

**Extrait Agenda de chimie Organique**

Secondaire IV _ Octobre 2025.

Introduction à la chimie organique et l'analyse élémentaire**Introduction à la chimie organique****A. Historique de la chimie organique**

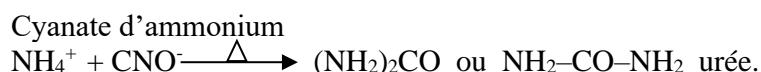
L a **chimie organique** a été considérée comme la branche de la chimie étudiant les substances extraites des **organismes vivants** (animaux ou végétaux). Bien que l'humanité ait su très tôt utiliser des substances naturelles (comme l'indigo, la pourpre, l'éthanol, etc.), peu de corps purs organiques ont été isolés avant 1800.

Cette chimie se distinguait alors de la **chimie minérale** (ou inorganique), qui avait pour objet l'étude des substances issues du monde minéral (la Terre, l'eau et l'atmosphère).

La Théorie de la force vitale.

Avant le début du XIX^e siècle, il semblait impossible de **synthétiser** (fabriquer) en laboratoire des substances organiques à partir de substances minérales. Les chimistes croyaient que l'intervention d'une "**force vitale**" (ou *vis vitalis*), propre aux organismes vivants, était nécessaire pour ces synthèses.

Cette conception fut éliminée grâce à la découverte, en **1828**, du chimiste allemand **Friedrich Wöhler** (1800-1882). En chauffant accidentellement du **cyanate d'ammonium** (un composé minéral), Wöhler réussit à isoler un solide blanc : l'**urée**, une substance organique que l'on retrouve dans l'urine de tous les mammifères.



Synthèse : C'est la reconstitution d'un corps au laboratoire. Elle permet souvent de produire à moindre coût un composé initialement extrait d'une source naturelle.

B. Importance de la chimie organique

La chimie organique de synthèse est omniprésente dans la vie quotidienne. On retrouve les molécules organiques dans des domaines variés tels que : les matières plastiques (polymères), les carburants, les colorants, les médicaments, les parfums...

C. Nouvelle définition de la chimie organique

Actuellement, la **chimie organique** se définit comme l'étude des **composés carbonés**, qu'ils soient d'origine naturelle ou produits par synthèse.

De nombreuses variétés de substances sont constituées de molécules organiques : médicaments, vitamines, matières plastiques, fibres (naturelles et synthétiques), glucides, protéines, et lipides (graisses). Les **chimistes organiciens** déterminent la structure des molécules organiques, étudient les réactions dans lesquelles elles sont impliquées et élaborent des procédés pour les synthétiser.

Remarque : Il existe toutefois quelques exceptions de composés carbonés qui sont étudiés en **chimie minérale** : les oxydes de carbone (CO , CO_2) le sulfure de carbone (CS_2), l'acide carbonique (H_2CO_3) et ses sels (hydrogénocarbonates), les carbonates (CaCO_3 , Na_2CO_3 , KHCO_3), l'acide cyanhydrique (HCN) et les cyanure métalliques (KCN), les carbure métalliques (CaC_2 , Na_2C_2), ainsi que les solides covalents purs (graphite, Diamant)

D. Caractéristiques des composés organiques

Les caractéristiques essentielles des composés organiques sont :

1. Ils contiennent **tous du carbone** (C).
2. Ils sont principalement construits à partir d'un nombre très restreint d'éléments chimiques : **CHON** (Carbone, Hydrogène, Oxygène, Azote), qui sont les plus prédominants.
3. Ils sont généralement de **structure covalente**.
4. Ils sont pour la plupart des **non-électrolytes** (ne conduisent pas le courant électrique en solution).
5. Ils peuvent présenter de nombreux cas d'**isomérie** (molécules ayant la même formule brute mais des structures différentes).
6. Ils sont généralement **combustibles**.
7. Ils ne présentent pas, pour la grande majorité, une grande **résistance à la chaleur** (ils se décomposent souvent à des températures relativement basses).
8. Leurs réactions de combustion sont généralement **exothermiques** (déagent de la chaleur).
9. Ils sont rarement **solubles dans l'eau** (mais souvent solubles dans des solvants organiques).
10. Leur **densité** est relativement faible.

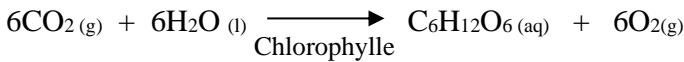
E. Origine du carbone dans les composés organiques.

Le carbone des composés organiques provient de trois principales ressources naturelles :

1. La synthèse chlorophyllienne et ses conséquences.

Grâce à la **chlorophylle**, les végétaux sont capables, en utilisant l'énergie solaire, de transformer le **carbone minéral** (venant du dioxyde de carbone atmosphérique, CO₂) en **carbone organique** (dans les glucides) par la **photosynthèse** :

Énergie solaire



Ces glucides (en particulier le glucose) forment des molécules plus élaborées (saccharose, amidon, cellulose) et entrent dans la **chaîne alimentaire**. Le carbone est ainsi transféré aux herbivores, aux carnivores, et à l'homme.

2. Les synthèses biochimiques

Il s'agit des transformations chimiques complexes effectuées par les **cellules des êtres vivants** à partir des "aliments". Des composés organiques sont transformés en d'autres composés organiques (vitamines, hormones, lipides, protéines, etc.) par des mécanismes biologiques.

3. Les ressources fossiles.

Le **charbon**, le **pétrole** et le **gaz naturel** sont des substances riches en carbone qui proviennent de la décomposition d'organismes vivants (végétaux et animaux). Ces matières organiques, maintenues à l'abri de l'air, ont été transformées lentement sur des millions d'années, sous de fortes pressions et à haute température.

Analyse organique élémentaire

L'**analyse organique** regroupe les méthodes chimiques visant à identifier, élucider la composition et déterminer la structure des composés organiques. Elle est divisée en deux catégories :

- **Analyse Élémentaire** (qualitative et quantitative)
- **Analyse Fonctionnelle**

1. L'Analyse Élémentaire Qualitative

Elle caractérise la composition en **éléments chimiques (atomes)** des molécules organiques. La chimie moderne utilise de plus en plus la **spectrographie**, mais des méthodes classiques existent pour les éléments principaux :

Recherche du Carbone (C)

- **Décomposition par la chaleur (Pyrolyse)** : En chauffant une substance organique (comme le sucre ou le bois) à l'abri de l'air, elle se décompose et laisse un résidu solide noir, brillant et poreux : le **charbon** (carbone pratiquement pur). Son apparition prouve l'existence de l'élément carbone.

• Combustion (Oxydation) :

- **Combustion incomplète** : L'inflammation de substances riches en carbone (ex: benzène) produit une flamme **fuligineuse** (noire de fumée) due à la formation de particules de carbone non brûlées.

- **Oxydation complète** : L'oxydation d'une substance (ex: glucose ou amidon) par un oxydant fort (comme l'oxyde de cuivre II) transforme le carbone en **dioxyde de carbone** (CO₂). Ce gaz est caractérisé par le test de l'**eau de chaux** (Ca(OH)₂) : le barbottage de CO₂ rend l'eau de chaux trouble par la formation de carbonate de calcium (CaCO₃). La formation de CO₂ prouve la présence de C.

Recherche de l'Hydrogène (H)

La présence d'hydrogène est décelée par **calcination**, **combustion dans l'air** ou **oxydation par l'oxyde de cuivre (II)**. L'hydrogène se transforme alors en **vapeur d'eau** (H₂O), qui se condense sur les parties froides de l'appareil. La présence de vapeur d'eau (observée lors du chauffage du sucre ou de l'oxydation de l'amidon) montre que les molécules renferment l'élément hydrogène.

Recherche de l'Oxygène (O)

Il est difficile de prouver directement la présence d'oxygène. Sa présence est souvent révélée par **l'analyse quantitative** : on détermine les masses de carbone, d'hydrogène et d'azote (et d'autres éléments) contenues dans une masse donnée de substance, et la masse d'oxygène est déduite par **différence**.

- Note : Le dégagement de vapeur d'eau ou de gaz oxydés (CO, CO₂, NO, NO₂) lors du chauffage peut confirmer sa présence, mais ce n'est pas une preuve directe et unique.

2. L'Analyse Élémentaire Quantitative

Elle vise à **déterminer le pourcentage relatif de chaque élément** ainsi que la **masse moléculaire** du composé, c'est-à-dire la détermination précise de la quantité des principaux atomes des molécules.

3. L'Analyse Organique Fonctionnelle

Elle consiste à **identifier les fonctions chimiques** (alcool, cétone, acide carboxylique, etc.) des molécules organiques.

Application sur la chimie organiques et l'analyse :

I. Phrases à compléter

1. Avant 1800, la chimie organique était considérée comme la science étudiant les substances extraites des _____.
2. La théorie de la _____ affirmait qu'il était impossible de fabriquer des substances organiques sans l'intervention d'une force vitale.

3. En 1828, _____ réussit à synthétiser l'urée à partir d'un composé minéral.
4. Les principaux éléments présents dans les composés organiques sont le _____.
5. Lorsqu'une substance organique brûle complètement, elle forme du _____ et de l'_____.
6. Le carbone des composés organiques provient surtout de la _____ réalisée par les plantes vertes.

II. Questions à choix multiple

1. Avant le XIXe siècle, les chimistes pensaient que :
 - a) Les composés organiques pouvaient être fabriqués en laboratoire.
 - b) Une « force vitale » était nécessaire à la formation des composés organiques.
 - c) Le carbone n'existe que dans les minéraux.
 - d) L'urée était un composé minéral.
2. La découverte de Wöhler en 1828 a permis de :
 - a) Créer un nouveau type de plastique.
 - b) Démontrer que les composés organiques pouvaient être synthétisés à partir de composés minéraux.
 - c) Découvrir le carbone.
 - d) Prouver que l'eau contient du carbone.
3. Le test de l'eau de chaux permet d'identifier la présence de :

a) Dioxyde de carbone (CO_2)	b) Hydrogène
c) Oxygène	d) Azote
4. Les composés organiques sont en général :
 - a) Très résistants à la chaleur
 - b) Solubles dans l'eau
 - c) Non-électrolytes et combustibles
 - d) Constitués de métaux
5. La source principale du carbone organique sur Terre est :
 - a) La pluie
 - b) Les volcans
 - c) La photosynthèse
 - d) L'érosion des roches

III. Exercices d'application

Exercice 1 – Associe chaque terme à sa définition :

- a) Synthèse
- b) Combustion complète
- c) Isomérie
- d) Force vitale
- e) Analyse élémentaire

1. Transformation d'un composé organique en CO_2 et H_2O .
2. Étude des éléments chimiques présents dans une molécule.
3. Production d'un composé organique à partir de substances simples.
4. Différentes structures possibles pour une même formule brute.
5. Principe supposé nécessaire à la formation de substances organiques avant 1828.

Exercice 2 – Vrai ou Faux

1. Tous les composés contenant du carbone sont considérés comme organiques.
2. Les composés organiques sont souvent solubles dans les solvants organiques.
3. Le carbone des composés organiques provient uniquement des roches.
4. Le test de l'eau de chaux sert à détecter le dioxyde de carbone.
5. La synthèse de l'urée a permis d'abandonner la théorie de la force vitale.

Exercice 3 – Explique pourquoi la découverte de Wöhler est considérée comme un tournant historique dans le développement de la chimie organique.

Exercice 4 – Classe les substances suivantes selon qu'elles appartiennent à la chimie **organique** ou **minérale** : CO_2 , glucose, urée, CaCO_3 , benzène, NaCl , acide carbonique (H_2CO_3), protéines

Les réactions de destruction

Une **réaction de destruction** est une transformation chimique au cours de laquelle la molécule d'un composé est **détruite**. Ces réactions nécessitent un **apport d'énergie** (chaleur ou lumière).

On peut détruire un composé de **trois manières principales** :

- **A l'abri de l'air (anaérobiose) ou thermolyse**
- **En présence de l'air (aérobiose)**
- **En présence des halogènes** (fluor, chlore, brome, iodé) **en vive Lumière**

1. Réaction anaérobiose ou thermolyse

Une réaction **anaérobiose** (ou **thermolyse**) consiste à scinder une molécule plus ou moins complexe en substances plus simples sous l'action de la **chaleur**. Exemples :



2. Réaction aérobiose ou combustion

La **destruction aérobiose** est encore connue sous le nom de **combustion**.

La **combustion** est l'action de **brûler** une substance dans **l'air** ou dans le dioxygène pur.

Conditions nécessaires

Toute combustion exige la présence de trois éléments, appelés **triangle du feu** :

- **Un combustible (ou carburant)** : substance détruite pendant la combustion (exemples : bois, pétrole, matières organiques).
- **Un comburant** : substance qui entretient la combustion, généralement le **dioxygène (O₂)** de l'air.
- **Une source d'énergie** : chaleur, étincelle, flamme, etc.

Triangle du feu



Types de combustion :

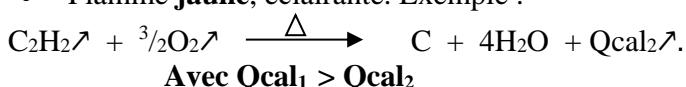
a) Combustion complète

- Se produit lorsque le dioxygène est **en excès**.
- Produit : **CO₂**.
- Flamme **bleue**, non éclairante. Exemple :



b) Combustion incomplète

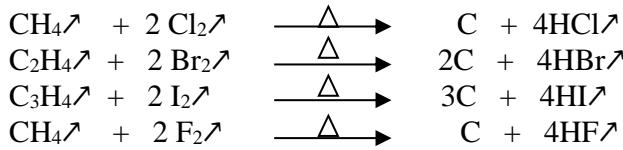
- Se produit lorsque le dioxygène est **en défaut, donc insuffisant**.
- Produit : **carbone (C)**.
- Flamme **jaune**, éclairante. Exemple :



3. Destruction en présence d'halogènes et en lumière vive

En présence des halogènes ((F₂, Cl₂, Br₂, I₂) en **lumière vive**, les corps organiques sont détruits, donnant un **résidu de carbone** et un **gaz halogénhydrique** (HCl, HBr, HI, HF).

Exemples :



Formule de calculs en analyse quantitative pour déterminer la masse et le pourcentage de : C ; H ; O

$$m_C = \frac{M_A \times m}{M_m} ; \quad m_H = \frac{M_A \times m}{M_m} ; \quad m_O = \frac{M_A \times m}{M_m}$$

$$\% C = \frac{M_C \times 100}{M_m} ; \% H = \frac{M_C \times 100}{M_m} ; \% O = \frac{M_C \times 100}{M_m}$$

Recherche de formules moléculaire et empirique

Les valeurs x, y, z du composé de la forme C_xH_yO_z, seront déterminées par les formules :

$$d = \frac{M_m}{29} \text{ et } \frac{12x}{\% C} = \frac{y}{\% H} = \frac{16z}{\% O} = \frac{M_m}{100}$$

N.B. Dans le cas où la molaire (Mm) de la molécule ne peut être définie, on la considéra égale à 100 g/mol.

Où Nombre d'atomes d'un élément dans un composé

$$\text{Nombre d'atomes} = \frac{M_m \text{ composé} \times \% \text{ élément}}{100 \times M_A \text{ élément}}$$

$$\text{Formule empirique} : n = \frac{M_m \text{ F.moléculaire}}{M_m \text{ F.empirique}}$$

Combustion complète : composé org + O₂ → CO₂ + H₂O + Qcal

$$\% C = \frac{12 \times M_{\text{CO}_2} \times 100}{44 \times M_{\text{Composé}}} ; \% H = \frac{2 \times M_{\text{H}_2\text{O}} \times 100}{18 \times M_{\text{Composé}}}$$

$$\% O = 100 - \% C - \% H$$

Application sur les réactions de destruction :

A. Complete les phrases ci-dessous :

1. Une **réaction de destruction** est une réaction chimique au cours de laquelle la _____ d'un composé est détruite.
2. Une réaction de destruction nécessite toujours un apport d'_____.
3. Une **réaction anaérobiose**, appelée aussi **thermolyse**, consiste à décomposer une molécule sous l'action de la _____.
4. Lors d'une **combustion complète**, le dioxygène est en _____ et le produit principal est le _____.
5. Lors d'une **combustion incomplète**, le dioxygène est en _____ et le produit principal est le _____.
6. Les trois éléments indispensables à toute combustion forment le **triangle du feu** : _____, _____, et _____.

7. Le **comburant** est la substance qui _____ la combustion, tandis que le **combustible** est celle qui est _____.
 8. En présence d'_____ et de lumière vive, les corps organiques se décomposent en carbone et en gaz halogénhydrique.
 9. Le gaz chlorhydrique (HCl) se forme lors de la destruction d'un composé organique en présence de _____.
 10. Dans une combustion complète, les produits formés sont toujours _____ et _____, accompagnés d'un dégagement de _____.

B. QCM

- 1.** Une réaction de destruction est :

 - a) Une réaction où de nouvelles molécules complexes se forment
 - b) Une réaction où une molécule est détruite sous l'effet de l'énergie
 - c) Une réaction d'échange d'ions
 - d) Une réaction entre acide et base

- 2.** La thermolyse consiste à décomposer un composé :

 - a) Par l'électricité
 - b) Par la lumière
 - c) Par la chaleur
 - d) Par l'eau

3. La destruction aérobie est aussi appelée :

 - a) Électrolyse
 - b) Combustion
 - c) Décomposition catalytique
 - d) Dissolution

- 4.** Dans une combustion complète, le dioxygène est :

 - a) Insuffisant
 - b) En excès
 - c) Absent
 - d) Remplacé par l'azote

5. Le produit principal d'une combustion complète est :

 - a) CO
 - b) C
 - c) CO_2
 - d) H_2

- 6.** Le triangle du feu est formé de :

 - a) Combustible – Comburant – Source d'énergie
 - b) Eau – Air – Feu
 - c) Carbone – Hydrogène – Oxygène
 - d) Flamme – Gaz – Vapeur

7. En présence d'halogènes et de lumière vive, un composé organique produit :

 - a) De l'eau et du CO₂
 - b) Du carbone et un gaz halogénhydrique
 - c) Du méthane et du dioxygène
 - d) Du sel et de l'eau

- 10.** Lorsqu'on brûle du méthane (CH_4) en présence de chlore (Cl_2) et de lumière vive, il se forme :

 - a) Du CO_2 et de l'eau
 - b) Du carbone et du chlorure d'hydrogène (HCl)
 - c) Du méthanol
 - d) Du sel et de la vapeur

C. Résous

Exo. I.- Un composé organique de masse molaire 46 g/mol contient 52,17 % de carbone, 13,04 % d'hydrogène et le reste d'oxygène. Trouver la formule brute de ce composé.

Exo. II.- Un composé organique a une masse molaire de 60 g/mol. Son analyse élémentaire montre qu'il contient 40,00 % de carbone, 6,67 % d'hydrogène et 53,33 % d'oxygène. Déterminer la formule brute de ce composé.

Exo. III.- Lorsqu'on brûle 0,450 g d'un composé organique contenant uniquement du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène, on obtient 0,990 g de dioxyde de carbone (CO_2) et 0,405 g d'eau (H_2O). La densité de vapeur du composé est 2,00 par rapport à l'air ($M_{\text{air}} = 29 \text{ g/mol}$). Déterminer la formule brute de ce composé.

Exo. IV.- On soumet à l'analyse 0,300 g d'un composé organique renfermant uniquement C, H et O. La combustion complète produit 0,660 g de CO₂ et 0,270 g de H₂O. La densité de vapeur mesurée est 1,53 (air = 29 g/mol). Trouver la formule brute du composé.

Exo. V.- L'analyse d'une substance organique ne contenant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène a fourni les résultats suivants : on a opéré sur 0,3726 de matière et on a obtenu 0,8859 g de gaz carbonique et 0,4527 g d'eau. En déduire la composition centésimale et la formule brute de cette substance. (M molaire = 74.)

Exo. VI.- Le glucose est un sucre simple dont la formule brute est $C_6H_{12}O_6$. Calculer les pourcentages massiques de carbone, d'hydrogène et d'oxygène dans le glucose.

Exo. VII.- L'éthanol, principal constituant de l'alcool, a pour formule brute C_2H_6O .
Déterminer les pourcentages massiques de carbone, d'hydrogène et d'oxygène qu'il contient.

Exo. VIII.- Le saccharose est le constituant du sucre que l'on consomme. La molécule de saccharose a pour formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$. Calculer les pourcentages massiques de carbone, d'hydrogène et d'oxygène qu'il contient.

Exo. IX.- L'analyse qualitative d'une substance A, a révélé la présence du carbone, de l'hydrogène et l'oxygène, d'autre part l'analyse quantitative a donné la composition massique suivante : C=40% ; H=6,7% ; O=53,5%. De plus la densité de vapeur du composé (densité par rapport à l'air) est de 2.068. Déterminer la formule brute du corps A.

Exo. X.- Un liquide A, a pour composition centésimale massique : C=37,5% ; O=50% ; H=12,5%.

- Sachant que sa vapeur a une densité par rapport à l'air de 1,1 déterminer la formule brute du composé A.
- En tenant compte de la covalence des éléments, proposer une formule développée pour A.

Exo. XI.- Un compose organique A renferme : 52,2% de carbone, 34,8% d'oxygène, 13% d'hydrogène. Sa masse molaire est de 46g.

- Donner sa formule brute.
- Donner les différentes formules développées correspondants à cette formule.

Exo. XII.- On chauffe 10 g de carbonate de calcium (CaCO_3) à haute température dans un récipient fermé, à l'abri de l'air.

- Écrire l'équation chimique de la thermolyse du carbonate de calcium.
- Calculer la masse d'oxyde de calcium (CaO) produite après la réaction complète.

Exo. XIII.- Un échantillon de 5 g d'éthane (C_2H_6) est brûlé en présence d'oxygène.

- Écrire les équations chimiques équilibrées pour la combustion complète et la combustion incomplète de l'éthane.
- Quelle masse de dioxyde de carbone (CO_2) sera produite si la combustion est complète ?
- Quelle masse de carbone (sous forme de suie) sera produite si la combustion est incomplète (en supposant que tout le carbone non brûlé forme du graphite) ?

Exo. XIV.- Le méthane (CH_4) réagit avec du chlore (Cl_2) en présence de lumière vive, formant du noir de carbone (C) et du chlorure d'hydrogène (HCl).

- Écrire l'équation chimique de la réaction entre le méthane et le chlore.
- Si on fait réagir 2,5 g de méthane avec un excès de chlore, quelle masse de carbone sera produite ?

Exo. XV.- Un hydrocarbure de formule CxHy est brûlé et donne 1,76 g de dioxyde de carbone et 0,72 g d'eau après combustion complète de 0,5 g de l'hydrocarbure.

- Déterminer les pourcentages massiques de carbone et d'hydrogène dans cet hydrocarbure.
- En déduire la formule empirique de l'hydrocarbure.

Exo. XVI.- Un composé organique contient du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. Après analyse, on obtient 0,736 g de dioxyde de carbone et 0,450 g d'eau lors de la combustion de 0,284 g du composé.

1. Déterminer la composition centésimale de ce composé.

2. Si la masse molaire de ce composé est de 46 g/mol, déterminer sa formule brute.

Exo. XVII.- On fait réagir 3 g de propène (C_3H_6) avec du brome (Br_2) en lumière vive. Le produit formé est le carbone (C) et du bromure d'hydrogène (HBr).

- Écrire l'équation chimique de la réaction.
- Calculer la masse de bromure d'hydrogène formé.

**Extrait Agenda de chimie Organique**

Secondaire IV_ Octobre 2025.

Les liaisons chimiques & L'atome de carbone**Les liaisons chimiques****Introduction**

Dans l'univers, les atomes des éléments restent rarement isolés. Ils forment en général des édifices : molécules, cristaux ... Ceux qui restent à l'état d'atomes sont les métaux précieux (l'or, le platine) et les gaz nobles qui présentent une structure stable en duet et en octet.

La **liaison chimique** est le phénomène physique qui lie les atomes entre eux en échangeant ou partageant un ou plusieurs électrons ou par des forces électrostatiques.

Définition

On appelle liaison chimique les liens qui s'unissent entre eux les atomes pour former les molécules. On peut la définir encore comme l'attraction qui maintient deux atomes à l'intérieur d'une molécule.

Types de liaisons chimiques

On distingue différents types de liaisons chimiques. Les plus courants sont :

1. La liaison ionique | 2. La liaison atomique

Remarque : Les atomes s'unissent de manière à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification périodique des éléments

1. La liaison ionique ou hétéropolaire

- a) Cation | b) Anion

2. La liaison atomique ou homopolaire

Il existe deux (2) variétés de liaisons atomiques :

- a) La liaison covalente | b) La liaison dative

La liaison ionique est une liaison assurée essentiellement par des ions de charges contraires. On les retrouve dans toute entité chimique obtenue à partir d'un métal (donneur) et d'un non-métal (accepteur), donc un transfert d'électrons entre deux ou plusieurs atomes qui se transforment en ions. $A^+ + B^- \longrightarrow AB$

Entre les deux ions de charges opposées, il existe une force d'attraction électrostatique qui définit la liaison ionique.

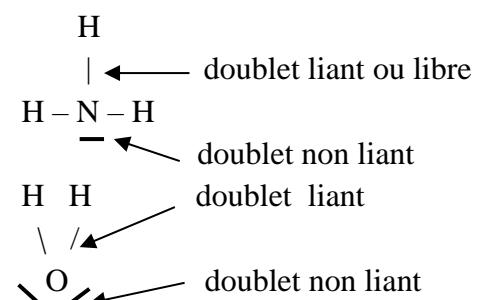
$AlCl_3$; Cs_3N ; CuF_2 ; K_2S . Sont des structures ioniques.

N.B. Il existe également la liaison métallique qui résulte de l'action d'un gaz d'électrons délocalisé baignant des atomes ionisés positivement. Elle est plus faible que les deux autres.

A. Liaison covalente

Une **liaison covalente** entre deux atomes correspond à la mise en commun entre ces deux atomes de deux ou plusieurs électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant.

Le doublet liant, mis en commun entre les deux atomes, est considéré comme appartenant à chacun des atomes liés.

**Doublets liants :**

doublets qui participent à la liaison. Ils lient les atomes entr'eux.

Doublets non liants : doublets qui ne participent pas à la liaison. Ils se trouvent sur un atome.

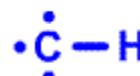
B. Représentation

On représente la liaison covalente par un trait ou un tiret (—) qui symbolise la mise en commun de deux (2) électrons. Exemple :

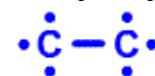
**C. Types de liaisons covalentes**

Il existe trois (3) types de liaisons covalentes :

- a) **La liaison covalente simple** qui résulte de la mise en commun d'une paire d'électrons (deux (2) électrons) peut avoir lieu entre :
 - Un carbone et un hydrogène (110 pm séparent les 2 atomes).



- Deux carbones (154 pm séparent les 2 atomes)



- b) **Les liaisons covalentes multiples** résultent de la mise en commun plus d'une paire d'électrons (plus de quatre (4) électrons) :

1. **Liaison covalente double** est assurée par quatre (4) électrons, deux paires (longueur moyenne : 134 pm).



2. **Liaison covalente triple** est assurée par six (6) électrons, trois (3) paires d'électrons (longueur moyenne : 120 pm) :



Remarque : Toutes les liaisons simples (—) sont des liaisons sigma (σ), dans les liaisons doubles (=) 1 sigma (σ) et 1 pi (π) et dans les liaisons triples (=) 1 sigma (σ) et 2 pi (π).

D. Variétés de liaisons covalentes

Les liaisons covalentes peuvent être :

- a) **Non polaires ou apolaires (Pures)** : Quand elles existent entre deux (2) atomes identiques ou si la différence d'électronégativité entre les éléments est inférieure à 0,4.
Exemple : H — H ; N≡N ; Cl₂ ; O₂

- b) **Polaires (Polarisées)** : Quand elles se trouvent entre deux (2) atomes différents ou si la différence d'électronégativité entre les éléments se retrouve entre 0,4 et 1,65.
Exemples : H — O — H ; H — Cl ; CO₂ ; HCN

Remarque : Dans une molécule, les atomes sont reliés entre eux par des forces appelées liaisons chimiques. Il existe trois types de liaisons chimiques fortes : les liaisons covalentes, ioniques et métalliques. Les composés organiques présentent essentiellement des liaisons covalentes.

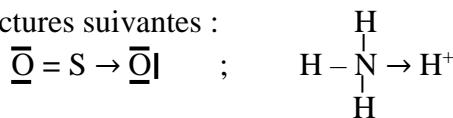
E. La liaison dative ou de coordination

C'est une variété de liaison atomique. Elle consiste en la mise en commun d'un doublet d'électrons entre deux non-métaux ou le doublet provient d'un seul atome à la différence de la liaison covalente. L'élément fournit à lui seul le doublet est connu sous le nom de « donneur » et celui qui le reçoit est appelé élément « récepteur »

Représentation

On représente la liaison dative par une flèche qui sort du donneur pour aboutir au l'accepteur. D → A

Ainsi le dioxyde de soufre, SO₂, et l'ion ammonium, NH₄⁺, ont les structures suivantes :



Nature d'une liaison chimique

La nature d'une liaison chimique dépend de la différence d'électronégativité (Δ_{X}) entre les atomes qui partagent la liaison.

0	Covalente dominante	1,65 – 1,70	Ionique dominante	3,30
---	---------------------	-------------	-------------------	------

L'électronégativité (ÉN) d'un élément désigne la force d'attraction que cet élément exerce sur les électrons d'une liaison. L'élément le plus électronégatif est le **fluor** (F = 4,0) tandis que celui qui est le moins électronégatif c'est le **césium** (Cs = 0,7)

Lorsque la différence d'électronégativité (Δ_{EN}) est :

- = 0 : Liaison covalente pure
- $\leq 0,4$: Liaison covalente non polaire
- $> 0,4$: Liaison covalente polaire
- $< \Delta_{\text{EN}} < 1,65$: la liaison est atomique (covalente ou dative)
- 1,65 et 1,70 : la liaison est autant ionique qu'atomique.
- $> 1,70$ et 3,30 : Liaison ionique fortement polaire.

Remarque : la différence d'électronégativité (Δ_{EN}) des liaisons entre le fluor et les autres non-métaux est généralement supérieure à 1,70, est malgré tout de **nature covalente**.

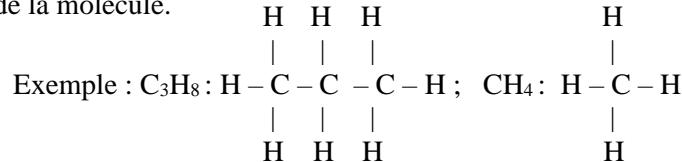
La formule brute ou moléculaire

d'un corps indique la nature et le nombre des différents atomes constituant la molécule, mais elle ne donne aucune indication sur ses propriétés et la manière dont les atomes sont liés entre eux.

C₃H₈ : Propane ; C₂H₂ : acétylène ; C₂H₄ : éthylène.

Remarque : La formule brute est souvent insuffisante pour caractériser un corps et ne permet pas, par conséquent, d'expliquer ses propriétés. En effet, à une formule brute peuvent correspondre plusieurs composés dont les propriétés sont très différentes.

La formule développée plane (ou formule de constitution) correspond à la représentation par des tirets de l'ensemble des liaisons covalentes reliant les différents atomes de la molécule.



La formule semi-développée (ou formule de groupe) correspond à une représentation simplifiée de la formule développée plane dans laquelle ne sont représentées que les liaisons intéressantes. Les liaisons C – H ne sont pas représentées. Exemple : CH₃ – CH₂ – CH₂ – CH₂ – CH₃ ;

La formule semi-développée spatiale est la représentation dans l'espace de la structure véritable de la molécule en tenant compte des angles de liaison, des longueurs des liaisons.

Remarque : La partie de la chimie qui traite de la structure géométrique des molécules (angles et longueurs de liaisons) s'appelle **stéréochimie**.

Formule Topologique (ou Stylisée / Bâtonnet ou silhouette)

C'est la représentation la plus simplifiée pour les molécules organiques :

- La **chaîne carbonée** est représentée par une ligne brisée.
- Chaque **sommet** ou **extrémité** d'un segment correspond à un atome de **carbone** (C).
- Les atomes d'**hydrogène** (H) liés aux carbones **ne sont pas représentés** ; leur nombre est implicite pour assurer la tétravalence du carbone.
- Les **hétéroatomes** (autres que C et H) et les **hydrogènes liés à ces hétéroatomes** sont toujours représentés. Les liaisons multiples (=, ≡) le sont aussi.

