

RECUEIL D'EXERCICES DE CHIMIE

Première S1 S2

Auteur : M. Modou DIOUF

Professeur de Sciences Physiques au Lycée Jules SAGNA de Thiès

CHIMIE
CHIMIE

COLLECTION



PREMIERE PARTIE : CHIMIE ORGANIQUE

Série 1 : Généralités sur la chimie organique

Série 2 : Les alcanes

Série 3 : Les chaînes carbonées insaturées : alcènes et alcynes

Série 4 : Le benzène

Série 5 : Les composés oxygénés

DEUXIEME PARTIE : ELECTROCHIMIE

Série 6 : Notion de couple oxydant - réducteur

Série 7 : Classification qualitative des couples oxydant-réducteur (ion métallique/métal)

Série 8 : Classification quantitative des couples oxydant-réducteur (ion métallique/métal)

Série 9 : Généralisation de l'oxydoréduction en solution aqueuse

Série 10 : Electrolyse, bilan quantitatif

Série 11 : Oxydoréduction par voie sèche

Série 12 : Thèmes : phosphates, engrais, matières plastiques (exposés, visites)

PREMIERE PARTIE : CHIMIE ORGANIQUE

Série 1 : Généralités sur la chimie organique

Série 2 : Les alcanes

Série 3 : Les chaînes carbonées insaturées : alcènes et alcynes

Série 4 : Le benzène

Série 5 : Les composés oxygénés

SERIE 1 : GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE

EXERCICE 1 : IDENTIFICATION D'UN COMPOSE ORGANIQUE

Un liquide **A** possède pour composition centésimale massique C 37.5% ; O 50% ; H 12,5%

- 1°) Sachant que sa vapeur a une densité par rapport à l'air de 1,1, déterminer la formule brute du composé **A**
- 2°) En tenant compte de la valence des éléments, proposer une formule développée pour **A**.

EXERCICE 2 : IDENTIFICATION D'UN COMPOSE ORGANIQUE

Un liquide **B** d'odeur analogue à celle de l'ammoniac a pour composition centésimale massique C 53.3% ; N 31.1% ; H 15.6%.

- 1°) Déterminer sa formule brute sachant que sa masse molaire est de 45g.mol⁻¹.
- 2°) Indiquer les formules développées possibles pour **B**.
- 3°) L'étude structurale de la molécule du composé **B** indique l'absence de liaison carbone-carbone ; en déduire sa formule développée.

EXERCICE 3 : COMPOSITION CENTESIMALE ET FORMULE BRUTE

L'analyse d'un composé organique ne renfermant que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène donne les résultats suivants 1,491g de substance fournit par combustion complète 3,54 g de CO₂ et 1,81 g d'eau.

La vaporisation de cette substance produit une vapeur de masse 2,56 g et de volume 1057cm³ (le volume molaire est de 31 L.mol⁻¹).

- 1°) Quelle est la composition centésimale massique de la substance?
- 2°) Quelle est sa masse molaire moléculaire ?
- 3°) Quelle est sa formule brute ?

EXERCICE 4 : DETERMINATION DE LA FORMULE BRUTE D'UN HYDROCARBURE

On introduit dans un eudiomètre 10 cm³ d'un hydrocarbure gazeux et 80cm³ de dioxygène. On fait jaillir une étincelle qui déclenche la combustion complète du mélange. Après refroidissement, il reste dans l'eudiomètre 60 cm³ d'un gaz dont l'analyse révèle qu'il est formé de 40 cm³ de CO₂ et de 20cm³ de dioxygène.

- 1°) L'équation de la combustion de cet hydrocarbure est notée : C_xH_y + O₂ → CO₂ + H₂O
Équilibrer cette équation.
- 2°) Calculer en fonction de x le volume de dioxyde de carbone obtenu. En déduire la valeur de x.
- 3°) Calculer en fonction de x et y le volume de dioxygène consommé. En déduire la valeur de y.
- 4°) Ecrire la formule brute de cet hydrocarbure.

EXERCICE 5 : IDENTIFICATION D'UN COMPOSE ORGANIQUE

1°) Un composé **A** est formé de 20% de carbone ; de 6,66% d'hydrogène ; de 26,67% d'oxygène et de 46,67% d'azote. Déterminer sa formule brute sachant qu'il contient un seul atome de carbone.

2°) L'analyse d'un composé **B** montre que sa formule est de la forme C_xH_yO_zN_t où x, y, z et t sont des entiers. Par oxydation de 0,500g de ce corps, on a obtenu 0,370 g d'une substance absorbable par la potasse et 0,300 g d'une autre substance absorbable par la ponce sulfurique. La masse molaire de corps est M = 60g.mol⁻¹

- a°) Calculer x et w et en déduire une relation entre y et t.
- b°) Quelles valeurs peuvent prendre t pour que la masse molaire de **B** soit égale à 60g.mol⁻¹ ?
- c°) En déduire sa formule brute. Le composé **B** obtenu est-il identique au composé **A**.

EXERCICE 6 : ANALYSE ELEMENTAIRE DE LA GLYCINE

La glycine est une poudre blanche dont la formule est du type C_xH_yO_zN_w. On mélange intimement 1,5g de glycine avec de l'oxyde de cuivre II en excès. On chauffe fortement et longtemps. On fait passer le gaz à des barboteurs

- le premier barboteur contient de l'acide sulfurique, sa masse finale a augmenté de 0,9g ;
- le deuxième barboteur contient de la potasse, sa masse finale a augmenté de 1,76g ;
- le diazote formé est recueilli en bout d'appareillage par déplacement d'eau. Il occupe à la fin un volume égal à 225 cm³. Le volume molaire des gaz dans ces conditions est 22,5 l.mol⁻¹.

1°) Déterminer la formule brute de la glycine de masse molaire M 75g.mol⁻¹.

2°) Quelle masse de cuivre s'est-elle formée ?

Données : CO₂ est absorbé par la potasse, la soude; O₂ par le phosphore et H₂O vapeur par l'acide sulfurique

EXERCICE 7 : DETERMINATION D'UN HYDROCARBURE GAZEUX

500 ml d'un hydrocarbure gazeux, volume mesuré dans les CNTP ont une masse $m = 0,98$ g. La combustion complète de ce volume nécessite 12,5 litres d'air, volume mesuré dans les CNTP.

Trouver la formule brute du composé.

Ecrire les formules développées correspondantes.

On admet que l'air renferme en volume 20% de dioxygène.

EXERCICE 8 : DETERMINATION D'UN HYDROCARBURE GAZEUX

Un corps pur gazeux A a pour formule CH_xCl_y , x et y sont des entiers naturels.

L'analyse d'un échantillon pur de A indique qu'il renferme en masse 13,8 % de carbone.

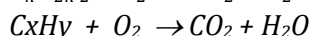
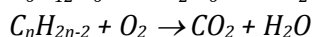
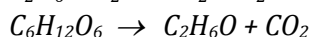
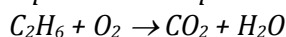
1. Calculer la masse molaire moléculaire de A.
 2. Calculer les valeurs de x et y , sachant que A renferme en masse six fois plus de carbone que d'hydrogène. En déduire la formule brute de A.
 3. Calculer la quantité de matière contenue dans 11,2 L de A dans les C.N.T.P. Calculer la masse correspondante.
 4. Donner les formules développées possibles
- Masses molaires atomiques en g/mol : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{Cl}) = 35,5$.

EXERCICE 9 : COMBUSTION D'UN HYDROCARBURE

Les parties A et B sont indépendantes.

Partie A :

Equilibrer les équations-bilans suivantes :

**Partie B :**

Un composé organique gazeux A, a pour formule C_xH_y où x et y sont des nombres entiers.

- 1- On réalise la combustion complète d'une masse $m = 1$ g de compos A, en présence d'un excès de dioxygène. La réaction produit $m_1 = 1,64$ g d'eau.
Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion.
- 2- L'échantillon A, de masse 1g, occupe un volume $v = 545$ mL dans les conditions de l'expérience où le volume molaire est $V_m = 24$ L.mol⁻¹. Quelle est la masse molaire du composé A ?
On suppose que le gaz se comporte comme un gaz parfait.
- 3- Déduire des résultats des questions précédentes la formule brute du composé A et les formules semi-développées possibles.

EXERCICE 10 : ANALYSE ELEMENTAIRE D'UNE ESSENCE

A : On considère une essence entièrement constituée d'hydrocarbures isomères de formule C_xH_y .

1. Ecrire l'équation-bilan de la combustion de ces hydrocarbures.
2. sachant que la combustion de 2,28g d'essence donne 7,04g de dioxyde de carbone et 3,24g d'eau, déterminer le rapport $\frac{x}{y}$.
3. la masse molaire de ces isomères est de 114 g.mol⁻¹ ; en déduire leur formule brute.

B : On mélange maintenant deux hydrocarbures de gaz à la composition volumique suivante : éthane : 40,0 %, propane : 35,0 % et butane : 25,0%.

1. déterminer la composition centésimale massique de ce mélange.
2. calculer la masse volumique de ce mélange, sa densité par rapport à l'air et sa masse molaire moyenne.

Données : dans les conditions d'étude, le volume molaire vaut $V_m = 22,4$ L. mol⁻¹ et la masse volumique de l'air vaut $\mu_e = 1,29$ g. mol⁻¹.

EXERCICE 11 : FORMULE D'UN COLORANT ANTIQUE : LA POURPRE

La pourpre, qui ornait le bas de la toge romaine, est extraite d'un coquillage abondant en Méditerranée, le murex. Cette matière colorante a pour composition centésimale massique :

C : 45,7% ; H : 1,9 % ; O : 7,6 % ; N : 6,7 % ; Br : 38,1.

- a) Calculer la composition molaire de la pourpre et donner sa formule sous forme : $(C_xH_yO_zN_tBr)_n$, x, y, z, t, n étant des entiers.
- b) Sachant que la molécule de pourpre contient deux atomes de brome, calculer sa masse molaire.

EXERCICE 12 : LA SALADE, SOURCE DE MAGNESIUM

La formule de la chlorophylle est $C_{55}H_{72}N_4O_5$ Mg.

- a) Calculer le pourcentage massique de magnésium contenu dans la chlorophylle.
- b) Sachant que 1 Kg de feuilles contient environ 2g de chlorophylle, calculer la masse de magnésium absorbée lorsqu'on mange 250 g de salade. Quel est le nombre correspondant d'atomes de magnésium ?

EXERCICE 13 : LA VITAMINE A

- a) La vitamine A, ou rétinol, a pour formule brute $C_{20}H_{30}O$. Calculer sa composition massique.
- b) Le rétinol donne, par oxydation, le rétinal qui joue un rôle prépondérant dans les réactions photochimiques associées aux phénomènes de la vision ; sa déficience entraîne un durcissement de la cornée ou « xérophtalmie », cause de nombreuses cécités. Le traitement préventif d'un sujet sensible consiste en l'absorption de trois comprimés par jour contenant chacun 20 micromoles de vitamine A. Quelle masse de vitamine A le patient absorbe-t-il quotidiennement ?
- c) Cette vitamine est présente dans l'huile de foie de morue (28 mg pour 100 g d'huile) ; l'organisme peut aussi la synthétiser à partir du carotène contenu dans les carottes (100 g de carottes produisent 15 mg de vitamine A). Quelles masses d'huile de foie de morue ou de carottes le patient devrait-il absorber pour avoir un traitement équivalent à celui prescrit ?

EXERCICE 14 : FORMULE ET SOLUBILITE DE LA QUININE

La quinine est un médicament très efficace dans la lutte contre les fièvres et le paludisme. Elle est toujours extraite du quinquina selon un procédé décrit par Pelletier et Caventou en 1820.

Sa masse molaire est de 324 g.mol^{-1} et sa composition centésimale massique est la suivante : C : 74,07% ; H : 7,41% ; O : 9,87% ; N : 8,64%.

- a) Quelle est la formule brute de la quinine ?
- b) La solubilité de la quinine dans l'eau est faible : $2,15 \text{ g.l}^{-1}$. Calculer la quantité de quinine présente dans 100 cm^3 d'une solution saturée. Quelle est la concentration de la solution correspondante ?

EXERCICE 15 : DETERMINATION DE LA FORMULE D'UN COMPOSE ORGANIQUE

Un acide organique A a pour composition centésimale massique : C : 26,1% ; O : 69,5% ; H : 4,4 %. On dissout 11,5 g de cet acide dans un litre d'eau et on dose la solution obtenue avec la soude de concentration 1 mol.l^{-1} ; la soude et l'acide réagissent mole à mole.

- a) Sachant que 20ml de solution acide sont dosées par 5ml de soude, calculer la masse molaire de A ; en déduire sa formule brute.
- b) En respectant la valence des éléments, proposer une formule développée pour A.

EXERCICE 16 : FERMENTATION DU MOUT DE RAISIN

- a) L'éthanol ou alcool éthylique, C_2O_5H , contenu dans le vin, résulte de la fermentation des sucres présents dans le mout de raisin. On peut considérer, pour simplifier, que seuls le glucose et le fructose, sucres isomères de formule $C_6H_{12}O_6$, subissent cette fermentation.

Sachant qu'avec l'éthanol il se forme exclusivement du dioxyde de carbone, écrire l'équation-bilan de la fermentation.

- b) On considère la fermentation de 1000 kg de raisin contenant 18,9% (en masse) de sucres fermentescibles.

Quel volume d'éthanol pur obtient-on ?

- c) Le dioxyde de carbone n'est pas très toxique ; cependant, lorsque sa concentration volumique dans l'air ambiant dépasse 10%, il peut provoquer des maux de tête, des vertiges et une forte accélération de la respiration.

Calculer le volume de dioxyde de carbone formé lors de la fermentation d'une tonne de raisin à 20°C. En déduire le volume d'air total permettant de « diluer » suffisamment le dioxyde de carbone formé pour éviter tout danger.

EXERCICE 17 : COMPARAISON DE DEUX ENGRAIS

L'urée et l'ammoniac (ou nitrate d'ammonium) sont deux engrais azotés très utilisés en agriculture. La formule brute de l'urée est $\text{CN}_2\text{H}_4\text{O}$, celle de l'ammonitrate $\text{N}_2\text{H}_4\text{O}_3$.

- Calculer la composition centésimale molaire et massique de chaque engrais.
- Quel est celui qui, par tonne d'engrais utilisé, assure la fertilisation azotée la plus importante.

EXERCICE 18 : ANALYSE D'UN COMPOSE ORGANIQUE

L'analyse d'un composé organique montre que sa composition centésimale massique est la suivante:

21.1% de carbone	6.6% d'hydrogène
46.4% d'azote	26.9% d'oxygène.

Certaines méthodes physiques permettent de connaître une valeur approchée de sa masse molaire qui vaut $60\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Déterminer sa formule brute et écrire les formules développées possibles.

EXERCICE 19 : COMPOSITION DU SUCRE

1-Le sucre a pour formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Déterminer sa composition centésimale massique.

2-Un composé contient : 85,7% de carbone et 14,3% d'hydrogène. Ce composé, à l'état gazeux, a une densité par rapport à l'air de $d=2,4$. Déterminer sa formule brute.

3-Un composé renferme 52% de carbone, 13% d'hydrogène et 35% d'oxygène.

Sachant que ce composé contient un seul atome d'oxygène par molécule, déterminer sa formule.

EXERCICE 20 : FORMULE D'UN COMPOSE

1-Un composé organique renferme en masse : 64% de carbone, 13,5% d'hydrogène et 22,5% de dioxygène. Sa masse molaire est de $74\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Trouver la formule brute du composé. Ecrire les formules développées possibles.

2-Un hydrocarbure renferme en masse 85% de carbone.

2.1-Quelles sont les formules brutes possibles pour ce composé ?

2.2-Quelle est la formule brute qui convient sachant que la densité de vapeur de la substance est 2,4 ?

EXERCICE 21 : COMBUSTION D'UNE SUBSTANCE ORGANIQUE

La combustion, dans du dioxygène, de 0,745g d'une substance organique a donné 1,77g de dioxyde de carbone et 0,91g d'eau. La substance étant vaporisée, la masse de 528,5mL est de 1,18g, la pression étant de 700mmHg, la température de 100°C.

1-Trouver la densité de la substance à l'état de vapeur.

2-Trouver la composition centésimale massique de la substance sachant qu'elle ne renferme que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.

3-Trouver la formule brute du composé.

EXERCICE 22 : COMPOSITION CENTESIMALE

1,56g d'un hydrocarbure gazeux A brûle dans un excès de dioxygène en donnant 5,28g de CO_2 et 1,08g de H_2O .

1-Calculer la composition centésimale massique de A.

2-La densité de vapeur de A par rapport à l'air est voisine de 0.9. Déterminer sa formule brute?

EXERCICE 23 : COMPOSITION CENTESIMALE

La combustion complète de 0,6574 g d'un composé formé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène donne 0,7995 g d'eau et 1,5640 g de dioxyde de carbone.

1-Quelle est la composition centésimale de la substance ?

2-Quelle est la formule moléculaire brute de la substance, sachant que la densité de vapeur, est environ égale à 2,6 ?

EXERCICE 24 : COMBUSTION D'UN HYDROCARBURE GAZEUX

Un eudiomètre contient 10cm^3 d'un hydrocarbure gazeux et 30cm^3 de dioxygène. Après passage de l'étincelle les gaz restants sont ramenés aux conditions initiales de température et de pression; ils occupent alors 20cm^3 dont la moitié est absorbée par la potasse et le reste par le phosphore. Quelle est sa formule brute?

EXERCICE 25 : COMBUSTION D'UN HYDROCARBURE GAZEUX

On introduit dans un eudiomètre 10 cm^3 d'un hydrocarbure gazeux et 80 cm^3 de dioxygène.

On fait la combustion complète du mélange. Après refroidissement, il reste dans l'eudiomètre 60 cm^3 d'un gaz dont l'analyse révèle qu'il est formé de 40 cm^3 de dioxyde de carbone et de 20 cm^3 de dioxygène.

Déterminer la formule de l'hydrocarbure.

EXERCICE 26 : FORMULE D'UN CORPS A

Un corps pur A, a pour formule brute CH_xCl_y . L'analyse de 500mg d'un échantillon de A montre qu'il contient $70,5\text{mg}$ de carbone.

1-Déterminer la masse molaire de A.

2-Quelle est la formule brute du composé A. Donner sa représentation de Lewis.

EXERCICE 27 : ETUDE D'UN MELANGE

A et B sont deux corps purs gazeux dont les molécules ne renferment que les éléments carbone et hydrogène.

On effectue les mélanges suivants :

Mélange 1 : $m_1 = 19\text{g}$; il contient $0,1\text{ mol}$ de A et $0,3\text{ mol}$ de B.

Mélange 2 : $m_2 = 10,6\text{g}$; il contient $0,3\text{ mol}$ de A et $0,1\text{ mol}$ de B.

1-Quelle sont les masses molaires M_A de A et M_B de B ?

2-Déterminer la formule de A.

3-Quelle est la formule brute de B sachant que sa molécule possède 2,5fois plus d'atomes d'hydrogène que de carbone ?

4-Quel doit être le pourcentage en mol de A dans un mélange A + B pour que ce mélange contienne des masses égales de A et B.

SERIE 2 : LES ALCANES

EXERCICE 1 : CONNAISSANCES DU COURS

- 1°) Donner la définition de deux molécules isomères.
- 2°) Qu'est ce qu'un carbone tétraédrique ?
- 3°) Donner la définition d'une réaction de substitution.
- 4°) Qu'est ce qu'une réaction photochimique ?
- 6°) Donner la formule générale d'un alcane. Quel est l'alcane de densité de vapeur $d = 2$? Préciser ses formules semi-développées possibles. Donner le nom de tous les isomères.

EXERCICE 2 : FORMULES SEMI DEVELOPPEES D'UN ALCANE ET NOMENCLATURE

1. Ecrire les formules semi-développées et donner les noms de tous les alcanes de formule brute C_5H_{12} .
2. Préciser la nature de l'isomérisie mise en jeu.
3. Même question pour les alcanes de formule C_5H_{10} et C_8H_{18} .

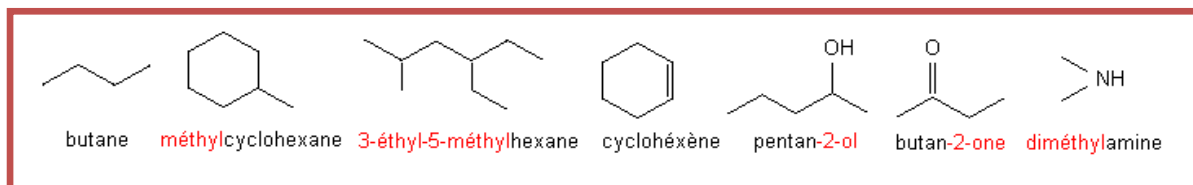
EXERCICE 3 : NOMENCLATURE

Donner la formule semi-développée des composés suivants :

- a°) 3-éthyl-2-méthylpentane ; b°) 5-éthyl-2,6-diméthyl-octane ; c°) 2-bromo-1,3-dichloro-4-éthylhexane ;
- d°) 2-éthyl-1,1-diméthylcyclohexane ; e°) 3-éthyl-2-isopropylbutane.
- f°) 2-méthylbutane ; g°) 2, 2, 3,4-tétraméthylpentane ; h°) 2,2-diméthyl 3-fluorobutane
- i°) Méthylpropane

EXERCICE 4 : FORMULES TOPOLOGIQUES OU STRUCTURALES

Donner la formule brute correspondant aux formules structurales suivantes (certains de ces composés seront étudiés, plus tard, dans le cours) :



EXERCICE 5 : FORMULE BRUTE D'UN ALCANE A PARTIR DE LA MASSE MOLAIRE

Un alcane a pour masse molaire $M = 58 \text{ g/mol}$.

- a) Donner la formule générale d'un alcane portant n atome de carbone.
- b) Exprimer la masse molaire d'un alcane en fonction de n .
- c) Déterminer n pour l'alcane étudié et en déduire sa formule brute.
- d) Rechercher tous les isomères et les nommer.

EXERCICE 6 : ALCANE GAZEUX ET SUBSTITUTION

Un alcane gazeux a une densité par rapport à l'air égal à $d = 1,034$.

- 1°) Déterminer sa formule brute.
- 2°) On fait réagir du dichlore sur cette alcane. On obtient un produit contenant 55,04 % en masse de chlore.
- a°) Déterminer la formule de cet produit.
- b°) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a eu lieu.
- c°) Définir ces réactions et donner et donner les conditions expérimentales.

EXERCICE 7 : MONOBROMATION D'UN ALCANE

La masse molaire d'un alcane est de 86 g/mol .

- 1°) Trouver sa formule brute, ses isomères et leurs noms.
- 2°) Sachant que la monobromation de cette alcane donne uniquement deux produits différents A_1 et A_2 ; trouver les formules semi-développées de A_1 et A_2 . Les nommer.

EXERCICE 8 : FORMULE D'UN COMPOSE

Le dibrome Br_2 réagit sur un alcane A de masse molaire $M_A = 58 \text{ g/mol}$. Le composé B obtenu est un corps pur de masse molaire $M_B = 216 \text{ g/mol}$.

1. Trouver les formules brutes des composés A et B.
2. Ecrire les différentes formules semi-développées possibles.

On donne : masse molaire atomique du brome = 80 g/mol .

EXERCICE 9 : FORMULE BRUTE D'UN ALCANE A PARTIR DE DES POURCENTAGES MASSIQUES

- 1) Un alcane A contient en masse 18,2% d'hydrogène.
 - a) Déterminer la formule brute de A.
 - b) Donner sa formule semi-développée. Le nommer.
- 2) On fait réagir l'alcane A avec du dibrome Br_2 au cours d'une monobromation.
 - a) Ecrire l'équation de la réaction entre l'alcane A et le dibrome.
 - b) Proposer les formules semi-développées possibles du produit de la réaction. Les nommer.
 - c) Quel est le pourcentage massique en brome contenu dans le produit.

3) Rechercher toutes les formules semi-développées possibles de $\text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$. Les nommer.

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

EXERCICE 10 : BROMATION DU WHITE SPIRIT

Le white spirit, utilisé pour diluer certaines peintures, est essentiellement constitué d'alcane en C7. Nous admettons pour cet exercice qu'il ne contient que de l'heptane, du 2-méthylhexane et du 2,2-diméthylpentane.

- a- Ecrire la formule semi-développée de ces trois constituants.
- b- On veut réaliser la monobromation complète de 5 cm^3 de white spirit. Ecrire les différents dérivés monobromés présents dans le mélange final.
- c- Sachant que la masse volumique du white spirit est de 683 Kg. m^{-3} , calculer le volume minimal de dibrome (masse volumique : 3120 Kg.m^{-3}) que l'on doit ajouter aux 5 cm^3 de white spirit pour obtenir une monobromation complète.

EXERCICE 11 : COMBUSTION D'UN ALCANE

On brûle complètement une masse m_1 d'un alcane A, on recueille une masse $m_2 = 13,2 \text{ g}$ de dioxyde de carbone et une masse $m_3 = 6,30 \text{ g}$ d'eau.

