

La Chimie



Collection "SUPERNOVA"



en 1^{re} C, D & E

3 500 FCFA

Editions
SuperNova

LA CHIMIE EN

1^{re} C-D-E

Sous la supervision de
M. DJEDJE NOMEL JACQUES
Inspecteur de l'Enseignement Secondaire



AVANT-PROPOS

Cet ouvrage de Chimie du niveau première de la collection « SUPERNOVA » a pour titre « La Chimie en première C, D, E ». C'est un manuel, fruit d'un travail collectif d'Inspecteurs de l'Enseignement Secondaire, d'Encadreurs pédagogiques et de Professeurs chevronnés.

Conforme à la nouvelle approche pédagogique (APC) en vigueur actuellement en Côte d'Ivoire et à ses objectifs, il entend mettre l'élève au centre du processus d'apprentissage et d'évaluation.

L'ouvrage est constitué de 15 leçons dont les titres portent chacun la mention de la série ou des séries concernées : 1^{re} C, D, E ou 1^{re} C, E.

Les leçons sont réparties en deux thèmes et structurées chacune autour de 9 rubriques :

- **Tableau des habiletés et des contenus** : c'est une rubrique qui présente les habiletés de la leçon à évaluer.
- **Notions essentielles** : il s'agit des notions essentielles à retenir pour la leçon.
- **Situation d'apprentissage** : la situation d'apprentissage introduit la leçon et lui donne un sens.
- **Activités** : il s'agit d'un ensemble d'activités que l'élève est amené soit à réaliser, soit à suivre la réalisation afin d'aboutir aux notions essentielles ci-dessus mentionnées. Chaque activité se termine par un bilan ou un point suivi d'une activité d'application.
- **Résumé du cours** : c'est un bref résumé de l'essentiel à retenir.
- **Méthodes** : ici sont regroupées quelques méthodes de résolution d'exercices (procédés) ou des savoir-faire et savoir être au niveau des manipulations.
- **Exercices résolus** : il s'agit d'exercices d'application portant sur les habiletés de la leçon, exercices corrigés et commentés.
- **Je m'exerce** : cette rubrique regroupe des exercices d'application ou de fixation, des exercices de renforcement ou d'approfondissement et des situations d'évaluation.
- **Rendez-vous du curieux** : il s'agit de textes, d'images en relation étroite avec la leçon et donnant des informations au-delà des contenus traités.

Les auteurs de ce manuel accueilleront avec bienveillance les observations et suggestions que chacun voudra leur faire afin de l'améliorer.

Les auteurs

PRÉSENTATION DU LIVRE

LEÇON 1
ADAPTATION D'UN GÉNÉRATEUR À UN RECEPTEUR

TABLEAU DES HABILETÉS ET DES CONTENUS

HABILETÉS	CONTENUS
1. Lire et comprendre un schéma technique	1. Schéma technique d'un générateur et d'un récepteur
2. Analyser un schéma technique	2. Schéma technique d'un générateur et d'un récepteur
3. Appliquer les connaissances acquises	3. Schéma technique d'un générateur et d'un récepteur
4. Adapter un schéma technique	4. Schéma technique d'un générateur et d'un récepteur
5. Concevoir un schéma technique	5. Schéma technique d'un générateur et d'un récepteur

NOTIONS ESSENTIELLES

- Notions essentielles de l'énergie
- Notions essentielles de la puissance
- Notions essentielles de la tension

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Pour adapter un système qu'il est possible de faire fonctionner avec un générateur au système de l'élève, il faut adapter son schéma technique. L'élève doit adapter son schéma technique en fonction des caractéristiques du générateur et du récepteur. L'élève doit adapter son schéma technique en fonction des caractéristiques du générateur et du récepteur. L'élève doit adapter son schéma technique en fonction des caractéristiques du générateur et du récepteur.

Tableau des habiletés et des contenus
C'est une rubrique qui présente les habiletés de la leçon à évaluer.

Notions essentielles
Il s'agit des notions essentielles à retenir pour la leçon.

Situation d'apprentissage
Cette situation d'apprentissage introduit la leçon et lui donne un sens.

ACTIVITÉS

1. Observer et décrire les différents types de moteurs.

2. Analyser le schéma technique d'un moteur.

3. Adapter le schéma technique d'un moteur.

4. Concevoir le schéma technique d'un moteur.

5. Appliquer les connaissances acquises.

Activités
Il s'agit d'un ensemble d'activités que l'élève est amené soit à réaliser, soit à suivre la réalisation afin d'aboutir aux notions essentielles ci-dessus mentionnées. Chaque activité se termine par un bilan ou un point suivi d'une activité d'application.

RÉSUMÉ DE COURS

1. Les notions essentielles de l'énergie.

2. Les notions essentielles de la puissance.

3. Les notions essentielles de la tension.

Résumé du cours
C'est un bref résumé de l'essentiel à retenir.

Je m'exerce
Cette rubrique regroupe des exercices d'application ou de fixation, des exercices de renforcement ou d'approfondissement et des situations d'évaluation.

Méthodes
Ici sont regroupées quelques méthodes de résolution d'exercices (procédés) ou des savoir-faire et savoir être au niveau des manipulations.

Exercices résolus
Il s'agit d'exercices d'application portant sur les habiletés de la leçon, exercices corrigés et commentés.

JE M'EXERCICE

III. MÉTHODES

IV. EXERCICES RÉSOLUS

1. Lire et comprendre un schéma technique.

2. Analyser un schéma technique.

3. Adapter un schéma technique.

4. Concevoir un schéma technique.

5. Appliquer les connaissances acquises.

Rendez-vous du curieux
Il s'agit de textes, d'images en relation étroite avec la leçon et donnant des informations au-delà des contenus traités.

RENDEZ-VOUS DU CURIEUX

1. Lire et comprendre un schéma technique.

2. Analyser un schéma technique.

3. Adapter un schéma technique.

4. Concevoir un schéma technique.

5. Appliquer les connaissances acquises.

SOMMAIRE

AVANT-PROPOS

THÈME 1 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 1 : GÉNÉRALITÉS SUR LES COMPOSÉS ORGANIQUES	7
LEÇON 2 : HYDROCARBURES SATURÉS : LES ALCANES	15
LEÇON 3 : HYDROCARBURES INSATURÉS : LES ALCÈNES ET LES ALCYNES	27
LEÇON 4 : LE BENZÈNE	41
LEÇON 5 : PÉTROLE ET GAZ NATURELS	53
LEÇON 6 : QUELQUES COMPOSÉS OXYGÉNÉS	63
LEÇON 7 : L'ÉTHANOL	79
LEÇON 8 : ESTÉRIFICATION ET HYDROLYSE D'UN ESTER	87

THÈME 2 : OXYDORÉDUCTION

LEÇON 9 : RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE	97
LEÇON 10 : CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANTS / RÉDUCTEURS	105
LEÇON 11 : CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES OXYDANTS / RÉDUCTEURS	115
LEÇON 12 : COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS EN SOLUTION AQUEUSE DOSAGE	127
LEÇON 13 : OXYDORÉDUCTION PAR VOIE SÈCHE	137
LEÇON 14 : ÉLECTROLYSE	149
LEÇON 15 : CORROSION ET PROTECTION DES MÉTAUX	161

LEÇON

1

GÉNÉRALITÉS SUR LES COMPOSÉS ORGANIQUES

TABLEAU DES HABILÉTÉS ET DES CONTENUS

HABILÉTÉS	CONTENUS
Définir	un composé organique.
Montrer	la présence de l'élément carbone dans un composé organique.
Connaître	les autres éléments présents dans les composés organiques.
Déterminer	la composition centésimale massique d'un composé organique.
Utiliser	la relation $d = \frac{M}{29}$.
Déterminer	la formule brute d'un composé organique.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Composé organique
- Composition centésimale massique d'un composé organique
- Formule brute d'un composé organique

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Une élève en classe de 1^{re} C d'un lycée a remarqué que l'huile surchauffée par sa mère pour la cuisson des beignets produit un gaz qui irrite les yeux.

Son grand frère, étudiant en chimie, lui apprend que ce gaz irritant est un composé organique appelé acroléine qui contient du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. Intéressée et voulant en savoir davantage, elle informe ses camarades de classe. Ensemble sous la supervision du professeur de Physique Chimie, ils entreprennent de définir un composé organique, de mettre en évidence l'élément carbone dans un composé organique, puis de déterminer la composition centésimale massique et la formule brute d'un composé organique.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR UN COMPOSÉ ORGANIQUE

- 1- Observe la photographie ci-contre.
- 2- Cite parmi ces produits observés :
 - 2.1- au moins un qui provient d'organismes naturels vivants ;
 - 2.2- au moins un d'origine minérale.
- 3- Définis un composé organique.



Document 1 : Des produits divers

Je fais le point de l'activité

Parmi les produits observés :

- la banane, le charbon..., proviennent d'organismes naturels vivants ;
- l'eau est d'origine minérale.

Les matières qui proviennent des organismes vivants, d'origine végétale ou animale, sont dites matières organiques. Ceux-ci contiennent l'élément carbone.

Exemples de matières organiques : le pétrole, la houille, le charbon de bois, le charbon de sucre, le glucose...

Les matières inorganiques ou minérales proviennent des minéraux.

Exemples de matières minérales : l'eau ; le dioxygène ; le dihydrogène ; le diazote ; le sulfure d'hydrogène...

Définition : On appelle composé organique, un corps composé qui contient l'élément carbone à quelques exceptions près (CO_2 ; HCN ...). Il est d'origine naturelle ou produit par synthèse.

J'évalue mes acquis



Range dans le tableau ci-dessous, les substances suivantes : gazole ; banane ; fumier ; dioxygène ; l'acide sulfurique ; l'eau ; le dichlore ; le bois ; la bourse de vache ; le gazon ; du sucre ; de la naphthaline ; la farine de maïs.

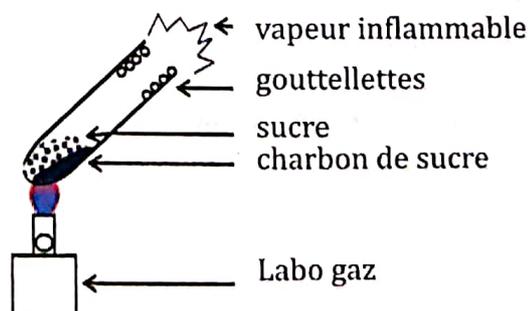
Matières	
Organiques	Minérales

ACTIVITÉ 2 : MONTRER LA PRÉSENCE DE L'ÉLÉMENT CHIMIQUE CARBONE DANS TOUT COMPOSÉ ORGANIQUE

Tu décomposes un composé organique à l'aide d'une source de chaleur : la pyrolyse.

EXPERIENCE 1 : la pyrolyse du sucre

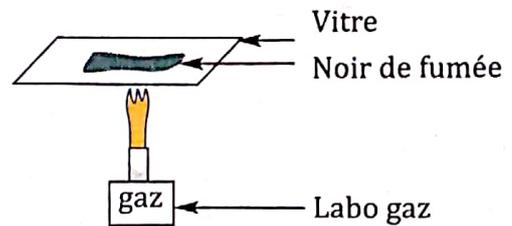
- 1- Chauffe une poignée de sucre dans un tube à essais comme l'indique la figure ci-contre.
- 2- Fais tes observations.



Document 2 : Pyrolyse du sucre

EXPERIENCE 2 : combustion incomplète du butane

- 1- Allume un labo gaz.
- 2- Règle la virole de sorte à obtenir une flamme jaune et fuligineuse.
- 3- Place une vitre au-dessus de la flamme.
- 4- Note tes observations.
- 5- Interprète.
- 6- Conclue.



Document 3 : Combustion incomplète du butane

Je fais le point de l'activité

Sous l'effet de la chaleur, le sucre se décompose en un dépôt noir appelé du carbone de sucre, en gouttelettes et en vapeur.

Le noir de fumée observé sur la vitre est du carbone. Il provient de la combustion incomplète du butane du labo gaz. Nous retenons donc que le sucre et le butane contiennent l'élément carbone. Ce sont des composés organiques.

J'évalue mes acquis

Recopie pour chacune des propositions ci-dessous, la lettre suivie de V si la proposition est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

- a. Tout composé contient du carbone.
- b. La pyrolyse est une décomposition thermique.
- c. Les réactions telles que la combustion et la pyrolyse des composés organiques mettent en évidence le carbone.

ACTIVITÉ 3 : CONNAITRE D'AUTRES ÉLÉMENTS CHIMIQUES PRÉSENTS DANS LES COMPOSÉS ORGANIQUES

- 1- Ajoute quelques grains de sulfate de cuivre anhydre (de couleur blanche) sur les gouttelettes apparues dans l'expérience 1 de l'activité 2.
- 2- Dédus-en la nature de ces gouttelettes.
- 3- Informe-toi sur la composition de la vapeur apparue dans l'expérience 1 de l'activité 2.
- 4- Donne les autres éléments chimiques qui constituent les composés organiques.

Je fais le point de l'activité

Les gouttelettes apparues dans l'expérience 1 (activité 2) bleuissent le sulfate de cuivre anhydre : ces gouttelettes sont donc de l'eau.

La vapeur inflammable est un mélange de dioxygène et de dihydrogène.

Ainsi, outre l'élément carbone, les éléments chimiques tels que l'oxygène O ; l'hydrogène H ; l'azote N....peuvent être présents dans certains composés organiques.

Les composés organiques qui ne contiennent que les éléments carbone et hydrogène appartiennent à la famille des hydrocarbures.

En plus de ces deux éléments hydrogène et carbone, si un composé organique contient l'élément oxygène, il appartient à la famille des composés oxygénés.

J'évalue mes acquis

Cite trois éléments chimiques constitutifs des composés organiques.

ACTIVITÉ 4 : DÉTERMINER LA COMPOSITION CENTÉSIMALE MASSIQUE ET LA FORMULE BRUTE D'UN COMPOSÉ ORGANIQUE



Tu disposes de l'inscription ci-contre de l'étiquette d'un produit chimique.

Document 4 : Étiquette d'un produit chimique

- 1- Que présente cette inscription ?
- 2- Calcule la masse molaire moléculaire M et la densité d de vapeur par rapport à l'air de ce produit chimique.
- 3- Détermine la composition centésimale massique de ce composé.

Je fais le point de l'activité

- 1- Cette inscription ou écriture $\text{C}_2\text{H}_5\text{ON}$ est la formule brute du composé. Elle précise les différents éléments chimiques présents et leur nombre d'atomes respectifs dans le composé organique.
- 2- La masse molaire moléculaire M d'un composé organique de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t$ est la masse d'une mole de molécules de ce composé, c'est-à-dire la somme des masses molaires atomiques constituant la molécule.

$$M = xM_C + yM_H + zM_O + tM_N$$

Pour l'étiquette dont nous disposons,

$$M = (2 \times 12) + (5 \times 1) + (1 \times 16) + (1 \times 14) = 59 \text{ g.mol}^{-1}$$

- 3- La densité d de vapeur par rapport à l'air d'un composé organique est définie par la relation :

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

$$d = \frac{59}{29} = 2,03 \text{ pour } \text{C}_2\text{H}_5\text{ON}$$

- 4- La composition centésimale massique d'un composé organique de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t$ permet de connaître la proportion en masse de chaque élément chimique présent dans ce composé. Elle est donnée en pourcentage. Les relations ci-dessous permettent de la calculer pour chaque élément.

Dans le cas du composé $\text{C}_2\text{H}_5\text{ON}$ de masse molaire 59 g.mol^{-1} , la composition centésimale est :

$$\% \text{C} = \frac{x.M_C}{M} \times 100 = \frac{2 \times 12}{59} \times 100 = 40,68 \%$$

$$\% \text{H} = \frac{y.M_H}{M} \times 100 = \frac{5 \times 1}{59} \times 100 = 8,47 \%$$

$$\% \text{O} = \frac{z.M_O}{M} \times 100 = \frac{1 \times 16}{59} \times 100 = 27,12 \%$$

$$\% \text{N} = \frac{t.M_N}{M} \times 100 = \frac{1 \times 14}{59} \times 100 = 23,73 \%$$

$$\text{Soit } \frac{M}{100} = \frac{x.M_C}{\% \text{C}} \quad \frac{y.M_H}{\% \text{H}} \quad \frac{z.M_O}{\% \text{O}} \quad \frac{t.M_N}{\% \text{N}}$$

J'évalue mes acquis



Un composé organique de masse molaire moléculaire $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$ contient 40 % en masse de carbone, 53,33 % en masse d'oxygène et 6,67 % en masse d'hydrogène. Détermine sa formule brute.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Un composé organique est un composé naturel ou synthétisé, contenant l'élément chimique carbone à quelques exceptions près (CO_2 ; HCN ...)
- En plus du carbone, les composés organiques contiennent d'autres éléments chimiques tels que l'hydrogène (H), l'oxygène (O), l'azote (N)...
- Les composés organiques ont une structure moléculaire.
- La décomposition par pyrolyse ou par combustion permet d'établir la formule brute d'un composé organique .
- La chimie organique est la chimie des composés contenant l'élément chimique carbone tels que les carburants , les matières plastiques, les matières colorantes, les fibres textiles, les produits pharmaceutiques, les insecticides etc... Leurs utilisations quotidiennes dans notre vie nous montre l'importance de l'élément chimique carbone.
- Tout organisme vivant végétal ou animal, est constitué en grande partie par des combinaisons du carbone.

III- MÉTHODES

Il s'agira soit de déterminer la composition centésimale connaissant la formule brute du composé, soit de déterminer la formule brute connaissant la composition centésimale et la masse molaire M ou la densité de vapeur du composé. Dans tous les cas, il faudra se servir des formules :

$$\frac{M}{100} \quad \frac{x.M_C}{\% C} \quad \frac{y.M_H}{\% H} \quad \frac{z.M_O}{\% O} \quad \frac{t.M_N}{\% N}$$

- Détermination de la composition centésimale à partir de la formule brute :

On peut calculer la masse molaire moléculaire M du composé à partir des masses molaires atomiques, puis utiliser :

$$\% \text{ élément} = \frac{\text{nombre d'atomes de l'élément} \times \text{masse molaire de l'élément}}{M} \times 100$$

- Détermination de la formule brute à partir de la composition centésimale et de la masse molaire M ou de la densité de vapeur du composé :

$$\text{Nombre d'atomes de l'élément} = \frac{\% \text{ élément} \times M}{100 \times \text{masse molaire de l'élément}}$$

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Reproduis les diagrammes ci-dessous et relie chaque substance à sa nature chimique.

Substance	Nature chimique
Eau •	• Organique
Dioxyde de carbone •	
Pétrole •	• Minérale
Ammoniac •	
Gaz naturel •	
Acide nitrique •	

Exercice 2

Recopie et complète ce texte avec les mots ou groupes de mots qui conviennent.

Lorsqu'on brûle un composé organique, on obtient du.....et de l'.....si la combustion est.....

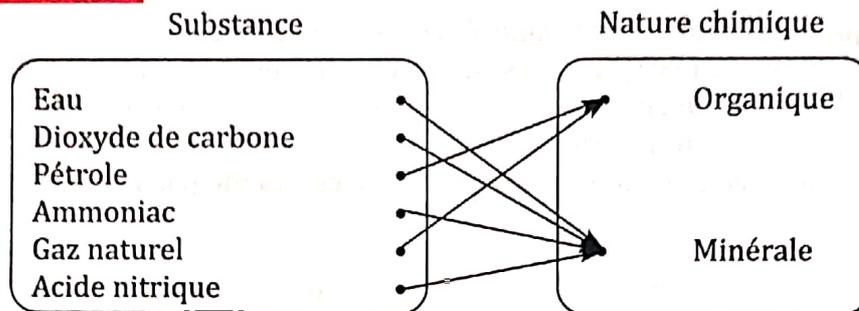
Si la combustion est,on obtient de l'eau, du..... et.....

Exercice 3

Compare les deux réactions chimiques en remplissant le tableau ci-dessous après l'avoir reproduit.

	Pyrolyse	Combustion
Ressemblance		
Différence		

Résolution de l'exercice 1



Commentaire :

Se référer au cours

Résolution de l'exercice 2

Lorsqu'on brûle un composé organique, on obtient du **dioxyde de carbone** et de l'eau si la combustion est complète. Si la combustion est **incomplète**, on obtient de l'eau, du **carbone** et du **monoxyde de carbone**.

Commentaire :

Combustion complète (**présence suffisante de dioxygène**) : donne du dioxyde de carbone et de l'eau.

Combustion incomplète (**insuffisance de dioxygène**) : donne du carbone, du monoxyde de carbone et de l'eau.

Résolution de l'exercice 3

	Pyrolyse du sucre	Combustion du sucre
Ressemblance	Destruction de la chaîne carbonnée. Production du dioxyde de carbone et de l'eau.	
Différence	Absence de dioxygène. Production du dioxyde de carbone, du carbone et de l'eau.	Présence de dioxygène. Production du dioxyde de carbone et de l'eau.

Commentaire :

Pyrolyse : absence de dioxygène. C'est une décomposition par chauffage.
Combustion : en présence de dioxygène.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

Masses molaires atomiques en g/mol : $M_C = 12$;
 $M_F = 19$; $M_H = 1$; $M_{Cl} = 35,5$; $M_{Br} = 80$; $M_O = 16$

1 Le saccharose a pour formule brute $C_{11}H_{22}O_{11}$.

1- Calcule :

- a- la masse molaire moléculaire du saccharose ;
- b- sa densité de vapeur d par rapport à l'air.

2- Détermine sa composition centésimale massique.

2 L'urée est un composé organique synthétisé par les organismes vivants. Sa masse molaire moléculaire M est 60 g/mol et sa composition centésimale massique est :

$\% C = 20$; $\% H = 6,7$; $\% O = 26,6$; $\% N = 46,7$.

Détermine sa formule brute.

Exercice de renforcement/ Approfondissement

3 L'analyse d'un composé organique ne renfermant que les éléments chimiques carbone, hydrogène et oxygène par un chimiste a fourni les résultats suivants :

Expérience 1

Le chimiste a oxydé totalement 745,3 mg du composé et a obtenu 1753,4 mg de dioxyde de carbone et 912,6 mg d'eau.

Expérience 2

Après avoir laissé le composé se vaporiser à

100°C sous la pression de 750 mm de mercure, il a remarqué que 528,5 cm³ de cette vapeur pèsent 1280 mg.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction de combustion complète de ce composé organique $C_xH_yO_z$.
- 2- Calcule les proportions en masse des éléments chimiques présents dans ce composé.
- 3- Détermine sa formule brute.

Situation d'évaluation

4 Un élève de la classe de 1^{ère} C d'un lycée accompagne son camarade au médico-scolaire. Ce dernier porte au gros orteil une plaie béante. L'élève remarque que l'infirmier désinfecte la plaie avec de l'alcool. Sur la bouteille contenant le liquide, l'étiquette porte le mot oxyde de méthyle. A son retour, il en parle à son grand frère étudiant en Chimie. Celui-ci lui dit que ce désinfectant est un composé organique qu'il a déjà analysé au laboratoire de chimie. Les résultats obtenus sont les suivants :

- l'analyse élémentaire qualitative a montré que ce composé est formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, de formule $C_xH_yO_z$.

- l'analyse élémentaire quantitative a montré que par oxydation totale de 10 g de ce composé, il a obtenu 19,10 g de dioxyde de carbone et 11,70 g d'eau et sa densité de vapeur d par rapport à l'air vaut 1,58.

Emerveillé, l'élève veut connaître la formule moléculaire de ce composé. Il te sollicite.

- 1- Écris l'équation-bilan traduisant la combustion complète de ce composé.
- 2- Exprime sa masse molaire moléculaire M en fonction de x , y et z puis calcule sa valeur.
- 3- Calcule les proportions en masse des éléments chimiques présents dans le composé.
- 4- Détermine sa formule brute.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIUEUX

L'ASPECT MODERNE DE LA CHIMIE DES COMPOSES DU CARBONE

a- Des composés organiques tels que des vitamines, des hormones, des diastases, des protides, des corps naturels à très grosses molécules (amidon, cellulose, ...) sont restés longtemps mystérieux ou mal connus parce qu'on manquait de moyens pour les isoler, les analyser ou en déterminer la structure.

Les difficultés sont surtout dues aux caractères particuliers des réactions entre composés du carbone :
 1- Beaucoup de ces réactions sont très lentes ; pour les accélérer, on est généralement obligé de chauffer, mais la possibilité d'élever la température des réactifs est souvent limitée en raison de la faible stabilité thermique des corps organiques. Nous verrons en effet que la plupart des composés du carbone se décomposent quand on les chauffe plus ou moins fortement ; pour beaucoup d'entre eux, la destruction de la molécule intervient à une température peu élevée, parfois inférieure à leur point d'ébullition et même à leur point de fusion. Aussi effectue-t-on beaucoup de réactions organiques en présence de catalyseurs, dont l'effet accélérateur s'ajoute à celui d'un chauffage modéré.

Enfin, pour faciliter l'action des molécules des réactifs les unes sur les autres, il est souvent utile de les disperser dans un solvant approprié. Comme peu de corps organiques sont solubles dans l'eau, on utilise un solvant organique tel que l'alcool, l'éther, l'acide acétique, ou encore le benzène.

2- Il arrive très fréquemment que plusieurs réactions s'effectuent simultanément dans le même milieu réactionnel du fait que les mêmes réactifs peuvent réagir entre eux de diverses manières, ou que l'un des réactifs attaque le produit de la réaction initiale, ou encore que la réaction inverse de celle-ci régénère constamment une partie des réactifs. On favorise alors la réaction désirée grâce à un choix convenable :

- des conditions de température et de pression du milieu réactionnel ;
- des proportions des réactifs ;
- du catalyseur utilisé.

3- Parce qu'elle est rarement unique et complète, la réaction de préparation d'un corps organique aboutit généralement à un mélange contenant, outre le corps désiré, une partie des réactifs initiaux et les produits des réactions qui se superposent à la réaction principale ; il est alors souvent long et difficile d'extraire le corps de ce mélange complexe.

D'importants progrès ont été récemment réalisés dans le domaine de la recherche « organique » :

Le perfectionnement incessant des techniques permet maintenant d'isoler des substances même très rares ou très fragiles, puis d'identifier leurs éléments constitutifs et d'en déterminer les proportions. La recherche des masses molaires, par des procédés qui seront examinés en classe de terminale, conduit alors aux formules moléculaires des substances étudiées.

- D'autre part, alors qu'au XIXe siècle les chimistes ne pouvaient déduire la structure moléculaire d'un corps organique que de l'étude de ses propriétés, les recherches actuelles en chimie structurale font appel aux techniques les plus modernes de la physique.

Grâce à ces techniques, il est aujourd'hui possible de préciser les positions relatives des atomes à l'intérieur d'une molécule et les distances qui les séparent. La stéréochimie de la molécule est même, souvent, mieux connue que le mécanisme électronique des liaisons entre les atomes.

Lorsque ce difficile travail analytique est accompli, le chimiste organicien s'efforce de faire la synthèse de la substance étudiée : synthèse totale à partir des corps simples ou synthèse partielle à partir d'autres composés organiques et minéraux. S'il y parvient, le corps pourra être ensuite fabriqué industriellement. Beaucoup de temps peut s'écouler entre les différentes étapes de cette patiente recherche ; voici par exemple les dates de ces étapes pour la vitamine A : identification biologique 1911, isolement du corps pur 1925, formule de structure 1931, synthèse au laboratoire 1937, fabrication industrielle 1947.

b. Dans le domaine des synthèses organiques, les applications industrielles ont pris, depuis moins d'un demi-siècle, un prodigieux développement.

A partir de corps naturels comme le bois, la houille et plus récemment, le pétrole et le gaz naturel, l'industrie chimique fabrique d'innombrables produits organiques, capables de satisfaire des besoins domestiques et industriels sans cesse plus nombreux et plus variés.

Parmi ces produits de synthèse, les corps macromoléculaires occupent aujourd'hui, une des toutes premières places. Les organiciens parviennent en effet à souder entre elles des milliers de molécules (ou de fabrication de molécules) pour édifier les très grosses molécules qui constituent par exemple les textiles artificiels (nylon, orlon, crylor, rhovylon, ...), les matières plastiques (cellophane, plexiglas, polythènes, bakélites, ...) et les caoutchoucs artificiels.

LEÇON

2

HYDROCARBURES SATURÉS : LES ALCANES

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

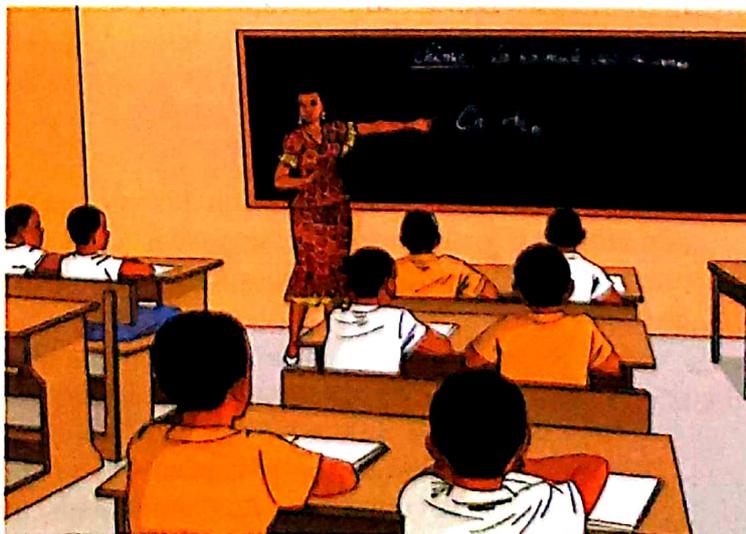
HABILITÉS	CONTENUS
Définir	un alcane.
Connaître	<ul style="list-style-type: none"> la formule générale ; des alcanes non cycliques ; des alcanes cycliques.
Connaître	l'isomérisie de chaîne.
Écrire	les formules brutes, semi-développées et développées de quelques alcanes.
Nommer	<ul style="list-style-type: none"> un alcane à chaîne carbonée linéaire. un alcane à chaîne carbonée ramifiée. un alcane à chaîne carbonée cyclique. un dérivé substitué.
Interpréter	quelques réactions chimiques des alcanes : <ul style="list-style-type: none"> combustion complète; combustion incomplète ; substitution.
Écrire	<ul style="list-style-type: none"> l'équation-bilan de la combustion complète et incomplète d'un alcane. l'équation-bilan d'une réaction de substitution.
Exploiter	l'équation - bilan : <ul style="list-style-type: none"> de la combustion complète ou incomplète d'un alcane ; d'une réaction de substitution sur un alcane.
Dégager	<ul style="list-style-type: none"> l'intérêt des alcanes: combustibles, carburants. l'intérêt des dérivés substitués. les dangers liés à l'utilisation des alcanes et de leurs dérivés.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Structure des alcanes
- Formule générale des alcanes
- Nomenclature des alcanes
- Isomérisie de chaîne
- Réaction de substitution
- Dérivés substitués
- Dangers liés à l'utilisation des alcanes et produits dérivés

SITUATION D'APPRENTISSAGE

De nos jours, l'utilisation des alcanes comme combustible est courante et très importante. De plus les applications industrielles de leurs dérivés halogénés sont incontournables. Intéressés par cette information donnée par leur professeur, les élèves de la classe de 1^{re} C d'un lycée moderne décident sous la supervision de leur professeur, de connaître la structure des alcanes et leurs dérivés substitués, d'interpréter quelques réactions chimiques des alcanes puis de connaître leur intérêt et les dangers liés à leur utilisation.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : RAPPELER LA LIAISON COVALENTE ET LA TÉTRAVALENCE DU CARBONE

Observe le tableau ci-contre

- Dis ce qu'il présente.
- Donne la valence du carbone et de l'hydrogène.
- Rappelle le nom de la liaison chimique entre l'atome de carbone et l'atome d'hydrogène du document 1.

12 6 C	• • C • •	— C —
1 1 H	• H	— H

Document 1 : Valence et liaison carbone-hydrogène

Je fais le point de l'activité

Dans le document 1, le tableau présente l'atome de carbone et l'atome d'hydrogène, leur couche externe et des liaisons chimiques qu'ils établissent.

L'atome de carbone possède 6 électrons dont 4 sur sa couche externe. Il peut ainsi former 4 liaisons chimiques : il est tétravalent.

L'atome d'hydrogène a 1 seul électron sur sa couche externe : il est monovalent.

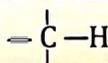
La liaison chimique établie entre deux atomes par la mise en commun de deux électrons, formant ainsi un doublet électronique, est appelée liaison de covalence ou liaison covalente.

La liaison C - H est dite liaison de covalence simple.

J'évalue mes acquis



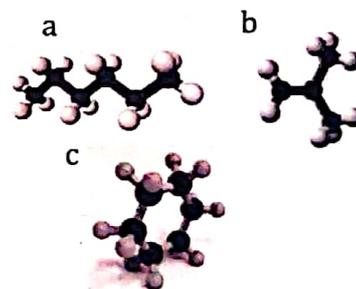
- Donne :
 - la valence du carbone ;
 - la valence de l'hydrogène.
- Nomme les liaisons chimiques schématisées ci-dessous.



ACTIVITÉ 2 : DÉFINIR UN ALCANE

Le document 2 présente des modèles moléculaires d'hydrocarbure.

- Rappelle la définition d'un hydrocarbure.
- Indique la différence :
 - entre le composé a et le composé b dans les liaisons chimiques ;
 - entre le composé c et le composé b dans les liaisons chimiques ;
 - entre le composé a et le composé c dans la forme.
- Définis un alcane.
- Donne la formule générale :
 - d'un alcane non cyclique ;
 - d'un alcane cyclique.



Document 2 : Modèles moléculaires de variétés d'hydrocarbure

Je fais le point de l'activité

Un hydrocarbure est un composé dont la molécule est constituée uniquement d'atomes de carbone et d'atomes d'hydrogène. Les composés a, b et c sont tous des hydrocarbures, mais il existe des différences entre eux dans les liaisons chimiques et dans la forme.

En effet :

- le composé a ne comporte que des liaisons de covalence simples alors que le composé b comporte une liaison de covalence double ;
- le composé c ne comporte que des liaisons de covalence simples alors que le composé b comporte une liaison de covalence double ;
- la molécule du composé c est cyclique tandis que celle du composé a ne l'est pas.

Il existe des alcanes dont la molécule n'est pas cyclique ou ne contient pas de cycle : ce sont les alcanes non cycliques, de formule générale C_nH_{2n+2} .

Exemple : C_6H_{14} .

Il existe une rotation libre autour des liaisons carbone-carbone dans les alcanes non cycliques.

Les alcanes cycliques ou cyclo alcanes, ou encore cyclanes, ont pour formule générale C_nH_{2n} .

Exemple : C_6H_{12} .

Il n'existe pas de rotation libre autour des liaisons carbone-carbone dans les cyclanes.

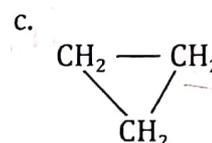
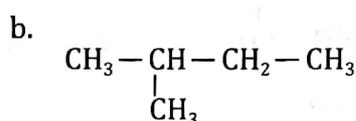
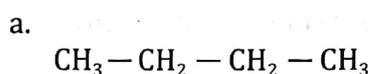
J'évalue mes acquis



- 1- Écris la formule brute de l'alcane non cyclique à 5 atomes de carbone.
- 2- Écris la formule brute de l'alcane cyclique à 5 atomes de carbone.

ACTIVITÉ 3 : NOMMER LES ALCANES ET LES CYCLANES (CYCLO-ALCANES)

- 1- Donne la règle de nomenclature des alcanes.
- 2- Nomme les composés de formule semi-développée ci-contre.



Je fais le point de l'activité

• Nomenclature des alcanes à chaîne linéaire

- Les 4 premiers alcanes portent les noms usuels : méthane, éthane, propane et butane.
- Pour les alcanes comportant plus de 4 atomes de carbone, le nom est obtenu de la manière suivante :

Préfixe + **ane**, le préfixe indique le **nombre d'atomes**.
(suffixe) de carbone dans la molécule

Exemples :

$n = 5 \Rightarrow$ préfixe : pent
nom de l'alcane : pent + ane : pentane
 $n = 6 \Rightarrow$ préfixe : hex
nom de l'alcane : hex + ane : hexane

$n = 7 \Rightarrow$ nom de l'alcane : **heptane**
 $n = 8 \Rightarrow$ nom de l'alcane : **octane**
 $n = 9 \Rightarrow$ nom de l'alcane : **nonane**
 $n = 10 \Rightarrow$ nom de l'alcane : **décane**

• Alcane à chaîne ramifiée

Les groupes alkyles

Un groupe alkyle est obtenu en retirant un atome d'hydrogène à un alcane. Le nom du groupe alkyle s'obtient en remplaçant le suffixe ane par yle.

Exemple : Alcane (C_nH_{2n+2}) \longrightarrow alkyle (C_nH_{2n+1})
méthane (CH_4) \longrightarrow méthyle ($-CH_3$)
éthane (C_2H_6) \longrightarrow éthyle $-C_2H_5$ ou $-CH_2-CH_3$

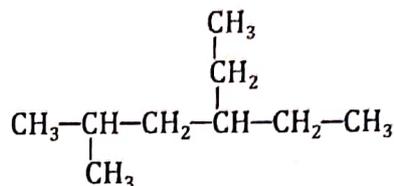
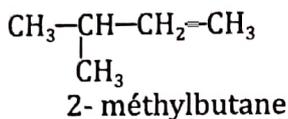
Règles de nomenclature pour les alcanes à chaîne ramifiée

Le nom d'un alcane à chaîne carbonée ramifiée s'établit comme suit :

On recherche la chaîne la plus longue (**chaîne principale**). Son nombre d'atomes de carbone détermine le nom de l'alcane.

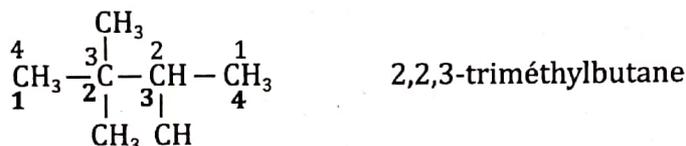
On situe les ramifications (**groupes alkyles**) en numérotant la chaîne principale. Les indices de position doivent être les plus bas possibles.

Le nom complet de l'alcane est constitué des noms des ramifications dans l'ordre alphabétique, précédés de leur indice de position (avec un tiret) et suivis du nom de la chaîne principale. Les ramifications sont indiquées par ordre alphabétique et on élide le «e» final.

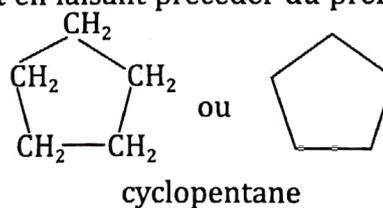
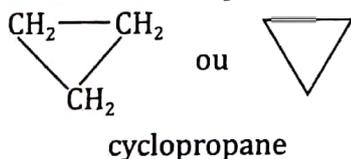
Exemples :

4-éthyl-2-méthylhexane

Dans le cas de plusieurs substituants identiques, on utilise les préfixes di, tri, tétra,

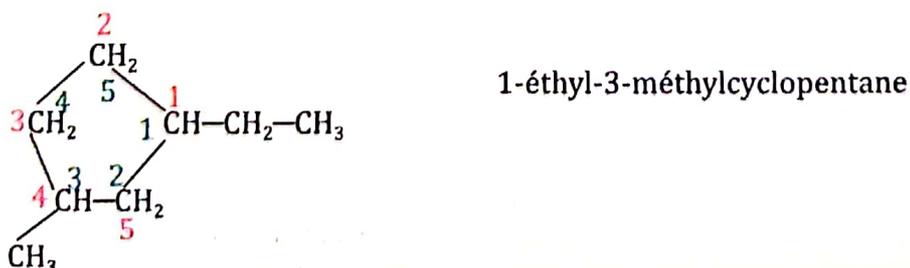
Exemple :**•Cyclanes**

Le nom des cyclanes non ramifiés s'obtient en faisant précéder du préfixe cyclo, le nom de l'alcane linéaire correspondant.



•Pour les cyclanes à chaîne ramifiée, on utilise les mêmes règles appliquées aux alcanes ramifiés.

Exemple :



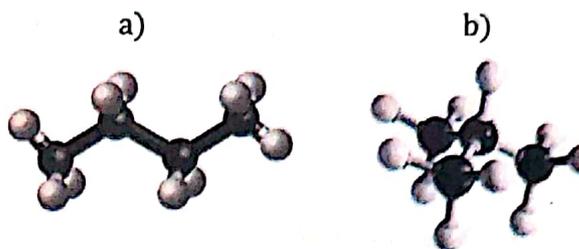
J'évalue mes acquis



- 1- Écris les formules développées et les noms des alcanes (non cycliques et cycliques) comportant 5 atomes de carbone.
- 2- Écris la formule semi-développée du 2,2-diméthylbutane.

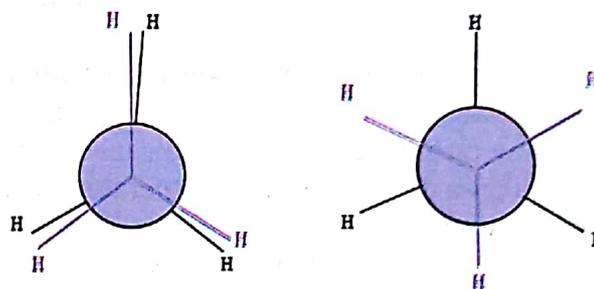
ACTIVITÉ 4 : DÉFINIR L'ISOMÉRIE

- 1- Tu disposes des modèles moléculaires a) et b).
 - 1.1- Écris la formule brute de chacune de ces molécules.
 - 1.2- Compare les deux formules trouvées.
 - 1.3- Conclue.
 - 1.4- Donne un nom à ce genre de molécule.



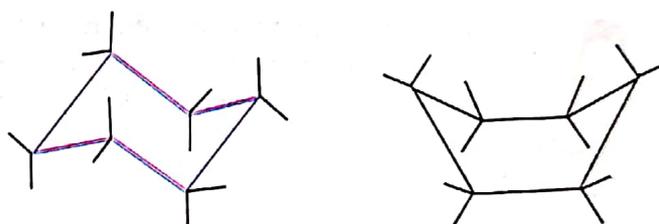
Document 3 : Modèles moléculaires d'un même alcane

- 2- Tu disposes des deux représentations ci-contre de l'éthane (document 4).
 - 2.1- Imagine les liaisons carbone - hydrogène tourner autour de la liaison carbone - carbone.
 - 2.2- Nomme les deux formes obtenues.
 - 2.3- Donne un nom commun à ces différentes formes obtenues.



Document 4 : Deux formes différentes de l'éthane

- 3- Observe les deux représentations de la molécule d'hexane (document 5).
 - 3.1- Nomme-les.
 - 3.2- Donne un nom commun à ces différentes formes.



Document 5 : Deux formes différentes de l'hexane

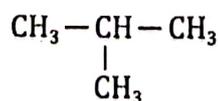
Je fais le point de l'activité

1- Les deux molécules a) et b) ont la formule brute C_4H_{10} .

Ce sont donc deux composés qui possèdent la même formule brute, mais des formules semi-développées différentes.

De tels composés sont dits isomères.

Ainsi, le n-butane ou butane normal $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ et le 2-méthylpropane de formule semi-développée ci-dessous sont des isomères.



Il s'agit ici d'isomérisation de chaîne.

2. L'éthane présente 2 formes différentes dans l'espace : la forme décalée et la forme éclipsée. Ces deux formes sont appelées stéréo-isomères. La libre rotation autour de la liaison carbone-carbone permet de passer d'une structure à l'autre.

3. Le cyclohexane présente aussi 2 formes différentes dans l'espace : la conformation chaise et la conformation bateau. Ce sont aussi des stéréo-isomères

J'évalue mes acquis



Écris les formules semi-développées et les noms de tous les isomères de chaîne de formule brute C_5H_{12} .

ACTIVITÉ 5 : CONNAITRE QUELQUES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES ALCANES

Effectue des recherches sur les propriétés physiques des alcanes, notamment sur :

- leur état physique ;
- leur solubilité ;
- leur densité ;
- leur ébullition.

Je fais le point de l'activité

Dans les conditions ordinaires de température et de pression, les alcanes à chaînes linéaires présentent les 3 états physiques de la matière. Ils sont : gazeux pour les 4 premiers (méthane, éthane, propane et butane), liquides de C_5H_{12} à $C_{15}H_{32}$ et solides à partir de 16 atomes de carbone.

Les alcanes sont insolubles dans l'eau, mais solubles dans les solvants organiques.

Les alcanes liquides sont moins denses que l'eau.

La température d'ébullition des alcanes augmente avec la taille moléculaire.

Lorsqu'il y a des isomères, la température d'ébullition est d'autant plus basse que la chaîne carbonée est ramifiée.

Les températures d'ébullition des cyclo alcanes sont plus élevées que celles des alcanes non cycliques correspondants.

J'évalue mes acquis



L'alcane de formule brute C_5H_{12} a 3 isomères.

Leurs températures d'ébullition sont $T_1 = 9^\circ C$, $T_2 = 25^\circ C$ et $T_3 = 36^\circ C$.

Écris les formules semi-développées des isomères puis associe chacun à sa température d'ébullition.

ACTIVITÉ 6 : ÉTUDIER QUELQUES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES ALCANES

1- Tu réalises l'expérience présentée par le document 6.

1.1- Retire le bocal puis dépose des grains de sulfate de cuivre anhydre sur les gouttelettes formées.

1.2- Verse de l'eau de chaux dans le bocal.

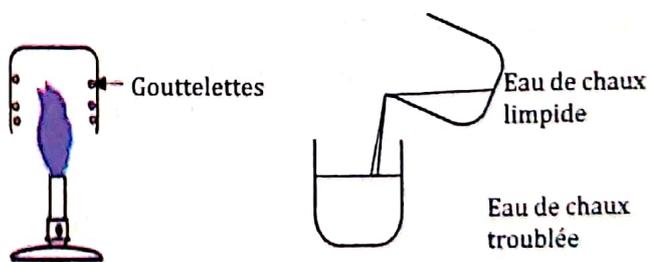
1.3- Note tes observations.

1.4- Conclue.

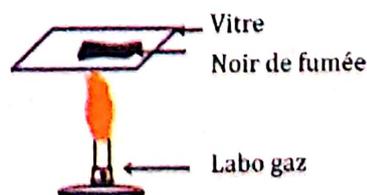
2- Tu réalises l'expérience présentée par le document 7, avec la virole du labo gaz peu ouverte.

2.1- Note tes observations.

2.2- Conclue.

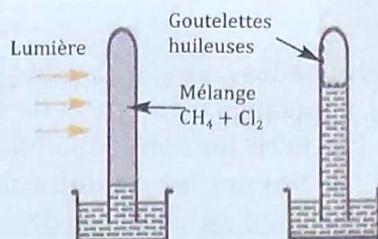


Document 6 : Combustion complète du butane



Document 7 : Combustion incomplète du butane

3- Dans l'expérience présentée par le document 8, un mélange à volumes égaux de dichlore et de méthane est placé dans une éprouvette retournée sur une cuve d'eau salée. Le mélange est exposé à la lumière.



Document 8 : Réaction de substitution sur un alcano

- 3.1- Note les observations.
3.2- Interprète-les.
3.3- Conclue.

Je fais le point de l'activité

1- Combustion complète des alcanes

La flamme du labogaz est bleue : il y a suffisamment du dioxygène.

Les grains de sulfate de cuivre anhydre bleuissent dans les gouttelettes : il s'agit donc de gouttelettes d'eau.

L'eau de chaux se trouble : il y a donc dégagement de dioxyde de carbone.

Dans un excès de dioxygène, les alcanes brûlent pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau. Cette combustion est complète. L'équation-bilan générale s'écrit :



2- Combustion incomplète des alcanes

L'on observe une flamme jaune fuligineuse du labo gaz et un dépôt noir de carbone sur la vitre.

Lorsque le dioxygène est en défaut, la combustion des alcanes est incomplète. Les produits de la réaction sont : l'eau, le dioxyde de carbone, le carbone et le monoxyde de carbone (CO), gaz très toxique.

3. Réaction des alcanes avec le dichlore

On note :

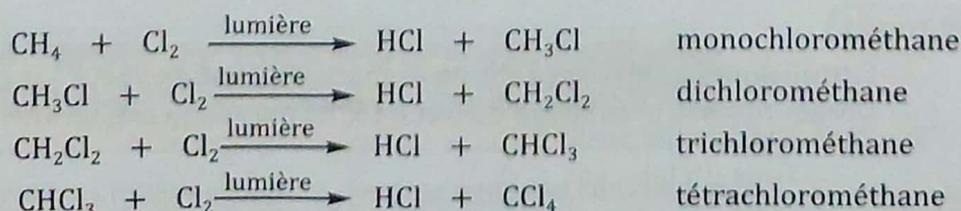
- la disparition progressive de la couleur verte du dichlore et l'apparition de gouttelettes huileuses ;
- la montée de l'eau dans le tube à essais.

Par ailleurs, un papier pH introduit dans la cuve présente une couleur rouge, indiquant un milieu acide.

La disparition du dichlore et la montée de l'eau montrent que le dichlore réagit avec le méthane pour donner les gouttelettes huileuses.

En présence de lumière, les alcanes réagissent avec le dichlore pour donner des chlorures d'alkyle.

Avec le méthane, on a les équations-bilans suivantes :



Ce sont des réactions de substitution sur les alcanes. Elles ont aussi lieu avec les autres éléments du groupe des halogènes comme le brome et le fluor.

J'évalue mes acquis



- 1- Donne les conditions expérimentales de la combustion incomplète d'un alcane.
- 2- Un mélange d'éthane et de dichlore est placé à la lumière.
 - 2.1- Écris les équations-bilans des réactions chimiques possibles.
 - 2.2- Nomme les produits obtenus.

ACTIVITÉ 7 : DÉGAGER L'IMPORTANCE DES ALCANES ET DÉRIVÉS SUBSTITUÉS PUIS LES DANGERS LIÉS À LEUR UTILISATION

- 1- Quelle sorte de gaz contiennent les bouteilles du document 9 ?
- 2- Indique leur importance dans la vie quotidienne.
- 3- Indique les dangers liés à leur utilisation.



a. Bouteille de butane



b. Un extincteur



c. Bouteille d'insecticide

Document 9 : Des bouteilles de gaz utilisées dans les ménages

Je fais le point de l'activité

La bouteille a du document 9 contient du butane (un alcane). Les autres bouteilles (b et c) contiennent des dérivés d'alcane.

La combustion des alcanes est très exothermique. Cette propriété très intéressante fait des alcanes, la principale source actuelle d'énergie (combustible et carburant).

Les dérivés de substitution des alcanes ont une très grande importance industrielle : ce sont des solvants, des insecticides, des fluides frigorigènes, des extincteurs...

Par exemple, le monochloro méthane est utilisé dans la fabrication des silicones, le dichlorométhane est un solvant, de même que le tétrachlorométhane. ; le trichlorométhane est un anesthésique couramment appelé chloroforme.

Malgré leur grande importance industrielle, les alcanes et leurs dérivés présentent quelques dangers dans leur utilisation. Par exemple :

- le fréon est un agent de la destruction de la couche d'ozone de l'atmosphère ;
- la combustion des alcanes produit du dioxyde de carbone, responsable de l'effet de serre qui a pour conséquences le réchauffement climatique ;
- la combustion incomplète des alcanes produit du monoxyde de carbone, gaz très toxique ;
- une bouteille de gaz, mal fermée, est la cause de nombreux incendies dans les ménages.

J'évalue mes acquis



- 1- Cite quelques intérêts des alcanes dans la vie quotidienne.
- 2- Dis pourquoi la production du fréon est de plus en plus interdite.

