

GENERALITES SUR LA CHIMIE ORGANIQUE**Exercice 1 :**

Ecrire les formules semi-développées des composés moléculaires suivants :

C_4H_{10} ; C_3H_6 ; C_3H_8 ; $C_2H_4O_2$; C_3H_9N

Exercice 2 :

La dégradation d'un produit pharmaceutique de masse $m = 10g$ a donné : 5,94g d'eau et 18,8g de dioxyde de Carbone. On sait de plus que le composé renferme en masse 26% d'oxygène et que sa masse molaire est $M = 184 g/mol$. Trouver la formule brute du composé sachant qu'il renferme uniquement du carbone, de l'hydrogène, de l'azote et de l'oxygène.

Exercice 3 :

Le sucre alimentaire le plus courant est le saccharose, de formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$. La pyrolyse d'un morceau de sucre de 5,5g ne donne que du carbone et de l'eau.

1. Ecrire l'équation -bilan de cette pyrolyse.
2. Déterminer la masse molaire du saccharose. En déduire la quantité, puis la masse du carbone obtenue lors de cette pyrolyse.

Exercice 5 :

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 700 mmHg, 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 6 :

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 : $m_1 = 19g$; il contient 0,1mol de A et 0,3mol de B

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

1. Quelles sont les masses molaires M_A de A et M_B de B ?
2. Déterminer la formule brute 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 ?

Exercice 7 :

Un composé organique B a pour composition centésimale massique : 64,9 % de carbone et 13,5 % d'hydrogène ; l'excédent est constitué par un troisième élément inconnu. On vaporise 20g de cette substance ; la vapeur obtenue occupe un volume de 6,92 L à 35°C et une pression de $10^5 Pa$.

1. Calculer la masse molaire de B.
2. Donner le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène contenus dans une molécule de B.
3. Trouver la formule brute de B. En déduire les formules semi-développées possibles.

On rappelle que la constante des gaz parfaits $R = 8,314 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

Exercice 8 :

A fin de déterminer la formule brute d'un composé organique on réalise les deux expériences suivantes :

- on oxyde 0,344g du composé par CuO ; il se forme 0,194g de H_2O et 0,957g de CO_2 ;
- on oxyde 0,272g de ce composé par le dioxygène dans un courant de dioxyde de carbone ; il se forme 41,9 cm³ d'azote gazeux.

Lors de ces deux expériences la température est de 18°C et la pression de $10^5 Pa$. On demande de déterminer :

1. La composition centésimale du composé organique. Que peut-on en déduire ?
2. La formule brute du composé organique la plus simple.

Exercice 9 :

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 %.

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

Exercice 10 :

Un hydrocarbure renferme 14 % d'hydrogène.

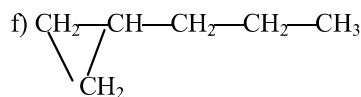
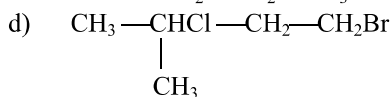
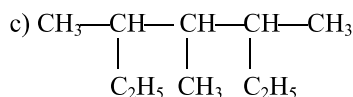
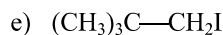
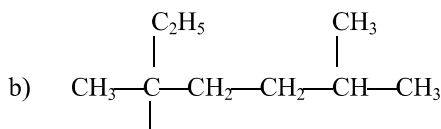
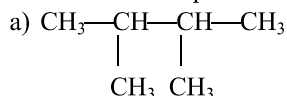
1. Quelles sont les formules brutes possibles pour ce composé ?
2. Quelle est la formule brute qui convient sachant que la densité de vapeur de la substance est $d = 2,4$.



LES ALCANES

Exercice 1 :

Nommer les composés ci-dessous :



Exercice 2:

Ecrire les formules semi-développées des alcanes dont les noms suivent :

- a) 2-méthylbutane d) 2,3,6-triméthylheptane
b) 2,4-diméthylpentane e) 3-éthyl-2,3-diméthylheptane
c) 3,4-diéthylhexane f) 2,3,4-triméthylhexane

doro-cisse.e-monsite.com

Exercice 3 :

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

1. Trouver sa formule brute. En déduire les formules semi-développées des différents isomères et leurs noms.
2. Sachant que la monobromation de cet alcane donne uniquement deux produits différents A₁ et A₂ ; trouver les formules semi-développées de A₁ et A₂. Les nommer.

Exercice 4 :

Un alcane gazeux a une densité égale à 1,034.