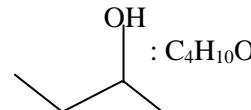
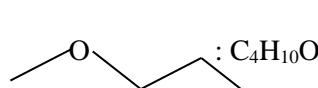
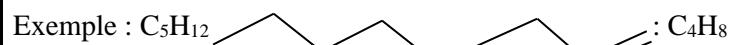


Tableau d'électronégativité des éléments

H 2.1																		He
Li 1.0	Be 1.5																	
Na 0.9	Mg 1.2																	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.5	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rn 2.2	Pd 2.2	Ag 1.7	Cd 1.4	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe	
Cs 0.7	Ba 0.9	Ln 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.8	Po 2.0	At 2.2	Rn	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np-Lr 1.3												

L'atome de Carbone

Le carbone (symbole C, numéro atomique Z=6) est un élément chimique fondamental pour la vie. Il est le **15^{ème} élément le plus abondant** dans la croûte terrestre. Il est l'élément commun aux **organismes vivants** et à de nombreux **matériaux inertes** comme les combustibles fossiles (charbon, pétrole, gaz naturel), et l'élément central des **composés organiques**.

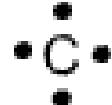
1) Structure et Propriétés chimiques

Structure de l'Atome de Carbone

- Numéro atomique :** Z=6. L'atome de carbone possède 6 protons dans son noyau.
- Configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^2$
 - Sa structure électronique selon le modèle de Bohr est : $(K)^2 (L)^4$;
 - Il possède 4 électrons de valence (sur la couche externe L), ce qui lui permet de former quatre liaisons covalentes. État
- Fondamental vs. État excité :**
 - État fondamental :** $1s^2 2s^2 2p^2$
 - État excité :** $1s^2 2s^1 2p^3$ (Cet état explique sa tétravalence en vue de l'hybridation, où un électron du 2s est promu au 2p).
- Isotopes :** le carbone-12 (^{12}C) et le carbone-13 (^{13}C), ainsi qu'un isotope radioactif, le carbone-14 (^{14}C), célèbre pour être utilisé dans la datation au carbone.

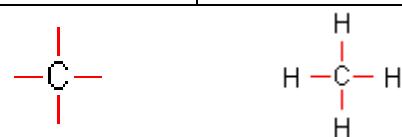
Propriétés chimiques

- Tétravalence :** Le carbone a la capacité de former 4 liaisons covalentes, ce qui en fait un élément très versatile dans la formation de molécules complexes. Sa structure de Lewis est :



- Hybridation et Géométrie Moléculaire :** Le carbone peut adopter différentes hybridations de ses orbitales atomiques, ce qui détermine la géométrie de la molécule.
 - Hybridation sp^3 :** Implique 4 liaisons simples (C-C). La géométrie est tétraédrique (ou tétragonale), avec des angles de $\sim 109.5^\circ$. Le carbone est lié à quatre voisins.

Carbone tétragonal | Exemple: le méthane



- Hybridation sp^2 :** Implique 1 liaison double (C=C) et 2 liaisons simples. La géométrie est trigonale plane, avec des angles de $\sim 120^\circ$. Le carbone est lié à trois voisins.

Carbone trigonal | Exemple: L'éthylène



- Hybridation sp :** Implique 1 liaison triple (C≡C) et 1 liaison simple, ou 2 liaisons doubles. La géométrie est linéaire (ou diagonale/digonale), avec un angle de $\sim 180^\circ$. Le carbone est lié à deux voisins.

Carbone digonal | Exemple: L'acétylène



2) Allotropie et Variétés

L'**allotropie** est la propriété de certains éléments chimiques d'exister sous plusieurs formes structurales ou cristallines différentes dans le même état physique (solide, liquide ou gaz). Ces formes sont appelées **allotropes** (ou formes allotropiques).

Les allotropes du carbone ont des structures atomiques différentes et, par conséquent, des propriétés physiques et chimiques très distinctes.

Allotropes Naturels (Formes cristallines majeures)

- **Le Diamant :**

- Structure : Atomes de carbone liés chacun à **quatre** autres en une structure **tétrédrique** et **tridimensionnelle** très rigide.
- Propriétés : **Extrêmement dur** (le plus dur des matériaux naturels), **translucide, isolant électrique** (pas d'électrons libres).

- **Le Graphite :**

- Structure : Atomes de carbone liés chacun à **trois** autres atomes dans un même plan, formant des **feuilletons hexagonaux** empilés.
- Propriétés : **Friable** et **noir, très bon conducteur électrique** (grâce à l'électron de valence non engagé dans les liaisons sigma (σ), formant une bande pi (π) mobile entre les couches).

- **Le Carbone Amorphe** (terme général) :

- Structure : Atomes de carbone assemblés de manière **irrégulière** (sans ordre cristallin à longue portée), souvent constitué de microcristaux de graphite.
- Exemple : Le **charbon de bois** (obtenu par pyrolyse du bois), la **suie**.

Allotropes Artificiels ou Récemment Découverts

- **Les Fullerènes :**

- Structure : Molécules composées uniquement de carbone, formant des cages creuses (exemple : C_{60} , le buckminsterfullerène, qui ressemble à un ballon de football .
- Découverte : 1985 (et non 1875). Utilisés en **nanotechnologies**.

- **Le Graphène** : Une seule feuille atomique de graphite (isolée en 2004).

- **Les Nanotubes de Carbone** : Cylindres de feuilles de graphène.

3) Propriétés essentielles de l'atome de carbone

a) **Position Centrale et Polyvalence** : Le carbone se trouve dans une colonne centrale de la classification périodique (Groupe 14), à **égale distance** entre les éléments très électropositifs et les éléments très électronégatifs. Il est donc capable de s'unir à des éléments très différents (hydrogène, halogènes, métaux, oxygène, etc.), se prêtant aussi bien aux mécanismes d'**oxydation** qu'à ceux de **réduction**.

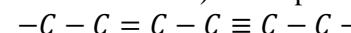
b) **Tétravalence Stable** : Dans tous les composés organiques, le carbone est **tétravalent** (il forme quatre liaisons).

c) **Concaténation (ou Caténation)** : C'est la capacité unique du carbone à se lier à **d'autres atomes de carbone** pour former des chaînes (linéaires, ramifiées) et des cycles **longs et stables**. Cette propriété est le fondement même de la **Chimie Organique**.

4) Chaines carbonées

Une **chaîne carbonée** ou **squelette carboné** est l'assemblage des atomes de carbone liés entre eux par des liaisons simples, doubles ou triples.

Règle essentielle : Dans l'écriture des chaînes carbonées, il est crucial de respecter la **tétravalence** du carbone (chaque C doit avoir 4 liaisons au total). Exemple :



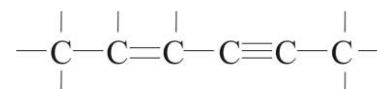
Alors on a :



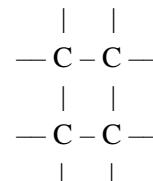
5) Différents types de chaines carbonées

Les chaînes carbonées sont classées selon leur topologie :

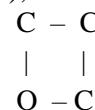
a) **Chaînes aliphatiques ou acycliques** : Ce sont des chaînes **ouvertes**. Exemple :



b) **Chaînes carbocycliques ou homocycliques** : Ce sont des chaînes **fermées** (cycles) composées **exclusivement** d'atomes de carbone. Exemple :



c) **Chaînes hétérocycliques** : Ce sont des chaînes **fermées** contenant dans le cycle au moins un **hétéroatome** (un atome autre que le carbone, comme l'oxygène (O), l'azote (N), le soufre (S), etc.).

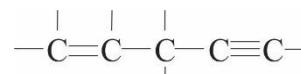


6) Variétés de chaines carbonées aliphatiques

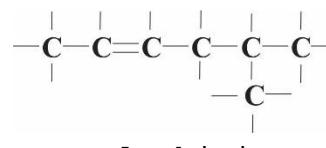
Les chaines carbonées aliphatiques peuvent être :

a) **Linéaires, continues ou droites** : La chaîne ne contient que des carbones primaire et secondaire.

Exemple :



b) **Ramifiées** : La chaîne contient **au moins un atome de carbone tertiaire ou quaternaire**. Exemple :



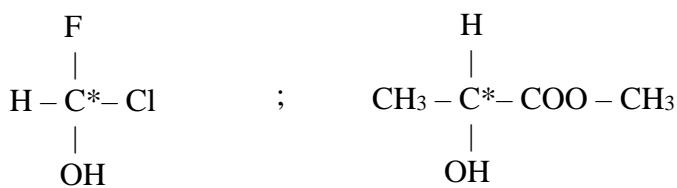
7) Classe des carbones

La classe d'un atome de carbone (C) dans une chaîne est définie par le **nombre d'autres atomes de carbone** auxquels il est directement lié.

Classe du Carbone	Nombre de C Voisins	Exemple (dans une chaîne)
Primaire C ¹	1 seul C voisin	Les carbones terminaux (en bout de chaîne).
Secondaire C ²	2 autres voisins	Les carbones à l'intérieur d'une chaîne droite.
Tertiaire C ³	3 autres C voisins	Carbone d'un point de ramification.
Quaternaire C ⁴	4 autres C voisins	Carbone au centre de quatre chaînes.

Remarques :

- **Carbone Nullaire** : Un carbone qui **n'est lié à aucun autre atome de carbone**.
 - Exemple : Le carbone du méthane (CH_4)
- **Carbone Asymétrique (ou Chiral)** : Un atome de carbone est dit **asymétrique** s'il est lié à **quatre atomes ou groupes d'atomes différents** les uns des autres. On le repère par un astérisque *: C^*



- Ces carbones sont responsables de l'existence des **énantiomères** (stéréoisomères images l'un de l'autre dans un miroir non superposable).

Application :

I. Phrases à compléter

1. La liaison chimique est le phénomène qui _____ les atomes entre eux pour former des _____.
2. Une liaison ionique se forme entre un _____ (donneur d'électrons) et un _____ (accepteur d'électrons).
3. Une liaison covalente correspond à la _____ en commun de _____ électrons.
4. La différence d'électronégativité (ΔEN) permet de déterminer la _____ d'une liaison chimique.

5. Le carbone est un élément _____, capable de former _____ liaisons covalentes.
6. Les atomes de carbone peuvent s'unir entre eux pour former des _____, des _____ et des _____.

II. Questions ICM (Interrogation à Choix Multiples)

1. Quelle affirmation est vraie à propos de la liaison ionique ?
 - Elle met en commun des électrons.
 - Elle résulte d'un transfert d'électrons.
 - Elle se forme seulement entre deux non-métaux.
 - Elle n'existe que dans les gaz nobles.
2. Une liaison covalente double correspond à :
 - La mise en commun d'un seul électron.
 - La mise en commun de deux paires d'électrons.
 - La mise en commun de trois paires d'électrons.
 - Un transfert complet d'électrons.
3. Si la différence d'électronégativité (ΔEN) entre deux atomes est de 0,2, la liaison est :

a) Ionique	b) Covalente polaire
c) Covalente non polaire	d) Métallique
4. Dans le graphite, les atomes de carbone sont disposés :
 - En structure tétraédrique
 - En feuillets hexagonaux superposés
 - En chaîne linéaire
 - En sphères creuses
5. L'atome de carbone du méthane (CH_4) est :

a) Primaire	b) Secondaire
c) Nullaire	d) Tertiaire

III. 5 Exercices d'application

Exercice 1 — Indique le type de liaison présente dans les composés suivants :

- $\text{NaCl} \rightarrow$ _____
- $\text{HCl} \rightarrow$ _____
- $\text{O}_2 \rightarrow$ _____
- $\text{CO}_2 \rightarrow$ _____
- $\text{NH}_4^+ \rightarrow$ _____

Exercice 2 — Détermine le type de liaison (ionique, covalente polaire, covalente non polaire) pour les paires suivantes, sachant que :

$$\text{ÉN(H)} = 2,1 ; \text{ÉN(O)} = 3,5 ; \text{ÉN(C)} = 2,5 ; \text{ÉN(Na)} = 0,9 ;$$

$$\text{ÉN(Cl)} = 3,0$$

- a) $\text{H} - \text{O} \rightarrow \Delta\text{EN} = \underline{\hspace{2cm}} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
 b) $\text{C} - \text{H} \rightarrow \Delta\text{EN} = \underline{\hspace{2cm}} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
 c) $\text{Na} - \text{Cl} \rightarrow \Delta\text{EN} = \underline{\hspace{2cm}} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$

Exercice 3 — Complète les représentations :

- a) H_2O : $\text{H} - \text{O} - \text{H}$
 b) CO_2 : $\underline{\hspace{2cm}}$
 c) CH_4 : $\underline{\hspace{2cm}}$
 d) N_2 : $\underline{\hspace{2cm}}$

Exercice 4 — Structure du carbone

1. Donne la **configuration électronique** du carbone.
2. Explique pourquoi on dit que le carbone est **tétravalent**.
3. Dessine le schéma de **Lewis du méthane (CH_4)**.

Exercice 5 — Chaînes carbonées

1. Donne un exemple de **chaîne carbonée linéaire**.
2. Donne un exemple de **chaîne ramifiée**.
3. Classe les carbones suivants :
 - a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - b) $(\text{CH}_3)_3\text{C} - \text{CH}_3$

→ Indique la classe de chaque atome de carbone (primaire, secondaire, tertiaire, quaternaire).

Exo. I.- a) Préciser pour chaque molécule de la liste ci-dessous, le nombre de doublets liants et de doublets non liants : H_2O ; HCl ; CH_3Cl ; NH_3 ; CO_2 ; HCOOH ; PCl_3 ; CH_2O .

b) Regroupez dans un tableau celles qui sont minérale et organique.

Exo. II.- Déterminer les structures de Lewis des composés suivants et quels types de liaisons :

- a) CH_2FCl
 b) CH_3SH
 c) CHO_2K
 d) CH_3ONa

Exo. III.- Préciser le nombre de liaisons sigma et de liaison pi des molécules suivantes :

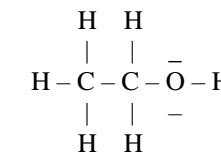
- a) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ b) $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{CH}$
 c) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ d) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} \equiv \text{CH}_2$
 e) CH_2O f) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

Exo. IV.- Identifier sur la molécule suivante :

- a) Le nombre total de doublets. $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{O} \end{array}$
 b) Le nombre de doublets libres $\begin{array}{c} || \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ | \quad | \end{array}$
 c) Le nombre de doublets non-liants. $\begin{array}{c} | \\ \text{H} \end{array}$
 d) Le nombre de doublets liants. $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
 e) La liaison la plus forte.
 f) La liaison covalente pure.

Exo. V.- Identifier sur la molécule ci-dessous :

- a) La liaison la moins polaire
 b) La liaison la plus polaire
 c) Laquelle, de $\text{C} - \text{O}$ et de $\text{C} - \text{H}$ est la plus polaire



Exo. VI.- Présentez la stéréochimie des molécules suivantes :

- a) CHCl_3 b) COOH c) CH_2O d) $\text{CH} \equiv \text{CH}$

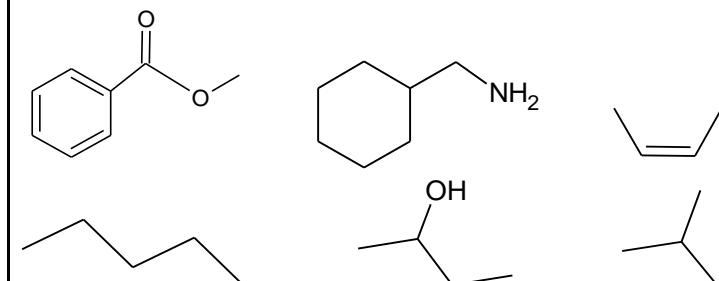
Préciser pour chaque molécule:

- a) Le sens de polarité des liaisons chimiques et la polarité de la molécule.
- b) Le nombre total de doublets liants et de doublets non liants de la molécule
- c) Le nombre de doublets liants et de doublets non liants autour de l'atome central.
- d) La géométrie exacte de chaque molécule.

Exo. VII.- Préciser la géométrie et la classe de chacun des atomes de carbones suivants :

- | | |
|------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------|
| a) CH_2O | b) $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ |
| c) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ | d) $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{N}$ |
| e) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ | f) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ |
| g) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{CH}$ | h) $\text{CH}_2 = \text{CHOH}$ |
| i) $(\text{CH}_3)_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ | j) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$ |

Exo. VIII.- Trouver la formule semi-développée des molécules suivantes



Exo. IX.-

Extrait Agenda de chimie Organique

Secondaire IV_ Novembre 2025.

Les hydrocarbures & Les fonctions chimiquesLes hydrocarbures**1. Définition**

Encore appelés hydrures de carbone ou carbones d'hydrogène, les hydrocarbures sont des composés chimiques constitués uniquement de carbone et d'hydrogène.

Exemple : CH_4 ; C_2H_2

2. Principaux types

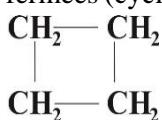
On distingue deux (2) grands types d'hydrocarbures

A. Les hydrocarbures aliphatiques ou acycliques qui sont à chaînes carbonées ouvertes.

Exemple : $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$

B. Les hydrocarbures carbocycliques ou Homocycliques

qui sont à chaînes carbonées fermées (cycles) exclusivement de carbone. Exemple :

**3. Variétés d'hydrocarbures aliphatiques**

Les hydrocarbures aliphatiques se subdivisent en :

- a) Hydrocarbures aliphatiques saturés
- b) Hydrocarbures aliphatiques insaturés ou non-saturés.

a) Hydrocarbures aliphatiques saturés

Les hydrocarbures aliphatiques sont dits **saturés** lorsque leur chaîne carbonée ne contient **que des liaisons simples**. ($\text{C}-\text{C}$). Cet $\text{C}-\text{H}$). Exemple: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

Remarque : Tous les hydrocarbures aliphatiques saturés sont connus sous le nom **d'alcanes** (ou paraffines).

Les Alcanes

a) Définition : Les alcanes sont des hydrures de carbone (hydrocarbures) saturés aliphatiques (acyclique) formés exclusivement d'atomes de carbone et d'hydrogène soudés par des liaisons covalentes simples. Exemple:



b) Formule générale et nomenclature

La formule générale des alcanes est : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ dans laquelle « n » désigne le nombre d'atomes de carbone dans la molécule. Le plus simple des alcanes est le méthane. Ils prennent tous la terminaison « Ane ». Les 4 premiers termes de la série conservent des noms attribués par l'usage. Ce sont : le méthane (CH_4), l'éthane (C_2H_6), propane (C_3H_8) et le butane (C_4H_{10}). A partir du 5^{ème} terme, on utilise un préfixe grec rappelant le nombre de carbone de l'alcane auquel préfixe, on ajoute la terminaison « ane ».

Voici la liste des plus simples :

Alcanes 1 à 10 carbone

Nbre de C	nom	formule
C= 1	méthane	CH_4
C= 2	éthane	C_2H_6
C= 3	propane	C_3H_8
C= 4	butane	C_4H_{10}
C= 5	pentane	C_5H_{12}
C= 6	hexane	C_6H_{14}
C= 7	heptane	C_7H_{16}
C= 8	octane	C_8H_{18}
C= 9	nonane	C_9H_{20}
C= 10	décane	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

Alcanes 11 à 20 carbone

Nbre de C	nom	formule
C= 11	undécane	$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$
C= 12	duodécane	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$
C= 13	tridécanee	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$
C= 14	tétradécane	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$
C= 15	pentadécane	$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$
C= 16	hexadécane	$\text{C}_{16}\text{H}_{34}$
C= 17	heptadécane	$\text{C}_{17}\text{H}_{36}$
C= 18	octadécane	$\text{C}_{18}\text{H}_{38}$
C= 19	nonadécane	$\text{C}_{19}\text{H}_{40}$
C= 20	eicosane	$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$

c) Les radicaux alkyles ou groupes alkyles

Ce sont des groupes de carbone et d'hydrogène formés par le retrait d'un atome d'hydrogène (H) d'un alcane. Ils possèdent donc une liaison disponible. Leur nom s'obtient en remplaçant la terminaison « ane » de l'alcane correspondant par la terminaison « yle » et ont pour formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-$

Voici la liste des six premiers :

Radicaux Alkyles

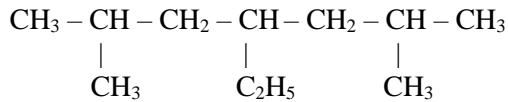
Nbre de carbone	C= 1	C= 2	C= 3	C= 4	C= 5	C= 6
nom	Méthyle	éthyle	propyle	butyle	Pentyle	hexyle
formule	CH_3-	C_2H_5-	C_3H_7-	C_4H_9-	$\text{C}_5\text{H}_{11}-$	$\text{C}_6\text{H}_{13}-$
F. Dév.						

**Nomenclature des alcanes à chaînes ramifiées
(Règles UICPA) :**

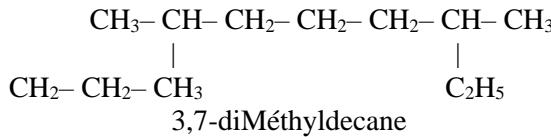
1. **Chaîne principale** : Rechercher la **plus longue chaîne carbonée** continue.
2. **Numérotation** : La numérotation se fait à partir de l'extrémité donnant aux **substituants** (radicaux alkyles) les **plus petits indices possibles**. (Règle des premiers indices différents).
3. **Écriture** : Précéder le nom de l'alcane principal par les noms des groupes alkyles, chacun précédé de son indice de position, séparé par un **tiret**.

- Les ramifications sont classées par **ordre alphabétique** (les préfixes di-, tri-, tétra-, etc. ne sont pas pris en compte dans l'ordre alphabétique, sauf iso- et néo-).
- Les indices sont séparés par une **virgule** (ex. 2,3-diméthyl...).
- Les indices sont séparés du mot par un **tiret** (ex. 2,3-diméthyl-).

Des exemples permettant d'appliquer ces règles :



4-Éthyl- 2, 6-diméthylheptane



3,7-diMéthyldecane

b) Hydrocarbures aliphatiques insaturés ou non-saturés.

Les Alcènes et les Alcynes

Les hydrocarbures aliphatiques sont dits insaturés quand dans leur chaîne carbonée il y a au moins une liaison multiple (double ou triple liaison covalente). Si cette liaison covalente est une double liaison, l'hydrocarbure aliphatique insaturé est connu sous le nom **d'hydrocarbure Éthylénique**. Mais si cette insaturation se confond à une triple liaison, l'hydrocarbure aliphatique insaturé est connu sous le nom **d'hydrocarbure Acéténique**.

Remarque : Tous les hydrocarbures éthyléniques sont appelés **d'alcènes ou oléfines** et tous les hydrocarbures acéténiques sont connus sous le nom **d'alcynes**.

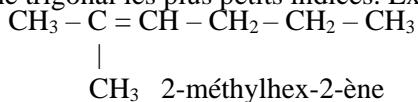
Les nombreuses réactions auxquelles ils peuvent donner lieu en font des composés très importants pour la synthèse des produits nouveaux. Ils constituent en général la matière première de l'industrie des plastiques.

a) Formule générale et nomenclature

Les alcènes sont des hydrocarbures insaturés caractérisés par la présence d'une double liaison entre deux atomes de carbone. Leur formule générale est : **C_nH_{2n}**. Le plus simple des alcènes est l'éthylène ou éthène. La nomenclature des alcènes est très proche des alcanes.

Pour les alcènes à squelette non ramifié, on remplace la terminaison « ane » des alcanes par « ène » suivi d'un indice de position du 1^{er} atome de carbone affecté de la double liaison. Exemple : CH₃ – CH₂ CH = CH₂ est le n-but-1-ène

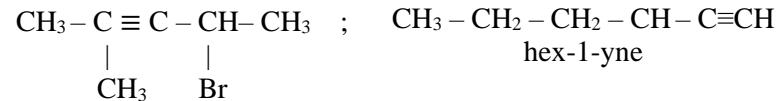
Quant aux alcènes à chaînes ramifiées, on choisit la plus longue chaîne qui comporte la double liaison comme chaîne principale et elle est numérotée de manière à donner aux atomes de carbone trigonal les plus petits indices. Exemple :



2-méthylhex-2-ène

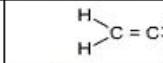
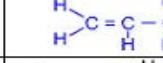
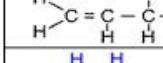
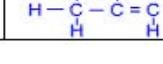
Remarque : En cas d'égalité de position entre les liaisons multiples (doubles ou triples liaisons) et un substituant (les radicaux), la double liaison garde la priorité pour le plus petit indice.

Les alcynes sont des hydrocarbures insaturés caractérisés par la présence d'une triple liaison entre deux atomes de carbone. Leur formule générale est : **C_nH_{2n-2}**. Le plus simple des alcynes est l'acétylène ou éthyne. La nomenclature des alcynes suit les règles analogues à celle des alcènes. Le suffixe « **yne** » remplace le suffixe « **ène** ». Exemple :



4-Bromo-2-méthylpent-2-yne

Les premiers alcènes:

Nom	Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée
Ethylène	C ₂ H ₄		CH ₂ = CH ₂
Propène	C ₃ H ₆		CH ₃ – CH = CH ₂
Butène	C ₄ H ₈		CH ₃ – CH ₂ – CH = CH ₂
			CH ₃ – CH ₂ – CH – CH = CH ₂

4. Variétés d'hydrocarbures cycliques

Les hydrocarbures cycliques se subdivisent en :

- Hydrocarbures cycliques saturés, cycloalcanes ou cyclanes
- Hydrocarbures cycliques insaturés ou non-saturés.
- Hétérocycles
- Les hydrocarbures aromatiques

a) Les Hydrocarbures cycliques saturés ou Cyclanes

Ce des hydrocarbures (hydrures de carbones) **saturés cyclique** ou tous les atomes de carbone sont liés par une simple liaison. Ils diffèrent des alcanes par leur squelette carboné fermé.

Leur formule générale est

C_nH_{2n}. Leur **nomenclature**

dérive de celle des alcanes, il suffit de rajouter le préfixe « **cyclo-** » indiquant que la molécule est cyclique au nom de l'alcane linéaire ayant le même n, sachant qu'il ne peut y avoir de cycle qu'avec n > 2. Exemple :

cyclobutane
ou butane $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ | \\ \text{CH}_2 \end{array}$
cyclique $\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ | \\ \text{CH}_2 \end{array}$

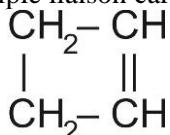
Alcanes cycliques

Nbre de C	nom	formule
C= 3	cyclopropane	C ₃ H ₆
C= 4	cyclobutane	C ₄ H ₈
C= 5	cyclopentane	C ₅ H ₁₀
C= 6	cyclohexane	C ₆ H ₁₂
C= 7	cycloheptane	C ₇ H ₁₄
C= 8	cyclooctane	C ₈ H ₁₆
C= 9	cyclononane	C ₉ H ₁₈
C= 10	cyclodécane	C ₁₀ H ₂₀

À part le cyclopropane, les cyclanes constituent une partie de l'essence ordinaire. Plusieurs hydrocarbures insaturés cycliques, de formule générale C₁₀H₁₆, se trouvent dans les essences naturelles parfumées qui sont distillées à partir de végétaux. Ces hydrocarbures sont appelés terpènes et comprennent le pinène (dans la térébenthine) et le limonène (dans les essences de citron et d'orange).

b) Hydrocarbures cycliques insaturés

Le cycle des cycloalcène ou cyclènes possèdent une double liaison $C = C$; celui des cyclynes, composés très instables, contient une triple liaison carbone-carbone.



c) Hétérocycles

Le cycle d'une molécule peut contenir des atomes différents du carbone, appelés alors hétéroatomes.

Les hétéroatomes les plus courants sont le soufre, l'azote et l'oxygène. On peut également rencontrer le bore, le phosphore et le sélénium.



Furane

d) Les hydrocarbures aromatiques

Sont caractérisés par une chaîne carbonée fermée insaturée ayant un nuage d'électrons délocalisés à l'intérieur.

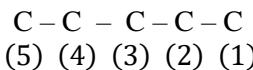
Comment écrire la formule semi-développée à partir du nom systématique:

1-Bromo-3-méthylpentane

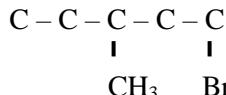
1. Écrire le squelette carboné



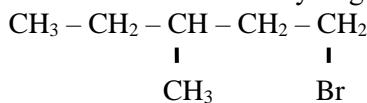
2. Numéroter les atomes de carbone



3. Fixer la ou les radical (aux) sur la chaîne principale



4. Saturer les atomes de carbone avec l'hydrogène.



Fonctions chimiques

Une **fonction chimique** est un ensemble de propriétés qui sont communes à plusieurs corps.

Certains composés chimiques, en raison de la présence d'un élément ou d'un groupe d'éléments particulier dans leur structure, possèdent des propriétés similaires : on dit qu'ils appartiennent à la même fonction chimique.

Carbone fonctionnel : C'est le ou (les) carbone (s) d'une chaîne qui porte (portent) le groupement fonctionnel.

Groupement fonctionnel : est un atome ou un groupe d'atomes qui confère aux molécules dans lesquelles il se trouve un ensemble de propriétés communes caractéristiques.

Fonction simple : Lorsqu'une molécule contient un seul groupement fonctionnel.

Fonction multiple : Lorsqu'il y a dans une molécule deux ou plusieurs groupements fonctionnels identiques.

Fonction mixte : Lorsqu'il y a dans une molécule plusieurs groupements fonctionnels différents.

Valence d'une fonction : C'est le nombre d'atomes d'hydrogène que le groupe fonctionnel remplace par référence à un alcane. Suivant la valence on distingue trois (3) grands types de fonctions :

a) **Fonctions monovalentes :** On l'obtient en enlevant un H à un alcane (alcool, amine, éther oxyde, dérivé halogéné).

b) **Fonctions divalentes :** On l'obtient en enlevant 2H à un alcane (aldéhyde, cétone).

c) **Fonctions trivalentes :** On l'obtient en enlevant 3H à un alcane (ester, amide, acide carboxylique, nitrile, chlorure d'acide et anhydride d'acide)

Remarque : Tous les corps qui contiennent le même groupement fonctionnel ont des propriétés semblables et constituent une série ayant la même fonction chimique. Le groupement fonctionnel est pratiquement responsable de la réactivité chimique de la fonction indépendamment de la structure ou de la longueur de la chaîne à laquelle il est fixé (réactivité localisée au niveau du groupement fonctionnel).

Ordre de priorité (ordre croissant) des groupements fonctionnels organique.

- Important

- Alcane et composés halogénés
- Éthers et thioéthers
- Alcène et Alcyne
- Amines
- Alcools et Thiols
- Cétones
- Aldéhydes
- Nitriles
- Amides
- Esters
- Halogénures d'acide
- Acides carboxyliques

+ Important

Fonction	Prioritaire (Suffixe)	Non Prioritaire (Préfixe)
Acide Carboxylique	- oïque	-----
Nitrile	- nitrile	Cyano -
Aldéhyde	- al	Formyle -
Cétones	- one	Oxo -
Alcool, Phénols	- ol	Hydroxy -
Amine	- amine	Amino - / alkyoxy -
Amide	- amide	Carbamonyle -
Ester	- oate d'alkyle	Alkyloxycarbonyle -
Ether, Thioether	- oxyalcane	

Extrait Agenda de chimie Organique

Secondaire IV_ Novembre 2025.