II- RÉSUMÉ DE COURS

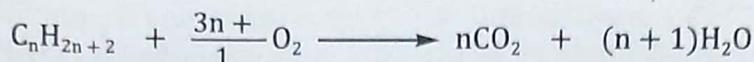
- Les alcanes non cycliques sont des hydrocarbures saturés de formule brute C_nH_{2n+2} . Ils possèdent des liaisons de covalence simple entre les atomes.

Les cyclanes sont des alcanes dits fermés car la chaîne carbonée fait une boucle.

- Les alcanes comme réactifs dans les combustions et les substitutions (halogénations).

a- La combustion complète d'un alcane conduit à la destruction de la chaîne carbonée.

L'équation-bilan s'écrit :



b- Au cours des réactions de substitution, les atomes d'halogène se substituent aux atomes d'hydrogène. Ces réactions sont appelées réactions de substitution. Elles se déroulent en présence de lumière (réaction photochimique). Les réactions de substitution conservent la chaîne carbonée des alcanes. Les produits sont des composés saturés.

Ces réactions de substitution avec les halogènes sont appelées halogénations : (chloration avec le dichlore (Cl_2), bromation avec le dibrome (Br_2) et fluoration avec le fluor (F_2)).

La décoloration du chlore dans un alcane montre qu'il y a réaction de substitution sur cet alcane.

III- MÉTHODES

- Le dioxyde de carbone est mis en évidence par l'eau de chaux qui se trouble. Par ailleurs, le dioxyde de carbone est absorbable par la potasse ou la soude.
- Équilibrage des équations-bilans : il faut commencer par l'atome de carbone, puis l'atome d'hydrogène et enfin l'atome d'oxygène.

Exemple : écrire l'équation-bilan de la combustion complète d'un alcane non cyclique de formule générale C_nH_{2n+2} .



Étape 1 :

On a n atomes de C au niveau des réactifs. Il faut alors n atomes de C au niveau des produits. Ce qui donne : $C_nH_{2n+2} + O_2 \longrightarrow nCO_2 + H_2O$.

Étape 2 :

On a $(2n+2)$ atomes de H au niveau des réactifs. Il faut alors $(2n+2)$ atomes de H au niveau des produits, donc : $C_nH_{2n+2} + O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$

Étape 3 :

On obtient $3n+1$ atomes de O au niveau des produits. Il faut alors $3n+1$ atomes de O au niveau des réactifs, donc $C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{1}O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Recopie et complète les phrases suivantes avec les mots qui conviennent.

Dans les alcanes, les atomes sont liés par des liaisons....qui sont la mise en commun d'...

Dans la molécule d'éthane, la libre rotation autour de la liaison carbone-carbone permet d'obtenir deux représentations spatiales appelées.... . L'une la forme....et l'autre.... .

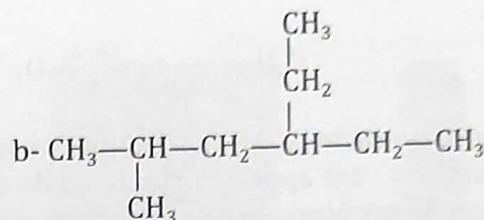
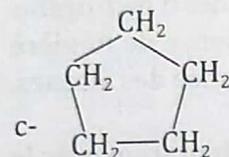
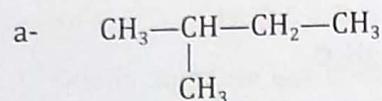
Exercice 2

Parmi les hydrocarbures de formules brutes ci-dessous, identifie les alcanes.

C_2H_2 , CH_4 , C_4H_8 , C_4H_{10} , C_5H_{12} , C_5H_8 et C_6H_6

Exercice 3

Nomme les formules semi-développées a, b et c suivantes :



Résolution de l'exercice 1

Dans les alcanes, les atomes sont liés par des liaisons de covalence **simples** qui sont la mise en commun d'**électrons**.

Dans la molécule d'éthane, la libre rotation autour la liaison carbone-carbone permet d'obtenir deux représentations spatiales appelées **stéréoisomères**. L'une la forme **étoilée** et l'autre **éclipsée**.

Commentaire :

La liberté de rotation autour de la liaison carbone-carbone est responsable des formes étoilée et éclipsée.

Résolution de l'exercice 2

Solution: CH_4 , C_4H_{10} , C_5H_{12}

Cyclo alcane : Formule brute C_nH_{2n}

Commentaire :

Alcane (formule brute) : C_nH_{2n+2}

Résolution de l'exercice 3

- a) 2-méthylbutane
- b) 4-éthyl-2-méthylhexane
- c) Cyclopentane

Commentaire :

Application de la méthodologie de nomenclature.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

Masses molaires atomiques en g/mol : $M_C = 12$; $M_F = 19$; $M_H = 1$; $M_{Cl} = 35,5$; $M_{Br} = 80$; $M_O = 16$.

1 Recopie et complète les phrases ci-dessous avec les mots qui conviennent.

Une réaction de substitution est une réaction au cours de laquelle les atomes d'hydrogène sont... par d'autres atomes. Dans une réaction de substitution, il y a ...de la structure de la molécule tandis qu'au cours d'une combustion, la chaîne carbone est...

2 La densité de vapeur d'un alcane par rapport à l'air vaut 1,52.

- 1- Calcule sa masse molaire moléculaire M .
- 2- Écris sa formule semi-développée.

3 Écris les formules semi-développées des composés halogénés suivants :

- a- bromoéthane ;
- b-1,2 dichloroéthane ;
- c-1,3 dichloropropane ;
- d-1,1,2,2 tétrafluoroéthane.

4

- 1- Nomme les produits de la combustion complète des alcanes.
- 2- Écris l'équation-bilan de la combustion complète du butane.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

5 Un garçon de laboratoire fait réagir du dichlore sur du propane en présence de lumière.

- 1- Schématise l'expérience.
- 2- Donne le nom de ce type de réaction chimique.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 4- Montre que le produit présente 2 isomères de position.
- 5- Écris les formules semi-développées de ces 2 isomères et nomme-les.

6 Le butane brûle dans du dichlore en donnant du carbone et du chlorure d'hydrogène.

- 1- Donne la formule brute du butane.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique.

3- L'expérimentateur a obtenu une masse de carbone $m_c = 4,8$ g.

Détermine :

- 3.1- le volume de butane utilisé ;
- 3.2- le volume de dichlore nécessaire.

Donnée : volume molaire $V_m = 22,4$ L.mol⁻¹.

7 On considère l'alcane de formule brute C_5H_{12} .

- 1- Écris ses formules semi-développées possibles et leurs noms.
- 2- Un seul de ces isomères donne par réaction photochimique avec le dibrome un seul produit monobromé.
 - 2.1- Dis lequel.
 - 2.2- Nomme le produit bromé.

Situation d'évaluation

8 Sur une étagère de chimie d'un établissement scolaire, se trouve un flacon dont l'étiquette porte la mention «Hydrocarbure». Le professeur de Physique -Chimie et ses élèves de la classe de 1^{ère} D se proposent de déterminer la formule moléculaire ou formule brute de ce composé organique.

A cette fin, Il introduit sous les regards de ses élèves dans une éprouvette graduée, 10 cm³ de cet hydrocarbure gazeux et 60 cm³ de dioxygène.

Il fait éclater une étincelle qui déclenche la combustion du composé.

En fin de réaction chimique, les élèves constatent

que l'éprouvette contient 40 cm³ d'un mélange gazeux dont 30 cm³ sont absorbables par la potasse ou soude et le reste par le phosphore.

Tu fais partie de ses élèves.

- 1- Identifie les gaz absorbés par la soude et le phosphore.
- 2- Montre que le dioxygène est en excès.
- 3- Soit la formule brute C_xH_y .
 - 3.1- Écris l'équation-bilan de combustion.
 - 3.2- Détermine la formule de l'hydrocarbure.
- 4- Cet hydrocarbure est le propane. Écris sa formule semi-développée.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

LES FRÉONS

Le Fréon est une marque commerciale ; mais il est d'abord le nom d'une famille de gaz hydrochlorofluorocarbonés (HCFC) ou chlorofluorocarbonés (CFC).

Ce sont donc des dérivés halogénés d'alcanes.

Les différentes variétés de fréon sont parfois désignées sous le nom de R11, R12, R502, R22 (R signifiant réfrigérant). Ce sont des gaz frigorigènes toxiques, mais ininflammables et non corrosifs.

Le fréon R12 a été utilisé depuis 1930 comme réfrigérant et depuis 1943 comme gaz propulseur dans les aérosols ; il a été parfois utilisé à d'autres fins industrielles comme dans la fabrication de mousse polyuréthane ; les mousses polyuréthanes sont des mousses expansives utilisées pour isoler du froid, pour combler un orifice ou pour fixer un élément.

Aujourd'hui, l'utilisation des fréons est très contestée car leurs composés peuvent être facilement dissociés par les rayons UV émis par le soleil et se retrouver en éléments simples comme le chlore et le fluor qui détruisent la couche d'ozone.

Ainsi, à la suite de conventions, la fabrication des fréons a été réduite de manière drastique.

Le trichlorofluorométhane CCl_3F (fréon R11), le dichlorodifluorométhane CCl_2F_2 (fréon R12) et le chlorotrifluoroéthane CClF_3 (fréon R13) sont interdits depuis janvier 2015.



Serpentin d'un réfrigérateur (condenseur) où passe le gaz réfrigérant.

Les fluides frigorigènes au Potentiel de Réchauffement Planétaire élevé les plus utilisés	Les fluides frigorigènes de remplacement préconisés
R410A	HF01234ze
R407C	HF01234zd
R407C	R32
R404A	R32
R134a	R290
R125	R717
	R744

LEÇON

3

HYDROCARBURES INSATURÉS : LES ALCÈNES ET LES ALCYNES

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS	
Connaître	<ul style="list-style-type: none"> la structure: <ul style="list-style-type: none"> - des alcènes ; - des alcynes. 	<ul style="list-style-type: none"> la formule générale: <ul style="list-style-type: none"> - des alcènes ; - des alcynes.
Ecrire	les formules brutes, semi-développées et développées de : <ul style="list-style-type: none"> - quelques alcènes ; - quelques alcynes. 	
Connaître	les règles de nomenclature des alcènes et des alcynes.	
Nommer	<ul style="list-style-type: none"> un alcène : <ul style="list-style-type: none"> - à chaîne carbonée linéaire ; - à chaîne carbonée ramifiée. 	<ul style="list-style-type: none"> un alcyne : <ul style="list-style-type: none"> - à chaîne carbonée linéaire ; - à chaîne carbonée ramifiée.
Connaître	<ul style="list-style-type: none"> l'isomérisation de position. l'isomérisation Z - E. 	
Connaître	<ul style="list-style-type: none"> quelques réactions chimiques des alcènes : <ul style="list-style-type: none"> - réactions de combustion (complète et incomplète) ; - réactions d'addition ; - réactions de polymérisation. 	<ul style="list-style-type: none"> quelques réactions chimiques des alcynes : <ul style="list-style-type: none"> - réactions de combustion (complète et incomplète) ; - réactions d'addition.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction : <ul style="list-style-type: none"> - de combustion (complète et incomplète) d'un alcène et d'un alcyne ; - de la réaction d'addition de H_2, Br_2, HCl et H_2O sur un alcène ; 	<ul style="list-style-type: none"> de la réaction de polymérisation ; de la réaction d'addition de H_2, Br_2, Cl_2 et H_2O sur l'acétylène.
Montrer	l'importance industrielle : <ul style="list-style-type: none"> - des alcènes et des alcynes ; - des polymères. 	

NOTIONS ESSENTIELLES

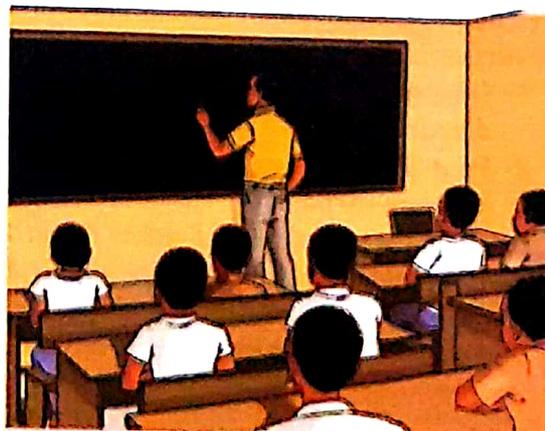
- Structure et formule générale des alcènes et alcynes
- Nomenclature des alcènes et alcynes
- Isomérisation de chaîne
- Isomérisation Z - E
- Propriétés chimiques des alcènes et alcynes
- Importance industrielle des alcènes et alcynes

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Des élèves d'une classe de 1^{re} C découvrent au cours d'une lecture que dans l'industrie, on fabrique des objets tels que les matières plastiques à partir d'hydrocarbures capables de fixer les atomes ou des groupes d'atomes déterminés, sans libérer d'atomes d'hydrogène.

Intéressés par cette information, ces élèves en parlent à leur professeur de Physique-Chimie.

Sous la supervision de ce dernier, la classe décide de connaître la structure des alcènes et des alcynes, de nommer quelques-uns de ces composés, d'écrire les équations-bilans de quelques-unes de leurs réactions chimiques puis de montrer l'importance industrielle des composés insaturés.

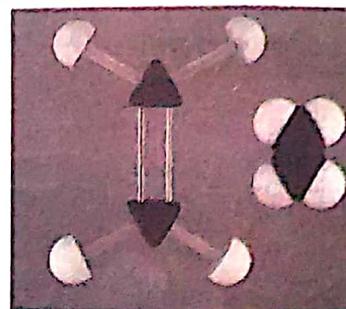


I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : CONNAÎTRE LA STRUCTURE ET LA FORMULE GÉNÉRALE DES ALCÈNES

Tu disposes de deux modèles moléculaires d'un même hydrocarbure.

- 1- Dénombre les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène.
- 2- Peut-il avoir libre rotation autour de la liaison carbone-carbone ?
- 3- Donne la structure de l'atome de carbone.
- 4- Nomme la famille à laquelle appartient cet hydrocarbure.
- 5- Donne la formule brute de cette famille d'hydrocarbure.



Document 1 : Modèles moléculaires de l'éthène ou éthylène (éclaté et compact)

Je fais le point de l'activité

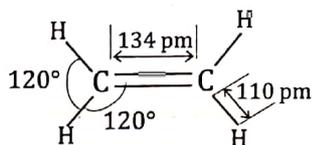
Cet hydrocarbure possède 2 atomes de carbone et 4 atomes d'hydrogène. Ce qui donne la formule brute C_2H_4 .

Il n'existe pas de liberté de rotation autour des 2 atomes de carbone dans cette molécule.

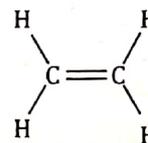
Dans la molécule, les 2 atomes de carbone sont liés par une double liaison donnant ainsi à chaque atome de carbone une structure trigonale. : la molécule est plane.

Cet hydrocarbure est un alcène. Il s'agit de l'éthène ou éthylène.

Les alcènes ont pour formule brute C_nH_{2n} . Ils possèdent au moins une double liaison entre 2 atomes de carbone.



Ethène ou éthylène C_2H_4

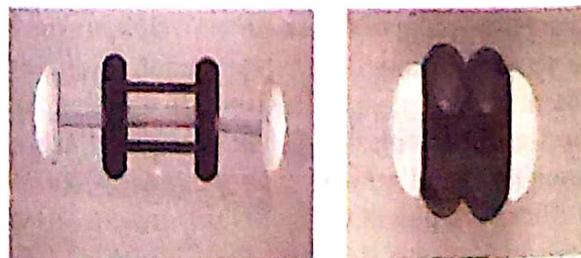
**J'évalue mes acquis**

- 1- Écris la formule brute de l'alcène :
 - 1.1- à 3 atomes de carbone ;
 - 1.2- à 4 atomes de carbone.
- 2- Écris les formules semi-développées possibles de ces formules brutes.

ACTIVITÉ 2 : CONNAÎTRE LA STRUCTURE ET LA FORMULE GÉNÉRALE DES ALCYNES

Tu disposes de deux modèles moléculaires d'un même hydrocarbure.

- 1- Dénombre les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène.
- 2- Peut-il avoir libre rotation autour de la liaison carbone-carbone ?
- 3- Donne la structure de l'atome de carbone.
- 4- Nomme la famille à laquelle appartient cet hydrocarbure.
- 5- Donne la formule brute de cette famille d'hydrocarbure.



Document 2 : Modèles moléculaires de l'éthyne ou acétylène (éclaté et compact)

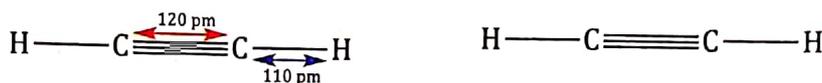
Je fais le point de l'activité

Cet hydrocarbure possède 2 atomes de carbone et 2 atomes d'hydrogène. Ce qui donne la formule brute C_2H_2 .

Il n'existe pas de liberté de rotation autour des 2 atomes de carbone dans cette molécule. Dans la molécule, les 2 atomes de carbone sont liés par une triple liaison donnant ainsi à chaque atome de carbone une structure digonale. : la molécule est linéaire.

Cet hydrocarbure est un alcyne. Il s'agit de l'éthyne ou acétylène.

Les alcynes ont pour formule brute C_nH_{2n-2} . Ils possèdent au moins une triple liaison entre 2 atomes de carbone.

Ethyne ou acétylène C_2H_2

A cause de la double liaison de covalence dans les alcènes et de la triple liaison de covalence dans les alcynes, les atomes de carbone fonctionnels des alcènes et alcynes possèdent moins de 4 atomes d'hydrogène ou n'en possèdent pas du tout. On dit alors que les alcènes et les alcynes sont des hydrocarbures insaturés.

J'évalue mes acquis

1- Écris la formule brute de l'alcyne :

1.1- à 3 atomes de carbone ;

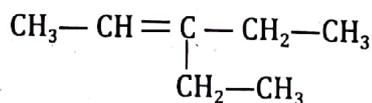
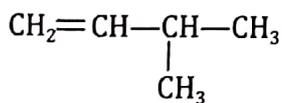
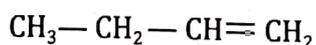
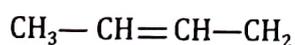
1.2- à 4 atomes de carbone.

2- Écris les formules semi-développées possibles de ces alcynes.

ACTIVITÉ 3 : NOMMER LES ALCÈNES ET LES ALCYNES

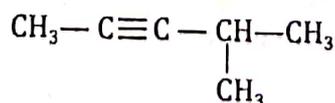
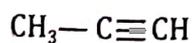
1- Donne la règle de nomenclature des alcènes.

2- Nomme les alcènes de formules semi-développées suivantes :



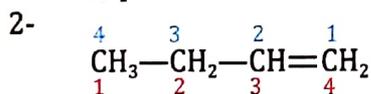
3- Donne la règle de nomenclature des alcynes.

4- Nomme les alcynes de formules semi-développées suivantes :

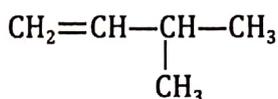


Je fais le point de l'activité

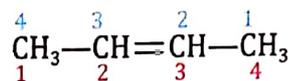
- La nomenclature des alcènes est semblable à celle des alcanes :
 - la chaîne principale est la chaîne carbonée la plus longue comportant la double liaison carbone-carbone ;
 - la présence de la double liaison est indiquée par le suffixe **ène** précédé d'un indice de position ;
 - la numérotation de la chaîne principale s'effectue de manière à donner les indices les plus bas possibles à l'atome de carbone portant la double liaison.



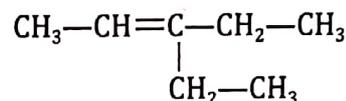
But-1-ène



3-méthylbut-1-ène

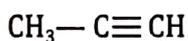


But-2-ène



3-éthylpent-2-ène

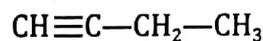
- La nomenclature des alcynes est semblable à celle des alcènes, le suffixe **ène** étant remplacé par **yne**.



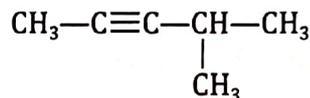
Prop-1-yne



But-2-yne



But-1-yne



4-méthylpent-2-yne

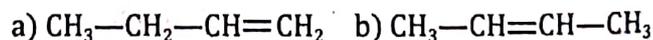
J'évalue mes acquis



Nomme les formules semi-développées possibles des alcènes et alcynes à 4 atomes de carbone.

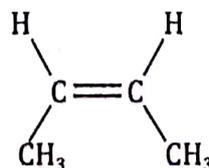
ACTIVITÉ 4 : ÉTUDIER L'ISOMÉRIE DANS LES HYDROCARBURES INSATURÉS

- Observe les 4 formules semi-développées a), b), c) et d) du butène.
- Compare les positions de la double liaison dans les formules a) et b).
- Compare les dispositions des groupes alkyles dans les formules c) et d).
- Conclus.

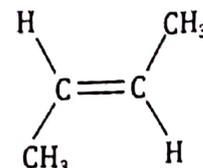


But-1-ène

But-2-ène



c) Isomère Z



d) Isomère E

Document 3 : Différentes formules développées du butène

Je fais le point de l'activité

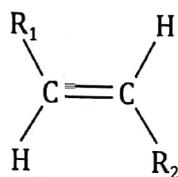
Les formules a) et b) diffèrent par la position de la double liaison : ce sont des isomères de position.

Les isomères de position diffèrent par la position de la double liaison dans la chaîne carbonée.
Exemple : But-1-ène et But-2-ène.

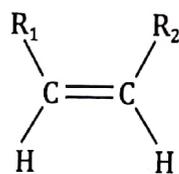
Les formules c) et d) diffèrent par la disposition des groupes alkyles : ce sont des stéréoisomères Z - E ou Cis - Trans

Deux isomères Z et E diffèrent par la disposition, autour de la double liaison, des atomes dans l'espace.

Soient R_1 et R_2 deux groupes alkyles identiques ou différents. Un alcène de formule semi-développée $R_1-CH=CH-R_2$ représente deux alcènes isomères de formules développées différentes.



Isomère E



Isomère Z

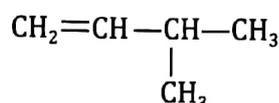
Comme les alcanes, les alcènes présentent aussi une isomérisation de chaîne.

Exemple :



Pent-1-ène

et



3-méthylbut-1-ène

Comme les alcènes, les alcynes présentent aussi une isomérisation de chaîne et une isomérisation de position. Par contre, ils ne présentent pas de stéréoisomérisation (isomérisation Z - E).

J'évalue mes acquis

Un alcyne A possède en masse 8 fois plus de carbone que d'hydrogène.

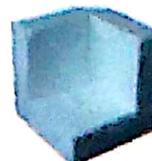
- 1- Détermine la formule brute de A.
- 2- Donne les formules semi-développées possibles de A
- 3- Nomme-les.

ACTIVITÉ 5 : DÉCOUVRIR QUELQUES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES ALCÈNES ET ALCYNES

- 1- Observe le matériel de travail d'un tôlier dans un garage auto.
 - 1.1- Que contiennent les bonbonnes ?
 - 1.2- Indique la réaction chimique qui a lieu avec ces bonbonnes.
 - 1.3- Conclus.
- 2- Recherche d'autres propriétés chimiques des hydrocarbures insaturés.
- 3- Recherche la méthode de fabrication des objets du document 5.



Document 4 : Utilisation d'acétylène dans un garage



Document 5 : Divers objets de ménage

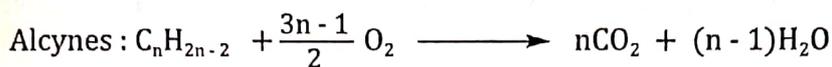
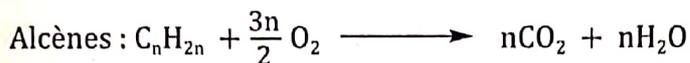
Je fais le point de l'activité

1. Combustion des alcènes et des alcynes

Les bonbonnes que le tôlier utilise contiennent, l'une du carbure pour produire de l'acétylène au contact de l'eau, et l'autre du dioxygène (la plus longue).

Avec le dioxygène, le tôlier réalise la combustion de l'acétylène.

Comme les alcanes, les alcènes et les alcynes brûlent dans le dioxygène de l'air. Lorsque celui-ci est en quantité suffisante, la combustion est complète et les produits formés sont l'eau et le dioxyde de carbone selon les équations-bilans suivantes :



Remarques :

En cas d'insuffisance du dioxygène, il se forme en plus de l'eau et du dioxyde de carbone, du carbone et du monoxyde de carbone.

La combustion des alcènes et des alcynes est très exothermique.

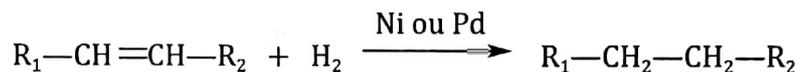
2- D'autres propriétés chimiques des hydrocarbures insaturés

2-1- Réactions d'addition

2.1.1- Additions sur les alcènes

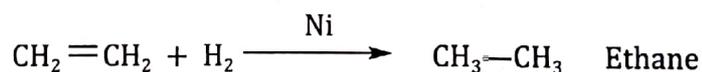
• **Action du dihydrogène (H₂) : hydrogénation**

En présence d'un catalyseur (nickel ou palladium), les alcènes réagissent avec le dihydrogène pour donner un alcane selon l'équation-bilan suivante :



R₁ et R₂ étant des groupes alkyles.

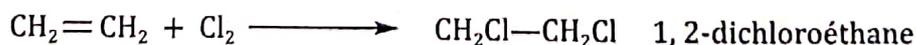
Exemples : Hydrogénation de l'éthylène



• **Action des dihalogènes : exemple du dichlore**



Exemple : Cas de l'éthylène



Remarque : Cette réaction appelée chloruration peut se produire à l'obscurité. Elle n'est donc pas photochimique contrairement à la chloration des alcanes.

• **Action du chlorure d'hydrogène (HCl)**

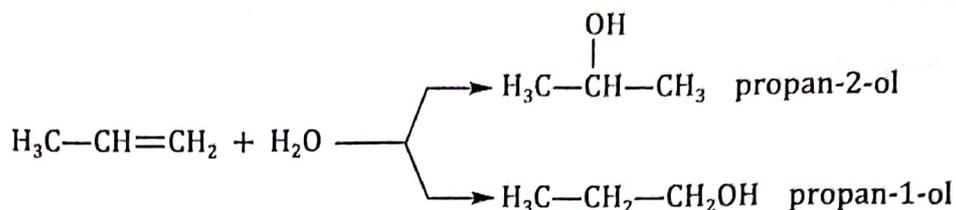
Lors de cette réaction, le chlore se fixe préférentiellement sur le carbone le moins hydrogéné et l'hydrogène se fixe sur le carbone le plus hydrogéné.

Exemple : Cas du propène



- **Action de l'eau : hydratation**

L'addition d'une molécule d'eau sur un alcène en présence d'acide sulfurique (H_2SO_4) conduit à un alcool.



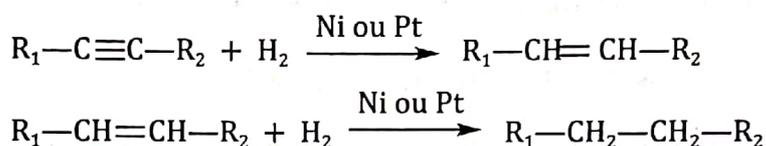
L'expérience montre que le propan-2-ol est obtenu majoritairement (notion à étudier de façon approfondie en terminale).

Au cours de ces différentes réactions d'addition sur les alcènes, on observe une modification de structure : les carbones **trigonaux** deviennent **tétraonaux**

2.1.2- Additions sur les alcynes

- **Hydrogénation**

En présence de nickel ou de platine, les alcynes réagissent avec le dihydrogène pour donner un alcane en deux étapes.



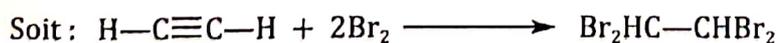
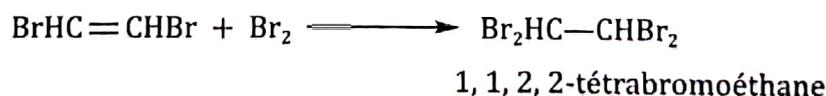
Remarque : Avec le palladium comme catalyseur, la réaction s'arrête à la première étape (obtention de l'alcène).

- **Action des dihalogènes : exemple du dibrome**

Les alcynes peuvent réagir avec les dihalogènes selon le bilan suivant :



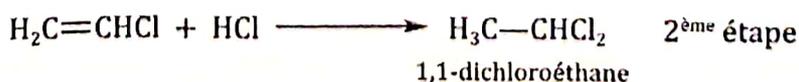
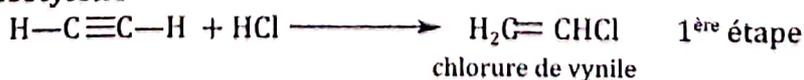
Exemple : Cas de l'acétylène



- **Action du chlorure d'hydrogène**

L'addition se fait en deux étapes successives.

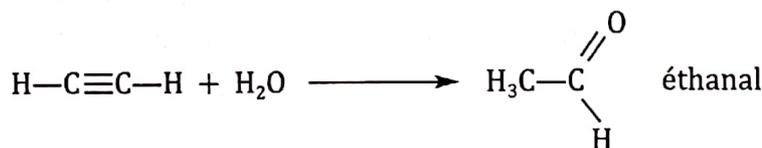
Exemple : Cas de l'acétylène



• Hydratation

L'hydratation des alcynes, en présence d'ions mercuriques Hg^{2+} , conduit à une cétone ou un aldéhyde.

Exemple : Cas de l'acétylène



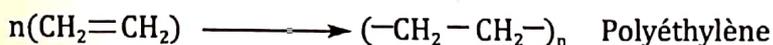
2.2- Réactions de polymérisation

Les objets du document 5 sont en matière plastique.

La matière plastique est le produit de réactions de polymérisation d'hydrocarbures insaturés. On appelle réactions de **polymérisation**, des réactions d'addition de plusieurs molécules identiques. Le composé obtenu est appelé **polymère**, la molécule initiale étant le **monomère**.

• Polymérisation de l'éthylène

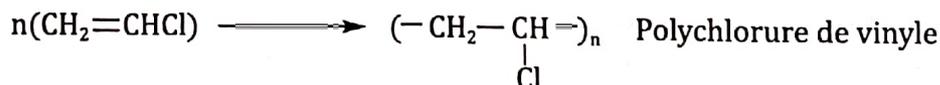
Au cours de cette réaction, plusieurs molécules d'éthylène s'additionnent entre elles par suite de **rupture** de la double liaison. On obtient le **polyéthylène** selon l'équation-bilan suivante :



$(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)$ est le motif du polymère et **n** le degré de polymérisation

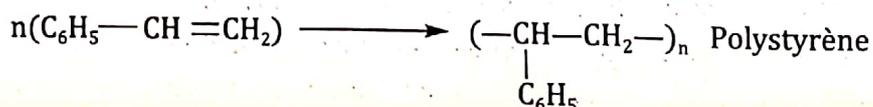
• Polymérisation du chlorure de vinyle

Le chlorure de vinyle ou chloroéthylène ($\text{CH}_2=\text{CHCl}$) se polymérise en polychlorure de vinyle connu sous le nom de PVC.



• Polymérisation du styrène

Le styrène ($\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$) se polymérise pour donner le polystyrène.



J'évalue mes acquis



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

- 1- Donne la formule brute et la formule semi-développée de ce composé.
- 2- Écris l'équation-bilan de l'hydrogénation complète de cet hydrocarbure.

ACTIVITÉ 6 : MONTRER L'IMPORTANCE INDUSTRIELLE DES HYDROCARBURES INSATURÉS

Sers-toi du document 5.

- 1- Indique l'utilité des objets présentés sur ce document.
- 2- Dégage l'importance industrielle des hydrocarbures insaturés.

Je fais le point de l'activité

Les objets présentés sur le document 5 sont des objets issus de la polymérisation d'hydrocarbures insaturés. Ils sont utilisés dans tous les ménages. Ce qui montre l'importance industrielle des hydrocarbures.

- Quelques usages du polyéthylène :
 - sachets et sacs d'emballage ;
 - jouets, fûts et casiers ;
 - bouteilles plastiques etc ...
- Quelques usages du polychlorure de vinyle :
 - tuyauterie ;
 - canalisation...
- Quelques usages du polystyrène :
 - emballages anti-chocs ;
 - récipients (pots de yaourt) ;
 - jouets etc....

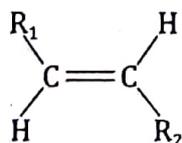
J'évalue mes acquis

Réponds par vrai ou faux.

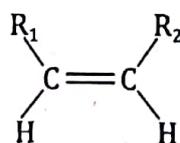
- 1- Le polystyrène est utilisé en tuyauterie.
- 2- Le polyéthylène est utilisé pour les emballages anti-chocs.
- 3- Le polychlorure de vinyle est utilisé pour les canalisations.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Les alcènes et les alcynes sont des hydrocarbures insaturés. Les alcènes de formule brute C_nH_{2n} présentent au moins une double liaison entre 2 atomes de carbone. Quant aux alcynes, ils présentent une triple liaison entre 2 atomes de carbone et leur formule brute est C_nH_{2n-2} .
- La double liaison ou la triple liaison empêche la libre rotation entre les 2 atomes de carbone impliqués.
- Les alcènes présentent 2 isomères non superposables désignés par E et Z.



Isomère E



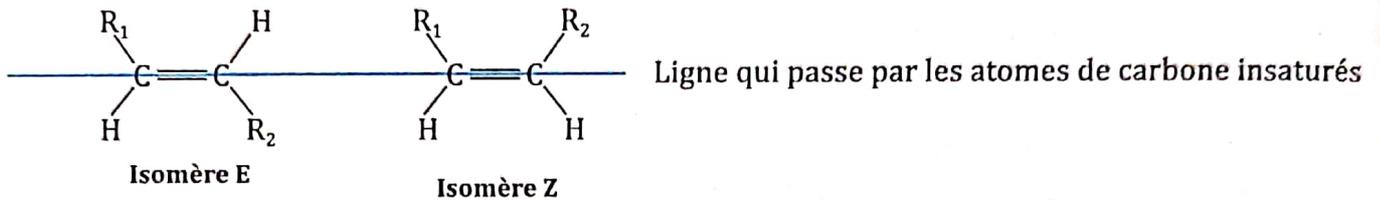
Isomère Z

- Les alcènes et les alcynes brûlent dans l'air, il y a destruction de la chaîne carbonée.
- La présence de la double ou triple liaison rend possible les réactions d'addition. Ces réactions d'addition sont nombreuses (chloruration, hydratation...) et conduisent à la formation d'un produit saturé.
- La polymérisation est une addition successive, de petites molécules identiques et insaturées pour produire un composé saturé de masse molaire moléculaire très élevée.
- Dans la vie quotidienne, les produits des réactions d'addition sont beaucoup utiles.

III- MÉTHODES

• Distinguer :

- une addition d'une substitution : une addition fait passer l'hydrocarbure de la structure insaturée à la structure saturé, tandis que dans une substitution, des atomes d'hydrogène sont remplacés ;
- la forme E de la forme Z : dans la forme Z, les groupes alkyles identiques sont du même côté de la ligne qui passe par les atomes de carbone insaturés.



-le polymère du monomère : le polymère est une macromolécule obtenue à partir du monomère, le motif.

- Appliquer la règle de nomenclature des alcènes et alcynes.
- Calculer le degré de polymérisation : $\text{Degré de polymérisation} = \frac{\text{Masse du polymère}}{\text{Masse du motif}}$

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Recopie et complète les phrases suivantes avec les mots et groupes de mots qui conviennent.

Une réaction d'addition est une réaction au cours de laquelle de nouveaux atomes sur la molécule. Au cours d'une réaction d'addition, il y a de la structure de la molécule. Les réactions d'addition ne peuvent pas avoir lieu sur des molécules Elles se réalisent sur des composés Une réaction de polymérisation est une de molécules identiques les unes autres.

Exercice 2

Soit les composés suivants : C_2H_2 ; C_6H_6 ; C_3H_8 ; C_4H_8 ; C_2H_4 ; C_3H_4 . Range-les si possible selon le tableau ci-dessous.

ALCÈNE	ALCYNE

Exercice 3

Recopie et complète le tableau ci-dessous.

Famille	Dessine la liaison Carbone- Carbone	Nom de la liaison	Structure de l'atome de carbone
Alcène			
Alcyne			

Résolution de l'exercice 1

Une réaction d'addition est une réaction au cours de laquelle de nouveaux atomes **se fixent** sur la molécule. Au cours d'une réaction d'addition, il y a **transformation** de la structure de la molécule. Les réactions d'addition ne peuvent pas avoir lieu sur des molécules **saturées**. Elles se réalisent sur des composés **insaturés**.

Une réaction de polymérisation est une **addition** de molécules identiques.

Commentaire :

Les réactions d'addition sont le propre des composés insaturés.

Résolution de l'exercice 2

ALCÈNE	ALCYNE
C_2H_4	C_2H_2 C_3H_4

Commentaire :

ALCÈNE : formule brute C_nH_{2n}

ALCYNE : formule brute C_nH_{2n-2}

Résolution de l'exercice 3

Famille	Carbone- Carbone	Nom de la liaison	Structure de l'atome de carbone
Alcène	$C = C$	Double liaison	Trigonal
Alcyne	$C \equiv C$	Triple liaison	Digonal

Commentaire :

Se référer aux définitions dans la leçon.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

Masses molaires atomiques en g/mol : $M_C = 12$;
 $M_F = 19$; $M_H = 1$; $M_{Cl} = 35,5$; $M_{Br} = 80$; $M_O = 16$.

1 Le Chloroéthylène ou chlorure de vinyle est polymérisé.

- 1- Donne le motif du polymère et son nom.
- 2- Cite des applications de ce polymère dans la vie courante.
- 3- Calcule le degré n de polymérisation sachant que la masse molaire moléculaire $M = 65,5$ kg/mol

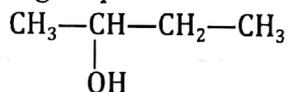
2 Un hydrocarbure insaturé a une masse molaire moléculaire $M = 70$ g/mol.

- 1- Identifie sa famille.
- 2- Écris sa formule brute.

3- Détermine sa composition centésimale massique.

4- Écris les formules semi-développées et les noms de tous les isomères possibles.

3 Un chimiste réalise la déshydratation en présence d'alumine et à chaud du composé organique de formule semi-développée suivante :



1- Donne :

- 1.1- le nom de la famille du produit ou des produits obtenus ;
- 1.2- les noms des produits obtenus.

2- Écris leurs formules semi-développées.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

4 1- Écris les formules semi-développées possibles des composés organiques insaturés de formules brutes C_4H_8 et C_3H_4 et donne leur nom respectif.

2- Parmi les formules semi-développées du composé C_4H_8 , l'un présente les formes Z et E. Représente- les.

5 L'éthylène brûle dans du dioxygène en excès. Pour une masse m_1 de ce composé, on obtient 1,8 g d'eau et du dioxyde de carbone de masse m_2 .

- 1- Écris la formule brute de l'éthylène et nomme sa famille d'hydrocarbure.
- 2- Donne le nom de la réaction chimique et son effet sur la chaîne carbonée.
- 3- Détermine :

3.1- la masse m_2 de dioxyde de carbone produit ;

3.2- la masse m_1 de l'éthylène utilisé ;

3.3- le volume V de dioxygène nécessaire.
 $V_m = 22,4$ L/mol.

6 Le professeur de Physique Chimie effectue l'addition du dibrome sur un alcène. Il obtient un composé bromé contenant 85,10 % de l'élément chimique brome.

- 1- Définis une réaction d'addition.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 3- Détermine la formule brute de l'alcène puis celle du composé obtenu.
- 4- Écris les formules semi-développées possibles du composé obtenu.

Situation d'évaluation

7 Une élève de niveau 1^{re} scientifique, dans ses recherches sur la polyaddition des composés insaturés, découvre cette information :

- Le polymère a pour composition centésimale massique :
59,375 % de Fluor ;
7,375 % de carbone ;
33,375 % d'hydrogène.
 - Masse molaire moléculaire $M = 85 \text{ kg/mol}$.
 - Degré de polymérisation $n = 1330$
- Elle te demande de l'aider à d'identifier ce polymère et à savoir à quoi il sert dans la vie quotidienne.

- 1- Dis pourquoi la polymérisation est une polyaddition.
- 2- Détermine :
2.1-la masse moléculaire M du monomère ;
2.2-la formule brute du monomère et écris ses formules semi-développées possibles et leurs noms.
- 3- Le monomère a un atome de carbone portant les atomes identiques du même halogène.
3.1- Parmi les isomères, identifie-le
3.2- Écris l'équation-bilan de la polymérisation.
- 4- Donne quelques utilisations pratiques de la polymérisation dans la vie.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Les chalumeaux à gaz utilisés par les tôliers possèdent deux bonbonnes de gaz.

Dans la plus petite bonbonne sous presse, l'ouvrier met du carbure de calcium CaC_2 puis ajoute de l'eau H_2O : il se produit de l'acétylène.

Cette réaction exothermique fait parfois exploser la bonbonne si elle n'est pas adaptée.

Equation-bilan de la réaction :



Dans la grande bonbonne, se trouve le dioxygène. L'ouvrier peut aussi s'acheter de l'acétylène déjà fabriqué dans les industries adaptées et entretenu dans une bonbonne.

A l'aide du chalumeau des deux gaz, l'ouvrier peut commencer à découper ou ressouder les pièces endommagées.



Chalumeau à gaz d'acétylène et de dioxygène

CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON

4

LE BENZÈNE

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Connaître	<ul style="list-style-type: none">• la structure du benzène.• les formules brutes et développées du benzène.• les caractéristiques du noyau benzénique.
Ecrire	les formules brutes et développées d'autres composés aromatiques : <ul style="list-style-type: none">- phénol ;- styrène ;- naphthalène ;- toluène.
Connaître	quelques propriétés chimiques du noyau benzénique : <ul style="list-style-type: none">- réaction de substitution ;- réaction d'addition.
Connaître	les isomères ortho, méta et para.
Écrire	les équations-bilans : <ul style="list-style-type: none">- des réactions de substitution ;- des réactions d'addition.
Exploiter	les équations-bilans . <ul style="list-style-type: none">- des réactions de substitution ;- des réactions d'addition.
Connaître	la toxicité du benzène.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Composé aromatique
- Noyau benzénique
- Isomères ortho, méta et para
- Réaction de substitution
- Réaction d'addition
- Toxicité du benzène

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Pendant les Congés de Noël, un élève de 1^{re} C d'un Lycée se rend au village chez sa grand-mère. Il remarque que celle-ci utilise des boules blanches qu'elle met dans les habits contre les cafards et les salamandres. Préoccupé, cet élève s'informe auprès de son grand frère en classe de terminale C. Il apprend que ces boules font partie d'une classe de composés organiques (les composés aromatiques). De retour des congés, il partage l'information avec ses camarades de classe et ensemble, sous la supervision de leur professeur, ils décident de s'informer sur le benzène, d'écrire les formules brutes et les formules développées d'autres composés aromatiques et d'exploiter les équations-bilans de quelques-unes de leurs réactions chimiques.

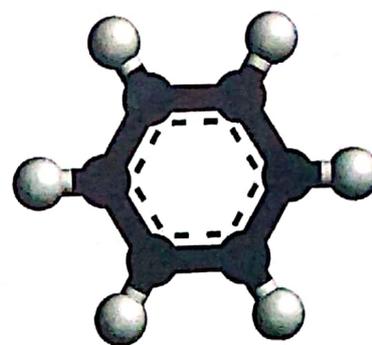


I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : CONNAITRE LA STRUCTURE DU BENZÈNE

Observe la molécule de benzène représentée sur le document 1.

- 1- Nomme les atomes qui constituent la molécule.
- 2- Compare les liaisons C—C et C—H.
- 3- Décris la forme géométrique de la molécule.
- 4- Donne le nombre d'atomes de carbone et le nombre d'atomes d'hydrogène.
- 5- Propose les formules brute et développée de la molécule de benzène.
- 6- Représente simplement la molécule de benzène.
- 7- Définis le noyau benzénique.
- 8- Définis un composé aromatique.



Document 1 : Le benzène

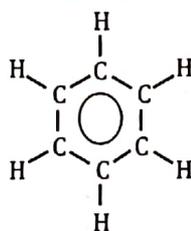
Je fais le point de l'activité

1- Géométrie de la molécule

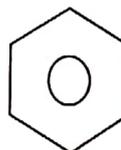
- La molécule de benzène est constituée d'atomes de carbone et d'atomes d'hydrogène.
- les 6 atomes de carbone occupent les sommets d'un hexagone régulier.
- Les longueurs des liaisons entre les atomes de carbone sont toutes égales à 0,134 nm, intermédiaire entre une liaison simple (0,154 nm) et une liaison double (0,134 nm).

2- Structure de la molécule de benzène

La molécule de benzène est plane et a la forme d'un hexagone régulier. La formule brute est C_6H_6 et la formule développée est :



ou simplement



Le cercle symbolise le nuage de 6 électrons délocalisés sur le cycle carbonique du benzène (ou noyau benzénique).

Le noyau benzénique est constitué des six (06) atomes de carbone liés par des liaisons simples et d'une liaison délocalisée sur l'ensemble du cycle.

La molécule de benzène est très insaturée car les 6 atomes de carbone sont liés en tout à 6 atomes d'hydrogène seulement. C'est un produit cancérigène ; il ne doit pas être utilisé dans les salles de classe.

On appelle composé aromatique, tout composé organique comportant au moins un noyau benzénique.

Les composés aromatiques ont une odeur très forte. Ce sont en général des produits dangereux.

J'évalue mes acquis



Définis un composé aromatique.

ACTIVITÉ 2 : ÉCRIRE LES FORMULES BRUTES ET DÉVELOPPÉES D'AUTRES COMPOSÉS AROMATIQUES

Comme le benzène, il existe plusieurs autres composés à noyau benzénique. C'est le cas du toluène, du styrène, du phénol et du naphthalène.

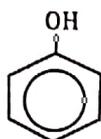
1- Informe-toi sur ces composés.

2- Écris leurs formules brutes et leurs formules développées ou semi-développées.

Je fais le point de l'activité

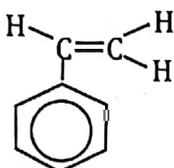
- Le phénol : c'est un solide blanc, de formule brute C_6H_5OH , utilisé dans la fabrication d'explosifs, de colorants, de matières inflammables...

Sa formule semi-développée est :



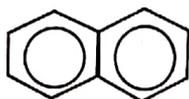
- Le styrène : le styrène ou phényléthylène est un liquide à température et à pression ambiante, incolore, de formule brute C_8H_8 . Il est utilisé dans la fabrication de la matière plastique, en particulier le polystyrène.

Sa formule développée est :



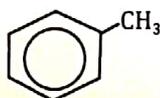
- Le naphthalène : c'est un solide blanc, de formule brute $C_{10}H_8$, vendu dans le commerce sous le nom de naphthaline. Il est utilisé comme insecticide.

Sa formule développée est :



- Le toluène : c'est un liquide incolore à température ambiante, de formule brute C_7H_8 . Il est utilisé dans l'industrie comme réactif ou solvant ; il dissout les huiles, les graisses et les résines.

Sa formule semi-développée est :

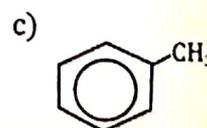
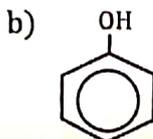
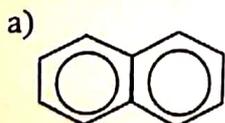


J'évalue mes acquis



1- Les composés suivants comportent un noyau benzénique : C_6H_6 ; $C_6H_4(CH_3)_2$.
Écris leurs formules développées.

2- Nomme les composés ci-dessous.



ACTIVITÉ 3 : CONNAÎTRE QUELQUES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DU NOYAU BENZÉNIQUE

Compte tenu de la grande toxicité des composés aromatiques, les expériences décrites ci-dessous sont formellement interdites en classe.

1- Réaction de combustion

- 1.1- Informe-toi sur la possibilité de la combustion du benzène.
- 1.2- Si cette réaction est possible, serait-elle d'intérêt ?
- 1.3- Pourquoi ?

2- Réactions d'addition

- 2.1- Dans l'industrie, une réaction chimique consiste à faire passer du dihydrogène (gazeux) dans du benzène (liquide) en présence d'un catalyseur : du platine (Pt) ou du nickel (Ni).
 - 2.1.1- Nomme le produit recherché.
 - 2.1.2- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
 - 2.1.3- Donne son intérêt.

- 2.2 Une autre réaction chimique dans l'industrie, consiste à ajouter du benzène à du dichlore puis à exposer à la lumière. Le mélange est de couleur verte due à la présence du dichlore.

L'on observe une apparition de fumées blanches qui se cristallisent quelques instants après, et la disparition de la couleur verte de la solution.

- 2.2.1- Nomme le produit recherché.
- 2.2.2- Indique le rôle de la lumière.
- 2.2.3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
- 2.2.4- Donne son intérêt.

3- Réactions de substitution avec des halogènes (halogénéation)

- 3.1- L'ajout de dibrome au benzène, avec de la limaille de fer donne à observer :

- une décoloration de la couleur rouge du brome en solution ;
- une coloration rouge d'un morceau de papier pH imbibé du mélange.

- 3.1.1- Nomme le produit obtenu.
- 3.1.2- Indique le rôle de la limaille de fer.
- 3.1.3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
- 3.1.4- Donne son intérêt.

- 3.2- L'ajout de dichlore à du benzène, avec du chlorure d'aluminium, donne une réaction chimique.

- 3.2.1- Nomme le produit obtenu.
- 3.2.2- Indique le rôle du chlorure d'aluminium.
- 3.2.3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
- 3.2.4- Donne son intérêt.

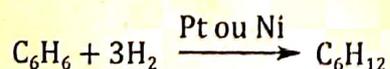
Je fais le point de l'activité**1- Réaction de combustion**

Il est possible d'effectuer la combustion du benzène et des composés aromatiques. C'est une réaction très exothermique, mais elle est sans intérêt à cause de la grande toxicité du noyau benzénique.

2- Réactions d'addition

- L'action du dihydrogène sur le benzène en présence de platine ou de nickel donne du cyclohexane, composé utilisé dans la fabrication du nylon.

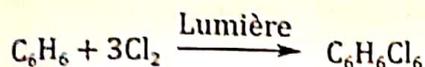
L'équation-bilan de la réaction est :



Le nickel ou le platine est un catalyseur.

- L'action du dichlore sur le benzène en présence de la lumière donne le 1, 2, 3, 4, 5, 6-hexachlorocyclohexane, connu sous le nom de lindane. Il est utilisé comme insecticide en agriculture et pour le traitement des poux et de la gale.

L'équation-bilan de la réaction est :



Lors de la réaction, la lumière joue le rôle de catalyseur.

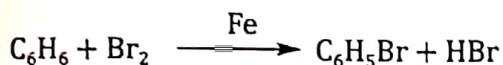
Remarque : les réactions d'addition sur le benzène sont moins nombreuses que sur les alcènes et les alcynes. En fait, le benzène n'additionne que les molécules symétriques comme H_2 , Cl_2 .

3- Réactions de substitution

- L'action du dibrome sur le benzène en présence de fer est une réaction chimique qui donne du bromobenzène et de l'acide bromhydrique. C'est l'acide bromhydrique qui donne la couleur rouge au papier pH.

Lors de cette réaction chimique, la limaille de fer joue le rôle de catalyseur.

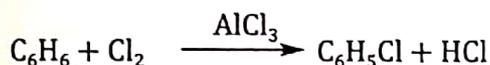
L'équation-bilan de la réaction est :



Le bromobenzène est utilisé dans les synthèses organiques.

- L'action du dichlore sur le benzène en présence de chlorure d'aluminium est une réaction chimique qui donne du chlorobenzène, utilisé comme pesticide.