1°) Ecrire l'équation-bilan de la combustion complète d'un alcane ayant n atomes de carbone.

2°) Déterminer les quantités de matière de dioxyde de carbone et d'eau obtenues.

En déduire la valeur de n et la formule brute de A.

3°) Ecrire les formules semi-développées de tous les isomères de A et leurs noms correspondants.

Identifier A sachant que sa chaîne carbonée est linéaire.

EXERCICE 12 : MICROANALYSE D'UN ALCANE PAR COMBUSTION

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

- 1) La formule C_xH_y de l'alcane A
- 2) Sa formule semi-développée sachant que tous les atomes d'hydrogène qu'il contient appartiennent à des groupes méthyles
- 3) Son nom dans la nomenclature internationale
- 4) Combien existe-t-il de dérivés de substitution monochlorés et dichlorés de l'alcane A ? Donner le nom de ces dérivés

EXERCICE 13 : COMBUSTION D'UN MELANGE GAZEUX

Un mélange contenant n_1 moles de méthane n_2 moles d'éthane produit, par combustion complète avec du dioxygène en excès.

La masse d'eau formée est de $21,6 \text{ g}$ et celle du dioxyde de carbone est de $30,8 \text{ g}$.

1°) Ecrire les équations des réactions.

2°) Calculer les quantités de matière des produits formés.

3°) Exprimer les quantités de matière d'eau et de dioxyde de carbone formés en fonction de n_1 et n_2 .

4°) Calculer, dans le mélange initial d'alcane, la composition en masse (exprimée en %) de chacun des deux composés.

EXERCICE 14 : COMBUSTION D'UN MELANGE GAZEUX

On introduit dans un eudiomètre 30ml d'un mélange gazeux de méthane et de butane et un excès de dioxygène. Après passage de l'étincelle électrique, il reste 70ml de gaz dont 45ml sont absorbable par la potasse ; On s'assure de la pureté du gaz résiduel en le fixant intégralement par le phosphore. Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions.

1°) Ecrire les équations de combustion.

2°) Déterminer la composition centésimale volumique du mélange et le volume de dioxygène introduit dans l'eudiomètre avant passage de l'étincelle.

3°) Sachant que la combustion d'une mole de méthane dégage une quantité de chaleur de 890 KJ, Calculer la masse de méthane nécessaire pour porter à l'ébullition un litre d'eau prise à 30°C ? La capacité thermique massique de l'eau étant $C_e = 4200 \text{ J.kg}^{-1}.K^{-1}$.

EXERCICE 15 : COMBUSTION D'UN MELANGE GAZEUX

La combustion complète dans du dioxygène d'un mélange gazeux de méthane et de butane a donné du dioxyde de carbone et de l'eau. La masse de dioxyde de carbone est 1,75 fois plus importante que celle de l'eau. Déterminer les proportions du mélange en nombres moles.

EXERCICE 16 : COMBUSTION D'UN MELANGE GAZEUX

1. Un alcane a pour formule C_4H_{10} . Ecrire ses formules semi-développées.

2. On introduit dans un eudiomètre 30 ml d'un mélange gazeux G de méthane et de butane et un excès de dioxygène. Après passage de l'étincelle, il reste 70 ml de gaz dont 45ml sont absorbables par la potasse. On s'assure de la pureté du gaz résiduel en le fixant intégralement par le phosphore.

Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression.

a-Ecrire les équations des réactions de combustion.

b-Déterminer la composition centésimale volumique du mélange G et le volume de dioxygène introduit dans le mélange avant passage de l'étincelle.

c-Sachant que la combustion d'une mole de méthane dégage 890KJ , calculer la masse de méthane nécessaire pour porter à l'ébullition sous la pression atmosphérique normale 1litre d'eau prise à 30°C, les pertes de chaleur étant négligeables.

EXERCICE 17 : MELANGES D'ALCANES

Un mélange contenant n_1 moles de méthane et n_2 moles d'éthane produit, par combustion complète avec du dioxygène en excès, du dioxyde de carbone et de l'eau.

La masse d'eau condensée et recueillie est de 21,6g. Le dioxyde de carbone formé est « piégé » dans un absorbeur à potasse. La masse de l'absorbeur s'accroît de 30,8g.

1-Ecrire les équations des réactions de combustion du méthane et de l'éthane.

2-Calculer la quantité de matière d'eau formée.

3-Calculer la quantité de matière de dioxyde de carbone produit.

4-En tenant compte des coefficients stœchiométriques des équations de réaction, exprimer les quantités de matière d'eau et de dioxyde de carbone formés en fonction de n_1 et n_2 . Calculer n_1 et n_2 .

5-Calculer dans le mélange initial d'alcane, la composition en masse (exprimée en %) de chacun des deux composés.

EXERCICE 18 : IDENTIFICATION D'UN ALCANE A

1-Un composé A, bout à température. D'autre part, le craquage thermique de A donne du carbone et de l'hydrogène.

1.1-Quels renseignements peut-on en déduire pour A ?

1.2-Comment aurait-on pu montrer que A est un composé organique ?

2-La combustion de 7,2g de A donne 22g de dioxyde de carbone et 10,8g d'eau.

2.1-Ecrire l'équation générale de combustion d'un alcane.

2.2-Montrer que l'on peut déterminer la formule brute de A.

- 3-La formule développée de cet alcane est-elle unique ? Combien y a-t-il d'isomères de chaîne ?
- 4-Le dichlore est, en présence lumière, décoloré par la vapeur de A. Que se passe-t-il ? Ecrire l'équation de la réaction
- 5-L'étude des produits de substitution par le dichlore montre qu'il existe un seul dérivé monochloré.
- 5.1-Montrer qu'il est alors possible de donner la formule développée de A.
- 5.2-Comment passe-t-on de la formule du méthane à celle de A ?
- 6-Donner le nom de A.

EXERCICE 19 : ALCANE COMME CARBURANT

Le carburant utilisé pour un moteur à 4 cylindres et à 4 temps est supposé formé d'un seul alcane liquide de masse volumique $\mu = 1080 \text{ g/cm}^3$ et densité de vapeur $d = 3,45$.

Une automobile utilisant ce carburant, consomme 8 litres aux 100 Km, à la vitesse de 90 Km/h. L'arbre du moteur tourne alors à raison de 3000 tours/min. A la température d'admission de l'alcane dans les cylindres, le volume molaire gazeux vaut $V_M = 50 \text{ litres/mol}$.

1. Déterminer la formule brute de l'alcane.
2. Calculer la masse et le volume d'alcane gazeux consommés au cours d'un cycle du moteur.
3. En supposant que l'air renferme en volume 1/5 de dioxygène et est admis en quantité juste suffisant pour que la combustion soit complète, déterminer la cylindrée du moteur, c'est-à-dire le volume des 4 cylindres.

La chloration d'un alcane linéaire produit un mélange contenant plusieurs dérivés chlorés dont deux dérivés monochlorés isomères.

1. De quel type de réaction s'agit-il ? Ecrire l'équation-bilan de la première chloration.
2. De quel(s) alcane(s) peut-il s'agir ?
3. Sachant qu'il existe 4 isomères dichlorés, quel était l'alcane initial ? (il faut supposer que tous les chlores sont sur des carbones différents).

EXERCICE 20 : CUISINIÈRE A GAZ

Une bouteille de 13 Kg de butane alimente un brûleur de cuisinière de puissance $P=3,12\text{KW}$. La combustion complète d'un alcane C_nH_{2n+2} libère l'énergie thermique $Q(n)$ telle que : $Q(n) = (210+664n) \text{ KJ. Mol}^{-1}$.

- a- Calculer l'énergie que dégage la combustion de tout le butane contenu dans la bouteille.
- b- Calculer la durée de la combustion totale du butane avec le brûleur.
- c- Sachant qu'il faut 4,18 KJ pour élever de 1°C la température d'un kilogramme d'eau, calculer la masse d'eau que l'on pourra porter de 20°C à 90°C grâce à la combustion de tout le butane contenu dans la bouteille.

Donnée : $W = P \cdot t$.

EXERCICE 21 : FORMULE DES FREONS

Les fréons sont désignés conventionnellement par trois entiers abc, a représentant le nombre d'atomes de carbone moins un, b le nombre d'atomes d'hydrogène plus un et c le nombre d'atomes de fluor.

Lorsque a a la valeur 0, il est omis dans le symbole.

Trouver en fonction de b et c, le nombre d'atomes de chlore des fréons pour lesquels $a=0$ et $a=1$. Déterminer la formule des fréons 11, 13, 22, 113 et 114. Peut-on trouver plusieurs formules développées correspondant à ces formules brutes ?

EXERCICE 22 : REACTION DE SUBSTITUTION

Un hydrocarbure A réagit avec le dichlore pour donner un corps B. Le composé A renferme en masse 7,7% d'hydrogène et une mole de ce composé pèse 78g. Par ailleurs l'analyse de B montre que sa molécule renferme 6 atomes de chlore et qu'il contient en masse 24,7% de carbone et 2,11% d'hydrogène.

- 1-Quelle est la nature de l'action du dichlore sur A ?
- 2-Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- 3-L'étude de B montre qu'il ne réagit pas par addition.
 - 3.1-Donner sa formule semi développée et son nom sachant que sa molécule est cyclique.
 - 3.2-Par quel procédé peut-on passer du cyclohexane au composé B ?

EXERCICE 23 : REACTION DE SUBSTITUTION

On fait réagir, dans un récipient parfaitement sec, un litre de dichlore sur deux litres de méthane. Parmi les produits de substitution du méthane, seul CH_3Cl est gazeux. On suppose par ailleurs que tout le dichlore a réagi. On ajoute dans le récipient de l'eau. Il reste un volume gazeux de 1,6L.

Tout les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression, où $V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1-Préciser la nature des produits gazeux en fin de réaction.

Quel est le rôle de l'eau ? En déduire le volume de gaz en fin de réaction.

EXERCICE 24 : COMBUSTION D'UN MELANGE GAZEUX

On introduit dans un eudiomètre 12 cm^3 d'un mélange de propane et de butane, on ajoute 100 cm^3 de dioxygène. On provoque la combustion complète en faisant jaillir une étincelle. Après retour aux conditions initiales de température, l'eau étant condensée, il reste 42 cm^3 de dioxyde de carbone et 31 cm^3 de dioxygène. Quelle est la composition centésimale volumique du mélange initial?

EXERCICE 25 : FORMULE D'UN HYDROCARBURE

Un hydrocarbure A dont la densité de vapeur est $d = 3,89$ contient en masse 14,28% d'hydrogène.

1-Déterminer sa formule brute.

2-Le composé en question ne peut réagir que par destruction ou par substitution. Ecrire les formules semi développées possibles sachant que la molécule renferme une chaîne cyclique à 6 atomes de carbone.

EXERCICE 26 : MICROANALYSE D'UN CORPS ORGANIQUE

On procède à la microanalyse d'un corps A qui est un produit de substitution monochloré d'un alcane. Les pourcentages en masse trouvés pour les éléments C et Cl présent dans A sont : $\%C = 45,86\%$, $\%Cl = 45,21\%$

1-Déterminer la formule brute du corps A.

2-Quelle est la formule semi développée de A sachant que sa molécule possède deux groupes méthyle ? Nommer-le.

3-Proposer une méthode de synthèse de A à partir d'un alcane B et du dichlore.

-Ecrire l'équation bilan de la réaction.

-Quel est le nom de l'alcane B ?

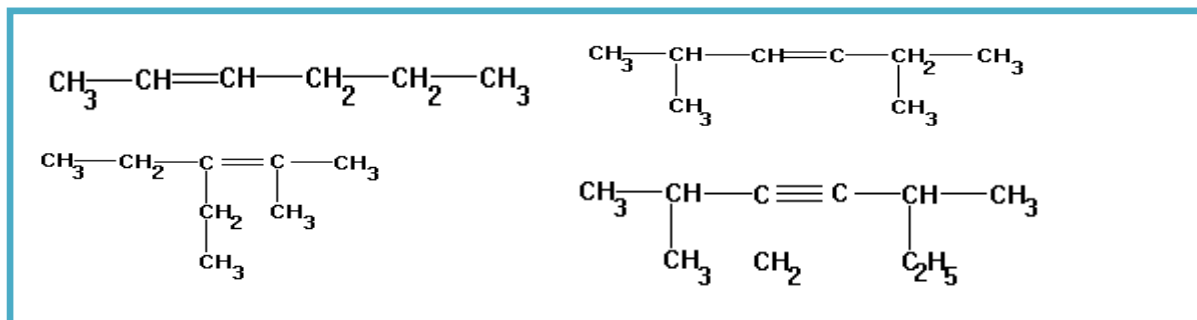
-En fait cette synthèse produit simultanément un second dérivé monochloré A' ? Quel est son nom.

Ecrire l'équation bilan de la réaction qui l'engendre.

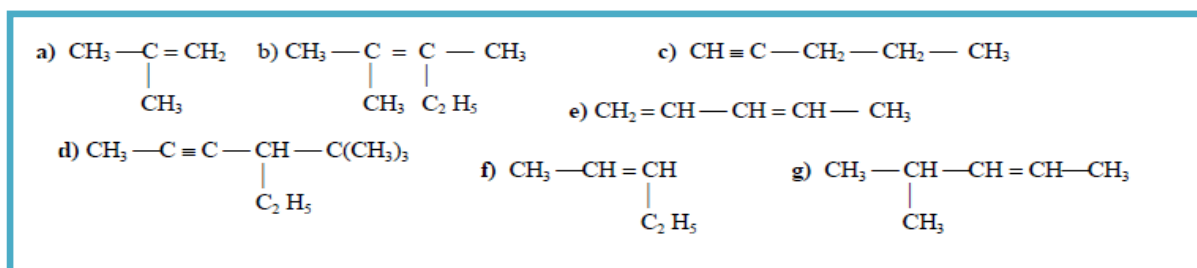
SERIE 3 : LES ALCENES ET LES ALCYNES

EXERCICE 1: NOMENCLARURE

1°) Nommer les hydrocarbures dont les formules semi-développées suivent :



2°) Nommer les hydrocarbures dont les formules suivent :



3°) Un hydrocarbure A de densité $d = 2,9$ décolore rapidement une solution aqueuse de brome.

a°) Quelle est la nature et la formule brute de A ?

b°) Ecrire les formules semi-développées possibles de A en donnant leurs noms.

c°) Déterminer A sachant que la molécule est symétrique non ramifiée et qu'elle présente l'isomère Z/E.

EXERCICE 2 : FORMULE SEMI DEVELOPEE

Représenter les formules semi-développées des hydrocarbures suivants :

(Z)-4, 5-diméthylhex-2-ène ; 3-éthyl-2,5-diméthylhept-2-ène ; 2,5-diméthylhex-3-yne ; (trans)-but-2-ène ; 3-méthyle pent-1-ène ; 2,3-diméthyl pent-2-ène 4-éthyl-2-méthyle hex-3-ène ; 3-méthyl but-1-yne ; (E)-hex-2-ène

EXERCICE 3 : FORMULES SEMI DEVELOPEES

Ecrire les formules semi développées des composés suivants :

a) 2-méthylbut-1-ène ; b) pent-1-yne ; c) 3-méthylhex-3-ène ; d) 2-méthylpent-3-yne ; e) 2,6,6-triméthylhept-3-ène

EXERCICE 4 : FORMULES SEMI – DEVELOPEES ET NOMENCLATURE

1-Ecrire les formules semi développées et les noms de tous les composés de formule brute C_6H_{12} .

2-Ecrire les formules semi développées et les noms de tous les composés de formule brute C_5H_8 .

EXERCICE 5 : EQUATION – BILANS

En présence de catalyseurs appropriés, les réactions suivantes peuvent avoir lieu :

1- méthyl propène + chlorure d'hydrogène ; 2- acétylène + eau ; 3- propyne + dichlore ; 4- but-1-ène + dihydrogène ; 5- acétylène + acide éthanoïque ; 6- $n \text{ CH}_2=\text{CH}_2$.

De quels types de réactions s'agit-il ? Ecrire l'équation de la réaction dans chaque cas puis nommer le(s) produit(s) obtenu(s).

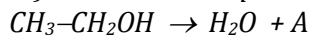
EXERCICE 6 : REACTIONS D'ADDITIONS

Compléter les schémas réactionnels et nommer les produits des réactions :

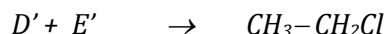
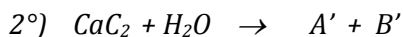
- méthylpropène + H_2 → X
- but-2-ène + Br_2 → Y
- propène + HBr → Z
- but-2-ène + HBr → T
- but-1-ène + H_2O → U
- méthylpropène + H_2O → V
- $nCH_2=CHCl$ → W

EXERCICE 7 : IDENTIFICATION DE COMPOSES PAR REACTIONS SUCCESSIVES

1°) On donne les équations suivantes :



Identifier A, B et D.



Identifier A', B', C', E' et F' (écrire les F.S.D et les noms)

EXERCICE 8 : PREPARATION DU METHANE ET DE L'ACETYLENE

Le méthane et l'acétylène peuvent être préparés au laboratoire.

1-Donner les équations bilan correspondant à ces préparations.

2-Dans le cas de la préparation du méthane, sachant qu'on a utilisé 20g de carbure d'aluminium, calculer :

2.1-La masse d'eau utilisée.

2.2-Le volume de méthane formé.

2.3-La masse d'hydroxyde d'aluminium formée.

3-Dans le cas de la préparation de l'acétylène, sachant qu'on a utilisé 6,4g de carbure de calcium, calculer :

3.1-La masse d'eau utilisée.

3.2-La masse et le volume d'acétylène formés.

3.3-La masse d'hydroxyde de calcium formée.

EXERCICE 9 : HYDROGENATION CATALYTIQUE

L'hydrogénation catalytique sur palladium désactiver du but-2-yne donne un corps B.

1-Quelle est la formule semi développée de B ? A quelle famille de composé appartient-il ?

2-Donner la formule semi développée et le nom du produit de l'addition du chlorure d'hydrogène sur B.

3-Quel est le motif du polymère que l'on peut obtenir par polymérisation de B ?

EXERCICE 10 : HYDRATATION CATALYTIQUE

Un alcène A donne par hydrogénation catalytique le 2,3-diméthylbutane.

1-Quelles sont les formules semi développées pour A ?

2-L'addition de chlorure d'hydrogène sur A conduit, de façon prépondérante, au 2-chloro 2,3-diméthylbutane mais pas exclusivement. Montrer que cela permet de déterminer la formule semi développée de A.

3-A présente-t-il l'isomérisation Z-E ?

EXERCICE 11 : FORMULE D'UN HYDROCARBURE

Un hydrocarbure A renferme en masse 6 fois plus de carbone que d'hydrogène.

1-Trouver la formule générale des hydrocarbures répondant à cette composition.

2-En fait la densité de vapeur du composé est 1,93.

2.1-Quelle est la formule brute de A ?

2.2-Quelles sont les formules développées possibles ?

2.3-Par hydratation, le composé A ne donne qu'un seul produit. Quelle est la formule semi développée précise de A ? Quel est son nom ?

EXERCICE 12 : FORMULE D'UN HYDROCARBURE

Un mélange gazeux est formé d'hydrogène et de deux hydrocarbures dont les molécules contiennent le même nombre d'atomes de carbone. L'un des hydrocarbures est saturé, l'autre est un alcène.

- la combustion complète de 100cm^3 de ce mélange donne 210cm^3 de dioxyde de carbone.
- 100cm^3 de ce mélange chauffé en présence de nickel donne en fin de réaction un produit unique dont le volume est de 70cm^3 .

1-Trouver la formule des deux hydrocarbures.

2-Déterminer la composition centésimale en volume du mélange initial.

EXERCICE 13 : ADDITION SUR UN ALCENE

L'addition d'eau sur un alcène A donne de façon prépondérante le 2-méthylbutan-2-ol ainsi que, en faible proportion, le 3-méthylbutan-2-ol. Quel est l'alcène ?

EXERCICE 14 : ADDITION SUR UN ALCYNE

Un alcyne A est hydrogéné sur palladium désactivé. Le produit B obtenu conduit, par hydratation à deux alcools : le pentan-3-ol et le pentan-2-ol. Donner les formules semi-développées de A et B.

EXERCICE 15 : DECOLORATION DE L'EAU DE BROME

1°) Un composé A décolore l'eau de brome. Que peut-on dire de A ?

2°) 5,6 g de A fixe 7,1 g de dichlore. Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dichlore sur un alcène et en déduire la formule de A.

3°) Ecrire les formules semi-développées possibles de A.

4°) Pour préciser la formule de A, on soumet A à une déshydrogénation catalytique le transformant en B. B, chauffé à 80°C , en présence de sulfate mercurique, additionne

l'eau pour donner un produit unique possédant un groupement carbonyle ($\text{C}=\text{O}$)

En déduire la formule semi-développée de B.

Ecrire la réaction d'hydratation.

5°) la formule de A est-elle parfaitement définie ? Donner le nom de A.

Quel polymère obtient-on à partir de A ?

EXERCICE 16 : REACTION A L'ABRI DE L'AIR

Un mélange gazeux de volume 100cm^3 contient de l'éthylène et de l'éthane. On le met en présence de 40cm^3 de dichlore à l'abri de la lumière.

1-Quelle(s) réaction(s) peut (peuvent) se produire ?

2-Sachant que le mélange final ne contient plus de dichlore, ni d'éthylène, en déduire la composition centésimale, en volume, du mélange initial.

EXERCICE 17 : ACTION D'UN ALCENE SUR LE BROMURE D'HYDROGENE

1-Un alcène A réagit avec le bromure d'hydrogène et conduit à un composé B qui contient 52,9% en masse de brome.

1.1-Déterminer les formules brutes de B et A

1.2-Ecrire les formules semi développées possibles pour l'alcène A ; nommer les composés correspondants et préciser ceux qui donnent lieu à des stéréo-isomères Z – E.

2-Parmi les isomères de A, on s'intéresse aux trois isomères A_1 , A_2 et A_3 qui donnent par hydrogénation le même produit C. Quels sont la formule semi développée et le nom de C.

3-Par hydratation, A_1 et A_2 donnent préférentiellement le même produit. Identifier le composé A_3 .

EXERCICE 18 : HYDRATATION CATALYTIQUE

L'hydrogénation catalytique, sur palladium désactivé, du but-2-yne conduit exclusivement au but-2-ène-(Z) ; celle de l'hex-3-yne conduit uniquement à l'hex-3-ène-(Z).

1-Ecrire les formules semi développées de tous les alcènes et alcynes concernés.

2-Les résultats précédents semblent mettre en évidence une propriété importante de l'hydrogénation catalytique des alcynes. De quelle propriété s'agit-elle ?

3-La propriété énoncée au 2- est tout à fait générale.

3.1-De quel alcyne faut-il partir pour le transformer, par hydrogénation catalytique sur palladium désactivé, en 2,5-diméthylhex-3-ène-(Z) ?

3.2-Est-il possible d'obtenir, par une méthode semblable le but-2-ène-(E) ?

EXERCICE 19 : DETERMINATION D'UN ALCENE

1-Un alcène a une densité de vapeur $d = 2,4$.

1.1-Quelle est sa formule brute ?

1.2-Quels sont les isomères correspondant à cette formule brute ? Nommer – les.

2-On s'intéresse aux isomères A, B et C qui donnent par hydrogénation, le même alcane ramifié.

2.1-Quel est cet alcane ?

2.2-Par hydrogénation, A et B donnent préférentiellement le même alcool. Quel est le corps C.

EXERCICE 20 : DETERMINATION D'UN HYDROCARBURE

Un hydrocarbure A renferme en masse 90,6 % du carbone.

1) Déterminer la formule brute de A.

2) Le composé A possède les propriétés suivantes : en présence du dichlore, et avec du chlorure d'aluminium, A donne un produit de substitution contenant 25,3% de dichlore ; par hydrogénation, en présence d'un catalyseur, A conduit à un produit B de formule C_8H_{16} . Que peut-on déduire, quant à la nature de A ?

3) Ecrire l'équation de la réaction entre A et le dichlore.

4) Ecrire les formules semi-développées possibles.

5) Afin de choisir et de préciser la formule semi-développée de A, on réalise une déshydrogénation de A en C qui est le styrène de formule C_8H_8 . Préciser la formule de A.

EXERCICE 21 : DETERMINATION D'UN HYDROCARBURE PAR COMBUSTION ET SUBSTITUTION

La combustion de 4 g d'un hydrocarbure A donne 13,2 g de dioxyde de carbone et 3,6 g d'eau.

1°) En écrivant A sous la forme C_xH_y , déterminer la relation entre x et y. Cette relation permet-elle de déterminer entièrement A ?

2°) Par hydrogénation totale, 4 g de A fixe 5 l de dihydrogène ($V = 25 \text{ l.mol}^{-1}$ pour le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience) pour donner B dont la densité par rapport à l'air vaut 1,52. en déduire la formule de A.

3°) Ecrire l'équation de la réaction d'hydratation.

EXERCICE 22 : COMBUSTION D'UN MELANGE D'ETHYLENE ET D'ACETYLENE

1°) L'acétylène et l'éthylène peuvent subir la combustion complète avec le dioxygène.