Les hydrocarbures & Les fonctions chimiques

Nom de la fonction	Groupement fonctionnel	Formule générale	Terminaison	Nomenclature	Exemple de composé
Amine	– NH ₂ amino	R – NH ₂	Amine	Alcanamine	CH ₃ – NH ₂ méthanamine
Aldéhyde	$\begin{matrix} \text{H} \\ \\ -\text{C}=\text{O} \\ \text{carbonyle} \end{matrix}$	R – CHO	AI	Alcanal	HCHO méthanal (formaldéhyde)
Alcool	– OH hydroxyde	R – OH	OI	Alcanol	CH ₃ – OH méthanol
Amide	$\begin{matrix} \text{O} \\ \\ -\text{C}-\text{NH}_2 \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{matrix}$	Amide	Alcanamide	CH ₃ – CO– NH ₂ éthanamide
Acide Carboxylique	$\begin{matrix} \text{O} \\ \\ -\text{C}-\text{OH} \\ \text{carboxyle} \end{matrix}$	R – COOH	Oïque	Acide alcanoïque	CH ₃ – COOH acide éthanoïque (acide acétique)
Cétone	$\begin{matrix} \text{O} \\ \\ -\text{C}- \\ \text{carbonyle} \end{matrix}$	R – CO – R'	One	Alcanone	CH ₃ – CO– CH ₃ propanone (acétone)
Chlorure d'acide	$\begin{matrix} \text{O} \\ \\ -\text{C}-\text{Cl} \end{matrix}$	R – COCl	Chlorure d'alcane	oyle	CH ₃ OCl chlorure de méthanoyle
Éther- Oxyde	– O –	R – O – R'	oxy alcane	Alcoxy alcane	CH ₃ – O– CH ₃ méthoxy méthane
Ester	$\begin{matrix} \text{O} \\ \\ -\text{C}-\text{O}- \end{matrix}$	R – COO – R'	oate d'alkyle	Alcanoate d'alkyle	CH ₃ – COO– CH ₃ éthanoate de méthyle
Halogénure d'acide	– X, halogénure X=Cl, I, F, Br	R – X	– alcane	chloro –; iodo ; fluoro-; bromo-	CH ₃ Cl chlorométhane
Nitrile	– C≡N nitrile	R – CN	Alcane	– Nitrile	CH ₃ – CH ₂ – CN éthane-nitrile

Applications : Hydrocarbures

I. Phrases à compléter

1. Les hydrocarbures sont des composés constitués uniquement de _____ et _____.
2. Les hydrocarbures aliphatiques sont dits saturés lorsqu'ils ne possèdent que des liaisons _____.
3. La formule générale des alcanes est _____.
4. Les radicaux alkyles proviennent d'un alcane auquel on a retiré un atome de _____.
5. Les alcènes sont des hydrocarbures insaturés caractérisés par la présence d'une _____ liaison.
6. Les hydrocarbures cycliques saturés portent le nom de _____.
7. Les hydrocarbures aliphatiques sont appelés aussi hydrocarbures _____.
8. Les hydrocarbures aliphatiques saturés contiennent uniquement des liaisons _____.
9. La formule générale des alcanes est _____.
10. Tous les radicaux alkyles dérivent d'un alcane par retrait d'un atome de _____.
11. Les alcènes sont des hydrocarbures caractérisés par la présence d'une _____ liaison carbone-carbone.
12. Les cyclanes sont des hydrocarbures saturés cycliques de formule générale _____.
13. Le groupement fonctionnel est responsable de la _____ chimique des molécules qui le possèdent.

II. QCM

1. Lequel des composés suivants est un alcane ?

- a) C₂H₄ b) C₃H₈ c) C₂H₂ d) C₆H₆

2. La formule générale des alcènes est :

- a) C_nH_{2n+2} b) C_nH_{2n}
c) C_nH_{2n-2} d) C_nH_n

3. Un hydrocarbure avec une triple liaison est

appelé :

- a) Alcane b) Alcène
c) Alcyne d) Cycloalcaine

4. Le préfixe « cyclo- » dans un nom d'hydrocarbure indique :

- a) Une liaison double b) Une chaîne ramifiée
c) Une chaîne ouverte d) Une chaîne fermée

5. Quel radical correspond à C₃H₇₋ ?

- a) Méthyle b) Éthyle
c) Propyle d) Butyle

III. Exercices d'application

Exercice 1 — Classifie les composés suivants en alcane, alcène, alcyne, cyclique saturé, cyclique insaturé :

- a) C₄H₁₀ b) C₃H₆ c) C₂H₂
d) Cyclohexane e) Cyclopent-1-ène

Exercice 2 — En utilisant les formules générales, détermine si les molécules suivantes sont possibles ou impossibles :

- a) C₇H₁₆ → _____
b) C₅H₁₀ → _____
c) C₆H₁₀ → _____
d) C₄H₈ → _____

Exercice 3 —

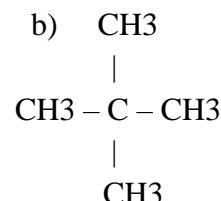
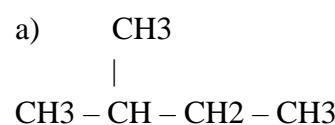
1. Donne le radical correspondant à :

- a) CH₄ → radical _____
b) C₄H₁₀ → radical _____
c) C₆H₁₄ → radical _____

2. Donne les formules développées suivantes :

- Propyle
– Pentyle

Exercice 4 — Nomme les composés suivants :



Exercice 5 — Écris la formule semi-développée des composés suivants :

1. 2-méthylbutane
2. 3-éthylhexane
3. 1-bromo-2-méthylpropane
4. but-2-ène
5. éthyne

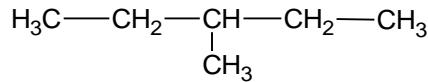
Exercice 6 : Donner la formule brute des composés suivants :

- a) Un alcane à 8 carbones
- b) Un alcène à 5 carbones
- c) Un alcyne à 6 carbones
- d) Un cycloalcane à 7 carbones

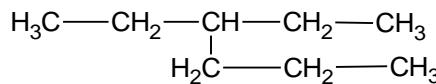
Exo. I.- Donner la raison pour laquelle le méthylène n'existe pas.

Exo. II.- Donner la représentation de Lewis de l'éthylène et de l'acétylène.

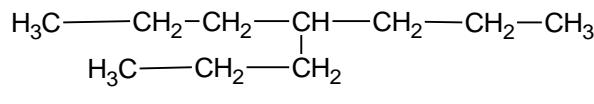
Exo. III.- Nommer les molécules suivantes et donner leur formule topologique :



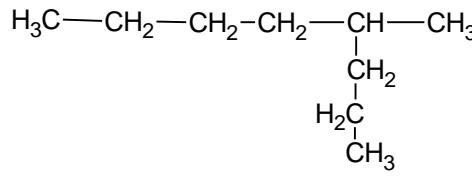
a)



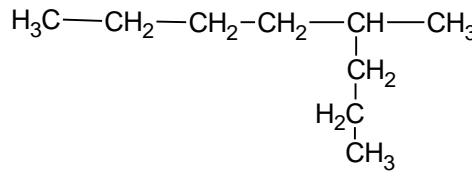
b)



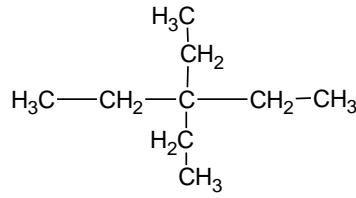
c)



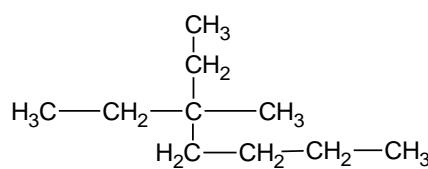
d)



e)



f)



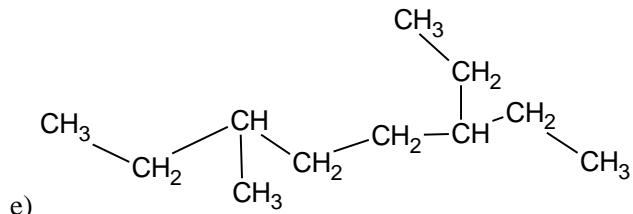
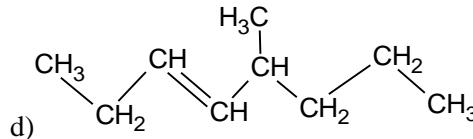
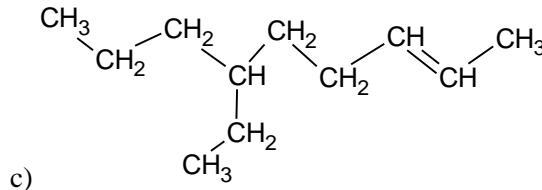
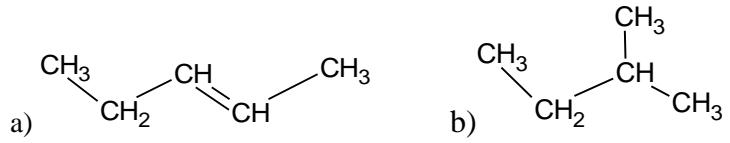
Exo. IV.- Écrire les formules semi-développées des molécules suivantes :

- a) 2-méthylhexane
- b) 3- éthylheptane
- c) 4-éthyl-2-méthyoctane
- d) 2,4-diméthylpentane

Exo. V.- Donner les formules semi-développées des molécules suivantes :

- A. 4-éthyl-2,3-diméthylheptane
- B. but-1-ène
- C. 5-éthyl-2-méthylhept-3-ène
- D. 3-méthylbut-1-ène
- E. hept-2-ène

Exo. VI.- Donner les noms des molécules organiques suivantes :



Exo. VII.-

**Extrait Agenda de chimie Organique**

Secondaire IV_ Décembre 2025

L'isométrie & Types de réactions en chimie organique**L'isométrie****1. Définition**

L'isométrie est une partie de la chimie organique qui étudie les isomères. Le terme **isométrie** vient du grec *isos* = identique et *meros* = partie. Très répandu en chimie organique, est rare en chimie minérale.

2. Définition des isomères

En chimie organique, on parle d'**isomère** lorsque deux molécules possèdent la même formule brute mais ont des formules semi-développées ou des formules développées différentes. Ces molécules, appelées **isomères**, ont des propriétés physiques, chimiques et biologiques différentes.

**3. Classification de l'isométrie**

On distingue deux(2) grandes classes d'isoméries :

- A- L'isométrie de constitution ou isomérie structurale ou plane.
- B- L'isométrie spatiale encore appelé stéréoïsomère ou stérique.

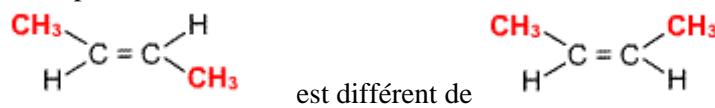
A) L'isométrie de constitution

L'isométrie de constitution correspond aux isoméries désignant différents enchaînements d'atomes. Des isomères de constitution ont pour seul point commun leur formule brute; ils ne sont pas constitués des mêmes fonctions chimiques.

Exemple : $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$ et $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$ Propanol - 1 et Propanol - 2

B) Stéréoïsomerie

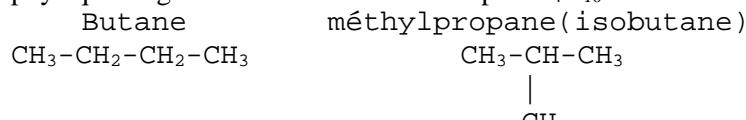
Les stéréoïsomères sont des isomères de constitution qui diffèrent par l'arrangement de leurs atomes dans l'espace. Exemple : les stéréoïsomères du butène

**4. Variétés d'isométrie de constitution**

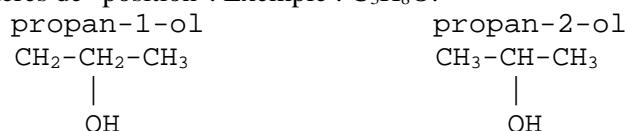
A l'intérieur de l'isométrie de constitution on a trois (3) variétés

a. L'isométrie de squelette ou de chaîne.

L'isométrie de chaîne désigne les isomères qui diffèrent par leur chaîne carbonée (squelette). Ces isomères sont caractérisés par leurs propriétés chimiques voisines et propriétés physiques légèrement différentes. Exemple: C_4H_{10}

**b. L'isométrie de position**

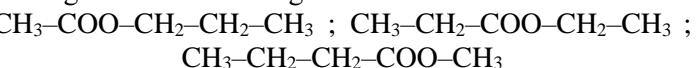
L'isométrie de position de fonction qualifie les isomères dont un groupement fonctionnel est placé sur des carbones différents de la chaîne carbonée, qui veut dire que c'est la fonction qui se déplace à l'intérieur du squelette. Ces isomères sont caractérisés par leurs propriétés physiques différentes et chimiques légèrement différentes. On appelle ces isomères, des isomères de "position". Exemple : $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.



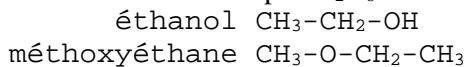
Certaines réactions chimiques permettent de passer d'un isomère de position à l'autre, elles sont appelées réaction de réarrangement. Par exemple, les dérivés de l'anthraquinone sont connus pour leur transformation réversible photoinduite en para-anhydroquinone. Ce phénomène implique la migration d'un atome ou groupe d'atome lors du passage de la forme *trans* à la forme *ana*.

Métamérie ou isomérie de compensation

Les **métamères** sont des isomères de position dont on peut raccourcir la chaîne d'une certaine longueur é une extrémité et la rallonger de la même longueur à l'autre extrémité.

**c. L'isométrie de fonction ou isomérie fonctionnelle**

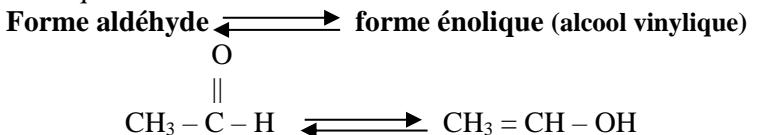
L'isométrie de nature de fonction caractérise les isomères dont les groupes fonctionnels sont différents, donc de propriétés physiques et chimiques différentes. On appelle ces isomères, des isomères de "fonction". Exemple: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$



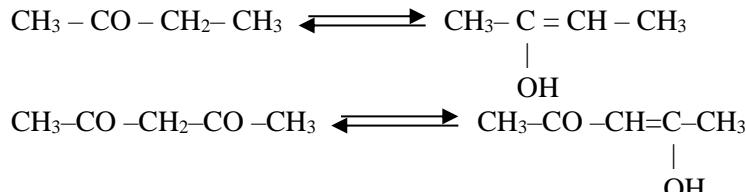
La **tautomérie** est la propriété que possèdent deux isomères de fonction de se transformer réversible l'un en l'autre. Elle consiste le plus souvent en un déplacement d'un atome d'hydrogène sur un autre atome à l'intérieur d'une molécule.

Les prototropies ne sont pas des tautoméries, elles n'induisent pas un remaniement du système pi et l'hydrogène ne provient pas forcément de la même molécule (solvant).

La tautomérie est interconvertible par la réaction chimique et réversible.



Forme cétone \longleftrightarrow forme énolique (alcool vinylique)



Énol : On obtient un énol lorsque le groupement OH est porté par un carbone doublement lié ou un carbone éthylique. Pour les nommer on remplace l' « e » de l'alcène par énol.

Alcène \longrightarrow Alcénoïl

Formule caractéristiques de certains isomères de Fonctions

$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$ { Aldéhyde ($-\text{CHO}$)
Cétone ($-\text{CO}-$)
Époxyde
Énol, Alcools cycliques

$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ { Acide carboxylique ($-\text{COOH}$)
Ester ($-\text{COO}-$)
Aldol ($\text{OH}-\text{CHO}$)
Cétol ($\text{OH}-\text{CO}-$)

$\text{C}_n\text{H}_{(2n+2)}\text{O}$ { Alcool (OH)
Éther-oxyde ($-\text{O}-$)

C_nH_{2n} { Cyclane
Alcène (=)

$\text{C}_n\text{H}_{(2n-2)}$ { Alcyne (\equiv)
Cycloalcène
Diène

Époxyde : sont des substances chimiques comportant un oxygène ponté sur une liaison carbone – carbone.

5. Variétés d'isomérie spatiale

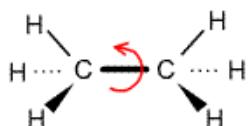
On distingue deux (2) variétés spatiale : la stéréoisomérie de conformation et la stéréoisomérie de configuration.

A. La stéréoisomérie de conformation

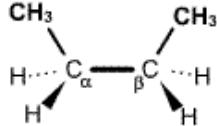
Les stéréoisomères de conformation se différencient que par une rotation autour d'une liaison simple (liaison sigma) C-C, sans la rompre. Ces isomères ont une même formule développée. On parle de conformères.

Cas de l'éthane C_2H_6

Cette molécule peut librement tourner autour de la liaison C-C. Chaque disposition spatiale est une conformation. A chaque angle correspond un conformère ou isomère de conformation.



Cas du butane C_4H_{10}



Tout comme l'éthane, le butane peut librement tourner autour de sa liaison C-C. Il possède donc des conformères.

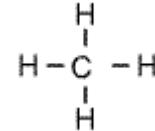
B. La stéréoisomérie de configuration

La stéréoisomérie désigne les isomères de configuration, c'est-à-dire les molécules de constitution identique mais dont l'organisation spatiale des atomes est différente. On classe les isomères de configuration en deux grands groupes : les énantiomères et les diastéréoisomères.

a. Stéréoisomérie de configuration : énantiomères

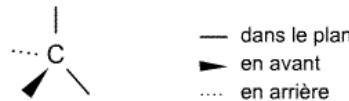
Aussi appelés **isomères optiques**, les **énantiomères** sont deux molécules qui sont l'image l'une de l'autre par un miroir et ne sont pas superposables : ils présentent en effet une chiralité (dextrogyre ou lévogyre). Elles sont symétriques (plan de symétrie), elles ne sont donc pas superposables à leurs images dans le miroir. L'exemple le plus concret de chiralité est celui d'une main droite non superposable sur une main gauche.

Jusqu'à présent, nous avons représenté les molécules par la formule de Lewis :



Représentation de Cram

Il existe une représentation qui donne une meilleure idée de la molécule en 3D. Il s'agit de la représentation de Cram :



Carbone asymétrique

Un carbone asymétrique est un carbone tétragonal (= qui possède 4 liaisons simples) relié à 4 atomes ou groupements d'atomes différents. On le repère par un astérisque * : C^*

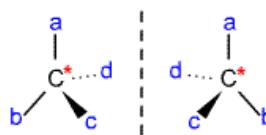


La chiralité (se prononce "kiralité")

Un objet est chiral s'il ne se superpose pas à son image dans un miroir. Par exemple, nos mains sont chirales :



Une molécule qui n'est pas superposable à son image dans un miroir est dite chirale.

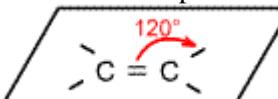


La molécule et son image sont appelées des **énantiomères**. Toute molécule qui possède un C^* est chirale ; elle possède donc un énantiomère.

b. Stéréoisomérie de configuration : diastéréoisomères

Les **diastéréoisomères** sont les stéréoisomères qui ne sont pas énantiomères.

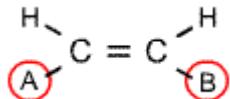
Les alcènes comportent une double liaison C=C. Cette liaison est rigide : la rotation est impossible. La liaison C=C a une structure plane.



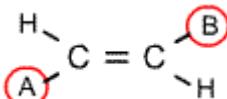
Lorsque, sur chacun des deux côtés d'une double liaison, on trouve deux groupes différents, on distingue deux configurations : *Z* et *E*. La libre rotation autour de la double liaison n'est pas possible, du fait de la présence d'une liaison π : il en résulte une molécule plane ayant deux configurations possibles.

Configurations Z ou cis et E ou trans

Si chaque carbone de la liaison C=C possède des groupements différents, il existe deux configurations possibles : *Z* et *E*.



Z : les groupements sont du même côté.



E : les groupements sont opposés.

Truc pour trouver les isomères de fonction rapidement

- **Les alcanes** (C_nH_{2n+2}) n'admettent des isomères de fonction.
- **Les alcènes** (C_nH_{2n}) admettent les cycloalcanes (C_nH_{2n}) comme isomère de fonction.
- **Les alcyne**s (C_nH_{2n-2}) admettent les diènes et les cycloalcènes comme isomère de fonction.
- **Les alcools** ($C_nH_{2n+2} O$) admettent les éthers-oxydes comme isomères de fonction
- **Les aldéhydes** ($C_nH_{2n}O$) admettent les cétones et les énols
- **Les acides carboxyliques** ($C_nH_{2n} O_2$) admettent les esters comme isomères de fonction

Grands types de réactions en chimie organique

1. Définition

Une réaction chimique est une transformation qui traduit le passage d'espèces chimiques d'un état initial instable ou peu stable à un état final stable.

Exemple : Le chlore (instable) en présence du sodium (instable) donne le chlorure de sodium (stable).

2. Équation chimique

C'est la schématisation de la réaction chimique.



3. Les réactifs

Appelés encore réactants, les réactifs sont des corps qui disparaissent lors d'une réaction chimique. Sont le $\text{Na}_{(s)}$ et le $\text{Cl}_2\text{(g)}$. L'exemple précédent.

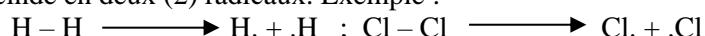
4. Types de réactifs

On distingue deux (2) types de réactifs :

- Les réactifs Homogènes qui sont constitués d'éléments de même électronégativité. Exemple : H_2 , Cl_2 , I_2 .
- Les réactifs Hétérogènes qui sont constitués d'éléments d'électronégativité différente. Exemple : H_2O , HCN .

5. Coupe des réactifs

Quand les **réactifs homogènes** entrent en réaction, généralement ils subissent une **coupure homolytique** qui les scinde en deux (2) radicaux. Exemple :



Quand les **réactifs hétérogènes** entrent en réaction, ils subissent une **coupure hétérolytique** qui les scinde en un électrophile (nucléophile ion +) et un nucléophile (électrophode ion -). Exemple : $\text{H} - \text{Cl} \longrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

6. Types de réaction en chimie Organique

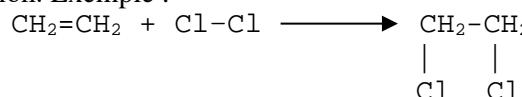
Si l'on considère simplement le bilan des réactions on peut les diviser en quatre (4) types :

- Les réactions d'addition,
- Les réactions de substitution,
- Les réactions d'élimination,
- Les réactions de réarrangement (ou de transposition).

A. Les réactions d'addition,

En chimie organique les composés qui admettent les réactions d'addition referment toujours une liaison multiple (double ou triple liaison covalente), donc des instaurations, le but de tous réactions d'addition est de transformé les composés insaturés en composés saturés.

Tout corps saturé comporte dans sa structure des liaisons rigides qui, conventionnellement sont désignées sous le nom de sigma (σ). Tandis que les composés insaturés, après les liaisons rigides sigma (σ), ont dans leurs structures, des liaisons fragiles qui sont dénommées liaisons pi (π), qui permettent les réactions d'addition. Exemple :



Remarque : Quand additionne des molécules identiques, il s'agit d'une addition spéciale qui peut prendre le nom de :

- Dimérisation** : si les molécules additionnées sont au nombre de deux (2).

Exemple : $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{C}_2\text{H}_4 \longrightarrow \text{C}_4\text{H}_8$

- Trimérisation** : si les molécules additionnées sont au nombre de trois (3).

Exemple : $3\text{C}_2\text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

- Polymérisation** : si les molécules additionnées sont plus que trois (3).

Exemple : $n\text{C}_2\text{H}_4 \longrightarrow (\text{C}_2\text{H}_4)_n$ avec $n > 3$

- Le pendant d'une dimérisation est un dimère
- Le pendant d'une trimérisation est un trimère
- Le pendant d'une polymérisation est un polymère

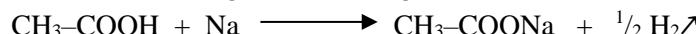
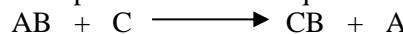
Indice ou degré de polymérisation

$$n = \frac{\text{Masse molaire du polymère}}{\text{Masse molaire du monomère}}$$

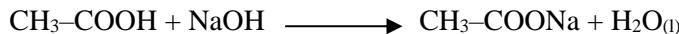
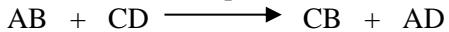
B. Les réactions de substitution,

Dans les réactions de substitution, un atome ou un groupe d'atomes en remplace un autre dans une molécule. Une réaction de substitution est généralement difficile et lente. Dans une telle réaction, la chaîne carbonée qui forme le squelette de la molécule est conservée. Elles caractérisent les composés saturés et peuvent-être :

- Simple** avec pour schéma classique :



b) Double avec schéma classique :



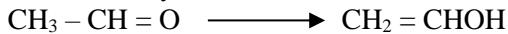
C. Les réactions d'élimination,

Sont l'inverse des réactions d'addition, deux fragments d'une molécule étant arrachées à une autre molécule.



D. Les réactions de réarrangement (ou de transposition).

Dans les réactions de réarrangement, certains atomes d'une molécule change de place, l'exemple le plus simple est l'énolisation d'un aldéhyde ou d'une cétone.



Catalyseur : est une substance qui modifie (accélère ou diminue) la vitesse d'une réaction chimique mais reste intact à la fin de la réaction.

Type de catalyseur :

- a) Catalyseurs accélérateurs ou positifs : Qui augmentent la vitesse d'une réaction.
- b) Catalyseurs inhibiteurs ou négatifs : Qui retardent la vitesse d'une réaction.

Solvant : Substance qui permet la dissolution d'une autre substance.

Thermolyse : C'est la décomposition d'une substance par la chaleur (à l'abri de l'air).

Combustion : C'est la décomposition d'une substance par la chaleur en présence l'oxygène de l'air (en présence de l'air).

Pyrolyse ou pyrogénéation : C'est la décomposition ou thermolyse d'une substance organique par la chaleur en absence de l'oxygène de l'air (à l'abri de l'air) pour obtenir d'autres produits (gaz et matière) qu'il ne contenait pas.

L'opération est réalisée en l'absence d'oxygène ou en atmosphère pauvre en oxygène pour éviter l'oxydation et la combustion (L'opération ne produit donc pas de flamme). Il s'agit du premier stade de transformation thermique après la déshydratation.

Réaction spontanée : Une réaction est spontanée si elle se produit sans intervention extérieure.

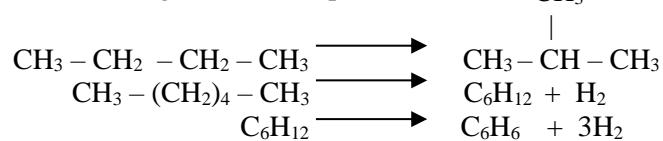
Réaction non spontanée ou forcée : Il est possible de forcer la réaction en lui apportant de l'énergie (grâce à un générateur).

Réaction athermique : Une réaction athermique (*a, sans*) est une réaction qui n'absorbe ni ne dégage de l'énergie (chaleur) quand elle se produit.

Réaction exothermique : Une réaction exothermique (*exo, au-dehors et thermos, chaleur*) est une réaction qui dégage de la chaleur quand elle se produit. Une réaction qui produit de l'énergie (chaleur)

Réaction endothermique : Une réaction endothermique (*endo, dedans*) est une réaction qui nécessite de la chaleur pour se réaliser. Une réaction qui absorbe de l'énergie (chaleur)

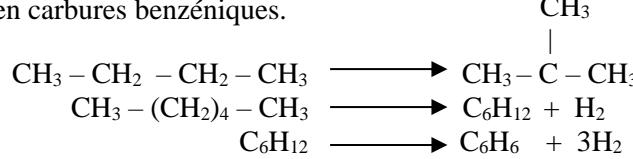
Craquage ou cracking (catalytique) : Le craquage est l'opération qui consiste à transformer les molécules des hydrocarbures lourds (à chaîne carbones longues) en hydrocarbure légers (à chaîne plus courtes).



Remarque : Le cracking est utilisé pour la fabrication de matières première de synthèse.

Vapocraquage : C'est un craquage qui se fait en présence de la vapeur d'eau.

Reformage ou reforming (catalytique) : C'est l'opération qui consiste à transformer la structure des molécules des hydrocarbures linéaires (sans changer leur nombre d'atomes de carbone) en hydrocarbures ramifiés, en cyclane (cyclisation) ou en carbures benzéniques.



Remarque : Le reformage est surtout utilisé pour améliorer la qualité des essences en augmentant leur indice d'octane.

Les groupes alkyles ramifiés

- Isopropyle ou méthyléthyle $\text{CH}_3\text{-}\underset{|}{\text{CH}}\text{-CH}_3$
- Isobutyle ou 2-méthylepropyle $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-CH}_2-$
- Sec-butyle ou 1-méthyléthyle $\text{CH}_3\text{-CH-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-$
- Tert-butyle ou diméthyléthyle $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH-CH}_3}$

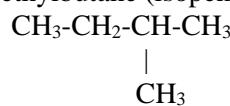
Groupe chimiques particuliers

Certains groupes chimiques sont particuliers du fait qu'ils ne dérivent pas des alcanes. C'est le cas :

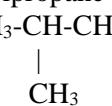
- Groupe vinyle ou éthényle : $\text{CH}_2=\text{CH}-$ de l'éthylène
- Groupe allyle ou propényle : $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2-$
- Groupe phényle : C_6H_5- dérive du benzène
- Groupe benzyle : $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2-$ dérive du toluène (méthylbenzène)

Forme iso : si le deuxième carbone d'une chaîne porte un groupe méthyle, on utilise le préfix d'ISO.

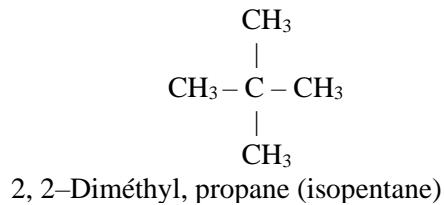
Méthylbutane (isopentane)



Méthylpropane (isobutane)



Forme néo : si le deuxième carbone d'une chaîne porte deux groupes méthyles, on utilise le préfix NEO. Dans les deux cas on compte tous les atomes de carbone.



Applications: isomérisation

I. Complétez les phrases suivantes :

1. L'isomérisation est l'étude des _____, des molécules ayant la même formule brute mais une structure différente.
2. Les isomères peuvent avoir des propriétés _____, _____ et _____ différentes.
3. L'isomérisation de constitution porte sur un différent _____ d'atomes dans la molécule.
4. L'isomérisation spatiale est aussi appelée _____ ou _____.
5. L'isomérisation de chaîne concerne les molécules qui diffèrent par leur _____ carbonée.
6. Lorsque la fonction se déplace dans une structure sans changer la formule brute, on parle d'isomérisation de _____.
7. Les énantiomères sont deux molécules images l'une de l'autre dans un _____ mais non _____.
8. Une réaction d'addition s'effectue sur des composés possédant une _____ ou une _____ liaison.

II. QCM

1. Deux molécules isomères ont nécessairement :

- A. La même formule brute
- B. Les mêmes propriétés chimiques
- C. La même formule développée
- D. Le même groupement fonctionnel

2. L'isomérisation qui ne diffère que par l'arrangement dans l'espace est appelée :

- A. Isomérisation fonctionnelle
- B. Stéréoisomérisation
- C. Isomérisation de chaîne
- D. Isomérisation de squelette

3. Les énantiomères sont :

- A. Superposables
- B. Des images miroir non superposables
- C. Identiques en tout point
- D. Des isomères de fonction

4. Lors d'un craquage (cracking), on transforme :

- A. Des petites molécules en grosses
- B. Des alcanes en esters
- C. Des chaînes longues en chaînes courtes
- D. Une double liaison en triple liaison

5. Une réaction qui absorbe de la chaleur est dite :

- | | |
|-----------------|------------------|
| A. Exothermique | B. Endothermique |
| C. Athermique | D. Spontanée |

Exo. I.- Un alcane A, non cyclique, a une masse molaire $M_m = 72,0 \text{ g/mol}$. Déterminez la formule brute de cet alcane A. En déduire les formules semi-développées possibles de A. Donnez l'écriture topologique et le nom de tous les isomères de A. Précisez la nature des diverses isomères mises en jeu. Identifiez A, sachant que sa chaîne carbonée est non-ramifiée.

Exo. II.- Considérons les composés de formules semi-développées respectives : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ et $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHOH}-\text{CH}_3$

- a. Quels sont leurs noms?
- b. Quelle est leur formule brute?
- c. Que représentent-ils? Justifier.
- d. Possèdent-ils la même chaîne carbonée? La même fonction chimique?
- e. Sont-ils des isomères de chaîne? Justifier.
- f. En quoi se diffèrent-ils?

Exo. III.- On considère les deux composés de formules semi-développées: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ et $\text{CH}_3\text{CO}-\text{CH}_3$

- a) Indiquez leurs noms.
- b) Sont-ils isomères ? Justifiez.
- c) Quelles fonctions possèdent-ils ?
- d) Quelle est leur formule brute ?

Applications: polymérisation

Exo. I.- Un polymère a une masse moyenne de 18 000 g/mol pour un indice de polymérisation de 450.

- a. Déterminez la masse molaire de son monomère.
- b. Sachant que ce monomère est un hydrocarbure comportant 90% de carbone. Indiquez :
 1. Sa formule brute puis sa formule semi-développée.
 2. L'équation de sa polymérisation et le nom du produit formé.

Exo. II.- Les masses molaires d'un polymère et de son monomère sont respectivement 62 500 g/mol et 62,5 g/mol.

1. Déterminer l'indice de polymérisation
2. Ce monomère est constitué de 34,4% de carbone, de 4,8% d'hydrogène et de 56,8% de chlore. On demande :
 - a) D'établir sa formule moléculaire
 - b) De donner sa formule semi-développée et d'indiquer son nom
 - c) D'établir son équation de polymérisation
 - d) De quel polymère s'agit-il ?