L'équation-bilan de la réaction est :

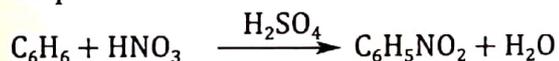


Cette réaction est aussi une grande source de production de chlorure d'hydrogène.

Remarques :

- cette substitution doit être réalisée en absence de lumière afin d'éviter une réaction d'addition ;
- le nombre d'atomes d'hydrogène substitués dépend de la température.
- On peut aussi réaliser la substitution avec l'ion nitrate en faisant réagir le benzène avec de l'acide nitrique en présence d'acide sulfurique : la réaction est appelée nitration.

L'équation-bilan de cette réaction est :



Si on laisse la température s'élever, on obtient le 1, 3-dinitrobenzène puis le 1, 3, 5-trinitrobenzène qui est un explosif.

Remarque :

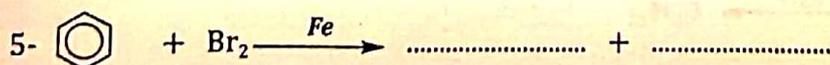
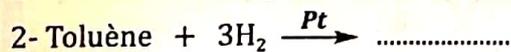
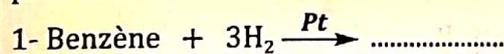
si la nitration a lieu avec le toluène dans les mêmes conditions, on obtient ;

le 1-méthyl-2, 4, 6-trinitrobenzène, connu sous le nom de TNT, un puissant explosif.

J'évalue mes acquis



Complète les équations-bilans suivantes des réactions chimiques et nomme les produits formés.



ACTIVITÉ 4 : CONNAÎTRE LES ISOMÈRES ORTHO, MÉTA ET PARA

Tu t'intéresses à présent à la substitution d'un deuxième atome d'hydrogène.

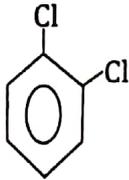
- 1- Écris l'équation-bilan de cette réaction.
- 2- Nomme les isomères du produit organique obtenu.

Je fais le point de l'activité

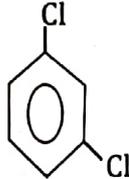
- Équation- bilan



- Nom des isomères



1,2-dichlorobenzène
ou **ortho** dichlorobenzène



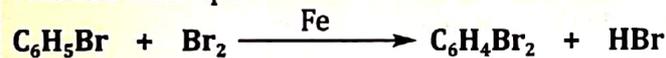
1,3-dichlorobenzène
ou **méta** dichlorobenzène



1,4-dichlorobenzène
ou **para** dichlorobenzène

J'évalue mes acquis

Le professeur de physique-chimie te propose l'équation-bilan ci-dessous d'une réaction chimique :



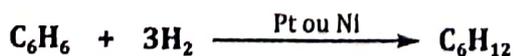
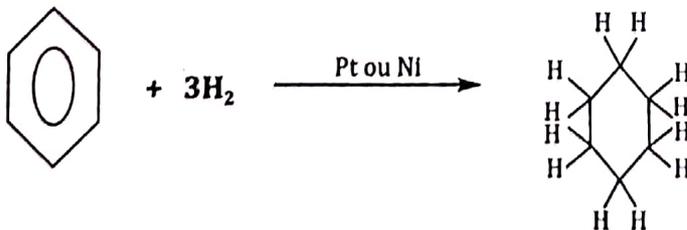
- 1- Nomme cette réaction chimique.
- 2- Écris les formules développées et les noms des isomères de $\text{C}_6\text{H}_4\text{Br}_2$.

II- RÉSUMÉ DE COURS

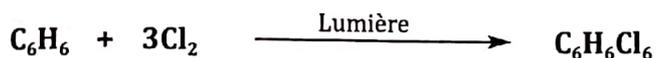
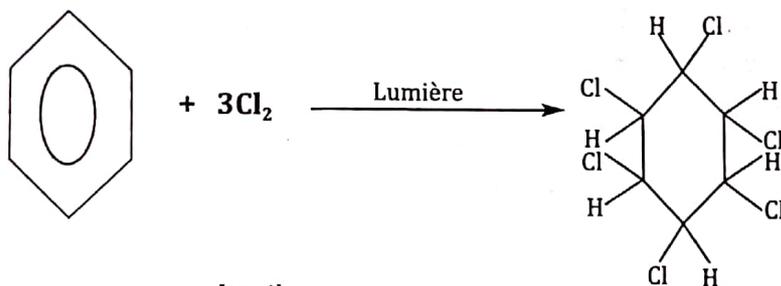
Le benzène donne des réactions de combustion, des réactions d'addition et des réactions de substitution.

4.1- Réactions d'addition

- Addition du dihydrogène



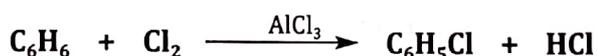
- Addition du dichlore



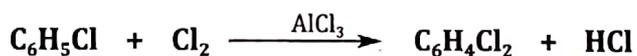
4.2- Réactions de substitution

- Action du dichlore sur le benzène (chloration)

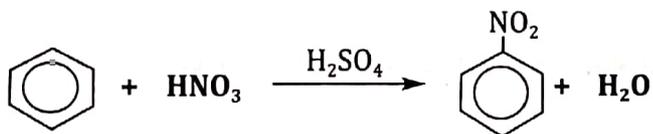
1^{ère} étape :



2^{ème} étape : une deuxième substitution donne le dichlorobenzène qui possède 3 isomères (ortho, méta et para)

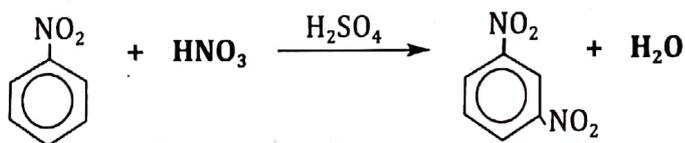


- Action de l'acide nitrique sur le benzène (nitration)

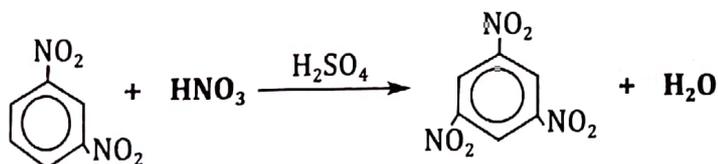


mono nitrobenzène

Si la température est élevée, on obtient successivement



1,3-dinitrobenzène ou métadinitrobenzène



1,3,5-trinitrobenzène ou TNB (plus explosif que le TNT)

5- Toxicité du benzène

Le benzène est très toxique.

Il provoque des irritations persistantes sur la peau et l'oeil.

Il est cancérogène.

III- MÉTHODES

Les réactions d'addition

Pour écrire l'équation-bilan, se rappeler que les réactions d'addition se font en bloc de six atomes de H ou six atomes de Cl. Il détruisent le noyau benzénique.

Les réactions de substitution

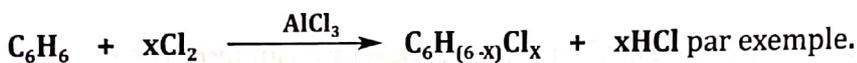
Les composés aromatiques permettent des réactions de substitution.

Dans une chloration, une liaison C—H est remplacée par une liaison C—Cl et l'ensemble de la molécule n'est pas affecté par l'opération.



La substitution conserve le noyau benzénique et le composé organique obtenu est encore un composé aromatique.

On peut obtenir plusieurs dérivés halogènes suivant l'équation-bilan générale.



IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Pour chacune des propositions ci-dessous, écris V si la proposition est vraie ou F si elle est fausse.

- 1- La combustion détruit le noyau benzénique.
- 2- L'addition conserve le noyau benzénique.
- 3- La nitration du benzène est une réaction de substitution.

Exercice 2

Écris les formules semi-développées des composés aromatiques ayant pour formule brute C_9H_{10} .

Exercice 3

Reproduis les diagrammes ci-dessous puis relie convenablement chaque élément de l'ensemble A à un élément de l'ensemble B.

A

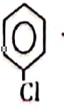
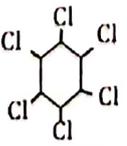
 + $15\frac{1}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \bullet$

 + $3\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{Lumière}} \bullet$

 + $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{AlCl}_3} \bullet$

 + $\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \bullet$

B

-  + H_2O
- $6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
-  + HCl
- 

Résolution de l'exercice 1

- 1- La combustion détruit le noyau benzénique. V
- 2- L'addition conserve le noyau benzénique. F
- 3- La nitration du benzène est une réaction de substitution. V

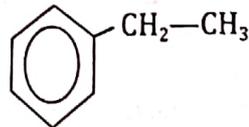
Commentaire :

Se rappeler que la combustion coupe les liaisons C—C et C—H.
Connaître la définition d'une réaction d'addition et d'une réaction de substitution.

Résolution de l'exercice 2

Le composé étant aromatique, supposons que la molécule de benzène subit une monosubstitution.

on a $C_6H_5-C_xH_y$ soit C_8H_{10} .

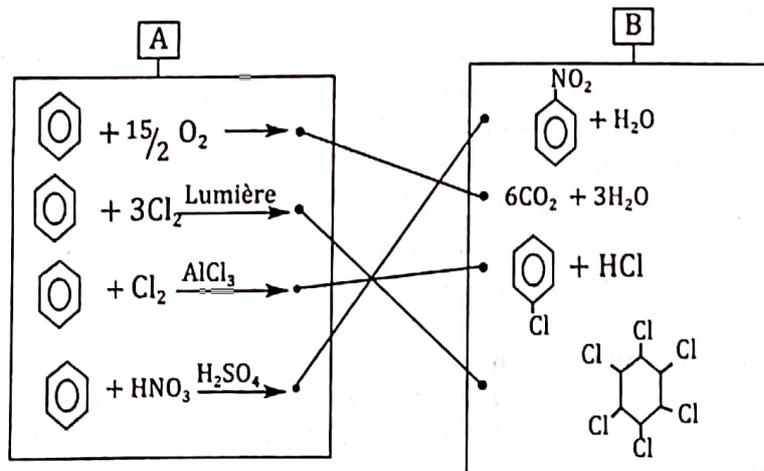


Par identification $x = 2$ et $y = 5$ c'est l'éthylbenzène.

Commentaire :

Se rappeler la définition d'un composé aromatique.

Résolution de l'exercice 3



Commentaire :

L'addition se fait en bloc, détruit le noyau benzénique.
La substitution conserve le noyau benzénique.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 Écris les formules semi-développées des hydrocarbures ci-dessous.

- 1,3,5-trinitrobenzène ;
- orthodibromobenzène ;
- 2,4,6-trichlorotoluène ;
- métadichlorobenzène.

2 Soit la formule brute suivante d'un composé aromatique B : $C_6H_4Br_2$.

- Écris les formules semi-développées possibles du composé B.
- Nomme chaque molécule.
- Écris l'équation-bilan de la réaction de synthèse du composé B à partir du benzène.

3 Écris les équations-bilans des réactions chimiques ci-dessous :

- Benzène + dichlore en présence de chlorure de d'aluminium.
- Benzène + dichlore en présence de lumière.

4 Remplace les lettres A, D et E dans les équations-bilans a, b et c par leurs noms et leurs formules brutes.

- Benzène + $3H_2 \longrightarrow A$.
- Benzène + $Cl_2 \longrightarrow D + HCl$.
- $D + Cl_2 \longrightarrow E + HCl$.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

5 Un composé organique utilisé pour la fabrication de résine a pour masse molaire égale à 94 g/mol. Sa composition centésimale massique est : C = 76,6 % ; H = 6,4 % et O = 17 %.

- Donne la formule générale de ce composé organique.
- Determine sa formule brute.
- Le composé contient un noyau benzénique, donne sa formule semi-développée et son nom.

6 Un laborantin verse quelques gouttes de benzène dans un flacon contenant un volume V de dichlore. Il expose le flacon à la lumière et observe l'apparition de fumées blanches.

On donne :

- Volume du dichlore $V = 500 \text{ mL}$.
- Volume molaire : $V_m = 25 \text{ L/mol}$.
- Masse molaire atomique en g/mol :
- C = 12 ; H = 1 ; Cl = 35,5.

- Donne la nature de la réaction qui s'est produite.
- Écris l'équation-bilan de la réaction et nomme le produit obtenu.
- Détermine la masse de benzène nécessaire pour que la réaction soit totale.
- Donne une application du produit formé dans la vie courante.

7 La chloration du benzène en présence de la lumière donne 294 g d'un composé solide blanc A.

- Écris l'équation-bilan de cette réaction.
- Détermine la quantité de benzène utilisée au cours de cette réaction.
- Détermine le volume de dichlore nécessaire à la chloration du benzène.

Donnée : Volume molaire : $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

8 Un hydrocarbure A de masse molaire $M = 92 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ contient 91,5 % de carbone.

- Détermine sa formule brute.
- Montre que A n'est ni un alcane, ni un alcène, ni un alcyne.
- Donne la formule semi développée et le nom de A sachant qu'une analyse a montré qu'il contient un noyau aromatique.
- Dis si la nitration de A est une réaction d'addition ou de substitution.

Situations d'évaluation

9 Lors d'une séance de travaux pratiques, le professeur de Physique-Chimie remet à ton groupe les résultats expérimentaux d'une réaction entre le dichlore et une masse m_1 de benzène en présence de FeCl_3 , utilisé comme catalyseur.

Les produits obtenus sont :

- un composé B de masse m_2 et de masse molaire M, qui se solidifie à la température ordinaire ;
- un gaz dont la solution est acide.

Le professeur demande à ton groupe de travail de déterminer le rendement de la réaction.

Données :

- $m_1 = 7,8 \text{ g}$; $m_2 = 8,8 \text{ g}$; $M = 147 \text{ g/mol}$.
- Masses molaires atomiques :
 $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$;
 $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$.

Tu es rapporteur du groupe.

- 1- Détermine la formule brute du composé B.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 3- Écris les formules semi-développées et les noms de tous les isomères de B.
- 4- Détermine le rendement de la réaction.

10 Tu découvres au laboratoire de physique chimie de ton lycée, une bouteille contenant un liquide.

L'étiquette de cette bouteille porte les indications suivantes :

- nature : hydrocarbure ;
- masse molaire : 92 g/mol ;
- réactions admises : réaction de combustion, réaction de substitution et réaction d'addition.

Données : Masses molaires atomiques en g/mol : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{C}) = 12$.

Tu décides de déterminer la formule semi-développée et le nom de l'hydrocarbure contenu dans la bouteille.

- 1- Montre que cet hydrocarbure contient au moins un noyau benzénique.
- 2- Propose une formule semi-développée de cet hydrocarbure.
- 3- Écris sa formule semi-développée et son nom.

11 Un groupe d'élèves de la 1^{ère} C suit avec leur professeur de Physique-Chimie, un documentaire scientifique dans lequel l'expérimentateur dispose de deux béchers numérotés 1, 2 et d'un petit bocal.

Le bécher 1 contient du benzène.

Le bécher 2 contient une petite quantité d'acide phosphorique.

Le bocal contient de l'éthylène.

Il mélange les contenus des deux béchers dans le bocal avec précautions. En fin de réaction, l'expérimentateur affirme que le bocal contient de l'éthylbenzène. Pour vérification, Le professeur demande au groupe d'identifier la réaction produite dans le bocal.

Tu es le rapporteur du groupe.

- 1- Donne les formules semi-développées :
 - 1.1- du benzène ;
 - 1.2- de l'éthylène ;
 - 1.3- de l'éthylbenzène.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction produite.
- 3- Identifie la réaction qui a lieu.

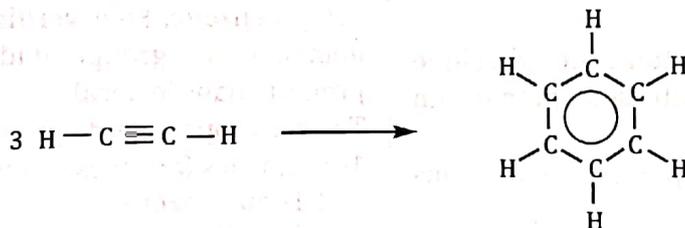
VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

DÉCOUVERTE DU BENZÈNE

En 1825, le scientifique britannique Michael Faraday isole, dans le liquide résiduel du fond des bouteilles d'éclairage, un composé qu'il nomme « bicarburet of hydrogen ». Il le caractérise, déterminant son point d'ébullition (80 °C), son point de fusion (5,5 °C), les proportions massiques de carbone et d'hydrogène (12:1) et testant sa réactivité avec différents réactifs, tels que le dichlore, le diiode, le potassium, l'acide nitrique et l'acide sulfurique.

La première synthèse du benzène revient au chimiste allemand Eilhard Mitscherlich qui le produit en 1833 par réaction de l'acide benzoïque et de la chaux. Mitscherlich baptise ce composé « benzin » en référence à la gomme benjoin, dont il a extrait l'acide benzoïque, mais l'éditeur Liebig lui préfère le nom « benzol », la terminaison -ol faisant référence à l'huile (Öle en allemand) ; le composé sera finalement dénommé « Benzol » en allemand, mais « benzène » en français et « benzene » en anglais. Le chimiste français Auguste Laurent propose de son côté le nom « phène » (du grec ancien φαῖνω / phainô, « j'éclaire »), le composé étant issu du gaz d'éclairage ; cette racine restera dans le nom du radical phényle et dans celui de l'alcool dérivé, le phénol.

En 1845, le chimiste britannique Charles Mansfield, travaillant sous la direction d'August Wilhelm von Hofmann, l'isole dans le goudron de houille. Quatre ans plus tard, il lance la première production de benzène à l'échelle industrielle à partir de goudron de houille. Marcellin Berthelot le synthétise à son tour en 1868 par trimérisation de l'acétylène (ci-dessous)



PÉTROLE ET GAZ NATURELS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Connaître	Les opérations de base de l'industrie du pétrole et des gaz naturels : - fractionnement du pétrole brut ; - craquage ; - reformage.
Expliquer	<ul style="list-style-type: none"> • le fractionnement du pétrole brut. • le craquage et le reformage.
Connaître	quelques produits dérivés du pétrole.
Montrer	l'importance de quelques produits dérivés du pétrole.
Connaître	l'impact de quelques produits dérivés du pétrole sur l'environnement.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Fractionnement du pétrole brut
- Craquage
- Reformage
- Gaz naturels

SITUATION D'APPRENTISSAGE

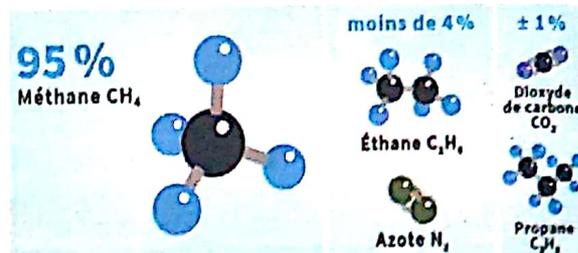
Un élève de 1^{re} D d'un lycée de la place, découvre dans un livre de Physique-Chimie que les pétroles et les gaz naturels ainsi que le charbon se sont formés très lentement au cours des ères géologiques. Il découvre également que le pétrole brut doit être fractionné et raffiné pour obtenir la multitude de produits qui déterminent notre quotidien. Arrivé en classe, il partage ses découvertes avec ses amis et ensemble sous la supervision de leur professeur de Physique Chimie, ils décident de connaître le fractionnement, le craquage et le reformage du pétrole brut, puis de montrer l'importance de quelques produits dérivés du pétrole et leur impact sur l'environnement.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : CONNAÎTRE LA COMPOSITION DU PÉTROLE

- 1- Documente-toi sur la composition du pétrole brut.
- 2- Cite les constituants du pétrole brut.
- 3- À partir du document 1, cite le constituant essentiel des gaz naturels et les autres constituants.



Document 1 : Constituants des gaz naturels

Je fais le point de l'activité

Les constituants du pétrole brut

Le pétrole brut est composé :

- d'alcane ;
- de cyclane ;
- d'hydrocarbures aromatiques ;
- de produits soufrés ;
- de produits azotés ;
- de produits oxygénés.

Les constituants des gaz naturels

Le constituant principal des gaz naturels est le méthane.

Les autres constituants des gaz naturels sont : l'éthane, le propane, le diazote et le dioxyde de carbone.

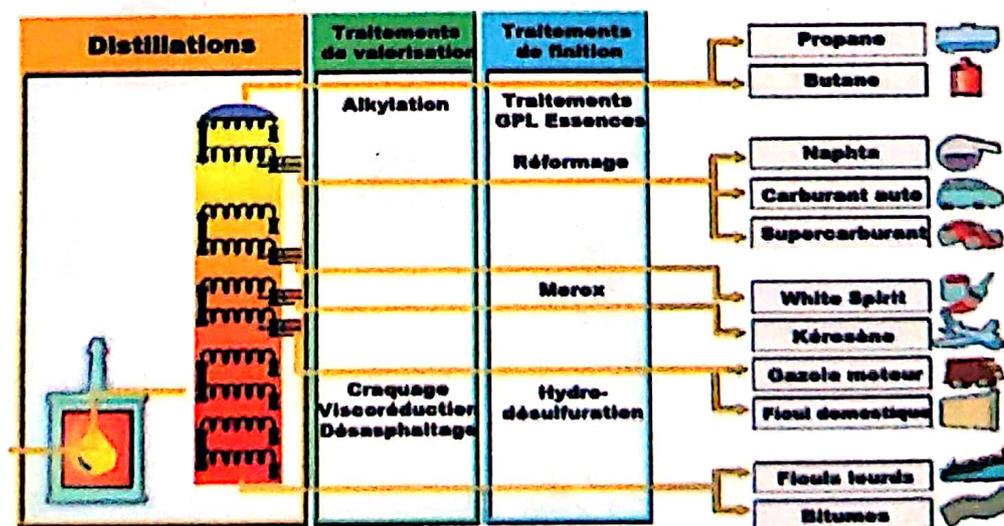
J'évalue mes acquis



- 1- Cite trois constituants principaux du pétrole.
- 2- Cite le constituant essentiel des gaz naturels.

ACTIVITÉ 2 : CONNAÎTRE LES OPÉRATIONS DE BASE DE L'INDUSTRIE DU PÉTROLE ET DES GAZ NATURELS

Observe le document 2 et cite les opérations de base du raffinage du pétrole brut.



Document 2 : Traitement du pétrole brut

Je fais le point de l'activité

Le raffinage du pétrole brut est un long processus. La **distillation**, le **craquage** et le **reformage** en sont les opérations de base.

J'évalue mes acquis

Cite les opérations de base du raffinage du pétrole brut.

ACTIVITÉ 3 : EXPLIQUER LES OPÉRATIONS DE BASE DU RAFFINAGE DU PÉTROLE BRUT

Pour rappel, le fractionnement, le craquage et le reformage sont les principales étapes du raffinage du pétrole brut.

Explique :

- 1- le fractionnement du pétrole brut ;
- 2- le craquage ;
- 3- le reformage.

Je fais le point de l'activité**1- Fractionnement du pétrole ou distillation fractionnée.**

- Cette opération consiste à séparer les différents constituants du pétrole selon leurs températures d'ébullition, dans une tour appelée "colonne à plateaux".
- Elle permet d'obtenir des produits en coupe. Dans une colonne à plateaux, on obtient en haut de colonne, la vapeur du constituant le plus volatil et en bas de colonne le constituant le moins volatil et à l'état liquide.

2- Le craquage

Il consiste à casser les chaînes longues d'une molécule pour en faire des chaînes plus courtes.

On distingue :

- le craquage catalytique qui permet de craquer les produits lourds pour fabriquer les carburants ;
- l'hydrocraquage qui est un craquage catalytique effectué en présence de l'hydrogène. Il favorise l'obtention d'alcane ramifiés ;
- le vapocraquage qui fournit à la pétrochimie les matières de base.

3- Le reformage

Cette opération consiste à modifier la structure d'un hydrocarbure sans modifier son nombre d'atomes de carbone. Elle se pratique sur les alcanes des essences légères afin d'améliorer leur indice d'octane (cet indice mesure la résistance à l'autoallumage d'un carburant, c'est-à-dire l'allumage sans l'intervention de la bougie).

J'évalue mes acquis

Définis chacun des termes suivants : raffinage, distillation fractionnée, craquage, reformage.

ACTIVITÉ 4 : CONNAITRE QUELQUES PRODUIT DÉRIVÉS DU PÉTROLE ET LEUR IMPORTANCE

Observe encore le document 2.

- 1- Cite les produits dérivés du pétrole brut.
- 2- Montre l'importance de quelques produits dérivés du pétrole.

Je fais le point de l'activité

Les produits dérivés du pétrole brut sont :

- des combustibles de chauffage (propane, butane, fiouls lourds...);
- de nombreux carburants (essence, kérosène pour l'aviation, gasoil pour les moteurs diesel...).

Les produits dérivés du pétrole sont essentiellement utilisés comme carburants automobiles, mais ce ne sont pas les seuls **dérivés** énergétiques. D'autres **dérivés** comme les **gaz de pétrole** liquéfiés (butane, propane, etc.) ou le fioul, sont utilisés comme combustibles, voire comme carburants.

Ces produits permettent de fabriquer de nombreux solvants, des huiles et graisse, le bitume, des matières plastiques, des fibres textiles synthétiques, des détergents, des produits agrochimiques (engrais, herbicides, insecticides).

J'évalue mes acquis

- 1- Cite quelques produits dérivés du pétrole brut.
- 2- Donne quelques applications des produits dérivés du pétrole.

ACTIVITÉ 5 : CONNAÎTRE L'IMPACT DE QUELQUES PRODUITS DÉRIVÉS DU PÉTROLE

- 1- Donne les causes de ce que tu observes sur le document 3.
- 2- Dédus de ce que tu observes, l'impact de quelques produits dérivés du pétrole sur l'environnement.



Explosion de produits pétroliers



Marée noire

Document 3 : Dangers liés à l'utilisation des produits pétroliers

Je fais le point de l'activité

- L'explosion de produits dérivés du pétrole peut être causée par un incendie, vu que ces produits sont souvent volatils et inflammables.
- Le mauvais transport des produits pétroliers entraîne souvent leur déversement dans la mer ; ce qui constitue les marées noires.
- Les incendies dus aux produits pétroliers et les marées noires créent des pollutions écologiques qui détruisent les animaux et les végétaux.

Aussi, la combustion de certains carburants produit du plomb qui pollue l'atmosphère.

J'évalue mes acquis

Cite un impact des produits dérivés du pétrole.

II- RÉSUMÉ DE COURS**1- Les opérations de base de l'industrie du pétrole et des gaz naturels**

Le pétrole est un mélange inutilisable à l'état brut. Il faut donc le fractionner par distillation et traiter chimiquement les fractions obtenues par les opérations de craquage et de reformage pour obtenir les produits recherchés. L'ensemble de ces opérations est appelé raffinage.

1.1- Fractionnement du pétrole ou distillation fractionnée

Cette opération consiste à séparer les différents constituants du pétrole selon leur température d'ébullition, dans une tour appelée "colonne à plateaux".

1.2- Craquage

Le craquage permet de transformer des hydrocarbures lourds en hydrocarbures légers.

1.3- Reformage

Cette opération consiste à modifier la structure d'un hydrocarbure sans modifier son nombre d'atomes de carbone. Elle se pratique sur les alcanes des essences légères afin d'améliorer leur indice d'octane.

2- Utilité de quelques produits dérivés du pétrole

Des produits tels que les carburants, les solvants, les bitumes, les huiles de graissage, sont utilisés pour le fonctionnement des moteurs, la fabrication de médicaments, de produits agrochimiques, de matières plastiques, de détergents, de fibres synthétiques ...

3- Impact environnemental

Le mauvais transport des produits pétroliers entraîne souvent des pollutions écologiques telles que des marées noires.

III- MÉTHODES

- Le pétrole est un mélange à l'état brut inutilisable.
- Pour raffiner le pétrole, on utilise la distillation, le craquage et le reformage.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

- 1- Définis le raffinage du pétrole.
- 2- Cite quelques procédés de raffinage.

Exercice 2

- 1- Définis :
 - 1.1- le craquage ;
 - 1.2- le reformage.
- 2- Précise la différence fondamentale entre le craquage et le reformage.

Exercice 3

- 1- Définis la distillation fractionnée.
- 2- Nomme l'appareil qui permet de la réaliser.

Résolution de l'exercice 1

- 1- Le raffinage est un ensemble d'opérations qui permettent d'obtenir des produits utilisables à partir du pétrole brut.
- 2- La distillation simple, la distillation fractionnée.

Commentaire :

Voir cours.

Résolution de l'exercice 2

- 1-
 - 1.1- Ensemble de réactions dans lesquelles les chaînes longues d'une molécule sont coupées pour en faire des chaînes plus courtes.
 - 1.2- Transformation de la structure des molécules en conservant le même nombre d'atomes de carbone.
- 2- Le craquage modifie le nombre d'atomes de carbone de l'hydrocarbure tandis que le reformage le conserve.

Commentaire :

Se référer au cours.

Résolution de l'exercice 3

C'est une opération qui consiste à séparer les différents constituants du pétrole brut par ébullition suivie de condensation, selon leurs températures d'ébullition.
Elle se réalise dans une colonne à plateaux (Tour de distillation dans l'industrie pétrolière)

Commentaire :

Se référer au document 3

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

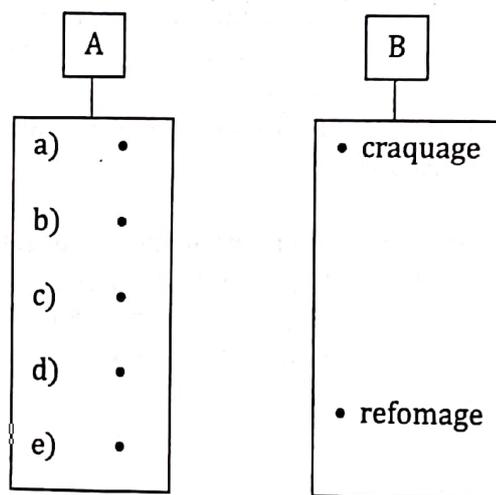
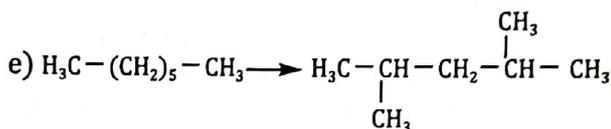
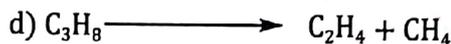
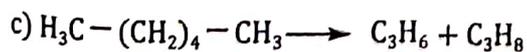
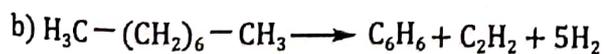
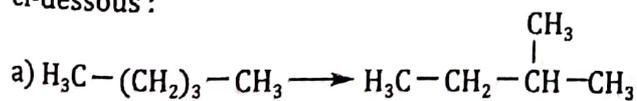
1 Reproduis le tableau ci-dessous puis mets une croix dans la case « vrai » si le procédé est une étape du raffinage du pétrole brut ou dans la case « faux » si tel n'est pas le cas.

Procédé	vrai	faux
Le traitement de l'air		
Le craquage		
Le forage		
L'extraction		
La désulfuration		
Le reformage		
La migration		
La distillation		
La prospection		

2 Recopie, pour chacune des propositions ci-dessous, le numéro suivi de V si la proposition est vraie et de F si elle est fausse.

- L'ensemble des opérations qui conduisent le pétrole brut à ses dérivés commerciaux est le raffinage.
- Le craquage consiste à modifier la structure d'une chaîne pour la rendre plus ramifiée.
- Les produits lourds sont constitués d'huiles, de fiouls lourds, de bitume.
- La distillation sous vide permet de séparer les constituants de la coupe gaz + essence.

3 Au cours du raffinage du pétrole brut, des réactions chimiques ont lieu. Soient les équations a), b), c), d) et e) puis les diagrammes A et B ci-dessous :



Reproduis les diagrammes ci-dessus et relie convenablement chaque élément de l'ensemble A à un élément de l'ensemble B.

4 On considère un alcane (X), le 3-éthyl-2,4,6-triméthyl-octane.

1- Écris :

- la formule semi-développée de X ;
- la formule brute de X.

2- On réalise une transformation sur X et on obtient un mélange équimolaire des produits suivants : C_2H_4 , C_3H_6 , C_5H_{10} et C_3H_8 .

- Écris l'équation-bilan de la réaction avec les formules brutes des composés.
- Nomme cette réaction.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

5 Le vapocraquage (catalyseur H_2) privilégie la transformation des alcanes en alcènes.

Tu désires identifier les alcènes qu'on obtient par vapocraquage du butane.

- 1- Écris les équations-bilans des réactions correspondantes.
- 2- Nomme les produits obtenus.

6 Par craquage du cyclo octane C_8H_{16} , on obtient uniquement un composé non cyclique de formule C_4H_8 .

- 1- Ecris l'équation chimique du craquage réalisé.
- 2- Donne tous les isomères de constitution du produit de craquage.
- 3- Identifie tous les isomères qui présentent une isomérie Z/E.

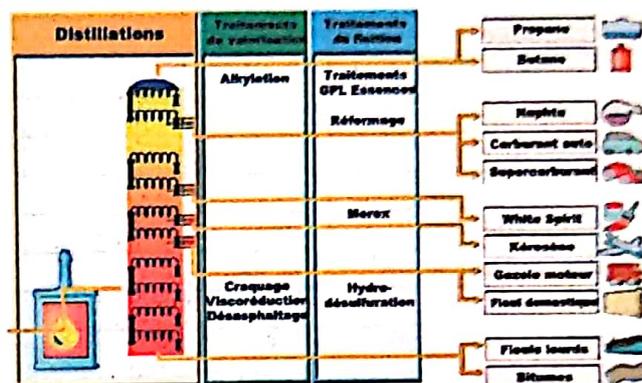
7 Le reformage de l'heptane gazeux produit du toluène $C_6H_5-CH_3$ et du dihydrogène.

Écris l'équation-bilan de cette réaction avec les nombres stœchiométriques entiers, les plus petits possibles.

8 Le pétrole brut est traité dans la raffinerie et les différents constituants sont séparés en coupes. Chacune de ces coupes contient un mélange d'hydrocarbures.

En se référant au document ci-dessous :

- 1- nomme la technique utilisée pour séparer les constituants du pétrole brut en différentes coupes ;
- 2- indique le constituant récupéré le premier et celui récupéré le dernier.



Situations d'évaluation

9 Lors de la visite d'une usine de traitement de pétrole par votre classe sous la supervision du professeur de Physique Chimie, vous apprenez que le craquage catalytique d'un alcane linéaire A se fait suivant deux réactions :

- la première donne du but-2-ène et un alcane B ;
- la seconde donne du benzène et du dihydrogène.

De retour en classe, le professeur vous organise en groupes de travail et vous demande de déterminer les alcanes A et B.

Tu es désigné(e) pour rédiger le rapport de ton groupe.

- 1- Définis le craquage.
- 2- Cite deux autres opérations de traitement du pétrole.
- 3- Écris les équations-bilans de craquage de l'alcane A.
- 4- Identifie les alcanes A et B.

10 Au cours d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves de 1^{ère}D d'un établissement étudie la réaction de craquage de l'heptane. Cette réaction produit l'éthène et un hydrocarbure B de

formule brute C_xH_y .

Le groupe décide de déterminer les valeurs de x et de y puis d'écrire les formules semi-développées des isomères de B.

Tu es le rapporteur du groupe.

- 1- Écris les formules brutes de l'heptane et de l'éthène.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction avec les formules brutes.
- 3- Détermine les valeurs de x et y.
- 4- Écris les différentes formules semi-développées des isomères de B.

11 Au cours d'un documentaire télévisé sur le pétrole et les gaz naturels, des élèves de 1^{ère}C apprennent les informations suivantes :

Le pétrole brut est traité dans la raffinerie. Les constituants du pétrole brut sont ainsi séparés en différentes coupes. Chaque coupe contient un mélange d'hydrocarbures. Parmi les hydrocarbures recueillis dans les coupes, il y a : le propane, le pentane et l'heptane. Très intéressés par ces informations, ils te sollicitent pour comprendre la technique utilisée pour séparer les constituants du pétrole brut dans les coupes.

Données :

- points d'ébullition : 98°C, -42°C et 36°C ;
- la température d'ébullition des alcanes linéaires augmente avec le nombre d'atome de carbone.

1- Nomme les trois opérations de base de l'industrie du pétrole.

- 2- Attribue à chacun des trois hydrocarbures le point d'ébullition convenable.
- 3- Donne le nom de la technique utilisée pour séparer les constituants du pétrole brut en différentes coupes.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

SOCIÉTÉ IVOIRIENNE DE RAFFINAGE



La SIR, Société ivoirienne de raffinage, a été créée le 3 octobre 1962 par le gouvernement ivoirien avec le concours de groupes pétroliers internationaux. Elle assure le raffinage du pétrole brut et la distribution de produits pétroliers en Côte d'Ivoire et dans le reste du monde.

Présentation

D'une superficie initiale de 40 ha, elle s'est agrandie au fil de l'accroissement de ses capacités pour atteindre

80 ha. De nouvelles unités installées après le démarrage de la première en 1965 en fonction de la demande, ont permis d'augmenter le volume de production.

Grâce à la haute technicité et aux performances de ses installations - la Côte d'Ivoire est l'un des rares pays du continent à posséder un hydrocraqueur - la SIR a progressivement étendu son rayon d'intervention hors de la zone de desserte initiale (Côte d'Ivoire, Mali, Burkina Faso), à toute la sous-région, à l'ensemble du continent et au-delà.

Atouts techniques et commerciaux

Équipée de deux unités de distillation atmosphérique de 75 000 barils par jour et d'un hydrocraqueur de 18 000 barils par jour, la SIR traite aujourd'hui 3,8 millions de tonnes par an, contre 700 000 tonnes en 1965.

Deux postes en mer pour des cargaisons respectivement de 80 000 et de 250 000 tonnes alimentent la raffinerie en brut. Concernant les expéditions, la SIR dispose de 3 appontements pour des cargaisons de 15 000 à 30 000 tonnes.

La SIR a une situation géographique qui en fait un carrefour stratégique par rapport à ses marchés, ce qui favorise la commercialisation de ses produits.

La production en quelques chiffres

La SIR raffine 3,8 millions de tonnes de pétrole brut chaque année. Les produits fabriqués sont : le Butane, le Super sans plomb, le Pétrole lampant, le Kérosène, le Gasoil, le Distillate Diesel Oil (DDO), le Vacuum Gasoil (VGO) / Heavy Vacuum Oil (HVO), le Fuel Oil 180, 380 & 450 CST.

Butane : 1 %

Essence : 20 %

Kérosène : 23 %

Gasoil : 29 %

Distillats : 9 %

Fuel : 18 %

LEÇON

6

QUELQUES COMPOSÉS OXYGÉNÉS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Connaître	les formules générales de quelques composés organiques oxygénés : - alcool ; - éther-oxyde ; - aldéhyde ; - cétone ; - acide carboxylique ; - ester.
Connaître	les règles de nomenclature de quelques composés organiques oxygénés.
Nommer	quelques composés organiques oxygénés : - alcool ; - éther-oxyde ; - aldéhyde ; - cétone.
Ecrire	les formules semi-développées de quelques composés organiques oxygénés : - alcool ; - éther-oxyde ; - aldéhyde ; - cétone.
Dégager	l'intérêt de quelques composés organiques oxygénés.

NOTIONS ESSENTIELLES

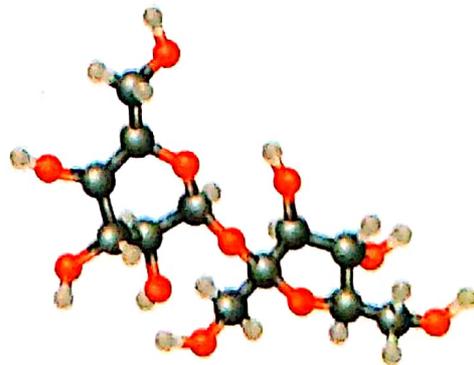
- Alcool
- Éther-oxyde
- Aldéhyde
- Cétone
- Acide carboxylique
- Ester

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de 1^{re} C dans un lycée, découvre dans un livre de chimie le modèle moléculaire ci-contre.

Cette molécule fait partie d'un groupe de composés organiques appelés composés organiques oxygénés. Ces composés ont des utilisations très variées.

Voulant en savoir davantage, il informe ses camarades de classe et ensemble, sous la conduite de leur professeur de Physique-Chimie, ils décident de connaître les formules générales de quelques composés organiques oxygénés, d'en nommer quelques-uns, d'écrire leurs formules semi-développées puis de dégager leur intérêt.



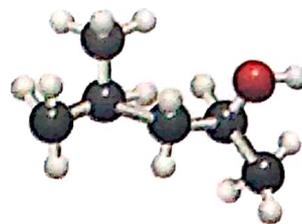
I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : CONNAÎTRE LES FORMULES DES ALCOOLS ET DES ÉTHERS OXYDES

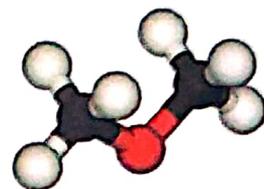
Exploite le document 1.

- 1- Indique les différentes liaisons covalentes de l'atome d'oxygène dans le document 1 a puis dans le document 1 b.
- 2- Identifie les groupes fonctionnels qui en résultent.
- 3- Définis les familles des composés organiques oxygénés qui contiennent ces groupes.
- 4- Écris les formules brutes et générales des différentes familles.

a) Alcool



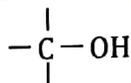
b) Éther-oxyde



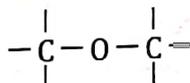
Document 1 : Modèles moléculaires éclatés de deux composés oxygénés

Je fais le point de l'activité

- 1- Dans le document 1 a, l'atome d'oxygène est lié à 1 atome de carbone et à 1 atome d'hydrogène, alors que dans le document 1 b, l'atome de carbone est lié à 2 atomes de carbone.
- 2- Lorsque l'atome d'oxygène est lié à 1 atome de carbone C et à 1 atome d'hydrogène H, on obtient l'enchaînement:

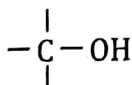


Par contre, lorsque l'atome d'oxygène est lié à deux atomes de carbone, il se forme l'enchaînement suivant :

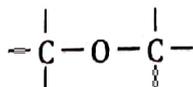


3- Famille des composés :

Un alcool est un composé organique dans lequel un groupe hydroxyle ($-\text{OH}$) est fixé sur un atome de carbone tétraédrique. D'où le groupe fonctionnel :



Les éther-oxydes sont des composés organiques dans lesquels un atome d'oxygène est directement lié à deux atomes de carbone tétraédriques. D'où le groupe fonctionnel :



4- Les alcools sont représentés par la formule générale $\text{R}-\text{OH}$

La formule brute des alcools saturés est : $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ ou $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$

Les éther-oxydes ont pour formule brute générale : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.

On les représente par la formule générale : $\text{R}-\text{O}-\text{R}'$ où R et R' sont des groupes alkyles.

Remarque : Les alcools et les éther-oxydes ont la même formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ mais diffèrent par leur fonction chimique : ce sont des isomères de fonction.

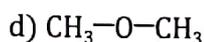
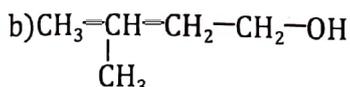
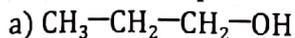
J'évalue mes acquis



- 1- Définis :
- 1-1 un alcool ;
1-2 un éther -oxyde.
- 2- Donne la formule brute générale :
- 2-1 des alcools ;
2-2 des éthers oxydes.

ACTIVITÉ 2 : CONNAÎTRE LES RÈGLES DE NOMENCLATURE DES ALCOOLS ET DES ÉTHERS-OXYDES

Soient les composés suivants :



- 1- Donne les règles de nomenclature des alcools et celles des éthers-oxydes.
2- Nomme chaque composé.

Je fais le point de l'activité

1- Règles de nomenclature

- Règles de nomenclature des alcools.
 - Le nom des alcools s'obtient en remplaçant la terminaison (e) du nom de l'alcane par (ol)
 - Lorsqu'il y a plusieurs isomères, la position du groupement hydroxyle (-OH) est repérée par la numérotation de la chaîne carbonée. Le numéro indiquant la position du groupement hydroxyle doit être le plus petit possible.
- Règles de nomenclature des éthers-oxydes

Les éthers-oxydes sont nommés comme des oxydes des groupes alkyles. Ces groupes étant écrits dans l'ordre alphabétique. On utilise le préfixe « di » lorsqu'ils sont identiques.

2- Nom des composés

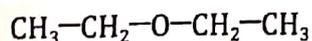
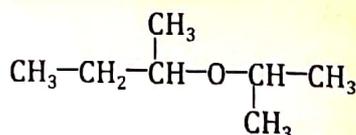
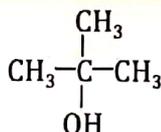
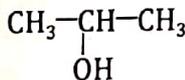
- a- propan-1-ol ; b) 3-méthylbutan-1-ol
c- oxyde d'éthyle et de méthyle ; d) oxyde de diméthyle.

Remarque : Le nom d'un éther-oxyde peut aussi s'obtenir en remplaçant la terminaison yle du nom du petit groupe alkyle par oxy suivi du nom de l'alcane correspondant à l'autre groupe alkyle. Exemple : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$ méthoxy-éthane

J'évalue mes acquis



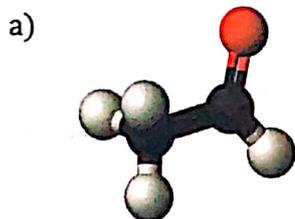
- 1- Nomme les composés organiques ci-dessous :



- 2- Écris la formule semi-développée de chaque composé ci-dessous.

- a- 3-méthylbutan-2-ol
b- Méthanol
c- Oxyde de diéthyle
d- Oxyde d'éthyle et de méthyle

ACTIVITÉ 3 : CONNAÎTRE LES FORMULES DES ALDÉHYDES ET DES CÉTONES



Document 2 : Modèles moléculaires d'aldéhyde et de cétone

- 1- Par quelle liaison l'atome de carbone et l'atome d'oxygène sont-ils liés dans les modèles moléculaires des document 2 a et 2 b ?
- 2- Écris la formule générale d'un aldéhyde.
- 3- Écris la formule générale d'une cétone.

Je fais le point de l'activité

1- Dans la molécule du document 2 a, l'atome d'oxygène est lié à 1 atome de carbone par une double liaison covalente. Le même atome de carbone est lié à 1 autre atome de carbone et à 1 atome d'hydrogène. Dans la molécule du document 2 b, l'atome d'oxygène est aussi lié à 1 atome de carbone par une double liaison de covalence, mais cet atome de carbone est lié à 2 autres atomes de carbone.

2- Les aldéhydes

Ils sont représentés par la formule générale $R-CHO$ ou $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$

La formule générale brute des aldéhydes est : $C_nH_{2n}O$.

Le composé du document 2a est un aldéhyde.

3- Les cétones

Les cétones sont représentées par la formule générale $R_1-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R_2$ où R_1 et R_2 sont des groupes alkyles.

La formule brute des cétones est : $C_nH_{2n}O$.

Le composé du document 2b est une cétone.

Remarque : Les aldéhydes et les cétones ont la même formule brute $C_nH_{2n}O$ mais diffèrent par leur fonction chimique : ce sont des isomères de fonction.

J'évalue mes acquis



1- Écris La formule générale brute d'un aldéhyde et d'une cétone.

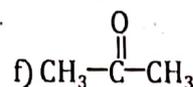
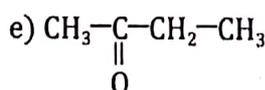
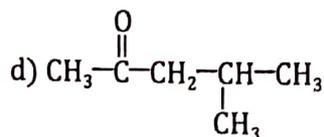
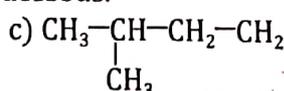
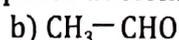
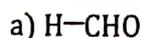
2- Écris la formule générale des :

2.1- aldéhydes ;

2.2- cétones.

ACTIVITÉ 4 : CONNAÎTRE LES RÈGLES DE NOMENCLATURE DES ALDÉHYDES ET DES CÉTONES

- 1- Énonce les règles de nomenclature des aldéhydes et celles des cétones.
- 2- Nomme les composés de formules ci-dessous.



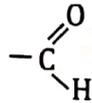
- 3- Écris les formules semi-développées des composés ci-dessous.
Butanal ; 3-méthylbutanal ; 3-méthylpentan-2-one

Je fais le point de l'activité

1- Règles de nomenclature

• Règles de nomenclature des aldéhydes

Le nom d'un aldéhyde dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant le "e" final de l'alcane par la terminaison "al". La chaîne carbonée se numérote toujours à partir du carbone du groupe fonctionnel.



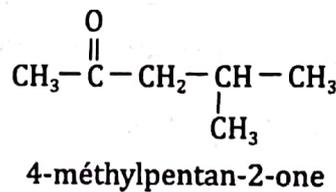
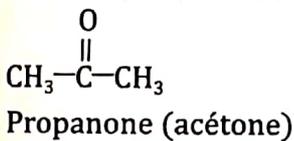
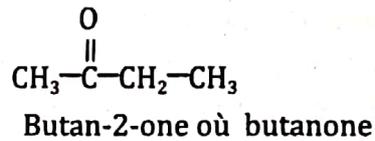
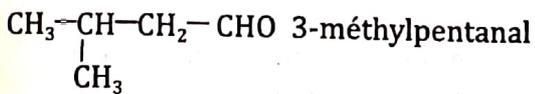
• Règle de nomenclature des cétones

Le nom d'une cétone dérive de celui de l'alcane analogue en remplaçant le "e" final par la terminaison "one" précédée de l'indice de position du carbone fonctionnel dans la chaîne principale.

On numérote la chaîne principale de manière à attribuer le plus petit indice possible au carbone fonctionnel.

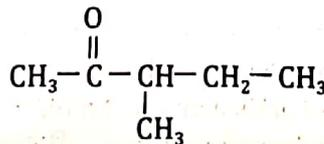
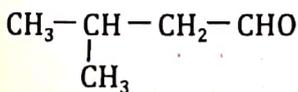
2- Nom des composés :

H-CHO : méthanal ; CH₃-CHO : éthanal



3- Formules semi-développées des composés

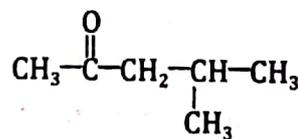
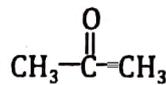
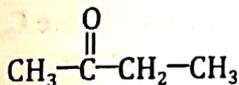
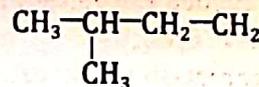
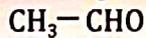
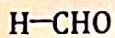
CH₃-CH₂-CH₂-CHO ;



J'évalue mes acquis



1- Nomme chacun des composés ci-dessous.



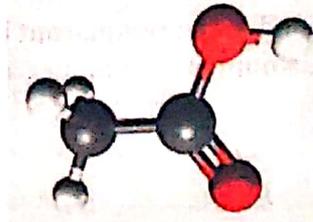
2- Écris la formule semi-développée des composés ci-dessous.

a) 2-méthylbutanal.

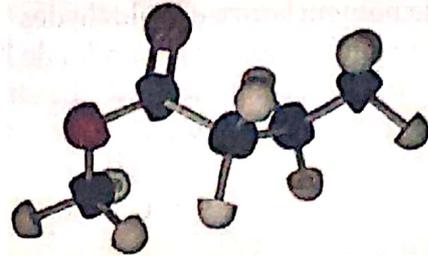
b) 3-méthylpentan-2-one.

ACTIVITÉ 5 : CONNAÎTRE LES FORMULES DES ACIDES CARBOXYLIQUES ET DES ESTERS

Observe les modèles moléculaires ci- dessous :



a)



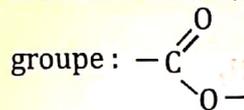
b)

Document 3 : Modèles moléculaires d'un acide carboxylique et d'un ester

- 1- Indique le nombre d'atome d'oxygène de chaque composé.
- 2- Ces atomes d'oxygène sont liés à quels atomes ?
- 3- Donne la formule générale et la formule générale brute d'un acide carboxylique.
- 4- Donne la formule générale et la formule générale brute d'un ester.