Ecrire les équations-bilan de ces réactions.

2°) Soit un mélange contenant un litre d'acétylène et un litre d'éthylène.

Quel volume de dioxygène doit-on utiliser pour réaliser la combustion complète de ce mélange ?

Quel produit obtient-on ? Déterminer leur masse.

EXERCICE 23 : MELANGE D'HYDROCARBURES ET DE DICHLORE

Un mélange gazeux, de volume 100 cm³, contient de l'éthylène et de l'éthane. On le met en présence de 40 cm³ de dichlore à l'abri de la lumière.

1- Quelle (s) réaction (s) peut (peuvent) se produire ?

2- Sachant que le mélange final ne contient plus de dichlore, ni d'éthylène, en déduire la composition centésimale, en volume, du mélange initial.

EXERCICE 24 : POLYMERISATION DE L'ETHYLENE

1°) Calculer le degré de polymérisation du polyéthylène de masse molaire 150 kg.mol⁻¹.

2°) On obtient le PVC à partir d'éthylène et de dichlore. Ecrire les équations des réactions conduisant à l'obtention du monomère puis du polymère. Calculer les masses d'éthylène et de dichlore nécessaires pour obtenir 1 kg de ce polymère.

EXERCICE 25 : POLYMERISATION

Un polymère ne contient que les éléments carbone et hydrogène, sa masse molaire moyenne $M_m = 105 \text{ kg/mol}$, son degré ou indice moyen de polymérisation est $n = 2500$.

a°) Déterminer la masse molaire, la formule puis le nom du monomère.

b°) Ecrire la formule du polymère. En déduire son nom et son symbole.
c°) Ecrire l'équation de la combustion complète de ce polymère par le dioxygène.
Chercher les alcènes isomères de formules brutes C_4H_8 . Donner leur nom.
Parmi eux, lesquels présentent la stéréo-isomérie Z-E ?

EXERCICE 26 : DEGRE DE POLYMERISATION

Définir le degré de polymérisation d'un polymère.

Calculer le degré de polymérisation du polyéthylène dont la masse molaire moléculaire vaut $140 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 27 : COMPOSITION D'UN MONOMERE

On réalise l'analyse d'un polymère obtenu par polyaddition. On constate qu'il contient, en masse, 73,2% de chlore, 24,8% de carbone et 2% d'hydrogène.

1-Quelle est la composition en masse du monomère M ?

2-Le polymère a une masse molaire moyenne de $121000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et un degré de polymérisation moyen de 1250. Donner la formule brute de M.

3-Indiquer toutes les formules développées possibles pour M.

4-Donner, dans chaque cas, le motif et le nom du polymère.

EXERCICE 28 : FORMULE D'UN POLYMERE

Un polymère formé de carbone, d'hydrogène et de chlore a une masse molaire moléculaire égale à $62500 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ environ. Une molécule de ce polymère comprend mille motifs monomères.

Quelle est la formule de ce polymère ?

EXERCICE 29 : ETUDE DU PVC ET DU PE

Une bouteille d'eau minérale est constituée d'un corps en PVC dont la masse est de 50g et d'un bouchon en PE de masse 4g.

1-De quel monomère doit-on partir pour synthétiser le PVC ?

2-Calculer la masse molaire de ce monomère. Quel pourcentage de chlore renferme-t-il ?

3-En déduire la masse de chlore contenu dans le corps de la bouteille.

4-De quel monomère doit-on partir pour synthétiser le PE ?

5-Quelle est la masse de monomère nécessaire à la fabrication d'un bouchon ?

SERIE 4 : LE BENZENE ET LES COMPOSES AROMATIQUES

EXERCICE 1 : NOMME ENCLATURE ET FORMULES SEMI DEVELOPPEES

1°) Donner les noms des composés dont les formules semi-développées suivent :

a°) Ecrire tous les isomères aromatiques du diméthylbenzène. Donner leurs noms en nomenclature officielle.

b°) En déduire les isomères de tétraméthylbenzène, et les nommer.

2°) Ecrire les formules semi-développées des composés dont les noms suivent :

a°) 1,3,5-triéthylbenzène b°) 2,4,6-trichlorotoluène c°) orthodipropylbenzène

d°) 2,4,6-trinitrotoluène. e°) 1,2-diméthylbenzène ; f°) orthodiméthylbenzène ;

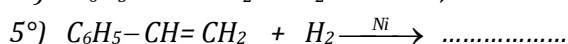
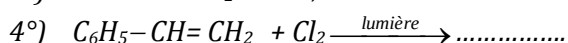
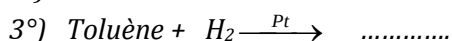
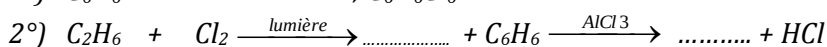
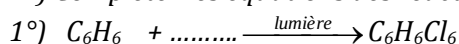
g°) paradibromobenzène ; h°) métadichlorobenzène ; i°) 1-bromo-2,6-dinitrobenzène ; j°) 1,2,5-

trichlorobenzène ; k°) 1,3,5-trinitrobenzène ; l°) 2,4,6-trinitrotoluène.

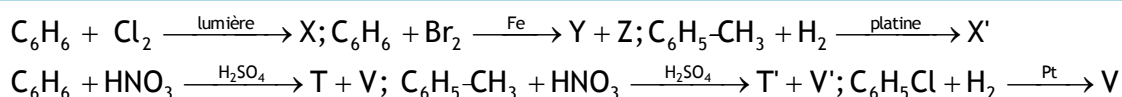
3°) Déterminer les formules semi-développées et les noms des hydrocarbures aromatiques dont la formule générale est C_9H_{12} .

EXERCICE 2 : EQUATIONS DIVERSES

A°) Compléter les équations des réactions suivantes :

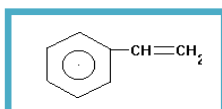


B°) Compléter les équations des réactions suivantes du noyau aromatique en précisant à quelle catégorie elles appartiennent :



EXERCICE 3 : REACTIONS DU STYRENE

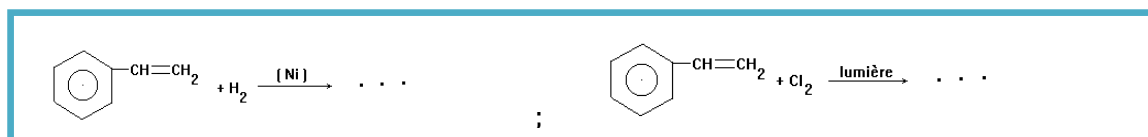
On donne la formule développée du styrène



1) Comment peut-on obtenir du styrène à partir de l'éthylène ?

Ecrire l'équation de la réaction.

2) Compléter les équations ci-dessous :



EXERCICE 4 : DETERMINATION D'UN DERIVE BROME

Un dérivé bromé du benzène contient en masse 50,96 % de brome.

1) Déterminer la formule du dérivé en question.

2) Ecrire l'équation-bilan traduisant l'obtention de ce produit à partir du benzène.

EXERCICE 5 : SUBSTITUTION SUR LE BENZENE

Lorsqu'un atome d'hydrogène du benzène est remplacé par un groupe méthyle, les substitutions ultérieures sont orientées vers les positions ortho et para.

1°) Ecrire les équations-bilans des réactions de nitration du toluène conduisant aux dérivés mono, di et trinitrés.

2°) Quelle masse de trinitrotoluène (TNT) peut-on espérer obtenir à partir de 100 litres de toluène de densité $d = 0,866$.

EXERCICE 6 : BROMATION DU BENZENE

On réalise la bromation du benzène en présence de bromure de fer III FeBr_3 et d'un excès de brome. La réaction est conduite de telle façon que son rendement par rapport au benzène soit de 80 %. A partir de 3,08g de benzène, calculer la masse de monobromobenzène formé.

EXERCICE 7 : DETERMINATION DE LA FORMULE D'UN COMPOSE

La combustion de 11,6 g d'un composé organique de masse molaire 93 g/mol donne : 33g de CO_2 ; de 7,9g de H_2O et du N_2 . L'analyse de 13,7 mg du composé donne une quantité de diazote qu'on transforme intégralement en ammoniac par action du dihydrogène. L'ammoniac formé est dissout de l'eau. La solution obtenue est neutralisée par 5,9 ml de solution d'acide chlorhydrique à 0,025 mol/l.

1°) Déterminer la formule brute du composé.

2°) Ecrire une formule développée (la molécule renferme un noyau benzénique).

EXERCICE 8 : DETERMINATION DE COMPOSES

Un hydrocarbure A de masse molaire 106g/mol mène par hydrogénation à un composé saturé B de masse molaire 112g/mol. Par ailleurs B contient en masse 6 fois plus de carbone que d'hydrogène.

1°) Déterminer les formules brutes de B et A.

2°) Ecrire l'équation-bilan traduisant le passage de A à B.

3°) Ecrire les formules semi-développées possibles de A.

4°) A donne par substitution avec le dichlore un composé C renfermant en masse 25,2 % de chlore.

a°) Ecrire la formule brute de C.

b°) Traduire le passage de A à C par une équation.

5°) A peut être obtenu par action du chlorure d'éthyle sur le benzène.

a°) Quelles sont les conditions expérimentales nécessaires ?

b°) Traduire la réaction par une équation-bilan.

c°) Préciser la formule semi-développée de A ainsi que son nom.

d°) Quelles sont les formules semi-développées et noms précis de B et C ?

EXERCICE 9 : FORMULES DE COMPOSES BENZENIQUES

Un composé A, de formule brute $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$, possède deux noyaux benzéniques sans coté communs. Soumis à une hydrogénation catalytique sur palladium désactivé, A fournit l'hydrocarbure B de formule $\text{C}_{14}\text{H}_{12}$. B peut, à son tour, être hydrogéné à la température et à la pression ordinaire, sur nickel divisé : on obtient un corps C de formule $\text{C}_{14}\text{H}_{14}$. C, soumis à une hydrogénation sur platine, à température et pression élevées, conduit à un hydrocarbure D de formule $\text{C}_{14}\text{H}_{26}$. Lorsque, par ailleurs, l'hydrocarbure C est placé à la lumière en présence de dichlore, il donne naissance à un produit mono chloré unique E et à un dégagement de chlorure d'hydrogène.

1-En déduire la formule semi développée de chacun des composés A, B, C, D et E.

2-Sachant que l'hydrogénation catalytique, sur palladium désactivé, du but-2-yne conduit exclusivement au but-2-ène-Z et que ce résultat est généralisable, en déduire la nature Z ou E des composés A, B, C ou D si elle existe.

3-Ecrire les équations bilan de toutes les réactions. Préciser s'il s'agit d'une addition ou d'une substitution.

EXERCICE 10 : NITRATION DU BENZENE

1-On réalise la dinitration du benzène (obtention du dinitrobenzène). Ecrire la formule semi développée des composés susceptibles de se former.

2-On part de 50 g de benzène. Déterminer la masse d'ortho, para, méta dinitrobenzène obtenue (on suppose la réaction complète) sachant que leurs pourcentages dans le mélange sont :

7% pour l'ortho dinitrobenzène

93% pour le méta dinitrobenzène

0% pour le para dinitrobenzène.

EXERCICE 11 : NITRATION DU BENZENE

1-L'action du mélange sulfonitrique ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$) sur du phénol donne un dérivé trinitré. Ecrire la formule semi développée de ce dérivé.

2-On traite 9,4g de phénol par le mélange sulfonitrique. Quelle est la masse du produit obtenu, sachant que le rendement de la réaction est 80% ?

EXERCICE 12 : DETERMINATION D'UN ALKYL BENZENE

1-Un alkyl benzène A de masse molaire $M_A = 106 \text{ g.mol}^{-1}$ peut être obtenu en faisant réagir un chlorure d'alkyle $C_nH_{2n+1}Cl$ sur le benzène en présence de chlorure d'aluminium $AlCl_3$ utilisé comme catalyseur.

1.1-Déterminer la formule semi développée de l'alkyl benzène A et celle du chlorure d'alkyle et les nommer.

1.2-Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2-On réalise la chloration de A en présence de chlorure d'aluminium utilisé comme catalyseur. On obtient un composé aromatique B contenant en masse 25,3% de chlore (substitution en para et / ou ortho du groupe alkyle). Ecrire les formules semi développées des isomères de B et les nommer.

3-On réalise la mono nitration d'une masse $m = 21,2 \text{ g}$ de l'alkyl benzène en présence d'acide sulfurique H_2SO_4 concentré. On obtient un composé aromatique C comportant un groupe nitro en position para du groupe alkyle.

3.1-Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le produit C.

3.2-Déterminer la masse m' de produit C obtenu sachant que le rendement de la réaction est de 93%.

EXERCICE 13 : REACTION DU BENZENE ET RENDEMENT

Un mélange de dihydrogène et de 0,50 g de benzène passe sur du nickel chauffé à 200°C . Le produit obtenu, brûlé complètement, donne 0,54 g de vapeur d'eau et du dioxyde de carbone.

Calculer la masse de benzène ayant réagi et en déduire le rendement de la réaction (quotient de la masse de benzène ayant réagi par la masse de benzène mise en jeu).

EXERCICE 14 : BROMATION D'UN COMPOSE AROMATIQUE

Un composé A, de formule brute C_8H_{10} possède les propriétés suivantes : en présence de dibrome, et avec du fer, A donne un produit de substitution contenant 43 % de brome ; par hydrogénation de A, en présence d'un catalyseur on obtient C_8H_{16} .

- 1) Que peut-on déduire, quant à la nature du produit A ? Montrer que l'action du dibrome est une monosubstitution.
- 2) Proposer les différentes formules développées de A.
- 3) A partir du produit A, on peut préparer le styrène qui par polymérisation donnera le polystyrène. Quelle est la formule développée de A ?

EXERCICE 15 : CHLORATION DU BENZENE

Un flacon en verre de volume $v = 2$ litres contient du dichlore à la pression atmosphérique normale et à la température de 27°C . On introduit dans le flacon quelques gouttes de benzène, puis on l'expose au soleil.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.
- 2) Calculer la masse m du produit obtenu, le benzène étant en excès.

EXERCICE 16 : CHLORATION DU BENZENE

En faisant réagir, dans les conditions appropriées, du dichlore sur 7,8 g de benzène, on obtient 8,8 g d'un composé, de masse molaire $M = 147 \text{ g/mol}$, qui se solidifie à la température ordinaire et un gaz dont la solution est acide.

- 1) Déterminer la formule du composé obtenu et écrire l'équation bilan de la réaction.
- 2) Donner la formule semi-développée et le nom des isomères répondant à la formule déterminée.
- 3) Calculer le rendement de la réaction.

EXERCICE 17 : MONONITRATION DU TOLUENE

On effectue la mononitration du toluène.

- 1) Ecrire l'équation de la réaction et la formule du composé obtenu sachant que la nitration s'effectue surtout en position para. (on obtient principalement le paranitrotoluène). Préciser les conditions expérimentales.
- 2) Le paranitrotoluène est un liquide de masse volumique 11000 kg/m^3 . Déterminer la quantité de matière de nitrotoluène que l'on peut fabriquer à partir de 100 kg de toluène sachant que le rendement de la nitration est 90%. En déduire le volume de paranitrotoluène obtenu sachant que l'on forme 2% de métanitrotoluène et 26% d'orthonitrotoluène.

EXERCICE 18 : LES ISOMERES DU XYLENE

- 1-Le xylène est le nom courant du diméthylbenzène. Combien a-t-il d'isomères ?
- 2-Le propène peut fixer une molécule de chlorure d'hydrogène.
- 2.1-Quelles sont les formules développées des deux produits que l'on peut obtenir ?
- 2.2-En fait, on obtient un seul corps : le plus symétrique des deux. Donner son nom systématique.
- 3-Traité par le corps obtenu en 2- en présence de chlorure d'aluminium, le méta xylène donne une réaction de substitution au cours de la quelle un groupe isopropyle remplace un atome d'hydrogène du cycle benzénique.
- 3.1-Combien d'isomères peut-on obtenir ?
- 3.2-Compte tenu de l'encombrement du groupe isopropyle, quel sera l'isomère le plus abondant ?
- 4-La nitration de cet isomère conduit à un produit dont la composition massique centésimale est la suivante : C : 46,6 % ; H : 4,6 % ; N : 14,8 % ; 33,9 %.
- Déterminer sa formule brute, sa masse molaire et sa formule développée.

EXERCICE 19 : BROMATION D'UN COMPOSE

Un composé A, de formule brute C_8H_{10} , possède les propriétés suivantes : en présence de dibrome, et avec du fer, A donne un produit de substitution contenant 43% de dibrome ; par hydrogénation de A, en présence d'un catalyseur on obtient C_8H_{16} .

- 1-En déduire la nature du composé A. Montrer que l'action du dibrome sur A est une mono substitution.
- 2-Proposer les différentes formules semi développées de A. Montrer qu'il y en a quatre.
- 3-Afin de choisir et de préciser la formule semi développée de A, on effectue une déshydrogénation de A en B ; ce dernier composé a pour formule C_8H_8 et décolore l'eau de brome. Préciser alors la formule de B.
- 4-On indique B est le styrène. Préciser la formule de A.
- 5-Combien existe-il de dérivés mono bromés de A (bromation sur le noyau aromatique) ? Ecrire leurs formules semi développées.

EXERCICE 20 : FORMULE D'UN HYDROCARBURE BENZENIQUE

Un hydrocarbure A dont la masse molaire est voisine de 78 g.mol^{-1} renferme en masse 92,3% de carbone.

- 1-Trouver la formule brute de ce composé.
- 2-Dans certaines conditions, ce composé réagit avec du dihydrogène pour donner du cyclohexane.
- 2.1-Nommer le corps A et donner sa formule semi développée.
- 2.2-Ecrire l'équation bilan de la réaction. De quel type de réaction s'agit-il ?
- 3-Quel volume de dihydrogène, mesuré dans les CNTP, faut-il utiliser au cours de la réaction si on utilise 19,5g du composé A ?

EXERCICE 21 : IDENTIFIER UN COMPOSE AROMATIQUE

Un hydrocarbure A, a pour formule brute C_9H_{12} .

- Par hydrogénation, en présence d'un catalyseur, A donne un corps de formule C_9H_{18} .
- En présence de dibrome et de tri chlorure d'aluminium, A conduit à un produit de substitution B contenant 40,2% en masse de brome
- 1-Montrer que A renferme un noyau benzénique.
- 2-Montrer que le brome ne se substitue qu'une fois sur A.
- 3-Ecrire toutes les formules semi développées de A (8).
- 4-Il n'existe qu'un seul dérivé mono nitré de A. En déduire la formule semi développée de A.

EXERCICE 22 : IDENTIFICATION D'UN COMPOSE AROMATIQUE

Un hydrocarbure A a pour formule brute C_9H_{12} .

- Par hydrogénation; en présence d'un catalyseur; A donne un corps B de formule brute C_9H_{18} .
 - En présence de tribromure de fer ($FeBr_3$); A réagit avec le dichlore (Cl_2) pour donner un produit de substitution C contenant 30% en masse de chlore.
- 1°) Montrer que A renferme un noyau benzénique.
- 2°) Montrer que le chlore ne se substitue qu'une seule fois sur A.
- 3°) Ecrire les formules semi-développées pour A et les nommer (elles sont au nombre de 8).
- 4°) Il existe qu'un seul dérivé mononitré de A. En déduire la formule semi-développée précise de A.

EXERCICE 23 : ALKYLATION DU BENZENE

1. En présence de chlorure d'aluminium (AlCl_3), le benzène réagit sur le monochloroéthane pour donner un composé A, dont le pourcentage en masse de carbone est de 89,55%.

1.1. Déterminer la formule brute du composé A puis donner toutes ses formules semi-développées possibles et les nommer.

1.2. En utilisant les formules brutes, écrire l'équation bilan de la réaction.

1.3. Déterminer la formule semi-développée précise de A sachant que sa mononitration ne peut donner naissance qu'à un seul isomère.

2. Dans un tube à essais, on introduit quelques centimètres cubes du composé A puis quelques gouttes de dibrome liquide. Le mélange homogène et orangé obtenu, n'évolue pas dans l'obscurité. On répartit ce mélange dans deux tubes T_1 et T_2 .

- Dans le tube T_1 on ajoute un peu de poudre de fer : une réaction se produit immédiatement et le gaz qui se dégage rougit un papier pH humide placé à l'extrémité du tube.
- Dans le tube T_2 on ajoute rien mais on expose le tube au soleil : la décoloration du mélange se fait progressivement avec le même dégagement gazeux acide que précédemment.

Interpréter ces deux observations et écrire les équations bilans des deux réactions mises en jeu.

EXERCICE 24 : SUBSTITUTION SUR LE BENZENE

Dans 10 ml d'un mélange de benzène et de styrène à doser, on introduit un peu de bromure de fer (III) puis goutte à goutte et en agitant, du bromure pur tant que la coloration brun-rouge ne persiste pas.

Le dégagement gazeux qui se produit simultanément est envoyé à barboter dans une solution de nitrate d'argent, où il provoque la formation d'un précipité blanc jaunâtre. On admettra que ces conditions opératoires ne permettent pas les polysubstitutions sur les noyaux benzéniques. Le volume de dibrome versé est de 8,4 ml; le précipité blanc est filtré, séché et pesé : sa masse est de 19,1 g.

- 1) Quelles sont les réactions mises en jeu dans cette manipulation ?
- 2) Déterminer les compositions molaires et volumiques de l'échantillon étudié.
- 3) Sachant que la masse volumique du benzène est de 880 kg.m^{-3} , déterminer celle du styrène.

Donnée : masse volumique du dibrome : $\rho = 3250 \text{ kg.m}^{-3}$

EXERCICE 25 : SULFONATION DU TOLUENE

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de mononitration du toluène. Quels sont les isomères qui peuvent théoriquement se former ? En admettant que les cinq atomes d'hydrogène portés par le cycle benzénique aient la même probabilité d'être remplacés par un groupe nitro- NO_2 , quels devraient être les pourcentages de chacun des trois isomères précédents ?
- 2) L'analyse du mélange obtenu fournit la composition suivante : ortho 61% ; para 39% ; méta trace.
- 3) La sulfonation du toluène donne un mélange de 62% d'isomère ortho ; 32% d'isomère para et 6% d'isomère méta de l'acide toluène-sulfonique $\text{CH}_3\text{-C}_6\text{H}_4\text{-SO}_3\text{H}$. Ces résultats confirment-ils la conclusion précédente ?

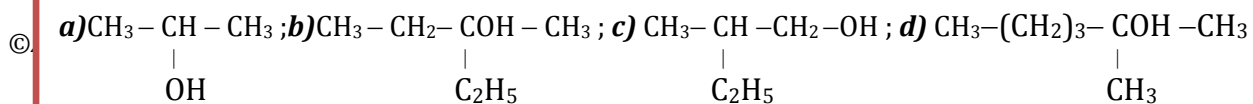
EXERCICE 26 : LE XYLENE EN PARFUMERIE, LE MUSC XYLENE

- 1) Le xylène est le nom courant du diméthylbenzène. Combien a-t-il d'isomères ?
- 2) Le propène peut fixer une molécule de chlorure d'hydrogène. Quelles sont les formules semi-développées des deux produits que l'on peut obtenir ? En fait on obtient un seul corps, le plus symétrique des deux. Donner son nom systématique.
- 3) Traité par le corps obtenu en 2), en présence de chlorure d'aluminium anhydre, le métaxylène donne une réaction de substitution au cours de laquelle un groupe isopropyle remplace un atome d'hydrogène du cycle benzénique. Combien d'isomères peut-on obtenir ? Compte tenu de « l'encombrement » du groupe isopropyle, quel sera l'isomère le plus abondant ?
- 4) La nitration de cet isomère conduit à un produit dont la composition centésimale massique est la suivante : %C = 46,6 ; %H = 4,6 ; %N = 14,8 ; %O = 33,9.
Déterminer sa masse molaire, sa formule brute et sa formule semi-développée. Ce corps, qui possède une odeur prononcée de musc, est connu en parfumerie sous le nom de musc xylène.

SERIE 5 : LES COMPOSES OXYGENES

EXERCICE 1 : NOMENCLATURE ET FORMULE SEMI DEVELOPPEE

1-) Nommer les composés dont les formules semi-développées sont données ci-dessous :



a) $\text{CH}_3 - \underset{\text{C}_2\text{H}_5}{\text{CH}} - \text{CH} - \text{OH}$	e) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{OH}$
b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	f) $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{OH} \end{array}$
c) $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	g) $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$

2-) Ecrire les formules semi-développées des composés dont les noms suivent :

- a) méthylpropoxyptentane ; b) 2,3-diméthylpentanal ; c) méthylpropanoate d'isopropyle ;
d-) acide 2-phénylpentanoïque ; e) 2-méthylbutan-1-ol ; f) 3,4-diméthylpentan-2-ol ;
g) 2,3,4-triméthylpentan-3-ol ; h) 2-éthyl-3-méthylbutanal
i) 2,3-diméthylpentan-3-one ; j) éthane-1,2-diol

EXERCICE 2 : DETERMINATION D'UN ESTER

Ecrire sous la forme $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ la formule brute d'un ester.

