à chaîne linéaire

Le nom d'un alcane dépend du nombre d'atomes de carbone que contient sa chaîne principale (la plus longue).

Le nom d'un alcane est obtenu en ajoutant le suffixe "ane" à un préfixe correspondant au nombre d'atomes de carbone constituant la chaîne principale de la molécule.

Le tableau ci-dessous donne les radicaux et les noms des alcanes correspondants :

Nombre d'atomes de carbone n	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Radical	Méth	Eth	Prop	But	Pent	Hex	Hept	Oct	non
Formule de l'alcane	CH ₄	C ₂ H ₆	C ₃ H ₈	C ₄ H ₁₀	C ₅ H ₁₂	C ₆ H ₁₄	C ₇ H ₁₆	C ₈ H ₁₈	C ₉ H ₂₀
Nom de l'alcane	Méthane	Ethane	Propane	Butane	Pentane	Hexane	heptane	Octane	nonane

II.3 Nomenclature des alcanes à chaîne ramifiée

Le nom d'un alcane à chaîne ramifiée s'obtient de la manière suivante:

- Rechercher la chaîne principale (chaîne carbonée la plus longue);
 - Identifier les groupes substituant (groupes alkyles ayant substitué les atomes d'hydrogène);
 - Numéroter les atomes de carbone de la chaîne principale en commençant par celui situé au bout de la chaîne et le plus proche possible d'un substituant, ceci dans les deux sens possibles;
 - Déterminer le sens convenable de la numérotation en faisant la somme des indices affectés aux carbones de la chaîne principale, puis en prenant le sens correspondant à la somme la plus petite.
 - Ecrire le nom de l'alcane ramifié en commençant par le nom de l'alcane dérivant de la chaîne principale précédée des noms des substituants fixés sur cette chaîne et dans l'ordre alphabétique. **N.B** : Faire précéder les substituants par leur indice de position qu'on peut omettre s'il n'y a qu'une seule position possible.
- S'il y a plusieurs substituants identiques, utiliser les préfixes "di", "tri", "tétra", etc. qui ne sont pas pris en compte dans l'ordre alphabétique précédent.

Remarque :

Dans une écriture, une lettre et un chiffre sont séparés par un trait d'union alors que deux chiffres sont séparés par une virgule.

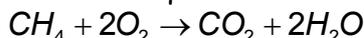
La chaîne principale n'est pas toujours linéaire : il est donc toujours nécessaire de bien l'identifier

III. Propriétés physiques des alcanes

- Ils sont solubles dans l'eau ;
- A la température ordinaire, l'état physique des alcanes dépend du nombre n d'atomes de carbone C qu'il contient.
 - Pour $1 \leq n \leq 4$, les alcanes sont gazeux;
 - Pour $5 \leq n \leq 15$, les alcanes sont liquides;
 - Pour $n \geq 16$, les alcanes sont solides(exemple de la paraffine)
- A masses molaires égales, la température d'ébullition est d'autant plus basse que la molécule est plus ramifiée ;
- Leurs températures d'ébullition dépendent de leurs masses molaires et de l'état de ramification de la molécule.

IV. Propriétés chimiques des alcanes.**IV.1 Combustion des alcanes****IV.1.1 Cas du méthane**

La combustion du méthane est complète et produit une flamme bleue pâle très chaude. C'est une réaction chimique exothermique dont l'équation bilan est :

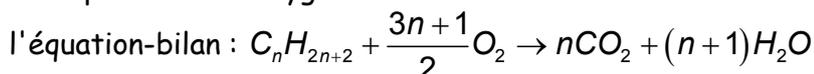


Bon à savoir : La combustion d'une mole de méthane libère une quantité de chaleur $Q = 890\text{J}$; ceci justifie son utilisation dans les chauffages et les cuisinières à gaz.

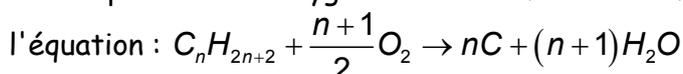
IV.1.2 Cas des autres alcanes

En présence de dioxygène, la combustion des alcanes peut être :

- complète si le dioxygène est en excès: il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau selon



- incomplète si le dioxygène est en défaut : il se forme alors du carbone et de l'eau selon

**IV.2 Réactions de substitution : exemple de la chloration du méthane**

Mélangeons à volumes égaux du dichlore et du méthane, que nous plaçons dans une éprouvette retournée sur une cuve d'eau salée. **N.B:** Nous utilisons l'eau salée parce que le chlore ne se dissout pas dans l'eau salée.

▪ Si nous plaçons le dispositif dans l'obscurité, rien ne se passe.

▪ Si nous exposons ce dispositif à la lumière, nous constatons peu à peu que:

- L'eau salée monte dans l'éprouvette;
- La couleur jaune-vert du mélange (méthane + dichlore) disparaît progressivement;

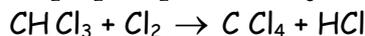
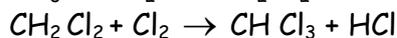
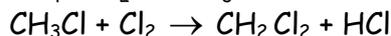
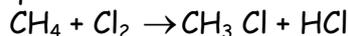
- Des gouttelettes huileuses se forment sur les parois de l'éprouvette et à la surface de l'eau.

- Un morceau de papier pH placé dans l'eau de la cuve rougit.

N.B: La disparition de la couleur montre qu'il n'y a plus de chlore, alors que le changement de couleur du papier pH montre la présence d'un acide: L'acide Chlorhydrique provenant de la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

Après la réaction, l'analyse du contenu de l'éprouvette fait apparaître un mélange de quatre corps : le monochlorométhane (CH_3Cl), le dichlorométhane (CH_2Cl_2), le trichlorométhane (CHCl_3) et le tétrachlorométhane (CCl_4).

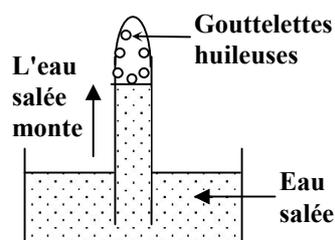
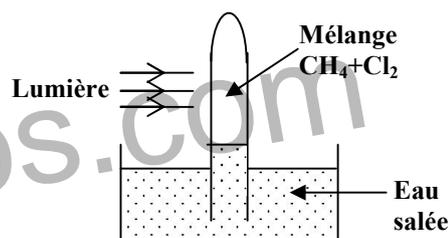
La réaction du dichlore sur le méthane se décompose donc en 4 étapes illustrées par chacune des équations suivantes:



Utilisation de chacun des composés obtenus lors de ces réactions:

Le monochlorométhane est utilisé dans la synthèse des résines, mais aussi comme solvant;

Le dichlorométhane est utilisé comme solvant dans les pressings;

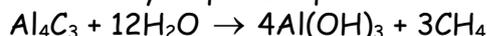


Le trichlorométhane encore appelé chloroforme est un anesthésique;

Le tétrachlorométhane est un bon solvant, utilisé aussi pour la préparation des fréons.

V. Préparation du méthane au laboratoire

Le méthane se prépare au laboratoire à partir du carbure d'aluminium Al_4C_3 placé dans un flacon dans lequel on verse progressivement de l'eau mélangée à une très faible quantité d'acide chlorhydrique. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



Remarque : Cette réaction peut être accélérée si on place le flacon dans de l'eau tiède.

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 2.1

Répondre par "Vrai" ou "Faux" puis justifier

- 1) Le carbone est tétragonal dans les molécules de méthane et d'éthane
- 2) le nombre d'isomères augmente avec le nombre d'atomes de carbone du composé
- 3) Pour des alcanes de même nombre d'atomes de carbone, la température d'ébullition est d'autant plus élevée que la chaîne carbonée est ramifiée.
- 4) S'agissant de l'éthane, la conformation décalée est plus stable du fait du rapprochement maximum des atomes de carbone et d'hydrogène.
- 5) Les alcanes sont des hydrocarbures saturés ne comportant que des liaisons covalentes simples C-C et C-H.
- 6) La chaîne carbonée est dite ramifiée lorsque certains atomes de carbone ont plus de deux voisins carbonés.
- 7) Pour les alcanes cycliques ou cyclanes, la stabilité des molécules croît de C_3H_6 à C_6H_{12}
- 8) La molécule du cyclohexane est plane
- 9) On peut réaliser la combustion des alcanes dans le dichlore
- 10) Les réactions de combustion sont des réactions de destruction.

Exercice 2.2

Définir les termes suivants:

- a) atome monovalent, b) carbone tétragonal, c) conformation,
d) nomenclature systématique e) réaction photochimique.

Exercice 2.3

- 1) Donner les propriétés physiques des alcanes
- 2) Donner l'importance des dérivés halogénés des alcanes

Exercice 2.4

Retrouver les alcanes parmi les composés suivants:

- a) CH_3COOH b) C_nH_{2n+2} ($n \in \mathbb{N}^*$) c) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
d) $CH_2=CH-CH_2-CH_3$



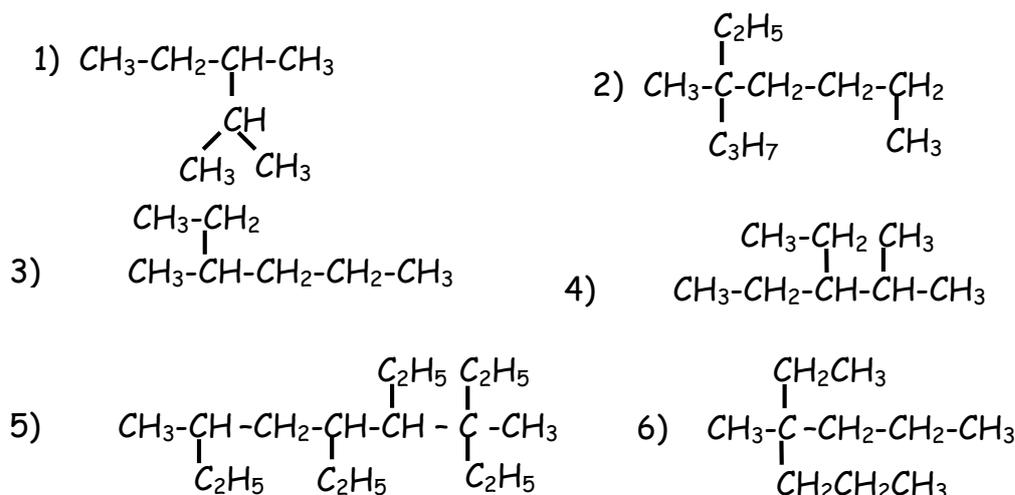
Exercice 2.5

Représenter les formules semi-développées des alcanes suivants:

- a) 2,3- diméthylpentane b) 3,4,5-triéthyloctane
c) 3-ethyl-2,4-diméthylhexane d) diméthylpropane
e) 2,2-diméthylpentane f) n-pentane
g) 3,4- diéthylhexane h) 2, 2,4-triméthylpentane

Exercice 2.6

Nommer les alcanes de formules semi-développées:



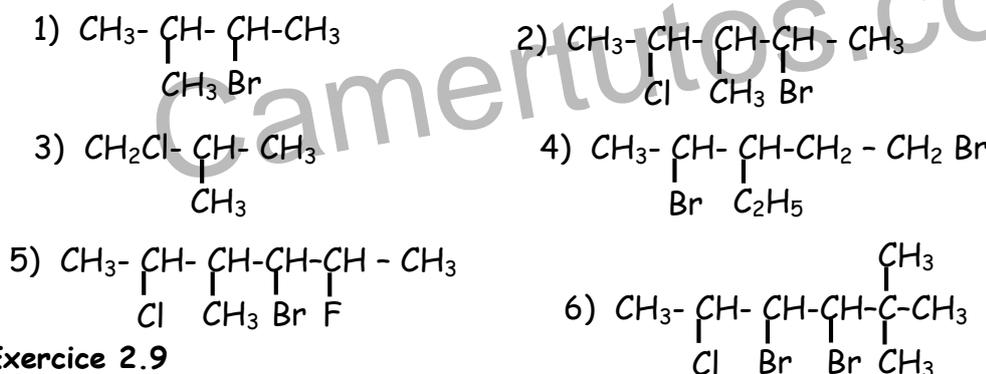
Exercice 2.7

Ecrire les formules semi-développées des composés halogénés suivants:

- 1) 1,2-dibromo-1,1,2,3-tétrachlorobutane ; 2) 1,2-dichloro-3-éthylhexane
 3) 1,2dichloro-1,1,2,2-tetrafluoroéthane ; 4) 4-bromo-1,2-dichloro-2,3-diméthylpentane
 5) 1,3-dichloro-3-éthylpentane ; 6) 1-bromo-3-chloropropane

Exercice 2.8

Nommer les composés halogénés de formules semi-développées suivantes:



Exercice 2.9

- 1) Donner la formule brute d'un alcane de masse molaire 96g/mol.
 2) Ecrire les formules semi-développées et les noms de tous les isomères correspondant à cette formule brute.

Exercice 2.10

- 1) Donner la formule brute et la formule semi-développée de la molécule d'éthane
 2) Cette molécule présente une infinité de conformations. A quoi est due cette particularité?
 3) Représenter selon Newman deux conformations particulières de cette molécule.
 4) Nommer chacune d'elle.
 5) Des deux conformations, laquelle est la plus stable?

Exercice 2.11 (extrait probatoire C 1990 Cameroun)

Un carbure d'hydrogène de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ a une masse molaire $M = 30\text{g}$

- 1) Donner sa formule brute
 2) On remplace x atomes d'hydrogène de cet hydrocarbure par x atomes de chlore

- 2.1) Calculer x sachant que le dérivé chloré a une masse molaire moléculaire égale à 99g/mol
2.2) Donner les formules développées et les noms des différents isomères possibles du dérivé chloré. **On donne** : Cl = 35,5g/mol

Exercice 2.12

On fait réagir le dichlore sur un alcane de masse molaire 44g/mol. On obtient un composé de masse moléculaire 115g/mol.

- 1) Donner les formules brutes des deux composés
- 2) Donner les formules développées possibles pour le composé chloré

Exercice 2.13

La combustion complète d'un alcane gazeux produit un volume de dioxyde de carbone qui vaut cinq fois celui de l'alcane (volumes mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression).

- 1) Quel est cet alcane?
- 2) Ecrire l'équation-bilan de sa combustion
- 3) On réalise la monochloration du pentane. Combien de dérivés monochlorés possède-t-il? Donner leur nom et leur formule développée.
- 4) Donner la formule semi-développée et le nom de l'isomère du pentane possédant un seul dérivé monochloré.

Exercice 2.14

La combustion de 7,2g d'un alcane donne 10,8g d'eau.

- 1) Déterminer la formule brute de l'alcane ainsi que ses formules semi-développées possibles en précisant les noms.
- 2) Ecrire l'équation de cette combustion.
- 3) Calculer le volume d'air nécessaire pour cette combustion, ainsi que le volume de CO_2 obtenu. **N.B** : les volumes sont mesurés dans les CNTP.

Exercice 2.15

La microanalyse d'un alcane A montre que le rapport entre la masse de l'hydrogène et la masse de carbone qu'il renferme est égal à 0,20. En déduire:

- 1) La formule de l'alcane A
- 2) Sa formule semi-développée, sachant que tous les atomes d'hydrogène qu'il contient appartiennent à des groupes méthyles.
- 3) Son nom dans la nomenclature systématique
- 4) Combien existe-t-il de dérivés de substitution monochlorés de l'alcane A? En déduire le(s) nom(s) de chacun d'eux.
- 5) Répondre à la question 4) pour le cas des dérivés dichlorés.

Exercice 2.16

On place dans un eudiomètre $5cm^3$ d'un alcane gazeux et $180cm^3$ d'air. Après passage de l'étincelle et retour aux conditions initiales, il reste $167,5cm^3$ d'un mélange gazeux dont $20cm^3$ sont absorbés par la potasse et $3,5cm^3$ par la pyrogallol (le pyrogallol absorbe le dioxygène).

- 1) Quelle est la formule brute de l'alcane ?
- 2) Quels sont les isomères possibles de cet alcane ?

N.B : On rappelle que l'air contient en volume un cinquième de dioxygène.

Exercice 2.17

On suppose que le carburant utilisé dans un moteur à combustion interne à quatre temps et à quatre cylindres est formé d'un seul alcane liquide de masse volumique $\mu = 0,8\text{g/cm}^3$ et de densité vapeur $d = 3,45$. Une voiture utilisant ce carburant consomme en moyenne 8L tous les 100km, à la vitesse de 90km/h. L'arbre moteur tourne alors à raison de 3000tr/min. A la température d'admission de l'alcane dans les cylindres, le volume molaire gazeux est $V_m = 50\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- 1) Déterminer la formule brute de cet alcane.
- 2) Quel est son nom ?
- 3) Combien d'isomères possède-t-il ?
- 4) Calculer la masse et le volume d'alcane gazeux consommés par ce moteur au cours d'un cycle moteur.

Exercice 2.18

Les automobilistes utilisent les essences comme carburant. Soit un carburant supposé formé d'heptane pur.

- 1) Ecrire la formule semi-développée de l'heptane
- 2) Ecrire l'équation-bilan de sa combustion complète
- 3) La densité de l'heptane est $d = 0,68$. On considère le réservoir d'une automobile contenant 45L de carburant.
 - 3.1) Quel volume d'air faut-il pour la combustion complète de toute l'essence contenue dans le réservoir?
 - 3.2) Quel est le volume de dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère? **N.B** : Tous les volumes sont mesurés dans les conditions normales de température et de pression.
- 4) Le pouvoir calorifique de l'heptane est d'environ 46000kJ/kg. Le rendement du moteur de l'automobile est de 25%.
 - 4.1) Quelle quantité d'énergie est utilisée à la propulsion du véhicule?
 - 4.2) Quelle quantité d'énergie sert à chauffer l'atmosphère lors de la combustion complète de l'essence du réservoir? On donne : $\rho_{\text{eau}} = 1000\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$

Exercice 2.19

Considérons la molécule de formule brute C_2H_6 ,

- 1) Quel est le nom de cette molécule?
- 2) A quelle famille d'hydrocarbure appartient-elle?
- 3) Expliquer en vous référant à la molécule d'éthane le terme conformation ; combien de conformations présente cette molécule ? Représentez les.
- 4) Par quel type de réaction obtient-on le dichloroéthane à partir de l'éthane?
- 5) Le dichloroéthane a-t-il des isomères? Si oui lesquels?

Exercice 2.20

On introduit dans un eudiomètre 80cm^3 d'un mélange d'éthane et de propane et 400cm^3 de dioxygène. Après passage de l'étincelle et retour aux conditions initiales, il reste 255cm^3 d'un mélange gazeux dont 210cm^3 sont absorbés par la potasse et le reste par le phosphore.

- 1) Quelle est la formule brute de chacun de ces hydrocarbures introduits dans l'eudiomètre?
- 2) Dans quel état trouve-t-on ces hydrocarbures à la température ordinaire?
- 3) Pourquoi revenir aux conditions initiales après le passage de l'étincelle?
- 4) Combien d'isomères présente chacun de ces hydrocarbures?
- 5) Ecrire les équations-bilan de toutes les réactions chimiques qui ont lieu
- 6) Déterminer la composition volumique du mélange initial.

Exercice 2.21

La préparation du méthane se fait au laboratoire par une réaction chimique dont l'équation est de la forme : $A + H_2O \rightarrow B + Al(OH)_3$

- 1) Donner le nom et la formule brute du composé A
- 2) Donner le nom, la formule brute et la représentation spatiale du composé B
- 3) Qu'appelle-t-on carbone tétragonal?
- 4) La notion de conformation est-elle applicable au méthane? Pourquoi?
- 5) Réécrire et équilibrer l'équation bilan ci-dessus.
- 6) Quel volume de méthane peut-on obtenir à partir de 18g de composé A.
- 7) Sachant qu'on a plutôt recueilli à la fin de la réaction, 3,6L de méthane à partir de 18g du composé A, déterminer le rendement de cette réaction.

8) En déduire le pourcentage d'impuretés initialement présentes dans le composé A.

On donne : Volume molaire $V_m = 22,4L.mol^{-1}$; $Al = 27g.mol^{-1}$; $O = 16g.mol^{-1}$; $H = 1g.mol^{-1}$; $C = 12g.mol^{-1}$

- 9) Comment devons nous procéder si nous voulons accélérer cette réaction?

C- SOLUTIONS DES EXERCICES**Exercice 2.1**

- 1) **Vrai.** Le carbone dans les molécules d'alcane est en général tétragonal.
- 2) **Vrai.**
- 3) **Faux.** La température d'ébullition baisse quand le degré de ramification croît.
- 4) **Faux.** La conformation décalée est plus stable du fait de l'éloignement maximum des atomes d'hydrogène.
- 5) **Vrai.** 6) **Vrai** 7) **Vrai** 8) **Faux.** Voir cours.
- 9) **Vrai.** Les alcanes gazeux et les vapeurs des alcanes liquides ou solides brûlent en présence du dichlore suivant l'équation: $C_nH_{2n+2} + (n+1) Cl_2 \rightarrow nC + (2n + 2)HCl$.
- 10) **Vrai.**

Exercice 2.2

- a) **atome monovalent:** atome de valence 1 ou atome ne pouvant établir qu'une seule liaison covalente.
- b) **carbone tétragonal:** carbone lié à 4 atomes.
- c) **Conformation:** différentes formes géométriques d'une molécule
- d) **nomenclature systématique:** nomenclature pour laquelle le nom de la molécule dérive de sa formule
- e) **Réaction photochimique:** réaction nécessitant de la lumière pour se produire.

Exercice 2.3

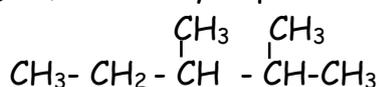
- 1) Voir cours (paragraphe III)
- 2) Voir cours (paragraphe IV.2)

Exercice 2.4

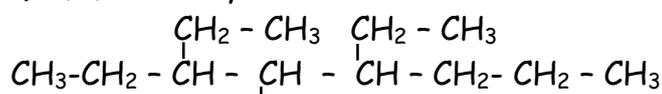
Les alcanes sont les molécules c, e et f. Car leur formules sont de la forme C_nH_{2n+2} avec $n \in \mathbb{N}^*$

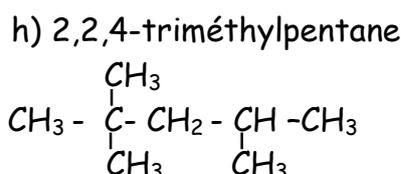
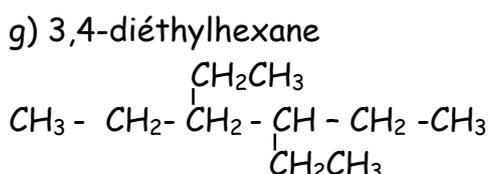
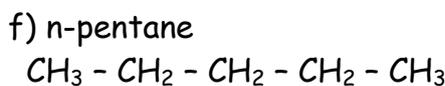
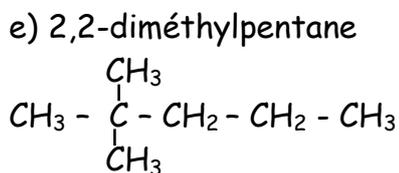
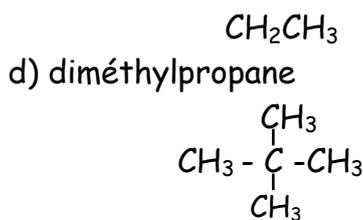
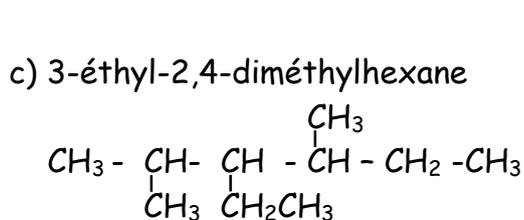
Exercice 2.5**Représentation des formules semi-développées**

a) 2,3-diméthylheptane



b) 3,4,5-triéthyloctane





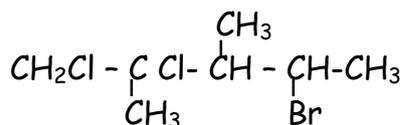
Exercice 2.6

- 1) 2,3-diméthylpentane 2) 4-éthyl-4-méthyl-octane 3) 3-méthylhexane
 4) 3-éthyl-2-méthylpentane 5) 3,4,5-triéthyl-3,7diméthylnonane
 6) 4-éthyl-4-méthylheptane

Exercice 2.7

- 1) 1,2-dibromo-1,1,2,3-tétrachlorobutane 2) 1,2-dichloro-3-éthylhexane
- $$\text{C Cl}_2 \text{ Br} - \text{C Cl Br} - \text{CHCl} - \text{CH}_3$$
- $$\text{CH}_2 \text{ Cl} - \text{CHCl} - \underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$

- 3) 1,2-dichloro-1,1,2,2-tetrafluoroéthane 4) 4-bromo-1,2-dichloro-2,3-diméthylpentane
- $$\text{CF}_2 \text{ Cl} - \text{CF}_2 \text{ Cl}$$



- 5) 1,3-dichloro-3-éthylpentane :
- $$\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2 - \overset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{C}} \text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$
- 6) 1-bromo-3-chloropropane
- $$\text{CH}_2 \text{ Br} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \text{ Cl}$$

Exercice 2.8

- 1) 2-bromo-3-méthylbutane 2) 2-bromo-4-chloro-3-méthylpentane
 3) 1-chloro-2-méthylpropane 4) 1,4-dibromo-3-éthylpentane
 5) 3-bromo-5-chloro-2-fluoro-4-méthylhexane
 6) 3,4-dibromo-2-chloro-5-5-diméthylhexane

Exercice 2.9

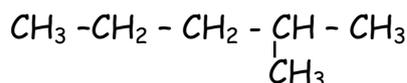
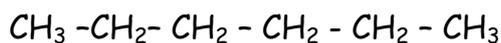
1) Formule brute

$$M_{C_nH_{2n+2}} = 96 \text{ g/mol} \Leftrightarrow 12n + 2n + 2 = 96 \Leftrightarrow 14n = 98 \Rightarrow n = 6 \text{ d'où la formule } C_6H_{14}$$

2) Formules semi-développées et noms

n-hexane

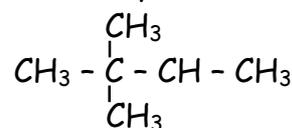
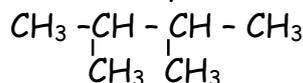
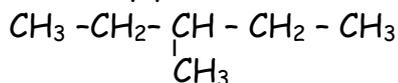
2-méthylpentane



3- méthylpentane

2,3-diméthylbutane

2,2-diméthylbutane



Exercice 2.10

1) Formule brute: C_2H_6

Formule semi-développée: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$.

2) Cette particularité est due à la libre rotation de la molécule autour de la liaison carbone-carbone.

3 et 4) Voir cours (paragraphe I.2)

5) La conformation décalée est la plus stable.

Exercice 2.11

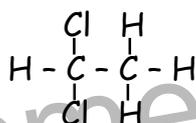
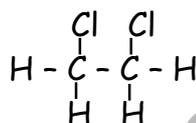
1) Formule brute de ce carbure d'hydrogène

$$M = 14n + 2 \Rightarrow n = \frac{M - 2}{14}; \text{ AN: } n = 2 \quad \text{d'où la formule } \text{C}_2\text{H}_6.$$

2.1) Le dérivé chloré aura pour formule brute $\text{C}_2\text{H}_{6-x}\text{Cl}_x$

$$M' = 99 = 24 + (6 - x) + 35,5x \Rightarrow x = 2 \quad \text{d'où la formule } \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$$

2.2) formules développées et noms des différents isomères du dérivé chloré



1,2-dichloroéthane

1,1-dichloroéthane

Exercice 2.12

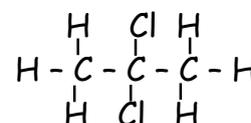
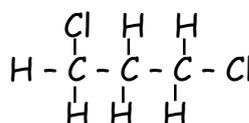
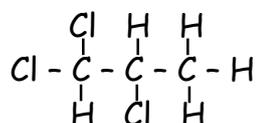
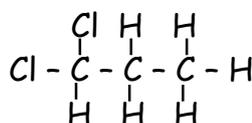
1) Formule brute de l'alcane

$$M = 12n + 2n + 2 = 14n + 2 = 44 \Rightarrow n = 3$$

- Formule brute du dérivé chloré $\text{C}_3\text{H}_{8-x}\text{Cl}_x$ (car réaction de substitution)

$$M = 12 \times 3 + (8 - x) + 35,5x = 115 \Rightarrow n = 2; \quad \text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2 \text{ dichloropropane}$$

2) Formules développées du $\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2$



1,1-dichloropropane
dichloropropane

1,2-dichloropropane

1,3-dichloropropane

2,2-

Exercice 2.13

1) Equation de la combustion : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}\text{O}_2 \rightarrow n\text{CO}_2 + (n+1)\text{H}_2\text{O}$

1mole

1mole

$$n \frac{V_{\text{C}_n\text{H}_{2n+2}}}{V_m} = 1 \times \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \Leftrightarrow V_{\text{CO}_2} = n V_{\text{C}_n\text{H}_{2n+2}} \rightarrow n = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{C}_n\text{H}_{2n+2}}} \quad (1)$$

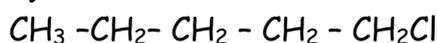
Or, d'après l'hypothèse $V_{CO_2} = 5V_{C_nH_{2n+2}} \Rightarrow \frac{V_{CO_2}}{V_{C_nH_{2n+2}}} = 5$ (2)

Par identification les équations (1) et (2) donnent $n = 5$.

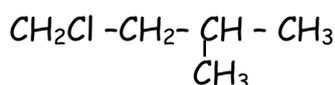
La formule brute est donc C_5H_{12} ; cet alcane est le pentane.



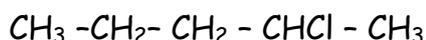
3) Noms et formules semi-développées des dérivés monochlorés du pentane



1-chloropentane



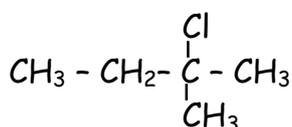
1-chloro-3-méthylbutane



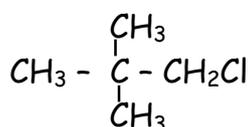
2-chloropentane



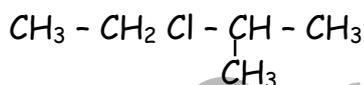
3-chloropentane



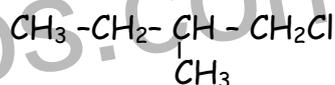
2-chloro-2-méthylbutane



monochlorodiméthylpropane



2-chloro-3-méthylbutane

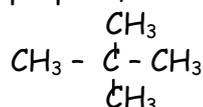


1-chloro-2-méthylbutane

Conclusion : le pentane a 8 dérivés monochlorés

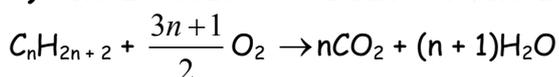
4) Formule semi-développée et nom de l'isomère du pentane possédant un seul dérivé monochloré

Cet isomère est le diméthylpropane, de formule semi-développée :



Exercice 2.14

1) Formule brute de l'alcane et formules semi-développées possibles



1mole

(n+1)mole

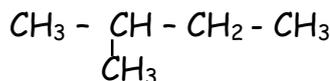
Soit $\frac{n_{H_2O}}{n_H} = n_{C_nH_{2n+2}} \Rightarrow \frac{m_{H_2O}}{18} = \frac{m_{C_nH_{2n+2}}}{12n+2n+2} \Rightarrow n = 5$; cet alcane a pour formule brute C_5H_{12}

et se nomme le pentane.

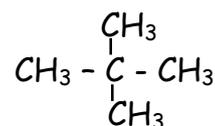
Formules semi-développées possibles



n- pentane



méthylbutane



diméthylpropane

2) Equation de la combustion : $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8 \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

3) Volume d'air nécessaire pour cette combustion et volume de CO₂ obtenu

1mole de $\text{C}_5\text{H}_{12} \rightarrow 8\text{mole de O}_2 \rightarrow 5\text{mole de CO}_2$. (1)

$$(1) \Rightarrow \frac{n_{\text{O}_2}}{8} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{5} \Leftrightarrow \frac{V_{\text{O}_2}}{8V_0} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{5V_0} \Rightarrow V_{\text{CO}_2} = \frac{5}{8}V_{\text{O}_2} \quad (2)$$

$$(1) \Rightarrow n_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = \frac{n_{\text{O}_2}}{8} \Leftrightarrow 8 \frac{m_{\text{C}_5\text{H}_{12}}}{M_{\text{C}_5\text{H}_{12}}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{8m_{\text{C}_5\text{H}_{12}} V_m}{M_{\text{C}_5\text{H}_{12}}}; \quad V_{\text{O}_2} = 17,92\text{L}$$

or $V_{\text{O}_2} = \frac{1}{5}V_{\text{air}} \Rightarrow V_{\text{air}} = 5V_{\text{O}_2}$; **A.N** : $V_{\text{air}} = 5 \times 17,92$ $V_{\text{air}} = 89,6\text{L}$

$$(2) \Leftrightarrow V_{\text{CO}_2} = \frac{5}{8}V_{\text{O}_2}; \quad \text{A.N} : \quad V_{\text{CO}_2} = \frac{5}{8} \times 17,92; \quad V_{\text{CO}_2} = 11,2\text{L}$$

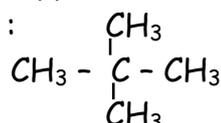
Exercice 2.15

1) Dédution de la formule de l'alcane A

$$\frac{M_H}{M_C} = \frac{2n+2}{12n} = 0,2 \Rightarrow n = 5$$

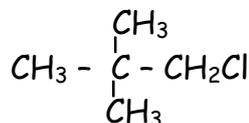


2) Si tous les hydrogènes appartiennent à des groupes méthyles, la formule semi-développée à retenir est :



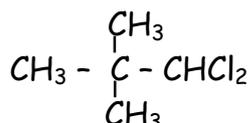
3) Le nom de ce composé dans la nomenclature systématique est le diméthylpropane

4) Il existe un seul dérivé monochloré de A. Car tous les atomes d'hydrogène sont équivalents. Il s'agit du monochlorodiméthylpropane de formule semi-développée :

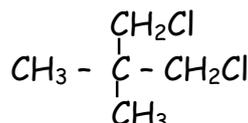


5) Il existe 2 dérivés de substitution dichlorés

Leurs formules semi-développées et leurs noms sont :



1,1-dichlorodiméthylpropane



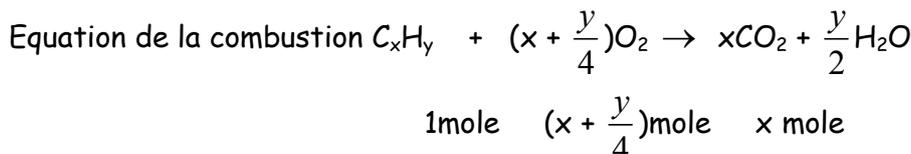
1,3-dichlorodiméthylpropane

Exercice 2.16

1) Formule brute de l'alcane

La potasse absorbe le CO_2 ; le volume de CO_2 dégagé est donc, $V_{\text{CO}_2} = 20\text{cm}^3$.

Le volume de dioxygène consommé est $V_{O_2} = \frac{1}{5}V_{air} - V_{O_2 \text{ restant}} = \frac{180}{5} - 3,5 = 32,5\text{cm}^3$

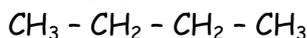


$$\frac{1}{V_{C_xH_y}} = \frac{x}{V_{CO_2}} \Rightarrow x = \frac{V_{CO_2}}{V_{C_xH_y}} = \frac{20}{5} ; \text{ donc } x = 4$$

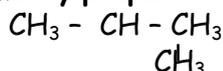
De même $\frac{1}{V_{C_xH_y}} = \frac{x + \frac{y}{4}}{V_{O_2}} \Rightarrow y = 10$ d'où la formule brute C_4H_{10}

2) Isomères de l'alcane C_4H_{10}

n-butane



méthylpropane



Exercice 2.17

1) Déterminons la formule brute de cet alcane

La formule générale des alcanes étant: C_nH_{2n+2} avec $n \in \mathbb{N}^*$, la masse molaire des alcanes a pour formule générale $M = nM_C + (2n + 2)M_H$

Ainsi, $M = 12n + 2n + 2 = 29d \Rightarrow n = \frac{29d - 2}{14}$; **AN:** $n = \frac{29 \times 3,45 - 2}{14}$; $n = 7$

La formule brute de cet alcane est donc C_7H_{16} .

2) Cet alcane s'appelle l'heptane

3) Cet alcane possède 9 isomères, ceci d'après le tableau du paragraphe I.3

4) Masse et volume d'alcane gazeux consommés au cours d'un cycle

Nous savons qu'au cours d'un cycle, l'arbre moteur fait deux tours.

D'après la vitesse de l'arbre moteur, 3000tr se font en 1minute,

Ainsi, en 1min l'arbre moteur fait: $n = \frac{300}{2}$ cycles = 1500cycles

D'autre part, 90km \leftrightarrow 60min \leftrightarrow 60 x 1500cycles

100km \leftrightarrow N cycles

Sur 100km, l'arbre moteur effectue: $N = \frac{100 \times 60 \times 1500}{90}$ cycles,

c'est-à-dire $N = 100.000$ cycles.

Sachant que le moteur consomme 8L tous les 100km, nous avons donc:

8L \leftrightarrow

100.000cycles

$V = ? \leftrightarrow$ 1cycle

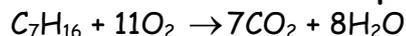
où V est le volume consommé par cycle.

$V = \frac{8}{100.000}$; $V = 8.10^{-5}L = 8.10^{-2}Cm^3$

Nous en déduisons: $m = \mu V$; **AN:** $m = 0,8 \times 8.10^{-2}$; $M = 6,4.10^{-2}g$.

Exercice 2.181) Formule semi-développée de l'heptane: C_7H_{16} 

2) Equation bilan de la combustion complète de l'heptane



3.1) Volume d'air nécessaire pour la combustion complète de toute l'essence

$$V_{air} = 5V_{O_2} \text{ avec } V_{O_2} = n n_{O_2} \cdot V_m \Rightarrow V_{air} = 5 n_{O_2} \cdot V_m \quad (1)$$

$$\text{D'autre part, } \frac{n_{C_7H_{16}}}{1} = \frac{n_{O_2}}{11} \Rightarrow n_{O_2} = 11n_{C_7H_{16}} = \frac{11V_{C_7H_{16}}}{V_m} = \frac{V_{C_7H_{16}}}{V_m} \quad (2)$$

$$(2) \text{ dans } (1): V_{air} = 5 \times \frac{11V_{C_7H_{16}}}{V_m} \times V_m \Rightarrow V_{air} = 55V_{C_7H_{16}}$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad V_{air} = 55 \times 45; \quad V_{air} = 2475L.$$

3.2) Volume de dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère

Ecrivons la relation stoechiométrique de l'équation de la question 2.

$$\frac{n_{C_7H_{16}}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{7} \Rightarrow n_{CO_2} = 7n_{C_7H_{16}} \Leftrightarrow \frac{V_{CO_2}}{V_m} = 7 \cdot \frac{V_{C_7H_{16}}}{V_m} \Rightarrow V_{CO_2} = 7V_{C_7H_{16}};$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad V_{CO_2} = 7 \times 45; \quad V_{CO_2} = 315L.$$

4.1) Quantité d'énergie Q utilisée à la propulsion d'un véhicule

Notons: P le pouvoir calorifique de l'heptane, ρ la masse volumique de l'heptane, r le rendement du moteur.

$$Q = r.P.m_{C_7H_{16}} \text{ avec } m_{C_7H_{16}} = \rho V_{C_7H_{16}} = \rho \cdot V_{C_7H_{16}}.$$

$$\text{Or } d = \frac{\rho}{\rho_e} \Rightarrow \rho = d\rho_e; \text{ ensuite } m_{C_7H_{16}} = d \cdot \rho_e \cdot V_{C_7H_{16}}.$$

$$\text{Finalement } Q = r.P. d \cdot \rho_e \cdot V_{C_7H_{16}}; \text{ avec } \rho_e = 1000\text{kg/m}^3$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad Q = \frac{25}{100} \times 46000 \cdot 10^3 \times 0,68 \times 1000 \times 45 \cdot 10^{-3}; \quad Q = 3,52 \cdot 10^8 \text{J.}$$

4.2) Quantité d'énergie Q' qui sert à chauffer l'atmosphère

$$Q' = 75\%P. m_{C_7H_{16}} \text{ avec } P m_{C_7H_{16}} = \frac{Q}{r} \Rightarrow Q' = \frac{75}{100} \times \frac{Q}{r} = \frac{75}{100} \times \frac{1}{r} \times Q$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad Q' = \frac{75}{100} \times \frac{100}{25} \times 3,52 \cdot 10^8; \quad Q' = 1,056 \cdot 10^9 \text{J.}$$

Exercice 2.19

1) Nom de la molécule : éthane

2) L'éthane appartient à la famille des alcanes.

3) On appelle conformation, chacune des formes géométriques obtenues en faisant subir à la molécule une libre rotation autour de l'axe de sa liaison carbone-carbone.

La molécule d'éthane présente deux conformations : La conformation éclipsée et la conformation décalée.

4) La réaction qui permet d'obtenir le dichloroéthane à partir de l'éthane est une réaction de substitution car les molécules saturées n'effectuent que des réactions de substitution.

5) Le dichloroéthane présente deux isomères :

- Le 1,2-dichloroéthane de formule $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$
- Le 1,1-dichloroéthane de formule $\text{CHCl}_2-\text{CH}_3$

Exercice 2.20

1) Formules brutes : Propane : C_3H_8 ; pentane : C_5H_{12}

2) A la température ordinaire, le propane existe à l'état gazeux alors que le pentane existe à l'état liquide.

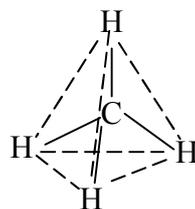
3) Le propane ne présente pas d'isomères alors que le pentane présente 3 isomères.

Exercice 2.21

1) Le composé A s'appelle carbure d'aluminium ; sa formule brute est Al_4C_3

2) Le composé B est le méthane, de formule CH_4 et de représentation spatiale la figure ci-contre :

Dans la molécule de méthane, l'atome de carbone occupe le centre d'un tétraèdre régulier dont les sommets sont occupés chacun par un des quatre atomes d'hydrogène.



Les distances (C-H) valent 110pm ; les angles valenciel ($\angle \text{HCH}$) valent 109° .

3) Un atome de carbone est dit tétraédrique lorsqu'il forme 4 liaisons covalentes simples et présente alors une couche externe saturée.

4) La notion de conformation n'est pas applicable au méthane car cette molécule ne présente pas de liaison carbone-carbone, ce qui donne à la molécule une forme spatiale stable et indéformable.

5) Réécrivons et équilibrons l'équation : $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{CH}_4$

6) Volume de méthane que l'on peut obtenir avec 18g de A

A partir de la relation de stoechiométrie on obtient : $V_{\text{CH}_4} = 8,4 \text{L}$.

7) Rendement de la réaction :

$$r = \frac{\text{volume de dioxygène obtenu}}{\text{volume de dioxygène attendu}} \times 100 = \frac{3,6}{8,4} \times 100 ; r = 42,8\%$$

8) Pourcentage p d'impuretés initialement présents dans le composé A

Soient m_0 la masse initiale de carbure d'aluminium Al_4C_3 et m_r la masse de carbure d'aluminium ayant réagi pour produire 3,6L de méthane, nous avons : $p = \frac{m_r}{m_0} \times 100$ avec $m_0 = 18\text{g}$; la valeur

de m_r étant à déterminer.

$$\frac{n_{\text{Al}_4\text{C}_3}}{1} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{3} \Leftrightarrow \frac{m_r}{M_{\text{Al}_4\text{C}_3}} = \frac{1}{3} \frac{V_{\text{CH}_4}}{V_m} \Rightarrow m_r = \frac{1}{3} \frac{V_{\text{CH}_4}}{V_m} \times M_{\text{Al}_4\text{C}_3}$$

$$\text{A.N: } m_r = \frac{1}{3} \frac{3,6}{22,4} \times (4 \times 27 + 3 \times 12) ; m_r = 7,7\text{g} ; \text{ Ainsi, } p = \frac{7,7}{18} \times 100 ; p = 42,8\%$$

9) Cette réaction peut être accélérée si nous plaçons le flacon contenant le milieu réactionnel dans l'eau tiède.

Chapitre 3 : LES ALCÈNES ET LES ALCYNES

A- L'ESSENTIEL DU COURS

I. Structure des alcènes et des alcynes

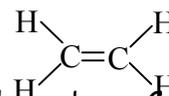
I.1 Cas des alcènes : exemple de l'éthylène

L'éthylène est le plus simple des alcènes. Sa formule brute est C_2H_4 .

La molécule d'éthylène présente une double liaison entre les deux atomes de carbone.

Cette double liaison encore appelée liaison éthylénique, comprend une liaison σ (sigma) solide (difficile à rompre) et une liaison π (pi) fragile (facile à rompre).

La représentation de Lewis simplifiée et la formule développée sont identiques et se présentent comme ci-contre :



Chaque atome de carbone est lié à trois atomes voisins : l'atome de carbone C est dit trigonal.

La formule semi-développée de l'éthylène est : $CH_2 = CH_2$.

La molécule d'éthylène est dite plane car tous ses quatre atomes sont contenus dans un même plan.

Tous les angles valenciel $\angle HCH$ et $\angle HCC$ sont égaux et valent 120° .

Les longueurs des différentes liaisons existant dans cette molécule valent :

- liaison C-H : 110pm ;
- liaison C=C : 134pm ; **N.B :** 1pm = 1 pico mètre = $10^{-12}m$.

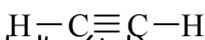
Remarque : la double liaison C=C rend la molécule rigide et empêche la libre rotation autour de l'axe C=C.

I.2 Cas des alcynes : exemple de l'acétylène

L'acétylène est le plus simple des alcynes. Sa formule brute est C_2H_2 .

Entre les deux atomes de carbone, il existe trois liaisons covalentes : deux de type π et une de type σ . L'ensemble de ces trois liaisons constitue une triple liaison covalente encore appelée liaison acétylénique.

La représentation de Lewis simplifiée et la formule développée de l'acétylène sont identiques et s'écrivent :



La formule semi-développée de l'acétylène est : $CH \equiv CH$

Les centres des quatre atomes étant situés sur une même ligne, la molécule d'acétylène est dite linéaire.

Chaque atome de carbone est lié à deux atomes voisins : dans cette molécule, l'atome de carbone est dit digonal.

Les longueurs des liaisons valent :

110pm pour la liaison (C-H) et 120pm pour la triple liaison $(C \equiv C)$

Remarque : La liaison covalente triple $(C \equiv C)$ est plus courte que la liaison covalente double C=C. La longueur de la liaison C-H reste inchangée.

II. Formule, nomenclature et isomérisation des alcènes et des alcynes

II.1 Cas des alcènes

II.1.1 Définition et formule générale

On appelle alcène tout hydrocarbure à chaîne carbonée dont la molécule comporte une liaison covalente double C=C.

La formule générale des alcènes est de la forme : C_nH_{2n} , avec n entier naturel, $n \geq 2$.

Exemples : Pour n = 3, propène C_3H_6 ; Pour n = 4, butène C_4H_8 .

Remarque : La formule générale C_nH_{2n} est aussi celle des cyclanes, mais les cyclanes présentent une chaîne carbonée fermée.

II.1.2 Nomenclature et isomérisation des alcènes

Le nom d'un alcène est caractérisé par le suffixe « ène ».

Pour obtenir le nom d'un alcène, on procède comme suit :

- Rechercher dans la molécule concernée, la chaîne carbonée la plus longue et contenant la double liaison ; **N.B** : le nom de l'alcène sera obtenu en ajoutant le suffixe « ène » au préfixe correspondant au nombre d'atomes de carbone C de cette chaîne ;
- Numéroter les atomes de carbone C de la chaîne principale (chaîne la plus longue) de façon à affecter les plus petits indices aux atomes de carbone de la double liaison $C=C$.
- Indiquer la place de cette double liaison par un indice de position correspondant au numéro affecté au premier atome de carbone de cette double liaison.
- Indiquer par ordre alphabétique les substituants dans la chaîne principale avec leurs indices de position.

Exemple : ${}^4CH_3-{}^3CH_2-{}^2CH={}^1CH_2$: Le nom de ce composé est le but-1-ène.

Cette molécule présente trois formules semi-développées possibles :

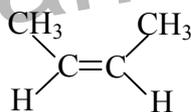
- $CH_3-CH_2-CH=CH_2$: nommé but-1-ène.
- $CH_3-CH=CH-CH_3$: nommé but-2-ène.
- $CH_3-C=CH_2$: nommé 2-méthylpropène;



Conclusion : la molécule de formule brute C_4H_8 présente :

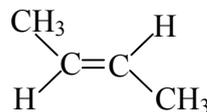
- Deux isomères de position : le but-1-ène et le but-2-ène car les deux molécules ne diffèrent que par la position de liaison $C=C$.
- Deux isomères de chaîne : le but-1-ène et le 2-méthylpropène, molécules qui diffèrent par la nature de la chaîne carbonée.

D'autre part, le but-2-ène présente deux isomères de configuration (ou deux stéréoisomères).



(Z)-but-2-ène

et



(E)-but-2-ène

Dans l'isomère (Z) (de l'allemand zusammen qui signifie ensemble), les deux groupes méthyle CH_3 sont du même côté.

Remarque : L'ancienne appellation de l'isomérisation Z/E est l'isomérisation cis/trans.

Bon à savoir : les isomères ont des propriétés différentes.

II.2 Cas des alcynes

II.2.1 Définition et formule générale

On appelle alcyne tout hydrocarbure à chaîne carbonée dont la molécule comporte une liaison covalente triple



La formule générale des alcynes est : C_nH_{2n-2} , avec n entier naturel et $n \geq 2$.

Exemples : Pour $n = 3$, propyne C_3H_4 ; Pour $n = 4$, butyne C_4H_6 .

Remarque : La formule générale C_nH_{2n-2} est aussi celle des diènes qui sont des hydrocarbures à chaîne ouverte possédant deux liaisons doubles $C=C$.

II.2.2 Nomenclature et isomérisation

Le nom d'un alcyne est caractérisé par le suffixe « yne ».

L'obtention du nom d'un alcyne se fait par le même procédé appliqué pour la nomenclature des alcènes, mais en remplaçant le suffixe « ène » par « yne ».

Exemple : ${}^4\text{CH}_3\text{-}{}^3\text{CH}_2\text{-}{}^2\text{C}\equiv\text{C}{}^1\text{H}$: nom du composé : but-1-yne.

D'une manière générale, les alcynes présentent des isomères de position et de chaîne, mais pas d'isomérisation Z/E.

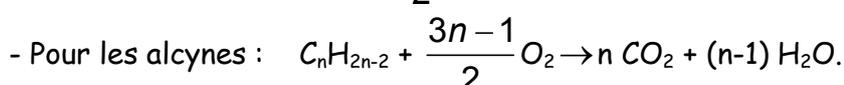
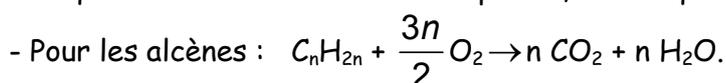
III. Propriétés des alcènes et des alcynes

III.1 Réactions de combustion

En présence de dioxygène, les alcènes et les alcynes donnent des réactions de combustion qui peuvent être :

- complètes lorsqu'elles ne produisent pas de carbone ;
- incomplètes lorsqu'elles produisent du carbone.

Lorsque ces combustions sont complètes, leurs équations-bilan s'écrivent :



Tout comme pour les alcanes, l'intérêt de ces combustions réside dans leur caractère exothermique. Cependant, les alcènes et les alcynes ne sont pas utilisés comme combustibles industriels ou domestiques, ceci du fait de leur grande réactivité chimique.

III.2 Réactions d'addition

III.2.1 Hydrogénation

a) Cas des alcènes

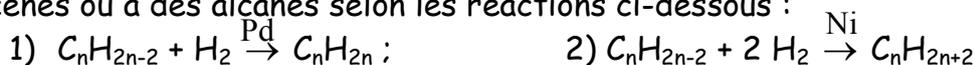
L'hydrogénation des alcènes produit des alcanes. Cette réaction qui ne peut avoir lieu qu'en présence de l'un des catalyseurs suivants parmi le nickel Ni, le Platine Pt et le Palladium Pd, s'accompagne d'une profonde modification de la structure des molécules d'alcènes.

L'équation-bilan générale s'écrit : $\text{C}_n\text{H}_{2n} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

Ainsi, pour l'éthylène, nous avons : $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{C}_2\text{H}_6$

b) Cas des alcynes

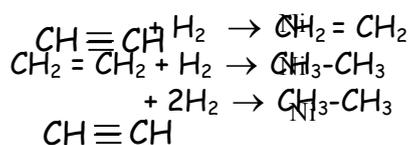
L'hydrogénation des alcynes peut donc suivant le catalyseur utilisé, conduire à des alcènes ou à des alcanes selon les réactions ci-dessous :



En présence d'un catalyseur peu actif tel que le palladium Pd, la réaction se limite à la formation d'un alcène.

Par contre en présence d'un catalyseur plus actif tel que le nickel Ni, la réaction se poursuit et conduit à la formation d'un alcane.

Exemples:



D'où l'équation-bilan:

III.2.2 Addition de l'eau: hydratation**a) Cas des alcènes**

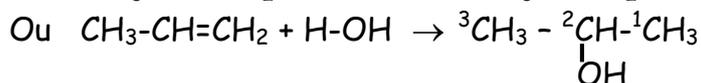
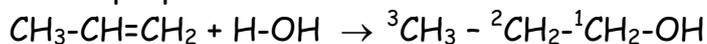
- Hydratation de l'éthylène:

En milieu acide (milieu dans lequel l'on a versé quelques gouttes d'acide),



Le composé obtenu est un alcool appelé éthanol ou alcool éthylique

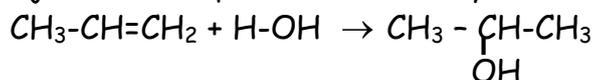
- Hydratation du propène:



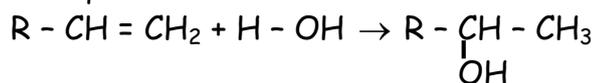
Dans la première équation, le groupe (-OH) de l'eau s'est fixé sur l'atome de carbone "numéro 1" de la chaîne: le nom du produit formé est donc: le propan-1-ol.

Alors que dans la 2^e équation, (-OH) est fixé sur le carbone "numéro 2"; le nom du produit formé est: le propan-2-ol.

Remarque: L'expérience montre que dans le mélange de produits formés, le propan-2-ol est largement majoritaire. L'équation-bilan de l'hydratation du propène s'écrit alors:



D'une façon générale l'hydratation d'un alcène dissymétrique est conforme à la règle de Markovnikov et d'équation-bilan:



Règle de Markovnikov: Au cours de l'addition d'un composé hydrogéné sur un alcène dissymétrique, l'atome H se fixe de préférence sur l'atome de carbone le plus hydrogéné.

b) Cas des alcynes.

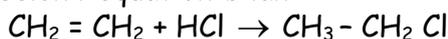
D'une manière générale, l'hydratation d'un alcyne conduit à un aldéhyde caractérisé par le groupe fonctionnel: $\text{-}\overset{\text{H}}{\text{C}}\text{=}\overset{\text{O}}{\text{C}}\text{-}$ qui rosit le réactif de schiff et donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH (2,4-dinitrophénylhydrazine).

Ainsi, l'hydratation de l'acétylène, catalysée par les ions Mercure II (Hg^{2+}) a pour équation-bilan: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}} \text{CH}_3-\overset{\text{H}}{\text{C}}\text{=}\overset{\text{O}}{\text{C}}\text{-}$

NB: Le produit de cette équation est un aldéhyde nommé **éthanal**.

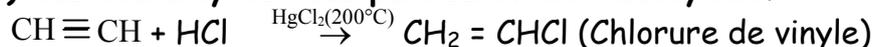
III.2.3 Addition du chlorure d'hydrogène**a) Cas des alcènes**

- L'addition du chlorure d'hydrogène sur l'éthylène à 170°C donne du monochlorométhane selon l'équation-bilan :



- L'addition du chlorure d'hydrogène sur le propène (alcène dissymétrique) conduit en principe à deux isomères: le 1-chloropropane et le 2-chloropropane. Mais l'expérience montre qu'on obtient majoritairement le 2-chloropropane car l'atome d'hydrogène se fixe de préférence sur l'atome de carbone le plus hydrogéné, selon la règle de Markovnikov.

L'équation-bilan de cette réaction est donc:

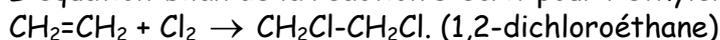
**b) Cas des alcynes: cas particulier de l'acétylène.**

N.B : Le chlorure de vinyle sert à la fabrication des matières plastiques.

III.2.4 Addition de quelques dihalogènes**a) Addition du dichlore**

La réaction d'addition du dichlore sur un composé insaturé est appelée chloruration.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit pour l'éthylène:



N.B : cette réaction se produit exclusivement dans l'obscurité.

b) Addition du dibrome

En présence d'alcène, une solution de dibrome au départ orangée, se décolore: cette propriété est utilisée comme test d'identification de la double liaison (C=C) dans un hydrocarbure.

III.3 Réaction de polymérisation**III.3.1 Définition**

On appelle polymérisation, une réaction d'addition les unes sur les autres de molécules insaturées identiques.

Le composé de départ est appelé monomère; Le composé final est appelé polymère

Bon à savoir: On appelle copolymérisation, l'addition les unes sur les autres et un grand nombre de fois, de nombreuses molécules insaturées différentes.

III.3.2. Quelques réactions de polymérisation

▪ **Polymérisation de l'éthylène** : $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$.

Le produit obtenu est une macromolécule appelée polyéthylène (PE).

Remarque: En industrie, on prépare deux types de polyéthylènes:

- le polyéthylène basse densité (PEBD) obtenu sous haute pression; il sert de matière première pour la fabrication des emballages souples (sachets, bouteilles) et des isolants électriques.
- le polyéthylène haute densité (PEHD), obtenu à basse pression, utilisé pour la fabrication d'emballages rigides tels que les casiers, les règles, les jouets.

▪ **Polymérisation du chlorure de vinyle** : $n\text{CH}_2=\text{CHCl} \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CHCl}-)_n$

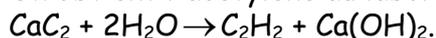
Le produit obtenu est appelé polychlorure de vinyle (PVC), utilisé pour la fabrication des tuyaux, les prises électriques, les bouteilles plastiques.

▪ **Polymérisation du styrène** : $n\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5-)_n$

Le produit obtenu s'appelle polystyrène. C'est un solide thermoplastique très dur utilisé pour l'emballage d'objets fragiles, isolants thermiques et phonique.

IV. Préparation de l'acétylène au laboratoire

On obtient l'acétylène au laboratoire, par hydratation du carbure de calcium, selon l'équation:



NB: Le gaz obtenu peut être purifié dans une solution de sulfate de cuivre.

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 3.1

Répondre par "Vrai" ou "Faux" puis justifier

- 1) Les cyclanes sont les isomères des alcènes
- 2) La formule générale des alcènes est C_nH_{2n} et celle des alcynes est C_nH_{2n-2} avec $n \in \mathbb{N}$.
- 3) Les hydrocarbures à chaîne ouverte possédant deux doubles liaisons (diènes) sont les isomères des alcynes.
- 4) Les alcanes et les alcènes sont des hydrocarbures insaturés
- 5) On rencontre l'isomérisation de configuration chez les alcènes et chez les alcynes
- 6) L'isomérisation Z-E était appelée autrefois isomérisation cis - trans.
- 7) L'éthylène et l'acétylène sont des gaz incolores, très solubles dans l'eau.
- 8) Une polymérisation est aussi une polyaddition
- 9) La longueur de la liaison carbone-carbone croît lorsqu'on passe de la simple liaison à la double liaison, de la double liaison à la triple liaison carbone-carbone.
- 10) Les catalyseurs d'hydrogénation sont les métaux nickel (Ni), platine (Pt), palladium (Pd) etc...

Exercice 3.2

- 1) Définir: a) polymérisation b) stéréo-isomères, c) alcène d) alcyne e) polymère
- f) Indice de polymérisation g) motif du polymère
- 2) Énoncer la règle de Markovnikov

Exercice 3.3

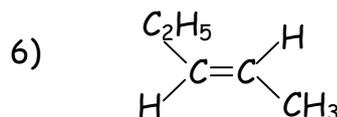
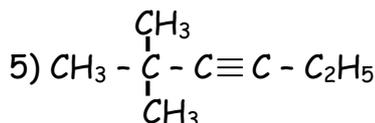
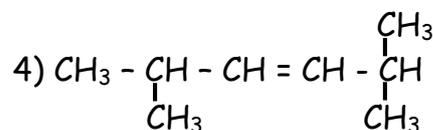
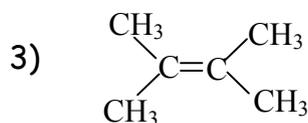
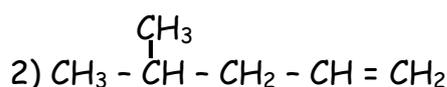
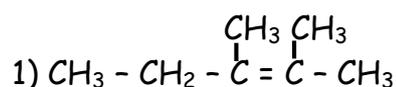
En parlant de géométrie de la molécule d'acétylène, un élève affirme "les carbones sont digonaux et la molécule est rectilinéaire". Justifier cette affirmation.

Exercice 3.4

Montrer que selon le catalyseur employé, l'hydrogénation de l'éthyne conduit soit à l'ouverture d'une seule liaison, soit aux ouvertures successives de deux liaisons.