Je fais le point de l'activité

- 1- Ces composés contiennent deux atomes d'oxygène.
- 2- Les deux atomes d'oxygène sont liés au même atome de carbone, l'un par une liaison covalente double, l'autre par une liaison covalente simple. Ils contiennent donc le



L'atome de carbone est en générale lié à un autre atome de carbone tétraédrique. Mais l'atome d'oxygène est susceptible de se lier :

- à un atome d'hydrogène H (document 3.a).
- à un atome de carbone tétraédrique (document 3.b).

- 3- La formule générale des acides carboxyliques s'écrit : R-COOH où R est un radical alkyle. Leur formule générale brute est : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

Le composé du document 3a est un acide carboxylique.

Formule générale des acides carboxylique : $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$

- 4- La formule générale des esters est : $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1-\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}-\text{R}_2 \end{array}$

Leur formule brute est : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

Le composé du document 3b est un ester.

Remarque : Les acides carboxyliques et les esters ont la même formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$, mais diffèrent par leur fonction chimique : ce sont des isomères de fonction.

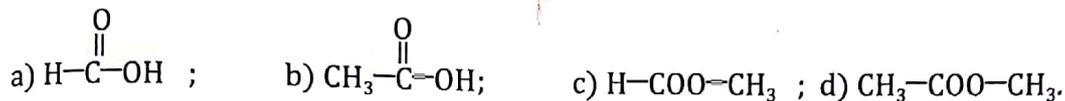
J'évalue mes acquis



- 1- Écris la formule générale :
 - 1.1 des acides carboxyliques ;
 - 1.2 des esters.
- 2- Donne la formule brute :
 - 2.1 des acides carboxyliques ;
 - 2.2 des esters.

ACTIVITÉ 6 : CONNAÎTRE LES RÈGLES DE NOMENCLATURE DES ACIDES CARBOXYLIQUES ET DES ESTERS

- Énonce les règles de nomenclature des acides carboxyliques et des esters.
- Écris les formules semi-développées des composés ci-dessous.
 - acide 2-méthylbutanoïque.
 - 2-méthylbutanoate de méthyle.
- Nomme les composés ci-dessous.



Je fais le point de l'activité

1- Règles de nomenclature :

- des acides carboxyliques

On nomme un acide carboxylique en remplaçant le "e" final de l'alcane correspondant par la terminaison "oïque", l'ensemble étant précédé du mot acide.

On numérote toujours la chaîne principale à partir du carbone du groupe carboxyle.

- des esters

Le nom d'un ester comporte deux termes relatifs aux chaînes carbonées contenues dans la molécule :

- le premier terme qui se termine par le suffixe "oate" est nommé comme dérivant d'un acide carboxylique ;
- le second terme est le nom du groupe alkyle lié par simple liaison covalente au 2^{ème} atome d'oxygène.

2- Formule semi-développée des composés :



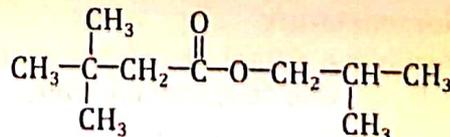
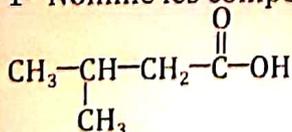
3- Nom des composés :

- Acide méthanoïque ;
- Acide éthanoïque ;
- Méthanoate de méthyle ;
- Ethanoate d'éthyle.

J'évalue mes acquis



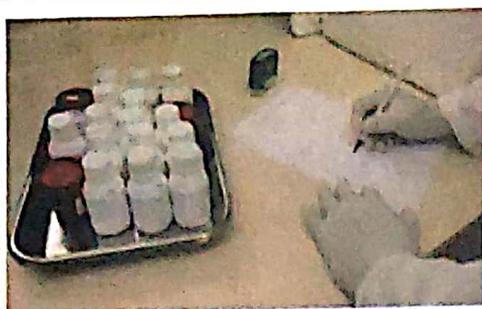
- Nomme les composés ci-dessous.



- Écris la formule semi-développée des composés ci-dessous.

- acide propanoïque.
- acide 3-méthylpentanoïque.
- méthanoate de méthyle.
- butanoate d'isopropyle.

ACTIVITÉ 7 : DÉGAGER L'INTÉRÊT DE QUELQUES COMPOSÉS OXYGÉNÉS



a



b

Document 4 : Quelques applications des composés oxygénés

En t'appuyant sur le document 4, dégage l'intérêt de quelques composés oxygénés.

Je fais le point de l'activité

- Les aldéhydes ont un intérêt dans l'industrie pour la fabrication de parfums, de médicaments, de plastiques, de solvants, de papier ou encore de textiles.
- Les cétones ont un intérêt pour l'industrie en tant que solvants et colorants dans les parfums et les médicaments et sont utilisées également dans la fabrication de plastiques.
- Les acides carboxyliques ont un grand intérêt dans l'industrie, pour la fabrication de solvants, de shampoings, de peintures, de bougies, de textiles, d'antiseptiques.

J'évalue mes acquis



Dégage l'intérêt des cétones.

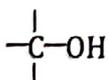
II- RÉSUMÉ DE COURS

1- Alcools et éthers-oxydes

1.1 Les alcools

• Définition

Ce sont des composés organiques caractérisés par le **groupe fonctionnel** :



C est le **carbone fonctionnel**.

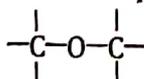
• Nomenclature

On remplace le « e » final de l'alcane correspondant par « ol » précédé de l'indice de position du groupe (-OH) qui doit être petit possible.

1.2 Les éthers-oxydes

• Définition

Ce sont des composés organiques caractérisés par le **groupe fonctionnel** :



- **Nomenclature**

Les éthers-oxydes sont nommés comme des oxydes des groupes alkyles. Ces groupes étant écrits dans l'ordre alphabétique. On utilise le préfixe « di » lorsqu'ils sont identiques.

2- Aldéhydes et cétones

2.1- Les aldéhydes

- **Définition**

Ce sont des composés organiques caractérisés par le **groupe fonctionnel** : $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$

- **Nomenclature**

On remplace la terminaison « e » final de l'alcane correspondant par « al ». La chaîne carbonée est toujours numérotée à partir de (C = O)

2.2- Les cétones

- **Définition**

Ce sont des composés organiques caractérisés par le **groupe fonctionnel** : $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{C}-\text{C}- \\ | \quad | \quad | \end{array}$

- **Nomenclature**

On remplace la terminaison « e » final de l'alcane correspondant par « one ». Le carbone qui porte (C = O) doit porter l'indice le plus petit possible.

3- Acides carboxyliques et esters

3-1. Les acides carboxyliques

- **Définition**

Ils sont caractérisés par le **groupe fonctionnel** : $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$

- **Nomenclature**

On remplace le « e » final de l'alcane correspondant par la terminaison « oïque » et le tout étant précédé du mot acide. La chaîne carbonée est toujours numérotée à partir de (- COOH)

3-2. Les esters

- **Définition**

Ils sont caractérisés par le **groupe fonctionnel** : $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}=\text{C}- \\ | \end{array}$

- **Nomenclature**

Le nom d'un ester comporte deux termes relatifs aux chaînes carbonées contenues dans la molécule.

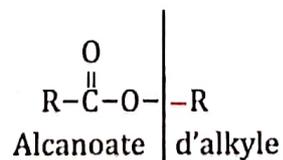
- Le premier terme qui se termine par le suffixe "oate" est nommé comme dérivant d'un acide carboxylique.
- Le second terme est le nom du groupe alkyle lié par simple liaison covalente au 2^{ème} atome d'oxygène.

Tableau récapitulatif

FONCTION	FORMULE GENERALE	FORMULE BRUTE	NOMENCLATURE	EXEMPLE
Alcool	R-OH	$C_nH_{2n+2}O$	Alcan-i-ol	$\begin{array}{c} CH_3-CH-CH_2-CH_3 \\ \\ OH \end{array}$ Butan-2-ol
Ether oxyde	R_1-O-R_2	$C_nH_{2n+2}O$	Oxyde d'alkyle et d'alkyle (R_1 et R_2 en ordre alphabétique)	$CH_3-O-CH_2-CH_3$ Oxyde d'éthyle et de méthyle
Aldéhyde	$\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ H \end{array}$	$C_nH_{2n}O$	Alcanal	$\begin{array}{c} CH_3-C=O \\ \\ H \end{array}$ Ethanal
Cétone	$\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ R' \end{array}$	$C_nH_{2n}O$	Alcan-i-one	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ CH_3-C-CH-CH_3 \\ \\ O \end{array}$ 3-méthylbutan-2-one
Acide carboxylique	$\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ OH \end{array}$	$C_nH_{2n}O_2$	Acide alcanœique	$\begin{array}{c} CH_3-C-OH \\ \\ O \end{array}$ Acide éthanoœique
Ester	$\begin{array}{c} R-C-O-R' \\ \\ O \end{array}$	$C_nH_{2n}O_2$	Alcanoate d'alkyle	$\begin{array}{c} CH_3-C-O-CH_2-CH_3 \\ \\ O \end{array}$ Éthanoate d'éthyle

III- MÉTHODES

- Les alcools sont des « alcanols ».
- Les aldéhydes sont des « alcanals ».
- Les cétones sont des « alcanones ».
- Les acides carboxyliques sont des « acides alcanœiques ».
- Les esters sont des « alcanœates d'alkyles ». En effet, l'ester ayant deux chaînes carbonées, le nom comprend deux (02) termes :



- Pour nommer un aldéhyde ou un acide carboxylique, le carbone du groupe fonctionnel porte toujours le (1) dans la numérotation.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

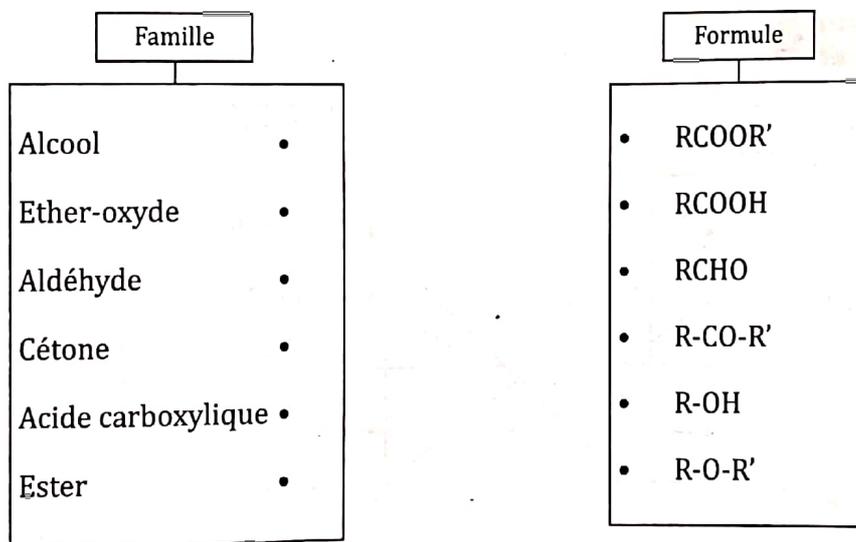
Exercice 1

Recopie chacune des propositions ci-dessous et écris V à la suite si la proposition est vraie ou F si elle est fausse.

- 1- Le groupe fonctionnel d'un acide carboxylique est $-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{OH}$.
- 2- Les aldéhydes et cétones ont en commun le groupement carbonyle $-\overset{\text{O}}{\text{C}}-$.
- 3- Le composé de formule $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ est le propan-3-ol.
- 4- La formule générale d'un éther oxyde est $\text{R}-\text{O}-\text{R}'$.

Exercice 2

Reproduis les diagrammes ci-dessous et relie chaque famille de composés organiques oxygénés à sa formule générale.



Exercice 3

Un composé oxygéné est un corps pur organique dont la molécule comporte au moins un atome d'oxygène.

Les alcools, les aldéhydes, les acides carboxyliques sont des composés organiques oxygénés.

- 1- La formule brute des alcools est :
 - a) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$;
 - b) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_2$;
 - c) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.
- 2- La formule brute des aldéhydes est :
 - a) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$;
 - b) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$;
 - c) $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{O}$.
- 3- La formule brute des acides carboxyliques est :
 - a) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$;
 - b) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$;
 - c) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}_2$.

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

Résolution de l'exercice 1

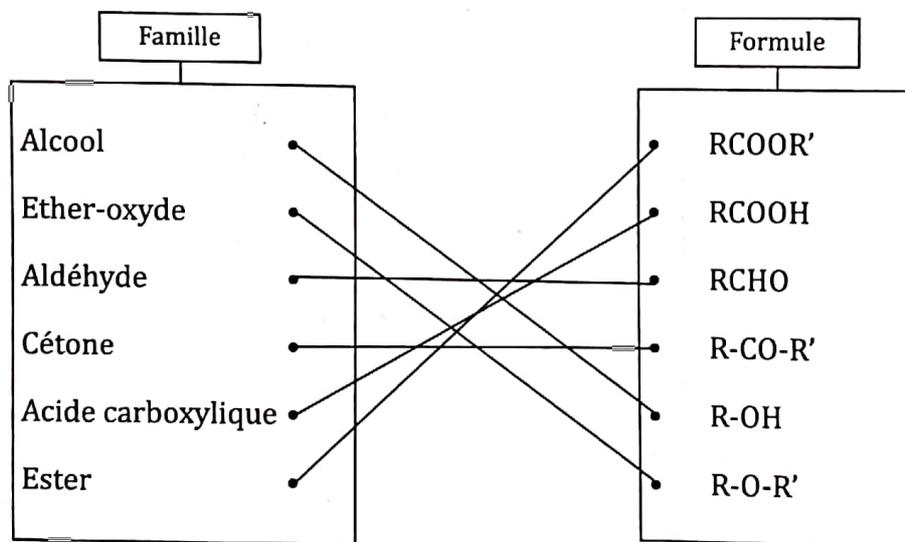
- 1- Le groupe fonctionnel d'un acide carboxylique est $\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-OH}$: F
- 2- Les aldéhydes et cétones ont en commun le groupement carbonyle $\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-}$: V
- 3- Le composé de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ est le propan-3-ol. : F
- 4- La formule générale d'un éther oxyde est R-O-R' : V

Commentaire :

Connaître la nomenclature des composés organiques oxygénés.

- 1- Le groupe fonctionnel d'un acide carboxylique est $\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-OH}$
- 2- Le composé de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$:
le propane -1-ol

Résolution de l'exercice 2



Commentaire :

Maîtriser les formules générales des composés organiques oxygénés.

Résolution de l'exercice 3

- 1- c
- 2- b
- 3- a

Commentaire :

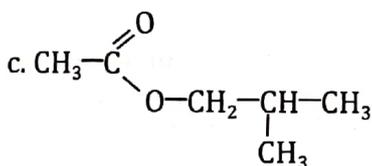
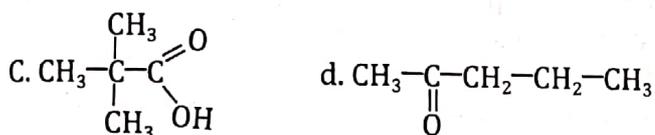
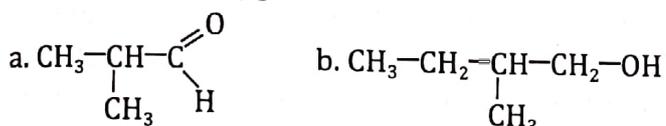
Maîtriser les formules brutes des composés organiques oxygénés.

V- JE M'EXERCE

1 Écris les formules semi-développées des composés suivants :

- oxyde de diméthyle ;
- 2-méthylpropanoate d'éthyle ;
- 3-méthylbutan-2-one ;
- 2,3,4-triméthylpentanal ;
- 3-méthylbutan-1-ol.

2 1- Indique les fonctions des composés organiques oxygénés suivants :



2- Nomme ces composés.

3 1- Écris les formules semi-développées des composés de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. Précise leur fonction et leur nom.

2- Même consigne pour les composés de formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.

3- Même consigne pour les composés de formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

4 Ton professeur de Physique -Chimie te donne les formules brutes suivantes : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$; $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$; $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ et les familles de composés organiques oxygénés ci-dessous :

- acides carboxylique ;
- cétone ;
- aldéhyde ;
- éther-oxyde ;
- alcool ;
- ester.

Il te demande de reproduire et de compléter le tableau ci-dessous.

Famille	Formule générale	Groupe fonctionnel	Formule brute	Exemple

Exercices de renforcement/ Approfondissement

5 La masse molaire moléculaire M_A d'un ester A vaut 74 g/mol.

- Écris la formule brute générale d'un ester saturé comportant n atomes de carbone.
- Détermine la formule brute de l'ester A.
- Écris les formules semi-développées possibles de A puis nomme les isomères obtenus.

6 Un composé organique de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ contient en masse 62,1 % de carbone, 10,3 % d'hydrogène et 27,6 % d'oxygène.

- Détermine les valeurs de x et y.
- Ce composé est une cétone.
 - Écris sa formule semi-développée.
 - Nomme ce composé.

7 L'hydratation d'un alcène conduit à un composé (X) renfermant 21,6 % d'oxygène.

- Donne la fonction de (X). Justifie la réponse.
- Détermine la formule brute de (X).
- Écris les formules semi-développées de tous les isomères de (X) puis nomme-les.

8 L'analyse d'un composé organique de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ donne 69,8 % de carbone et 11,6 % d'hydrogène.

Données : masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: C : 12 ; H : 1 ; O : 16

- Détermine sa masse molaire moléculaire.
- Détermine les nombres x et y.
 - Déduis la formule brute du composé.

Situations d'évaluation

9 Après le cours sur les composés organiques oxygénés, les apprenants d'une classe de 1^{re} scientifique sont invités par leur professeur de Physique-Chimie à déterminer la formule brute, les formules semi-développées possibles et à nommer tous les isomères d'un composé organique oxygéné A. Il leur fournit les informations suivantes :

- la combustion de 8,7 g du composé organique donne 19,8 g de dioxyde de carbone et 8,1 g d'eau ;
- la densité de vapeur du composé est $d = 2$;
- la formule brute du composé est de la forme C_xH_yO .

Tu es élève de la classe.

- 1- Détermine la masse molaire moléculaire du composé A.
- 2- Écris l'équation-bilan de la combustion complète de ce composé.
- 3- Détermine :
 - 3.1- les nombres entiers x et y ;
 - 3.2- la formule brute du composé A.
- 4- Écris les formules semi-développées possibles de A puis nomme tous ses isomères.

10 Au cours d'une séance de révision, le professeur de Physique-Chimie présente un exercice à ton groupe de travail. Le but de l'exercice est de déterminer la formule brute d'un composé oxygéné D.

$n(D)$ moles du composé est brûlé dans $n(O_2)$ moles de dioxygène. La combustion est complète et produit une masse $m(CO_2)$ de dioxyde de carbone et $m(H_2O)$ d'eau.

Données :

- la formule brute du composé D est de la forme $C_xH_yO_z$;
- $n(A) = 1$ mole ; $n(O_2) = 6$ moles ;
- $m(CO_2) = 176$ g ; $m(H_2O) = 90$ g ;
- masses molaires atomiques : $M(C) = 12$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol.

Tu es le rapporteur du groupe.

- 1- Écris l'équation-bilan de la combustion complète du composé D (tu utiliseras la forme $C_xH_yO_z$).
- 2- Fais le bilan molaire et écris les équations de conservation de la matière.
- 3- Détermine les valeurs de x, y et z.
- 4- Déduis la formule brute de D.

11 Dans le cadre des activités du club scientifique, vous effectuez une visite dans une usine de fabrication de produits chimiques, sous la conduite de votre professeur de Physique-Chimie. Vous êtes impressionnés par une odeur agréable qui se dégage. Le laborantin vous apprend que le corps chimique responsable de cette odeur est un ester provenant d'un alcool (B) de masse molaire M_B .

De retour en classe et afin de vérifier vos acquis, le professeur vous demande de déterminer l'alcool B.

Données:

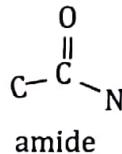
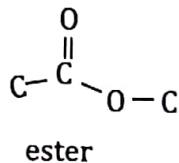
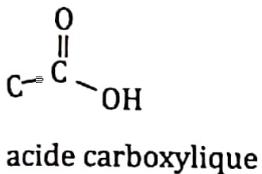
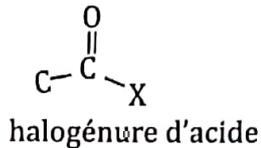
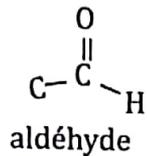
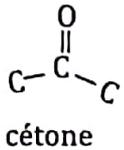
- L'alcool (B) est utilisé comme solvant et est obtenu par hydratation d'un alcène (A) linéaire possédant deux stéréo-isomères Z et E.
- Masse molaire moléculaire de B : $M_B = 74$ g/mol.
- Masses molaires atomiques : $M(C) = 12$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol.

- 1- Détermine la formule brute de l'alcool B.
- 2- Donne le nom et les formules semi-développées de :
 - 2.1- tous les isomères de l'alcool B ;
 - 2.2- l'alcène A.
- 3- Déduis la formule semi-développée de l'alcool B.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

LE MOTIF CARBONYLE

Le motif $C = O$, ou carbonyle, est un cas particulier. En effet, ce n'est pas une fonction mais juste un motif que l'on rencontre dans de nombreuses fonctions. Lorsque l'on observe ce motif $C = O$, et afin de savoir à quelle fonction on est confronté, il est nécessaire d'observer les atomes qui sont liés à ce motif. Ce n'est qu'en regardant ces atomes que l'on pourra définir la fonction. Le groupe $C = O$ seul ne correspond pas à une fonction, on définit ce groupement comme étant un carbonyle.



Finalement, lorsque l'on voit un groupement carbonyle, c'est que l'on a affaire dans la majorité des cas, à l'une des six fonctions représentées sur les schémas précédents.

LEÇON

7

L'ÉTHANOL

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Expliquer	les procédés d'obtention de l'éthanol : - hydratation de l'éthylène ; - fermentation des jus sucrés.
Expliquer	les dangers liés à la consommation abusive de boissons alcoolisées.
Identifier	les produits de l'oxydation de l'éthanol.
Écrire	• l'équation-bilan de la combustion de l'éthanol. • les équations-bilans de l'oxydation ménagée de l'éthanol.
Exploiter	• l'équation-bilan de la combustion de l'éthanol. • les équations-bilans de l'oxydation ménagée de l'éthanol.

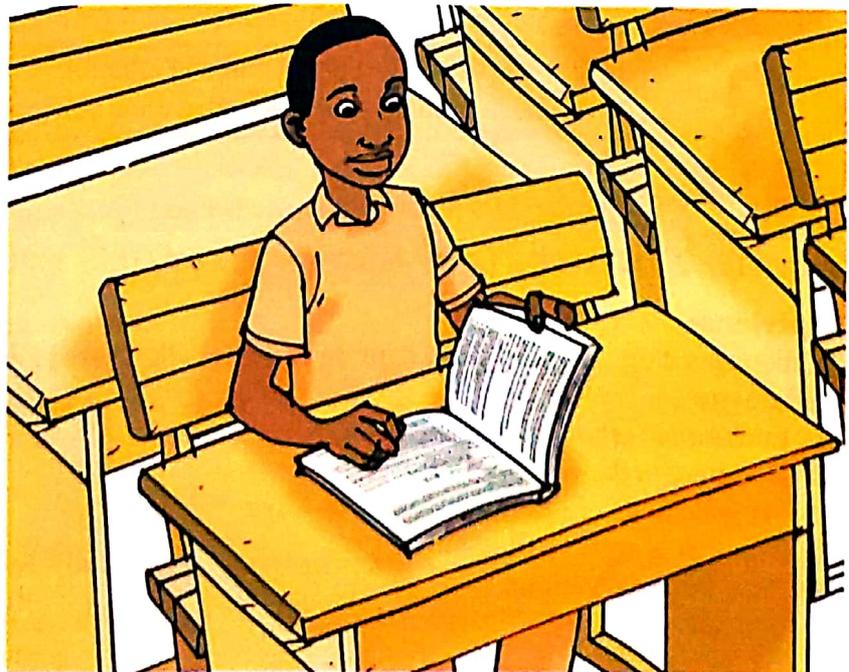
NOTIONS ESSENTIELLES

- Fermentation
- Combustion
- Hydratation
- Oxydation ménagée
- Oxydation

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève de 1^{re} C a découvert dans une revue scientifique que l'éthanol, composé organique, est l'un des constituants des boissons alcoolisées. Il peut être obtenu à partir de certains jus sucrés tels que le vin de palme, le jus de cacao ...

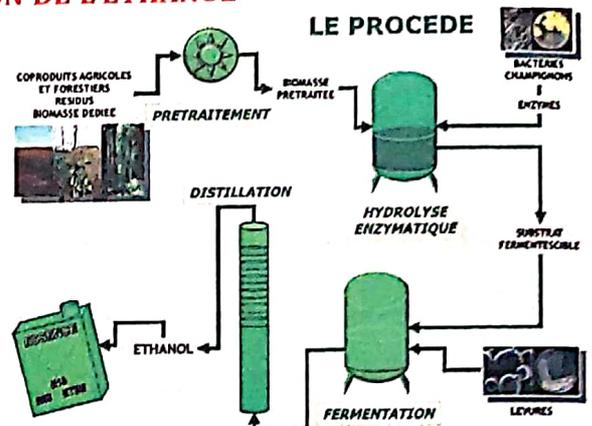
Il partage cette information en classe avec ses camarades. Voulant en savoir davantage, ces élèves sous la supervision de leur professeur, entreprennent d'expliquer les procédés d'obtention de l'éthanol, d'exploiter les équations-bilans de son oxydation et de sa combustion et d'expliquer les dangers liés à la consommation abusive de boissons alcoolisées.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : EXPLIQUER LES PROCÉDÉS D'OBTENTION DE L'ÉTHANOL

- 1- Observe le document 1.
- 2- Nomme le procédé d'obtention de l'éthanol décrit par ce document.
- 3- Recherche un autre procédé d'obtention de l'éthanol.
- 4- Explique chacun de ces procédés.



Document 1 : Un procédé d'obtention de l'éthanol

Je fais le point de l'activité

Le procédé décrit par le document 1 est la fabrication de l'éthanol par fermentation des jus sucrés.

En plus de ce procédé, il existe l'hydratation de l'éthylène en présence d'acide sulfurique (H_2SO_4) comme catalyseur qui conduit à la formation de l'éthanol.

- La fermentation des jus sucrés

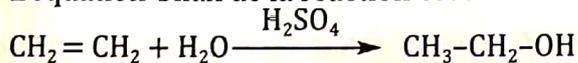
Le jus sucré (vin de palme, jus de maïs, jus de fruits...), contenant du fructose ou du glucose ($C_6H_{12}O_6$), est recueilli dans un récipient. Il subit une fermentation enzymatique grâce à des bactéries, champignons ou de la levure. Le substrat fermenté est distillé pour recueillir l'éthanol.



- L'hydratation de l'éthylène

Ce procédé consiste à additionner de l'eau à l'éthylène (ou éthène) en présence d'acide sulfurique H_2SO_4 .

L'équation-bilan de la réaction est :



J'évalue mes acquis



- 1- Cite les procédés d'obtention de l'éthanol.
- 2- Donne le nom du procédé utilisé pour fabriquer le vin à partir du raisin.

ACTIVITÉ 2 : RÉALISER LA COMBUSTION DE L'ÉTHANOL DANS L'AIR

Expérience

Tu disposes d'un récipient contenant de l'éthanol, d'un verre à pied, de l'eau de chaux et d'une boîte d'allumettes.

- 1- Enflamme l'éthanol (document 2 a).
- 2- Recouvre la flamme avec le verre à pied.
- 3- Verse l'eau de chaux limpide dans le verre à pied puis agite-le (document 2 b).
- 4- Note tes observations.
- 5- Conclue.



a

b

Document 2 : Combustion de l'éthanol et identification de produit formé

Je fais le point de l'activité

L'éthanol enflammé brûle dans le dioxygène de l'air.

La paroi du verre à pied se recouvre de buée qui bleuit une solution anhydre de sulfate de cuivre.

L'eau de chaux limpide devient trouble.

On en déduit que la combustion de l'éthanol donne de l'eau et du dioxyde de carbone.

L'équation-bilan de la réaction est :

**J'évalue mes acquis**

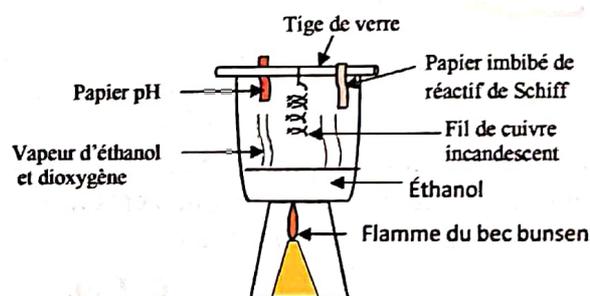
Pour chacune des propositions ci-dessous, recopie le numéro correspondant puis écris à la suite V si la proposition est vraie ou F si elle est fausse.

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

ACTIVITÉ 3 : RÉALISER L'OXYDATION MÉNAGÉE DE L'ÉTHANOL

Tu disposes d'un récipient contenant de l'éthanol, d'un bec bunsen, d'un fil de cuivre enroulé sur une tige en verre, de papier pH et d'un papier imbibé de réactif de Schiff.

- 1- Porte à incandescence le fil de cuivre.
- 2- Introduis-le dans le récipient contenant l'éthanol, que tu chauffes légèrement.
- 3- Note tes observations.
- 4- Interprète-les.
- 5- Conclue.



Document 3 : Oxydation ménagée de l'éthanol

Je fais le point de l'activité

Le fil de cuivre (catalyseur) introduit dans le récipient reste incandescent.

Le papier imbibé de réactif de Schiff prend une teinte pourpre (rouge violacé).

Le papier pH prend la couleur rouge.

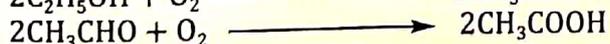
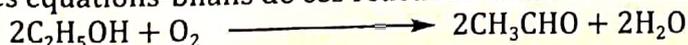
L'incandescence permanente du fil de cuivre montre qu'il y a une réaction exothermique.

La teinte pourpre du papier imbibé de réactif de Schiff indique la présence d'un aldéhyde : l'éthanal.

La teinte rouge du papier pH indique la présence d'un acide : l'acide éthanoïque.

On en déduit que le dioxygène oxyde l'éthanol en éthanal (aldéhyde) qui s'oxyde à son tour en acide éthanoïque (acide carboxylique).

Les équations-bilans de ces réactions sont :

**J'évalue mes acquis**

Cite les produits de l'oxydation ménagée de l'éthanol.

ACTIVITÉ 4 : IDENTIFIER LES DANGERS LIÉS À LA CONSOMMATION DE L'ALCOOL

- 1- Documente-toi sur les méfaits de l'alcool.
- 2- Cite les comportements à risque que la consommation abusive des boissons alcoolisées peut entraîner.

Je fais le point de l'activité

La consommation abusive de boissons alcoolisées peut entraîner :

- des maladies graves comme la cirrhose de foie ;
- des comportements à risque tels que :
 - l'infection au VIH suite à des rapports sexuels non protégés ;
 - des accidents de la circulation ;
 - des intoxications ;
 - la perte de mémoire...

J'évalue mes acquis

Cite quelques dangers liés à la consommation de l'alcool.

II- RÉSUMÉ DE COURS

L'éthanol est obtenu par fermentation des jus sucrés.

En effet, le glucose contenu dans certains composés peut se transformer en éthanol sous l'action des enzymes selon l'équation-bilan :



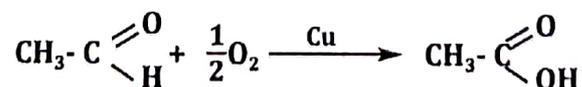
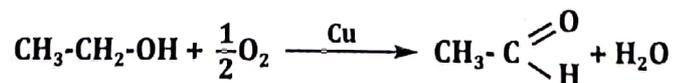
L'hydratation de l'éthylène en présence d'acide sulfurique (H_2SO_4) comme catalyseur conduit à la formation de l'éthanol selon l'équation-bilan :



La combustion de l'éthanol dans le dioxygène de l'air donne de l'eau et du dioxyde de carbone.



En présence de cuivre incandescent, l'éthanol gazeux réagit avec le dioxygène de l'air pour donner l'éthanal puis l'acide éthanoïque selon les équations-bilans suivantes:



Cette réaction est exothermique.

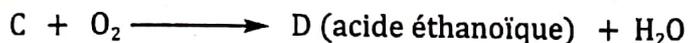
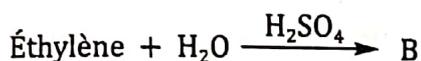
III- MÉTHODES

L'oxydation ménagée conserve la chaîne carbonée. Il faudra donc s'appuyer sur cette règle pour écrire la formule développée des produits d'oxydation ménagée, ainsi que les équations-bilans de ces réactions (Voir les équations-bilans ci-dessus).

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Donne la formule semi-développée et le nom des composés A, B et C de la suite de réactions ci-dessous.



Exercice 2

L'éthanol peut subir plusieurs transformations chimiques.

1- Lors de l'oxydation ménagée de l'éthanol :

- a) sa chaîne carbonée se conserve ;
- b) sa chaîne carbonée se détruit ;
- c) sa chaîne carbonée se transforme en cycle.

2- Lors de la combustion complète de l'éthanol dans le dioxygène :

- a) sa chaîne carbonée se conserve ;
- b) sa chaîne carbonée se détruit ;
- c) il se produit de l'eau et du monoxyde de carbone.

Recopie le numéro de chaque proposition, suivi de la lettre qui correspond à la bonne réponse.

Résolution de l'exercice 1

A : $CH \equiv CH$ (acétylène) ; B : CH_3-CH_2-OH (éthanol) ; C : (éthanal)

D : $CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$ (acide éthanoïque)

Commentaire :

Se référer au cours.

Résolution de l'exercice 2

- 1- a
2- b

Commentaire :

Se référer au cours.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

- 1** Recopie et complète les phrases suivantes avec les mots, groupes de mots qui conviennent : éthanal, oxydation ménagée, l'éthanol, hydratation, fermentation, acide éthanoinique, jus sucrés.
Le vin de table contient de l'éthanol.
L'... est obtenu soit par l'..... de l'éthylène, soit par la... de.....
L' ... par l'oxygène de l'air transforme l'éthanol en ... et en
- 2** Cite 4 dangers de la consommation abusive des boissons alcoolisées.
- 3** Un alcool est saturé .
Son oxydation par le dioxygène de l'air donne un composé organique A de formule brute $C_2H_4O_2$.
1- Précise le type d'oxydation utilisé.
2- Écris la formule semi-développée et le nom du corps A.
3- Dédus-en la formule semi-développée et le nom de cet alcool.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

- 4** Lors d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves de 1^{ère} C, brûle 6 g d'éthanol dans du dioxygène de l'air.
1- Cite les produits obtenus.
2- Écris l'équation-bilan de cette réaction et donne son nom.
3- Détermine :
3.1- le volume de dioxygène nécessaire ;
3.2- la masse du dioxyde de carbone obtenu.
- 5** Le propan-1-ol oxydé par le dioxygène de l'air en présence du platine donne un corps A. Le corps A en présence d'acide sulfurique et à chaud réagit sur le propan-1-ol.
Tu obtiens un ester.
1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique d'obtention du corps A.
2- Donne les noms des corps A et B.

Situations d'évaluation

6 Au cours d'une séance de Travaux Pratiques au lycée, le professeur de Physique Chimie demande aux différents groupes d'élèves d'étudier la réaction de combustion complète de l'éthanol. Pour cela, les élèves réalisent la combustion complète de 4,5 g d'éthanol dans du dioxygène.

Données: masses molaires atomiques en g/mol : $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(O) = 16$. Le volume molaire gazeux vaut $V_m = 22,4$ L/mol.

Tu es le rapporteur de ton groupe.

- 1- Nomme les produits obtenus.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 3- Détermine le volume de dioxygène nécessaire pour cette combustion.
- 4- Détermine les masses respectives des produits obtenus.

7 Votre professeur de physique-chimie vous informe que parmi les alcools, il en existe un très utile dans l'industrie pharmaceutique. Ses propriétés lui permettent de servir de solvant organique. Il vous demande de déterminer la formule semi-développée de cet alcool à partir des informations suivantes :

- l'alcool est saturé ;
- son oxydation par le dioxygène de l'air donne un composé organique A de formule brute $C_2H_4O_2$.

- 1- Précise le type d'oxydation utilisé.
- 2- Écris la formule semi-développée et le nom du corps A.
- 3- Déduis-en la formule semi-développée et le nom de cet alcool.

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

Données : $m = 11,2$ g ; $d = 1,586$; $M(C) = 12$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol.

Joins-toi aux apprenants pour faire cette étude.

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

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

L'ÉTHANOL

L'éthanol est un composé organique oxygéné de la famille des alcools. C'est un liquide volatil, incolore avec une odeur de vin caractéristique et un goût piquant, ingrédient actif des boissons alcoolisées. De façon naturelle, l'éthanol est produit par la fermentation de jus sucrés et de levures ou par des procédés pétrochimiques tels que l'hydratation de l'éthylène.

Les applications de l'éthanol sont nombreuses. En effet, il est utilisé comme :

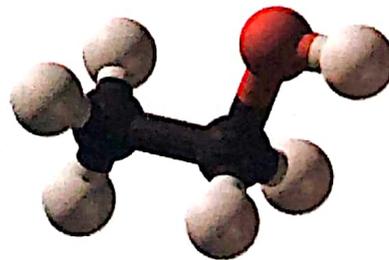
- antiseptique et désinfectant ;
- solvant chimique ;
- composé de synthèse d'autres composés organiques ;
- source de carburant...

Comme on le voit, l'évocation de l'éthanol ne devrait pas faire penser instinctivement à la boisson alcoolisée dont la consommation abusive présente des effets néfastes sur la santé et la société.

D'ailleurs, des études scientifiques révèlent la présence de métaux lourds comme le plomb et le cadmium, ainsi que du méthanol et des alcools supérieurs tels que le propanol et le butanol dans la boisson spiritueuse locale appelée « koutoukou », boisson préparée avec des méthodes pas toujours appropriées et dans des conditions souvent précaires. Ce qui accroît les dangers de la consommation de cette boisson. En effet, les métaux lourds, le méthanol, le propanol, le butanol sont toxiques. Il est même intéressant de savoir que le formol est un produit dérivé du méthanol.



Une bouteille d'éthanol



Modèle moléculaire de l'éthanol

ESTÉRIFICATION ET HYDROLYSE D'UN ESTER

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

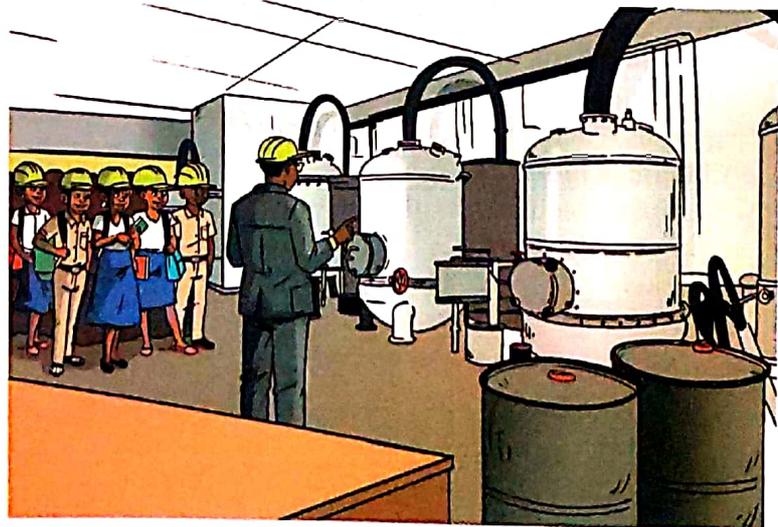
HABILITÉS	CONTENUS
Définir	la réaction : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester.
Connaitre	<ul style="list-style-type: none"> les caractéristiques de la réaction : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester. Les facteurs dont dépendent les réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.
Tracer	les courbes de réactions : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester.
Interpréter	les courbes des réactions : - d'estérification ; - d'hydrolyse d'un ester.
Expliquer	la notion d'équilibre chimique.
Ecrire	<ul style="list-style-type: none"> l'équation-bilan d'une réaction d'estérification. l'équation-bilan d'une réaction d'hydrolyse d'un ester.
Exploiter	<ul style="list-style-type: none"> l'équation-bilan d'une réaction d'estérification. l'équation-bilan d'une réaction d'hydrolyse.
Définir	le rendement des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Estérification
- Rendement
- Ester
- Equilibre chimique
- Hydrolyse

SITUATION D'APPRENTISSAGE

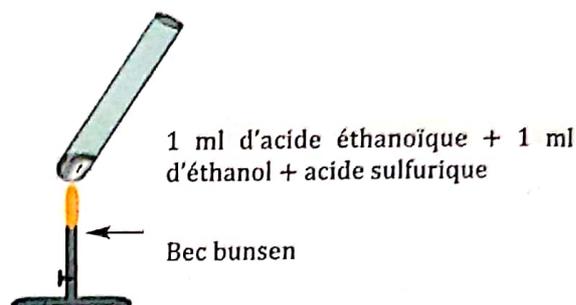
Des élèves de la classe de 1^{re} D d'un établissement scolaire organisent une sortie d'étude dans une usine de fabrication de produits cosmétiques. Lors de la visite, le guide leur apprend que certains parfums sont fabriqués à partir de composés d'origine animale ou végétale appelés esters. Emmerveillés et voulant en savoir davantage sur le procédé, ils décident sous la supervision de leur professeur et du guide, de définir les réactions d'estérification et d'hydrolyse des esters, de connaître leurs caractéristiques, d'expliquer la notion d'équilibre chimique et d'exploiter les équations-bilans de ces réactions chimiques.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR UNE RÉACTION D'ESTÉRICATION

- 1- Tu introduis dans un tube à essais, 1 mL d'acide éthanoïque pur, 1 mL d'éthanol pur et tu y ajoutes quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.
- 2- Chauffe le mélange pendant quelques minutes.
- 3- Note tes observations.
- 4- Interprète-les.
- 5- Définis une réaction d'estérification.



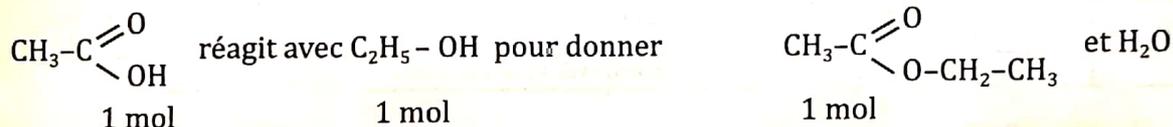
Document 1 : Réaction d'estérification

Je fais le point de l'activité

L'on note le dégagement d'une odeur agréable de fruit. Ce qui indique qu'une réaction chimique s'est produite : il s'agit d'une réaction d'estérification.

L'odeur fruitée est caractéristique des esters.

Une réaction d'estérification est une réaction entre un acide carboxylique et un alcool. Elle conduit à la formation d'un ester et de l'eau.



J'évalue mes acquis



L'estérification est une réaction chimique.

Elle a lieu entre :

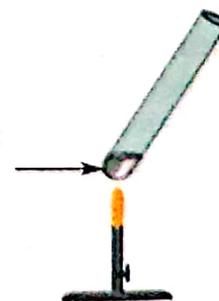
- a) un acide carboxylique et un aldéhyde ;
- b) un aldéhyde et une cétone ;
- c) une cétone et un alcool ;
- d) un alcool et un acide carboxylique.

Recopie la lettre qui correspond à la bonne option.

ACTIVITÉ 2 : DÉFINIR UNE RÉACTION D'HYDROLYSE D'UN ESTER

- 1- Introduis dans un tube à essais, un mélange d'éthanoate d'éthyle et d'eau, avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.
- 2- Chauffe le mélange.
- 3- Compare les aspects du mélange avant et après le chauffage.
- 4- Conclue

Mélange éthanoate d'éthyle, eau et acide sulfurique concentré



Document 2 : Hydrolyse d'un ester

Je fais le point de l'activité

Après le chauffage, le mélange devient moins visqueux. Ce qui indique qu'une réaction chimique s'est produite : il s'agit de la réaction d'hydrolyse de l'ester.

Il se forme de l'acide éthanoïque et de l'éthanol.

Une réaction d'hydrolyse d'un ester est une réaction entre un ester et l'eau. Elle conduit à la formation d'un acide carboxylique et d'un alcool.

J'évalue mes acquis

L'hydrolyse d'un ester est la réaction inverse de l'estérification.

Elle a lieu entre :

- a) un ester et l'eau ;
- b) un aldéhyde et l'eau ;
- c) une cétone et l'eau ;
- d) un alcool et l'eau.

Recopie la lettre qui correspond à la bonne option.

ACTIVITÉ 3 : DÉTERMINER LES CARACTÉRISTIQUES DE L'ESTÉRIFICATION

L'activité 1 déjà étudiée peut être menée avec des mesures de quantités de matière des réactifs et produits.

Pour ce faire, l'on introduit dans plusieurs tubes à essais :

- un volume $V_{ac} = 57,5$ mL d'acide éthanoïque, correspondant à une masse $m_{ac} = 60,4$ g d'acide éthanoïque, soit une quantité de matière de 1 mol ;
- un volume $V_{al} = 92$ mL de butan-1-ol, correspondant à une masse $m_{al} = 74,52$ g d'alcool, soit une quantité de matière de 1 mol ;
- quelques gouttes d'acide sulfurique concentré en guise de catalyseur.

La quantité de matière de l'acide existant dans le milieu réactionnel est déterminée en fonction de la durée, par dosage, grâce à une solution de soude. Cette quantité de matière est égale à la quantité de matière n_{ester} de l'ester formé (réaction mole par mole, au vu de l'ébauche de l'équation-bilan dans l'activité 1).

Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

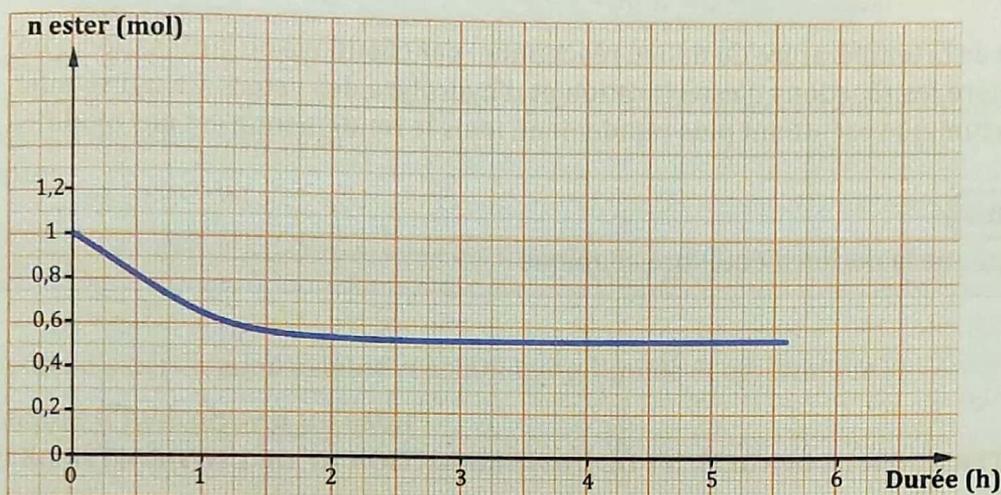
Durée en heure (h)	0	1	2	5	10	16	20	25	30	70	80
n_{ester} (mol)	0	0,1	0,2	0,35	0,5	0,58	0,62	0,66	0,67	0,67	0,67

- 1- Trace la courbe de la quantité de matière d'ester formé en fonction de la durée.
- 2- Interprète cette courbe.
- 3- Pour une durée suffisamment longue, détermine la quantité de matière d'ester formé.
- 4- Dégage les caractéristiques de la réaction d'estérification.

- 1- Trace la courbe de la quantité de matière d'ester restant dans le milieu réactionnel en fonction de la durée.
- 2- Interprète cette courbe.
- 3- Pour une durée suffisamment longue, détermine la quantité de matière d'ester existant dans le milieu réactionnel.
- 4- Dégage les caractéristiques de la réaction d'hydrolyse d'un ester.

Je fais le point de l'activité

Courbe de la quantité de matière d'ester restant dans le milieu réactionnel en fonction de la durée.

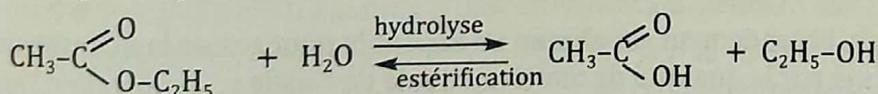


La disparition de l'ester s'effectue lentement au départ, plus lentement par la suite, puis se limite à 0,67 mol à un moment donné. Elle n'évolue plus quelle que soit la durée observée.

Comme l'estérisation, la réaction s'effectue sans le chauffage initial, mais beaucoup plus lentement.

La réaction d'hydrolyse d'un ester est lente, réversible, athermique et limitée.

Exemple d'équation-bilan d'hydrolyse d'un ester:



J'évalue mes acquis



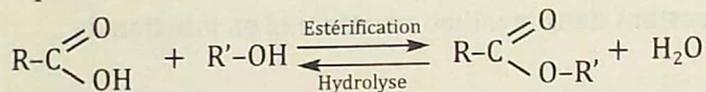
Cite les caractéristiques de la réaction d'hydrolyse d'un ester.

ACTIVITÉ 5 : DÉCOUVRIR LA NOTION D'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

- 1- Que peut être la conséquence de la réversibilité des réactions d'estérisation et d'hydrolyse des esters ?
- 2- Définis l'équilibre chimique.
- 3- Recherche les facteurs qui influencent l'atteinte de l'équilibre chimique.

Je fais le point de l'activité

Pendant que la réaction d'estérification se déroule, les produits formés, à savoir l'ester et l'eau, réagissent en retour pour donner l'acide carboxylique et l'alcool. Ces deux réactions sont dites réversibles. À un moment donné, chacune des réactions n'évolue plus : on dit que l'équilibre chimique est atteint, d'où le caractère limité de ces réactions chimiques. Le caractère réversible de ces réactions chimiques est traduit par la double flèche dans les équations-bilans.



L'augmentation de la température du milieu réactionnel par chauffage ou l'utilisation d'un catalyseur accélère les réactions d'estérification et d'hydrolyse des esters. Ce qui signifie que l'équilibre chimique est atteint plus rapidement, mais le rendement n'est pas modifié.

J'évalue mes acquis

Explique la notion d'équilibre chimique


ACTIVITÉ 6 : DÉTERMINER LE RENDEMENT DE L'ESTÉRIFICATION ET DE L'HYDROLYSE DE L'ESTER

A partir des conditions initiales et finales, on détermine le rendement des réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester.

- 1- Définis le rendement d'un système.
- 2- Donne l'expression du rendement :
 - dans le cas de l'estérification ;
 - dans le cas de l'hydrolyse de l'ester.
- 3- Comment peut-on améliorer le rendement de ces réactions ?

Je fais le point de l'activité

Le rendement est le rapport de ce que fournit le système par ce qu'il reçoit.