- Quelle est la formule brute d'un ester dont la densité de vapeur est 4 ?
- Ecrire toutes les formules semi développées possibles correspondant à l'ester ci-dessus.

EXERCICE 3 : FORMULES D'UN ALCOOL ET D'UN ACIDE CARBOXYLIQUE

- Ecrire la formule générale d'un alcool saturé à n atomes de carbone. Quelles sont les formules semi-développées possibles et les noms des alcools saturés dont la masse molaire vaut 74 g/mol ?
- Ecrire la formule générale de l'acide carboxylique saturé à n atomes de carbone. Quelles sont les formules semi-développées possibles et les noms des acides carboxyliques saturés dont la masse molaire vaut 88 g/mol ?

EXERCICE 4 : DETERMINATION D'UN PRODUIT DE REACTION

1-) On veut préparer de l'acétylène par action de l'eau sur le carbure de calcium. Quelle est la masse de carbure de calcium qu'il faut utiliser pour obtenir 10 litres d'acétylène dans les CNTP.

2-) On réalise en présence de catalyseur l'addition d'eau sur l'acétylène obtenu précédemment. Quelle est la quantité du produit A obtenu sachant que le rendement de la réaction est de 80% ?

3-) On ajoute de la liqueur de Fehling en excès sur ce produit et on chauffe jusqu'à apparition d'un précipité rouge brique de Cu_2O .

a-) Quel est le composé B obtenu ?

b-) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

EXERCICE 5 : HYDRATATION D'ALCENES - PREPARATION D'ALCOOLS

L'addition d'eau à un alcène A conduit à un ou plusieurs alcools noté B. Ce dernier contient en masse 21 % d'élément oxygène $C_nH_{2n} + H_2O$ donne $C_nH_{2n+2}O$

- 1) Quelle est la formule brute de B ?
- 2) L'alcool B contient un carbone asymétrique. Identifier B.
- 3) Quels alcènes conduisent à B par addition d'eau ?

EXERCICE 6 : HYDRATATION D'ALCENES - PREPARATION DE L'ETHANOL

1. Ecrire la réaction d'hydratation de l'éthylène.
2. Quel est le volume d'éthylène, mesuré dans les CNTP, nécessaire à la fabrication de 1 L d'éthanol ? On supposera le rendement de l'hydratation égal à 60%.
 - Masse volumique de l'éthanol : 790 kg/m^3 .

EXERCICE 7 : ANALYSE ELEMENTAIRE D'UN COMPOSE OXYGENE

On réalise la combustion complète de 1g d'un composé oxygéné : on obtient 1,91g de CO_2 et 1,17g d'eau.

- 1-) Déterminer la formule brute de ce produit sachant qu'il ne possède qu'un seul atome d'oxygène.
- 2-) Il réagit avec l'acide propanoïque en donnant un produit de masse molaire égale à 102 g/mol .
En déduire sa formule semi-développée.

EXERCICE 8 : ANALYSE ELEMENTAIRE D'UN COMPOSE OXYGENE

L'analyse d'un composé A a donné les résultats suivants : %C = 54,5% ; %H = 9,1% ; %O = 36,4%.

Le composé ne comporte qu'un atome d'oxygène par molécule. Il donne une coloration rose violacé en présence de réactif de Schiff.
Déterminer la formule de A.

EXERCICE 9 : COMBUSTION D'UN ALCOOL

On fait brûler 2,5 g de propan-1-ol.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Déterminer le volume d'air nécessaire à la combustion.
3. Quel volume de dioxyde de carbone se dégage-t-il ? (les volumes gazeux sont pris dans les CNTP).
4. Mêmes questions avec le propan-2-ol.

EXERCICE 10 : FORMULE D'UN ALCOOL

1. Ecrire la formule générale d'un alcool saturé ayant n atomes de carbone.
2. Ecrire la réaction de combustion complète de cet alcool.
3. Montrer que, si l'on compare les masses de dioxyde de carbone et d'eau obtenues par combustion complète de l'alcool, on peut calculer le nombre n d'atomes de carbone.
4. Application : calculer n si $\frac{\text{masse d'eau}}{\text{masse de } CO_2} = 0,5$.

EXERCICE 11 : ANALYSE ELEMENTAIRE D'UN ESTER

1-) Montrer que la formule générale d'un ester et d'un acide carboxylique à chaîne saturée s'écrit : $C_mH_{2m}O_2$

2-) L'analyse d'un échantillon d'un ester A fournit les pourcentages en masse suivants : C : 54,5% ; H : 9,10%. En déduire la formule brute de l'ester et sa masse molaire.

3-) L'hydrolyse de l'ester A fournit de l'acide méthanoïque et un produit B. B, isolé, est soumis à une oxydation en présence d'un excès de dichromate de potassium en milieu acide sulfurique : on obtient de l'acide propanoïque. En déduire :

- a-) le nom du corps B et celui de l'ester A ;
- b-) la formule semi-développée de l'ester A ;
- c-) le nom et la formule semi-développée du corps C produit par la réaction entre l'acide propanoïque et le corps B.

EXERCICE 12 : DESHYDRATATION D'UN ALCOOL

- 1°) On déshydrate le 3-méthylbutan-2-ol. Donner la formule et le nom du composé A obtenu sachant que la liaison éthylénique n'est pas en bout de chaîne.
- 2°) On réalise l'hydratation de A. Donner le nom et la formule du composé B obtenu majoritairement.
- 3°) a) Ecrire les formules semi-développées de tous les isomères alcools du butan-2-ol.
b) Montrer que sa déshydratation conduit à un mélange de deux alcènes dont l'un est nettement majoritaire.

EXERCICE 13 : SYNTHESE SUR LES ALCOOLS**1°) La déshydratation et l'hydratation d'un alcool**

- a) On déshydrate le 3-méthylbutan-2-ol.
Donner la formule et le nom du composé A obtenu sachant que la liaison éthylénique n'est pas en bout de chaîne.
- b) On réalise l'hydratation de A. Donner le nom et la formule du composé B obtenu majoritairement.

2°) le butan-2-ol et ses isomères

- a) Ecrire les formules semi-développées de tous les isomères alcools du butan-2-ol.
- b) Montrer que sa déshydratation conduit à un mélange de deux alcènes dont l'un est nettement majoritaire.

3°) l'oxydation ménagée d'un alcool

- c) L'action du 3-méthylbutan-2-ol sur le permanganate de potassium donne un composé C.
Ecrire les demi-équations électroniques des couples conduisant à la préparation de C
Ecrire l'équation générale.

On donne : $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$

4°) Estérification du butan-2-ol - Isomères de l'ester formé

- a) L'action de (B) sur l'acide propanoïque (D) conduit à la formation d'un ester (E).
Ecrire l'équation de la réaction. Donner ses caractéristiques.
- b) A partir de la formule semi-développée de (E), qu'on explicitera, le nommer en expliquant le procédé utilisé pour la nomenclature des esters.
- c) Ecrire la formule semi-développée d'un ester isomère de (E) et le nommer.

EXERCICE 14 : UN NOUVEAU CARBURANT : L'ESSENCE A L'ETHANOL

Un arrêté ministériel paru au journal officiel du 17 septembre 1987 autorise l'incorporation d'éthanol dans les essences utilisées par les automobiles. L'arrêté limite à 5% (en volume) la proportion d'éthanol autorisé. Afin de vérifier si un carburant contenant de l'éthanol est conforme à la législation, on le fait réagir avec du permanganate de potassium en milieu acide. Seul l'éthanol est oxydé : il donne de l'acide éthanoïque, la réaction s'effectuant à raison de 5 moles d'éthanol pour 4 moles de permanganate MnO_4^- . En traitant 10ml de carburant, on constate que l'oxydation est terminée après addition de $5,6 \cdot 10^{-3}$ moles de permanganate de potassium.

- a) Calculer la concentration en quantité de matière de l'éthanol dans le carburant.
- b) Ce carburant est-il conforme à la législation ?

Données : masse volumique de l'éthanol : 790 kg/m^3 .

EXERCICE 15 : LA FERMENTATION ALCOOLIQUE

On veut préparer 10 L de vinaigre d'alcool à 10° par fermentation alcoolique du jus de pomme. Calculer la masse de glucose contenue dans la pomme en admettant que le rendement de la transformation du sucre en alcool est de 90%.

Données : masse volumique de l'alcool : $0,79 \text{ g.cm}^{-3}$.

Définition : Le degré alcoolique d'une solution alcoolique correspond au nombre de litres de l'alcool pur contenus dans 100 L de solution.

EXERCICE 16 : HYDROLYSE D'UN COMPOSE ORGANIQUE

L'hydrolyse de A ($\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}_2$) conduit à un acide carboxylique C et à un alcool D.

- 1) Quelle fonction chimique possède A ?
- 2) La formule de C est $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Donner son nom et écrire sa formule semi-développée.
- 3) Quelles sont les caractéristiques de la réaction ci-dessus ?
- 4) Quelle est la formule brute de D, Il s'agit d'alcool benzylique, écrire sa formule semi-développée.

5) Ecrire la formule semi-développée de A.

EXERCICE 17 : IDENTIFICATION D'UN PRODUIT DE REACTION

1-) On considère un monoalcool saturé A de masse molaire $M = 74 \text{ g/mol}$.

a-) Déterminer la formule brute de A.

b-) Ecrire les différentes formules semi-développées possibles en précisant le nom et la classe.

2-) On fait réagir A sur du permanganate de potassium en milieu acide. Cette réaction donne un produit organique A' qui, isolé, agit sur le DNPH, mais est sans action sur le nitrate d'argent ammoniacal et la liqueur de Fehling.

Donner la formule semi-développée de A' et les noms de A et A'.

EXERCICE 18 : DETERMINATION D'UN ALCOOL

Par oxydation ménagée d'un composé organique A on obtient un composé B qui donne un précipité jaune avec la DNPH et fait rosir le réactif Schiff.

a) En déduire la nature de A et de B et donner les formules générales de ces deux corps.

b) On ajoute à B une solution de dichromate de potassium en milieu acide, la solution devient verte et on obtient un composé organique C. Donner en justifiant votre réponse la formule générale de C.

c) C peut agir sur A ; on obtient alors du propanoate de propyle.

-En déduire les formules semi développées des composés de A, B et de C et indiquer les noms de ces trois composés.

-Ecrire l'équation bilan qui a permis d'obtenir C à partir de B

EXERCICE 19 : DOSAGE D'UN ACIDE CARBOXYLIQUE PAR LA SOUDE

On dissout 2,2g d'un acide carboxylique contenant n atome de carbone dans 500 cm^3 d'eau. On obtient une solution d'acide S_A de concentration molaire C_A .

1-) Exprimer C_A en mol/l en fonction de n.

2-) On dose 20 cm^3 de cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 5.10^{-2} \text{ mol/l}$.

L'équivalence est obtenue lorsqu'on a versé 20 cm^3 de la solution de soude. Calculer C_A . En déduire la formule brute de A.

3-) Donner les formules semi-développées possibles de l'acide.

EXERCICE 20 : SYNTHESE D'UN ESTER (Extrait Bac D oct. 89 ex Bac S2)

1) On considère un acide carboxylique à chaîne saturée (A) et un alcool saturé B.

n étant le nombre d'atomes de carbone dans le radical R fixé au groupement fonctionnel carboxylique et n' le nombre d'atomes de carbone dans le radical R' fixé au groupement de la fonction alcool.

Exprimer, respectivement, les formules générales de (A) et (B) en fonction de n et n'.

2) (A) est estérifié par (B) ; à partir des formules déterminées au 1), écrire l'équation de cette réaction, en explicitant en fonction de n et n' la formule semi-développée de l'ester (E).

3) Pour $n = 3$, la masse molaire de l'ester est $M = 130 \text{ g.mol}^{-1}$.

En déduire n' et préciser la formule brute de (E).

4) En réalité, (A) possède une chaîne saturée avec une ramification. Quant à (B), son oxydation ménagée donne un composé (C) qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H) et ne rosit pas le réactif de Schiff.

EXERCICE 21 : COMBUSTION D'UN ESTER

La combustion de 5,1 g d'un ester fournit 11 g de dioxyde de carbone.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion de cet ester en fonction de n (nombre d'atomes de carbone de l'ester)
2. Calculer le pourcentage masse en carbone contenu dans l'ester ?
3. En déduire la formule brute de l'ester.
4. Déterminer les 8 formules semi développées possibles de l'ester. Les Nommer

Quel est le volume de dioxygène dans les CNTP nécessaire à la combustion

EXERCICE 22 : DETERMINATION DE FORMULES SEMI DEVELOPPEES PAR ESTERIFICATION

On fait réagir l'acide propanoïque sur un alcool à chaîne saturée non cyclique.

L'ester B obtenu a une masse molaire $M = 116 \text{ g/mol}$.

- 1- Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?
- 2- Déterminer la formule brute de l'ester B.
- 3- Déterminer la formule brute de l'alcool A et écrire les formules développées possibles, les noms et classes correspondants.

EXERCICE 23 : SAPONIFICATION OU FABRICATION D'UN SAVON

On fait réagir un excès de potasse sur l'éthanoate d'éthyle.

- 1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Préciser toutes ses caractéristiques.
- 2- Donner la formule et le nom du composé obtenu.

EXERCICE 24 : ACIDES GRAS - TRIESTERS DU GLYCEROL

On donne les formules brutes suivantes : $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$ $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2$ $\text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_2$ $\text{C}_{18}\text{H}_{30}\text{O}_2$ $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_2$

- 1- Préciser les composés qui sont des acides gras. Préciser ceux qui sont insaturés.
- 2- Donner la formule semi-développée du glycérol. Ecrire alors l'équation-bilan de la réaction entre le glycérol et l'acide butyrique $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

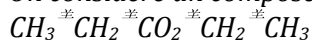
EXERCICE 25 : SAPONIFICATION OU FABRICATION D'UN SAVON

Dans le but de fabriquer un savon, on utilise un mélange d'huile de palme et une solution d'hydroxyde de sodium que l'on chauffe doucement. La matière grasse (huile de palme) est le triglycéride d'un acide « gras » saturé : l'acide palmitique $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{-COOH}$.

Ecrire l'équation de réaction entre l'acide palmitique et le propane-1, 2,3-triol (glycérol). Nommer les produits de la réaction.

EXERCICE 26 : SAPONIFICATION OU FABRICATION D'UN SAVON

On considère un composé organique A de formule semi-développée



- 1- a- A quelle famille appartient le composé A ? De quel alcool et de quel acide dérive A ?
b- Ecrire l'équation de la réaction qui permet d'obtenir A à partir de ces composés.
c- Donner les caractéristiques de cette réaction.
- 2- On fait réagir A avec une solution d'hydroxyde de sodium.
a- Quel est le nom de cette réaction ?
b- Ecrire son équation-bilan ?
c- Donner les caractéristiques de cette nouvelle réaction.

EXERCICE 27 : SAPONIFICATION OU FABRICATION D'UN SAVON

- 1- Quel est le nom du groupe caractéristique des acides carboxyliques ? Donner un exemple de monoacide carboxylique et un exemple de diacide carboxylique (formule semi développée et nom pour chaque cas).
- 2- Donner le nom du groupe caractéristique des alcools. Donner un exemple de mono alcool, de diol et de triol (formule semi développée et nom pour chaque cas)
- 3- La butyrine est un corps gras présent dans le beurre. Elle peut être considéré comme résultat de la réaction entre le propane-1, 2,3-triol et l'acide butanoïque.
Ecrire l'équation bilan de cette réaction.
Nommer cette réaction et donner ces caractéristiques.

EXERCICE 28 : SAPONIFICATION OU FABRICATION DU SAVON DE MARSEILLE

Lorsqu'on fait réagir une solution d'hydroxyde de sodium sur l'huile d'olive, on obtient un savon dit de « Marseille ». L'huile d'olive contient essentiellement de l'oléine, triester du glycérol (propane -1, 2,3-triol) et de l'acide oléique $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$.

- 1- L'acide oléique est-il un acide gras saturé ou non ? Justifier la réponse.
- 2- Ecrire l'équation bilan de la réaction de saponification de l'oléine.

- 3- Sachant qu'à partir de 500kg d'oléine et d'un excès de solution d'hydroxyde de sodium, on obtient 361 kg de savon, calculer le rendement r de la préparation.
On donne : $C = 12 \text{ g/mol}$; $Na = 23 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$ et $H = 1 \text{ g/mol}$.

EXERCICE 29 : SAPONIFICATION OU FABRICATION D'UN SAVON

On souhaite fabriquer le savon suivant : $CH_3-(CH_2)_{16}-COO^-K^+$

- 1- Est-ce un savon dur ou un savon mou ?
- 2- A partir de quel acide peut-on fabriquer ce savon ? Donner son nom officiel.
- 3- Quel alcool faut-il utiliser pour fabriquer le triglycéride nécessaire à la fabrication ? Quel est le savon ? Quel est son nom ?
- 4- Ecrire l'équation d'estérification entre l'alcool et l'acide carboxylique Quel est le nom de l'ester ?
- 5- Ecrire l'équation de saponification correspondant à la formation du savon et les caractéristiques de cette réaction.

EXERCICE 30 : ALCOOLS DANS L'INDUSTRIE DES DETERGENTS (Extrait Bac S2 2007)

Les alcools sont présents dans la nature, ils entrent dans la constitution de divers organes végétaux et animaux. Ils sont d'une importance toute particulière dans le monde industriel avec la préparation de détergents et autres composés tensioactifs.

Au laboratoire, ils sont principalement utilisés comme solvants et comme intermédiaires de synthèse.

Aldéhydes, cétones, acides carboxyliques, esters...autant de composés qui peuvent être obtenus des alcools.

1. Au cours d'une séance de travaux pratiques on veut identifier trois alcools notés A, B et C. On donne trois formules moléculaires brutes C_2H_6O ; C_3H_8O et $C_4H_{10}O$.

Chacune de ces formules peut être celle de l'alcool A, de l'alcool B ou de l'alcool C.

Pour identifier ces alcools on a réalisé les tests suivants :

Premier test : On fait l'oxydation ménagée des alcools à l'aide du dichromate de potassium en milieu acide et on constate que :

- A ne donne pas de réaction.

- B et C réagissent pour donner respectivement les produits organiques B' et C'.

Deuxième test : Les produits B' et C' donnent avec la dinitrophénylhydrazine (DNPH) un précipité jaune ; mais seul B' rosit le réactif de Schiff.

2. Donner, en justifiant, les fonctions chimiques de B' et C' (0,50 point)

3. En déduire les classes des alcools A, B et C. (0,75 point)

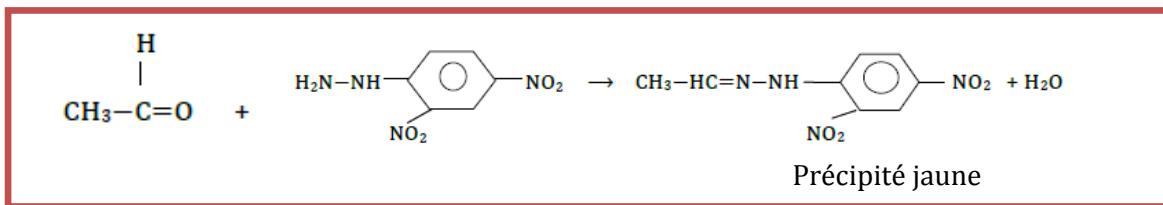
4. Identifier les alcools en donnant leurs formules semi-développées et leurs noms. (0,75 point)

5. Ecrire les demi-équations électroniques des couples B'/B et $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ puis l'équation-bilan de la réaction de B avec l'ion dichromate. (0,75 point)

EXERCICE 31 : DETERMINATION DE LA COMPOSITION D'UN MELANGE

Un mélange d'éthanol, d'éthanal et d'acide éthanioïque a été obtenu par oxydation catalytique ménagée d'éthanol gazeux par du dioxygène en quantité insuffisante. Le volume total du mélange liquide est de 12 cm^3 . Afin d'étudier la composition de ce mélange, on procède aux deux manipulations suivantes :

- a) 1 cm^3 du mélange est introduit dans un excès de solution de 2,4 - dinitrophénylhydrazine ; il se produit alors la réaction quantitative suivante :



Le précipité jaune est filtré, lavé, séché, puis pesé : la masse du solide obtenu est de 1,33 g. Calculer la quantité d'éthanal présent dans le mélange étudié.

- b) 1 cm^3 de mélange est dilué dans 50 cm^3 d'eau, puis dosé, en présence de phénolphthaléine, à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium à 1 mol. l^{-1} . La réaction de dosage s'écrit :
- $$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}.$$

Le virage de l'indicateur est observé lorsque l'on a versé $4,4 \text{ cm}^3$ de solution de soude. Calculer la quantité d'acide éthanoïque présent dans le mélange étudié.

- c) Déterminer la quantité d'éthanol contenue dans le mélange, ainsi que son volume.
- d) Calculer la quantité de dioxygène qui a réagi lors de l'obtention du mélange, ainsi que celle qui aurait permis d'assurer l'oxydation totale de l'éthanol en acide éthanoïque.

Données : les masses volumiques de l'éthanol, de l'éthanal et de l'acide éthanoïque valent respectivement : 790 , 793 et 1050 kg.m^{-3} .

EXERCICE 32 : « UN JE NE SAIS QUEL CHARME... »

La communication chez les insectes se fait principalement par voie chimique, grâce à des substances appelées phéromones ; certaines sont des signaux d'alarmes, d'autres permettent le marquage d'une piste, d'autres enfin sont destinées à attirer les insectes de sexe opposé en vue de la reproduction. Ces composés, sécrétés en quantités infimes (quelques nanogrammes), ont suscité un grand intérêt, car la détermination de leur structure et leur synthèse ouvrent une voie nouvelle à un contrôle efficace et sélectif des populations d'insectes.

On se propose ici de déterminer la structure de la phéromone d'attraction sexuelle d'un papillon très utile : le bombyx, dont la chenille n'est autre que le ver à soie. Ce composé est appelé bombykol ; nous le noterons B dans ce qui suit.

- a) B ne comporte que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.
 - La combustion de 300 mg de B fournit 887 mg de dioxyde de carbone et 340 mg d'eau.
 - B décolore une solution de dibrome dans CCl_4 . Le produit obtenu, C, comporte 4 atomes de brome. Le pourcentage massique en brome est de $57,32 \%$.
 - B traité par le dihydrogène, en présence de platine, conduit à D.
 - L'oxydation ménagée de D conduit à un acide gras, l'acide palmitique, dont le nom systématique est l'acide hexadécanoïque.

Montrer que ces renseignements permettent de déterminer la formule brute de B. Quelle fonction chimique sa molécule possède – t – elle ?

- b) Afin de préciser la structure de B, on le soumet à une oxydation dégradante, c'est-à-dire à une oxydation qui coupe la chaîne carbonée au niveau des doubles liaisons carbone – carbone. On obtient ainsi un mélange de trois corps, notés E, F et G :
 - E est l'acide butanoïque ;
 - F est le plus simple des diacides organiques ;
 - G est un diacide, l'acide décanedioïque.

Montrer que deux formules développées sont compatibles avec les renseignements donnés ci – dessus.

EXERCICE 33 : PREPARATION D'UN SAVON (Extrait Bac D 92 actuel Bac S2)

De nombreux lipides sont des glycérides, c'est-à-dire des triesters du glycérol et des acides gras.

- 1) Écrire la formule semi-développée du glycérol ou propane-1,2,3-triol.
- 2) Écrire l'équation générale d'estérification par le glycérol d'un acide gras $\text{R} - \text{COOH}$.
- 3) On fait agir sur le lipide (ou triester) obtenu un excès d'une solution d'hydroxyde de sodium à chaud. Il se reforme du glycérol et un autre produit S.
- 3.a- Écrire l'équation générale de cette réaction. Quel est le nom général donné au produit S ?
- 3.b- Comment nomme-t-on ce type de réaction ?
- 4) Dans le cas où le corps gras utilisé dérive de l'acide oléique $\text{C}_{17}\text{H}_{33} - \text{COOH}$ et où l'on fait agir l'hydroxyde de sodium sur $m = 2,10 \text{ kg}$ de ce corps gras, écrire l'équation de la réaction et calculer la masse du produit S obtenu.

EXERCICE 34 : HYDROLYSE D'UN ESTER –DETERMINATION D'UN ACIDE ET D'UN ALCOOL (Extrait Bac D 92 actuel Bac S2)

L'hydrolyse d'un ester E a fourni un acide carboxylique A et un alcool B.

1) Détermination de la formule de l'alcool B.

L'analyse élémentaire a permis la détermination de la formule brute de B : $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

- 1.a- L'oxydation ménagée de B par une solution de dichromate de potassium en milieu acide fournit

un composé B'. Ce composé B' :

- réagit avec une solution de D. N. P. H. ;
- ne réagit ni avec une solution de nitrate d'argent ammoniacal (ou **réactif de TOLLENS**), ni avec la **liqueur de FEHLING**.