Exo. III.- Un polymère a une masse moyenne de 105 kg.mol⁻¹ pour un indice de polymérisation 2500. Il contient en masse 85,70% de carbone et le reste étant de l'hydrogène.

- Déterminer la masse molaire du monomère puis sa formule brute.
- Écrivez l'équation de polymérisation. En déduire le motif du polymère.
- Montrez que ce monomère peut subir l'hydratation catalytique à chaud en présence d'acide sulfurique pour donner deux alcools dont on précisera leur formule semi-développée et leur nom.

Exo. IV.- Un monomère de matière plastique a pour densité par rapport à l'air $d = 1,45$. Sa combustion donne du carbonique et de l'eau. Sa composition massique en carbone est de 85,7%.

- Donnez la formule brute et le nom du monomère
- Écrivez l'équation de polymérisation et donner le nom du polymère. En déduire le motif du polymère.

Exo. V.- Un polymère a une masse molaire de 208 kg/mol et un indice de polymérisation de 2×10^3 . Sa composition massique en hydrogène est : 7,70 et le reste étant du carbone.

- Déterminer la masse molaire du monomère correspondant. En déduire sa formule brute et sa formule semi-développée.
- Écrivez l'équation de polymérisation du polymère. En déduire le motif de polymère.

Exo. VI.-



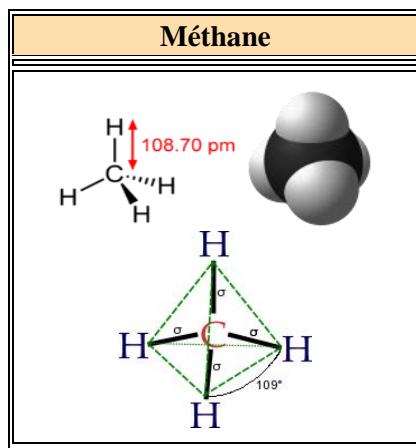
Extrait Agenda de chimie Organique
Secondaire IV_ Janvier 2025.

Étude du Méthane, de l'éthylène

Étude du méthane : exemple d'alcane

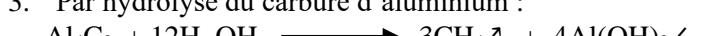
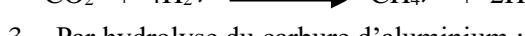
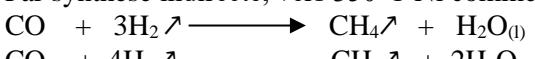
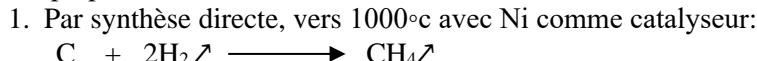
I. Présentation

Encore appelé formène ou gaz des marais, est le premier terme de la série des alcanes et le plus simple de tous les composés organiques. On le retrouve dans les régions pétrolifères, dans les gaz naturels, dans les mines de houille où il constitue le grisou et dans les excréments d'animaux végétariens en décomposition. Sa formule brute est CH₄.



II. Préparation

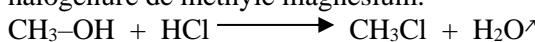
On prépare le méthane :



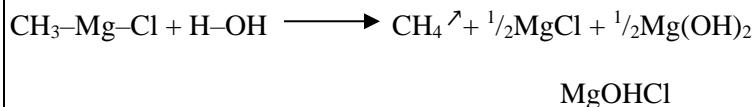
a) La préparation du réactif de Grignard méthylé (organomagnésien).

b) La préparation du méthane à partir du réactif de Grignard.

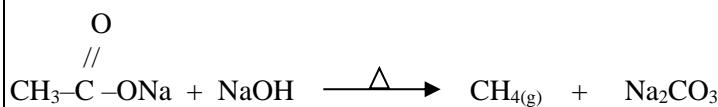
Pour préparer le réactif de Grignard méthylé, on commence par faire agir un hydracide halogéné sur le méthanol. On obtient un halogénure de méthyle et de l'eau. On fait évaporer l'eau et sur l'halogénure de méthyle, on interpose le magnésium qui produit le réactif de Grignard méthylé ou halogénure de méthyle magnésium.



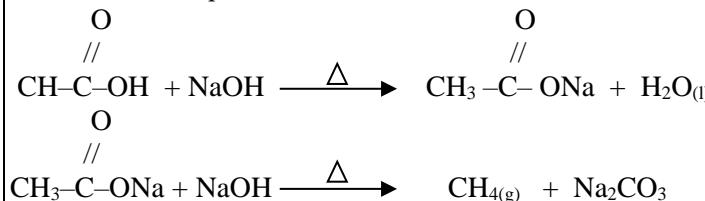
Pour préparer le méthane, on hydrolyse le réactif de Grignard méthylé :



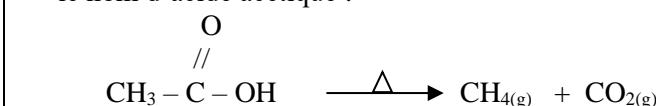
5. Par l'action de la soude contenue dans la chaux sodée sur l'acétate de sodium :



6. Par l'action de la soude contenue dans la chaux sodée sur l'acide acétique :



7. Par décarboxylation de l'acide éthanoïque plus connu sous le nom d'acide acétique :



III. Propriétés physiques

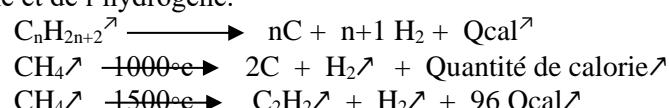
A température et pression normale, le méthane est un gaz incolore, inodore et sans saveur, très léger de densité $d = 0,55$ ($M/29 = 16/29$). Sa température de liquéfaction est de $-165^{\circ}C$, sa température critique est à $-80^{\circ}C$ et sa température de solidification est de $-184^{\circ}C$. Enfin le méthane est très peu soluble dans l'eau mais très soluble dans le tétrachlorure de carbone CCl₄.

IV. Propriétés chimiques

Le méthane est l'un des composés organiques le plus stable.

A. Réactions de Destruction du méthane.

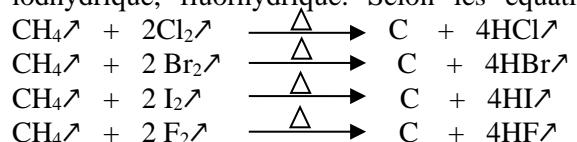
Thermolyse : Le méthane chauffé en absence de l'air vers 600°C et complète à 1000°C, avec Ni ou Co comme catalyseur du carbone et du dihydrogène, mais chauffé vers 1500°C, subit un cracking ou craquage qui produit de l'éthyne et de l'hydrogène.



En présence de l'air :

- **Complète** avec production de CO_2 le caractérisant, flamme bleu. Exemple :
 $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\uparrow + n+1\text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} n\text{CO}_2\uparrow + n+1\text{H}_2\text{O} + \text{Qcal}_1\uparrow$
- **Incomplète** avec production de C le caractérisant, flamme jaune. Exemple :
 $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\uparrow + \frac{n+1}{2}\text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} n\text{C} + n+1\text{H}_2\text{O} + \text{Qcal}_2\uparrow$
 $\text{CH}_4\uparrow + \text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{C} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Qcal}_2\uparrow$
Avec $\text{Qcal}_1 > \text{Qcal}_2$

En présence des halogènes (fluor, chlore, brome, iodé) en **lumière vive**, le méthane est détruit dans le chlore avec production de carbone et de gaz chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, fluorhydrique. Selon les équations suivantes :

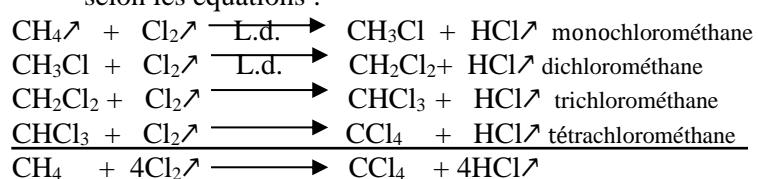


B. Réaction d'Addition du méthane.

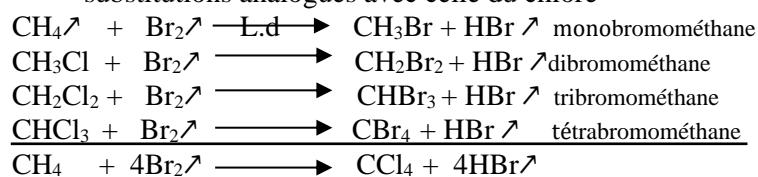
Le méthane étant un composé saturé, n'admet pas de réaction d'addition.

C. Réaction de Substitution du méthane.

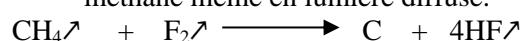
- a) **Avec le chlore** : chloration du méthane à la lumière diffuse, les quatre atomes d'hydrogène du méthane peuvent se substituer pour donner quatre dérivés chlores selon les équations :



- b) **Avec le brome (bromation)** : le méthane donne des substitutions analogues avec celle du chlore



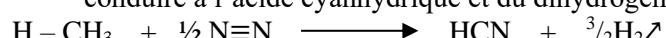
- c) **Avec le fluor** : Le fluor étant très réactif, détruit le méthane même en lumière diffuse.



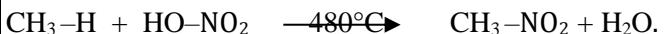
Avec l'iode : l'iode étant assez réactif, ne réagit pas directement sur le méthane.



- d) **Substitution avec l'azote** : Un atome d'azote peut se substituer à trois atomes d'hydrogène du méthane pour conduire à l'acide cyanhydrique et du dihydrogène :



- e) **Substitution du méthane avec l'acide nitrique (nitration du méthane)**. Un atome d'hydrogène du méthane peut-être remplacé par un groupement nitro (NO_2) de l'acide nitrique pour conduire au mononitrométhane:



Application méthane :

Phrases à compléter

1. Le méthane est le premier terme de la série des _____ et possède pour formule brute _____.
2. La structure du méthane est _____, le carbone occupant le centre du _____.
3. La synthèse directe du méthane se fait vers 1000°C avec _____ comme catalyseur.
4. Lors de la thermolyse à 1500°C , le méthane subit un craquage produisant _____ et _____.
5. La température de liquéfaction du méthane est _____ $^\circ\text{C}$ et sa densité vaut _____.
6. Le méthane brûlant complètement dans l'air produit _____ et _____.
7. En présence d'halogènes et de lumière, le méthane subit une réaction de _____.
8. Lors d'une substitution avec le chlore, le méthane peut former successivement CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 et _____.

B. QCM

1. Où trouve-t-on principalement le méthane ?

- Dans les minerais de cuivre
- Dans les gaz naturels et régions pétrolières
- Dans le dioxygène de l'atmosphère
- Dans les roches volcaniques

2. À l'état normal, le méthane est :

- Un liquide incolore et odorant
- Un gaz incolore et inodore
- Un solide blanc
- Un liquide bleu

3. La réaction de combustion complète du méthane produit :

- $\text{CO} + \text{H}_2$
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C} + \text{H}_2\text{O}$
- CH_3OH

4. Le méthane ne peut pas subir une réaction d'addition car il est :

- a) Aromatique
- b) Insature
- c) Saturé
- d) Ionique

5. La substitution du méthane par le chlore nécessite :

- a) Une lumière diffuse
- b) Un milieu acide
- c) Une température de 0°C
- d) L'absence totale d'air

Exo. I.- On brûle dans un excès de dioxygène 5L de méthane pris à TPN

- a) Écrire l'équation de la réaction
- b) Quel volume de gaz est obtenu à TPN.
- c) Quel volume d'air serait nécessaire pour avoir cette même réaction?
- d) Quelle masse de précipité se forme si le gaz de cette combustion est barboté dans l'eau de chaux?

Exo. II.- On a brûlé complètement du propane. Sachant que 20 L d'air sont utilisées, déterminer :

- a) Le volume de propane à TPN qui a été brûlé
- b) La masse d'eau produite
- c) La quantité en mole correspondante
- d) Le volume du gaz produit sachant qu'il est recueilli à 35 °C sous une pression de 72 cm de mercure.

Exo. III.- On réalise l'hydrolyse de 150 g de carbure d'aluminium commercial ayant 30 % d'impuretés.

- a) Quel gaz se forme? Déterminer son volume à TPN
- b) Quelle est la masse de précipité formé?
- c) Le gaz résultant de la réaction est brûlé dans un excès de dioxygène.
 - 1) Écrire l'équation correspondant à la réaction
 - 2) Quelle quantité en mole d'eau se forme?
 - 3) Quel est le volume du gaz produit s'il est recueilli à 40 °C sous une pression atmosphérique normale?

Exo. IV.- La combustion complète d'une mole d'un alcane constitué de n atomes de carbone conduit à la formation de 5 moles de dioxyde de carbone.

- a) Quelle est la formule générale des alcanes?
- b) Écrire l'équation chimique de la réaction.
- c) Quelle est la formule brute de l'alcane considéré?
- d) Quelle est la masse d'eau formée?
- e) Écrire les formules topologiques des différents isomères possibles de l'alcane. Donner leurs noms.

Exo. V.- La densité moyenne d'un alcane gazeux est 1,52.

- a) Déterminer la masse molaire de cet alcane.
- b) Indiquer sa formule brute puis sa formule semi-développée.
- c) Cet alcane a-t-il des isomères de constitution? Justifier la réponse envisagée.

Exo. VI.- Un alcane a pour masse molaire $M = 72$ g.mol⁻¹

- a) Quelle est la formule brute de cet alcane?
- b) Quelle est la formule développée sachant que cet alcane a une molécule symétrique avec une chaîne carbonée ramifiée?
- c) Quels sont les isomères de cette molécule?

Exo. VII.- On réalise la combustion complète de 0,5 mole d'éthane dans 0,5 mole de dioxygène.

- a) Écrire l'équation de la réaction.
- b) Dresser un tableau d'avancement de la réaction qui précise un bilan de matière à l'état final
- c) Quel est le réactif limitant?
- d) Déterminer le volume du gaz dégagé à TPN.
- e) Quelle masse d'eau est produite?

Exo. VIII.- On mélange, en lumière diffuse 0,5 L de méthane et 0,5 L de dichlore pris à TPN. Sachant qu'il se forme un dérivé dichlore, on demande :

1. De préciser, à partir du tableau d'avancement, le bilan de matière à l'état final.
2. D'indiquer le réactif limitant
3. De déterminer le volume du gaz dégagé à TPN
4. Déterminer le nom et la masse du produit dichlore formé.

Exo. IX.- On fait agir de la chaux sodée sur 250g acétate de sodium. En admettant que la réaction soit complète, calculer la masse et le volume de gaz obtenu ? Quel est le volume d'air nécessaire à la combustion de ce gaz ? Déterminer le volume du gaz dégagé lors de la combustion et la masse d'eau formée ?

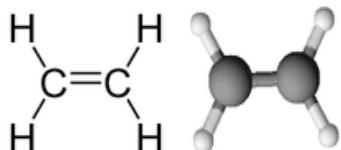
Exo. X.- Par combustion complète de $m_1 = 3,6$ g d'un alcane A (le dioxygène est en excès), il se forme une masse $m_2 = 5,6$ g d'eau.

- a) Équilibrer l'équation de la réaction en exprimant x, y et z en fonction de n :
 $C_nH_{2n+2} + xO_2 \rightarrow yCO_2 + zH_2O$
- b) Calculer la quantité de matière d'eau formée.
- c) Trouver la relation entre les quantités finale d'eau et initiale d'alcane.
- d) Trouver la formule brute de l'alcane.
- e) Écrire toutes les réactions possibles entre l'alcane A et le dichlore, en présence des rayons ultra-violet du soleil. Nommer les produits obtenus.

Étude de l'éthylène : exemple d'alcène

I. Présentation

L'éthylène, nom courant de l'éthène, le plus simple des membres de la famille des alcènes, composés organiques acycliques comportant au moins une double liaison carbone-carbone.



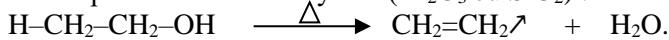
Structure de l'éthylène

Des deux liaisons qui relient les deux atomes de carbone, l'une est fragile (liaison π) et s'ouvre assez facilement pour permettre les réactions d'addition, l'autre dénommée liaison σ (sigma) est rigide et persiste après la réaction d'addition.

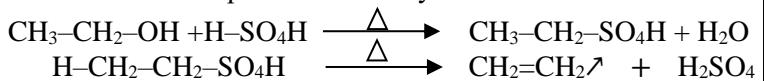
II. Préparation

On prépare l'éthylène :

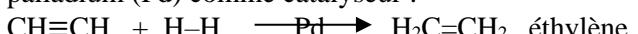
- 1) Par déshydratation directe de l'éthanol, chauffé vers 350°C en présence d'un catalyseur (Al_2O_3 ou SiO_2) :



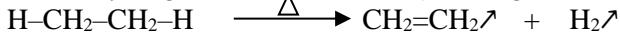
- 2) Par déshydratation indirecte de l'éthanol au moyen de l'acide sulfurique comme catalyseur :



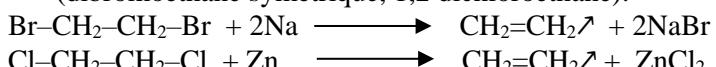
- 3) Par hydrogénéation partielle de l'acétylène au moyen de palladium (Pd) comme catalyseur :



- 4) Par déshydrogénéation de l'éthane (cracking vers 1500°C) :



- 5) Par action du sodium ou du zinc sur un dihalogéné éthane (dibromoéthane symétrique, 1,2 dichloroéthane) :



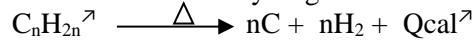
III. Propriétés physiques

C'est un gaz incolore, volatil, à odeur douceâtre, de densité $d = 0,97$ proche de l'air avec lequel il forme des mélanges explosifs. Il est légèrement soluble dans l'eau. À partir de 425 °C, il s'enflamme et brûle avec une flamme claire. Sa température de liquéfaction est à -104°C et son point de fusion est de -169,4 °C et son point d'ébullition de -103,8 °C.

IV. Propriétés chimiques

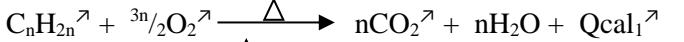
A. Destruction de l'éthylène.

- a) **Thermolyse** : L'éthylène chauffé, se décompose en donnant du carbone et du dihydrogène.



b) Une destruction en présence de l'air ou combustion:

- 1) **Complète** avec production de CO_2 le caractérisant, flamme bleu.

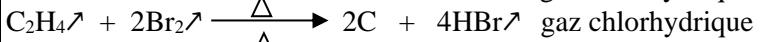
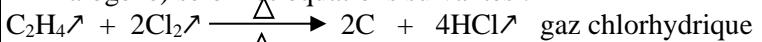


- 2) **Incomplète** avec production de C le caractérisant, flamme jaune.



- 3) $\text{C}_2\text{H}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{\Delta} 2\text{C} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Qcal}_2 \uparrow$
Avec $\text{Qcal}_1 > \text{Qcal}_2$

- c) **En présence des halogènes** (chlore, brome, fluor, iodé) en **lumière vive**, l'éthylène s'enflamme avec le chlore en donnant d'abondantes fumées noires (du carbone et du gaz halogéné) selon les équations suivantes :



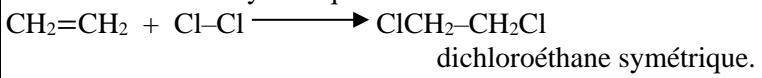
B. Addition de l'éthylène.

La présence de liaison π dans sa molécule confère la propriété de donner des réactions d'addition et de polymérisation.

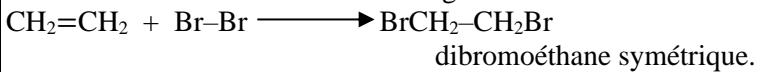
- a) **Hydrogénéation** : En présence de nickel divisé ou de platine, une molécule d'éthylène fixe une molécule de dihydrogène pour former l'éthane :



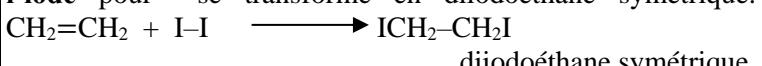
- b) **Addition des halogènes** : L'éthylène, en lumière diffuse s'additionne à une molécule de **chlore** qui le transforme en dichloroéthane symétrique.



Avec le dibrome la réaction est analogue.

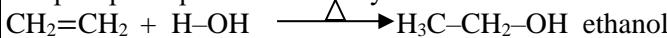


L'éthylène, en lumière diffuse s'additionne difficilement avec **l'iode** pour se transformer en diiodoéthane symétrique.

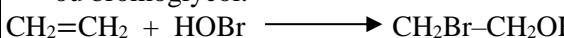


Avec le **fluor** l'éthylène produit une **détonation**

- c) **Hydratation de l'éthylène** : A une température voisine de 300°C sous une pression de 70 bars, l'eau réagit sur l'éthylène, en présence d'acide sulfurique ou d'acide phosphorique comme catalyseur. Il se forme de l'éthanol :

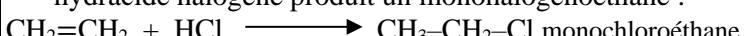


- d) **Addition de l'acide hypobromeux HOBr**: Avec l'acide hypobromeux, l'éthylène produit du bromhydrine de glycol ou bromoglycol:



(avec hypochloreux HOCl la réaction est analogue).

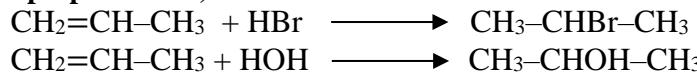
- e) **Addition des hydracides halogénés**: L'éthylène avec un hydracide halogéné produit un monohalogénoéthane :



(Avec le bromure d'hydrogène, l'iodure d'hydrogène cette réaction est analogue, c'est-à-dire similaire).

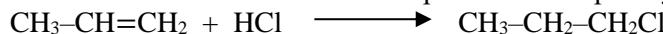
Règle de Markovnikov:

Quand un réactif dissymétrique s'additionne à un alcène dissymétrique, la partie électropositive du réactif se fixe sur le carbone de la double liaison qui est lié au plus grand nombre d'hydrogène, **on obtient un produit majoritaire (préférentiel ou prépondérant)** :



Effet Kharash (Effet de peroxyde) :

Certaines additions d'hydracides, qui ont lieu normalement dans le sens indiqué par Markovnikov, ont lieu en sens inverse si la réaction a lieu en présence d'un peroxyde.

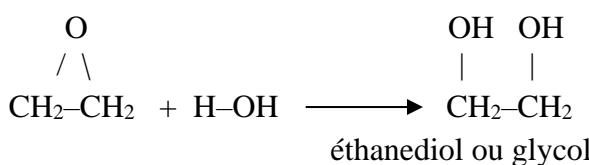
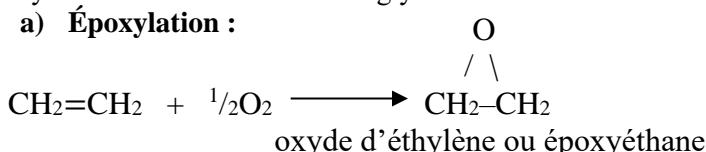


L'éthylène donne quelques additions qui lui sont spécifiques

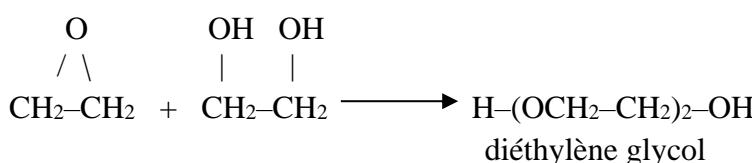
1. Addition du dioxygène en oxydation ménagée de l'éthène :

Quand on fait passer vers 170°C, un mélange d'air et d'éthylène sur un catalyseur à base d'argent légèrement chauffé, on obtient l'oxyde d'éthylène communément appelé époxyéthane. Ce dernier composé cyclique étant instable, donne par hydratation de l'éthanediol ou glycol.

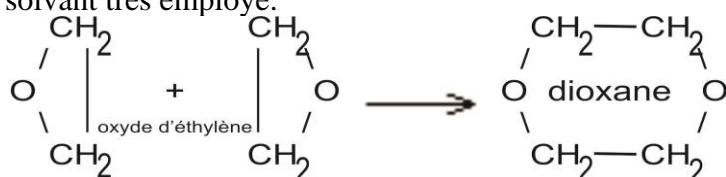
a) Époxylation :



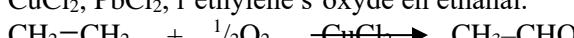
Le glycol est un antigel utilisé en réfrigération, si une molécule de glycol réagit avec une molécule d'oxyde d'éthylène, il se forme le diéthylène glycol dont l'abréviation est D. E. G.



Le dimérisation de l'oxyde d'éthylène donne du dioxane, solvant très employé.



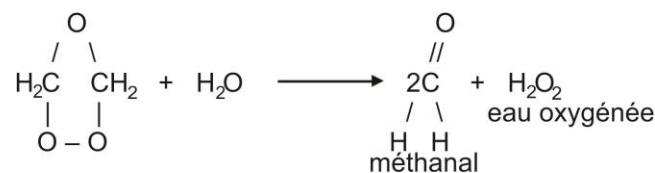
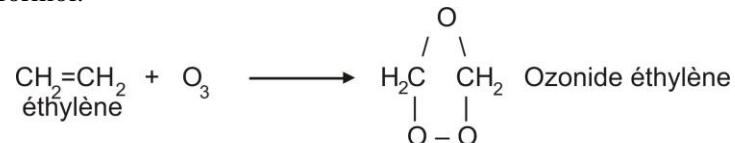
b) Formation d'éthanal : Vers 130°C, en présence de CuCl₂, PbCl₂, l'éthylène s'oxyde en éthanal.



Oxydation ménagée: C'est la rupture d'une liaison entre un atome de carbone fonctionnel et l'hydrogène ou action lente de l'oxygène.

2. Addition de l'ozone :

Par les liaisons π et σ de l'éthylène, l'ozone se fixe sur une molécule d'éthylène à froid en produisant un ozonide instable, l'action de l'eau sur cet ozonide conduit à la formation de l'eau oxygénée et du méthanol plus connu sous le nom de formol.



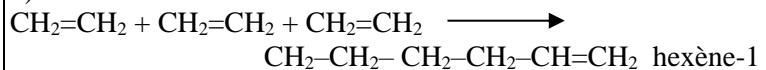
3. Polymérisation de l'éthylène.

Sous l'influence de la température, de la pression et de certains catalyseurs l'éthylène donne différentes condensations :

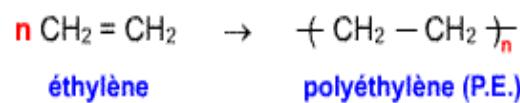
a) Dimérisation linéaire :



b) Trimérisation linéaire :

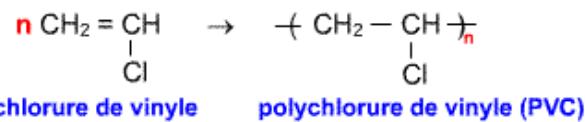


c) Polymérisation ou polyaddition consiste à additionner les unes à la suite des autres un grand nombre de petites molécules insaturées (les monomères):

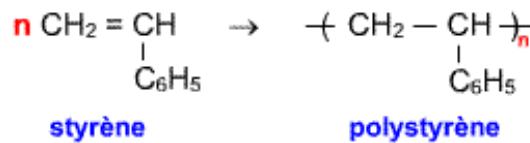


Polyéthylène (matière plastique)

n-1 yaddition du chlorure de vinyle



Polyaddition du styrène



Remarque : Quand on chauffe des polymères vinyliques, on obtient une forme ramollie on dit qu'ils sont thermoplastiques. Cette propriété permet de leur donner la forme voulue en les mouillant ou en les étirant à chaud.

Application Éthylène :

Exo. I.- On réalise la combustion complète de 120 L, d'éthylène pris à 45°C sous une pression de 73 cm de mercure. On demande :

- Écrire l'équation de la réaction
- Déterminer le volume d'air nécessaire à la réaction
- D'indiquer la masse d'eau produite
- De calculer le volume du gaz dégagé à TPN

Exo. II.- On réalise la combustion complète de 2,5 L d'éthylène dans 2 L de dioxygène. Les deux (2) étant pris dans les conditions normales de température et de pression, on demande :

- D'écrire l'équation de la réaction
- De dresser un tableau d'avancement de la réaction qui précise un bilan de matière à l'état final.
- D'indiquer le réactif limitant
- Déterminer le volume du gaz à TPN
- De calculer la masse d'eau produite

Exo. III.- On brûle de manière incomplète de 20 g de propène. Sachant que la réaction produit du noir de fumée. Déterminer :

- Le volume de propène à TPN qui correspond à la masse qui a été brûlé
- La masse d'eau produite
- La quantité en mole d'eau produite
- La masse de noir de fumée formé

Exo. IV.- La densité moyenne des vapeurs d'un alcène est 0,965.

- Quelle est la masse molaire de cet alcène ?
- Déterminer sa formule brute
- Quel est le nom de cet alcène
- A quoi conduit sa polymérisation ? Écrire l'équation de la réaction correspondante.

Exo. V.- Un alcène a pour masse molaire 56 g/mol.

- Quelle est la formule moléculaire de cet alcène ?
- Écrire les formules de ses différents isomères et les nommer.
- L'isomérie cis/trans intervient-elle ? pourquoi ?

Exo. VI.- On réalise la déshydratation directe de 2,5 L d'éthanol de masse volumique 0,8 g/cm³. Le rendement de la réaction étant de 75%. Déterminer :

- Le volume du gaz libéré à TPN.
- La masse d'eau obtenue
- Le volume d'une solution d'acide chlorhydrique à 2 mol par litre nécessaire pour transformer tout le gaz dégagé en chlorure d'éthyle pour un rendement réactionnel de 90%.

Exo. VII.- On procède à l'hydratation ménagée de 3 L d'éthylène pris à TPN puis on fait agir sur le produit obtenu, de l'eau.

- Écrire les équations des réactions.
- Quel produit obtient-on finalement ? Déterminer sa masse ?

Exo. VIII.- Déterminer le volume d'éthylène à TPN et la masse de dibrome qu'il faut utiliser pour obtenir 230 g de di bromo-éthane symétrique pour un rendement réactionnel de 86%

Exo. IX.- Un hydrocarbure a pour formule générale C_xH_y. Il renferme 85,7% en masse de carbone.

- Trouver la réaction existante entre x et y
- Sachant que la molécule renferme 5 atomes de carbone, que sa chaîne est linéaire et qu'elle présente l'isomérie Z/E, quel est le composé cherché ? Donner sa formule semi-développée
- Quelle est la masse molaire de ce composé ?

Exo. X.- La vapeur d'un alcène a chaîne carbonée ouverte et non ramifiée A a pour densité d = 2,41.

- Déterminer sa masse molaire
- En déduire sa formule brute
- Écrire les formules semi-développées possibles de A.
- Proposer un mécanisme permettant de préparer un alcool par hydratation de cet alcène en milieu acide.

Exo. XI.- On a préparé 20 g d'éthylène par déshydratation de l'alcool éthylique pur.

- Quel volume d'alcool a été déshydraté ?
- Par addition du dichlore sur l'éthylène, en lumière diffuse, on obtient un composé organique dont on demande le nom et la masse.
Masse volumique de l'éthanol : 0,8 g /cm³.

Exo. XII.- Alcène inconnu

Donnée : masse d'une mole d'air = 29 g. La vapeur d'un alcène a pour densité d = 2,41.

- Déterminer sa masse molaire M.
- En déduire sa formule brute.
- Écrire les formules semi-développées possibles de A.
- Proposer un mécanisme permettant de synthétiser un alcool par hydratation de cet alcène en milieu acide.

Exo. XIII.- Par suite de la combustion complète de 3,6 g d'un alcane, il s'est formé 11 g de CO₂ et 5,4 g de vapeur d'eau, déterminer la formule brute de cet alcane. De plus, sa monochlororation conduit à un produit, trouver sa formule semi-développée et son nom.

Exo. XIV.- On additionne de l'acide chlorhydrique (gaz chlorhydrique) sur du butène-1

- Écrire l'équation de la réaction.
- Quel corps obtient-on majoritairement ?

Quel volume de gaz chlorhydrique (condition normale) peut-on additionner sur 4 g de butène-1 ?



Extrait Agenda de chimie Organique Secondaire IV _ Février 2026.

Chimie

Étude de l'acétylène : exemple d'alcyne

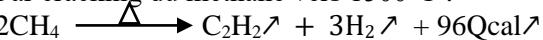
I. Présentation.

