

Exercice 1 :

Dans la famille radioactive de l'uranium, on rencontre l'élément $^{214}_{84}\text{Po}$ (isotope du polonium) qui par deux désintégration successives, la première du type α , la seconde du type β devient un isotope du Bismuth (Bi). L'élément intermédiaire est un isotope du plomb (Pb).

- 1- Ecrire les équations traduisant ces deux désintégrations et en déduire les deux isotopes Bi et Pb.
- 2- On observe que la deuxième désintégration s'accompagne d'une autre émission dangereuse pour l'organisme humain. Préciser de quelle émission il s'agit et indiquer brièvement sa cause.
- 3- La famille de l'uranium débute à l'élément radioactif $^{235}_{92}\text{U}$ et se termine à l'élément $^{206}_{82}\text{Po}$
Quels sont les nombres de désintégrations α et de désintégration β^- au cours de cette filiation ?

Exercice 2 :

- 1- Pour fabriquer du vinaigre on fait ruisseler du vin sur des copeaux de bois : on réalise ainsi l'oxydation ménagée par le dioxygène de l'air, de l'éthanol en acide éthanoïque. Ecrire les deux demi-réactions et l'équation bilan globale.
- 2- On utilise un vin titrant 9°. Quelle masse d'acide obtient-on à partir de 100hl de ce vin ? Quel est le volume d'air nécessaire à 20°C sous 101,3kPa ?

Données : dans 100cm³ d'une boisson alcoolisée titrant x degrés se trouvent xcm³ d'éthanol pur

Masse volumique de l'éthanol : 794g/l

Rapport molaire $\frac{\text{air}}{\text{O}_2} = 5$

l'air est supposée comme un gaz parfait

R=8,314S.I.

C=12

O=16

H=1

CONCOURS D'ENTREE EN PREMIERE ANNEE

Options : TOUTES

Matière : CHIMIE

Durée : 02 heures

Exercice 01 :

Lors de la combustion de 4,6 g d'éthanol, quel est le volume de dioxyde de carbone obtenu ? Quel volume d'air faut-il utiliser pour cela sachant que l'air contient en nombre de moles, 20% d'oxygène et 80% d'azote et que le volume molaire gazeux est de 25 l ? (H = 1 ; C = 12 ; O = 16)

Exercice 02 :

On réalise la combustion complète de 0,5 g d'un composé de formule brute C_xH_yO . On obtient 0,6 g d'eau et 1,1 g de dioxyde de carbone. Donner les formules semi-développées possibles du composé.

Exercice 03 :

Calculer le pH de chacune des solutions aqueuses suivantes :

- 25 ml de solution décimolaire de HCl + 25 ml de solution décimolaire de NaOH.
- 25 ml de solution décimolaire de HCl + 75 ml d'une solution aqueuse contenant 0,3 g de NaOH.
- 50 ml de solution décimolaire de H_2SO_4 (diacide fort) + 50 ml de solution décimolaire de NaOH.
- 50 ml d'une solution aqueuse contenant 0,365 g de HCl + 50 ml de solution décimolaire de $Ca(OH)_2$ (dibase forte).

H = 1 ; O = 16 ; Na = 23 ; Cl = 35,5

Exercice 04 :

A-)

Afin de doser une solution de dichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$, on prépare une solution titrée de fer (II) $FeSO_4$ à $0,02 \text{ mol.l}^{-1}$.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre les ions $Cr_2O_7^{2-}$ et Fe^{2+} sachant que l'on considère les couples $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$ et Fe^{3+} / Fe^{2+} en milieu acide.
- Ecrire l'équation globale de la réaction en milieu acide sulfurique (H_2SO_4).

B-)

Il n'est pas possible de procéder à un dosage simple car les ions $Cr_2O_7^{2-}$ sont de coloration jaune orangée, Cr^{3+} verte et Fe^{3+} rouille (On ne verrait aucun changement de couleur à l'équivalence). On procède alors comme suit :

Dans 50 ml de la solution titrée de sulfate de fer, on verse 10 ml de la solution de dichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$. On admettra que les ions Fe^{2+} sont "en excès" par rapport aux ions $Cr_2O_7^{2-}$. Il suffit alors de doser les ions Fe^{2+} restant par le permanganate de potassium $KMnO_4$. Pour cela on utilise une solution centimolaire le $KMnO_4$. La teinte rose persiste pour un volume versé de $12,0 \text{ cm}^3$ de cette solution.