Que peut-on en conclure pour B ? Donner la formule semi-développée de B ainsi que celle du composé B'.
A quelle fonction B' appartient-il ? Donner le nom de B'.

1.b- La molécule de B est-elle chirale ? Justifier la réponse.

2) Détermination de la formule de A.

La composition centésimale massique du composé A est la suivante :

carbone : 48,6 % ; hydrogène : 8,1 % ; oxygène : 43,2 %.

Sachant que la masse molaire moléculaire du composé A est $M = 74 \text{ g.mol}^{-1}$, déterminer sa formule brute, sa formule semi-développée et son nom.

3) En déduire la formule semi-développée de l'ester E.

EXERCICE 35 : SYNTHÈSE D'UN ESTER (Extrait Bac D oct 89 actuel Bac S2)

1) On considère un acide carboxylique à chaîne saturée (A) et un alcool saturé B. n étant le nombre d'atomes de carbone dans le radical R fixé au groupement fonctionnel carboxylique et n' le nombre d'atomes de carbone dans le radical R' fixé au groupement de la fonction alcool.

Exprimer, respectivement, les formules générales de (A) et (B) en fonction de n et n' .

2) (A) est estérifié par (B) ; à partir des formules déterminées au 1), écrire l'équation de cette réaction, en explicitant en fonction de n et n' la formule semi-développée de l'ester (E).

3) Pour $n = 3$, la masse molaire de l'ester est $M = 130 \text{ g.mol}^{-1}$.

En déduire n' et préciser la formule brute de (E).

4) En réalité, (A) possède une chaîne saturée avec une ramification. Quant à (B), son oxydation ménagée donne un composé (C) qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H) et ne rosit pas le réactif de Schiff.

4.a - Écrire, alors, l'équation de la réaction d'estérification de (A) et (B), en utilisant les formules semi-développées.

4.b - Donner les noms de A, B, C et E.

EXERCICE 36 : COMPOSÉS OXYGÉNÉS ET PARFUMERIES (Extrait Bac S1 S3 2007)

Le développement de la chimie organique de synthèse, à la fin du XIXe siècle, a conduit à des substances d'odeurs attrayantes qui ont eu une grande influence sur la parfumerie. Les substances odorantes appartiennent à des familles très diverses de composés chimiques : alcools, aldéhydes, cétones ou esters. Parmi ces derniers, on peut citer l'acétate de benzyle présent dans l'essence de jasmin et le salicylate de méthyle constituant principal de l'essence de Wintergreen extraite de certaines plantes.

1. Pour chaque famille de composés citée dans le texte écrire la formule du groupement fonctionnel puis donner un exemple de composé (formule semi-développée et nom) de la famille. (01 point)

2. La formule semi-développée de l'acétate de benzyle est :

De quel acide et de quel alcool dérive l'acétate de benzyle ?

Ecrire l'équation-bilan de la préparation de l'acétate de benzyle

à partir de ces composés et préciser les caractéristiques de cette réaction. (0,50 point)

3. Un laborantin prépare le salicylate de méthyle par réaction de l'acide salicylique (ou acide 2-hydroxybenzoïque $\text{HO-C}_6\text{H}_4\text{-COOH}$) avec le méthanol.

Pour ce faire, il introduit dans un ballon une masse de 13,7 g d'acide salicylique, un volume de 12 mL de méthanol et quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Il procède au chauffage pendant une heure. La réaction terminée, le mélange est refroidi puis séparé. Après séchage de la phase organique, une masse de 11,4 g de salicylate de méthyle est obtenue.

3.1 Écrire l'équation-bilan de la réaction. (0,25 point)

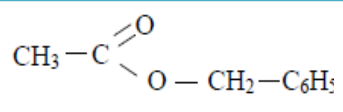
3.2 Déterminer le réactif limitant ou réactif en défaut. (0,50 point)

3.3 Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? Et pourquoi chauffe-t-on ? (0,25 point)

3.4 Calculer le rendement de cette préparation. (0,5 point)

Données : $M(\text{acide salicylique}) = 138 \text{ g/mol}$; $M(\text{CH}_3\text{OH}) = 32 \text{ g/mol}$

$M(\text{salicylate de méthyle}) = 152 \text{ g/mol}$ Masse volumique du méthanol : $\rho = 0,80 \text{ kg.L}^{-1}$.



DEUXIEME PARTIE : ELECTROCHIMIE

Série 6 : Notion de couple oxydant - réducteur

Série 7 : Classification qualitative des couples oxydant-réducteur(ion métallique/métal)

Série 8 : Classification quantitative des couples oxydant-réducteur(ion métallique/métal)

Série 9 : Généralisation de l'oxydoréduction en solution aqueuse

Série 10 : Electrolyse, bilan quantitatif

Série 11 : Oxydoréduction par voie sèche

Série 12 : Thèmes : phosphates, engrais, matières plastiques (exposés, visites)

SERIE 6 : NOTION DE COUPLE OXYDANT-REDUCTEUR

EXERCICE 1 : CONNAISSANCES DU COURS

1-Ecrire, s'il a lieu, la réaction qui se produit lorsqu'on met en présence une solution de chlorure d'or et une lame de plomb.

2-Dire au cours de cette réaction

2.1-Quel est l'oxydant, quel est le réducteur ?

2.2-Quel est le corps oxydé, quel est le corps réduit ?

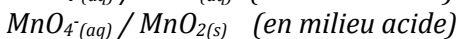
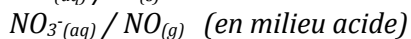
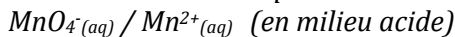
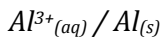
3-Compléter les phrases suivantes :

3.1-Cette réaction est une oxydation de par

3.2-Cette réaction est une réduction de par

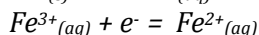
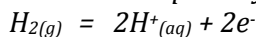
EXERCICE 2 : ECRITURE DE DEMI - EQUATIONS

Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives aux couples suivants:



EXERCICE 3 : IDENTIFICATION DE COUPLES OXYDANT/REDUCTEUR

Ecrire les couples oxydant / réducteur relatifs aux demi-équations d'oxydoréduction suivantes:

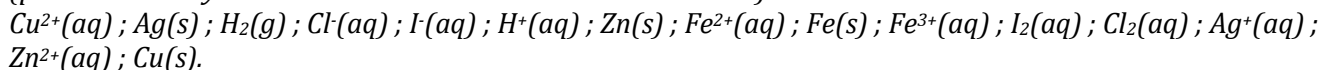


EXERCICE 4 : RECONNAITRE UN OXYDANT ET UN REDUCTEUR

Parmi les espèces suivantes, précisez, en justifiant vos réponses, quels sont d'une part les oxydants et d'autre part les réducteurs. $\text{Cu}_{(\text{s})}$, $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$, $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$, $\text{Fe}_{(\text{s})}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}$.

EXERCICE 5 : COUPLES OXYDANT - REDUCTEUR

Reconnaître les couples oxydants / réducteurs que l'on peut former avec les espèces ci-dessous (préciser les oxydants et les réducteurs dans chacun des cas) :



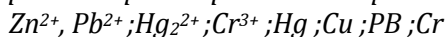
EXERCICE 6 : IDENTIFICATION DE COUPLES OXYDANT/REDUCTEUR

On donne l'équation suivante : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} + \text{Hg}_2^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})}$

1. Rechercher le nom de l'élément dont le symbole est Hg.
2. Identifier les deux couples rédox mis en jeu dans cette réaction d'oxydoréduction.
3. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à ces couples.
4. Déterminer quels sont, respectivement, l'oxydant et le réducteur dans la transformation étudiée.

EXERCICE 7 : DEMI - EQUATION

Former des couples oxydants- réducteur en utilisant uniquement les espèces chimiques suivantes, et écrire pour chaque couple la demi équation correspondant à chacun d'eux :



EXERCICE 8 : POUVOIR OXYDANT

Un fil d'aluminium trempé dans une solution de chlorure d'étain (II) se recouvre de fines aiguilles d'étain et l'aluminium passe en solution sous forme d'ions aluminium (III).

- a) Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu.
- b) Comparer les pouvoirs oxydants des couples Sn^{2+}/Sn et Al^{3+}/Al

EXERCICE 9 : POUVOIR REDUCTEUR

Dans un tube à essais, on introduit de la limaille de fer et quelques centimètres cubes d'une solution de chlorure d'étain (II), SnCl_2 . Après avoir attendu un certain temps, on ajoute quelque cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium ; il apparaît alors un précipité vert :

- a) Ecrire la réaction chimique qui s'est produite entre le fer et le chlorure d'étain (II).
- b) Des deux couples oxydants réducteurs en présence, quel est celui qui possède le réducteur le plus fort ? quel est celui qui possède l'oxydant le plus fort ?

**SERIE 7 : CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES
OXYDANT-REDUCTEUR ION METALLIQUE / METAL**

EXERCICE 1: CONNAISSANCES DU COURS

Répondre par vrai et faux aux affirmations suivantes :

- 1-Lorsqu'on met en présence une solution de sulfate de cuivre (II) et du mercure, il y a dépôt métallique.
- 2-Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans une solution de nitrate d'argent, il se produit un dépôt métallique.
- 3-Lorsqu'on plonge une lame d'aluminium dans une solution de sulfate de fer (II), il y a formation d'un métal.

- 4-Lorsqu'on plonge une lame de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II), la solution se décolore.
5-Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans une solution renfermant des ions fer (II), la solution vire au vert.
6-Lorsqu'on plonge une lame d'aluminium dans une solution contenant des ions plomb (II).

EXERCICE 2 : COMPARAISON DE POUVOIRS REDUCTEURS

Dans les expériences suivantes, on admettra que toutes les réactions possibles se produisent réellement et sont observables facilement. Ibrahima veut comparer les pouvoirs réducteurs des couples ci-dessous Ni^{2+}/Ni ; Au^{3+}/Au ; Mg^{2+}/Mg ; Zn^{2+}/Zn ; Cu^{2+}/Cu .

Il réalise pour cela plusieurs expériences en plongeant chaque fois un fil métallique M_1 dans une solution renfermant des ions d'un métal M_2

Lorsqu'il observe un dépôt métallique il note (+) (réaction positives), dans le cas contraire il note (-) (réaction négative)

Il consigne les résultats dans le tableau suivant.

	Ni	Au	Mg	Zn	Cu
Ni^{2+}				+	
Au^{3+}	+				
Mg^{2+}				-	
Zn^{2+}					
Cu^{2+}		-			

Il s'arrête au bout de quatre expériences et déclare : « les expériences déjà faites suffisent pour classer les différents couples ».

- 1) Etes-vous d'accord avec lui ?
- 2) Classez les couples précédents par ordre de pouvoir réducteur croissant avec les expériences réalisées.
- 3) Montrer qu'il faut réaliser encore au moins une expérience pour avoir un classement complet.

EXERCICE 3 : CLASSIFICATION DU MERCURE

On considère le couple Hg^{2+}/Hg . On veut montrer que le mercure est moins réducteur que le Zinc, le fer, le plomb et le cuivre. Il suffit de réaliser une seule expérience pour prouver cette affirmation, la décrire. Donner l'équation bilan de la réaction produite.

EXERCICE 4 : PRECIPITATION DU NITRATE D'ARGENT

On dissout m grammes de nitrate d'argent $AgNO_3$, pur et sec dans un litre d'eau. On effectue un prélèvement de 50 ml de la solution obtenu dans lequel on ajoute de la poudre de Zinc en excès

1-Ecrire l'équation bilan de la réaction ?

2-Sachant que la masse d'argent libérée est de 0,33g, calculer la valeur de m.

3-On ajoute ensuite, dans le prélèvement après réaction et filtration de la soude. Qu'observe-t-on ? Quelle masse de précipité peut-on théoriquement obtenir ?

EXERCICE 5 : ACTION DE L'ION ARGENT SUR LE FER

On ajoute 1.5g de limaille de fer en excès dans 100cm³ d'une solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$). Après agitation, filtrage, on récupère un résidu solide qui après séchage pèse 3.50g.

1-Calculer la concentration molaire en ions argent dans la solution initiale de nitrate d'argent.

2-Calculer les pourcentages en masse de l'argent et du fer dans le résidu solide.

EXERCICE 6 : EXPERIENCE DE CLASSIFICATION DE REDUCTEURS

1-Au cours d'une expérience, un groupe d'élèves note les observations suivantes :

- une lame d'argent plongée dans une solution de chlorure d'or ($AuCl_3$) se recouvre d'or.
- une lame de cuivre plongée dans une solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$) se recouvre d'argent.
- une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de cuivre (II) se recouvre de cuivre.

1.1-Interpréter ces différents résultats.

1.2-En déduire une classification suivant le pouvoir réducteur croissant des couples ion métallique / métal mis en jeu au cours de cette expérience.

1.3-Sachant que l'acide chlorhydrique attaque le fer et non le cuivre, placer le couple H^+ / H_2 dans la classification précédente.

2-On verse dans un bêcher une petite quantité d'une solution de nitrate d'argent et on y fait barboter du dihydrogène. Il apparaît de l'argent finement divisé, noir.

2.1-Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui s'est produite.

2.2-Préciser les espèces oxydée et réduite.

3-Sachant que le dihydrogène a été préparé par action de l'acide chlorhydrique sur le zinc avec un rendement de 100% et que seulement 10% du dihydrogène formé réagissent avec le nitrate d'argent le reste s'échappe), quelle masse d'argent peut-on obtenir si on consomme 4g de zinc ?

EXERCICE 7 : PLACE DE L'OR DANS LA CLASSIFICATION

L'or peut donner en solution aqueuse des ions Au^{3+} . Afin de déterminer la place de l'or dans la classification électrochimique des métaux, on plonge un fil d'or dans diverses solutions ; on observe l'apparition éventuelle d'un dépôt.

- Solution de sulfate de zinc : pas de dépôt.
- Solution de sulfate de fer (II) : pas de dépôt.
- Solution de sulfate de cuivre (II) : pas de dépôt.
- Solution de nitrate d'argent : pas de dépôt.

Qu'en conclure ? Une seule réaction, bien choisie aurait-elle pu suffire ?

EXERCICE 8 : PLACE DU NICKEL DANS LA CLASSIFICATION

Les solutions de sulfate de nickel (II) ont une belle couleur verte due à l'ion $Ni(H_2O)_6^{2+}$, noté plus simplement Ni^{2+} .

1-Lorsqu'on plonge une lame de fer dans une solution de sulfate de nickel (II), on observe la formation d'un dépôt métallique. Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2-Lorsqu'on plonge une lame de plomb dans une solution de sulfate de nickel, aucun dépôt n'apparaît.

3-A partir de ces deux expériences, prévoir la place du nickel dans la classification électrochimique

EXERCICE 9 : MELANGE DE SOLUTIONS AQUEUSES

On dissout une masse $m_1 = 6,62g$ de nitrate de plomb $Pb(NO_3)_2$ et une masse $m_2 = 6,8g$ de nitrate d'argent $AgNO_3$ dans une fiole, que complète à un litre avec de l'eau distillée.

1-Quels sont les ions présents en solution ?

2-Déterminer les concentrations molaires des différents ions présents en solution.

3-On effectue trois prélèvements, de la solution précédente, de volume $V = 100mL$ avec les quels on effectue les expériences suivantes :

- on plonge dans le premier une lame de zinc.
- dans le second, on plonge une lame de cuivre.
- dans le troisième, une lame de d'argent.

3.1-Décrire dans chaque cas, ce que l'on observe.

3.2-Calculer la masse, si elle existe, du dépôt métallique dans chaque cas.

EXERCICE 10 : PREPARATION D'UNE SOLUTION AQUEUSE

Une solution aqueuse S est obtenue en mélangeant du nitrate de cuivre $Cu(NO_3)_2$ et du nitrate d'argent $AgNO_3$. Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans un litre de cette solution, on recueille 28g d'un dépôt solide. D'autre part, lorsqu'on plonge une lame de cuivre dans un autre litre de cette même solution, on recueille 21,6g de solide.

1-Préciser la nature des solides recueillis dans chaque cas. Ecrire les équations bilan des réactions dans chaque cas.

2-Calculer les concentrations, dans la solution initiales, des ions Cu^{2+} , Ag^+ et NO_3^- .

3-Calculer la concentration de ces mêmes ions après chacune des expériences.

EXERCICE 11 : PREPARATION D'UNE SOLUTION DE SULFATE DE CUIVRE

On réalise une solution de sulfate de cuivre en dissolvant 58g de cristaux bleus de formule $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ dans 500cm³ de solution.

- 1-Quelle est la concentration de la solution obtenue ? Combien y a-t-il d'ions sulfate et d'ions cuivre par litre ?
- 2-On ajoute de la limaille de fer.
 - 2.1-Une réaction peut-elle avoir lieu ?
 - 2.2-Si oui, écrire son équation bilan.
 - 2.3-Quelle est la masse minimale de limaille de fer à ajouter dans b cher contenant 50cm³ de la solution précédente si l'on veut faire disparaître la couleur bleue de la solution ?
- 3-Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ? Quelle est la quantité d'électricité Q correspondante ?
- 4-Pendant combien de temps faut-il faire circuler un courant de 0,5A pour mettre en jeu la même quantité d'électricité ?

EXERCICE 12 : PREPARATION D'UNE SOLUTION DE SULFATE DE CUIVRE

- 1-On réalise une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant 58g de cristaux bleus CuSO₄, 5H₂O, dans 500cm³ de solution.
 - 1.1-Quelle est la concentration de la solution obtenue ?
 - 1.2-Combien y a-t-il d'ions sulfate et d'ions cuivre (II) par millimètre cube ?
- 2-On ajoute de la limaille de fer.
 - 2.1-Une réaction peut-elle avoir lieu ?
 - 2.2-Ecrire son équation bilan.
 - 2.3-Quelle est la masse minimale de limaille de fer à ajouter dans b cher contenant 50cm³ de la solution précédente si l'on veut faire disparaître la couleur bleue de la solution ?
- 3-Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ? Quelle est la quantité d'électricité correspondante ?
- 4-Pendant combien de temps faut-il faire circuler un courant de 0,5A pour mettre en jeu le même quantité d'électricité ?

**SERIE 8 : CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES
OXYDANT-REDUCTEUR ION METALLIQUE / METAL - PILE**

Charge d'une mole d'électrons = - 1F = -96500 C.

EXERCICE 1 : UNE PILE, C'EST PAS SORCIERE

- 1-Comment constituer une pile faisant intervenir les couples Cu²⁺/ Cu et Ni²⁺/ Ni ?
- 2-Indiquer les polarités de la pile. Que vaut sa force électromotrice f. .m. ?
- 3-Ecrire les demie –  quations aux électrodes de la pile.
- 4-Comment la masse de l'électrode négative varie lorsque la pile débite un courant de 10ma pendant 2 heures ?

EXERCICE 2 : COMMENT PREVOIR LE SENS D'UNE REACTION

On place 50mg de cuivre dans 100ml d'une solution de chlorure d'or AuCl_3 à 10mol.L^{-1} ; on agite jusqu'à ce que la réaction soit terminée.

1-En vous basant sur les potentiels des couples mis en jeu, prévoir la réaction qui s'effectue. Ecrire l'équation bilan de la réaction. Est-elle totale ?

2-Calculer, en fin de réaction :

2.1-la masse du dépôt métallique ;

2.2-la concentration de chacun des ions métalliques en solution.

EXERCICE 3 : DETERMINER UN DEPOT DE MASSE

Dans **100mL** de solution de nitrate d'argent **0,01mol/L**, on plonge une lame de zinc. Calculer à la fin de la réaction :

-La masse d'argent déposée

-La diminution de masse de la lame de zinc

-La concentration des ions zinc dans la solution.

EXERCICE 4 : LA PILE DANIELL

On réalise une pile Daniell à l'aide de deux béchers et d'un pont électrolytique en U renversé contenant une solution gélifiée de chlorure de potassium. L'un des béchers contient 100mL d'une solution de sulfate de cuivre (II) à $0,2\text{mol.L}^{-1}$, dans laquelle plonge une lame de cuivre. Dans l'autre bēcher, contenant 100 mL d'une solution de sulfate de zinc à $0,2\text{mol.L}^{-1}$ dans laquelle plonge une lame de zinc. On relie les électrodes de la pile par un circuit conducteur comprenant un milliampèremètre.

1-A quels pôles faut-il relier, respectivement, les bornes positive et négative du milliampèremètre ?

2-La pile débite, pendant 50 heures, un courant d'intensité constante $I = 5\text{mA}$. Calculer :

2.1-La variation dm_1 de la masse de l'électrode de zinc, ainsi que la variation dm_2 de celle de cuivre ;

2.2-La variation dC_1 de la concentration des ions Zn^{2+} , ainsi que la variation dC_2 de la concentration des ions Cu^{2+} dans les solutions.

EXERCICE 5 : FONCTIONNEMENT D'UNE PILE

Une pile est constituée de deux demi piles constituées par les couples Co^{2+}/Co et Zn^{2+}/Zn . Les concentrations des solutions utilisées sont de 1mol.L^{-1} . Les ions Co^{2+} sont roses en solution.

1-Quel est le métal constituant la borne négative ?

2-Quelle est la f.é.m. de la pile ?

3-La demi pile du couple Co^{2+}/Co contient 80cm^3 de solution. Quelle est l'augmentation de masse de l'électrode de cobalt lorsque la coloration rose aura disparue totalement.

4-Quelle doit être la masse minimale de zinc pour que l'électrode de zinc ne limite pas le fonctionnement de la pile ?

EXERCICE 6 : POTENTIEL D'UNE ELECTRODE

1-On considère le couple redox $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$. Son potentiel normal vaut : $E_1^0 = 1,5\text{V}$.

1.1-Ecrire la demi-équation électronique de ce couple.

1.2-Dans une solution où les concentrations sont : $[\text{MnO}_4^-] = [\text{Mn}^{2+}] = 0,01\text{mol.L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1\text{mol.L}^{-1}$, on plonge un fil de platine.

1.3-Quel est le potentiel pris par ce fil par rapport à une E.N.H. ?

1.4-Faire le schéma complet du montage à réaliser. (On supposera que les concentrations considérées équivalent à celles des conditions standards.

2-On considère une lame de cuivre plongeant dans 0,1 litre d'une solution de cuivre à 1mol.L^{-1} .

2.1-Quel est le potentiel de cette lame de cuivre :

2.1.1-par rapport à une E.N.H.

2.1.2-par rapport à une E.C.S (électrode au calomel saturée ; Potentiel de l'E.C.S./l'E.N.H : $0,24\text{V}$ à 25°C)?

3-On relie les deux demi piles décrites ci-dessus par un pont électrolytique et les deux métaux par un voltmètre de grande résistance.

3.1-Faire le schéma de la pile ainsi constituée.

3.2-Quelle est sa polarité ?

3.3-Quelle est l'indication du voltmètre ?

4-On remplace le voltmètre par un ampèremètre.

4.1-Qu'observe-t-on ?

4.2-Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique qui s'effectue dans la pile.

4.3-On laisse la pile débiter et on s'arrange pour que l'intensité du courant demeure constante et égale à 10 mA.

4.4-Combien de temps faut-il laisser circuler ce courant pour que la $[Cu^{2+}]$ des ions devienne égale à 1,02 mol. L⁻¹ ?

EXERCICE 7 : DETERMINATION DES POLES D'UNE PILE

On associe par un pont ionique au chlorure de potassium les deux demi piles correspondant aux couples Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn . Chaque demi pile contient 150ml d'une solution de cuivre II telles que $[Cu^{2+}] = [Zn^{2+}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

1-Quel est le pôle positif de la pile obtenue ? Que vaut sa f.é.m. ?

Indiquer les équations des demi réactions produites dans chaque demie pile, puis l'équation de la réaction bilan traduisant le fonctionnement de la pile.

2-La pile fonctionne pendant 10H en débitant un courant de 0.20A.

Quelles sont alors les concentrations molaires des ions Zn^{2+} et Cu^{2+} dans chaque demie pile ? (on suppose que le volume n'a pas varié)

3-Quelle devra être la masse minimale de l'électrode de Zinc pour que la solution de sulfate de cuivre II puisse être totalement décolorée ?

On donne : $|e| = 1,6.10^{-19} \text{ C}$ $N = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$

EXERCICE 8 : UNE REACTION PRODUIT DE L'ELECTRICITE

On considère une solution de chlorure de cuivre (II) de concentration 0,75 mol.L⁻¹. On en prélève 100cm³ auxquels on ajoute 2,5g de poudre de zinc. On agite.

1-Calculer la composition de la solution quand l'équilibre est établi, c'est à dire quand la réaction est terminée.

2-Quelle est la quantité d'électricité échangée au cours de la réaction ?

3-Quelle est la masse de cuivre formé ?

EXERCICE 9 : SCHEMATISER UNE PILE

1-Compléter le tableau ci-dessous en mettant dans chaque case vide

la valeur de la tension aux bornes de la pile B/B^{n+} et A^+/A . Justifier.

2-Donner le schéma de la pile constituée du couple Zn^{2+}/Zn et de la demi-pile à hydrogène. Indiquer les polarités de la pile.