Exercice 3.5

Nommer les hydrocarbures dont les formules semi-développées sont les suivantes:

**Exercice 3.6**

- 1) Écrire les formules semi-développées des composés suivants:
 - a) 2,3-diméthylbut-2-ène
 - b) hex-2-ène
 - c) 2,3-diméthylpent-2-ène
 - d) 3-méthylpent-1-ène
- 2) Quels sont parmi ces alcènes ceux qui présentent l'isomérisation Z-E

Exercice 3.7

Ecrire les formules semi-développées des alcynes suivants:

- a) 2,5-diméthylhex-3-yne
 b) 2,2,5,5-tétraméthylhex-3-yne
 c) 3-méthylpent-1-yne
 d) 4-méthylhex-2-yne
 e) (E)-4-méthylpent-2-ène
 f) 4,4-diméthylpent-2-yne

Exercice 3.8

Compléter les réactions suivantes et nommer les différents produits obtenus.

- 1) $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots\dots\dots$ 2) $\text{CH}_3\text{-CH-CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots\dots\dots$
 3) $n\text{CH}_2 = \text{CHCl} \rightarrow \dots\dots\dots$ 4) $\text{HC} \equiv \text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{H}^+, 60^\circ\text{C}]{\text{Hg}^{2+}}$
 5) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots\dots\dots$

Exercice 3.9

A est un alcyne.

- 1) Donner la formule générale des alcynes
 2) La masse molaire de A est $M = 40\text{g/mol}$. Préciser sa formule brute, sa formule semi-développée et son nom
 3) L'hydratation de A en présence des ions mercure (II) Hg^{2+} conduit à un composé organique qui rosit le réactif schiff.
 3.1) De quel composé s'agit-il
 3.2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.

Exercice 3.10

1) Quels types d'isomérisation lient les groupes de composés ci-après?

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}=\text{CH}_2$ et $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-HC}=\text{CH}-\text{CH}_3$



- 2) Pour ce dernier groupe, donner le nom de chacun des isomères et dire celui qui est le plus stable et pourquoi?

Exercice 3.11

Un hydrocarbure de la famille des alcynes admet comme proportion en masse 12 fois plus de carbone que d'hydrogène.

Déterminer sa formule brute, sa formule semi-développée et son nom.

Exercice 3.12

Un hydrocarbure insaturé A a pour densité par rapport à l'air $d = 1,862$

- 1) A quelle famille de composés appartient-il? Déterminer sa formule brute.
 2) Ecrire les différentes formules semi-développées correspondant à cette formule brute.
 3) Nommer les composés correspondant à ces différentes formules semi-développées.
 4) L'hydrogénation de A en présence du palladium conduit à un composé B dont l'hydratation conduit à un composé C ne possédant pas d'isomères.
 4.1) Dédurre de ces expériences tout en le justifiant, la formule développée et le nom de A.
 4.2) Ecrire les équations des réactions chimiques qui ont lieu.

Exercice 3.13 (Extrait probatoires C et D session 2005)

1) Définir les expressions suivantes:

a) réaction d'addition b) réaction de substitution,

2) Un flacon contient du pent-2-ène, mélange de stéréo-isomères E et Z

2.1) Représenter les deux isomères

2.2) On fait réagir du dichlore avec le pent-2-ène

a) De quel type de réaction s'agit-il?

b) Modifie-t-elle la structure géométrique de la molécule? Pourquoi?

c) Ecrire son équation-bilan en utilisant des formules semi-développées.

d) Donner le nom du produit de la réaction.

2.3) a) Ecrire la formule semi-développée du 2-méthylpent-2-ène.

b) Ce composé présente-t-il des stéréo-isomères? Justifier votre réponse.

Exercice 3.14

Un mélange d'éthylène et d'un alcane occupe un volume de 1,5L. On y ajoute 0,08g de dihydrogène. En présence de platine, il se produit une réaction qui, une fois terminée, laisse un volume gazeux de 1,85L.

N.B : Tous les volumes sont mesurés dans les CNTP.

1) Montrer qu'on a introduit un excès de dihydrogène

2) Trouver la composition en quantité de matière du mélange initial

3) La connaissance de la nature de l'alcane aiderait-elle à la résolution de l'exercice?

Exercice 3.15

Comment passeriez-vous pour obtenir:

1) L'éthanol à partir du carbure de calcium?

2) L'éthanal à partir du carbure de calcium?

Vous donnerez pour chaque étape, les conditions expérimentales sans oublier les équation-bilans des réactions.

Exercice 3.16

Un composé organique X a pour composition centésimale massique: 60,0% de carbone et 13,3% d'hydrogène.

On vaporise 1,0g de cette substance, la vapeur obtenue occupe un volume de 373,5cm³ dans les conditions normales de température et de pression.

1) Calculer la masse molaire du composé X

2) Calculer le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenu dans une molécule du composé X.

3) Trouver le troisième élément constitutif de X ainsi que sa formule brute.

Exercice 3.17

Un mélange gazeux est formé de dihydrogène, d'un alcyne et d'un alcène ayant le même nombre d'atomes de carbone. La combustion complète de 150cm³ de ce mélange donne 230cm³ de dioxyde de carbone. De plus, 150cm³ de ce mélange chauffé en présence de nickel comme catalyseur conduit à un seul produit qui occupe un volume de 58cm³.

1) Trouver les formules de l'alcène et de l'alcyne ainsi que la composition du mélange initial.

Les volumes sont mesurés dans les CNTP

2) Préciser les formules de l'alcène et de l'alcyne, sachant que l'alcène présente des diastéréoisomères et que l'on peut passer simplement de l'alcyne à l'alcène.

Exercice 3.18

Le 1,1-difluoroéthylène peut être polymérisé.

- 1) Donner le motif du polymère
- 2) Déterminer le degré de polymérisation, sachant que la masse molaire du polymère vaut $85\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 3.19

On réalise un mélange gazeux comprenant du dihydrogène et deux hydrocarbures possédant le même nombre d'atomes de carbone. L'un des hydrocarbures est un alcane et l'autre un alcène.

- 1) Par combustion, 50cm^3 du mélange gazeux produisent 105cm^3 de dioxyde de carbone, tous les volumes étant mesurés dans les mêmes conditions.

Ecrire l'équation de la combustion de chaque gaz.

- 2) En faisant passer 50cm^3 du mélange gazeux sur du nickel, on obtient 35cm^3 d'un gaz unique.

2.1) Quelle est la réaction qui se produit?

2.2) Quels sont donc les deux hydrocarbures du mélange?

2.3) Déterminer le volume d'hydrogène présent dans le mélange gazeux.

Exercice 3.20

Une masse de 2,8g d'un alcène peut fixer 8g de dibrome.

- 1) Donner la formule brute de cet alcène et les formules semi-développées possibles.

- 2) L'hydratation de cet alcène permet de préparer l'alcool de formule: $\text{CH}-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}-\text{CH}_3$
Déterminer l'isomère utilisé

On donne : $\text{C} = 12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{H} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{Br} = 80\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 3.21

La densité de la vapeur d'un alcène est $d = 2,4$. Cet alcène comporte trois isomères de position qui, par hydrogénation, donnent le même alcane.

- 1) Déterminer les formules semi-développées et les noms des 3 isomères A, B et C.
- 2) Quel est l'alcane formé par l'hydrogénation de cet alcène?
- 3) Les composés A et B donnent par hydratation le même alcool. Sachant qu'au cours de la réaction, la règle de Markovnikov est respectée, en déduire l'isomère C.

Exercice 3.22

On produit du butan-2-ol à partir du but-1-ène.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Déterminer la masse de butan-2-ol obtenue en traitant 1,5t de but-1-ène si le rendement obtenu après recyclage est de 43%.

Exercice 3.23

On réalise un volume gazeux de 90cm^3 en mélangeant du dihydrogène, du méthane et butane à température ordinaire. Ce mélange est introduit dans un eudiomètre avec 250cm^3 de dioxygène. Après étincelle et retour aux conditions initiales, il subsiste encore 155cm^3 de gaz dont un volume de 130cm^3 est absorbable par la potasse et le reste est absorbable par le phosphore.

- 1) Ecrire les équations-bilan des différentes combustions qui ont lieu dans l'eudiomètre.
- 2) Déterminer la composition volumique du mélange initial.

Exercice 3.24

Considérons un hydrocarbure A de formule brute C_xH_y et de densité $d = 0,966$. Sachant que, $x + y = 6$.

1) Déterminer la formule moléculaire du composé A que l'on nommera.

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

2) Donner la structure de A.

3) Compléter les équations des réactions suivantes dans lesquelles A, B, C, D, E, F et G sont des composés à identifier :

a) $A + H_2 \rightarrow B$;

catalyseur utilisé : platine

b) $B + Cl_2$ (en défaut) $\rightarrow D + HCl$ en présence de radiations UV

c) $A + H_2O \rightarrow E$

en milieu acide (H_2SO_4)

d) $F + H_2 \rightarrow A$

en présence de palladium utilisé comme catalyseur

e) $F + H_2O \rightarrow G$

en milieu acide (H_2SO_4)

Exercice 3.25

L'addition de l'eau sur un alcène A donne principalement 25% de 3-méthylbutan-2-ol et 75% de 2-méthylbutan-2-ol.

1) Ecrire les formules semi-développées des produits obtenus.

2) Énoncer la loi de Markovnikov pour l'addition de l'eau sur un alcène dissymétrique.

3) En déduire la formule semi-développée, le nom et la formule brute du composé A.

4) Ecrire l'équation-bilan de la polymérisation du composé A.

5) En déduire le motif du polymère et sa formule semi-développée.

Exercice 3.26

On prépare l'acétylène à partir du carbure de calcium (CaC_2)

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction utilisée lors de cette préparation

2) Partant de 70g de carbure de calcium, on obtient 19g d'acétylène.

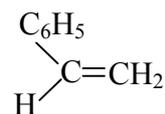
2.1) Montrer que le carbure de calcium utilisé contenait des impuretés.

2.2) Calculer le pourcentage d'impuretés contenu dans le carbure de calcium utilisé.

On donne : $H = 1g.mol^{-1}$; $C = 12g.mol^{-1}$; $Ca = 80g.mol^{-1}$;

Exercice 3.27

Mr TOKO décide de réaliser la polymérisation du styrène de formule :



1) Quel autre nom utilise-t-on pour désigner le styrène?

2) Qu'appelle-t-on polymérisation?

3) Quels sont le nom et le motif du polymère obtenu?

4) Ecrire l'équation bilan de cette polymérisation.

5) Déterminer l'indice de polymérisation de cette réaction sachant que la masse molaire de la macromolécule obtenue est: $M = 8320g.mol^{-1}$.

6) Faire une représentation simplifiée d'un composé obtenu par hexamérisation du styrène tout en faisant apparaître les différents monomères.

C- SOLUTIONS DES EXERCICES

Exercice 3.1

- 1) **Vrai.** La formule générale des cyclanes étant aussi C_nH_{2n} , nous pouvons dire que les cyclanes sont les isomères des alcènes.
- 2) **Faux.** Car n doit non seulement appartenir à \mathbb{N} mais aussi, n doit être supérieur ou égal à 2.
- 3) **Vrai.** Car ils ont la même formule brute que les alcynes.
- 4) **Faux.** Les alcanes sont des hydrocarbures saturés.
- 5) **Faux.** Voir cours (paragraphe III.2.2)
- 6) **Vrai.**
- 7) **Faux.** L'éthylène et l'acétylène sont des gaz incolores peu solubles dans l'eau.
- 8) **Vrai.**
- 9) **Faux.** Voir cours (paragraphe I.2)
- 10) **Vrai.** Voir cours (paragraphe III.2.1)

Exercice 3.2

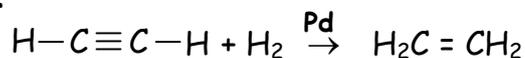
- 1)
 - a) **polymérisation:** voir cours paragraphe III.3.1
 - b) **stéréo-isomères:** Ce sont des isomères qui ne diffèrent que par la position des atomes dans l'espace.
 - c) **alcène:** c'est un hydrocarbure à chaîne ouverte qui contient dans sa molécule une double liaison.
 - d) **alcyne:** hydrocarbure à chaîne ouverte dont la molécule contient une triple liaison.
 - e) **Polymère:** voir cours paragraphe III.3.1
 - f) **Indice de polymérisation** ou degré de polymérisation : c'est le nombre de monomères (composé de départ) additionnés pour obtenir un polymère donné.
 - g) **motif du polymère:** c'est le groupe d'atomes (la plus petite unité structurale) qui se répète un grand nombre de fois dans un polymère.
- 2) **Règle de Markovnikov:** voir cours paragraphe II.2.2

Exercice 3.3

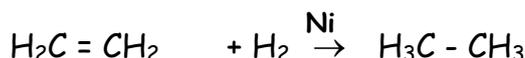
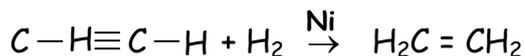
- Les 4 atomes de cette molécule sont alignés: la molécule est rectilinéaire.
 - Les atomes de carbone ont 2 voisins: ils sont dits digonaux.
- D'où l'affirmation de l'élève: "les carbones sont digonaux et la molécule est rectilinéaire".

Exercice 3.4

- Si le catalyseur utilisé est le palladium, l'hydrogénation de l'éthyne conduit à l'éthylène:



- Si on utilise comme catalyseur le Nickel, cette hydrogénation conduit à l'éthane:



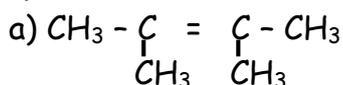
Il y a donc ouverture successive de 2 liaisons π .

Exercice 3.5

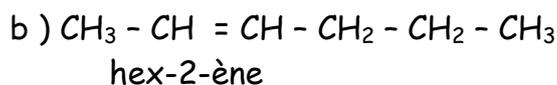
- 1) 2,3-diméthylpent-2-ène
- 2) 4-méthylpent-1-ène
- 3) 2,3-diméthylbut-2-ène
- 4) 2,5-diméthylhex-3-ène
- 5) 2,2-diméthylhex-3-yne
- 6) (E)-pent-2-ène

Exercice 3.6

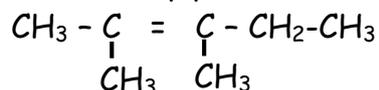
1) Formules semi-développées des alcènes



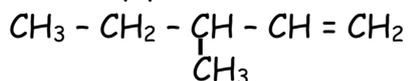
2,3-diméthylbut-2-ène



c) 2,3-diméthylpent-2-ène



d) 3-méthylpent-1-ène

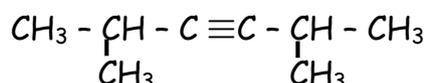


2) Seul l'alcène b) (hex-2-ène) présente l'isomérisation Z-E

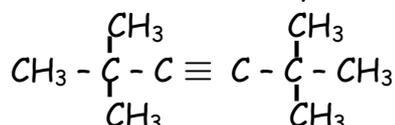
Exercice 3.7

Formules développées des alcynes

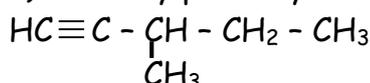
a) 2,5-diméthylhex-3-yne



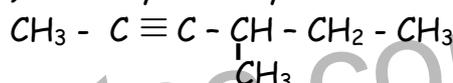
b) 2,2,5,5-tétraméthylhex-3-yne



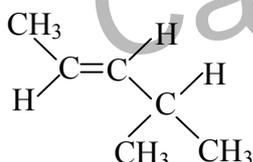
c) 3-méthylpent-1-yne



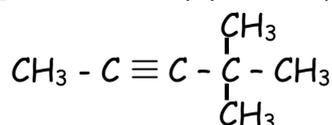
d) 4-méthylhex-2-yne



e) (E)-4-méthylpent-2-ène



f) 4,4-diméthylpent-2-yne

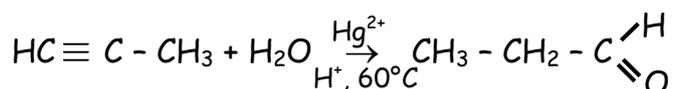
**Exercice 3.8**

Complétons les réactions et nommons les produits

1) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$ avec $\text{C}_2\text{H}_2 = \text{éthyne}$; $\text{Ca(OH)}_2 = \text{hydroxyde de calcium}$ 2) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CH}_3$ (2-chloropropane)3) $n \text{CH}_2 = \text{CHCl} \rightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CHCl}-)_n$ (polychlorure de vinyle)4) $\text{HC} \equiv \text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{H}^+, 60^\circ\text{C}]{\text{Hg}^{2+}} \text{CH}_3 - \overset{\text{H}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}} \quad (\text{éthanal})$ 5) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl}$ (1,2-dichloroéthane)

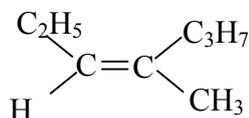
Exercice 3.91) Formule générale des alcynes : C_nH_{2n-2} $n \in \mathbb{N}$ et $n \geq 2$ 2) $M = 12n + 2n + 2 = 40 \Rightarrow n = 3$ Formule brute: C_3H_4 Formule semi-développée : $HC \equiv C - CH_3$; nom: propyne

3.1) Il s'agit d'un aldéhyde: le propanal

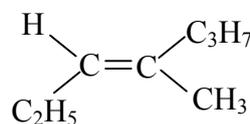
3.2) Équation bilan de la réaction qui a lieu**Exercice 3.10**

- 1) a) isomérisation de position
b) isomérisation de configuration.

2) Noms des isomères



(Z)-hept-3-ène



(E)-hept-3-ène

Le (E)-hept-3-ène est plus stable à cause du manque d'encombrement stérique, ceci du fait de l'éloignement des gros groupements C_2H_5 et C_3H_7 .

Exercice 3.11La formule générale des alcynes étant C_nH_{2n-2} , nous avons,

$$M_C = 12M_H \Leftrightarrow 12n = 12(2n-2) \Rightarrow n = 2$$

Formule brute C_2H_2 ; Formule semi-développée : $HC \equiv CH$; nom: acétylène**Exercice 3.12**

1) Famille et formule brute

$$d = \frac{M}{19} \Rightarrow M = 29d \quad \text{AN: } M = 54g/mol$$

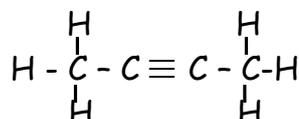
- Si A est un alcène alors $54 = M_{C_nH_{2n}} = 12n + 2n \Rightarrow n = 3,85$ - Si A est un alcyne alors $54 = M_{C_nH_{2n-2}} = 12n + 2n - 2 \Rightarrow n = 4$

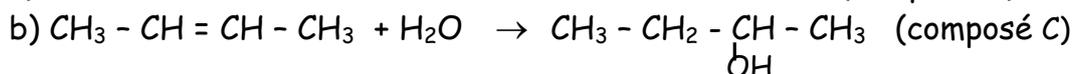
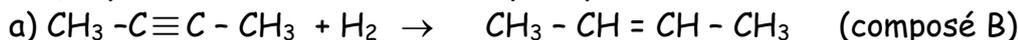
Puisque n est entier et supérieur ou égal à 2, A est donc un alcyne et sa formule brute est C_4H_6 .

2) Formules semi-développées de C_4H_6 a) $CH_3 - CH_2 - C \equiv CH$ b) $CH_3 - C \equiv C - CH_3$ c) $CH_3 - CH = C = CH_2$

3) a) but-1-yne b) but-2-yne c) butadiène

4.1) Seul l'alcyne symétrique vérifie ces deux expériences. A est donc le but-2-yne de formule développée :



4.2) Equations des réactions chimiques qui ont lieu

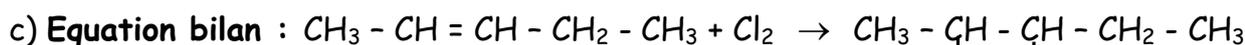
Remarquons que le composé C ne présente pas d'isomère

Exercice 3.131) a) **réaction d'addition**: réaction au cours de laquelle une molécule se fixe sur une autre molécule insaturée.b) **réaction de substitution**: réaction au cours de laquelle un atome d'hydrogène d'un composé saturé est remplacé par un autre atome (ou groupe d'atomes) monovalent.**2.1) Représentons les deux isomères**

2.2) a) Il s'agit d'une réaction d'addition

b) - Oui, cette réaction modifie la structure géométrique de la molécule

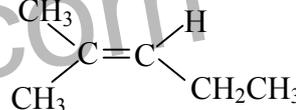
- Justification: On passe d'une molécule plane (alcène) à une molécule tétraédrique



d) Le produit obtenu est le 2,3-dichloropentane

2.3) a) Formule semi-développée du 2-methylpent-2-ène

b) Non, ce composé ne présente pas de stéréo-isomères.

Justification: l'atome de carbone numéro 2 porte deux groupes identiques, le groupe méthyle (-CH₃);**Exercice 3.14****1) Montrons que H₂ est en excès**

Dans ce mélange, seul l'éthylène qui présente une double liaison dans sa structure réagit avec l'hydrogène en présence de platine suivant l'équation:

1mole de C₂H₄ → C₂H₆ d'où $V_{\text{C}_2\text{H}_4} = V_{\text{C}_2\text{H}_6}$ **1^{ère} méthode**: L'éthylène et l'éthane occupent le même volume. Puisqu'il y a augmentation de volume de (1,85 - 0,35)L, on conclut qu'il y a un excès de 0,35L de dihydrogène.**2^e méthode**:

Si x est le volume de l'éthylène et y le volume de l'alcane, avant la réaction, on aura X litre d'éthane et y litre d'alcane après la réaction. Soit:

Avant la réaction $x + y = 1,5 \text{ litre (1)}$ $x = V_{\text{C}_2\text{H}_4}$

Après la réaction $x + y = 1,85 \text{ litre}$ $y = V_{\text{alcane}}$

Conclusion: Il y a un excès de $1,85 - 1,5 = 0,35 \text{ litre}$ de dihydrogène.**2) Composition du mélange**

- V_{H_2} introduit: $\frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} \times V_m = \frac{0,080}{2} \times 22,4; V_{\text{H}_2} = 0,896 \text{ L.}$

- V_{H_2} consommé par la réaction: $V'_{H_2} = 0,896 - 0,35 = 0,546L$

D'après l'équation-bilan de la réaction, le volume de dihydrogène V_{H_2} consommé est égal au volume d'éthylène ; donc $V_{C_2H_4} = 0,546L$

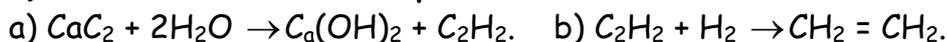
D'après (1) $y =$ volume d'alcane $= 1,5 - x = 1,5 - 0,546 = 0,954L$

$$\text{Or } n = \frac{V}{V_0} \Rightarrow n_{C_2H_4} = \frac{0,546}{22,4}; n_{C_2H_4} = 0,024\text{mol}; n_{\text{alcane}} = \frac{0,954}{22,4}; n_{\text{alcane}} = 0,043\text{mol}$$

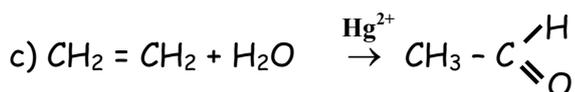
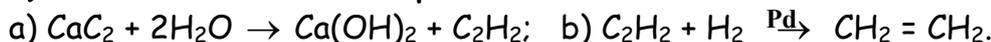
3) On peut remarquer que la connaissance de la nature de l'alcane n'est pas nécessaire à la résolution de l'exercice.

Exercice 3.15

1) Obtention de l'éthanol à partir du carbure de calcium



2) Obtention de l'éthanol à partir du carbure de calcium



Exercice 3.16

1) Masse molaire de x : $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_0} \Rightarrow M = \frac{mV_0}{V}$ AN: $M = 60g/mol$

2) Nombre d'atomes d'hydrogène et de carbone de x

$$\%C = \frac{12x}{M} \times 100 \Rightarrow x = 3 \text{ atomes de carbone.}$$

$$\%H = \frac{y}{M} \times 100 \Rightarrow y = 8 \text{ atomes d'hydrogène.}$$

3) Troisième élément constitutif de x

Soit T, ce troisième élément: $\%T = 100 - (\%C + \%H) = 26$

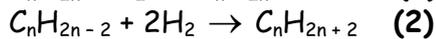
D'autre part, $\%T = \frac{M_T}{M} \times 100 \Rightarrow M_T = \frac{\%T \cdot M}{100}$ AN: $M_T = 16,02$

Le troisième élément constitutif de x est l'oxygène; d'où la formule C_3H_8O .

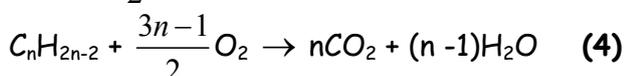
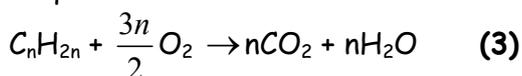
Exercice 3.17

1) Formule de l'alcène et de l'alcyne ainsi que la composition du mélange

Équation de la réaction d'hydrogénation qui a lieu



- équations de réactions de combustion



Soient x , y et z respectivement les volumes en cm^3 de l'alcane, de l'alcyne et de l'hydrogène dans le mélange gazeux initial. D'après les équations (1), (2), (3) et (4) nous avons : $x + y + z = 150\text{cm}^3$ (a)

- le volume du CO_2 obtenu lors de la combustion du mélange est d'après (3) et (4)

$$V_{\text{CO}_2} = n x + n y = 230\text{cm}^3 \quad (\text{b})$$

- le volume de l'alcane ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) obtenu est d'après (1) et (2)

$$V_{\text{C}_n\text{H}_{2n+2}} = x + y = 58\text{cm}^3 \quad (\text{c})$$

- le volume d'hydrogène avant l'hydrogénation est d'après (1) et (2)

$$V_{\text{H}_2} = z = x + 2y \quad (\text{d})$$

En résumé nous avons le système d'équations suivant:

$$\begin{cases} x + y + z = 150 \\ nx + ny = 230 \\ x + y = 58 \\ x + 2y = z \end{cases}$$

La résolution de ce système donne $n = 4$; $x = 24$; $y = 34$; $z = 92$.

Conclusion:

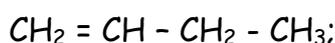
Composition du mélange initial: $V_{\text{H}_2} = 92\text{cm}^3$ $V_{\text{alcyne}} = 34\text{cm}^3$ $V_{\text{alcène}} = 24\text{cm}^3$

Formules brutes de l'alcène et de l'alcyne.

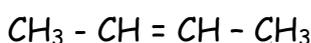
Puisque $n = 4$, nous avons : alcène C_4H_8 butène ; alcyne C_4H_6 butyne

2) - Isomères du butène (C_4H_8)

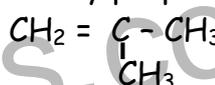
But-1-ène



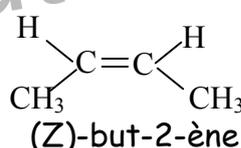
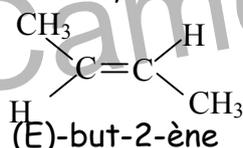
But-2-ène



méthylpropène



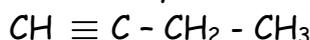
Parmi les trois isomères, seul le but-2-ène présente deux isomères qui sont :



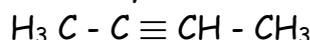
La formule à retenir pour cet alcène est donc le But-2-ène

Isomères du but-2-yne (C_4H_6)

But-1-yne



But-2-yne

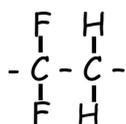


On passe simplement du but-2-yne au but-2-ène par hydrogénation

La formule à retenir pour cet alcyne est donc le But-2-yne

Exercice 3.18

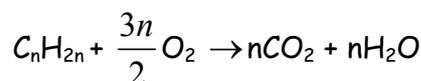
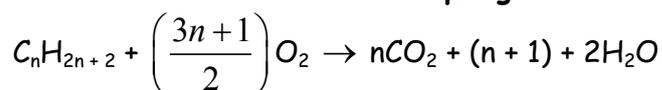
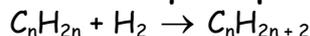
1) Motif du polymère



2) Degré de polymérisation n

La masse du polymère M_p vaut n fois la masse du monomère M_m .

Ainsi $M_p = nM_m \Leftrightarrow 85.10^5 = n(19 \times 2 + 12 \times 2 + 2) \Rightarrow n = \frac{85.10^3}{64} \quad n \approx 1320$

Exercice 3.19**1) Equation de la combustion de chaque gaz****2.1) La réaction qui se produit fait intervenir l'alcène et le dihydrogène****2.2) Détermination des deux hydrocarbures du mélange**

D'après l'équation de la question 2.1, $n_{C_nH_{2n}} = n_{C_nH_{2n+2}} \Rightarrow \frac{V_{C_nH_{2n}}}{V_m} = \frac{V_{C_nH_{2n+2}}}{V_m} \Rightarrow V_{C_nH_{2n}} = V_{C_nH_{2n+2}}$

Ainsi donc, le volume d'alcène ayant réagi est égal au volume d'alcane produit.

Etant donné qu'on obtient 35cm³ d'un gaz unique, nous pouvons écrire:

$$(V_{C_nH_{2n+2}})_{initial} + (V_{C_nH_{2n+2}})_{produit} = 35 \Rightarrow 2(V_{C_nH_{2n}})_{initial} + V_{C_nH_{2n}} = 35$$

Posons $V_1 = (V_{C_nH_{2n+2}})_{initial}$ $V_2 = (V_{C_nH_{2n}})_{initial}$ $V_3 = (V_{H_2})_{initial}$

Nous avons donc: $V_1 + V_2 = 35cm^3$ (1)

D'autre part, le volume du mélange gazeux passé sur le nickel vaut 50cm³

Donc $V_1 + V_2 + V_3 = 50cm^3$ (2)

Les équations de la question 1 nous permettent d'avoir le volume total de dioxyde de carbone CO₂ produit en additionnant les deux volumes obtenus pour chaque combustion.

Ainsi: $n_{C_nH_{2n+2}} = \frac{n_{CO_2}}{n} \Rightarrow n_{CO_2} = n \times n_{C_nH_{2n+2}} \Rightarrow (V_{CO_2})_1 = nV_1$

De même $(V_{CO_2})_2 = nV_2$

En somme, $V_{CO_2} = (V_{CO_2})_1 + (V_{CO_2})_2 = nV_1 + nV_2 = 105cm^3 \Leftrightarrow n(V_1 + V_2) = 105cm^3$ (3)

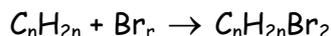
Nous obtenons le système d'équations:
$$\begin{cases} V_1 + V_2 = 35cm^3 & (1) \\ V_1 + V_2 + V_3 = 50cm^3 & (2) \\ n(V_1 + V_2) = 105cm^3 & (3) \end{cases}$$

(1) dans (3): $n \times 35 = 105 \Rightarrow n = \frac{105}{35}$; $n = 3$

Conclusion: les 2 hydrocarbures du mélange sont: Le propane C₃H₈ et le propène C₃H₆.

3) Volume d'hydrogène présent dans le mélange gazeux

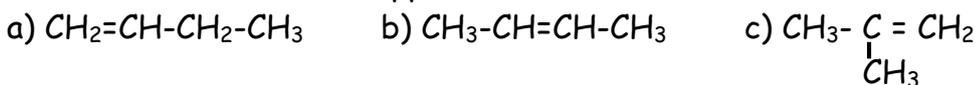
(1) dans (2) donne: $35 + V_3 = 50 \Rightarrow V_3 = 50 - 35$; $V_3 = V_{H_2} = 15cm^3$.

Exercice 3.20**1) Formule brute et formules semi-développées possibles**

$$n_{C_nH_{2n}} = n_{Br_2} \Leftrightarrow \frac{m_{C_nH_{2n}}}{M_{C_nH_{2n}}} = \frac{m_{Br_2}}{M_{Br_2}} \Rightarrow \frac{m_{C_nH_{2n}}}{12n + 2n} = \frac{m_{Br_2}}{2M_{Br}} \Rightarrow n = \frac{m_{C_nH_{2n}} \times 2M_{Br}}{14m_{Br_2}} ; \text{AN: } n = \frac{2,8 \times 2 \times 80}{14 \times 8} ; n = 4$$

La formule brute de l'alcène est donc, C₄H₈.

Ses formules semi-développées sont:



2) L'isomère utilisé est celui de formule semi-développée c.

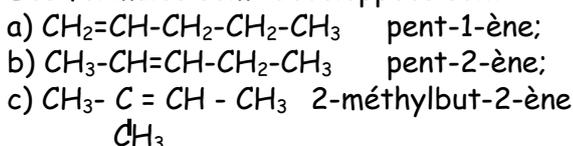
Exercice 3.21

1) Formules semi-développées et noms des isomères A, B et C

$$M = 29d = 12n + 2n \Rightarrow n = \frac{29d}{14}; \quad \text{AN: } n = \frac{29 \times 2,4}{14}; \quad n = 5$$

La formule brute de cet alcène est donc C_5H_{10}

Ses formules semi-développées sont:

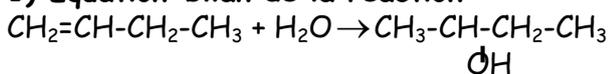


2) L'alcane formé par hydrogénation de cet alcène est l'alcane contenant cinq atomes de carbone, c'est le pentane C_5H_{12}

3) L'isomère C est le 2-méthylbut-2-ène

Exercice 3.22

1) Equation-bilan de la réaction



2) Masse de butan-2-ol obtenue par traitement de 1,5t de but-1-ène

Soient n_1 et n_2 les nombres de moles de but-1-ène et de butan-2-ol respectivement ;

Soient m_1 et m_2 les masses de but-1-ène et de butan-2-ol réellement obtenues ;

$$n_1 = n_2 \Leftrightarrow \frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow m_2 = \frac{M_2}{M_1} \times m_1$$

Le rendement étant de $r = 43\%$, la masse de butan-2-ol réellement obtenue est :

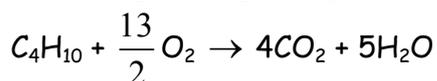
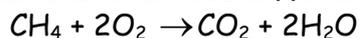
$$m_2' = r m_2 \Leftrightarrow m_2' = r \cdot \frac{M_2}{M_1} \times m_1$$

avec $M_1 = M_{\text{C}_4\text{H}_8} = 4M_{\text{C}} + 8M_{\text{H}} = 56 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_2 = M_{\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}} = 4M_{\text{C}} + 10M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 74 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\text{AN: } m_2' = \frac{43}{100} \times \frac{74}{56} \times 1,5 ; \quad m_2' = 0,85 \text{ t}$$

Exercice 3.23

1) Equations-bilan des différentes combustions qui ont eu lieu dans l'eudiomètre



2) Composition volumique du mélange initial

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CH}_4} \Leftrightarrow \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} = \frac{V_{\text{CH}_4}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{CO}_2} = V_{\text{CH}_4}; \quad n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{4} \Rightarrow V_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{1}{4} V_{\text{CH}_4}$$

Le volume total de CO_2 produit est donc: $V_{\text{CO}_2} = V_{\text{CH}_4} + 4V_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 130 \text{cm}^3$ (1)

D'autre part, le volume de dioxygène qui a réagi est:

$$V_{\text{O}_2} = (V_{\text{O}_2})_{\text{initial}} - (V_{\text{O}_2})_{\text{res tant}} \Rightarrow V_{\text{O}_2} = 250 - 25; \quad V_{\text{O}_2} = 225 \text{cm}^3 \quad (2)$$

Or pour la 1^{ère} réaction, $\frac{n_{O_2}}{2} = n_{CH_4} \Rightarrow V_{O_2} = 2V_{CH_4}$

Pour la 2^e réaction, $\frac{n_{O_2}}{\frac{13}{2}} = n_{C_4H_{10}} \Rightarrow V_{O_2} = \frac{13}{2}V_{C_4H_{10}}$

Le volume total de dioxygène ayant réagi est donc: $V = 2V_{CH_4} + \frac{13}{2}V_{C_4H_{10}} = 225\text{cm}^3$ (2)

Le mélange initial est: $V_{CH_4} + V_{C_4H_{10}} + V_{H_2} = 90\text{cm}^3$ (3)

Nous obtenons le système d'équations:

$$\begin{cases} V_{CH_4} + 4V_{C_4H_{10}} = 130 & (1) \\ 2V_{CH_4} + \frac{13}{2}V_{C_4H_{10}} = 225 & (2) \\ V_{CH_4} + V_{C_4H_{10}} + V_{H_2} = 90 & (3) \end{cases}$$

En résolvant le sous système constitué des équations 1 et 2, nous obtenons:

$V_{CH_4} = 36,8\text{cm}^3$ et $V_{C_4H_{10}} = 23,3\text{cm}^3$; En substituant ces valeurs dans l'équation (3), nous obtenons $V_{H_2} = 29,9\text{cm}^3$.

Exercice 3.24

1) Formule moléculaire du composé A

$$M = 12x + y = 29d \Leftrightarrow 12x + y = 29 \times 0,966; \text{ donc } 12x + y = 28,014$$

$$\text{Or } x + y = 6 \Rightarrow 11x + x + y = 11x + 6 = 28,014 \Rightarrow x = \frac{28,014 - 6}{11}; x = 2 \Rightarrow y = 4$$

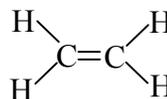
La formule moléculaire du composé A est donc C_2H_4 : C'est l'éthylène.

2) Structure du composé A

A est une molécule plane; Elle contient une liaison double entre les deux atomes de carbone.

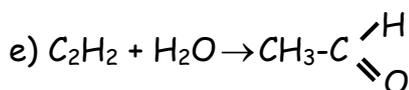
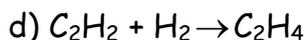
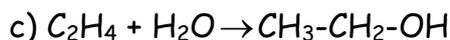
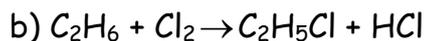
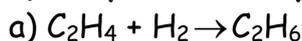
Sa formule développée est:

Les angles valenciel ($\angle HCH$) et ($\angle HCC$) valent 120° ;



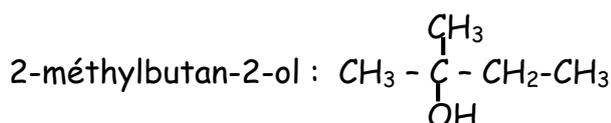
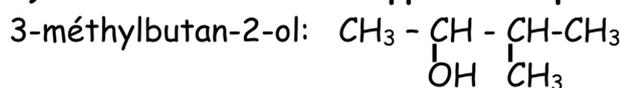
Les distances interatomiques (C-H) valent 110Pm, alors que (C=C) vaut 134Pm.

3) Complétons les équations des réactions suivantes



Exercice 3.25

1) Formules semi-développées des produits obtenus



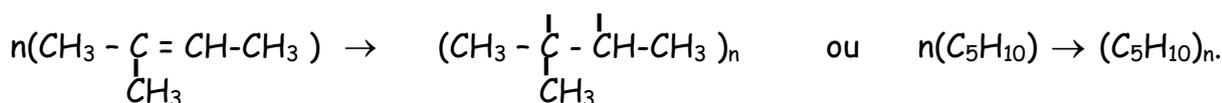
2) Enoncé de la loi de Markovnikov (voir cours paragraphe III.2.2.a)



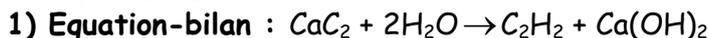
Formule brute: C_5H_{10} ;

Nom du composé A: 2-méthylbut-2-ène

4) Equation-bilan de la polymérisation du composé A



Exercice 3.26



2.1) Montrons que le carbure de calcium utilisé contenait des impuretés

Nous allons déterminer la masse d'acétylène qu'on devrait obtenir à partir de 70g de carbure de calcium et montrer que cette masse est supérieure à 19g.

$$n_{\text{CaC}_2} = n_{\text{C}_2\text{H}_2} \Rightarrow \frac{m_{\text{CaC}_2}}{M_{\text{CaC}_2}} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}} \Rightarrow m_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{m_{\text{CaC}_2}}{M_{\text{CaC}_2}} \times m_{\text{C}_2\text{H}_2}$$

AN: $m_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{70}{40 + 2 \times 12} \times (2 \times 12 + 2 \times 1); \quad m_{\text{C}_2\text{H}_2} = 28,44\text{g}$

Il est clair que la masse d'acétylène qu'on devrait obtenir (28,44g) est supérieure à la masse réellement obtenue (19g)

Conclusion: l'acétylène obtenu contenait donc des impuretés.

2.2) Calcul du pourcentage p d'impureté

Déterminons la masse m' de carbure de calcium qui permet d'obtenir 19g d'acétylène.

$$p = \frac{m - m'}{m} \times 100; \quad \text{Or} \quad \frac{m_{\text{CaC}_2}}{M_{\text{CaC}_2}} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}} \Rightarrow m' = m_{\text{CaC}_2} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2} \times M_{\text{CaC}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}}$$

AN: $m' = \frac{19 \times (64)}{26}; \quad m' = 46,77\text{g} \quad p = \frac{70 - 46,77}{70} \times 100; \quad p = 33,2\%$

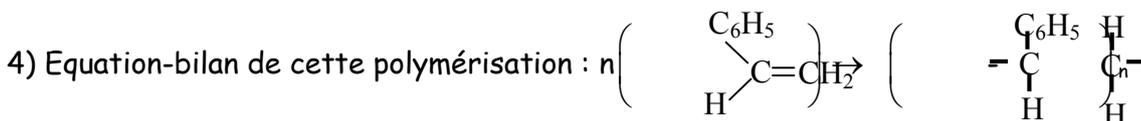
Exercice 3.27

1) L'autre nom utilisé pour désigner le styrène est le phényléthylène.

2) La polymérisation est l'addition de plusieurs molécules identiques.

3) Nom du polymère obtenu: polystyrène

Motif du polymère obtenu: $-\text{CHC}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-$

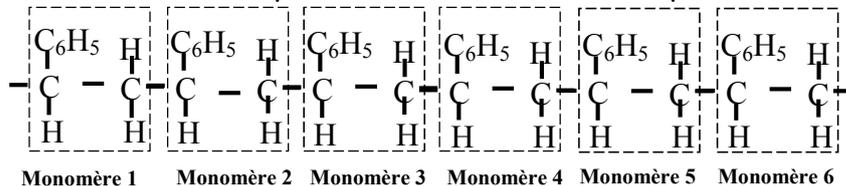


5) Déterminons l'indice de polymérisation de cette réaction

$$M = nM(-\text{CHC}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-) = n.(8M_C + 8M_H) \Rightarrow n = \frac{M}{8M_C + 8M_H}; \quad \text{AN: } n = \frac{8320}{8 \times 12 + 8 \times 1}; \quad n = 80.$$

6) Molécule obtenue par hexamérisation du styrène.

Bon à savoir: Le motif du polymère met en évidence la possibilité de chacun des carbones de la chaîne linéaire de chaque monomère d'engager une liaison covalente simple avec un autre carbone d'un monomère voisin. Ce qui nous permettra d'avoir la macromolécule suivante par l'hexamérisation du styrène :



Camertutos.com

Chapitre 4 : LES COMPOSES AROMATIQUES

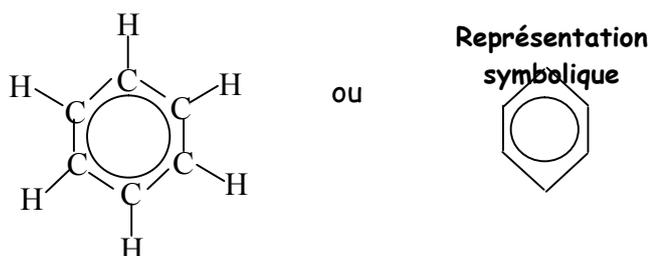
A- L'ESSENTIEL DU COURS

I- Structure des composés aromatiques

les composés aromatiques sont des composés comportant au moins un noyau benzénique.

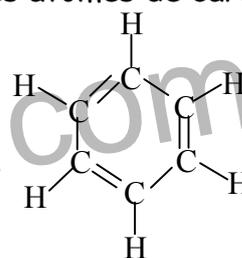
I.1- Exemple du benzène

Le benzène de formule brute C_6H_6 est le plus connu des composés aromatiques. La molécule de benzène est formée de 6 atomes de carbone et 6 atomes d'hydrogène. La formule développée de la molécule de benzène est:



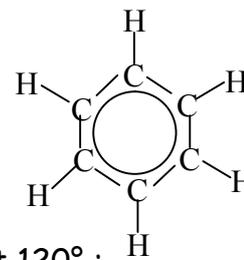
Bon à savoir: Le chimiste allemand Kekulé préconise au 19^e siècle, l'existence de liaisons doubles alternées avec des liaisons simples entre les atomes de carbone C du cycle benzénique.

Il propose pour le benzène la représentation de Kekulé ci-contre dont les insuffisances seront établies plus tard par plusieurs expériences.



Structure géométrique

- la molécule de benzène est plane et cyclique ;
- ses 6 atomes de carbone occupent les sommets d'un hexagone régulier ;
- les distances inter atomiques (C-C) valent 140Pm ;
- les distances inter atomiques (C-H) valent 110Pm ;
- les angles valenciels ($\angle HCC$) et ($\angle ECC$) sont identiques et valent 120° ;



Bon à savoir: La liaison (C-C) du benzène est intermédiaire entre la simple liaison (C-C) de longueur 154Pm et la double liaison (C=C) de longueur 134Pm.

Structure électronique

Chaque atome de carbone de la molécule de benzène possède un électron libre qui n'est engagé dans aucune liaison.

Les six atomes de carbone mettent en commun ces six électrons libres pour former un nuage électronique couvrant tout le cycle: on dit alors que les six électrons sont délocalisés. C'est ce nuage électronique qui est représenté par un cercle.

NB: Ce cercle est encore appelé noyau benzénique.

I.2- Quelques exemples de composés aromatiques

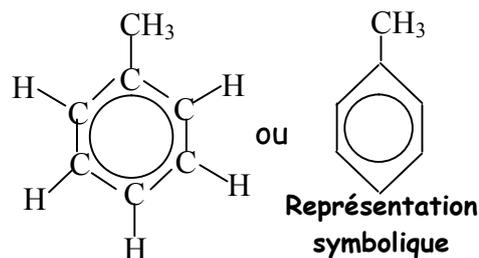
I.2.1- Le toluène ou méthylbenzène

Sa formule brute C_7H_8 ou $C_6H_5-CH_3$ s'obtient en remplaçant un atome d'hydrogène H du benzène par un groupe (radical) méthyle CH_3 .

D'où la formule semi-développée ci-contre:

A la température ordinaire, le toluène est un hydrocarbure liquide dont les propriétés sont proches de celles du benzène.

On l'utilise dans la fabrication des explosifs (TNT: trinitrotoluène), des matières plastiques, des colorants et des solvants.

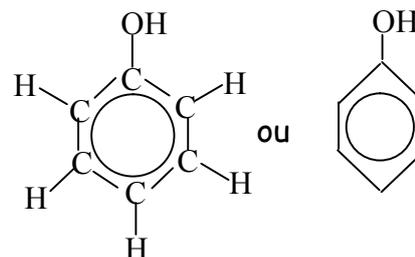


I.2.2 Le phénol

C'est une molécule de formule brute C_6H_6O et de formule semi-développée C_6H_5-OH . Il est obtenu en par substitution d'un atome d'hydrogène du benzène par un groupe hydroxyde $-OH$.

D'où sa formule semi-développée ci-contre:

A la température ordinaire, le phénol est un solide blanc utilisé dans la fabrication des explosifs, des colorants, des résines et des médicaments tels que l'aspirine.



I.2.3 Autres composés aromatiques

Nous pouvons citer:

- l'aniline ou aminobenzène, de formule brute C_6H_7N ou $C_6H_5-NH_2$.

C'est un liquide utilisé pour la fabrication des colorants.

- le styrène ou phényléthylène, de formule C_8H_8 ou $C_6H_5-CH=CH_2$. C'est un liquide incolore qui se polymérise facilement en polystyrène.

- le diphenyle de formule brute $C_{12}H_{10}$. Il présente la particularité de comporter deux noyaux benzéniques. C'est un produit très toxique utilisé pour conserver les agrumes.

- le naphthalène $C_{10}H_8$ qui est une molécule présentant deux noyaux benzéniques accolés. Solide et blanc à la température ordinaire, il est plus connu sous son nom commercial "naphthaline" et utilisé comme antimites du fait de son odeur très forte.

II- Propriétés chimiques du benzène

II.1 Réaction de combustion

En présence d'un excès de dioxygène, la combustion du benzène est complète. L'équation-bilan de cette combustion est: $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$.

C'est une réaction très exothermique qui libère 3300KJ par mole de benzène brûlé.

Bon à savoir: Dans l'air, la combustion du benzène est incomplète ;

La combustion du benzène est aussi possible dans du dichlore.

II.2 Réaction d'addition

II.2.1 Addition du dihydrogène

En présence d'un catalyseur (le nickel), à une température d'environ $250^\circ C$ et sous 40 bars de pression, l'hydrogénation du benzène produit le cyclohexane selon l'équation-bilan:
Ni($250^\circ C$)



NB: La molécule de cyclohexane est aussi cyclique et hexagonale comme la molécule de benzène, mais elle n'est pas plane. Elle sert de matière première dans la fabrication du nylon.

II.2.2 Addition du dichlore

L'équation de cette réaction s'écrit: $C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{lumière}} C_6H_6Cl_6$

Le produit de cette réaction est appelé: 1,2,3,4,5,6-hexachlorocyclohexane.

Son nom commercial est le **lindane**. Il se présente sous forme de fins cristaux blancs. C'est une molécule cyclique saturée et non plane utilisée comme insecticide.

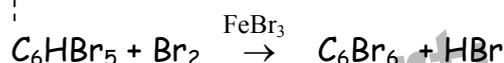
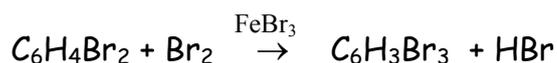
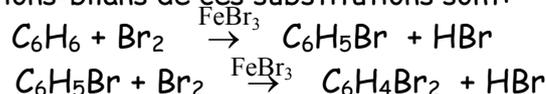
Remarques:

- Du fait de son caractère toxique et cancérigène, le benzène doit être manipulé en petites quantités et sous une hotte.
- Le benzène est un hydrocarbure insaturé qui donne peu de réactions d'addition.

II.3 Réaction de substitution**II.3.1 Halogénations****a) Action du dibrome (bromation)**

En présence d'un catalyseur (le bromure de fer $FeBr_3$), le dibrome réagit sur le benzène pour donner le bromure d'hydrogène et un mélange d'autres produits, constitué en majorité de monobromobenzène et de dérivés polysubstitués, Notamment: le dibromobenzène ($C_6H_4Br_2$), le tribromobenzène ($C_6H_3Br_3$), le tétrabromobenzène ($C_6H_2Br_4$), ... etc.

Les équations-bilans de ces substitutions sont:

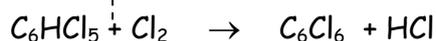
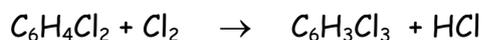
**b) Action du dichlore (chloration)**

Cette réaction se produit en présence d'un catalyseur parmi les trois suivants: le diiode I_2 , le chlorure d'aluminium $AlCl_3$ et le chlorure de fer $FeCl_3$.

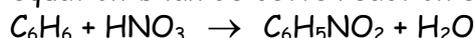
Il se produit des substitutions progressives des atomes d'hydrogène H du benzène par des atomes de chlore Cl.

On obtient successivement le monochlorobenzène C_6H_5Cl , le dichlorobenzène $C_6H_4Cl_2$, le trichlorobenzène $C_6H_3Cl_3$, ainsi de suite jusqu'à l'hexachlorobenzène C_6Cl_6 si les conditions expérimentales sont favorables.

Les équations-bilan de ces substitutions sont:

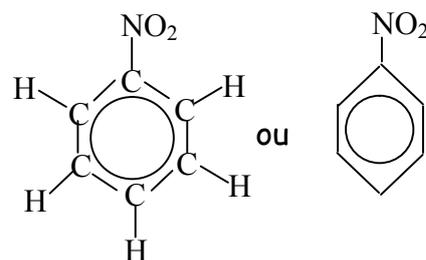
**c) La nitration**

L'équation-bilan de cette réaction est:



Le produit obtenu, de formule semi-développée $C_6H_5-NO_2$ s'appelle: mononitrobenzène.

Il résulte de la substitution d'un atome d'hydrogène H de la molécule de benzène par un groupe nitro: $-NO_2$.

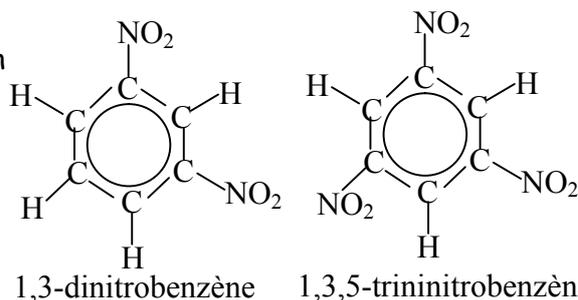


Si on élève la température du milieu réactionnel et si on utilise un mélange sulfonitrique (mélange d'acide nitrique concentré et d'acide sulfurique concentré) à la place de l'acide nitrique, nous obtenons du 1,3-dinitrobenzène et du 1,3,5-trinitrobenzène ci-contre :

Bon à savoir: Le mononitrobenzène est utilisé en parfumerie;

le 1,3,5-trinitrobenzène est utilisé comme explosif sous le nom de benzite;

le 2,4,6-trinitrobenzène est un explosif connu sous le nom de TNT.



d) Sulfonation

A une température d'environ 80°C, l'acide sulfurique très concentré réagit sur le benzène pour donner l'acide benzène sulfonique selon l'équation:



Cette réaction peut se poursuivre et donner un dérivé disulfoné (acide 1,3-benzène disulfonique) et même trisulfoné (acide 1,3,5-benzène trisulfonique).

e) Réaction de Friedel et Crafts (Alkylation)

En général, on appelle réaction de Friedel et Crafts (ou alkylation), la réaction d'un chlorure d'Alkyle R-Cl avec le benzène. Elle permet de fixer un groupe alkyle R- sur la chaîne carbonée du benzène.

En présence d'un catalyseur (le chlorure d'aluminium $AlCl_3$), le monochlorométhane (ou chlorure de méthyle) CH_3Cl réagit avec le benzène pour former le méthylbenzène (ou toluène) $C_6H_5-CH_3$ selon l'équation-bilan:



NB: Un atome d'hydrogène H de la molécule de benzène a été substitué par un groupe méthyle $-CH_3$.

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 4.1

Répondre par "vrai" ou "Faux" puis justifier.

- 1) Le benzène est une molécule plane et très insaturée.
- 2) Sur les cycles carbonés aromatiques on peut additionner les molécules symétriques et les molécules dissymétriques.
- 3) Les additions du noyau benzénique se font en une seule étape.
- 4) Ce qui caractérise le benzène du point de vue chimique, c'est qu'il donne à la fois des réactions d'addition et des réactions de substitution.
- 5) Tout composé organique qui comporte au plus un noyau benzénique est un composé aromatique.
- 6) La réaction d'un chlorure d'alkyle R-Cl sur le benzène est appelée réaction de Friedel et Crafts ou alkylation.
- 7) La chloration du benzène se fait à l'abri de la lumière.
- 8) Le catalyseur de l'alkylation du benzène est le chlorure de fer $FeCl_3$
- 9) Tout comme le benzène, la molécule du cyclohexane est cyclique et plane
- 10) L'origine du terme "aromatique" donné au benzène est son odeur forte d'arôme.

Exercice 4.2

Définir :

- | | | |
|--------------------------|-----------------------|---------------------|
| a) électrons délocalisés | b) sulfonation | c) noyau benzénique |
| d) composé aromatique, | e) mélange sulfonique | f) chloration. |

Exercice 4.3

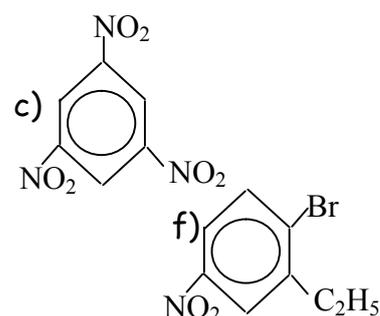
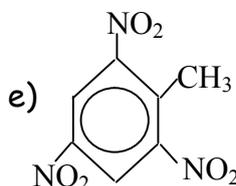
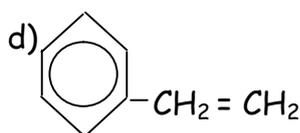
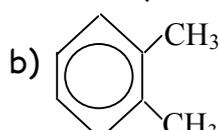
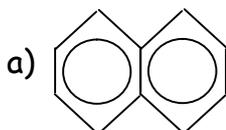
- 1) Donner la représentation du benzène proposée par le chimiste Allemand August KEKULE.
- 2) La représentation de KEKULE, bien qu'expliquant quelques propriétés chimiques du benzène, présente des insuffisances: lesquelles?

Exercice 4.4

Expérimentalement on montre qu'il existe un seul composé orthodichloré du benzène. Montrer que la représentation de KEKULE est incompatible avec cette expérience.

Exercice 4.5

- 1) Nommer les composés aromatiques suivants:

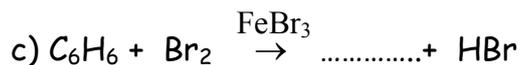
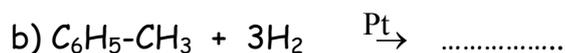


2) Donner les formules semi-développées des composés suivants:

- a) ortho diméthylbenzène b) méta nitrotoluène
c) 1-chloro-2,3-dinitrobenzène d) 1,2-dibromo-3,4-dinitrobenzène

Exercice 4.6

Compléter les équations des réactions suivantes et donner les noms des produits obtenus :



Exercice 4.7

Le benzène est obtenu par polymérisation de l'acétylène.

- 1) Définir le terme polymérisation.
- 2) Donner la formule développée du benzène.
- 3) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 4.1) On réalise la nitration du benzène en faisant tomber goutte à goutte du benzène dans l'acide nitrique. On obtient le mononitrobenzène. Ecrire l'équation de la réaction.
- 4.2) Préciser les modifications des conditions expérimentales si on veut obtenir au terme de cette nitration la formation du 1,3,5-trinitrobenzène.
- 4.3) En utilisant les formules développées, écrire l'équation-bilan conduisant au 1,3,5-trinitrobenzène.
- 4.4) Le rendement de la réaction étant 90%, quelle masse de trinitrobenzène obtient-on par action de 100g de benzène sur un excès de mélange sulfurique.

Exercice 4.8 Extrait du probatoire série D 1982 (Côte d'ivoire)

Dans certaines conditions, l'addition du chlore sur un hydrocarbure A conduit à un composé B. L'addition de n moles de chlore sur 1 mole de A donne 1 mole de B

- 1) Sachant qu'aucune réaction d'addition n'est possible avec B, à quels groupes d'hydrocarbures pourrait appartenir A?
- 2) Sachant que la masse molaire de A est 78g et que B a une masse molaire de 191g, déterminer n.
- 3) Dans d'autres conditions expérimentales, le composé A et le chlore réagissent différemment. On obtient alors une série de produits parmi lesquels figure le chlorure d'hydrogène. Identifier ce type de réaction.
- 4) Déduire des questions 1 et 3 la nature du composé A.
- 5) Identifier le composé A.

Exercice 4.9 Extrait du probatoire E 1983 (Cameroun)

Action du chlore sur le benzène

Vous exposerez les trois types de réactions possibles: destruction, addition, substitution, en précisant les conditions expérimentales et les différents corps susceptibles d'être obtenus dans chaque cas.

Exercice 4.10

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 moléculaire est $M = 92\text{g/mol}$.

- 1) Déterminer les formules brutes et semi-développées, ainsi que le nom du composé A.
- 2) L'hydrogénation de A en présence du Nickel donne un composé saturé B. Donner la formule semi-développée et le nom de B.
- 3) L'action contrôlée du dichlore sur le composé A en absence de la lumière et en présence du FeCl_3 donne un composé C contenant 28,06% en masse de chlore et un gaz dont la dissolution dans l'eau donne une solution acide.

Montrer que cette action du dichlore est une mono substitution et donner les formules développées possibles du composé C obtenu.

Exercice 4.11 Extrait du probatoire série D 1991 (Cameroun)

Un composé organique possédant un noyau benzénique a pour formule C_7H_8 .

- 1) Donner sa formule développée.
- 2) Ce composé est obtenu par réaction de substitution avec élimination entre le benzène et un dérivé chloré du méthane. Ecrire l'équation de la réaction et le nom du composé.

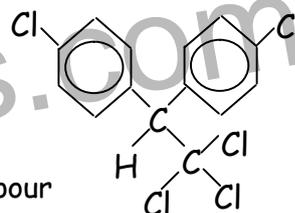
Exercice 4.12

Ecrire les différents isomères du diméthylbenzène de formule brute C_8H_{10} .

Exercice 4.13

Le dichlorodiphényltrichloroéthane (D.D.T), insecticide puissant, a pour formule la figure ci-contre:

- 1) Déterminer sa masse molaire ainsi que son pourcentage en masse de chlore.
- 2) Le D.D.T. est interdit dans de nombreux pays car c'est un composé très toxique. Une dose de 0,5g par kg est mortelle pour l'Homme.



Quelle masse de D.D.T. peut entraîner la mort d'un Homme pesant 75kg?

Exercice 4.14

On veut déterminer la formule semi-développée d'un hydrocarbure A, de formule brute $\text{C}_{14}\text{H}_{12}$. Des expériences montrent que cet hydrocarbure a les propriétés suivantes:

- il décolore l'eau de brome ;
 - par hydrogénation totale, 18g de l'hydrocarbure A fixe 15,68L d'hydrogène.
- 1) Déterminer les deux formules développées compatibles avec les renseignements ci-dessus.
 - 2) L'hydrocarbure A est obtenu par hydrogénation catalytique sur le palladium désactivé d'un hydrocarbure A'.
- A peut à son tour, être hydrogéné à température et pression ordinaires, sur nickel divisé. On obtient B.
 - B, soumis à une hydrogénation sur le platine, à température et pression élevées, conduit à un hydrocarbure C.
 - Lorsque, par ailleurs, l'hydrocarbure B est exposé à la lumière en présence du dichlore, il donne naissance à un produit monochloré unique D et à un dégagement de chlorure d'hydrogène HCl.
- 2.1) En déduire la formule brute et la formule semi-développée de chacun des composés A', B, C et D.