1. Déterminer sa formule brute.
2. on fait réagir du dichlore sur cet alcane. On obtient un produit contenant 55,04 % en masse de chlore.
 - 2.1. Déterminer la formule brute de ce produit.
 - 2.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
 - 2.3. Définir cette réaction et donner les conditions expérimentales.

Exercice 5 :

Dans un eudiomètre, on introduit 10 mL d'un alcane gazeux et 80 mL de dioxygène. On fait jaillir l'étincelle. Après retour aux conditions initiales, on constate après analyse que l'eudiomètre renferme des volumes égaux de dioxyde de carbone et de dioxygène.

1. Trouver la formule brute de l'alcane.
2. Ecrire les équations traduisant l'action du dichlore sur cet alcane.
3. Combien d'isomères monochlorés, dichlorés, trichlorés obtient-on ? Ecrire les formules semi-développées correspondantes.

Exercice 6 :

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 7 :

Un mélange contenant n₁ moles de méthane et n₂ 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 n₁ et n₂. Calculer n₁ et n₂.
5. Calculer dans le mélange initial d'alcanes, la composition en masse (exprimée en %) de chacun des deux composés.

Exercice 8 :

Un mélange de propane et de butane est soumis à une combustion eudiométrique en présence de 130 cm³ de dioxygène. Après la combustion et le refroidissement des produits, il reste 86 cm³ de gaz, dont 68 cm³ sont fixés par une solution de potasse et le reste par le phosphore.

Déterminer la composition du mélange des deux alcanes sachant que tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression. On donnera le pourcentage molaire ainsi que la densité du mélange.

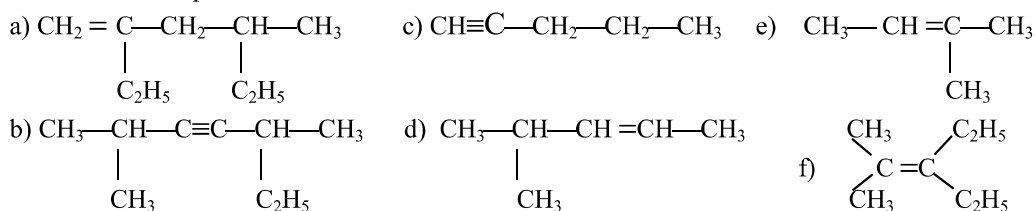
Données : M(H) = 1g/mol ; M(C) = 12g/mol

LES CHAINES CARBONEES INSATUREES :
ALCENES – ALCYNES



Exercice 1 :

Nommer les composés ci-dessous :



Exercice 2 :

Représenter la formule développée des hydrocarbures suivants :

- a) 3-méthylpent-1-ène d) 3-éthyl-5-méthylcyclohexène
b) 4-éthyl-5,5-diméthylhept-2-yne e) (Z)-4,5-diméthylhex-2-ène
c) (E)-hex-2-ène f) 2,5-diméthylhex-3-yne

loro-cisse-monsite.com

Exercice 3 :

Ecrire la formule semi-développée de tous les hydrocarbures de formule brute C_5H_{10} . Donner leur nom.

Exercice 4 :

- Un récipient de 5 L contient un mélange de méthane et d'éthylène. La température est de 20° et la pression de 6,2 bars. Calculer la quantité de matière que contient le récipient.
- La masse de gaz est de 26g. Déterminer la composition molaire et massique du mélange.
- On fait brûler ce mélange. Déterminer la masse de dioxygène nécessaire à sa combustion complète.

Exercice 5 :

La densité par rapport à l'air d'un mélange d'éthylène et de propène est de 1,3.

- Quelle est la composition centésimale molaire du mélange ? En déduire sa composition centésimale massique.
- On traite 20 cm^3 de ce mélange par du dichlore pris dans les mêmes conditions de température et de pression que le mélange. La réaction se déroule à l'obscurité. Ecrire la formule des produits obtenus ; donner leur nom. Quel est le volume minimal de dichlore nécessaire.

Exercice 6 :

- Un hydrocarbure B contient 85,71 % (en masse) de carbone. Quelle est sa formule brute ? Peut-on calculer sa masse molaire ?
- A l'obscurité, B réagit mole à mole avec le dibrome. Le composé obtenu contient 74 % (en masse) de brome. Quelle est sa formule brute ? Représenter les formules semi-développées possibles pour B.
- L'hydratation de B conduit préférentiellement à l'alcool C. L'hydratation de ces isomères conduit préférentiellement au même alcool D, isomère de C. En déduire les formules semi-développées de B, C et D.

