

ICORP ENCYCLOPEDIA

Edition 2016



L' incontournable de la préparation
au concours d'entrée à

L' ENS FILIÈRE
BIOLOGIE-CHIMIE



Cet ouvrage est la propriété intellectuelle de l'entreprise INTELLIGENTSIA CORPORATION. Il est donc régi par les lois de la propriété intellectuelle. Toute reproduction intégrale ou partielle de cet ouvrage ou d'une partie de cet ouvrage sur quelque support que ce soit est strictement interdite sans l'autorisation expresse de l'entreprise INTELLIGENTSIA CORPORATION. Tout intervenant s'expose à des poursuites judiciaires pouvant donner lieu à des sanctions d'ordre pénale.



Dédicaces

Cet ouvrage est dédié à toutes les personnes qui ont obtenu leur admission dans les grandes écoles scientifiques, d'ingénierie et de médecine du Cameroun avec le concours de près ou de loin de la maison INTELLIGENTSIA CORPORATION. Vous faites notre fierté car vous êtes la preuve que tout le monde peut y arriver...

Note de l'équipe I-CORP

Chers(ères) élèves, Arrêtez de vous fier à ceux qui disent et ou pensent que vous n'êtes pas capables de grand-chose ; le seul fait d'être rentré en possession de cet ouvrage montre, à n'en point douter, combien ambitieux vous pouvez être.

Vous avez porté votre choix sur une Ecole d'ingénierie, cet ouvrage est vôtre ; mais là commence votre « calvaire ». Votre intellect sera en effet soumis à toutes formes de difficultés des plus basiques aux plus affinées.

Notre ultime objectif est de vous faire comprendre que vous partez sur le même pied d'égalité que n'importe quel élève du même niveau académique que vous. La différence résidera en ce que vous aurez su prendre l'ascendant psychologique sur le reste de vos camarades au jour du concours.

La Motivation, le sens du Sacrifice et de l'effort, le Don de soi-même, l'Abnégation à toutes épreuves, l'Endurance devant l'adversité, l'Humilité sont les qualités que vous devrez posséder pour atteindre vos ambitions les plus folles quel que soit le domaine dans lequel vous aurez décidé de vous lancer. Il peut arriver que vous buttiez sur des difficultés apparemment insurmontables, le plus important sera alors de savoir vous rapprocher de la source « idéale » pour avoir de plus amples éclairages.

Dès à présent commencez ou continuez à croire en vous et en votre potentiel sans toutefois cédé aux diverses pressions. « A tes résolutions répondra le succès ; Sur tes sentiers brillera la lumière. »

Votre motivation se doit d'être canalisée par les citations et conseils que regorge cet ouvrage. Prenez donc le temps en introduction de chaque sous-partie d'en analyser la signification.

E-mail : infos@intelligentsiacorporation.com

site Web : www.intelligentsiacorporation.com

Tel : 671 83 97 97

698 22 22 77

L'équipe **INTELLIGENTSIA CORPORATION**

Remerciements

Parce qu'ils ont été présents depuis la conception jusqu'à la version actuelle en passant par les nombreuses mises à jour de cet ouvrage et aussi et surtout par devoir de conscience nous tenons à remercier tous ceux qui y ont activement participé de près ou de loin par leurs conseils ou par leurs actions. Ceux sont entre autres et sans être exhaustifs :

- **William Wamba**, *président du conseil d'administration du groupe intelligentsia corporation.*
- Le directeur des affaires académiques du groupe intelligentsia corporation en la personne de **Noula Gires**, *élève-ingénieur en cinquième année génie mécanique à l'ENSP* pour la coordination et l'élaboration de ce livre ;
- Au groupe **As_TE_X édition** pour l'édition de qualité de ce document sous la coordination de : (**Tchonang, Ngansob, Kana ...**)
- Les enseignants de la FGI qui nous ont soutenus dans l'élaboration des corrigés ;
- Les élèves-ingénieurs de l'ENSP et l'ensemble des enseignants du groupe INTELLIGENTSIA CORPORATION
- La direction technique du groupe INTELLIGENTSIA CORPORATION
- La direction générale du groupe INTELLIGENTSIA CORPORATION conseil d'administration du groupe INTELLIGENTSIA CORPORATION

Préface

L'orientation académique et socio-professionnelle est une question de taille pour le jeune camerounais. Dans la situation de « flou » général observée, il est très difficile pour le jeune qui se pose sérieusement la question « que vais-je devenir après le bac ? » De facilement trouver ses repères. Et pour cause :

- Une transition pour la plus part absente du secondaire au supérieur ;
- La faiblesse, voir le manque d'informations relatifs à une orientation solide ;
- L'ignorance générale de ce qu'est un concours et de comment s'y prendre pour le réussir ;
- La nécessité d'obtention de documents solides et complets préparant l'élève dans les aspects les plus importants ;
- En dernier lieu la corruption jusque-là déplorée dans notre pays, qui met en avant comme critère de réussite les capacités financières et relationnelles de la famille du candidat et non ses aptitudes.

Pour ce dernier cas, il est à noter c'est une voie très risquée qui se solde pour beaucoup par un échec lamentable, mais aussi que, pour le bonheur de tous, les meilleurs n'ont jamais besoin de suivre cette voie. Une solution, faire ressortir le meilleur qui sommeille en chaque individu.

C'est le but que c'est donnée l'entreprise **INTELLIGENTSIA CORPORATION**, depuis plus de cinq ans déjà leader de l'orientation professionnelle et de la préparation aux concours d'entrée dans les grandes écoles scientifiques au Cameroun.

Pour une meilleure préparation individuelle des apprenants, elle a mis sur pied la collection **ICORP- ENCYCLOPEDIA** qui est un document indispensable à la préparation aux concours. En effet, elle propose des cours, des explications pratiques, des méthodes prouvées pour booster les résultats, un grand nombre de sujets corrigés des dernières années de presque tous les concours d'entrée dans les grandes écoles au Cameroun.

C'est ainsi que dans cette collection, on distinguera :

- Le « **PI** », guide de référence pour la préparation du concours d'entrer à l'École Nationale Supérieure Polytechnique de Yaoundé (ENSP)
- L' « **I-BRAIN** », guide de référence pour la préparation du concours commun d'admission aux études médicales ;
- Le « **SIGMA** », guide de référence pour la préparation du concours d'entrée à l'École Nationale Supérieure des Travaux Publics (ENSTP)
- L' « **EPSILON** », guide de référence pour la préparation du concours d'entrée à l'École de Géologie et d'Exploitation Minière (EGEM)
- Les « **ITORE-MATH, ITORE-PHYS, ITORE-CHIM, ITORE-BIO** » qui sont des guides pour l'entrée aux différentes filières scientifiques de l'École Normale Supérieure (ENS)
- Et pleins d'autres (**ICORE (ENSPT), THE ROAD TO FASA (FASA), THETA (FGI), ...**)

Cette dernière édition de la collection ICORP-ENCYCLOPEDIA n'aura pas fini de surprendre, tant dans la diversité des secrets qu'elle met à la disposition des étudiants que dans la facilité de manipulation. Une nouvelle configuration des ouvrages, une mise en page actualisée et une réédition des équations, figures et citations en début de partie en améliorent convivialité, lisibilité et donc compréhension

Nous avons proposé des éléments de solutions pour ces sujets notamment. Pour éviter que le lecteur ne tombe dans la facilité, nous recommandons aux candidats de se mettre dans les conditions d'examen pour traiter ces sujets sachant que chaque épreuve a une durée limitée.

C'est un nouveau concept qui s'offre au candidat, qui n'a plus devant lui un ramassis d'épreuves disposés souvent de façon hasardeuse où il est très difficile de se retrouver et où on a de la peine à lire les images.

Chaque document de cette collection est un tout en soit, conçu pour faciliter la navigation des candidats et pour rendre les sujets aussi clairs que possible. Chaque épreuve s'inscrit dans une logique comme faisant partie d'un tout, où chaque exercice a une numérotation globale pour sa partie avec juxtaposé à lui le numéro de la page où se trouve la correction. Ainsi, plus besoin de trop se fatiguer, où même de s'inquiéter.

Sommaire

1	Résumé de cours	11
Chapitre 1	La matière	13
1	Mélanges homogènes et hétérogènes	13
2	Définitions des termes	13
Chapitre 2	L'atome	15
1	Les constituants de l'atome	15
2	Structure électronique des atomes	16
3	La classification périodique des éléments	17
Chapitre 3	L'atome	19
1	Etats de la matière	19
2	Etat Gazeux	19
Chapitre 4	Cinétique Chimique	23
1	Vitesse de réaction	23
2	facteurs cinétiques	24
3	Influence des concentrations sur la vitesse : ordre d'une réaction	25
4	Influence de la température sur la vitesse d'une réaction : loi d'Arrhenius	28
Chapitre 5	Equilibre Chimique	29
1	Introduction	29
2	Lois qualitatives concernant un équilibre chimique	29
3	Lois quantitatives concernant les équilibres chimiques : loi d'action de masse	30
Chapitre 6	Les réactions acido-basiques	33
1	Le pH	33
2	Calcul du pH d'une solution acide ou basique	33

3	Les mélanges acide-base conjugués	35
4	Les solutions tampons	36
5	Les ampholytes	36
6	dosage acido-basique	38
Chapitre 7 Oxydoréduction basiques		39
1	Définition des termes	39
2	Nombre d'oxydation	39
3	Réaction d'oxydoréduction et titrage	40
4	La pile	41
2	Biologie (Yaoundé)	43
5	ENS 2004	45
6	ENS Yaoundé 2005	57
7	ENS Yaoundé 2006	59
8	ENS Yaoundé 2007	61
9	ENS Yaoundé 2008	63
10	ENS Yaoundé 2010	65
11	ENS 2012	66
3	Chimie(Yaoundé)	69
12	ENS 2008-2009	71
13	ENS 2010	73
14	ENS 2011	77
15	ENS Yaoundé 2012	79
4	Physique(Yaoundé)	81
16	ENS Yaoundé(2008-2009)	83
17	ENS 2010(Yaoundé)	85
18	ENS Yaoundé(2011)	87
19	ENS Yaoundé 2012	89
5	Cimie (Maroua)	93
20	ENS Chimie(Maroua 209)	95
21	ENS Chimie(Maroua 2010)	97
22	ENS Chimie(Maroua 2011)	99

6	Physique(Maroua)	101
23	ENS Chimie(Maroua 2009)	103
24	ENS Chimie(Yaoundé)	105
25	ENS Chimie(Maroua 2011)	107
7	Corrigé Biologie Yaoundé	109
26	ENS Chimie 2005(Corrigé)	111
27	ENS Yaoundé 2006	113
28	ENS Yaoundé 2007(Corrigé)	117
29	ENS Biologie 2008(Corrigé) de Chimie	119
30	ENS Yaoundé 2010(Corrigé)	122
31	ENS Biologie : Corrigé(Yaoundé 2012)	125
8	Chimie Yaoundé(Corrigé)	127
32	ENS 2008–2009	129
33	ENS 2010	133
34	ENS 2011	136
35	ENS Yaoundé 2012	138
9	Physique(yaoundé)	143
36	ENS Yaoundé(2008-2009)	145
37	ENS 2010(Yaoundé)	148
38	ENS Yaoundé(2011)	152
39	ENS Yaoundé 2012	155

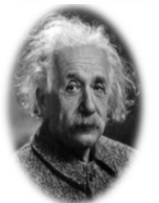
Partie

1

RÉSUMÉ DE COURS

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

Albert Einstein



1 - Mélanges homogènes et hétérogènes

La matière se présente le plus souvent sous forme d'un mélange dans un des trois états physiques : Solides liquides ou gazeux, ou éventuellement une combinaison de ces états.