2.2) Lequel des composés A', B, C et D possède des isomères (Z) et (E)? Représenter ces isomères.

2.3) Ecrire les équations de toutes les réactions.

Exercice 4.15

La combustion complète de 0,2mL d'un hydrocarbure liquide de masse volumique $\mu = 0,866.10^3 \text{kg.m}^{-3}$ donne un volume de 295cm³ de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions normales.

- 1) Déterminer la composition massique de cet hydrocarbure.
- 2) Ce composé de masse molaire 92g.mol⁻¹ possède un noyau benzénique. Déterminer sa formule brute, sa formule développée et son nom.

Exercice 4.16

Dans le commerce, on trouve des boules antimites constituées de paradichlorobenzène.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction conduisant à ce produit à partir du benzène.
- 2) Quelle est la masse de benzène nécessaire à la production d'un sachet de 100g de boules si la réaction a un rendement de 60%.

Exercice 4.17

On laisse tomber une goutte de benzène de masse volumique $\mu = 880 \text{kg/m}^3$ dans un flacon de 250 cm³ rempli de dichlore. Le flacon est ensuite exposé à la lumière solaire.

- 1) Qu'observe-t-on dans le flacon après quelques instants?
- 2) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu et donner le nom du produit obtenu.
- 3) On admet qu'une goutte de benzène a un volume de 0,05cm³ et que le volume molaire est de 25L.mol⁻¹ dans les conditions de l'expérience.
 - 3.1) Le dichlore est-il entièrement consommé dans cette réaction?
 - 3.2) Quelle masse de cristaux peut-on recueillir dans cette opération?

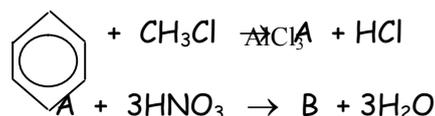
Exercice 4.18

Au cours d'une substitution, si un atome H du benzène est remplacé par un groupe méthyle - CH₃, les substitutions suivantes seront orientées vers les positions ortho et para.

- 1) Ecrire les équations-bilan des nitrations du méthylbenzène (toluène) qui conduisent aux dérivés mono-, di- et tri-nitrés.
- 2) Donner le nom de chacun des dérivés obtenus.
- 3) Quelle est la masse de trinitrotoluène (TNT) obtenu à partir de 100L de toluène, si le rendement de la réaction est de 100%. **NB:** La densité du toluène liquide est 0,866.

Exercice 4.19

La préparation d'un composé B au laboratoire se déroule en deux étapes, selon les équations suivantes:



- 1) Nommer les deux réactifs de la première équation.
- 2) Quel rôle joue le chlorure d'aluminium dans la première équation?
- 3) Nommer le produit B obtenu dans la deuxième équation.

Exercice 4.20

L'on voudrait préparer du lindane de formule brute C₆H₆Cl₆.

- 1) A quoi sert-il?

2) La production maximale journalière d'une usine est de 850kg de lindane. Sachant que cette préparation se fait toujours dans des conditions où le volume molaire vaut $24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$,

2.1) Quel est le volume du dichlore consommé par cette usine en une année.

2.2) L'année suivante, la chaîne de production baisse de performance et enregistre des pertes de l'ordre de 12%. Quelle quantité supplémentaire de dichlore devrait utiliser cette usine pour obtenir la même production annuelle que l'année précédente?

C- SOLUTIONS DES EXERCICES

Exercice 4.1

1) **Vrai.** Les centres des atomes sont dans le même plan.

2) **Faux.** Sur les cycles carbonés aromatiques on ne peut additionner que des molécules symétriques (H_2 , Cl_2 ...) jamais les molécules dissymétriques (HCl , H_2O etc...)

3) **Vrai.** Exemple, les 3 molécule de H_2 s'additionnent en une seule étape sur le benzène suivant l'équation : $\text{C}_6\text{H}_6 + 3 \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}$

4) **Vrai.** 5) **Faux.** Tout composé organique qui comporte au moins un noyau benzénique est un composé aromatique. 6) **Vrai.** 7) **Vrai.**

8) **Faux.** Le catalyseur de l'alkylation du benzène est le chlorure d'aluminium (AlCl_3).

9) **Faux.** Le cyclohexane est cyclique mais présente plusieurs conformations. Elle n'est donc pas une molécule plane.

10) **Vrai.**

Exercice 4.2

a) **électrons délocalisés:** ce sont les électrons qui ne forment pas de doublets liants entre les atomes de carbone liés d'un même composé aromatique.

b) **sulfonation:** c'est la réaction de l'acide sulfurique très concentré sur le benzène.

c) **noyau benzénique:** ensemble de six atomes de carbone liés par des liaisons simples et une liaison délocalisée.

d) **composé aromatique:** c'est tout composé organique qui comporte au moins un noyau benzénique.

e) **mélange sulfonique:** mélange d'acide nitrique concentré et d'acide sulfurique concentré.

f) **chloration:** réaction de substitution du chlore sur le benzène.

Exercice 4.3

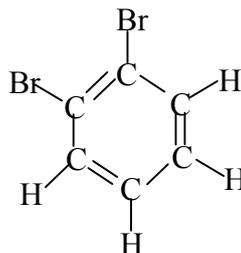
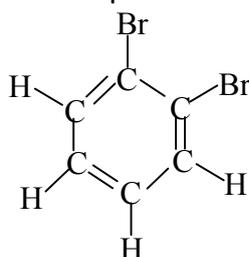
1) Voir cours paragraphe II.

2) Les insuffisances de la représentation de KEKULE

- Cette formule est en contradiction avec la symétrie de la molécule (une liaison simple carbone-carbone ne pouvant avoir la même longueur qu'une double liaison carbone-carbone)

- Cette formule laisse penser à une possibilité de saturation par étapes de la molécule du benzène. Or l'expérience montre que les additions sur la molécule du benzène se font en une seule étape.

- cette formule prévoit deux dérivés 1-2 disubstitués différents du benzène. **Exemple:** pour le 1-2dibromobenzène on peut avoir :



Or l'expérience montre qu'il n'y a qu'un seul dérivé 1-2-disubstitué du benzène.

Exercice 4.4

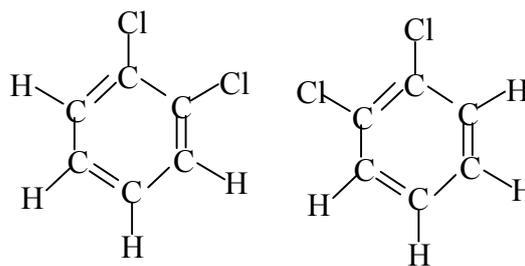
Avec la représentation de KEKULE, il existe

2 orthodichloré du benzène qui sont:

En raison de la symétrie de la molécule du benzène, le 1-2-orthodichlorobenzène et le 1,6-orthodichlorobenzène sont identiques.

Il suffit de changer le sens de numérotation des atomes de carbone: on obtient dans ce cas un seul composé orthodichloré du benzène.

la représentation de KEKULE qui présente deux dérivés orthodichlorés du benzène est incompatible avec l'expérience.



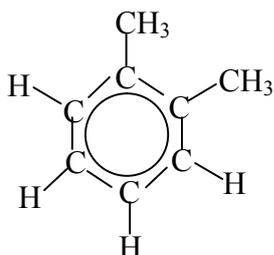
Exercice 4.5

- a) naphthalène
- b) 2-méthyltoluène
- d) styrène ou phényléthylène
- f) 1-Bromo-2-éthyl-4-nitrobenzène

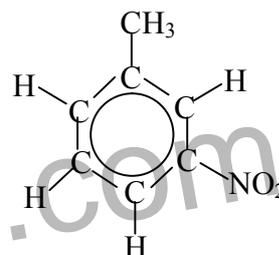
- c) 1,3,5-trinitrobenzène
- e) 2,4,6-trinitoluène

2) Formules semi-développées des composés :

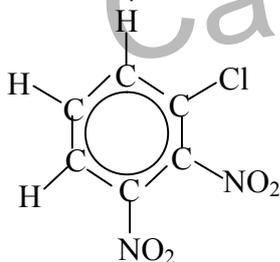
a) Ortho diméthylbenzène



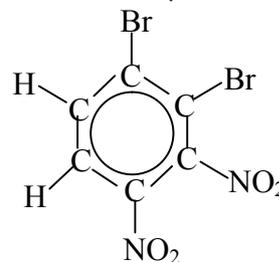
b) méta nitrotoluène



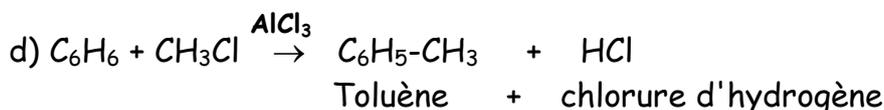
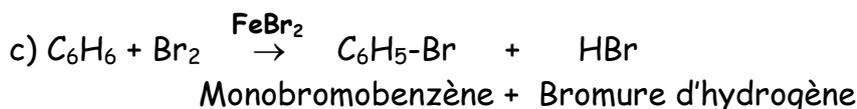
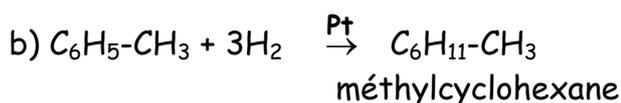
c) 1-chloro-2,3-dinitrobenzène



d) 1,2-dibromo-3,4-dinitrobenzène



Exercice 4.6



Exercice 4.7

1) polymérisation: addition de plusieurs molécules identiques

2) Formule développée du benzène : voir cours (paragraphe II).

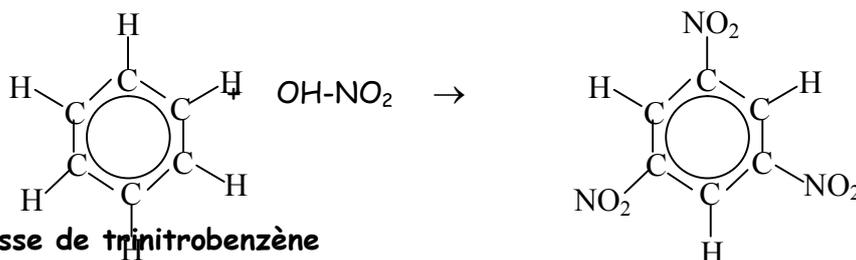
3) **Equation-bilan de la réaction** : $3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$

4.1) **Equation-bilan de la réaction** : $C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$

4.2) Si on veut obtenir au terme de cette nitration la formation du 1,3,5-trinitrobenzène, il faut:

- élever la température du milieu réactionnel ;
- remplacer l'acide nitrique par le mélange sulfonique.

4.3) **Equation bilan de la réaction conduisant au 1,3,5-trinitrobenzène**

**4.4) Masse de trinitrobenzène**

Soit r le rendement de la réaction ,

$$r = \frac{n_2}{n_1} \Rightarrow n_2 = r \cdot n_1 \Leftrightarrow \frac{m_2}{M_2} = r \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_2 = \frac{M_2 r m_1}{M_1}; \quad \underline{\text{AN:}} \quad m_2 = 246g.$$

Exercice 4.8

1) Le composé B est un composé saturé car il ne peut participer à aucune réaction d'addition. Le composé A peut appartenir aux groupes: des alcènes, des alcynes, ou des composés aromatiques

2) **Calcul de n** $M_B - M_A = n M_{Cl_2} \Rightarrow n = \frac{M_B - M_A}{M_{Cl_2}} = \frac{291 - 78}{70}; \quad n = 3mol.$

3) Identification de la réaction

La formation du HCl par réaction du chlore sur l'hydrocarbure A s'explique par la substitution d'atomes de chlore: c'est une réaction de substitution

4) Nature du composé A

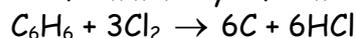
Le composé A admet à la fois des réactions d'addition et des réactions de substitution: le composé A appartient à la famille des composés aromatiques.

5) Identification de A

$M_A = 78g, 6 \times 12 + 6 = 78g/mol$; le composé A est le benzène (C_6H_6).

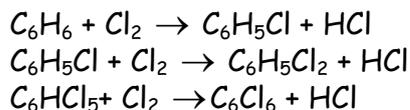
Exercice 4.9 Action du chlore sur le benzène

a) **Destruction**: un mélange de vapeur de benzène et de chlore maintenu à l'abri de la lumière vive est enflammé. Il y a formation du carbone et de chlorure d'hydrogène.



b) **addition**: un mélange de chlore et de benzène (dans un flacon) est exposé à la lumière du jour ou mieux à un ruban de magnésium enflammé. Il se forme une fumée blanche qui est l'hexachlorocyclohexane selon l'équation : $C_6H_6 + 3Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$

c) **substitution**: on envoie un courant de chlore dans un mélange de benzène et de diiode qui joue le rôle de catalyseur. On obtient un mélange de composition variable contenant des chlorobenzènes.



Exercice 4.10

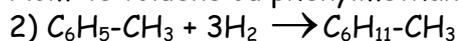
1) **Formule brute de A (C_xH_y)**

La masse de A est $12x + y = 92$ (1) d'autre part $12x = 10,5y$ (2)

La résolution du système $\begin{cases} 12x+y=92 \\ 12x=10,5y \end{cases}$ donne $x = 7$ et $y = 8$ d'où la formule C₇H₈

Formule semi-développée C₆H₅-CH₃ ;

Nom: le toluène ou phenylméthane ou méthylbenzène



Formule semi-développée de B C₆H₁₁-CH₃ méthylcyclohexane.

3) **Montrons que cette action du chlore est une mono substitution**

Dans l'obscurité et en présence du chlore ferrique, la substitution ne concernera que le cycle benzénique de A. Car la substitution sur un alcane se fait en présence de la lumière.

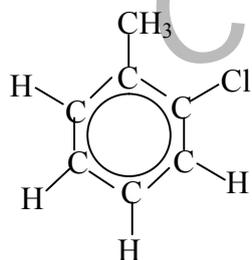
L'équation de fixation du chlore est C₆H₅-CH₃ + xCl₂ → C₆H_(5-x)Cl_x-CH₃ + xHCl

Le pourcentage du chlore dans C₆H_(5-x)Cl_x-CH₃ est :

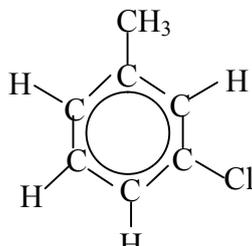
$$\%Cl = \frac{M_{Cl}}{M_{C_6H_{5-x}Cl_x-CH_3}} = \frac{35,5x}{12 \times 6 + (5-x) + 35,5x + 12 + 3} = \frac{28,06}{100} \Rightarrow x = 0,9998 \approx 1$$

Un seul atome de chlore remplace un atome d'hydrogène sur A: c'est une monosubstitution.

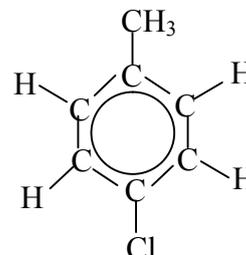
Formules développées du corps C₆H_{5-x}Cl_x-CH₃ = C₆H₅Cl-CH₃ car x = 1.



2-chlorotoluène



3-chlorotoluène

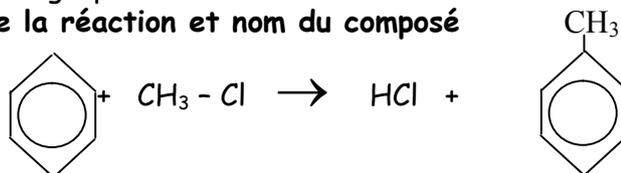


4-chlorotoluène

Exercice 4.11

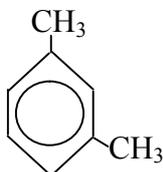
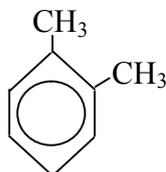
1) Voir cours paragraphe I.2.1

2) **équation de la réaction et nom du composé**



Exercice 4.12

Les isomères du diméthylbenzène (C₈H₁₀)



Exercice 4.13

1) Masse molaire et pourcentage en masse de chlore

$$M_{D.D.T} = 354,5 \text{ g/mole} \quad \%Cl = \frac{M_{Cl}}{M_{DDT}} \times 100; \quad \%Cl = 50,07$$

2) Masse de DDT : $\frac{0,5}{1} = \frac{m}{75} \Rightarrow m = 0,5 \times 75 ; \quad m_{DDT} = 37,5 \text{ g.}$

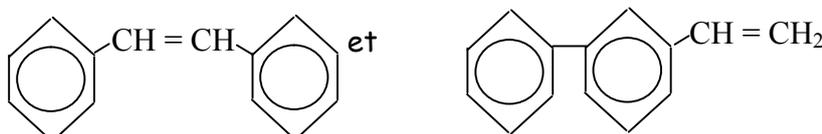
Exercice 4.14

1) L'hydrocarbure décolore l'eau de brome: il contient une double liaison.

Le nombre de moles de A est $n_A = \frac{18}{180} = 0,1 \text{ mol}$

Le nombre de moles de dihydrogène est $n_{H_2} = \frac{15,68}{22,4} = 0,7 \text{ mol}$. On a donc 7 moles (14 atomes d'hydrogène H) de H_2 pour un mole de A ; ceci n'est possible que si le composé A comporte 2 noyaux benzéniques.

Conclusion: Les formules possibles sont:



On peut vérifier que ces deux composés ont pour formule brute $C_{14}H_{12}$ et donnent par hydrogénation $C_{14}H_{14}$ (c'est-à-dire 1mole de A pour 7moles de H_2).

2.1) Formules brutes et formules semi-développées



Le palladium désactivé est un catalyseur d'hydrogénation peu actif, utilise pour fixer un atome d'hydrogène sur la triple liaison



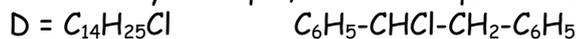
\Rightarrow Sur nickel divisé, à température et pression ordinaires, l'hydrogénation concerne la double liaison de la chaîne carbonée de la molécule A.



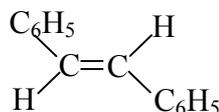
\Rightarrow Sur platine, à température et pression élevées, l'hydrogénation a lieu au niveau des noyaux benzéniques de la molécule B.



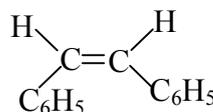
\Rightarrow Le dégagement de HCl montre qu'entre le corps B et le dichlore Cl_2 , il s'est produit une réaction de substitution. Cette réaction se déroulant en présence de la lumière prouve que la substitution a lieu au niveau de la chaîne carbonée alkyle de B. Par ailleurs, B étant une molécule symétrique, il n'existe qu'un seul dérivé monochloré.



2.2) Le corps concerné par l'isomère (2) ou (E) est le corps A puisqu'il possède dans sa chaîne carbonée une double liaison éthylénique.

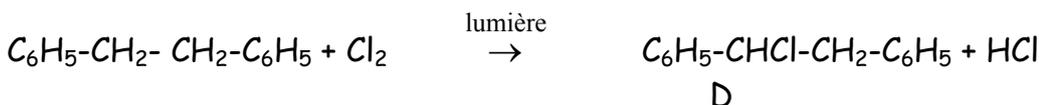
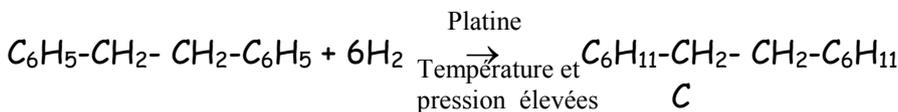
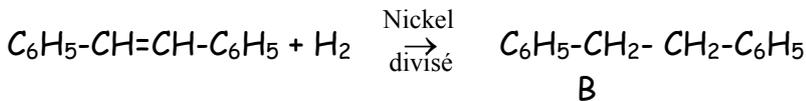
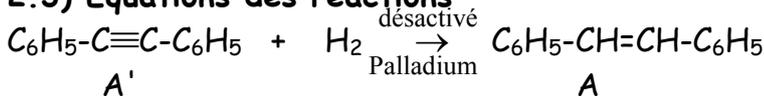


(E)



(Z)

2.3) Equations des réactions



Exercice 4.15

1) Composition massique de l'hydrocarbure

posons: m la masse de cet hydrocarbure utilisée pour la combustion ;

V le volume de cet hydrocarbure ;

m_{CO_2} la masse de CO_2 produit ;

m_C la masse de carbone contenue dans le CO_2 produit ;

V_{CO_2} le volume de CO_2 produit ;

V_m le volume molaire dans les C.N.T.P ;

$$\%C = \frac{m_C}{m} \times 100 \quad (1)$$

$$\frac{m_C}{m_{\text{CO}_2}} = \frac{M_C}{M_{\text{CO}_2}} \Rightarrow m_C = \frac{M_C}{M_{\text{CO}_2}} \times m_{\text{CO}_2} \quad (2) \quad \text{avec } m_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \times M_{\text{CO}_2} \quad (3)$$

$$(3) \text{ dans } (2): m_C = \frac{M_C}{M_{\text{CO}_2}} \times \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \times M_{\text{CO}_2} \Rightarrow m_C = M_C \times \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \quad (4)$$

$$(4) \text{ dans } (1) \text{ donne: } \%C = \frac{1}{m} \times M_C \times \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \times 100 \text{ avec } m = \mu \cdot V.$$

$$\%C = \frac{1}{\mu \cdot V} \cdot M_C \times \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m} \times 100 ; \text{ AN: } \%C = \frac{1}{0,866 \cdot 10^3} \times 12 \cdot 10^{-3} \times \frac{295 \cdot 10^{-6}}{22,4 \times 10^{-3}} \times 100 ; \%C = 91,24\%$$

L'hydrocarbure n'étant constitué que d'hydrogène et de carbone, $\%C + \%H = 100$

$$\Rightarrow \%H = 100 - \%C; \text{ AN: } \%H = 100 - 91,24; \quad \%H = 8,75\%$$

Conclusion: pourcentage de carbone: 91,24% ; Pourcentage d'hydrogène: 8,76%.

2) Formule brute et formule développée de cet hydrocarbure

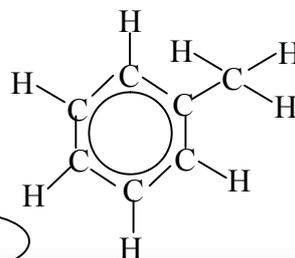
La formule brute d'un hydrocarbure est de la forme C_xH_y avec x et y entiers et non nuls.

$$\text{Ainsi } \%C = \frac{xM_C}{M_{\text{C}_x\text{H}_y}} \Rightarrow x = \%C \times \frac{M_{\text{C}_x\text{H}_y}}{M_C} ; \text{ AN: } x = \frac{91,24}{100} \times \frac{92}{12} ; x = 7$$

$$\text{D'autre part, } M_{\text{C}_x\text{H}_y} = 12x + y \Rightarrow y = M_{\text{C}_x\text{H}_y} - 12x ; \text{ AN: } y = 92 - (12 \times 7); y = 8$$

La formule brute de cet hydrocarbure est: C_7H_8

Sa formule développée est:



Nom: toluène ou méthylbenzène

Exercice 4.16

1) Equation-bilan de la réaction : $C_6H_6 + 2Cl_2 \rightarrow C_6H_4Cl_2 + 2HCl$.

2) masse de benzène nécessaire à la production de 100g, avec un rendement de 60%

Soit r le rendement de cette réaction

M_p la masse de dichlorobenzène produite

M la masse de dichlorobenzène qui aurait due être produite;

$$r = \frac{m_p}{m} \times 100 \Rightarrow m = \frac{m_p}{r} \times 100 \quad (1)$$

D'après l'équation de la réaction,

$$n_{C_6H_6} = n_{C_6H_4Cl_2} \Leftrightarrow \frac{m_{C_6H_6}}{M_{C_6H_6}} = \frac{m}{M} \Rightarrow m_{C_6H_6} = \frac{m}{M} \times M_{C_6H_6} \quad (2)$$

$$(1) \text{ dans } (2): m_{C_6H_6} = \frac{1}{M} \times \frac{m_p}{r} \times 100 \times M_{C_6H_6}$$

$$\text{avec } M_{C_6H_6} = 6M_C + 6M_H \text{ et } M = M_{C_6H_4Cl_2} = 6M_C + 4M_H + 2M_{Cl}$$

$$\underline{\text{AN:}} M_{C_6H_6} = 6 \times 12 + 6 \times 1 \quad \text{et} \quad M = 6 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 35,5$$

$$M_{C_6H_6} = 78 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \text{et} \quad M = 147 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

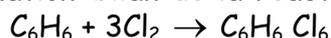
$$\underline{\text{AN:}} m_{C_6H_6} = \frac{1}{147} \times \frac{100}{60} \times 100 \times 78; m_{C_6H_6} = 88,43 \text{g}.$$

Exercice 4.17

1) On observe dans le flacon:

- la disparition progressive de la couleur verdâtre du dichlore;
- l'apparition des fumées blanches;
- le dépôt de cristaux blancs sur la paroi du flacon.

2) Equation-bilan de la réaction



3) Pour savoir si le dichlore est entièrement consommé, déterminons le volume de dichlore nécessaire pour transformer une goutte de benzène

$$n_{C_6H_6} = \frac{n_{Cl_2}}{3} \Rightarrow \frac{m_{C_6H_6}}{M_{C_6H_6}} + \frac{1}{3} \cdot \frac{V_{Cl_2}}{V_m} \Rightarrow V_{Cl_2} = \frac{3m_{C_6H_6}}{M_{C_6H_6}} \cdot V_m \text{ avec } m_{C_6H_6} = \mu \cdot V \Rightarrow V_{Cl_2} = \frac{3\mu \cdot V}{M_{C_6H_6}} \times V_m ;$$

$$\underline{\text{AN:}} V_{Cl_2} = \frac{3 \times 880 \times 0,05 \cdot 10^{-6}}{78 \times 10^{-3}} \times 25 \cdot 10^{-3} ; \quad V_{Cl_2} = 4,23 \cdot 10^{-5} \text{m}^3 = 42,3 \text{cm}^3$$

Conclusion: Non, le dichlore n'est pas entièrement consommé car le volume nécessaire est inférieur à 250cm^3 .

3.2) Masse de cristaux recueillis

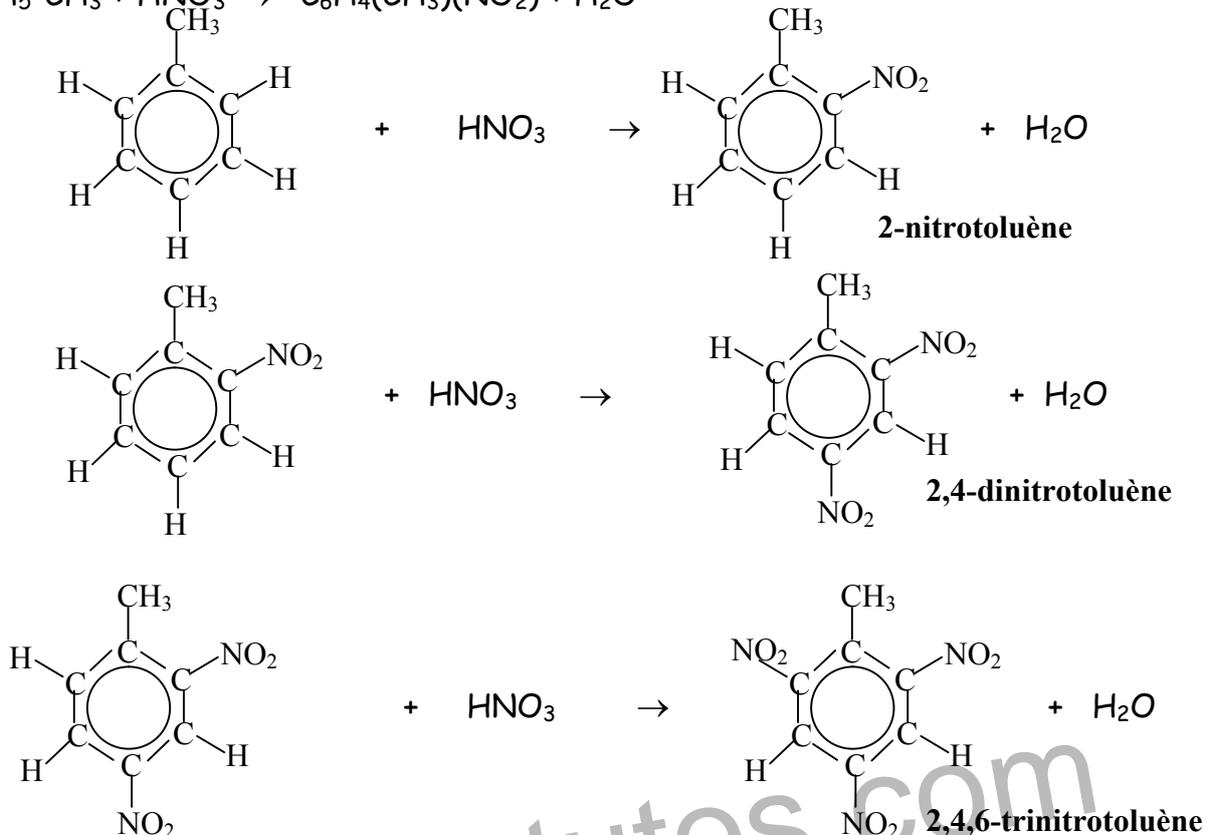
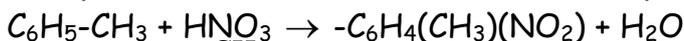
$$n_{C_6H_6} = n_{C_6H_6Cl_6} \Leftrightarrow \frac{m_{C_6H_6}}{M_{C_6H_6}} = \frac{m_{C_6H_6Cl_6}}{M_{C_6H_6Cl_6}} \Rightarrow m_{C_6H_6Cl_6} = \frac{m_{C_6H_6}}{M_{C_6H_6}} \times M_{C_6H_6Cl_6}$$

$$m_{C_6H_6Cl_6} = \frac{\mu \cdot V}{M_{C_6H_6}} \times M_{C_6H_6Cl_6}, \text{ avec } M_{C_6H_6Cl_6} = 6M_C + 6M_H + 6M_{Cl} = 291 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\underline{\text{AN:}} m_{C_6H_6Cl_6} = \frac{880 \cdot 0,05 \cdot 10^{-6}}{78 \cdot 10^{-3}} \times 291; m_{C_6H_6Cl_6} = 0,164 \text{kg} = 164 \text{g}.$$

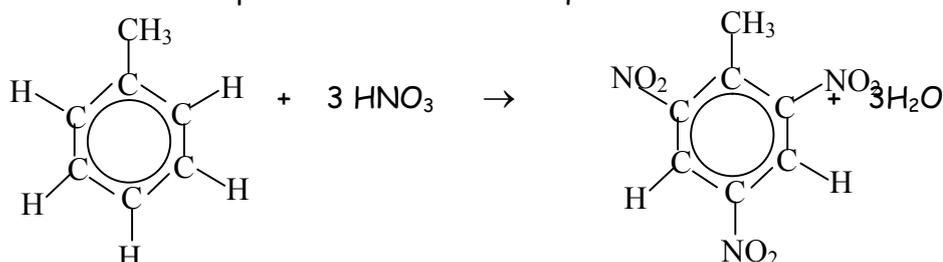
Exercice 4.22

1) Equation-bilan des nitrations du méthylbenzène



3) Masse de TNT obtenu à partir de 100L de toluène

Soient m la masse de TNT obtenue ; m' la masse de toluène utilisée ;
 M la masse molaire du TNT ; M' la masse molaire du toluène ;
 n la quantité de matière de TNT obtenu, n' la quantité de matière de toluène ;
 L'équation-bilan obtenue par addition des trois équations ci-dessus est:



Ainsi, $n = n' \Leftrightarrow \frac{m}{M} = \frac{m'}{M'} \Rightarrow m' = \frac{m}{M} \times M'$ (1)

Avec $M = 7M_C + 3M_N + 6M_O + 5M_H = (7 \times 12) + (3 \times 14) + (6 \times 16) + (5 \times 1)$
 $M = 227g.mol^{-1}$; $M' = 7M_C + 8M_H = 7 \times 12 + 8 \times 1$; $M' = 92g.mol^{-1}$
 $M = d \cdot \rho_e \cdot V$; (2)

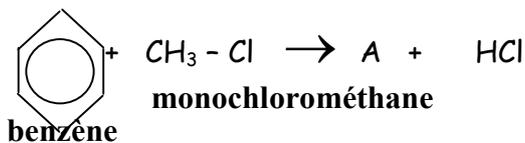
(2) dans (1): $m' = \frac{d \cdot \rho_e \cdot V}{M} \times M'$; **AN**: $m' = \frac{0,866 \times 1000 \times 100 \times 10^{-3}}{227 \cdot 10^{-3}} \times 92 \cdot 10^{-3}$; $m' = 35,1kg$.

2) Nom de chacun des dérivés obtenus

1^{ère} équation: mononitrotoluène; 2^e équation: 1,3-dinitrotoluène
 3^e équation: 1,3,5-trinitrotoluène

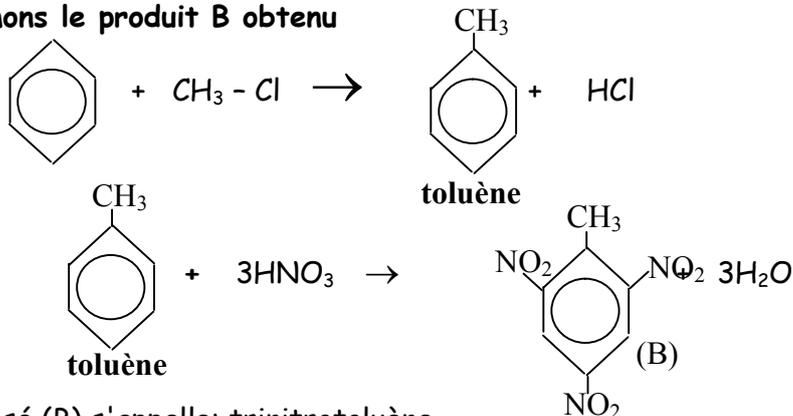
Exercice 4.19

1) Nommons les deux réactifs de la première équation



2) Le chlorure d'aluminium joue le rôle de catalyseur.

3) Nommons le produit B obtenu

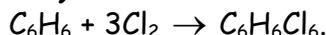


Le composé (B) s'appelle: trinitrotoluène

Exercice 4.20

1) Ce produit est utilisé comme insecticide

2.1) Volume de dichlore utilisé en une année



$$n_{\text{C}_6\text{H}_6} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{3} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6}}{M_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6}} = \frac{1}{3} \cdot \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{Cl}_2} = 3 \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6}}{M_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6}} \times V_m ; \text{ avec } m_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6} = 365 \times 830 = 3,1 \cdot 10^5 \text{ kg}$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6} = 6M_{\text{C}} + 6M_{\text{H}} + 6M_{\text{Cl}} = 6 \times 12 + 6 \times 1 + 6 \times 35,5 ; M_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6} = 291 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

AN: $V_{\text{Cl}_2} = 3 \times \frac{3,1 \cdot 10^5}{291} \times 24 ; V_{\text{Cl}_2} = 7,68 \cdot 10^4 \text{ L}$

2.2) Quantité supplémentaire de dichlore

Soit m' la masse de lindane obtenue sans perte ; M la masse de lindane obtenue avec 12% de perte ; r le rendement de cette production; $r = 100 - 12 = 88\%$;

$$r = \frac{m}{m'} \Rightarrow m' = \frac{m}{r} ; \text{ Le volume de dichlore nécessaire pour produire la masse } m' \text{ est:}$$

$$V'_{\text{Cl}_2} = 3 \frac{m'}{M_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6}} \times V_m = \frac{3V_m}{M_{\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6}} \times \frac{m}{r} = \frac{1}{r} V_{\text{Cl}_2}$$

Le volume de dichlore supplémentaire est: $V = V'_{\text{Cl}_2} - V_{\text{Cl}_2} = \frac{1}{r} V_{\text{Cl}_2} - V_{\text{Cl}_2}$

Nous obtenons: $V = V_{\text{Cl}_2} \left(\frac{1}{r} - 1 \right) ; \text{ AN: } V = 7,68 \cdot 10^4 \left(\frac{1}{0,88} - 1 \right) ; V = 1,047 \cdot 10^4 \text{ L.}$

Chapitre 5 : LES PETROLES ET LES GAZATURELS

A- L'ESSENTIEL DU COURS

I. Les pétroles

I.1. Origine des pétroles bruts

Le pétrole brut provient de la décomposition lente des matières organiques d'origines animale ou végétale.

Le pétrole brut est une source d'énergie non renouvelable, qui se forme à une profondeur comprise entre 1km et 4km dans la terre.

Les facteurs les plus importants qui interviennent dans la formation des pétroles et des gaz naturels sont:

- la décomposition de la matière organique ;
- la géothermie (chaleur interne) du sous-sol;
- la durée d'action de cette géothermie.

I.2 Composition des pétroles

Quelque soit son origine, le pétrole est essentiellement constitué des hydrocarbures suivants:

- les alcanes, qui sont en général majoritaires et représentent 50 à 98% du pétrole brut;
- les autres hydrocarbures tels que:
 - les cyclanes ;
 - les composés aromatiques
- d'autres composés que l'on retrouve sous forme de traces, notamment:
 - les composés soufrés tels que le sulfure d'hydrogène H_2S ;
 - les composés oxygénés ;
 - les composés azotés ;
 - les composés minéraux tels que le fer et le nickel.

NB: Tous ces autres composés constituent des impuretés en général éliminées pendant le raffinage.

II. Transformation des pétroles: le raffinage.

II.1 Définitions

Le raffinage: c'est l'ensemble des opérations de traitement subies par le pétrole brut avant son utilisation.

Les principales opérations de traitement du pétrole brut, qui constituent le raffinage, ont pour but de :

- séparer les différents constituants en plusieurs fractions ou "coupes " de volatilité croissante par un traitement physique : la distillation fractionnée;

N.B : En général, les coupes (fractions) obtenues sont des mélanges de corps purs de températures d'ébullition voisines.

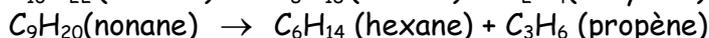
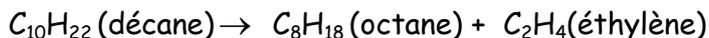
- obtenir des hydrocarbures qui n'entrent pas dans la composition des pétroles (cas des alcènes) ou qui existent en proportions insuffisantes(alcanes de faible masse molaire) par des transformations chimiques telles que le craquage, le reformage et l'isomérisation.

La distillation: c'est un procédé de séparation des différents constituants du pétrole brut. La distillation se fait dans une tour à distillation appelée colonne à plateaux.

Le craquage: c'est une opération chimique qui consiste à transformer certains hydrocarbures lourds en hydrocarbures légers par rupture des liaisons carbone-carbone (C-C). Le craquage se fait après la distillation fractionnée qui fournit généralement des produits lourds.

Le craquage catalytique est une réaction de craquage d'un alcane à haute température (environ 500°C) à la pression atmosphérique et en présence d'un catalyseur.

Exemples:



Le vapocraquage ou craquage à la vapeur d'eau est un craquage thermique qui s'effectue sous faible pression, vers 800°C, en présence d'eau.

Le craquage à l'hydrogène ou hydrocraquage est un craquage catalytique associé à une hydrogénation, qui s'effectue entre 250°C et 450°C avec des pressions élevées de dihydrogène. **N.B** : le préfixe "Hydro" signifie ici hydrogène et non pas "eau"

Le reformage: c'est une opération qui consiste à modifier la structure d'un hydrocarbure sans modifier le nombre d'atomes de carbone qui le constituent. Cette opération a pour but d'améliorer la qualité des essences légères, ceci par une augmentation de leur indice d'octane.

Exemple: Par reformage, on transforme l'octane C_8H_{18} en 2,2,4-triméthylpentane, à une température d'environ 500°C et en présence d'un catalyseur.

Isomérisation : c'est une opération qui vise à transformer des alcanes linéaires en alcanes ramifiées.

Cyclisation : c'est une opération qui vise à transformer un alcane linéaire en cyclane par déshydrogénation

II.2 Produits issus du traitement des pétroles bruts.

Les principaux produits issus du traitement des pétroles brut sont: les gaz, les essences légères, le pétrole lampant, le gasoil, le fuel, les huiles, les bitumes, etc...

III. Les gaz

III.1 Composition des gaz naturels

La composition des gaz naturels dépend de la matière organique de départ. Le principal constituant des gisements de gaz naturels est le méthane. En plus du méthane, les gaz naturels contiennent: l'éthane, le propane, le butane, le diazote, le dioxyde de carbone, le sulfure d'hydrogène, etc...

III.2 Traitement des gaz naturels

Pour rendre le gaz utilisable, l'on doit le débarrasser de ses impuretés.

Ainsi, l'eau contenue dans le gaz doit être éliminée par séchage, grâce à des déshydratants appropriés.

Le dioxyde de carbone est fixé par des réactifs chimiques, le sulfure d'hydrogène lui aussi fixé par des réactifs chimiques puis régénéré par chauffage, puis utilisé dans la préparation de l'acide sulfurique.

Le propane et le butane sont séparés des autres composés par distillation fractionnée.

IV. Utilisation des produits issus du pétrole brut et du gaz naturel

Les produits issus du pétrole brut et du gaz naturel sont utilisés comme:

- source d'énergie; sous forme de carburants: gasoil et essence pour les moteurs de voitures, Kérosène pour avions;
- combustibles domestiques: c'est le cas du pétrole lampant et du butane encore appelé gaz domestique;
- matières premières, pour la fabrication des matières plastiques, la synthèse de certains produits pharmaceutiques tels que les huiles de beauté.

V. Dangers liés à l'utilisation des produits pétroliers.

- les incendies, car les produits pétroliers sont très inflammables;
- les intoxications, car la combustion des produits pétroliers libère des gaz nocifs tels que le monoxyde de carbone, le cyanure d'hydrogène et le chlorure d'hydrogène;
- la pollution atmosphérique, la pollution marine, et l'effet de serre du fait de certains gaz dits à effet de serre tels que le dioxyde de carbone (CO₂), les fréons et les CFC.

Bon à savoir : L'effet de serre est le réchauffement du globe terrestre du fait de la détérioration de la couche d'ozone par certains gaz.

B- ENONCES DES EXERCICES**Exercice 5.1**

Répondre par "Vrai" ou "Faux" puis justifier.

- 1) Les pétroles bruts et les gaz naturels sont des substances dont la nature varie en fonction des facteurs intervenant dans leur formation.
- 2) On rencontre le plus souvent les gaz naturels dans les gisements de pétrole.
- 3) On sépare les différents constituants d'un mélange liquide hétérogène par la distillation.
- 4) Les alcanes ramifiés et les cyclanes ont un meilleur indice d'octane que les alcanes à chaînes droites.
- 5) Plus il y a de ramifications, moins l'indice d'octane est élevé.
- 6) Le méthane CH₄ est le constituant essentiel des gaz naturels.
- 7) L'hydrocraquage est un craquage catalytique associé à l'hydrogénation.
- 8) La teinte du pétrole brut varie du vert au noir.
- 9) Le pétrole et le gaz naturel ont une origine commune: la matière organique.
- 10) La densité du pétrole brut est toujours comprise entre 0,83 et 1.
- 11) Le pétrole brut est plus léger que le pétrole lampant.
- 12) L'installation industrielle dans laquelle s'effectue la distillation du pétrole brut s'appelle raffinerie.

Exercice 5.2

Définir:

- | | | |
|------------------|------------------|---------------------|
| a) raffinage | b) craquage | c) indice d'octane |
| d) vapocraquage | e) hydrocraquage | f) distillation |
| g) pipeline | h) reformage | i) coupe de pétrole |
| j) isomérisation | k) cyclisation | j) SONARA |
| k) S.C.D.P | l) CSPH | m) SNH |

Exercice 5.3

Quelles sont les importantes actions de développement menées en même temps que la réalisation du projet Pipeline Tchad-Cameroun?

Exercice 5.4

Quels sont les facteurs essentiels qui interviennent dans la formation des pétroles et gaz naturels.

Exercice 5.5

Indiquer les différents usages des produits suivants, obtenus lors de la distillation fractionnée du pétrole brut:

- a) les essences b) le gaz c) le pétrole lampant d) gasoil e) le bitume

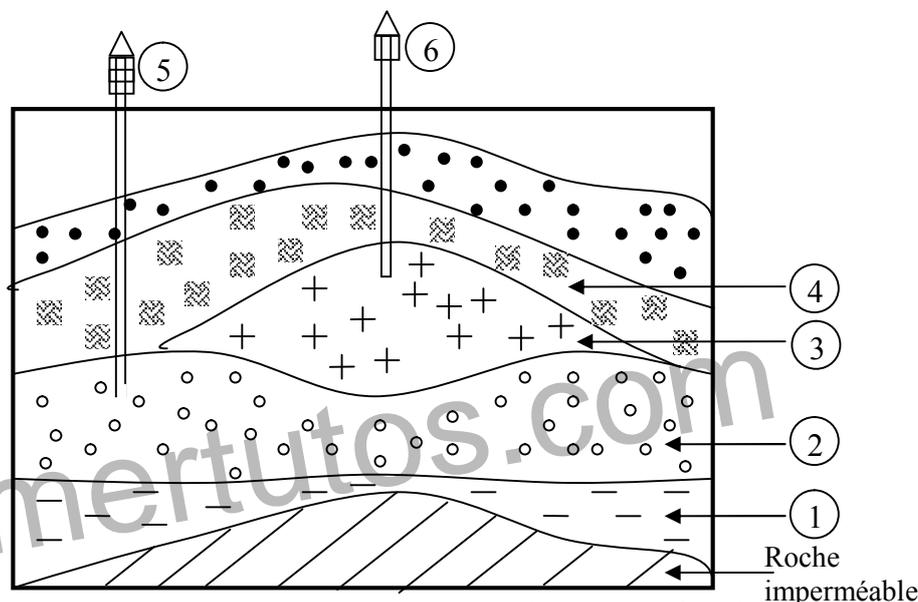
Exercice 5.6

Le pétrole brut est un minerai dont l'intérêt économique en a fait un enjeu majeur des conflits politiques de nos jours dans le monde entier. Donner les principaux pays producteurs du pétrole brut en Asie, en Europe, en Afrique et en Amérique.

Exercice 5.7

On considère la coupe schématique d'un réservoir souterrain de pétrole et de gaz naturel représenté ci-dessous:

Se servir des numéros pour compléter la légende.

**Exercice 5.8**

S'agissant du pétrole brut, donner : son origine, sa composition chimique et les différentes opérations de son traitement.

Exercice 5.9

- 1) Donner la composition des gaz naturels.
- 2) Donner l'utilisation des gaz naturels.
- 3) Proposer une méthode de traitement d'un gaz naturel renfermant des alcanes, du sulfure d'hydrogène, de l'eau et du dioxyde de carbone.

Exercice 5.10

- 1) Donner deux utilisations des produits issus du pétrole dans les cas suivants:
 - comme combustible domestique ;
 - comme source d'énergie ;
 - comme matière première ;
- 2) Donner trois dangers liés à l'utilisation des produits pétroliers.

Exercice 5.11

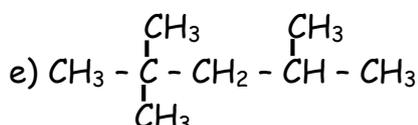
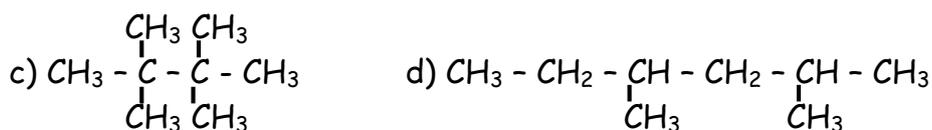
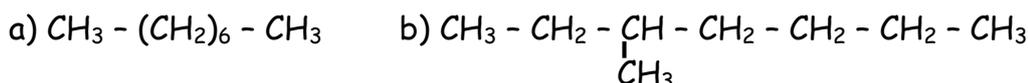
Par vapocraquage de l'éthane, il se forme préférentiellement de l'éthylène à la suite d'une déshydrogénation.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2) Sachant que le rendement de la réaction est 85%, déterminer la masse d'éthylène obtenue à partir de 1t d'éthane.

Exercice 5.12

1) Nommer les composés ci-dessous (différents isomères de l'octane de formule brute C_8H_{18})



2) Cinq échantillons de carburant sont constitués respectivement et essentiellement des alcanes ci-dessus.

2.1) Classer ces carburants par ordre d'indice d'octane croissant.

2.2) Indiquer le carburant de qualité supérieure.

2.3) Un élève de la classe de 1^{ère} dit qu'on peut améliorer la qualité du carburant constitué de l'isomère (d) par isomérisation.

2.3.1) Quels sont le rôle et l'intérêt de l'isomérisation?

2.3.2) Ecrire l'équation de l'isomérisation a)

2.4) Un autre élève dit qu'on peut aboutir au même résultat par cyclisation. En parlant du rôle et de l'intérêt de la cyclisation, est-ce que ce dernier a raison?

Exercice 5.13

Un camping-gaz contient 90g de butane. On le fixe sur un brûleur réglé de façon à avoir une combustion complète du butane.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction correspondante.

2) Le brûleur débite 30L de butane par heure de fonctionnement. Quel est le volume de dioxyde de carbone produit en 1h ? **On donne** : volume molaire $V_m = 25L \cdot mol^{-1}$

3) Au bout de combien de temps la bouteille de butane sera-t-elle inutilisable (ceci à cause de l'arrêt du brûleur)?

Exercice 5.14

Une dame utilise une bouteille de gaz liquéfié pour préparer du "Ndolè". Pour déterminer sa consommation, elle pèse la bouteille avant et après utilisation. Elle trouve alors une différence de masse $m = 2,30kg$.

1) Que représente cette masse m?

2) Déterminer le volume de CO_2 rejeté dans la cuisine.

3) Quelle est la masse d'eau susceptible de se former sur les murs de la cuisine?

4) Déterminer le volume d'air nécessaire pour réaliser cette combustion. On suppose que l'air est constitué en volume de 20% de dioxygène.

5) Au vu de ces résultats, pourquoi est-il nécessaire d'aérer efficacement la cuisine?

N.B : On prendra pour volume molaire $V_m = 22, \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 5.15

On réalise la combustion complète de 1kg de fioul. On suppose que le fioul est constitué en majorité d'alcane de formule brute $\text{C}_{13}\text{H}_{38}$.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de cette combustion complète.
- 2) Quel est le volume de dioxygène nécessaire pour cette combustion?
- 3) Cette combustion a lieu dans une enceinte close de dimensions: longueur: $L = 5\text{m}$, largeur: $l = 1\text{m}$, hauteur: $h = 2\text{m}$, remplie initialement d'air.
Pourra-t-on réussir cette opération? Sinon quelle quantité de fioul restera-il au moment où s'arrêtera la combustion?

On donne : volume molaire $V_m = 25 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 5.16

Un mélange d'hydrocarbures comprend 6 alcanes dont les températures d'ébullition t_e sont contenues dans le tableau ci-dessous :

Alcane	Pentane C_5H_{12}	Heptane C_7H_{14}	Nonane C_9H_{20}	Décane $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Dodécane $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	Pentadécane $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$
Température d'ébullition t_e (en °C)	36	98	150	174	216	270

- 1) Quel est le composé le plus volatil parmi ces 6 alcanes?
- 2) En cas de distillation fractionnée de ce mélange d'hydrocarbures, quel composé resterait au bas de la colonne à distiller?
- 3) La distillation fractionnée peut-elle permettre la séparation des 6 alcanes? Pourquoi?

Exercice 5.17

Par craquage à 500°C , le butane donne du méthylpropène et du dihydrogène.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 2) Déterminer le pourcentage en masse de chaque produit formé.

C- SOLUTIONS DES EXERCICES**Exercice 5.1**

- 1) **Vrai.** 2) **Vrai.**
3) **Faux.** La distillation permet de séparer les différents constituants d'un mélange liquide homogène.
4) **Vrai.**
5) **Faux.** Plus il y a de ramifications, plus l'indice d'octane est élevé.
6) **Vrai.** 7) **Vrai.**
8) **Faux ;** La teinte du pétrole brut varie du jaune au noir.
9) **Vrai ;** 10) **Vrai ;** 11) **Faux ;** 12) **Vrai**

Exercice 5.2

- a) Raffinage; d) vapocraquage; j) isomérisation; b) craquage; b) reformage; e) hypocraquage; f) distillation, k) cyclisation. Voir cours (paragraphe II.1)
g) **pipeline:** conduite construite pour transporter le pétrole brut d'un lieu à un autre.
k) **SCDP:** société camerounaise des dépôts pétroliers ;
j) **SONARA:** société nationale de raffinage ;
m) **SNH:** société nationale des hydrocarbures.
i) coupe de pétrole: différentes fractions obtenues lors de la distillation d'un pétrole brut.
l) **CSPH:** Caisse de stabilisation du prix des hydrocarbures.
c) **indice d'octane:** c'est ce qui caractérise la résistance d'un carburant à l'auto inflammation qui est l'inflammation spontanée du mélange air-carburant avant l'allumage.

Exercice 5.3

Les importantes actions de développement menées en même temps que la réalisation du projet pipeline Tchad-Cameroun sont:

- l'aménagement des voies de communication le long du tracé de l'oléoduc.
- la construction des écoles et cases de santé pour les populations riveraines, etc...

Exercice 5.4

Voir cours (paragraphe I.1)

Exercice 5.5

Différents usages des produits suivants:

- a) Les essences:
- les essences légères sont des carburants des avions à hélice ;
 - les essences lourdes sont utilisées comme solvants et comme carburants d'automobile;
- b) Le gaz: chauffage domestique

- c) Pétrole lampant ou kérosène: carburants des moteurs à réaction et usage domestique (exemple: les lampes tempêtes)
- d) Gasoil: alimentation des moteurs diesels et chauffage d'immeubles.
- e) Le bitume: construction des routes.

Exercice 5.6

Les principaux pays producteurs de pétrole brut:

- En Asie: Arabie Saoudite, Koweït, Iran, Irak, Emirats arabes unis, Indonésie, Chine
- En Europe: ex-URSS, Royaume-Uni
- En Afrique: Nigeria, Libye, Algérie, Egypte, Cameroun, Gabon, Congo, Angola.
- En Amérique: les Etats-Unis (USA), le Venezuela, le Mexique.

Exercice 5.7

- | | | |
|----------------------|------------------------------------|-------------------|
| 1) eau salée | 2) pétrole brut | 3) gaz naturel |
| 4) roche imperméable | 5) puits d'exploitation de pétrole | 6) recueil de gaz |

Exercice 5.8

S'agissant du pétrole brut:

- son origine: décomposition lente d'organisme d'origine animale et végétale ;
- sa composition chimique: les alcanes, cyclanes et composés aromatiques ;
- les différentes opérations de son traitement: distillation ; craquage ; reformage.

Exercice 5.9

1) Voir cours (paragraphe III.1)

- 2) L'utilisation des gaz naturels: le gaz naturel est surtout utilisé comme combustible.
- l'éthane des gaz naturels est utilisé pour la fabrication de l'éthylène, très utilisé dans les industries.
 - le soufre provenant du sulfure d'hydrogène contenu dans les gaz naturels est utilisé pour la synthèse de l'acide sulfurique.

3) Méthode de traitement d'un gaz naturel renfermant des alcanes, du sulfure d'hydrogène, de l'eau et du dioxyde de carbone.

- le séchage qui consiste à déshydrater le gaz ;
- la désulfuration et la décarbonisation qui consiste à éliminer le sulfure d'hydrogène (H_2S) et le dioxyde de carbone (CO_2) par absorption dans une solution basique.
- la distillation fractionnée qui permet de séparer le méthane des autres hydrocarbures.

Exercice 5.10**1) Utilisations des produits issus du pétrole dans les cas suivants:**

- comme combustible domestique: pétrole lampant, gaz domestique.
- comme source d'énergie: essence, gasoil, kérosène.
- comme matière première: matières plastiques, produits pharmaceutiques

2) Dangers liés à l'utilisation des produits pétroliers. Voir cours (paragraphe V)**Exercice 5.11****1) Equation bilan de la réaction : $C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2$**

2) 1 mole de C_2H_6 donne 1mole C_2H_4 ; par conséquent, $n_{C_2H_6} = n_{C_2H_4}$

$$R_d = \frac{n_{C_2H_4}}{n_{C_2H_6}} \text{ or } n = \frac{m}{M} \Rightarrow m_{C_2H_4} = \frac{R_d \cdot m_{C_2H_6} \cdot M_{C_2H_4}}{M_{C_2H_6}} ;$$

AN: $m_{C_2H_4} = \frac{85 \cdot 10^6 \cdot 28}{100 \times 30}$; $m_{C_2H_4} = 7,9 \cdot 10^5 \text{ g} = 7,9 \cdot 10^2 \text{ kg} \approx 0,8 \text{ tonne}$

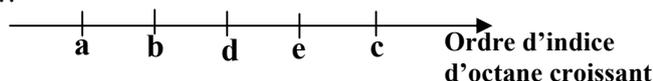
Exercice 5.12**1) Noms des composés**

- a) n-octane c) tétraméthylbutane e) 2,2,4-triméthylpentane
 b) 3-méthylpentane d) 2,4-diméthylhexane

2.1) Classement par ordre d'indice d'octane croissant

N.B: plus il y a de ramifications, plus l'indice d'octane est élevé.

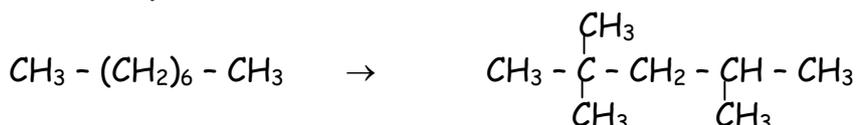
D'où le classement suivant:

**2.2) Carburant de qualité supérieure**

Le carburant de qualité supérieure est celui qui a le plus grand indice d'octane: c'est celui constitué de (c), c'est-à-dire le tétraméthylbutane.

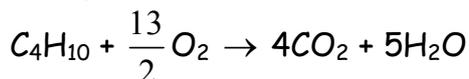
2.3.1) Le rôle et l'intérêt de l'isomérisation

- rôle: permet de transformer un alcane linéaire en un alcane ramifié ;
- intérêt: améliorer l'indice d'octane.

2.3.2) Equation de l'isomérisation a**2.4) rôle et intérêt de la cyclisation**

- rôle: permet de transformer un alcane linéaire en cyclane ;
- intérêt: améliorer l'indice d'octane ;

Conclusion: l'intérêt de l'isomérisation et de la cyclisation étant d'améliorer l'indice d'octane du carburant, on peut dire que ce dernier élève à raison.

Exercice 5.13**1) Equation de la réaction correspondante****2) Volume de dioxyde de carbone produit en 1h**

$$\frac{n_{C_4H_{10}}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{4} \Leftrightarrow \frac{V_{C_4H_{10}}}{V_m} = \frac{1}{4} \cdot \frac{V_{CO_2}}{V_m} \Rightarrow V_{CO_2} = 4V_{C_4H_{10}} ; \text{ AN: } V_{CO_2} = 4 \times 30; V_{CO_2} = 120L.$$

3) Temps au bout duquel la bouteille de gaz sera inutilisable

$$\text{Masse de butane consommée par heure: } \frac{m}{M_{C_4H_{10}}} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow m = \frac{V}{V_m} \times M_{C_4H_{10}}$$

$$\text{AN: } m = \frac{30}{25} \times 58; m = 69,6g. \quad t = \frac{90}{69,6} = 1,293h; t = 1h17min35s.$$

Exercice 5.14

1) m représente la masse de gaz consommée pour la préparation du Ndolé.

2) Volume de dioxyde de carbone rejeté dans la cuisine.

Le gaz domestique utilisé par les ménages étant le butane, l'équation de la combustion



$$\frac{n_{C_4H_{10}}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{4} \Leftrightarrow \frac{m_{C_4H_{10}}}{M_{C_4H_{10}}} = \frac{1}{4} \cdot \frac{V_{CO_2}}{V_m} \Rightarrow V_{CO_2} = \frac{4m_{C_4H_{10}}}{M_{C_4H_{10}}}; \text{ AN: } V_{CO_2} = 4 \times \frac{2,3 \times 10^3}{58}; V_{CO_2} = 158,6L.$$

3) Masse d'eau susceptible de se former sur les murs de la cuisine.

$$n_{C_4H_{10}} = \frac{n_{H_2O}}{5} \Leftrightarrow \frac{m_{C_4H_{10}}}{M_{C_4H_{10}}} = \frac{1}{5} \cdot \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \Rightarrow m_{H_2O} = 5 \cdot \frac{m_{C_4H_{10}}}{M_{C_4H_{10}}} \times M_{H_2O}$$

$$\text{AN: } m_{H_2O} = \frac{5 \times 2,3 \times 10^3}{58} \times 18; m_{H_2O} = 3,6 \cdot 10^3 g.$$

4) Volume d'air nécessaire pour la réalisation de cette combustion

$$V_{O_2} = \frac{20}{100} V_{air} = \frac{1}{5} V_{air} \Rightarrow V_{air} = 5V_{O_2}.$$

$$\text{Or } n_{C_4H_{10}} = \frac{n_{O_2}}{\frac{13}{2}} = \frac{2}{13} n_{O_2} \Leftrightarrow \frac{m_{C_4H_{10}}}{M_{C_4H_{10}}} = \frac{2}{13} \cdot \frac{V_{O_2}}{V_m} \Rightarrow V_{O_2} = \frac{13}{2} \times \frac{m_{C_4H_{10}}}{M_{C_4H_{10}}} \times V_m$$

$$\text{AN: } V_{O_2} = \frac{13}{2} \times \frac{2,3 \cdot 10^3}{58} \times 22,4; V_{O_2} = 5,77 \cdot 10^3 L.$$

$$\text{Ainsi, } V_{air} = 5 \times 5,77 \cdot 10^3; V_{air} = 2,885 \cdot 10^4 L.$$

5) Il est nécessaire d'aérer efficacement la cuisine parce que le volume d'air nécessaire est assez important et supérieur au volume d'air que peut contenir la cuisine qui en général est une pièce de petites dimensions.