L'**acétylène** appelé **éthyne** est un hydrocarbure de la classe des alcynes de formule brute C_2H_2 . C'est l'alcyne le plus simple, constitué de deux atomes de carbone et deux d'hydrogène, et présente une géométrie digonale : $H - C \equiv C - H$

II. Préparation

On prépare l'acétylène :

1) Par cracking du méthane vers $1500^{\circ}C$:



2) Par hydrolyse du carbure de calcium obtenu à partir du calcaire.



3) Par action de la potasse sur le dibromoéthane symétrique.



4) Par synthèse direct (synthèse de Berthollet) en présence d'un arc électrique.



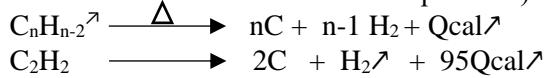
III. Propriétés physiques

L'acétylène est un gaz incolore, il est plus léger que l'air et sa densité par rapport à l'air est $d = 0,9$; pratiquement inodore quand il est pur (mais on lui attribue généralement une odeur d'ail caractéristique qui provient des impuretés). L'acétylène devient liquide à $-57^{\circ}C$ (point d'ébullition) et solide à $-81^{\circ}C$ (point de fusion).

IV. Propriétés chimiques

A) Destruction de l'acétylène.

a) **Thermolyse** : Une **réaction anaérobie** de l'acétylène vers $400^{\circ}C$, se décompose partiellement en donnant du dihydrogène et une poudre noire très pure et fine, appelé noir d'acétylène (utilisée dans la fabrication des vernis d'encre d'imprimerie).



b) Une **destruction en présence de l'air** :

o **Complète** avec production de CO_2 le caractérisant, flamme bleu. Exemple :

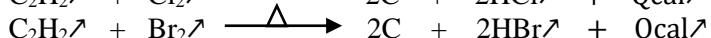
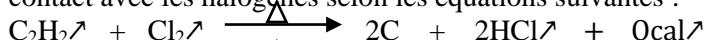


o **Incomplète** avec production de C le caractérisant, flamme jaune. Exemple :



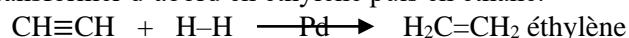
Avec $Qcal_1 > Qcal_2$

c) **En présence des halogènes** (chlore, brome, fluor, iodé) en **lumière vive**, l'acétylène produit une vive explosion au moindre contact avec les halogènes selon les équations suivantes :

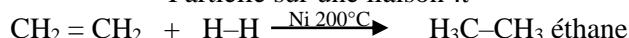


B) Réaction d'addition de l'acétylène.

1. **Hydrogénéation** sur deux liaisons: L'acétylène ayant une structure avec deux liaisons π dans son insaturation peut s'additionner à deux molécules d'hydrogène pour se transformer d'abord en éthylène puis en éthane.



Partielle sur une liaison π



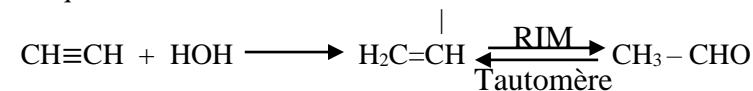
Totale sur deux liaisons π

2. **Chloruration** : L'acétylène peut recevoir successivement deux molécules de chlore qui le transforme progressivement en dichloroéthane symétrique puis un tétrachloroéthane symétrique.



(Avec le dibrome et le diiode la réaction est analogue).

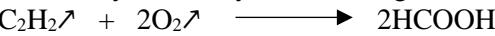
3. **Hydratation** : En présence d'une solution diluée d'acide sulfurique et de sulfate mercurique (catalyseur) et chauffé à $80^{\circ}C$, l'acétylène fixe une molécule d'eau qui le transforme une molécule instable l'éthénol plus connu sous le nom d'alcool vinylique, ce dernier subit naturellement (tautomérisation) un réarrangement intramoléculaire (RIM) qui le transforme en éthanal.



4. **Diazote**: L'acétylène et l'azote s'additionne pour produire du gaz cyanhydrique :



5. Action des oxydants (oxydation ménagée)



6. L'acétylène donne également des **additions spécifiques** qui présentent des intérêts industriels remarquables avec l'acide chlorhydrique (HCl), acide cyanhydrique (HCN), acide acétique (CH_3-COOH).

a) **Acide chlorhydrique (HCl)** Réaction de vinylation

En fixant une première molécule d'acide chlorhydrique sur acétylène, se transforme en chlorure de vinyle ou chloroéthane

dont la polymérisation conduit en polychlorure de vinyle plus connu sous le nom de PVC.



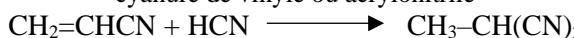
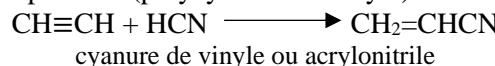
chlorure de vinyle polychlorure de vinyle (PVC)

Le chlorure de vinyle fixe une deuxième molécule d'acide chlorhydrique, on obtient du dichloroéthane dissymétrique conformément à la règle du chimiste russe V. Markovnikov. Addition plus poussée.



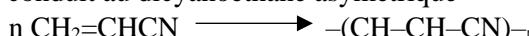
b) Acide cyanhydrique (HCN)

En fixant une première molécule d'acide cyanhydrique sur l'acétylène, l'acétylène se transforme en cyanure de vinyle ou acrylonitrile, polymérisé peut servir à fabriquer des colles, des vernis et des peinture (polycyanure de vinyle).



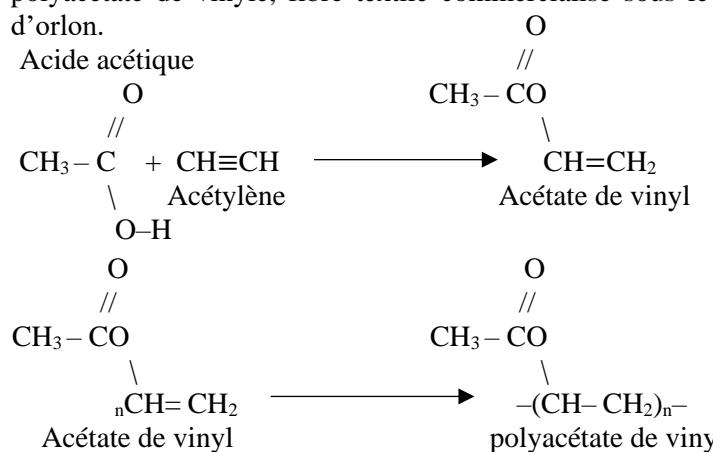
Polyacrylonitrile

Une addition plus poussée de l'acide cyanhydrique sur le cyanure de vinyle conduit au dicyanoéthane asymétrique

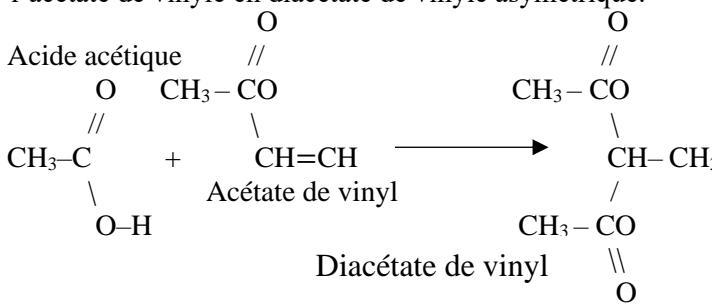


c) Acide acétique ($\text{CH}_3\text{-COOH}$)

En fixant une première molécule d'acide acétique, il se transforme en acétate de vinyle dont la polymérisation donne polyacétate de vinyle, fibre textile commercialisé sous le nom d'orlon.



Mais l'addition plus poussée de l'acide acétique transforme l'acétate de vinyle en diacétate de vinyle asymétrique.



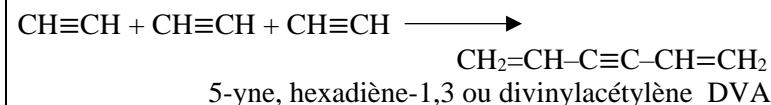
Polymérisation de l'éthylène. Sous l'influence de la température, de la pression et de certains catalyseurs l'éthylène donne différentes condensations :

1. Dimérisation linéaire:



1-ène, 3-yne, but ou monovinylacétylène MVA

2. Trimérisation linéaire:



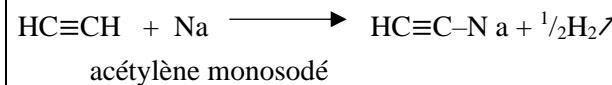
3. Polymérisation linéaire:



C) Substitution de l'acétylène.

Réaction de métallation : l'éthylène donne quelques substitutions spéciales avec certains métaux, réactions connues sous le nom de métallations. Elles se produisent même avec des dérivées métalliques.

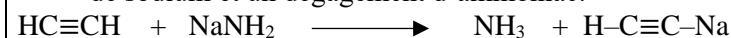
- a) **Avec le sodium** : En faisant agir de l'acétylène sur du sodium chauffé et dissous dans l'ammoniaque, il se forme des acétylures de sodium, en grande partie de l'acétylène monosodé.



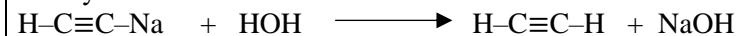
- b) **Avec le calcium** : l'acétylène donne une seule substitution avec le calcium divalent pour donner de l'acétylène au carbure de calcium et un dégagement d'hydrogène.



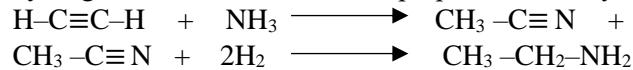
- c) **Action de l'amidure de sodium** : on obtient l'acétylène de sodium et un dégagement d'ammoniac.



L'acétylène sodé est décomposé par l'eau en régénérant l'acétylène.



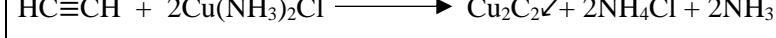
- d) **Action de l'ammoniac** : Sous la pression ordinaire et la présence d'un catalyseur (bauxite, aluminate), l'ammoniac réagit avec l'acétylène pour donner de l'acetonitrile, hydrogénéation, sert à préparer l'éthylamine.



e) Réaction de caractérisation de l'acétylène :

Action du chlorure cuivreux ammoniacal (Chlorure de cuivre I ammoniacal) :

Quand on envoie un courant d'acétylène dans une solution de chlorure cuivreux ammoniacal, on obtient un précipité rouge brique d'acétylène cuivreux Cu_2C_2 ($\text{Cu-C}\equiv\text{C-Cu}$)



N.B. Cette réaction permet de déceler la présence d'acétylène même à l'état de traces dans un mélange gazeux.

- f) Action de l'acétylène sur le nitrate d'argent d'ammoniacal (Tollens) pour donner un précipité jaune d'acétylène d'argent (Ag_2C_2)



Application Acétylène

I. Complétez les phrases suivantes :

1. L'acétylène appartient à la famille des hydrocarbures appelés _____.
2. La formule brute de l'acétylène est _____.
3. L'acétylène possède une géométrie dite _____, représentée par $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$.
4. Par cracking du méthane vers 1500°C , on obtient l'acétylène en même temps que _____ et 96Qcal.
5. Lors de l'hydrolyse du carbure de calcium, l'acétylène et _____ sont formés.
6. L'acétylène est un gaz incolore, plus _____ que l'air et facilement liquéfié à -57°C .
7. Lors d'une combustion incomplète, l'acétylène produit du carbone solide et _____.
8. L'acétylène s'additionne à une molécule d'eau en présence de sulfate mercurique pour former un alcool instable appelé _____.

B. – QCM

1. L'acétylène est un :

- A. Alcane B. Alcène
 C. Alcyne D. Alcool

2. La formule développée de l'acétylène est :

- A. $\text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H}$ B. $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$
 C. $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ D. $\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$

3. L'acétylène peut être préparé par :

- A. Oxydation du méthanol
 B. Cracking du méthane à haute température
 C. Hydratation de l'éthane
 D. Sublimation du graphite

4. Lors de la combustion complète de C_2H_2 , le produit principal caractéristique est :

- A. Carbone solide B. Eau seulement
 C. CO_2 D. H_2

5. Lors de l'hydratation catalytique de C_2H_2 , le produit final formé est :

- A. Éthane B. Méthanol
 C. Éhanal D. Propanol

Exo. I.- On brûle 2,5 L d'acétylène pris à TPN dans un excès de dioxygène. On demande :

- 1) D'écrire l'équation de la réaction
- 2) De déterminer le volume d'air qui serait nécessaire à la réaction
- 3) De calculer le volume du gaz dégagé à TPN.

Exo. II.- On réalise la combustion incomplète de 1,5 L de propyne dans 2L de dioxygène et il se forme du carbone. Les deux (2) étant pris dans les conditions normales de température et de pression, on demande :

- a) D'écrire l'équation de la réaction
- b) De dresser un tableau d'avancement de la réaction qui précise un bilan de matière à l'état final.
- c) D'indiquer le réactif limitant
- d) Déterminer la masse de carbone
- e) De calculer la masse d'eau produite

Exo. III.- On brûle de manière incomplète 20g de pent-1-yne dans l'air. Sachant que la réaction produit du noir de fumée. Déterminer :

- a) Le volume d'air qui a été utilisé
- b) La Masse d'eau produite
- c) La quantité en mole d'eau produite
- d) La masse de noir de fumée formé.

Exo. IV.- On calcine 350 g de calcaire ayant 25% d'impuretés.

- a) Quelle masse de solide se forme ?
- b) Ce solide est réduit au four électrique à température élevée. Quelle est la masse du nouveau solide obtenu ?
- c) Ce nouveau solide est traité par un excès d'eau. Quel gaz se forme ? Déterminer son volume à TPN.
- d) Ce gaz subit une trimérisation cyclique. On obtient un liquide dont on demande : le nom. La masse et le volume sachant que sa masse volumique est $0,9 \text{ g/cm}^3$.

Exo. V.- On réalise la pyrolyse vers 1500°C de 50 L de méthane pris à TPN

1. Quel gaz organique se forme ? Déterminer son volume sachant qu'il est recueilli à TPN ?
2. On fait deux (2) parts égales de ce gaz. L'une subit une hydratation et l'autre une hydrogénéation en présence du palladium.
 - a) Quels sont les noms des produits formés ?
 - b) Calculer leurs masses sachant que ces réactions se font avec un rendement de 80%.

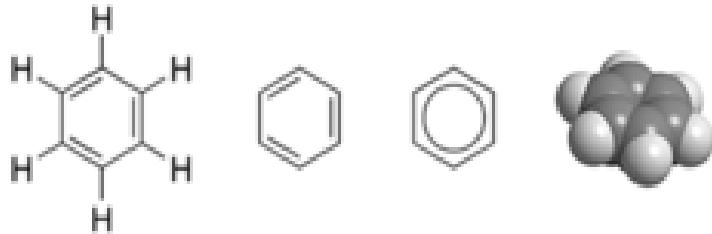
Exo. VI.-

Étude du benzène : exemple de composé aromatique

Présentation

Le **benzène** est un hydrocarbure aromatique monocyclique, de formule C₆H₆. C'est le terme le plus simple et constitutif de la série des arènes.

Benzène



Structure et représentations du benzène

1. Composés Aromatiques

Les **composés aromatiques** ou **arène** ce sont des composés chimiques présentant des propriétés physico-chimiques semblables à celles du benzène. Dans le langage courant, le terme aromaticité fait référence au parfum des plants ou à toute substance odoriférante. Toutefois dans le monde de la chimie, il fait appel à une disposition particulière d'atomes dans une structure chimique.

Les composés **aromatiques** possèdent en commun :

1. Une chaîne carbonée homo ou hétéo cyclique ayant un système conjugué sur l'ensemble du cycle.
2. Un ensemble de $4n + 2$ électrons de localisables capables d'effectuer une résonance (ou n est un entier naturel).

N.B. Si n n'est pas un entier, le composé est non aromatique.

Ainsi, les systèmes monocyclique conjugués à 2, 6, 10, 14... électrons π sont aromatiques. Par contre ceux du types à 4, 8, 12... électrons π ne sont pas aromatiques (instable, très réactifs et anti-aromatique)

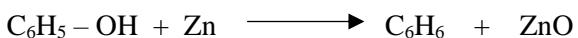
Remarque : Le phényle de formule C₆H₅– représentant le radical découlant du benzène.

2. Préparation

1) Par trimérisation cyclique d'acétylène vers 600°C et sous forte pression. $3\text{C}_2\text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

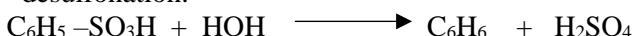
2) Par déshydrogénération (-H₂) du cyclohexane en présence du soufre. $\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{S} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + \text{H}_2\text{S(g)}$

3) Par chauffage au rouge du phénol avec un excès de zinc en poudre (réduction du phénol).



4) Par hydrolyse :

1. L'acide benzène sulfonique ou monosulfobenzène : la désulfonation.



2. Du benzène sulfonate de sodium



3. Par hydrolyse du mono nitrobenzène.



5) Par décarboxylation

a) L'acide benzoïque



b) Par décarboxylation du benzoate de sodium sous l'action de la chaux sodée, donne du benzène et du carbonate disodique.



Quelques Composés aromatiques

Homocyclique, polycyclique, hétérocyclique		
<u>Anthracène</u> 	<u>Benzopyrène</u> 	<u>Aniline</u>
<u>Biphényle</u> 	<u>Paracétamol</u> 	<u>Toluène</u>
<u>Corannulène</u> 	<u>Tétracène</u> 	<u>Furane</u>
<u>Naphtalène</u> 	<u>Phénol</u> 	<u>Acide acétylsalicylique (aspirine)</u>
<u>Phénanthrène</u> 	<u>pyridine</u> 	<u>Trinitrotoluène (TNT)</u>

3. Propriétés physiques

Le benzène est un liquide incolore, peu dense, d'odeur caractéristique, vendu sous le nom de benzine. Il fond à 5,4 °C, bout à 80,4 °C et à une densité d'environ 0,88 à 20 °C. Il est insoluble dans l'eau, mais miscible en toutes proportions aux solvants organiques (comme l'alcool et l'acétone). Il est lui-même un excellent solvant de certains composés.

4. Propriétés chimiques

Le benzène est peu réactif du fait de la délocalisation des doublets π qui lui confère une très grande stabilité. Par conséquent, les réactions qui brisent la structure du noyau benzénique sont largement défavorisées par rapport à celles qui la conservent.

A. Destruction de benzène.

➤ Thermolyse du benzène :

A l'abri de l'air, le benzène est un composé thermiquement stable. Cette stabilité est due à son noyau vers 700°C. Deux molécules se transforment en diphenyle par une réaction de condensation avec dégagement d'une mole dihydrogène.



➤ Une destruction en présence de l'air :

Combustion incomplète naturelle, le benzène brûle dans l'air avec une flamme éclairante et fuligineuse.



Complète, en présence d'une quantité suffisante de dioxygène ou d'air, la combustion est complète.

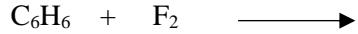
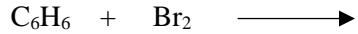


Oxydation par l'air, à température élevée, en présence de catalyseur convenable, le benzène se transforme en phénol.



➤ En présence des halogènes

(Chlore, brome, iodé, fluor) en **lumière vive** (destruction dans le chlore), un mélange de vapeurs de benzène et de dichlore brûle au contact d'une flamme en donnant d'abondantes fumées noires (du carbone) et du gaz halogéné selon les équations suivantes :



B. Addition du benzène : il est un composé insaturé.

Le benzène étant insaturé par son noyau, admet des réactions d'addition :

a) **Hydrogénéation** : Les six électrons délocalisés constituant le noyau du benzène peuvent former six nouvelles liaisons avec six atomes d'hydrogènes monovalents pour transformer le benzène en cyclohexane selon l'équation.



b) **Chloruration du benzène** : En lumière diffuse, le noyau benzénique disparaît lorsque le benzène est mis en présence d'un minimum de trois (3) moles de dichlore. On obtient de l'hexachlorocyclohexane.



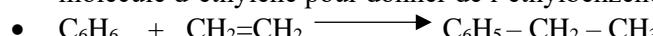
c) **Bromuration du benzène** : Cette réaction est analogue à celle du chlore.



d) **Ozonation** : En fixant trois (3) molécules d'ozone, le benzène se transforme en un composé polycyclique instable, le trioionide du benzène. Ce dernier, décomposé par l'eau, se transforme en trois (3) molécules d'éthanedral symétrique plus connu sous le nom de glyoxal et trois (3) molécules d'eau oxygénée.



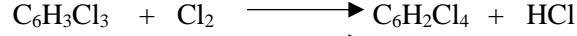
e) Addition de l'éthylène : En présence de chlorure aluminium anhydre, vers 100°C, la molécule de benzène peut fixer une molécule d'éthylène pour donner de l'éthylbenzène.



C. Substitution du benzène : composé saturé.

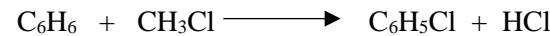
Le benzène se comporte en composé saturé, car il donne des réactions de substitution.

a) **Avec le chlore** : chloration du benzène. En lumière diffuse, en présence d'un catalyseur, les six (6) atomes du benzène peuvent se substituer jusqu'à six atomes de chlore pour donner des dérivés chlorés du benzène selon les équations :



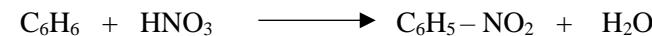
Bilan :

b) **Alkylation du benzène** : On donne le nom d'alkylation à toute substitution que donne un composé organique avec un radical alkyle (halogénure d'alkyle).

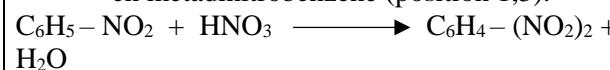


c) **Nitration du benzène** : Le benzène, maintenu dans l'eau glacé peut réagir avec un mélange sulfonitrique (acide sulfurique concentré + acide nitrique fumant) ou trois hydrogène du benzène peuvent être remplacé par trois groupement nitro de l'acide nitrique successivement.

- La première nitration en milieu conduit à la formation du mononitrobenzène qui sert à la fabrication de l'aniline. Le mononitrobenzène a une odeur d'amande, il est connu sous le nom d'essence mirbane et sert à la parfumerie à bon marché.



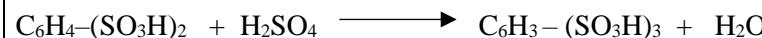
- La deuxième nitration transforme le mononitrobenzène en métadinitrobenzène (position 1,3).



- La troisième nitration transforme le métadinitrobenzène en trinitrobenzène-3, 5



d) **Sulfonation du benzène** : La sulfonation du benzène est analogue à sa nitration. Au cours de trois substitutions successives, trois groupements sulfo (SO_3H) remplaçant trois hydrogènes du benzène pour donner respectivement le monosulfobenzène, le métadisulfobenzène et le trisulfobenzène-1, 3, 5 selon les équations :



Application Benzène

I. Phrases à compléter

1. Le benzène est un hydrocarbure aromatique de formule _____.
2. Les composés aromatiques possèdent un ensemble de _____ électrons délocalisables selon la règle de Hückel.
3. Le radical dérivé du benzène porte le nom de _____ et sa formule est _____.
4. Une réaction de déshydrogénéation du cyclohexane donne du _____ et du _____.
5. Lors de la combustion complète du benzène, les produits formés sont _____ et _____.
6. L'hydrogénéation du benzène conduit à la formation du _____.
7. Le mononitrobenzène est obtenu par réaction du benzène avec _____.
8. La sulfonation du benzène conduit à la formation du _____ après remplacement d'un hydrogène du noyau.

B) QCM

1. Un composé est aromatique si :

- a) Il contient uniquement des doubles liaisons
- b) Son cycle contient $4n$ électrons π
- c) Son système conjugué contient $4n + 2$ électrons π
- d) Il possède un atome d'oxygène

2. La formule brute du benzène est :

- | | |
|-----------------------------------|----------------------------------|
| a) C ₆ H ₁₂ | b) C ₆ H ₆ |
| c) C ₅ H ₆ | d) C ₇ H ₈ |

3. L'hydrogénéation du benzène donne :

- | | |
|----------------|---------------|
| a) Cyclohexane | b) Naphtalène |
| c) Toluène | d) Anthracène |

4. Le mononitrobenzène est obtenu par :

- | | |
|-------------------------|----------------------------|
| a) Hydrogénéation | b) Chloruration du benzène |
| c) Nitration du benzène | d) Oxydation par l'air |

5. Le benzène brûle avec une flamme fuligineuse parce que :

- a) Il contient beaucoup d'hydrogène
- b) Il contient beaucoup de carbone
- c) Il contient de l'oxygène
- d) Il n'est pas un hydrocarbure

Exo. I.- Le benzène réagit avec le chlore en présence de lumière diffuse :

1. Écrire l'équation de la première substitution
2. Quel est le nom du composé formé ?
3. Quel est le produit secondaire ?

Exo. II.- Compléter la suite des transformations :

1. C₆H₆ + HNO₃ → _____
2. Produit précédent + HNO₃ → _____
3. Produit précédent + HNO₃ → _____

Indiquer le nom des produits à chaque étape.

Exo. III.- On veut préparer 5 Kg d'un insecticide, le paradichloro benzène à partir du benzène et du dichlore.

- a) Quelle est la formule développée du para dichlore benzène ?
- b) Écrire l'équation bilan de sa synthèse.
- c) Avec un rendement de 90%, quelles masses de benzène et de dichlore faut-il utiliser ?

Exo. IV.- On brûle dans un excès de dioxygène 100 cm³ de benzène liquide de masse volumique 0,9g.cm⁻³.

- a) Quel gaz se forme ? Déterminer sa masse et son volume mesuré à TPN.
- b) Quel volume d'air serait nécessaire à la réaction ?
- c) Déterminer la quantité en mole d'eau produite.

Exo. V.- On détruit 20 cm³ de benzène liquide de masse volumique 0,9g.cm⁻³ dans 2,5 L de dichlore pris à TPN.

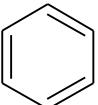
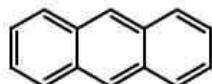
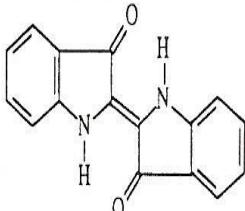
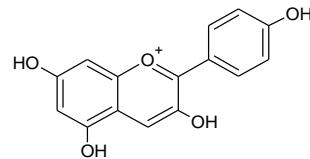
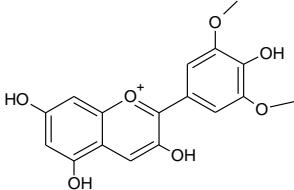
- a) Donner un bilan de matière à l'état final à partir d'un tableau d'avancement.
- b) Quel est le réactif limitant ?
- c) Quelle masse de solide se forme ?
- d) Quel volume du gaz est produit à TPN ?

Exo. VI.- On veut préparer une tonne de tri nitrobenzène à partir du benzène.

- a) Quelle est l'équation bilan de cette réaction ?
- b) En supposant un rendement réactionnel de 95%. Déterminer :
 - 1) Le volume de benzène de masse volumique 0,9 g/cm³ qu'il faut utiliser.
 - 2) La masse d'acide nitrique nécessaire à la réaction

Exo. VII.-

Exo. VIII.- Compléter le tableau

Nom	Formule topologique	Formule développée	Formule brute
Benzène			
anthracène			
Indigo			
Pélargonidine			
Maldivine			

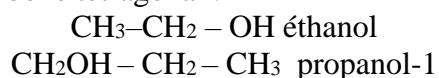


Extrait Agenda de chimie Organique
 Secondaire IV _ Mars 2026.

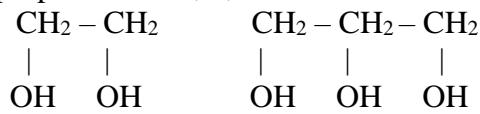
Étude des Alcools

A) Présentation

Les alcools sont des composés organiques dont la molécule contient un groupe hydroxyle -OH lié à un atome de carbone tétragonal :



Les Polyols ou polyalcohols sont des composés organiques qui contiennent plusieurs groupements -OH liés à une chaîne hydrocarbonée, les plus connus sont le glycol éthane diol et ou propane tri ol-1, 2, 3.



Classification des alcools

Suivant la nature de carbone qui porte le groupement OH, il y a lieu de distinguer trois (3) grandes classes d'alcool :

Alcool primaire : Un alcool est primaire si le carbone fonctionnel (celui qui porte le groupe OH) n'est lié qu'à un seul carbone. **Type : R-CH₂OH**

Alcool secondaire : Un alcool est secondaire si le carbone fonctionnel est lié à 2 autres atomes de carbone.

Type : R-CHOH-R'

Alcool tertiaire : Un alcool est tertiaire si le carbone fonctionnel est lié à 3 autres atomes de carbone.

Type : R-COH-R'



Le méthanol ou alcool du bois est un alcool nullaire.

Importances

Les alcools, en particulier l'éthanol obtenu par **fermentation de jus de fruits**, sont excellents solvants des parfums et des médicaments.

Fémentation est la transformation de certaines substances organiques, en particulier les jus de fruits, sous l'action d'enzymes sécrétées par des microorganismes. Elle peut être alcoolique ou acétique.

Propriétés communes et distinction entre les trois (3) classes d'alcools

1. Par leur vitesse sur les métaux alcalins et alcalino-terreux.

Les alcools réagissent avec les métaux alcalins et alcalino-terreux pour donner des alcoolates et un dégagement de dihydrogène. Mais les alcools primaires, ayant l'hydrogène du groupement OH le plus mobile, réagissent plus vivement que les alcools secondaires ou tertiaires.

2. Par leur vitesse et leur aptitude à la déshydratation.

En présence de la silice SiO₂ servant de catalyseur :

- Les alcools tertiaires, ayant leur groupement OH plus mobile que les autres classes d'alcools, se déhydrate plus facilement avant 200°C.
- Les alcools secondaires vers 250°C.
- Les alcools primaires plus stables ne se déhydratent vers 350°C

3. Par leur vitesse et leur aptitude à l'estérification.

Aptitude à l'estérification:

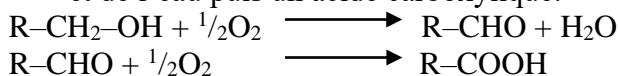
Les alcools primaires, ayant l'hydrogène du groupement OH plus mobile que celui des autres classes d'alcools, sont plus faciles à estérifier (60 à 70%) que les alcools secondaires (20 à 40%) ou les alcools tertiaires (3 à 10%).

Vitesse à l'estérification:

- Pour les alcools primaires en premier.
- Pour les alcools secondaires en suite.
- Pour les alcools tertiaires en fin.

4. Par le produit de leur oxydation ménagée ou douce

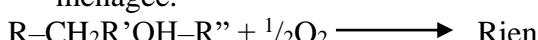
a) **Celle d'un alcool primaire** donne d'abord un aldéhyde et de l'eau puis un acide carboxylique.



b) **Celle d'un alcool secondaire** conduit à une cétone et de l'eau.



c) **Les alcools tertiaires** ne s'oxydent pas de façon ménagée.



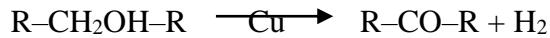
5. Par le produit de leur déshydrogénéation.

En faisant passer des vapeurs d'alcool sur du cuivre recuit, chauffée à 300°C, on transforme respectivement :

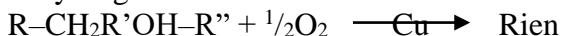
Les alcools primaires en un aldéhyde.



Les alcools secondaires en une cétone.



Les alcools tertiaires n'admettent pas de déshydrogénéation.



Propriétés communes aux trois (3) classes d'alcools

Ils ont tous :

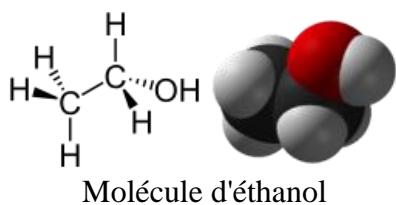
- 1) Le même groupement caractéristique OH.
- 2) Leur groupement OH n'est pas ionisable.
- 3) Ils peuvent tous être estérifiés.
- 4) Ils peuvent tous être déshydratés.
- 5) Ils peuvent tous réagir vis-à-vis du sodium un exemple de métal alcalin.

Étude de l'éthanol : exemple d'alcool

L'**éthanol**, ou **alcool éthylique**, est un **alcool primaire** saturé et tétraédrique, le plus anciennement connu possédant la structure semi-développée suivante : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$.

Il est souvent simplement appelé « alcool », car l'éthanol est l'alcool qui se retrouve dans toutes les **boissons alcoolisées**, telles que la bière, le vin et les eaux-de-vie, bois cochon, lyann bande. Il est connu depuis l'Antiquité.