Elle peut constituer un système hétérogène ou homogène. Un mélange de gaz est un système homogène et une pierre est un système hétérogène. Un mélange homogène est un mélange dans lequel toutes les particules ont les mêmes propriétés.

Un mélange hétérogène est un mélange de plusieurs phases homogènes.

2 - Définitions des termes

- 1** Corps pur : c'est un corps composé d'une même espèce de matière. Il existe 2 types de corps purs : les corps purs simples et les corps purs composés
- 2** Corps simple : c'est un corps qui ne peut pas être obtenu à partir d'un autre corps et qui ne peut pas être transformé en un autre corps .Exemple : H_2 , O_2 , Cl_2
- 3** Corps composé : c'est un corps qui peut s'obtenir à partir de corps simple et qui se transformer en d'autres corps simples. Exemple : NH_3 , H_2O , CH_4
- 4** Mélange : c'est un corps composé de plusieurs corps purs.
- 5** Molécule : c'est la plus petite particule d'un corps pur que l'on puisse concevoir sans détruire ce corps pur.
- 6** L'atome : c'est la plus petite particule d'un corps simple que l'on puisse concevoir sans le corps simple
- 7** Une mole : est le nombre d'atome présent dans 12g de Carbone 12. Ce nombre est appelé Nombre d'Avogadro $\mathcal{N} = 6,023 \times 10^{23}$.
- 8** La Masse molaire : est la masse d'une mole de molécule constituant un corps pur.

La mole est l'une des 7 unités de base du système international. Les entités constituantes d'une mole doivent être toujours définies, elles peuvent être des électrons, des ions, des atomes, des molécules.

1 - Les constituants de l'atome

L'atome est constitué d'un noyau autour duquel gravitent des électrons, on parle de cortège électronique.

1.1 Le noyau

Le noyau d'un atome est constitué de particules appelés Nucléons : il s'agit des protons et des neutrons.

1.1.1 Le proton

Le proton porte une charge élémentaire positive e . Chaque noyau possède Z protons le noyau a donc une charge positive $+Ze$

1.1.2 Le neutron

Un neutron a une masse sensiblement égale à celle du proton et est électriquement neutre. Pour un élément donné, le nombre de proton est fixé mais le nombre de neutrons peut varier. Il est donné par $N = A - Z$.

1.2 Les électrons

L'atome est électriquement neutre la charge électrique d'un électron est $-e$. Il y'a donc Z électrons dans l'atome d'un élément donné.

	protons	Neutrons	Electrons
Masses (kg)	$1,672.10^{-27}$	$1,675.10^{-27}$	$9,110.10^{-31}$
Charge (c)	$+1,602.10^{-19}$	0	$-1,602.10^{-19}$

a. Ions : c'est un atome ou un gaz ou un groupe d'atome ayant perdu (cation) ou gagné (anion) un ou plusieurs électrons.

b. Isotones : ce sont des nucléides dont les nombres de neutrons sont identiques.

Exemple



c. Isobares : ce sont des nucléides de numéro atomiques différents mais dont les nombres de masses sont identiques.

Exemple



d. Isotopes : Ce sont des atomes caractérisés par le même numéro atomique Z et des nombre de nucléons A différents. Ils diffèrent aussi par le nombre de leurs neutrons.

Exemple



2 - Structure électronique des atomes

2.1 Principes fondamentaux

2.1.1 Principes de stabilité

Les électrons se placent le plus près possible du noyau l'atome est alors dans son état fondamental, sa stabilité maximale ce qui correspond à l'énergie la plus basse possible.

2.1.2 Principes d'exclusion de pauli

Dans un atome, deux électrons ne peuvent avoir leurs 4 nombres quantiques identiques.

2.2 Nombres quantiques

2.2.1 Nombre quantique principal : n

Le nombre quantique n est un entier naturel non nul ; il définit la couche électronique.

- a. à $n = 1$ correspond à la couche K
- b. à $n = 2$ correspond à la couche L
- c. à $n = 3$ correspond à la couche M
- d. à $n = 4$ correspond à la couche N

2.2.2 Nombre quantique azimutal : l

Parmi les états définis par n , on distingue les états définis par l .

l prend les valeurs comprises entre 0 et $n - 1$ et définit la sous couche électronique.

- a. $l = 0$ sous couche s $2e^-$
- b. $l = 1$ sous couche p $6e^-$
- c. $l = 2$ sous couche d $10e^-$

d. $l = 3$ sous couche f $14e^-$

e. $l = 4$ sous couche g $18e^-$.

2.2.3 Nombre quantique magnétique

m prend toutes les valeurs comprises entre $-l$ et $+l$ $-l \leq m \leq l$.

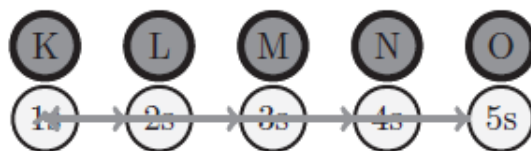
2.2.4 Nombre quantique de spin

Pour faire respecter le principe d'exclusion de Pauli, il faut introduire le nombre quantique de spin. Il ne peut prendre que les valeurs $-1/2$ et $+1/2$.

Les 4 nombres quantiques définissent complètement un électron.

2.2.5 Représentation de la structure électronique d'un atome.

L'ordre de remplissage des orbitales est donnée par le tableau de Klechkowski



Exemple

phosphore : ($Z=15$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Titane : ($Z=22$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

2.3 Structure électronique des ions

Pour les cations la règle est que ce sont en général les électrons de la dernière couche qui disparaissent

Exemple

N_a^+ ($Z=11$) $1s^2 2s^2 2p^6$

T_i^{2+} ($Z=22$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$

T_i^{4+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Pour les anions, il suffit d'ajouter les électrons correspondant au nombre de charges élémentaires négative

Exemple

l'ion F^- ($Z=9$) $1s^2 2s^2 2p^6$

3 - La classification périodique des éléments

3.1 Principe de la classification actuelle

La présentation actuelle de la classification périodique dérive de celle de Mendeleïv. Les éléments sont classés par ordre croissant du numéro atomique Z .

3.2 Description de la classification périodique des éléments

Nous distinguons essentiellement : des lignes horizontales appelées période dans lesquelles les éléments sont classés de gauche à droite selon l'ordre croissant du numéro atomique Z . Des colonnes verticales qui correspondent à des groupes chimiques. Les éléments définis par une même colonne ont les configurations électroniques de leurs couches externes identiques.

3.2.1 Description succincte des périodes

La première période correspondant au remplissage de la couche $K(n = 1) 1s^2$ (2 éléments)

La 2^{ème} période couche $L(n = 2) 2s^2 2p^6$ (8 éléments)

La 3^{ème} période couche $M(n = 3) 3s^2 3p^6$ (8 éléments)

La 4^{ème} période elle correspond au remplissage des sous couches $4s^2 3d^{10} 4p^6$ (18 éléments).

3.2.2 Description succincte des colonnes

1^{ère} colonne famille des alcalins la couche externe est représentée par la sous couche s à un électron

- a. 2^{ème} colonne ns^2 famille des alcalino-terreux
- b. 16^{ème} colonne $ns^2 np^4$ famille des chalcogènes
- c. 17^{ème} colonne $ns^2 np^5$ famille des halogènes
- d. 18^{ème} colonne $ns^2 np^6$ famille des gaz nobles.

1 - Etats de la matière

La très grande majorité des corps purs peut se trouver dans les trois états physiques : gazeux, liquide, solide. Les passages d'un état à un autre sont définis de la façon suivante :

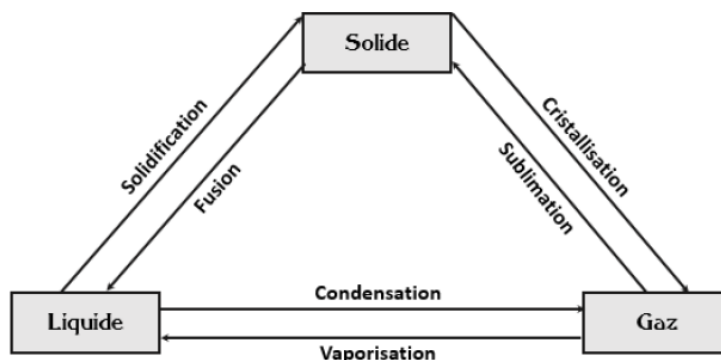
2 - Etat Gazeux

L'état gazeux est l'état le plus simple de la matière

2.1 Principales lois physiques du gaz parfait

- 1 **Loi de Boyle-Mariotte** A température constante, le volume d'un gaz est inversement proportionnel à sa pression $V \propto 1/P$ à T constant.
- 2 **Loi de Gay Lussac** A pression constante, le volume occupé par un gaz est proportionnel à la température absolue (degré Kelvin) $V \propto T$ à P constant
- 3 **Hypothèse d'Avogadro-Ampère**

Dans les mêmes conditions de température et de pression, le volume V d'une mole d'un gaz est le même quel que soit la nature du gaz. $V \propto n$



L'équation des gaz parfaits permet de regrouper toutes les variables d'états du gaz : pression (p) volume (V) nombre de mole (n) et température (T)

On a $V \propto 1/P$; $V \propto T$; $V \propto n$. ces trois relations conduisent à l'équation d'état des gaz parfait $PV = nRT$. L'utilisation de cette équation dans la pratique nécessite beaucoup de rigueur.

- Si P est en Pa , V en m^3 , T en kelvin $R = 8,314 J.mol^{-1}K^{-1}$
- Si P est en Atm , V en L , T en kelvin $R = 0,082 Atm.L.mol^{-1}K^{-1}$, $1 Atm = 1,013 \times 10^5 Pa$

2.1.1 Notion de pression partielle



Définition

Pression partielle

La pression partielle d'un gaz est la pression qu'aurait ce gaz s'il occupait seul le volume considéré.