- Calculer la quantité de matière d'ions permanganate MnO_4^- versés à l'équivalence
- Calculer la quantité de matière d'ions Fe^{2+} contenus dans les 50 ml du prélèvement initial.
- Quelle est la quantité de matière d'ions Fe^{2+} oxydés par les ions $Cr_2O_7^{2-}$?
- Quelle est la quantité de matière d'ions $Cr_2O_7^{2-}$ qui ont réagi ?
- En déduire la concentration molaire de la solution de dichromate de potassium étudiée.

Les quatre exercices sont obligatoires

Exercice 01

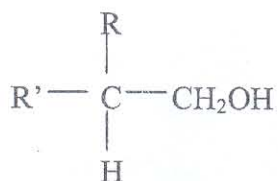
On mélange 10cm^3 d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $0,2\text{ mol/litre}$ et 30cm^3 d'une solution aqueuse de chlorure d'ammonium de concentration $0,1\text{ mol/litre}$. On obtient une solution de $\text{pH} = 9$.

1°) Faire le recensement qualitatif et quantitatif (en mol/litre) des espèces chimiques contenues dans la solution.

2°) Calculer le pK_A du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

Exercice 02

Un alcool A a pour formule :



R et R' sont des groupes alkyle $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$.

1°) - Quelle est la classe de cet alcool ?

- On effectue une oxydation de cet alcool par l'ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en milieu acide. Ecrire la demi-équation de réduction de l'ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en ion Cr^{3+} . Ecrire les demi équations d'oxydation ménagée puis d'oxydation poussée de l'alcool A
- Ecrire l'équation équilibrée d'oxydation de l'alcool dans le cas où la solution oxydante est en excès

2°) Pour déterminer la formule complète de l'alcool précédent, on oxyde avec un excès d'oxydant $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ une masse $m = 15\text{ g}$ de A. On obtient un composé B ; le rendement est quantitatif. Le composé B est traité par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 2 mol/litre . l'équivalence acido-basique est obtenue lorsque l'on a versé $V_b = 85,2\text{ cm}^3$ de solution basique.

- Quelle est la masse molaire de l'alcool A ?
 - Quelle est la formule développée de l'alcool A ? Quel est son nom
- Masses atomiques en g/mol : H : 1 ; C : 12 ; O : 16

Exercice 03

Suite au verso

Soit la réaction nucléaire : ${}_{93}^{239}\text{Np} \longrightarrow {}_{94}^{239}\text{Pu} + {}_Z^AX$

- 1°) Déterminer la nature de la particule expulsée et préciser le type de radioactivité.
- 2°) Calculer l'énergie correspondante à cette réaction. cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

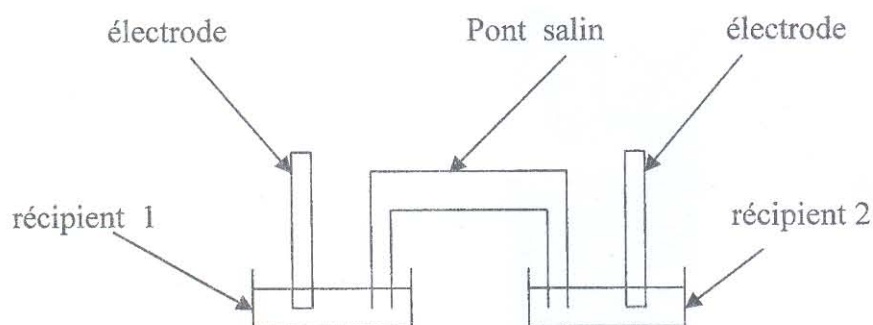
On donne : masse de ${}^{239}\text{Np} = 239.12777 \text{ u.m.a}$
 masse de ${}^{239}\text{Pu} = 239.12700 \text{ u.m.a}$
 masse de ${}^AX = 0.00055 \text{ u.m.a}$
 vitesse de lumière $= 3.10^8 \text{ m/s}$

- 3°) – Montrer qu'au bout d'un temps $t = k$ fois la période T , la masse restante des noyaux radioactifs m est égale à $m_0 / 2^k$ où m_0 = la masse initiale de ces noyaux.