Exercice 7 :

Dans un eudiomètre, on introduit :

- 40 ml d'un mélange gazeux d'éthylène, de méthane et d'hydrogène.
- et 100 ml de dioxygène.

Après passage de l'étincelle, il reste :

- 56 ml de dioxyde de carbone et 8 ml de dioxygène.

- Déterminer la composition du mélange initial.
- Le volume gazeux étant mesuré à la même température (300K) et à la même pression (10^5 Pa), trouver la masse volumique du mélange initial de méthane, d'éthylène et d'hydrogène. En déduire sa densité.



Exercice 8 :

Un polymère ne donne par combustion que du dioxyde de carbone et de l'eau. Sa masse molaire moyenne est de 105.000 g/mol et son degré de polymérisation est de 2.500.

- Déterminer la masse molaire et la formule brute de l'alcène monomère.
- Donner sa formule semi-développée et son nom.
- Ecrire sa réaction de polymérisation.

Exercice 9 :

- Un alcène A réagit avec le bromure d'hydrogène et conduit à un composé B qui contient 52,9 % en masse de brome.
 - Déterminer les formules brutes de B et A
 - 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 .
- 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.
- Par hydratation , A_1 et A_2 donnent préférentiellement le même produit . Identifier le composé A_3

COMPOSES AROMATIQUES



Exercice 1 :

Déterminer les formules développées et les noms des hydrocarbures aromatiques dont la formule générale est C_9H_{12} .

Exercice 2 :

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion complète du benzène.
2. On effectue la combustion de 5 cm^3 de benzène. Quel est le volume de dioxygène nécessaire ? Quel est le volume d'air correspondant (dans les conditions normales).
3. Lorsqu'on réalise la combustion à l'air libre, la flamme est très fuligineuse. Pourquoi ?

Données : masse volumique du benzène : $\rho = 880 \text{ Kg.m}^{-3}$.

Exercice 3 :

Combien existe-t-il de corps différents pouvant être appelés :

- a) dibromobenzène
- b) tribromobenzène
- c) tétrabromobenzène

loro-cisse-monsite.com

Exercice 4 :

1. En présence de chlorure d'aluminium, le benzène réagit sur le chloroéthane pour donner un dégagement de chlorure d'hydrogène et un hydrocarbure A, dont le pourcentage massique en carbone est de 90,6%.
Quelle est la formule brute de A ? Ecrire l'équation-bilan de la réaction et la formule développée de A.
2. Par chauffage en présence d'un catalyseur, A se déshydrogène facilement en B. Le produit obtenu comporte 92,3 % (en masse) de carbone. Quelle est sa formule développée ?
3. Ce corps se polymérise très facilement. Quel est le motif du polymère obtenu ?

Exercice 5 :

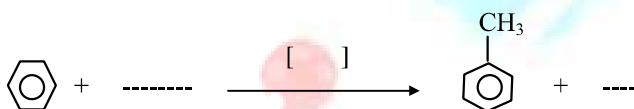
On effectue la nitration du toluène (méthyl-benzène).

1. Dans les conditions de l'expérience on obtient un dérivé nitré, le trinitrotoluène (connu sous le nom de T.N.T). Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2. Quelle est la masse de toluène nécessaire pour obtenir une masse de 1 Kg de toluène, le rendement étant de 90 %.

Exercice 6 :

En présence de trace de chlorure d'aluminium anhydre utilisé comme catalyseur, le chlorure de méthyle réagit sur le noyau benzénique du benzène pour donner un composé plus connu sous le nom de toluène.

1. Ecrire et compléter la réaction suivante en précisant le catalyseur :



2. On procède à la combustion de 136g de toluène. Quel est le volume d'air nécessaire si la combustion précédente se faisait à la température de 27°C et à la pression normale ? On rappelle que l'air contient 20 % d'oxygène.

Exercice 7 :

Par substitution du brome sur le benzène, on fabrique du 1,2 – dibromobenzène.

1. Ecrire les deux réactions qui permettent d'aboutir à ce produit. Préciser les conditions expérimentales.
2. On veut fabriquer une masse $m = 5,0\text{g}$ de 1,2 – dibromobenzène. Sachant que le rendement global de l'équation est égal à 40 %, calculer :

La masse de benzène nécessaire.

Le volume de dibrome (supposé gazeux) utilisé.