La pression totale d'un mélange gazeux est égale à la somme des pressions partielles P_i de tous les constituants gazeux de ce mélange. $P = \sum P_i$

Les lois sur les gaz parfaits sont applicables aux pressions partielles des gaz.

$$P_i V_i = n_i R T$$

Pour les mélanges de gaz, on utilise également les expressions quantitatives suivantes :

- **Fraction molaire**

C'est le rapport du nombre de moles d'un gaz au nombre total de moles de gaz : $X_i = n_i/nT$ On n'admet que la somme des fractions molaires est égale à l'unité $\sum X_i$

- **Composition centésimale en volume ou pourcentage en volume du gaz considéré**

Soit V le volume total du mélange gazeux et V_i le volume du gaz i on a $V = \sum V_i$

Le pourcentage en volume de chaque gaz est $\%V = V_i/V \times 100$ Comme l'équation des gaz parfaits est appliquée à chaque gaz, on a :

- **Masse volumique ρ**

C'est le rapport de la masse au volume de gaz $\rho = m/V$

- **Densité**

Elle est donnée par la relation : $d = \frac{\rho}{\rho_{air}}$ ou $d = \frac{l}{k}$

2.2 L'état liquide et les solutions

L'état liquide est un état condensé de la matière. Les molécules qui le constitue sont dans un état désordonné en mouvement tout en étant en contact cette cohésion étant assurée par des forces intermoléculaires.



Définitions

Une solution

Une solution est un corps dissout dans un liquide.

Le liquide qui dissout s'appelle solvant ; la substance dissoute s'appelle soluté. Si le solvant est l'eau, c'est une solution aqueuse. Quantitativement, une solution es généralement défini par sa concentration qui peut s'exprimer de diverses manières.

2.2.1 Concentration

1 concentration en mole rapportée par un volume

a. Molarité ou concentration molaire ($mol : L^{-1}$ ou M)

C = nombre de mole de soluté/nombre de litre de solution. $C = n/V$

b. Normalité N = nombre de mole de l'espèce régissante/nombre de litre de solution ($molde.../L$) $N = x.C$

Ou x représente le nombre de charges échangés au cours de la réaction

2 Concentrations en mole rapportée à une masse

a. Moralité (mol/Kg)

C_m = nombre de mole de soluté/nombre de kg de solvant. $C_m = \frac{n_i}{m_s}$

3 Concentrations en masse rapportée à un volume

a. Concentration pondérale (g/l)

P = masse de soluté/nombre de litre de solution $P = m/V$ ou $P = C \times M$.

C : Concentration molaire et M : masse molaire

la dilution est égale à l'inverse de la concentration

4 Unités biologiques

a. L'équivalent-gramme

$$\text{nbre d'eq-g/l} = \frac{\text{nombre de mole de l'espce} \times \text{nombre de charges}}{\text{nombre de litre de solution}}$$

b. Le titre pondéral

$$P = E \times N$$

E : équivalent-gramme = M du composé/nombre de charge échangées

N : normalité

c. Pourcentage massique

$$\% m = \frac{P}{(P + 1000) \times 1000} \approx 0,1P$$

P : titre pondéral

L'équivalent-gramme est :

- La quantité d'une substance qui fait échanger une mole de proton dans les réactions acido-basique
- La quantité d'une substance qui fait échanger une mole d'électron dans les réactions redox.

L'état solide

C'est un état ne sera pas étudié dans le cadre de notre préparation.

Exercice d'application

Soit le dosage redox d'une solution de permanganate ($V=13,4\text{mL}$) par une solution d'oxalate. ($15\text{mL } C=0,53\text{g/L}$)
Calcul de :

- 1 Concentration équivalente de la solution d'oxalate $N_1 = C_1/E_1 = 5,76\text{Eq} - \text{g/L}$
- 2 Concentration équivalente de la solution de permanganate $N_1V_1 = N_2V_2N_2 = 0,0064\text{Eq} - \text{g/L}$
- 3 Concentration pondérale de la solution de permanganate $C_2 = E_2N_2 = 0,18\text{g/L}$
- 4 Concentration molaire de la solution d'oxalate $M_1 = N_1/x = 0,00035\text{mol/L}$
- 5 Concentration molaire de la solution de permanganate $M_2 = N_2/x = 0,012\text{mol/L}$

Exercice d'application

Pour un dosage d'oxydoréduction, un étudiant met une solution de KM_nO_4 (0,03% de masse) dans la burette et 20mL d'une solution acidifiée de sel de mohr dans l'erenmeyer Calculer la normalité de KM_nO_4 .

1 - Vitesse de réaction

1.1 définition de la vitesse d'une réaction

La vitesse volumique V d'une réaction chimique ou simplement vitesse de réaction est définie à partir de l'avancement x de la réaction et du volume V du système chimique au sein duquel se déroule la réaction. Elle est donnée par la relation :

$$V = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$

L'expression dx/dt représente la dérivée par rapport au temps de la fonction avancement. Géométriquement, sa valeur en un point donné est la pente de la tangente de la courbe en ce point.

1.2 Détermination graphique d'une vitesse de réaction

Pour déterminer la valeur d'une vitesse de réaction, il faut savoir comment varie l'avancement en fonction du temps, soit sous forme d'un tableau descriptif, soit sous forme d'une fonction $x(t)$.

1.3 Détermination de la vitesse de la réaction à partir d'une concentration

1.3.1 Utilisation de l'avancement

$x = nA = V \cdot [A]$ La vitesse de la réaction s'écrit :

$$\begin{aligned} v &= \frac{1}{V} \times \frac{dx}{dt} = \frac{d(V[A])}{dt} \\ &= \frac{V}{V} \times \frac{d[A]}{dt} \\ v &= \frac{d[A]}{dt} \end{aligned}$$

Ce calcul est valable si le volume du système chimique reste constant.

1.3. 2 Relation entre v et la variation de la concentration d'un réactif.

Soit l'équation : $\alpha A + \beta B \rightarrow \mu C + \delta D$ on a :

$$\begin{aligned} v &= \frac{1}{V} \times \frac{dx}{dt} \\ &= -\frac{1}{\alpha} \cdot \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{\beta} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{\mu} \cdot \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{\delta} \cdot \frac{d[D]}{dt} \\ v &= \frac{1}{\alpha} v_a = \frac{1}{\beta} v_b = \frac{1}{\mu} v_c = \frac{1}{\delta} v_d \end{aligned}$$

Avec :

v_a la vitesse de disparition de l'espèce A

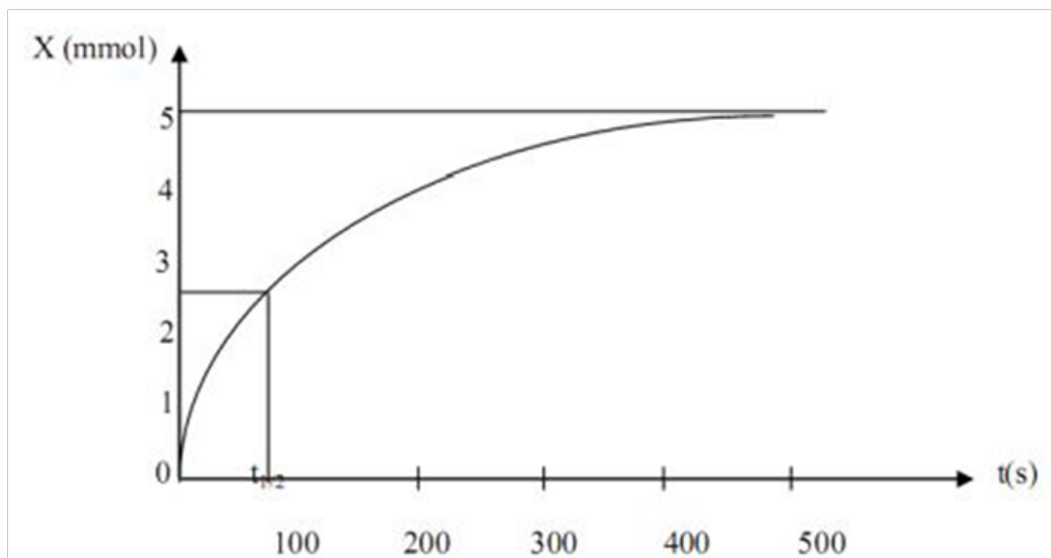
v_b la vitesse de disparition de l'espèce B

v_c la vitesse de formation de l'espèce C

v_d la vitesse de formation de l'espèce D

1.4 Temps de demi-réaction.

Le temps de demi-réaction notée $\tau_{1/2}$ est la durée nécessaire pour que l'avancement soit parvenu à la moitié de sa valeur finale.



On obtient $\tau_{1/2} = 100s$

2 - facteurs cinétiques

Un facteur cinétique permet de modifier la vitesse d'une transformation chimique.

2.1 La température

En général, plus la température augmente plus la vitesse de la réaction augmente l'avancement final est alors rapidement atteint.

2.2 concentration des réactifs

Généralement, plus la concentration des réactifs est élevée, plus la vitesse de la réaction est grande.

2.3 La catalyse



Définitions

On appelle catalyseur toute substance capable d'augmenter la vitesse d'une réaction chimique sans apparaître dans les équations bilan

Il existe trois types de catalyses :

- on dit que la catalyse est hétérogène si le catalyseur est dans une phase différente de celle des réactifs.
- On dit que la catalyse est homogène si le catalyseur est dans la même phase que les réactifs.
- On dit que la catalyse est enzymatique si elle fait intervenir une enzyme (protéine).

3 – Influence des concentrations sur la vitesse : ordre d'une réaction

Considérons la réaction générale suivante : $\alpha A + \beta B \rightarrow \mu C + \delta D$

Pour cette réaction, l'expérience montre que l'on peut en général, mettre la vitesse de la réaction sous la forme $V = K[A]^p[B]^q$

K est une constante appelée constante de vitesse et ne dépend que de la température. p est l'ordre partiel de la réaction par rapport à A et q est l'ordre partiel de la réaction par rapport à B .

$(P + q)$ est l'ordre total de la réaction.

- Si $p = 1$, on dit que la réaction est d'ordre 1 par rapport au réactif A
- Si $p = 2$ la réaction est d'ordre 2 par rapport à A
- Si $P = 0$ la réaction est d'ordre 0 par rapport à A

3.1 Réaction d'ordre 1 par rapport a un réactif.

3.1.1 Expression de la vitesse

D'après la définition de l'ordre 1 on peut écrire $V = K[A]^1$ en admettant que les autres réactifs n'interviennent pas dans la cinétique du réactif.