- Quelle est la masse restante de ${}^{239}\text{Np}$ au bout de 5010 ans pour un fragment radioactif initial de 10mg si $T = 1670$ ans pour ${}^{239}\text{Np}$

Exercice 04

On considère le dispositif expérimental d'une pile Ag / Cu représenté par la figure :



Le récipient 1, dans lequel plonge une électrode en $\text{Ag}_{(s)}$ contient une solution à $\text{Ag}^+_{aq} + \text{NO}_3^-_{aq}$ de concentration $C_1 = 0,2 \text{ mol/litre}$. Le récipient 2, dans lequel plonge aussi une électrode en $\text{Cu}_{(s)}$ contient une solution à $\text{Cu}^{2+}_{aq} + \text{SO}_4^{2-}_{aq}$ de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol/litre}$. Le pont salin contient une solution à $\text{K}^+_{aq} + \text{NO}_3^-_{aq}$. Chaque solution a un volume de 200 ml.

sachant que pour les couples rédox $\text{Ag}^+_{aq} / \text{Ag}_{(s)} : E_0 = 0,80\text{V}$ et $\text{Cu}^{2+}_{aq} / \text{Cu}_{(s)} : E_0 = 0,34\text{V}$

- 1°) Quelle est la réaction au niveau de l'électrode en Cu. Comment appelle-t-on cette électrode.
- 2°) Quelle est la réaction au niveau de l'électrode en Ag. Comment appelle-t-on cette électrode.
- 3°) Indiquer sur la figure, le sens de circulation des porteurs des charges (électrons, ions) dans le circuit extérieur et à l'intérieur de la pile, ainsi que les polarités de cette pile. Donner la représentation symbolique de cette pile .
- 4°) Quand la pile débite, le courant est constant et est égal à $I = 200\text{mA}$ et la réaction suivante est réalisée : $\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Ag}^+_{aq} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}_{aq} + 2\text{Ag}_{(s)}$. La durée de fonctionnement de la pile est limitée par une consommation maximale évaluée à 90% de la quantité initiale de Ag^+_{aq} . Calculer la durée t de fonctionnement de la pile . On donne : $F = 96500 \text{ C/mol}$

LES QUATRE EXERCICES SONT OBLIGATOIRES

Exercice 1 : (5 points)

La désintégration d'un élément radioactif A se traduit par les transformations radioactives successives schématisées comme suit :



Donner le nombre de neutrons de l'élément A.

Exercice 2 : (5 points)

A/ On considère les couples rédox suivants : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$; Cl_2/Cl^- ; $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2$; $\text{CO}_2/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; Cu^{2+}/Cu . En utilisant les couples, compléter les relations suivantes :

- 1- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow$
- 2- $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow$
- 3- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \longrightarrow$

B/ On donne les solutions aqueuses suivantes : solution de KMnO_4 de concentration $7,9\text{g l}^{-1}$ (solution A), solution de HCl (solution B), solution de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 9g l^{-1} (solution C)

- 1- Calculer la normalité de la solution oxydante A ;
- 2- Calculer la normalité de la solution réductrice B sachant que pour oxyder complètement 50cm^3 de cette solution, il faut utiliser 100cm^3 de la solution A.
- 3- Calculer alors le volume de Cl_2 dégagé dans les CNTP
- 4- Calculer le volume de solution A nécessaire pour oxyder totalement 100cm^3 de la solution C.

On donne : K=39, Mn=55, O=16, H=1, Cl=35,5

Exercice 3 : (5 points)

On considère les solutions aqueuses suivantes :

- solution A : solution d'acide chlorhydrique $0,3\text{M}$ de volume $V_A = 10\text{cm}^3$
- solution B : solution d'acide sulfurique de concentration massique $19,6\text{g l}^{-1}$, de volume $V_B = 10\text{cm}^3$
- solution C : solution de soude de normalité $0,5\text{N}$

- 1- Donner le pH de chacune de ces solutions
- 2- Calculer le volume de C nécessaire pour neutraliser totalement la solution A
- 3- On mélange A et B. Calculer le pH du mélange
- 4- Calculer le volume de C nécessaire pour neutraliser le mélange A + B

On donne H=1, O=16, S=32

Exercice 4 : les parties A et B sont indépendantes (5 points)

Partie A :

On réalise la combustion de $0,5\text{ g}$ d'un composé de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$. On obtient $0,6\text{g}$ d'eau et $1,1\text{g}$ de dioxyde de carbone.