Données : Br : 80 g/mol ; C : 12 g/mol ; H : 1 g/mol ; $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Exercice 8 :

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 trichlorure d'aluminium, A conduit à un produit de substitution B contenant 40,2 % en masse de brome.

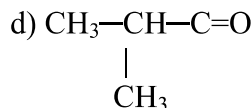
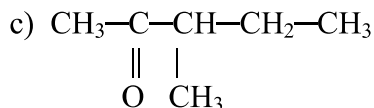
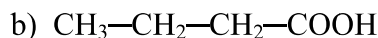
1. Montrer que A renferme un noyau benzénique.
2. Montrer que le brome ne se substitue qu'une fois sur A.
3. Ecrire toutes les formules semi-développées de A.
4. Il n'existe qu'un seul dérivé mononitré de A. En déduire la formule semi-développée de A.

LES COMPOSES ORGANIQUES OXYGENES



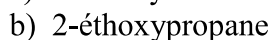
Exercice 1 :

Nommer les composés suivants :



Exercice 2 :

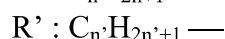
Ecrire les formules semi-développées des composés suivants:



Exercice 3 :

1. Soit un alcool de formule générale R-OH et un éther-oxyde de formule R-O-R'. Montrer qu'on écrit leur formule générale sous la forme de $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}\text{O}$. Soit un composé de masse molaire 74g/mol dont l'atome d'oxygène possède deux liaisons simples. Donner les différents isomères répondant à la formule brute.

Données : R et R' sont des groupes alkyles :



2. Montrer que la formule générale des aldéhydes et des cétones s'écrit sous la forme de $\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}$.

3. Montrer que la formule générale des acides carboxyliques et des esters s'écrit sous la forme de $\text{C}_x\text{H}_{2x}\text{O}_2$.

4. Pour un ester de formule R-COOR', R et R' étant des groupes alkyles. Donner une relation qui lie n et n' sachant que la masse molaire de l'ester est de 88g/mol. Si n'=1, donner la formule semi-développée de cet ester

Exercice 4 :

On réalise l'hydratation A de formule brute C_4H_8 . On obtient un seul produit B. En déduire la formule développée de A.

Donner également la formule développée de B et son nom.

Exercice 5 :

Un composé A dont la masse molaire est 74 g/mol a été obtenu par addition d'eau sur un alcène linéaire présentant deux stéréo-isomères B et C. Ecrire la formule des trois corps A, B et C. Nommer les.

Exercice 6 :

L'analyse d'un composé A a donné les résultats suivants :

% carbone = 54,5 ; % hydrogène = 9,1 ; % oxygène = 36,4. Le composé ne comporte qu'un atome d'oxygène par molécule. Il donne un précipité rouge brique avec la liqueur de Fehling. Déterminer la formule de A

Exercice 7 :

1. Donner la formule semi-développée de tous les composés ayant pour formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

2. Donner la formule semi-développée de tous les composés ayant pour formule brute $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.

3. Donner la formule semi-développée de tous les composés ayant pour formule brute $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

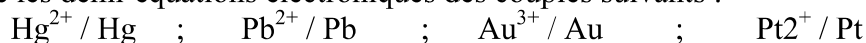


**Notion de couple oxydant-réducteur et classification qualitative
des couples oxydant-réducteur, ion métallique / métal.**



Exercice 1 :

Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants :



Exercice 2 :

Une réaction d'oxydoréduction se traduit par l'équation-bilan non équilibrée : $\text{Au}^{3+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Au} + \text{Zn}^{2+}$

- 1) Ecrire les demi-équations électroniques traduisant l'oxydation et la réduction.
- 2) Quel est l'oxydant ? le réducteur ?
- 3) Equilibrée l'équation-bilan.

Exercice 3 :

On dispose d'une solution de chlorure d'étain (II) ; on verse 25 cm³ dans deux béchers. Dans le premier on ajoute un peu de soude concentrée ; un précipité blanc se forme. Dans le deuxième on ajoute de la limaille de fer et on maintient une agitation régulière. Au bout de quelques minutes on arrête l'agitation et on ajoute un peu de soude concentrée : un précipité vert se forme.

- 1) Interpréter ces observations. Ecrire les équations-bilan correspondantes.
- 2) Peut-on à l'aide des faits précédents et de la classification électrochimique des métaux, prévoir ce que l'on observera si l'on plonge une plaque de zinc dans une dans une solution de chlorure d'étain (II) ? Une plaque d'étain dans une solution de chlorure de zinc ?