Pour l'estérification

Le résultat étant l'ester produit, le rendement est obtenu en faisant le quotient de la quantité de matière d'ester produit ou formé par la quantité de matière initiale de l'acide :

$$\rho = \frac{\text{quantité de matière d'ester formé}}{\text{quantité de matière initiale d'acide}} = \frac{n_{\text{est}}}{n_{\text{o ac}}}$$

Pour l'hydrolyse d'un ester

Le résultat étant l'acide produit, le rendement est obtenu en faisant le quotient de la quantité de matière d'acide produit ou formé par la quantité de matière initiale de l'ester :

$$\rho = \frac{\text{quantité de matière d'acide formé}}{\text{quantité de matière initiale d'ester}} = \frac{n_{\text{ac}}}{n_{\text{o est}}}$$

Le rendement d'une réaction chimique qui est réversible peut être amélioré par déplacement de l'équilibre chimique, soit par élimination de l'un des produits, soit par ajout de l'un des réactifs en excès. Ainsi :

- le rendement d'une estérification peut être amélioré par évacuation de l'eau formée ou par distillation de l'ester formé ; ce qui empêche de façon considérable la réaction inverse ;
- le rendement de l'hydrolyse d'un ester peut être amélioré par utilisation de l'ester en excès par exemple.

J'évalue mes acquis



L'estérification de 0,5 mol d'acide éthanoïque a un rendement de 67%.
Calcule la quantité de matière d'ester formé.

II- RÉSUMÉ DE COURS

1- Réaction d'estérification

La réaction d'estérification est la réaction entre un acide carboxylique et un alcool. Elle conduit à la formation d'un ester et de l'eau.

Exemple :



La réaction d'estérification est une réaction lente, limitée et athermique.

2- Réaction d'hydrolyse d'un ester

La réaction d'hydrolyse d'un ester est la réaction de l'eau sur un ester. On obtient un alcool et un acide carboxylique.

Exemple :

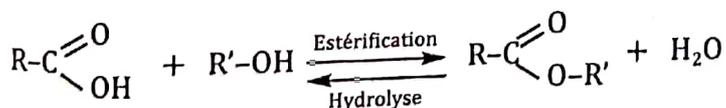


La réaction d'hydrolyse d'un ester est une réaction lente, réversible, limitée et athermique.

3-Étude de la notion d'équilibre chimique

Les réactions d'estérification et d'hydrolyse d'un ester sont deux réactions qui se déroulent simultanément. En effet, au cours d'une estérification, pendant que l'acide et l'alcool sont transformés en ester et en eau, l'ester et l'eau formés se transforment en acide et en alcool : on dit que ces réactions sont réversibles

Au cours des deux réactions, on atteint un moment où les quantités de matière des réactifs et des produits n'évoluent plus (restent constantes) dans le milieu réactionnel. On parle d'équilibre chimique. Cela se traduit par la double flèche en sens inverse (\rightleftharpoons) dans l'équation-bilan de la réaction.



4- Rendement de l'estérification et de l'hydrolyse

Pour un mélange équimolaire d'acide et d'alcool, le rendement de l'estérification est :

$$\rho = \frac{\text{Quantité de matière d'ester formé}}{\text{Quantité de matière initiale d'acide}} = \frac{n_{\text{est}}}{n_{\text{o ac}}}$$

Pour un mélange équimolaire d'ester et d'eau, le rendement de l'hydrolyse est :

$$\rho = \frac{\text{Quantité de matière d'acide formé}}{\text{Quantité de matière initiale d'ester}} = \frac{n_{\text{ac}}}{n_{\text{o ester}}}$$

III- MÉTHODES

- L'équation-bilan d'une estérification ou de l'hydrolyse d'un ester doit être toujours écrite avec une double flèche, pour traduire la réversibilité.
- Il faut toujours tenir compte du rendement pour déterminer la quantité de produit formé.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Écris l'équation-bilan de la réaction entre les différentes molécules dans les cas suivants.

- 1- Acide éthanoïque et éthanol.
- 2- Propanoate d'isopropyle et l'eau.

Tu préciseras le nom de chacune de ces réactions.

Exercice 2

L'estérification est une réaction chimique.

1- Cette réaction est :

- 1.1- rapide ;
- 1.2- lente ;
- 1.3- totale ;
- 1.4- limitée.

2- Cette réaction est :

- 2.1- exothermique ;
- 2.2- athermique ;
- 2.3- endothermique.

Pour chacune des affirmations ci-dessus, recopie le (les) numéro(s) de celle (s) qui est (sont) correcte(s).

Résolution de l'exercice 1

1- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$: réaction d'estérification.

2- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-O-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{-OH} + \text{HO-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-CH}_3$: l'hydrolyse de l'ester.

Résolution de l'exercice 2

- 1.2
- 1.4
- 2.2

Commentaire :

Se référer au cours

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

- 1- a- Définis l'estérification.
b- Définis l'hydrolyse d'un ester.
- 2- Tu souhaites préparer un ester, l'éthanoate d'éthyle.
 - 1- Nomme les réactifs nécessaires.
 - 2- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 3- L'hydrolyse d'un ester conduit à du cyclohexanol et à l'acide méthanoïque.
 - 1- Donne la formule de l'ester.
 - 2- Ecris l'équation-bilan de la réaction d'hydrolyse de cet ester.
- 4- Tu réalises la réaction d'hydrolyse d'un ester A. Tu obtiens un corps B et un corps C. B peut être obtenu également par oxydation du méthanal. Le corps C, par oxydation conduit à l'acide acétique.
 - 1- Donne la nature des corps A, B et C.
 - 2- Écris l'équation-bilan de la réaction d'hydrolyse.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

- 5- Un ester (E) a pour formule brute $C_4H_8O_2$.
 - 1- Détermine les diverses formules semi-développées de cet ester.
 - 2- Écris dans chaque cas l'équation-bilan de la réaction d'estérification correspondante et nomme tous les composés mis en jeu.
- 6- 1- Définis la réaction d'estérification ; l'hydrolyse d'un ester ; l'équilibre chimique
 - 2- Donne les caractéristiques d'une réaction d'estérification et/ou d'hydrolyse.
- 7- Soit l'ester de formule semi-développée $C_2H_5-COOCH_3$.
 - 1- Nomme-le.
 - 2- Donne le nom et la formule semi-développée de l'acide carboxylique et de l'alcool utilisé pour la synthèse de cet ester.

Situations d'évaluation

- 8- Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe de travail est désigné pour préparer un ester dont la saveur et l'odeur sont celles de la banane mûre. Cet ester, utilisé pour aromatiser certains sirops, est l'éthanoate de 3-méthylbutyle. La réaction a lieu dans une ampoule scellée contenant 0,15 mol d'acide carboxylique, 0,45 mol d'alcool et un peu d'acide sulfurique. Le rendement de l'estérification est de 67%.
Données : masses molaires atomiques (en g/mol) : $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(O) = 16$.
Tu es le rapporteur du groupe.
 - 1- Indique le rôle de l'acide sulfurique.
 - 2- Écris :
 - 2.1- les formules semi-développées des deux réactifs ;
 - 2.2- la formule semi-développée de l'ester ;
 - 2.3- l'équation -bilan de la réaction qui a lieu.
 - 3- Détermine les masses d'ester et d'eau formées à la limite de l'estérification.
- 9- Votre professeur, lors d'une séance de travaux dirigés, vous demande de trouver la formule d'un ester E.
L'hydrolyse de cet ester E conduit à la formation d'un alcool A et d'un composé organique B.
La combustion complète d'une mole de l'alcool A ($C_nH_{2n+2}O$) nécessite 6,5 moles de dioxygène et produit 176 g de dioxyde de carbone et 90 g d'eau. Le composé organique B contient deux atomes de carbone dans sa chaîne carbonée.
Élève de la classe, tu es invité(e) à donner ta contribution.
 - 1- Écris l'équation-bilan de la combustion de A.
 - 2- Montre que la formule brute du composé A est $C_4H_{10}O$.
 - 3- Donne la fonction chimique, la formule semi-développée et le nom du composé B.
 - 4- Détermine :
 - 4.1- les formules semi-développées possibles ainsi que les noms de l'ester E ;
 - 4.2- la formule semi-développée et le nom de l'ester E si l'alcool A est le butan-1-ol.

10 Au cours d'une séance de Travaux Pratiques, un groupe d'élèves introduit dans une ampoule scellée en présence d'un peu d'acide sulfurique à 100° C, 0,15 mol d'acide et 0,45 mol d'alcool afin de préparer le 2-méthylpropanoate d'éthyle.

La limite d'estérification est, pour ces proportions initiales, 90%.

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

Tu es le rapporteur du groupe.

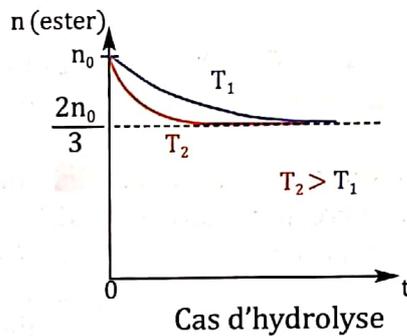
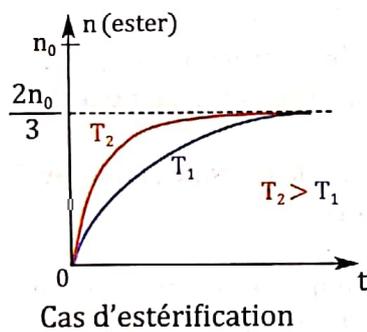
- 1- Écris la formule semi-développée de cet ester.
- 2- Donne les formules semi-développées et les noms de l'acide carboxylique et de l'alcool à utiliser pour obtenir le 2-méthylpropanoate d'éthyle.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 4- Détermine la masse d'ester à l'équilibre chimique.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

DES FACTEURS QUI INFLUENCENT LES RÉACTIONS D'ESTÉRIFICATION ET D'HYDROLYSE

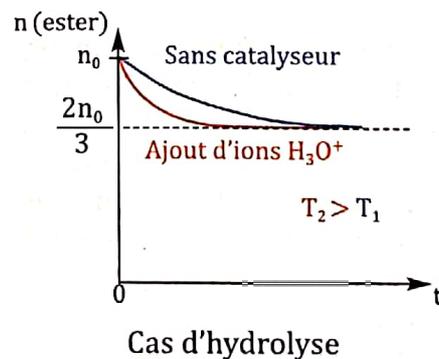
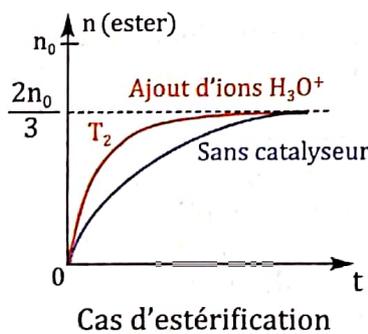
- La température

Une élévation de la température du mélange réactionnel permet d'atteindre plus rapidement l'état final sans modifier l'état d'équilibre d'estérification et d'hydrolyse.



- Les catalyseurs

Les ions H_3O^+ catalysent aussi bien la réaction d'estérification que la réaction d'hydrolyse et permettent d'atteindre plus rapidement l'état final sans modifier l'état d'équilibre.



- Influence de la nature des réactifs

Le rendement de l'estérification dépend de la classe de l'alcool utilisé ; pour des mélanges équimolaires, on a :

- 67 % pour l'alcool primaire ;
- 60 % pour un alcool secondaire ;
- 5 % pour un alcool tertiaire.

- Influence de la quantité des réactifs

Si l'un des réactifs est en excès alors le rendement de l'estérification ou de l'hydrolyse est d'autant plus important.

Pour améliorer le rendement de l'hydrolyse, on procède par l'utilisation d'un large excès d'eau.

- Influence de la quantité des produits

Le procédé d'élimination de l'un des produits (eau ou ester) fait augmenter le rendement de l'estérification.

RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Interpréter	<ul style="list-style-type: none"> la réaction entre l'ion argent et le métal cuivre. la réaction entre l'ion cuivre II et le métal fer.
Ecrire	les équations-bilans des réactions à partir des demi-équations électroniques.
Définir	les termes : <ul style="list-style-type: none"> - réducteur et oxydant ; - oxydation et réduction ; - réaction d'oxydoréduction ; - couple oxydant/réducteur.
Ecrire	les demi-équations électroniques de quelques couples oxydants/réducteurs. (Ag^+/Ag , Fe^{2+}/Fe , Al^{3+}/Al , Pb^{2+}/Pb et Zn^{2+}/Zn).
Exploiter	l'équation-bilan de la réaction chimique.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Réducteur et oxydant
- Oxydation et réduction
- Réaction d'oxydoréduction
- Couple oxydant/réducteur

SITUATION D'APPRENTISSAGE

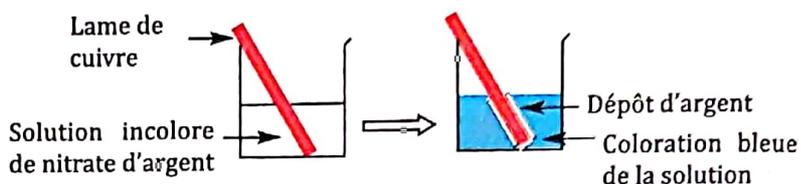
Un groupe d'élèves de la 1^{re} D d'un lycée moderne réalise une expérience : il immerge de la paille de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II). Au bout de quelques minutes, les élèves observent sur la paille de fer, un dépôt rouge brun et le changement de couleur de la solution qui passe du bleu au vert. Pour en savoir plus, les élèves, sous la supervision de leur professeur, cherchent à interpréter cette réaction, à écrire son équation-bilan et à définir les termes oxydation, réduction, oxydant et réducteur.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITE 1 : ÉTUDIER LA RÉACTION ENTRE LE MÉTAL CUIVRE ET L'ION ARGENT

- 1- Plonge une lame de cuivre bien décapée dans un bécher contenant une solution de nitrate d'argent.
- 2- Note tes observations après quelques minutes.
- 3- Interprète ces observations.
- 4- Conclue.



Document 1 : Réaction entre le cuivre et l'ion argent

Je fais le point de l'activité

L'on note un dépôt grisâtre brillant sur la partie immergée de la lame de cuivre. Ce qui indique la présence d'argent métallique.

La solution incolore de nitrate d'argent prend la couleur bleue, indiquant la présence d'ions cuivre II.

Ainsi :

- chaque ion argent gagne 1 électron pour se transformer en atome d'argent selon la demi-équation : $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$;
- chaque atome de cuivre perd 2 électrons pour se transformer en ion cuivre II selon la demi-équation : $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$.

On peut donc retenir que l'ion argent réagit spontanément avec le cuivre pour donner l'ion cuivre et l'argent métallique.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit : $Cu + 2Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$.

J'évalue mes acquis

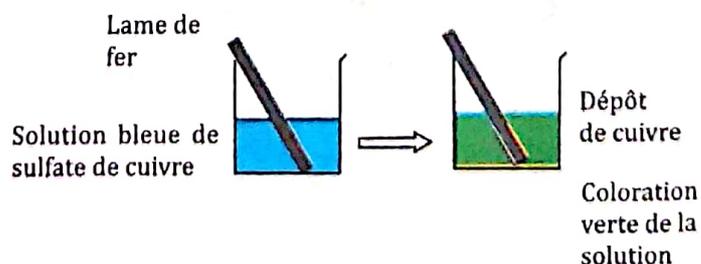


Complète la phrase suivante.

Lorsqu'on introduit de la tournure de cuivre dans une solution de nitrate d'argent, on observe un dépôt et la formation à travers la coloration bleue de la solution.

ACTIVITÉ 2 : ÉTUDIER LA RÉACTION ENTRE LE MÉTAL FER ET L'ION CUIVRE

- 1- Plonge une lame de fer bien décapée dans un bécher contenant une solution de sulfate de cuivre.
- 2- Note tes observations après quelques minutes.
- 3- Interprète ces observations.
- 4- Conclue.



Document 2 : Réaction entre le fer et l'ion cuivre

Je fais le point de l'activité

L'on note un dépôt de couleur brune sur la partie immergée de la lame de fer. Ce qui indique la présence de cuivre métallique.

La solution bleue de sulfate de cuivre II prend la couleur vert pâle, indiquant la présence d'ions fer II.

Ainsi :

- chaque ion cuivre II gagne 2 électrons pour se transformer en atome de cuivre selon la demi-équation : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}$;
- chaque atome de fer perd 2 électrons pour se transformer en ion fer II selon la demi-équation : $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$.

On peut donc retenir que l'ion cuivre réagit spontanément avec le fer pour donner l'ion fer II et le cuivre métallique.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit : $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$.

J'évalue mes acquis



Complète la phrase suivante.

Lorsqu'on introduit un morceau de fer dans une solution de sulfate de cuivre, on observe un dépôt et la formation à travers la coloration vert pâle de la solution.

ACTIVITÉ 3 : DÉFINIR UNE OXYDATION, UNE RÉDUCTION, UNE OXYDORÉDUCTION, UN RÉDUCTEUR ET UN OXYDANT

Sers-toi des activités 1 et 2.

1- Rappelle l'interprétation :

- du passage de l'ion argent ou de l'ion cuivre au métal argent ou cuivre ;
- du passage du métal cuivre ou fer à l'ion cuivre II ou fer II.

2- Recherche la définition des termes suivants :

- oxydation ;
- réduction ;
- réaction d'oxydoréduction ;
- oxydant ;
- réducteur.

Je fais le point de l'activité

- **Oxydation** : une oxydation est une transformation chimique au cours de laquelle une espèce chimique perd un ou plusieurs électrons.

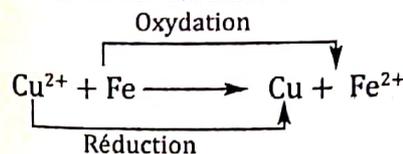
Exemple : $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$

- **Réduction** : une réduction est une transformation chimique au cours de laquelle une espèce chimique gagne un ou plusieurs électrons.

Exemple : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}$

- **Réaction d'oxydoréduction** : c'est une réaction au cours de laquelle il se passe à la fois une oxydation et une réduction.

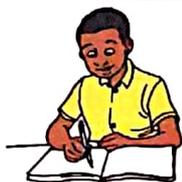
Exemple : dans l'activité 2, pendant que le fer se transforme en ion fer, l'ion cuivre II se transforme en cuivre.



- **Réducteur** : un réducteur est une espèce chimique qui cède un ou plusieurs électrons.

- **Oxydant** : un oxydant est une espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons.

J'évalue mes acquis



Recopie le numéro de chaque proposition ci-dessous puis écris à la suite V si la proposition est vraie ou F si elle est fausse.

- 1- Il y a perte d'électrons au cours d'une oxydation.
- 2- Il y a gain d'électrons au cours d'une réduction.
- 3- Une oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle il y a simultanément oxydation et réduction.
- 4- L'oxydant perd un ou plusieurs électrons.
- 5- Le réducteur gagne un ou plusieurs électrons.

ACTIVITÉ 4 : DÉFINIR UN COUPLE OXYDANT-RÉDUCTEUR

Considère toujours les activités 1 et 2.

- 1- Rappelle le rôle du cuivre dans l'activité 1.
- 2- Rappelle le rôle de l'ion cuivre dans l'activité 2.
- 3- Définis un couple oxydant-réducteur.

Je fais le point de l'activité

- Dans l'activité 1, le cuivre cède des électrons pour se transformer en ion cuivre. Il subit une oxydation et joue donc le rôle de réducteur :



- Dans l'activité 2, l'ion cuivre gagne des électrons pour se transformer en atome de cuivre. Il subit une réduction et joue donc le rôle d'oxydant :



La combinaison des deux équations électroniques ci-dessus donne :

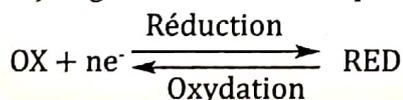


Les deux formes conjuguées Cu^{2+} et Cu de l'élément cuivre constituent le couple oxydant-réducteur noté Cu^{2+}/Cu .

- Définition : un couple oxydant-réducteur est l'ensemble de deux formes conjuguées (oxydant et réducteur) noté : oxydant/réducteur.

Autres exemples : Ag^+/Ag , Fe^{2+}/Fe , Al^{3+}/Al , Pb^{2+}/Pb , Zn^{2+}/Zn .

D'une façon générale, la demi-équation d'un couple oxydant-réducteur **OX/RED** s'écrit :



L'oxydant capte des électrons tandis que le réducteur les cède.

J'évalue mes acquis



- 1- Écris la demi-équation électronique du couple Al^{3+}/Al .
- 2- Précise l'oxydant et le réducteur.

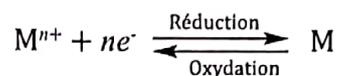
II- RÉSUMÉ DE COURS

Au cours de la réaction entre le métal fer et les ions cuivre II en solution aqueuse, les ions cuivre II sont transformés en cuivre métallique tandis que le métal fer est transformé en ions fer II.

Les ions Ag^+ réagissent sur le métal cuivre pour donner un dépôt de métal Ag et des ions cuivre II.

- **Oxydation** : une oxydation est une transformation chimique au cours de laquelle une espèce chimique perd un ou plusieurs électrons.
- **Réduction** : une réduction est une transformation chimique au cours de laquelle une espèce chimique gagne un ou plusieurs électrons.
- **Réducteur** : un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.
- **Oxydant** : un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.

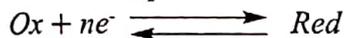
Un atome métallique de symbole M et son ion métallique M^{n+} constituent un couple oxydant-réducteur ou couple redox noté M^{n+}/M auquel on associe la demi-équation électronique :



L'oxydant et le réducteur formés à partir du même élément sont dits conjugués. Le couple oxydant-réducteur s'écrit *Ox/Red*.

Exemple : Cu^{2+}/Cu ; Zn^{2+}/Zn ; Fe^{2+}/Fe

La demi-équation électronique est :



III- MÉTHODES

Une équation d'oxydoréduction fait toujours intervenir deux couples redox.

Son équation-bilan est une somme de deux demi-équations électroniques.

Toutes ces équations doivent être équilibrées en atome et en charge.

Par exemple, dans l'équation-bilan ci-dessous, on a :

- du côté des réactifs, 1 atome de cuivre, 2 atomes d'argent et 2 charges positives ;
- du côté des produits, 1 atome de cuivre, 2 atomes d'argent et 2 charges positives.



IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Écris la demi-équation électronique du couple oxydant-réducteur Au^{3+}/Au .

Exercice 2

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction entre les ions or (Au^{3+}) et les atomes de plomb (Pb).
- 2- Dédus le symbole chimique :
 - 1.1- de l'oxydant ;
 - 1.2- du réducteur ;
 - 1.3- du corps oxydé ;
 - 1.4- du corps réduit.

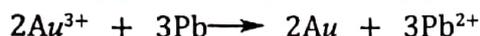
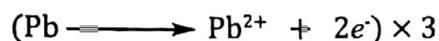
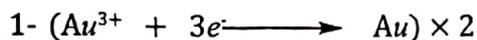
Résolution de l'exercice 1



Commentaire :

Faire l'analogie avec les couples oxydants/réducteurs étudiés.

Résolution de l'exercice 2



2-

2.1- L'oxydant est Au^{3+} .

2.2- Le réducteur est Pb.

2.3- Le corps oxydé est Pb.

2.4- Le corps réduit est Au^{3+} .

Commentaire :

Se référer au cours.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 Recopie et complète le texte ci-dessous avec les mots ou groupes de mots suivants :

une perte, oxydants, un couple, réducteurs, un gain.

La réaction d'oxydoréduction spontanée se décompose en une réaction d'oxydation et une réaction de réduction. L'oxydation est ... d'électrons alors que la réduction est ... d'électrons. La réaction d'oxydoréduction met toujours en jeu oxydant/réducteur. Les ions métalliques sont des et les métaux sont des.....

2 Reproduis les diagrammes ci-dessous et relie chaque expression à sa définition ou à son processus.

Oxydation •

Réduction •

Oxydant •

• Gain d'électrons

• Gain de protons

• Perte d'électrons

• Donneur d'électrons

• Capteur d'électrons

3 Tu considères les espèces chimiques suivantes : Al^{3+} , Ag^+ , Fe, Cu^{2+} , Zn^{2+} , Mg, Al, Fe^{2+} , Cu, Zn, Mg^{2+} et Ag.

1- Reconstitue à partir de ces espèces, les couples oxydants-réducteurs.

2- Écris pour chaque couple la demi-équation électronique.

4 Pour chacune des propositions suivantes :

1- $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ est la demi-équation :

a- de l'oxydation du fer ;

b- de la réduction de fe ;

c- de l'oxydation de l'ion fer II.

2- En s'oxydant, un métal :

a- libère des électrons ;

b- gagne des électrons ;

c- gagne des protons.

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

Exercices de renforcement/ Approfondissement

5 Équilibre si nécessaire les équations-bilans suivantes :

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

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

- 1- Précise l'oxydant et le réducteur.
- 2- Écris la demi-équation électronique correspondant à chaque couple.

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

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

Situations d'évaluation

8 Votre professeur de Physique-Chimie demande à ton groupe de déterminer la concentration molaire volumique C d'une solution de chlorure de cuivre II, du laboratoire de ton lycée. Pour cela, il remet à ton groupe un volume $V = 500 \text{ mL}$ de cette solution. Un membre du groupe plonge une plaque d'étain (Sn) dans la solution et vous notez les observations suivantes :

- un dépôt de cuivre sur l'étain ;
- la décoloration progressive de la solution ;
- une perte en masse $m_{\text{Sn}} = 5,5 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ de la plaque.

Les masses molaires atomiques du cuivre et de l'étain sont respectivement $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{Sn}} = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Tu es le rapporteur du groupe.

- 1- Définis une réaction d'oxydoréduction.
- 2- Interprète les observations.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
- 4- Détermine :
 - 4.1- la masse m_{Cu} de cuivre déposé ;
 - 4.2- la concentration molaire volumique C du chlorure de cuivre II dans la solution.

9 Lors d'une manipulation au laboratoire, un membre de ton groupe verse de la poudre d'étain (Sn) de masse $m = 2,00 \text{ g}$ dans un bécher contenant un volume $V = 50 \text{ cm}^3$ d'une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration $C = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'étain donne l'ion Sn^{2+} au cours de cette réaction.

Données : Masses molaires atomiques :

$\text{Cu} : 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{Sn} : 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Tu présentes le travail de ton groupe.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 2- Détermine :
 - 2.1- la quantité de matière initiale de chaque

réactif et déduis-en le réactif limitant ;

2.2- la concentration de la solution en ion Sn^{2+} en fin de réaction. On néglige la variation de volume due à l'ajout de la poudre d'étain.

3- Détermine la masse du cuivre formé une fois la solution filtrée.

10

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

- la disparition totale de la coloration bleue ;
- la formation d'un dépôt de métal rouge, de masse $0,16 \text{ g}$ de cuivre métallique.

Données : $\text{Cu} : 63,5$; $\text{Fe} : 56$; $\text{CuSO}_4 : 159,3$ (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

En tant que chef de groupe, tu es sollicité(e) pour exploiter cette expérience.

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

11

Au cours d'une séance de travaux pratiques au laboratoire de Physique-Chimie, des élèves de 1^{ère} C plongent une lame de zinc dans 50 cm^3 d'une solution de nitrate d'argent de concentration $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ils notent un dépôt d'argent sur la lame de zinc.

Le professeur les informe que les ions Ag^+ ont totalement disparu.

Donnée : $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g. mol}^{-1}$;

$M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g. mol}^{-1}$.

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

- 1- Définis une réaction d'oxydoréduction.
- 2- Identifie les couples redox qui interviennent.
- 3- Détermine la masse d'argent déposée et la perte de masse de zinc.

4- Si la lame de zinc avait une masse de 0,5 g en te basant sur les résultats de la question précédente, vérifie :

- 4.1- si toute la lame a disparu ;
- 4.2- s'il reste des ions Ag^+ en solution et calcule au cas échéant, la quantité de matière en ion Ag^+ restant.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

APPLICATIONS DES RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

Les réactions d'oxydo-réduction ont de nombreuses applications en chimie.

- Elles permettent de fabriquer des piles, des batteries. Une des plus anciennes est la pile Daniell qui n'est guère utilisée aujourd'hui, excepté dans un but pédagogique. Les piles alcalines et les piles rechargeables ont atteint des niveaux de performance bien supérieurs.
- Elles sont utilisés pour réaliser de nombreux dosages. C'est le cas de la manganimétrie et surtout de l'iodométrie qui est très utilisée en chimie des solutions.
- Elles permettent d'expliquer les problèmes de corrosion et ainsi d'y remédier.
- Les traitements électrolytiques ou des métaux sont déposés par électrolyse. C'est le cas par exemple du chromage décoratif que l'on retrouve sur la quasi-totalité de la robinetterie !

LEÇON 10

CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANTS/REDUCTEURS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Interpréter	- la réaction entre l'ion cuivre II et le métal zinc puis la réaction inverse. - la réaction entre l'ion fer II et le métal zinc puis la réaction inverse.
Ecrire	les équations-bilans des réactions d'oxydoréduction qui ont lieu.
Classer	les couples oxydants/réducteurs (Ag^+/Ag , Cu^{2+}/Cu , Fe^{2+}/Fe , Zn^{2+}/Zn).
Déduire	les réactions possibles à partir de la classification.
Interpréter	l'action de l'ion hydronium H_3O^+ sur quelques métaux (Fer et Zinc).
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction entre l'ion hydronium et le fer.
Indiquer	la place du couple ($\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$) dans la classification.
Exploiter	l'équation-bilan des réactions d'oxydoréduction.

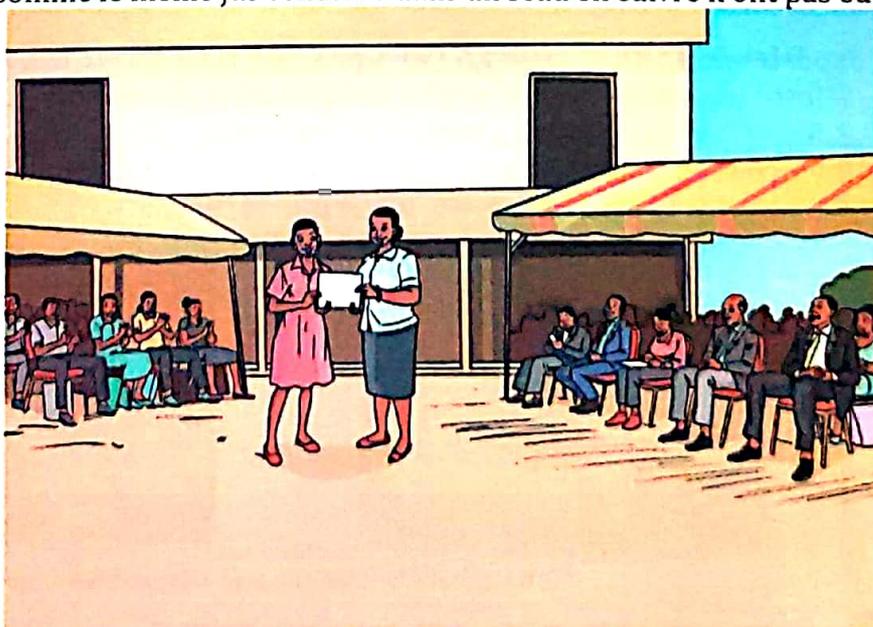
NOTIONS ESSENTIELLES

- Oxydoréduction
- La force des couples oxydants/réducteurs
- Classification qualitative des couples oxydants/réducteurs
- Règle du gamma

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors d'une fête de remise de prix organisé par le Lycée, les élèves de 1^{re} ont constaté que leurs camarades élèves ayant consommé de la citronnade conservée toute une nuit dans un seau en zinc ont été intoxiqués, alors que ceux ayant consommé le même jus conservé dans un seau en cuivre n'ont pas eu de problème. Quelques élèves pensent que les ions zinc II pourraient être à l'origine de cette intoxication.

Curieux de savoir la réaction qui a conduit à la formation de cette substance toxique, les élèves cherchent à interpréter quelques réactions d'oxydoréduction, à classer quelques couples oxydants/réducteurs et à déduire les réactions possibles, sous la supervision de leur professeur.

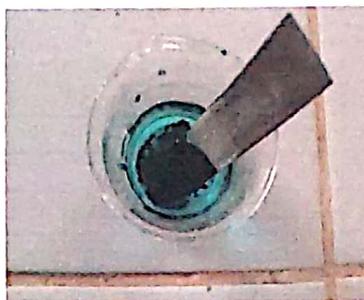


I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : INTERPRÉTER LA RÉACTION ENTRE UN ION MÉTALLIQUE ET UN AUTRE MÉTAL PUIS LA RÉACTION INVERSE

Expérience 1 : RÉACTION ENTRE L'ION CUIVRE II ET LE MÉTAL ZINC

- 1-Introduis une lame de zinc bien décapée dans une solution de sulfate de cuivre.
- 2-Après 10 minutes, retire la lame de zinc.
- 3-Fais des observations au niveau de la couleur de la solution et de l'état de la lame.
- 4-Interprète ces observations.



Document 1 : lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre

Expérience 2 : RÉACTION ENTRE L'ION ZINC ET LE MÉTAL CUIVRE

- 1-Introduis une lame de cuivre bien décapée dans une solution de sulfate de zinc.
- 2-Après 10 minutes, retire la lame de cuivre.
- 3-Fais des observations au niveau de la couleur de la solution et de l'état de la lame.
- 4-Interprète ces observations.



Avant

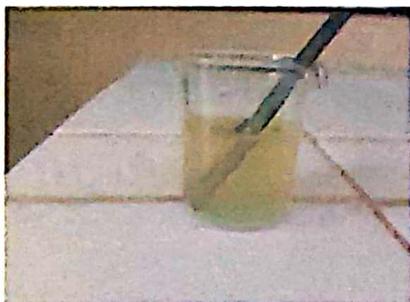


Après

Document 2 : lame de cuivre dans une solution de sulfate de zinc

Expérience 3 : RÉACTION ENTRE L'ION FER II ET LE MÉTAL ZINC

- 1-Introduis une lame de zinc bien décapée dans une solution de sulfate de fer II.
- 2-Après quelques minutes, retire la lame de zinc.
- 3-Fais des observations au niveau de la couleur de la solution et de l'état de la lame.
- 4-Interprète la réaction entre le métal zinc et l'ion fer II.



Document 3 : lame de zinc dans une solution de sulfate de fer

Expérience 4 : RÉACTION ENTRE L'ION ZINC ET LE MÉTAL FER

- 1- Introduis une pointe en fer dans une solution de sulfate de zinc.
- 2- Après quelques minutes, retire la pointe en fer.
- 3- Fais des observations au niveau de la couleur de la solution et de l'état de la pointe en fer.
- 4- Interprète ces observations.



Avant



Après

Document 4 : Pointe en fer dans une solution de sulfate de zinc**Je fais le point de l'activité****• Expérience 1**

La solution bleue de sulfate de cuivre se décolore et un dépôt rouge recouvre la partie immergée de la lame de zinc : les atomes de zinc Zn libèrent chacun deux électrons pour se transformer en ions Zn^{2+} .

Cela se traduit par la demi-équation électronique : $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

Les ions Cu^{2+} gagnent deux électrons chacun pour se transformer en atomes de cuivre.

Cela se traduit par la demi-équation électronique : $Cu^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$

• Expérience 2

Il n'y a pas de réaction possible entre l'ion zinc et le métal cuivre.

• Expérience 3

La solution de couleur verte pâle se décolore rapidement et la lame de zinc prend une teinte noire : les atomes de zinc Zn libèrent chacun deux électrons pour se transformer en ions Zn^{2+} .

Cela se traduit par la demi-équation électronique : $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

Les ions Fe^{2+} gagnent deux électrons chacun pour se transformer en atomes de Fer.

Cela se traduit par la demi-équation électronique : $Fe^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow Fe$

• Expérience 4

Il n'y a pas de réaction possible entre l'ion zinc et le métal fer.

J'évalue mes acquis

Réponds par vrai ou faux.

- 1- Il y a réaction entre le fer et l'ion zinc.
- 2- Il y a réaction entre l'ion zinc et le cuivre.
- 3- Il y a réaction entre l'ion fer II et le zinc.

ACTIVITÉ 2 : ÉCRIRE LES ÉQUATIONS-BILANS DES RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTIONS QUI ONT LIEU DANS LES EXPÉRIENCES 1 ET 3

On observe les réactions suivantes :



Document 5 : Dépôt de cuivre sur la lame de zinc



Document 6 : Dépôt de fer sur la lame de zinc

- 1- Écris les demi-équations électroniques relatives aux réactions étudiées.
- 2- Superpose les deux demi-équations de chacune des réactions.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction en additionnant les réactifs et les produits.

Je fais le point de l'activité

- **Expérience 1**
 - La demi-équation électronique de l'oxydation des atomes de zinc s'écrit : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.
 - La demi-équation électronique de la réduction des ions Cu^{2+} s'écrit : $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$.
 - L'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction s'écrit : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$.
- **Expérience 3**
 - La demi-équation électronique de l'oxydation des atomes de zinc s'écrit : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.
 - La demi-équation électronique de la réduction des ions Fe^{2+} s'écrit : $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$.
 - L'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction s'écrit : $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$.

Remarque : les réactions chimiques attendues dans les expériences 2 et 4 seraient respectivement les réactions inverses des réactions d'oxydoréduction qui ont lieu dans les expériences 1 et 3. On en déduit que les réactions inverses des réactions d'oxydoréduction ne se produisent pas spontanément.

J'évalue mes acquis



On plonge une lame de fer dans une solution de sulfate de nickel II. On observe la formation d'un dépôt métallique.

- 1- Écris les expressions des couples oxydant/réducteur qui interviennent dans cette expérience.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.

ACTIVITÉ 3 : CLASSER LES COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS (Ag^+/Ag , Cu^{2+}/Cu , Fe^{2+}/Fe , Zn^{2+}/Zn)

Considère les couples oxydants/réducteurs Fe^{2+}/Fe , Cu^{2+}/Cu , Zn^{2+}/Zn et Ag^+/Ag , intervenant dans les réactions d'oxydoréduction déjà étudiées.

- 1- Liste les oxydants.
- 2- Liste les réducteurs.
- 3- Compare les forces des oxydants.
- 4- Compare les forces des réducteurs.
- 5- Classe les oxydants et les réducteurs sur un axe, selon le pouvoir croissant de l'oxydant et le pouvoir croissant du réducteur.
- 6- Déduis-en une prévision des réactions d'oxydoréduction spontanées.

Je fais le point de l'activité

- Les oxydants sont : Fe^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} et Ag^+ .
- Les réducteurs sont : Fe, Cu, Zn et Ag.
- Selon les réactions d'oxydoréduction déjà étudiées :
 - les ions argent captent spontanément des électrons des atomes de cuivre ;
 - les ions cuivre II captent spontanément des électrons des atomes de fer II ;
 - les ions fer II captent spontanément des électrons des atomes de zinc.

On dit que :

- l'ion argent est plus oxydant que l'ion cuivre ;
- l'ion cuivre est plus oxydant que l'ion fer II ;
- l'ion fer II est plus oxydant que l'ion zinc.

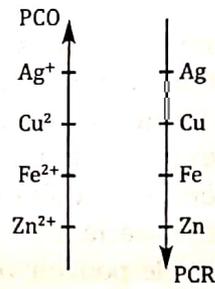
Au même moment :

- le zinc cède spontanément des électrons aux ions fer II ;
- le fer cède spontanément des électrons aux ions cuivre II ;
- le cuivre cède spontanément des électrons aux ions argent.

On dit que :

- le zinc est plus réducteur que le fer ;
- le fer est plus réducteur que le cuivre ;
- le cuivre est plus réducteur que l'argent.

On peut ainsi classer ces couples oxydants/réducteurs selon leur pouvoir croissant d'oxydant (P C O) et leur pouvoir croissant de réducteur (P C R). La réaction d'oxydoréduction entre deux couples oxydants-réducteurs a toujours lieu entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort. La connaissance du pouvoir croissant des oxydants et du pouvoir croissant des réducteurs permet de prévoir les réactions d'oxydoréduction entre des couples oxydants/réducteurs.



J'évalue mes acquis

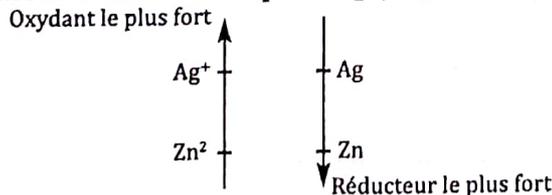


On considère la réaction d'oxydoréduction suivante : $2Au^{3+} + 3Hg \rightarrow 2Au + 3Hg^{2+}$

- 1- Le réducteur le plus fort est :
 a) Au^{3+} ; b) Hg ; c) Au ; d) Hg^{2+} .
- 2- L'oxydant le plus fort est :
 a) Au^{3+} ; b) Hg ; c) Au ; d) Hg^{2+} .
- 3- Le réducteur le plus faible est :
 a) Au^{3+} ; b) Hg ; c) Au ; d) Hg^{2+} .
- 4- L'oxydant le plus faible est :
 a) Au^{3+} ; b) Hg ; c) Au ; d) Hg^{2+} .

ACTIVITÉ 4 : DÉDUIRE LES RÉACTIONS POSSIBLES À PARTIR DE LA CLASSIFICATION

On donne la classification des couples Ag^+/Ag et Cu^{2+}/Cu



Document 7 : Pouvoirs croissants de l'oxydant et du réducteur de deux couples

- 1- Identifie l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.
- 2- Ecris l'équation -bilan de la réaction spontanée entre Ag^+/Ag et Zn^{2+}/Zn .

Oxydoréduction

Je fais le point de l'activité

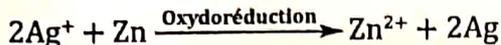
L'ion argent est l'oxydant le plus fort, il se réduit selon la demi-équation électronique.



Le métal zinc est le réducteur le plus fort, il s'oxyde selon la demi-équation électronique.



L'équation-bilan de la réaction qui se produit entre ces deux couples est :



J'évalue mes acquis

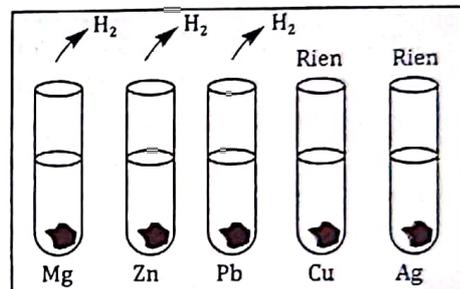


Lorsqu'on plonge une lame de fer dans une solution de nitrate d'argent, on observe un dépôt d'argent sur la lame. Si on ajoute de la soude dans la solution obtenue, on observe un précipité vert d'hydroxyde de fer II. Classe les deux couples oxydant/réducteur Ag^+/Ag et Fe^{2+}/Fe par ordre croissant du pouvoir oxydant de leurs oxydants.

ACTIVITÉ 5 : INTERPRÉTER L'ACTION DE L'ION HYDRONIUM H_3O^+ SUR QUELQUES MÉTAUX (FER, ZINC...)

Versons une solution d'acide chlorhydrique dans des tubes à essais contenant les métaux suivants : magnésium (Mg), fer (Fe), cuivre (Cu), zinc (Zn) et argent (Ag).

- 1- Note les observations.
- 2- Enumère les couples oxydants/réducteurs ayant réagi lors de cette expérience.
- 3- Compare le pouvoir oxydant de l'ion H_3O^+ à ceux des ions métalliques en présence dans l'expérience.
- 4- Classe les oxydants par ordre de pouvoir croissant et les réducteurs par ordre de pouvoir croissant.

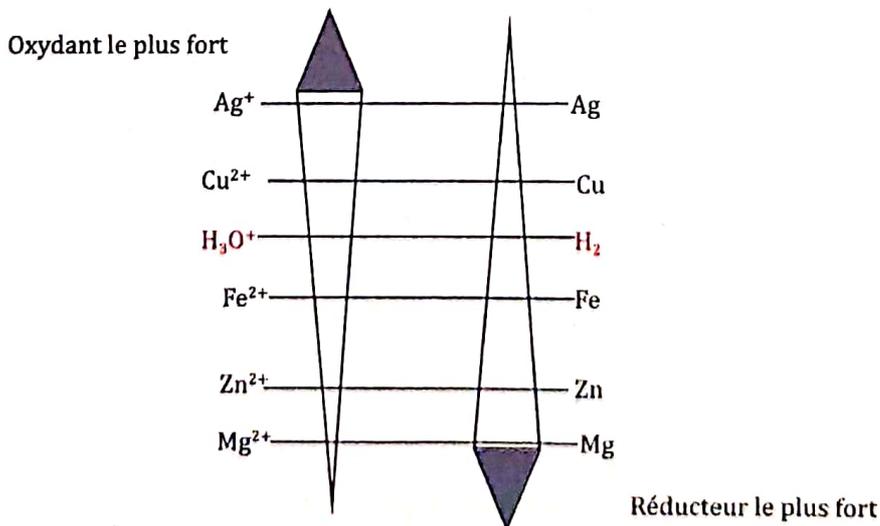


Document 8 : Action de l'acide chlorhydrique sur des métaux

Je fais le point de l'activité

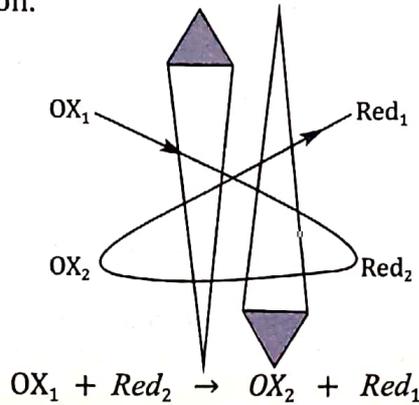
Nous observons un dégagement gazeux de dihydrogène dans les tubes contenant Mg, Zn, Fe. Par contre aucun dégagement gazeux n'est observable au niveau des tubes contenant Cu et Ag.

L'ion H_3O^+ est un oxydant plus fort que Mg^{2+} , Zn^{2+} et Fe^{2+} , et un oxydant plus faible que Cu^{2+} et Ag^+ .



Remarque : le couple H_3O^+/H_2 est aussi noté H^+/H_2 .

Un oxydant peut oxyder tout réducteur plus fort que son réducteur conjugué. De façon générale, on a l'oxydant le plus fort qui réagit avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible. La règle du gamma permet de prévoir les réactions d'oxydoréduction.



J'évalue mes acquis



1. H_3O^+/H_2 et Zn^{2+}/Zn sont deux couples oxydants/réducteurs.

Entre ces couples, Zn a un pouvoir réducteur :

- a. plus faible que celui de H_2 ;
- b. plus fort que celui de H_2 ;
- c. égal à celui de H_2 .

2. H_3O^+/H_2 et Ag^+/Ag sont deux couples oxydants/réducteurs.

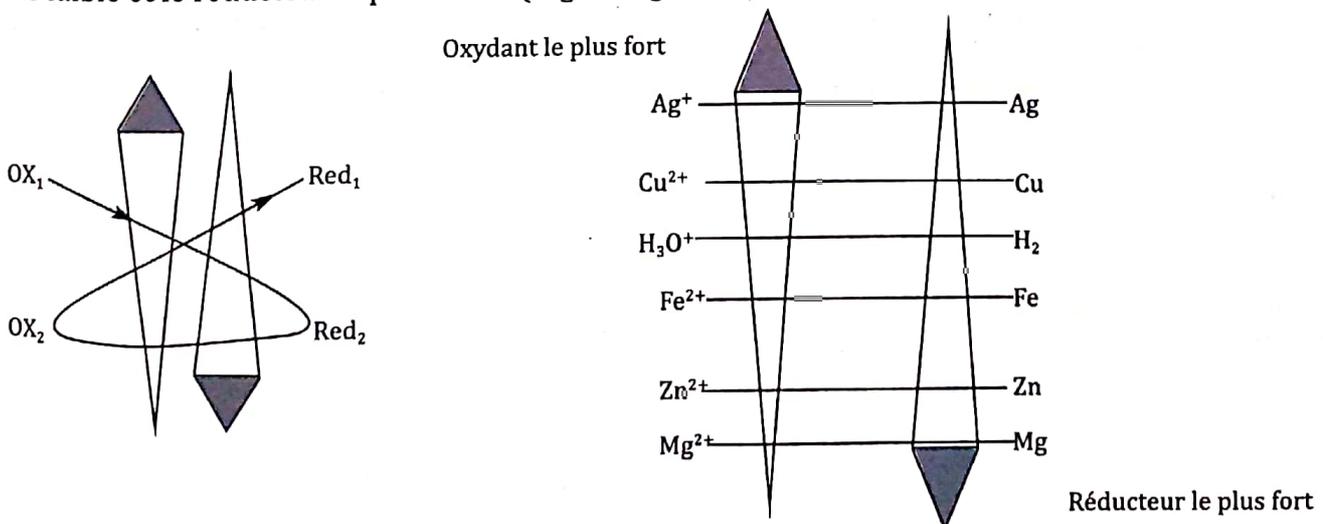
Entre ces couples, Ag a un pouvoir réducteur :

- a. plus faible que celui de H_2 ;
- b. plus fort que celui de H_2 ;
- c. égal à celui de H_2 .

Pour chacune des propositions ci-dessus, recopie la lettre qui correspond à la bonne option.

II- RÉSUMÉ DE COURS

Les réactions d'oxydoréduction sont prévisibles. Dans une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort, OX_1 par exemple, réagit avec le réducteur le plus fort, Red_2 par exemple, pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible (règle du gamma).



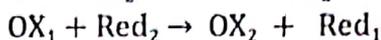
III- MÉTHODE

- La connaissance des pouvoirs des oxydants et des réducteurs permet de prévoir le sens de la réaction. On se sert alors de la règle du gamma qui est nécessaire pour prévoir le sens d'une réaction d'oxydoréduction.

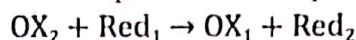
En effet, soit deux couples OX_1/Red_1 et OX_2/Red_2 .

A priori, les demi-équations électroniques des deux couples sont : $OX_1 + n_1e^- \rightleftharpoons Red_1$ et $OX_2 + n_2e^- \rightleftharpoons Red_2$

- Si P C O de OX_1 est supérieur à P C O de OX_2 , P C R de Red_2 est supérieur à P C R de Red_1 et on a :



- Si P C O de OX_2 est supérieur à P C O de OX_1 , P C R de Red_1 est supérieur à P C R de Red_2 et on a :



- La plupart des ions métalliques réagissent avec le zinc, l'aluminium et le magnésium. Autrement dit, l'aluminium et le zinc sont des réducteurs de faible pouvoir.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Recopie chacune des affirmations ci-dessous puis écris à la suite vrai (V) ou faux (F).

- 1- Plus l'oxydant est faible, plus son réducteur conjugué est fort.
- 2- Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus faible.
- 3- L'acide chlorhydrique attaque le métal cuivre.
- 4- La règle du gamma permet de prévoir les réactions d'oxydoréduction.

Exercice 2

Recopie et complète les équations-bilans des réactions chimiques suivantes :

- a) $Zn + Pb^{2+} \longrightarrow \dots + \dots$;
- b) $\dots + Fe \longrightarrow \dots + H_2$;
- c) $\dots Cu^{2+} + \dots \longrightarrow 2Al^{3+} + \dots$.

Résolution de l'exercice 1

- 1- Plus l'oxydant est faible, plus son réducteur conjugué est fort . V
- 2- Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus faible. F
- 3- L'acide chlorhydrique attaque le métal cuivre. F
- 4- La règle du gamma permet de prévoir les réactions d'oxydoréduction. V

Commentaire :

Se référer aux explications du cours.

Résolution de l'exercice 2

- a- $Zn + Pb^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Pb$;
- b- $2H^+ + Fe \rightarrow Fe^{2+} + H_2$;
- c- $3Cu^{2+} + 2Al \rightarrow 2Al^{3+} + 3Cu$.

Commentaire :

Se référer aux explications du cours.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

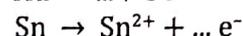
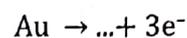
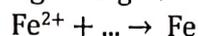
1 1- Forme des couples oxydants/réducteurs en utilisant uniquement les espèces chimiques ci-dessous.

2- Écrire pour chaque couple la demi-équation électronique.