3.1.2 Relation $c = f(t)$

$$\begin{aligned}
 V = K[A] \quad \text{Or} \quad V = -\frac{d[A]}{dt} &\Rightarrow -\frac{d[A]}{dt} = K[A] \quad \text{Posons} \quad [A] = C \\
 &\Rightarrow \frac{dC}{dt} \rightarrow \int \frac{dC}{dt} = \int -K dt \\
 &\Rightarrow \ln C = -Kt + \text{cte} \quad \text{à } t=0, C = C_0, \text{cte} = \ln C_0 \\
 &\Rightarrow \ln C - \ln C_0 = -Kt \rightarrow \ln \frac{C}{C_0} = -Kt \\
 &\Rightarrow \frac{C}{C_0} = e^{-Kt} \rightarrow C = C_0 e^{-Kt}
 \end{aligned}$$

3.1.3 Détermination de la constante de vitesse

La relation $C = C_0 e^{-Kt}$ peut s'écrire encore $-\ln \frac{C}{C_0} = Kt$

Si nous représentons $\ln \frac{C}{C_0}$ en fonction de t , nous obtenons une droite dont la pente est K

Réciproque : si on obtient une droite en représentant $-\ln \frac{C}{C_0} = f(t)$, alors la réaction est d'ordre 1.

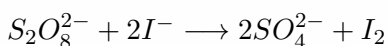
3.1.4 Temps de demi-réaction

On appelle temps de demi-réaction le temps ou bout duquel la concentration du réactif atteint la moitié de sa valeur initiale. D'après cette définition, $t = T_{1/2}$ pour

$$\begin{aligned}
 C &= \frac{C_0}{2} \\
 \Rightarrow \frac{C_0}{2} &= C_0 e^{-Kt} \Rightarrow \ln 2 = -KT_{1/2} \\
 \Rightarrow T_{1/2} &= \frac{\ln 2}{K} \quad K(s^{-1})
 \end{aligned}$$

3.1.5 Expression de réaction d'ordre 1

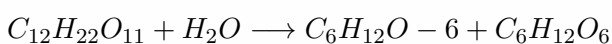
- Réaction entre les ions peroxydisulfate et les ions iodures



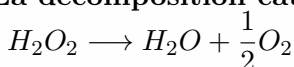
Ce réactif est d'ordre 1 par rapport aux ions peroxydisulfate, donc :

$$S_2O_8^{2-} = S_2O_8^{2-} \times e^{-Kt}$$

- L'hydrolyse du saccharose



- La décomposition catalytique de l'eau oxygénée.



3.2 Réaction d'ordre 2 par rapport à un réactif

2.1 Expression de la vitesse

$$V = K[A]^2 \longrightarrow V = -\frac{d[A]}{dt} \cdot [A] = C$$

$$\Rightarrow -\frac{dC}{dt} = KC^2$$

3.2.2 Relation $c = f(t)$

$$\int -\frac{dC}{C^2} = Kdt \Rightarrow \frac{1}{C} = Kt + cte$$

$$\text{à } t = 0, C = C_0 \Rightarrow \frac{1}{C_0} = cte$$

$$\Rightarrow \frac{1}{C} = \frac{1}{C_0} + Kt \Rightarrow \frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} = Kt$$

3.2.3 Détermination de K

Si on trace la courbe donnant $\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0}$ en fonction du temps. On obtient une droite de pente K .

Réciproquement Si on obtient une droite en représentant la fonction $\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} = f(t)$. alors la réaction est d'ordre 2 par rapport au réactif considéré.

3.2.4 temps de demi-réaction

$$t = T_{1/2} \text{ pour } C = \frac{C_0}{2}$$

$$\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} = KT_{1/2} \Rightarrow \frac{2}{C_0} - \frac{1}{C_0} = KT_{1/2}$$

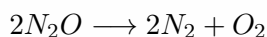
$$\Rightarrow \frac{1}{C_0} = KT_{1/2} \Rightarrow T_{1/2} = \frac{1}{C_0 K}$$

3.2.5 Exemple de réaction d'ordre 2

- La décomposition de l'éthanal en phase gazeuse à chaud



- La décomposition de l'oxyde d'azote.



3.3 les réactions d'ordre 0

Ces réactions sont très rares

$$V = K[A]^0 \text{ avec } [A]^0 = 1$$

$$\Rightarrow V = K \Rightarrow -\frac{dC}{dt} = K \Rightarrow \int dC = \int -Kdt$$

$$\Rightarrow C = -Kt + cte \text{ à } t = 0, cte = C_0 \Rightarrow C = C_0 - Kt$$

- **Détermination de K**

Si on représente la fonction $C = C_0 - Kt$ on obtient une droite de pente négative $-K$.

- **Temps de demi-réaction**

$$C = C_0 - Kt \Rightarrow T_{1/2} = \frac{C_0}{2K} \quad K(\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1})$$

Exemple

La décomposition catalytique de l'ammonium en présence du tungstène $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$

Ou l'oxydation du dioxyde de soufre sur la mousse de platine $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$

4 — Influence de la température sur la vitesse d'une réaction : loi d'Arrhenius

Nous avons montré plus haut que la constante de vitesse dépendait quelque soit l'ordre de la température. Arrhenius à l'issue de très nombreuses études expérimentales a établi entre K et la température du milieu réactionnel.

$$\frac{d \log K}{dT} = \frac{E}{RT^2} : \quad \text{C'est la loi d'Arrhenius}$$

Par intégration, on a :

$$\begin{aligned} \frac{d \log K}{dT} = \frac{E}{RT^2} &\Rightarrow \int d \log K = \int \frac{E}{RT^2} dT \\ &\Rightarrow \log K = -\frac{E}{RT} + cte \quad \text{à } t=0, \text{ on a } K = K_0 \\ &\Rightarrow \log K_0 = cte \Rightarrow \log \frac{K}{K_0} = -\frac{E}{RT} \\ &\Rightarrow \frac{K}{K_0} = e^{E/RT} \Rightarrow K = K_0 e^{E/RT} \end{aligned}$$

K : constante de vitesse

T : température absolue (K)

R : constante des gaz parfaits

E : énergie d'activation

$K_0 = A =$ constante d'intégration

Ainsi on peut écrire $K = Ae^{-E/RT}$

1 - Introduction

Certaines réactions chimiques peuvent être considérées comme totales par exemple la réaction en solution aqueuse :
 $(H^+, Cl^-) + (N_a^+, OH^-) \longrightarrow N_a^+ + Cl^- + H_2O$

Dans ce cas, l'avancement final est égal à l'avancement maximal. $X_f = X_{max}$ Cependant de très nombreuses réactions chimiques ne sont pas totales donc leur avancement final X_f est différent de l'avancement maximal X_{max} . De telles réactions peuvent se dérouler dans les deux sens. Leur sens dépend des conditions initiales imposées aux systèmes chimiques.

Ainsi, si l'équation associée est $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

On définit le quotient de réaction par la relation suivante :

$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

Où $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ sont les valeurs des concentrations exprimées en $mol : L^{-1}$; Q_r est sans unité.

2 - Lois qualitatives concernant un équilibre chimique

2.1 Facteurs définissant un équilibre chimique

Les facteurs qui ont une influence qualitative sur un système en équilibre chimique sont : **La température, la pression, concentration molaire et la pression partielle.**

2.2 Loi générale

Toute modification d'un facteur d'un équilibre chimique réversible provoque si elle se produit seule un déplacement de l'équilibre dans un sens qui tend à s'opposer à la variation du facteur considéré.

2.2.1 Loi de Vant'Hoff : Influence de la température

- Une élévation de la température provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens de la réaction endothermique.
- Un abaissement de la température provoque le déplacement de l'équilibre dans un sens de la réaction exothermique.

Exemple

- $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \quad \Delta H = -92,4 \text{ KJ}$
Dans quel sens se déplace l'équilibre si on élève la température R : sens 2
- Quel est l'effet d'une élévation de la température dans une réaction d'estérification ?
 R : $\Delta H = 0 \Rightarrow$ aucun effet.

2.2. 2 loi de Le Chatelier : influence de la pression

- Une augmentation de la pression provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens qui diminue le nombre total de molécule gazeuse.
- Une diminution de pression provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens qui augmente le nombre total de molécule gazeuse.

Exemple

- Quel est l'effet de la variation de la pression sur la réaction de synthèse de l'ammoniac.
 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
→ si P augmente R : sens 1
→ si P diminue R : sens 2
- quel est le sens de variation de la pression sur la réaction $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
 R : aucun effet

2.2. 3 influences de la concentration ou de la pression partielle.

- Une augmentation de la pression partielle ou de la concentration d'un constituant provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens d'une disparition accrue de la substance ajoutée.
- Une diminution de la concentration ou de la pression partielle d'un des constituants provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens d'une apparition accrue de la substance retirée.

Exemple

Soit la réaction : $CH_3 - COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons H_2O + CH_3 - COOC_2H_5$.
Dans quel sens se déplace l'équilibre si l'on ajoute de l'acide acétique ?

3 - Lois quantitatives concernant les équilibres chimiques : loi d'action de masse

3.1 Loi d'action de masse relative aux équilibres homogènes

30 1. 1 Enoncé relatif aux concentrations molaires.

Soit la réaction : $\alpha + \beta B \rightleftharpoons \mu C + \delta D$ A l'équilibre on a : $K_c = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$

K_c est appelé constante d'équilibre de la réaction, K_c dépend de la température et est indépendante de tout autre facteur.

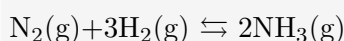
3.1.2 Enoncé relatif aux pressions partielles.

$K_p = \frac{P_a^\mu \times P_d^\delta}{P_a^\alpha \times P_b^\beta}$ Est la constante d'équilibre pour des constituants gazeux,

$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$ Avec $\Delta n = (\alpha + \beta) - (\mu + \delta)$ la variation du nombre de mole de gaz et $R = 0.082 \text{atm.L.K}^{-1}$

Exemple

Exprime K_e et K_n pour la réaction



$$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \times p_{\text{H}_2}^3} \text{ et } K_c = K_p(RT)^2$$

1 Le degré d'avancement ou coefficient de dissociation

En fait, le nombre de mole des corps en présence n'est pas souvent précisé il est donc plus commode de travailler avec le degré d'avancement. $\alpha = \frac{X}{n_0}$ $0 \leq \alpha \leq 1$

où l'avancement X représente le nombre de mole dissociées et n_0 le nombre de moles initial.