- a) Déterminer sa formule brute
- b) Trouver les formules semi-développées possibles

Partie B :

On fait brûler $2,5\text{g}$ de propanol-1.

- a) Ecrire l'équation bilan de la réaction
- b) Déterminer le volume d'air nécessaire à la combustion
- c) Quel volume de dioxyde de carbone se dégage-t-il ?

Les volumes gazeux sont pris dans les CNTP

CONCOURS D'ENTREE EN PREMIERE ANNEE INGENIORAT

— oOo —
Session du 08 au 09 novembre 2005

EXERCICE I.

Première partie.

La combustion complète de 10^{-2} mol. d'un composé organique A de formule brute C_xH_yO donne 1,76 g de dioxyde de carbone et 0,9 g d'eau.

1°. Déterminer la masse molaire de A.

2°. Sachant que A est un alcool, écrire les formules développées des alcools isomères de A et préciser pour chacun d'eux le nom et la classe.

Deuxième partie.

1°. Ecrire les formules développées des alcools de formule brute C_4H_9OH et préciser pour chacun d'eux le nom et la classe.

2°. Donner les produits obtenus par oxydation ménagée de chacun des alcools précédents en indiquant leur nom et le groupement fonctionnel auquel ils appartiennent.

3°. En utilisant un excès d'oxydant, donner les produits d'oxydation obtenus avec ces mêmes alcools en indiquant leur nom et le groupement fonctionnel auquel ils appartiennent.

On donne : C = 12 ; O = 16 ; H = 1.

EXERCICE II.

On considère les solutions aqueuses suivantes :

solution A : obtenue par dissolution de 2,45 g de diacide fort H_2SO_4 dans 500 ml d'eau distillée ;

solution B : 10^{-6} mol. de dibase forte $Ca(OH)_2$ dissoutes dans 200 ml d'eau distillée ;

solution C : obtenue par dissolution de $0,25 \cdot 10^{-4}$ mol. de HCl dans un quart de litre d'eau distillée ;

solution D : 10^{-1} g de NaOH dissous dans 250 ml d'eau distillée ;

solution E : 250 ml d'eau distillée .

1°. Classer ces solutions par ordre de pH croissant.

2°. Calculer le pH de chacune des solutions suivantes :

a) 100 ml de A + 100 ml de C

b) 100 ml de A + 100 ml de E

c) 100 ml de D + 100 ml de E

d) 100 ml de D + 10 ml de A

e) 100 ml de D + 15 ml de A

On donne : S = 32 ; Na = 23 ; O = 16 ; H = 1.

EXERCICE 1 : Le bismuth $^{210}_{83}\text{Bi}$ est radioactif et émetteur β^-

- 1- Ecrire la réaction de désintégration nucléaire correspondante.
 Parmi les noyaux suivants, quel est celui qui est obtenu au cours de la désintégration ?
 $^{82}_{82}\text{Pb}$; $^{83}_{83}\text{Bi}$; $^{84}_{84}\text{Po}$; $^{85}_{85}\text{At}$; $^{86}_{86}\text{Rn}$; $^{87}_{87}\text{Fr}$;
- 2- Quelle est en MeV l'énergie libérée au cours de cette réaction ?
 $^{210}_{83}\text{Bi}$: 210,050877 u $^{209}_{82}\text{Pb}$: 209,046859 u Electron 0,000549 u
 $^{210}_{84}\text{Po}$: 210,049620 u $^{206}_{82}\text{Pb}$: 206,039957 u $u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
 Charge de l'électron en valeur absolue : $|q| = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
 Vitesse de la lumière : $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$
- 3- On part d'un échantillon de $^{210}_{83}\text{Bi}$ de masse $m_0 = 2,10 \text{ g}$. Quelle masse de $^{210}_{83}\text{Bi}$ reste-t-il au bout de 20 jours si la période de demi-vie de ce radionucléide est de 5 jours ?