Exercice 5.15

1) Equation-bilan de cette combustion : $C_{13}H_{38} + 16O_2 \rightarrow \frac{13}{2}CO_2 + 19H_2O$

2) Volume de dioxygène nécessaire

$$\frac{n_{C_{13}H_{38}}}{1} = \frac{n_{O_2}}{16} \Leftrightarrow \frac{m_{C_{13}H_{38}}}{M_{C_{13}H_{38}}} = \frac{1}{16} \cdot \frac{V_{O_2}}{V_m} \Rightarrow V_{O_2} = \frac{16V_m \times m_{C_{13}H_{38}}}{M_{C_{13}H_{38}}}$$

AN: $V_{O_2} = \frac{16 \times 25 \times 10^3}{(13 \times 12) + (38 \times 1)}$; $V_{O_2} = 2061,85L$.

3) Le volume d'air disponible dans cette enceinte est:

$V = L.l.h$; **AN:** $V = 5 \times 1 \times 2$; $V = 10m^3 = 10^4L$.

Volume d'air contenant le volume de dioxygène nécessaire:

$V' = 5V_{O_2} = 5 \times 2061,85$; $V' = 1,03.10^4L$.

Non, l'on ne pourra pas réussir l'opération car $V < V'$.

Quantité de fioul restante au moment où s'arrête la combustion.

Déterminons la masse de fioul pouvant être consommé par le dioxygène contenu dans V.

Nous savons que: $V_{O_2} = \frac{V}{5} = \frac{10^4}{5} \Rightarrow V_{O_2} = 2.10^3L$.

D'autre part, $\frac{m_{C_{13}H_{38}}}{M_{C_{13}H_{38}}} = \frac{1}{16} \cdot \frac{V_{O_2}}{V_m} \Rightarrow m_{C_{13}H_{38}} = \frac{1}{16} \cdot \frac{V_{O_2}}{V_m} \times M_{C_{13}H_{38}}$

AN: $m_{C_{13}H_{38}} = \frac{1}{16} \times \frac{2.10^3}{25} \times 194$; $m_{C_{13}H_{38}} = 970g$.

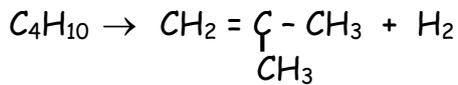
La quantité de fioul restante sera $m = 10^3 - 970$; $m = 30g$.

Exercice 5.16

1) Le composé le plus volatil parmi ces 6 alcanes est le pentane (C_5H_{12}) car sa température d'ébullition est la plus basse de toutes.

2) En cas de distillation, le composé qui resterait au fond de la colonne est le pentadécane car c'est l'hydrocarbure dont la température d'ébullition est la plus grande; Elle est donc la dernière à passer de l'état liquide à l'état gazeux.

3) Oui car les températures d'ébullition de ces hydrocarbures ne sont pas voisines.

Exercice 5.17**1) Equation-bilan de la réaction****2) Pourcentage en masse de chaque produit formé**

pourcentage de méthylpropène: $p_1 = \frac{M_{C_4H_8}}{M_{C_4H_{10}}} \times 100 = \frac{4M_C + 8M_H}{4M_C + 10M_H} \times 100$

AN: $p_1 = \frac{4 \times 12 + 8 \times 1}{4 \times 12 + 10 \times 1} \times 100;$ $p_1 = 96,55\%$

Pourcentage de dihydrogène: $p_2 = \frac{M_{H_2}}{M_{C_4H_{10}}} \times 100 = \frac{2M_H}{4M_C + 10M_H} \times 100$

AN: $p_2 = \frac{2 \times 1}{4 \times 12 + 10 \times 1} \times 100;$ $p_2 = 3,45\%$.

Camertutos.com

Chapitre 6 : GENERALITES SUR L'OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

A- L'ESSENTIEL DU COURS

I- Rappels sur les ions en solution aqueuse

Définitions:

On appelle **solution** tout mélange homogène d'une substance (en faible quantité) appelée soluté, avec une autre substance (en grande quantité) appelée solvant.

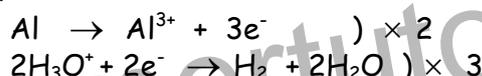
Remarques:

- Une solution est dite aqueuse lorsque le solvant est l'eau.
- Une solution ionique est une solution contenant des ions et qui conduit le courant électrique.
- Toute solution aqueuse est électriquement neutre car sa charge totale est nulle

II. Action d'une solution acide sur un métal

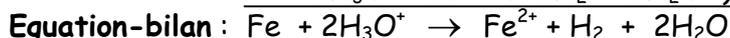
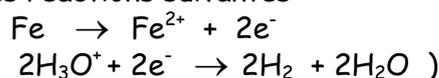
L'acide chlorhydrique (ou l'acide sulfurique) dilué attaque les métaux tels que l'aluminium, le fer et le zinc, avec dégagement de dihydrogène et formation d'ions métalliques. Au cours de chacune de ces réactions, il y a transfert d'électrons du métal aux ions hydronium de l'acide. L'expérience montre que ces deux acides n'attaquent pas les métaux suivants: le cuivre Cu, l'argent Ag, le mercure Hg, l'or Au, le platine Pt, etc.

L'équation bilan des réactions qui se déroulent dans un tube à essai contenant de la poudre d'aluminium et dans lequel nous versons avec précaution une solution chlorhydrique est obtenue comme suit:

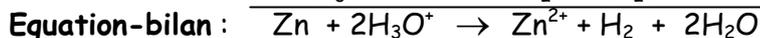
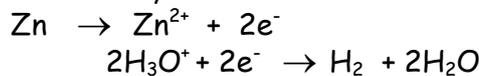


Remarque : l'équation-bilan est obtenue en additionnant membre à membre les deux demi-équations

En introduisant dans le tube à essai plutôt de la limaille de fer, nous obtenons les réactions suivantes:



Avec la grenaille de zinc, nous obtenons:



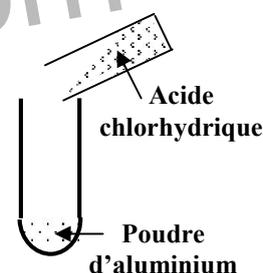
Remarques:

1) En reprenant ces expériences avec l'acide sulfurique dilué, nous obtenons les mêmes résultats.

2) Au cours de ces réactions, les ions chlorure Cl^- et sulfate SO_4^{2-} n'interviennent pas: ce sont des ions spectateurs.

Mise en évidence des produits de ces réactions.

- Si nous approchons une bûchette allumée de l'extrémité des tubes à essais, il s'y produit une détonation: preuve que le gaz dégagé est du dihydrogène.



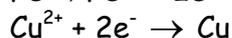
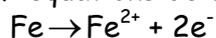
- Si nous prélevons une petite quantité de solution finale contenue dans le tube à essais et que nous y ajoutons une solution d'hydroxyde de sodium, nous observons les phénomènes suivants:
 - Dans le tube contenant l'aluminium, il se forme un précipité blanc insoluble dans l'ammoniac: c'est l'hydroxyde d'aluminium $\text{Al}(\text{OH})_3$, ce composé met ainsi en évidence la présence des ions aluminium Al^{3+} dans la solution.
 - Dans le tube contenant le fer, il se forme un précipité vert: c'est l'hydroxyde de fer II de formule $\text{Fe}(\text{OH})_2$, preuve de la présence des ions Fe^{2+} dans la solution.
 - Dans le tube contenant le zinc, il se forme un précipité blanc soluble dans l'ammoniac: c'est l'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$, preuve de la présence des ions Zn^{2+} dans la solution.

III. Réaction entre un métal et un ion métallique

Lorsqu'elle est possible, la réaction entre un métal et un ion métallique se fait avec transfert d'électrons de l'atome à l'ion.

Cas de la réaction entre le fer et l'ion cuivre (II)

Les deux demi-équations de cette réaction sont:



Equation-bilan: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$.

IV. Définitions

- Une oxydation est une réaction chimique au cours de laquelle une espèce chimique perd des électrons.
- Une réduction est une réaction chimique au cours de laquelle une espèce chimique gagne des électrons.
- Un oxydant est une espèce chimique qui capte des électrons.
- Un réducteur est une espèce chimique qui cède (libère) des électrons.
- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction de transfert d'électrons au cours de laquelle il y a simultanément oxydation du réducteur et réduction de l'oxydant.

Tableau récapitulatif des résultats des tests de reconnaissance des ions

Ions	Formules	Couleur	Réactions de précipitation		
			Réactif	Précipité	Remarque
Aluminium	Al^{3+}	Incolore	OH^-	$Al(OH)_3$ blanc ↓	Soluble dans un excès de solution d'hydroxyde de sodium et insoluble dans une solution d'ammoniac
Zinc	Zn^{2+}	Incolore	OH^-	$Zn(OH)_2$ blanc ↓	Soluble dans un excès de solution D'hydroxyde de sodium et soluble dans une solution d'ammoniac
Magnésium	Mg^{2+}	Incolore	OH^-	$Mg(OH)_2$ Blanc ↓	Soluble dans un excès de solution D'hydroxyde de sodium
Cuivre (II)	Cu^{2+}	bleu	OH^-	$Cu(OH)_2$ bleu ↓	
Fer (II)	Fe^{2+}	Verdâtre Très pale	OH^-	$Fe(OH)_2$ vert ↓	Se transforme en $Fe(OH)_3$ en présence du Dioxygène de l'air
Fer (III)	Fe^{3+}	Rouille	OH^-	$Fe(OH)_3$ rouille ↓	
Manganèse(II)	Mn^{2+}	Rose très pâle	OH^-	$Mn(OH)_2$ blanc ↓	Se transforme en MnO_2 brun en présence du Dioxygène de l'air.
Argent	Ag^+	Incolore	OH^-	Ag_2O brun ↓	Devient lentement violet à la lumière
			Cl^-	$AgCl$ blanc ↓	
Action sur les indicateurs colorés					
Hydrogène	H^+	incolore	Le papier pH indique un $pH < 7$. Le bleu de bromothymol vert devient jaune et l'hélianthine jaune orangé vire au rouge		
Hydrogène	OH^-	incolore	Le papier pH indique un $pH > 7$. Le bleu de bromothymol initialement vert vire au bleu et la phénophtaléine incolore vire au rose		

En général, les tests vus ici vont nous permettre de vérifier nos hypothèses sur la présence des différents ions dans une solution. Mais lorsque l'on n'a aucune information sur la nature des ions que la solution peut contenir, la recherche est plus délicate et nécessite l'utilisation d'autres techniques d'analyse.

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 6.1

Répondre par "Vrai" ou "Faux" puis justifier.

- 1) Toute solution est un mélange homogène.
- 2) Dans une solution homogène, la quantité de soluté est plus grande que la quantité de solvant.
- 3) L'écriture suivante illustre bien le processus d'obtention d'une solution homogène: soluté = solvant + solution.
- 4) Une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau.
- 5) Une solution est dite ionique lorsqu'elle contient des ions.
- 6) Toute solution ionique conduit le courant électrique.
- 7) Une solution aqueuse est toujours ionique.
- 8) Une solution ionique est toujours aqueuse.
- 9) Un mélange de solution aqueuse et de solution ionique, est une solution ionique.
- 10) le mélange de deux solutions aqueuses donne une solution ionique.
- 11) Le cuivre est le seul métal que l'acide chlorhydrique ne peut attaquer.
- 12) On appelle ion spectateur, tout ion qui bien qu'étant dans le milieu réactionnel, ne subit aucune transformation du début jusqu'à la fin de la réaction.
- 13) Une oxydation est une réaction au cours de laquelle une espèce chimique perd des électrons.
- 14) Un oxydant est une espèce chimique qui cède des électrons.
- 15) Une réaction d'oxydoréduction est une réaction de transfert d'électrons au cours de laquelle il se produit simultanément l'oxydation de l'oxydant et la réduction du réducteur.
- 16) La réaction d'équation $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ est une réduction.
- 17) L'oxydation du zinc a pour équation-bilan : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- 18) L'équation-bilan de la réaction entre le fer et l'ion cuivre II est:

$$\text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Fe}.$$
- 19) Lorsqu'elle est possible, la réaction entre un métal et un ion métallique se fait avec transfert d'électrons de l'atome à l'ion.
- 20) L'expérience montre que l'acide sulfurique très concentré attaque tous les métaux.

Exercice 6.2

Définir les termes suivants:

- | | | |
|--------------|---------------------|---------------------|
| a) solution | b) solution aqueuse | c) solution ionique |
| d) oxydation | e) réduction | f) oxydoréduction |
| g) oxydant | h) réducteur | |

Exercice 6.3

1) Quels sont les ions présents dans chacune des solutions aqueuses suivantes:

a) solution d'acide chlorhydrique ; b) solution d'acide sulfurique.

2) Donner le nom et la formule de l'ion responsable du caractère acide de ces solutions.

Exercice 6.4

Considérons les métaux suivants: l'or Au, l'aluminium Al, le cuivre Cu, le fer Fe, l'argent Ag, le zinc Zn, le mercure Hg, le magnésium Mg.

1) Quels sont parmi ces métaux ceux qui peuvent être attaqués par l'acide chlorhydrique?

2) Quels sont parmi ces métaux ceux qui ne peuvent pas être attaqués par l'acide chlorhydrique ?

- 3) Quels sont parmi ces métaux celui qui est liquide dans les conditions normales de température et de pressions (25°C, 10⁵Pa).
- 4) Que se passe-t-il si nous versons 10g de mercure dans un verre transparent d'acide chlorhydrique ? **On donne** : densité du mercure $d = 13,6$.
- 5) Le mélange ainsi constitué pourra-t-il s'homogénéiser ?

Exercice 6.5

Choisir la bonne réponse parmi celles proposées:

- 1) Un métal est un: a) oxydant b) réducteur
- 2) Les métaux ont tendance à donner: a) des anions b) des cations
- 3) En solution aqueuse, les ions métalliques sont toujours: a) hydratés b) colorés

Exercice 6.6

Un élève voudrait mettre en évidence l'action d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique sur des grains de zinc.

- 1) Décrire le dispositif expérimental dont-il a besoin sachant qu'il dispose du chlorure d'hydrogène HCl dans un flacon et de la grenaille de zinc dans une boîte.
- 2) Décrire le protocole expérimental.
- 3) Etablir l'équation-bilan de la réaction qu'il effectuera.

Exercice 6.7

Donner le nom, la formule, la couleur et la particularité de chacun des précipités obtenus après une réaction de l'hydroxyde de Sodium avec les ions suivants:

- 1) ion Aluminium 2) ion fer II 3) ion zinc 4) ion manganèse II.

Exercice 6.8

Foucauld voudrait identifier trois lames L_1 , L_2 et L_3 dont il ignore la nature. Il sait néanmoins que l'une d'elle est en argent. Il procède à une réaction au cours de laquelle il introduit la lame L_1 dans un flacon F_1 , la lame L_2 dans un flacon F_2 , la lame L_3 dans un flacon F_3 . **N.B** : Les trois flacons F_1 , F_2 et F_3 différents contenant de l'acide sulfurique peu concentrée. Sachant qu'aucune réaction ne se produit dans le flacon F_3 ,

- 1) Identifier la nature de la lame L_3 .
- 2) Il décide d'introduire dans chacun des flacons F_1 et F_2 une petite quantité de solution aqueuse d'hydroxyde de Sodium. Il voit apparaître un précipité vert dans le flacon F_2 et un précipité blanc dans le flacon F_1 .
- 2.1) Quelle est donc la nature probable de chacune des lames L_1 et L_2 ?
- 2.2) Comment doit-il procéder pour identifier chacune de ces lames.

Exercice 6.9

L'aluminium Al peut être attaqué par l'acide chlorhydrique.

- 1) Etablir l'équation-bilan de cette réaction.
- 2) Déterminer l'oxydant et le réducteur de cette réaction.
- 3) Au cours de cette réaction, quelle est:
- a) l'entité qui est réduite? b) l'entité qui est oxydée?

Exercice 6.10

L'équation-bilan d'une réaction d'oxydoréduction s'écrit:

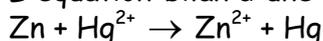


- 1) Equilibrer cette équation.

- 2) Ecrire les demi-équations qui ont permis d'obtenir cette équation-bilan en précisant chaque fois s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
 3) Préciser pour cette réaction: a) l'oxydant b) le réducteur.

Exercice 6.11

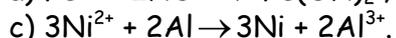
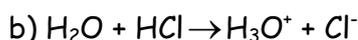
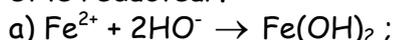
L'équation-bilan d'une réaction s'écrit:



- 1) Montrer que cette réaction est une oxydoréduction.
 2) Quels sont pour cette réaction : a) le réducteur ? b) l'oxydant ?

Exercice 6.12

Les équations suivantes sont-elles des oxydoréductions? Dans l'affirmative donner l'oxydant et le réducteur.

**Exercice 6.13**

Dans des conditions où le volume molaire vaut $V_m = 22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$, il se dégage 2L de dihydrogène dans une réaction entre la grenaille d'aluminium et l'acide chlorhydrique.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
 2) Quels sont autre que l'eau, les produits de cette réaction?
 3) Comment peut-on mettre en évidence chacun des produits de cette réaction?
 4) Déterminer la masse de grenaille d'aluminium transformée au cours de cette réaction. **On donne** : $\text{Al} = 27\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 6.14

Mamadou réalise une réaction entre une masse $m = 50\text{g}$ de zinc et une solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration $C = 0,5\text{mol/L}$.

- 1) Ecrire les deux demi-équations de cette réaction.
 2) En déduire l'équation-bilan de cette réaction.
 3) Déterminer le volume initial de la solution d'acide sulfurique sachant que la réaction s'arrête alors que le zinc est à moitié oxydé.

NB: Le volume molaire vaut dans les conditions de l'expérience $V_m = 24\text{L/mol}$.

- 4) Quelle quantité (masse) de chlorure d'hydrogène faut-il introduire dans la solution restante pour oxyder la quantité de zinc restant.

On donne: $\text{Cl} = 35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $\text{H} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{Zn} = 64\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 6.15

On attaque 3g de fer par 200mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $1\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$. A la fin du dégagement gazeux, on constate que tout le fer a disparu.

- 1) Quel est le gaz qui se dégage?
 2) Déterminer le volume de ce gaz dans les conditions où le volume molaire est de $24,0\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On donne : $\text{Fe} = 56\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{O} = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{H} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- 3) Montrer que l'acide chlorhydrique était en excès.
 4) On ajoute une solution d'hydroxyde de sodium au mélange réactionnel. Au début on n'observe aucune transformation, puis il se forme un précipité vert.
 4.1) Interpréter ces observations.
 4.2) Quelle masse de ce précipité obtient-on?

Exercice 6.16

On prélève 250cm^3 d'une solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration $C = 8.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$, que l'on met dans un bécher contenant de la poudre d'aluminium. On laisse la réaction se dérouler pendant quelques minutes tout en maintenant une agitation régulière du milieu réactionnel, puis on filtre la solution. La solution finale a alors un $\text{PH} = 2,6$.

- 1) Ecrire les deux demi-équations traduisant l'oxydation et la réduction qui ont lieu dans le becher.
- 2) Identifier l'oxydant et le réducteur de cette réaction.
- 3) Etablir l'équation-bilan de cette réaction d'oxydoréduction.
- 4) Calculer la masse d'aluminium attaquée au cours de cette expérience.
- 5) Calculer le volume de dihydrogène dégagé en même temps.
- 6) Déterminer la concentration molaire des ions aluminium contenus dans la solution finale. **On donne:** Volume molaire: $22,4\text{l.mol}^{-1}$; $\text{Al} = 27\text{g.mol}^{-1}$.

Exercice 6.17

Un bécher contient une solution aqueuse (S_1) de sulfate de cuivre. On y ajoute un excès de poudre d'or, on constate que rien ne se produit.

On enlève la poudre d'or par filtration et à cette solution, l'on ajoute un excès de poudre de fer, il se forme un dépôt métallique (M_1) au fond de la solution.

On effectue une seconde filtration, puis on ajoute dans la solution aqueuse (S_2) obtenue de la poudre de zinc en excès. On observe alors dans la solution un dépôt métallique (M_2). Après filtration de cette dernière solution, on obtient une solution finale (S_3).

- 1) Quelles autres observations fait-on lorsqu'on ajoute le fer en excès dans la solution (S_1)?
- 2) Ecrire les équations bilan des réactions conduisant aux métaux (M_1) et (M_2).
- 3) Quels sont les ions présents dans chacune des solutions (S_2) et (S_3)?
- 4) Proposer un test d'indentification des cations présents dans les solutions (S_2) et (S_3).
- 5) Classer les métaux or, fer, cuivre et zinc suivant leur pouvoir réducteur croissant.

Exercice 6.17

On plonge dans 10cm^3 d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $C = 0,5\text{mol.l}^{-1}$, une lame d'aluminium de la masse $m = 22\text{g}$. On laisse la réaction se poursuivre jusqu'à la disparition complète de la couleur bleue.

- 1) Ecrire les demi-équations électroniques traduisant l'oxydation et la réduction, puis en déduire l'équation-bilan.
- 2) Quels sont: l'oxydant et le réducteur de cette réaction chimique?
- 3) Les réactifs sont-ils dans les proportions stoechiométriques? Sinon, lequel des réactifs est-il en défaut ?
- 4) Quelle est la signification chimique de la disparition complète de la couleur bleue?
- 5) Calculer la masse de métal obtenue à la fin de la réaction.
- 6) On ajoute au mélange une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 1\text{mol.l}^{-1}$. On observe un dégagement de dihydrogène.
 - 6.1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - 6.2) Quel volume d'acide chlorhydrique faut-il utiliser pour que tous les réactifs disparaissent?
 - 6.3) Calculer la concentration en ions Al^{3+} de la solution obtenue après disparition de tous les réactifs.
 - 6.4) Calculer le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions où le volume molaire vaut $V_m = 24\text{L.mol}^{-1}$. **On donne:** $\text{H} = 1\text{g.mol}^{-1}$, $\text{Cu} = 63,5\text{g.mol}^{-1}$, $\text{O} = 16\text{g.mol}^{-1}$, $\text{Al} = 27\text{g.mol}^{-1}$, $\text{Cl} = 35,5\text{g.mol}^{-1}$.

Exercice 6.18

Un métal contient de l'argent, de l'aluminium, du magnésium et du cuivre dans les proportions suivantes:

Pourcentage d'aluminium: 5% ;

Pourcentage de magnésium: 0,05% ;

Pourcentage de cuivre: 1%.

On introduit cet alliage dans une solution aqueuse d'acide sulfurique.

- 1) Ecrire les équations de toutes les réactions chimiques qui se déroulent simultanément dans la solution.
- 2) Restera-t-il un résidu solide à la fin de cette réaction si la solution d'acide sulfurique est en excès? Si oui, de quoi sera-t-il constitué ?
- 3) Quel volume de solution décimolaire d'acide chlorhydrique devrait-on utiliser pour oxyder 5,7g de cet alliage?
- 4) Quelles sont les concentrations des ions présents dans la solution à la fin de la réaction?

On donne : Al = 27g.mol⁻¹

Exercice 6.19

On prépare une solution bleue de sulfate de cuivre (II) en dissolvant 87g de cristaux bleus de formule (CuSO₄·5H₂O) dans 500cm³ de solution.

- 1) Quelle est l'entité chimique responsable de la couleur bleue de ces cristaux?
- 2) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.
- 3) Combien y a-t-il d'ions cuivre (II) Cu²⁺ dans 1cm³ de cette solution?
- 4) On ajoute de la limaille de zinc dans la solution précédente.
 - 4.1) Etablir l'équation-bilan de la réaction qui se déroule dans la solution.
 - 4.2) Quelle masse minimale de zinc doit-on introduire dans un bécher contenant 50cm³ de la solution précédente si l'on voudrait faire disparaître la coloration bleue de la solution.
 - 4.3) Calculer le nombre de moles d'électrons échangés et la quantité d'électricité correspondante.

On donne : Zn = 65,4g.mol⁻¹, Cu = 64g.mol⁻¹, S = 32g.mol⁻¹, O = 16g.mol⁻¹; e = 1,6.10⁻¹⁹C.

C- SOLUTIONS DES EXERCICES**Exercice 6.1**

Répondons par « **Vrai** » ou « **Faux** »

- 1) **Vrai**
- 2) **Faux.** C'est plutôt la quantité de solvant qui est la plus grande que la quantité de soluté.
- 3) **Faux.** On devrait plutôt écrire: solution = solvant + soluté.
- 4) **Vrai.** 5) **Vrai.** 6) **Vrai.**
- 7) **Faux.** L'eau sucrée par exemple est une solution aqueuse non ionique.
- 8) **Faux.** Nous pouvons obtenir des solutions ioniques en dissolvant certains solutés des solutions telles que l'alcool ou de l'huile.
- 9) **Vrai.** 10) **Faux.** Il faut absolument que l'une des solutions aqueuse soit ionique.
- 11) **Faux.** L'or et même l'argent ne peuvent pas être attaqués par l'acide chlorhydrique.
- 12) **Vrai.** 13) **Vrai.**
- 14) **Faux.** L'oxydant est réduit, il gagne (capte) plutôt des électrons.
- 15) **Faux.** Dans une réaction d'oxydoréduction, il y a plutôt oxydation du réducteur et réduction de l'oxydant.
- 16) **Faux.** Cette réaction c'est une oxydation. 17) **Vrai.**
- 18) **Faux.** L'équation s'écrit plutôt: Fe + Cu²⁺ → Fe²⁺ + Cu
- 19) **Vrai.**

20) **Faux.** Quelque soit la concentration, l'acide chlorhydrique n'attaque pas l'argent, l'or et le cuivre.

Exercice 6.2

Définitions

- a) **Solution:** voir cours paragraphe I
- b) **Solution aqueuse:** solution dont le solvant est l'eau.
- c) **Solution ionique:** solution contenant des ions.
- d) **Oxydation:** voir cours paragraphe I.
- e) **Réduction:** voir cours paragraphe I.
- f) **Oxydoréduction:** voir cours paragraphe I.
- g) **Oxydant:** voir cours paragraphe I.
- h) **Réducteur:** voir cours paragraphe I.
- i) **Ion spectateur:** voir question 12 exercice 6.1

Exercice 6.3

1) **Ions présents dans chacune des solutions**

- a) Solution acide chlorhydrique: H_3O^+ , Cl^-
- b) Solution d'acide sulfurique: H_3O^+ , SO_4^{2-}

2) L'ion responsable du caractère acide des solutions précédentes se nomme: ion hydronium. Sa formule chimique est: H_3O^+ .

Exercice 6.4

1) **Les métaux attaquables par l'acide chlorhydrique sont:**

- a) le fer Fe
- b) Le zinc Zn
- c) Le magnésium Mg

2) Ceux qui ne sont pas attaquables par l'acide chlorhydrique sont: l'argent Ag et le mercure Hg.

3) Le seul métal liquide dans les conditions normales de température et de pression est le mercure Hg.

4) Si nous versons 10g de mercure dans un verre d'eau pure, le mercure descend se déposer au fond du verre car il est plus dense que la solution d'acide dont la masse volumique est proche de celle de l'eau pure.

5) Non ce mélange ne pourra pas s'homogénéiser car l'acide chlorhydrique n'attaque pas le mercure.

Exercice 6.5

1) la bonne réponse est (a) car les métaux sont en général des oxydants.

2) la réponse est (b) car les métaux s'oxydent, c'est-à-dire perdent des électrons. Par conséquent, ils se transforment en ions positifs, donc en cations.

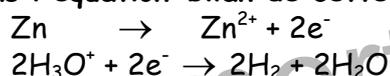
3) La bonne réponse est (a).

Exercice 6.6**1) Description du dispositif expérimental.**

- Un tube à essai T₁ dans lequel seront versés les réactifs ;
- Un tube à essais témoin T₂ dans lequel sera fait le test de reconnaissance des ions obtenus après la réaction de l'acide chlorhydrique avec le métal ;
- Un flacon contenant une solution d'hydroxyde de sodium ;
- Un flacon d'acide chlorhydrique ;
- La boîte contenant la grenaille de zinc ;
- Un paquet d'allumettes pour la mise en évidence du dihydrogène formé ;
- Un entonnoir ;
- Un bécher ;
- Un papier filtre ;

2) Description du protocole expérimental.

- Verser un certain volume d'acide chlorhydrique dans un tube à essai T₁ ;
- Introduire une masse m de grenaille de zinc dans ce tube ;
- Remuer ce mélange à l'aide d'un agitateur ;
- Mettre en évidence l'élévateur de température du mélange simplement au toucher ;
- Approcher de l'orifice d'un tube T₁ une bûchette d'allumette, ceci afin de mettre en évidence la production du dihydrogène au cas où se produirait une détonation ;
- Filtrer la solution contenue dans T₁ ;
- Ajouter au filtrat, goutte à goutte, de l'hydroxyde de sodium ;
- Constater l'apparition d'un précipité blanc: l'hydroxyde de zinc Zn(OH)₂ ;

3) Etablissons l'équation-bilan de cette réaction

Equation-bilan: $\text{Zn} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Exercice 6.7**Nature et couleur des précipités:****1) Avec l'ion aluminium**

nom: hydroxyde d'aluminium ; formule: Al(OH)₃ ; couleur: précipité blanc

particularité: soluble dans un excès de solution d'hydroxyde de sodium et insoluble dans une solution d'ammoniac.

2) Avec l'ion fer II

nom: hydroxyde de fer II ; formule: Fe(OH)₂ ; couleur: précipité vert ;

particularité: se transforme en hydroxyde de fer III Fe(OH)₃ en présence du dioxygène de l'air.

3) Avec l'ion zinc

nom: hydroxyde de zinc ; formule: Zn(OH)₂ ; couleur: blanc

particularité: identique à celle de l'aluminium.

4) Avec l'ion de manganèse (II)

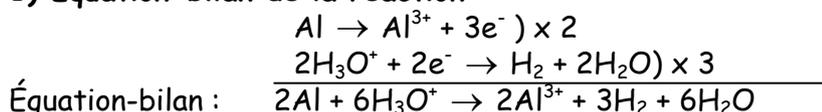
nom: hydroxyde de manganèse ; formule: Mn(OH)₂ ; couleur: blanc

particularité: se transforme en MnO₂ de couleur brune en présence du dioxygène de l'air.

Exercice 6.8

1) Etant donné qu'aucune réaction ne se produit dans le flacon F₃, nous pouvons dire que l'acide chlorhydrique n'a pas attaqué la lame L₃. La lame L₃ est donc en argent.

2) Le précipité obtenu dans le flacon F₂ étant vert, la lame L₂ est en fer.
Par contre, le précipité obtenu dans le flacon F₁ étant blanc, la lame L₁ est soit en Aluminium, soit en Magnésium, soit en manganèse car les cations de ces métaux réagissent avec l'hydroxyde de sodium et produisent un précipité blanc.

Exercice 6.9**1) Equation-bilan de la réaction**

2) L'oxydant est: l'ion H₃O⁺, le réducteur est le métal Aluminium,

3) a) l'entité réduite est l'ion H₃O⁺.

b) l'entité oxydé est le métal d'aluminium.

Exercice 6.10

1) Équilibrons l'équation : $\text{Fe} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) Demi-équations qui ont permis d'obtenir cette équation

Oxydation : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

Réduction : $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

3) L'oxydant est le composé qui est réduit: l'ion hydronium H₃O⁺ ;

Le réducteur est le composé qui est oxydé: le métal fer Fe.

Exercice 6.11**1) Montrons que cette équation est une oxydoréduction**

L'équation $\text{Zn} + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Hg}$ est le bilan de deux équations:

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$: oxydation

$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$: réduction

D'autre part, au cours de cette équation, il y a transfert d'électrons du métal zinc à l'ion Hg²⁺.

2) Le réducteur est: le métal zinc car il est oxydé ;

L'oxydant est l'ion mercure Hg²⁺ car il est réduit.

Exercice 6.12

a) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$. Non cette réaction n'est pas une oxydoréduction car Fe²⁺ et OH⁻ sont des ions.

b) $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. Non cette réaction n'est pas une oxydoreduction car H₂O et HCl sont des molécules.

c) $3\text{Ni}^{2+} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Ni} + 2\text{H}_2\text{O}$: Oui cette réaction est une oxydoréduction car il y a transfert d'électrons du métal Aluminium Al à l'ion nickel Ni²⁺.

Al est le réducteur et Ni²⁺ est l'oxydant.

Exercice 6.13**1) Ecrivons l'équation-bilan de cette réaction**

Nous partons de l'équation: $\text{Al} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$ que nous équilibrons en charges et en atomes, de façon qu'à la fin, il y ait autant de charges et autant d'atomes de chaque élément chimique dans chacun des deux membres de l'équation. Ce qui nous conduit à l'équation: $2\text{Al} + 6\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

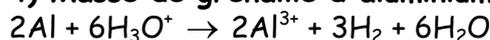
Bon à savoir: Nous pouvons aussi obtenir cette équation-bilan au brouillon à partir des équations d'oxydation de l'aluminium Al d'une part et de réduction de l'ion hydronium H_3O^+ d'autre part.

2) Autre que l'eau, les produits de cette réaction sont: les ions Al^{3+} , le dihydrogène H_2 .

3) Mise en évidence des produits:

En approchant une bûchette allumée de l'orifice du tube à essais dans lequel a lieu la réaction, il se produit une détonation, preuve du dégagement du dihydrogène fond.

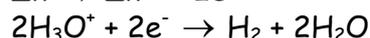
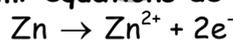
En versant quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium dans le filtrat de la solution obtenue après réaction, nous observons la formation d'un précipité blanc.

4) Masse de grenaille d'aluminium transformée

Etant donné que nous connaissons le volume de dihydrogène formé, nous pouvons écrire la relation de Stoechiométrie et exploiter la relation qui existe entre les quantités de matière d'Aluminium transformée et de dihydrogène produit.

$$\text{Ainsi } \frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{3} \Leftrightarrow n_{\text{Al}} = \frac{2}{3} n_{\text{H}_2} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} = \frac{2}{3} \cdot \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} \Rightarrow m_{\text{Al}} = \frac{2}{3} \cdot \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} \times M_{\text{Al}};$$

$$\text{AN: } m_{\text{Al}} = \frac{2}{3} \times \frac{2}{22,4} \times 27; \quad m_{\text{Al}} = 1,61\text{g.}$$

Exercice 6.14**1) Demi-équations de cette réaction****2) Dédution de l'équation-bilan**

En additionnant membre à membre les deux équations, nous obtenons:

**3) Volume initial de la solution d'acide sulfurique**

D'après l'équation bilan,

$$\frac{n_{\text{Zn}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \Rightarrow \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{1}{2} \times C \cdot V \Rightarrow V = \frac{2}{C} \times \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} \text{ avec } m = \frac{50\text{g}}{2} = 25\text{g}$$

$$V = \frac{2}{C} \times \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}}; \quad \text{AN: } V = \frac{2}{0,5} \times \frac{25}{64}; \quad V = 1,5625\text{L.}$$

4) Quantité (masse) de chlorure d'hydrogène à introduire

Nous savons que l'arrêt de la réaction est dû au fait que tous les ions hydronium initialement présents dans la solution ont réagi.

En introduisant du chlorure d'hydrogène, nous apportons à la solution des ions hydronium H_3O^+ et des ions chlorure Cl^- selon l'équation de la mise en solution: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

Nous voyons bien que: $n_{\text{HCl}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} \Rightarrow$ la quantité de matière d'ions hydronium.

$$\text{Ainsi, } \frac{n_{\text{Zn}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \Leftrightarrow \frac{n_{\text{Zn}}}{1} = \frac{n_{\text{HCl}}}{2} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{1}{2} \times \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}}$$

Nous en déduisons: $m_{\text{Zn}} = \frac{2m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} \times M_{\text{HCl}}$, avec m_{Zn} = masse de zinc restant = 25g.

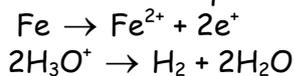
$$\text{AN: } m_{\text{HCl}} = \frac{2 \times 25}{64} \times (1 + 35,5); \quad m_{\text{HCl}} = 28,5\text{g.}$$

Exercice 6.15

1) Le gaz qui se dégage est le dihydrogène H_2

2) Déterminons le volume de dihydrogène formé.

Pour cela, établissons d'abord l'équation-bilan de la réaction qui a lieu:



Equation bilan: $\text{Fe} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$\text{D'après l'équation bilan, } \frac{n_{\text{Fe}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_2}}{1} \Leftrightarrow n_{\text{Fe}} = n_{\text{H}_2} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m}$$

Nous en déduisons: $V_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} \times V_m$. **AN:** $V_{\text{H}_2} = \frac{3}{56} \times 24$; $V_{\text{H}_2} = 1,3\text{L}$.

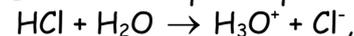
3) Montrons que l'acide chlorhydrique était en excès.

Nous allons tout simplement montrer que la quantité de matière n_2 d'ion hydronium présents dans la solution initiale d'après la relation de Stoechiométrie, était supérieure à la quantité de matière nécessaire pour attaquer tout le fer.

La relation de Stoechiométrie s'écrit pour cette équation: $\frac{n_{\text{Fe}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2}$

$$\frac{n_{\text{Fe}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2n_{\text{Fe}} \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2 \times \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = n_1; \quad \text{AN: } n_1 = 2 \times \frac{3}{56}; \quad n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 1,1 \cdot 10^{-1} \text{mol}$$

Etant donné que l'équation de la mise en solution de l'acide chlorhydrique est:



Une mole d'acide chlorhydrique produit une mole d'ion H_3O^+ .

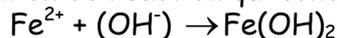
Ainsi $n_{\text{HCl}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C \cdot V \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C \cdot V = n_2$; **AN:** $n_2 = 1 \times 200 \cdot 10^{-3}$; $n_2 = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2 \cdot 10^{-1} \text{mol}$.

Conclusion: $n_2 > n_1 \Leftrightarrow$ les ions H_3O^+ sont en excès.

4.1) Le précipité vert qui se forme met en évidence la présence des ions fer (II) Fe^{2+} dans le milieu réactionnel.

4.2) Masse du précipité obtenu

L'équation de réaction qui conduit à la formation du précipité est:



$$n_{\text{Fe}^{2+}} = n_{\text{Fe}(\text{OH})_2} \Rightarrow n_{\text{Fe}^{2+}} = \frac{m_{\text{Fe}(\text{OH})_2}}{M_{\text{Fe}(\text{OH})_2}} \Rightarrow m_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = n_{\text{Fe}^{2+}} \times M_{\text{Fe}(\text{OH})_2} \quad (1)$$

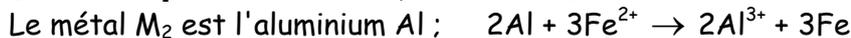
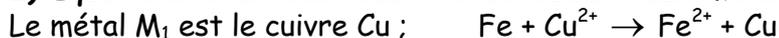
La question 2 nous permet d'établir à l'aide de la relation Stoechiométrique que la quantité de matière d'ions Fe^{2+} produits est égale à la masse totale de zinc attaquée.

$$\text{Ainsi, } n_{\text{Fe}^{2+}} = n_{\text{Fe}} \Rightarrow n_{\text{Fe}^{2+}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} \quad (2)$$

$$(2) \text{ dans } (1): m_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = \frac{3}{56} \times (56 + 2 \times 16 + 2 \times 1); m_{\text{Fe}(\text{OH})_2} = 6,43\text{g.}$$

Exercice 6.16**1) Les autres observations faites sont:**

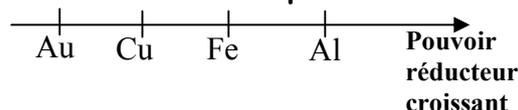
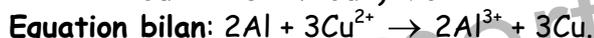
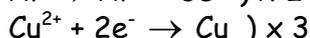
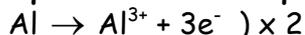
- une élévation de température du bécher car la réaction qui s'y produit est exothermique;
- une décoloration de la solution contenue dans le bécher car, la solution initialement bleue au fait des ions Cu^{2+} se décolore au fur et à mesure que disparaissent les ions.

2) Equations-bilan des réactions conduisant aux métaux M_1 et M_2 .**3) Ions présents en solution**

- solution (S_2): les ions Fe^{2+} et les ions SO_4^{2-}
- solution (S_3): les ions Al^{3+} et les ions SO_4^{2-} .

4) Test d'identification des cations présents dans (S_2) et (S_3):

- le cation de la solution (S_2) étant l'ion Fe^{2+} , nous pouvons le mettre en évidence en y versant quelques gouttes d'hydroxyde de sodium NaOH; il se forme alors un précipité vert de formule chimique $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- le cation de la solution (S_3) étant l'ion Fe^{3+} , en y versant quelques gouttes de NaOH, il se forme un précipité blanc de formule $\text{Al}(\text{OH})_3$.

5) Classement des métaux suivant leur pouvoir de réducteur croissant**Exercice 6.17****1) Demi-équations électroniques et équation bilan de la réaction**

2) L'oxydant est l'entité réduite: c'est l'ion cuivre Cu^{2+}

Le réducteur est l'entité chimique oxydée: c'est l'aluminium Al

3) Calculons les quantités de matière d'Aluminium et d'ions cuivre pour savoir si les réactifs sont dans les proportions Stoechiométriques:

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}}; \quad n_{\text{Al}} = \frac{22}{27}; \quad n_{\text{Al}} = 0,81\text{mol.}$$

L'équation de mise en solution du sulfate de cuivre étant: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

Nous avons $n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{CuSO}_4} = C \times V \Rightarrow n_{\text{Cu}^{2+}} = CV$.

AN: $n_{\text{Cu}^{2+}} = 0,5 \times 10 \cdot 10^{-3}$; $n_{\text{Cu}^{2+}} = 5 \cdot 10^{-3}\text{mol}$.

La relation de stoechiometrie de l'équation bilan de la question 1 est:

$$\frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{3}; \quad \text{or } n_{\text{Al}} = 0,81\text{mol} \text{ et } n_{\text{Cu}^{2+}} = 5 \cdot 10^{-3}\text{mol.}$$

Ainsi, $\frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{0,81}{2} = 0,405$; $\frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{3} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{3} = 1,67 \cdot 10^{-4}$

Par conséquent $\frac{n_{\text{Al}}}{2} > \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{3}$.

Conclusion: Les réactifs ne sont pas dans les proportions stoechiométriques car l'aluminium Al est en excès.

4) La disparition complète de la couleur bleue signifie l'arrêt de la réaction entre l'aluminium et les ions cuivre; nous pouvons aussi dire qu'elle signifie que tous les ions Cu^{2+} initialement présents dans le milieu réactionnel ont disparu (réagi).

5) Masse de métal obtenue à la fin de la réaction

le métal obtenu est le cuivre Cu

la masse de cuivre obtenu dépend du réactif en défaut, c'est-à-dire les ions Cu^{2+} .

$$\text{Or } n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{Cu}} \Rightarrow \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} = C \cdot V \Rightarrow m_{\text{Cu}} = C \cdot V \cdot M_{\text{Cu}}$$

$$\text{AN: } m_{\text{Cu}} = 0,5 \times 10 \cdot 10^{-3} \times 63,5; \quad m_{\text{Cu}} = 3,2 \cdot 10^{-1} \text{g.}$$

6.1) Equation-bilan de la réaction

La réaction qui se produit fait intervenir deux réactifs: l'aluminium restant Al et les ions hydronium H_3O^+

L'équation-bilan s'écrit donc: $2\text{Al} + 6\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

6.2) Volume d'acide chlorhydrique à utiliser pour que tous les réactifs disparaissent à la fin de la réaction.

Ce volume est celui qui contient la quantité de matière d'ions hydronium nécessaire pour attaquer tout l'aluminium restant à la fin de la première réaction donc l'équation est écrite à la question 1.

D'après l'équation bilan de la question 6.1, nous avons:

$$\frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{6} \Rightarrow n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 3n_{\text{Al}} \Rightarrow C_1 V_1 = 3 \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} \Rightarrow V_1 = \frac{3m_{\text{Al}}}{C_1 \cdot M_{\text{Al}}} \quad (1)$$

Avec m_{Al} qui est la masse d'aluminium restant à l'issue de la 1^{ère} réaction.

Donc $m_{\text{Al}} = m_0 - m_1$ (2); où $m_0 = 22\text{g}$, $m_1 =$ masse d'aluminium ayant réagi avec les ions cuivre Cu^{2+} lors de la 1^{ère} réaction.

La relation de stoechiométrie de la 1^{ère} relation étant

$$\frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{Cu}}}{3} \Rightarrow n_{\text{Al}} = \frac{2}{3} n_{\text{Cu}} \Rightarrow \frac{m_1}{M_{\text{Al}}} = \frac{2}{3} \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \Rightarrow m_1 = \frac{2}{3} \cdot \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \times M_{\text{Al}} \quad (3)$$

$$(3) \text{ dans } (2): m_{\text{Al}} = m_0 - \frac{2}{3} \cdot \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \times M_{\text{Al}} \quad (4)$$

$$(4) \text{ dans } (1): V_1 = \frac{3 \left[m_0 - \frac{2}{3} \cdot \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \times M_{\text{Al}} \right]}{C_1 M_{\text{Al}}} \Rightarrow V_1 = \frac{3}{C_1 M_{\text{Al}}} \times \left[m_0 - \frac{2}{3} \cdot \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \times M_{\text{Al}} \right]; \quad \text{A.N.} : V_1 = 2,43\text{L}$$

6.3) Concentration en ions Al^{3+} de la solution obtenue après distillation de sulfate de cuivre;

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{n_{\text{Al}^{3+}}}{V_t} \quad (1)$$

avec $V_t = V + V_1$ (2) V étant le volume de la solution de sulfate de cuivre

A l'aide de l'équation bilan $2\text{Al} + 6\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$, nous avons,

$$\frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{6} = \frac{n_{\text{Al}^{3+}}}{2} \Rightarrow n_{\text{Al}^{3+}} = \frac{1}{3} n_{\text{H}_3\text{O}^+} = \frac{1}{3} C_1 \cdot V_1 \quad (3)$$

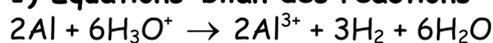
$$(3) \text{ et } (2) \text{ dans } (1) \text{ donnent: } [\text{Al}^{3+}] = \frac{\frac{1}{3} C_1 \cdot V_1}{V + V_1} \Rightarrow [\text{Al}^{3+}] = \frac{C_1 \cdot V_1}{3(V + V_1)}$$

$$\text{AN: } [\text{Al}^{3+}] = \frac{1 \times 2,43}{3(10 \cdot 10^{-3} + 2,43)}; \quad [\text{Al}^{3+}] = 3,3 \cdot 10^{-1} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

6.4) Volume de dihydrogène dégagé

$$\frac{n_{H_2}}{3} = \frac{n_{H_3O^+}}{6} \Rightarrow n_{H_2} = \frac{1}{2} n_{H_3O^+} \Rightarrow \frac{V_{H_2}}{V_m} = \frac{1}{2} C_1 V_1 \Rightarrow V_{H_2} = \frac{1}{2} C_1 V_1 \times V_m$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad V_{H_2} = \frac{1}{2} \times 1 \times 2,43 \times 22,4; \quad V_{H_2} = 27,2L.$$

Exercice 6.18**1) Equations-bilan des réactions**

2) Oui il restera un résidu solide à la fin de la réaction ; Ce résidu est constitué d'argent et de cuivre n'ayant pas réagi parce qu'étant inattaquable par l'acide.

3) Volume de solution décimolaire d'acide chlorhydrique à utiliser

$V = V_1 + V_2$ (1) où V_1 et V_2 sont respectivement les volumes de solutions décimolaire à utiliser pour oxyder l'aluminium et le magnésium respectivement. Posons m la masse de l'alliage ; c'est-à-dire $m = 57g$; $p_1 = 5\%$ $p_2 = 0,05\%$.

$$\frac{n_{Al}}{2} = \frac{n_{H_3O^+}}{6} \Rightarrow n_{H_3O^+} = 3n_{Al} \Rightarrow CV_1 = 3 \frac{m_{Al}}{M_{Al}} \text{ avec } m_{Al} = \frac{5}{100} \times m = p_1 m$$

$$\text{Nous en déduisons: } V_1 = \frac{3}{C.M_{Al}} \times p_1 m.$$

$$\text{Un calcul similaire pour la deuxième réaction nous donne: } V_2 = \frac{2}{C.M_{Mg}} \times p_2 m \quad (3)$$

$$(2) \text{ et } (3) \text{ dans } (1) \text{ donne } V = \frac{3}{C.M_{Al}} \times p_1 m + \frac{2}{C.M_{Mg}} \times p_2 m$$

$$\Rightarrow V = \frac{m}{C} \left[\frac{3}{M_{Al}} p_1 + \frac{2}{M_{Mg}} p_2 \right] \text{ avec } C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \text{ car la solution est décimolaire.}$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad V = \frac{5,7}{0,1} \left[\frac{3}{27} \times \frac{5}{100} + \frac{2}{24,3} \times \frac{0,05}{100} \right]; \quad V = 0,32L$$

4) Concentrations des ions présents dans la solution finale

Les ions présents dans la solution finale sont: Al^{3+} , Mg^{2+} et Cl^-

$$[Al^{3+}] = \frac{n_{Al^{3+}}}{V} \text{ avec } n_{Al^{3+}} = n_{Al} = \frac{m_{Al}}{M_{Al}} = \frac{p_1 m}{M_{Al}} \Rightarrow [Al^{3+}] = \frac{1}{V} \times \frac{p_1 m}{M_{Al}}$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad [Al^{3+}] = \frac{1}{0,32} \times \frac{5}{100} \times \frac{5,7}{27}; \quad [Al^{3+}] = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{De la même façon, nous obtenons } [Mg^{2+}] = \frac{1}{V} \times \frac{p_2 m}{M_{Mg}}$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad [Mg^{2+}] = \frac{1}{0,32} \times \frac{0,05}{100} \times \frac{5,7}{24,3}; \quad [Mg^{2+}] = 3,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[Cl^-] = [H_3O^+]_{initiale} \text{ car les ions } Cl^- \text{ sont spectateurs. Ainsi, } [Cl^-] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}.$$

Exercice 6.19

1) L'entité chimique responsable de la couleur bleue des cristaux est l'ion cuivre Cu^{2+} .

2) **Concentration molaire de la solution obtenue.**

Etant donné que les cristaux sont hydratés, déterminons d'abord la masse m de sulfate de cuivre pur contenu dans $m' = 87\text{g}$.

$$\frac{m}{m'} = \frac{M_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4,5\text{H}_2\text{O}}} \quad (1) \text{ posons } M = M_{\text{CuSO}_4} = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 63,5 + 32 + 4 \times 16 \Rightarrow M =$$

159,5g.mol⁻¹.

$$M' = M_{\text{CuSO}_4,5\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{CuSO}_4} + 5M_{\text{H}_2\text{O}} = 159,5 + 5 \times 18 \Rightarrow M' = 249,5\text{g.mol}^{-1}$$

La relation (1) devient: $\frac{m}{m'} = \frac{M}{M'} \Rightarrow m = \frac{M}{M'} \times m' \quad (2)$

Or $[\text{CuSO}_4] = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{V} = \frac{m}{M} \Rightarrow [\text{CuSO}_4] = \frac{m}{M} \times \frac{1}{V} \quad (3)$

(2) dans (3) donne: $[\text{CuSO}_4] = \frac{1}{VM} \times \frac{M}{M'} \times m' \Rightarrow [\text{CuSO}_4] = \frac{m'}{M \times M'}$

AN: $[\text{CuSO}_4] = \frac{87}{159,5 \times 249,5}$; $[\text{CuSO}_4] = 0,21\text{mol.L}^{-1}$

3) **Nombre d'ions Cu^{2+} contenus dans 1cm³ de solution**

Etant donné que l'équation de mise en solution est: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, nous voyons que

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{CuSO}_4}; \text{ Or } n_{\text{CuSO}_4} = [\text{CuSO}_4] \times V \Rightarrow n_{\text{Cu}^{2+}} = [\text{CuSO}_4] \times V \quad (1)$$

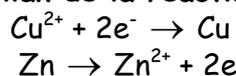
avec $V = 1\text{cm}^3$. (1)

D'autre part, $n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{N}{N_A}$ où N est le nombre d'ions Cu^{2+} , N_A le nombre d'Avogadro

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = N_A \cdot n_{\text{Cu}^{2+}} \quad (2)$$

(2) dans (1) : $N = N_A \cdot [\text{CuSO}_4] \cdot V$; **AN:** $N = 6,02 \cdot 10^{23} \times 0,21 \times 10^{-3}$; $N = 1,26 \cdot 10^{20}$ ions.

4.1) **Equation-bilan de la réaction**



Equation-bilan : $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

4.2) **Masse minimale de fer nécessaire pour faire disparaître la coloration bleue de la solution**

$$\frac{n_{\text{Zn}}}{1} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{1} \Rightarrow n_{\text{Zn}} = n_{\text{Cu}^{2+}} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = [\text{Cu}^{2+}] \cdot V = [\text{CuSO}_4] \cdot V$$

Nous en déduisons: $m_{\text{Zn}} = [\text{CuSO}_4] \times V \times M_{\text{Zn}}$

AN: $m_{\text{Zn}} = 0,21 \times 50 \cdot 10^{-3} \times 65,4$; $m_{\text{Zn}} = 0,69\text{g}$.

4.3) **Calcul du nombre de moles d'électrons échangés**

D'après la demi-équation $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

$$N_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} \Rightarrow n_{\text{e}^-} = 2n_{\text{Zn}} \Rightarrow n_{\text{e}^-} = 2 \times \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}}. \quad \text{AN: } n_{\text{e}^-} = 2 \times \frac{0,69}{65,4}; n_{\text{e}^-} = 2,1 \cdot 10^{-2}\text{mol}.$$

4.4) **Déduction de la quantité d'électricité correspondante**

$$Q = n_{\text{e}^-} \times |e|; \quad \text{AN: } Q = 2,1 \times 10^{-2} \times 1,6 \cdot 10^{-19}; \quad Q = 3,36 \cdot 10^{-21}\text{C}.$$

Chapitre 7 : GENERALISATION DE LA NOTION D'OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

A- L'ESSENTIEL DU COURS

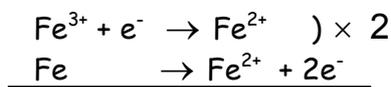
I. Etude de quelques couples oxydant-réducteur

I.1 Le couple Fe^{3+}/Fe^{2+}

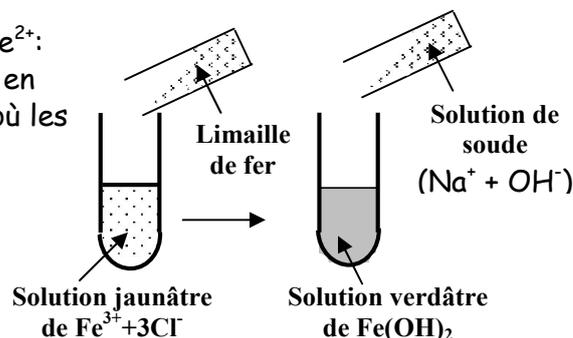
▪ Réaction entre les ions Fer III et le fer métallique.

Ajoutons de la limaille de fer dans un tube contenant quelques millilitres de chlorure de fer III ($Fe^{3+} + 3Cl^-$) de couleur jaunâtre et agitions.

La limaille de fer disparaît et la solution verdit progressivement, preuve de la formation des ions Fe^{2+} : les ions Fe^{3+} ont donc été réduits en ions Fe^{2+} , mais en même temps, le fer Fe s'est oxydé en ions Fe^{2+} . D'où les demi-équations:



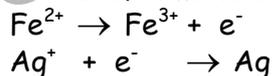
Equation-bilan: $2 Fe^{3+} + Fe \rightarrow 3 Fe^{2+}$



Remarque: Les ions Fe^{2+} peuvent être mis en évidence en ajoutant à la solution finale une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + OH^-$): il se forme un précipité vert, c'est l'hydroxyde de fer II de formule $Fe(OH)_2$.

- Réaction entre les ions fer II et les ions argent Ag^+

Les demi équations des transformations observées sont:



Equation-bilan: $Fe^{2+} + Ag^+ \rightarrow Fe^{3+} + Ag$

Les ions Fe^{3+} formés peuvent être mis en évidence si nous versons quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium ($NaOH$). Cette réaction donne un précipité de couleur rouille en présence de dioxygène: c'est l'hydroxyde de fer III, de formule $Fe(OH)_3$.

Conclusion: Dans la première expérience, les ions Fe^{3+} sont réduits en ions Fe^{2+} , alors que dans la seconde expérience, les ions Fe^{2+} sont oxydés en ions Fe^{3+} : ces deux espèces forment donc un couple oxydant-réducteur noté Fe^{3+}/Fe^{2+} et caractérisé par la demi-équation électronique: $Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$.

Le potentiel redox de ce couple est mesuré à partir de la pile formée d'une électrode de platine inattaquable plongeant dans une solution contenant les ions Fe^{2+} et Fe^{3+} , et l'électrode standard à hydrogène.

Ce potentiel redox vaut $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77V$.

Définition: Le potentiel standard d'un couple oxydant/réducteur est celui pour lequel la concentration des espèces en solution $[oxy] = [red] = 1,00 mol.L^{-1}$ et le pH de la solution nul, sous une pression $P = 1 bar = 10^5 Pa$.

I.2 Le couple MnO_4^-/Mn^{2+} .

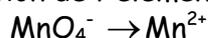
Le potentiel d'oxydoréduction standard du couple MnO_4^-/Mn^{2+} est: 1,51V.

La demi-équation caractérisant le couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ s'écrit:



Bon à savoir: Cette demi-équation s'établit par étapes car elle est difficile à retenir:

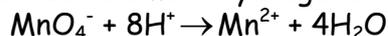
1^{ère} étape: conservation de l'élément substituant de la réduction:



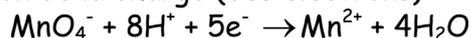
2^e étape: conservation de l'élément oxygène



3^e étape: conservation de l'élément hydrogène H



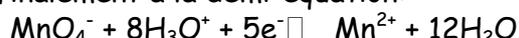
4^e étape: conservation de la charge (des électrons)



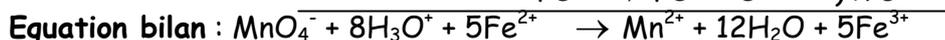
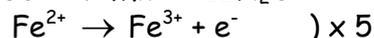
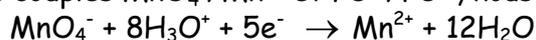
5^e étape: solvatation des protons car en solution aqueuse, les ions H^+ sont toujours hydratés selon l'équation: $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$

Il en ressort, $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{H}_2\text{O}$

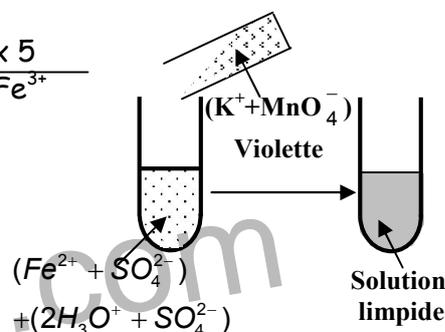
Ce qui nous conduit finalement à la demi-équation:



En faisant réagir les couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, nous obtenons les équations suivantes:

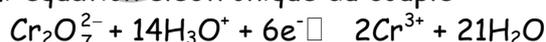


Bon à savoir: la solution de permanganate de potassium ($\text{MnO}_4^- + \text{K}^+$) initialement violette se décolore (devient limpide) après la réaction avec le sulfate de fer ($\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$).



I.3 Le couple ion dichromate/ion chrome (III): $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$

En appliquant la même méthode que précédemment (cas du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$) nous obtenons la demi-équation électronique du couple:



Le potentiel redox standard de ce couple est $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33\text{V}$.

Bon à savoir: Les cristaux de dichromate de potassium ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{K}^+$) ont une couleur orange; en présence de vapeurs d'alcool, ils passent de la couleur orange à la couleur verte: c'est le principe des alcootest qui sont des tests utilisés par la police pour établir l'état d'ébriété des conducteurs d'automobiles.

I.4 Le couple ion nitrate/monoxyde d'azote NO_3^-/NO

Le potentiel du couple NO_3^-/NO est $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96\text{V}$.

La demi-équation électronique de ce couple est: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$.

Bon à savoir: Au contact du dihydrogène, le monoxyde d'azote NO (gaz incolore) donne du dioxyde d'azote NO_2 (gaz de couleur rousse).

I.5 Le couple $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$ ou couple ion sulfate/dioxyde de soufre

Le potentiel standard de ce couple est: $E^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17\text{V}$.

Sa demi-équation électronique est: $\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

I.6 Le couple ion tétrathionate/ion thiosulfate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Le potentiel standard de ce couple est: $E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,09\text{V}$.

Sa demi-équation électronique est: $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

I.7 Le couple I₂/I⁻

Le potentiel standard de ce couple est: $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,62\text{V}$

Sa demi-équation électronique est: $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$

I.8 Le couple Cl₂/Cl⁻

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

Sa demi-équation électronique est: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$

I.9 Le couple O₂/H₂O₂

Son potentiel standard vaut $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68\text{V}$.