2 Expression de k_p en fonction de α

Considérons la réaction précédente : $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{IH}(\text{g})$

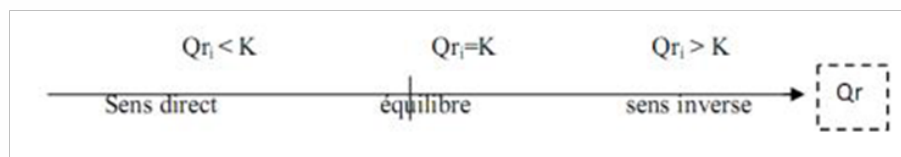
$$\begin{aligned} K_p &= \frac{P_{\text{IH}}^2}{P_{\text{I}_2} \times P_{\text{H}_2}} \\ \text{Or } P_i &= X_i P_t \\ \Rightarrow P_{\text{I}_2} &= \frac{n_0(1-\alpha)}{2n_0} \quad P_{\text{H}_2} = \frac{n_0(1-\alpha)}{2n_0} \quad P_{\text{IH}} = \frac{2n_0\alpha}{2n_0} \\ \Rightarrow K_p &= \frac{4\alpha^2}{(1-\alpha)^2} \end{aligned}$$

Pour deux réactions réversibles l'une de l'autre, on admet que $K.K_0 = 1$

3 Prévission quantitative du sens spontané d'évolution d'une réaction

Pour une réaction chimique spontanée, c'est-à-dire pouvant se dérouler sans apport d'énergie du milieu extérieur, il est possible de prévoir le sens d'évolution par comparaison du quotient de réaction à l'état initial avec la constante d'équilibre :

- Si $Q_{ri} < K$ l'évolution a lieu dans le sens direct (de la gauche vers la droite)
- Si $Q_{ri} > K$ l'évolution a lieu dans le sens inverse



1 - Le pH

1.1 La concentration en ions H_3O^+

$$[H_3O^+] = \frac{n}{V}$$

$[H_3O^+]$: Concentration en ions H_3O^+

n : quantité de matière d'ion H_3O^+

V : volume de la solution

1.2 De $[H_3O^+]$ au pH

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

1.3 Du pH à $[H_3O^+]$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

2 - Calcul du pH d'une solution acide ou basique

2.1 Cas d'une solution de base forte ou d'acide fort

2.1.1 Acide fort.

Considérons une solution aqueuse d'un acide fort noté AH et de concentration molaire C_0 , la réaction entre AH et H_2O

s'écrit : $AH + H_2O \longrightarrow A^- + H_3O^+$.

Elle est totale.

- Les espèces présentes dans la solution sont A^- , H_2O , H_3O^+ et OH^-
- L'électro neutralité s'écrit : $[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$
- La réaction étant totale on a $[A^-] = C_0$. De plus, en milieu acide on peut négliger $[OH^-]$; ainsi $[A^-] = [H_3O^+] = C_0$ et donc $pH = -\log[H_3O^+] = -\log C_0$

Conclusion : Le pH d'un acide fort de concentration $C \leq 10^{-6}$ mol/L est donné par la relation $pH = -\log C$

Cas où $C < 10^{-6}$ mol/L

On revient à l'électro neutralité car $[OH^-]$ n'est plus négligeable. Ainsi :

$$[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+] \Rightarrow \frac{K_e}{[H_3O^+]} + [A^-] = [H_3O^+] \text{ or } [A^-] = C$$

$$\Rightarrow [H_3O^+]^2 - C[H_3O^+] - K_e = 0$$

Exemple

calculer le pH d'une solution d'acide chloridrique à 10^{-7} mol/l

R : pH=6,8

Remarque

pour $C \leq 10^{-8}$ mol/L tout se passe comme si on avait pratiquement de l'eau pure donc le pH est égal à 7.

2.1.2 Cas d'une base forte

Le pH d'une base forte de concentration molaire $C \geq 10^{-6}$ mol/L est donné par la relation $pH = 14 + \log C$

Cas où $C < 10^{-6}$ mol/L

On résout l'équation de l'électro-neutralité sans négliger OH^-

Exemple

Calculer le pH d'une solution de soude à 10^{-7} mol/L

R : pH=7,2

Remarque

pour $C \leq 10^{-8}$ mol/L tout se passe comme si on avait pratiquement de l'eau pure donc le pH est égal à 7.

2.2 Cas d'une solution d'acide ou de base faible

2.2.1 Cas d'un acide faible

L'acide AH réagit très partiellement dans l'eau suivant l'équation : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

- Espèces chimiques en présence : AH , H_2O , A^- , H_3O^+ et OH^-
- Electro neutralité : $[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$
- Conservation de la matière : $C = [A^-] + [AH]$
- Produit ionique de l'eau : $K_e = [H_3O^+] \times [OH^-]$

● Constante d'équilibre : $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]}$

$$K_a \approx \frac{[H_3O^+]}{C} \Rightarrow pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$$

Conclusion : pour une solution d'acide faible telle que $pK_a + \log C \geq 2$ le pH est donné par la formule :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C) \text{ avec } pH \leq 6,5$$

- Cas où $pK_a + \log C < 2$

$$\text{On résoud l'équation } K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]} = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C}}{2}$$

Exemple

calculer le pH d'une solution d'acide dichloroéthanique $\text{CHCl}_2\text{---COOH}$ à 10^{-2} mol/L, $pK_a(\text{CHCl}_2\text{COOH}/\text{CHCl}_2\text{COO}^-) = 1,3$

R : pH=2,1

2.2.2 Cas d'une base faible

Soit B une base et C sa concentration molaire, l'action de B sur l'eau n'est pas totale; la réaction s'écrit :



- espèces chimiques en présence : B, BH^+, OH^- et H_3O^+

- électro neutralité : $[H_3O^+] + [BH^+] = [OH^-]$

- conservation de la matière : $C = [B] + [BH^+]$

- produit ionique de l'eau : $K_e = [H_3O^+] \times [OH^-]$

- constante d'équilibre : $K_a = \frac{[B] \times [H_3O^+]}{[BH^+]}$

$$\Rightarrow K_a = [H_3O^+] \frac{C - [OH^-]}{[OH^-]}$$

$$\Rightarrow [OH^-] \text{ négligeable devant } C$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{K_e} C$$

$$\Rightarrow pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log C$$

Conclusion : pour une solution de base faible telle que $14 - pK_a + \log C \geq 2$; le pH est donné par la formule

$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log C$$

Cas où $14 - pK_a + \log C < 2$

On résoud l'équation $K_a = [H_3O^+] \frac{C - [OH^-]}{[OH^-]}$

$$[H_3O^+] = \frac{K_e + \sqrt{K_e^2 + 4K_a K_e C}}{2C} \quad \mathbf{R : pH=11,3}$$

3 - Les mélanges acide-base conjugués

3.1 Concentration molaires de l'acide et de la base conjuguée

Considérons un mélange de CH_3COOH et $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$; si les concentrations C_a et C_b sont voisines, tout se passe comme si l'acide éthanique et les ions éthanates ne subissent l'action de l'eau.

On calcul donc les concentrations molaires de la manière suivante.

$$[CH_3COOH] = [CH_3COO^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} [CH_3COO^-] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b}$$

3.2 Calcul du pH du mélange

$$pH = pKa + \log \frac{C_b V_b}{C_a V_a}$$

4 - Les solutions tampons

Les solutions tampons Une solution tampon est une solution dont le pH est très peu sensible à une addition molaire d'acide ou de base et à la dilution.

4.1 Préparation d'une solution tampon

On prépare une solution tampon en choisissant un couple dont le pKa est voisin du pH du tampon désiré et en réalisant un mélange dont la composition est voisine de celle de la solution à la demi-équivalence.

4.2 Le pouvoir tampon

L'efficacité d'une solution est mesurée par son pouvoir tampon; il est défini par la relation $\beta = \frac{-dc_{acide}}{dpH}$ Le pouvoir tampon est maximum pour $pH = pKa$.

Propriété : Le pouvoir tampon d'une solution est d'autant plus élevé qu'une forte variation de concentration ou de la base ajoutée entraîne une faible variation du pH de cette solution.

5 - Les ampholytes

Un ampholyte est une espèce chimique susceptible soit de libérer un ou plusieurs protons, soit de capter un ou plusieurs protons, il se comporte donc soit comme un acide soit comme une base suivant le milieu où il se trouve. Un ampholyte appartient à 2 couples acide/base.

Exemple

Exemple d'ampholyte :



5.1 Cas des acides aminés

Exemple

Un acide aminé

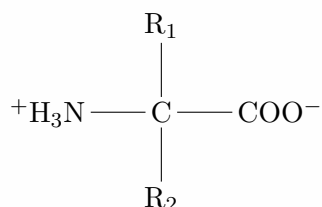
Un acide aminé est un composé dont la molécule comporte une fonction amine —NH_2 et une fonction acide carboxylique —COOH .

Les plus courants sont les α -aminés de formule générale :

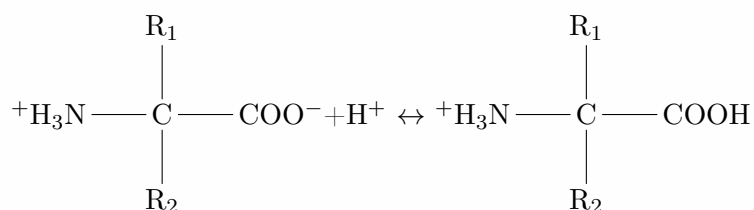
$$\text{H}_2\text{N—C}\begin{matrix} \text{R}_1 \\ | \\ \text{R}_2 \end{matrix}\text{—COOH}$$

5.1. 1'acide aminé en solution aqueuse

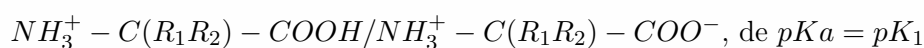
Dans l'eau, on assiste au transfert d'un proton de la fonction acide vers la fonction amine ; avec formation à 100% d'un ion appelé Amphion ou Zwitterion de formule :



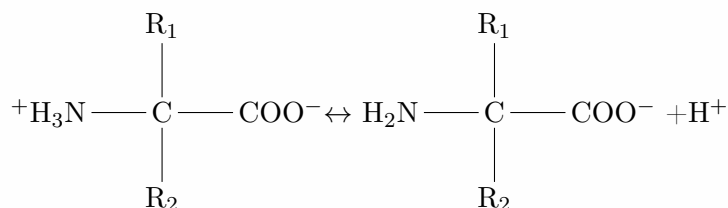
- En milieu acide il capte un proton



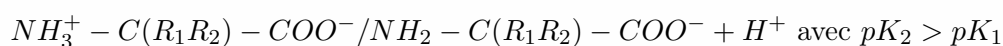
le couple correspondant est :



- En milieu basique il cède un proton



le couple correspondant est :



5.2 pH d'une solution ampholyte

Le pH d'une solution d'ampholyte est donné par la relation $pH = \frac{1}{2}(pK_1 + pK_2)$; il ne dépend pas de la concentration de la solution.

remarque

On appelle point isoélectrique d'une solution d'ampholyte, le point pour lequel $pH = \frac{1}{2}(pK_1 + pK_2)$

6 – dosage acido-basique

6.1 les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un acide faible ou une base faible dont les deux formes acide ou base conjuguées ont deux couleurs différentes. L'indicateur coloré a un pK_a noté pK_i

- pour $pH < pK_1$ la teinte acide se manifeste
- pour $pH > pK_2$ la teinte basique se manifeste
- pour $pH = pK_1$ la teinte change, on dit qu'il y a virage.