Éthanol



B) Préparations et synthèses de l'éthanol

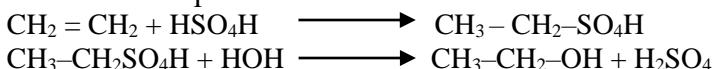
- 1) Par hydrogénéation de l'éthanal avec le nickel comme catalyseur.



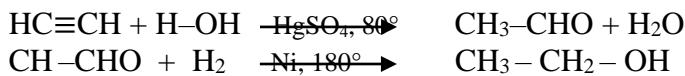
- 2) Par hydration directe de l'éthylène sous forte pression.



- 3) Par hydration indirecte de l'éthylène au moyen de l'acide sulfurique.



- 4) Hydratation de l'acétylène pour former l'éthanal puis l'hydrogénéation de l'éthanal vers 180° avec le nickel comme catalyseur.

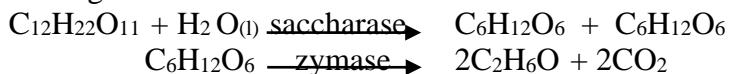


5) Par fermentation alcoolique

- a- Par fermentation alcoolique de certains jus de fruits mûrs qui contiennent du glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en présence de la zymase enzyme produite par la levure de bière (champignon).

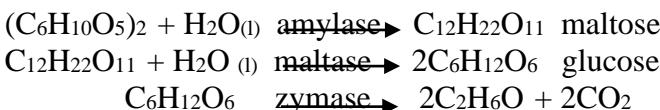


- b- A partir du saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$: Le saccharose doit subir d'abord une hydrolyse en présence de la saccharase, diastase, qui le transforme en deux sucres isomères, glucose et fructose. En présence de la zymase, le glucose se transforme en éthanol.



- c- A partir de l'amidon (Cellulose) $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$: Extrait des grains de céréales (blé, maïs, riz) et des tubercules de pomme de terre doit être d'abord transformé en sucre fermentescible.

Avec $n = 2$,



C) Propriétés physiques

À température ordinaire, l'éthanol est un liquide limpide, incolore, ayant une agréable odeur caractéristique.

L'éthanol à une température de fusion de - 114,1 °C, une température d'ébullition de 78,3 °C et une densité de 0,789 à 20 °C.

Titre ou degré alcoolique (teneur) : Est le nombre de cm^3 d'alcool contenu dans 100cm^3 de mélange alcoolique ou boisson alcoolisée. Ex : bois cochon titre 25°.

Cela signifie que 100cm^3 de solution contient 25cm^3 d'éthanol pur.

$$\text{Titre} = \frac{V_{\text{Éthanol}}}{V_{\text{Boisson}}} \times 100 \quad \text{ou} \quad V_{\text{Éthanol}} = \frac{\text{Titre}}{100} \times V_{\text{Boisson}}$$

$$M_{\text{Éth}} = \mu \times V_{\text{Éth}} \quad \text{ou} \quad M_{\text{Éth}} = \mu \times \frac{\text{Titre}}{100} \times V_{\text{Boisson}}$$

D) Propriétés chimiques

1. **Réaction de déshydratation de l'éthanol, deux cas :**

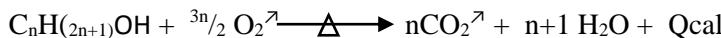
En présence de catalyseur de déshydratation (Al_2O_3 vers 300°C, H_2SO_4).

- a) L'une, intramoléculaire (**poussée**) 170°C et 350°C, le transforme en éthylène avec élimination d'une molécule d'eau. $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \longrightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

b) L'autre, intermoléculaire (***peu poussée***) vers 140°C, une molécule d'eau s'élimine entre deux molécules d'alcools, il se transforme en éthoxyéthane ou éther ordinaire.

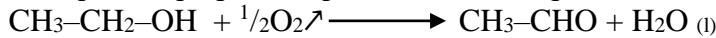


2. Combustion complète ou vive



3. Oxydation ménagée ou douce de l'éthanol

En présence d'oxydant doux (micro-organisme tel que micoderma aceti), l'éthanol s'oxyde en éthanal puis en acide acétique, ce qui prouve qu'il est un alcool primaire.



4. Oxydation biologique

En présence de micro-organismes tel que le micoderma aceti, l'éthanol s'oxyde directement en acide acétique.



Vinaigre: Solution aqueuse contenant 5% à 8% acide acétique

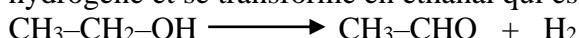
5. Oxydation par le dichlore

En faisant passer un courant de chlore dans l'alcool éthylique, il se forme de l'éthanal et du chlorure d'hydrogène, le dichlore se comporte comme le dioxygène.



6. Déshydrogénéation catalytique (cuivre ou argent)

En chauffant l'éthanol (300°C) il perd une molécule hydrogène et se transforme en éthanal qui est un aldéhyde.



7. Action sur le sodium

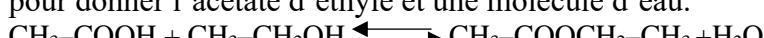
L'éthanol réagit vivement avec le sodium pour conduire à l'éthanolate de sodium et un dégagement d'hydrogène.



8. Action des acides organiques (acide acétique) sur l'éthanol :

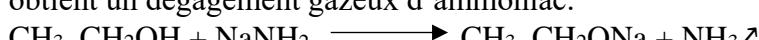
Estérification : Réaction d'un acide sur un alcool pour donner un ester. Alcool + Acide \longrightarrow Ester + Eau

Par estérification, l'éthanol réagit avec l'acide acétique pour donner l'acétate d'éthyle et une molécule d'eau.



9. Action sur l'amidure de sodium (NaNH₂)

Cette réaction est analogue à celle du sodium mais on obtient un dégagement gazeux d'ammoniac.



Conclusion : Comportement acide de l'éthanol

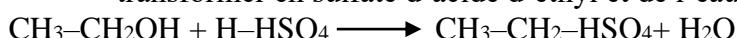
10. Action des acides minéraux sur l'éthanol :

Comportement basique de l'éthanol

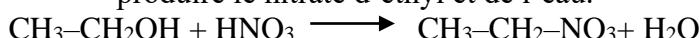
a) Action de l'acide chlorhydrique sur l'éthanol pour produire le chlorure d'éthyl et de l'eau.



b) Action de l'acide sulfurique sur l'éthanol pour se transformer en sulfate d'acide d'éthyl et de l'eau.

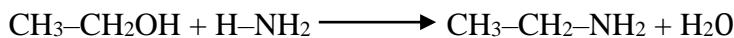


a) Action de l'acide nitrique sur l'éthanol pour produire le nitrate d'éthyl et de l'eau.



11. Action sur l'ammoniac (NH₃)

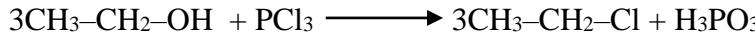
A 300°C et en présence de catalyseur, l'ammoniac NH₃ réagit avec éthanol pour donner l'éthanamine avec élimination d'eau.



12. Réaction des agents chlorurant (PCl₃ et PCl₅)

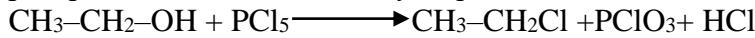
a) Action du trichlorure de phosphore (PCl₃)

Le trichlorure de phosphore réagit avec l'alcool éthylique pour donner du chlorure d'éthyle et de l'acide phosphoreux.



b) Action du pentachlorure de phosphore (PCl₅)

Le pentachlorure de phosphore réagit avec l'éthanol, il se forme du chlorure d'éthyle, de l'oxytrichlorure de phosphore et de l'acide chlorhydrique.



Alcool absolu ou pur: 99,99% (100%)

Application:

Exo. I.- Un vin titre 12°.

- Qu'est-ce que cela signifie?
- Quel volume d'éthanol pur se retrouve dans 250 cm³ de cette solution?
- Déduire la masse d'alcool pur sachant que la masse volumique de l'éthanol est 0,8 g/cm³

Exo. II.- On fermenté 1,5 kg de glucose. Sachant que le rendement de la réaction est de l'ordre de 75%, calculer;

- Le volume d'éthanol pur obtenu
- Le volume du gaz dégagé à TPN.
- La masse d'acide acétique que l'on pourrait produire par oxydation ménagée de cet alcool.
- Le volume d'une solution de vinaigre titrant 6° qui pourrait être préparé à partir de cet acide.

$$\mu_{\text{alcool}} = 0,8 \text{ g/cm}^3 ; \mu_{\text{acide}} = 1,08 \text{ g/cm}^3$$

Exo. III.-

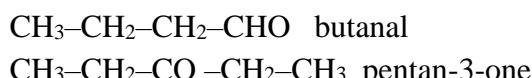


Extrait Agenda de chimie Organique

Secondaire IV _ Avril 2026.

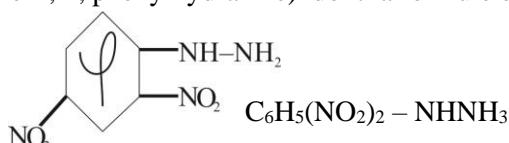
Aldéhyde, Cétone et Acide acétique

Les aldéhydes, comme les cétones, comportent le groupe fonctionnel $C=O$, appelé **groupe carbonyle**, pour les aldéhydes le groupement est toujours en bout de chaîne et pour les cétones il est toujours en milieu de chaîne.

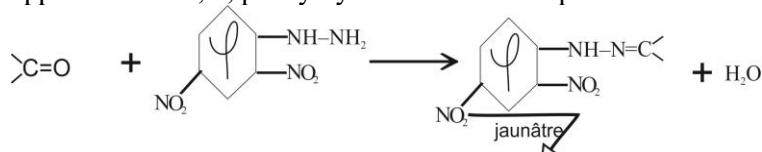


Mise en évidence du groupement carbonyle commun aux aldéhydes et aux cétones :

Elle se fait à l'aide d'un réactif connu sous le nom de 2, 4, DNPH (dinitro-2, 4, phénylhydrazine) dont la formule est



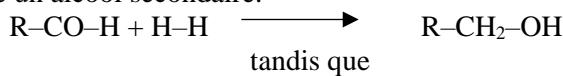
En présence des aldéhydes ou cétones, la 2, 4, DNPH donne un précipité jaunâtre de cristaux d'un composé improprement appelé dinitro-2, 4, phénylhydrazone selon l'équation :



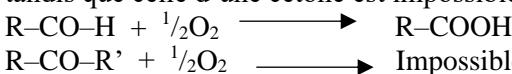
Distinction entre aldéhydes et cétones

Pratiquement les aldéhydes se distinguent des cétones :

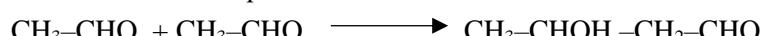
- 1) Par le produit de leur hydrogénéation : Celle d'un aldéhyde donne un alcool primaire tandis que celle d'une cétone donne un alcool secondaire.



- 2) Par le produit de leur oxydation ménagée: L'oxydation ménagée d'un aldéhyde conduit à un acide carboxylique tandis que celle d'une cétone est impossible.



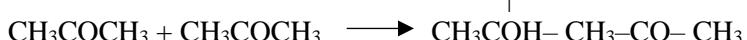
- 3) Par le produit de leur dimérisation: celle d'un aldéhyde a un aldol tandis que celle d'une cétone conduit à un cétol.



Tandis que



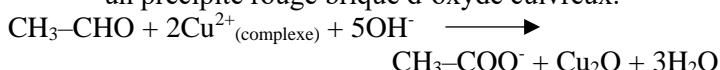
|



- 4) Par leur réactivité vis-à-vis de la liqueur de Fehling :

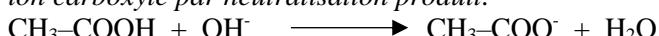
Le réactif de Fehling aussi appelé liqueur de Fehling, de couleur bleu-foncé, contient des cuivreux sous d'ions complexes, ce qui explique l'absence de précipité d'hydroxyde de cuivre II, malgré le milieu basique.

La liqueur de Fehling en présence des aldéhydes, permet la formation de l'eau, d'un acide carboxylique et un précipité rouge brique d'oxyde cuivreux.



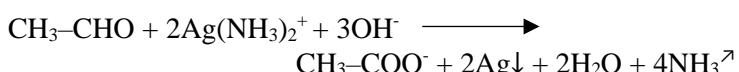
La liqueur de Fehling est sans action sur les cétones.

Remarque: En réalité l'acide produit en milieu basique est un ion carboxyle par neutralisation produit:



- 5) Par leur réactivité vis-à-vis du réactif de Tollens ou nitrate d'argent ammoniacal:

La liqueur de Tollens contient l'ion complexe diamine argent I de formule $Ag(NH_3)_2^+$, il est un excellent réducteur des aldéhydes. Le réactif de Tollens face aux aldéhydes, permet la formation de l'eau, d'un acide carboxylique et un dépôt d'argent (miroir d'argent), cette réaction est utilisée pour argenté le verre.



Le réactif de Tollens est sans action sur les cétones.

- 6) Par leur réactivité vis-à-vis du réactif de Schiff : Le réactif le plus sensible de l'éthanal, solution aqueuse de fuchsine (matière colorante violacée) décolorée par la quantité juste suffisante de dioxyde de soufre. En présence éthanal, ce réactif prend une teinte rose violacée (rose fuchsia) alors qu'il reste incolore vis-à-vis d'une cétone.

Étude de l'éthanal et de la propanone

A) Présentation comparée

L'éthanal, aussi appelé acétaldéhyde, aldéhyde acétique, éthyl aldéhyde ou oxoéthane, est un composé chimique, un aldéhyde de formule chimique CH_3CHO .

Naturellement produit par les plantes, c'est un composant volatil trouvé à faibles doses dans les fleurs et feuilles du coton, dans les feuilles de chêne et de tabac, dans les fruits mûrs, le café. Il contribue à l'odeur du romarin, de l'orange amère, du camphre, de la moutarde et de la menthe. C'est un produit toxique et cancérogène suspecté.

L'acétone en chimie, (nom officiel IUPAC propanone, aussi connue sous les noms de diméthylcétone, 2-propanone, propan-2-one), de formule chimique CH_3COCH_3 est le composé le plus simple de la famille des cétones. C'est un isomère du propanal.

B) Préparation de l'éthanal et de la propanone

Obtient l'éthanal :

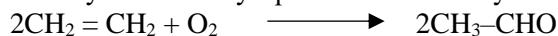
- 1) Par déshydrogénération catalytique de l'éthanol en présence du cuivre chauffé vers 250°C



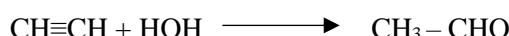
- 2) Par oxydation managée de l'éthanol en présence d'un défaut d'oxydant.



- 3) Par oxydation catalytique directe de l'éthylène.



- 4) Par hydration en présence de HgSO_4 , à partir de l'acétylène.



On prépare la propanone :

- 1) Par déshydrogénération de propanol-2 (chauffé vers 350°C en présence d'un catalyseur) obtenu par hydration du propène.



- 2) Par déshydrogénération de propanol-2



- 3) Par oxydation managée du propanol-2



- 4) Par décarboxylation inter moléculaire de l'acide acétique, en présence de catalyseur ($\text{Al}_2\text{O}_3, 400^\circ\text{C}$).



- 5) Par distillation sèche de l'acétate de calcium chauffé.



- 6) Par fermentation :

La fermentation de certains matières amylacées (amidon, riz, maïs), sous l'action d'une bactérie (clostridium acétobutylicum) donne l'acétone et divers autres produits tels que le n-butanol, le dioxyde de carbone, le dihydrogène et l'eau.

C) Propriétés physiques

L'éthanal est un liquide incolore et miscible à l'eau et à presque tous les solvants organiques. Notre odorat le perçoit à très faible dose (0,05 ppm suffisent) comme une odeur fruitée (pomme verte) et il devient suffocant et piquant à forte teneurs.

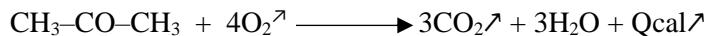
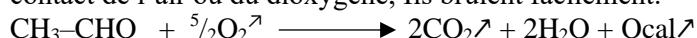
L'acétone est un liquide transparent, inflammable, d'odeur caractéristique (plutôt fruitée). C'est un composé très soluble dans l'eau (c'est une molécule polaire à chaîne carbonée courte), dans l'éthanol et dans l'éther.

D) Propriétés chimiques

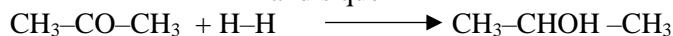
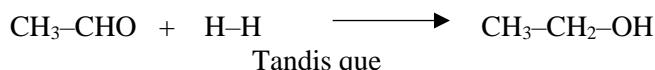
A- Réactions communes

a) Combustion

L'éthanal et l'acétone sont tous deux combustibles, car au contact de l'air ou du dioxygène, ils brûlent facilement.

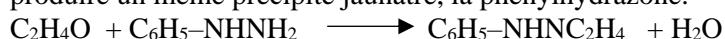


- b) Hydrogénéation : En présence du nickel réduit ou du platine pulvérulent, chauffé vers 180° et 200°C , on obtient respectivement de l'éthanal et le propanol-2 ou alcool isopropylique.



c) Action sur la 2,4-DNPH $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH-NH}_2$

La phénylhydrazine réagit avec l'éthanal et l'acétone pour produire un même précipité jaunâtre, la phénylhydrazone.



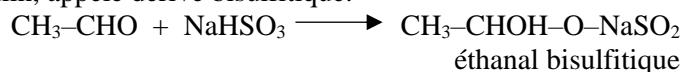
Éthanal phénylhydrazone

Tandis que



d) Addition d'hydrogénosulfite de sodium :

L'addition d'une solution concentrée et refroidie de sulfite acide de sodium à l'éthanal provoque la formation d'un précipité blanc cristallin, appelé dérivé bisulfitique.



Tandis que



B- Propriétés distinctives

- a) Le produit de leur hydrogénéation

- b) Le produit de leur oxydation ménagée :

- c) Le produit de leur dimérisation

- d) Leur réactivité vis-à-vis de la liqueur de Fehling :

- e) Leur réactivité vis-à-vis du réactif de Tollens :

- f) Leur réactivité vis-à-vis du réactif de Schiff

Un autre aldéhyde est produit industriellement : il s'agit de l'acétaldéhyde (ou éthanal), de formule CH_3-CHO . Il est préparé par oxydation catalytique directe de l'éthylène et est principalement utilisé comme matière de base pour la synthèse de l'acide acétique et de l'anhydride acétique.

L'acétone est aussi utilisée comme liquide frigorifique, car le mélange avec la glace carbonique (CO_2 solide) permet de descendre à -78°C .

Application 16 :

- En réduisant le réactif de Fehling représenté CuO par l'éthanal, il se forme 6 hectogrammes d'acide. Trouver
 - La masse du précipité formé
 - Le volume d'éthanal utilisé
 - La masse d'acétylène nécessaire pour préparer cet éthanal
 - Quel volume d'éthylène peut-on utiliser pour préparer cet éthanal. Réponses : 1432g ; 550cm³ ; 260g ; 224L
- Quelles masses sont les masses d'éthanal, d'éthanol, d'acide éthanoïque, obtenues à partir de 52g d'acétylène ? Réponses : 88g ; 92g ; 52g.
- Quelle masse d'acétate de calcium faut-il pour obtenir, par pyrogénération, 1kg d'acétone, sachant que le rendement de la réaction est de 75% ? Réponses : 3,63g
- Avec le dichlore, l'acétone donne l'acétone trichlorée qui, en présence de soude caustique, donne le chloroforme. Quelle masse d'acétone faut-il traiter pour obtenir 23,9g de chloroforme ? Réponses : 11,6g

Étude de l'acide acétique : acide carboxylique

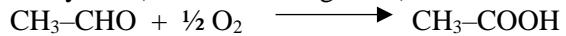
A) Présentation

L'acide acétique (du latin acetum) ou acide éthanoïque est un acide carboxylique de formule chimique : C₂H₄O₂ ou CH₃-COOH. C'est un des plus simples des acides carboxyliques.

Il est naturellement présent dans le vinaigre, il lui donne son goût acide et son odeur piquante. C'est un antiseptique et un désinfectant.

B) Préparation

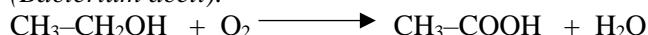
- Par oxydation ménagée de l'éthanal : En présence d'un catalyseur (acétate de manganèse)



- Par oxydation ménagée de l'éthanol : En présence d'oxydant doux



- Par fermentation acétique : réaction aérobie qui permet de transformer l'éthanol en acide acétique, réaction catalysée par un champignon le micoderma aceti (*Bacterium aceti*).



- Par l'action de l'acide sulfurique sur acétate de calcium



- Par distillation fractionnée du jus pyrolygneux, qui contient de l'alcool méthylique ou méthanol (3%), d'acide acétique (10%), d'eau et l'acétone.

Pyrogénération du bois (pyrolyse du bois), c'est la décomposition thermique à de l'air fournit :

- Des gaz combustible

- Le liquide aqueuse appelé jus ou acide pyrolygneux
- Un résidu solide noir, le charbon de bois.

C) Propriétés physiques

À température ordinaire (20 °C), l'acide acétique est un liquide incolore suffocant. Il a une température d'ébullition de 118 °C et fond vers 17 °C.

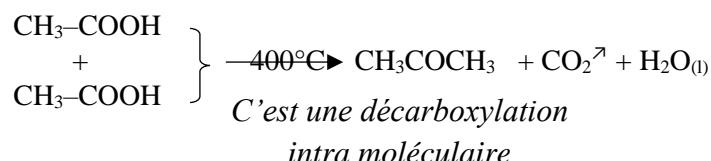
Solvant : L'acide acétique liquide est un solvant protique hydrophile (polaire), similaire à l'éthanol et l'eau, il peut dissoudre non seulement les composés polaires tels que les sels inorganiques et les sucres, mais aussi les composés non polaires tels que les huiles, ou des corps purs comme le soufre et le diiode.

Dans le corps humain, l'acide acétique est produit en outre par la consommation d'alcool : l'éthanol est converti en acétaldehyde qui est alors converti en acide acétique sous l'influence de l'enzyme acétaldehyde déshydrogénase et ensuite en acetyl-CoA par la ligase acétate-CoA.

D) Propriétés chimiques

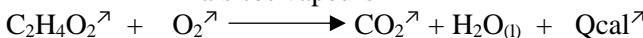
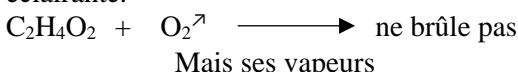
- Pyrolyse ou thermolyse

L'acide acétique est un composé assez stable, mais il se décompose lorsqu'on le chauffe en présence de catalyseur. $\text{CH}_3\text{-COOH} \xrightarrow{200^\circ\text{C}} \text{CH}_4\uparrow + \text{CO}_2\uparrow$
c'est une décarboxylation intra moléculaire.



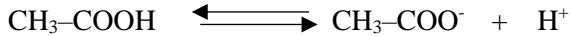
- Combustion

L'acide acétique liquide ne brûle pas mais ses vapeurs s'enflamment aisément à l'air, avec une flamme bleuâtre, peu éclairante.



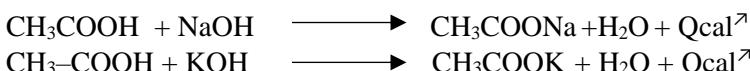
- Propriétés acide de l'acide acétique

a) Ionisation : L'acide acétique pur n'est pas un composé ionique, cependant, en solution dans l'eau, il est partiellement ionisé, donc l'acide acétique est un acide faible et la réaction est réversible.

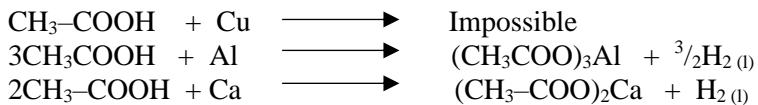


b) L'acide acétique agit sur les indicateurs colorés : elle rougit le tournesol, décolore la phénolphthaleine rouge par une base et son action sur l'hélianthine est beaucoup moins sensible.

c) Par neutralisation l'acide acétique réagit avec les bases pour donner un sel appelé acétate, de l'eau et un dégagement de chaleur.



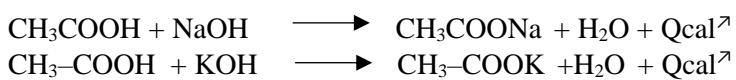
d) Les solutions aqueuses concentrées d'acide acétiques attaquent les métaux plus électropositifs que l'hydrogène.



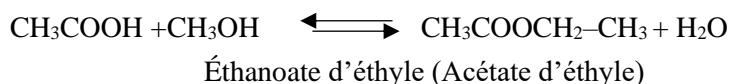
e) L'acide acétique décompose les sels carbonates, conformément à la règle de Berthollet :



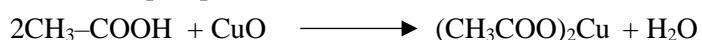
f) Par neutralisation l'acide acétique réagit avec les bases pour donner un sel appelé acétate, de l'eau et un dégagement de chaleur.



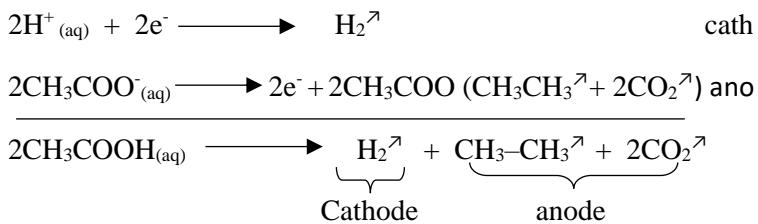
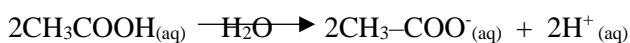
g) L'acide acétique anhydre, en présence de catalyseur approprié, agit sur les alcools pour donner des esters. La réaction est connue sous le nom d'estérification, elle est lente, réversible et athermique.



h) L'acide acétique réagit également avec les oxydes métalliques pour donner des acétates, de l'eau.

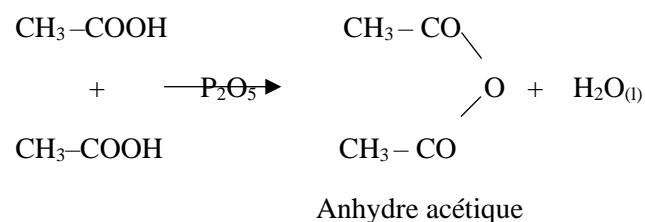


i) Electrolyse : L'acide acétique conduit mal le courant électrique, elle est électrolysable. Au cours de son électrolyse l' H_2 se dirige à la cathode et à l'anode du gaz carbonique et de l'éthane.



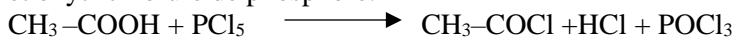
4) Déshydratation de l'acide acétique par l'anhydride phosphorique P_2O_5 .

Sous l'action d'un déshydratant très énergique P_2O_5 , on obtient par perte d'une molécule d'eau entre deux molécules d'acide, l'anhydre acétique.



5) Action de PCl_3

L'acide acétique agit facilement sur le pentachlorure de phosphore pour donner le chlorure d'acétyle, du gaz carbonique et oxytrichlorure de phosphore.



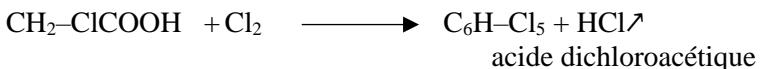
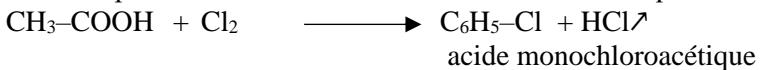
6) Action de PCl_3

En présence du trichlorure de phosphore, donne du chlorure d'acétyle et de l'acide phosphoreux



7) Substitution du groupe

En lumière diffuse, les 3 hydrogènes du groupe CH_3 de l'acide acétique se substituent successivement pour être remplacé par le chlore pour donner 3 dérivés chlorés de l'acide acétique.



Application 17 :

- On réalise la combustion complète de la vapeur d'acide acétique. Quel volume d'air faut-il utiliser pour brûler 1 litre d'acide de densité 1,08. Quel volume de dioxyde de carbone se dégage-t-il ? Le volume molaire est 24 litres.
- On fait réagir 8,8g de A sur 4,6g d'éthanol. On obtient de l'eau et un composé organique C.
 - Écrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit. Donner la fonction chimique et le nom du composé C.
 - La masse du composé C obtenu est de 7,7g. La réaction est-elle totale ? Justifier la réponse.
- L'acide acétique (présent notamment dans le vinaigre) a pour formule brute : $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
 - Quelle est la masse molaire moléculaire de l'acide acétique ?
 - Déterminer les pourcentages en masse de chaque élément présent dans ce composé.

On donne les masses molaires atomiques suivantes :

$$\text{M}(\text{C})=12,0 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{M}(\text{H})=1,0 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{M}(\text{O})=16,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

Réponses : L'acide acétique contient 40,0% de carbone en masse, 6,7% d'hydrogène en masse et 53,3% d'oxygène en masse.



Extrait Agenda de chimie Organique Secondaire IV _ Avril 2026

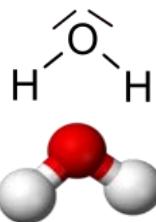
Solution & concentration – Minerais & métallurgie

Structure et propriétés de l'eau

L'eau est une substance chimique constituée de molécules H_2O . Ce composé est très stable et néanmoins très réactif. Dans de nombreux contextes le terme eau est employé au sens restreint d'eau à l'état liquide, et il est également employé pour désigner une solution aqueuse diluée (eau douce, eau potable, eau de mer, eau de chaux, etc.). L'eau liquide est un excellent solvant.

L'eau est le seul composé chimique à exister dans la nature sous trois aspects (états) :

- Solide --- les glaciers et les calottes polaires
- Liquide --- les cours d'eau, les lacs, les rivières et les mers
- Gazeux --- l'atmosphère, vapeur d'eau



La molécule d'eau possède une forme coudée qui est due à ses orbitales non-liantes (doublets non-liants) qui créent des interactions avec les atomes d'hydrogène et les « poussent » vers le bas.

Propriété amphotérique de l'eau

L'eau est un composé amphotère, c'est-à-dire qu'elle peut être une base ou un acide ou qui a deux comportements distincts (acide et base).

L'eau peut être protonée, c'est-à-dire capturer un ion H^+ et devenir un ion H_3O^+ . À l'inverse, elle peut être déprotonnée, c'est-à-dire qu'une autre molécule d'eau peut capturer un ion H^+ et la transformer en ion OH^- . Cependant, ces réactions se produisent très rapidement et sont minimes. $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

Montrer que l'eau est un corps amphotère ou ampholyte ?

$$\text{a) L'eau est un acide : } \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}^+$$

L'eau joue le rôle d'acide, au sein du couple acide-base ($\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$) sa base conjuguée est donc l'ion hydroxyde de formule OH^- , car elle peut libérer un proton H^+ (particule chargée positivement).

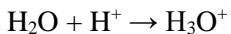
$$\text{b) L'eau est une base : } \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$$

L'eau joue également le rôle de base, au sein du couple acide-base ($\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$), dans ce cas son acide conjugué est l'ion oxonium (hydronium) de formule H_3O^+ , car en raison de sa polarité, elle capte un proton H^+ .

Autoprotolyse de l'eau

L'autoprotolyse de l'eau est une réaction d'échange de protons entre deux (2) molécules d'eau.

Autoprotolyse de l'eau : addition des demi-équations a et b



Bilan : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ (équation de l'autoprotolyse de l'eau)

NB : L'équilibre qui existe entre l'eau et les ions produits par autoprotolyse peut être décrit par la relation suivante :

$$\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

Ke est une constante appelée **produit ionique de l'eau**.

Produit ionique de l'eau

Le produit ionique de l'eau noté « Ke » est le produit des concentrations molaires des ions hydronium H_3O^+ et des ions hydroxydes OH^- . $\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$

A 25°C elle a pour valeur $\text{Ke} = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$
 C'est une grandeur sans unité qui dépend de la température.
 Cette relation permet en particulier de calculer la concentration en ions oxonium (et donc d'en déduire le pH) à partir de la concentration en ions hydroxyde.

Le pH de l'eau pure

Dans une eau pure les ions hydroxyde et oxonium sont produits en même quantité par autoprotolyse ce qui signifie que leurs concentrations ont même valeur: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

L'expression du produit ionique de l'eau peut donc s'écrire :

$$\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \Rightarrow 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{10^{-14}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

Donc pH = 7 correspond bien au pH d'une solution neutre et la concentration des ions oxonium et hydroxyde est de $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

Notion de pH : Potentiel d'hydrogène

Le pH indique l'acidité ou l'alcalinité d'une solution ou la concentration en H^+ ou H_3O^+ d'une solution.