Sa demi-équation électronique est $\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

I.10 Le couple H₂O₂/H₂O

Son potentiel standard vaut $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,77\text{V}$.

Sa demi-équation électronique est : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{H}_2\text{O}$

Camertutos.com

Quelques potentiels standard d'oxydoréduction à 25°C.

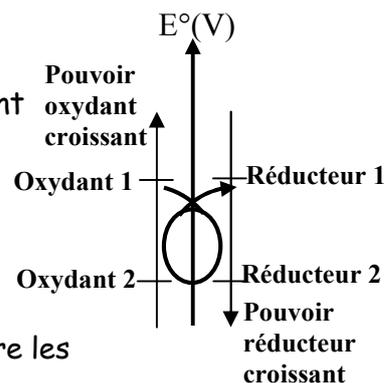
Oxydants		Réducteurs		E°(V)
Pouvoir oxydant croissant ↑				
Ion peroxodisulfate	$S_2O_8^{2-}$	SO_4^{2-}	Ion sulfate	2,01
Peroxyde d'hydrogène	H_2O_2	H_2O	Eau	1,77
Ion permanganate	MnO_4^-	Mn_2	Dioxyde de manganèse	1,69
Ion or	Au^{3+}	Au	Or	1,50
Dichlore	Cl_2	Cl^-	Ion chlorure	1,36
Ion dichromate	$Cr_2O_7^{2-}$	Cr^{3+}	Ion chrome III	1,33
Dioxygène	O_2	H_2O	Eau	1,23
Dibrome	Br_2	Br^-	Ion bromure	1,07
Ion platine II	Pt^{2+}	Pt	Platine	1,00
Ion nitrate	NO_3^-	NO	Monoxyde d'azote	0,96
Ion mercure II	Hg^{2+}	Hg	Mercure	0,86
Ion argent	Ag^+	Ag	Argent	0,80
Ion fer III	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Ion fer II	0,77
Dioxygène	O_2	H_2O_2	Peroxyde d'hydrogène	0,68
Diiodure	I_2	I^-	Ion iodure	0,54
Ion cuivre II	Cu^{2+}	Cu	Cuivre	0,34
Ion sulfate	SO_4^{2-}	SO_2	Dioxyde de soufre	0,17
Ion tétrathionate	$S_4O_6^{2-}$	$S_2O_3^{2-}$	Ion thiosulfate	0,08
Ion hydronium	H_3O^+	H_2	Dihydrogène	0,00
Ion plomb	Pb^{2+}	Pb	Plomb	-0,13
Ion étain	Sn^{2+}	Sn	Etain	-0,14
Ion nickel	Ni^{2+}	Ni	Nickel	-0,23
Ion fer II	Fe^{2+}	Fe	Fer	-0,44
Ion zinc	Zn^{2+}	Zn	Zinc	-0,76
Ion aluminium	Al^{3+}	Al	Aluminium	-1,66
Ion magnésium	Mg^{2+}	Mg	Magnésium	-2,37
Ion sodium	Na^+	Na	Sodium	-2,71
		Pouvoir Réducteur Croissant ↓		

II. Réaction entre deux couples d'oxydoréduction

Dans une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort pour produire l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible.

D'où le schéma de principe ci-contre:

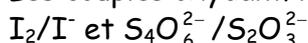
NB: $E^\circ(\text{oxydant1}/\text{réducteur1}) > E^\circ(\text{oxydant2}/\text{réducteur2})$



Bon à savoir: Pour que la réaction soit totale, la différence entre les potentiels des deux couples doit être supérieure à 0,34V.

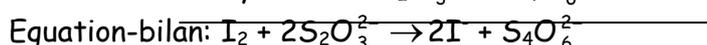
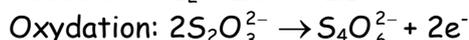
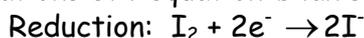
II.1 Réaction entre le diiode et le thiosulfate de sodium

Les couples oxydant/réducteur qui interviennent dans cette réaction sont:

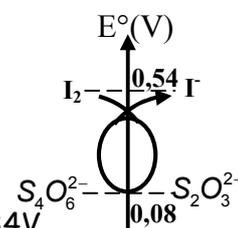


Appliquons le schéma de principe précédent:

Les demi-équations et l'équation-bilan s'écrivent:

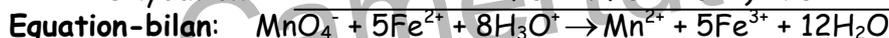
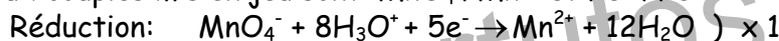


NB: Cette réaction est totale car $E^\circ(I_2/I^-) - E^\circ(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}) > 0,34V$.

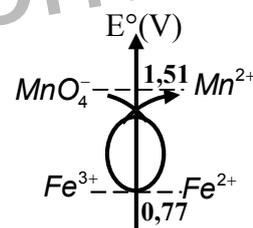


II.2. Réaction entre le permanganate de potassium et le sulfate de fer (II)

Les deux couples mis en jeu sont: MnO_4^-/Mn^{2+} et Fe^{3+}/Fe^{2+}



NB: la réaction est totale car $\Delta E > 0,34V$.



III. Dosages d'oxydoréduction

III.1 Principe du dosage

Doser une solution c'est déterminer sa concentration molaire en une espèce chimique donnée. Un bon dosage d'oxydoréduction repose sur une réaction d'oxydoréduction totale et rapide.

En général, on recherche le point d'équivalence. Ce point est atteint lorsque les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques, il est repéré par un changement de teinte (couleur) du milieu réactionnel.

Matériel (dispositif) nécessaire pour effectuer un dosage:

- une burette graduée dans laquelle on introduit la solution dosante;
- une pipette avec laquelle on prélève un volume précis de la solution à doser;
- un bécher (erlenmeyer) dans lequel on verse la solution pipetée ;
- un agitateur magnétique qui permet d'homogénéiser le mélange contenu dans le bécher;
- un petit barreau magnétique placé au fond du bécher et dont le mouvement de rotation agite le mélange contenu dans le bécher.

Protocole expérimental

Les étapes de l'exécution d'un bon dosage sont successivement:

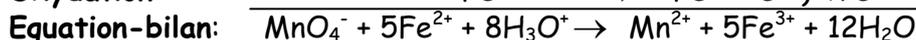
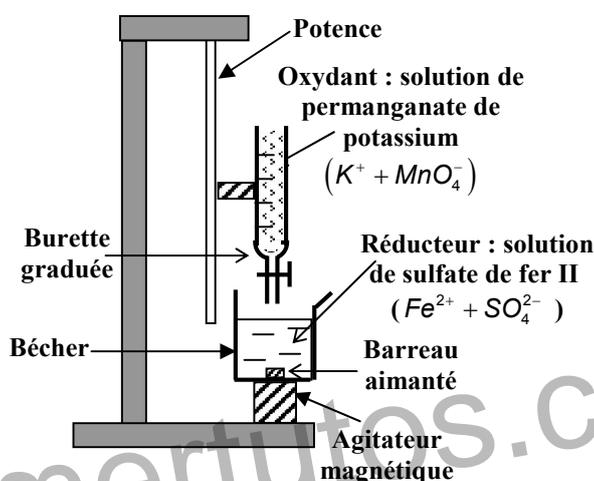
- Verser la burette graduée avec l'une des deux solutions, mais de préférence la solution dosante;
- prélever à l'aide d'une pipette, un volume précis de la seconde solution (solution à doser);

- placer le barreau magnétique au fond du bécher (erlenmeyer);
- verser la solution pipetée dans le bécher
- Faire couler progressivement la solution de la burette dans le bécher, tout en homogénéisant le mélange à l'aide de l'agitateur magnétique, ceci jusqu'au changement persistant de teinte du mélange contenu dans le bécher;
- déterminer à l'aide des graduations de la burette, le volume de solution dosante ayant permis d'atteindre le point d'équivalence mis en évidence par le changement de teinte;
- déterminer par calcul la concentration de la solution dosée.

III.2 Dosage d'une solution aqueuse de sulfate de fer (II) par une solution de permanganate de potassium

Remarque : il est conseillé de toujours placer dans la burette, la solution dosante, puis dans le bécher la solution dosée.

Schéma du dispositif expérimental et des réactifs:



A l'équivalence, écrivons la relation de stoechiométrie:

$$\frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{1} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} \Rightarrow n_{\text{Fe}^{2+}} = 5n_{\text{MnO}_4^-} \quad (1)$$

La solution de permanganate de potassium étant la solution oxydante, $n_{\text{MnO}_4^-} = C_0V_0$

Ainsi, $n_{\text{Fe}^{2+}} = C_rV_r$.

La relation (1) devient alors : $5 C_0V_0 = C_rV_r$

NB: A l'équivalence, la solution contenue dans le bécher prend une couleur violacée.

Remarque: Les dosages à l'ion permanganate sont encore appelés dosages manganométriques.

III.3 Généralisation

Pour réaliser un dosage d'oxydoréduction, trois étapes sont nécessaires:

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage;
- Repérer le changement de teinte à l'équivalence;
- déduire la concentration cherchée, à l'aide de la relation à l'équivalence : $n_0C_0V_0 = n_rC_rV_r$.

N.B : n_0 et n_r sont respectivement les nombres de moles d'électrons figurant dans chacune des demi-équations pour une mole d'oxydant et de réducteur.

IV. Electrolyse en solution aqueuse

IV.1 Généralités

Définition: l'électrolyse est l'ensemble des réactions chimiques qui s'effectuent dans une solution lors du passage du courant électrique.

Au cours du passage du courant électrique dans un électrolyseur, il se produit toujours:

- une oxydation à l'anode ;
- une réduction à la cathode.

Bon à savoir: Les espèces qui réagissent aux électrodes peuvent provenir du soluté, du solvant ou des électrodes. L'anode est l'électrode reliée à la borne positive du générateur. D'autre part, l'oxydant le plus fort est réduit à la cathode pendant que le réducteur le plus fort est oxydé à l'anode.

Ces réactions se déclenchent spontanément dès que la tension est supérieure ou égale à la f.é.m de l'électrolyseur.

IV.2 Principes de l'électrolyse

- Les réactions d'électrolyse sont des réactions d'oxydoréduction provoquées ;
- La connaissance des potentiels d'oxydoréduction est nécessaire pour prévoir les réactions aux électrodes, mais à cause du phénomène de surtension, ces prévisions ne sont pas toujours vérifiées par l'expérience.

IV.3 Electrolyse de l'eau

IV.3.1 Electrolyse d'une solution aqueuse d'acide sulfurique

Les électrodes de l'électrolyseur sont en platine, l'électrolyte est une solution aqueuse d'acide sulfurique. A partir d'une tension $U_{AC} = 1,7V$, on observe des dégagements gazeux aux électrodes.

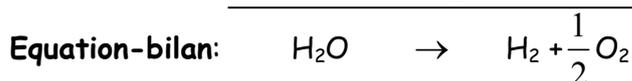
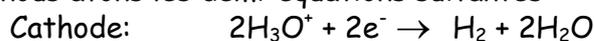
- A la cathode, un gaz qui produit une détonation dès qu'on approche une bûchette allumée: c'est le dihydrogène H_2 ;

- A l'anode, un gaz qui ravive l'incandescence d'une bûchette allumée: c'est du dioxygène O_2 .

A la cathode, ce sont les ions hydronium H_3O^+ qui sont réduits car ce sont les seuls oxydants présents au départ.

A l'anode ce sont les molécules d'eau qui sont oxydées car elles sont plus réductrices que les ions SO_4^{2-} .

Ainsi, nous avons les demi-équations suivantes:

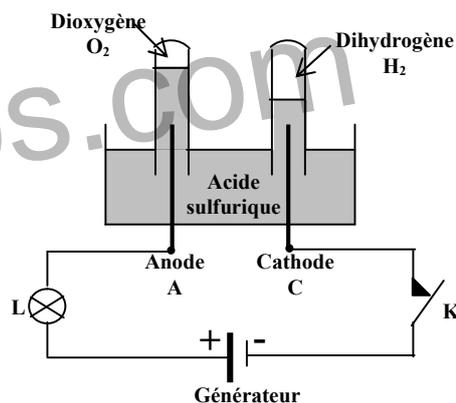


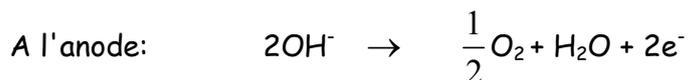
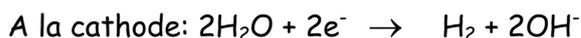
Conclusion : Cette électrolyse se réduit tout simplement à la décomposition de l'eau; le rôle de l'acide sulfurique est donc de rendre la solution conductrice.

Remarque: le volume de dihydrogène dégagé est toujours égal au double de celui du dioxygène formé simultanément ; donc $V_{H_2} = 2V_{O_2}$.

IV.3.2 Electrolyse d'une solution d'hydroxyde de sodium

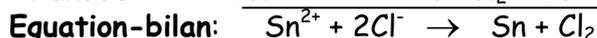
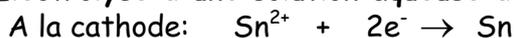
Comme pour l'électrolyse de l'acide sulfurique, les électrodes sont en platine.





Conclusion : Cette électrolyse se réduit tout simplement à la décomposition de l'eau;

IV.4 Electrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'étain (II) ($\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$)



IV.5 Electrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre avec anode en cuivre

L'anode est en cuivre brut, la cathode en cuivre raffiné

Les deux électrodes plongent dans une solution de sulfate de cuivre.

Pour une tension U_{AC} même infime, on observe:

- l'usure progressive de l'anode dont la partie immergée se ronge;
- un dépôt métallique rouge à la cathode;
- la conservation de la teinte bleue de la solution.

Les équations des réactions qui ont lieu aux électrodes sont:



Cette électrolyse se résume à un transport du cuivre de l'anode vers la cathode. Cette électrolyse est appelée: **électrolyse à anode soluble**.

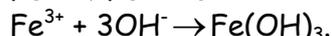
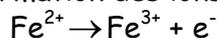
Son principe est utilisé en industrie dans l'affinage des métaux et le revêtement de dépôts métalliques à la surface de certains objets.

V. La corrosion du fer

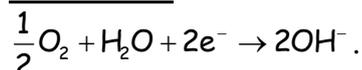
V.1 Définition et mécanisme de la corrosion

Définition: la corrosion est la détérioration d'un métal par une oxydation en profondeur. Elle résulte de l'action simultanée de l'eau et du dioxygène de l'air sur les métaux. Cette action est accélérée par le chlorure de sodium, ce qui justifie le fait que les régions humides et les côtes littorales soient propices au développement de la rouille. La corrosion du fer s'effectue en deux étapes:

- la formation des ions Fe^{2+} selon l'équation $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
- la formation des ions Fe^{3+} , puis de l'oxyde de fer III (Fe_2O_3) selon les équations:



Bon à savoir : Les ions OH^- proviennent du dioxygène réduit selon l'équation :



La couleur caractéristique de la rouille est celle de la molécule d'oxyde de fer III: $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

V.2 Méthodes de protection anti-corrosion

Pour ne pas subir la corrosion, les métaux ferreux autres que l'inox doivent être soumis à un traitement simple et économique. On procède le plus souvent par:

- le recouvrement de la surface du métal par une couche protectrice: peinture, vernis, graisses, feuilles de matières plastiques, etc....

- un revêtement métallisé en surface par électrolyse ou immersion dans un bain métallique. Ici, le métal protecteur doit être l'aluminium (Al) ou le zinc (Zn) car ces métaux sont plus réducteurs que le fer.
- la protection cathodique ou protection à anode sacrificielle. Elle est utilisée dans la protection des coques des navires et bateaux sur lesquels on plaque simplement un morceau de zinc. Le morceau de zinc joue le rôle d'anode et subit en permanence une oxydation pendant que la coque qui joue le rôle de cathode est protégée.

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 7.1

Répondre par "Vrai" ou "Faux" puis justifier.

- 1) Si nous ajoutons à une solution aqueuse contenant des ions Fe^{2+} une solution d'hydroxyde de sodium, il se forme un précipité vert.
- 2) Le précipité vert qui met en évidence la présence des ions Fe^{2+} a pour formule statistique $Fe(OH)_3$.
- 3) La couleur caractéristique des solutions aqueuses de permanganate de potassium est le violet.
- 4) En présence de vapeur d'alcool, les cristaux de dichromate de potassium ($Cr_2O_7^{2-} + 2K^+$) passent de la couleur verte à la couleur orange.
- 5) Pour qu'une réaction d'oxydoréduction soit totale, il faut que la différence de potentiel entre les deux couples qui interviennent soit supérieure à 0,3Volt.
- 6) La réaction entre les couples I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$ de potentiels redox respectifs 0,54V et 0,08V est possible et spontanée.
- 7) Dans une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus faible.
- 8) Lors d'une électrolyse, les espèces qui réagissent aux électrodes sont toujours les ions présents dans l'électrolyte.
- 9) Doser une solution c'est déterminer sa concentration molaire en une espèce chimique donnée.
- 10) On appelle corrosion, la détérioration d'un métal par oxydation en profondeur.
- 11) Dans une électrolyse à anode soluble, le métal qui constitue l'anode reste intact du début à la fin de la réaction.
- 12) L'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique, tout comme celle d'une solution d'hydroxyde de sodium se réduit à la décomposition de l'eau.
- 13) Le point équivalent d'un dosage d'oxydoréduction est atteint lorsque les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques.

Exercice 7.2

Définir: a) point d'équivalence b) dosage d'oxydoréduction
 c) couple oxydant/réducteur d) corrosion e) potentiel standard g) électrolyse

Exercice 7.3

- 1) Schématiser et annoter Le dispositif expérimental d'un dosage
- 2) Décrire le protocole expérimental d'un dosage

Exercice 7.4

- 1) Quelles sont les consignes et les règles de sécurité à respecter lors du prélèvement de 20mL d'une solution de permanganate de potassium à l'aide d'une pipette jaugée munie d'une poire ?

- 2) Pourquoi est-il conseillé d'utiliser une pipette jaugée à poire plutôt qu'une pipette jaugée sans poire ?
- 3) Quelle solution est-il conseillé de verser dans une burette lors d'un dosage, la solution à doser ou bien la solution dosante ?

Exercice 7.5

- Définir : Corrosion.
- Expliquer les manifestations et le mécanisme de corrosion du fer.
- Citer deux moyens de protection du fer contre la corrosion.
- Par quel moyen protège-t-on les coques des navires?

Exercice 7.6

Etablir la demi-équation d'oxydoréduction en milieu acide des couples suivants:

- a) $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$; b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ c) $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$; d) $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$

Exercice 7.7

- Parmi les substances de la liste suivante, lesquelles sont capables d'oxyder les ions bromure Br^- : a) H_3O^+ ; b) Cl_2 ; c) Ni^{2+} d) MnO_4^-
- Etablir les équations-bilan des réactions d'oxydoréduction correspondantes.

Exercice 7.8

- Compléter le tableau suivant par « Oui » (pour les réactions pouvant se produire spontanément entre le métal et la solution) et par « Non » dans le cas contraire.

2) Peut-on se servir de ce tableau pour justifier la longévité des bijoux en or pur ?

Solutions Contenant les ions	Au^{3+}	Cu^{2+}	Ag^+	H_3O^+	Hg^+
Métal					
Zn		Oui			
Ag					
Cu					
Al					
Au					

Exercice 7.9

- Quelles sont parmi les réactions d'oxydoréduction faisant intervenir les couples ci-dessous, celles qui sont totales:
 - I_2/I^- et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. On donne $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$.
 - $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et Br_2/Br^- . **On donne** : $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51\text{V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,08\text{V}$
 - $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$. **On donne** : $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$; $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33\text{V}$.
- Etablir les équations-bilan de chacune de ces réactions totales.

Exercice 7.10

L'acide chlorhydrique est sans action sur le cuivre. L'acide nitrique, en revanche, même dilué l'attaque. Il se dégage du monoxyde d'azote NO.

- Identifier les deux couples oxydant-réducteur de cette réaction.
- Ecrire les demi-équations de ces couples puis l'équation-bilan de la réaction.
- On introduit une masse $M = 2,5\text{g}$ de cuivre dans 250mL d'une solution molaire d'acide nitrique. Calculer le volume du monoxyde d'azote NO dégagé dans les conditions où le volume molaire vaut $V_m = 25\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$. **On donne** : $\text{Cu} = 63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{N} = 14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{O} = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

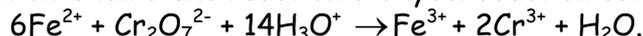
Exercice 7.11

Les solutions de permanganate de potassium sont utilisées pour leurs propriétés antiseptiques. On dispose d'une solution de concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et on se propose de la diluer pour obtenir 1L d'une solution de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Quel volume de la solution initiale doit-on prélever
- 2) Les solutions de permanganate de potassium sont irritantes. Quelles sont les précautions à prendre pendant leur utilisation.
- 3) Quel volume de solution centimolaire de sulfate de fer peut-on utiliser pour doser cette solution ?

Exercice 7.12

L'équation-bilan d'une réaction d'oxydoréduction est la suivante:



- 1) Equilibrer cette équation
- 2) Quels sont les couples oxydant-réducteur qui participent à cette réaction?
- 3) Cette réaction est-elle totale? Pourquoi?

On donne: $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$; $\text{Fe} = 56\text{g.mol}^{-1}$.

4) L'expérimentateur verse un volume $V_1 = 7\text{mL}$ d'une solution de dichromate de potassium de concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ dans un bécher contenant un volume $V_2 = 200\text{mL}$ d'une solution décimolaire de sulfate de fer.

4.1) Comment est-ce que l'expérimentateur reconnaîtra que le dosage a atteint le point d'équivalence?

4.2) Tous les ions Fe^{2+} de la solution seront-ils transformés? Pourquoi?

Exercice 7.13

Pour doser une solution de permanganate de potassium, on dissout du dioxyde de soufre (SO_2) pour obtenir 20cm^3 de solution de dioxyde de soufre de concentration $C = 0,08 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Quelle masse de dioxyde de soufre a-t-on utilisé pour ce dosage?
- 2) Quelle solution doit-on introduire dans le bécher avant de réaliser le dosage?
- 3) Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.
- 4) Comment repère-t-on le point d'équivalence?
- 5) L'équivalence est atteinte après un ajout de 16cm^3 de la solution de permanganate de potassium. Quelle est alors la concentration molaire de la solution?

On donne : $\text{S} = 32\text{g.mol}^{-1}$; $\text{O} = 16\text{g.mol}^{-1}$.

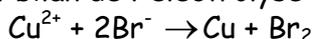
Exercice 7.14

On veut doser 20cm^3 d'une solution brune de diiode (contenue dans le bécher) par une solution de thiosulfate de sodium, $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, de concentration $C_r = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.
- 2) Quel indicateur coloré doit-on ajouter dans le bécher pour mieux repérer le point équivalent? Pourquoi est-il nécessaire ?
- 3) Représenter le dispositif expérimental.
- 4) L'équivalence est atteinte après un ajout de 16mL de la solution de thiosulfate. Calculer la concentration molaire de la solution dosée.

Exercice 7.15

L'équation-bilan de l'électrolyse du bromure de cuivre (II) est :



- 1) Quelle condition faut-il pour que cette électrolyse se produise?
- 2) Montrer que ce bilan est celui d'une réaction d'oxydoréduction forcée.

On donne: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,08\text{V}$

Exercice 7.16

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre avec une anode en cuivre.

- 1) Recenser les espèces chimiques susceptibles de réagir:
 - 1.1) à l'anode ; 1.2) à la cathode
- 2) En utilisant les potentiels redox des couples concernés, justifier les réactions se produisant: 2.1) à l'anode 2.2) à la cathode

Exercice 7.17

On réalise le dosage de la vitamine C de formule $C_6H_8O_6$ à l'aide d'une solution de diode sachant que le couple de la vitamine C est $C_6H_6O_6 / C_6H_8O_6$

- 1) Ecrire la demi-équation électronique de la vitamine C.
- 2) Etablir l'équation-bilan de la réaction entre le diiode et la vitamine C.
- 3) L'on a utilisé 20cm^3 d'une solution aqueuse de vitamine C, qu'on a ajouté à 30cm^3 d'une solution de diiode de concentration $0,02\text{mol.L}^{-1}$, mélange auquel on ajoute quelques gouttes d'empois d'amidon
 - 3.1) Quel rôle joue l'empois d'amidon dans ce mélange?
 - 3.2) L'excès de diiode est ensuite dosé par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium de concentration $0,05\text{mol.L}^{-1}$. Sachant qu'il a fallu $2,5\text{cm}^3$ de solution de thiosulfate pour décolorer la solution, déterminer la concentration de la solution de vitamine C utilisée.

Exercice 7.18

L'on dissout dans une fiole jaugée de volume 250mL , une masse $m = 2,8\text{g}$ de thiosulfate de fer (II) solide de formule $\text{FeSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Puis on prélève 40mL de cette solution que l'on place dans un erlenmeyer, à laquelle on ajoute une quantité suffisante d'acide sulfurique. On dose la solution obtenue à l'aide d'une solution de permanganate de potassium de concentration $C_0 = 2 \cdot 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$

- 1) Faire un schéma annoté du dispositif utilisé pour réaliser ce dosage.
- 2) Déterminer la concentration de la solution de sulfate de fer (II) sachant que pour atteindre le point équivalent, l'on a versé un volume $V_0 = 20\text{mL}$ de permanganate de potassium.
- 3) En déduire la valeur de l'entier naturel n .
- 4) Déterminer la masse de sulfate de cuivre III de formule $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ formée lorsqu'on a atteint le point d'équivalence.

On donne: $\text{Fe} = 56\text{g.mol}^{-1}$; $\text{S} = 32\text{g.mol}^{-1}$; $\text{H} = 1\text{g.mol}^{-1}$; $\text{O} = 16\text{g.mol}^{-1}$;
 $E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77\text{V}$.

C- SOLUTIONS DES EXERCICES**Exercice 7.1**

- 1) **Vrai.**
- 2) **Faux.** La formule de ce précipité est plutôt $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 3) **Vrai.**
- 4) **Faux.** Ces cristaux passent plutôt de la couleur orange des ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ à la couleur verte des ions chrome III (Cr^{3+}).
- 5) **Vrai.**
- 6) **Vrai**, car la différence de potentiel $\Delta V = 0,54 - 0,08 = 0,46\text{V} > 0,3\text{V}$.
- 7) **Faux.** L'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort.
- 8) **Faux.** Il n'y a pas que les ions de l'électrolyte qui régissent lors d'une électrolyse ; L'anode aussi peut réagir (s'oxyder).
- 9) **Vrai** ; 10) **Vrai.**
- 11) **Faux.** L'anode s'oxyde, c'est-à-dire qu'elle se ronge et ne reste pas intacte.
- 12) **Vrai** ; 13) **Vrai.**

Exercice 7.2

Définitions:

- a) **point d'équivalence**: c'est un état d'évolution d'un dosage d'oxydoréduction caractérisé par l'égalité des proportions stoechiométriques des réactifs.
C'est aussi le point où s'effectue le changement de teinte (couleur) du milieu réactionnel lors d'une réaction d'oxydoréduction.
- b) **dosage d'oxydoréduction**: c'est une réaction chimique qui permet de déterminer la concentration molaire d'une espèce chimique donnée.
- c) **corrosion**: c'est la détérioration d'un métal par une oxydation en profondeur.
- d) **potentiel standard**: Voir cours (paragraphe I.1)
- e) **électrolyse**: c'est l'ensemble des réactions chimiques qui s'effectuent dans une solution lors du passage du courant électrique.

Exercice 7.3

- 1) **Schéma annoté du dispositif expérimental d'un dosage.**

Voir cours paragraphe (III.2)

- 2) **Description du protocole expérimental**

Voir cours paragraphe (III.1)

Exercice 7.4

- 1) **Consignes et règles de sécurité à respecter lors du prélèvement de 20ml d'une solution de permanganate de potassium à l'aide d'une pipette jugée munie d'une poire:**

- toujours garder la pipette verticale
- effectuer la lecture en plaçant l'œil en face et dans le plan horizontal contenant le trait de jauge

2) Il est conseillé d'utiliser une pipette jaugée à poire parce que l'on court le risque de s'intoxiquer. Presque toutes les solutions aqueuses et en particulier la solution d'hydroxyde de sodium étant toxiques par ingestion, ne jamais les aspirer avec une pipette effilée sans poire.

3) Il est toujours conseillé de verser la solution dosante dans la burette.

Exercice 7.5

- 1) Définition: corrosion: Voir cours paragraphe V.1

2) Manifestations de la corrosion du fer ; Voir cours paragraphe V.1.

3) Deux moyens de protection du fer contre la corrosion ; Voir cours paragraphe V.2

4) Moyen de protection des coques de navire ; Voir cours paragraphe V.2

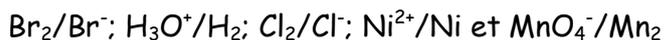
Exercice 7.6**Demi-équation d'oxydoréduction des couples:**

Voir cours paragraphes I.2; I.3; I.9 et I.10

Exercice 7.7

- 1) **Substance capables d'oxyder les ions Bromure Br^-**

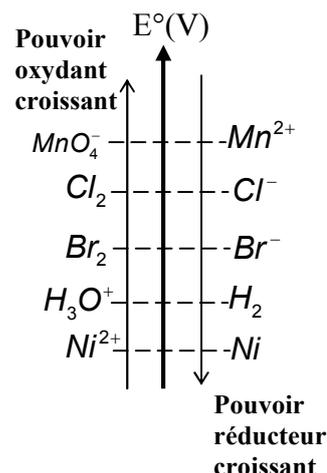
Pour répondre à cette question, nous devons nous servir du tableau des potentiels standard d'oxydoréduction pour classer les couples:



Nous obtenons alors la classification ci-contre:

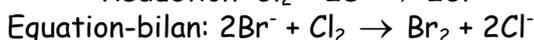
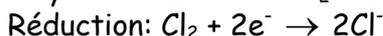
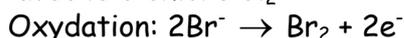
Les substances qui peuvent oxyder l'ion Br^- sont celles qui appartiennent à un couple oxydant-réducteur de potentiel supérieur à celui du couple Br_2/Br^- .

Ainsi, les substances capables d'oxyder l'ion Br^- sont: le dichlore Cl_2 et l'ion MnO_4^- ;

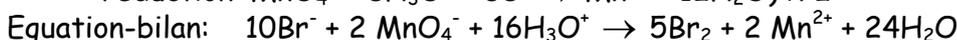
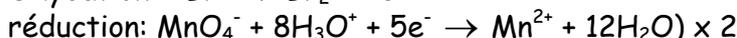
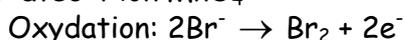


2) Equations-bilan des réactions

1^{er} cas: avec le dichlore Cl_2



2^e cas: avec l'ion MnO_4^-



Exercice 7.8

1) Complétons le tableau

Solutions Contenant les ions	Au^{3+}	Cu^{2+}	Ag^+	H_3O^+	Hg^+
Métal					
Zn	Oui	Oui	Oui	Oui	Oui
Ag	Oui	Non	Non	Non	Oui
Cu	Oui	Non	Oui	Non	Oui
Al	Oui	Oui	Oui	Oui	Oui
Au	Non	Non	Non	Non	Non

2) Oui. nous pouvons voir à partir de ce tableau que le métal Or est pratiquement inoxydable car il ne réagit que rarement avec des solutions ioniques et même avec des solutions acides ; ce qui justifie clairement sa longévité.

Exercice 7.9

1) Les réactions totales parmi celles données sont celles faisant intervenir deux couples présentant une d.d.p supérieure à 0,3V.

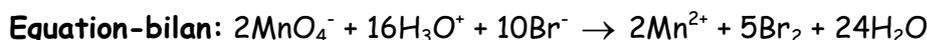
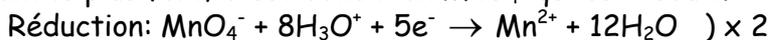
Ainsi, seules les réactions b et c sont totales

2) Equations-bilan de chacune de ces réactions totales

b): MnO_4^-/Mn^{2+} et Br_2/Br^-

Avec $E^\circ(MnO_4^-/Mn^{2+}) = 1,51V$ et $E^\circ(Br_2/Br^-) = 1,08V$

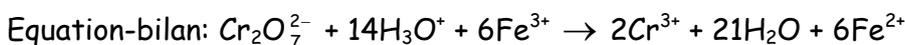
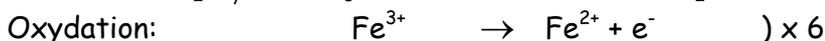
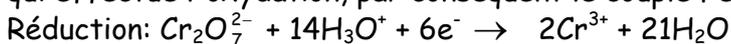
Le couple ayant le plus grand potentiel standard étant le couple MnO_4^-/Mn^{2+} , l'ion MnO_4^- est l'oxydant le plus fort; c'est donc l'ion MnO_4^- qui est réduit.



c) Fe^{3+}/Fe^{2+} et $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

Avec $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77V$ et $E^\circ(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1,33V$

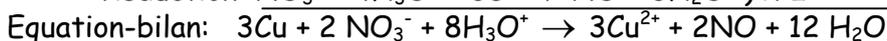
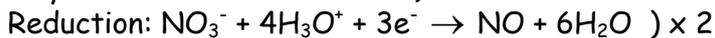
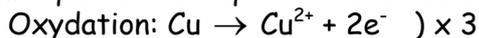
Etant donné que le couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ a le plus grand potentiel standard, c'est donc ce couple qui effectue l'oxydation, par conséquent le couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ effectue la réduction.



Exercice 7.10

1) Les deux couples oxydant-réducteur de cette réaction sont: Cu^{2+}/Cu et NO_3^-/NO

2) Demi-équations et équation- bilan de ces réactions



3) Volume de monoxyde d'azote dégagé

Nous allons d'abord vérifier si les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques:

c'est-à-dire si $\frac{n_{\text{Cu}}}{3} = \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2}$

$$\frac{n_{\text{Cu}}}{3} = \frac{m_{\text{Cu}}}{3M_{\text{Cu}}} = \frac{2,5}{3 \times 63,5} = 1,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol}; \quad \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2} = \frac{C \cdot V}{2} = \frac{1 \times 250 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,25 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Nous voyons que $\frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2} > \frac{n_{\text{Cu}}}{3}$; le cuivre est en défaut.

Etant donné que le cuivre est en défaut, le volume de monoxyde d'azote dégagé dépend exclusivement de la masse de cuivre introduite dans le milieu réactionnel.

Ainsi, $\frac{n_{\text{Cu}}}{3} = \frac{n_{\text{NO}}}{2} \Rightarrow n_{\text{NO}} = \frac{2}{3} n_{\text{Cu}} \Leftrightarrow \frac{V_{\text{NO}}}{V_m} = \frac{2}{3} \cdot \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \Rightarrow V_{\text{NO}} = \frac{2}{3} \cdot \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \times V_m$

AN: $V_{\text{NO}} = \frac{2}{3} \times \frac{2,5}{63,5} \times 25$; $V_{\text{NO}} = 0,66\text{L}$.

Exercice 7.11

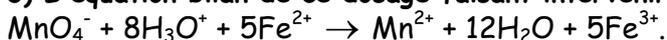
1) Volume V_1 à prélever dans la solution initiale

$C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{C_2V_2}{C_1}$; **AN:** $V_1 = \frac{2 \cdot 10^{-2} \times 1}{0,5}$; $V_1 = 4 \cdot 10^{-2}\text{L}$.

2) Précautions à prendre pendant l'utilisation des solutions de permanganate de potassium:

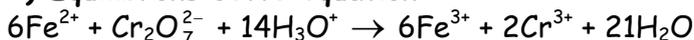
- utiliser des gants de laboratoire pour se protéger les doigts ;
- éviter d'aspirer la solution avec une pipette ;
- si possible porter des lunettes ;

3) L'équation bilan de ce dosage faisant intervenir les couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ est:

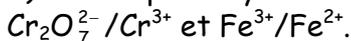


$\frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{1} = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{5} \Rightarrow C_2V_2 = \frac{C_3V_3}{5} \Rightarrow V_3 = \frac{5C_2V_2}{C_3}$; avec $C_3 = 10^{-2}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ car la solution de sulfate

de fer est dite centimolaire. **AN:** $V_3 = \frac{5 \times 2 \cdot 10^{-2} \times 1}{10^{-2}}$; $V_3 = 10\text{L}$.

Exercice 7.12**1) Equilibrons cette équation**

2) Les couples oxydant-réducteur qui participe à cette réaction sont:



3) $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) - E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 1,33 - 0,77 = 0,56\text{V}.$

Cette réaction est totale car $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) - E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) > 0,3\text{V}.$

4) L'expérimentateur reconnaîtra que le dosage a atteint le point d'équivalence par le changement persistant de teinte du milieu réactionnel.

5) Tous les ions Fe^{2+} sont transformés si tous les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques ou si les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ sont en excès.

$$\frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{6} = n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \Leftrightarrow n_{\text{Fe}^{2+}} = 6n_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \Leftrightarrow C_2V_2 = 6C_1V_1$$

Nous avons $C_2V_2 = 10^{-1} \times 200 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-2} \text{mol}$

$$6C_1V_1 = 6 \times 0,5 \times 7 \cdot 10^{-3} = 2,1 \cdot 10^{-2} \text{mol}.$$

Puisque $C_2V_2 < 6C_1V_1$, les ions Fe^{2+} sont en défaut; par conséquent tous les ions Fe^{2+} sont transformés.

Exercice 7.13**1) Masse de dioxyde de soufre utilisée**

L'équation de mise en solution du dioxyde de soufre est:

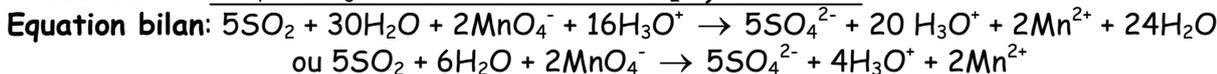
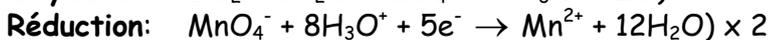
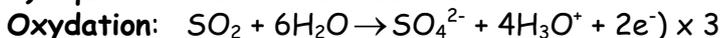


$$C = \frac{n_{\text{SO}_2}}{V} \Leftrightarrow n_{\text{SO}_2} = C \cdot V = \frac{m_{\text{SO}_2}}{M_{\text{SO}_2}} \Rightarrow m_{\text{SO}_2} = C \cdot V \cdot M_{\text{SO}_2};$$

avec $M_{\text{SO}_2} = M_{\text{S}} + 2M_{\text{O}} = 32 + (2 \times 16) = 64\text{g} \cdot \text{mol}^{-1};$

$$\text{AN: } m_{\text{SO}_2} = 0,08 \times 20 \cdot 10^{-3} \times 64; \quad m_{\text{SO}_2} = 2,56 \cdot 10^{-2} \text{g}.$$

2) La solution qu'on doit de préférence introduire dans le bécher est la solution dosée, c'est-à-dire la solution de permanganate de potassium.

3) Equation bilan de la réaction.

4) Le point d'équivalence est repéré par le changement persistant de la couleur qui, initialement violette se décolore (devient limpide).

5) Concentration molaire de la solution de permanganate de potassium

L'ion MnO_4^- étant l'oxydant le plus fort, nous noterons C_0 sa concentration et V_0 le volume de la solution qui la contient.

Ainsi C_r et V_r seront respectivement la concentration et le volume de la solution réductrice de dioxyde de soufre.

$$\text{D'après l'équation bilan: } 5C_0V_0 = 2C_rV_r \Rightarrow C_0 = \frac{2C_rV_r}{5V_0}$$

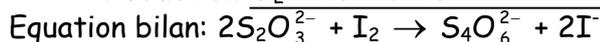
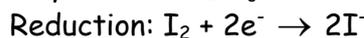
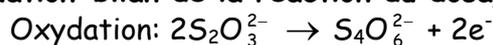
Nous pouvons aussi écrire: la relation de stoechiométrie:

$$\frac{n_{SO_2}}{5} = \frac{n_{MnO_4^-}}{2} \Leftrightarrow \frac{C_r V_r}{5} = \frac{C_0 V_0}{2} \Rightarrow 2C_r V_r = 5C_0 V_0 \Rightarrow C_0 = \frac{2C_r V_r}{5V_0}$$

AN: $C_0 = \frac{2 \times 0,08 \times 20 \cdot 10^{-3}}{5 \times 16 \cdot 10^{-3}}; \quad C_0 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 7.14

1) Equation-bilan de la réaction du dosage



2) L'indicateur coloré à ajouter dans le bécher est l'empois d'amidon.

Cet indicateur est nécessaire parce que le changement de teinte de la solution de diode (qui passe du brun à l'incolore) étant à peine perceptible, les quelques gouttes d'empois d'amidon permettent à la solution de diode d'avoir une teinte bleue plus visible à l'œil nu.

3) Représentation du dispositif expérimental.

Voir cours, paragraphe III.2.

NB: La solution dans la burette est la solution de thiosulfate de sodium

La solution dans le bécher est la solution de diode.

4) Calcul de la concentration molaire C_0 de la solution dosée.

$$\frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2} = \frac{n_{I_2}}{1} \Leftrightarrow n_{I_2} = \frac{1}{2} n_{S_2O_3^{2-}} \Leftrightarrow C_0 V_0 = \frac{1}{2} C_r V_r \Rightarrow C_0 = \frac{1}{2} \frac{C_r V_r}{V_0}$$

AN: $C_0 = \frac{1}{2} \times \frac{0,1 \times 16 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}}; \quad C_0 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 7.15

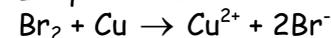
1) Pour que cette électrolyse se produise, il faut que la différence de potentiel entre les deux couples qui interagissent soit supérieure à 0,3V, c'est-à-dire qu'on branche aux bornes de l'électrolyseur un générateur de f.é.m E telle que :

$$E > E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Br}^-/\text{Br}_2)$$

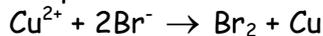
2) Montrons que ce bilan est celui d'une oxydoréduction forcée

Si nous appliquons la règle de "gamma" ci-contre,

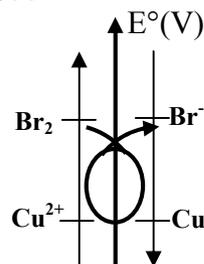
L'équation-bilan de cette réaction devrait être:



L'équation-bilan donnée dans l'énoncé étant:



Nous pouvons dire que celle-ci illustre une réaction d'oxydoréduction forcée car elle ne peut pas se produire spontanément comme celle que nous donne la règle de "gamma".



Exercice 7.16

1) Espèces chimiques susceptibles de réagir:

1.1) à l'anode: l'eau H_2O , le cuivre Cu et l'ion sulfate SO_4^{2-} ;

1.2) à la cathode: le cuivre Cu et l'eau H_2O .

2.1) Réaction se produisant à l'anode.

Les potentiels redox des couples sont:

Espèce	Couple	Potentiel E° (V)
H ₂ O	O ₂ /H ₂ O	1,23V
Cu	Cu ²⁺ /Cu	0,34V
SO ₄ ²⁻	S ₂ O ₈ ²⁻ /S ₂ O ₄ ²⁻	2,01V

Le couple Cu²⁺/Cu ayant le plus petit potentiel redox, le cuivre Cu est donc le réducteur le plus fort. La réaction qui a lieu à l'anode est donc l'oxydation du cuivre selon l'équation: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$

2.2) Réaction qui se produit à la cathode

Les potentiels redox sont:

Espèces	Couple	Potentiel E° (V)
Cu	Cu ²⁺ /Cu	0,34V
H ₂ O	H ₂ O/H ₂	0,00V

Le potentiel redox du couple Cu²⁺/Cu étant le plus élevé, l'ion cuivre Cu²⁺ est donc l'oxydant le plus fort.

Ainsi, l'équation de la réaction qui a lieu à la cathode est: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

Bon à savoir: Dans le couple O₂/H₂O, l'eau H₂O est réducteur, alors que le couple H₂O/H₂, l'eau est oxydant.

L'eau H₂O étant en même temps oxydant et réducteur, il est dit **amphotère** ou **ampholyte**.

Exercice 7.17**1) Demi-équation électronique de la vitamine C.**

Etablissons cette demi-équation par étapes:

1^{ère} étape: $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$

2^e étape: $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ conservation de l'élément hydrogène H ;

3^e étape: $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ conservation de la charge ;

4^e étape: $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$ solvatation des protons H⁺

Enfin: $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- \rightarrow \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$.

2) Equation-bilan de la réaction entre le diiode et la vitamine C

oxydation: $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^-$

réduction: $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$

Equation-bilan: $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{I}^-$

3.1) Dans ce mélange, l'empois d'amidon est un indicateur coloré qui permet de mieux reconnaître l'atteinte du point d'équivalence de la réaction.

3.2) Concentration de la solution de vitamine C utilisé

Posons C₀ et V₀ la concentration et le volume de la solution initiale de vitamine C;

C_r et V_r la concentration et le volume de la solution de thiosulfate utilisée pour décolorer la solution.

n₁ la quantité de matière de diiode ayant réagi lors de la première réaction (1^{er} dosage)

n₂ la quantité de matière de diiode dosée par la solution de thiosulfate; c'est-à-dire l'excès de diiode restant à la fin de la 1^{ère} réaction.

L'équation-bilan du second dosage est:

Oxydation: $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e^-$

Reduction: $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$

Equation-bilan: $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{I}^-$

Ainsi, $\frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2} = \frac{n_{I_2}}{1} \Rightarrow n_{I_2} = \frac{1}{2} n_{S_2O_3^{2-}} \Rightarrow n_1 = \frac{1}{2} C_r' \cdot V_r'$ avec $C_r' = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_r = 2,5 \text{ cm}^3$;

AN: $n_2 = \frac{1}{2} \times 0,05 \times 2,5 \cdot 10^{-3}$; $n_2 = 6,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

La quantité de matière qui a réagi lors du 1^{er} dosage est:

$n_1 = n_0 - n_2 = C_0 V_0 - n_2$; avec $C_0 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$; $V_0 = 30 \text{ cm}^3$

AN: $n_1 = 0,02 \times 30 \cdot 10^{-3} - 6,25 \cdot 10^{-5}$; $n_1 = 5,375 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

D'après l'équation-bilan de la question 2

$n_{C_6H_6O_6} = n_{I_2} \Leftrightarrow C \cdot V = n_1 \Rightarrow C = \frac{n_1}{V}$; **AN:** $C = \frac{5,375 \cdot 10^{-4}}{20 \cdot 10^{-3}}$; $C = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 7.18

1) Schéma annoté du dispositif expérimental

Voir cours, paragraphe III.2

2) Concentration de la solution de sulfate de fer II.

L'équation-bilan de ce dosage est: $MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 12H_2O + 5Fe^{3+}$

$\frac{n_{MnO_4^-}}{1} = \frac{n_{Fe^{2+}}}{5} \Rightarrow n_{Fe^{2+}} = 5n_{MnO_4^-} \Rightarrow C_r V_r = 5C_0 V_0 \Rightarrow C_r = \frac{5C_0 V_0}{V_r}$

AN: $C_r = \frac{5 \times 2 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3}}{40 \cdot 10^{-3}}$; $C_r = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

3) Déduisons-en la valeur de l'entier naturel n

Nous pouvons déterminer la masse de sulfate de fer pur m_{FeSO_4} à l'aide la relation exprimant

le pourcentage de sulfate de fer dans le thiosulfate de fer II: $\frac{m_{FeSO_4}}{m_{FeSO_4}, n_{H_2O}} = \frac{M_{FeSO_4}}{M_{FeSO_4}, n_{H_2O}}$;

Posons $m = m_{FeSO_4, n_{H_2O}}$ et $M = M_{FeSO_4, n_{H_2O}}$

$\frac{m_{FeSO_4}}{m} = \frac{M_{FeSO_4}}{M} \Rightarrow m_{FeSO_4} = \frac{M_{FeSO_4}}{M} \times m$ (1) or $C_r = \frac{n_{FeSO_4}}{V} = \frac{1}{V} \times \frac{m_{FeSO_4}}{M_{FeSO_4}}$ (2)

(1) dans (2): $C_r = \frac{1}{V} \times \frac{1}{M_{FeSO_4}} \times \frac{M_{FeSO_4}}{M} \times m \Rightarrow C_r = \frac{m}{V \cdot M}$ (3)

avec $M = M_{Fe} + M_S + 4M_O + n(2M_H + M_O)$. (4)

(4) dans (3): $C_r = \frac{m}{V [M_{Fe} + M_S + 4M_O + n(2M_H + M_O)]}$;

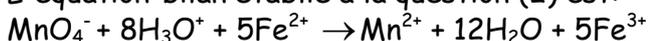
Nous déduisons de cette dernière relation:

$n = \frac{1}{2M_H + M_O} \left[\frac{m}{C_r \cdot V} - (M_{Fe} + M_S + 4M_O) \right]$

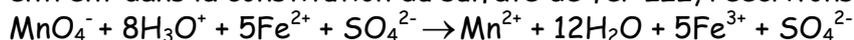
AN: $n = \frac{1}{2 \times 1 + 16} \left[\frac{2,8}{5 \cdot 10^{-2} \times 250 \cdot 10^{-3}} - (56 + 32 + 4 \times 16) \right]$; $n = 4$.

4) Masse de sulfate de cuivre III $Fe(SO_4)_3$ formée

L'équation-bilan établie à la question (2) est:

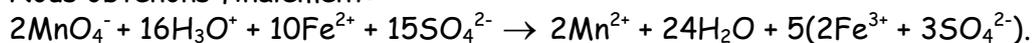


Etant donné que cette équation-bilan ne fait pas intervenir les ions spectateurs SO_4^{2-} qui entrent dans la constitution du sulfate de fer III, réécrivons cette équation-bilan.



Une molécule de sulfate de fer III contient 2 ions Fe^{3+} et 3 ions sulfate SO_4^{2-} .

Nous obtenons finalement:



Avec $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ qui est la formule statistique de $(2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-})$.

La relation de stoechiométrie de cette équation s'écrit:

$$\frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{2} = \frac{n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{5} \Rightarrow n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{5}{2} \cdot n_{\text{MnO}_4^-} \Rightarrow \frac{m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}} = \frac{5}{2} \cdot C_0 V_0$$

$$\Rightarrow m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{5}{2} \cdot C_0 V_0 \cdot M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \Rightarrow m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{5}{2} \cdot C_0 V_0 \cdot [2M_{\text{Fe}} + 3(M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}})]$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{5}{2} \times 2 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} \times [2 \times 56 + 3(32 + 4 \times 16)] ; \quad m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,4\text{g}.$$

Camertutos.com

Chapitre 8 : NOTION DE COUPLE OXYDANT-REDUCTEUR. CLASSIFICATION ELECTROCHIMIQUE

A- L'ESSENTIEL DU COURS

I. Notion de couple oxydant-réducteur

I.1 Rappels

On appelle:

- **oxydant**, toute espèce chimique (atome, molécule, ion) capable de capter des électrons;
- **réducteur**, toute espèce chimique capable de céder des électrons;
- réaction d'oxydoréduction toute réaction chimique au cours de laquelle il se produit un transfert d'électrons;
- **oxydation** toute réaction chimique au cours de laquelle il y a perte d'électrons;
- **réduction** toute réaction chimique au cours de laquelle il y a gain d'électrons.

NB: L'oxydation et la réduction sont toujours simultanées (se produisent toujours en même temps).

I.2 Exemple de couple Cu^{2+}/Cu

Pour mieux comprendre la notion de couple oxydant-réducteur, nous allons étudier deux exemples de réactions où interviennent l'ion cuivre Cu^{2+} d'une part et d'autre part le métal cuivre Cu.

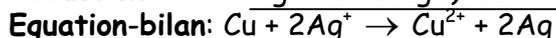
1^{er} exemple: Réaction entre le métal zinc Zn et l'ion cuivre Cu^{2+}

Si nous introduisons un fil de zinc dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), il se produit dans cette solution deux réactions simultanées pouvant être réduites en une équation-bilan. Ces équations sont:



2^e exemple: Réaction entre le métal cuivre Cu et les ions argent Ag^+

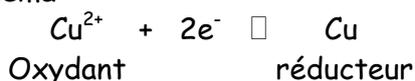
Si nous plongeons un fil de cuivre découpé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$), il se produit des transformations dont les équations sont les suivantes:



Conclusion: Dans les deux exemples précédents, l'élément cuivre a joué deux rôles :

- Dans le 1^{er} exemple, l'ion Cu^{2+} capte deux électrons pour se transformer en cuivre métal, il est donc un oxydant.
- Dans le 2^e exemple, le cuivre Cu cède deux électrons pour se transformer en ions cuivre Cu^{2+} : le métal cuivre Cu est donc un réducteur.

Nous pouvons donc regrouper ces deux transformations de l'élément cuivre sur un même schéma:



L'ion Cu^{2+} et le métal Cu constituent donc un couple appelé couple oxydant-réducteur noté Cu^{2+}/Cu .

NB: Cu^{2+} et Cu sont dits oxydant et réducteur conjugués.

Bon à savoir: On écrit une double flèche pour signifier que la transformation peut s'effectuer dans un sens comme dans l'autre, selon les réactifs en présence.

I.3 Généralisation

Des expériences simples permettent d'étendre cette notion à toutes les espèces métalliques. En général, à tout métal M correspond un cation naturel M^{n+} . Ces deux espèces forment le couple oxydant-réducteur M^{n+}/M .

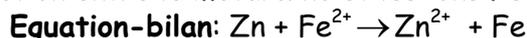
La demi-équation électronique du couple ainsi constitué s'écrit: $M^{n+} + ne^- \rightleftharpoons M$.

II. Classification qualitative des couples oxydant-réducteur

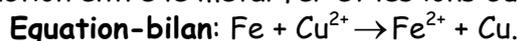
II.1 Classification qualitative des couples M^{n+}/M

Considérons les équations-bilan des deux réactions d'oxydoréduction suivantes:

1) Réaction entre le métal zinc et les ions Fe^{2+}

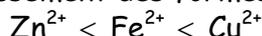


2) Réaction entre le métal fer et les ions Cu^{2+}

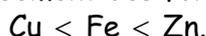


NB: Les réactions inverses des deux réactions ci-dessus sont impossibles. Ces deux réactions permettent de classer les oxydants d'une part et les réducteurs d'autre part:

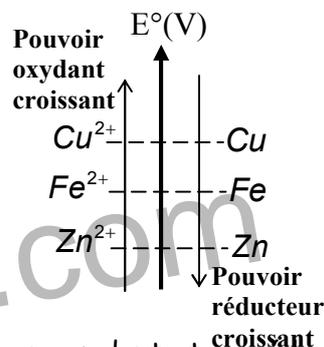
Le classement des formes oxydées par pouvoir oxydant croissant est:



Le classement des formes métalliques par pouvoir réducteur croissant est:



D'où le schéma de classification ci-contre:



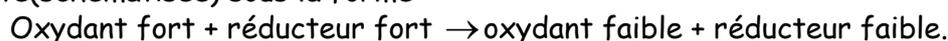
Des études expérimentales permettent non seulement de généraliser cette classification à tous les métaux, mais aussi de montrer que le couple H_3O^+/H_2 est placé entre les couples Cu^{2+}/Cu et Pb^{2+}/Pb .

II.2 Intérêt de la classification

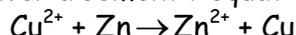
La classification qualitative permet:

- de prévoir si une réaction d'oxydoréduction est possible entre un oxydant et un réducteur donnés;
- d'écrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction.

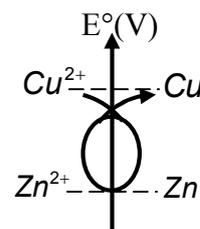
Ainsi, cette classification nous montre qu'une réaction d'oxydoréduction spontanée peut être traduite (schématisée) sous la forme:



D'où la règle du "gamma" γ , qui décrit dans le sens de la flèche le sens de la réaction et permet de retrouver aisément l'équation-bilan.



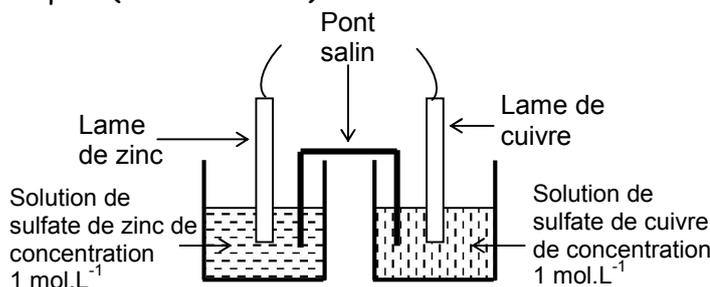
Remarquer bien que Cu^{2+} est l'oxydant le plus fort, Zn le réducteur le plus fort ;



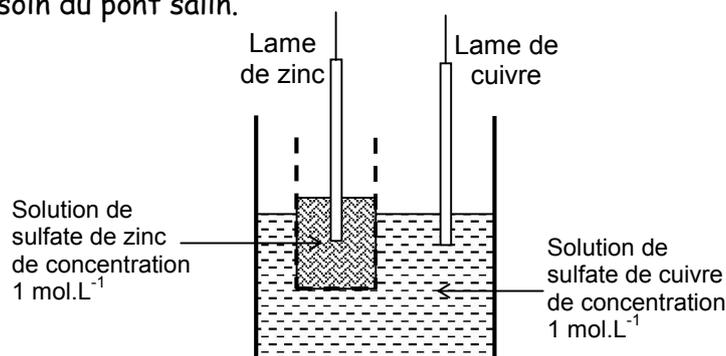
III. Notion de potentiel d'oxydoréduction; classification quantitative

III.1 Etude de la pile Daniell

NB: Les deux lames métalliques (zinc et cuivre) constituent les électrodes de la pile.



Bon à savoir: la solution de sulfate de cuivre peut également être contenue dans un vase poreux placé dans la solution de sulfate de zinc comme sur la figure ci-dessous. Dans ce cas, l'on n'a plus besoin du pont salin.



Si nous relierons les deux électrodes de cette pile par un milliampèremètre et un résistor, nous constatons le passage d'un courant électrique circulant de l'électrode de cuivre vers l'électrode de zinc.

Cette pile zinc-cuivre est appelée pile Daniell.

Le passage du courant électrique s'interprète par les équations aux électrodes suivantes:

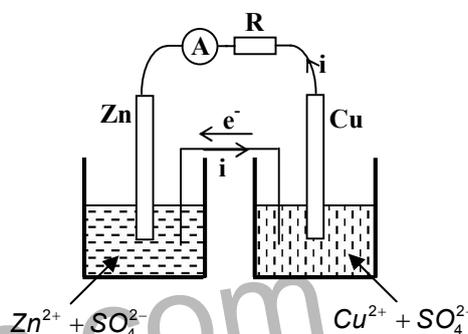
- Au pôle négatif: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$) oxydation

- Au pôle positif: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$) réduction

Equation-bilan: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.

L'équation-bilan obtenue est la même que celle de la réaction d'oxydoréduction spontanée entre les deux couples mis en jeu.

Représentation conventionnelle de cette pile Daniell: $\ominus \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu} \oplus$



Calcul de la force électromotrice de la pile.

Lorsque les solutions dans lesquelles baignent les électrodes ont une concentration de 1mol.L^{-1} , nous avons: $E_{\text{Zn-Cu}} = V_{\text{Cu}} - V_{\text{Zn}} = 1,10\text{V}$.

II.2 Généralisation

- On appelle demi-pile, toute plaque de métal M plongeant dans une solution contenant des ions métalliques M^{nt} .
- Une pile est un ensemble de deux demi-piles reliées par un pont salin.

Bon à savoir: En général, le "pont salin" est un tube en U rempli de solution saturée de nitrate d'ammonium ($\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$). Mais nous pouvons aussi utiliser une languette de papier imbibée de cette solution.

Le pôle négatif de la pile est constitué du métal le plus réducteur, alors que le métal le moins réducteur fait office de pôle positif.

III.4 Potentiel d'oxydoréduction

III.4.1 L'électrode standard à hydrogène (E.S.H)

Par convention, lorsque les conditions sont standards, c'est-à-dire :

- le pH de la solution nul: $\text{pH} = 0$;
- la pression atmosphérique égale à 1bar.

Le potentiel redox standard du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ noté $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2)$ est nul à toute température; c'est-à-dire $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0$.

Utilisée dans ces conditions, la demi-pile à hydrogène est appelée électrode standard à hydrogène (ESH).

III.4.2 Potentiel d'oxydoréduction

Le potentiel d'oxydoréduction d'un couple cation métallique-métal (M^{n+}/M) est obtenu en réalisant la pile constituée de l'électrode standard à hydrogène et de la demi-pile M^{n+}/M . Ainsi $E^\circ(M^{n+}/M) = V_M - V_{ESH}$.

Potentils standard de quelques couples M^{n+}/M à 25°C.

Oxydants	Réducteurs		$E^\circ(M^{n+}/M)$ (en Volt)
Pouvoir oxydant Croissant ↑			
Ion or	Au^{3+}	Au Or	1,50
Ion mercure II	Hg^{2+}	Hg Mercure	0,86
Ion argent	Ag^+	Ag Argent	0,80
Ion cuivre II	Cu^{2+}	Cu Cuivre	0,34
Ion hydronium	H_3O^+	H_2 Dihydrogène	0,00
Ion plomb	Pb^{2+}	Pb Plomb	-0,13
Ion étain	Sn^{2+}	Sn Etain	-0,14
Ion nickel	Ni^{2+}	Ni Nickel	-0,23
Ion fer II	Fe^{2+}	Fe Fer	-0,44
Ion zinc	Zn^{2+}	Zn Zinc	-0,76
Ion aluminium	Al^{3+}	Al Aluminium	-1,66
Ion magnésium	Mg^{2+}	Mg Magnésium	-2,37
Ion sodium	Na^+	Na Sodium	-2,71
		Pouvoir Réducteur Croissant ↓	

III.5 Utilisation de la classification électrochimique

III.5.1 Force des oxydants et des réducteurs

Un oxydant est d'autant plus fort que le couple auquel il appartient a un potentiel d'oxydoréduction élevé.