EXERCICE 2 :

- 1- Calculer le pH de chacune des solutions aqueuses suivantes :
 - a) solution 0,05 N d'acide chlorhydrique (0,05 mol/litre)
 - b) solution centinormale N/100 de soude.
 - c) 25 ml de solution de NaOH 0,150 M
 - d) 25 ml de solution de NaOH 0,150 M + 5 ml d'une solution de HCl 0,100 M
 - 2- Dans 20 cm³ d'eau de chaux colorée en rouge par la phthaléine, on verse progressivement une solution décimale (N/10) d'acide chlorhydrique.
 - 3- Sachant qu'il faut verser 8 cm³ de solution d'acide pour obtenir (à une goutte près) la décoloration de la phthaléine, calculer :
 - a) la normalité de l'eau de chaux
 - b) le nombre de mole de Ca(OH)_2 par litre
 - c) la masse d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 dissoute dans un litre de cette eau de chaux.
- On donne :** $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ca(OH)}_2) = 74,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 3 : On veut préparer un litre de monoxyde d'azote (dans les conditions pour lesquelles le volume molaire vaut 24 litres) en attaquant du cuivre par une solution aqueuse diluée d'acide nitrique.

- 1- Quel est le nombre d'oxydation attribué à l'azote dans les molécules et ion suivant :
 NO , NO_2 , HNO_3 , et NO_3^- ?
- 2- Les ions nitrates NO_3^- en présence d'ions H^+ , oxydent le cuivre à l'état d'ion cuivrique Cu^{2+} ;
 simultanément ils sont réduits à l'état de monoxyde d'azote NO :
 - a) Ecrire les équations des réactions élémentaires de réduction et d'oxydation,
 - b) Ecrire l'équation qui représente le bilan de l'oxydo-réduction en appliquant la loi de conservation des atomes et la loi de conservation des charges électriques.
 - c) En déduire l'équation globale de la réaction sachant que l'attaque du cuivre par une solution d'acide nitrique donne du nitrate cuivrique $\text{Cu(NO}_3)_2$ dissous.
- 3- Calculer la masse de cuivre consommée
- 4- Quelle précaution faut-il prendre pour recueillir ce gaz ?

On donne : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$

EXERCICE 4 : On considère les monoalcools saturés de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

- 1- Donner les formules développées des différents alcools isomères correspondant à $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.
- 2- Préciser les noms et la classe des monoalcools.
- 3- On peut préparer un alcool par hydratation d'un alcène :
 - a) Quel alcène faut-il choisir pour n'obtenir que le butanol-2 ?
 - b) Ecrire l'équation de la réaction.

Toutes les 04 exercices sont obligatoires.

EXERCICE 01 :

Partie A : On prépare une solution de base faible en dissolvant une masse 0,155 g de méthylamine CH_3NH_2 dans 500 ml d'eau distillée.

- 1- Ecrire l'équation de la réaction du méthylamine avec l'eau.
 - 2- Recenser toutes les espèces chimiques présentes et calculer leurs concentrations (en mol/l) si le PH est de 11,4.
 - 3- Calculer le coefficient d'ionisation α et la valeur du PK_A du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$
- On donne : H : 1 ; C : 12 ; N : 14

Partie B : Calculer le PH de chacune des deux solutions aqueuses suivantes :

- 1- 50 ml de solution décimolaire de diacide fort H_2SO_4 + 50 ml de solution contenant 0,2g de NaOH
- 2- 50 ml d'une solution contenant 0,365 g de HCl + 75 ml de solution décimolaire de dibase forte $\text{Ca}(\text{OH})_2$. On donne : O : 16 Na : 23 Cl : 35,5

EXERCICE 02 :

Un monoalcool aliphatique saturé comporte 21,62% de sa masse en Oxygène.

- 1- Trouver sa formule brute et donner ses formules semi-développées.
- 2- Préciser pour chacune d'elles le nom et la classe.