Le pH n'a pas d'unité il est défini suivant une échelle de 0 à 14, à 25 °C et se mesure à l'aide d'un pH-mètre ou s'évalue à l'aide d'indicateurs colorés ou de papier pH.

- Si $\text{pH} < 7$ (entre 0 et 7), solution acide $\Rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ > \text{OH}^-$
- Si $\text{pH} > 7$ (entre 7 et 14), solution basique $\Rightarrow \text{OH}^- > \text{H}_3\text{O}^+$
- Si $\text{pH} = 7$ (égal à 7), solution neutre $\Rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ = \text{OH}^-$

Le pH ou pOH d'une solution est l'opposé du logarithme décimal de la concentration de cette solution en ion H_3O^+ ou OH^-

$$\bullet \text{ pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ par conséquent } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\bullet \text{ pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ donc } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$\bullet \text{ Relation entre pH et pOH : } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Applications : Structure et propriété de l'eau

Exo # 1 : Indiquer la nature des diverses solutions dont le pH est donné :

- Solution aqueuse de chlorure d'hydrogène : pH = 1,5
- Solution aqueuse de soude : pH = 13
- Solution aqueuse de chlorure de sodium : pH = 7

Exo # 2 : La concentration en ion H_3O^+ d'une solution est 10^{-3} mol/L. Déterminer pour cette solution :

- La concentration en ion OH^-
- Le pH
- La nature

Exo # 3 : Le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium est égal à 13 à 25°C.

- La solution est-elle acide ou basique ?
- Calculer les valeurs pour cette solution :
 - De la concentration molaire en ion oxonium
 - De la concentration molaire en ion hydroxyde
- Dans cette solution quels sont les ions qui prédominent.

Exo # 4 : Le ph d'une solution est 2,3.

- Quelles est la concentration de cette solution en ion H_3O^+ ? OH^- ?
- Quelles est la nature de cette solution.

Exo # 5 : Une solution a une concentration en ion OH^- égal 2×10^{-6} mol/L.

- Quelle est sa concentration en ion H_3O^+
- Quel est son pH ?
- Quelle sa nature ?

Exo # 6 : Une solution a une concentration en ion H_3O^+ égal $3,5 \times 10^{-10}$ mol/L. Déterminer pour cette solution :

- sa concentration en ion OH^-
- son pH ?
- Son pOH
- sa nature ?

Exo # 7 : Compléter :

	[H_3O^+]	[OH^-]	pH	pOH
S_1			2,6	
S_2	$5,2 \times 10^{-5}$			
S_3		$7,8 \times 10^{-4}$		
S_4				10

Réaction Acido-basique

Définition

Une réaction acido-basique est une réaction de transfert de protons H^+

A. Définition d'un acide selon Bronsted

Un acide est une espèce chimique susceptible de fournir un proton H^+ . Ainsi, le chlorure d'hydrogène (HCl) en solution aqueuse, libère le proton H^+ . Il est donc un acide.



B. Définition d'une base selon Bronsted

Une base est toute espèce chimique susceptible de capter un proton H^+ .



C. Définition d'un couple acide base

Un couple acide/base est l'ensemble d'un acide et de sa base conjuguée.



Ainsi, dans l'exemple d'ionisation du chlorure d'hydrogène : HCl est l'acide; sa base conjuguée est Cl^- et le couple acido-basique est HCl / Cl^-

Remarque : L'eau est ampholyte qu'elle peut être à la fois acide et base.

D. Dissolution du chlorure d'hydrogène en solution aqueuse.

Considérons la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau. Elle s'écrit :

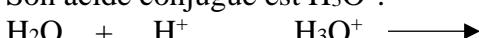


La molécule HCl a libéré le proton H^+ : elle est un acide. Sa base conjuguée est Cl^- .



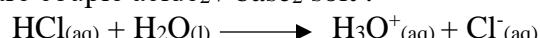
Le couple acide₁ / base₁ est alors HCl / Cl^-

La molécule H_2O a gagné le proton H^+ : elle est une base. Son acide conjugué est H_3O^+ .



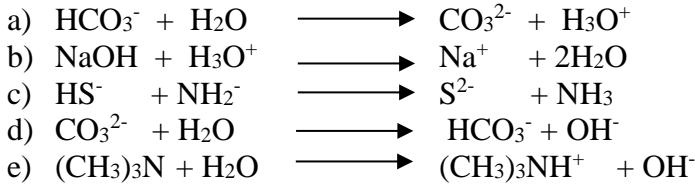
Le couple acide₂ / base₂ est alors $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

La réaction acido-basique correspond alors à un transfert de proton de l'acide d'un couple acide₁ / base₁ à la base d'un autre couple acide₂ / base₂ soit :



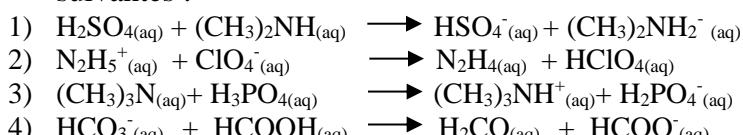
Application : Acido-basique

Exo. I.- On donne les réactions acido-basiques suivantes :



- Identifier la base et l'acide du côté des réactifs
- Identifier la base conjuguée et l'acide conjugué du côté des produits
- Écrire pour chaque réaction les couples acido-basiques

Exo. II.- On donne les réactions acido-basiques suivantes :



- Identifiez la base conjuguée et l'acide conjugué du côté des produits.
- Identifiez la base et l'acide du côté des réactifs.
- Écrivez pour chaque réaction les couples acido-basiques

Exo. III.- J

Solution et concentration

Une **solution** le plus souvent est un mélange homogène constitué d'un solvant et d'un soluté.

- a) Le soluté peut être solide, liquide ou gazeux, mais sera toujours **en petite quantité** par rapport au solvant.
- b) Une solution peut contenir soit des molécules, soit des ions, soit les deux.
- c) Lorsque le solvant est l'eau (le solvant par excellence), on parle de **solution aqueuse**.
 - Un **solvant** est une substance chimique dans laquelle dissout le soluté.
 - Un **soluté** est une substance chimique qui se dissout dans un solvant.
- o) Une **solution diluée** est une solution qui a une très faible quantité de soluté par rapport au solvant.
- o) Une **solution concentrée** est une solution qui a une très grande quantité de soluté par rapport au solvant.

Une solution peut contenir des ions ou des molécules.

* L'eau salée contient des ions Na^+ et Cl^- dispersés parmi des molécules d'eau.

* L'eau sucrée contient des molécules de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ dispersés parmi des molécules d'eau.

Solution ionique

Un liquide contenant des ions (anions et cations) parmi le solvant est appelé **solution ionique**. Dans la solution, les ions se déplacent facilement sous l'effet d'un champ électrique, d'où la forte conductibilité électrique des solutions ioniques. Une solution ionique est électriquement neutre.

Qualités d'une solution.

- a) **Solution saturée** : Une solution est saturée quand le solvant ne peut plus dissoudre le soluté.
- b) **Solution non saturée** : Une solution est dite non saturée si le solvant peut encore dissoudre du soluté.
- c) **Solution sur saturée** : C'est une solution qui dépasse la limite de saturation.

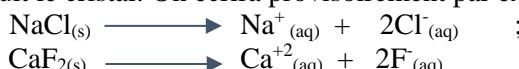
Préparation de Solutions

A. Par dissolution d'une espèce chimique : Dissolution

Une espèce chimique plongée dans un liquide est dite dissoute si elle « disparaît » dans le liquide. Ce phénomène s'appelle la dissolution.

Équation d'une réaction de dissolution dans l'eau

Lors de la mise en solution aqueuse du solide ionique, l'eau détruit le cristal. On écrira provisoirement par exemple :



Les ions hydratés sont notés avec le symbole (aq) en indice.

Dissolution des molécules polaires

Les solutés moléculaires polaires sont solubles dans les solvants moléculaires polaires.



Danger : jamais d'eau dans l'acide (on verse toujours l'acide dans l'eau)

Cas des solutions aqueuses non électrolytiques

Une espèce moléculaire peut très bien se dissoudre dans l'eau sans former de solution électrolytique. Le mécanisme de dissolution est le même, mais sans l'étape de dissociation.

Exemples : Solide : saccharose dans de l'eau
Liquide : éthanol dans de l'eau
Gaz : dioxygène dans de l'eau

B. Par dilution d'une solution existante :

Diluer une solution, c'est obtenir une nouvelle solution moins concentrée que la solution initiale, **en ajoutant du solvant**.

Une dilution consiste à prélever un volume déterminé d'une solution initiale et à y rajouter un volume déterminé d'eau distillée pour obtenir une solution finale de concentration plus faible (solution diluée).

Dilution d'une solution aqueuse

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée **solution-mère**. La solution finale de concentration inférieure est appelée **solution-fille** ou **solution finale (solution diluée)**.

Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire :

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}} ; \text{ alors } C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

Facteur de dilution : C'est le nombre de fois qu'on doit diluer une solution mère C_i afin d'obtenir une solution fille C_f .

$$F = \frac{C_i}{C_f} ; F = \frac{V_f}{V_i} ; F = \frac{\text{Grande valeur}}{\text{Petite valeur}}$$

Comment préparer une solution par dilution ?

Formule en rappel pour déterminer les quantités de matière

$$\mathbf{n} = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}_m} = \frac{\text{masse}}{\text{Masse moléculaire}} \quad | \quad \mathbf{n} = \mathbf{CV} \quad | \quad \mathbf{n} = \frac{\mathbf{P} \cdot \mathbf{V}}{\mathbf{R} \cdot \mathbf{T}}$$

$$\mathbf{n} = \frac{\mathbf{V}}{\mathbf{V}_m} = \frac{\text{Volume}}{\text{Volumes molaire}} \quad | \quad \mathbf{V}_m = 22.4 \text{ L.mol}^{-1}$$

Avec P (pression) en pascal (Pa), V (volume) en Mètre cube (m^3), T (température absolue) en kelvin (K) et R (constante du gaz parfait) = 8,314 unité S.I.

Concentration molaire (Molarité) d'une solution

La concentration est la quantité de soluté (en mol) que l'on dissout dans un volume de solvant pour obtenir 1 litre de solution.

$$\mathbf{C} = \frac{\mathbf{n}}{\mathbf{V}} = \frac{\text{nombre de moles de solutés}}{\text{Volume en litres}}$$

Concentration massique

La concentration massique d'une espèce chimique est la masse de solutés que l'on dissout dans un litre de solution et s'exprime en gramme par litre.

$$\mathbf{C}_m = \frac{\text{masse en gramme}}{\text{Volume en litres}}$$

La concentration massique, en g.L^{-1} , est aussi égale au produit de la concentration molaire, en mol.L^{-1} , par la masse molaire M (en g.mol^{-1}) de l'espèce dissoute :

$$\mathbf{C}_m = \mathbf{C} \times \mathbf{M}_m$$

Concentration molaire d'une espèce en solution

La concentration molaire d'un ion A dans une solution est la quantité de matière n [A] effectivement présente dans 1 litre de solution.

$$[\mathbf{A}] = \frac{\mathbf{n}_A}{\mathbf{V}} = \frac{\text{quantité de A dans la solution}}{\text{Volume de la solution en litres}}$$

Considérons la dissolution du sulfate de sodium dans l'eau :



Pour une mole de sulfate de dissoute dans l'eau, il y 2 moles d'ions Na^+ à se former (2 fois plus) et une mole d'ion sulfate à se former (autant).

Solutions molaires et normales

A- Solutions molaires

C'est la dissolution dans un 1 litre d'eau une mole de n'importe quelle substance pure.

Lorsqu'on dissout 196g (2moles) d'acide sulfurique dans un litre d'eau, on dit qu'il est 2M ou 2 fois molaire puisqu'une mole d'acide sulfurique contient 98g.

Il existe aussi des solutions 0,5 M, 0,75 M, 1 M, 2 M, 6M, 10M

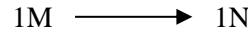
B- Solutions normales

C'est le nombre d'équivalent-gramme par litre de solution. Il existe aussi des solutions 0,5 N, 0,75 N, 1 N, 2 N, ..., 7N, 9N

- Cas des monoacides ou des monobases
- Cas des diacides ou dibases
- Cas des triacides

1. Cas des monoacides ou des monobases

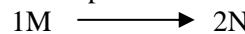
Lorsqu'on réalise la dissolution d'une mole d'un monoacide ou d'une monobase dans 1l d'eau, on obtient la libération d'une mole d'ion H^+ ou OH^- . La solution obtenue est une solution 1N. Ainsi le rapport entre la normalité et la molarité pour les monoacides ou les monobases est donné par la relation :



2. Cas des diacides ou dibases

Si on réalise la dissolution d'une mole d'un diacide ou d'une dibase dans 1l d'eau, on obtient la libération deux moles d'ion H^+ ou OH^- . La solution obtenue est une solution 2N. Ainsi

le rapport entre la normalité et la molarité pour les monoacides ou les monobases est donné par la relation :



3. Cas des triacides

Lorsqu'on réalise la dissolution d'une mole d'un triacide dans 1l d'eau, on obtient la libération d'une mole d'ion H^+ . La solution obtenue est qualifiée de solution 3N. Ainsi le rapport entre la normalité et la molarité pour les triacides est donné par la relation :



Dosage – titrage

Le dosage est un procédé d'analyse volumétrique qui consiste à déterminer avec efficacité et précision le titre d'une solution. On détermine le **titre d'une solution**, lorsqu'on arrive à calculer :

Sa normalité	Sa molarité
Sa concentration en g/l	Sa concentration en mol/l

Formule pour Titrage ou dosage en normalité

$$\mathbf{N}_A \times \mathbf{V}_A = \mathbf{N}_B \times \mathbf{V}_B$$

\mathbf{N}_A : normalité de l'acide

\mathbf{V}_A : volume de l'acide

\mathbf{N}_B : normalité de la base

\mathbf{V}_B : volume de la base

Formule pour Titrage ou dosage en concentration

$$\mathbf{C}_A \times \mathbf{V}_A = \mathbf{C}_B \times \mathbf{V}_B$$

\mathbf{C}_A : concentration de l'acide

\mathbf{V}_A : volume de l'acide

\mathbf{C}_B : concentration de la base

\mathbf{V}_B : volume de la base

L'acidimétrie est le dosage d'une solution acide à partir d'une solution basique connue, c'est-à-dire de déterminer la quantité d'acide pur contenue dans un litre de solution.

L'alcalimétrie est le dosage d'une solution basique à partir d'une solution acide connue, c'est-à-dire de déterminer la quantité de base pure contenue dans un litre de solution.

Une solution titrée : est une solution qui renferme par litre une quantité exactement connus de corps dissous. Elle s'exprime soit en g/l soit mol/l.

Solutions électrolytiques

On appelle solution électrolytique une solution qui conduit le passage du courant électrique. Toute solution électrolytique contient des ions.

Électroneutralité

Considérons par exemple une solution contenant des ions Na^+ et des ions Cl^- l'électroneutralité exige que la concentration en ions Na^+ soit égale à celle des ions Cl^- l'équation d'électroneutralité s'écrit : $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$ étant donné que, par convention, les crochets entourant l'ion signifient « concentration de l'ion ».

De même, si une solution contient des ions Al^{3+} et des ions Cl^- l'électroneutralité exige que la concentration en ions Cl^- soit trois fois supérieure à celle des ions Al^{3+} puisque ceux-ci portent, en valeur absolue, une charge électrique trois fois plus grande, l'équation d'électroneutralité s'écrit : $[\text{Cl}^-] = 3[\text{Al}^{3+}]$.

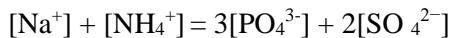
Si nous considérons maintenant une solution contenant des ions aluminium Al^{3+} des ions sodium Na^+ des ions chlorures Cl^- et des ions sulfates SO_4^{2-} l'équation d'électroneutralité s'écrit : $3[\text{Al}^{3+}] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}]$.

Pour écrire l'équation d'électroneutralité, il suffit de mettre comme coefficient devant chaque concentration le nombre qui précise la charge de l'ion.

Toutes les solutions aqueuses sont électriquement neutres. Ainsi une solution qui ne contiendrait que des ions phosphate : PO_4^{3-} et des ions ammonium : NH_4^+ aurait une concentration en ions ammonium $[\text{NH}_4^+]$ triple de la concentration en ions phosphate puisqu'il faut trois ions ammonium pour compenser la charge électrique de l'ion phosphate $[\text{PO}_4^{3-}]$.

L'équation qui traduit cette obligation d'avoir une solution neutre s'appelle l'équation d'électroneutralité. Dans le cas d'une solution de phosphate d'ammonium, cette équation s'écrit : $[\text{NH}_4^+] = 3[\text{PO}_4^{3-}]$

Si on mélange dans une même solution du phosphate d'ammonium et du sulfate de sodium, la solution contiendra quatre sortes d'ions PO_4^{3-} , NH_4^+ , Na^+ et SO_4^{2-} . L'équation d'électroneutralité s'écrira :



Applications : Solution et concentration

Exo # 1 : On veut préparer deux litres d'une solution de soude de 1,5 M à partir d'une solution de soude de concentration de 6 M.

- Quel nom donne-t-on à cette opération ?
- Quel est le facteur de dilution de cette solution ?
- Quel est le volume initial ?

Exo # 2 : Une solution de sulfate de cuivre à une concentration $C = 2 \times 10^{-2}$ mol/L. son volume initial est de 500 ml, on ajoute 120 ml d'eau. Calculer la concentration finale de cette solution et son facteur de dilution.

Exo # 3 : La composition d'une eau minérale est la suivante : $\text{Na}^+ = 0,217\text{mol/L}$; $\text{K}^+ = 0,025\text{ mol/L}$; $\text{Ca}^{2+} = 1,95\text{ mol/L}$; $\text{Mg}^{2+} = 1\text{ mol/L}$; $\text{I}^- = 5,88\text{ mol/L}$; $\text{Cl}^- = 0,062\text{ mol/L}$; $\text{SO}_4^{2-} = 0,1\text{ mol/L}$. Écrire l'équation d'électroneutralité.

Exo # 4 : Compléter les phrases suivantes :

- La molarité d'une solution de 500 ml contenant 24 g de H_2SO_4 est _____
- Lorsqu'on dilue une solution, on augmente _____ et on diminue _____
- Pour porter une solution de concentration $C_1 = 2,5\text{ mol/L}$ à une concentration de $C_2 = 0,5\text{ mol/L}$, on doit le diluer de _____ fois

Exo # 5 : Une solution aqueuse renferme les ions suivants : $\text{PO}_4^{3-} = 1,5\text{ mol/L}$; $\text{Na}^+ = 0,5\text{ mol/L}$; $\text{F}^- = 0,5\text{ mol/L}$; $\text{Ba}^{2+} = 0,475\text{ mol/L}$; $\text{Al}^{3+} = 1,1\text{ mol/L}$; $\text{S}^{2-} = 0,4\text{ mol/L}$. Vérifier l'électroneutralité de la solution.

Exo # 6 : Pour doser ou neutraliser 40 cm^3 d'une solution H_2SO_4 , on a utilisé 25 cm^3 d'une solution $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 3M.

- Calculer la normalité, la molarité et la C g/L de la solution acide
- On fait agir 150 cm^3 de cette solution acide sur le zinc. Calculer la masse du sel formé.

Exo # 7 : Pour doser une solution de potasse, on prélève 15 cm^3 que l'on neutralise avec 40 cm^3 d'une solution chlorhydrique 3 M. Calculer la normalité, la molarité et la C g/L de la base.

Exo # 8 : On verse 375 cm^3 d'acide chlorhydrique contenant 73 g/L sur l'aluminium. Calculer le volume du gaz dégagé.

La stœchiométrie des réactions

La stœchiométrie est la science qui mesure les proportions quantitatives ou rapport de masse dans lesquels les éléments chimiques sont impliqués.

Coefficient ou nombre stœchiométrique.

Le nombre ou le coefficient stœchiométrique d'une espèce chimique dans une réaction donnée est le nombre qui précède sa formule dans l'équation considérée. $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al} \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
3 ; 2 ; 1 et 3 sont des coefficients stœchiométriques.

Avancement d'une réaction chimique

L'avancement d'une réaction chimique, notée « x », est une grandeur (valeur), exprimée en moles (mol), qui permet de suivre l'évolution d'une réaction chimique

Comment suivre l'évolution de la réaction ?

Pour suivre l'évolution de la composition du système au cours de la transformation chimique (de l'état initial à l'état final), on dresse un tableau d'avancement.

Tableau d'avancement

Le tableau d'avancement est un outil très pratique pour étudier les transformations chimiques et effectuer des bilans de matière. On s'intéresse à trois (3) états : État initial – état intermédiaire – état final.

État initial : État où la réaction n'a pas encore commencé. L'avancement noté « x » est nul (tout comme les quantités des produits).

État intermédiaire (transformation) : Il correspond à un état quelconque au cours de la réaction. L'avancement « x » vaut alors une certaine valeur

État final : Il correspond à l'état du système à la fin de la réaction. L'avancement « x » correspond alors à une valeur maximale.

Réactif : Substance introduite pour prendre part à une réaction chimique.

Réactif limitant : Réactif entièrement consommé au cours d'une réaction chimique.

NB. Le réactif limitant est responsable de l'arrêt de la réaction.

Réactif en excès : Réactif qui n'est pas entièrement consommé au cours d'une réaction chimique.

Comment déterminer l'avancement et le réactif limitant ?

- Le réactif limitant est celui dont la quantité de matière s'annule en premier. Pour l'identifier, il faut calculer les valeurs de « x » qui annulent les quantités de matières des réactifs. La plus petite valeur de x permet d'identifier le réactif limitant
- L'avancement maximal « x_{max} » correspond au nombre maximal d'actes de réaction. Il est égal à la plus petite valeur de x.

Pour déterminer l'avancement et le réactif limitant, on pose :

$$n_A - aX_{max} = 0 \Rightarrow aX_{max} = n_A \Rightarrow aX_{max} = \frac{n_A}{a}$$

$$n_B - bX_{max} = 0 \Rightarrow bX_{max} = n_B \Rightarrow bX_{max} = \frac{n_B}{b}$$

L'avancement correspond à la plus petite valeur de x_{max}

N.B. Dans une réaction chimique la concentration d'un réactif tend à diminuer ($n_A - aX$) ou ($n_B - bX$)

Si $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$, la réaction est stœchiométrique. Alors les deux réactifs sont limitants, on dit que l'on se trouve dans les conditions stœchiométriques.

Si $\frac{n_A}{a} \neq \frac{n_B}{b}$, la réaction est non stœchiométrique

Pour déterminer le réactif limitant sans le tableau d'avancement.

Si $\frac{n_A}{a} < \frac{n_B}{b}$ => A est le réactif limitant

Si $\frac{n_B}{b} < \frac{n_A}{a}$ => B est le réactif limitant

Si $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$ => A et B sont les réactifs limitants

Formule pour déterminer le degré de pureté

Formule générale : D.P. = $\frac{\text{Quantité réelle}}{\text{Quantité apparente}} \times 100$

D.P. = $\frac{V_{réelle}}{V_{apparente}} \times 100$ | D.P. = $\frac{M_{réelle}}{M_{apparente}} \times 100$

D.P. = 100 - impureté

Pourcentage de rendement : P.R. = $\frac{\text{Rendement pratique}}{\text{Rendement théorique}} \times 100$

Tableau d'avancement			
		Réactifs ou réactants	Produits
Equation			→
État du système	Avancement	<i>Quantités de matières (mol)</i>	
État initial	0		
État intermédiaire	X		
État final	X_{max}		

Électrochimie

I. Nombre d'oxydation (N.O.)

Le nombre d'oxydation (degré d'oxydation) d'une espèce chimique (atomes, molécules, ions) correspond au nombre d'électrons gagné ou cédés par l'atome de cet élément. Il est indiqué par un **chiffre romain** précédé du signe (+) ou (-)

Remarque: Le nombre d'oxydation. est un entier positif ou négatif est abrégé par n.o. ou d.o.

Les règles définissant le nombre d'oxydation

- Un corps simple élémentaire c'est à l'état non combiné ou combiné à lui-même a un n.o. égal à zéro (ex., n.o. (Ne) = 0 et n.o. (H₂) = 0)
- Dans un composé, le fluor a toujours un n.o. égal à -I.
- Dans un composé, un alcalin (Li, Na, etc.) a toujours un n.o. égal à +I.
- Dans un composé, un alcalino-terreux (Be, Mg, etc.) a toujours un n.o. égal à +II.
- Dans un composé, le n.o. de l'aluminium est + III, du zinc +II, du fer dans les composé ferreux +II et dans les composé ferriques +III, le n.o. du cuivre, du plomb, du mercure +II dans les composés « iques » et +I dans les composés « eux ».
- La somme des n.o. intervenant dans une molécule est toujours nulle.
- La somme des n.o. intervenant dans un ion polyatomique est égale à la charge de l'ion, n.o. de PO₄⁻³ = -III.
- Dans un composé, l'hydrogène possède dans la quasi-généralité des cas un n.o. égal à +1, à l'exception des hydrures de métaux, tels que NaH ou LiH (hydrure de sodium ou de lithium), pour lesquels n.o. (H) = -I.

Hydrure : Composé formé de l'hydrogène et d'un métal.

- Dans un composé, l'oxygène a le plus souvent un n.o. égal à -II. Il existe néanmoins, plusieurs exceptions :
 - Dans les peroxydes, la présence d'un pont oxygène O-O induit un n.o. = -I pour chaque oxygène.
Exemple : H₂O₂ qui correspond à H-O-O-H, plus connu sous le nom d'eau oxygénée.

Peroxyde : C'est un oxyde qui possède un nombre supérieur par rapport à la normale.

- Comme le fluor est plus électronégatif que l'oxygène, dans la molécule OF₂ (fluorure d'oxygène), le n.o. de l'oxygène est +II.

Application : Nombre d'oxydation

Exo. I.- Déterminer le nombre d'oxydation du métal : Cr₂O₇²⁻ ; MgCl₂ ; Fe(NO₃)₃ ; KOH ; PbO₂²⁻

Exo. II.- Déterminer le nombre d'oxydation de l'azote dans les espèces chimiques suivantes

Applications : Avancement

Exo. I.- La combustion du propane (C₃H₈) dans du dioxygène dans du gaz carbonique et de l'eau. Au cours de cette réaction 20 g de propane réagissent avec 80 g de dioxygène. Indiquer le réactif en excès et le réactif limitant en dressant le tableau d'avancement. Calculer le volume du gaz recueilli à 28°C et 105 kilo pascals.

Exo. II.- Le dichlore gazeux peut être obtenu grâce à la réaction suivante :



Si l'on dispose de 100 g d'oxyde de manganèse (MnO₂) et de 200 g de chlorure d'hydrogène (HCl), quelle sera la masse du réactif excédentaire ? Trouvez la masse de sel formé après dessiccation (action de dessécher)

Exo. III.- 0,2 mol de zinc réagit avec 100 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique à 3,65g/L.

- Écrire l'équation de la réaction
- Préciser le bilan de matière à l'état final à partir d'un tableau d'avancement.
- Quel est le réactif limitant ?
- Quel volume de gaz se forme à TPN ?
- Quelle masse de sel est obtenu ?

Exo. IV.- L'acide sulfurique dilué à froid réagit avec 10 g de fer commercial. On obtient un dégagement gazeux qui, TPN, mesure 2,5L.

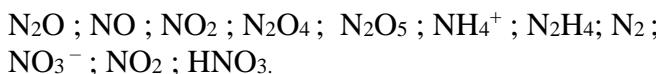
- Quelle masse d'acide a réagi ?
- Quel le degré de pureté de l'échantillon de fer utilisé.
- Quelle masse de sel se forme ?

Exo. V.- Une masse de 2g de potassium réagit avec 2ml d'eau de masse volumique 1g/cm³.

- Écrire l'équation bilan de la réaction
- Dresser le tableau d'avancement de la réaction qui précise un bilan de matière à l'état final.
- Quel est le réactif limitant ?
- Quel volume de gaz se dégage à TPN.

$$\mu \text{ (Masse volumique)} = \frac{\mathbf{m}}{V(\text{en cm}^3)}$$

Exo. VI.-



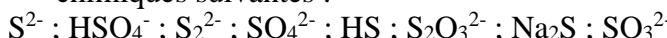
Exo. III.- Dresser un diagramme croissant du nombre d'oxydation du phosphore dans les composés suivants :



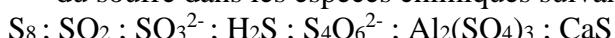
Exo. IV.- Classer les espèces suivantes par ordre croissant du nombre d'oxydation du chlore. :



Exo. V.- Dresser un diagramme décroissant du nombre d'oxydation du soufre dans les espèces chimiques suivantes :



Exo. VI.- Dresser un diagramme décroissant du n.o. du soufre dans les espèces chimiques suivantes :



Exo. VII.-

II. Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction, ou réaction redox, est une réaction **de transferts simultanés** d'électrons entre un oxydant et un réducteur.

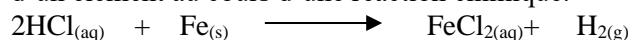
Une réaction d'oxydoréduction ou réaction redox est une réaction chimique au cours de laquelle se produit simultanément deux (2) phénomènes antagonistes : Une oxydation et une réduction (un échange d'électrons). L'espèce chimique qui capte les électrons est appelée « oxydant » ; celle qui les cède, « réducteur ».

1. Réaction d'oxydation

- Augmentation du nombre d'oxydation
- Perte d'électrons : $\text{K}^0 \longrightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$

1.1. En fonction du nombre d'oxydation

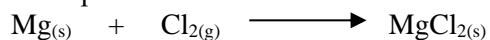
Une oxydation est une augmentation du nombre d'oxydation d'un élément au cours d'une réaction chimique.



Le nombre d'oxydation du magnésium est passé de zéro (0) à + II Le magnésium a subi une oxydation.

1.2. En fonction des électrons

Une oxydation est une demi-équation de réaction correspondant à une perte d'électron.



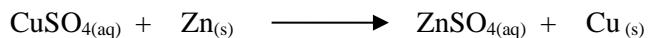
Le magnésium a libéré deux (2) électrons : il a subi une oxydation. $\text{Mg}^0 \longrightarrow 2\text{e}^- + \text{Mg}^{2+}$

2. Réaction de réduction

- Diminution du nombre d'oxydation
- Gain d'électrons : $\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}^0$

2.1. En fonction du nombre d'oxydation

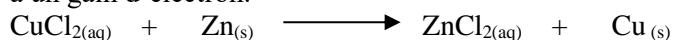
Une réduction est une diminution du nombre d'oxydation d'un élément lors d'une réaction chimique.



Le nombre d'oxydation de Cu est passé de + II à zéro (0) : Le cuivre est réduit

2.2. En fonction des électrons

Une réduction est une demi-équation de réaction correspondant à un gain d'électron.



L'espèce cuivre Cu^{2+} a capté deux (2) électrons : il subit une réduction. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$

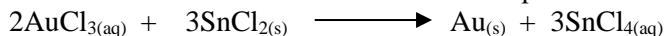
3. Oxydant

Tout corps chimique ayant la possibilité de capter un ou plusieurs électrons. **Le corps réduit est un oxydant** :



3.1. En fonction du nombre d'oxydation

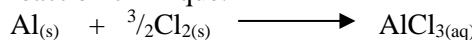
Un oxydant est un corps qui renferme un élément dont le nombre d'oxydation diminue au cours d'une réaction chimique.



Le nombre d'oxydation de l'or est passé de + III à zéro (0) : il a été réduit. Ainsi l'espèce AuCl_3 est l'oxydant.

3.2. En fonction des électrons

Un oxydant est une espèce qui capte des électrons au cours d'une réaction chimique.



Le chlore est l'oxydant car il a capté des électrons : il est un oxydant. $\frac{3}{2}\text{Cl}_{2(\text{s})} + 3\text{e}^- \longrightarrow 3\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$

4. Réducteur

Tout corps chimique susceptible de perdre un ou plusieurs électrons. **Le corps oxydé est un réducteur** :



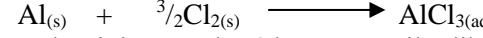
4.1. En fonction du nombre d'oxydation

Un réducteur est un corps qui renferme un élément dont le nombre d'oxydation augmente au cours d'une réaction chimique. $2\text{AuCl}_{3(\text{aq})} + 3\text{SnCl}_{2(\text{s})} \longrightarrow \text{Au}_{(\text{s})} + 3\text{SnCl}_{4(\text{aq})}$

Le nombre d'oxydation de l'étain est passé de + II à + IV : il a été oxydé. Ainsi l'espèce SnCl_4 est le réducteur.

4.2. En fonction des électrons

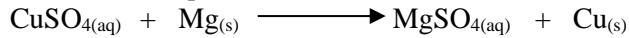
Un réducteur est une espèce chimique qui libère des électrons lors d'une réaction chimique.