Exercice 4 :

Une lame de zinc plongée dans 100 cm³ d'une solution de sulfate de cuivre de concentration 0,2 mol/L est laissée jusqu'à disparition complète de la couleur bleue.

Quelle est la masse de cuivre déposée ?

Exercice 5 :

On réalise une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant 58g de cristaux bleus dans 500 cm³ de solution.

- 1) Quelle est la concentration de la solution obtenue ? Combien y-a-t-il d'ions sulfate et d'ions cuivre (II) par millimètre cube ?
- 2) On ajoute de la limaille de fer. Une réaction peut-elle avoir lieu ? Quelle est son équation-bilan ? Quelle est la masse minimale de limaille de fer à ajouter dans un bêcher contenant 50 cm³ 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 ?
Pendant combien de temps faut-il faire circuler un courant de 0,5 A pour mettre en jeu la même quantité d'électrons ?

Donnée : les cristaux bleus ont pour formule : $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Exercice 6 :

Une lame de cuivre baigne dans 100 cm³ d'une solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration 1,0 mol/L.

On constate qu'elle se recouvre d'argent.

- 1) Interpréter cette réaction.
- 2) Quelle masse maximale d'argent peut-on recueillir ?
- 3) Quelle est alors la perte de masse subie par la lame de cuivre ?

Exercice 7:

On introduit de la poudre de zinc dans 200 cm³ d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre, de concentration 0,1 mol/L.

- 1) Calculer la masse de zinc nécessaire à la réduction de tous les ions Cu^{2+} .
- 2) Calculer la masse de cuivre formé ainsi que la concentration des ions Zn^{2+} .
- 3) Vérifier l'électroneutralité de la solution.



Données : masses molaires des atomes en g/mol

Cu : 63,5 ; S : 32 ; O : 16 ; H : 1 ; Ag : 107,9 ; Zn : 65,3 ; Fe : 56

Classification quantitative des couples oxydant-réducteur, ion métallique/métal**Exercice 1 :**

On réalise une pile en couplant par un pont électrolytique deux demi-piles (Fe^{2+} , Fe) et (Ag^+ , Ag).



- 1) Faire le schéma du dispositif.
- 2) Préciser les pôles positif et négatif de la pile.
- 3) On relie la lame de fer à la lame d'argent par un fil conducteur et un résistor.
Préciser le sens du courant, les réactions d'oxydoréduction qui s'effectuent dans chaque demi-pile.
- 4) Les solutions étant de concentration molaires égales à 1 mol/L. quelle est la f-e-m de la pile ?
- 5) On retire le pont, que se passe-t-il ?

Exercice 2 : Etude du couple $\text{Co}^{2+} / \text{Co}$

- 1) On veut étudier le couple $\text{Co}^{2+} / \text{Co}$, 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 la réaction lorsque la pile débite.
- 3) On mesure une f-e-m $E = 0,63 \text{ V}$. En déduire la valeur du potentiel rédox du couple $\text{Co}^{2+} / \text{Co}$, sachant que $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$
- 4) Proposez une pile dans laquelle l'électrode de cobalt serait positive. Calculer sa f-e-m.

doro-cisse.e-monsite.com

Exercice 3 :

Lorsqu'on plonge une lame d'étain dans une solution acide, un dégagement de dihydrogène se produit.

- 1) Ecrire l'équation-bilan (on considère les couples $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$ et $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$).
- 2) On construit une demi-pile avec un fil d'étain trempant dans une solution d'ions étain (II) de concentration $c = 1 \text{ mol/L}$. On associe cette demi-pile une demi-pile normale à hydrogène. Donner le schéma de cette pile en précisant les bornes. Ecrire le bilan des transformations dans la pile quand elle fonction en générateur.
- 3) Comparer les résultats du 1) et 2). Commenter.

Exercice 4 :

On considère une demi-pile à en argent et une demi-pile au plomb chaque béccher contient 100 cm^3 d'une solution de nitrate dont la concentration en cations est de 1 mol/L.

- 1) Quelle est la polarité de la pile ? Quelle est sa réaction de fonctionnement ?
- 2) Comment varie les concentrations dans chacun des bécchers quand la pile fonctionne ?
- 3) Quelle est la quantité d'électricité maximale que peut débiter la pile ?
- 4) Quelle est la variation de la masse de chaque électrode ?

Exercice 5 :

On donne les potentiels standard d'oxydoréduction : $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction naturelle entre ces deux couples.
- 2) On réalise une pile à partir de ces deux couples. Faire le schéma de la pile en indiquant ses pôles. Calculer sa f-e-m, les solutions étant à 1 mol/L.