EXERCICE 03 :

- 1- En utilisant les couples rédox, compléter et équilibrer les réactions suivantes :
 - a- $\text{KMnO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow ? \text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} \text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-$
 - b- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \longrightarrow ? \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / 2\text{Cr}^{3+} \text{CO}_2 / \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
- 2- Donner la normalité et la molarité d'une solution oxydante A contenant 2,94 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dissout dans 500 ml.
- 3- Quelle quantité d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ faut-il dissoudre dans 250 ml d'eau pour préparer une solution réductrice B, sachant qu'il a fallu verser 50 ml de la solution A pour oxyder complètement 25 ml de cette solution. On donne Cr : 52 K : 39.

EXERCICE 04 :

- 1- Combien de désintégrations α et β^- subissent le radioélément $^{241}_{94}\text{Pu}$ pour aboutir au $^{209}_{82}\text{Pb}$.
- 2- La réaction de fission de $^{235}_{92}\text{U}$ peut s'écrire :

$$^{235}_{92}\text{U} + ^1_0\text{n} \longrightarrow ^{146}_{x}\text{La} + ^{87}_{35}\text{Br} + y ^1_0\text{n}$$
 - a- Déterminer la valeur de x et y.
 - b- Calculer la perte de masse (en Kg) ainsi que l'énergie libérée correspondante (en J puis en MeV) au cours de cette réaction de fission.

On donne les masses des atomes et particules en unité de masse atomique (u.m.a) :

$^{235}\text{U} = 235,044$ $^{87}\text{Br} = 86,912$ $^{146}\text{La} = 145,943$ $^1\text{n} = 1,0087$

Célérité de la lumière $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ $1 \text{ u.m.a} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Tous les 04 exercices sont obligatoires

Exercice 1 :

- 1) L'isotope du potassium $^{40}_{19}\text{K}$ est radioactif. Il se désintègre pour donner de l'argent $^{40}_{18}\text{Ar}$.
Ecrire l'équation de cette désintégration.
- 2) La période de désintégration du nucléide $^{40}_{19}\text{K}$ est $T = 1,5 \cdot 10^9$ années. Calculer sa constante radioactive.
- 3) Pour déterminer l'âge des cailloux lunaires rapportés par les astronautes d'Apollo XI, on mesure les quantités relatives de potassium 40 (radioactif) et de son produit de décomposition : l'argon 40 (gaz) qui est en général, retenu par la roche.
Un échantillon de 1g contient $8,2 \cdot 10^{-3} \text{ cm}^3$ d'argon 40 (condition normale) et $1,66 \cdot 10^{-6} \text{ g}$ de potassium 40. En déduire l'âge des cailloux.

Exercice 2 :

Un ester A a pour formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.

- 1°) Donner toutes les formules semi-développées possibles de cet ester. Pour chaque cas, écrire la réaction d'estérification correspondante et nommer tous les composés mis en jeu.
- 2°) Soient B l'acide carboxylique et C l'alcool utilisés pour la synthèse de A. Déterminer les formules développées de A, B et C, sachant que l'oxydation ménagée de C par un excès de bichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en milieu acide conduit à B. Ecrire l'équation globale de cette oxydation.

Exercice 3 :

On dispose les quatre solutions suivantes à 25°C :

- S_1 solution aqueuse de chlorure d'ammonium NH_4Cl de concentration 10^{-2} mole/l
- S_2 solution aqueuse d'ammoniac NH_3 de concentration 10^{-2} mole/l
- S_3 solution aqueuse d' H_2SO_4 de normalité égale à 0,2N
- S_4 solution aqueuse de NaOH de concentration 4g/l

- 1°) Quel est le caractère de chaque solution ? Expliquer.
- 2°) On mélange 100 ml de la solution S_1 et 250 ml de la solution S_2 . Le pH du mélange obtenu est 9,6.
a) Ecrire les réactions chimiques mises en jeu, puis donner les espèces chimiques présentes dans le mélange
b) Calculer la concentration de chaque espèce chimique. En déduire le pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
- 3°) On mélange 10 ml de la solution S_3 et 25 ml de la solution S_4 . Quel est le pH du mélange obtenu.
Données : Masse molaire en g/mole : $\text{H}=1$; $\text{O}=16$; $\text{Na}=23$

Exercice 4 :

Un alcène linéaire présente deux stéréo-isomères A et A'. Par hydratation, l'alcène donne un seul composé oxygéné B ; et l'oxydation de 0,51 g de B nécessite 20 ml de permanganate de potassium KMnO_4 0,1 M, on obtient alors un composé organique C.