L'aluminium est le réducteur car il a libéré des électrons : il est un réducteur. $\text{Al}^0_{(\text{s})} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$

❖ Démonstration de la réaction redox en fonction du nombre d'oxydation

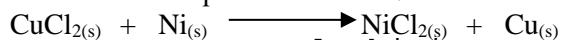
Examinons l'équation suivante :



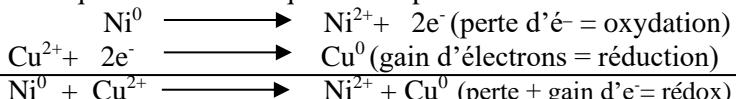
Le nombre d'oxydation (n.o.) du magnésium, est passé de zéro (0) à + II : il a subi une oxydation. En même temps le nombre d'oxydation (n.o.) du cuivre, est passé de + II à zéro (0) : il a subi une réduction. Somme toute, la réaction est donc redox.

❖ Démonstration de la réaction redox en fonction des électrons (électronique)

Considérons l'équation suivante :



Les équations électroniques correspondantes sont :



5. Réaction de dismutation et réaction de commutation

a) Réaction de dismutation

Une réaction redox est qualifiée de dismutation ou d'auto-oxydation quand une même espèce joue à la fois le rôle d'oxydant et de réducteur.



Le dichlore est à la fois oxydant et réducteur, donc c'est une réaction de dismutation.

b) réaction de commutation

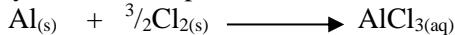
La réaction redox où deux (2) réactifs d'une même espèce portant des états d'oxydation différents réagissent entre eux pour donner un produit avec état d'oxydation intermédiaire sont qualifiées de réaction de commutation.



Le mercure liquide réduit l'ion mercurique (II) en ion mercurieux (I) : C'est une réaction de commutation.

6. Couple redox (couples oxydant-réducteur)

Lors des transformations d'oxydoréduction, on a l'intervention d'un réducteur qui s'oxyde et d'un oxydant qui se réduit. L'ensemble formé par l'oxydant sous sa forme réduite et le réducteur sous sa forme oxydée constitue respectivement le couple oxydant et le couple réducteur.



Réducteur : $\text{Al}^0_{(s)} \longrightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^-$ (oxydation)

Oxydant : $\frac{3}{2}\text{Cl}_{2(g)} + 3e^- \longrightarrow 3\text{Cl}^-_{(aq)}$ (réduction)

$\text{Al}^0_{(s)} + \frac{3}{2}\text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow 3\text{Cl}^-_{(aq)} + \text{Al}^{3+}_{(aq)}$ oxydo-réduction

Les couples redox mis en jeu lors de la réaction sont :

$\frac{\text{Al}^{3+}}{\text{Al}^0}$ et $\frac{\text{Cl}^0}{\text{Cl}^-}$ Pour un couple de composés, le premier désigné est toujours l'oxydant et le second le réducteur.

Équilibrage des équations Redox en milieu acide ou basique.

L'équilibrage qui décrit des réactions redox ayant lieu en milieu acide ou basique selon la méthode des demi-Relations, est fondé sur l'application séquentielle des étapes suivantes :

- Montrer que la réaction est redox puis identifier et séparer les demi-équations d'oxydation et la demi-équation de réduction.
- Pour chaque demi-équation, équilibrer d'abord, tous les atomes autres que l'hydrogène (H) et l'oxygène (O).
-

A- **Milieu Acide** : Équilibrerez les atomes d'oxygène en ajoutant, le nombre approprié de molécules d'eau (H_2O) du côté qui est déficitaire en atomes d'oxygène : **Le côté moins oxygéné**. Puis des ions hydrogène (H^+) du côté opposé.

B- **Milieu basique** : Équilibrerez les atomes d'oxygènes (O) en ajoutant, du côté où ils sont en excès, une quantité de molécules d'eau (H_2O) généralement égale au nombre d'oxygène en excès. Puis ajouter de l'autre côté une quantité d'ions hydroxydes (OH^-) qui est le double par rapport aux molécules d'eau ajoutées.

- Équilibrer chaque demi-équation vis-à-vis des charges en plaçant un nombre approprié d'électrons ($+e^-$) toujours du côté le plus chargé.
- Le cas échéant, multiplier l'une ou les deux demi-équations par un nombre entier afin d'égaliser le nombre d'électrons transférés au cours de la réaction
- Additionner les deux (2) demi-équations tout en prenant soin de simplifier les espèces chimiques identiques.

Application : Oxydo-réduction

Exo. I.- Soit la réaction du nitrate de zinc sur le magnésium.

- Écrire son équation bilan
- Donner son équation ionique
- Est-ce une réaction d'oxydoréduction ? si oui, justifier en écrivant les demi-équations électroniques.
- Quel est l'élément oxydé ? quel est l'élément réduit ?
- Identifier l'oxydant puis le réducteur.

Exo. II.- On fait dégager du dihydrogène gazeux dans une solution de nitrate d'argent. Des particules d'argent apparaissent progressivement.

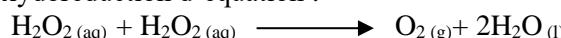
- Écrire l'équation bilan de la réaction.
- Démontrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction en écrivant les demi-équations des réactions.
- Quels sont les agents oxydant et réducteur ?
- Préciser les couples redox mis en jeu.

Exo. III.- Démontrer que la réaction de l'acide sulfurique concentré et à chaud sur l'aluminium est une réaction d'oxydoréduction. Préciser les couples redox mis en jeu.

Exo. IV.- Démontrer que la réaction de l'acide nitrique dilué à froid sur le cuivre est une réaction d'oxydoréduction. Préciser les couples redox mis en jeu.

Exo. V.- Les ions permanganate, MnO_4^- et manganèse II, Mn^{2+} , forment le couple oxydant réducteur $\text{MnO}_4^-_{(aq)} / \text{Mn}^{2+}_{(aq)}$. Quelle est la demi-équation électronique qui correspond à ce couple sachant que le milieu réactionnel est acide.

Exo. VI.- L'eau oxygénée peut se décomposer selon la réaction d'oxydoréduction d'équation :

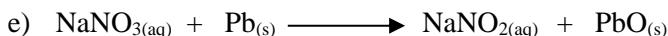


- Identifier l'oxydant et le réducteur de la réaction
- Quels sont les couples oxydants et réducteurs mis en jeu ? Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.
- Recherche dans un dictionnaire la signification du mot « dismutation »
- Que peut-on dire de cette réaction ?

Exo. VII.- Une réaction redox entre deux couples conduisant à la formation d'un produit qui est le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre s'appelle une **médimutation**.

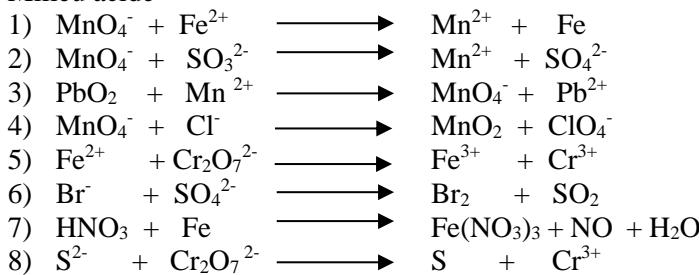
Exo. VIII.- Justifier si les réactions suivantes sont réactions redox ?

- $2\text{SO}_3^{\cdot\cdot} + \text{O}_2^{\cdot\cdot} \longrightarrow 2\text{SO}_{3(s)}$
- $\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \longrightarrow \text{AgCl}_{(s)}$
- $\text{SO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(s)} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(l)}$
- $\text{PCl}_5^{\cdot\cdot+}_{(s)} + \text{Cd}_{(s)} \longrightarrow \text{PCl}_3^{\cdot\cdot+} + \text{CdCl}_2^{\cdot\cdot-}$

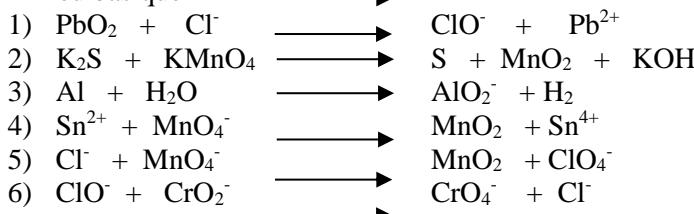


Exo. IX.- Équilibrer les équations redox ci-dessous en :

A- Milieu acide



B- Milieu basique



Exo. X.- Les ions or III sont réduits en or métallique par le zinc métallique qui est oxydé en ion Zn^{2+} .

- Identifiez l'oxydant et le réducteur
- Écrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction
- Identifiez les couples redox.

Exo. XI.- Soient les équations des réactions chimiques suivantes :

- Ag

Exo. XII.- Les

Les générateurs électrochimiques

Définition : un générateur électrochimique est un dispositif permettant de produire de l'énergie électrique à partir d'une réaction chimique, c'est-à-dire de transformer de l'énergie chimique en énergie électrique.

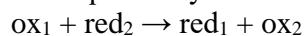
On classe les générateurs en trois (3) :

- les piles** fournissent de l'énergie, mais une fois déchargées sont inutilisables ;
- les accumulateurs** peuvent être rechargés électriquement ; ils sont donc constitués de systèmes redox réversibles ;
- les piles à combustibles** sont approvisionnées en réactifs au cours de leur fonctionnement, donc régénérées en continu.

Constitution

Un générateur électrochimique est constitué de deux électrodes séparées par un électrolyte, soit trois parties, toutes déterminant les caractéristiques d'utilisation du générateur.

Lorsque le générateur débite, il est le siège d'une réaction chimique d'oxydoréduction dont le bilan peut s'écrire :



1- L'espèce chimique ox_1 est réduite lors de la décharge : elle constitue la cathode du générateur. C'est la borne \oplus du générateur en fonctionnement.

2- L'espèce chimique red_2 est oxydée, elle constitue l'anode du générateur : la borne $(-)$.

3- L'électrolyte assure le passage des ions entre les électrodes. Lorsque le générateur débite du courant :

- à la cathode : $\text{ox}_1 + n_1 e^- \rightarrow \text{red}_1$
- à l'anode : $\text{red}_2 \leftarrow \text{ox}_2 + n_2 e^-$

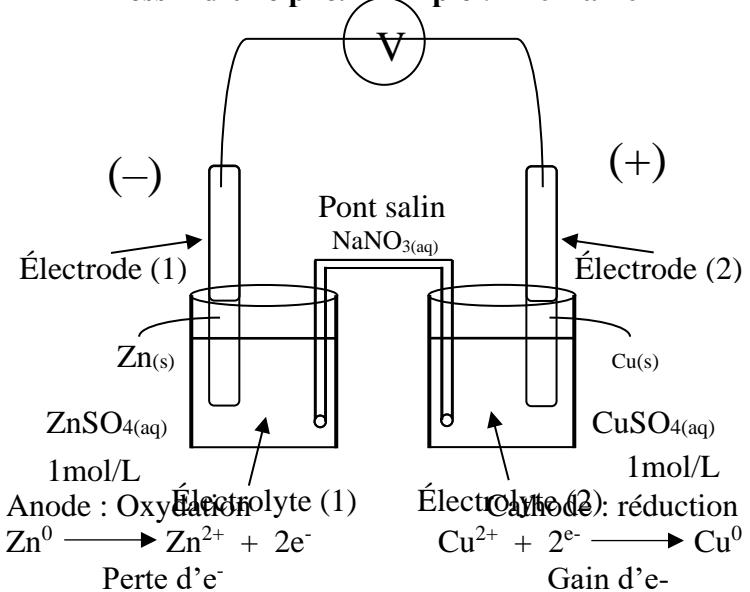
Pile - Electrochimie

Une Pile est un dispositif ou un générateur qui transforme une partie de l'énergie chimique venant d'une réaction d'oxydo-réduction spontanée en énergie électrique.

Constitution d'une pile

Une pile est constituée par deux **demi-piles** ou deux compartiments (ensemble d'une solution et d'une **électrode**) correspondants chacun à un couple redox et par un **pont salin** (pont électrolytique), permettant le passage du courant électrique et des ions entre les deux compartiments.

Dessin d'une pile. Exemple : Pile Daniell

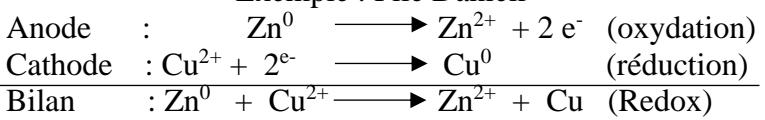


Demi-pile ou électrodes métalliques : Est formé d'une solution électrolytique contenant un cation métallique $\text{M}_{(\text{aq})}$ dans laquelle est plongée une électrode solide (s) du métal M.

N.B. Chaque demi-pile comporte un métal plongé dans une solution qui comporte les cations du même métal

Équation bilan de fonctionnement d'une Pile.

Exemple : Pile Daniell



Polarité de la pile : On appelle polarité, la nature positive ou négative de chaque électrode.

Borne négative : Est constituée par le métal qui est donneur d'électrons (plus réducteur)

Borne positive : Est constituée par le métal qui est accepteur d'électrons (plus oxydant)

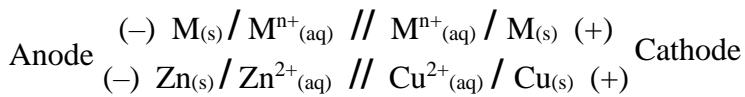
N.B. On prévoit la polarité d'une pile l'aide des potentiels redox :

- Celui qui a le potentiel redox le plus élevé contient les cations les plus oxydants et par conséquent le métal le moins réducteur qui va constituer la borne positive (cathode) de la pile.
- Celui dont le potentiel est le plus bas contient les cations les moins oxydants et de fait le métal le plus réducteur qui constitue alors la borne négative (anode) de la pile.

Représentation symbolique ou conventionnelle d'une pile

On symbolise une transition métal en solution ionique par un / et le pont salin par deux //.

Une pile constituée par deux couples cation métallique / métal se notera :



Sens de circulation du courant électrique et des électrons

- Le courant électrique circulation de la borne positive vers la borne négative.
- du Sens de déplacement des électrons : Les électrons se déplacent du pôle négatif vers le pôle positif.

Le sens du courant électrique est l'opposé de celui des électrons.

Anode : OxydAtion = Entrée du courant (voyelle : sortie des e⁻)
Cathode : réduCtion = Sortie du courant (Consonne : Entrée des e⁻)

Force électromotrice (f.e.m.) ou différence de potentiel (D.D.P) d'une pile

La force électromotrice d'une pile est la tension entre ses bornes à vides c'est-à-dire quand la pile ne débite aucun courant. Elle se mesure à l'aide voltmètre.

On le calcule par la différence de potentiel entre la borne positive et la borne négative.

$$E^0_{\text{pile}} \text{ ou f.e.m.} = E^0_{(\text{cathode})} - E^0_{(\text{anode})}$$

Ou

$$E^0_{\text{pile}} \text{ ou f.e.m.} = E^0_{(\text{cathode à droite})} - E^0_{(\text{anode à gauche})}$$

Electrodes de la pile

- Chaque lame et la solution dans laquelle elle est plongé constituent une demi pile. Les deux (2) bouts qui émergent

constituent la borne positive (+) et la borne négative (-) de la pile.

Les deux (2) lames de zinc_(s) et cuivre_(s) sont appelées électrodes de la pile.

- Le pont en verre en forme de U qui relie les deux (2) solutions contient une troisième solution d'un électrolyte tel que NaNO₃. Il est bouché à ses deux (2) extrémités avec du coton afin que les ions contenus dans la solution puissent circuler d'une solution à une autre. C'est le pont électrolytique (pont salin).

a) Fonctionnement de la pile

Les atomes zinc de l'électrode de zinc perdent des électrons. Ceux-ci se déplacent à travers le fil externe jusqu'aux ions Cu²⁺ contenus dans l'autre demi pile. En perdant ainsi leurs électrons, les atomes Zn_(s) deviennent des ions Zn²⁺ qui se détachent de la lame en se dissolvant dans la solution.

Dans la pile les deux phénomènes antagoniste se sont produits : il s'agit d'une réaction redox.

Il y a trois (3) mouvements qui s'effectuent quand la pile fonctionne :

- Le mouvement des électrons allant dans le sens de l'électrode zinc à l'électrode plomb en passant par le fil externe et le voltamètre.
- Le mouvement des cations Zn²⁺, Na⁺ (à travers le pont électrolytique) et Cu²⁺ allant dans le sens de Zn à l'électrode de plomb.
- Le mouvement des anions NO₃⁻ (à travers le pont électrolytique) et SO₄²⁻ allant dans le sens contraire des cations.

Ces trois (3) mouvement sont interdépendants. Si nous faisons cesser l'un d'eux, les autres cessent.

Anode : Électrode de la pile vers laquelle se dirigent les anions à travers le pont électrochimique.

Cathode : Électrode de la pile vers laquelle se dirigent les cations.

Électrode : Extrémité des conducteurs fixés au pôle positif (anode) et négatif (cathode) d'un générateur électrique.

Une électrode est un conducteur électronique, ou ionique (ex. verre) relié à une demi-pile ou faisant partie d'une demi-pile, siège d'une réaction de réduction ou d'oxydation.

Les électrodes interviennent dans les systèmes générateurs de courant (comme les piles) et dans les électrolyses, dont le système est récepteur de courant

Le pont électrolytique : Est indispensable car c'est à travers lui que les mouvements se réalisent. C'est lui qui assure la neutralité électrique de la solution. S'il est enlevé, aucun mouvement ne pourra avoir lieu.

Une pile électrolytique est désignée par ses réactifs. Les deux (2) réactifs de la pile décrite précédemment sont Zn et Cu²⁺. Donc la pile construite est une pile Zn – Cu²⁺.

b) Usure d'une pile électrochimique

Une pile s'use quand le potentiel d'ionisation de l'anode diminue au fur et à mesure pendant que celui de la cathode augmente jusqu'à ce que ces deux potentiels s'équilibrent.

Pour la faire fonctionner à nouveau, on peut augmenter la concentration de la solution cathodique, soit ajouter de l'eau dans la solution anodique.

Potentiel d'oxydation d'un élément

Chacune des deux (2) électrodes d'une pile est faite d'un élément qui possède une certaine tendance à s'oxyder appeler **potentiel d'oxydation**, désigner Par **E** et exprime en **volt**.

C'est l'électrode dont l'élément possède le plus haut potentiel d'oxydation qui s'oxydera (anode) et qui enverra ses électrons par l'intermédiaire du fil externe, aux cations de l'autre demi-pile.

Le potentiel d'oxydation de l'élément constituant une électrode dépend de la concentration de la solution et de la température.

Lorsque la concentration est 1mol/litre et la température de 25°C, le potentiel d'oxydation est appelé **potentiel normal d'oxydation** est noté **E°** .

Voici une liste de potentiels normaux d'oxydation où l'hydrogène a été choisi comme référence. On lui a attribué arbitrairement le potentiel normal d'oxydation 0,0 volt.

Échelle des potentiels standards	
Li^+	= -3,03 Volt
Rb^+	= -2,93 Volt
K^+	= - 2,93 Volt
Ba^{++}	= - 2,90 Volt
Sr^{++}	= - 2,89 Volt
Ca^{++}	= - 2,87 Volt
Na^+	= - 2,71 Volt
Mg^{++}	= - 2,37 Volt
Be^{++}	= - 1,85 Volt
Al^{+++}	= -1,66 Volt
Mn^{++}	= -1,19 Volt
Zn^{++}	= - 0,76 Volt
Cr^{+++}	= - 0,71 Volt
Fe^{++}	= - 0,44 Volt
Cd^{++}	= - 0,40 Volt
Co^{++}	= - 0,28 Volt
Ni^{++}	= - 0,23 Volt
Sn^{++}	= - 0,14 Volt
Pb^{++}	= - 0,13 Volt
Fe^{+++}	= - 0,04 volt
H⁺	= 0,0 Volt
Sn^{+++}	= + 0,21 Volt
As^{+++}	= + 0,25 Volt
Bi^{+++}	= + 0,32 Volt
Cu^{++}	= + 0,34 Volt
I ⁻	= + 0,54 Volt
Hg^{++}	= + 0,79 Volt
Ag^+	= + 0,80 Volt
Pd^{++}	= + 0,99 Volt
Br ⁻	= + 1,06 Volt
O ⁻⁻	= + 1,23 Volt
Cl ⁻	= + 1,36 Volt
Au^{+++}	= + 1,45 Volt
F ⁻	= + 2,85 Volt

Potentiel d'oxydation d'un élément

C'est la tendance qu'un élément possède à se réduire, c'est-à-dire à gagner des électrons

Remarque : Le potentiel d'oxydation et le potentiel de réduction ont la même valeur, mais sont de signes opposés.



Applications : électrochimie

Exo. I.- On considère une pile fer – étain mettant en jeu les couples :



- c) Dessiner la pile et établir son schéma conventionnel.
d) Quelle la f.e.m. de cette pile?

Exo. II.- On considère une pile aluminium – argent mettant en jeu les couples :



- a) Dresser la pile et établir son schéma conventionnel.
b) Quelle la f.e.m. de cette pile?
c) Quelles sont les réactions aux électrodes?
d) Donner l'équation bilan du fonctionnement de cette pile.

Exo. III.- On Associe une demie pile standard au zinc à une demi-pile standard au cuivre. La force électromotrice de la pile ainsi constituée est égale à 1,10 V. L'électrode en cuivre en constitue le pôle positif.

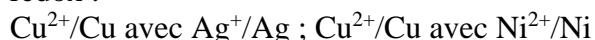
En déduire la valeur du potentiel redox standard du couple zn^{2+}/Zn , connaissant le potentiel standard du couple $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$.

Exo. IV.- a) en utilisant l'échelle des potentiels standard d'oxydoréduction, identifier les pôles des piles formées par l'association des demi-piles suivantes :

- Zn^{2+}/Zn et Ag^+/Ag
- Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu
- Pb^{2+}/Pb et Zn^{2+}/Zn
- Pb^{2+}/Pb et Fe^{2+}/Fe
- Ag^+/Ag et Pb^{2+}/Pb
- Ag^+/Ag et Fe^{2+}/Fe

- b) Calculer la f.e.m. de chacune de ces piles lorsque les concentrations des réactions sont toutes égales à 1 mol.L⁻¹.
c) Écrire les équations-bilan des réactions de fonctionnement de ces piles.

Exo. V.- On considère les piles associant les couples redox :



- a) Préciser la polarité de ces piles et calculer leur f.e.m. dans les conditions standards.
b) Donner les équations aux électrodes et en déduire les équations-bilan des réactions se produisant dans ces deux piles.
c) On relie par un fil de cuivre les électrodes de cuivre de ces deux piles.
Quelles la f.e.m. du générateur ainsi constitué?
Comment réaliser la pile équivalente?

Études des métaux et ses alliages

A.- Introduction

Les alliages, sont des produits métalliques obtenus par incorporation d'un ou plusieurs éléments à un métal. Comme les métaux purs, les alliages ont un éclat métallique et sont des conducteurs de chaleur et d'électricité.

B.- Définition des alliages

Un alliage est un mélange obtenu par la solidification de deux ou de plusieurs métaux préalablement fondus. Parfois à un métal, on peut incorporer un non-métal comme le carbone, le phosphore et le silicium.

Amalgame, tout alliage contenant du mercure.

C.- Principaux alliages de cuivre

1. **Le laiton simple** : alliage de cuivre et de zinc
2. **Le laiton au plomb** : alliage de cuivre de zinc et de plomb.
3. **Les bronzes** : alliages de cuivre et d'étain.
4. **Bronzes d'arts** : alliage de cuivre, d'étain et de zinc.
5. **Bronzes d'aluminium** : alliage de cuivre et d'aluminium (plus fort pourcentage de cuivre).
6. **Le maillechort** : alliage de cuivre, de zinc et de nickel.

D.- Principaux alliages d'aluminium

1. **Les bronzes d'aluminium** : alliage d'aluminium et de Cuivre.
2. **L'alpax** : alliage d'aluminium et de silicium.
3. **L'almélec** : alliage d'aluminium et de silicium et de magnésium.
4. **Le duralumin ou dural** : alliage d'aluminium de Cuivre de magnésium et de manganèse.
5. **L'électron** : alliage d'aluminium de zinc et de magnésium.

E.- Alliages de fer

1. **L'acier** : alliage de fer et de carbone (moins de 2% carbone)
2. **Fonte** : alliage de fer et de carbone (plus de 2% carbone).

3. Préparation des alliages

On fond d'abord le métal le moins volatil ou le plus fusible et on ajoute progressivement les autres constituants en proportions convenables.

Comment les protéger contre l'oxydation par l'oxygène de l'air. On recouvre sa surface d'une couche de borax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) poussiére de carbone, pour empêcher l'oxydation des métaux et des non-métaux par l'air.

Modification produite dans les alliages par des traitements mécanique et thermiques

Écrouissage des métaux ou des alliages.

Écrouissage : Toutes modifications produites dans les alliages par les traitements mécaniques et thermiques.

Ils sont au nombre de trois (3) :

- a) **La trempe** : C'est l'opération qui consiste à chauffer un métal, un alliage ou du verre, jusqu'à une température inférieure à son point de fusion, puis à le refroidir

brusquement en le trempant dans de l'eau ou de l'huile, ou même, dans l'air.

Effet de la trempe : La trempe a pour effet d'augmenter la dureté et la ténacité, en même temps diminue la malléabilité et la ductilité. En revanche, ils deviennent cassants (fragiles). D'autres métaux comme le bronze deviennent plus souples lorsqu'on les trempe.

- b) **Le revenu** : C'est l'opération qui consiste à réchauffer plus ou moins longtemps un alliage trempé à une température légèrement inférieure à sa température de trempe et à le refroidir lentement.

Effet du revenu : Le revenu corrige les effets de la trempe (augmenter la malléabilité et la ductilité).

- c) **Le recuit** : Consiste à chauffer un alliage ou un métal au-dessus de sa température de trempe et à le refroidir lentement.

Effet du recuit : Le recuit est un procédé qui permet d'éliminer les effets de la trempe.

Il existe deux (2) types de recuit :

- Le recuit d'adoucissement
- Le recuit de normalisation

1. Introduction

Certains métaux, comme l'or, le cuivre, l'argent et le platine, existent sous forme libre dans la nature. Cependant, la plupart sont rarement purs : ils sont contenus dans des minérais dont il faut les extraire. Dans la matrice de ces derniers, appelée *gangue*, se trouvent souvent des déchets de roche qui contiennent des oxydes et des sulfures métalliques.

2. Définition

Un minéral est un mélange d'éléments chimiques présents dans la nature sous forme de roches (agrégat minéral), dont un ou plusieurs d'entre eux présentent un intérêt commercial, et que l'on peut extraire industriellement.

Ainsi l'hématite permet d'extraire le fer, la bauxite, l'aluminium, la pechblende et l'uranium.

Gangue : On donne le nom de gangue ou scorie à toute impureté (matière silicieuses, argileuses, débris des végétaux, ossements d'animaux) qui accompagne un minéral.

3. Les principaux minérais sont :

- A.- Les oxydes qui ont pour formule générale : MO
- B.- Les sulfures qui ont pour formule générale : MS
- C.- Les carbonates qui ont pour formule générale : MCO_3

A.- Les oxydes: MO

Les principaux oxydes sont :

- Le fer oligiste ou hématite anhydre : Fe_2O_3
- La cuprite ou oxyde de cuivre I : Cu_2O
- Hématite rouge ou oxyde de fer anhydre : Fe_2O_3
- La limonite ou hématite brune ou oxyde de fer hydraté : $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- La pierre d'aimant (aimant naturel) ou la magnétite : Fe_3O_4
- La bauxite ou alumine hydraté: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$

- Corindon ou oxyde d'aluminium anhydre : Al_2O_3
- Cassitérite ou dioxyde d'étain : SnO_2

B.- Les sulfures: MS

Les principaux sulfures sont :

- La blende ou la sphalérite ou sulfure de zinc : ZnS
- La galène ou sulfure de plomb : PbS
- L'argyrose ou argentite ou sulfure d'argent : Ag_2S
- La pyrite ferreuse ou disulfure de fer ou pyrite naturelle de fer : FeS_2
- Le cinabre rouge ou sulfure de mercure : HgS
- La chalcosine ou Chalcocite ou sulfure de cuivre I: Cu_2S
- La chalcopyrite ou pyrite cuivreuse : $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_3$ ou CuFeS_2

C.- Les carbonates: MCO_3

Les principaux carbonates sont :

- L'azurite bleue : $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ ou $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$
- La cérasite ou carbonate de plomb : PbCO_3
- La malachite verte ou hydrocarbonate de cuivre : $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ ou $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$
- La calamine ou smithsonite ou carbonate de zinc : ZnCO_3
- Le fer spathique ou sidérose ou sidérite ou chalybite ou carbonate de fer : FeCO_3
- La magnétite ou giobertite ou carbonate de magnésium : MgCO_3
- La dolomie ou dolomite ou carbonate double de magnésium et de calcium : $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ou $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
- Le calcaire CaCO_3

$$\text{Massee mineraai Pure} = \frac{\text{Massee mineraai X \% pur}}{100}$$

$$\text{Massee mineraai} = \frac{\text{Massee mineraai Pure X100}}{\% pur}$$

$$M. de m. a 100\% = M. de m. Pure + M. G.$$

Métallurgie

a. Définition

Prend le nom de métallurgie, l'ensemble des technologies d'extraction, d'élaboration et de purification des métaux et de leurs alliages.

Remarque: La sidérurgie est l'extraction du fer de ses minerais.

b. Les opérations métallurgiques

Elles comprennent :

- A.- Les traitements physico-mécaniques
- B.- Les traitements électrochimiques
- C.- Les traitements chimiques
- D.- L'affinage

A.- Les traitements physico-mécaniques

Ces traitements ont pour but d'enrichir un mineraï en le débarrassant de la majorité de sa gangue. Parmi ces traitements, on trouve :

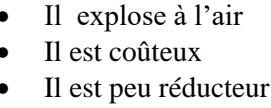
Le triage à la main	Concassage et Broyage	
Le triage magnétique	La lévigation	Le flottage

B.- Les traitements chimiques ont pour but d'extraire le métal du mineraï enrichi par une suite de réactions chimiques. Ces traitements sont les suivantes :

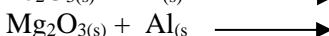
1. Le traitement des oxydes : Il se fait par une réaction de réduction qui est l'opération fondamentale en métallurgie.

Les réducteurs industriels:

- a) Dihydrogène (H_2), utilisé comme réducteur industriel, mais son emploi est limité pour trois (3) raisons :



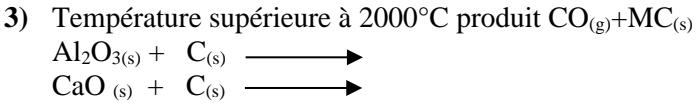
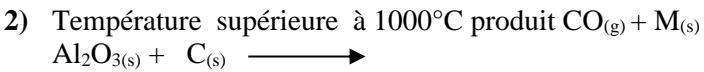
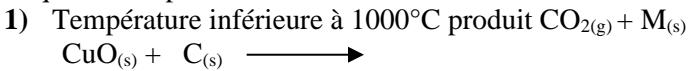
- b) Aluminium (Al), l'opération est connue sous le nom **d'aluminothermie**.



- c) Monoxyde de carbone (CO), on l'utilise comme réducteur en sidérurgie. Il a la propriété de libérer le métal tout en se transformant en gaz carbonique.

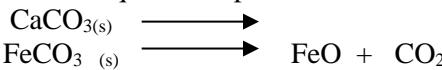


- d) Carbone (C), réducteur industriel par excellence, utilisé sous forme de coke métallique qui résiste aux charges. Les produits de sa réduction dépendent de la température à laquelle on opère :



2. Les traitements des carbonates : On recourt à deux (2) opérations métallurgiques, pour traiter les carbonates : La calcination et La réduction

- a) La calcination : C'est le chauffage à haute température à l'abri de l'air, sous l'action de la chaleur. Les carbonates se décomposent en oxydes métalliques avec production du dioxyde de carbone.

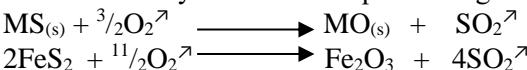


- b) La réduction : une fois trouvé oxyde métallique, il est prêt à subir une réduction.



3. Le traitement des sulfures : Pour traiter les sulfures, il requiert deux (2) opérations métallurgiques : Le grillage et la réduction

- a) Le grillage, consiste à chauffé le mineraï dans l'air au fin de l'oxydation. Son équation générale est :



- b) La réduction, le mineraï une fois oxydé, est prêt à subir une réduction :