3-Justification à l'appui, classer les quatre couples Zn^{2+}/Zn ; Pb^{2+}/Pb ; Fe^{2+}/Fe et Al^{3+}/Al par ordre de pouvoir oxydant de leur cation.

4-Que se passe-t-il si on plonge une lame d'aluminium dans une solution contenant des ions Fe^{2+} ?

5-Indiquer les polarités, le sens de circulation des électrons et donner la f.é.m. de la pile constituée à l'aide des couples Zn^{2+}/Zn et Pb^{2+}/Pb . Quel est le rôle du pont dans cette pile.

A \ B	Zn	Pb	Fe	Al
Zn			+0,35V	
Pb	-0,64V			
Fe				-1,26V
Al				

EXERCICE 10 : FAIRE DISPARAITRE DES IONS EN SOLUTION

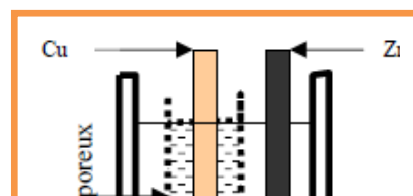
On verse de l'aluminium en grenaille dans 50ml de solution de sulfate de fer (II) de concentration molaire $C = 0,3 \text{ mol L}^{-1}$; il se produit la réaction suivante : $Al + Fe^{2+} \rightarrow Al^{3+} + Fe$

1) Rechercher l'élément réducteur qui s'est oxydé et l'élément oxydant qui a été réduit Equilibrer l'équation bilan.

2) Quelle masse d'aluminium faudra t il verse pour faire disparaître tous les ions fer (II) de la solution.

3) Lors que toute la masse d'aluminium métallique a disparu, on ajoute à la solution obtenue de la soude .Quel volume de concentration $1,5 \text{ mol l}^{-1}$ faudra t il verser pour précipiter la totalité de l'ion Al^{3+} en solution.

EXERCICE 11 : LA PILE DANIELL



On appelle pile Daniell une pile semblable à celle représentée à la figure ci-contre.

1-Quels sont les couples redox mis en jeu ? Quelle est la réaction de fonctionnement de la pile ? Indiquer la nature et le sens de déplacement des porteurs de charge quand la pile débite du courant dans une résistance. Quel est le rôle de la paroi poreuse ?

2-Quel est l'intérêt de prendre une solution concentrée de sulfate de cuivre ? Faut-il utiliser aussi une solution concentrée de sulfate de zinc ?

3-L'électrode de zinc est une plaque cylindrique de diamètre 6cm, d'épaisseur 1mm et de hauteur 5cm. Calculer la durée de fonctionnement de la pile lorsqu'elle débite un courant de 15mA.

4-Quelle est la masse de cuivre qui s'est déplacée à l'électrode ? Quelle est la concentration minimale que doit avoir la solution initiale de sulfate de cuivre si son volume est de 250cm³ ?

On donne masse volumique du zinc $\rho_{Zn} = 7,14.10^3 \text{kg.m}^{-3}$.

EXERCICE 12 : CARACTERISTIQUE D'UNE PILE DANIELL

On considère une pile Daniell, on désire tracer sa caractéristique, c'est à dire la courbe représentative $U = f(I)$; où I représente l'intensité du courant débité par la pile et U la d.d.p. entre son pôle positif et son pôle négatif.

1-Représenter le schéma du montage à réaliser.

2-Les résultats des mesures sont rassemblés dans le tableau suivant :

I (mA)	0	3	7	12	19	23
U (V)	1,1	1,05	0,90	0,75	0,52	0,35

Tracer la caractéristique de la pile et montrer que l'on peut écrire : $U = a + bI$.

Déterminer a et b , et préciser leurs unités. Quelle est leur signification physique ?

EXERCICE 13 : MESURER LA F.E.M. D'UNE PILE

Pour déterminer la f.é.m. $\mathcal{E}$ d'une pile, on branche à ses bornes un voltmètre de résistance R_v . Soit r la résistance interne de la pile.

1-Soit U la tension mesurée sur le voltmètre.

1.1-Exprimer U en fonction de $\mathcal{E}$, r et R_v .

1.2-A quelle condition peut-on admettre que U est quasiment égale à $\mathcal{E}$?

2-On dispose d'une pile pour laquelle $\mathcal{E} = 1,1\text{V}$ et $r = 40000\Omega$. Quelle doit être la valeur minimale de R_v si l'on veut connaître $\mathcal{E}$ à 5% près, au plus ?

EXERCICE 14 : MOLARITES INITIALES DES IONS DANS UNE SOLUTION

Un litre d'une solution aqueuse contient du nitrate de cuivre $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ et du nitrate d'argent. Quand on traite cette solution par une lame de zinc on recueille 28g de solide. Quand cette solution est traitée par une lame de cuivre on recueille 21,6g de solide.

1) Préciser la nature des solides recueillis dans les deux expériences

2) Ecrire les réactions redox correspondant. Calculer les molarités initiales des ions Cu^{2+} , Ag^+ , NO_3^- . Calculer les molarités finales des ions dans les deux expériences.

EXERCICE 15 : CLASSIFICATION DE COUPLES APRES EXPERIENCES SUCCESSIVES

1) On fait les observations suivantes

Une lame d'argent plongée dans une solution de AuCl_3 se recouvre d'or

Une lame de cuivre plongée dans une solution AgNO_3 se recouvre d'argent.

Une lame de fer plongé dans une solution CuSO_4 se recouvre de cuivre.

a) Interpréter ces différentes expériences et en déduire une classification des couples Ag^+/Ag ; Cu^{2+}/Cu ; Au^+/Au ; Fe^{2+}/Fe suivant le pouvoir oxydant croissant.

b) Sachant que l'acide chlorhydrique attaque le fer et non le cuivre placer le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ dans la classification précédente.

2) On verse dans un b cher un peu de solution de nitrate d'argent et on y fait barboter du dihydrogène. Il apparaît de l'argent divisé noir.

Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui s'est produite.

Préciser les espèces oxydée et réduite.

3) Sachant que le dihydrogène a été préparé par action de l'acide chlorhydrique sur le zinc avec un rendement de **100 %** et seulement **10%** du dihydrogène forme régissent avec le nitrate d'argent (le reste s'échappe) quelle masse d'argent peut on obtenir si on consomme 4g de zinc.

EXERCICE 16 : DEPOT ET DIMINUTION DE MASSE

Dans **100ml** de solution de nitrate d'argent **0,01mol.L⁻¹**, on plonge une lame de zinc

Calculer à la fin de la réaction la masse d'argent déposée ; la diminution de masse de la lame de zinc ; la concentration des ions zinc dans la solution.

EXERCICE 17 : ACTION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE SUR LE FER

On fait réagir une masse $m = 1,0\text{g}$ de fer en poudre avec un volume $V = 20\text{mL}$ d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration $C = 2,0\text{mol.L}^{-1}$. On observe un dégagement gazeux et l'apparition d'une coloration vert p le dans la solution. Le gaz est identifié en présentant une allumette enflammée. Il se produit une légère explosion (aboitement).

Les ions responsables de la coloration sont identifiés en faisant réagir avec un peu de solution, une solution d'hydroxyde de sodium. Le résultat de ce test est présenté ci-contre.

1. Donner, en justifiant vos réponses, les couples rédox mis en jeu dans cette réaction.
2. Ecrire l'équation de la réaction entre le fer et la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène.
3. Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.
4. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
5. En déduire le volume de gaz dégagé en fin de réaction.

Donnée: Volume molaire dans les conditions de l'expérience: $V_m = 24,0\text{L.mol}^{-1}$.

EXERCICE 18 : LES IONS CERIUM SONT FORTEMENT OXYDANTS

Les ions Ce^{4+} (du couple $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$, Ce étant le cérium) sont fortement oxydants : ils peuvent aussi oxyder les ions bromure Br^- en dibrome Br_2 .

1. Ecrire l'équation de la réaction.
2. La pile réalisée a une f. .m. $e = 0,6\text{ V}$. Que peut-on déduire ?
3. On sait que $\text{Br}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{Br}^- + \text{I}_2$, la pile mettant en jeu cette réaction a une f. .m. de $0,6\text{ V}$  galement. Sachant que le potentiel du couple I_2/I^- vaut $0,54\text{ V}$, calculer le potentiel du couple $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$.
4. Montrer que par c rim trie (utilisation de l'ion Ce^{4+}), on peut doser les ions Fe^{2+} . Quelle serait la f. .m. de la pile ainsi réalisée ?

EXERCICE 19 : L'ÉLECTRODE DE COBALT

1. On veut étudier le couple Co^{2+}/Co , Co étant le cobalt. On réalise les deux expériences :
 - la solution rose, due à l'ion Co^{2+} , est décolorée par le fer ;
 - en milieu acide, le cobalt métallique donne un dégagement de dihydrogène. Classer qualitativement les trois couples rédox mis en jeu.
2. On réalise la pile $\text{Co}/\text{Co}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$. Préciser les polarités de celles-ci et écrire l'équation de la réaction lorsque la pile débite.
3. On mesure une f. .m. $e = 0,63\text{ V}$. En déduire la valeur du potentiel rédox du couple Co^{2+}/Co .
4. Proposer une pile dans laquelle l'électrode de cobalt serait positive. Calculer sa f. .m.

EXERCICE 20 : ACTION DU NICKEL SUR LE CHLORURE D'OR

On introduit 50 mg de nickel dans 100 mL d'une solution de chlorure d'or AuCl_3 de concentration 2.10^{-2} mol/L .

1. Quelle est la réaction qui se produit ? Ecrire son équation-bilan.
2. Y-a-t-il un des réactifs en excès ? Lequel ?
3. Calculer la masse du dépôt métallique en fin de réaction.
4. Quelles sont les concentrations des ions en fin de réaction ?
 - Masses molaires atomiques en g/mol : $M(\text{Ni}) = 58,7$; $M(\text{Au}) = 197$.

- Potentiel standard : $E^0_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = 1,50\text{V}$; $E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,23\text{V}$.

EXERCICE 21 : PILES AVEC ELECTRODE DE 1^{ère} ESPECE

1. Schématiser la pile : $\text{Zn}/\text{Zn}(\text{NO}_3)_2//\text{AgNO}_3/\text{Ag}$. Préciser le sens du courant, des électrons, des ions. Donner les équations aux électrodes puis l'équation-bilan.
2. Calculer la f.é.m. de cette pile à $t = 0$ pour deux solutions $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ et AgNO_3 à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ sachant que $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80\text{V}$ et $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{V}$.
3. Calculer les concentrations à l'état final lorsque la pile ne débite plus. Quelle quantité d'électrons totale a été débitée ?
(On prend 2 demi-piles de 1L chacune)

EXERCICE 22 : PILE FER – NICKEL

On construit la pile suivante (en milieu acide) :

- Demi-pile 1 : couple Fe^{2+}/Fe avec $[\text{Fe}^{2+}] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Demi-pile 2 : couple Ni^{2+}/Ni avec $[\text{Ni}^{2+}] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

On mesure la fém : $e = 0,21\text{V}$ et on constate que l'électrode de Nickel est le pôle +. On donne

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

1. Représenter la pile, et préciser le sens du courant, des e^- , des ions.
2. Donner les équations aux électrodes puis l'équation bilan
3. Déterminer le potentiel standard $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})$.
4. Calculer les concentrations à l'état final lorsque la pile ne débite plus.
5. Quelle quantité d'électricité totale a été débitée ? Pendant combien de temps si $I = 1\text{A}$?

EXERCICE 23 : COMPARAISON DES PROPRIETES REDUCTRICES DU PLOMB ET DE L'ETAIN

On mesure, avec un voltmètre électronique, la f.é.m. de diverses piles dans les conditions standard. On obtient :

- Pile étain/cuivre : $E_1 = 0,48\text{V}$.
- Pile plomb/cuivre : $E_2 = 0,47\text{V}$.

Quelle serait la f.é.m. d'une pile plomb/étain (conditions standard) ?

Comparer les propriétés réductrices du plomb et de l'étain.

EXERCICE 24 : ETUDE D'UNE PILE

Une pile d'oxydoréduction est constituée en associant les deux demi-piles suivantes :

- Une lame de zinc de 7,34 g trempant dans 100 mL d'une solution de sulfate de zinc à $0,1 \text{ mol/L}$.
- Une lame d'aluminium de 4,37 g trempant dans 100 mL d'une solution de sulfate d'aluminium à $0,1 \text{ mol/L}$

Les deux demi-piles sont reliées par un pont salin contenant une solution gélifiée de chlorure de potassium.

La pile débite un courant d'intensité I pendant 3 heures. On constate alors que la masse de l'électrode de zinc a augmenté de 1,6 %.

On donne : $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $\text{Zn} = 65,4$; $\text{Al} = 27 \text{ g/mol}$.

1. Indiquer le schéma conventionnel de cette pile.
2. Déterminer la valeur (mA) du courant débité par cette pile.
3. Calculer les concentrations molaires (mmol/L) des ions Al^{3+} et Zn^{2+} .

EXERCICE 25 : ACTION DE L'ACIDE SULFURIQUE SUR LE LAITON

On attaque 10g d'un alliage de laiton par une solution d'acide sulfurique dilué utilisée en excès. Le laiton contient du zinc et du cuivre.

1. Quelle est la réaction qui a lieu ? Écrire son équation bilan.
2. Le volume de dihydrogène formé dans les conditions normales est de 900mL.
Quelle est la composition centésimale massique du laiton ?

Masses molaires atomiques: $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE 26 : ACTION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE SUR LE FER

On fait réagir une masse $m = 1,0\text{g}$ de fer en poudre avec un volume $V = 20\text{mL}$ d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration $C = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$. On observe un dégagement gazeux et l'apparition d'une coloration vert pâle dans la solution.

Le gaz est identifié en présentant une allumette enflammée. Il se produit une légère explosion (aboïement).

Les ions responsables de la coloration sont identifiés en faisant réagir avec un peu de solution, une solution d'hydroxyde de sodium. Le résultat de ce test est présenté ci-contre.

1. Donner, en justifiant vos réponses, les couples rédox mis en jeu dans cette réaction.
2. Ecrire l'équation de la réaction entre le fer et la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène.
3. Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.
4. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
5. En déduire le volume de gaz dégagé en fin de réaction.

Donnée: Volume molaire dans les conditions de l'expérience: $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 27 : ACTION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE SUR LE ZINC

A une masse $m = 2 \text{ g}$ de zinc on ajout $V = 600 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique telle que la concentration soit $C = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$.

On donne : $\text{Zn} = 65,4$; $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ g mol}^{-1}$. Volume molaire $22,4 \text{ L mol}^{-1}$.

1. Quelles sont les quantités de matière initiale de chaque réactif?
2. En déduire qui est en excès et de combien?
3. Quels sont les concentrations finales des ions?
4. Vérifier que la solution est électriquement neutre.
5. Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?

Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

EXERCICE 28 : ACTION DE L'ACIDE SULFURIQUE SUR L'ALUMINIUM

A une masse $m = 2 \text{ g}$ d'aluminium on ajout $V = 50 \text{ mL}$ d'une solution d'acide sulfurique telle que la concentration en ion hydronium soit $C = 0,4 \text{ mol L}^{-1}$.

On donne: $\text{Al} = 27$; $\text{H} = 1$; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16 \text{ g mol}^{-1}$. Volume molaire $22,4 \text{ L mol}^{-1}$.

Danger !! $0,4 \text{ mol H}_3\text{O}^+$ mais $0,2 \text{ mol SO}_4^{2-}$

1. Quelles sont les quantités de matière initiale de chaque réactif?
2. En déduire qui est en excès et de combien?
3. Quels sont les concentrations finales des ions?
4. Vérifier que la solution est électriquement neutre.
5. Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?
6. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

EXERCICE 29 : FONCTIONNEMENT D'UNE PILE

Soit une pile mettant en jeu les couples Ag^+/Ag et Pb^{2+}/Pb .

Initialement, les concentrations des solutions de nitrate de cations métalliques, $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ et $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$, sont égales à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Lorsque cette pile est utilisée comme générateur dans un circuit comportant un buzzer, elle fait circuler un courant qui la traverse en allant de l'électrode de plomb vers l'électrode d'argent.

1. Faire un schéma légendé du montage.
2. Quelle est la polarité de cette pile ?
3. Quels sont les porteurs de charge dans le buzzer?
4. Quels sont les porteurs de charge dans la pile ? Préciser le sens de leur déplacement.
5. Quelles sont les réactions qui se produisent à la surface des électrodes de la pile ? En déduire l'équation de fonctionnement de la pile (l'écrire dans le sens de la transformation qui se produit spontanément).
6. Donner l'expression du quotient de réaction relatif au système constituant la pile. Déterminer sa valeur à l'instant initial. Que peut-on dire de la constante d'équilibre correspondant à l'équation de la réaction de fonctionnement écrite en 4.

EXERCICE 30 : FEM D'UNE PILE

Soit une pile constituée en reliant par une bande de papier imbibée de solution concentrée de nitrate d'ammonium, $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$, deux demi-piles constituées en introduisant dans deux béchers, pour l'une 100 mL de solution de sulfate de Zinc (II), $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et une lame de Zinc fraîchement découpée, et pour l'autre 100 mL de solution de sulfate de cuivre (II), $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et une lame de cuivre. On branche un voltmètre électronique aux bornes de cette pile en reliant l'électrode de zinc à la borne COM du voltmètre et on lit $U = 1,1 \text{ V}$.

1. Faire un schéma légendé de la pile ainsi constituée.
2. Quel est le rôle de la bande de papier-filtre ? Comment la nomme-t-on ?
- 3.a) Pourquoi utilise-t-on un voltmètre électronique ?
b) Quelle est la fém de cette pile ?
c) Quelle est la polarité des électrodes ?
d) Donner le schéma conventionnel de cette pile.
4. En déduire la nature des réactions qui se produisent à la surface des électrodes lorsque la pile débite un courant. Donner leur équation.
5. Quelle est l'équation de fonctionnement de cette pile ?
Ecrire cette équation dans le sens de la transformation qui se produit spontanément.

EXERCICE 31 : CAPACITE D'UNE PILE

On associe par un pont salin une demi-pile obtenue en introduisant une plaque de zinc fraîchement décapée dans $V = 100\text{ mL}$ d'une solution de sulfate de zinc (II), $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, de concentration $C = 0,10\text{ mol.L}^{-1}$; et une demi-pile obtenue en introduisant une tige d'argent dans $V' = 100\text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent, $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$, de concentration $C' = 5,0 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

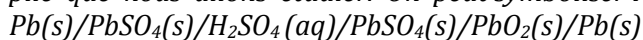
Lors du fonctionnement de cette pile, la masse de l'électrode d'argent augmente alors que celle de l'électrode de zinc diminue.

Cette pile fonctionne pendant 5,0 heures en débitant un courant d'intensité considérée comme constante $I = 15\text{ mA}$.

1. Ecrire l'équation de fonctionnement de cette pile en précisant le sens d'évolution de ce système ?
 2. Quelle est la quantité d'électricité alors mise en jeu ?
 3. Quelle est la variation de la masse de l'électrode d'argent pendant cette expérience ?
 4. Quelle est la variation correspondante de la concentration des ions zinc (II) dans l'autre demi-pile ? Déterminer la concentration finale en ions zinc (II).
 5. Déterminer la capacité de cette pile.
- Donnée : Faraday $F = 96500\text{ C.mol}^{-1}$, $M(\text{Ag}) = 107,9\text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 32 : ACCUMULATEUR AU PLOMB

L'accumulateur au plomb, plus couramment appelé « batterie », est utilisé dans les automobiles comme source d'énergie électrique. Lorsque celle-ci a besoin d'électricité, l'accumulateur fonctionne comme une pile ordinaire. Puis, il se recharge grâce à l'énergie cinétique de l'automobile. C'est le fonctionnement en pile que nous allons étudier. On peut symboliser l'accumulateur au plomb par le schéma suivant :



La solution d'acide sulfurique $\text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)}$ est très concentrée : $C_0 = 1,7\text{ mol.L}^{-1}$, la concentration en ions H_3O^+ sera donc élevée. On cherche à déterminer les polarités de la pile.

1. Etude de l'électrode de gauche : en appliquant la formule de Nernst au couple Pb^{2+}/Pb , exprimer le potentiel E_1 de l'électrode. Le calculer.
2. Etude de l'électrode de droite : le plomb n'est pour cette électrode qu'un conducteur électrique. Le couple à considérer est $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$. Exprimer alors le potentiel E_2 de cette électrode et le calculer.
3. Déduire des questions précédentes la polarité de la pile et calculer alors la différence de potentiel à ses bornes.
4. En déduire le nombre de piles identiques à monter en série pour obtenir une tension de 12V (C'est ce qui est utilisé).

Données : $K_S(\text{PbSO}_4\text{(s)}) = 1,58 \cdot 10^{-8}$, $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = E_1^\circ = -0,13\text{ V}$ et $E^\circ(\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}) = E_2^\circ = 1,69\text{ V}$.

EXERCICE 33 : PILE ET PRODUIT DE SOLUBILITE

D'après la loi de Nernst une demi pile constitué par le couple Mn^+/Mn tel que $\text{Mn}^+ + n\text{e}^- = \text{Mn}$ possède un potentiel $E_{\text{Mn}^+/\text{Mn}} = E_{\text{Mn}^+/\text{Mn}}^\circ + \frac{0,06}{n} \log [\text{Mn}^+]$, relation où $[\text{Mn}^+]$ = concentration de l'oxydant en solution.

On réalise une pile électrochimique afin de déterminer le produit de solubilité du sulfate d'argent Ag_2SO_4 . On réalise pour cela deux demi-piles.

- **Première demi-pile :** On dissout, sans variation de volume, 20,4g de nitrate d'argent (AgNO_3) dans 150 mL d'eau pure. Un fil d'argent sert d'électrode.
- **Deuxième demi-pile :** le bécher contient une solution saturée de sulfate d'argent en présence d'un excès de sulfate de sodium. L'électrode est un fil d'argent.

- Les deux demi-piles sont reliées par un pont électrolytique.
- 1. Exprimer et calculer le potentiel de la première demi-pile.
- 2. La force électromotrice de la pile est égale à 0.120 V.
 - 2.1 Calculer le potentiel de la deuxième demi-pile et en déduire la concentration molaire des ions Ag^+ .
 - 2.2 Faire un schéma de la pile en justifiant les polarités des électrodes.
- 3. La concentration en ions SO_4^{2-} dans la deuxième demi-pile vaut 0.25 mol.L^{-1} . Calculer le produit de solubilité K_s du sulfate d'argent.
- 4. Calculer la solubilité de Ag_2SO_4 dans l'eau pure s .

On rappelle que s est la concentration maximale de l'espèce en solution et K_s est le produit des concentrations et chacune est affectée en exposant de son coefficient.

Données : $M_{\text{Ag}} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{\text{N}} = 14 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{\text{S}} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ $E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0.80 \text{ V}$

SERIE 9 : GENERALISATION DE L'OXYDO-REDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

EXERCICE 1 : FORCE ELECTROMOTRICE D'UNE PILE

- 1-La pile $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ a une force électromotrice de 3,32 V. La pile $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ a une force électromotrice de 0,78 V. Calculer la force électromotrice de la pile $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$.
- 2-Exprimer la force électromotrice en fonction des potentiels redox des couples mis en jeu. Montrer comment on mesure un potentiel redox à partir de l'expression précédente.
- 3-Lorsqu'on donne les potentiel redox de deux couples 1 et 2, quels faits expérimentaux peut-on prévoir ?
- 4-Définir le point d'équivalence dans le cas d'un dosage d'oxydoréduction.

EXERCICE 2 : DEMI-EQUATIONS D'OXYDOREDUCTION

Etablir les demi-équations d'oxydoréduction des couples suivants, et préciser leur potentiel en fonction des concentrations des différentes espèces :

- $\text{ClO}^-(\text{aq}) / \text{Cl}_2(\text{aq})$
- $\text{NO}_3^-(\text{aq}) / \text{NO}(\text{g})$

- c. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) / \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$
- d. $\text{HCOOH}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$
- e. $\text{CH}_3\text{CHO}(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{aq})$

EXERCICE 3 : EQUATIONS D'OXYDOREDUCTION

Ecrire l'équation de la réaction qui se produit en milieu acide entre :

- a. L'aluminium et le proton hydraté $\text{H}^+(\text{aq})$
- b. L'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et le diiode I_2
- c. L'ion permanganate MnO_4^- et l'eau oxygénée H_2O_2
- d. Le permanganate MnO_4^- et le propan-2-ol $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{OH})\text{CH}_3$

Données : Couples oxydant-réducteur : $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$; $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$; $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$; $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$; $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$; $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{aq}) / \text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3(\text{aq})$.

EXERCICE 4 : DOSAGES DIVERSES

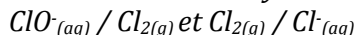
1-Est-il possible de doser une solution d'iodure de potassium KI, par une solution d'iodate de potassium KIO_3 ? Si oui, écrire l'équation-bilan de la réaction.

2-Est-il possible de doser une solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ par une solution de dichromate de potassium ? Si oui, écrire l'équation-bilan de la réaction.