De même, un réducteur est d'autant plus fort que le couple auquel il appartient a un potentiel d'oxydoréduction faible.

III.5.2 Détermination de la polarité et de la force électromotrice d'une pile.

Considérons une pile réalisée à partir des couples $M_1^{n_1+}/M_1$ et $M_2^{n_2+}/M_2$ tels que $E^\circ(M_2^{n_2+}/M_2) > E^\circ(M_1^{n_1+}/M_1)$

La représentation conventionnelle de cette pile est: $\ominus M_1 \mid M_1^{n_1+} \parallel M_2^{n_2+} \mid M_2 \oplus$

Dans les conditions standard, la f.é.m de cette pile vaut: $E_{M_1-M_2} = E^\circ(M_2^{n_2+}/M_2) - E^\circ(M_1^{n_1+}/M_1)$

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 8.1

Répondre par "Vrai" ou "Faux" puis justifier

- 1) On appelle oxydant toute espèce chimique capable de capter des électrons.
- 2) On appelle oxydation toute réaction chimique au cours de laquelle il y a gain d'électrons.
- 3) L'oxydation et la réduction sont deux réactions chimiques qui se produisent toujours simultanément.
- 4) L'ion Cu^{2+} et le métal cuivre Cu constituent un couple oxydant-réducteur noté Cu/Cu^{2+} .
- 5) La demi-équation électronique du couple Al^{3+}/Al s'écrit: $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$.
- 6) On appelle demi-pile, toute plaque de métal M plongeant dans une solution contenant des ions métalliques (du même métal) M^{n+} .
- 7) Une pile est un ensemble de deux demi-piles reliées par un pont salin.
- 8) Un oxydant est d'autant plus fort que le couple auquel il appartient a un potentiel d'oxydoréduction faible.
- 9) D'une manière générale, la représentation conventionnelle d'une pile réalisée à partir des couples $\text{M}_1^{n_1+}/\text{M}_1$ et $\text{M}_2^{n_2+}/\text{M}_2$ tel que $E^\circ(\text{M}_1^{n_1+}/\text{M}_1) < E^\circ(\text{M}_2^{n_2+}/\text{M}_2)$ est :

$$\text{⊕} \text{M}_1 \mid \text{M}_1^{n_1+} \parallel \text{M}_2^{n_2+} \mid \text{M}_2 \text{⊖}$$
- 10) Dans les conditions standard, la f.é.m de la pile constituée à la question précédente est $E_{\text{M}_1-\text{M}_2} = E^\circ(\text{M}_2^{n_2+}/\text{M}_2) - E^\circ(\text{M}_1^{n_1+}/\text{M}_1)$.

Exercice 8.2

Définir:

- | | | | |
|--------------|------------------------------|-------------------------------|--|
| a) oxydant | b) réducteur | c) oxydation | |
| d) réduction | e) réaction d'oxydoréduction | f) potentiel d'oxydoréduction | |

Exercice 8.3

- 1) Quel est le rôle du pont salin dans une pile?
- 2) Existe-t-il un autre dispositif expérimental pouvant jouer le même rôle?
- 3) Quelle est la transformation d'énergie qui intervient dans une pile?
- 4) Quels sont les trois constituants essentiels d'une pile?

Exercice 8.4

- 1) Quelle est la formule chimique de l'oxydant susceptible d'être réduit en dihydrogène?
- 2) Ecrire la formule ainsi que la demi-équation électronique du couple formé par ces deux espèces.

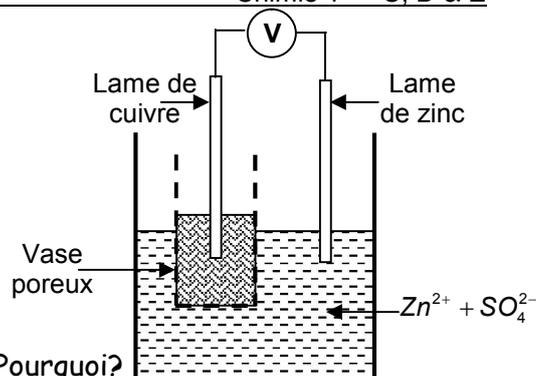
Exercice 8.5

- 1) Ecrire les demi-équations des couples suivants: Mg^{2+}/Mg ; Hg^{2+}/Hg et Sn^{2+}/Sn .
- 2) Retrouver à l'aide d'un tableau approprié (Voir Cours paragraphe III.4.2), le potentiel standard de chacun de ces couples.
- 3) Au vu de ces potentiels,
 - 3.1) Quel est l'oxydant le plus fort?
 - 3.2) Quel est le réducteur le plus faible?
 - 3.3) Quel est le réducteur le plus fort?

Exercice 8.6

La pile Daniell ci-contre est réalisée avec un vase poreux pour séparer les deux solutions.

- 1) Pourquoi utilise-t-on le vase poreux?
- 2) Quelle est la nature de la solution aqueuse contenue dans le vase poreux?
- 3) On donne les potentiels redox suivants:
 $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,76\text{V}$.



- 3.1) Quel métal constitue le pôle positif de cette pile? Pourquoi?
- 3.2) Calculer la f.é.m de cette pile. Est-elle égale à celle délivrée par le voltmètre?
- 3.3) Etablir l'équation-bilan traduisant le fonctionnement de cette pile.

Exercice 8.7

Considérons les trois couples suivants: Fe^{2+}/Fe ; Al^{3+}/Al ; Pb^{2+}/Pb .

On donne: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66\text{V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13\text{V}$

- 1) Représenter les schémas conventionnels de toutes les piles que nous pouvons réaliser à l'aide de ces trois couples.
- 2) Calculer la f.é.m de chacune de ces piles.
- 3) Ecrire les équations-bilan illustrant le fonctionnement de chacune de ces piles, en vous servant juste de la règle du "gamma" que l'on représentera clairement.

Exercice 8.8

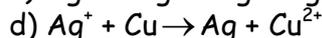
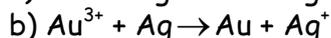
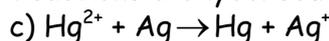
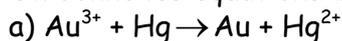
Considérons la pile dont la représentation conventionnelle est: $\ominus \text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{M}^{n+} \mid \text{M} \oplus$

Sachant que les solutions dans les deux demi-piles ont une même concentration molaire $C = 1\text{mol.L}^{-1}$ et que la f.é.m de la pile vaut $0,53\text{V}$.

- 1) Déterminer la nature du métal inconnu M sachant que $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$.
- 2) Etablir l'équation-bilan des transformations chimiques qui ont lieu dans cette pile.
- 3) Faire un schéma annoté de cette pile.

Exercice 8.9

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



- 1) Equilibrer ces équations-bilan
- 2) Etablir la classification électrochimique des couples qui interviennent dans ces quatre équations-bilan.

Exercice 8.10

On verse sur un clou de fer de masse $1,2\text{g}$, un volume $V = 2,5\text{cm}^3$ d'une solution molaire d'acide chlorhydrique.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit
- 2) Mettre en évidence les deux couples oxydant-réducteur mis en jeu.
- 3) Calculer la masse de fer ayant disparu.
- 4) Calculer le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions où le volume molaire vaut $V_m = 24\text{L.mol}^{-1}$. **On donne :** $\text{Fe} = 56\text{g.mol}^{-1}$.

Exercice 8.11 (extrait probatoires C et D 1999)

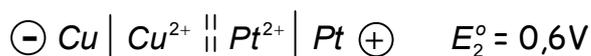
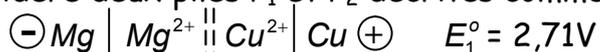
On fait réagir $4,25\text{g}$ de zinc avec 150mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $0,5\text{mol.L}^{-1}$. Les potentiels standard d'oxydoréduction sont:

$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V} \text{ et } E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0$$

- 1) Ecrire les demi-équations relatives aux couples mis en jeu.
 - 2) Déterminer la masse de zinc en excès.
 - 3) A la fin de la réaction, la solution est filtrée puis recristallisée.
 - 3.1) Quel est le rôle de la filtration?
 - 3.2) Déterminer la masse du produit anhydre de chlorure de zinc récupéré.
- On donne** : $\text{Zn} = 65,4\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{Cl} = 35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 8.12 (extrait probatoire C et D 2002)

On considère deux piles P_1 et P_2 décrites comme suit



- 1) Déterminer le potentiel standard de chacun des couples Mg^{2+}/Mg et Pt^{2+}/Pt , sachant que celui du couple Cu^{2+}/Cu est de $0,34\text{V}$.
- 2) Ecrire l'équation des réactions aux électrodes de la pile P_1 .
- 3) En déduire l'équation-bilan de la pile P_1 .
- 4) On réalise une pile à partir des couples Mg^{2+}/Mg et Pt^{2+}/Pt .
 - 4.1) Faire un schéma annoté de la pile P_3 et indiquer ses pôles.
 - 4.2) Quel est le sens du courant débité par cette pile?

Exercice 8.13

Dans la pile $\ominus \text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu} \oplus$, les variations de masse des électrodes après une durée Δt de fonctionnement sont:

- Pour l'électrode de Fer: $\Delta m_1 = -2,45\text{g}$
- Pour l'électrode de cuivre: Δm_2 .

- 1) Justifier le signe négatif de Δm_1
- 2) Quel est le signe de Δm_2 ? pourquoi?
- 3) Ecrire l'équation bilan du fonctionnement de cette pile.
- 4) Etablir la relation existant entre Δm_1 et Δm_2 .
- 5) En déduire la masse initiale de l'électrode de cuivre sachant qu'après la durée Δt de fonctionnement, la masse de cet électrode est $m = 102,10\text{g}$.

On donne : $\text{Cu} = 63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{Fe} = 56\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 8.14

On étudie une pile constituée par l'association des couples Cu^{2+}/Cu et Ni^{2+}/Ni . Les solutions dans les deux demi-piles ont la même concentration initiale $C = 1,00\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On observe une f.é.m de $0,60\text{V}$ aux bornes de cette pile.

- 1) Représenter le schéma conventionnel de cette pile sachant que le métal cuivre constitue le pôle positif de cette pile.
- 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction correspondant aux transformations chimiques qui ont lieu dans cette pile.
- 3) Les variations de masse des électrodes après un temps de fonctionnement sont les suivantes:
 - à l'électrode de cuivre, $|\Delta m_1| = 5,73\text{g}$
 - à l'électrode de nickel, $|\Delta m_2| = 5,18\text{g}$.

- 3.1) Laquelle des deux électrodes connaît une augmentation de masse? Pourquoi?
- 3.2) Comment varie alors la masse de l'autre électrode?
- 3.3) Calculer les quantités de matière n_1 de cuivre et n_2 de nickel qui ont réagi.
- 3.4) Comparer n_1 et n_2 , puis justifier cette comparaison. **On donne** : Cu = 64g.mol⁻¹; Ni = 58,7g.mol⁻¹.

Exercice 8.15

Considérons la pile illustrée par le schéma : $\ominus \text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Ag}^{2+} \mid \text{Ag} \oplus$

- 1) Donner le nom et la signification de ce schéma?
 - 2) Le volume de chaque solution est de 50cm³ et leurs concentrations initiales valent : $[\text{Ni}^{2+}] = [\text{Ag}^+] = 1,00\text{mol.L}^{-1}$. Après une durée Δt de fonctionnement, la masse de l'une des électrodes diminue de 0,235g.
 - 2.1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction correspondant aux transformations chimiques qui se produisent dans cette pile.
 - 2.2) Identifier l'électrode dont la masse a diminué.
 - 2.3) Quelle est la quantité de matière n_1 de métal disparu sur cette électrode.
 - 2.4) En déduire la quantité de matière n_2 de métal apparu sur l'autre électrode.
 - 2.5) Quelle est donc la variation de masse de l'autre électrode?
 - 2.6) Quelles sont les nouvelles concentrations $[\text{Ni}^{2+}]$ et $[\text{Ag}^+]$ des ions en solution?
- On donne** : Ni = 58,7g.mol⁻¹; Ag = 108g.mol⁻¹.

Exercice 8.16

- 1) Définir les conditions standard d'une demi-pile
- 2) représenter le schéma de principe de la pile demi-pile standard à hydrogène.
- 3) écrire l'équation de la réaction qui a lieu dans la demi-pile standard à hydrogène dans les deux cas suivants :
 - 3.1) l'électrode à hydrogène est la borne positive ;
 - 3.2) l'électrode à hydrogène est la borne négative.

Exercice 8.17

Une barre métallique de masse 1kg faite à base d'un alliage zinc-cuivre est plongée dans un bécher contenant de l'acide chlorhydrique en quantité suffisante. Le volume de dihydrogène dégagé est $V = 200\text{L}$ dans des conditions où le volume molaire vaut 22,4L.mol⁻¹.

- 1) Ecrire les équations-bilan des réactions qui ont lieu dans le bécher.
- 2) Déterminer la composition centésimale massique de cet alliage.
- 3) Aurait-on obtenu le même volume de dihydrogène si l'alliage était constitué de zinc et d'aluminium, le zinc restant dans la même proportion que précédemment ? Sinon quel volume total de dihydrogène obtiendrait-on dans ce cas ? **On donne** : Zn = 65,4g.mol⁻¹; Al = 27g.mol⁻¹.

Exercice 8.18

On construit une pile en associant les deux demi-piles suivantes:

- une électrode en zinc pur baignant dans 200cm³ d'une solution molaire de sulfate de zinc ;
- une électrode en plomb trempant dans 200cm³ d'une solution de sulfate de plomb ;

- 1) Représenter cette pile en faisant apparaître ses deux pôles.
- 2) Calculer la f.é.m E de cette pile.
- 3) Comparer les concentrations molaires des deux solutions quand la f.é.m E s'annule.
- 4) Déterminer les masses initiales de chacune des électrodes sachant qu'à la fin il ne reste qu'un morceau de masse $m_1 = 2\text{g}$ de l'électrode en zinc. **On donne** : Zn = 65,4g.mol⁻¹; Cu = 63,5g.mol⁻¹.

Exercice 8.19

Une solution d'ions thiosulfate est préparée en dissolvant 13,5g d'un composé de formule $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans 250cm^3 d'eau.

- 1) Calculer la concentration en ions thiosulfate de cette solution.
- 2) Une solution (S_1) de diiode de volume 150cm^3 est utilisée pour préparer 250cm^3 d'une solution (S_2) en y ajoutant de l'eau. On prélève 20cm^3 de la solution (S_2) et on y ajoute la solution de l'ion thiosulfate initialement préparée à la question 1. L'équivalence est obtenue lorsqu'on a ajouté $43,5\text{cm}^3$ de la solution de thiosulfate.
- 2.1) Comment appelle-t-on ce type de réaction?
- 2.2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.
- 2.3) Déterminer la concentration en diiode de la solution (S_2)
- 2.4) En déduire la concentration de la solution (S_1).

On donne : $S = 32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{Na} = 23\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{H} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 8.20

On réalise une pile Daniell à l'aide de deux barres identiques (B_1) et (B_2).

- La barre (B_1) est en argent, de forme cylindrique, de section $S_1 = 6\text{mm}^2$ et de longueur $L = 5\text{cm}$;

- La barre (B_2) est en cuivre.

Chacune de ces barres est plongée dans un bécher contenant 200mL de solution de sulfate d'argent pour (L_1) et de sulfate de cuivre pour (L_2).

- 1) Schématiser cette pile en précisant ses pôles.
- 2) Calculer sa f.é.m. **On donne :** $E^\circ(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80\text{V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34\text{V}$.
- 3) Calculer la variation de masse de l'électrode en cuivre pour une durée de fonctionnement pendant laquelle l'autre électrode a connu une variation de masse de 0,5g.
- 4) Quelles sont les masses de chacune des deux électrodes au moment où s'arrête la réaction, si l'on suppose qu'au départ les deux électrodes verticales baignent de moitié dans leurs électrolytes respectifs.

On donne : $\text{Cu} = 63,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{Ag} = 108\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho_{\text{Cu}} = 8800\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$; $\rho_{\text{Ag}} = 10700\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$

C- SOLUTIONS DES EXERCICES**Exercice 8.1**

- 1) **Vrai**
- 2) **Faux.** Une oxydation est une réaction chimique au cours de laquelle il y a perte d'électrons.
- 3) **Vrai.** 4) **Faux.** Le couple se note plutôt $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$
- 5) **Faux.** La demi-équation s'écrit plutôt $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ ou $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$.
- 6) **Vrai.** 7) **Vrai.** 8) **Faux.** Voir cours paragraphe III.5.1.
- 9) **Faux.** La représentation conventionnelle est plutôt $\ominus M_1 \left| M_1^{n_1+} \parallel M_2^{n_2+} \right| M_2 \oplus$
- 10) **Vrai**

Exercice 8.2**Définitions:**

a) Oxydant ; b) réducteur ; c) oxydation ; d) réduction ; e) réaction d'oxydation

Voir cours paragraphe I.1.

f) Le potentiel d'oxydoréduction d'un couple cation métallique-métal Mn^+ / M est obtenu en réalisant la pile constituée de l'électrode standard à hydrogène et la demi-pile Mn^+ / M .

Exercice 8.3

1) Rôle du pont salin:

Assurer la fermeture du circuit électrique (le contact entre les deux solutions) tout en évitant le mélange des solutions.

2) **Oui.** Une paroi poreuse entre les deux demi-piles peut très bien remplacer un pont à jonction et jouer le même rôle.

3) Dans une pile, l'énergie chimique est transformée en énergie électrique.

4) Les trois constituants essentiels d'une pile sont: les électrodes, les électrolytes et le pont salin.

Exercice 8.4

1) L'oxydant susceptible de se transformer en hydrogène est l'ion hydronium de formule chimique H_3O^+ .

2) Formule et demi-équation électronique du couple formé

Formule: H_3O^+/H_2

Demi-équation: $2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2H_2O$

Exercice 8.5

1) Demi-équations des couples suivants:

couple Mg^{2+}/Mg : $Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$

couple Hg^{2+}/Hg : $Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$

couple Sn^{2+}/Sn : $Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$

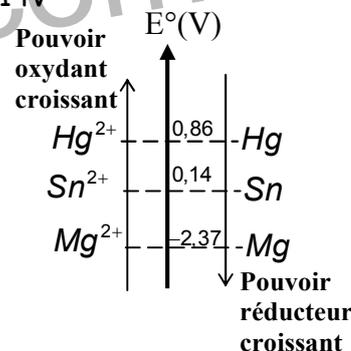
2) Potentiel standard de chacun des couples:

$E^\circ(Mg^{2+}/Mg) = -2,37V$; $E^\circ(Hg^{2+}/Hg) = 0,86V$; $E^\circ(Sn^{2+}/Sn) = -0,14V$

3.1) L'oxydant le plus fort est celui du couple ayant le plus grand potentiel redox, c'est donc l'ion mercure II (Hg^{2+});

3.2) Le réducteur le plus faible est le métal mercure Hg

3.3) Le réducteur le plus fort est le magnésium Mg.



Exercice 8.6

1) On utilise le vase poreux pour assurer la fermeture du circuit électrique tout en évitant le mélange des solutions.

2) La solution contenue dans le vase poreux est le sulfate de cuivre ($Cu^{2+} + SO_4^{2-}$).

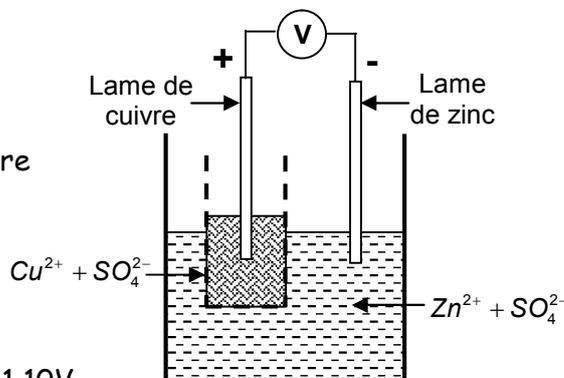
3.1) Le pôle positif de cette pile est le métal de cuivre Cu.

Ceci parce que le potentiel redox du couple Cu^{2+}/Cu est supérieur à celui du couple Zn^{2+}/Zn .

3.2) Calcul de la f.e.m de la pile

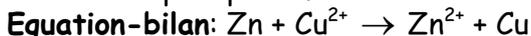
$E = E^\circ(Cu^{2+}/Cu) - E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = 0,34 - (-0,76)$; $E = 1,10V$.

Cette f.e.m est égale à celle délivrée par le voltmètre V.



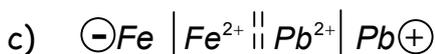
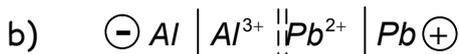
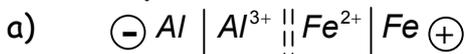
3.3) Equation-bilan traduisant le fonctionnement de cette pile

- au pôle négatif: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
- au pôle positif: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$



Exercice 8.7

1) Schéma conventionnel de toutes les piles que nous pouvons réaliser à l'aide de ces trois couples:



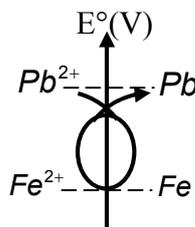
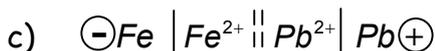
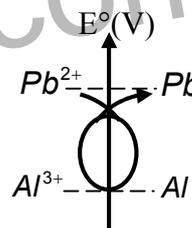
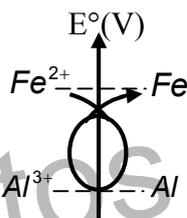
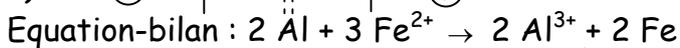
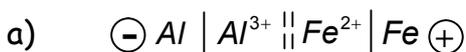
2) Calcul de la f.e.m de chacune des piles

$E_1 = E^\circ(Fe^{2+}/Fe) - E^\circ(Al^{3+}/Al) = -0,44 - (-1,66); E_1 = 1,22V.$

$E_2 = E^\circ(Pb^{2+}/Pb) - E^\circ(Al^{3+}/Al) = -0,13 - (-1,66); E_2 = 1,53V.$

$E_3 = E^\circ(Pb^{2+}/Pb) - E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0,13 - (-0,44); E_3 = 0,31V.$

3) Equations-bilan illustrant le fonctionnement de chacune des piles



Exercice 8.8

1) Nature du métal inconnu

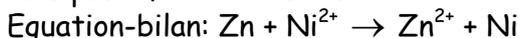
$E = E^\circ(M^{n+}/M) - E^\circ(Zn^{2+}/Zn) \Rightarrow E^\circ(M^{n+}/M) = E + E^\circ(Zn^{2+}/Zn)$

AN: $E^\circ(M^{n+}/M) = 0,53 + (-0,76); E^\circ(M^{n+}/M) = -0,23V.$

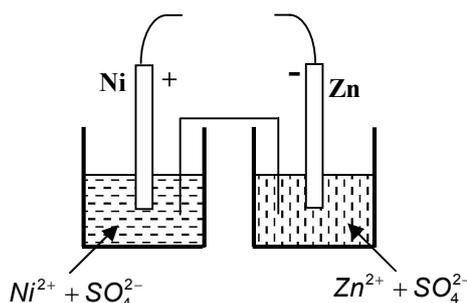
En consultant le tableau des potentiels standard, nous constatons que le potentiel standard - 0,23V est celui du couple Ni^{2+}/Ni .

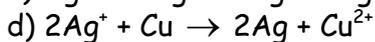
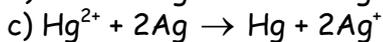
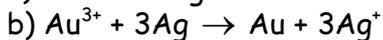
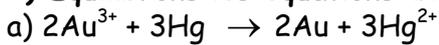
Le métal inconnu est donc le Nickel Ni.

2) Equation-bilan des transformations chimiques

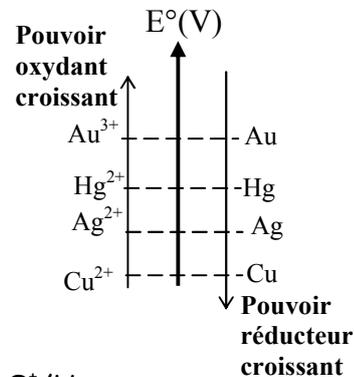
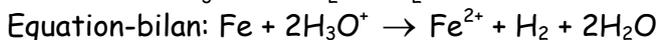
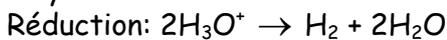
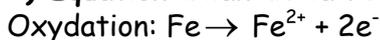


3) Schéma annoté de la pile



Exercice 8.9**1) Equilibrons les équations-bilan****2) Etablissons la classification électrochimique des couples**

Bon à savoir: on se sert des équations bilan pour les comparer deux à deux avant de généraliser.

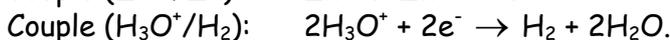
**Exercice 8.10****1) Equation-bilan de la réaction****2) Couples oxydant-réducteur mis en jeu : Fe^{2+}/Fe et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$** **3) Calcul de la masse de fer ayant disparu**

Relation de stoechiométrie: $n_{\text{Fe}} = \frac{1}{2} n_{\text{H}_3\text{O}^+} \Rightarrow \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{1}{2} C.V \Rightarrow m_{\text{Fe}} = \frac{1}{2} C.V.M_{\text{Fe}}$

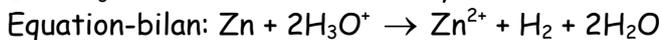
AN: $m_{\text{Fe}} = \frac{1}{2} \times 1 \times 2,5 \cdot 10^{-3} \times 56$; $m_{\text{Fe}} = 7 \cdot 10^{-2} \text{g}$

4) Volume de dihydrogène dégagé.

$n_{\text{Fe}} = n_{\text{H}_2} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} \times V_m$; **AN:** $V_{\text{H}_2} = \frac{7 \cdot 10^{-2}}{56} \times 24$; $V_{\text{H}_2} = 3 \cdot 10^{-2} \text{L}$.

Exercice 8.11**1) Demi-équations relatives aux couples mis en jeu.****2) Masse m de zinc en excès.**

Soit m_0 la masse initiale de zinc, la masse de zinc en excès est: $m = m_0 - m_{\text{Zn}}$ (1)



D'après la relation de stoechiométrie, $n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \Rightarrow \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{1}{2} C.V$

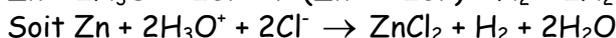
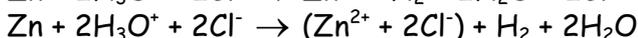
La masse de zinc ayant réagi est $m_{\text{Zn}} = \frac{1}{2} C.V.M_{\text{Zn}}$ (2)

(2) dans (1) $m = m_0 - \frac{1}{2} C.V.M_{\text{Zn}}$; **AN:** $m = 4,25 - \frac{1}{2} \times 0,5 \times 150 \cdot 10^{-3} \times 65,4$; $m = 1,8 \text{g}$.

3.1) Le rôle de la filtration est d'extraire le résidu de zinc (quantité de zinc en excès) qui n'a pas réagi.

3.2) Masse de chlorure de zinc récupérée.

Réécrivons l'équation en faisant intervenir les ions chlorure Cl⁻ spectateurs



$$n_{\text{ZnCl}_2} = \frac{1}{2} n_{\text{H}_3\text{O}^+} \Rightarrow \frac{m_{\text{ZnCl}_2}}{M_{\text{ZnCl}_2}} = \frac{1}{2} \cdot C \cdot V \Rightarrow m_{\text{ZnCl}_2} ;$$

AN: $m_{\text{ZnCl}_2} = \frac{1}{2} \times 0,5 \times 150 \cdot 10^{-3} \times [65,4 + (2 \times 35,5)] ; m_{\text{ZnCl}_2} = 5,11\text{g}.$

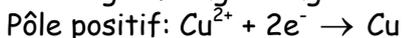
Exercice 8.12

1) Potentiels standards de chacun des couples Mg²⁺/Mg et Pt²⁺/Pt

$$\begin{cases} E_1^\circ = E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) - E^\circ(\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) \\ E_2^\circ = E^\circ(\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}) - E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} E^\circ(\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -E_1^\circ + E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) \\ E^\circ(\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}) = E_2^\circ + E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) \end{cases}$$

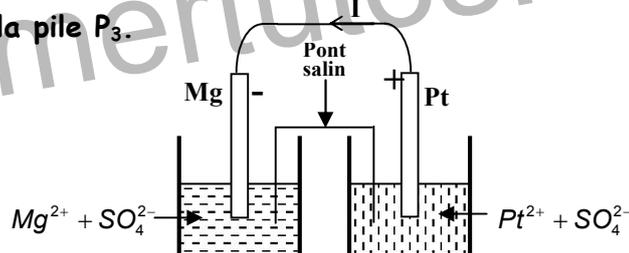
AN: $\begin{cases} E^\circ(\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2,71 + 0,34 \\ E^\circ(\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}) = 0,6 + 0,34 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} E^\circ(\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2,37\text{V} \\ E^\circ(\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}) = 0,94\text{V} \end{cases}$

2) Equations des réactions aux électrodes de la pile P₁



3) Equation-bilan de la pile P₁: $\text{Mg} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Cu}.$

4.1) Schéma annoté de la pile P₃.



4.2) Sens du courant débité par cette pile

Dans le pont salin, le courant circule de la borne positive (électrode en platine) vers la borne négative (électrode en magnésium).

Exercice 8.13

1) Le signe négatif de Δm₁ met en évidence la diminution de la masse de l'électrode en fer qui subit une oxydation (destruction progressive).

2) Le signe de Δm₂ est positif car le métal Cu qui constitue le pôle positif augmente de masse, ceci parce que les ions Cu²⁺ de la solution de sulfate de cuivre (Cu²⁺ + SO₄²⁻) sont réduits et se transforment en métal cuivre Cu.

3) Equation-bilan du fonctionnement de la pile : $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

4) Relation existant entre Δm₁ et Δm₂

$$n_{\text{Fe}} = n_{\text{Cu}} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \Rightarrow \frac{\Delta m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{\Delta m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \Rightarrow \Delta m_{\text{Fe}} = \frac{M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Cu}}} \times \Delta m_{\text{Cu}}$$

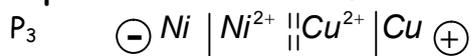
$$\text{or } \Delta m_{Fe} = \Delta m_1 \quad \text{et} \quad \Delta m_{Cu} = \Delta m_2$$

$$\Rightarrow \Delta m_1 = \frac{M_{Fe}}{M_{Cu}} \times \Delta m_2 \quad \text{ou} \quad \Delta m_2 = \frac{M_{Cu}}{M_{Fe}} \times \Delta m_1$$

5) Masse initiale m_0 de l'électrode de cuivre

$$m - m_0 = \Delta m_2 = \frac{M_{Cu}}{M_{Fe}} \times \Delta m_1 \Rightarrow m_0 = +m - \frac{M_{Cu}}{M_{Fe}} \times \Delta m_1$$

$$\text{AN: } m_0 = 102,10 - \frac{63,5}{56} \times (-2,45); \quad m_0 = 104,88\text{g.}$$

Exercice 8.14**1) Représentation du schéma conventionnel de la pile.****2) Equation bilan de cette réaction : $\text{Ni} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}$**

3.1) L'électrode qui connaît une augmentation de masse est l'électrode en cuivre. Car l'équation-bilan met en évidence la réduction des ions qui passent de l'état d'ion à l'état d'atome.

3.2) L'autre électrode, en l'occurrence l'électrode de nickel connaît une diminution de masse.

3.3) Quantités de matière n_1 de cuivre et n_2 de nickel ayant réagi.

$$n_1 = \frac{|\Delta m_1|}{M_{Cu}} \quad \text{et} \quad n_2 = \frac{|\Delta m_2|}{M_{Ni}}; \quad \text{AN: } n_1 = \frac{5,73}{64}; \quad n_1 = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{mol}; \quad n_2 = \frac{5,18}{58,7}; \quad n_2 = 8,8 \cdot 10^{-2} \text{mol}$$

3.4) Comparaison

$n_1 \sqcup n_2$ car la relation de stoechiométrie de l'équation bilan écrite à la question 2 est:

$$n_{Ni} = n_{Cu^{2+}} = n_{Ni^{2+}} = n_{Cu} \Leftrightarrow n_1 = n_2.$$

Exercice 8.15

1) Ce schéma est appelé schéma conventionnel de la pile.

Il met en évidence les différents pôles de la pile.

2.1) Equation-bilan de la réaction : $\text{Ni} + 2\text{Ag}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{Ag}$.

2.2) L'électrode dont la masse a diminué est l'électrode en nickel car c'est le nickel qui est oxydé (passe de l'état d'atome à l'état d'ion dans l'équation-bilan)

2.3) Quantité de matière n_1 de métal disparu.

$$n_1 = \frac{|\Delta m_1|}{M_{Ni}}; \quad \text{AN: } n_1 = \frac{0,235}{58,7}; \quad n_1 = 4 \cdot 10^{-3} \text{mol}$$

2.4) Déduisons-en la quantité de matière n_2 de métal apparue sur l'autre électrode

Le métal apparue sur l'autre électrode est l'argent Ag. Ecrivons la relation de stoechiométrie de l'équation-bilan établie à la question 2.1.

$$n_{Ni} = \frac{n_{Ag}}{2} \Rightarrow n_1 = \frac{1}{2} n_2 \Rightarrow n_2 = 2n_1; \quad \text{AN: } n_2 = 2 \times 4 \cdot 10^{-3} \text{mol}; \quad n_2 = 8 \cdot 10^{-3} \text{mol}$$

2.5) Variation de masse de l'autre électrode

$n_2 = \frac{|\Delta m_2|}{M_{Ag}} \Rightarrow |\Delta m_2| = n_2 \cdot M_{Ag}$. Etant donné qu'il y a augmentation de masse de l'électrode en argent, $\Delta m_2 = n_2 \cdot M_{Ag}$; **AN:** $\Delta m_2 = 8.10^{-3} \times 108$; $\Delta m_2 = 0,864g$.

2.6) Nouvelles concentrations des ions Ni²⁺ et Ag⁺ en solution

$[Ni^{2+}] = \frac{(n_{Ni^{2+}})}{V}$ (1) or $n_{Ni^{2+}} = (n_{Ni^{2+}})_{initial} + (n_{Ni^{2+}})_{produit} \Rightarrow n_{Ni^{2+}} = C \cdot V + n_1$ (2)

(2) dans (1): $[Ni^{2+}] = \frac{CV + n_1}{V}$; **AN:** $[Ni^{2+}] = \frac{1 \times 50.10^{-3} + 4.10^{-3}}{50.10^{-3}}$; $[Ni^{2+}] = 1,08 mol.L^{-1}$

D'autre part, $[Ag^+] = \frac{n_{Ag^+}}{V}$ avec $n_{Ag^+} = (n_{Ag^+})_{initial} - (n_{Ag^+})_{réagi}$

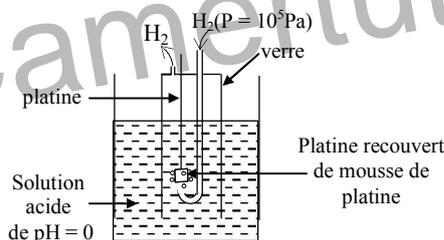
or $(n_{Ag^+})_{initial} = C \cdot V$ et $(n_{Ag^+})_{réagi} = n_2 \Rightarrow [Ag^+] = \frac{C \cdot V - n_2}{V} = C - \frac{n_2}{V}$;

AN: $[Ag^+] = 1 - \frac{8.10^{-3}}{50.10^{-3}}$; $[Ag^+] = 0,84 mol.L^{-1}$.

Exercice 8.16

- 1) Par convention, les conditions standard d'une demi-pile sont:
 - le pH de la solution est nul, pH = 0 ;
 - la pression d'hydrogène est égale à 1bar = 10⁵Pa.

2) Schéma de principe de la mesure du potentiel standard du couple Ag⁺/Ag



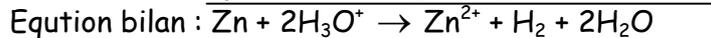
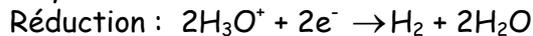
3.1) l'électrode à hydrogène est la borne positive, la réaction qui se produit en son sein a pour équation : $2 H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

3.2) Si l'électrode à hydrogène est la borne négative la réaction qui se produit en son sein a pour équation : $H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2e^-$

Exercice 8.17

1) Equations-bilan des réactions qui ont lieu dans le bécher

Etant donné que l'acide chlorhydrique n'attaque pas le cuivre, seul le zinc sera attaqué.



2) Composition centésimale massique de l'alliage.

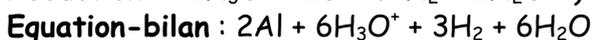
$n_{Zn} = n_{H_2} \Leftrightarrow \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = \frac{V_{H_2}}{V_m} \Rightarrow m_{Zn} = \frac{V_{H_2}}{V_m} \times M_{Zn}$; **AN:** $m_{Zn} = \frac{200}{22,4} \times 65,4$; $m_{Zn} = 584g$.

Soient P_1 et P_2 les pourcentages en masse de zinc et de cuivre respectivement dans l'alliage,

m la masse de l'alliage: $P_1 = \frac{m_{Zn}}{m} \times 100$; **AN:** $p_1 = \frac{584}{1000} \times 100$; $p_1 = 58,4\%$

$p_1 + p_2 = 100\% \Rightarrow p_2 = 100\% - p_1$; **AN:** $p_2 = 41,6\%$.

3) Le volume de dihydrogène aurait été différent car l'aluminium aurait réagi pour produire d'avantage de dihydrogène.



$\frac{n_{Al}}{2} = \frac{n_{H_2}}{3} \Rightarrow n_{H_2} = \frac{3}{2} n_{Al} \Rightarrow \frac{V_{H_2}}{V_m} = \frac{3}{2} \cdot \frac{m_{Al}}{M_{Al}} \Rightarrow V_{H_2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{m_{Al}}{M_{Al}} \times V_m \Rightarrow$ avec $m_{Al} = m - m_{Zn} = 416g.$:

AN: $V_{H_2} = \frac{3}{2} \times \frac{416}{27} \times 22,4$; $V_{H_2} = 517,7L$. Volume total: $V = 200 + 517,7$; $V = 717,7L$.

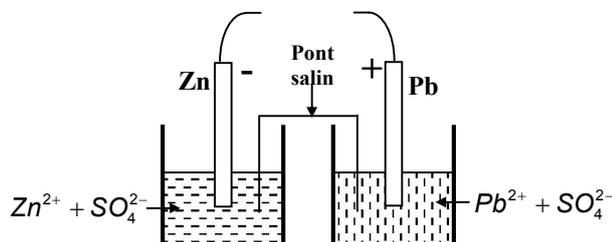
Exercice 8.18

1) Représentation de la pile.

2) Calcul de la f.e.m E de la pile.

$E = E^0(Pb^{2+}/Pb) - E^0(Zn^{2+}/Zn)$;

AN: $E = -0,13 - (-0,76)$; $E = 0,63V$.



3) Comparons les concentrations des deux solutions lorsque la f.e.m s'annule

L'équation-bilan montre qu'il y a production d'ions Zn^{2+} et consommation des ions Pb^{2+} , nous pouvons affirmer qu'à la fin du fonctionnement de la pile (lorsque $E = 0$), la concentration en ions Zn^{2+} de la solution de sulfate de zinc sera supérieure à la concentration en ions Pb^{2+} de la solution de sulfate de plomb.

4) Déterminons les masses initiales de chacune des électrodes.

Etant donné qu'il reste une masse $m_1 = 2g$ de zinc, nous pouvons dire que le zinc était en excès. Soit m_{Zn} la masse de zinc ayant réagi, la masse initiale m_0 de l'électrode de zinc vérifie: $m_{Zn} = m_0 - m_1$ (1)

Soit n le nombre de moles de zinc ayant réagi, $n = n_{Zn^{2+}} \Leftrightarrow \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = C.V \Rightarrow m_{Zn} = C.V.M_{Zn}$ (2)

(2) dans (1) donne: $C.V.M_{Zn} = m_0 - m_1 \Rightarrow m_0 = m_1 + C.V.M_{Zn}$

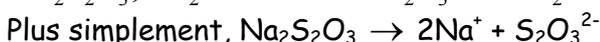
AN: $m_0 = 2 + 1 \times 200.10^{-3} \times 63,5$; $m_0 = 15,1g$.

D'autre part, $m_2 = m_{Cu} = C.V.M_{Cu}$; **AN:** $m_2 = 1 \times 200.10^{-3} \times 63,5$; $m_2 = 12,7g$.

Exercice 8.19

1) Calcul de la concentration en ions thiosulfate de la solution

L'équation de mise en solution du composé étant

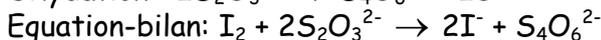
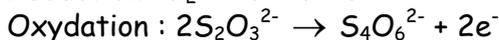
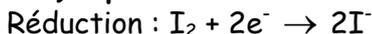


1 mole du composé produit 1 mole d'ions thiosulfate; donc $n_{S_2O_3^{2-}} = n = \frac{m}{M} \Rightarrow [S_2O_3^{2-}] = \frac{m}{MV}$

$\Rightarrow [S_2O_3^{2-}] = \frac{13,5}{216 \times 250.10^{-3}}$; $[S_2O_3^{2-}] = 0,28 mol.L^{-1}$

2.1) Ce type de réaction est appelé dosage d'oxydoréduction.

2.2) Equation-bilan de la réaction



2.3) Concentration en diiode de la solution (S₂)

Relation de stoechiométrie $n_{I_2} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2} \Leftrightarrow n_{S_2O_3^{2-}} = 2n_{I_2}$ (1)

I_2 étant l'oxydant, $n_{I_2} = C_0V_0$ et $n_{S_2O_3^{2-}} = C_rV_r$

La relation (1) devient: $C_rV_r = 2C_0V_0 \Rightarrow C_0 = \frac{C_rV_r}{2V_0}$; **AN:** $C_0 = \frac{0,28 \times 43,5 \cdot 10^{-3}}{2 \times 20 \cdot 10^{-3}}$; $C_0 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$

2.4) Déduisons en la concentration de la solution (S₁)

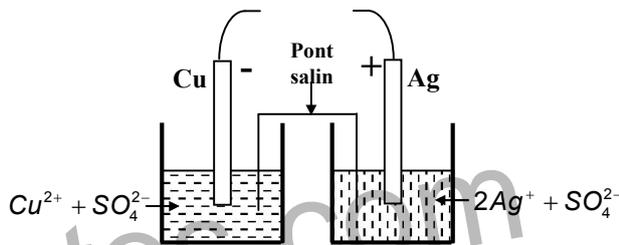
Posons C_1 la concentration de la solution (S₁), C_2 la concentration de la solution (S₂), nous avons $C_2 = C_r$. Etant donné que la solution (S₂) est obtenue par dilution de la solution (S₁), les deux solutions contiennent des quantités égales de Diiode;

Ainsi, $C_1V_1 = C_2V_2 \Rightarrow C_1 = \frac{C_2V_2}{V_1}$ avec $V_1 = 150 \text{ cm}^3$ et $V_2 = 250 \text{ cm}^3$.

AN: $C_1 = \frac{0,30 \times 250 \cdot 10^{-3}}{150 \cdot 10^{-3}}$; $C_1 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 8.20

1) Schéma de la pile



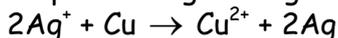
2) Calcul de la f.e.m

$E = E^\circ(Ag^+/Ag) - E^\circ(Cu^{2+}/Cu)$

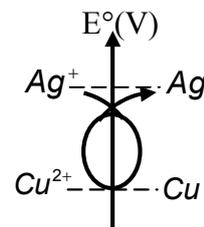
AN: $E = 0,80 - 0,34$; $E = 0,46V$.

3) Calcul de la variation de masse de l'électrode en cuivre

L'équation-bilan des réactions qui ont lieu dans la pile est d'après la règle du "gamma" :



$n_{Cu} = \frac{1}{2} n_{Ag} \Leftrightarrow \frac{|\Delta m_{Cu}|}{M_{Cu}} = \frac{1}{2} \frac{|\Delta m_{Ag}|}{M_{Ag}} \Rightarrow |\Delta m_{Cu}| = \frac{1}{2} \frac{|\Delta m_{Ag}|}{M_{Ag}} \times M_{Cu}$



Or nous savons que l'électrode en cuivre subit une diminution de masse car le cuivre est oxydé ; par conséquent Δm_{Cu} est négatif.

Ainsi $\Delta m_{Cu} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta m_{Ag}}{M_{Ag}} \times M_{Cu}$; **AN:** $\Delta m_{Cu} = -\frac{1}{2} \times \frac{0,5}{108} \times 63,5$; $\Delta m_{Cu} = -0,15g$.

4) Masse de chacune des électrodes au moment où s'arrête la réaction.

Etant donné que le cuivre est oxydé, la relation s'arrête dès que la partie immergée de l'électrode en cuivre est entièrement oxydée.

$\Delta m_{Cu} = \rho_{Cu} \cdot V_{Cu}$ avec $V_{Cu} = S_1 \frac{L}{2} \Rightarrow \Delta m_{Cu} = \rho_{Cu} \cdot S_1 \frac{L}{2}$

Ainsi $(m_{Cu}) = (m_{Cu})_0 - \Delta m_{Cu} = \rho_{Cu} \cdot S_1 L - \rho_{Cu} S_1 \frac{L}{2} \Rightarrow m_{Cu} = \frac{1}{2} \rho_{Cu} \cdot S_1 L = \Delta m_{Cu}$

AN: $m_{Cu} = \frac{1}{2} \times 8800 \times 6 \cdot 10^{-6} \times 5 \cdot 10^{-2}$; $m_{Cu} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 1,32g$.

D'autre part, d'après la relation établie à la question 3,

$$\frac{|\Delta m_{Cu}|}{M_{Cu}} = \frac{1}{2} \frac{|\Delta m_{Ag}|}{M_{Ag}} \Rightarrow |\Delta m_{Ag}| = \frac{2|\Delta m_{Cu}|}{M_{Cu}} \times M_{Ag}$$

Ainsi $m_{Ag} = m'_0 + \Delta m_{Ag}$ car l'électrode en argent connaît une augmentation de masse avec

$$m'_0 = \rho_{Ag} \cdot S_1 L + \frac{2|\Delta m_{Cu}|}{M_{Cu}} \times M_{Ag} \quad \text{avec } |\Delta m_{Cu}| = M_{Cu}$$

$$\text{Finalement, } m_{Ag} = \rho_{Ag} \cdot S_1 L + 2 \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}} \times M_{Ag}$$

$$\text{AN: } m_{Ag} = 10700 \times 6 \cdot 10^{-6} \times 5 \cdot 10^{-2} + 2 \times \frac{1,32 \cdot 10^{-3}}{63,5 \cdot 10^{-3}} \times 108 \cdot 10^{-3}; M_{Ag} = 7,7 \cdot 10^{-3} \text{kg} = 7,7 \text{g.}$$

Camertutos.com

Chapitre 9 : OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE

A- L'ESSENTIEL DU COURS

Une réaction chimique est dite par voie sèche lorsqu'elle se déroule en l'absence d'eau ou de tout autre solvant.

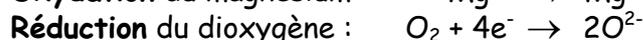
L'objectif majeur de ce chapitre est de généraliser la notion d'oxydoréduction en étudiant les cas des réactions chimiques par voie sèche au cours desquelles il y a transfert d'électrons.

I. Exemple des réactions de combustion

I.1 Combustion avec transfert d'électrons

I.1.1 Réaction entre le magnésium et le dioxygène

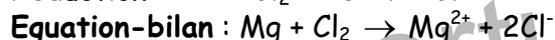
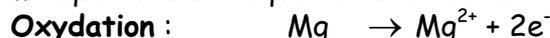
Cette réaction est exothermique et se déroule selon les équations suivantes:



Nous constatons qu'il y a transfert d'électrons de l'atome de Magnésium Mg à la molécule de dioxygène, ceci dans un milieu dépourvu d'eau (de solvant): c'est donc une oxydoréduction par voie sèche.

I.1.2 Réaction entre le magnésium et le dichlore.

Les demi-équations et l'équation-bilan de cette réaction sont:



Il y a donc transfert d'électrons de l'atome de magnésium Mg à la molécule de dichlore Cl₂ dans un milieu sec: c'est une oxydoréduction par voie sèche.

I.2 Combustion sans transfert d'électrons

I.2.1 Réaction entre le dihydrogène et le dioxygène

Cette réaction est exothermique. Son équation-bilan est: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

Cette réaction ne met pas en jeu des transferts apparents d'électrons, pourtant elle est bien une réaction d'oxydoréduction car le dioxygène a oxydé le dihydrogène pour former un produit moléculaire: l'eau H₂O.

I.2.2 Réaction entre le carbone et le dioxygène

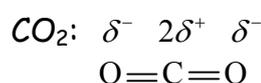
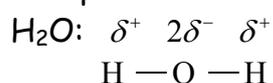
L'équation-bilan de cette réaction est: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.

Le dioxygène a oxydé le carbone et il s'est formé du dioxyde de carbone CO₂ qui est un composé moléculaire.

Une fois de plus, l'équation-bilan ne permet pas de mettre en évidence le transfert d'électrons, pourtant cette réaction est une oxydoréduction.

Conclusion: Dans les deux réactions précédentes, il s'est formé des molécules polarisées, ceci parce que, le doublet d'électrons des liaisons covalentes établies entre deux éléments chimiques d'électronégativités différentes est toujours attiré par l'atome le plus électronégatif.

D'où les représentations suivantes :



Bon à savoir: l'électronégativité est liée à une notion purement conventionnelle, celle du nombre d'oxydation.

Remarque: D'une façon générale, le dioxygène oxyde toujours les corps avec lesquels il réagit (exception faite du fluor): c'est un oxydant.

II. Nombre d'oxydation

II.1 Définition et détermination

Dans une espèce chimique donnée, le nombre d'oxydation d'un élément chimique est un nombre entier noté en chiffres romains qui caractérise le degré d'oxydation de cet élément.

La détermination du nombre d'oxydation obéit à un ensemble de définitions et de conventions que nous étudierons dans la suite de ce chapitre.

II.1.1 Cas d'un corps simple et d'un ion monoatomique

- le nombre d'oxydation d'un élément d'un corps simple est égal à zéro.

- le nombre d'oxydation d'un élément dans un ion monoatomique est égal au nombre de charge de l'ion.

N.B : Pour la suite, nous noterons $n.o(X)$, le nombre d'oxydation d'un élément X.

Remarque: Le nombre d'oxydation des anions monoatomiques est négatif, alors que celui des cations monoatomiques est positif.

Exemples: dans l'ion Cl^- , $n.o(Cl) = -I$; dans l'ion Cu^{2+} , $n.o(Cu) = +II$.

II.1.2 Cas d'une molécule et d'un ion polyatomique

- Dans une molécule, la somme des nombres d'oxydation de tous les éléments est égale à zéro.

Ainsi $\sum(n.o) = 0$

- Dans un ion polyatomique, la somme des nombres d'oxydation de tous les éléments est égale au nombre de charge q de cet ion. Ainsi $\sum(n.o) = q$.

Bon à savoir: Dans la plupart des composés contenant les éléments hydrogène H et oxygène O, nous avons: $n.o(H) = +I$ et $n.o(O) = -II$

Font exception les hydrures métalliques pour lesquels le nombre d'oxydation de l'hydrogène est $-I$. Exemple : l'hydrure de lithium et les peroxydes dans lesquels le nombre d'oxydation de l'oxygène est $-I$. **Exemple :** dans l'eau oxygénée H_2O_2 , le nombre d'oxydation de l'oxygène est $-I$.

Remarque: Dans l'ion MnO_4^- : $n.o(Mn) + 4(-II) = -I \Rightarrow n.o(Mn) = +VII$

Dans la molécule MnO_2 : $n.o(Mn) + 2(-II) = 0 \Rightarrow n.o(Mn) = +IV$.

II.2 Utilisation des nombres d'oxydation

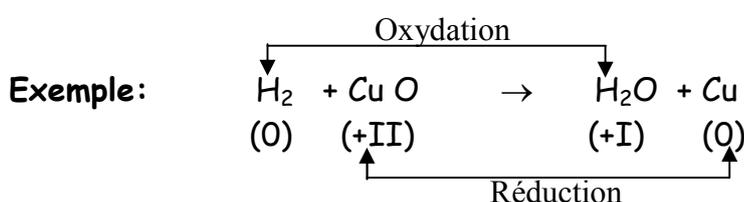
II.2.1 Identifier (reconnaître) une réaction d'oxydoréduction

- l'augmentation du nombre d'oxydation d'un élément chimique traduit son oxydation;

- la diminution du nombre d'oxydation d'un élément chimique traduit sa réduction;

- un oxydant est une espèce chimique contenant un élément dont le n.o diminue au cours d'une réaction d'oxydoréduction

- un réducteur est une espèce chimique contenant un élément dont le n.o augmente au cours d'une réaction d'oxydoréduction.



Remarque: L'oxydant est réduit alors que le réducteur est oxydé.

Le nombre d'oxydation de l'élément H augmente, passant de 0 à I: l'élément H est donc oxydé; H est le réducteur ;

Le nombre d'oxydation de l'élément Cu diminue, passant de +II à 0; Cu est réduit, Cu est donc l'oxydant

II.2.2 Equilibrer une réaction d'oxydoréduction

Principe: Soit $\Delta n.o$ la variation du nombre d'oxydation d'un élément.

Pour équilibrer l'équation-bilan d'une réaction d'oxydoréduction, il suffit de rechercher des coefficients α et β tels que:

$\alpha \cdot \Delta n.o$ (élément oxydé) + $\beta \cdot \Delta n.o$ (élément réduit) = 0 et les reporter dans l'équation.

Remarque: Ce principe est basé sur la théorie suivante:

Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, la somme des augmentations des nombres d'oxydation des éléments oxydés doit être égale à la somme des diminutions des nombres d'oxydation des éléments réduits.

Exemple: $C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$



$\Delta n.o(C) = +IV$ et $\Delta n.o(S) = +IV - (VI) = -II$

Déterminons α et β tels que: $\alpha \Delta no(C) + \beta \Delta no(S) = 0$

C'est à dire $\alpha(+IV) + \beta(-II) = 0 \Rightarrow \beta = 2$ et $\alpha = 1$

Ainsi, $C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$.

Pour que l'équation soit entièrement équilibrée, il faut qu'il y ait autant d'atomes d'hydrogène et d'oxygène dans le premier et le second membre.

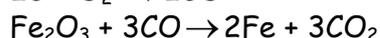
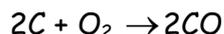
Nous obtenons donc: $C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$

III Applications industrielles

III.1 La sidérurgie

La sidérurgie est la métallurgie du fer. Elle est basée sur la production du fer et de ses alliages (fontes et acier) à partir des minerais contenant l'oxyde de fer III, Fe_2O_3 .

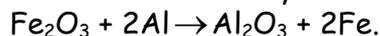
Les équations-bilan des réactions qui ont lieu dans des hauts fourneaux sont:



III.2 Aluminothermie

L'aluminothermie est la réduction (à très haute température) de certains oxydes métalliques par l'aluminium.

Cas de la réduction de l'oxyde de fer III.



NB: Cette réaction très exothermique est utilisée pour la soudure des rails de chemin de fer.

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 9.1

Répondre par "Vrai" ou "Faux"

- 1) Une réaction chimique est dite par voie sèche lorsqu'elle se déroule en l'absence d'eau ou de tout autre solvant.
- 2) Au cours d'une oxydoréduction par voie sèche, il n'y a pas transfert d'électrons.
- 3) Le dioxygène oxyde toujours les corps avec lesquels il réagit (exception faite du fluor): c'est un oxydant.
- 4) Le nombre d'oxydation de tout élément qui entre dans la constitution d'un corps simple est égal à 0.
- 5) Le nombre d'oxydation des anions monoatomiques est positif.
- 6) Dans une molécule, la somme des nombres d'oxydation de tous les éléments est égale à zéro.
- 7) Dans un ion polyatomique, la somme des nombres d'oxydation de tous les éléments est égale à zéro.
- 8) Dans la plupart des composés contenant les éléments hydrogène H et oxygène O, les nombres d'oxydation de l'hydrogène sont respectivement $n.o(H) = -I$ et $n.o(O) = +I$.
- 9) Dans l'ion MnO_4^- , le nombre d'oxydation de l'élément Mn est $n.o(Mn) = +IV$.
- 10) Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant est oxydé et le réducteur est réduit.
- 11) Si nous considérons la réaction chimique dont l'équation est: $H_2 + CuO \rightarrow Cu + H_2O$, le cuivre Cu est le réducteur.
- 12) Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, la somme des diminutions des nombres d'oxydation des éléments réduits doit être égale à la somme des augmentations des nombres d'oxydation des éléments oxydés.
- 13) Un élément peut avoir des nombres d'oxydation différents dans des espèces chimiques différentes.
- 14) Dans la molécule d'eau H_2O , l'atome d'oxygène est plus électronégatif que les deux atomes d'hydrogène.

Exercice 9.2

Définir: a) réaction par voie sèche
c) électronégativité

b) nombre d'oxydation
d) liaison polarisée

Exercice 9.3

Dans le tableau de classification périodique,

- 1) Où trouve-t-on les éléments les plus électronégatifs?
- 2) Où trouve-t-on les éléments les plus électropositifs?

Exercice 9.4

- 1) Comparer les électronégativités du chlore et de l'hydrogène.
- 2) Pourquoi la liaison covalente existant dans la molécule de chlorure d'hydrogène est-elle polarisée?

Exercice 9.5

Déterminer le nombre d'oxydation de chacun des éléments constituant les espèces chimiques suivantes: a) Cu^{2+} b) Cl^- c) HCl d) Zn^{2+}

Exercice 9.6

Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément azote dans:

- a) NH_3 b) HNO_3 c) N_2H_4 d) N_2O_4 e) NO_2

Exercice 9.7

Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément soufre dans:

- a) SO_3 b) H_2S c) H_2SO_4 d) SO_4^{2-} e) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

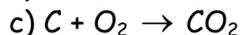
Exercice 9.8

Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément chlore dans:

- a) Cl^- b) Cl_2 c) HClO_2 d) ClO_4 e) ClO_4^-

Exercice 9.9

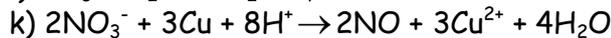
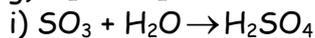
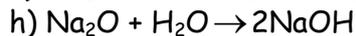
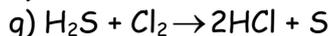
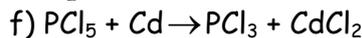
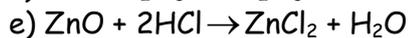
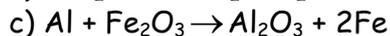
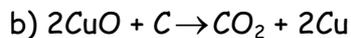
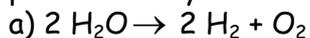
Considérons les réactions dont les équations-bilan sont les suivantes :



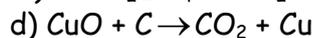
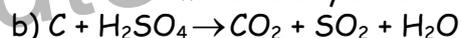
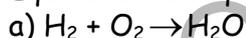
Quelles sont parmi ces trois réactions celles qui sont des oxydoréductions? Dans chaque cas, identifier l'oxydant et le réducteur.

Exercice 9.10

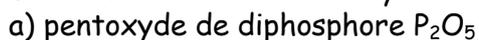
Les réactions ci-dessous sont-elles des réactions d'oxydoréduction? Dans l'affirmative, préciser l'oxydant et le réducteur.

**Exercice 9.11**

Equilibrer les équations-bilan suivantes, en utilisant les nombres d'oxydation

**Exercice 9.12**

Déterminer le nombre d'oxydation du phosphore dans les composés suivants:

**Exercice 9.13**

On produit au laboratoire de la magnétite de formule Fe_3O_4 en faisant réagir 750mL de dioxygène avec 1,5g de fer.

1) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

2) Cette réaction est-elle une oxydoréduction par voie sèche? Pourquoi ?

3) identifier l'oxydant et le réducteur de cette équation.

4) Lequel des réactifs est en excès au moment où commence la réaction?

5) Calculer la masse de magnétite produite.

On donne : $\text{Fe} = 56 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{O} = 16 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; Volume molaire : $V_m = 22,4 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 9.14

Au cours d'une réduction de l'oxyde de fer III par le monoxyde de carbone, on a produit 11,2g de fer.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

- 2) Déterminer le volume, mesuré dans les conditions normales de température et de pression de monoxyde de carbone nécessaire à la réaction.
- 3) Dans ces conditions, quels sont la nature et le volume du gaz produit?
- 4) L'oxyde de fer(III) est contenu dans 20g de minerai dont la teneur en fer est de 60%. Quel est le rendement de la réaction?

Exercice 9.15

La combustion du soufre dans le dioxygène de l'air produit un gaz qui décolore 25cm³ d'une solution aqueuse de permanganate de potassium, de concentration 8,1.10⁻²mol.L⁻¹

- 1) Ecrire les équations-bilan des réactions produites.
- 2) Quelle masse de soufre est utilisée, si la réaction est totale?
- 3) Quel volume de dioxygène, mesuré dans les conditions normales, est nécessaire pour cette réaction? **On donne** : S = 32g.mol⁻¹;

Exercice 9.16

La combustion du soufre liquide dans l'air sec en excès produit du dioxyde de soufre. Ce dernier est ensuite oxydé en trioxyde de soufre qui, par dissolution dans l'eau produit l'acide sulfurique H₂SO₄.