Les valeurs du pH comprises entre pK_{i+1} et pK_{i-1} délimitent la zone de virage de l'indicateur.

Exemple

l'hélianthine passe du rouge au jaune dans la zone (2,8 ; 4,5)

Le bleu de bromothymol passe du jaune au bleu dans la zone (6 ; 7,6)

La phénolphtaléine passe de l'incolore au rose vif dans la zone (8,1 ; 9,8).

On utilise un indicateur coloré pour mettre en évidence l'équivalence acido-basique. Pour chaque dosage on choisit l'indicateur dont le $pK_a(pK_i)$ est le plus proche de la valeur du pH à l'équivalence.

1 - Définition des termes

Exemple

Oxydation

Une oxydation est une perte d'électrons en $F_e \longrightarrow F_e^{2+} + 2e^-$

Réduction

Une réduction est un gain d'électrons en $C_u^{2+} + 2e^- \longrightarrow C_u$

Oxydant

Un oxydant est une substance capable de gagner des électrons. Ex : Cu^{2+}

Réducteur Un réducteur est une substance capable de céder des électrons. Ex : F_e

oxydoreduction

Une oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle il se produit simultanément une oxydation et une réduction.

2 - Nombre d'oxydation

L'oxydation d'une espèce est couplée à la réduction d'une autre. Il s'agit d'un transfert d'électrons. Il est donc utile de connaître pour une espèce chimique le nombre d'électrons qu'elle peut donner ou recevoir. Ceci nous amène à introduire la notion de nombre d'oxydation; Le nombre d'oxydation est une charge arbitraire. Elle consiste à attribuer à l'élément le plus électronégatif les électrons de la liaison ou de les partager si les atomes sont identiques. L'élément le plus électronégatif se verra donc attribuer une charge négative. Les règles et conventions que l'on utilise sont les suivantes :

- Le n.o. d'un élément à l'état de corps simple est nul quel que soit le nombre d'atomes qui constituent une molécule élémentaire;
- La somme algébrique des n.o. dans une molécule est nulle;
- Le n.o. d'un élément à l'état d'ion simple est égal à la valeur algébrique de la charge de cet ion;
- La somme algébrique des n.o. des éléments présents dans un ion polyatomique ou complexe est égal à la valeur algébrique de cet ion;

- L'oxygène est en général le plus électronégatif (sauf par rapport au Fluor) il se voit donc attribuer le nombre d'oxydation -II (sauf dans les peroxydes où il vaut -I)
- L'hydrogène a généralement le nombre d'oxydation +I (sauf dans les hydrures métalliques $N_aH, KH...$ où il vaut -I;

Exemple

Quels sont les nombres d'oxydation pour les éléments présents dans les espèces suivantes ?

Cl_2O O :-II; Cl :+I

H_2SO_4 O :-II; H :+I S :+VI

$KMnO_4$ O :-II; K :+I Mn :+VII

H_2O_2 O :-II; H :+I

N_aH H :-I Na :+I

3 – Réaction d'oxydoréduction et titrage

L'introduction de la notion de nombre d'oxydation permet de redéfinir oxydation et réduction ; L'oxydation est donc une augmentation du nombre d'oxydation et la réduction une diminution du nombre d'oxydation. Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique impliquant un transfert d'électrons entre un oxydant et un réducteur de couples différents.

- Pour ajuster la stœchiométrie d'une équation d'oxydoréduction, il faut identifier les deux couples ox/réd mis en jeu ; puis, écrire les demi-équations relatives à ces deux couples. Les électrons figurent toujours dans le même membre que la forme oxydée du couple
- Titrer une entité chimique en solution c'est déterminer sa quantité de matière ou sa concentration au moyen d'une réaction chimique. On appelle équivalence du titrage l'état du système pour lequel les réactifs ont été introduits dans des proportions stœchiométriques. Notion Experimentale de Potentiel Redox

3.1 Potentiel standard : Définition

Le potentiel standard normal ou celui d'électrode est celui que l'on mesure dans les conditions suivantes :

- Concentrations des espèces chimiques = 1mol/L
- Pression de 1 atm = 105Pa
- Température de 298K

3.2 Calcul du potentiel redox : Relation de Nernst

Outre la concentration des espèces chimiques en solution, le potentiel d'électrode dépend de :

- La nature du couple
- La pression des gaz intervenant dans la réaction redox
- La température

Notons $a_{ox} + ne^- \rightarrow b_{red}$ La réaction qui se produit à une électrode, le potentiel E de l'électrode vérifie la relation de Nernst suivante : $E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[ox]^a}{[red]^b}$

E^0 : potentiel standard du couple en volt

R : constante des gaz parfaits (8,314)

T : température absolue en K ($T = t + 273$) F : la charge d'une mole appelée constante de Faraday ($1F = 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19} \approx 96500C$:

n nombre d'électron

\ln : logarithme népérien

En remplaçant R , F et T par leurs valeurs et en passant au logarithme décimal ($\ln = 2,3 \log$) on obtient $E = E^0 + \frac{0,06}{n} \log \frac{[ox]^a}{[red]^b}$

Si la concentration des espèces en solution est 1 mol/L , le potentiel est égal au potentiel standard

Exemple

Calculons le potentiel d'une électrode de fer plongeant dans une solution contenant $10^{-4} \text{ mol}_{Fe^{3+}}/L$:

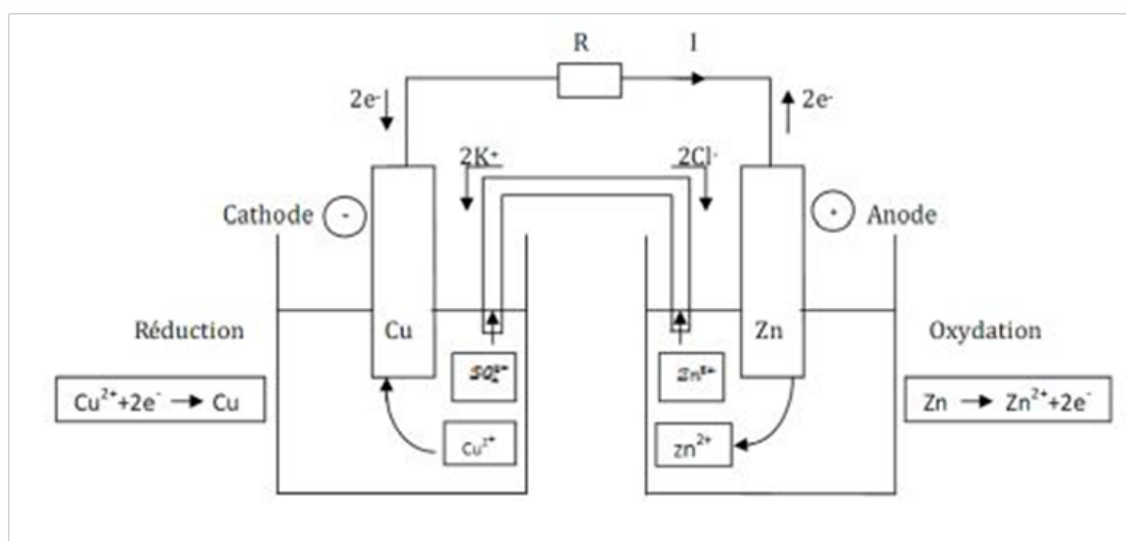
$$E^0 = -0,44V$$

$$E = -0,44 + \frac{0,06}{2} \log 10^{-4}$$

$$E = 0,56V$$

4 - La pile

4.1 Interprétation Macroscopique du fonctionnement d'une pile



Le pont salin est une solution ionique de chlorure de potassium

4.2 Interprétation microscopique du fonctionnement d'une pile

L'équation redox s'écrit : $\text{Zn(S)} + \text{Cu}_{aq}^{2+} \rightarrow \text{Zn}_{aq}^{2+} + \text{Cu}_{(S)}$

$Q \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$ tends vers K

- Si on note Q la quantité maximale d'électricité que peut débiter une pile, son expression est la suivante :

$$Q = Z x x_{max} x F$$

Z : nombre d'électrons échangés

x_{max} : avancement maximal (mol/L)

F : Faraday = 96500 C

Exemple

Si $x_{max} = 0,20 \text{ mol/L}$ dans la pile $\ominus \text{Al} / \text{Al}^{3+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu} \oplus$

La quantité d'électricité maximale est $Q = 6 \times 0,20 \times 96500 = 1,2 \cdot 10^5 \text{ C}$

- Durée se fonctionnement d'une pile :

Par définition l'intensité I du courant continu est : $I = \frac{\Delta Q}{\Delta t}$

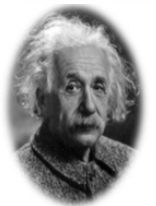
Partie

2

BIOLOGIE
(YAOUNDÉ)

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

Albert Einstein



5 - ENS 2004

N.B : les questions sont à choix multiple

- une réponse juste vaut 2 points
- une réponse fausse vaut -1 points

Exercice 01

Quels atomes forment un ion qui émigrerait vers la cathode dans une cuve électrolytique

- 1 F
- 2 I
- 3 N_a
- 4 C

Exercice 02

Etant donnée la réaction $M_g + C_r^{3+} \longrightarrow M_g^{2+} + C_r$ Quand l'équation est correctement équilibrée en utilisant les plus petits nombres entiers la somme des entiers sera

- 1 10
- 2 $7e$
- 3 5
- 4 4

Exercice 03

Quand une substance est oxydée, elle

- 1 perd des électrons
- 2 gagne des électrons
- 3 agit en tant que oxydant
- 4 agit en tant qu'agent réducteur

Exercice 04

Quelle phrase décrit mieux comment un pont salin maintien la neutralité électrique dans les demi piles d'une pile électrochimique ?