1°) Ecrire les deux demi-équations électroniques mises en jeu pour l'oxydation de B avec le permanganate de potassium KMnO_4 , puis écrire l'équation globale. En déduire pour chacun de B et C leur formule brute, leur formule développée et leur nom.

2°) Ecrire la réaction d'hydratation de l'alcène en donnant la formule développée et le nom de chacun des deux stéréo-isomères A et A'.

Données : Masse molaire en g/mole : $\text{H}=1$; $\text{O}=16$; $\text{C}=12$

Tous les 04 exercices sont obligatoires

Exercice 1 : ☒

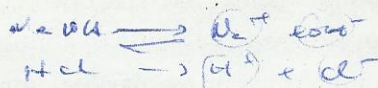
- 1) Déterminer le nombre de protons, neutrons et nucléons dans le nucléide



- 2) L'activité d'un échantillon fraîchement préparé est de $15\mu\text{Ci}$ et chute à $9\mu\text{Ci}$ au bout de 2,5 heures.
- Définir l'activité radioactive d'un échantillon.
 - Trouver la période de demi-vie du nucléide.
 - Combien d'atomes radioactifs étaient initialement présents ?

Exercice 2 :

- 1) Calculer les concentrations molaires HCl ; H_3O^+ ; Cl^- et OH^- dans une solution aqueuse qui contient 0,48 mol de HCl dans 500ml de solution.
- 2) Lors du dosage d'une solution de 25ml de NaOH 0,110M par une solution de HCl 0,150M, calculer le pH :
- Au début du dosage
 - Après l'addition de 5,0ml d'acide
 - Au point équivalent
 - Après l'addition de 10ml d'acide après le point équivalent.



On donne : masses molaires ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{Cl}) = 35,45$

Exercice 3 :

- 1) Hydrogénation de l'acétone sur cuivre vers 200°C

L'acétone est un composé organique possédant la fonction cétone et dont la molécule contient 3 atomes de carbone. On obtient un composé possédant la fonction alcool.

- Ecrire l'équation de la réaction
- Quelle est la classe de cet alcool ? Quel est son nom ?
- Comment peut-on interpréter la réaction effectuée ici ?
- Montrer que la réaction précédente est une réaction d'oxydo-réduction provenant de la combinaison de deux demi-équations redox, l'une relative au couple redox H_2/H^+ et l'autre au couple redox alcool/cétone

- 2) 3g du monoalcool primaire en C_3 sont transformées complètement par un oxydant convenable, en une certaine masse (A) du monoacide correspondant.

- Quelle est la valeur de A en grammes ?
- Quel volume d'une solution normale de soude sera nécessaire pour neutraliser exactement cette quantité d'acide ?
- Ecrire l'équation de la réaction d'estérification de l'acide A grammes par l'alcool initial.

- d) Quelle masse (E) d'ester obtiendrait-on si la réaction est complète ?
 e) E grammes de cet ester sont chauffés à l'ébullition pendant 1 heure avec 75 cm³ de soude normale. Si on admet que, au bout de ce temps, la réaction est complète, quel volume d'une solution normale d'acide sulfurique sera nécessaire pour neutraliser l'excès de soude ?

On donne : masses molaires (g.mol⁻¹) : M(C) = 12 ; M(O) = 16 ; M(H) = 1

NOTA BENE : Les parties 1) et 2) sont indépendantes

Exercice 4 :

- 1) Le permanganate de potassium KMnO₄ en milieu sulfurique agit comme oxydant.
 a) Ecrire la demi-équation redox traduisant cette propriété.
 b) Déterminer la masse de permanganate pur à introduire dans un litre de solution pour obtenir une solution decinormale.