- 1) Ecrire les équations-bilan des réactions produites
- 2) Ces réactions sont-elles des oxydoréductions?
- 3) Quelle est la masse minimale de soufre à utiliser pour produire 1t d'acide sulfurique?

Exercice 9.17

En solution aqueuse, la réaction produisant de l'eau de javel a pour équation-bilan:
 $\text{Cl}_2 + 2\text{HO}^- \rightarrow \text{ClO}^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$.

- 1) Cette réaction est-elle une oxydoréduction? Justifier.
- 2) Si oui, préciser l'élément oxydé et l'élément réduit.
- 3) Donner les deux couples mis en jeu.
- 4) Le degré chlorométrique (Chl) d'une eau de javel est le volume de dichlore gazeux mesuré dans les conditions normales, utilisé pour préparer 1L de solution.
 - 4.1) Déterminer le volume de dichlore nécessaire pour préparer 250mL d'eau de javel à 48°Chl.
 - 4.2) Déterminer les concentrations en ions hypochlorite ClO⁻ et en ions chlorure Cl⁻ de cette eau de javel.

C- SOLUTIONS DES EXERCICES

Exercice 9.1

- 1) **Vrai.**
- 2) **Faux.** Les oxydoréductions par voie sèche sont caractérisées par un transfert d'électrons.
- 3) **Vrai.**
- 4) **Faux.** Plutôt la somme des nombres d'oxydation des éléments entrant dans la composition d'un corps simple est nulle.
- 5) **Faux.** Le nombre d'oxydation d'un anion est négatif.
- 6) **Vrai.**
- 7) **Faux.** La somme des nombres d'oxydation des éléments est plutôt égale à zéro.
- 8) **Faux.** Plutôt, $n.o(H) = +I$ et $n.o(O) = -II$.
- 9) **Faux.** Car $n.o(Mn) + n.o(O) = -I \Rightarrow n.o(Mn) = -I - 4n.o(O) = -II - 4(-II)$
 $\Rightarrow n.o(Mn) = +VII$
- 10) **Faux.** L'oxydant est réduit, le réducteur est oxydé.
- 11) **Faux.** car $n.o(Cu) = +II$ dans CuO ; $n.o(Cu) = 0$ au second membre. Etant donné que le nombre d'oxydation de Cu diminue, nous pouvons dire que Cu est réduit; c'est donc un oxydant.
- 12) **Vrai.** 13) **Vrai.** 14) **Vrai.**

Exercice 9.2

Définitions:

- a) Réaction par voie sèche: Une réaction chimique est dite par voie sèche lorsqu'elle se déroule en l'absence d'eau ou de tout autre solvant.
- b) **Nombre d'oxydation:** Dans une espèce chimique donnée, le nombre d'oxydation d'un élément chimique est un nombre entier noté en chiffre romain qui caractérise le degré d'oxydation de cet élément.
- c) **Electronégativité:** l'électronégativité d'un élément est l'aptitude de cet élément à conserver ses électrons de valence ou à attirer les électrons de valence d'un autre élément.
- d) **Liaison polarisée:** c'est une liaison covalente dissymétrique dans laquelle les électrons sont déplacés vers l'atome le plus électronégatif.

Exercice 9.3

- 1) Les éléments les plus électronégatifs se trouvent en haut et à droite du tableau de classification périodique.
- 2) Les éléments les plus électropositifs se trouvent en bas et à gauche du tableau de classification périodique.

Bon à savoir: Toutes les électronégativités sont comprises entre 4(pour le fluor) et 0,8(pour le césium). L'électronégativité des gaz rares est nulle.

Exercice 9.4

1) Comparaison des électronégativités du chlore et de l'hydrogène.

Le chlore étant plus à droite que l'hydrogène dans le tableau de classification périodique, son électronégativité est plus grande que celle de l'hydrogène.

2) La liaison covalente existant dans la molécule de chlorure d'hydrogène est polarisée parce que la répartition des charges n'est pas symétrique; Les électrons de la liaison étant plus attirés par le chlore que par l'hydrogène.

Exercice 9.5

Nombre d'oxydation de chacun des éléments constituant les espèces chimiques suivantes:

- a) Cu^{2+} : $n.o(Cu) = +II$. b) Cl^- : $n.o(Cl) = -I$

c) HCl; $n.o(H) = +I$; $n.o(Cl) = -I$;

d) Zn^{2+} ; $n.o(Zn) = +II$

Exercice 9.6**Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément azote dans chacun des composés:**

a) NH_3 ; $n.o(N) + 3n.o(H) = 0 \Rightarrow n.o(N) = -3n.o(H)$
or $n.o(H) = +I \Rightarrow n.o(N) = -III$.

b) HNO_3 ; $n.o(H) + n.o(N) + 3n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(N) = -n.o(H) - 3n.o(O)$
 $\Rightarrow n.o(N) = -(+I) - 3(-II)$; $n.o(N) = +V$.

c) N_2H_4

$2n.o(N) + 4n.o(H) = 0 \Rightarrow n.o(N) = -2n.o(H) = -2 \times (+I)$; $4n.o(N) = -II$.

d) N_2O_4 ; $n.o(N) = +IV$. e) NO_2 ; $n.o(N) = +IV$

Exercice 9.7**Nombre d'oxydation de l'élément soufre dans:**

a) SO_3 ; $n.o(S) + 3n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(S) = -3n.o(O) = -3 \times (-II)$
 $n.o(S) = +VI$.

b) H_2S ; $2n.o(H) + n.o(S) = 0 \Rightarrow n.o(S) = -2n.o(H) = -2 \times (+I)$
 $n.o(S) = -II$.

c) H_2SO_4 ; $2n.o(H) + n.o(S) + 4n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(S) = -2n.o(H) - 4n.o(O)$
 $n.o(S) = -2 \times (+I) - 4(-II)$; $n.o(S) = +VI$

d) SO_4^{2-} ; $n.o(S) + 4n.o(O) = -II \Rightarrow n.o(S) = -II - 4n.o(O)$
 $\Rightarrow n.o(S) = -II - 4(-II)$; $n.o(S) = +VI$

e) $Na_2S_2O_3$; $2n.o(Na) + 2n.o(S) + 3n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(S) = \frac{-2n.o(Na) - 3n.o(O)}{2}$
 $\Rightarrow n.o(S) = \frac{-2 \times (+I) - 3 \times (-II)}{2}$; $n.o(S) = +II$.

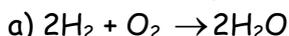
Exercice 9.8**Nombre d'oxydation de l'élément chlore dans**

a) Cl^- ; $n.o(Cl) = -I$; b) Cl_2 ; $n.o(Cl) = 0$

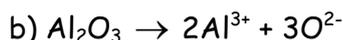
c) $HClO_2$; $n.o(H) + n.o(Cl) + 2n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(Cl) = -n.o(H) - 2n.o(O)$
 $\Rightarrow n.o(Cl) = -(+I) - 2(-II)$; $n.o(Cl) = +III$.

d) ClO_4 ; $n.o(Cl) + 4n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(Cl) = -4n.o(O) = -4 \times (-II)$; $n.o(Cl) = +VIII$.

e) ClO_4^- ; $n.o(Cl) + 4n.o(O) = -I \Rightarrow n.o(Cl) = -I - 4n.o(O)$
 $\Rightarrow n.o(Cl) = -I - 4(-II)$; $n.o(Cl) = +VII$.

Exercice 9.9**1) Les réactions qui sont des oxydoréductions sont celles au cours desquelles il y a variation du nombre d'oxydation**

Le nombre d'oxydation de l'hydrogène passe de 0 à +I, pendant que celui de l'oxygène passe de 0 à (-II). Cette réaction est une oxydoréduction. Le réducteur est l'hydrogène car il est oxydé (son nombre d'oxydation augmente); l'oxygène est l'oxydant.

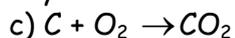


Dans le 1^{er} membre, $2n.o(Al) + 3n.o(O) = 0$

$$\Rightarrow n.o(Al) = -\frac{3}{2} \cdot n.o(O) = -\frac{3}{2} \times (-II) \Rightarrow n.o(Al) = +III.$$

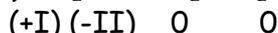
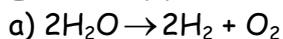
Au second membre, $n.o(Al) = +III$. Et $n.o(O) = -II$.

Etant donné qu'il n'y a pas variation de nombre d'oxydation, cette équation n'est pas une oxydoréduction.



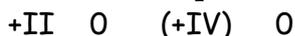
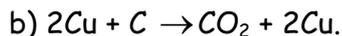
étant donné que le nombre d'oxydation du carbone passe de 0 à +IV pendant que celui de l'oxygène passe de 0 à (-II), cette réaction est une oxydoréduction.

L'oxydant est l'oxygène car il est réduit (son nombre d'oxydation diminue); le réducteur est le carbone.

Exercice 9.10

Oui cette réaction est une oxydoreduction.

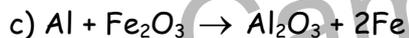
L'oxydant est l'hydrogène car il est réduit (son nombre d'oxydation diminue). Le réducteur est l'oxygène car il est oxydé (son nombre de masse augmente).



Oui cette réaction est une oxydoreduction.

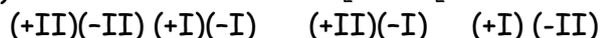
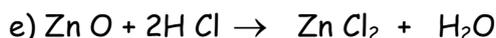
L'oxydant est le cuivre Cu car son nombre d'oxydation diminue.

Le réducteur est le carbone C car son nombre d'oxydation augmente.

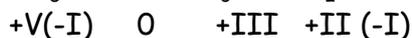
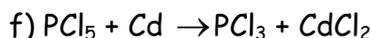


Oui cette réaction est une oxydoréduction

L'oxydant est le fer Fe, le réducteur est l'aluminium Al.

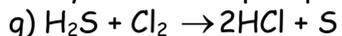


Non. Cette réaction n'est pas une oxydoreduction car il n'y a aucune variation de nombre d'oxydation.



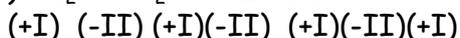
Oui. Cette réaction est une oxydoreduction.

L'oxydant est le phosphore P, le réducteur est le cadmium Cd.

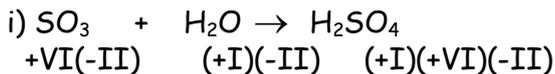


Oui cette réaction est une oxydoreduction.

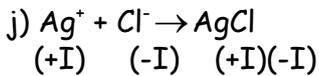
L'oxydant est le chlore Cl, le réducteur est le soufre S.



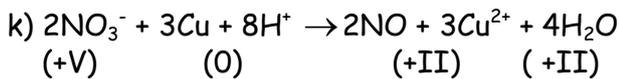
Non. Cette réaction n'est pas une oxydoreduction car il n'y a aucune variation de nombre d'oxydation.



Non cette réaction n'est pas une oxydoreduction car il n'y a aucune variation du nombre d'oxydation.



Non cette réaction n'est pas une oxydoreduction.

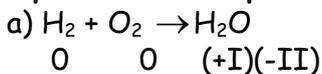


Oui cette réaction est une oxydation.

Le réducteur est le cuivre Cu, l'oxydant est l'azote N.

Exercice 9.11

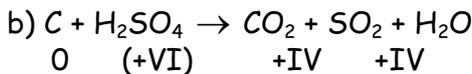
Equilibrons les équations-bilan à l'aide des nombres d'oxydation:



$$\Delta n.o(\text{H}) = +\text{I}; \Delta n.o(\text{O}) = -\text{II}$$

$$\alpha \Delta n.o(\text{H}) + \beta \Delta n.o(\text{O}) = 0 \Leftrightarrow \alpha(+\text{I}) + \beta(-\text{II}) = 0 \Rightarrow \alpha = 2 \text{ et } \beta = 1$$

$$\text{Ainsi } 2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$

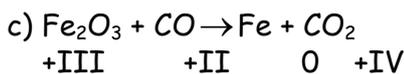


$$\Delta n.o(\text{C}) = +\text{IV}; \Delta n.o(\text{S}) = +\text{IV} - (+\text{VI}) = -\text{II}$$

$$\alpha \Delta n.o(\text{C}) + \beta \Delta n.o(\text{S}) = 0 \Leftrightarrow \alpha(+\text{IV}) + \beta(-\text{II}) = 0 \Rightarrow \alpha = 1 \text{ et } \beta = 2$$

$$\text{Ainsi } 1\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 1\text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Qui devient } \text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

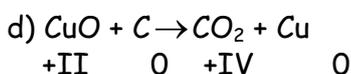


$$\Delta n.o(\text{Fe}) = -\text{III}; \Delta n.o(\text{C}) = +\text{II}.$$

$$\alpha \Delta n.o(\text{Fe}) + \beta \Delta n.o(\text{C}) = 0 \Leftrightarrow 2\alpha(-\text{III}) + \beta(+\text{II}) = 0 \Rightarrow \alpha = 1 \text{ et } \beta = 3$$

$$1\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$$

$$\text{qui devient: } \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2.$$

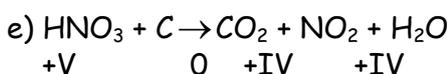


$$\Delta n.o(\text{Cu}) = -\text{II}; \Delta n.o(\text{C}) = +\text{IV}.$$

$$\alpha \Delta n.o(\text{Cu}) + \beta \Delta n.o(\text{C}) = 0 \Leftrightarrow \alpha(-\text{II}) + \beta(+\text{IV}) = 0 \Rightarrow \alpha = 2 \text{ et } \beta = 1$$

$$2\text{Cu} + 1\text{C} \rightarrow 1\text{CO}_2 + 2\text{Cu}$$

$$\text{Plus simplement, } 2\text{CuO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Cu}$$



$$\Delta n.o(\text{N}) = -\text{I}; \Delta n.o(\text{C}) = +\text{IV}.$$

$$\alpha \Delta n.o(\text{N}) + \beta \Delta n.o(\text{C}) = 0 \Leftrightarrow \alpha(-\text{I}) + \beta(+\text{IV}) = 0 \Rightarrow \alpha = 4 \text{ et } \beta = 1$$

$$4\text{HNO}_3 + \text{C} \rightarrow 1\text{CO}_2 + 4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Puis } 4\text{HNO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Exercice 9.12**Nombre d'oxydation du phosphore dans chacun des éléments suivants:**a) Pentoxyde de diphosphore P_2O_5 .

$$2n.o(P) + n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(P) = \frac{-5}{2} \times n.o(O). \quad \underline{\text{AN}}: n.o(P) = \frac{-5}{2} \times (-II); n.o(P) = -V.$$

b) Superphosphaste: $Ca(H_2PO_4)_2$.

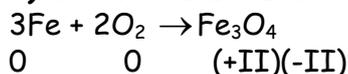
$$n.o(Ca) + 2[2n.o(H) + n.o(P) + 4n.o(O)] = 0$$

$$\Rightarrow n.o(Ca) + 4n.o(H) + 2n.o(P) + 8n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(P) = \frac{1}{2}[-n.o(Ca) - 4n.o(H) + 8n.o(O)];$$

$$\underline{\text{AN}}: n.o(P) = \frac{1}{2}[-(+II) - 4(+I) - 8(-II)] \quad n.o(P) = +V.$$

Exercice 9.131) Equation-bilan de la réaction : $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

2) Déterminons les nombres d'oxydation de chacun des éléments:



$$3n.o(Fe) + 4n.o(O) = 0 \Rightarrow n.o(Fe) = \frac{-4}{3} \cdot n.o(O) = \frac{-4}{3}(-II) = \frac{-VIII}{3}; n.o(Fe) = +II$$

Oui cette réaction est une oxydoreduction car le nombre d'oxydation du fer augmente alors que celui de l'oxygène diminue.

3) L'oxydant est l'oxygène O car son nombre d'oxydation ayant diminué, il est réduit. Le réducteur est le fer Fe car il est oxydé (Son nombre d'oxydation a augmenté).

4) Identifions le réactif en excès.

La relation de stoechiométrie de cette équation s'écrit:

$$\frac{n_{Fe}}{3} = \frac{n_{O_2}}{2} = \frac{n_{Fe_3O_4}}{1}; \text{ Il en vient } \frac{n_{Fe}}{3} = \frac{n_{O_2}}{2} \Leftrightarrow \frac{m_{Fe}}{3M_{Fe}} = \frac{V_{O_2}}{2V_m}$$

$$\underline{\text{AN}}: \frac{m_{Fe}}{3M_{Fe}} = \frac{1,5}{3 \times 56} = 8,9 \cdot 10^{-3}; \quad \frac{V_{O_2}}{2V_m} = \frac{750 \cdot 10^{-3}}{2 \times 22,4} = 1,67 \cdot 10^{-2}$$

Etant donné que $\frac{m_{Fe}}{3M_{Fe}} < \frac{V_{O_2}}{2V_m}$, nous constatons que le dioxygène est en excès.

5) Calcul de la masse de magnétite produite.

Le masse de magnétite produite dépend du réactif en défaut, c'est-à-dire du fer.

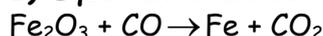
$$\frac{n_{Fe}}{3} = n_{Fe_3O_4} \Leftrightarrow \frac{m_{Fe}}{3M_{Fe}} = \frac{m_{Fe_3O_4}}{M_{Fe_3O_4}} \Rightarrow m_{Fe_3O_4} = \frac{m_{Fe}}{3M_{Fe}} \times M_{Fe_3O_4}$$

$$\text{avec } M_{Fe_3O_4} = 3M_{Fe} + 4M_O = (3 \times 56) + (4 \times 16) = 232 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\underline{\text{AN}}: m_{Fe_3O_4} = \frac{1,5}{3 \times 56} \times 232; \quad m_{Fe_3O_4} = 2,07 \text{ g}.$$

Exercice 9.14

1) Equation-bilan de la réaction



Nous pouvons équilibrer cette équation à l'aide des variations des nombres d'oxydation du fer Fe et de l'oxygène O.

Nous obtenons finalement: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

2) Volume de monoxyde de carbone nécessaire à la réaction

Relation de stoechiométrie : $\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{CO}}}{3} = \frac{n_{\text{Fe}}}{2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{3}$

Nous en déduisons: $\frac{n_{\text{CO}}}{3} = \frac{n_{\text{Fe}}}{2} \Rightarrow \frac{V_{\text{CO}}}{3V_m} = \frac{m_{\text{Fe}}}{2M_{\text{Fe}}} \Rightarrow V_{\text{CO}} = \frac{3}{2} \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} \times V_m$.

AN: $V_{\text{CO}} = \frac{3}{2} \times \frac{11,2}{56} \times 22,4$; $V_{\text{CO}} = 6,72\text{L}$.

3) Nature et volume du gaz produit

Le gaz produit est le dioxyde de carbone de formule CO_2 .

D'après la relation de stoechiométrie, $\frac{n_{\text{CO}}}{3} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{3} \Rightarrow \frac{V_{\text{CO}}}{V_m} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_m}$

Nous obtenons donc, $V_{\text{CO}_2} = V_{\text{CO}} = 6,72\text{L}$.

4) Rendement de la réaction

La teneur en fer du minerai étant $t = 60\%$, la masse de fer contenue dans $m = 20\text{g}$ de ce

minerai est: $m' = t.m$; **AN:** $m' = \frac{60}{100} \times 20$; $m' = 12\text{g}$.

D'après la loi de Lavoisier, la masse de fer produite est égale à la masse de fer contenue dans l'oxyde de fer III initial.

D'autre part, le fer présent dans le minerai est égal (en quantité) au fer présent dans l'oxyde de fer III (Fe_2O_3).

Si la réaction a un rendement de 100%, la masse de fer produite sera $m' = 12\text{g}$.

Or l'on obtient plutôt $m_{\text{Fe}} = 11,2\text{g}$

Le rendement de la réaction est donc $r = \frac{m_{\text{Fe}}}{m} \times 100$; **AN:** $r = \frac{11,2}{12} \times 100$; $r = 93,3\%$.

Exercice 9.15

1) Equations-bilan des réactions produites

$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$.

L'autre équation-bilan est une réaction d'oxydoréduction entre les couples $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

Oxydation: $\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \times 5$

Réduction: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O} \times 2$

Equation-bilan: $5\text{SO}_2 + 6\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 5\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{Mn}^{2+}$.

2) Masse de soufre utilisée.

D'après la première équation, $n_{\text{S}} = n_{\text{SO}_2} \Rightarrow \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{V_{\text{SO}_2}}{V_m} \Rightarrow m_{\text{S}} = \frac{V_{\text{SO}_2}}{V_m} \times M_{\text{S}}$ (1)

Déterminons le volume V_{SO_2} de dioxyde de soufre à l'aide de la 2^e équation-bilan, la relation de stoechiométrie s'écrit:

$\frac{n_{\text{SO}_2}}{5} = \frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{2} \Leftrightarrow \frac{V_{\text{SO}_2}}{5V_m} = \frac{C.V}{2} \Rightarrow V_{\text{SO}_2} = \frac{52}{25} C.V.V_m$. (2)

$$(2) \text{ dans (1): } m_S = \frac{5}{2} C.V.V_m \times M_S$$

$$\text{Nous obtenons finalement: } m_S = \frac{5}{2} C.V. \frac{M_S}{V_m}. \quad \underline{\text{AN:}} \quad m_S = \frac{5}{2} \times 8,1.10^{-2} \times 25.10^{-3} \times 32.$$

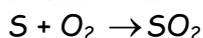
3) Volume de dioxygène nécessaire

$$\text{D'après la 1^{ère} équation-bilan, } n_S = n_{O_2} \Leftrightarrow \frac{m_S}{M_S} = \frac{V_{O_2}}{V_m} \Rightarrow V_{O_2} = \frac{m_S}{M_S} \times V_m ;$$

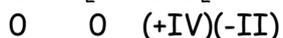
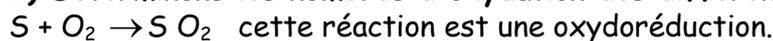
$$\underline{\text{AN:}} \quad V_{O_2} = \frac{0,162}{32} \times 22,4; \quad V_{O_2} = 0,11L.$$

Exercice 9.16

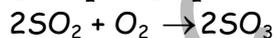
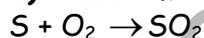
1) Equations-bilan des réactions produites



2) Déterminons les nombres d'oxydation des différents éléments



3) Masse minimale de soufre à utiliser pour produire 1t d'acide sulfurique



$$\text{D'après la 1^{ère} équation, } n_S = n_{SO_2} \Rightarrow m_S = n_{SO_2} \cdot M_S \quad (1)$$

$$\text{D'après la 2^e équation, } n_{SO_2} = n_{SO_3} \quad (2)$$

$$\text{D'après la 3^e équation, } n_{SO_3} = n_{H_2SO_4} \quad (3)$$

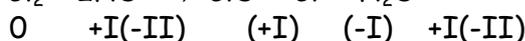
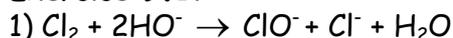
$$(3) \text{ et } (2): n_{SO_2} = n_{H_2SO_4} \quad (4)$$

$$(4) \text{ dans (1): } m_S = n_{H_2SO_4} \times M_S \Rightarrow m_S = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}} \times M_S$$

$$\text{Or } M_{H_2SO_4} = 2M_H + M_S + 4M_O = (2 \times 1) + 32 + 4 \times 16; \quad M_{H_2SO_4} = 98g.mol^{-1}$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad m_S = \frac{1.10^6}{98} \cdot 32; \quad m_S = 3,26.10^5 g = 3,26.10^2 t.$$

Exercice 9.17



Oui cette réaction est une oxydoréduction car il y a variation du nombre d'oxydation du chlore.

2) Le chlore est oxydé d'une part et d'autre part réduit. Il est donc l'oxydant et le réducteur de cette équation.

3) Les deux couples oxydant-réducteur mis en jeu sont: Cl_2/Cl^- et ClO^-/Cl_2

4.1) Volume de chlore nécessaire pour préparer 250mL d'eau de javel à 48° C

Notons d le degré chlorométrique de l'eau de javel.

$$d = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V} \Rightarrow V_{\text{Cl}_2} = d.V. \quad \underline{\text{AN:}} \quad V_{\text{Cl}_2} = 48 \times 250.10^{-3}; \quad V_{\text{Cl}_2} = 12\text{L}$$

4.2) Concentrations en ions hypochlorite ClO^- et ions chlorure Cl^- de cette eau de javel

$$[\text{ClO}^-] = \frac{n_{\text{ClO}^-}}{V}; \text{ d'après l'équation-bilan, } n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{ClO}^-} \text{ avec } n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m} \Rightarrow [\text{ClO}^-] = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V.V_m};$$

$$\underline{\text{AN:}} \quad [\text{ClO}^-] = \frac{12}{250.10^{-3} \times 22,4}; \quad [\text{ClO}^-] = 2,14\text{mol.L}^{-1}$$

$$\text{D'après l'équation-bilan: } n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}^-} \Rightarrow [\text{ClO}^-] = [\text{Cl}^-] = 2,14\text{mol.L}^{-1}$$

Camertutos.com

Chapitre 10 : LES ENGRAIS

A- L'ESSENTIEL DU COURS

I. Composition des sols

I.1 Définitions

Le sol est la partie supérieure de l'écorce terrestre.

La terre arable est la couche superficielle du sol sur laquelle s'effectuent les cultures.

I.2 Les constituants du sol.

Les quatre constituants essentiels du sol sont:

L'air (environ 25% en volume), l'eau (environ 25% en volume), les matières minérales (environ 47% en volume) et les matières organiques (qui représentent environ 3% en volume).

a) Les matières minérales

Elles proviennent de la décomposition des roches. Elles sont constituées de sable (qui contient la silice SiO_2), d'argile (qui renferme des ions tels que (les ions Ca^{2+} , les ions Fe^{3+} , les ions K^+ , les ions SiO_4^{4-} , les ions Mg^{2+} , etc.) et de calcaire (contenant du carbonate de calcium CaCO_3)

N.B: On distingue deux types de terre:

Les terres calcaires, dont les matières minérales renferment plus de 13% en volume de calcaire. Elles sont basiques car leur pH est supérieur à 7 ($\text{pH} > 7$).

Les terres argileuses dont les matières minérales contiennent plus de 30% en volume d'argile. Elles sont acides car leur pH est inférieur à 7

Remarque: Suivant la valeur de son PH, une terre peut être adaptée à une culture donnée.

b) Les matières organiques encore appelées humus

Elles résultent de la transformation des déchets animaux et végétaux sous l'action des microorganismes. La couleur sombre de la terre est due à l'humus qui, grâce à l'eau qu'il retient favorise le développement des microorganismes.

c) Le complexe argilo humique (CAH)

C'est une association de particules d'argile et d'humus. Il renferme des micelles dont la couche superficielle est chargée négativement. Cela lui permet d'attirer et de fixer des ions positifs tels que Ca^{2+} , K^+ , NH_4^+ , de la solution du sol.

L'ion phosphate PO_4^{3-} est le seul anion capable de fixer le CAH, ceci grâce au pont calcique formé de deux ions calcium Ca^{2+} .

Le rôle du CAH est donc de fixer les cations qui sont ainsi mis en réserve dans la terre. Les échanges d'ions entre le CAH et la solution du sol sont continuels et assurent la nutrition des plantes.

II. Les besoins des plantes.

II.1 Composition chimique des plantes.

Les plantes contiennent en masse:

- plus de 90% d'eau ;

- environ 10% de matières sèches, constituées de près de 99% d'éléments plastiques, auxquels s'ajoutent 1% d'oligoéléments tels que Zn, Mn, Fe, Cu, etc. Les oligoéléments jouent un rôle chimique et biologique très important dans la croissance des plantes.

II.2 Origine des éléments de la plante.

La plante a besoin pour sa croissance et pour sa bonne santé des éléments suivants:

- Le carbone, l'hydrogène et l'oxygène qui lui sont fournis par le dioxyde de carbone, l'air et l'eau. L'une des réactions chimiques de ce processus est la photosynthèse: c'est une réaction qui, en présence de la lumière consomme du CO_2 et régénère le dioxygène O_2 ;
- L'élément azote N, en général contenu dans les ions nitrate NO_3^- , est indispensable à la croissance des plantes;
- L'élément potassium K, indispensable à la photosynthèse, qui favorise la croissance des plantes et améliore leur résistance. Cet élément est prélevé dans le sol sous forme d'ions K^+ ;
- L'élément phosphore P, nécessaire à l'approvisionnement en énergie, favorise la croissance et la reproduction (fructification). Les plantes l'assimilent sous l'état d'ions PO_4^{3-} .
- L'élément calcium Ca prélevé sous forme d'ions calcium Ca^{2+} qui est important pour l'état du sol;
- L'élément Magnésium prélevé sous forme d'ions magnésium Mg^{2+} est l'un des constituants de la chlorophylle;
- L'élément soufre S, fourni au sol sous forme d'ions sulfate SO_4^{2-} , augmente la vitesse de croissance des plantes;
- Les oligoéléments, indispensables en faible quantité, sont prélevés dans le sol sous forme d'ions Fe^{2+} , Cu^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , etc...

Conclusion: Les plantes prélèvent dans le sol la plupart des éléments nutritifs qui leur sont nécessaires, sous forme d'ions minéraux.

Si l'un de ces éléments nutritifs est absent au sol, on dit que ce sol souffre d'une carence.

II.3 Nécessité d'un apport extérieur

Suite aux prélèvements réguliers des éléments nécessaires pour le développement des plantes (cultures), mais aussi au processus de lessivage, les sols s'appauvrissent.

L'on ne peut remédier à cet appauvrissement qu'en apportant au sol des éléments fertilisants dont les principaux sont: l'azote N, le phosphore P et le potassium K.

Tous ces éléments sont généralement apportés sous forme d'ions contenus dans les engrais qui servent à fertiliser les sols qui souffrent de carence.

III. Les engrais.

III.1 Définition: Un engrais est un composé naturel ou chimique que l'on apporte à un sol pour le rendre plus fertile.

Il existe deux grands groupes d'engrais: les engrais minéraux et les engrais organiques.

III.2 Les engrais minéraux

Les engrais minéraux sont de deux types: les engrais simples et les engrais composés.

III.2.1 Les engrais simples

Un engrais est dit simple lorsqu'il n'apporte au sol qu'un seul des trois éléments fertilisants N, P ou K. Comme engrais simples, nous pouvons citer:

- Les engrais azotés qui apportent l'élément azote N. Ils se présentent sous forme de solides ioniques. Exemples: le nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, le nitrate de magnésium $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, le nitrate de sodium NaNO_3 , le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 , etc.

La richesse d'un engrais azoté est déterminée par sa teneur en azote, c'est-à-dire la masse d'azote contenue dans un échantillon de 100kg d'engrais.

- Les engrais phosphatés qui apportent l'élément phosphore P sous forme d'ions phosphate issus de gisements naturels de phosphate de calcium $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2$.

N.B: La richesse d'un engrais phosphaté est déterminée par sa teneur en oxyde de phosphore P_2O_5 , c'est-à-dire la masse de P_2O_5 contenue dans un échantillon de 100kg de cet engrais.

- Les engrais potassiques qui apportent l'élément potassium K sous forme d'ions potassium K^+ retenus par le CAH et contenus dans le chlorure de potassium KCl.

N.B: La richesse d'un engrais potassique est déterminée par sa teneur en oxyde de potassium K_2O , c'est-à-dire la masse de K_2O contenue dans un échantillon de 100kg d'engrais.

III.2.2 Les engrais composés

Un engrais composé est une substance qui apporte au sol au moins deux des trois éléments fertilisants N, P et K.

Un engrais composé peut être binaire ou ternaire.

- **Les engrais binaires**: ils apportent deux éléments fertilisants: NP, NK ou PK.

- **Les engrais ternaires**: ils apportent les trois éléments fertilisants NPK. Ce sont souvent des mélanges d'engrais simples ou binaires.

III.2.3 Nomenclature des engrais composés (formules des engrais composés)

La formule d'un engrais composé est un assemblage de trois nombres (XYZ), qui indiquent en kilogramme et dans l'ordre:

- La masse d'azote N;

- La masse d'oxyde phosphorique P_2O_5

- La masse d'oxyde de potassium K_2O

Contenues dans 100kg de cet engrais.

Exemple: considérons un engrais de formule 12-15-20.

Un échantillon de 100kg de cet engrais contient:

12kg d'azote N, 15kg de P_2O_5 et 20kg de K_2O .

III.3 Les engrais organiques

Les engrais organiques sont issus de déchets animaux ou végétaux. Ils sont décomposés par les microorganismes du sol, afin d'être assimilables par les plantes.

Exemples d'engrais organiques

- les fumiers et les lisiers;

- Le compost fabriqué à base d'ordures ménagères;

- L'urée $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ qui est le seul engrais organique synthétisable;

- Les résidus des récoltes ou engrais verts constitués par les plantes elles-mêmes.

III.4 Risques de pollution liés à l'utilisation des engrai**III.4.1 Pollution due aux engrais phosphatés et potassiques**

Des apports importants d'engrais phosphatés sur des terrains en pente et très arrosés peuvent enrichir des lacs et rivières environnants en ions phosphate PO_4^{3-} . Ceux-ci entraînent la désoxygénation progressive des eaux, puis la disparition de la faune aquatique (poissons, grenouilles, etc.). Ce phénomène est appelé eutrophisation des eaux.

III.4.2 Pollution due aux engrais azotés

Les ions nitrates NO_3^- produits en majorité par l'activité agricole ne sont pas assimilés par les plantes. Ils ne sont pas retenus par le CAH et sont entraînés jusqu'aux rivières et nappes phréatiques. L'absorption à forte dose par l'homme ou l'animal provoque des maladies, troubles et anémies.

Camertutos.com

B- ENONCES DES EXERCICES

Exercice 10.1

Répondre par "Vrai" ou "Faux" puis justifier.

- 1) Le sol est la partie supérieure de l'écorce terrestre.
- 2) la terre arable est la couche superficielle du sol sur laquelle s'effectuent les cultures.
- 3) Le CAH est une association de particules d'argile et d'humus.
- 4) L'élément azote est indispensable à la photosynthèse.
- 5) L'élément soufre S est fourni au sol sous forme d'ions sulfate SO_4^{2-} et augmente la vitesse de croissance des plantes.
- 6) Les engrais organiques sont issus des déchets animaux ou végétaux.
- 7) Un engrais simple peut être binaire ou ternaire.
- 8) Un engrais qui apporte les éléments fertilisants N et P est un engrais binaire.
- 9) 100kg d'un engrais de formule 12-15-12 contient 12kg d'azote N, 15kg d'oxyde de potassium K_2O et 12kg d'oxyde phosphorique P_2O_5 .
- 10) Un engrais de formule 12-0-20 ne contient pas de phosphore.

Exercice 10.2

Définir les termes suivants:

- | | | |
|-----------------------------------|--------------------|------------------------------------|
| a) engrais | b) sol | c) CAH |
| d) engrais simple | e) engrais composé | f) engrais binaire |
| g) engrais ternaire | h) engrais azoté | i) engrais phosphaté |
| j) engrais organique
potassium | k) engrais minéral | l) teneur en oxyde de
potassium |

Exercice 10.3

Compléter le tableau suivant par « Vrai » ou « Faux »

Engrais	NaNO ₃	KNO ₃	K ₂ SO ₄	(NH ₄) ₃ PO ₄	Ca(H ₂ PO ₄) ₂
simple					
composé					
binaire					
ternaire					
phosphaté					
potassique					

Exercice 10.4

Ali dispose de 4 composés: NaNO₃, KNO₃, (NH₄)₃PO₄ et KCl.

- 1) Quels sont parmi ces composés, les engrais dits simples
- 2) Quels sont parmi ces composés ceux qu'il doit associer pour obtenir un engrais binaire?
Dire à chaque fois s'il s'agit d'un engrais NP, NK ou PK.
- 3) Quels sont parmi ces composés ceux qu'il doit associer pour obtenir un engrais ternaire?

Exercice 10.5

L'étiquette portée sur le sac d'un engrais porte l'indication suivante: NPK: 10-12-15

- 1) Comment appelle-t-on cette indication?
- 2) Quelle est la signification de chacune des données qui constituent cette indication?

Exercice 10.6

- 1) Définir: a) complexe argilo - humique b) humus
- 2) Préciser le rôle du complexe argilo humique.
- 3) Préciser le rôle de l'humus.
- 4) Citer quelques cations contenus dans les sols
- 5) Citer quelques matières solides d'origine minérale que contiennent les sols
- 6) Quelles sont parmi les matières organiques et minérales celles qui sont quantitativement minoritaires dans les sols?

Exercice 10.7

- 1) Définir: a) engrais b) compost
- 2) Le compost est-il un engrais simple ou composé?
- 3) Quels sont les avantages du compost par rapport aux autres fertilisants.
- 4) Décrire le principe de fabrication du compost.

Exercice 10.8

L'étiquette d'un sac d'engrais de 50kg porte l'indication suivante: 10-0-0

- 1) Comment appelle-t-on cette indication?
- 2) De quel type d'engrais s'agit-il?
- 3) Quel élément fertilisant contient cet engrais?
- 4) Quelle masse d'azote contient ce sac d'engrais?

Exercice 10.9

Un sac d'engrais porte les indications suivantes: 14-10-0

- 1) Cet engrais est-il binaire ou ternaire?
- 2) Quels sont les éléments fertilisants contenus dans cet engrais?
- 3) Quelle masse d'azote contient 100kg de cet engrais?
- 4) Quelle masse d'oxyde de potassium (K_2O) contient 25kg de cet engrais?

Exercice 10.10

L'étiquette d'un sac d'engrais porte les indications suivantes: 22-10-15

- 1) Donner la signification de chacun de ces nombres.
- 2) Cet engrais est-il simple ou composé?
- 3) Cet engrais est-il binaire ou ternaire?
- 4) Cet engrais est utilisé pour fertiliser un champ de 20hectares nécessitant 500g d'azote à l'hectare. De quelle masse de cet engrais nécessite-t-on?

Exercice 10.11

Monsieur TOKO est propriétaire d'un jardin de laitue. Au bout de quelques années, il constate que la qualité de la laitue produite devient de moins en moins bonne, alors qu'il utilise les mêmes méthodes de culture.

- 1) A quoi est due cette perte de qualité?
- 2) Comment peut-il remédier à cette situation?
- 3) Un ingénieur agronome propose à Monsieur TOKO d'utiliser un engrais simple azoté contenant 2,5kg d'azote par sac de 50kg. Quelle est la formule de cet engrais?

4) Compte tenu de ses difficultés financières, Monsieur TOKO ne peut s'acheter cet engrais.

4.1) Comment peut-il procéder pour fertiliser son champ si il dispose d'une poubelle non loin de son champ?

4.2) Le rendement obtenu sera-t-il meilleur qu'avec l'engrais précédent? Pourquoi?

Exercice 10.12

1) Que signifie eutrophisation des eaux?

2) A quoi est dû ce phénomène?

3) Comment faire pour l'éviter?

Exercice 10.13

Le nitrate d'ammonium.

1) Quelles sont les matières premières utilisées pour la synthèse de ce composé?

2) Ecrire l'équation-bilan de cette synthèse.

3) On utilise 430kg de nitrate d'ammonium par hectare pour la culture du maïs. Quelle est la masse d'engrais nécessaire pour une exploitation de 30ha?

Exercice 10.14

Pour la culture du blé, on a constaté qu'il faut un apport de 200kg de nitrate d'ammonium par hectare. Toutefois, 15% des nitrates sont lessivés par les eaux de pluie et drainés vers les nappes phréatiques.

1) Quelle est la masse de nitrate perdue par hectare?

2) Quelle masse de nitrate retrouve-t-on dans les nappes phréatiques pour une surface emblavée de 60ha?

3) Quels risques courent les populations qui consomment l'eau issue(extraite) des nappes phréatiques souillées par cet engrais?

Exercice 10.15

On peut produire du nitrate d'ammonium par action de l'ammoniac sur l'acide nitrique.

1) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction

2) Quelle masse maximale de nitrate d'ammonium peut-on obtenir à partir d'une tonne d'acide nitrique pur?

3) En réalité, on utilise une solution d'acide nitrique de concentration $6\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Déterminer le volume de solution nécessaire pour cette opération?

Exercice 10.16

Le superphosphate triple $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ est produit par action de l'acide phosphorique sur le phosphate tricalcique $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

1) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction

2) Quelle masse de superphosphate triple obtient-on à partir d'une tonne de phosphate tricalcique si le rendement de la réaction est de 90%?

$\text{Ca} = 40\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{H} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{P} = 31\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\text{O} = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 10.17 Extrait probatoires C et D 2000

L'étiquette d'un sac d'engrais porte l'inscription suivante : 15-18-20.

- 1) Que signifie chacun de ces nombres.
- 2) Quelle est la masse de potassium contenue dans 80kg de cet engrais.
- 3) Mama désire améliorer le rendement de sa culture de maïs. L'agronome lui conseille d'utiliser 250kg de nitrate d'ammonium à l'hectare.
 - 3.1) Quel est l'élément fertilisant dans cet engrais et comment les plants l'assimilent-ils ?
 - 3.2) Quelle masse de nitrate d'ammonium sera effectivement utile aux plants de maïs à l'hectare, sachant que 30% de cet engrais sont entraînés par les eaux vers les sources environnantes ?
 - 3.3) Quelle masse d'élément fertilisant assimilent les plants à l'hectare,
 - 3.4) Quel problème pose l'utilisation abusive et incontrôlée de cet engrais à l'environnement ?
 - 3.5) Quel danger encourent les populations environnantes.

Exercice 10.18

- 1) A quelle substance est due la couleur noire de la terre?
- 2) Les microorganismes sont-ils utiles dans un sol? Pourquoi?
- 3) Quels sont parmi les objets suivants, ceux qui sont destructibles par les microorganismes présent dans un sol?

a) une feuille morte	b) une feuille fraîche	c) un sac plastique
d) un grain de maïs	e) un tube de bic	f) un morceau de bois
- 4) Pourquoi les autres objets résistent-ils aux attaques des microorganismes?

Exercice 10.19

La teneur en oxyde de potassium d'un engrais simple E_1 est $t = 35\%$.

- 1) Définir: teneur en oxyde de potassium d'un engrais
- 2) Cet engrais est-il phosphaté ou potassique?
- 3) Quel est l'élément fertilisant contenu dans cet engrais?
- 4) Quelle masse de fertilisant apporte-t-on par mètre carré à un champ carré de côté 10km, si nous y versons une masse $m = 1,5$ tonne de cet engrais?
- 5) On mélange une masse $m_1 = 25$ kg de l'engrais E_1 à une masse $m_2 = 50$ kg d'un engrais de formule NaNO_3 . Nous appelons E l'engrais que constitue le mélange E_1 et E_2
 - 5.1) L'engrais E est-il simple ou composé? Pourquoi?
 - 5.2) Déterminer la formule de l'engrais E. **On donne** : $K = 39,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

C- SOLUTIONS DES EXERCICES

Exercice 10.1

- 1) Vrai 2) Vrai 3) Vrai 4) Faux 5) Vrai 6) Vrai 7) Faux
 8) Vrai 9) Faux. Plutôt 12Kg d'azote, 15Kg de P_2O_5 et 12 Kg de K_2O .
 10) Vrai.

Exercice 10.2

Définitions:

- a) **Engrais**: composé naturel ou chimique que l'on apporte au sol pour le rendre plus fertile.
 b) **Sol**: partie supérieure de l'écorce terrestre.
 c) **CAH**: association de particules d'argile et d'humus.
 d) **Engrais simple**: engrais qui n'apporte au sol qu'un seul des trois éléments fertilisants.
 e) **Engrais composé**: engrais qui apporte au sol au moins deux des trois éléments fertilisants.
 f) **Engrais binaire**: engrais qui apporte au sol deux des trois éléments fertilisants.
 g) **Engrais ternaire**: engrais qui apporte au sol les trois éléments fertilisants.
 h) **Engrais azoté**: engrais qui apporte au sol l'élément azote.
 i) **Engrais phosphaté**: engrais qui apporte au sol l'élément phosphore.
 j) **Engrais organique**: engrais issus des déchets des animaux ou végétaux.
 k) **engrais minéral** : ce sont des engrais qui ne sont pas issus de la décomposition des déchets.

Exercice 10.3

Complétons le tableau suivant:

Engrais	$NaNO_3$	KNO_3	K_2SO_4	$(NH_4)_3PO_4$	$Ca(H_2PO_4)_2$
simple	Vrai	Faux	Vrai	Faux	Vrai
composé	Faux	Vrai	Faux	Vrai	Faux
binaire	Faux	Vrai	Faux	Vrai	Faux
ternaire	Faux	Faux	Faux	Faux	Faux
phosphaté	Faux	Faux	Faux	Vrai	Vrai
potassique	Faux	Vrai	Vrai	Faux	Faux

Exercice 10.4

- 1) Les engrais simples: $NaNO_3$ et KCl .
 2) Composés à associer pour obtenir un engrais binaire.
 $NaNO_3$ et KCl (engrais NK), $NaNO_3$ et $(NH_4)_3PO_4$ (engrais NP), KNO_3 et KCl (engrais NK).
 3) Composés à associer pour obtenir un engrais ternaire.
 KNO_3 et $(NH_4)_3PO_4$; $(NH_4)_3PO_4$ et KCl ;

Exercice 10.5

- 1) Cette indication s'appelle: formule de l'engrais.
 2) Signification de chacune des données: 10-12-15
 100kg de cet engrais contiennent: 10kg d'azote; 12kg de P_2O_5 et 15kg de K_2O .

Exercice 10.6

- 1) Définition:
 a) **Complexe argilo humique**: association de particules d'argile et d'humus.

b) **humus**: matières organiques issues de la transformation de déchets animaux et végétaux sous l'action des microorganismes.

2) **Rôle du CAH**: grâce aux micelles qu'il contient, il attire et fixe les ions positifs de la solution du sol.

3) **Rôle de l'humus**: grâce à l'eau qu'il contient, il favorise le développement des microorganismes

4) Quelques cations contenus dans les sols: Cu^{2+} , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} ...

5) Quelques matières solides d'origine minérale que contiennent les sols: le sable (silice), l'argile et le calcaire (carbonate de calcium).

6) Les matières organiques sont quantitativement minoritaires dans les sols.

Exercice 10.7

1) Définitions

a) **Engrais**: composé naturel ou chimique que l'on apporte au sol pour la rendre plus fertile.

b) **Compost**: engrais organique fabriqué à base d'ordures ménagères.

2) Le compost est un engrais composé.

3) Avantages du compost

- il est très peu polluant ;

- il est moins cher que les engrais minéraux.

Exercice 10.8

1) Cette indication est la formule de l'engrais.

2) Il s'agit d'un engrais simple.

3) L'élément fertilisant contenu dans cet engrais est l'azote (N).

4) Masse d'azote contenue dans le sac.

100kg de cet engrais contient 10kg d'azote

50kg de cet engrais contient donc X kg d'azote.

$$X = \frac{50 \times 10}{100}; \quad X = 5\text{kg}$$

Conclusion: ce sac d'engrais contient 5kg d'azote.

Exercice 10.9

1) Cet engrais est binaire.

2) Éléments fertilisants contenus dans cet engrais:

l'azote (N) et le phosphore (P).

3) 100kg de cet engrais contient 14kg d'azote.

4) Cet engrais ne contient pas de (K_2O); la masse de K_2O contenue dans 25kg de cet engrais est nulle.

Exercice 10.10

1) Signification des nombres

100kg de cet engrais contient:

- 22kg d'azote ;

- 10kg d'oxyde de phosphore P_2O_5 ;

- 15kg d'oxyde de potassium K_2O .

2) Cet engrais est un engrais composé.

3) Cet engrais est ternaire.

4) Masse d'engrais nécessaire

masse d'azote nécessaire: $m = 20 \times 500g = 10.000g = 10kg$

100kg.....22kg d'azote

$M = ?$10kg d'azote ; $M = \frac{10 \times 100}{22}$; **M = 4,5kg**

Exercice 10.11

1) Cette perte de quantité est due à la carence en éléments fertilisants du sol qui s'est appauvri après ces quelques années.

2) Monsieur TOKO peut remédier à cette situation en utilisant un engrais approprié.

3) Formule de cet engrais.

Si un sac de 50kg contient 2,5kg d'azote,

Alors un sac de 100kg contient 5kg d'azote.

Formule de l'engrais: 5-0-0.

4.1) Monsieur TOKO peut fertiliser son champ à l'aide du compost qu'il peut fabriquer avec les ordures ménagères de la poubelle voisine.

4.2) Oui. car le compost est un engrais composé qui apportera tous les trois éléments fertilisants à la fois.

Exercice 10.12

1) L'eutrophisation des eaux est la disparition de la faune aquatique d'un fleuve ou d'un cours d'eau.

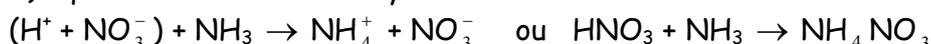
2) L'eutrophisation des eaux est due à l'utilisation abusive d'engrais phosphatés qui entraînent la désoxygénation progressive des eaux.

3) Pour l'éviter, il faut utiliser des quantités d'engrais correspondant aux besoins des sols.

Exercice 10.13

1) Matières utilisées pour la synthèse en nitrate d'ammonium ;
l'acide nitrique (HNO_3) et l'ammoniac NH_3 .

2) équation-bilan de cette synthèse



3) Masse d'engrais nécessaire : $m = 30 \times 430$; $m = 12900kg$;

Exercice 10.14

1) Masse de nitrate perdu par hectare $m = \frac{15}{100} \times 200$; $m = 30kg$;

2) Masse de nitrate dans les nappes $m' = 60m$; **A.N** : $m' = 60 \times 30$; $m' = 1800kg$;

3) Ces populations courent le risqué de développer des cancers du fait des ions nitrates qu'ils pourraient ingurgiter.

Exercice 10.151) Equation-bilan : $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$.

2) Masse maximale de nitrate d'ammonium

$$n_{\text{HNO}_3} = n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} \Rightarrow m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{M_{\text{HNO}_3}} \times M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}; \text{ A.N : } m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{1000}{63} \times 80; m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 1,27 \cdot 10^3 \text{ Kg}$$

3) Volume de solution nécessaire pour cette opération

$$n_{\text{HNO}_3} = n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = CV \Rightarrow V = \frac{n_{\text{HNO}_3}}{C} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{C \cdot M_{\text{HNO}_3}}; \text{ A.N : } V = \frac{1000}{6 \times 63}; V = 2,64 \text{ L}$$

Exercice 10.161) Equation-bilan de la réaction : $\text{Ca}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

2) Masse m de superphosphate obtenu pour un rendement de 90%

$$m = \frac{90}{100} \times m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} \quad (1) \quad \text{où } m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = \text{masse obtenue pour un rendement de 100\% ;}$$

$$\frac{n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{1} = \frac{n_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}{3} \Leftrightarrow \frac{m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} = \frac{m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}{3M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}} \Rightarrow m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} \times 3M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2};$$

$$(2) \text{ dans (1) } \Leftrightarrow m = \frac{90}{100} \times \frac{m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}{M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}} \times 3M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}; \text{ avec}$$

$$M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = M_{\text{Ca}} + 4M_{\text{H}} + 2M_{\text{P}} + 8M_{\text{O}} = 40 + 4 \times 1 + 2 \times 31 + 8 \times 16; M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = 234 \text{ g.mol}^{-1};$$

$$M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 3M_{\text{Ca}} + 2M_{\text{H}} + 2M_{\text{P}} + 8M_{\text{O}} = 3 \times 40 + 2 \times 31 + 8 \times 16; M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 310 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{A.N : } m = \frac{90}{100} \times \frac{1000}{310 \cdot 10^{-3}} \times 234 \cdot 10^{-3}; m = 679,4 \text{ kg}$$

Exercice 10.17

1) Signification de chacun des nombres

15 signifie qu'un sac de 100kg de cet engrais contient 15kg d'azote ;

18 signifie qu'un sac de 100kg de cet engrais contient 18kg de P_2O_5 ;20 signifie qu'un sac de 100kg de cet engrais contient 20kg de K_2O .

2) Masse de potassium contenue dans 80kg de cet engrais

Posons m = masse de l'engrais = 80kg ;

$$\frac{m_{\text{K}}}{m_{\text{K}_2\text{O}}} = \frac{2M_{\text{K}}}{M_{\text{K}_2\text{O}}} \Rightarrow m_{\text{K}} = \frac{2M_{\text{K}}}{M_{\text{K}_2\text{O}}} \times m_{\text{K}_2\text{O}} \quad (1) \quad \text{Or } m_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{20}{100} \times m \quad (2)$$

$$(2) \text{ dans (1) : } m_{\text{K}} = \frac{2M_{\text{K}}}{M_{\text{K}_2\text{O}}} \times \frac{20}{100} \times m; \text{ A.N : } m_{\text{K}} = \frac{2 \times 39}{(2 \times 39 + 16)} \times \frac{20}{100} \times 80; m_{\text{K}} = 13,3 \text{ kg}$$

3.1) Dans cet engrais, l'élément fertilisant est l'azote. L'azote est puisé par les plantes dans le sol à l'état d'ions nitrates NO_3^- ou dans le complexe argilo-humique (CAH) sous forme d'ions ammonium NH_4^+ qui s'oxyde en ions nitrates NO_3^- .

3.2) Masse de nitrate d'ammonium utile aux plantes après 30% de perte

Soit m_u cette masse utile et $m = 250\text{kg}$ la masse de nitrate d'ammonium apportée :

$$m_u = \frac{70}{100} \times m; \text{ car } 30\% \text{ de perte correspondent à } 70\% \text{ d'utile.}$$

$$\text{A.N : } m_u = \frac{70}{100} \times 250; \quad m_u = 175\text{kg}.$$

3.3) Masse d'azote réellement assimilée

Sachant que la formule statistique du nitrate d'ammonium est NH_4NO_3 ,

$$\%N = \frac{2M_N}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = \frac{m_N}{m_u} \Rightarrow m_N = \frac{2M_N \cdot m_u}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}; \quad \text{A.N : } m_N = \frac{2 \times 14 \cdot 175}{80}; \quad m_N = 61,25\text{kg}.$$

3.4) Le problème posé à l'environnement par l'utilisation abusive et incontrôlée de l'engrais est la pollution.

3.5) Les populations environnantes courent des risques de cancer, d'intoxication et d'anémies sévères.

Exercice 10.18

1) La couleur noire de la terre est due à l'humus.

2) Oui car en décomposant les déchets animaux et végétaux, ils les transforment en humus.

3) Les objets destructibles sont :

a) une feuille morte b) une feuille fraîche d) un grain de maïs

f) le morceau de bois

4) les autres objets résistent aux attaques des microorganismes parce qu'ils sont en matière plastique, donc non biodégradables.

Exercice 10.19

1) Définitions

La teneur en oxyde de potassium K_2O d'un engrais est la masse d'oxyde de potassium K_2O contenue dans un échantillon de 100kg d'engrais.

2) Cet engrais est potassique.

3) Le seul élément fertilisant que contient cet engrais est le potassium.

4) Masse m_k de fertilisant (potassium) apporté au sol par mètre carré

$$m_0 = \frac{m}{S} = \frac{m}{a \times a} \Rightarrow m_0 = \frac{m}{a^2}; \quad \text{avec } a = \text{coté du carré} = 10\text{km} = 10 \cdot 10^3\text{m}$$

$$\text{Or } m_{\text{K}_2\text{O}} = t \cdot m_0 \Rightarrow m_{\text{K}_2\text{O}} = t \cdot \frac{m}{a^2}; \quad \text{A.N : } m_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{35}{100} \cdot \frac{1,5 \cdot 10^3}{(10 \cdot 10^3)^2}; \quad m_{\text{K}_2\text{O}} = 5,25 \cdot 10^{-6}\text{kg}.$$

$$\text{D'autre part, } \frac{m_K}{m_{\text{K}_2\text{O}}} = \frac{2M_K}{M_{\text{K}_2\text{O}}} \Rightarrow m_K = \frac{2M_K}{M_{\text{K}_2\text{O}}} \times m_{\text{K}_2\text{O}};$$

$$\text{A.N : } m_K = \frac{2 \times 39,1}{(2 \times 39,1 + 16)} \times 5,25 \cdot 10^{-6}; \quad m_K = 4,4 \cdot 10^{-6}\text{kg}$$

5.1) L'engrais E obtenu est un engrais composé car il contient deux éléments fertilisants.

5.2) Formule de l'engrais

L'oxyde de potassium apporté par l'engrais E_1 est : $m_{K_2O} = t.m_1$;

$$\text{A.N} : m_{K_2O} = \frac{35}{100} \times 25; m_{K_2O} = 8,75 \text{kg.}$$

L'engrais E_2 apporte une masse d'azote m_N telle que $\frac{m_N}{m_2} = \frac{M_N}{M_{NaNO_3}} \Rightarrow m_N = \frac{M_N}{M_{NaNO_3}} \times m_2$;

$$\text{A.N} : m_N = \frac{14}{23+14+3 \times 16} \times 50; m_N = 8,24 \text{kg.}$$

$$\text{Ainsi, } x = \frac{m_N}{m} \times 100; \text{ A.N} : X = \frac{8,24}{75} \times 100; X = 10,98 \square 11; \text{ donc } X = 11$$

$$Z = \frac{m_{K_2O}}{m} \times 100; = \frac{8,75}{75} \times 100; Z = 11,66 \square 12; \text{ Donc } Z = 12.$$

$Y = 0$ car l'engrais ne contient pas l'élément fertilisant phosphore P.

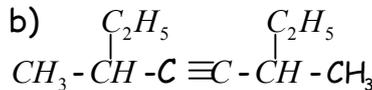
Conclusion : La formule de l'engrais est donc 11-0-12.

Camertutos.com

SUJET N° 1 : PROBATOIRE C & D SESSION 2009 CAMEROUN

Exercice 1 : CHIMIE ORGANIQUE

1- Donner, en nomenclature systématique, les noms des composés de formule :



2-Ecrire les formules semi-développées des composés suivants :

(a) - (Z) -But-2-ène ; (b)- 4-bromo-3-chloro-2,2-diméthylpentane

3- le méthane est le plus simple des alcanes

3.1-Donner la formule générale des alcanes.

3.2-Représenter la structure géométrique du méthane et la nommer.

3.3-La réaction de substitution du dichlore sur le méthane a lieu en présence de lumière.

3.3.1-Qu'est-ce qu'une réaction de substitution

3.3.2-Ecrire toutes les équations-bilan de la réaction ci-dessus.

- Préciser l'usage des produits organiques des deux dernières équations

4- Le benzène est le plus simple des hydrocarbures aromatiques.

4.1-Ecrire la formule développée de la molécule de benzène.

- En déduire sa structure géométrique. Préciser la longueur de la liaison(C-C).

4.2- Le benzène réagit avec le chloroéthane, en présence d'un catalyseur tel que le chlorure d'aluminium AlCl_3 , pour donner deux produits A et B où A est un composé organique.

4.2.1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

4.2.2- Donner la formule semi-développée et le nom du composé A.

4.2.3- Comment appelle-t-on ce type de réaction?

4.2.4- La déshydrogénation du composé A forme un produit C qui est le Phényléthylène ou styrène.

-Ecrire la formule semi-développée de C.

4.2.5-La polymérisation du composé C donne un produit D qui est un haut Polymère très important dans l'industrie.

- Qu'est-ce qu'une réaction de polymérisation ?

- Ecrire l'équation-bilan de la polymérisation de C ?

- Donner le nom du composé D et citer une de ses applications dans la Vie.

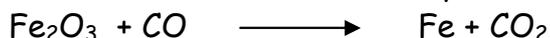
- Le composé D a une masse molaire de $3640\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Quel est le degré de polymérisation de la réaction précédente ?

Données : Masses molaires atomiques (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : C : 12 ; H : 1

Exercice 2 : OXYDOREDUCTION ET ENGRAIS**1- OXYDOREDUCTION ET ENGRAIS**

1.1 - Utiliser les nombres d'oxydation pour équilibrer l'équation-bilan.



2- On réalise une pile à partir des deux couples Ag^+/Ag et Mg^{2+}/Mg dont les potentiels standards d'oxydoréduction sont respectivement : $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{V}$ et $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37\text{V}$.

1.2.1- Qu'est-ce que le potentiel d'oxydoréduction d'un couple M^{m+}/M ?

1.2.2 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction naturelle entre les deux couples.

1.2.3- Faire le schéma conventionnel de cette pile en indiquant ses pôles.

1.2.4- Calculer la force électromotrice de cette pile, les solutions étant à 1mol.L^{-1} .

1.3- Deux béchers A et B contiennent chacun une solution aqueuse d'acide chlorhydrique concentré. On plonge dans le bécher A une lame de fer et dans le bécher B une lame d'argent. On observe, dans le bécher A un dégagement gazeux et une coloration vert clair de la solution, dans le bécher B, aucun phénomène.

1.3.1- A partir de ces observations, classer les trois couples ci-après suivant leur pouvoir oxydant croissant : $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$; Ag^+/Ag ; Fe^{2+}/Fe

1.3.2- Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction des couples mis jeu dans le Bécher A.

- En déduire l'équation-bilan de la réaction.

1.3.3- Donner le nom du gaz qui s'y dégage, ainsi que l'origine de la coloration.

2- ENGRAIS

2.1 - Définir les termes suivants : Engrais ; Compost.

2.2 - Un sac de 50kg d'engrais contient 8kg de nitrate d'ammonium (NH_4NO_3), 7 kg de nitrate de potassium (KNO_3), 15kg d'hydrogénophosphate d'ammonium ($\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$).

2.2.1 - Quel sont les éléments fertilisants de cet engrais ?

- Est-ce un engrais simple ou composé ?

2.2.2 - Déterminer la spécialisation commerciale ou formule de cet engrais.

Données : Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) H :1; N:14; O:16; K:39; P :31

Exercice 3 : TYPE EXPERIMENTAL

Un litre d'une solution S de sulfate de fer (II) contient initialement 15,2g de cristaux de sulfate de fer, au moment de sa préparation. Cette solution est ensuite abandonnée à l'air pendant quelques jours : au cours de cette période, une partie des ions Fe^{2+} est oxydée en ions Fe^{3+} . Soit S' la nouvelle solution ainsi obtenue. On prélève 120cm^3 de solution S', puis on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

1- Quelle verrerie peut-on utiliser pour prélever l'acide ?