Zn^{2+} ; Pb^{2+} ; Cr^{3+} ; Hg ; Cu ; Al

2 1- Recopie et complète les demi-équations électroniques. (tu préciseras dans chaque cas s'il s'agit d'oxydation ou de réduction).

2- Indique l'oxydant et le réducteur dans chaque cas.



3 Dis ce qui se passe lorsqu'on plonge :

- du métal argent dans une solution de sulfate de zinc ;
- du fer dans une solution de nitrate de plomb ;
- du cuivre dans une solution de sulfate de zinc ;
- du zinc dans une solution de chlorure de mercure.

4 Soient les couples suivants : H^+/H_2 ; Ni^{2+}/Ni ; Au^{3+}/Au .

Écris toutes les équations de réactions chimiques d'oxydoréduction possibles avec ces couples.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

5 On veut ranger, par ordre de pouvoir réducteur croissant, les métaux zinc, cuivre, fer, argent et le dihydrogène.

- 1- Décris l'expérience à réaliser avec chacun de ces métaux pour les classer par rapport au dihydrogène.
- 2- Indique les observations lorsqu'on plonge une lame de fer dans une solution contenant des ions cuivre II.
- 3- Décris une expérience qui permet de classer le cuivre et l'argent selon leur pouvoir réducteur.

6 On veut déterminer la composition d'un alliage cuivre-nickel en l'attaquant par un excès d'acide chlorhydrique. Donnée : $V_m = 22,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction d'oxydo-réduction.
- 2- Une masse $m = 5,0 \text{ g}$ d'échantillon donne, au total, $381,6 \text{ cm}^3$ de dihydrogène, mesurés dans les conditions normales de température et de pression.

Déduis-en la masse de nickel dans l'échantillon.

7 On a un mélange, sous forme de poudre, de cuivre, d'aluminium et de zinc. On ajoute de l'acide chlorhydrique en excès sur 10,5 g de ce mélange. Après réaction, il reste un résidu A solide de 2,4 g et le gaz qui s'est dégagé lors de l'attaque par l'acide occupe un volume de 5,66 L dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P).

Le résidu solide A est mis en contact avec une solution aqueuse de nitrate d'argent. Il se produit alors une réaction totale qui donne un nouveau solide B.

- 1- Calcule la composition du mélange en pourcentage massique.
- 2- Détermine la quantité de matière et la nature du nouveau solide B obtenu.

Situations d'évaluation

8 Le laborantin de ton lycée plonge un morceau de zinc de masse 0,327 g dans un bécher contenant 50 cm^3 d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Une réaction se produit. Il sollicite ton aide pour comprendre cette réaction.

On donne : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Zn^{2+}/Zn ; Cu^{2+}/Cu

- 1- Donne le nom de la réaction produite.
- 2- Écris l'équation-bilan de cette réaction.
- 3- Montre que l'un des réactifs est en excès.
- 4- Détermine la masse de métal formé en supposant que la réaction est totale.

9 Lors d'une séance de travaux pratiques au laboratoire, ton groupe se propose de classer le couple Sn^{2+}/Sn . Pour cela il réalise une série de tests.

- Test 1 : il plonge une lame d'étain Sn dans une solution de sulfate de cuivre, il observe une décoloration de la solution et un dépôt rougeâtre sur la lame.
- Test 2 : il plonge une lame d'étain Sn dans une solution de sulfate de fer II, il observe un dépôt sur la lame.
- Test 3 : il plonge une lame d'étain Sn dans une solution de sulfate de zinc, il n'observe aucune réaction.

Tu rapporteur du groupe.

- 1- Donne la formule statistique du composé utilisé pour préparer chaque solution.
- 2- Écris le couple oxydant/réducteur relatif à l'ion métallique de chaque solution.
- 3- Écris les demi-équations électroniques et le bilan d'oxydoréduction sachant que le couple oxydant/ réducteur de l'étain est Sn^{2+}/Sn .
- 4- Compare le pouvoir réducteur du métal obtenu à celui de l'étain Sn.

10 Votre professeur de Physique-chimie fait réagir 2,8 g de fer avec 200 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

Il vous informe également que les ions hydrogènes sont plus oxydants que les ions fer II et vous soumet au questionnaire suivant.

On donne la masse molaire du zinc : 65 g.mol^{-1} ; du fer : 56 g.mol^{-1} ; $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

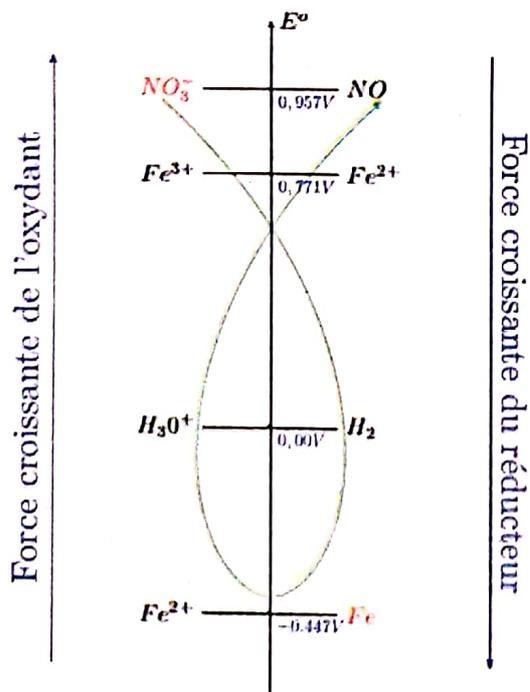
- 1- Dis ce que l'on observe dans cette expérience.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction correspondante.
- 3- Détermine le volume gazeux obtenu.

11 Au cours d'une sortie scientifique, tu découvres que la soudure pour plombier est un alliage de plomb et d'étain à 25 % en masse d'étain. Cette soudure est attaquée par les solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et sulfurique. De retour en classe, tu es sollicité par tes camarades pour rendre compte de ta découverte.

Données : $M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Sn}} = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$; $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

- 1- Donne les couples redox mis en jeu dans cette réaction.
- 2- Justifie la ou (les) réaction (s) observée(s).
- 3- Calcule la masse de soudure pouvant être dissoute par 50 mL d'une solution à 2 mol.L^{-1} d'acide chlorhydrique ainsi que le volume de dihydrogène, mesuré dans les conditions normales de température et de pression, qui se dégagerait.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX



COUPLES REDOX ET COULEUR DE SOLUTIONS

Oxydant	E° (V)	Réducteur
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	2,01	SO_4^{2-}
H_2O_2	1,77	H_2O
MnO_4^-	1,51	Mn^{2+}
O_2	1,23	H_2O
Ag^+	0,80	Ag
Fe^{3+}	0,77	Fe^{2+}
O_2	0,68	H_2O_2
I_2	0,51	I^-
Cu^{2+}	0,34	Cu
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	0,09	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
H_3O^+	0,00	H_2
Ni^{2+}	-0,23	Ni
Fe^{2+}	-0,44	Fe
Zn^{2+}	-0,76	Zn

Pouvoir croissant de l'oxydant (à gauche) / Pouvoir croissant du réducteur (à droite)

CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

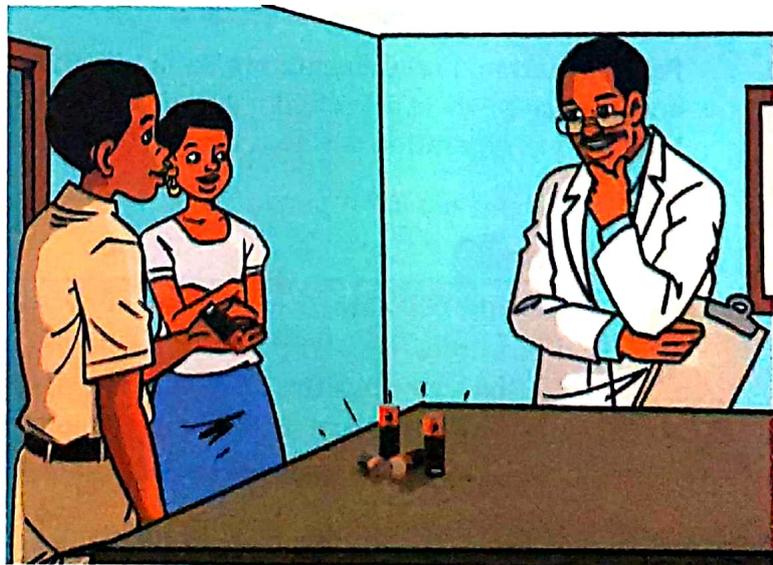
HABILITÉS	CONTENUS
Définir	la pile Daniell.
Schématiser	la pile Daniell.
Ecrire	les demi-équations aux électrodes.
Déduire	l'équation-bilan de la réaction.
Expliquer	le fonctionnement de la pile Daniell.
Schématiser	d'autres piles : - pile Pb / Pb^{2+} // Cu^{2+} / Cu ; - pile Fe / Fe^{2+} // Pb^{2+} / Pb ; - pile Zn / Zn^{2+} // Fe^{2+} / Fe.
Ecrire	les équations-bilans des réactions qui ont lieu.
Définir	le potentiel d'oxydoréduction pour : - une demi-pile à hydrogène ; - une demi-pile quelconque ; - la force électromotrice d'une pile.
Classer	les couples oxydants/réducteurs à partir des potentiels normaux.
Prévoir	les réactions possibles à partir des potentiels normaux.
Déterminer	la force électromotrice (f.é.m.) d'une pile.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Pile Daniell
- Potentiel d'oxydoréduction
- Potentiel normal
- Potentiel standard
- Force électromotrice

SITUATION D'APPRENTISSAGE

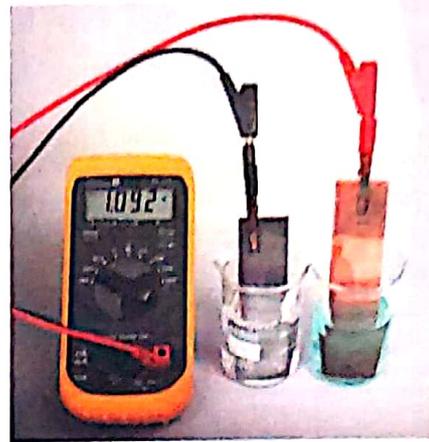
Au cours d'une balade, ton camarade de classe ramène différentes sortes de piles pouvant débiter du courant électrique. Le laborantin l'informe que ce courant provient des réactions d'oxydoréduction. Surpris par l'information, ton camarade informe la classe. Ensemble, vous décidez d'étudier quelques piles, d'écrire les équations-bilans des réactions qui y ont lieu, de les exploiter puis de classer quelques couples oxydants/réducteurs à partir des potentiels normaux afin de prévoir les réactions possibles.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR LA PILE DANIELL OU PILE ZINC-CUIVRE

- 1- Place une lame de zinc dans un bécher contenant une solution de sulfate de zinc ($ZnSO_4$) de concentration $C_1 = 1 \text{ mol/L}$.
- 2- Place une lame de cuivre dans un autre bécher contenant une solution de sulfate de cuivre ($CuSO_4$) de concentration $C_2 = 1 \text{ mol/L}$.
- 3- Relie les deux solutions par un pont salin (papier filtre imbibé de chlorure de potassium KCl ou nitrate de potassium KNO_3).
- 4- Relie les deux lames à un voltmètre numérique.
- 5- Fais les observations et conclus.

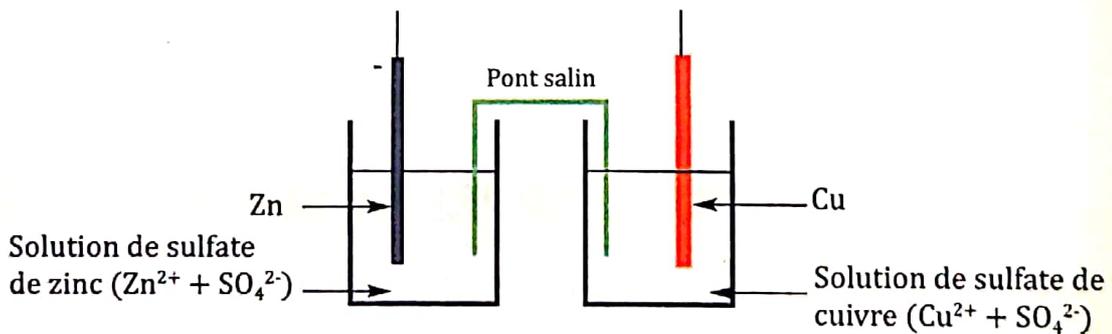


Document 1 : La pile Daniell

Je fais le point de l'activité

- Le voltmètre affiche une tension de valeur 1,1 V ; le dispositif constitue donc une pile.
- Au vu des branchements des lames (zinc et cuivre) aux bornes du voltmètre, on peut dire que :
 - la lame de cuivre est la borne positive de la pile ;
 - la lame de zinc est la borne négative de la pile.

La pile zinc - cuivre ainsi réalisée est appelée **pile Daniell**.
Chaque lame (borne de la pile) est appelée **électrode**.



Par convention, la représentation de la pile Daniell est : $(-) Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu (+)$, la borne négative de la pile étant à gauche, et sa borne positive à droite ; une double barre indiquent la séparation des deux compartiments.

J'évalue mes acquis



Rcopie et complète les phrases ci-dessous.

- 1- La pile Daniell est constituée par les couples redox..... .
- 2- La borne positive de la pile Daniell est l'électrode de..... .
- 3- La borne négative de la pile Daniell est l'électrode de..... .

ACTIVITÉ 2 : EXPLIQUER LE FONCTIONNEMENT DE LA PILE DANIELL

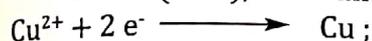
- 1- Cite les espèces chimiques contenues dans chaque compartiment de la pile Daniell.
- 2- Explique le fonctionnement de la pile Daniell.

Je fais le point de l'activité

- Le compartiment où se trouve la lame de zinc contient des atomes de zinc, des ions zinc et des ions sulfates.
- Le compartiment où se trouve la lame de cuivre contient des atomes de cuivre, des ions cuivre et des ions sulfates.

Lorsque les deux compartiments de la pile sont reliés par le pont salin, les couples oxydants/réducteurs Zn/Zn^{2+} et Cu^{2+}/Cu rentrent en réaction d'oxydoréduction. Ainsi :

- au niveau du compartiment où se trouve la lame de cuivre, l'oxydant le plus fort, l'ion cuivre (Cu^{2+}), subit une réduction selon la demi-équation :



- au niveau du compartiment où se trouve la lame de zinc, le réducteur le plus fort, le zinc (Zn), subit une oxydation selon la demi-équation :



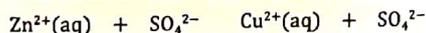
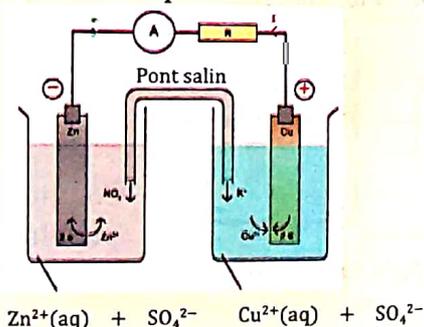
Il y a donc une réaction d'oxydation au niveau de la borne négative de la pile et une réaction de réduction au niveau de la borne positive de la pile.

L'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction s'écrit :



On peut remarquer que si la pile est en circuit fermé, les électrons sont libérés à la borne négative de la pile par la réaction d'oxydation puis captés à la borne positive par la réaction de réduction.

Quant aux ions sulfates, ils sont spectateurs.



Après un long moment de fonctionnement de la pile :

- la masse de l'électrode de cuivre augmente et la concentration molaire volumique des ions cuivre diminue ;
- la masse de l'électrode de zinc diminue et la concentration molaire volumique des ions zinc augmente.

La pile se trouve usée et cesse de fonctionner lorsque la quasi-totalité du zinc est consommée et que la concentration molaire volumique des ions cuivre est pratiquement nulle.

Le pont salin a pour rôle d'assurer le contact électrique des deux compartiments de la pile tout en empêchant le mélange des deux solutions ; il assure la neutralité des solutions.

J'évalue mes acquis

- 1- Nomme la réaction chimique qui a lieu :
 - 1.1- à la borne positive de la pile Daniell ;
 - 1.2- à la borne négative de la pile Daniell.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu dans la pile Daniell.

ACTIVITÉ 3 : SCHÉMATISER D'AUTRES PILES

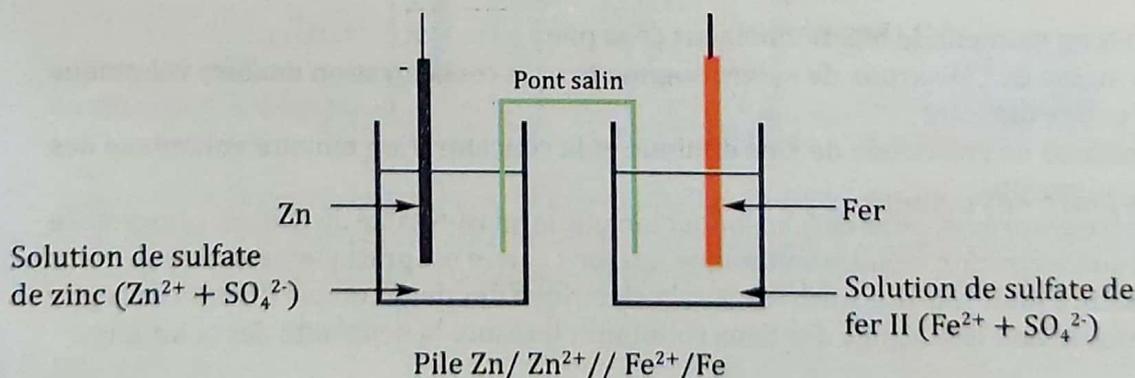
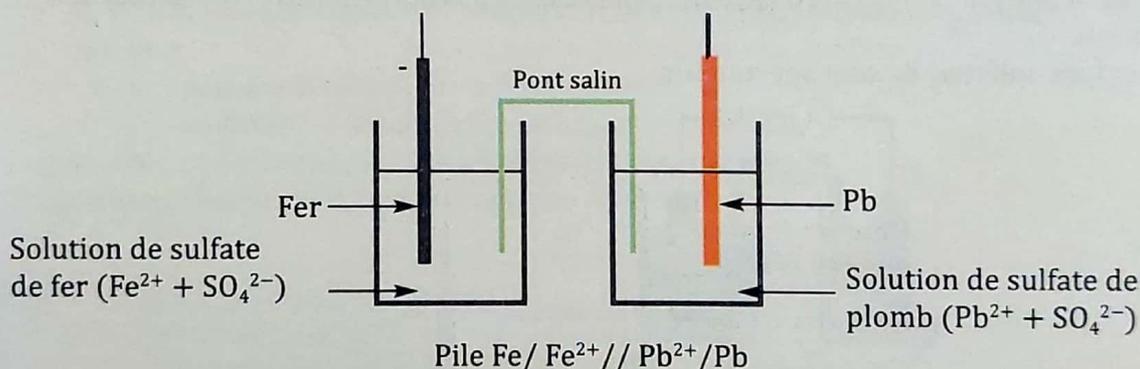
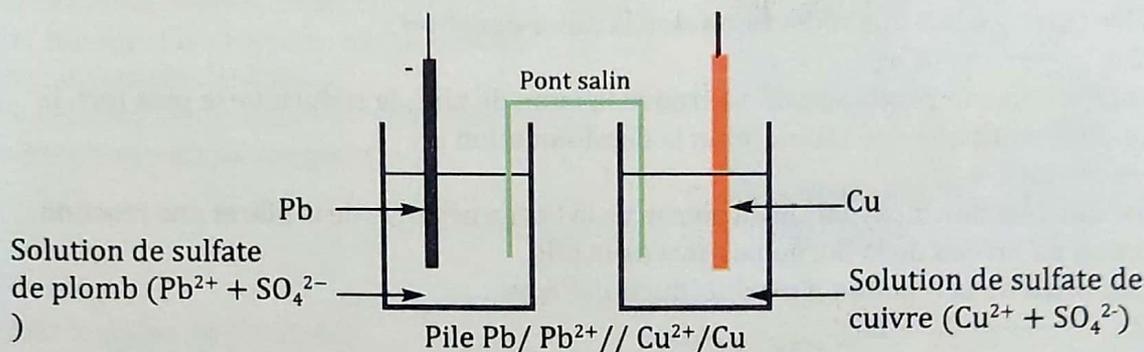
1- Fais le schéma de chacune des trois piles de représentations suivantes :

- Pb / Pb²⁺ // Cu²⁺ / Cu ;
- Fe / Fe²⁺ // Pb²⁺ / Pb ;
- Zn / Zn²⁺ // Fe²⁺ / Fe .

2- Écris les équations-bilans de réactions chimiques qui ont lieu lorsque ces piles débitent.

Je fais le point de l'activité

- Pour faire le schéma d'une pile, il faut toujours se rappeler que la borne (-) de la pile est située à gauche de la représentation et sa borne (+) à droite. On obtient ainsi les schémas suivants :



- Pour écrire les équations-bilans des réactions chimiques lorsque les piles débitent, il faut se rappeler que :
 - la réaction d'oxydoréduction a lieu entre le réducteur le plus fort et l'oxydant le plus fort ;
 - le réducteur le plus fort est le métal de la borne (-) de la pile ;

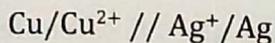
Ainsi avons-nous :

- $\text{Pb} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Cu}$ pour la pile $\text{Pb} / \text{Pb}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$;
- $\text{Fe} + \text{Pb}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Pb}$ pour la pile $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} // \text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$;
- $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$ pour la pile $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$.

J'évalue mes acquis

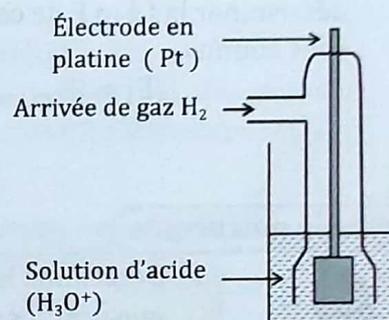


Écris les équations-bilans des transformations chimiques qui ont lieu dans ces deux piles schématisées ci-dessous lorsqu'elles débitent.

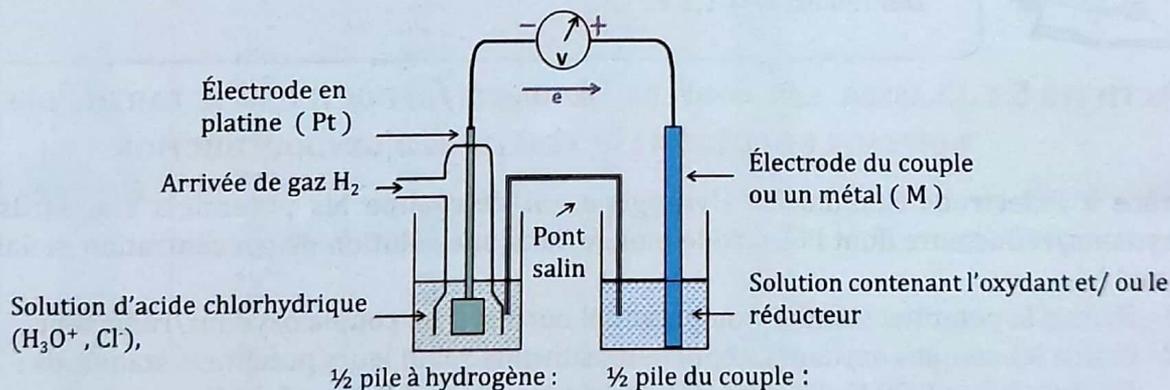


ACTIVITÉ 4 : DÉFINIR LE POTENTIEL D'OXYDORÉDUCTION ET LA FORCE ÉLECTROMOTRICE D'UNE PILE

- 1- Réalise une demi-pile à hydrogène en utilisant du dihydrogène, une tige de platine comme électrode et une solution d'acide chlorhydrique.
- 2- Réalise une pile en utilisant une demi-pile à hydrogène et une demi-pile quelconque.
- 3- Mesure la force électromotrice (f é m) de la pile constituée.
- 4- Définis le potentiel d'un couple redox (Ox/Réd).
- 5- Détermine la f é m d'une pile constituée par deux couples redox ($\text{Ox}_1 / \text{Réd}_1$) et ($\text{Ox}_2 / \text{Réd}_2$).



Document 2 : Une demi-pile à hydrogène



Document 2 : Mesure de la f é m. d'une pile à hydrogène

Je fais le point de l'activité

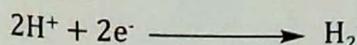
La demi-pile à hydrogène

Une demi-pile à hydrogène (document 2) est constituée par une solution d'acide chlorhydrique dans laquelle plonge une électrode de platine (métallique). Cette électrode, dite standard, est appelée Électrode Standard à Hydrogène (ESH). La valeur de son potentiel est 0,00 V.

Le couple H^+ / H_2 est le couple de référence ; son potentiel est nul à toute température.

$$E(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0 \text{ V.}$$

La demi-équation électronique du couple H^+ / H_2 est :



Pour la pile quelconque constituée par le couple redox (Ox/Réd) et la demi-pile à hydrogène, la f é m est égale à la différence de potentiel entre le couple redox (Ox/Réd) et le couple H^+/H_2 .

$$E = E(\text{Ox/Réd}) - E(H^+/H_2).$$

Or $E(H^+/H_2) = 0 \text{ V}$. Donc $E(\text{Ox/Réd}) = E$.

Le potentiel d'oxydoréduction d'un couple redox (Ox/Réd) est égale à la f é m E de la pile constituée par la demi-pile à hydrogène et la demi-pile du couple considéré.

L'électrode E.S.H est prise comme référence.

- Si l'électrode de métal (M) est la borne positive de la pile, alors $E > 0$ et le potentiel $E(\text{Ox/Réd}) > 0$.
- Si l'électrode de métal (M) est la borne négative de la pile, alors $E < 0$ et le potentiel $E(\text{Ox/Réd}) < 0$.

Ainsi, par rapport au couple de référence (H^+/H_2), il existe des couples redox de potentiel positif et des couples redox de potentiel négatif.

Si une pile est constituée par deux couples redox ($\text{Ox}_1/\text{Réd}_1$) et ($\text{Ox}_2/\text{Réd}_2$), on peut déterminer la f é m E de cette pile par différence de potentiels des couples si ces potentiels sont connus.

$$|E| = |E_{(\text{Ox}_1/\text{Réd}_1)} - E_{(\text{Ox}_2/\text{Réd}_2)}|.$$

J'évalue mes acquis



- 1- Détermine la f é m de la pile $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$, sachant que l'E S H a permis de mesurer les potentiels suivants : $E(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.
- 2- Détermine le potentiel du couple redox $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ sachant que la f é m de la pile Daniell est $E = 1,1 \text{ V}$.

ACTIVITÉ 5 : CLASSER LES COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS À PARTIR DES POTENTIELS NORMAUX ET PRÉVOIR LES RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

Grâce à l'Électrode Standard à Hydrogène, on détermine les potentiels standards des couples oxydants/réducteurs dont l'électrode plonge dans une solution de concentration molaire volumique 1 mol.L^{-1} .

- 1- Définis le potentiel standard ou potentiel normal d'un couple oxydant/réducteur.
- 2- Classe les couples oxydants/réducteurs suivants selon leurs potentiels standards :
 $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$;
 $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.
- 3- Généralise la classification des couples oxydants/réducteurs.

Je fais le point de l'activité

Le potentiel standard d'un couple redox est son potentiel déterminé à la température de 25° C , sous la pression de $101,325 \text{ kPa}$, soit 1 atm ou $1,01325 \text{ bar}$, avec une solution de 1 mol.L^{-1} .

On le note E^0 .

En fonction des valeurs de leurs potentiels standards, on peut établir la classification des couples oxydants/réducteurs ci-dessous :

PCO ↑		E° (V)
Ag ⁺	Ag	0,80
Cu ²⁺	Cu	0,34
Ni ²⁺	Ni	-
Zn ²⁺	Zn	-
Al ³⁺	Al	-1,66
	PCR ↓	

Plus l'oxydant est fort, plus le potentiel du couple correspondant est grand.
 Plus le réducteur est fort, plus le potentiel du couple correspondant est petit.
 Dans la classification ci-dessus, l'oxydant le plus fort est l'ion argent tandis que le réducteur le plus fort est l'aluminium.

On peut étendre cette classification à tous les couples oxydants/réducteurs.
 La connaissance des potentiels d'oxydoréduction permet de prévoir les réactions chimiques naturelles possibles et les réactions impossibles entre deux couples oxydants/réducteurs.

POTENTIELS STANDARD D'OXYDORÉDUCTION (E°) à 25°C

	oxydant	réducteur	E° (V)	
↑ Oxydants de plus en plus forts	F ₂	F ⁻	2,87	Réducteurs de plus en plus forts ↓
	S ₂ O ₈ ²⁻	SO ₄ ²⁻	2,01	
	H ₂ O ₂	H ₂ O	1,77	
	PbO ₂	PbSO ₄	1,69	
	MnO ₄ ⁻	Mn ²⁺	1,51	
	PbO ₂	Pb ²⁺	1,45	
	Cl ₂	Cl ⁻	1,36	
	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Cr ³⁺	1,33	
	MnO ₂	Mn ²⁺	1,23	
	O ₂	H ₂ O	1,23	
	Br ₂	Br ⁻	1,08	
	NO ₃ ⁻	NO	0,96	
	Hg ²⁺	Hg	0,85	
	NO ₂ ⁻	NO ₂ ⁻	0,84	
	Ag ⁺	Ag	0,80	
	Fe ³⁺	Fe ²⁺	0,77	
	O ₂	H ₂ O ₂	0,68	
	I ₂	I ⁻	0,62	
	Cu ²⁺	Cu	0,34	
	CH ₃ CHO	CH ₃ CH ₂ OH	0,19	
SO ₄ ²⁻	SO ₂	0,17		
S ₂ O ₈ ²⁻	S ₂ O ₃ ²⁻	0,08		
H ⁺	H ₂	0,00		
CH ₃ COOH	CH ₃ CHO	-0,12		
Pb ²⁺	Pb	-0,13		
Sn ²⁺	Sn	-0,14		
Ni ²⁺	Ni	-0,23		
Co ²⁺	Co	-0,29		
PbSO ₄	Pb	-0,36		
Cd ²⁺	Cd	-0,40		
Fe ³⁺	Fe	-0,44		
Zn ²⁺	Zn	-0,76		
Al ³⁺	Al	-1,66		
AlO ₂ ⁻	Al	-2,35		
Mg ²⁺	Mg	-2,37		
Na ⁺	Na	-2,71		
K ⁺	K	-2,92		
Cs ⁺	Cs	-3,02		

J'évalue mes acquis



On donne $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$
 $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,76 \text{ V}$.

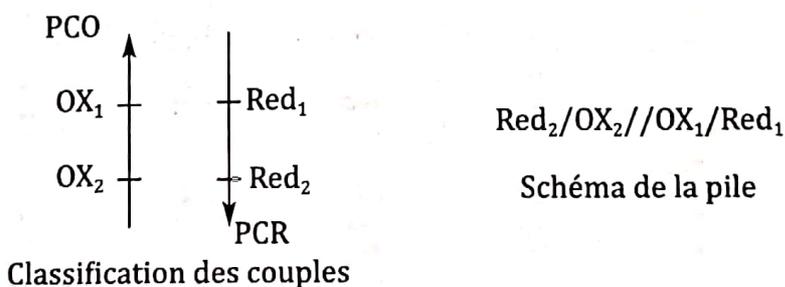
- 1- Donne les réactions chimiques possibles entre ces couples.
- 2- Écris l'équation-bilan de chacune de ces réactions d'oxydoréduction.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Une pile est constituée à partir de deux couples oxydants/réducteurs (demi-pile) reliés par un pont salin. Elle fonctionne sur le principe de conversion de l'énergie chimique d'oxydoréduction en énergie électrique.
- À chaque couple correspond un potentiel standard d'oxydoréduction déterminé en prenant comme référence l'électrode standard à hydrogène (ESH).
- Entre les deux électrodes (bornes) d'une pile, il existe une f.é.m. E dépendant de la nature des couples redox et des concentrations molaires volumiques des solutions dans lesquelles sont plongées ces électrodes. La f é m est égale à la différence des potentiels des couples constituant la pile. Les potentiels standards des couples redox permettent de prévoir des réactions chimiques entre ceux-ci.

III- MÉTHODE

- Dans un ensemble de couples oxydants/réducteurs, le couple ayant l'oxydant le plus fort a le potentiel standard le plus élevé. Ainsi, l'oxydant du couple possédant le potentiel standard le plus élevé réagit avec le réducteur du couple possédant le potentiel standard le plus faible.
- Soit une pile constituée par les couples représentés ci-dessous :



La f é m E de la pile est $E = E^\circ(\text{OX}_1/\text{Red}_1) - E^\circ(\text{OX}_2/\text{Red}_2)$.

- La borne négative de la pile est du côté du réducteur le plus fort tandis que sa borne positive est du côté de l'oxydant le plus fort.

IV- EXERCICES RÉSOUS

Exercice 1

- 1- Définis une demi-pile métallique.
- 2- Donne le rôle du pont salin dans une pile.

Exercice 2

Recopie et complète le texte ci-dessous avec les mots ou groupes de mots suivants :
une pile ; ouvert ; positive ; f.é.m ; négative ; des ions Cu^{2+}

La demi-pile associée au couple oxydant/réducteur Cu^{2+}/Cu est constituée d'une électrode en cuivre. Celle-ci plonge dans une solution contenant L'association de deux demi-piles forme La mesure de la différence de potentiel, en circuit..... entre la borne positive et la borne négative de la pile donne sa Le métal le plus réducteur est la borne, quand le métal le moins réducteur est la borne..... de la pile.

Exercice 3

Pour chacune des propositions suivantes :

- 1- de deux couples oxydants/réducteurs, celui qui a le potentiel le plus élevé oxyde l'autre ;
 - 2- le pôle + d'une pile est du côté du réducteur le plus fort ;
 - 3- le pôle - d'une pile est du côté de l'oxydant le plus faible ;
 - 4- il se produit une réaction d'oxydoréduction à l'intérieur d'une pile,
- écris le numéro suivi de la lettre V si la proposition est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

Résolution de l'exercice 1

1- Définition

Une demi-pile est constituée d'une plaque métallique M appelée électrode, plongeant dans une solution contenant des ions du même métal.

2- Le pont salin permet d'assurer la neutralité des solutions.

Commentaire :

Se référer aux définitions dans la leçon.

Résolution de l'exercice 2

La demi-pile associée au couple oxydant/réducteur Cu^{2+}/Cu est constituée d'une électrode en cuivre. Celle-ci plonge dans une solution contenant **des ions Cu^{2+}** . L'association de deux demi-piles forme **une pile**. La mesure de la différence de potentiel, en circuit **ouvert** entre la borne positive et la borne négative de la pile donne **sa f.é.m**. Le métal le plus réducteur est la borne **négative**, quand le métal le moins réducteur est la borne **positive** de la pile.

Commentaire :

Se référer au cours.

Résolution de l'exercice 3

- 1- V ; 2- F ; 3- V ; 4- V

Commentaire :

2-F. le pôle + d'une pile est du côté du réducteur le moins fort.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 On considère une pile constituée du couple Zn^{2+}/Zn (de potentiel $-0,76\text{ V}$) et de la demi pile à hydrogène qui sert de référence aux potentiels.

- 1- Donne le schéma de la pile.
- 2- Indique les pôles + et - de la pile.
- 3- Donne la f.é.m. de cette pile.
- 4- Écris les demi-équations aux électrodes et l'équation-bilan lorsque cette pile débite.

2 On considère les trois piles suivantes :

$$1- \begin{cases} E^\circ Zn^{2+}/Zn = -0,76\text{ V} \\ E^\circ Ag^+/Ag = +0,80\text{ V} \end{cases}$$

$$2- \begin{cases} E^\circ Cu^{2+}/Cu = +0,34\text{ V} \\ E^\circ Hg^{2+}/Hg = +0,86\text{ V}; \end{cases}$$

$$3- \begin{cases} E^\circ Al^{3+}/Al = -1,66\text{ V} \\ E^\circ Pb^{2+}/Pb = -0,13\text{ V}. \end{cases}$$

- 1- Donne le schéma de chaque pile.
- 2- Indique les pôles (+) et (-) de chaque pile.
- 3- Détermine la f.é.m de chaque pile.
- 4- Écris les demi-équations aux électrodes et l'équation-bilan lorsque la pile débite.

3 On considère la pile résultant de l'association des deux demi-piles Mn^{2+}/Mn et Ni^{2+}/Ni . Cette pile débite. Progressivement, la teinte verte due aux ions nickel II hydratés s'atténue.

- 1- Donne :
 - 1.1- le classement qualitatif des deux couples de la pile ;
 - 1.2- le pôle (+) et le sens du courant à l'extérieur de la pile ;
 - 1.3- le schéma du montage correspondant et son symbole.
- 2- Écris l'équation-bilan du fonctionnement de la pile.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

4 Des morceaux d'aluminium sont découpés, puis pesés ; leur masse est $m_0 = 0,16\text{ g}$. Ils sont totalement immergés dans un volume $v = 150\text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration molaire volumique $C = 0,10\text{ mol.L}^{-1}$.

Données :

$$M_{Al} = 27\text{ g/mol},$$

$$E^\circ (Al^{3+}/Al) = -1,66\text{ V}$$

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}\text{ mol}^{-1}; e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{ C}$$

- 1- Montre qu'il y a réaction d'oxydoréduction.
- 2- Détermine la quantité de matière :
 - 2.1- d'aluminium introduit;
 - 2.2- d'ions cuivre II.
- 3- Montre que tout l'aluminium est oxydé.
- 4- Détermine la quantité d'électricité échangée au cours de la réaction.
- 5- Détermine la f.é.m de la pile que l'on peut réaliser avec l'association des couples oxydants/réducteurs précédents.

5 On constitue une pile en associant les deux couples Ag^+/Ag et Ni^{2+}/Ni .

Données :

$$E^\circ (Ag^+/Ag) = 0,80\text{ V};$$

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

Les concentrations initiales en cations métalliques sont de 1 mol.L^{-1} .

- 1- Détermine la polarité de la pile.
- 2- Donne son schéma conventionnel.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui se produit lorsque la pile débite.
- 4- Détermine la f.é.m. de la pile.

6 Une pile est constituée de deux demi-piles :
 - la première contient une solution de sulfate de fer à 1 mol.L^{-1} dans laquelle plonge une lame de fer.
 - la deuxième est une demi-pile Cr/Cr^{3+} // de concentration molaire 1 mol.L^{-1} .

- 1- Fais le schéma de cette pile sur lequel tu indiqueras la polarité des électrodes.
- 2- Place sur le schéma, le voltmètre qui mesure la tension aux bornes de cette pile.
 - 2.1- Dis ce qui se passe si on inverse les bornes du voltmètre.

- 2.3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu lorsque la pile fonctionne.
- 3- Détermine :
 - 3.1- la f.é.m. de cette pile ;
 - 3.2- les concentrations finales des cations lorsque la pile est usagée.

Situations d'évaluation

7 Au cours d'une séance de travaux pratiques, le professeur vous demande de réaliser une pile en associant deux demi-piles et le matériel suivant :

- une lame de zinc plongée dans 200 mL d'une solution de sulfate de zinc de concentration $C = 1 \text{ mol/L}$;
- une lame de cuivre plongée dans 200 mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $C = 1 \text{ mol/L}$;
- du coton imbibé d'une solution aqueuse de chlorure de potassium ;
- un voltmètre.

Tu es désigné (e) comme le rapporteur de ton groupe.

Données :

$E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$
 $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$
 $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,76 \text{ V}$

- 1- Fais le schéma de cette pile sur lequel tu indiqueras la polarité des électrodes ainsi que le sens du courant électrique.
- 2- Écris les demi-équations aux électrodes et l'équation-bilan lorsque cette pile débite.
- 3- Détermine :
 - 3.1 - la f.é.m. de cette pile ;
 - 3.2- les concentrations molaires volumiques finales des cations lorsque la pile est usagée.

8 Lors d'une journée scientifique organisée par le club de Physique-Chimie du lycée, ton groupe est chargé d'animer des ateliers au stand de Chimie. Tu es sollicité(e) pour présenter aux visiteurs le principe de fabrication des piles. Pour cela, tu construis une pile en associant les deux demi-piles suivantes :

- une plaque de cuivre trempant dans une solution à 1 mol/L d'ions Cu^{2+} contenu dans un bécher.
- une plaque de magnésium trempant dans une solution à 1 mol/L d'ions Mg^{2+} contenu dans un bécher.

Un pont salin constitué d'une solution de chlorure de potassium assure la liaison entre les deux solutions.

A l'aide d'un voltmètre, tu mesures la tension U aux bornes de la pile. Un ampèremètre branché dans le circuit indique l'intensité I du courant électrique qui circule quand la pile débite.

On donne : $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ et $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$

- 1- Indique la polarité de chacune des plaques métalliques en justifiant ton choix.
- 2- Représente le schéma du montage.
- 3- Détermine la force électromotrice (f.é.m) E de la pile.
- 4- Compare les concentrations molaires volumiques des deux solutions présentes quand la (f.é.m) E de la pile est nulle.

9 Au cours d'une sortie scientifique, tu apprends que le chrome Cr peut être oxydé par les acides comme l'acide chlorhydrique en ions Cr^{3+} . De retour au laboratoire tes camarades de classe et toi, décidez de fabriquer une pile au chrome.

Données : $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

La f.é.m de la pile associant les couples Cr^{3+}/Cr et Cu^{2+}/Cu est $1,08 \text{ V}$.

- 1- Place sur un axe, le couple Cr^{3+}/Cr par rapport au couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$.
- 2- Donne les polarités d'une pile associant les couples Cr^{3+}/Cr et Cu^{2+}/Cu .
- 3- Écris les équations des réactions chimiques aux électrodes et l'équation-bilan lorsque la pile débite.
- 4- Détermine le potentiel normal du couple Cr^{3+}/Cr .

LO Votre professeur de Physique-Chimie vous demande de réaliser une pile en association les 2 demi-piles suivantes :

- une lame d'argent trempant dans 150 mL d'une solution d'ions Ag^+ de concentration $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$;
 - une lame de fer trempant dans 150 mL d'une solution d'ions Fe^{2+} de concentration $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Lorsque la pile ne fonctionne plus ($E = 0 \text{ V}$), on remplace la demi-pile utilisant le couple Ag^+/Ag par une autre demi-pile M^{n+}/M parmi les couples Cu^{2+}/Cu , Pb^{2+}/Pb , Zn^{2+}/Zn afin de permettre à la solution d'ions Fe^{2+} de retrouver sa concentration initiale $C = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données:

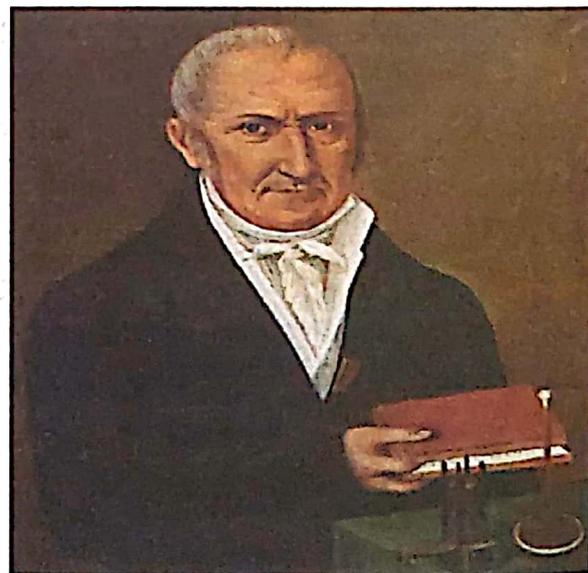
- $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
- $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$
- $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = - 0,44 \text{ V}$
- $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$
- $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = - 0,76 \text{ V}$

- 1- Fais le schéma de la pile.
- 2- Détermine sa f é m.
- 3- Détermine les concentrations des deux solutions présentes quand la force électromotrice devient nulle.
- 4- Écris :
 - 4.1- la formule du couple à choisir pour remplacer la demi-pile utilisant le couple Ag^+/Ag lorsque la pile précédente ne fonctionne plus ;
 - 4.2- l'équation de la réaction qui se produit à chaque électrode lorsque la pile débite.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Naissance de la pile électrique (pile voltaïque)

Alessandro Volta (1745-1827) était professeur de physique à l'université de Pavie. Très intéressé par les expériences de Galvani , il les reproduisait mais eut des doutes sur l'origine animal de l'électricité . Il lui est venu l'idée d'empiler alternativement des disques de métaux différents . Dans un premier temps du zinc et de l'argent puis du zinc et du cuivre séparés par des rondelles de carton imprégné d'une solution saline. Il observa que cette pile pouvait le "frapper " quand il touchait les deux extrémités avec les mains nues. La pile électrique venait ainsi de voir le jour. On lui donna le nom de pile voltaïque.



COUPLES OXYDANTS/ RÉDUCTEURS EN SOLUTION AQUEUSE DOSAGE

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

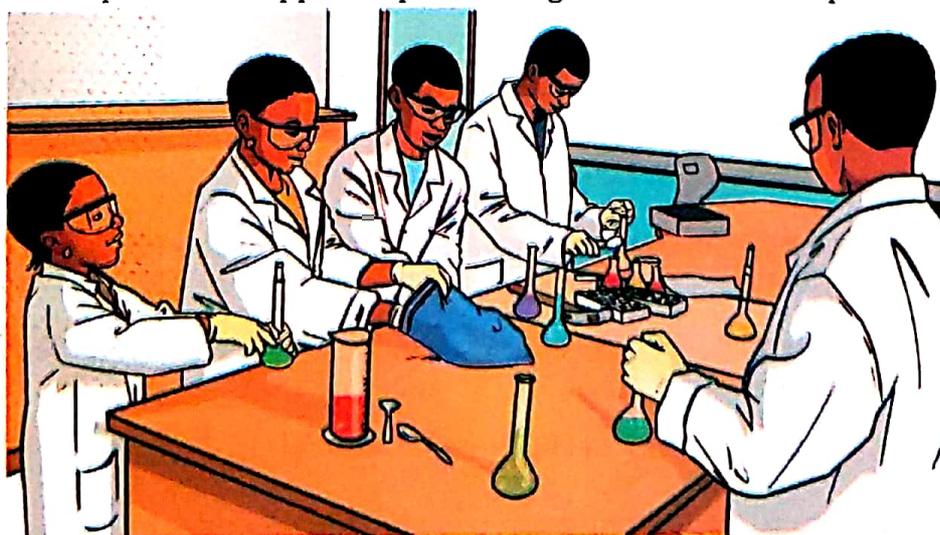
HABILITÉS	CONTENUS
Ecrire	les demi-équations redox des couples oxydants/réducteurs : - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$; - $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$; - $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$; - I_2/I^- ; - $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
Prévoir	les équations-bilans des réactions d'oxydoréduction entre les couples suivants : - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et /ou $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$; - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ et /ou $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; - I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
Ecrire	les équations-bilans des réactions d'oxydoréduction.
Réaliser	le dosage de l'ion fer II par l'ion permanganate et / ou le dosage de I_2 par $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
Ecrire	l'équation-bilan de la réaction du dosage.
Déterminer	la concentration molaire volumique de la solution de titre inconnu.
Exploiter	l'équation-bilan d'une réaction chimique.
Connaître	l'intérêt d'un dosage.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Demi-équation redox
- Équation-bilan
- Dosage oxydo-réduction
- Couples oxydants/réducteurs en solution aqueuse

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Votre professeur de Physique Chimie met à votre disposition une solution de sulfate de fer II dont on ignore la concentration molaire volumique. Il vous apprend que le dosage de cette solution par une solution de permanganate de potassium acidifiée de concentration connue permettra de titrer cette solution. Vous entreprenez alors de réaliser ce dosage, d'écrire les demi-équations redox qui en découlent ainsi que l'équation-bilan de la réaction et de l'exploiter.

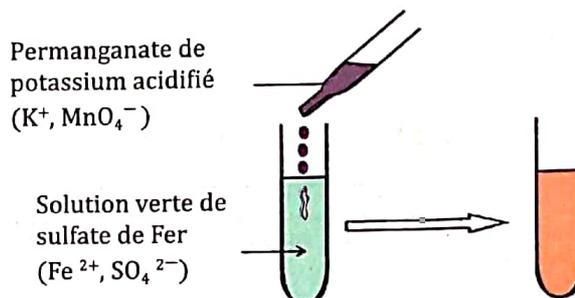


I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : ÉCRIRE LES DEMI-ÉQUATIONS REDOX DE QUELQUES COUPLES OXYDANTS/RÉDUCTEURS

Expérience 1

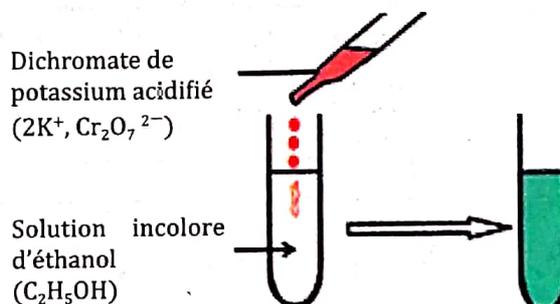
- 1- Introduis 20 cm³ de sulfate de fer dans un tube à essais.
- 2- Ajoute goutte à goutte une solution de permanganate de potassium acidifiée.
- 3- Fais les observations.
- 4- Conclue.



Document 1 : Réaction entre le permanganate de potassium et le sulfate de fer II

Expérience 2

- 1- Introduis 20 cm³ d'éthanol dans un tube à essais.
- 2- Ajoute goutte à goutte une solution de dichromate de potassium acidifiée.
- 3- Fais les observations.
- 4- Conclue.



Document 2 : Réaction entre le dichromate de potassium et l'éthanol

Je fais le point de l'activité

- Dans l'expérience 1, le permanganate de potassium se décolore : les ions permanganates MnO_4^- réagissent avec les ions fer II ou ions ferreux Fe^{2+} .

La solution prend la couleur jaune orangée : il y a formation d'ions fer III ou ions ferriques Fe^{3+} .

Les ions fer II (Fe^{2+}) réagissent pour donner des ions fer III (Fe^{3+}) selon la demi-équation électronique :

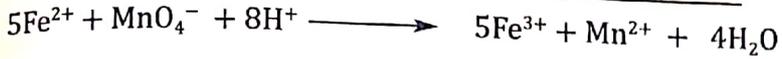
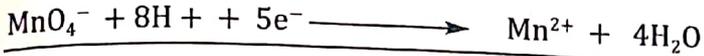


Fe^{2+} est le réducteur, tandis que Fe^{3+} est l'oxydant. Ils forment le couple oxydant/réducteur Fe^{3+}/Fe^{2+} .

Les ions MnO_4^- réagissent pour donner des ions manganèse (Mn^{2+}) selon la demi-équation électronique :



L'équation-bilan de la réaction s'écrit comme suit :

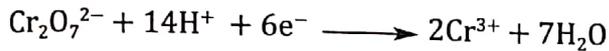


Remarque : ces équations peuvent être aussi écrites avec l'ion hydronium H_3O^+ .

- Dans l'expérience 2, le dichromate de potassium se décolore : les ions dichromates ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) réagissent avec l'éthanol.

La solution prend la couleur verte : il y a formation d'ions chromes (Cr^{3+}).