- 1 Il empêche la migration des électrons
- 2 Il permet la migration des ions
- 3 Il permet au deux solutions de se mélanger complètement
- 4 Il empêche la réaction de se produire spontanément

Exercice 05

Etant donné l'équation équilibrée :

$Al(s) + 6H^+(aq) \longrightarrow Al_3 + 3H_2$ Quel est le nombre totale de mole d'électrons transférés à partir d' $Al(s)$ à $H^+(aq)$ quand 2 moles d' $Al(s)$ réagissent complètement

1 5

2 6

3 3

4 4

Exercice 06

Etant donné la réaction $2\text{Li}(s) + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{LiCl}_2(g)$ lorsque la réaction a lieu, le Cl_2

1 Gagne les Electrons

2 Perd des électrons

3 Gagne des protons

4 Perd des protons

Exercice 07

Quelles grandeurs sont conservées dans les réactions d'oxydoréduction ?

1 la charge seulement

2 la masse seulement

3 charge et masse

4 ni l'un ni l'autre

Exercice 08

1 La demi-réaction d'oxydation et la demi-réaction de réduction se produisent simultanément

2 La demi-réaction d'oxydation se produit avant la demiréaction de réduction

3 La demi-réaction d'oxydation se produit après la demiréaction de réduction

4 La demi-réaction d'oxydation se produit spontanément alors que la demi-réaction de réduction n'est pas spontanée.

Exercice 09

Quel est le nombre d'oxydation du carbone dans NaHCO_3 ?

1 +6

2 +2

3 -4

4 +4

Exercice 10

Quelle demi-réaction représente correctement la réduction du chrome ?

1 $\text{Cr}^{3+} + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$

2 $\text{Cr}^{3+} \longrightarrow \text{Cr}(s) + 3e^-$

3 $\text{Cr}(s) \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$

4 $\text{Cr}(s) + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$

Exercice 11

Etant donné la réaction redox : $2I(aq) + Br_2(l) \longrightarrow 2Br^{2-}(aq) + I_2(s)$ Que se produit-il pendant cette réaction ?

- 1 L'ion I^- est oxydé, avec une augmentation de son nombre d'oxydation
- 2 L'ion I^- est oxydé, avec une diminution de son nombre d'oxydation
- 3 L'ion I^- est réduit avec une augmentation de son nombre d'oxydation
- 4 L'ion I^- est réduit, avec une diminution de son nombre d'oxydation

Exercice 12

Etant donné la réaction qui a lieu lors du fonctionnement d'une batterie cadmium-Nikel : $2Ni(OH) + Cd + 2H_2O \longrightarrow 2Ni(OH)_2 + Cd(OH)_2$ Quelle espèce est oxydée pendant la décharge de la batterie

- 1 Ni^{3+}
- 2 Ni^{2+}
- 3 Cd
- 4 Cd^{2+}

Exercice 13

Quelle substance fonctionne comme électrolyte dans une batterie d'automobile ?

- 1 PbO_2
- 2 $PbSO_2$
- 3 H_2SO_4
- 4 H_2O

Exercice 14

Quel type de réaction se produit quand un métal subit une corrosion ?

- 1 oxydoréduction
- 2 neutralisation
- 3 polymérisation
- 4 saponification

Exercice 15

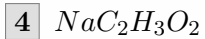
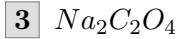
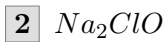
Le quel des composés suivant est un composé binaire ?

- 1 Sulfure d'hydrogène
- 2 Sulfate d'hydrogène
- 3 Sulfure d'ammonium
- 4 Sulfate d'ammonium

Exercice 16

Quelle est la formule pour l'oxalate de sodium ?

- 1 $NaClO$



Exercice 17

Etant donné l'équation non équilibré $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$, quand cette équation est complètement équilibrée en utilisant les plus petits entiers, la somme des coefficients est

1 9

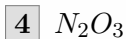
2 7

3 5

4 4

Exercice 18

Quelle est la formule exacte pour l'oxyde d'azote ?



Exercice 19

Quel est le nombre total d'atomes représentés dans la formule $CuSO_4, 5H_2O$?

1 8

2 13

3 21

4 27

Exercice 20

Quel est le nombre total d'atome contenus dans 2,00 moles de Nickel ?

1 59,8

2 118

3 $6,02 \cdot 10^{23}$

4 $1,2 \cdot 10^{24}$

Exercice 21

Quelle solution est la plus concentrée ?

1 1 molécule de soluté dissoute dans 1 litre de solution ?

2 2 moles de soluté dissoutes dans 3 litre de solution ?

3 6 moles de soluté dissoutes dans 4 litre de solution ?

4 4 moles de soluté dissoutes dans 8 litres de solutions ?

Exercice 22

Quelle est le nombre total de moles de gaz de dihydrogène contenus dans $9,03 \times 10^{23}$ molécules

- 1 1,5 moles
- 2 2,00 moles
- 3 6.02 moles
- 4 9,03 moles

Exercice 23

Quel est le nombre total de moles de H_2SO_4 requis pour préparer 5,0 litres d'une solution de 2,0M de SO_4 ?

- 1 2,5
- 2 5,0
- 3 10
- 4 20

Exercice 24

Quelle est la molarité d'une solution de KF(aq) contenant 116 grammes de KF dans 1,00 litre de solution ?

- 1 1,00M
- 2 2,00M
- 3 3,00M
- 4 4,00M

Exercice 24

Quelles émanations radioactives ont une charge de -1

- 1 neutrons
- 2 rayon gamma
- 3 particule alpha
- 4 particules beta

Exercice 26

Lorsque la température d'un échantillon d'un élément radioactif diminue, la demi-vie

- 1 diminue
- 2 augmente
- 3 reste inchangée
- 4 peut diminuer ou augmenter

Exercice 27

Quel genre de rayonnement traversera un champ électrique sans subir de déviation ?

- 1 un proton

- 2 un rayon gamma
- 3 un électron
- 4 une particule alpha

Exercice 28

Quelle équation est un exemple de transmutation artificielle ?

- 1 ${}_{92}\text{U}^{238} \longrightarrow {}_2\text{He}^4 + {}_{90}\text{Th}^{234}$
- 2 ${}_{13}\text{Al}^{27} + {}_2\text{He}^4 \longrightarrow {}_{15}\text{P}^{30} + {}_0\text{n}^1$
- 3 ${}_6\text{C}^{14} \longrightarrow {}_7\text{N}^{14} + {}_{-1}\text{e}^0$
- 4 ${}_{88}\text{Ra}^{226} \longrightarrow {}_2\text{He}^4 + {}_{86}\text{Ra}^{222}$

Exercice 29

Dans la réaction ${}_4\text{Be}^9 + X \longrightarrow {}_6\text{C}^{12} + {}_0\text{n}^1$; X représente

- 1 une particule alpha
- 2 une particule beta
- 3 un électron
- 4 un proton

Exercice 30

Quelle réaction illustre la fusion

- 1 ${}_1\text{H}^2 + {}_1\text{H}^2 \longrightarrow {}_2\text{He}^4$
- 2 ${}_0\text{n}^1 + {}_{13}\text{Al}^{27} \longrightarrow {}_{13}\text{Al}^{27} + {}_2\text{He}^4$
- 3 ${}_{13}\text{Al}^{27} + {}_2\text{He}^4 \longrightarrow {}_{15}\text{Po}^{30} + {}_0\text{n}^1$
- 4 ${}_7\text{N}^{14} + {}_2\text{He}^4 \longrightarrow {}_1\text{H}^2 + {}_8\text{O}^{17}$

Exercice 31

Quel élément est présent dans tous les composés organiques

- 1 carbone
- 2 azote
- 3 l'oxygène
- 4 phosphoreux

Exercice 32

Quelle propriété est également caractéristique d'un composé organique

- 1 bas point de fusion
- 2 point de fusion élevé
- 3 soluble dans les solvants polaires
- 4 insoluble dans les solvants polaires

Exercice 33

Comparée à la vitesse de réaction inorganique, la vitesse de réaction organique est généralement

- 1 Plus lente parce que les composés organiques sont des ions
- 2 Plus lente parce que les composés organiques contiennent des liaisons covalentes
- 3 Plus rapide parce que les composés organiques sont des ions
- 4 Plus rapide parce que les composés organiques contiennent des liaisons covalentes

Exercice 34

Quels composés sont des isomères ?

- 1 1 - *propanol* et 2 - *propanol*
- 2 Acide méthanique et acide éthanoïque
- 3 Méthanol et méthanal
- 4 Ethane et éthanol.

Exercice 35

Quelle phrase explique pourquoi l'élément carbone forme tant de composés avec d'autres atomes.

- 1 Les atomes de carbone combinent aisément avec l'oxygène
- 2 Les atomes de carbones ont l'électronégativité très haute
- 3 Le carbone forme aisément des liaisons ioniques avec d'autres atomes de carbone
- 4 Le carbone forme aisément des liaisons covalentes avec d'autres atomes de carbone

Exercice 36

Quels polymères se produisent naturellement

- 1 amidon et nylon
- 2 amidon et cellulose
- 3 protéine et nylon
- 4 protéine et plastique

2- amidon et cellulose

Exercice 37

Quel est le nom du composé qui a la formule moléculaire C_6H_6 ?

- 1 butane
- 2 butène
- 3 benzène
- 4 butyne

Exercice 38

Dans une molécule de CH_4 les atomes d'hydrogènes sont dans l'espace orientés vers le centre

- 1 d'une pyramide régulière

2 d'un tétraèdre régulier

3 d'un carré

4 d'un rectangle

Exercice 39

La réaction $CH_2CH_2 + H_2 \longrightarrow CH_3CH_3$ est un exemple de

1 substitution

2 addition

3 estérification

4 fermentation

Exercice 40

Quel type de réaction est $CH_3CH_3 + Cl_2 \longrightarrow CH_3CH_2Cl + HCl$

1 une réaction d'addition

2 une réaction de substitution

3 une réaction de saponification

4 une réaction d'estérification

Exercice 41

Quelle est le nombre minimum des liaisons covalentes qu'un atome de carbone peut former

1 1

2 2

3 3

4 4

Exercice 42

Quelle classe de composés organiques peut être représentée par $R - OH$

1 acide

2 alcools

3 esters

4 éthers

Exercice 43

Quelle substance est composée de monomères qui s'associent pour former de longues chaînes ?

1 cétone

2 protéine

3 esters

4 acide

Exercice 44

Pendant la distillation fractionnée, les hydrocarbures sont séparés selon leur

- 1 point d'ébullition
- 2 point de fusion
- 3 point triple
- 4 point de saturation

Exercice 45

Quel est le pH d'une solution de 0,00001M de HCl

- 1 1
- 2 9
- 3 5
- 4 4

Exercice 46

Quel est le pH d'une solution avec une concentration en ion hydronium égal à 0,01 mole par litre ?

- 1 1
- 2 2
- 3 10
- 4 14

Exercice 47

Quelle solution 0,1 M des composés suivants fera virer au rose la phénol phtaléine ?