On donne : masses molaires (g.mol⁻¹) : M(K) = 39 ; M(O) = 16 ; M(Mn) = 55

- 2) Quelle réaction parasite pourrait engendrer l'acide chlorhydrique concentré s'il était utilisé à la place de l'acide sulfurique pour acidifier la solution de permanganate précédente ?
 3) On dose une solution de permanganate de potassium à l'aide d'une solution d'acide oxalique
 a) L'acide oxalique est un diacide organique, c'est-à-dire que sa molécule contient deux fois le groupement fonctionnel acide. Sachant que cette molécule contient 2 atomes de carbone, donner la formule développée de l'acide oxalique
 b) L'acide oxalique est un réducteur qui par oxydation est transformé en gaz carbonique. Ecrire la demi-équation redox en supposant une dissociation totale des deux acidités de l'acide oxalique et en déduire la demi-équation redox correspondant au couple redox (acide oxalique/CO₂)
 c) On introduit 6,3 g d'acide oxalique cristallisé avec deux molécules d'eau dans un ballon jaugé de 1 litre que l'on complète jusqu'au trait avec de l'eau.
 Quelle est la normalité de la solution obtenue ?

Au cours du dosage, on observe que 11,2 cm³ de la solution permanganate étudiée réagissent exactement avec 20 cm³ de la solution d'acide oxalique précédente.

- d) Ecrire l'équation d'oxydo-réduction relative à ce dosage et en déduire la normalité de la solution permanganate
 e) Calculer le volume de la solution de permanganate précédente qu'il faut prélever pour constituer un litre de solution decinormale, par addition d'eau.

Les quatre (04) exercices sont obligatoires

DUREE : 02 HEURES

EXERCICE 01 : (5 points)

- 1) Donner deux des points essentiels qui différentient une réaction nucléaire d'une réaction chimique.
- 2) Un isotope du bismuth Bi, par deux désintégrations successives, la première du type β^- et la seconde du type α , donne l'isotope 206 du plomb qui est stable. Le nucléide intermédiaire est un isotope du polonium. Ecrire les équations qui traduisent ces deux désintégrations et en déduire l'isotope de Bi et celui de Po.
On donne : Pb (Z = 82) ; Bi (Z = 83) ; Po (Z = 84)
- 3) A partir de 100 g de cobalt-60, il n'en reste plus que 26,77 g après 10 ans de désintégration. En déduire la période de demi-vie du cobalt-60.
- 4) Calculer en joules l'énergie équivalente à une masse de 1 mg de matière. ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s)

EXERCICE 02 : (6 points)

- 1) Ecrire les formules développées des alcanes de formule brute C_4H_{10} et donner pour chacun d'eux le nom.
- 2) Ecrire les formules développées des alcools de formule brute C_4H_9OH et préciser pour chacun d'eux le nom et la classe.
- 3) Les 34,78 % de la masse d'un monoalcool aliphatique saturé sont constitués par de l'oxygène. Trouver la formule brute de ce composé et donner son nom.

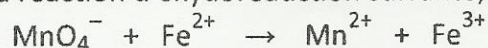
EXERCICE 03 : (5 points)

- 1) Calculer, à 25°C, le coefficient de dissociation α de l'acide benzoïque C_6H_5COOH , pour une solution aqueuse de concentration molaire $c = 0,63$ mol/L. En déduire le pH de la solution.
On donne : $K_A (C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-) = 6,3 \cdot 10^{-5}$ à 25°C
- 2) On considère une solution aqueuse A d'acide chlorhydrique HCl et une solution aqueuse B de soude NaOH. Les deux solutions A et B sont de même concentration molaire $c = 0,1$ mol / L. Calculer le pH de chacune des solutions suivantes :
 - a) la solution A ;
 - b) (50 mL de A) + (25 mL de B) ;
 - c) (50 mL de A) + (50 mL de B) ;
 - d) (50 mL de A) + (75 mL de B).

EXERCICE 04 : (4 points)

En considérant les couples redox MnO_4^- / Mn^{2+} et Fe^{3+} / Fe^{2+} :

- 1) Compléter et équilibrer la réaction d'oxydoréduction suivante, qui se passe en milieu acide:



- 2) Calculer la masse de permanganate de potassium qu'il faut dissoudre dans 250 mL d'eau pure pour préparer une solution décimolaire 0,1N de $KMnO_4$.
- 3) Calculer la masse de sulfate ferrique $Fe_2(SO_4)_3$ que l'on peut obtenir en faisant réagir 100 mL d'une solution décimolaire 0,1M de $KMnO_4$ avec une solution de sulfate ferreux $FeSO_4$ qui contient des ions Fe^{2+} suffisamment en excès et en présence d'acide sulfurique H_2SO_4 .

On donne : K = 39 ; Mn = 55 ; Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16