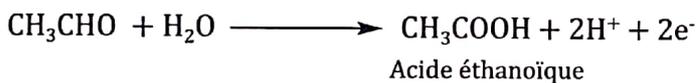
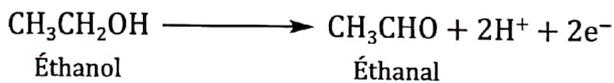
Les ions dichromates ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) réagissent pour donner des ions chromes (Cr^{3+}) selon la demi-équation électronique :



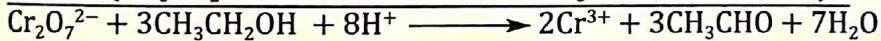
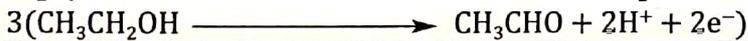
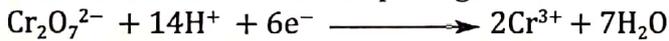
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ est l'oxydant tandis que Cr^{3+} est le réducteur. Ils forment le couple oxydant/réducteur

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

L'éthanol réagit pour donner de l'éthanal puis de l'acide éthanoïque si la réaction se poursuit, selon les demi-équations :



L'équation-bilan de la réaction de passage de l'éthanol à l'éthanal s'écrit comme suit :



J'évalue mes acquis



- 1- Écris les demi-équations électroniques et l'équation-bilan de l'oxydation de l'éthanal en acide éthanoïque.
- 2- Écris les demi-équations électroniques correspondant aux couples I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

ACTIVITÉ 2 : PRÉVOIR LES RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION ET ÉCRIRE LEURS ÉQUATIONS-BILANS

On te donne les couples oxydants/réducteurs suivants avec leurs potentiels standards d'oxydoréduction.

Couples	Potentiels standards du couple E^0
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	1,33 V
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77 V
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,51 V
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	0,19 V
I_2/I^-	0,62 V
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,09 V

- 1- Compare le potentiel standard du couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et celui du couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.
- 2- Indique l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort de ces deux couples.
- 3- Prévois alors le sens de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu entre ces deux couples.
- 4- Justifie les réactions étudiées dans l'activité 1.
- 5- Prévois le sens de la réaction d'oxydoréduction entre les couples I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

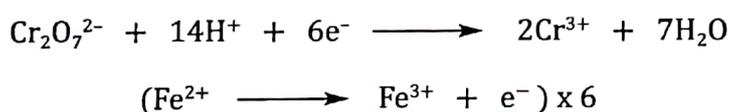
Je fais le point de l'activité

$E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) > E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$, donc l'ion dichromate ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) possède un pouvoir oxydant plus fort que l'ion fer III ou ion ferrique (Fe^{3+}), tandis que l'ion fer II ou ion ferreux (Fe^{2+}) possède un pouvoir réducteur plus fort que l'ion chrome Cr^{3+} .

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible.

L'oxydant le plus fort appartient au couple ayant le potentiel standard le plus élevé alors que le réducteur le plus fort appartient au couple ayant le potentiel standard le plus bas.

Ainsi, les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ réagissent avec les ions Fe^{2+} pour donner les ions Cr^{3+} et les ions Fe^{3+} . L'équation-bilan de la réaction s'écrit comme suit :



On a aussi $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) > E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$ et $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) > E^0(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$.

Ce qui justifie que dans l'expérience 1 de l'activité 1, les ions permanganates MnO_4^- plus oxydants, réagissent avec les ions ferreux Fe^{2+} plus réducteurs pour donner les ions manganèses Mn^{2+} et les ions ferriques Fe^{3+} .

De même, dans l'expérience 2 de l'activité 2, les ions dichromates $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ plus oxydants, réagissent avec l'éthanol, plus réducteur, pour donner soit l'éthanal, soit l'acide éthanoïque selon qu'il y ait défaut ou excès de l'oxydant.

Avec les couples redox I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, on a $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) > E^0(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$, donc la réaction d'oxydoréduction a lieu entre le diiode I_2 , l'oxydant le plus fort et les ions thiosulfates $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ plus réducteurs, pour donner les ions iodures I^- et les ions tétrathionates $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

J'évalue mes acquis

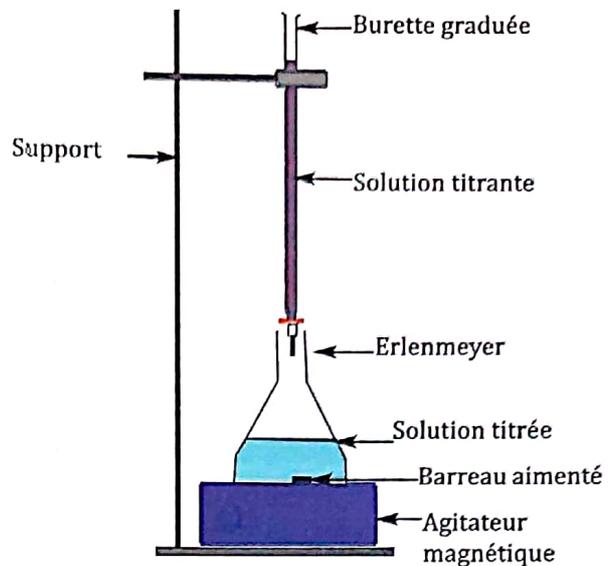


Écris les demi-équations redox ainsi que l'équation-bilan de la réaction dans chacun des cas suivants :

- $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$;
- I_2/I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

ACTIVITÉ 3 : RÉALISER LE DOSAGE DE L'ION FER II PAR L'ION PERMANGANATE ET / OU LE DOSAGE DU DIODE I₂ PAR L'ION THIOSULFATE S₂O₃²⁻

- Définis un dosage.
- Réalise le dosage représenté par le document 3 :
 - avec une pipette graduée, place dans un erlenmeyer un volume $V_2 = 10 \text{ cm}^3$ de la solution contenant les ions Fe^{2+} de concentration molaire volumique C_2 inconnue ;
 - à l'aide d'une burette graduée, ajoute progressivement la solution de permanganate de potassium acidifiée, de concentration molaire volumique $C_1 = 0,02 \text{ mol/L}$;
 - lorsque la couleur violette du permanganate de potassium commence à persister, on est à l'équivalence ; arrête l'opération et lis le volume V_1 .
- Réalise 2 à 3 fois l'expérience pour avoir une valeur moyenne de V_1 . $V_1 = 12 \text{ mL}$.
- Détermine la concentration molaire volumique C_2 .



Document 3 : Dosage de l'ion fer II par l'ion permanganate

Je fais le point de l'activité

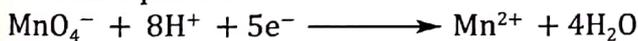
Doser une espèce chimique dans une solution, c'est déterminer la concentration molaire volumique de cette espèce.

Les ions Fe^{2+} ont cédé chacun un électron selon la demi-équation :



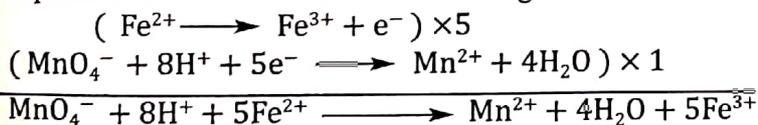
Fe^{2+} a été oxydé : c'est un réducteur.

Les électrons cédés par les ions Fe^{2+} sont automatiquement captés par les ions MnO_4^- selon la demi-équation :



MnO_4^- a été réduit : c'est un oxydant.

Équation-bilan de la réaction du dosage



Équivalence

À l'équivalence, les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques de l'équation-bilan de la réaction, c'est-à-dire :

$$n(\text{MnO}_4^-) \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5}$$

$$\text{Or } n(\text{MnO}_4^-) = C_1 V_1 \quad \text{et} \quad n(\text{Fe}^{2+}) = C_2 V_2$$

$$\text{Donc } C_1 V_1 = \frac{C_2 V_2}{5} \quad \text{d'où} \quad C_2 = \frac{5 \times C_1 V_1}{V_2}$$

$$\text{A.N : } C_2 = \frac{5 \times 0,02 \times 12}{10} \quad C_2 = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$$

II- RÉSUMÉ DE COURS

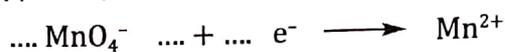
- En solution aqueuse, il existe des couples oxydants/réducteurs qui ne sont pas constitués d'ions métalliques. Avec ces couples, les ions H_3O^+ , OH^- et la molécule d'eau interviennent dans les demi-équations et l'équation-bilan de la réaction.
- Un dosage d'oxydoréduction permet de déterminer la concentration molaire volumique d'une solution oxydante ou d'une solution réductrice à l'équivalence.
- L'équivalence est atteinte lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation-bilan de la réaction. A cet instant précis, le nombre d'électrons cédés par le réducteur est égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant.

III- MÉTHODE

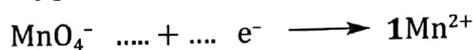
Pour équilibrer une équation d'oxydoréduction, on procède de la manière suivante.

- a) Écrire avec l'oxydant et le réducteur, le schéma $\text{Ox} + e^- \longrightarrow \text{Réd}$ en laissant de la place pour les coefficients stœchiométriques et les H^+ .

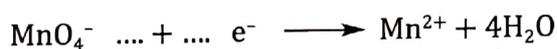
Exemple : (cas du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$)



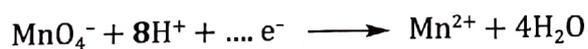
- b) Équilibrer les atomes autres que l'oxygène et l'hydrogène (en mettant des coefficients stœchiométriques).



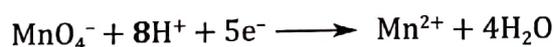
- c) Équilibrer l'oxygène en ajoutant autant de molécules d'eau que d'atomes d'oxygène nécessaires.



- d) Équilibrer ensuite les hydrogènes en ajoutant autant de protons (H^+) que nécessaire.



- e) Équilibrer les charges en ajoutant des électrons.



NB : Si la réaction se déroule en milieu basique, remplacer H^+ par OH^- dans les étapes.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Définis un dosage d'oxydoréduction.

Exercice 2

Complète le texte ci-dessous avec les groupes de mots suivants : l'ion iodure, les proportions stœchiométriques, une réaction unique, la concentration.

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il faut tenir compte des propriétés oxydantes des couples en présence.

Pour doser une solution contenant une espèce chimique, il faut déterminer..... en quantité de matière et rapide. Le réactif utilisé doit donner avec l'espèce chimique à doser, quantitative de dosage. L'iodométrie est l'ensemble des dosages qui utilisent les propriétés oxydantes deen milieu acide.

Exercice 3

Relie l'oxydant du tableau I à son réducteur du tableau II

Tableau I
IO_3^-
MnO_4^-
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

Tableau II
Cr^{3+}
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
I_2
Mn^{2+}

Résolution de l'exercice 1

Le **dosage d'oxydoréduction** : doser ou titrer une espèce chimique en solution consiste à déterminer la concentration molaire de cette espèce dans la solution ou à déterminer la quantité de matière de cette espèce présente dans un volume donné de cette solution.

Commentaire :

se référer au cours

Résolution de l'exercice 2

Lors d'une réaction d'oxydoréduction, il faut tenir compte des propriétés oxydantes des couples en présence.

Pour doser une solution contenant une espèce chimique, il faut déterminer **la concentration** en quantité de matière de cette espèce chimique à doser. Le réactif utilisé doit donner avec l'espèce chimique à doser **une réaction unique**, quantitative et rapide. Le point d'équivalence est atteint lorsque les réactifs sont mélangés dans **les proportions stœchiométriques** de la réaction de dosage. L'iodométrie est l'ensemble des dosages qui utilisent les propriétés oxydantes de **l'ion iode** en milieu acide.

Commentaire :

se référer au cours.

Résolution de l'exercice 2

Relie l'oxydant du tableau I à son réducteur du tableau II

Tableau I	Tableau II
IO_3^-	Cr^{3+}
MnO_4^-	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	I_2
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	Mn^{2+}

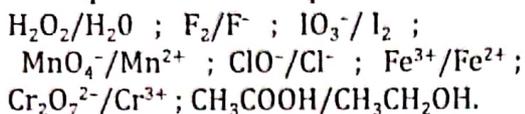
Commentaire :

se référer au cours.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 Écris les demi-équations électroniques correspondant aux couples suivants:



2 On considère les trois couples $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$; ClO^-/Cl^- et SO_4^{2-}/SO_2 .

- 1- Écris les demi-équations électroniques des trois couples.
- 2- En utilisant la table des potentiels normaux, indique quelles sont les réactions qu'on peut réaliser entre ces trois couples et écris leurs équations-bilans.

(Le potentiel normal du couple ClO^-/Cl^- vaut 1,50 V)

3 1- Écris les demi-équations correspondant aux couples oxydants/réducteurs suivants :

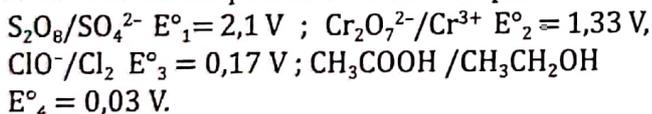
- a) F_2/F^- ;
- b) SO_4^{2-}/SO_2 ;
- c) $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

2- Écris la réaction de réduction correspondant aux couples suivants :

- a) NO_3^-/NO ;
- b) CH_3COOH/C_2H_5OH ;
- c) CH_3COOH/CH_3CHO .

Exercices de renforcement/ Approfondissement

4 On donne les couples oxydants/réducteurs suivants et leurs potentiels redox respectifs.



- 1- Classe ces couples par pouvoir oxydant croissant.
- 2- Pour chaque couple, écris la demi-équation chimique.
- 3- On verse une solution d'acide hypochloreux ($HClO$) de concentration molaire volumique $C_1 = 0,2$ mol/L dans un volume $V_2 = 40$ mL d'éthanol de concentration molaire volumique $C_2 = 0,5$ mol/L.
 - 3.1- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
 - 3.2- Détermine le volume d'acide nécessaire pour doser tout l'éthanol.

5 On veut étudier une solution d'hypochlorite de sodium communément appelé eau de javel.

On fait réagir 10 mL d'eau de javel avec un excès d'iodure de potassium en milieu acidifié. Le

diiodure formé est alors dosé par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration molaire 0,1 mol/L. L'équivalence est atteinte lorsque l'on a versé 10,8 mL de solution de thiosulfate de sodium.

Données : $E^{\circ}(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}) = 0,08$ V,
 $E^{\circ}(I_2/I^-) = 0,54$ V, $E^{\circ}(ClO^-/Cl) = 1,63$ V,
 $E^{\circ}(I_3/I^-) = 0,53$ V.

Eau de javel : solution aqueuse d'hypochlorite de sodium ($Na^+ + ClO^-$).

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction entre le diiode et la solution de thiosulfate de sodium.
- 2- Déduis la quantité de matière d'ions iodures ayant réagi.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction d'oxydo-réduction mettant en jeu l'eau de javel et la solution d'iodure de potassium.
- 4- Détermine, en exploitant les deux équations, la concentration molaire volumique C de l'eau de javel utilisée.

6 Une solution A de dioxyde de soufre (SO_2) a une concentration C_1 et un volume $V_1 = 20$ mL. On introduit dans cette solution A, une solution B de diiode de concentration molaire volumique $C_2 = 0,05$ mol. L^{-1} et de volume $V_2 = 20$ mL.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre les deux couples en présence.
- 2- Détermine la concentration molaire volumique C_1 de la solution A pour que les deux réactifs soient dans les proportions stœchiométriques.
- 3- En réalité après l'ajout de la solution B, on observe la formation d'une coloration brune due à la présence de diiode dans le mélange.
 - 3.1- Donne le réactif en excès.
 - 3.2- Exprime en fonction de C_1 , V_1 , C_2 et V_2 la quantité de matière n_{Rest} de réactif restant.
- 4- Cette quantité de matière est dosée par une solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire volumique $C_3 = 0,01$ mol. L^{-1} . L'équivalence est atteinte pour un volume $V_3 = 19,4$ mL de solution versée.
 - 4.1- Écris l'équation-bilan de la réaction entre l'ion thiosulfate et le diiode.
 - 4.2- Détermine la concentration molaire volumique C_1 de la solution A.

7 2,8 g de fer pur sont traités par un excès d'acide sulfurique dilué jusqu'à dissolution complète du fer.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 2- Donne la nature du gaz dégagé et calcule son volume supposé ramené aux conditions normales.
- 3- La solution obtenue est complétée à un litre par de l'eau distillée. On prélève 20 cm^3 de cette nouvelle solution et on ajoute une solution de permanganate de potassium de concentration molaire volumique inconnue. Le permanganate cesse de se décolorer lorsque l'on a versé 10,0 cm^3 .
 - 3.1- Écris l'équation-bilan de la réaction.
 - 3.2- Détermine la concentration molaire volumique de la solution de permanganate de potassium.

Situations d'évaluation

8 Lors d'une journée classe ouverte organisée par le Conseil d'Enseignement de physique-chimie, tu es désigné(e) avec ton groupe pour réaliser l'oxydation de l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ réducteur du couple $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ avec du permanganate de potassium KMnO_4 . Pour que toutes les molécules d'acide oxalique soient oxydées, tu dois verser un volume $V_1 = 5$ cm^3 de permanganate de potassium de concentration molaire volumique $C_1 = 0,1$ mol/L dans un volume $V_2 = 10$ cm^3 d'acide oxalique de concentration molaire volumique inconnue.

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

$M_{\text{O}} = 16$ g/mol

- 1- Explique le principe de dosage.
- 2- Écris :
 - 2.1- les demi-équations correspondant aux couples mis en jeu ;
 - 2.2- l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
- 3- Détermine la concentration molaire volumique de la solution d'acide oxalique.

9 Au cours d'une séance de manipulation de chimie au laboratoire, un groupe est désigné pour préparer une solution d'ions fer II (Fe^{2+}) de concentration molaire volumique 0,1 mol/L à partir de cristaux de sulfate de fer (II) hydraté, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Il t'est demandé de vérifier la concentration de la solution obtenue par dosage à l'aide d'une solution de permanganate de potassium, de concentration molaire volumique 0,04 mol/L, sachant que 10,1 cm^3 de la solution de permanganate de potassium sont nécessaires pour le dosage.

- 1- Explique comment le groupe a procédé pour obtenir 500 cm^3 de solution d'ions fer II.
- 2- Indique le mode opératoire du dosage.
- 3- Détermine la concentration molaire volumique de la solution obtenue.

10 Au cours d'une séance de travaux pratiques en chimie, votre professeur vous sollicite pour déterminer la concentration molaire volumique C d'une solution de dichromate de potassium.

Expérience 1 :

Dans un bécher, vous introduisez un volume $V = 20$ mL d'une solution de dichromate de potassium de concentration molaire volumique molaire volumique C . Vous ajoutez à cette solution un volume $V_1 = 20$ mL d'une solution d'iodure de potassium de concentration molaire volumique $C_1 = 0,4$ mol. L⁻¹. Les ions iodures sont en excès, le contenu du bécher prend une couleur brun jaune.

Expérience 2 :

Vous ajoutez à ce mélange, une solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire

volumique $C_2 = 0,2$ mol.L⁻¹. L'ensemble prend une teinte verte quand un volume $V_2 = 10$ mL de cette solution de thiosulfate de sodium a été versé dans le bécher.

1- Nomme les différents couples oxydants/réducteurs intervenant dans ces deux expériences.

2- Dis pourquoi le contenu du bécher a une couleur brune dans l'expérience 1.

3- Écris :

3-1. les demi-équations électroniques et l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite dans l'expérience 1 ;

3-2. les demi-équations ainsi que l'équation bilan de la réaction dans l'expérience 2.

4- Vérifie que dans l'expérience 2 les ions iodures étaient effectivement en excès.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIUEUX

QUELQUES APPLICATIONS DE L'OXYDORÉDUCTION

C'est Lavoisier qui en 1772 suite à des expériences avec le mercure (où il démontra au passage la composition de l'air) met en évidence le rôle du dioxygène dans certaines réactions d'oxydoréduction. Il pose ainsi les premières définitions :

- L'oxydation signifie combinaison avec l'oxygène. Soit par exemple :



- La réduction est l'extraction du métal de son oxyde. Par exemple :



Lavoisier

Ce n'est qu'au 20^e siècle, après la découverte de l'électron par J. J Thompson (1887) et l'introduction du modèle atomique de Bohr que les réactions d'oxydoréduction seront redéfinies à partir de ces nouveaux modèles.

QUELQUES APPLICATIONS

Dosage de nombreux produits minéraux et diverses molécules organiques d'intérêt pharmaceutique (matières premières).

- Antiseptiques et désinfectants : le principe actif des antiseptiques et des désinfectants est un oxydant : eau de javel (ClO^-/Cl^-), eau iodée (I_2/I^-), eau oxygénée ($\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$).
- Réactions redox en biologie : ces réactions se produisent dans tous les milieux chimiques et biologiques.
- Chimie analytique minérale :
 - dosage des sels ferreux, oxydation de Fe^{2+} en Fe^{3+} ;
 - dosage des sels ferriques, il est nécessaire de réduire Fe^{3+} au Fe^{2+} en utilisant Mn^{2+} ;
 - dosage des peroxydes
 - dosage des nitrites.

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Interpréter	quelques réactions d'oxydoréduction par voie sèche : - oxydation du magnésium par le dioxygène ; - réduction de l'oxyde de cuivre II par le carbone ; - réduction de l'oxyde ferrique par l'aluminium.
Ecrire	les équations-bilans des réactions chimiques.
Définir	l'oxydoréduction par voie sèche.
Définir	le nombre d'oxydation.
Identifier	une réaction d'oxydoréduction à partir des variations des nombres d'oxydation.
Déterminer	le nombre d'oxydation d'un élément chimique.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Oxydation et réduction par voie sèche
- Aluminothermie
- Nombre d'oxydation
- Variation du nombre d'oxydation

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Le 31 décembre à l'occasion de la fête du nouvel an, des élèves de la 1^{re} D d'un Lycée observent des feux d'artifices. Ils apprennent d'un des organisateurs de la cérémonie que ces feux sont les résultats de réactions chimiques faisant intervenir divers composés solides tels que le magnésium, l'oxyde chromique (Cr_2O_3), l'oxyde ferrique (Fe_2O_3)... Et que ces réactions sont des réactions d'oxydoréduction.

Très émerveillés par l'éclat, la beauté des couleurs et des figures, les élèves veulent en savoir d'avantage. De retour en classe, avec leurs camarades et sous la supervision du professeur, ils entreprennent de définir l'oxydoréduction par voie sèche, d'écrire les équations-bilans de quelques réactions d'oxydo-réduction, de les interpréter et de définir le nombre d'oxydation.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : RÉALISER LA COMBUSTION DU MAGNÉSIUM DANS DU DIOXYGÈNE PUR

Le document 1 montre la combustion du magnésium dans le dioxygène.

- 1- Note les observations.
- 2- Interprète-les.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction.



Document 1 : Combustion du magnésium dans le dioxygène

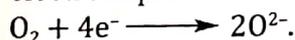
Je fais le point de l'activité

- La combustion est très vive. Elle se traduit par une lumière éblouissante et intense.
- Il se forme des fumées blanches. Ces fumées blanches sont de l'oxyde de magnésium (MgO).

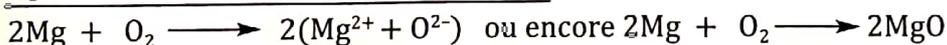
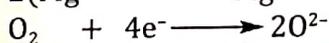
L'oxyde de magnésium (MgO) est un solide ionique constitué des ions Mg^{2+} et O^{2-} .

- Au cours de la réaction chimique, l'atome de magnésium s'oxyde en ions magnésium Mg^{2+} selon la demi-équation électronique : $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$.

- La molécule de dioxygène est réduite en ion oxygène (O^{2-}) selon la demi-équation électronique :



- Equation-bilan de la réaction chimique :



La réaction entre le magnésium et le dioxygène est une réaction d'oxydoréduction.

J'évalue mes acquis



Écris, pour chacune des affirmations ci-dessous, le numéro suivi de la lettre V si l'affirmation est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

- 1- La combustion du magnésium dans le dioxygène produit une flamme très vive.
- 2- L'oxyde de magnésium est un composé ionique constitué d'ions Mg^+ et O^{3-} .
- 3- L'équation-bilan de la combustion du magnésium dans le dioxygène est :



ACTIVITÉ 2 : RÉDUCTION DE L'OXYDE FERRIQUE PAR L'ALUMINIUM

- 1- Réalise un mélange intime d'oxyde ferrique et d'aluminium (2,7 g d'aluminium et 8 g d'oxyde ferrique par exemple).
- 2- Utilise un ruban de magnésium comme mèche dans le mélange.
- 3- Enflamme le ruban de magnésium.
- 4- Notes tes observations.
- 5- Interprète-les.
- 6- Écris l'équation-bilan de la réaction.



Document 2 : Réduction de l'oxyde ferrique par l'aluminium

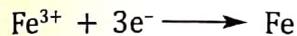
Je fais le point de l'activité

La combustion est très vive.

Il se forme un solide gris attiré par un aimant : c'est du métal fer (Fe). Il se forme également une poudre blanche, de l'oxyde d'aluminium ou alumine (Al_2O_3).

L'oxyde ferrique est un solide ionique formé des ions Fe^{3+} et des ions O^{2-} .

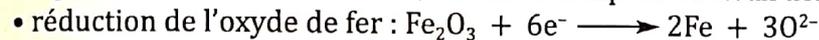
- Au cours de cette réaction chimique, les ions Fe^{3+} sont réduits en atome de fer :



- Les atomes d'aluminium s'oxydent en cédant trois électrons chacun : $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$

- Les ions O^{2-} contenus dans l'oxyde ferrique réagissent avec l'aluminium pour donner l'alumine.

L'équation-bilan de la réaction ; elle se décompose en deux demi-réactions :



C'est une réaction d'oxydoréduction.

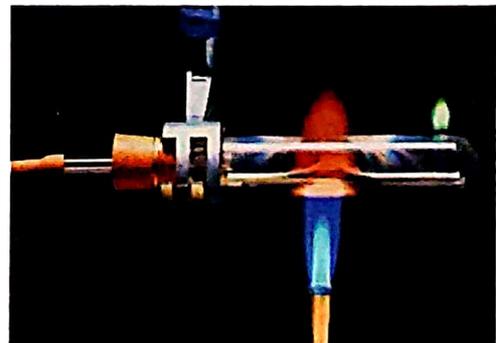
J'évalue mes acquis

Complète les phrases suivantes avec les mots ou expressions qui conviennent.

- 1- Au cours de la réaction chimique entre l'aluminium et l'oxyde ferrique, les ions Fe^{3+} présents dans l'oxyde ferrique sont en atome de fer.
- 2- Au cours de la réaction chimique entre l'aluminium et l'oxyde ferrique, les atomes d'aluminium sont..... en ions aluminium.

ACTIVITÉ 3 : RÉALISER LA RÉDUCTION DE L'OXYDE DE CUIVRE II PAR LE CARBONE

- 1- Réalise un mélange intime d'oxyde de cuivre II ou oxyde cuivrique et de carbone dans un tube à essais (6 g de carbone et 80 g d'oxyde cuivrique par exemple).
- 2- Chauffe le mélange par un labogaz (document 3).
- 3- Fais arriver le gaz qui se dégage dans de l'eau de chaux.
- 4- Note tes observations.
- 5- Écris l'équation-bilan de la réaction.



Document 3 : Réduction de l'oxyde de cuivre II par le carbone

Je fais le point de l'activité

On obtient un métal rouge et un gaz qui trouble l'eau de chaux.

Le métal rouge est du cuivre (Cu) et le gaz qui trouble l'eau de chaux est le dioxyde de carbone (CO₂).

Le carbone a été oxydé en dioxyde de carbone (CO₂), alors que l'oxyde de cuivre II (CuO) a été réduit en cuivre (Cu).

Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction, et pourtant le transfert d'électrons n'apparaît pas. La raison est que le carbone n'a pas une structure ionique, mais a une structure moléculaire.

Pour expliquer cette réaction redox, nous allons nous appuyer sur la notion de nombre d'oxydation que nous verrons dans la suite de la leçon.

L'équation-bilan de la réaction est :

**J'évalue mes acquis**

Réarrange les mots ou groupes de mots suivants de sorte à obtenir une phrase correcte.

sur l'oxyde de cuivre II / quand bien même / est une / L'action du carbone / le transfert d'électrons. / réaction d'oxydo-réduction / n'apparaît pas

ACTIVITÉ 4 : DÉFINIR UNE OXYDATION PAR VOIE SÈCHE

- 1- Compare les milieux réactionnels des réactions d'oxydoréduction que tu viens d'étudier et ceux des réactions que tu as étudiées dans les leçons précédentes.
- 2- Définis une réaction d'oxydoréduction par voie sèche.

Je fais le point de l'activité

Dans les leçons précédentes, les milieux réactionnels sont aqueux contrairement à ceux des réactions étudiées dans la présente leçon.

Dans cette leçon, les réactions d'oxydoréduction ont lieu à l'air libre : ce sont des oxydoréductions dites par voie sèche.

Définition

Une oxydoréduction par voie sèche est une réaction d'oxydoréduction qui a lieu dans un milieu non aqueux.

ACTIVITÉ 5 : DÉFINIR LE NOMBRE D'OXYDATION D'UN ÉLÉMENT CHIMIQUE

- 1-Définis le nombre d'oxydation d'un élément chimique.
- 2-Fais des recherches pour la détermination du nombre d'oxydation de quelques éléments dans :
 - un corps pur simple ;
 - un corps pur composé ;
 - un ion monoatomique ;
 - un ion polyatomique.

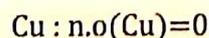
Je fais le point de l'activité

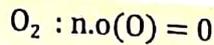
- Le nombre d'oxydation (n.o) d'un élément dans une espèce chimique quelconque est un nombre entier noté en chiffres romains. Il caractérise l'état d'oxydation de l'élément. Il est précédé du signe + ou du signe -

- Règles d'attribution

- Le nombre d'oxydation d'un élément dans un corps simple est nul.

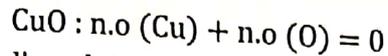
Exemples :





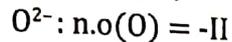
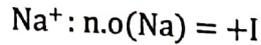
- Dans un corps composé, la somme des nombres d'oxydation des éléments est nulle.

Exemple :

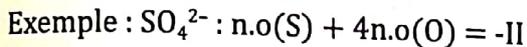


- Le nombre d'oxydation de l'élément oxygène est $n.o(O) = -II$ excepté dans la molécule de dioxygène où il est égal à 0.
- Le nombre d'oxydation de l'élément hydrogène est $n.o(H) = +I$ excepté dans la molécule de dihydrogène où il est égal à 0.
- Dans un ion monoatomique, le nombre d'oxydation de l'élément est égal à la charge électrique de l'ion.

Exemples :



- Dans un ion polyatomique, la somme des nombres d'oxydation des éléments est égale au nombre de charge de l'ion.



Remarque :

Dans les composés, les éléments métalliques ont des n.o positifs :

- les alcalins ont toujours un n.o de +I ;

exemple : $NaCl : n.o(Na) + n.o(Cl) = 0$; comme $n.o(Na) = +I$, $n.o(Cl) = -I$;

- les alcalino-terreux ont toujours un n.o de +II ;

exemple : $CaF_2 : n.o(Ca) + 2n.o(F) = 0$; $n.o(Ca) = +II$ et $n.o(F) = -I$.

J'évalue mes acquis



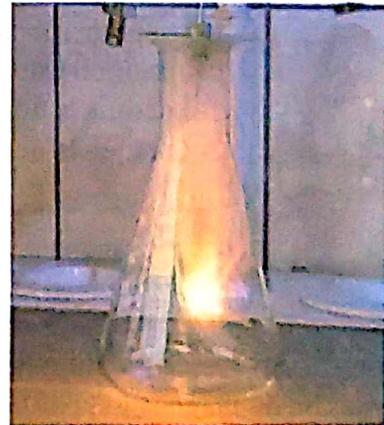
Complète les phrases suivantes avec les mots ou groupes de mots qui conviennent.

- 1- Le nombre d'oxydation d'un élément à l'état de corps simple est égal à
- 2- Le nombre d'oxydation d'un ion est égal à
- 3- La somme des nombres d'oxydation des atomes d'un composé est égale à
- 4- La somme des nombres d'oxydation des atomes d'un ion polyatomique est égale à

ACTIVITÉ 6 : UTILISER LES NOMBRES D'OXYDATION

Considérons la combustion du sodium métallique dans le dioxygène de l'air (Document 4). Elle donne le solide ionique Na_2O .

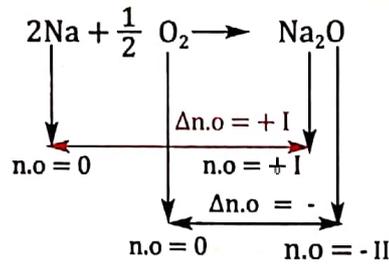
- 1- Etablis son équation-bilan.
- 2- Comment varie le n.o. du sodium ?
- 3- Quelle transformation a-t-il subie au cours de la réaction ?
- 4- Comment varie le n.o de l'oxygène ?
- 5- Quelle transformation l'oxygène a-t-il subie au cours de la réaction ?
- 6- Propose des nouvelles définitions de l'oxydation et de la réduction.
- 7- Montre, à partir de la variation du nombre d'oxydation, que la réaction de réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone est une réaction d'oxydoréduction par voie sèche.



Document 4 : Combustion du sodium dans le dioxygène

Je fais le point de l'activité

- Équation-bilan de la combustion du sodium dans le dioxygène : $2\text{Na} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$



$\text{Na}_2\text{O}(\text{s})$ est un solide ionique ($2\text{Na}^+ + \text{O}^{2-}$).

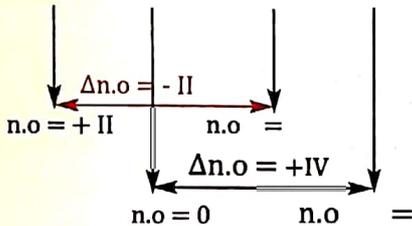
Le sodium a cédé un électron à l'oxygène, il s'est oxydé et on constate que son n.o a augmenté. L'oxygène a gagné des électrons, il s'est réduit et on constate que son n.o a diminué.

On retiendra donc la règle générale suivante :

Lorsqu'un élément est **oxydé**, son nombre d'oxydation **augmente**.

Lorsqu'un élément est **réduit**, son nombre d'oxydation **diminue**.

- Cas de la réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone.



Au cours de cette réaction chimique, le nombre d'oxydation de l'élément cuivre diminue : c'est une réduction. Pendant ce temps, le nombre d'oxydation du carbone augmente : c'est une oxydation.

Cette transformation est donc une réaction d'oxydoréduction.

Conclusion : Une oxydation est une réaction au cours de laquelle un élément voit son nombre d'oxydation augmenter.

Une réduction est une réaction au cours de laquelle un élément voit son nombre d'oxydation diminuer.

J'évalue mes acquis



Écris, pour chacune des propositions suivantes, le numéro suivi de la lettre V si la proposition est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

- 1- Lorsque le nombre d'oxydation d'un élément diminue, on dit qu'il est oxydé.
- 2- Lorsque le nombre d'oxydation d'un élément augmente, on dit qu'il a été réduit.

II- RÉSUMÉ DE COURS

1- Oxydation du magnésium par le dioxygène

L'oxydation du magnésium par le dioxygène est une réaction d'oxydoréduction en dehors d'un milieu aqueux : on dit que c'est une réaction d'oxydoréduction par voie sèche.

L'équation-bilan de cette réaction est : $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$.

2- Réduction de l'oxyde de cuivre II par le carbone

Au cours de cette réaction, l'oxyde de cuivre est réduit à l'état de cuivre métallique. Le carbone est oxydé en dioxyde de carbone qui trouble l'eau de chaux.

La réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone est une réaction d'oxydoréduction par voie sèche.

L'équation-bilan de cette réaction est : $2\text{CuO} + \text{C} \longrightarrow 2\text{Cu} + \text{CO}_2$

3- Réduction de l'oxyde ferrique par l'aluminium

La réduction de l'oxyde ferrique par l'aluminium, communément appelée aluminothermie, est une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle il y a transfert d'électrons entre l'aluminium Al et les ions Fe^{3+} . C'est une oxydoréduction par voie sèche.

4- Nombre d'oxydation

4.1-Définition

Le nombre d'oxydation ou degré d'oxydation (n.o) d'un élément dans un composé chimique (atome, ion ou molécule.) est un nombre algébrique, noté en chiffres romains qui indique l'état d'oxydation de cet élément dans l'espèce chimique considérée.

4.2-Détermination du nombre d'oxydation d'un élément

- Le nombre d'oxydation n.o d'un élément à l'état de corps pur simple est nul.
- Le nombre d'oxydation n.o d'un ion monoatomique est égal à sa charge.
- Pour un ion polyatomique, la somme algébrique des n.o de tous les éléments de l'ion est égale à sa charge globale.
- Dans une molécule, la somme algébrique des n.o de tous les éléments de la molécule est égale à zéro. Sauf dans la molécule O_2 , l'élément oxygène a le nombre d'oxydation $-II$. Sauf dans la molécule H_2 , l'élément hydrogène a le nombre d'oxydation $+I$.

4.3 -Utilisation du nombre d'oxydation dans une réaction d'oxydoréduction

- Lors d'une réaction chimique, si le n.o d'un élément chimique augmente, alors cet élément a subi une oxydation. Le corps qui contient l'élément dont le n.o augmente est le réducteur.
- Lors d'une réaction chimique, si le n.o de l'élément chimique diminue, alors cet élément a subi une réduction. Le corps qui contient l'élément dont le n.o diminue est l'oxydant.
- Dans une demi-équation électronique, la variation du n.o d'un élément est égale, en valeur absolue, au nombre d'électrons échangés au cours de la demi-réaction.

III- MÉTHODE

Quand on cherche à déterminer le n.o d'un élément, il faut retenir les points suivants.

- Le n.o d'un élément dépend des autres éléments présents dans le composé à l'exception des alcalins et alcalino-terreux dont les n.o sont toujours les mêmes.
- La règle d'attribution suivante est toujours vérifiée : la somme de tous les n.o des éléments dans :
 - une molécule neutre est égale à 0 ;
 - un ion est égale à la charge de cet ion.

IV- EXERCICES RÉVOLUS

Exercice 1

Recopie pour chacune des propositions suivantes, le numéro suivi de la lettre qui correspond à la bonne réponse.

- Le nombre d'oxydation du carbone dans CO_2 est :
 - + V ;
 - +IV ;
 - + II.
- Le nombre d'oxydation du carbone dans CH_4 est :
 - V ;
 - +IV ;
 - IV.
- Le nombre d'oxydation du carbone dans CO_3^{2-} .
 - +IV ;
 - IV ;
 - II.

Exercice 2

Détermine le nombre d'oxydation n.o. de l'élément azote dans les composés suivants : NO^- ; N_2O_4 ; HNO_3 ; NO_2 .

Exercice 3

- Montre que l'équation-bilan : $\text{Cu}_2\text{S} + \frac{3}{2} \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{SO}_2$, est l'équation d'une réaction d'oxydoréduction.
- Montre que la réaction chimique d'équation-bilan : $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ n'est pas une réaction d'oxydoréduction.

Résolution de l'exercice 1

- b)
- c)
- a)

Commentaire :

- Le n.o = - II pour O. Pour la molécule CO_2 , la somme des n.o = 0.
Ainsi si $x = \text{n.o}(\text{C})$, on a $x + 2.\text{n.o}(\text{O}) = 0 \Rightarrow x + 2(-\text{II}) = 0 \Rightarrow x = +\text{IV}$.
Conclusion : le carbone a un n.o = +IV dans CO_2 .
- Le n.o = +I pour H. Pour la molécule la somme (CH_4) des n.o = 0.
Ainsi : $y + 4.\text{n.o}(\text{H}) = 0 \Rightarrow y + 4(+\text{I}) = 0 \Rightarrow y = -\text{IV}$.
Conclusion : le carbone a un n.o = - IV dans CH_4 .
- CO_3^{2-}
Le n.o = - II pour O. La somme des n.o correspondant à la charge du l'ion, c'est-à-dire -2.
Ainsi : $z + 3.\text{n.o}(\text{O}) = -\text{II} \Rightarrow z + 3(-\text{II}) = -\text{II} \Rightarrow z = +\text{IV}$.
Conclusion : le carbone a un n.o = +IV dans CO_3^{2-} .

Résolution de l'exercice 2

$$\text{NO}^- : n.o(\text{N}) + n.o(\text{O}) = -1 \Rightarrow n.o(\text{N}) + (-II) = -1 \Rightarrow n.o(\text{N}) = +1$$

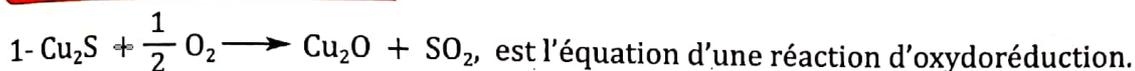
$$\text{N}_2\text{O}_4 : 2n.o(\text{N}) + 4n.o(\text{O}) = 0 \Rightarrow 2n.o(\text{N}) + 4 \cdot (-II) = 0 \Rightarrow n.o(\text{N}) = +IV$$

$$\text{HNO}_3 : n.o(\text{H}) + n.o(\text{N}) + 3n.o(\text{O}) = 0 \Rightarrow +I + n.o(\text{N}) + 3 \cdot (-II) = 0 \Rightarrow n.o(\text{N}) = +V$$

$$\text{NO}_2 : n.o(\text{N}) + 2n.o(\text{O}) = 0 \Rightarrow n.o(\text{N}) + 2 \cdot (-II) = 0 \Rightarrow n.o(\text{N}) = +IV$$

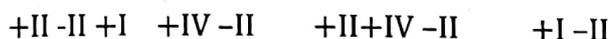
Commentaire :

Se rappeler que le $n.o(\text{O}) = -II$ et que celui de H est $+I$

Résolution de l'exercice 3

Le $n.o.(\text{S})$ augmente en passant de $-II$ à $+I$: S est oxydé.

Le $n.o.(\text{O})$ diminue en passant de 0 à $-II$: O est réduit.



Ce n'est pas une réaction redox, car il n'y a pas variation du $n.o.$

Commentaire :

2. Aucun élément de l'équation-bilan ne voit son nombre d'oxydation varier. L'équation-bilan n'est donc pas celle d'une réaction d'oxydoréduction.

V- JE M'EXERCE**Exercices de fixation/ Application**

1 Pour chacune des propositions ci-dessous, réponds par vrai ou faux.

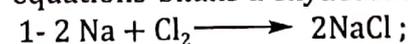
- 1- Le transfert d'électrons entre le réducteur et l'oxydant est toujours mis en évidence dans une réaction d'oxydoréduction.
- 2- Une entité chimique subit une réduction lorsque l'un des éléments qui la constituent voit son $n.o$ diminuer.
- 3- Le nombre d'oxydation de l'oxygène dans un corps composé est $-II$.
- 4- Une réaction d'oxydoréduction par voie sèche est une combustion.
- 5- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle il y a variation des nombres d'oxydation.
6. Un réducteur est une entité chimique contenant un élément dont le $n.o$ peut augmenter.

2 1- Comment varie le nombre d'oxydation lors d'une réduction ?

2- L'équation suivante : $\text{K} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$ représente-t-elle une réduction ?

3 Calcule le nombre d'oxydation des éléments dans les espèces chimiques suivantes : Al^{3+} ; Al_2O_3 ; H_2SO_4 .

4 Détermine l'oxydant et le réducteur dans les équations-bilans d'oxydoréduction suivantes :



5 On brûle la pyrite (Fe) dans le dioxygène (O_2). On obtient un oxyde de fer (FeO) selon l'équation-bilan : $2\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{FeO}$

1- Cette réaction est une :

a) oxydation ; b) réduction ; c) oxydoréduction.

2- La variation du nombre d'oxydation du fer est :

- $\Delta n.o = +II$;
- $\Delta n.o = -II$;
- $\Delta n.o = -I$.

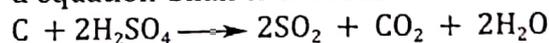
3- La variation du nombre d'oxydation de l'oxygène est :

- $\Delta n.o = +II$;
- $\Delta n.o = -II$;
- $\Delta n.o = -I$.

Recopie, pour chacune des propositions, le numéro suivi de la lettre qui correspond à la bonne réponse.

6 Détermine le nombre d'oxydation n.o de l'élément manganèse dans les composés suivants : Mn ; Mn^{2+} ; MnO_4^- ; MnO_2 .

7 Détermine l'oxydation, la réduction, l'oxydant et le réducteur dans la réaction chimique d'équation-bilan ci-dessous.



8 L'oxyde de fer III est réduit par le monoxyde de carbone (CO) en fer et en dioxyde de carbone.

- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique.
- Identifie l'espèce chimique qui capte des électrons.
- Identifie l'espèce chimique qui cède des électrons.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

9 On considère l'équation-bilan suivante :



- Montre qu'il s'agit d'une oxydoréduction.
- Identifie l'oxydant et le réducteur.

10 Soit l'équation-bilan suivante : $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

- Détermine le nombre d'oxydation du carbone.
- Montre que cette équation est celle d'une réaction d'oxydoréduction.

11

Utilise les nombres d'oxydation pour équilibrer l'équation-bilan suivante :



12

Équilibre les équations-bilans suivantes à l'aide des nombres d'oxydation et indique l'oxydation, la réduction, l'oxydant et le réducteur.

- $Sn + HNO_3 \longrightarrow SnO_2 + H_2O + NO_2$
- $Ag + HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + H_2O + NO$
- $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO_2$
- $FeCl_2 + KMnO_4 + HCl \longrightarrow FeCl_3 + MnCl_2 + KCl + H_2O$

Situations d'évaluation

13 Le titane est un métal très léger, utilisé pour réaliser certains alliages pour l'industrie aéronautique, les véhicules de course, les prothèses,.....

Pour obtenir du titane (Ti) un industriel réduit 1 t de tétrachlorure de titane ($TiCl_4$) par le magnésium. Il obtient aussi du chlorure de magnésium ($MgCl_2$). Le tétrachlorure de titane et le chlorure de magnésium sont des composés ioniques solides.

Vue l'importance de cette réaction, il t'est demandé de l'étudier.

- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- Justifie que c'est une réaction d'oxydoréduction.
- Détermine la masse de titane obtenue.

14 Après le cours de chimie sur l'oxydation par voie sèche, Kalégué un élève de ta classe se propose de réaliser l'oxydation par voie sèche du sodium. Il réalise alors la combustion de 20 g de

sodium dans le dioxygène pur. Il obtient un seul produit, l'oxyde de sodium Na_2O .

Eprouvant des difficultés à déterminer la masse du produit, il te sollicite.

- Définis l'oxydation par voie sèche.
- Montre qu'il s'agit d'une oxydoréduction.
- Écris l'équation-bilan de cette réaction chimique.
- Détermine la masse d'oxyde de sodium obtenue.

15 Dans le laboratoire de chimie de ton lycée, le professeur te demande de réaliser la combustion du méthane dans le dioxygène. Tu obtiens de l'eau et 1,5 L d'un gaz qui trouble l'eau de chaux.

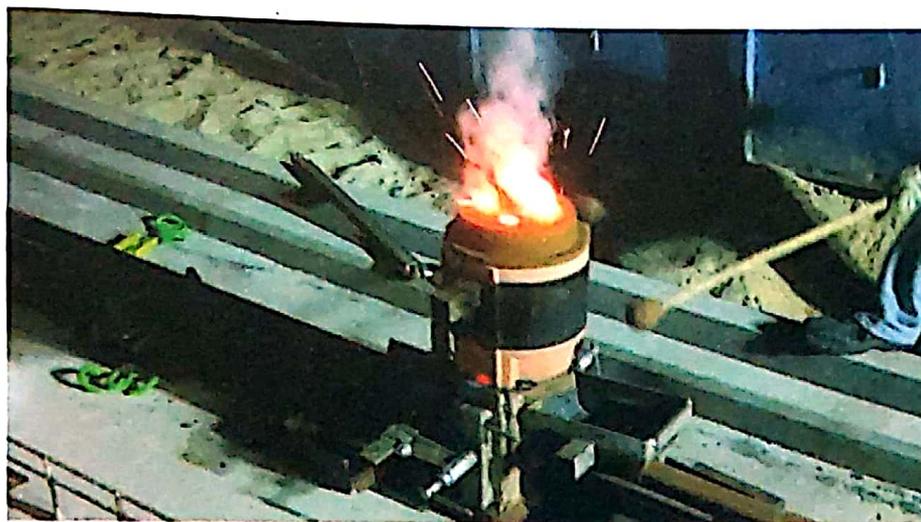
Il te demande de montrer que cette réaction est une oxydoréduction.

- Donne le nom et la formule du gaz qui trouble l'eau de chaux.
- Écris l'équation-bilan de la réaction.

- 3- Détermine le volume de méthane gazeux utilisé.
- 4- Montre qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

PRINCIPE DE L'ALUMINOTHERMIE



Soudure aluminothermique (la coulée)

L'aluminothermie est un principe chimique qui permet la production de métaux à hautes températures, par une réaction dite **exothermique**. Cette réaction est obtenue sur les métaux au moyen d'aluminium en poudre, et est déclenchée par la combustion d'une mèche de magnésium, que l'on met à feu par une étincelle ou une flamme. Une fois amorcé, ce processus ne peut être stoppé, et doit aller à son terme par la combustion complète des métaux mis en œuvre. L'apport d'eau, ou même l'immersion complète, ne peuvent s'opposer à cette réaction.

La température obtenue est supérieure à la température de fusion des métaux utilisés et approche leur température d'ébullition. Ainsi elle peut atteindre de **1800 à 3500°C** selon le métal ou l'alliage exposé à la réaction.

L'aluminothermie permet la **fusion entre les métaux**, cette propriété est notamment utilisée pour des applications industrielles.

Utilisation de l'aluminothermie comme procédé d'extraction des métaux des minerais.

De nombreux minerais existent à l'état naturel sous forme d'oxydes. Par exemple, le fer, le zinc, le chrome, le manganèse, le vanadium, etc. Il est nécessaire de les traiter pour en extraire les métaux que l'on utilise dans l'industrie. Un des procédés possible est l'aluminothermie, et plus précisément l'oxydoréduction engendrée par cette technique. Elle est aussi appelée **réaction redox**.

C'est une réaction chimique qui consiste en un transfert complet des molécules d'oxygène (et donc de l'oxydation) du métal soumis à la réaction, vers l'aluminium.

Le minerai est mélangé à de la poudre d'aluminium dans des proportions bien déterminée, et une combustion est créée au moyen d'une mèche en magnésium, ce qui déclenche la réaction.

Il se produit une fusion au cours de laquelle l'oxygène est capté par l'aluminium. A la fin du processus, le minerai laisse place à un métal pur, et l'aluminium est oxydé.

Dans ce processus, l'aluminium est dit « oxydant », le minerai qui cède son oxygène est dit « réducteur ».

Exemple de métaux et alliages soudables, ainsi que leur température de fusion et d'ébullition :

Laiton : 900°C / 2300°C (environ)

Bronze : 890°C / 2250°C (environ)

Cuivre : 1084°C / 2567°C

Acier inox : 1400°C / 2600°C (environ)

Acier : 1450°C / 2650°C (environ)

Fonte : 1820°C / 3000°C (environ)

Fer : 1535°C / 2750°C

NB : Pour les alliages, ces températures varient selon la teneur en carbone et autres composants.

Un dosage précis est recherché pour une réaction aluminothermique optimale, en fonction du métal utilisé. Dans le cas du fer, sa proportion idéale est de 74,7%, qu'on additionne de 25,3% de poudre d'aluminium.