EXERCICE 5 : PREPARATION DE L'EAU DE JAVEL

L'eau de Javel, désinfectant d'usage courant, est fabriquée par action du dichlore gazeux sur une solution d'hydroxyde de sodium.

1. Cette réaction d'oxydoréduction met en jeu les deux couples donnés ci-dessous :



Ecrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondantes.

2. A partir de ces deux demi-équations d'oxydoréduction, donner une équation chimique ayant pour seuls réactifs $\text{Cl}_2(\text{g})$ et H_2O .
3. Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre les ions oxonium et les ions hydroxyde.
4. En combinant les deux dernières équations, écrire l'équation chimique de synthèse de l'eau de Javel.

EXERCICE 6 : OXYDATION D'UN MELANGE D'ETHANOL ET D'ETHANAL

On oxyde intégralement, en milieu acide, un mélange d'éthanol et d'éthanal par du dichromate de potassium. L'oxydation conduit à la formation d'un produit organique unique : l'acide éthanoïque.

1. Ecrire les équations-bilan des réactions qui ont eu lieu.
2. Le mélange initial a une masse $m = 34 \text{ g}$. La quantité de matière du composé organique obtenu par oxydation du mélange est de $0,75 \text{ mol}$. Déterminer la composition du mélange.
3. Quelle masse de dichromate de potassium doit-on utiliser pour l'oxydation complète de ce mélange ?

Masses molaires atomiques en g/mol : K : 39 ; Cr : 52 ; O : 16 ; C : 12 ; H : 1.

EXERCICE 7 : OXYDATION DE L'EAU OXYGENEE

Une solution aqueuse de permanganate de potassium peut oxyder l'eau oxygénée en milieu acide.

1. Ecrire l'équation de cette réaction d'oxydoréduction sachant que les couples mis en jeu sont : $\text{O}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}_2$ et $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$
2. On utilise $V_0 = 12 \text{ mL}$ de solution de permanganate de potassium de concentration $C_0 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pour oxyder $V = 20 \text{ mL}$ d'eau oxygénée. Déterminer la concentration C de l'eau oxygénée.

EXERCICE 8 : OXYDATION DE L'EAU OXYGENEE

1-Quelle masse de permanganate de potassium faut-il peser pour obtenir un litre de solution décimolaire ?

2-Cette solution est utilisée pour oxyder l'eau oxygénée (couple $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$).

2.1-Ecrire l'équation bilan de la réaction redox entre l'ion permanganate et l'eau oxygénée, en milieu acide.

2.2-On dose 20 mL d'eau oxygénée. A l'équivalence, on a ajouté 16 mL de solution oxydante. Calculer la concentration de la solution d'eau oxygénée.

3-Calculer le volume de dioxygène formé.

EXERCICE 9 : OXYDATION DE L'ETHANOL

L'éthanol peut s'oxyder en éthanal $\text{CH}_3\text{—CHO}$, et que l'éthanal peut s'oxyder en acide acétique $\text{CH}_3\text{—CO}_2\text{H}$.

1-Montrer que l'on peut définir deux couples redox $\text{CH}_3\text{—CHO} / \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH}$ et $\text{CH}_3\text{—CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{—CHO}$.

2-Ecrire les demi équations relatives à ces deux couples redox.

3-Ecrire les réactions de l'ion MnO_4^- , en milieu acide sur l'éthanol, puis sur l'éthanal.

4-Situer les deux couples étudiés en 1-, par rapport au couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$.

EXERCICE 10 : LES OXYDANTS DANS L'ACIDE NITRIQUE

Une solution d'acide nitrique HNO_3 contient les ions H^+ et NO_3^- . L'ion nitrate NO_3^- est l'oxydant dans le couple $\text{NO}_3^- / \text{NO}$. Le monoxyde d'azote NO est un gaz incolore qui s'oxyde au contact de l'air pour donner NO_2 , le dioxyde d'azote, qui est un gaz roux. On montre que le couple $\text{NO}_3^- / \text{NO}$ se situe entre les couples Ag^+ / Ag et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$.

1-Ecrire la demi réaction pour le couple $\text{NO}_3^- / \text{NO}$.

2-Montrer que le cuivre réagit sur l'acide nitrique. Ecrire la réaction correspondante.

3-Quel est l'ion obtenu par oxydation du fer par l'acide nitrique ? Ecrire la réaction.

4-Montrer que lorsqu'une solution contient deux oxydants (HNO_3), c'est l'oxydant le plus fort qui intervient en premier.

EXERCICE 11 : DOSAGE DE L'ACIDE OXALIQUE

L'acide oxalique, constituant de l'oseille et du chocolat, est le réducteur du couple $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. On dose 10mL de cet acide par du permanganate de potassium à 10^{-1}mol.L^{-1} . Le virage a lieu pour 12mL de la solution oxydante.

1-Ecrire les demi équations redox et en déduire l'équation- bilan du dosage en milieu acide.

2-Déterminer la concentration molaire de l'acide oxalique.

3-Calculer le volume dioxyde de carbone formé à l'équivalence.

EXERCICE 12 : DOSAGE DU SULFATE DE FER PAR LE PERMANGANATE

Une solution de sulfate de fer (II) est obtenue en dissolvant 18g de cristaux hydratés $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ dans un litre d'eau pure. On prélève 10cm³ de cette solution et on y ajoute progressivement une solution de permanganate de potassium additionnée de quelques gouttes d'acide sulfurique. La couleur du permanganate persiste lorsqu'on en verse 26cm³.

Quelle est la concentration molaire de la solution initiale ?

EXERCICE 13 : DOSAGE DE L'ETHANOL

On donne les couples d'oxydoréductions suivants et leurs potentiels normaux respectifs

$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$: $E^0_1 = 2,1\text{V}$; $\text{CrO}_2^{2-} / \text{Cr}^{3+}$: $E^0_2 = 1,33\text{V}$; $\text{ClO}^- / \text{Cl}_2$: $E^0_3 = 0,17\text{V}$;

Acide éthanoïque / éthanol : $E^0_4 = 0,03\text{V}$

1-Classer ces couples par oxydant croissant.

2-Pour chaque couple, établir la demi-équation électronique qui lui correspond.

3-On verse une solution d'acide hypochloreux (HClO) de concentration $C_1 = 0,2\text{mol.L}^{-1}$ dans un volume $V_2 = 40\text{ml}$ d'éthanol de concentration $C_2 = 0,5\text{mol.L}^{-1}$.

3.1-Donner l'équation bilan de la réaction qui a eu lieu.

3.2-Déterminer le volume d'acide nécessaire pour doser tout l'éthanol.

EXERCICE 14 : DOSAGE DU SULFURE D'HYDROGENE PAR LE DIODE

On place dans un bêcher 10cm³ d'une solution de sulfure d'hydrogène H_2S à titrer. On y ajoute 20cm³ d'une solution d'eau iodée contenant du diiode I_2 à la concentration de $0,025\text{mol.L}^{-1}$

1-Ecrire les demi équations électroniques des couples $\text{S} / \text{H}_2\text{S}$ et I_2 / I^- et l'équation bilan de la réaction rédox.

2-Peut-on dire que la réaction est totale ?

3-Pour doser le diiode en excès, 12,5cm³ d'une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentration 10^{-2}mol.L^{-1} sont alors nécessaires.

3.1-Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage.

3.2-Quelle est la concentration en H_2S de la solution initiale ?

3.3-Quelle est la masse de précipité de soufre qui se forme lors de l'addition de l'eau iodée ?

EXERCICE 15 : DOSAGE DU SEL DE MOHR

Le sel de Mohr est un composé solide de formule statistique $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

On dissout une masse m de sel Mohr dans un volume $V = 50 \text{ mL}$ d'eau pure. Pour oxyder tous les ions Fe^{2+} de cette solution en ions Fe^{3+} , il a fallu un volume $V' = 40 \text{ mL}$ d'une solution de permanganate de potassium de concentration molaire $C' = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

1-Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

2-Déterminer la concentration des ions Fe^{2+} dans la solution de sel de Mohr utilisée. Calculer m .

3-Déterminer les concentrations des ions Fe^{3+} et Mn^{2+} à la fin de la réaction.

EXERCICE 16 : DOSAGE EN RETOUR

On désire étudier le dosage appelé dosage en retour.

A 20 mL d'une solution ferreuse décimolaire, on ajoute une solution oxydante de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en défaut, soit 10 mL dans ce cas, en milieu acide.

1-Que se passe-t-il ?

2-Comment peut-on constater expérimentalement qu'il y a défaut de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

3-On ajoute ensuite l'ion MnO_4^- ; la solution oxydante décimolaire de MnO_4^- n'est plus décolorée pour un volume de 10 mL . Calculer la concentration molaire de la solution de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

EXERCICE 17 : DOSAGE EN RETOUR

Afin de doser une solution de dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, on fabrique une solution titrée de sulfate de fer II FeSO_4 à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$

1-Ecrire les demi équations des couples $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$. Que peut-on dire de cette réaction

2-Il n'est pas possible de procéder à un dosage simple, car les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ sont jaune-orangé, Cr^{3+} verts et Fe^{3+} rouille. On ne verrait aucun changement de couleur à l'équivalence.

On procède alors de la façon suivante :

- Dans 50 mL de la solution titrée de sulfate de fer (II), on verse 10 mL de la solution de dichromate de potassium. On admettra que les ions Fe^{2+} sont en excès par rapport aux ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. On admettra que les ions Fe^{2+} sont en excès par rapport aux ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

- Il suffit alors de doser les ions Fe^{2+} restant par le permanganate de potassium KMnO_4 . Pour cela, on utilise une solution à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ de permanganate de potassium KMnO_4 . La teinte violette persiste pour un volume versé de cette solution de $12,0 \text{ cm}^3$.

2.1-Calculer la quantité de matière d'ions permanganate MnO_4^- versés à l'équivalence.

2.2-Calculer la quantité de matière d'ions Fe^{2+} oxydés par les ions MnO_4^- .

2.3-Calculer la quantité de matière d'ions Fe^{2+} contenus dans les 50 mL du prélèvement initial.

2.4-Quelle est la quantité de matière d'ions Fe^{2+} oxydés par les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

2.5-Quelle est la quantité de matière d'ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ qui ont réagi ? En déduire la concentration, en mol.L^{-1} , de la solution de dichromate de potassium étudiée.

EXERCICE 18 : DOSAGE DE L'ION PERMANGANATE PAR L'ACIDE OXALIQUE

1-L'acide oxalique, réducteur du couple $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Ecrire la demi équation électronique de ce couple en milieu acide.

2-On veut doser une solution de permanganate de potassium KMnO_4 avec une solution d'acide oxalique obtenue en dissolvant $12,6 \text{ g}$ d'acide cristallisé dihydraté $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ dans la quantité d'eau nécessaire à l'obtention de 1 L de solution. On introduit dans un bêcher 20 mL de cette solution à laquelle on ajoute de l'acide sulfurique et un peu de chlorure de manganèse MnCl_2 pour catalyser la réaction. La solution de permanganate de potassium est placée dans la burette. L'équivalence, visible par la persistance de la couleur violette, a lieu lorsqu'on a versé $14,5 \text{ cm}^3$ de la solution de permanganate.

2.1-Ecrire la demi équation du couple : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et l'équation-bilan de la réaction.

2.2-Un dosage est-il possible ?

2.3-Calculer la concentration molaire de la solution de permanganate KMnO_4 .

EXERCICE 19 : DETERMINATION D'UN HYDRURE DE CARBONE

1- On réalise la combustion complète d'un hydrure de carbone C_xH_y dans du dioxygène

1.1-Ecrire l'équation bilan générale de la réaction de combustion.

1.2-La combustion complète dans du dioxygène de 2,24 L d'un hydrure de carbone a entraîné la formation de 5,40 g d'eau et un dégagement de 6,72 L de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les CNTP.

1.2.1-Trouver la formule brute de l'hydrure de carbone.

1.2.2-Ecrire sa formule développée, donner son nom.

2-Dans certaines conditions, l'addition d'eau sur cet hydrocarbure conduit à la formation d'un alcool de formule $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{OH}$. Cet alcool est oxydé, en milieu acide, par l'ion dichromate donnant alors l'acide propanoïque.

2.1-Ecrire les demi équations relatives aux deux couples.

2.2-Ecrire l'équation bilan.

3-On réalise maintenant un mélange équimolaire de propan-1-ol et d'acide propanoïque.

3.1-Quelle est la nature de la réaction qui se produit ?

3.2-Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner les noms des produits obtenus.

3.3-A propos de cette réaction, on parle d'équilibre chimique. Qu'est-ce que cela signifie ? (Bac, Sénégal)

EXERCICE 20 : FABRICATION DU Cl_2 AU LABO

Un moyen commode de préparer rapidement une petite quantité de dichlore gazeux consiste à verser une solution concentrée d'acide chlorhydrique sur des cristaux de permanganate de potassium KMnO_4 .

On donne : $\text{Mn} = 55$; $\text{K} = 39$; $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$. $V = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

1. Ecrire séparément les deux demi-équations de réduction des ions permanganate et d'oxydation des ions chlorure.
2. En déduire l'équation bilan de la réaction observée.
3. Le manipulateur utilise 25 g de KMnO_4 (solide). Quel est le volume maximal de dichlore qu'il peut obtenir ?
4. Quel est le volume minimal d'une solution commerciale à 12 mol.L^{-1} qu'il doit utiliser s'il veut employer tout le permanganate ?
5. Quelle sera, dans la solution obtenue, la concentration en ions Mn^{2+} ?

EXERCICE 21 : OXYDATION DES IONS Fe^{2+} PAR NO_3^- ET MnO_4^-

A un volume $V_1 = 25 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de fer II $C_1 = 0,10 \text{ mol/L}$, on ajoute sous la hotte aspirante un volume $V_2 = 5 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse contenant des ions nitrate dont on veut déterminer la concentration volumique molaire C_2 . On observe la formation d'un dégagement gazeux au sein de la solution ainsi obtenue; le gaz se décolore en brun roux en s'échappant de la phase liquide. Lorsque le dégagement gazeux peut-être considéré comme achevé, on titre la solution avec une solution de permanganate de potassium $C_3 = 0,050 \text{ mol/L}$. La teinte rose apparaît pour un volume versé $V_3 = 6,5 \text{ mL}$.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction responsable du dégagement gazeux. Que signifie la coloration en brun roux lorsque le gaz apparaît à l'air libre?
2. Exprimer la quantité d'ions fer II consommé dans cette réaction en fonction de C_2 et V_2 .
3. Ecrire l'équation bilan de la réaction de titrage utilisée ensuite. Exprimer la quantité d'ions fer II consommées dans cette réaction en fonction de C_3 et V_3 .
4. Calculer la concentration volumique molaire C_2 de la solution aqueuse d'ions nitrate.

EXERCICE 22 : ION FER III, ION IODURE ET pH

A 100 ml de solution d'acide iodhydrique (HI) de concentration $0,02 \text{ mol/L}$ on ajoute $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'ion Fe^{3+} par dissolution d'un composé ionique.

1. Quelle est la réaction rédox? Quelle l'espèce responsable de la couleur brun orangé?
2. Calculer les concentrations finales des espèces présentes.
3. On ajoute, sans agiter, de la soude concentrée qui entre en contact avec la phase aqueuse surnageante. Le pH est alors voisin de 10. Un précipité verdâtre apparaît dans la phase aqueuse. Quelle est sa formule? Justifier son apparition.
4. On agite le précipité vert disparaît pour faire place à un précipité rouille d'hydroxyde de fer. Ecrire la réaction d'oxydoréduction.
5. Conclure sur le sens de la transformation $\text{Fe(III)} \leftrightarrow \text{Fe(II)}$, en présence des espèces I_2 et I^- , en fonction du pH.

Potentiel redox : I_2/I^- : 0,62 V; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$: 0,77 V; $\text{Fe(OH)}_3/\text{Fe(OH)}_2$ voisin -0,37 V à pH=10

EXERCICE 23 : CUIVRE ET ACIDE NITRIQUE HNO_3

A une masse $m=12,7\text{ g}$ de cuivre on ajoute $V = 0,3\text{ L}$ d'une solution d'acide nitrique ($C=2\text{ mol L}^{-1}$).

On donne : $\text{Cu} = 63,5$; $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16\text{ g mol}^{-1}$. volume molaire $22,4\text{ L mol}^{-1}$.

1. Quelles sont les quantités de matière initiales de chaque réactif?
2. Ecrire l'équation bilan
3. En déduire qui est en excès et de combien?
4. Quels sont les concentrations finales des ions?
5. Vérifier que la solution est électriquement neutre.
6. Quels sont la masse et le volume de monoxyde d'azote formé ?

Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

EXERCICE 24 : COMPOSITION D'UN MELANGE DE 3 METAUX

On a un mélange sous forme de poudre de cuivre, de zinc et d'aluminium. On ajoute de l'acide chlorhydrique en excès à $10,5\text{ g}$ de ce mélange. Après réaction, il reste un résidu solide de $2,4\text{ g}$ et le gaz qui s'est dégagé lors de l'attaque par l'acide occupe un volume de $5,66\text{ L}$. Calculer la composition du mélange en pourcentage massique.

On donne : $\text{Cu} = 63,5$; $\text{Al} = 27$; $\text{Zn} = 65,4\text{ g mol}^{-1}$. volume molaire : $22,4\text{ L mol}^{-1}$.

EXERCICE 25 : MELANGE CUIVRE ALUMINIUM + ACIDE SULFURIQUE H_2SO_4

A une masse $m = 10\text{ g}$ d'un mélange aluminium et cuivre on ajoute une solution diluée d'acide sulfurique en excès. On recueille $V = 3,36\text{ L}$ de dihydrogène.

On donne : $\text{Al} = 27$; $\text{H} = 1$; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{Cu} = 63,5\text{ g mol}^{-1}$. volume molaire $22,4\text{ L mol}^{-1}$.

Danger !! le cuivre n'est pas attaqué par l'acide

1. Quelle est la quantité de matière de dihydrogène?
2. Ecrire l'équation bilan
3. En déduire la quantité de matière d'aluminium ayant réagi
4. En déduire la masse d'aluminium

Quelle est la composition du mélange en % massique.

EXERCICE 26 : MELANGE FER + ALUMINIUM + ACIDE SULFURIQUE H_2SO_4

A une masse $m = 8,2\text{ g}$ d'un mélange aluminium et fer on ajoute une solution diluée d'acide sulfurique en excès. On recueille $V=7,84\text{ L}$ de dihydrogène. On notera x la quantité de matière de fer en mol et y celle d'aluminium.

On donne : $\text{Al} = 27$; $\text{H} = 1$; $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{Fe} = 56\text{ g mol}^{-1}$. volume molaire $22,4\text{ L mol}^{-1}$.

Danger !! les deux métaux sont attaqués par l'acide

1. Quelle est la quantité de matière de dihydrogène?
2. Ecrire les équations bilan
3. En déduire une 1^{ère} relation entre x et y et la quantité de dihydrogène en mol.
4. Ecrire une autre relation entre x et y et la masse du mélange

Quelle est la composition du mélange en % massique.

EXERCICE 27 : TITRAGE DU DIODE PAR UNE SOLUTION DE THIOSULFATE

Lors d'une séance de travaux pratiques, on cherche à déterminer la concentration C_1 d'une solution aqueuse de diiode I_2 . Pour cela, neuf groupes d'élèves dosent un volume $V_1 = 25,0\text{ mL}$ de la solution de diiode par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C_2 = 2,50 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.

Les volumes V_{eq} de solution de thiosulfate de sodium versés à l'équivalence par les différents groupes sont donnés dans le tableau suivant :

Groupe	1	2	3	4	5	6	7	8	9
$V_{\text{eq}} (\text{mL})$	11,8	12,0	11,2	11,5	10,8	11,7	12,3	12,0	11,8

1. Donner l'équation de la réaction de dosage sachant que les couples rédox mis en jeu sont : I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$.
2. En déduire la relation entre les quantités de matière des réactifs introduits à l'équivalence.
3. Le diiode colore sa solution aqueuse en jaune (brun si la concentration en I_2 est élevée), les autres ions mis en jeu ne colorent pas les solutions aqueuses. L'empois d'amidon (ou l'iodex) devient bleu foncé en présence de diiode. Expliquer comment on peut détecter l'équivalence.
4. Déterminer la valeur la plus probable de C_1 .
5. Déterminer l'écart type σ de cette série de mesures de C_1 .
6. Donner un intervalle de confiance pour C_1 .
7. Présenter le résultat de la détermination de C_1 avec un nombre de chiffres significatifs approprié.

EXERCICE 28 : DOSAGE D'UNE SOLUTION DE TRAITEMENT DE PELOUSE PAR MANGANIMETRIE

On veut déterminer le pourcentage massique de fer (présent sous la forme Fe^{2+}) contenu dans un produit anti mousse utilisé pour traiter les pelouses. Pour cela on réalise un dosage d'une solution de ce produit par une solution de permanganate de potassium acidifiée.

1. Donner l'équation de la réaction entre les ions fer (II) et les ions permanganate, sachant que ces espèces appartiennent aux couples rédox: Fe^{3+}/Fe^{2+} et MnO_4^-/Mn^{2+} .
2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction de dosage.
3. En déduire une relation entre les quantités de matière des réactifs introduits à l'équivalence.
4. On prépare une solution S en dissolvant $m=10,0g$ de produit anti mousse dans $V_0=100,0mL$ d'eau distillée. On prélève $V_1=20,0mL$ de cette solution et on dose les ions fer(II) de cette prise d'essai par une solution de permanganate de potassium de concentration $C_2=2,0.10^{-2}mol.L^{-1}$ préalablement acidifiée. Le volume versé à l'équivalence est $V_{eq}=13,0mL$.
 - a. Déterminer la concentration C_1 des ions Fe^{2+} dans la solution S_0 .
 - b. En déduire la quantité de matière d'ions fer(II) dans la solution S_0 .
 - c. Déterminer alors le pourcentage massique de fer dans le produit anti mousse.

EXERCICE 29 : DOSAGE D'UNE SOLUTION DE DESTOP PAR CONDUCTIMETRIE

On veut doser une solution de Destop par une méthode conductimétrique. Le fabricant indique sur la bouteille que la densité est $d = 1,2$ et que la solution contient 20% en masse d'hydroxyde de sodium. La masse volumique de l'eau est $\mu_e = 1,0.10^3kg.m^{-3}$.

1. Montrer que la concentration C_0 de cette solution S_0 est voisine de $6mol.L^{-1}$.
2. Pour réaliser ce dosage on utilise une solution de chlorure d'hydrogène (acide chlorhydrique) de concentration $C_2 = 0,10mol.L^{-1}$. Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
3. On dilue 500 fois la solution S_0 pour obtenir la solution S_1 . On dose un volume $V_1=100mL$ de cette solution S_1 . Après chaque ajout de la solution titrante, on relève la valeur efficace de la tension aux bornes de la cellule conductimétrique et de l'intensité du courant. Les résultats sont regroupés ci-dessous:

V2 (mL)	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0
I (mA)	61,2	56,5	52,0	46,7	40,7	35,9	53,4	70,4	87,0
U (V)	6,43	6,45	6,47	6,47	6,49	6,50	6,45	6,47	6,50

Déterminer la conductance G de la solution pour chaque volume V_2 de solution titrante.

Tracer la courbe $G = f(V_2)$. En déduire la valeur V_{2eq} du volume de solution titrante versé à l'équivalence.

4. Déterminer la concentration des ions hydroxyde dans la solution S_1 puis dans la solution S_0 .
5. Déterminer le pourcentage massique d'hydroxyde de sodium dans la solution S_0 . Le résultat est-il en accord avec la valeur annoncée par le fabricant?

EXERCICE 30 : DOSAGE D'UN DETARTRANT POUR CAFETIERE

L'acide sulfamique, de formule $\text{NH}_2\text{—SO}_3\text{H}$, est le constituant actif d'un détartrant pour cafetière. En solution aqueuse cet acide a les mêmes propriétés que l'acide chlorhydrique. On le notera AH. Ce détartrant se présente dans le commerce sous forme d'une poudre à diluer.

On dissout la valeur d'un sachet c'est-à-dire $m = 1,50\text{g}$ de ce détartrant dans $V_1 = 200\text{mL}$ d'eau distillée. La solution obtenue est notée S_1 et sa concentration est notée C_1 .

On dose $V'_1 = 20\text{mL}$ de la solution obtenue par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $C_2 = 0,10\text{mol.L}^{-1}$.

On suit ce dosage par conductimétrie. La courbe donnant la conductance de la solution en fonction du volume de base versé est donnée ci-contre.

1. Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
2. Dresser le tableau permettant de suivre l'évolution du dosage en fonction de l'avancement x de la réaction.
3. Définir l'équivalence. En déduire la relation entre les quantités de matière des réactifs que l'on peut écrire à l'équivalence.
4. Déterminer graphiquement le volume de base versé à l'équivalence. En déduire la concentration de S_1 en acide sulfamique.
5. Déterminer la masse d'acide sulfamique présent dans la solution S_1 . En déduire le pourcentage massique d'acide sulfamique dans le détartrant du commerce.