Citer une information obligatoire contenue dans le pictogramme de l'étiquette de cet acide.

- Citer une précaution à prendre lors de l'utilisation de l'acide sulfurique.

2- La solution S' est dosée par une solution de permanganate de potassium de concentration $C = 0,1 \text{ molL}^{-1}$. L'équivalence est obtenue lorsqu'on a versé 20cm^3 de solution de solution de permanganate de potassium.

2.1- Faire un schéma du dispositif expérimental utilisé pour ce dosage.

2.2- Comment reconnaît-on l'équivalence dans ce dosage ?

2.3- Déterminer le nombre de moles d'ions Fe^{2+} oxydé à l'air.

- Calculer la concentration en ions Fe^{2+} dans la solution S' .

2.4- Déterminer la concentration de la solution S .

2.5-Ecrire les demi-équations et l'équation-bilan de la réaction de dosage.

- Quel est le pourcentage de moles d'ions Fe^{2+} oxydés à l'air ?

Données : Masses molaires (en g.mol^{-1}) : S : 32 ; O : 16 ; Fe :56

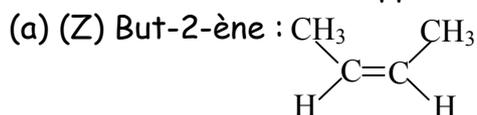
Camertutos.com

CORRIGE SUJET N° 1 : PROBATOIRE C & D SESSION 2009 CAMEROUN**Exercice 1 : CHIMIE ORGANIQUE**

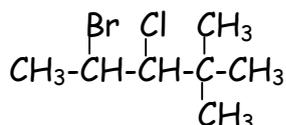
1) Nomenclature

(a) 2,4 diméthylhexane (b) 3,6 diméthyl-oct-4-yne

2. Formules semi-développées:



(b) 4. Bromo-3-chloro-2,2-diméthylpentane :

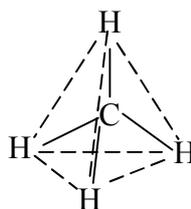


3. Méthane :

3.1. Formule générale des alcanes : C_nH_{2n+2}

3.2. Structure géométrique :

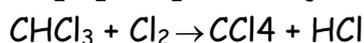
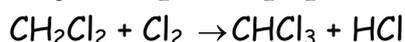
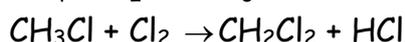
Structure tétraédrique



3.3. Substitution du dichlore :

3.3.1. Réaction de substitution : Réaction au cours de laquelle les atomes d'hydrogène d'une molécule sont remplacés par d'autres atomes ou groupes d'atomes.

3.3.2. Equations-bilan:

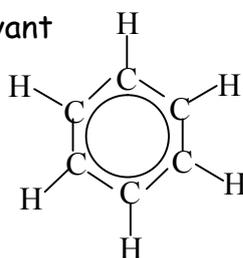


Usage des produits organiques

- $CHCl_3$: Anesthésique ou solvant- CCl_4 : Solvant

4. Benzène :

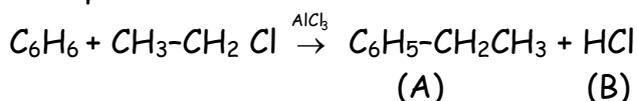
4.1. Formule développée :



- Structure géométrique :

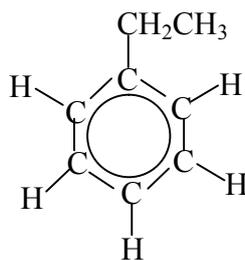
Structure hexagonale plane; Longueur de la liaison (C-C) = 140 pm

4.2.1. Equation bilan :



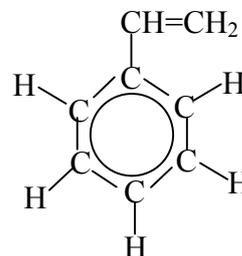
4.2.2. Composé A :

- Formule semi-développée :
- nom de A : Ethylbenzène



4.2.3. Nom du type de réaction :

Réaction de Friedel et Crafts

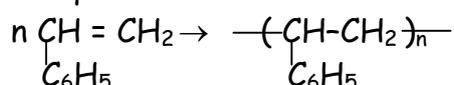


4.2.4. Formule semi développée de C

4.2.5.

- Réaction de polymérisation : Réaction d'addition les uns aux autres de molécules identiques.

- Equation bilan :



- Nom du composé (D) : polystyrène
- Application de (D) dans la vie : Utilisation dans l'électroménager tel que l'emballage alimentaire, les objets moulés, fabrication des jouets ...etc.
- Composé D : $M = 3640 \text{ g.mol}^{-1}$ $n = ?$
- Degré de polymérisation :

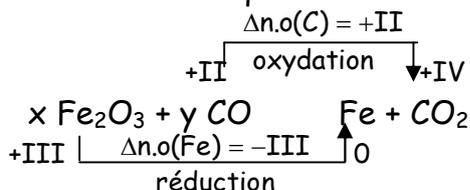
$$n = \frac{M_D}{M_C} \text{ avec } M_C = \text{Masse du styrène}$$

$$\text{on a : } M_C = 104 \text{ g.mol}^{-1}; n = \frac{M_D}{M_C} = \frac{3640}{104} = 35 \Rightarrow n = 35$$

Exercice 2 : OXYDOREDUCTION ET ENGRAIS



Equilibration de l'équation bilan

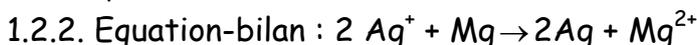


$$2x \Delta n.o(\text{Fe}) + y \Delta n.o(\text{C}) = 0 \Rightarrow -6x + 2y = 0 \Rightarrow x = 1 \text{ et } y = 3$$

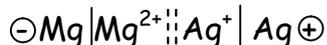
Equation bilan équilibrée : $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

$$1.2. E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{V} \text{ et } E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37\text{V}$$

1.2.1 Potentiel d'oxydoréduction d'un couple M^{n+}/M = différence de potentiel en circuit ouvert, entre l'électrode constituée du métal M et l'électrode standard à hydrogène.



1.2.3. Schéma conventionnel de la pile :

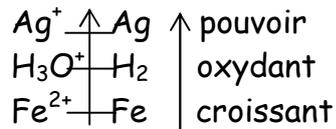


1.2.4. Force électromotrice de la pile :

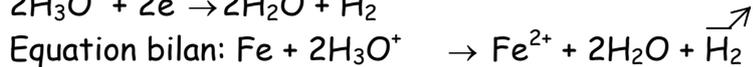
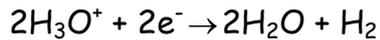
$$E_{\text{Mg-Ag}} = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = 0,8 - (-2,37) = 3,17\text{V} \quad E_{\text{Mg-Ag}} = 3,17\text{V}$$

1.3.

1.3.1 Classement des couples :



1.3.2. Demi-équations d'oxydoréduction



1.3.3. Le gaz qui s'y dégage est le dihydrogène

- La coloration verte de la solution est due à l'apparition en solution des ions Fe^{2+} .

2 Engrais

2.1. Engrais : composé naturel ou chimique apporté au sol pour sa fertilisation

- Compost : engrais organique fabriqué à base d'ordures ménagères.

2.2.

2.2.1. Éléments fertilisants de cet engrais : Azote (N) ; phosphore (P) et Potassium (K)

- C'est un engrais composé.

2.2.2. Détermination de la formule de l'engrais

- Masse d'azote dans 100 kg de cet engrais :

$$\text{Dans } NH_4NO_3 ; m_1 = \frac{2M_N \times 8.10^3}{M_1} = \frac{28 \times 8.10^3}{80} = 2800g$$

$$\text{Dans } KNO_3 ; m_2 = \frac{M_N \times 7.10^3}{M_2} = \frac{14 \times 7.10^3}{101} = 970,3g$$

$$\text{Dans } NH_4H_2PO_4 ; m_3 = \frac{M_N \times 15.10^3}{M_3} = \frac{14 \times 15.10^3}{115} = 1826g$$

$$\text{Soit } m_N = 2(m_1 + m_2 + m_3) = 2(2800 + 970,3 + 1826) = 11192,6g \Rightarrow m_N = 11,19 \text{ kg} \square 11kg$$

-Masse de P_2O_5 dans 100 kg de cet engrais

$$\text{On a : } M_{P_2O_5} = 142 \text{ g.mol}^{-1} ; M_{NH_4H_2PO_4} = 115 \text{ g.mol}^{-1}$$

* Masse de P dans 100 kg d'engrais

$$\begin{array}{l} 115g \text{ de } NH_4H_2PO_4 \rightarrow 2,31g \text{ de P} \\ 2 (15.10^3) g \text{ de } NH_4H_2PO_4 \rightarrow m_P = ? \end{array} \quad \left| \quad m = \frac{2 \times 15.10^3 \times 31}{115} = 8087g$$

* Masse de P_2O_5 correspondante :

$$\begin{array}{l} 142 g \text{ de } P_2O_5 \rightarrow 2 \times 31g \text{ de P} \\ m_{P_2O_5} = ? \rightarrow 8087g \text{ de P} \end{array} \quad \left| \quad m_{P_2O_5} = \frac{142 \times 8087}{2 \times 31} = 18522g ; m_{P_2O_5} = 18,52kg \square 19 kg$$

-Masse de K_2O dans 100 kg de cet engrais :

$$\text{on a : } M_{K_2O} = 94 \text{ g.mol}^{-1} ; M_{KNO_3} = 101 \text{ g.mol}^{-1}$$

* Masse de K dans 100 kg d'engrais

$$101 \text{ g de KNO}_3 \rightarrow 39 \text{ g de K} \quad \left| \quad m_K = \frac{2 \times 7.10^3 \times 39}{101} = 5.405 \text{ g} \right.$$

$$2 (7.10^3) \text{ g de KNO}_3 \rightarrow m_K = ?$$

* Masse de K₂O correspondante :

$$94 \text{ g de K}_2\text{O} \rightarrow 2 \times 39 \text{ g de K} \quad \left| \quad m_{K_2O} = \frac{94 \times 5405}{2 \times 39} = 6515 \text{ g} \approx 7 \text{ kg} ; \quad m_{K_2O} = 7 \text{ kg} \right.$$

$$m_{K_2O} = ? \rightarrow 5406 \text{ g de K}$$

Conclusion : Dans 100 kg de cet engrais, on a
 $m_N = 11 \text{ kg} ; m_{P_2O_5} = 19 \text{ kg}$ et $m_{K_2O} = 7 \text{ kg}$ formule : 11-19-07

Exercice 3 : Type expérimental

S : V = 1L ; m = 15,2 g de FeSO₄ ; V_{s'} = 120 cm³

1- Verrerie utilisée : 1 pipette munie d'une poire

Information obligatoire : Produit corrosif

Exemple de précaution à prendre : porter des gants, des lunettes, travailler sous une hotte.

2- dosage de la solution S : KMnO₄ : C : 0,1 mol.L⁻¹ ; V = 20 cm³

2.1. Dispositif de dosage (voir ci-contre)

2.2 On reconnaît l'équivalence par l'apparition d'une coloration violette persistante dans le bécher.

2.3. Nombre de moles d'ions Fe²⁺ oxydés :

On a : $n_{\text{oxydé}} = n_{\text{init}} - n_{\text{dosé}} ;$ Or $n_{\text{init}} = \frac{m}{M} = \frac{15,2}{15} = 0,1 \text{ mol}$

$$n_{\text{dosé}} = 5n_{MnO_4} = 5CV = 5 \times 0,1 \times 20.10^{-3} = 0,01 \text{ mol}$$

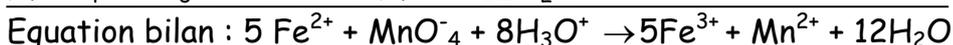
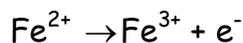
$$\text{D'où } n_{\text{oxydé}} = 0,1 - 0,01 = 0,09 \text{ mol}$$

Concentration en ions Fe²⁺ dans la solution S :

$$C_{S'} = \frac{n_{\text{dosé}}}{V_{S'}} = \frac{0,01}{120.10^{-3}} = 0,083 \quad C_{S'} = 0,08 \text{ mol.L}^{-1}$$

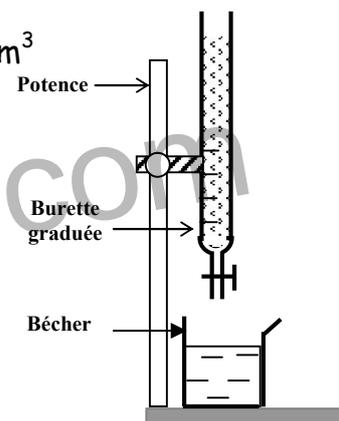
2.4. Concentration de la solution S : $C_S = \frac{n}{V} = \frac{m}{M.V} = \frac{15,5}{125.1} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow C_S = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

2.5. Equations :



Pourcentage de moles d'ions Fe²⁺ oxydés à l'air

$$\% n_{Fe^{2+}} = \frac{n_{ox} \cdot 100}{n_{init}} = \frac{0,09 \times 100}{0,1} = 90 ; \Rightarrow \% n_{Fe^{2+}} = 90\%$$



1.1.3. Ecrire les équations-bilans des réactions naturelles susceptibles de se produire entre les trois couples du schéma ci-dessus (0,75pt)

1.2. Que se passe-t-il quand on introduit :

(i) Une lame d'argent dans une solution de nitrate de plomb ? (0,25pt)

(ii) Une lame de plomb dans une solution de nitrate d'argent ? (0,25pt)

1.3. On réalise une pile à partir des couples Ag^+/Ag et Pb^{2+}/Pb .

Les solutions utilisées, de concentration $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, sont le nitrate d'argent et le nitrate de plomb.

1.3.1. Donner la représentation conventionnelle de cette pile en précisant ses bornes

1.3.2. Ecrire les équations des réactions qui se produisent sur les électrodes lorsque la pile débite. En déduire l'équation-bilan (1pt)

1.3.3. Déterminer la force électromotrice de cette pile (0,5pt)

1.3.4. On constate au bout d'un certain temps de fonctionnement que la masse d'une des électrodes a augmenté de 0,71 g.

1.3.4.1. Identifier cette électrode. (0,25pt)

1.3.4.2. Déterminer la diminution de masse de l'autre électrode. (1pt)

Données : Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : Pb : 208 ; Ag : 108

2-ENGRAIS : (2,5PTS)

A partir d'un article paru dans le journal « la voix du paysan », on tire les informations suivantes :

Le riz (*ORYZA Saliva*) est extrêmement sensible à la richesse et à l'équilibre d'un sol en éléments nutritifs. Par exemple, on utilise du phosphate d'ammonium et du sulfate de potassium au moment de la semi...

Pour la culture du ndolé (*vernonia amydalena*), on peut utiliser le compost ; mais pour une production à grande échelle, l'engrais NPK : 20-10-10 est recommandé

2.1. Définir les termes suivants : Eléments nutritifs, Compost. (0,5pt)

2.2. Ecrire les formules statistiques des engrais utilisés pour la semi du riz.

2.3. Une cultivatrice répand dans son champ de ndolé 350kg d'engrais de formule 20-10-10 à l'hectare.

2.3.1. Donner la signification de chacun des nombres de cette formule (0,75pt)

2.3.2. Déterminer la masse d'azote, de phosphore et de potassium répandus, si ce champ a une superficie de 0,25 ha. (0,75pt)

Données : Masses molaire (en g.mol^{-1}) : N : 14 ; K : 39,1 ; P : 31.

Exercice 3 : Type expérimental (4pts)

Dans un laboratoire de lycée, un groupe d'élèves de 1^{ère} C préparent du dihydrogène en versant une solution d'acide chlorhydrique sur de la grenaille de zinc. Le dihydrogène ainsi formé est desséché avant d'être récupéré.

1. Faire un schéma du dispositif expérimental utilisé pour la réaction. (0,5pt)

2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit. (0,5pt)

- Cette réaction est-elle une oxydoréduction ? Justifier (0,75pt)

3. Quelle précaution particulière faut-il respecter lors de la production de dihydrogène dans une enceinte fermée ? (0,25pt)
4. La grenaille de zinc utilisée contient, en masse, 10% d'impuretés inattaquables par l'acide.
- Quelle masse de grenaille de zinc faut-il utiliser pour produire 3L de dihydrogène, volume mesuré dans des conditions normales ?
5. Déterminer le volume d'acide chlorhydrique utilisé, si sa concentration molaire est de $3,0\text{mol.L}^{-1}$.
- Données : Volume molaire $V_0 = 22,4\text{ L.mol}^{-1}$; Masse molaire : Zn : 65,4**

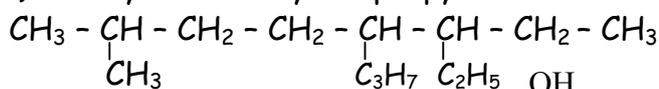
Camertutos.com

CORRIGE SUJET N° 2 : PROBATOIRE C & D SESSION 2010 CAMEROUN

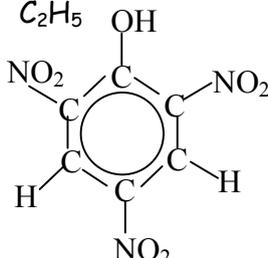
Exercice 1 : Chimie organique

1. Formules semi-développées

i) 6-éthyl- 2- méthyl- 5-propyloctane



ii) 2,4,6- trinitrophénol

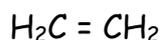


2. Raffinage: Ensemble de procédés physiques et chimiques ayant pour but de séparer et transformer les constituants du pétrole but.

- Indice d'octane : Capacité de l'essence à résister à l'auto inflammation.

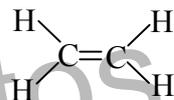
- Reformage catalytique : Réaction industrielle en présence de catalyseur et à haute température, ayant pour but de modifier la forme d'une molécule sans changer sa formule brute.

3.1. Formule semi- développée de l'éthylène



- Structure géométrique : molécule plane

- Longueur de la liaison (C=C) : 134pm

- Angles valenciel $\text{HCH} = \text{HCC} = 120^\circ$ 

3.2.1. Formule semi-développée de A

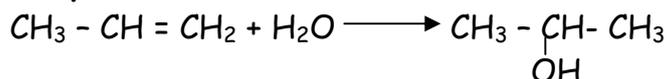
$$\text{On a } M = 29d. \text{ Or } M = 12n + 2n \Rightarrow 12n + 2n = 29 \times 1,44 \Rightarrow n = \frac{29 \times 1,44}{14} = 2,98$$

 $\Rightarrow n = 3$; D'où la formule brute C_3H_6 Formule semi développée : $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$; Nom: Propène3.2.2. $\text{A} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{B} + \text{C}$

3.2.2.1. Formules semi-développées et noms

(B) : $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$; Propan-2-ol(C) : $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; Propan-1-ol

3.2.2.2. Equation bilan



- Explication: Application de la règle de Markovnikov

3.3.1. Réaction de polymérisation : Réaction d'addition les unes aux autres de molécules insaturées identiques

3.3.2. Equation-bilan



- Degré de polymerisation

$$\text{On a: } m = n.M \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{35000}{24 + 3 + 35,5}; n = 1360$$

Exemples de produits en PCV.

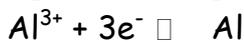
- bouteilles plastiques ; -tuyaux de canalisation.

Exercice 2 : Oxydoréduction et engrais

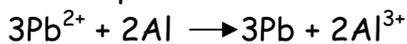
1- Oxydoréduction

1.1.1. Couple oxydant-réducteur : Ensemble constitué des deux formes conjuguées d'un même élément dont l'une est un oxydant et l'autre un réducteur.

1.1.2. Demi-équations électroniques.



1.1.3. Equation-bilan



1.2.

(i) Il ne se passe rien car Pb^{2+} est moins oxydant que Ag^+

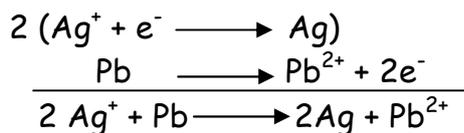
ii) Formation sur la lame de plomb d'un dépôt brillant d'argent qui noircit à la lumière

1.3.1. Représentation : (-)Pb/Pb²⁺ || Ag⁺/Ag (+)

1.3.2. Equations des réactions aux électrodes



Equation-bilan

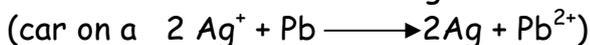


1.3.3. Force électromotrice

$$E_{\text{Pb-Ag}} = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = 0,80 - (-0,13) = 0,93\text{V};$$

$$E_{\text{Pb-Ag}} = 0,93\text{V}$$

1.3.4.1. C'est l'électrode d'argent



1.3.4.2. Diminution de masse ↓

$$\text{On a } n_{\text{Ag}} = 2n_{\text{Pb}} \Rightarrow \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} = 2 \frac{m_{\text{Pb}}}{M_{\text{Pb}}} \Rightarrow m_{\text{Pb}} = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot M_{\text{Pb}}}{2M_{\text{Ag}}}$$

$$\text{AN: } m_{\text{Pb}} = \frac{0,71 \times 208}{2 \cdot 108} = 0,6837\text{g}; \quad m_{\text{Pb}} = 0,68\text{g}$$

2. ENGRAIS

2.1. Définitions

- Eléments nutritifs: éléments nécessaires au développement des plantes.
- Compost : engrais organique fabriqué à base d'ordures ménagères.

2.2. Formules statistiques :

- Phosphate d'ammonium $(\text{NH}_4)_3 \text{PO}_4$
- Sulfate de potassium K_2SO_4

2.3.1.

- 20 : masse en kg, d'azote N dans 100kg d'engrais ;
- 10 : masse, en kg, d'oxyde phosphorique P_2O_5 dans 100kg d'engrais ;
- 10 : masse, en kg, d'oxyde de potassium K_2O dans 100kg d'engrais.

2.3.2. Masses des éléments

- Masse d'engrais dans 0,25ha

$$\left. \begin{array}{l} 350\text{kg eng} \longrightarrow 1\text{ha} \\ m_e = ? \longrightarrow 0,25\text{ha} \end{array} \right\} \Rightarrow m_e = \frac{350 \cdot 0,25}{1} = 87,5\text{kg}$$

- Masse d'azote m_N :

$$\left. \begin{array}{l} \text{On a: } 20\text{kg de N} \longrightarrow 100\text{kg eng} \\ m_N = ? \longrightarrow 87,5\text{kg eng} \end{array} \right\} \Rightarrow m_N = \frac{20 \times 87,5}{100} = 17,5\text{kg}$$

- Masse de phosphore m_p

$$\left. \begin{array}{l} \text{On a: } 10\text{kg } \text{P}_2\text{O}_5 \longrightarrow 100\text{kg eng} \\ m_{\text{P}_2\text{O}_5} \longrightarrow 87,5\text{kg} \end{array} \right\} \Rightarrow m_{\text{P}_2\text{O}_5} = \frac{10 \times 87,5}{100} = 8,75\text{kg}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{De même: } 2M_p \longrightarrow M_{\text{P}_2\text{O}_5} \\ m_p = ? \longrightarrow m_{\text{P}_2\text{O}_5} \end{array} \right\} \Rightarrow m_p = \frac{2M_p \cdot m_{\text{P}_2\text{O}_5}}{M_{\text{P}_2\text{O}_5}}$$

$$\underline{\text{AN}} : m_p = \frac{2 \times 31 \times 8,75 \cdot 10^{-3}}{(2 \times 31 + 5 \times 16) \cdot 10^{-3}} = 3,82\text{kg} \Rightarrow m_p = 3,82\text{kg}$$

- Masse de potassium m_K

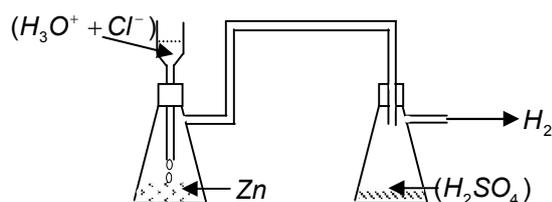
$$\left. \begin{array}{l} \text{On a: } 10\text{kg } \text{K}_2\text{O} \longrightarrow 100\text{kg eng} \\ m_{\text{K}_2\text{O}} = ? \longrightarrow 87,5\text{kg eng} \end{array} \right\} \Rightarrow m_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{10 \times 87,5}{100} = 8,75\text{kg}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{De même: } 2M_K \longrightarrow M_{\text{K}_2\text{O}} \\ m_K = ? \longrightarrow M_{\text{K}_2\text{O}} \end{array} \right\} \Rightarrow m_K = \frac{2M_K \cdot m_{\text{K}_2\text{O}}}{M_{\text{K}_2\text{O}}}$$

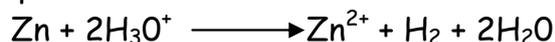
$$\underline{\text{AN}} : m_K = \frac{2 \times 39,1 \cdot 10^{-3} \times 8,75}{(2 \cdot 39,1 + 16) \cdot 10^{-3}} \Rightarrow m_K = 7,26\text{kg}$$

Exercice 3: TYPE EXPERIMENTAL

1. Schéma du dispositif



2. Equation-bilan



Cette réaction est une oxydoréduction, car il y a oxydation de Zn et réduction de H_3O^+

3. Précaution : Eviter toute flamme ou étincelle

$$4. \text{ On a : } \frac{90}{100} n_{Zn} = n_H \Rightarrow 0,9 \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} = \frac{V_H}{V_0} \Rightarrow m_{Zn} = \frac{M_{Zn} \cdot V_H}{0,9 V_0}$$

$$\underline{\text{AN}} : m_{Zn} = \frac{65,4 \times 3}{0,9 \times 22,4} = 9,73g$$

$$5. \text{ On a : } n_a = 2n_H \Rightarrow C_a V_a = 2 \cdot \frac{V_H}{V_0} \Rightarrow V_a = \frac{2V_H}{C_a V_0}$$

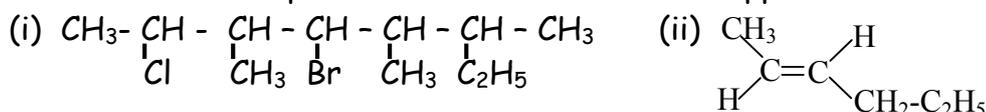
$$\underline{\text{AN}} : V_a = \frac{2 \times 3,0}{3,0 \times 22,4}; V_a = 0,0893L \Rightarrow V_a = 89,3mL .$$

Camertutos.com

SUJET N° 3 : PROBATOIRE C & D SESSION 2011 CAMEROUN

Exercice 1 : CHIMIE ORGANIQUE

1. Nommer les composés de formules semi-développées suivantes :



2. Définir les termes suivants utilisés en raffinage des pétroles :

(i)- Distillation fractionnée ; (ii)-Craquage.

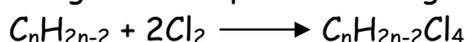
- Citer deux produits issus de la distillation atmosphérique.

3. La molécule d'acétylène est le plus simple des alcynes.

3.1. Donner la formule développée de l'acétylène.

- Préciser sa structure géométrique et la longueur de sa liaison carbone-carbone

3.2) L'addition du dichlore sur un alcyne A donne un composé B de masse molaire $M=210 \text{ g.mol}^{-1}$. L'équation-bilan générale de la réaction s'écrit :



3.2.1. Déterminer la formule brute du composé B.

- En déduire celle du composé A.

3.2.2. Donner les formules semi-développées de tous les isomères de position et de chaîne de A.

3.2.3. Sachant que la molécule A est ramifiée, donner les formules semi-développées de A et B.

3.2.4. L'hydratation à chaud du 3-méthylbutyne en présence de catalyseur, donne un composé C qui rosit le réactif de Schiff.

3.2.4.1. Quelle est la nature du composé C ?

- Donner sa formule semi-développée.

3.2.4.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

3.2.5. On hydrogène le composé A en présence du palladium colloïdal, et il se forme un composé D.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

- Nommer le produit D ainsi formé.

Données : masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : C :12 ; H :1 ; Cl :35,5

Exercice 2 : OXYDOREDUCTION ET ENGRAIS

1-OXYDOREDUCTION

1.1. Définir les termes suivants : Oxydoréduction ; Oxydant.

1.2. En utilisant les nombres d'oxydation, équilibrer l'équation-bilan suivante :



1.3. On se propose de déterminer, à 25°C , les potentiels standard des couples suivants : Zn^{2+}/Zn ; Mg^{2+}/Mg et Au^{3+}/Au .

Pour cela, on associe à chaque demi-pile de couple métallique ci-dessus, la demi-pile du couple Cu^{2+}/Cu dont le potentiel standard est $E_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})}^0 = 0,34$.

On mesure alors la force électromotrice E de la pile ainsi réalisée. Au cours de cette expérience, les résultats suivants ont été obtenus :

Couple associé à Cu^{2+}/Cu	Au^{3+}/Au	Mg^{2+}/Mg	Zn^{2+}/Zn
f.é.m E (en V)	1,16	-2,71	-1,10

- 1.3.1. Réaliser le schéma annoté du dispositif expérimental de la pile zinc-cuivre.
- 1.3.2. Quelle doit être la concentration molaire des solutions métalliques pour que ces potentiels soient standards ?
- 1.3.3. Donner la représentation conventionnelle de chacune des trois piles, en précisant leur polarité.
- 1.3.4. Pour chaque pile, écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu lorsque la pile débite.
 - En déduire le potentiel standard de chaque couple métallique.
- 1.3.5. Déterminer la force électromotrice de la pile zinc-or.

2. ENGRAIS :

On utilise 100kg d'un engrais de formule 15-12-22 pour des cultures maraîchères.

- 2.1) Que signifient les trois nombres de la formule de cet engrais ?
- 2.2) Citer les éléments fertilisants de cet engrais, et préciser le rôle de chacun dans le développement de la plante.
- 2.3) Déterminer les masses des éléments fertilisants azote et potassium utilisés pour ces cultures maraîchères

Données : Masses molaires atomiques(en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : N :14 ; K :39,1.

Exercice 3 : TYPE EXPERIMENTAL

On introduit 1,0g de limaille de fer dans un bécher contenant 50mL d'acide chlorhydrique concentré. On négligera la variation de volume.

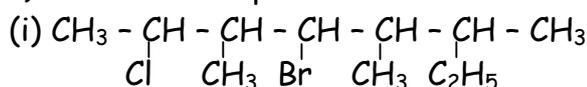
1. Donner deux précautions à prendre lors de la manipulation de cet acide.
 - Noter deux faits expérimentaux observés dans le bécher.
2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit.
3. Déterminer la concentration molaire de la solution d'ions fer(II).
4. On prélève 10,0 mL d'une solution d'ions fer(II), que l'on introduit dans un bécher. On dose ensuite cette solution par une solution de permanganate de potassium de concentration molaire $3,6\cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ contenue dans une burette graduée.
 - 4.1. Faire un schéma annoté du dispositif expérimental utilisé pour le dosage.
 - 4.2. Comment reconnaît-on l'équivalence au cours de ce dosage ?
 - 4.3. On atteint l'équivalence lorsqu'on a versé 20 mL de solution de permanganate de potassium.
 - 4.3.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.
 - 4.3.2. En déduire la concentration molaire de la solution d'ions fer(II).
 - Y a-t-il accord avec les résultats de la question-3 ?

Donnée : Masse molaire atomique : Fe : $55,8\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

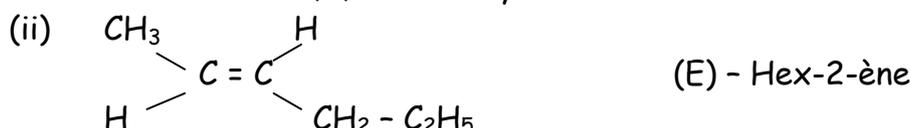
CORRIGE SUJET N° 3 : PROBATOIRE C & D SESSION 2011 CAMEROUN

Exercice 1 : Chimie organique

1) Nom des composés



4-bromo 2-Chloro 3,5,6-triméthyl-octane

**2) Définition**

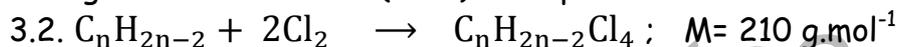
(i) **Distillation fractionnée** : succession de distillations simples appliquées à un distillat pour obtenir des fractions composées de mélange de corps de températures d'ébullition voisines.

(ii) **Craquage** : réaction au cours de laquelle les hydrocarbures lourds sont transformés en hydrocarbures légers.

Exemples de produits de la distillation atmosphérique : - Pétrole lampant ; - Gazole

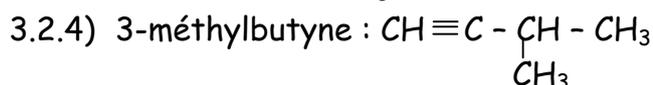
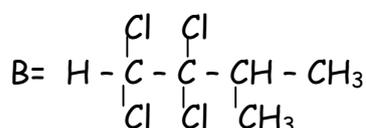
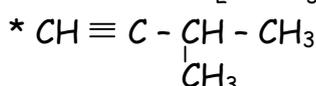
3.1) formule développée de l'acétylène $\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$

- Structure géométrique : molécule linéaire

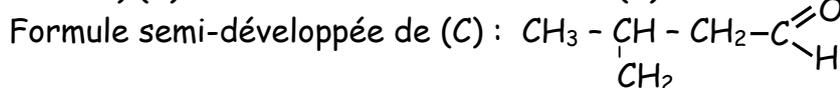
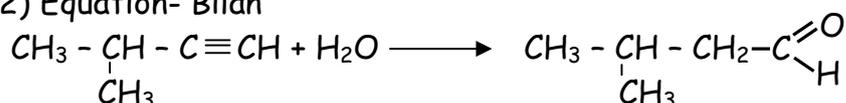
- Longueur de la liaison : $(\text{C} \equiv \text{C}) = 120\text{pm}$ **3.2.1 Formule brute de B**

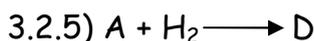
$$\text{On a : } M = M(\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{Cl}_4) = 12n + 2n - 2 + 4 \times 35,5 = 14n + 140.$$

D'où $M = 14n + 140 = 210$; $n = 5$; Formule brute de B : $\text{C}_5\text{H}_8\text{Cl}_4$; Formule brute de A : C_5H_8

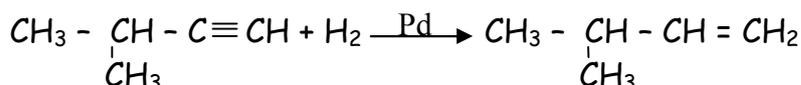
3.2.2) Formules semi-développées des isomères de A

3.2.4.1) (C) rosit le réactif de Schiff \Rightarrow (C) est un aldéhyde

**3.2.4.2) Equation- Bilan**



Equation-bilan:



Nom du produit (D) : 3-méthylbut - 1- ène

Exercice 2 : OXYDOREDUCTION ET ENGRAIS

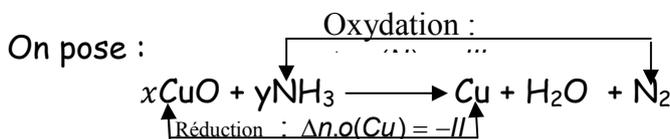
1) Oxydoréduction :

1.1) Définition

Oxydoréduction : réaction de transfert d'électrons au cours de laquelle il se produit simultanément l'oxydation du réducteur et la réduction de l'oxydant.

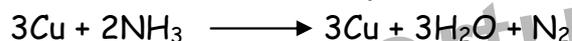
Oxydant : espèce chimique qui capte des électrons au cours d'une réaction chimique.

1.2) Equation-bilan à équilibrer



On a $x \Delta n.o(N) + y \Delta n.o(N) = 0 \Rightarrow x(-II) + y(+III) = 0 \Rightarrow y = \frac{2}{3}x$.

On peut donc avoir $x = 3$ et $y = 2$; d'où l'équation-bilan :



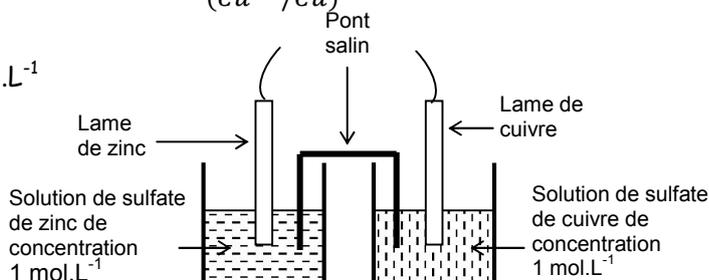
1.3) Couples : Zn^{2+}/Zn ; Mg^{2+}/Mg et Au^{3+}/Au ; avec $E^\circ_{(Cu^{2+}/Cu)} = 0,34 V$

1.3.1) Schéma annoté du dispositif

1.3.2) Concentration molaire nécessaire : $C = 1 mol.L^{-1}$

1.3.3) Représentation conventionnelle des piles

- Pile Cu - Au : (-) $Cu/Cu^{2+} || Au^{3+}/Au$
- Pile Zn - Cu : (-) $Mg/Mg^{2+} || Cu^{2+}/Cu$
- Pile Zn - Cu : (-) $Zn/Zn^{2+} || Cu^{2+}/Cu$



1.3.4) Equations-bilans:

- Pile Cu-Au: $3Cu + 2Au^{3+} \longrightarrow 3Cu^{2+} + 2Au$
- pile Zn - cu : $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$
- Pile Mg - Cu : $Mg + Cu^{2+} \longrightarrow Mg^{2+} + Cu$

Potentiels standards des couples : par définition on a

$$E^\circ(M^{n+}/M) = (V_M - V_{Cu}) + E^\circ(Cu^{2+}/Cu)$$

$$E^\circ(Au^{3+}/Au) = E + E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 1,16 + 0,34 = 1,5 V \Rightarrow E^\circ(Au^{3+}/Au) = 1,5V$$

$$E^\circ(Mg^{2+}/Mg) = E + E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = -2,71 + 0,34 = -2,37V \Rightarrow E^\circ(Mg^{2+}/Mg) = -2,37V$$

$$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = E + E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = -1,10 + 0,34 = -0,76V \Rightarrow E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$$

1.3.5) Force électromotrice de la pile zinc-or

On a $E_{Zn-Au} = E^\circ(Au^{3+}/Au) - E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = 1,50 - (-0,75) = 2,26 V$; $E_{Zn-Au} = 2,26V$

2. Engrais

On a : $m = 100\text{kg}$ pour la formule 15 - 12 - 22.

2.1) Signification

- 15 : masse, en Kg, d'azote (N) dans 100Kg d'engrais.
- 12 : masse, en kg, d'oxyde de phosphore (P_2O_5) dans 100Kg d'engrais.
- 22 : Masse, en kg d'oxyde de potassium (K_2O) dans 100kg d'engrais.

2.2) Éléments fertilisants

N(azote) ; P (phosphore) ; K (Potassium)

Rôle des éléments fertilisants:

- * N(azote) : élément indispensable à la croissance des plantes.
- * P(Phosphore) : il favorise la fructification et permet les échanges d'énergie à l'intérieur des cellules des plantes.
- * K(potassium) indispensable à la photosynthèse, il favorise la croissance des plantes et améliore leur résistance.

2.3) Masse des éléments fertilisants :

* Azote (N) : $m_N = \frac{15}{100} m = \frac{15}{100} \times 100 = 15\text{kg} \Rightarrow m_N = 15\text{kg}$

* Potassium (K) : $m_K = \frac{2M_K \cdot m_{K_2O}}{M_{K_2O}}$. AN : $m_K = 18,26\text{kg}$

Exercice 3 : Type Expérimental

$M_{\text{Fe}} = 10\text{g}$; $V = 50\text{mL}$

1) Précautions à prendre :

- Eviter tout contact corporel avec l'acide.
- Porter une blouse (ou des gants).

Faits expérimentaux.

- Dégagement gazeux.
- Formations d'une coloration verdâtre en solution.

2) Equation-bilan : $\text{Fe} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

3) Concentration molaire

$$C = \frac{n_{\text{Fe}}}{V} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M.V} = \frac{1,0}{55,8 \times 50 \cdot 10^{-3}} = 0,358 \text{ mol.L}^{-1}; \quad C = 0,36 \text{ mol.L}^{-1}$$

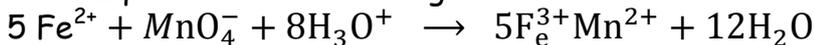
4. $V_r = 10,0\text{ml}$; $C_r = 36 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

4.1 Schéma

4.2. Equivalence : apparition d'une coloration violette persistante en solution (dans le bécher)

4.3. $V_0 = 20\text{mL}$

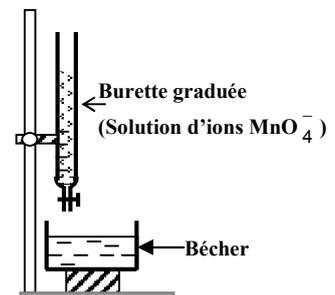
4.3.1. Equation-bilan du dosage



4.3.2 On a : $n_r = 5n_0 \Rightarrow C_r V_r = 5C_0 V_0 \Rightarrow C_r = \frac{5C_0 V_0}{V_r}$

AN: $C_r = \frac{5 \cdot 3,6 \cdot 10^{-2} \cdot 20}{10} = 0,36 \text{ mol.L}^{-1}$; $C_r = 0,36 \text{ mol.L}^{-1}$

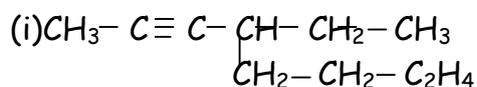
Oui. Il y a accord avec les résultats de la question 3.



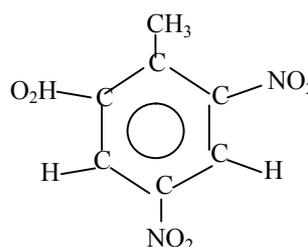
SUJET N° 4 : PROBATOIRE C & D SESSION 2012 CAMEROUN

Exercice 1 : CHIMIE ORGANIQUE

1) Nommer les hydrocarbures suivants :



(ii)



2) Définir les termes : Composé aromatique ; Réaction de Friedel et Crafts

3) Le méthane est le plus simple des alcanes.

3.1.-Ecrire la formule développée de la molécule de méthane

- Représenter sa structure géométrique et donner la valeur de ses angles valenciel.

3.2-Un alcane A a une masse molaire de 72 g. mol^{-1}

3.2.1- Ecrire la formule générale des alcanes

- En déduire la formule brute de l'alcane A.

3.2.2- Ecrire les formules semi-développées des isomères de l'alcane A

- Nommer ces isomères. De quel type d'isomérisation s'agit-il ?

- Quel est, parmi ces isomères, celui qui aurait le plus grand indice d'octane. Justifier

3.2.3- On traite le 1-chloropentane et le 2-chloro 2-méthylbutane par une solution d'hydroxyde de sodium. On suppose que le bilan de la réaction qui se produit correspond au remplacement de l'atome de chlore Cl par un groupe hydroxyle - OH

3.2.3.1- Ecrire les formules semi-développées des deux produits obtenus.

- A quelle famille appartient ces produits ?

3.2.3.2- La déshydratation, en milieu acide, du produit ramifié précédent conduit à deux alcènes

- Ecrire les formules semi-développées de ces alcènes

3.2.3.3- On fait réagir le chlorure d'hydrogène sur le 2-méthylbut-2-ène.

Il se forme deux produits dont l'un est majoritaire.

Lequel ? Justifier

-Ecrire l'équation - bilan de la réaction

Données : Masses molaires atomiques (en g. mol^{-1}) : C : 12 ; H : 1

Exercice 2 : OXYDOREDUCTION ET ENGRAIS

1) Oxydoréduction :

1.1. Définir les termes suivants :

Oxydoréduction ; Couple oxydant - réducteur.

1.2. En utilisant les nombres d'oxydation, équilibrer l'équation - bilan suivante :



1.3. On réalise une pile P_1 avec les couples $\text{Au}^{3+} / \text{Au}$ et $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ dont les potentiels standards sont respectivement $E^\circ (\text{Au}^{3+} / \text{Au}) = 1.50 \text{ V}$ et $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

1.3.1 - Préciser les pôles de la pile P_1 .

- Faire la représentation conventionnelle de cette pile.
- 1.3.2- Ecrire les équations des réactions aux électrodes lorsque la pile P_1 débite.
- En déduire l'équation-bilan de la réaction de fonctionnement de P_1 .
- 1.3.3- Calculer la force électromotrice E_1 de la pile P_1 , les solutions étant à 1 mol.L^{-1} .
- 1.4- On réalise une seconde pile P_2 avec les couples Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu , le potentiel standard du couple du zinc étant $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.
- 1.4.1- Déterminer la force électromotrice E_2 de la pile P_2 .
- 1.4.2- Quelle est la polarité de la pile P qu'on peut former par l'association en série des piles P_1 et P_2 ?
- 1.4.3- Déterminer la force électromotrice E de la pile P .
- 1.4.4- Ecrire l'équation - bilan de la réaction qui a lieu lorsque la pile P débite.

2- Engrais.

- 2.1- Qu'est-ce que le complexe argilo-humique ?
- 2.2- L'étiquette d'un sac d'engrais porte l'inscription suivante : NPK : 15-11-20.
- 2.2.1- Que signifient ces trois nombres ?
- 2.2.2- Quel rôle joue chacun des éléments fertilisants de cet engrais ?
- 2.2.3- On considère un échantillon de 2.5kg de cet engrais
- Déterminer les masses d'azote et de phosphore théoriquement contenues dans cet échantillon.

Données : Masses molaires (en g.mol^{-1}) : O : 16 ; N : 14 ; P : 31 ; K : 39,1.

Exercice 3 : TYPE EXPERIMENTAL

Dans un laboratoire de Lycée, on se propose de préparer 250mL d'une solution de permanganate de potassium KMnO_4 , de concentration $C_0 = 2.0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, à partir des cristaux de permanganate de potassium.

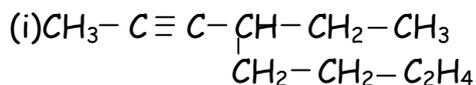
- 1) Quelle masse de cristaux faut-il peser ?
- 2) Donner, en quelques lignes, le mode opératoire nécessaire à la préparation de cette solution, en précisant la verrerie utilisée.
- 3) On utilise la solution de permanganate précédente pour doser une solution de dioxyde de soufre en milieu acide.
 - 3.1- A quoi sert le dosage ?
 - 3.2- Comment reconnaît-on l'équivalence dans ce dosage ?
 - 3.3- Faire un schéma annoté du dispositif expérimental du dosage
 - 3.4- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage, sachant que les couples mis en jeu sont $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$, dont les potentiels standard d'oxydoréduction sont respectivement $E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$.
 - 3.5- Déterminer la concentration molaire de la solution de dioxyde de soufre dont on a utilisé 10mL pour ce dosage, sachant que l'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé 8.6mL de permanganate de potassium.

Données : Masses molaires atomiques (en g. mol^{-1}) : K : 39,1 ; Mn : 54,9 ; O : 16

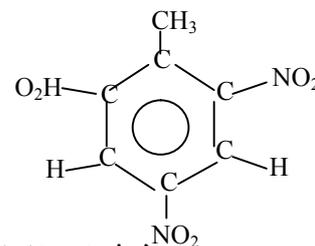
CORRIGE SUJET N° 4 : PROBATOIRE C & D SESSION 2012 CAMEROUN

Exercice 1 : CHIMIE ORGANIQUE

1) Nommons les hydrocarbures suivants :



4 - éthyloct - 2 yne

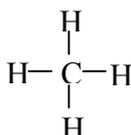
2, 4,6-trinitrotoluène ou
1-Méthyl - 2, 4,6- trinitrobenzène

2) Définitions

- Composé aromatique: Tout composé contenant au moins un noyau benzénique
- Réaction de Friedel et Crafts : (ou encore réaction d'alkylation) : C'est une réaction au cours de laquelle, un groupe alkyle provenant d'un halogénure d'alkyle) vient substituer un atome d'hydrogène sur le noyau benzénique.

3) Le méthane :

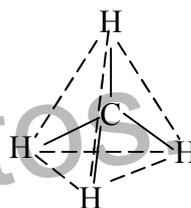
3.1- Formule développée:



- Structure géométrique :

- Angles valenciel: $\text{HCH} = 109^\circ$

- Les distances (C-H) valent 110Pm.

3.2. $M_A = 72\text{g/mol}$ 3.2.1. Formule générales des alcanes : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, $n \geq 1$ Formule brute : $M_A = 14n + 2 = 72 \Rightarrow n = \frac{72-2}{14} = 5$ d'où la formule brute de A : C_5H_{12} .

3.2.2- Isomères de A et leurs noms

 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: Pentane $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$: Méthylbutane
$$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_3$$
 : Diméthylpropane

- Il s'agit d'une isomérisation de chaîne

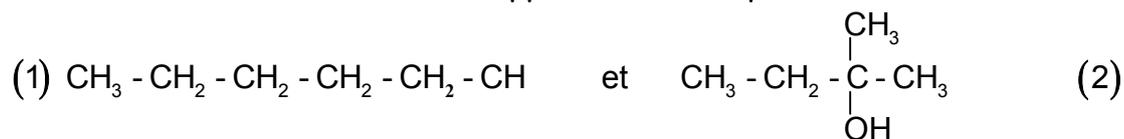
- Celui qui a le plus grand indice d'octane est le (3)(diméthylpropane).

En effet, l'indice d'octane augmente avec les ramifications ; donc plus une molécule contient des ramifications plus son indice d'octane augmente.

NB : L'indice d'octane mesure la capacité plus ou moins grande d'une essence à résister à l'autoinflammation.

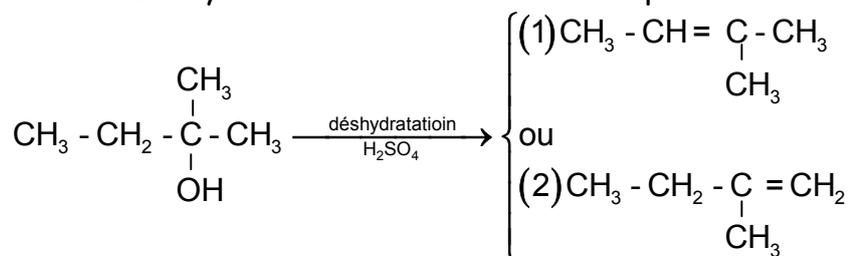
3.2.3.

3.2.3.1- Les formules semi-développées des deux produits obtenus sont :

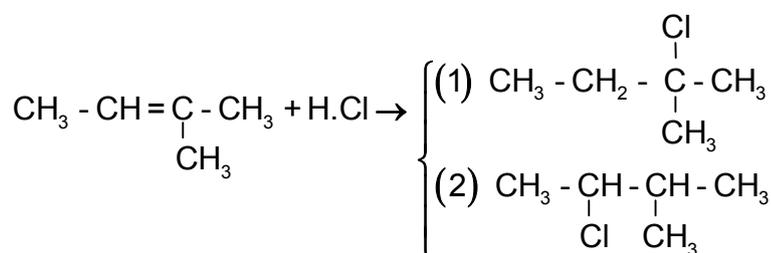


Ces produits appartiennent à la famille des alcools.

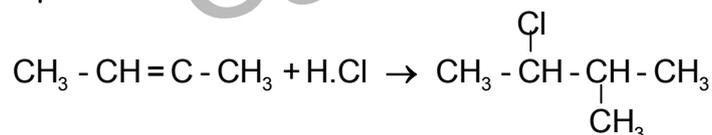
3.2.3.2. Déshydratation en milieu acide du produit ramifié



3.2.3.3.



-Le produit (1) est majoritaire (c'est le 2-chloro- 2 méthylbutane). En effet, lors de l'addition d'un composé hydrogéné sur un alcène dissymétrique, l'hydrogène se fixe majoritairement sur le carbone le plus hydrogéné : C'est la règle de MARKOVIKOV. Equation - bilan ci :



Exercice 2 : OXYDOREDUCTION ET ENGRAINS

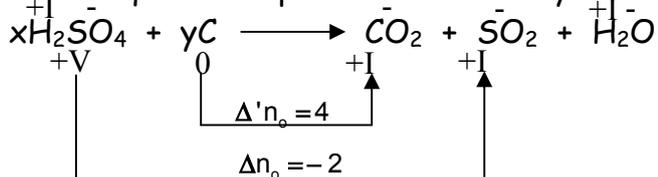
1) Oxydoréduction

1.1. Définitions :

- Oxydoréduction : D'une manière générale, c'est une réaction au cours de laquelle le nombre d'oxydation d'un élément augmente et simultanément le nombre d'oxydation d'un autre élément diminue.
- Couple oxydant- réducteur

Ensemble formé par deux espèces conjuguées dont l'une est l'oxydant et l'autre le réducteur.

1.2. Equilibrons par le nombre d'oxydation



Cherchons x et y tel que :

$$x\Delta n_o + y\Delta'n_o = 0 \Leftrightarrow -2x + 4y = 0 \Rightarrow x = 2y \Rightarrow \begin{cases} x = 2 \\ y = 1 \end{cases}$$

d'où l'équation-bilan suivante :



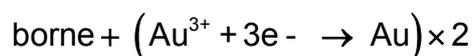
1.3. Les piles

1.3.1. P₁ : E°(Au³⁺/Au) > (Cu²⁺/Cu)

- La borne positive est constituée par : Au
- La borne négative est constituée par : Cu

Représentation conventionnelle P₁ : (-) Cu|Cu²⁺||Au³⁺|Au(+)

1.3.2. Equations aux électrodes de P₁ :



1.3.3. Calcul de la f.e.m E₁

$$E_1 = E^\circ(Au^{3+}/Au) - E^\circ(Cu^{2+}/Cu)$$

$$= 1.50 - 0,34 = 1,16 \text{ Volts}$$

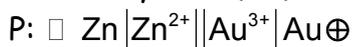
1.4. La pile P₂ : E°(Cu²⁺/Cu) > E°(Zn²⁺/Zn)

1.4.1- Calcul de E₂

$$E_2 = E^\circ(Cu^{2+}/Cu) - E^\circ(Zn^{2+}/Zn)$$

$$= 0,34 - (-0,76) = 0,34 + 0,76 = 1,10 \text{ V.}$$

1.4.2. Lorsqu'on associe les piles P₁ et P₂, on obtient une pile ayant à la borne positive le métal du couple le plus oxydant (Au) et à la borne négative le métal du couple le moins oxydant (Zn).

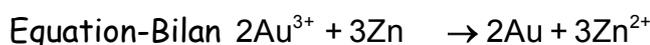
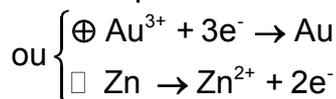
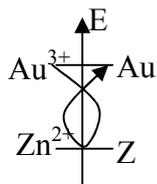


1.4.3. Calcul de E (montage en série....)

$$E = E_1 + E_2 = E^\circ(Au^{3+}/Au) - \cancel{E^\circ(Cu^{2+}/Cu)} + \cancel{E^\circ(Cu^{2+}/Cu)} - E^\circ(Zn^{2+}/Zn)$$

$$E = E^\circ(Au^{3+}/Au) - E^\circ(Zn^{2+}/Zn) \quad E = E_1 + E_2 = 2,26 \text{ Volts}$$

1-4-4- Equation-bilan de la réaction qui a lieu lorsque P débite :



2) Engrais

2.1. Le complexe argilo-humique : C'est un agrégat d'ions en suspension dans la solution du sol et formé par l'association des particules de l'argile et de l'humus.

2.2. NPK : 15 - 11 - 20

2.2.1. Ces nombres indiquent les teneurs (t) en azote en oxyde de phosphore (P_2O_5) et en oxyde de potassium (K_2O) dans 100kg de cet engrais on a :

15kg de N	$t_N = 15\%$
11 kg de P_2O_5	$t_{P_2O_5} = 11\%$
20 kg de K_2O	$t_{K_2O} = 20\%$

2.2.2. Rôle de chacun des éléments

- N: assure la croissance et donne un feuillage vert aux plantes
- P: facilité les échanges énergétiques dans les cellules végétales; favorise aussi la fructification et la floraison
- Active la photosynthèse et augmente la résistance des plantes

2.2.3. Soit $m_e = 2,5\text{kg}$ d'un échantillon de l'engrais 15 - 11 - 20

On peut démontrer que:

$$m_N = t_N \times \frac{m_e}{100} \quad \text{Avec : } t_N = 15$$

$$m_P = \frac{2M_P}{M_{P_2O_5}} \times t_{P_2O_5} \times \frac{m_e}{100} \quad t_{P_2O_5} = 11$$

$$m_K = \frac{2M_K}{M_{K_2O}} \times t_{K_2O} \times \frac{m_e}{100} \quad t_{K_2O} = 20$$

N.B: On peut procéder par une simple règle de trois et obtenir les mêmes résultats:

AN :

- $m_N = 15 \times \frac{2,5}{100} = 0,375\text{Kg}$
- $m_P = 0,436 \times 11 \times \frac{2,5}{100} \approx 0,12\text{Kg}$

Exercice 3: TYPE EXPERIMENTAL

1) Masse de cristaux de $KMnO_4$ à peser

$$C_0 = \frac{m_0}{M_0 V} \Leftrightarrow m_0 = C_0 M_0 V \quad \text{AN : } m_0 = 2,0 \times 10^{-2} \times 158 \times 0,25 = 0,79 \text{ g}$$

2) Mode opératoire en précisant la verrerie utilisée.

A l'aide d'une balance on pèse 0,79 g de $KMnO_4$ que l'on verse dans une fiole jaugée de 250mL puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en homogénéisant.

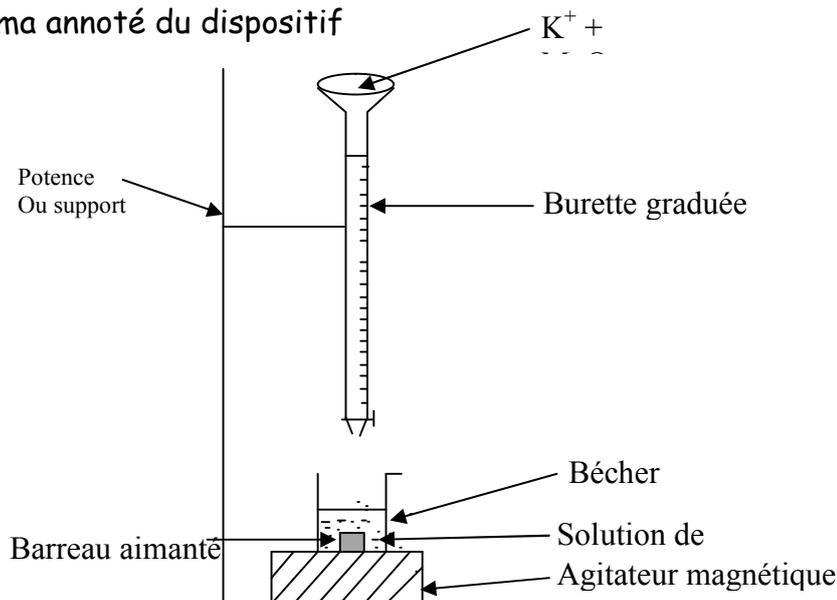
NB : La verrerie adaptée ici est la fiole jaugée (pour obtenir un volume précis)

3) Dosage : $E^\circ(MnO_4^-/Mn^{2+})$ et $E^\circ(SO_4^{2-}/SO_2)$

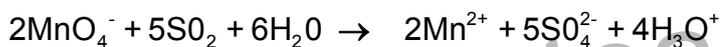
3.1. Le dosage sert à déterminer la concentration d'une solution à partir d'une autre solution dont on connaît déjà la concentration

3.2. Dans ce dosage, on reconnaît l'équivalence par une coloration violette persistante dans le bécher

3.3. Schéma annoté du dispositif



3.4. Equation -bilan de la réaction du dosage



(o) (r)

3.5. Calcul de la concentration (C_r)

$$\frac{n_o}{2} = \frac{n_r}{5} \Leftrightarrow \frac{C_o V_o}{2} = \frac{C_r V_r}{5} \text{ avec } n_o = n_{MnO_4^-} \text{ et } n_r = n_{SO_2}$$

$$\Leftrightarrow C_r = \frac{5C_o V_o}{2 V_r} \text{ Avec } V_o = 8,6\text{mL et } V_r = 10\text{mL}$$

$$\underline{\text{AN}} : C_r = \frac{5 \times 2,0 \times 10^{-2} \times 8,6}{2 \times 10} = 0,043 \text{ mol/L} \quad C_r = 0,043 \text{ mol/L} = 4,3 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Coordination éditoriale : **Betteng Eugene D.**

Assistant de traitement infographique : **Mouko A Bidias Claude**

Ont collaboré à la réalisation de cette nouvelle édition :

Kepsu Jules, Kemguefack Grégoire, Tagne Emmanuel, Baba Charles, Mbianda Aubin Ledoux, Théophile Aimé Foudjain Tamo, Fomatati Léopold, Minlend Mandeng, Nenakam Eclardort et Teguingho Léopold, tous professeurs de Lycées d'enseignement général, en service au Lycée Bilingue de Nkol-éton Yaoundé CAMEROUN.

Conception couverture : **MGI CAMEROUN**

© Editions l'ESSENTIEL. B.P : 7850 Yaoundé-CAMEROUN.

Site web : www.lessentiel.cm

Achévé d'imprimer en Aout 2013 par **REPRO INDIA LIMITED**

Mumbai 400 025, India. Tel : 91-22-24313526 / 24313527. Fax : 91-22-24374531.

Aux termes du code de la propriété intellectuelle, toute reproduction ou représentation intégrale ou partielle de la présente publication, faite par quelque procédé que ce soit (reprographie, microfilmage, scannérisation, numérisation...) sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite et constitue une contrefaçon sanctionnée par les articles L.335-2 et suivants de la propriété intellectuelle.