Classification quantitative des couples oxydant-réducteur, ion métallique/métal

GENERALISATION DE L'OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE



Exercice 1 :

Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants :

- a) $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$; b) $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; c) $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
d) $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; e) $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$; f) $\text{HClO} / \text{Cl}_2$

Exercice 2 :

On appelle sel de Mohr un corps cristallisé possédant la composition : $\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6\text{H}_2\text{O}$.

On dissout 1,28 g de sel de Mohr dans 100 cm^3 d'eau.

- 1) Quelle est la composition molaire en ion Fe^{2+} de la solution obtenue.
- 2) Quel volume d'une solution acidifiée de permanganate de potassium à 0,01 mol/L faut-il utiliser pour que tous les ions Fe^{2+} soient oxydés en ions Fe^{3+} .

Exercice 3 :

On dispose d'un mélange de poudre de fer et d'aluminium. On traite 6,7g par de l'acide chlorhydrique en excès. Le gaz obtenu occupe un volume de 5,47 L à 20°C sous une pression de 101,3 kPa.

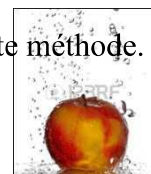
- 1) Calculer la masse de chaque métal dans le mélange.
- 2) Calculer le pourcentage molaire de chaque métal dans le mélange.

Données : les couples mis en jeu sont : $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$; $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$; $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$

doro-cisse.e-monsite.com

Exercice 4 :

- 1) Les solutions contenant de l'ion fer (II) sont peu stables en présence d'air. En effet, le dioxygène de l'air peut se dissoudre dans ces conditions et oxyder les ions fer (II) en ions fer (III). Sachant que le dioxygène est réduit en eau (H_2O), écrire la demi-équation correspondante, puis l'équation-bilan de la réaction complète. Comment varie le pH au cours de cette réaction. Quelle conséquence cette variation peut-elle avoir ?
- 2) A fin de conserver les solutions de fer (II), on y plonge parfois un clou de fer. Justifier cette méthode. Peut-on l'utiliser pour conserver des solutions titrées ?



Exercice 5 :

On fait agir $50,0 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide sulfurique sur de la poudre de fer en excès.

- 1) Quelle est la réaction qui se produit (les ions sulfate sont sans action sur le fer) ?
- 2) On prélève $10,0 \text{ cm}^3$ de la solution finale, une fois la réaction terminée. On dose ces $10,0 \text{ cm}^3$ par une solution de permanganate de potassium de concentration $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Il faut $45,0 \text{ cm}^3$ de solution de permanganate de potassium pour doser les ions fer (II). Déterminer la concentration des ions fer (II) dans la solution finale.
- 3) Calculer la quantité de matière d'ions fer (II) formée dans l'expérience ainsi que le volume de dihydrogène qui s'est dégagé (à 20°C et $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$).

Exercice 6 :

On désire doser une solution de diiode de concentration voisine de $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ par une solution de thiosulfate de sodium que l'on prépare. Les cristaux de thiosulfate de sodium ont pour formule $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, 5\text{H}_2\text{O}$.

- 1) Quelle masse de thiosulfate de sodium doit-on dissoudre pour obtenir $V = 100 \text{ cm}^3$ de solution réductrice de concentration 0,1 mol/L ?
- 2) Le prélèvement de solution de diiode placé dans le bêcher à un volume de 20 cm^3 . L'équivalence est obtenue pour un volume versé de solution de thiosulfate égal à $18,6 \text{ cm}^3$. Quelle est la concentration de la solution de diiode ?

Exercice 7 :

Au cours d'une séance de travaux pratiques, le professeur demande à un élève de préparer une solution d'ions Fe^{2+} de concentration 0,1 mol/L à partir de cristaux de sulfate de fer (II) hydraté, $\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$.

- 1) Comment l'élève doit-il procéder pour obtenir 500 cm^3 de solution ?
- 2) Pour contrôler le travail effectué, le professeur demande à un autre élève de déterminer la concentration de la solution obtenue par dosage à l'aide d'une solution de permanganate de potassium, de concentration 0,04 mol/L. Indiquer le mode opératoire à suivre. Sachant que $10,1 \text{ cm}^3$ de la solution de

permanganate de potassium ont été nécessaire pour doser 20 cm^3 de la solution d'ions Fe^{2+} , peut-on dire que la solution avait été bien préparée ?