EXERCICE 31 : DOSAGE DE L'EAU OXYGENEE

Les lentilles de contact doivent être décontaminées et nettoyées après usage. Une solution d'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène H_2O_2) peut être utilisée à cet effet. Une de ces solutions annonce un titre massique en peroxyde d'hydrogène H_2O_2 : $t = 30\text{ g.L}^{-1}$. Pour contrôler cette indication, on peut doser, après acidification, le peroxyde d'hydrogène contenu dans $V = 10,0\text{ mL}$ de cette solution par une solution de permanganate de potassium de concentration $C' = 0,20\text{ mol.L}^{-1}$. Les ions MnO_4^- sont violets, les autres espèces incolores.

1. Etablir l'équation de la réaction de dosage
2. Décrire le protocole à suivre : dispositif expérimental, verrerie utilisée, électrodes nécessaires, repérage de l'équivalence.
3. Le volume $V'E$ versé à l'équivalence vaut $17,6\text{ mL}$.

Déterminer la quantité d'ions permanganate introduits à l'équivalence et en déduire la concentration de la solution en peroxyde d'hydrogène. Le résultat est-il en accord avec la valeur annoncée ?

Données : Couples oxydant/réducteur : $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$, $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$, $M(\text{H}) = 1\text{g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 32 : DOSAGE DE L'EAU DE JAVEL

L'eau de Javel est un désinfectant énergétique constitué d'un mélange équimolaire d'ions chlorure Cl^- et hypochlorite ClO^- .

On désire vérifier l'indication portée sur une bouteille d'eau de Javel : 12°chl (12 degrés chlorométriques).

Le degré chlorométrique est égal au volume (exprimé en litre et mesuré à 0°C sous 1,013 bar) de dichlore Cl_2 que peut libérer un litre d'eau de Javel sous l'action d'un acide selon l'équation :



Une mesure directe du volume de dichlore ainsi libérée est délicate. On utilise donc un dosage en deux étapes.

On fait agir un excès d'iodure de potassium, $\text{K}^+ + \text{I}^-$, sur une prise d'essai d'eau de Javel : le diiode ainsi formé est dosé par une solution de thiosulfate de potassium de concentration connue.

L'eau de Javel étant concentrée, on doit la diluer 10 fois.

1. On introduit, dans un erlenmeyer, dans l'ordre donné ci - après, $V_0 = 10 \text{ mL}$ de solution d'eau de Javel diluée, 20 mL de solution d'iodure de potassium à 100 g.L^{-1} et 15 gouttes d'acide acétique pur. Ecrire l'équation de la réaction entre les ions hypochlorite et iodure, sachant que les ions hypochlorite sont réduits en ions chlorure. Le taux d'avancement final de la réaction est égal à 1.

2. On dose le diiode formé par une solution de thiosulfate de sodium, $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, à la concentration $C' = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume versé à l'équivalence vaut $V_E' = 10,6 \text{ mL}$.

2.a) Ecrire l'équation de la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate sachant qu'il se forme des ions iodure et tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

2.b) Comment évolue la teinte de la solution contenue dans l'erlenmeyer au cours du dosage ? Comment a-t-on repéré l'équivalence ? Comment peut-on améliorer la précision de ce repérage ?

2.c) A-t-on réalisé un dosage direct ou indirect des ions hypochlorite ?

2.d) Déterminer la concentration des ions hypochlorite dans la solution diluée, puis dans la solution commerciale d'eau de Javel.

2.e) Ce résultat est-il en accord avec l'indication portée par l'étiquette de ce produit ?

Donnée : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 33 : DETERMINATION DU pKe PAR POTENTIOMETRIE

1. Mesure conductimétrique

Données :

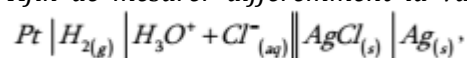
$$\lambda_{\text{HO}^-} = 20 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1} \text{ et } \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

1.a) Quelle est, à 25°C, la conductivité théorique de l'eau pure ? Commenter.

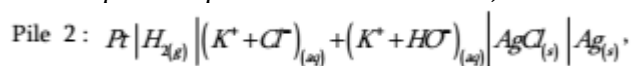
1.b) A 25°C, une série de mesure de conductivité d'eau distillée a conduit à la valeur moyenne suivante : $\sigma = 150 \mu\text{S m}^{-1}$. Peut-on en déduire la valeur du pKe de l'eau ? Commenter.

2. Mesure potentiométrique

Afin de mesurer différemment la valeur du pKe de l'eau, on construit deux piles :



dans laquelle la pression du H_2 est 1 bar, et la concentration d'acide chlorhydrique vaut $C_0 = 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.



dans laquelle la pression du H_2 est 1 bar, et la concentration des espèces ioniques vaut $C_0 = 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

Données :

$$E^0_{\text{AgCl}_{(\text{s})}/\text{Ag}_{(\text{s})}} = 0,22 \text{ V}, E^0_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,00 \text{ V}, \frac{RT \ln(10)}{F} = 0,059 \text{ V}$$

Le chlorure d'argent est très peu soluble dans la solution avec laquelle il est en contact.

2.a) Quand la pile 1 débite, quelles sont les réactions qui ont lieu aux électrodes de Platine (Pt) et d'argent ?

2.b) Quelle est la force électromotrice E_1 de la pile 1 ? Quel est son pôle positif ?

2.c) Quand la pile 2 débite, quelles sont les réactions qui ont lieu aux électrodes de platine et d'argent ?

2.d) Déterminer le potentiel de l'électrode E_2 de platine de la pile 2 en fonction de la concentration en ions hydroxyde et de la constante Ke. Déterminer le potentiel de l'électrode d'argent. Quel est le pôle positif de cette pile ? Quelle est sa fém ?

2.e) Les piles sont reliées par leurs électrodes d'argent, la mesure de la fém de la pile double conduit à 0,48V à 25°C. Quelle est la valeur du pKe de l'eau ? Conclusion ?

EXERCICE 34 : TRANSFORMATION D'UN SYSTEME

1. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui peut se produire en solution entre les ions bromure Br^- les ions cuivre (II) Cu^{2+} avec un nombre stœchiométrique égal à 1 pour les ions cuivre (II). La constante d'équilibre associée K est égale à $8,2 \cdot 10^{-26}$.
 2. Comment évolue spontanément un système obtenu en ajoutant de la tournure de cuivre à 20,0 mL de la solution S, obtenue en mélangeant des volumes $V_1 = 20,0$ mL de solution de bromure de cuivre (II), $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Br}^-$, à $C_1 = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_2 = 30,0$ mL de solution de dibrome Br_2 à $C_2 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$?
 3. On introduit dans un tube en U contenant une électrode de graphite dans l'une de ses branches et une électrode de cuivre dans l'autre branche, un peu de la solution S utilisée au 2. On branche un ampèremètre entre les deux électrodes de façon à ce que sa borne COM soit reliée à l'électrode de graphite et on lit $I = -4 \text{ mA}$.
 - 3.a) Le système évolue-t-il spontanément ?
 - 3.b) Quel est le sens de déplacement des électrons dans l'ampèremètre ?
 - 3.c) Quelles sont les réactions qui se produisent aux électrodes ? Ecrire leur équation.
 - 3.d) Le sens du courant observé est-il en accord avec le sens d'évolution spontanée prévue en 2 ?
 4. On intercale dans le circuit précédent un générateur de tension continue délivrant environ 1,5V ; on le branche de façon à ce que sa borne négative soit reliée à l'électrode de cuivre. On lit alors $I = 51 \text{ mA}$. On observe un jaunissement marqué de la solution au voisinage de l'électrode de graphite.
 - 4.a) Faire un schéma de ce montage en y précisant le sens du courant.
 - 4.b) Quelles sont les réactions qui se produisent aux électrodes ? Ni le solvant, ni le graphite n'interviennent.
 - 4.c) Le système considéré évolue-t-il spontanément ? Pourquoi le système évolue-t-il ?
- Données :** couples oxydant-réducteur : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$; $\text{Br}_2(\text{aq})/\text{Br}^-(\text{aq})$.

EXERCICE 35 : TITRAGE DU FER PAR DU DICHROMATE

On rappelle qu'un titrage a pour objectif de déterminer la quantité d'un ion présent dans la solution. Le pH sera maintenu constamment à 0, pour éviter que n'interviennent d'autres types de réactions non étudiées dans cet exercice.

Données : Couples oxydant-réducteur

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$, $E^0_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = 1,33 \text{ V}$ (à pH = 0)
- $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$, $E^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}} = -0,41 \text{ V}$ (à pH = 0)
- $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, $E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77 \text{ V}$ (à pH = 0)
- Fe^{2+}/Fe , $E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ V}$ (à pH = 0)
- $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, $E^0_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 \text{ V}$ (à pH = 0)
- Potentiel de l'électrode au calomel saturé : 0,25V
- $M(\text{K}) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Cr}) = 52 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$
- On prendra $\frac{RT \ln(10)}{F} = 0,06 \text{ V}$ pour $T = 298 \text{ K}$ (25°C)

Etude la réaction de titrage:

1. Quels sont les couples redox qui interviennent lors de cette réaction d'oxydoréduction, les réactifs étant le dichromate de potassium et le sulfate ferreux ? (Faire une échelle)
2. Va-t-on obtenir du fer solide à la fin de cette réaction ?
3. Ecrire les demi-équations de chaque couple redox
4. En déduire la réaction de la réaction de titrage
5. Considérant qu'il s'agit d'un équilibre, définir et calculer la constante d'équilibre. Interpréter ce résultat.

Titration potentiométrique:

On prend 10 cm^3 d'une solution de chlorure de fer (II) de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, en milieu acide sulfurique, et on ajoute 90 cm^3 d'eau. On verse en suite un volume V d'une solution de dichromate de potassium, de concentration C , contenue dans une burette.

Le titrage redox est suivi expérimentalement de la manière suivante : on mesure la fém e entre une électrode de platine plongeant dans la solution et une électrode au calomel saturé. On en déduit le potentiel E de l'électrode de platine.

6. Faire un schéma du montage précédent, sur lequel on précisera la polarité des électrodes.

7. Soit $V_{\text{eq}} = 10 \text{ cm}^3$ le volume de la solution de dichromate de potassium nécessaire pour obtenir le point d'équivalence. Calculer la concentration de la solution de dichromate de potassium

8. Donner l'allure de la courbe $E = f(v)$ (sans calculs).

SERIE 10 : ELECTROLYSE - BILAN QUANTITATIF
EXERCICE 1 : CONNAISSANCES DU COURS

- 1-Rappeler brièvement les règles qui permettent de prévoir les réactions qui se produiront aux électrodes en début d'électrolyse.
- 2-Ecrire les équations aux électrodes lors de l'électrolyse de la solution sulfate de sodium avec électrodes inattaquables.
- 3-Ecrire les équations aux électrodes lors de l'électrolyse de la solution sulfate de cuivre avec anode en cuivre.

EXERCICE 2 : STOCKER DE L'ENERGIE PAR ELECTROLYSE DE L'EAU

On peut utiliser l'électrolyse de l'eau pour stocker l'énergie sous forme de dihydrogène. Celui-ci peut ensuite être brûlé ou utilisé dans les piles à combustion.

Dans certains installations, on travaille sous une tension $U=1,85V$ et une intensité $I = 10^4 A$.

- 1-Ecrire les demi-équations des réactions aux électrodes.
- 2-Quel volume de dihydrogène mesuré dans les CNTP obtient-on en 12 h de fonctionnement ?
- 3-Calculer l'énergie électrique consommée pour produire un mètre cube de dihydrogène.

EXERCICE 3 : PURIFICATION D'UNE BARRE DE CUIVRE PAR ELECTROLYSE

On veut purifier par la méthode de l'électrolyse à anode soluble, une barre de 10g de cuivre comportant, en masse, 2% d'impuretés inoxydables.

- 1-Décrire la méthode utilisée.
- 2-En maintenant l'intensité du courant à la valeur $I=2A$, combien de temps l'électrolyse durera-t-elle ?

EXERCICE 4 : ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION AQUEUSE DE NITRATE D'ARGENT

On réalise l'électrolyse d'une solution de nitrate d'argent avec une anode d'argent.

- 1-Sachant qu'il s'agit d'une électrolyse à anode soluble :
 - 1.1-Ecrire les équations des réactions électrochimiques.
 - 1.2-Préciser où se produisent l'oxydation et la réduction ?
 - 1.3-Quel est le bilan de l'électrolyse ?
 - 2-On désire argenter un plat de surface totale 1400 cm^2 en réalisant un dépôt d'argent d'épaisseur $0,005 \text{ mm}$.
 - 2.1-Faire un schéma du montage à réaliser.
 - 2.2-Quel est le temps de passage du courant si son intensité est maintenant constante et égale à 100mA ?
- On donne : Masse volumique de l'argent : 10500kg.m^{-3} ; $1F = 96500 C$.

EXERCICE 5 : ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION AQUEUSE DE SULFATE DE CUIVRE

On effectue l'électrolyse d'une solution aqueuse de CuSO_4 avec électrodes inattaquables.

- 1-Ecrire les différentes réactions au niveau des électrodes.
- 2-Quelles réactions peut-on prévoir ?
- 3-Quelle différence constate-t-on avec l'électrolyse de CuSO_4 , l'anode étant en cuivre ?
- 4-Si on fait l'électrolyse de 1L d'une solution de CuSO_4 , $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, quelle est la quantité d'électricité nécessaire pour faire disparaître tous les ions Cu^{2+} ? Quel volume de gaz obtient-on à l'anode ?

EXERCICE 6 : PRODUCTION DU DICHLORE PAR ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION DE NaCl

Pour préparer industriellement le dichlore et la soude, on électrolyse une solution de NaCl .

- 1-Rappeler les réactions se produisant aux électrodes.
- 2-Calculer la masse de soude et le volume de dichlore ($V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$) produit par jour, l'intensité du courant étant de $55000A$.
- 3-La tension aux bornes de la cuve à électrolyse est de $4V$. Quelle est en kWh, l'énergie consommée pour obtenir une tonne de dichlore ?

EXERCICE 7 : ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION D'ACIDE SULFURIQUE

On réalise l'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique avec électrode en platine.

- 1-Ecrire les différentes réactions possibles aux électrodes.
- 2-Peut-on prévoir le résultat de l'électrolyse ? Quel en est le bilan ?
- 3-On mesure $U_0 = 1,7V$. Que signifie ce résultat ?

4-La même électrolyse est réalisée avec des électrodes en cuivre. Que se passe-t-il ? Justifier le résultat et proposer une valeur pour U_0 .

EXERCICE 8 : OBTENTION DU DIOXYDE DE MANGANESE PAR ELECTROLYSE

Le dioxyde de manganèse est fabriqué industriellement par électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de manganèse (II), $Mn^{2+} + SO_4^{2-}(aq)$, et d'acide sulfurique, $2H^+(aq) + SO_4^{2-}$, entre des électrodes de graphite (Carbone)

1. Quelles sont les réactions susceptibles de se produire à l'anode ? Ecrire leur équation.
2. Quelles sont les réactions susceptibles de se produire à la cathode ? Ecrire leur équation.
3. En pratique, les ions sulfate n'interviennent pas, on obtient un dégagement gazeux à l'une des électrodes et un dépôt de dioxyde de manganèse à l'autre. En déduire l'équation de la réaction d'électrolyse.

Données : couples oxydant-réducteur : $MnO_2(s)/Mn^{2+}(aq)$; $Mn^{2+}(aq)/Mn(s)$; $S_2O_8^{2-}(aq)/SO_4^{2-}(aq)$; $H^+(aq)/H_2(g)$; $CO_2(g)/C(s)$; $O_2(g)/H_2O$.

EXERCICE 9 : ELECTROLYSE D'UNE SOLUTION DE CHLORURE DE FER

On réalise l'électrolyse de 250 mL d'une solution de chlorure de fer (III), $Fe^{3+} + 3Cl^-$, de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans un tube en U avec des électrodes de graphite. On obtient un dégagement de dichlore à une électrode et des ions fer (II) Fe^{2+} à l'autre. L'électrolyse dure 15 minutes, l'intensité du courant électrique qui traverse l'électrolyseur est maintenue constante et égale à 420 mA. La température est égale à 20°C et la pression vaut $p = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

1. Ecrire l'équation de la réaction d'électrolyse en précisant le sens d'évolution du système considéré.
2. Quelle est la quantité d'électricité alors mise en jeu ?
3. Quelle est la concentration finale des ions fer (III) ?
4. Quel est le volume de dichlore qui s'est dégagé ?
5. Quelle est la concentration finale des ions chlorure ?

Données : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$; $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$.

EXERCICE 10 : BOITE DE CONSERVE EN « FER BLANC »

Le fer blanc désigne une tôle d'acier recouverte des deux cotés d'une épaisseur très fine d'étain. On l'utilise pour réaliser les boîtes de conserve, les canettes et certains emballages métalliques... On parle d'étamage du fer.

Le procédé moderne d'étamage (recouvrir de fer) se fait par électrolyse : La boîte de fer, de surface $S = 300 \text{ cm}^2$ constitue la cathode (où a lieu la réduction) et est placée dans un électrolyte (solution acidifiée de sulfate d'étain $Sn^{2+} + SO_4^{2-}$, à $t = 50 \text{ g.L}^{-1}$).

L'anode est en étain, de manière à alimenter l'électrolyte en ions Sn^{2+} .

Lors de l'électrolyse, l'intensité du courant est maintenue constante et égale à $I = 2,40 \text{ A}$ sous l'action d'un générateur externe, qui impose le fonctionnement de la cellule électrochimique en récepteur (à l'inverse du fonctionnement en pile).

1. Faire un schéma légendé de cette électrolyse en précisant le sens de branchement du générateur, et le sens de déplacement des différents porteurs de charge.
2. Ecrire les équations des réactions susceptibles de se produire aux électrodes.
3. En fait, les ions sulfate ne donnent aucune réaction aux électrodes et on peut considérer qu'il n'y a pas de formation de gaz aux électrodes. Ecrire la réaction globale de cette électrolyse.
4. Déterminer la durée minimale de l'électrolyse pour réaliser un dépôt d'épaisseur $e = 1,0 \text{ }\mu\text{m}$ sur toute la surface S de la boîte (on suppose le dépôt uniforme).
5. En réalité, on constate que la durée nécessaire pour réaliser ce dépôt est supérieure. Proposer une explication.

Données : Masse volumique de l'étain $\rho = 7,3 \text{ g.cm}^{-3}$. $M(Sn) = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$

Couples oxydant/réducteur: $Sn^{2+}(aq)/Sn(s)$, $S_2O_8^{2-}(aq)/SO_4^{2-}(aq)$, $SO_4^{2-}(aq)/SO_2(g)$, $H^+(aq)/H_2(g)$, $O_2(g)/H_2O$

EXERCICE 11 : ELECTROLYSE A ELECTRODE INATTAQUABLES

Une solution contient du nitrate de plomb (II) et du nitrate d'argent. Afin de séparer les deux métaux, on effectue l'électrolyse de la solution avec des électrodes inattaquables (électrolyse à potentiel contrôlé).

A l'anode, on observe l'oxydation de l'eau en dioxygène.

1- Quelles sont les réactions qui se déroulent à la cathode lorsque l'on augmente lentement la tension entre les électrodes ? Dans quel domaine faut-il fixer cette tension pour que l'un des métaux se dépose ?

2- Si l'on admet qu'initialement les deux solutions ont la même concentration (par exemple 1 mol.L^{-1}), détermine la concentration en ions argent lorsque le plomb commence à se déposer.

Le potentiel du couple Ag^+/Ag varie en fonction de la concentration en cations Ag^+ selon la relation :

$$E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 + 0,06n$$

E étant exprimé en volts et n désignant l'entier relatif tel que $[\text{Ag}^+] = 10^n \text{ mol.L}^{-1}$.

SERIE 11 : OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE

EXERCICE 1 : NOMBRE D'OXYDATION

1-Calculer le nombre d'oxydation de l'azote dans les espèces chimiques suivantes :

NO_2 (dioxyde d'azote) ; N_2O hémioxyde d'azote ; N_2 (diazote) ; NO (monoxyde d'azote)
 N_2O_3 (sesquioxyde d'azote) ; NH_3 (ammoniac) , NO_3^- (ion nitrate) ; NH_4^+ (ion ammonium)
Conclure

2-Calculer le nombre d'oxydation du soufre dans les espèces chimiques suivantes

S^{2-} (ion sulfure) ; S (soufre) ; H_2S (sulfure d'hydrogène) ; H_2SO_4 (acide sulfurique)
 SO_2 (dioxyde de soufre) ; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (ion thiosulfate) ; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ (ion peroxydisulfate)

Classer sur un axe horizontal ces espèces par nombre d'oxydation croissant du soufre.

3-Calculer le nombre d'oxydation de l'élément manganèse dans les espèces chimiques suivantes :

Mn^{2+} ; MnO_4^- ; MnO_2 ; MnO_4^{2-} ; MnO_4^{3-} ; Mn_2O_7 ; Mn_2O_3 .

EXERCICE 2 : NOMBRE D'OXYDATION

Préciser les nombres d'oxydation de chacun des éléments dans :

PbO_4^{3-} / P_2O_5 / ClO_4^- / H_2O_2 / LiH / SO_4^{2-} / N_2O_5

EXERCICE 3 : DEFINIR UN OXYDANT OU UN REDUCTEUR PAR LE NOMBRE D'OXYDATION

En utilisant la notion de n.o, donner les définitions

- d'un oxydant
- d'un réducteur
- d'une oxydation
- d'une réduction

EXERCICE 4 : EQUILIBRER UNE EQUATION PAR LE NOMBRE D'OXYDATION

Les équations suivantes traduisent-elles des réactions redox ? Si oui, utiliser les n.o. pour les équilibrer.

1- $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; 2- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$; 3- $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C} + \text{HCl}$

4- $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; 5- $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

EXERCICE 5 : NOMBRE D'OXYDATION ET REACTION D'OXYDOREDUCTION

1-Quels sont les nombres d'oxydation des éléments présents dans l'oxyde d'aluminium (alumine), Al_2O_3 ?

2-Au cours de la préparation industrielle du métal, l'alumine est transformée, dans un premier temps, en ion aluminate, $\text{Al}(\text{OH})_4^-$. S'agit-il d'une réaction d'oxydoréduction ?

EXERCICE 6 : NOMBRE D'OXYDATION ET EQUATION - BILAN

L'oxyde magnétique a pour formule Fe_3O_4 . Dans ce cristal ionique, l'élément oxygène est présent sous forme d'ions oxyde O^{2-} .

1-Calculer le nombre d'oxydation de l'élément fer. En quoi le résultat obtenu est-il surprenant ?

2-On peut montrer que le cristal comporte des ions Fe^{2+} et des ions Fe^{3+} . On écrit dans ce cas la formule de l'oxyde magnétique sous la forme : $(x \text{ Fe}^{2+} + y \text{ Fe}^{3+} + 4 \text{ O}^{2-})$. Déterminer x et y.

EXERCICE 7 : NOMBRE D'OXYDATION ET REACTION D'OXYDOREDUCTION

1-Montrer que la réaction d'équation, à équilibrer en utilisant les n.o., est une réaction d'oxydoréduction :

$\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

2-Cette réaction permet d'obtenir du soufre à partir du sulfure d'hydrogène H_2S . On brûle d'abord une partie du sulfure d'hydrogène, selon l'équation, à équilibrer : $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Puis on fait réagir le sulfure d'hydrogène, selon l'équation donnée en 1-. On dispose de 1 m^3 de gaz H_2S que l'on veut transformer en soufre

2.1-Quel volume de H_2S faut-il d'abord oxyder en SO_2 ?

2.2-Quel volume de dioxygène cela consomme-t-il ?

Tous les volumes gazeux sont mesurés dans les mêmes conditions.

EXERCICE 8 : NOMBRE D'OXYDATION ET NOMBRE D'ATOMES

1-L'oxyde de manganèse Mn_3O_4 est constitué de manganèse aux nombres d'oxydation II et III. Déterminer, pour une mole Mn_3O_4 , le nombre d'« atomes » de manganèse au nombre d'oxydation II et au nombre d'oxydation III.

2-A $1000^{\circ}C$, le sulfate de manganèse $MnSO_4$ se décompose en donnant : l'oxyde Mn_3O_4 , le dioxyde de soufre SO_2 et le trioxyde SO_3 .

2.1-Déterminer le nombre d'oxydation du soufre dans les trois composés où il est présent.

2.2-Equilibrer l'équation bilan de la réaction.

L'oxygène est toujours au nombre d'oxydation -II.

EXERCICE 9 : LE FOUR ELECTRIQUE

Dans un four électrique, l'alumine anhydre réagit sur le carbone pour donner du monoxyde de carbone et un composé ionique, le carbure d'aluminium, Al_4C_3 .

1-Etablir l'équation bilan de la réaction et l'analyser à l'aide des n.o.

2-Traité par l'eau, le carbure d'aluminium donne du métal et de l'hydroxyde d'aluminium.

2.1-Etablir l'équation bilan de la réaction.

2.2-S'agit-il d'une réaction d'oxydoréduction ?