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Interpréter	<ul style="list-style-type: none"> • l'électrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique. • l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure d'étain. • l'électrolyse de la solution aqueuse de chlorure de sodium.
Ecrire	les demi-équations aux électrodes.
Ecrire	les équations-bilans des réactions chimiques.
Comparer	les équations-bilans des réactions chimiques aux électrodes aux équations-bilans des réactions naturelles d'oxydoréduction.
Exploiter	les équations-bilans des réactions chimiques.
Connaître	quelques applications de l'électrolyse.
Dégager	l'intérêt de l'électrolyse.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Electrolyse
- Demi-équations aux électrodes
- Equations bilans des réactions chimiques
- Electrolyte
- Electrolyseur
- Anode
- Cathode

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors d'une visite chez un orfèvre, les élèves d'une classe de 1^{re} D s'intéressent à la théière du document ci-contre. Celui-ci les informe qu'il s'agit d'une vieille théière de salon en laiton (alliage de cuivre et de zinc), recouverte à l'origine d'argent métallique qui a disparu au fil des années. Pour redonner à ce type de pièce leur éclat d'antan, les orfèvres savent déposer une mince couche adhérente d'argent par électrolyse. Cette opération permet de le protéger de l'attaque de l'air et des aliments acides.

Pour comprendre ce phénomène, sous la conduite de leur professeur de physique-Chimie, les élèves se proposent d'interpréter l'électrolyse de quelques solutions, d'écrire les équations-bilans des réactions chimiques et de connaître d'autres applications de l'électrolyse.

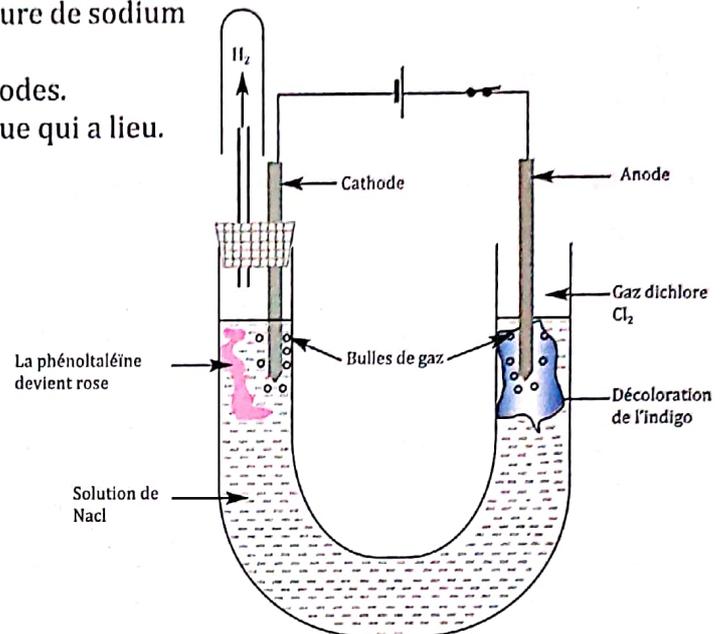


Une théière

I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : RÉALISER L'ÉLECTROLYSE D'UNE SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE DE SODIUM

- 1- Réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium et identifie les produits formés.
- 2- Ecris les équations des réactions aux électrodes.
- 3- Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu.
- 4- Dis si cette réaction est spontanée.



Document 1 : Électrolyse d'une solution de chlorure de sodium

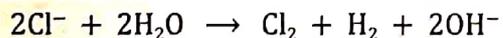
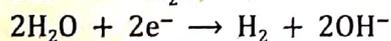
Je fais le point de l'activité

- A l'anode : il se forme un gaz qui décolore l'indigo : c'est le dichlore.
- A la cathode : il se forme un gaz qui brûle avec une détonation : c'est le dihydrogène. Aussi observe-t-on que la phénolphtaléine prend une couleur rose : ce qui montre qu'il se forme également des ions hydroxydes à la cathode.
- À l'anode : les ions chlorures Cl^- migrent dans la solution vers l'anode où ils s'oxydent pour former le dichlore :

$$2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$$
- À la cathode : les électrons cédés par les ions chlorures sont captés par les molécules d'eau. Ce qui provoque leur réduction en dihydrogène et en ions hydroxydes :

$$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$$

Équation-bilan de l'électrolyse :



On a : $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ et $E^0(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2) = -0,83 \text{ V}$

Selon les potentiels standards, Cl_2 est plus oxydant que H_2O . La réaction d'oxydoréduction spontanée est donc entre Cl_2 et H_2 pour donner H_2O et Cl^- . Or c'est la réaction inverse qui a lieu ici.

Ainsi, on peut dire que la réaction entre H_2O et Cl^- qui donne Cl_2 et H_2 n'est pas spontanée. Elle est provoquée par électrolyse.

J'évalue mes acquis

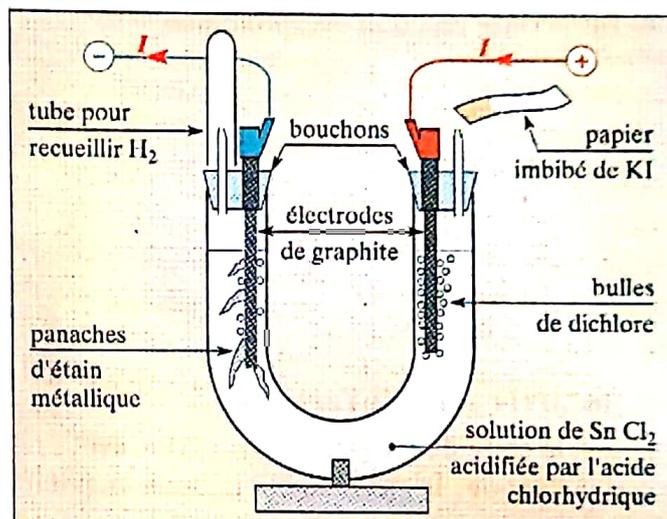


Recopie, pour chacune des propositions ci-dessous, la lettre correspondant à la bonne réponse. On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium.

- Cette réaction chimique est :
 - une oxydation ;
 - une réduction ;
 - une oxydoréduction.
- Le réducteur est :
 - le dichlore ;
 - l'ion sodium ;
 - l'ion chlorure.

ACTIVITÉ 2 : RÉALISER L'ÉLECTROLYSE D'UNE SOLUTION DE CHLORURE D'ÉTAIN

- Réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'étain et identifie les produits formés aux électrodes.
- Écris les équations des réactions aux électrodes.
- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu.
- Dis si cette réaction était prévisible.

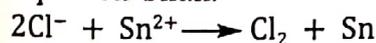


Document 2 : Électrolyse d'une solution de chlorure d'étain

Je fais le point de l'activité

- À l'anode : il se forme un gaz de couleur jaune-vert observée sur du papier imbibé de solution d'iodure de potassium (KI) : c'est du dichlore.
- À la cathode : il se forme un dépôt de métal étain.
- À l'anode : les ions chlorures s'oxydent pour former le dichlore : $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
- À la cathode : les ions étain sont réduits en métal étain (Sn) : $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$

Équation-bilan.



on a : $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$; $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,32 \text{ V}$

Cette réaction n'est pas la plus simple à réaliser : elle est donc provoquée.

En effet, selon les potentiels standards, Cl_2 est plus oxydant que Sn^{2+} . La réaction d'oxydoréduction spontanée devrait donc avoir lieu entre Cl_2 et Sn pour donner Sn^{2+} et Cl^- . Or c'est la réaction inverse qui a lieu ici.

Ainsi, on peut dire que la réaction entre Sn^{2+} et Cl^- qui donne Cl_2 et Sn n'est pas spontanée. Elle est provoquée par électrolyse.

J'évalue mes acquis

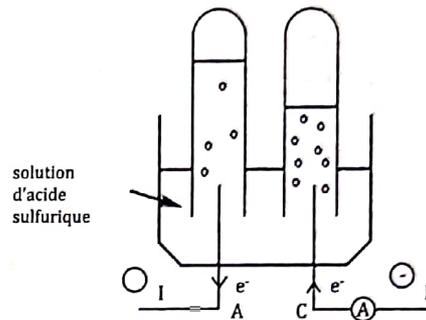


Recopie et complète les phrases suivantes avec les mots ou groupes de mots qui conviennent à l'électrolyse d'une solution de chlorure d'étain.

- 1- La réaction entre les ions étain et les ions chlorures est une réaction
- 2- À l'anode, il se forme un gaz quil'indigo tandis qu'à la cathode on observe un dépôt de

ACTIVITÉ 3 : RÉALISER L'ÉLECTROLYSE D'UNE SOLUTION D'ACIDE SULFURIQUE

- 1- Réalise l'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique et identifie les produits formés.
- 2- Écris les équations des réactions aux électrodes.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu.
- 4- Dis si cette réaction est spontanée.

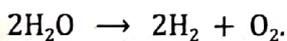


Document 3 : Électrolyse d'une solution d'acide sulfurique

Je fais le point de l'activité

À la cathode : le gaz recueilli brûle avec une détonation : c'est le dihydrogène.
 À l'anode : le gaz recueilli rallume un point incandescent : c'est le dioxygène.

À l'anode : les molécules d'eau s'oxydent en dioxygène : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$.
 À la cathode : les ions H^+ de la solution sont réduits en dihydrogène : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$.
 L'équation-bilan de la réaction est :



$E^0 (O_2/(H_2O)) = 1,23 V$; $E^0 (H^+/H_2) = 0 V$.

Selon les potentiels standards, O_2 est plus oxydant que H^+ . La réaction d'oxydoréduction spontanée devrait donc avoir lieu entre O_2 et H_2 pour donner H^+ et H_2O . Or c'est la réaction inverse qui a lieu ici.

Ainsi, on peut dire que la réaction entre H^+ et H_2O n'est pas spontanée. Elle est provoquée par électrolyse.

J'évalue mes acquis

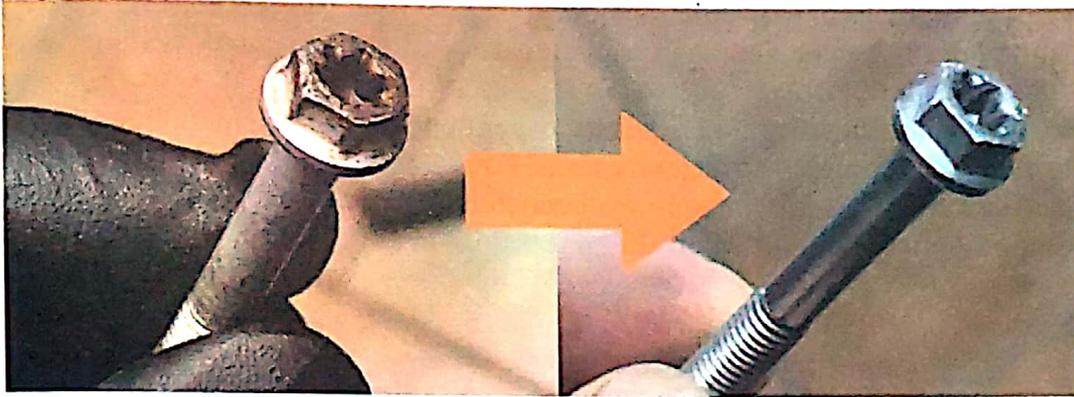


Konan réalise l'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique.

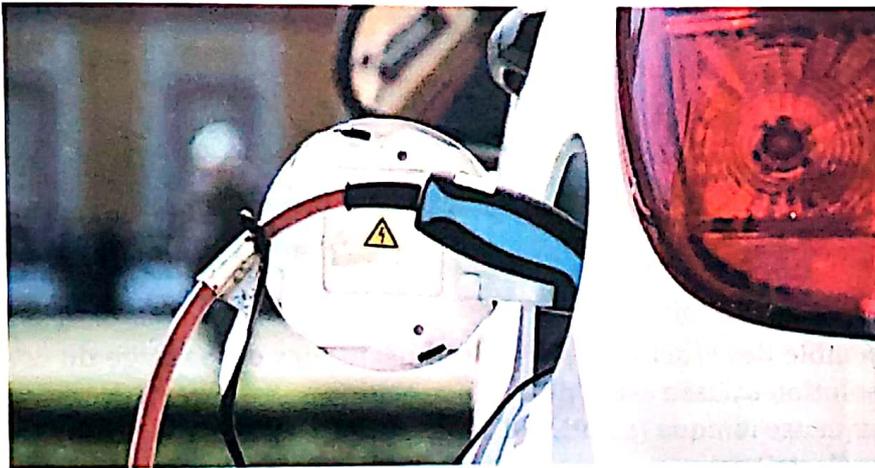
- 1- Cite les produits formés.
- 2- Écris les équations aux électrodes.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique.

ACTIVITÉ 4 : DONNER QUELQUES APPLICATIONS DE L'ÉLECTROLYSE

En t'appuyant sur les documents 4, donne quelques applications de l'électrolyse.



Document 4a : Après l'électrolyse voilà la galvanoplastie



Document 4b : L'hydrométallurgie pour recycler les batteries usagées



Document 4c : Or purifié par la méthode électrolyse chimique

Je fais le point de l'activité

- Les applications les plus importantes de l'électrolyse sont dans l'industrie :
 - la purification des métaux : électro-affinage (cuivre, aluminium...);
 - la galvanoplastie (préparation de moulages...).
- L'électrolyse permet également la préparation de produits tels que le dichlore, le dihydrogène très pur...
- L'électrolyse permet la protection des métaux par dépôt de couche métallique (galvanoplastie) et de purifier certains métaux précieux comme l'or. (électrolyse à anode soluble).
- L'électrolyse à un intérêt économique, on la rencontre dans les industries chimiques. On l'utilise pour préparer certains produits non abondants dans la nature.

J'évalue mes acquis

Cite deux applications de l'électrolyse.

II- RÉSUMÉ DE COURS

1- Définitions

L'électrolyse est l'ensemble des réactions qui se produisent lors du passage du courant électrique dans une solution. La solution utilisée est appelée électrolyte.

Électrolyte : solution aqueuse ionique (solution d'un acide, d'une base ou d'un solide ionique) qui est conductrice du courant électrique.

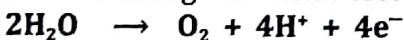
Électrolyseur (ou voltamètre) : appareil constitué de deux électrodes (le plus souvent métalliques) dans lequel on met l'électrolyte.

Anode : électrode reliée au pôle (+) du générateur.

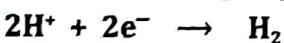
Cathode : électrode reliée au pôle (-) du générateur.

2- Électrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique (H₂SO₄)

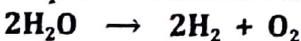
À l'anode : le gaz recueilli est le dioxygène O₂, obtenu par l'oxydation de l'eau



À la cathode : le gaz qui se dégage est le dihydrogène H₂, obtenu par la réduction des ions hydrogène



L'équation-bilan de l'électrolyse de la solution d'acide sulfurique H₂SO₄

**3- Électrolyse de la solution de chlorure d'étain (SnCl₂)**

À l'anode :

les ions chlorures Cl⁻ sont oxydés en dichlore Cl₂ en cédant des électrons.



À la cathode :

les ions étain Sn²⁺ sont réduits pour former l'étain Sn en captant des électrons.

**4- Électrolyse de la solution de chlorure de sodium (NaCl)**

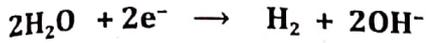
Les deux électrodes sont en graphite.

À l'anode :

Les ions chlorures Cl^- sont oxydés en dichlore Cl_2 en cédant des électrons.



À la cathode on a :



L'équation-bilan de l'électrolyse de la solution de chlorure de sodium NaCl est :



5- Électrolyse et réaction d'oxydoréduction

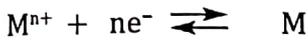
Il existe la réaction d'oxydoréduction spontanée qui se distingue de l'électrolyse qui est une oxydoréduction provoquée ou forcée. L'énergie électrique absorbée permet d'inverser les sens des transformations naturelles du système formé par les couples ox/red.

6- Intérêt de l'électrolyse

L'électrolyse à un intérêt économique, on la rencontre dans l'industrie chimique.

III- MÉTHODE

- À un métal M , donnant des ions M^{n+} , correspond la demi-équation électronique :



Plus généralement, tout couple oxydant/réducteur s'écrit sous la forme Ox/Red et la demi-équation électronique est :



- Prévoir les réactions spontanées entre deux couples oxydants/réducteurs en appliquant la règle du « gamma »



- Avec les réactions d'électrolyse, c'est dans le sens inverse de la règle du gamma que la réaction se

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

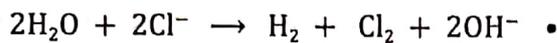
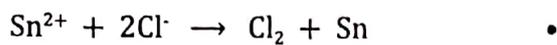
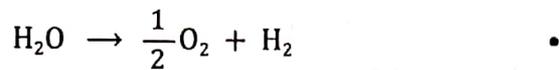
On considère une électrolyse.

- Définis :
 - l'anode ;
 - la cathode.
- Précise la nature de la réaction qui se produit :
 - à l'anode ;
 - à la cathode.
- Indique le type d'ions qui migrent :
 - vers l'anode ;
 - vers la cathode.

Exercice 2

Reproduis les diagrammes ci-dessous et relie par un trait chaque équation-bilan à l'électrolyte utilisé.

Equations-bilans



Electrolytes

- Solution de NaCl
- Solution de SnCl_2
- Solution de H_2SO_4

Exercice 3

Un groupe d'élèves fait passer un courant d'intensité $I = 0,2 \text{ A}$ pendant une durée $\Delta t = 10 \text{ min}$ dans un électrolyseur contenant une solution d'acide sulfurique.

- 1- Détermine la quantité d'électricité mise en jeu.
- 2- Calcule le nombre de moles d'électrons correspondant à cette charge électrique.
- 3- Ecris l'équation de la réaction qui se produit à la cathode.
- 4- Détermine :
 - 4.1- les quantités de produits formés ;
 - 4.2- les volumes des gaz recueillis aux électrodes.

Données :

- Charge élémentaire : $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- Volume molaire : $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
- 1 Faraday (F) = $96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Résolution de l'exercice 1

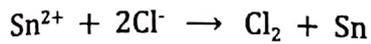
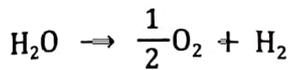
1.
 - 1.1-Anode : électrode reliée à la borne positive du générateur.
 - 1.2-Cathode : électrode reliée à la borne négative du générateur.
2.
 - 2.1- À l'anode, il se produit une oxydation.
 - 2.2- À la cathode, il se produit une réduction.
- 3- Les migrations :
 - 3.1 Ions négatifs (anions) vers l'anode.
 - 3.2 Ions positifs (cations) vers la cathode.

Commentaire :

Se rappeler le cours de 2^{de} C (intensité du courant électrique).

Résolution de l'exercice 2

Équations-bilans



Electrolytes

Solution de NaCl

Solution de SnCl_2 Solution de H_2SO_4

Commentaire :

Connaitre les équations-bilans des différentes électrolyses étudiées.

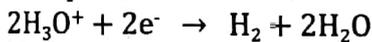
Résolution de l'exercice 3

1- Quantité d'électricité : $q = I \cdot \Delta t$ donc $q = 0,2 \times 10 \times 60 = 120 \text{ C}$.

2- Nombre de moles d'électrons correspondant à q .

$$n = \frac{q}{F} \text{ donc } n = \frac{120}{96500} = 1,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

3- Equation à la cathode



4-

4-1 Quantités de produits formés.

D'après le bilan molaire, le passage d'une mole d'électrons correspond à la formation d'une demi-mole de H_2 .

$$n(\text{H}_2) = \frac{n}{2} \text{ mol donc } n(\text{H}_2) = 6,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{H}_2)}{2} \text{ donc } n(\text{O}_2) = 3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

4.2-Volumes des gaz recueillis.

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times V_m$$

$$V(\text{H}_2) = 6,2 \cdot 10^{-4} \times 22,4 = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ L.}$$

$$V(\text{O}_2) = 3,1 \cdot 10^{-4} \times 22,4 = 0,7 \cdot 10^{-2} \text{ L.}$$

Commentaire :

Se rappeler le cours d'électricité de 2nde C.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

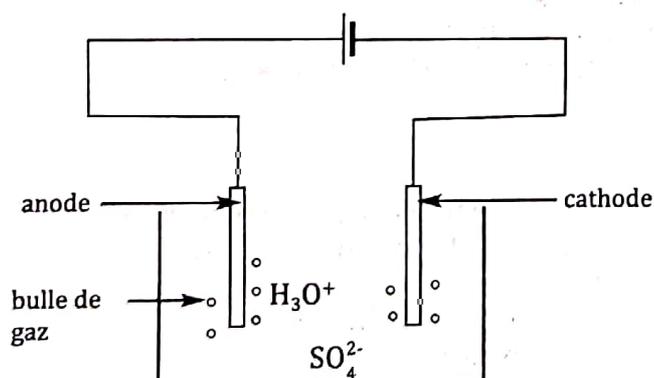
1 Pour chacune des propositions ci-dessous, réponds par vrai ou faux.

1. Toute réaction d'électrolyse est spontanée.
2. Les réactions d'électrolyse sont des réactions d'oxydoréduction.
3. Au cours d'une réaction d'électrolyse, l'oxydation se fait à la cathode et la réduction à l'anode.
4. La charge électrique parcourant un électrolyseur a pour expression $Q = I \times \Delta t$.
5. Lors d'une électrolyse, les porteurs de charge se déplaçant en solution sont les électrons.

2 Pour chacune des propositions, recopie la bonne réponse.

- 1- Un électrolyseur est constitué :
 - a) d'une cuve et d'une électrode ;
 - b) d'une cuve et de deux électrodes ;
 - c) d'une cuve et de trois électrodes.
- 2- Lors d'une électrolyse, la circulation du courant est assurée par :
 - a) les électrons uniquement ;
 - b) les ions uniquement ;
 - c) les ions et les électrons uniquement.

3 L'électrolyse d'une solution aqueuse d'acide sulfurique est décrite par le schéma ci-dessous :



- 1- Nomme le produit formé à chaque électrode.
- 2- Écris :
 - 2.1- les demi-équations des réactions aux électrodes ;
 - 2.2- l'équation-bilan de la réaction.

4 On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium.

- 1- Fais un schéma annoté du dispositif expérimental.
- 2- Représente le sens de déplacement des porteurs de charges.
- 3- Écris les demi-équations des réactions aux électrodes ainsi que l'équation-bilan de l'électrolyse.

5 On effectue l'électrolyse d'une solution d'acide chlorhydrique avec des électrodes de platine.

- 1- Prévois les différentes réactions possibles aux électrodes.
2. Donne la nature du gaz formé à l'anode sachant qu'il décolore l'indigo.
3. Dis si la formation de ce gaz correspond aux prévisions.
4. Écris l'équation-bilan de l'électrolyse.

6 On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'acide sulfurique avec des électrodes en graphite. Les potentiels des couples à considérer sont :

$$E^\circ(H_3O^+/H_2) = 0,00 \text{ V} ; E^\circ(S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}) = 2,01 \text{ V} ; E^\circ(SO_4^{2-}/SO_2) = 0,17 \text{ V} \text{ et } E^\circ(O_2/H_2O) = 1,23 \text{ V}.$$

- 1- Donne les différentes espèces chimiques en solution.
- 2- Écris les équations envisageables à chaque électrode.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui pouvait avoir lieu si ces réactions étaient conformes aux prévisions. Justifie ta réponse.

Exercices de renforcement / Approfondissement

7 On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'acide sulfurique.

- 1- Donne le nom du produit formé :
 - 1-1- à l'anode ;
 - 1-2- à la cathode.
- 2- Écris les équations aux électrodes.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 4- Donne les noms de l'oxydant et du réducteur.

8 On réalise l'électrolyse de l'eau acidifiée par de l'acide sulfurique. Les électrodes sont en platine. L'intensité de courant qui a traversé la cuve pendant 10 minutes était de 500 mA.

1. Écris :
 - 1.1- les équations aux électrodes ;
 - 1.2- l'équation-bilan de la réaction.
2. Détermine :
 - 2.1- la quantité d'électricité ;
 - 2.2- la quantité de matière (en mol) de dihydrogène et celle de dioxygène formées.

Donnée : $1 F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

9 L'électrolyse d'une solution chlorure d'étain II de volume 200 mL, de concentration molaire volumique $C = 10^{-1} \text{ mol/L}$ a duré 15 minutes. L'intensité du courant électrique était de $I = 8,0 \cdot 10^{-1} \text{ A}$. On admet que la nature des électrodes n'a aucune influence sur les réactions chimiques.

- Détermine :
- 1- la quantité de matière d'électrons ayant réagi aux électrodes ;
 - 2- la masse d'étain formée ;
 - 3- la concentration molaire volumique finale en ions Sn^{2+} .

Donnée : $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g/mol}$.

$1 F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

10 On électrolyse une solution aqueuse d'acide sulfurique ; les électrodes sont en platine. En 2 min 40 s, on récupère 50 cm^3 de dihydrogène.

- 1- Ecris les équations des réactions aux électrodes.
- 2- Détermine l'intensité du courant continu qui traverse l'électrolyseur.

Données :

- $1 F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$;
- Volume molaire $V_m = 23 \text{ L/mol}$.

11 On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure d'étain SnCl_2 .

On obtient à la cathode une masse $m = 2,77 \text{ g}$ de métal pendant 15 minutes d'électrolyse.

- 1- Dis ce qu'on observe à chaque électrode.
- 2- Écris :
 - 2.1- l'équation de la réaction qui se produit à chaque électrode ;
 - 2.2- l'équation-bilan de la réaction.
- 3- Indique comment on peut identifier le gaz qui se dégage à l'anode.
- 4- Détermine :
 - 4.1- la quantité d'électricité qui traverse le circuit pendant cette durée ;
 - 4.2- l'intensité du courant débité par le générateur ;
 - 4.3- le volume de gaz produit.

Données :

- $1 F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$
- Volume molaire $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Situations d'évaluation

12 Lors d'une recherche documentaire, ton groupe de travail découvre que pour chromer un objet, un chimiste réalise l'électrolyse d'une solution contenant des ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en milieu acide.

Il chrome l'objet de surface S en utilisant un courant d'intensité I pendant une durée Δt .

Données :

- $S = 100 \text{ cm}^2$; $I = 20 \text{ A}$; $\Delta t = 3 \text{ minutes}$
- Masse volumique du chrome : $\rho = 7200 \text{ kg/m}^3$
- $1 F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$.

Les élèves du groupe peinent à s'accorder sur l'épaisseur e du film de chrome qui se dépose sur la surface S . Ils te sollicitent pour les départager.

1- Écris la demi-équation de réduction des ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en chrome métallique Cr .

2- Détermine :

- 2-1- la quantité d'électricité ;
- 2-2- l'épaisseur e du film de chrome qui se dépose.

13 A l'occasion de la sélection des élèves devant représenter ton lycée au concours dénommé « Les cracks de la chimie », ton professeur de Physique-Chimie soumet ta classe un test.

Le test consiste à répondre aux consignes se rapportant à l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$) avec des électrodes en graphite.

il apparaît un dégagement gazeux à la cathode, et une coloration brune à l'anode.

L'électrolyse consomme un courant constant d'intensité I pendant une durée Δt .

Données :

• $N = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$;

$V_m = 22,4 \text{ L. mol}^{-1}$

• $I = 0,01 \text{ A}$; $\Delta t = 1 \text{ heure}$.

1- Donne les espèces chimiques présentes dans la solution.

2- Fais l'inventaire des réactions susceptibles de se produire aux électrodes.

3- Donne les couples effectivement mis en jeu dans cette électrolyse.

4- Détermine :

4.1- la quantité de matière du produit formé à l'anode ;

4.2- le volume de gaz formé à la cathode.

14. Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre de concentration molaire volumique $C = 0,5 \text{ mol/L}$ pendant 30 min.

Le passage du courant dans la solution provoque la formation d'un dépôt de cuivre sur l'une des électrode et du dioxygène sur l'autre.

Le professeur vous demande de déterminer la masse de cuivre formée. L'intensité du courant dans le circuit est $0,15 \text{ A}$.

Données :

$N = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Tu es choisi(e) par le groupe pour faire le compte rendu.

1- Écris :

1.1- les équations aux électrodes ;

1.2- l'équation-bilan de la réaction.

2- Détermine :

2.1- la quantité de matière d'électrons mis en jeu ;

2.2- la masse de cuivre formée.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

ÉLECTROLYSE DU CHLORURE DE SODIUM FONDU

Considérons un bain de NaCl fondu à $800 \text{ }^\circ\text{C}$. Plongeons dans ce bain, deux électrodes inertes portées à un certain potentiel au moyen d'une source de courant continu (batterie ou accumulateur ou générateur de courant continu).

La source de courant se comporte comme une pompe à électrons qui soutire constamment des électrons à l'électrode positive et les envoie à transformer le NaCl en sodium métallique et en chlore gazeux.

Ce type d'électrolyse est utilisé industriellement pour la préparation d'éléments difficiles à obtenir par voie chimique, comme c'est le cas notamment pour les métaux très électropositifs, alcalins et alcalino-terreux. Il faut éviter tout contact avec l'humidité qui entraînerait une oxydation immédiate du métal avec dégagement d'hydrogène.

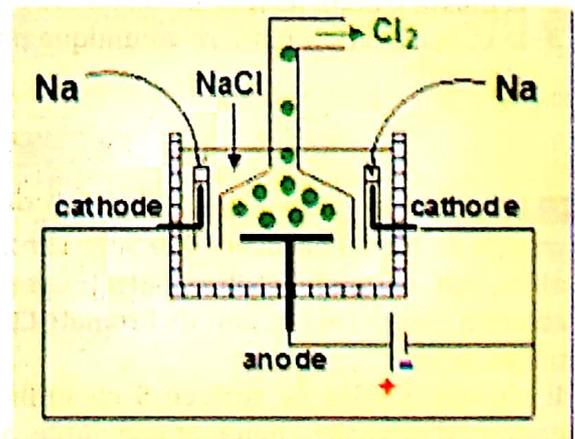


TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Définir	la corrosion d'un métal.
Expliquer	le phénomène de corrosion.
Indiquer	les conditions favorisant la corrosion.
Expliquer	les méthodes de protection des métaux contre la corrosion : - protection électrochimique ; - protection par revêtement.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Corrosion
- Corrosion chimique
- Corrosion électrochimique
- Protection électrochimique
- Protection par revêtement

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Au cours d'une recherche documentaire en salle CDI de leur établissement, un groupe d'élèves de 1^{re} C d'un Lycée découvre des images de la statue de la liberté, un important monument de la ville de New-York, à deux dates différentes. Le passage de la couleur cuivrée d'origine à la coloration vert de gris interpelle ces élèves.

Ils s'organisent alors et entreprennent sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, d'expliquer le phénomène de corrosion des métaux, d'indiquer les conditions favorisant cette corrosion et d'expliquer les méthodes de protection des métaux contre ce phénomène.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR LA CORROSION D'UN MÉTAL

Le document 1 ci-contre est une photographie d'un vieux train abandonné. Comme sur ce train, la plupart des métaux et leurs alliages, exposés aux intempéries, subissent la corrosion.

1. Nomme le solide qui s'est formé sur les parois métalliques du vieux train abandonné.
2. Identifie le métal qui se dégrade au cours de cette corrosion.
3. Définis la corrosion d'un métal.
4. Recherche les différentes formes de corrosion.



Document 1 : Train corrodé

Je fais le point de l'activité

- 1- Le solide qui s'est formé sur ce train abandonné est la rouille.
- 2- Le métal qui se dégrade au cours de cette corrosion est le fer. En effet, exposé à l'air libre, le fer réagit avec le dioxygène de l'air pour former l'oxyde ferrique (un des constituants essentiels de la rouille) selon l'équation-bilan de la réaction vue dans les classes précédentes :

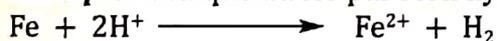


- 3- La corrosion d'un métal est l'ensemble des transformations physico-chimiques qu'il subit sous l'influence du milieu ambiant (humide).
- 4- On distingue la corrosion chimique et la corrosion électrochimique.

- La corrosion chimique

C'est le type de corrosion qui a lieu quand le métal baigne dans un milieu liquide ou gazeux corrosif.

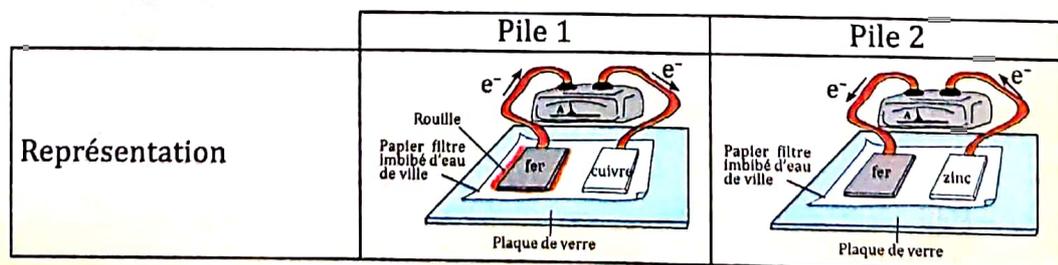
Exemple : attaque du fer par l'ion hydrogène qui se traduit par l'équation :



- La corrosion électrochimique ou galvanique.

C'est le type de corrosion qui se produit chaque fois que deux métaux différents, au contact d'une solution électrolytique, sont reliés par une chaîne de conducteurs métalliques ; on est alors en présence d'une pile.

Exemple :



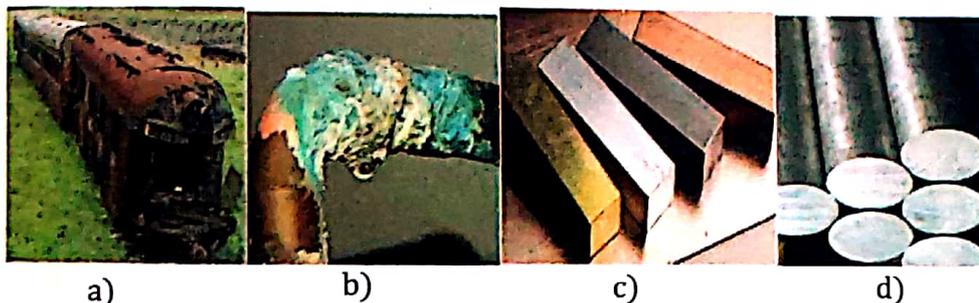
Couples redox en jeu	Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe	Fe^{2+}/Fe et Zn^{2+}/Zn
Demi-équations	$\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	$\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$
Bilans	$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$	$\text{Fe}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Fe} + \text{Zn}^{2+}$
Conclusion	Il y a dissolution du fer à la surface de contact, donc corrosion.	Le fer est protégé en surface donc pas de corrosion.

J'évalue mes acquis



1. Définis la corrosion.
2. Cite deux alliages du fer qui subissent la corrosion.

ACTIVITÉ 2 : EXPLIQUER LE PHÉNOMÈNE DE CORROSION



Document 2 : Objets corrodés

A partir des documents ci-dessus, tu vas chercher à comprendre le phénomène de la corrosion.

1. Explique la perforation par endroits de la carcasse du train du document 2a.
2. Explique pourquoi le tuyau en cuivre du document 2b n'est pas perforé.
3. Nomme la famille des métaux du document 2c.
4. Dis pourquoi les tubes d'aluminium du document 2d ne se dégradent pas en profondeur.

Je fais le point de l'activité

1. Au contact de l'air ambiant, le métal fer réagit avec le dioxygène de l'air pour former un oxyde de fer : l'oxyde ferrique, couche brunâtre encore appelée rouille. La rouille est une couche poreuse, le fer est donc attaqué en profondeur d'où sa perforation.
2. Le cuivre tout comme le bronze (alliage de cuivre et d'étain) exposé aux intempéries se recouvre d'une couche verte et étanche « le vert de gris ». C'est cette couche qui protège le cuivre.
3. Les métaux du document 2 c sont inaltérables. Ils résistent à la corrosion ; ce sont les métaux dits « nobles ».
4. L'aluminium tout comme le zinc, exposé aux intempéries se recouvrent d'une couche terne (non brillante) et étanche qui protège ce métal.

J'évalue mes acquis

Le laiton est un alliage de cuivre et de zinc dans lequel le cuivre est majoritaire.

1. Dis si un robinet en laiton se rouille.
2. Identifie la couche dont se recouvre ce robinet s'il est exposé à l'air ambiant.

ACTIVITÉ 3 : INDIQUER LES CONDITIONS FAVORISANT LA CORROSION

Le document 3 ci-dessous présente des piliers métalliques Corrodés en milieu marin.

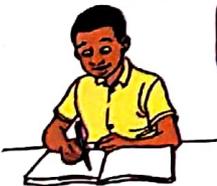


Document 3 : Piliers métalliques corrodés

1. Identifie trois facteurs ayant favorisé la corrosion de ces piliers.
2. Recherche d'autres facteurs pouvant favoriser la corrosion des métaux.

Je fais le point de l'activité

1. Le sel, l'eau et le dioxygène de l'air sont des agents favorisant la corrosion des métaux.
2. Les défauts (zones défectueuses) dans le métal, la soudure et certaines bactéries présentes dans la terre sont des facteurs qui accélèrent la corrosion.

J'évalue mes acquis

Cite les facteurs favorisant la dégradation des climatiseurs alimentant les bureaux d'un immeuble en bordure de mer.

ACTIVITÉ 4 : EXPLIQUER LES MÉTHODES DE PROTECTION DES MÉTAUX CONTRE LA CORROSION

Les coques des navires, les canalisations métalliques enterrées, etc. ont besoin d'être protégées contre la corrosion.

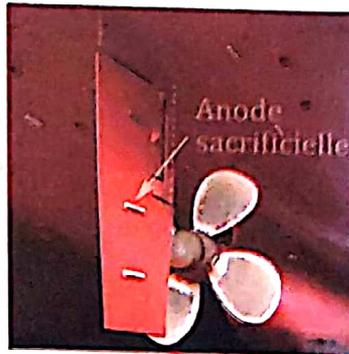
1. Propose une méthode de protection d'une coque de navire ou d'une canalisation métallique enterrée.
2. Recherche d'autres méthodes de protection des métaux contre la corrosion.

Je fais le point de l'activité**1. La protection électrochimique ou cathodique dite à anode sacrificielle**

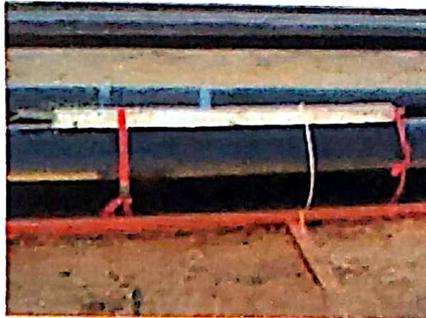
On réalise une pile électrochimique dans laquelle la cathode est la pièce métallique à protéger, et dont l'anode (en zinc, en aluminium...) sera sacrifiée.

Exemples :

- Protection d'une coque de navire.
On place plusieurs blocs de zinc en divers endroits de la coque près de l'hélice. Le zinc sert d'anode consommable ou sacrificielle.



- Protection d'une canalisation enterrée ou d'un rail. L'anode, qui se dissout, protège le métal (acier, fer, etc.)

**2. Autres méthodes de protection des métaux****2.1 Obtention des aciers spéciaux et aciers inoxydables**

Par addition de chrome, de nickel, de titane, de molybdène, etc ... on obtient des produits présentant une bonne résistance à la corrosion. Cette méthode est cependant très coûteuse.

2.2. Revêtement par transformation chimique de la surface à protéger

On plonge la pièce dans un bain, de façon à former une pellicule imperméable, c'est le cas de la passivation par l'acide nitrique et de la parkérisation par l'acide phosphorique (pour les carrosseries d'automobiles).

2.3. Recouvrement de la surface à protéger

On utilise des peintures, des vernis, des laques, des résines, des matières plastiques, etc... pour isoler la surface métallique de l'atmosphère oxydante.

2.4. Immersion de la pièce dans un métal fondu

La pièce à protéger est plongée dans un métal liquide, plus réducteur que le fer, qui recouvre la surface. Il se forme une pile électrochimique, qui entraîne la dissolution de ce métal. On utilise soit du zinc (fer galvanisé) ou de l'étain (fer blanc).

J'évalue mes acquis



1. Explique pourquoi dans la protection des métaux par voie cathodique, l'anode est dite sacrificielle.
2. En t'appuyant sur l'extrait de la classification des couples redox ci-dessous,

Pouvoir oxydant croissant ↑	Hg ²⁺	Hg
	Ag ⁺	Ag
	Cu ²⁺	Cu
	H ₃ O ⁺	H ₂
	Pb ²⁺	Pb
	Sn ²⁺	Sn
	Ni ²⁺	Ni
	Fe ²⁺	Fe
	Cr ³⁺	Cr
	Zn ²⁺	Zn
		↓ Pouvoir reducteur croissant

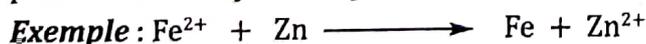
dis par quel(s) métal (aux), on peut protéger une bague en fer de la corrosion. Justifie la réponse.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- La corrosion d'un métal est sa dégradation progressive due à une réaction chimique et/ou électrochimique dans le milieu ambiant.
- Les facteurs qui favorisent la corrosion des métaux sont : l'humidité, l'eau de mer, le dioxygène de l'air, les gaz polluants, certaines bactéries présentes dans la terre etc.
- Pour protéger les métaux contre la corrosion, on procède par :
 - voie électrochimique : pose de couches métalliques au moyen d'une électrolyse ;
 - revêtement chimique (passivation du fer par l'acide nitrique, parkérisation par l'acide phosphorique pour les carrosseries automobiles) ;
 - recouvrement de la surface à protéger par du vernis, de la peinture, des matières plastiques etc.

III- MÉTHODE

Il faut tenir compte de la classification électrochimique des couples oxydants/réducteurs mis en jeu quand l'on veut protéger un métal par voie électrochimique. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant le plus faible et le réducteur le plus faible.



NB : la réaction inverse n'est pas possible, sauf par électrolyse.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Cite les types de protection des métaux couramment utilisés.

Exercice 2

La corrosion de l'aluminium par l'air est une réaction chimique.

1- Cite les réactifs et les produits.

- 2- Ecris l'équation-bilan de la réaction mise en jeu.
- 3- Dédus la nature (oxydation ou réduction) de cette réaction.

Résolution de l'exercice 1

Les trois types de protection des métaux couramment utilisés sont :

- 1- protection par revêtement ;
- 2- protection cathodique ;
- 3- protection par passivation.

Commentaire :

Se reporter au cours.

Résolution de l'exercice 2

- 1- Les réactifs sont : l'aluminium Al et le dioxygène O_2 .
Le seul produit est l'oxyde d'aluminium ou alumine Al_2O_3 .
- 2- Equation-bilan de la réaction
 $2Al + \frac{3}{2}O_2 \longrightarrow Al_2O_3$
- 3- Al subit une oxydation.

Commentaire :

Se reporter au cours et savoir équilibrer une équation de réaction chimique.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

- 1 Cite :
 - 1- l'une des causes de la corrosion des métaux ;
 - 2- l'une des principales méthodes de protection des métaux contre la corrosion.
- 2 Un chimiste souhaite protéger une installation en cuivre.
Cite les métaux qu'il peut utiliser pour réaliser cette protection.
- 3 La statue de la liberté est passée de sa couleur cuivrée d'origine au vert-de-gris.
 - 1- Explique pourquoi le cuivre s'est corrodé au cours du temps.
 - 2- Justifie que cette corrosion du cuivre s'arrête avec l'apparition du vert de gris.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

- 4 Un professeur de Physique-Chimie enroule un fil de zinc autour d'un clou puis il le plonge dans une solution d'acide chlorhydrique.
Parmi les propositions ci-dessous,
 - a) seul le fer est attaqué ;
 - b) seul le zinc est attaqué ;
 - c) les deux métaux sont attaqués.
 Recopie la bonne réponse.
- 5
 - 1- Définis une micro-pile.
 - 2- Cite la propriété des métaux qui, associés au fer, peuvent constituer des micro-piles favorisant :
 - 2.1- la corrosion du fer ;
 - 2.2- la protection du fer.

6 Sur la coque d'un bateau, près de l'hélice, on a fixé un bloc de zinc de masse $m = 80 \text{ kg}$ qui a été consommé en 15 jours.

1- Détermine la quantité d'électricité mise en jeu dans la protection cathodique.

2- Détermine, en absence de zinc :

2.1- la masse m_1 de fer qui aurait été corrodée ;

2.2- la masse m_2 de rouille qui se serait formé.

On supposera que la rouille est constituée principalement d'hydroxyde de fer III de formule $\text{Fe}(\text{HO})_3$.

Données :

Nombre d'Avogadro $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Charge élémentaire $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Situations d'évaluation

7 Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton professeur de Physique-Chimie remet à ton groupe une petite barre faite de pièces d'acier qui baigne dans de l'air marin. Pour assurer sa protection contre la corrosion, vous devez choisir entre le zinc et l'étain.

Tu es le rapporteur du groupe.

1- Indique le nom du métal qu'on doit utiliser de manière préférable. Justifie.

2- Dis ce qui arrive à la couche protectrice quand on utilise l'autre métal pour le recouvrement.

3- Nomme chacune des réactions chimiques qui a lieu dans chaque situation.

8 Lors d'un concours organisé par le club scientifique de ton établissement, les candidats sont invités à expliquer la protection de l'arbre d'une hélice en acier (98% de fer) par voie électrochimique. Pour cela, une pastille en zinc renouvelable tous les trois ans est fixée sur l'arbre de l'hélice par vissage.

Candidat à cette épreuve, propose ton explication.

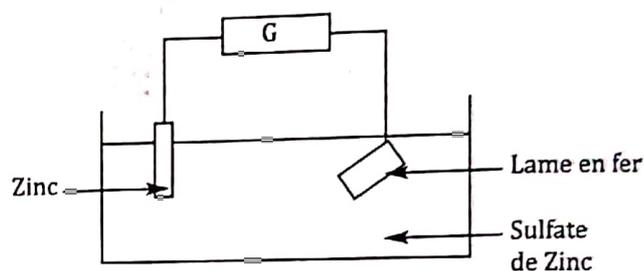
1- Cite les couples électrochimiques qui vont réagir en présence d'eau.

2- Indique le métal le plus réducteur entre le fer et le zinc.

3- Écris la demi-équation de la réduction de ce métal.

4- Explique pourquoi le zinc doit être renouvelé tous les trois ans.

9 Au cours d'une séance de travaux pratiques au sein de ton établissement, ton professeur de physique-chimie demande à ton groupe de travail de procéder à la galvanisation d'une lame en fer par électrolyse d'une solution de sulfate de zinc pour protéger cette lame contre la corrosion. Tu es désigné comme le rapporteur. Tu fais le schéma de cette électrolyse comme suit :



1- Écris les formules des ions en présence dans l'électrolyte.

2- Écris la demi-équation qui prouve que la lame en fer se recouvre de zinc.

3- Explique la formation de ce dépôt de zinc

4- Précise laquelle des électrodes est l'anode.

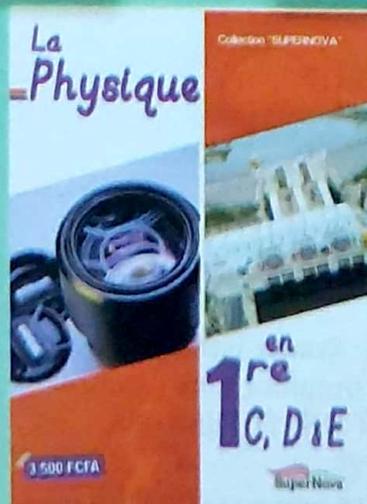
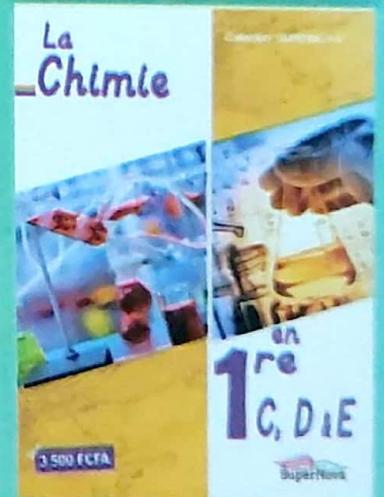
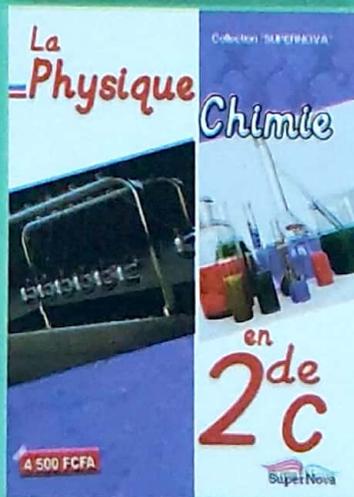
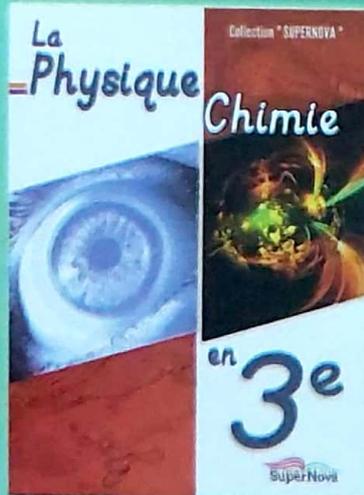
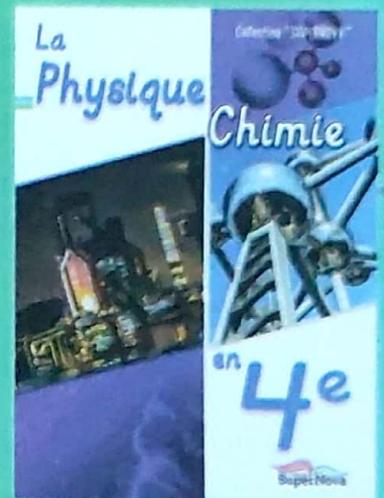
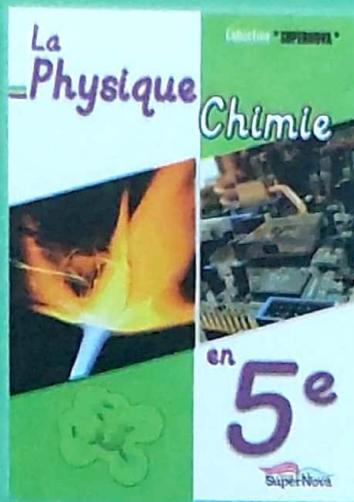
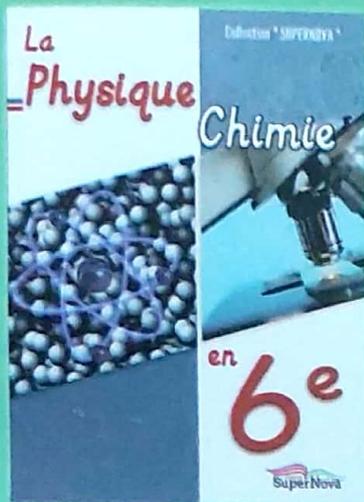
VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

POURQUOI LA STATUE DE LA LIBERTÉ EST «VERTE» ?



La Statue de la Liberté est un monument célèbre avec une couleur bleu-vert emblématique. Cependant, ce n'était pas toujours vert. Lorsque la statue a été dévoilée en 1886, elle était d'une couleur brune brillante, comme un sou. En 1906, la couleur était devenue verte. La raison pour laquelle la Statue de la Liberté a changé de couleur est que la surface extérieure est recouverte de centaines de fines feuilles de cuivre. Le cuivre réagit avec l'air pour former une patine ou un vert-de-gris. La couche vert-de-gris protège le métal sous-jacent de la corrosion et de la dégradation, raison pour laquelle les sculptures en cuivre, en laiton et en bronze sont si durables.

Manuels de PHYSIQUE-CHIMIE



+ 225 07 08 64 71 07 | +225 07 58 71 58 71
www.editions supernova.com
info@editions supernova.com



MAQUETTE ET MISE EN PAGES : SERVICE INFOGRAPHIE
Achévé d'imprimer HOODA Graphics_Côte d'Ivoire
pour le compte des ÉDITIONS SUPERNOVA

Août 2022

Dépot légal n° 18293 - 1^{er} trimestre 2022

DANS LA MÊME COLLECTION