- 1 $HBr(aq)$
- 2 CO_2
- 3 $LiOH(aq)$
- 4 $CH_3OH(aq)$

Exercice 48

Quand $HCl(aq)$ est exactement neutralisé par $NaOH(aq)$, la concentration d'ion hydronium dans le mélange est :

- 1 toujours inférieure à la concentration des ions hydroxyde
- 2 toujours supérieur à la concentration des ions hydroxydes
- 3 toujours égale à la concentration des ions hydroxydes
- 4 parfois supérieure et inférieure à la concentration des ions hydroxydes

Exercice 49

Un étudiant souhaite préparer approximativement 100 ml d'une solution de HCl 6 M en utilisant une solution de HCl 12M. Quel procédé est correct ?

- 1 ajouter 50 ml de HCl 12M à 50 ml d'eau tout en agitant le mélange
- 2 ajouter 50 ml de HCl 12M à 50 ml d'eau et puis agiter le mélange
- 3 ajouter 50 ml d'eau à 50 ml de HCl 12 M tout en agitant le mélange
- 4 ajouter 50 ml d'eau à 50 ml de HCl 12 M et puis agiter le mélange

Exercice 50

Les données suivantes ont été rassemblées au point équivalent lors d'un dosage d'une solution de HCl. Le volume d'acide (HCl) employé =14,4 ml Le volume de la base (NaOH) employé =22,4 ml Molarité de la base standard =0,20M Quelle est la molarité de la solution acide ?

- 1 1,6M
- 2 0,64M
- 3 0,31M
- 4 0,13M

Exercice 51

Quand les particules alpha sont employées pour bombarder la lame d'or, la plupart des particules alpha traversent sans être déviées. Ce résultat indique que la majeure partie du volume d'un atome d'or se compose de :

- 1 deutérium
- 2 neutron
- 3 protons
- 4 espace vide

Exercice 52

Un proton a approximativement la même masse que :

- 1 un neutron
- 2 une particule alpha
- 3 une particule beta
- 4 un électron

Exercice 53

Quand les électrons d'un atome dans un état excité tombent à des niveaux énergétiques plus bas l'énergie est :

- 1 absorbée
- 2 libéré
- 3 ni libéré ni absorbée
- 4 libéré et absorbée

Exercice 54

Un neutron a approximativement la même masse que

- 1 une particule alpha

2 une particule beta

3 un électron

4 un proton

Exercice 55

Quels symboles représentent les atomes qui sont des isotopes ?

1 $C - 14$ et $N - 14$

2 $O - 16$ et $O - 18$

3 $I - 131$ et $I - 131$

4 $Rn - 222$ et $Ra - 222$

Exercice 56

Le rayon ionique de quel élément est-il plus petit que son rayon atomique ?

1 néon

2 azote

3 sodium

4 soufre

Exercice 57

Quel atome contient exactement 15 protons ?

1 $P - 32$

2 $S - 32$

3 $O - 15$

4 $N - 15$

Exercice 58

Un ion avec 5 protons, 6 neutrons et une charge de $3+$ a un numéro atomique de :

1 5

2 6

3 8

4 11

Exercice 59

Quel est le nombre de masse d'un atome qui contient 28 protons, 28 électrons et 34 neutrons ?

1 28

2 56

3 62

4 90

Exercice 60

Quelle formule représente une substance moléculaire ?

- 1 Ca
- 2 CO
- 3 Li_2O
- 4 Al_2O_3

6 - ENS Yaoundé 2005

Exercice 01

Quelle est la définition de l'oxyde amphotérique. En se servant de Al_2O_3 , écrire deux équations chimiques permettant de montrer que cet oxyde est amphotérique.

Exercice 02

Dans l'équation chimique : $2S_2O_3^{2-} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$

- 1 calcule le nombre d'oxydation de S et de I dans toutes les espèces
- 2 Quel est l'agent oxydant.

Exercice 03

Compléter les réactions suivantes :

- 1 $CH_3CH_2OH + KMnO_4 \longrightarrow$
- 2 $CH_3CH_2COOH + CH_3CH_2OH \longrightarrow$
- 3 $CH_3CH = CH_2 + HBr \longrightarrow$
- 4 $HC = CCH_3 + H_2O + Hg_2 \longrightarrow$

Exercice 04

Donner le nom des composés suivants :

- 1
$$\begin{array}{c} CH_3 - CH \\ | \\ CH_3 \end{array}$$
- 2
$$\begin{array}{c} CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH - COOH \\ | \\ CH_3O \end{array}$$
- 3
$$H_3C - CH_2 - CO - CH(CH_3)_2$$
- 4
$$\begin{array}{c} HC_3 - CH - CH_2 - COOH \\ | \\ NH_2 \end{array}$$
- 4
$$\begin{array}{c} CH_3 - CH - CH_2 - COOH \\ | \\ NH_2 \end{array}$$
- 4
$$\begin{array}{c} CH_3 - CH - COOH \\ | \\ NH_2 \end{array}$$

Exercice 05

Écrire les formules semi-développées des composés suivants

- 1 (*E*) 4-méthylpent-2-ène

- 2 Acide 2 – hydroxybenzoïque
- 3 Pentanoate de 3 – méthylbutyle
- 4 Isopropylbenzène

Exercice 06

- 1 Ecrire l'équation de neutralisation d'une solution d'acide sulfurique par une solution d'hydroxyde de sodium.
- 2 Détermine le nombre de mole d'acide sulfurique neutralisé par 12 cm³ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,05 mol.L⁻¹.
- 3 Quelle donnée marque-t-elle pour en déduire la concentration de la solution d'acide ?

Exercice 07

On dispose de trois flacons de produits chimiques sans étiquettes au laboratoire et des réactifs suivants : 2,4-D.N.P.H. , réactif de Schiff, réactif de Tollens et de liqueur de Fehling.

- 1 A l'aide de deux réactifs uniquement, comment peut-on étiqueter les flacons sachant qu'ils contiennent le *butane – 1 – ol*, le butanal et la butanone.
- 2 comment peut-on transformer le butan-1-ol en butanal ?

Exercice 08

Dans 100 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de pH=1 on introduit de la limaille de fer. Il se dégage du dihydrogène. Après disparition du fer, le pH de la solution est 2.

Quelle masse de limaille de fer a-t-on versé dans la solution acide ? $MFe = 56,8g.mol^{-1}$

Exercice 09

La formule d'un composé peut s'écrire $C_xH_yO_zN$. l'analyse élémentaire quantitative montre que ce corps contient en masse 40% de carbone, 8,4% d'hydrogène et 27,1% d'oxygène.

- 1 Déterminer les valeurs de x , y et z
- 2 En déduire la formule moléculaire de ce composé
- 3 Proposer une formule développée pour ce composé.

7 - ENS Yaoundé 2006

Exercice 01

- 1 L'aniline et la valine sont deux acide-aminés dont les formules respectives sont : $CH_3-CH-(NH_2)-COOH$
 $CH_3-CH(CH_3)-CH-(NH_2)-COOH$
- Donner le nom de ces deux acides dans la nomenclature systématique
 - En prenant pour exemple l'alamine
 - Ecrire la formule de l'ion dipolaire présent dans une solution aqueuse de cet acide
 - Ecrire les deux couples acide/base correspondant à cet ion
 - Les pKa de ces deux couples sont égaux respectivement à 2,3 et 9,9 ; attribuer le pKa correspondant à chaque couple et établir le domaine de prédominance de chaque espèce
 - Ecrire l'équation bilant des réactions de condensation entre une molécule d'alamine et une molécule de valine.
 - Comment appelle-t-on la liaison créée ?
 - Comment appelle-t-on le type de molécule obtenue
- 2
- Quels sont les produits dont la préparation est envisageable par hydratation dans des conditions convenables, du but-1-ène ?
 - La molécule de l'un de ces produits, est chirale, identifier A et représenter les deux énantiomères de la molécule.
 - La réaction donne également en quantité faible un produit A' ; ce produit traité par une solution acidifiée de dichromate de potassium, conduit à la formation des produits B' et C'. Donner le noms de B' et C', et leurs formules semi-développées.

Exercice 02

Les niveaux d'énergie possible de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation : $En = E_0/n^2$ avec $E_0 = -13,6\text{eV}$ et n le nombre de niveau d'énergie.

- A quoi correspond l'état fondamental d'un atome d'hydrogène ? Préciser la valeur de n lorsque l'atome d'hydrogène est à son état fondamental.
- Qu'appelle-t-on énergie d'ionisation ? Calcule l'énergie d'ionisation (en eV) de cet atome
- A quoi correspondent les différentes raies de l'atome d'hydrogène ?
- Pris dans son état fondamental, l'atome d'hydrogène est excité et son électron passe du niveau 1 au niveau 4.
 - Quelle est en eV, la valeur de l'énergie reçu ?
 - Quelle est la fréquence émise lors de son retour à son état fondamental ?
- On envoi sur les atomes d'hydrogène une radiation de fréquence $2 : 10^{15}\text{Hz}$. Cette radiation sera-t-elle absorbée ? Justifier la réponse.
On donne : $1\text{eV} = 1,66 \cdot 10^{-19}\text{J}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}\text{j.s}$

Exercice 02

- 1** On dispose d'un litre d'une solution aqueuse contenant de l'ammoniac et du chlorure d'ammonium. Cette solution a un $\text{pH}=9,5$ à 25°C et sa concentration molaire total est de $0,5\text{mol.l}^{-1}$. Le pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est $9,3$.
- Quelle sont les espèces chimiques présentes dans la solution ?
 - Calcule les concentrations de H_3O^+ et OH^-
 - A partir de la constance d'acidité K_a , déduire le rapport $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$
 - Déterminer les concentrations $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$
- 2** On ajoute $0,02$ mole d'acide chlorhydrique à la solution précédant (sans variation de volume).
- Quelle réaction se produit après l'addition de l'acide ? Écrire son équation bilan.
 - Déduire les concentrations $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$
 - Déterminer les concentrations de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ à partir du K_a
 - En déduire le pH de la solution obtenue. Comment appelle-t-on cette solution ?

Exercice 03

- 1** Donner les formules développées des molécules suivantes :
- acide 2-amino - 4 - méthylpentanoïque
 - N* - méthyl, *N* - méthylbutanamide
- Laquelle des deux molécules est chirale ? pourquoi ?
 - Représenter ces énantiomères
- 2** Deux alcools isomère A et B comporte chacun quatre atomes de carbone. On se propose de les identifier en les soumettant une réaction d'oxydation ménagée par la permanganate de potassium en milieu acide. Dans ces conditions, l'alcool A conduit un mélange de deux dérivés C et D, tandis que l'alcool B conduit au produit unique E.
- C réagit avec la liqueur de Fehling à chaud pour donner un précipité rouge brique.
 - Donner la formule semi développée de C sachant que sa chaîne carbonée est ramifiée. Préciser son nom.
 - En déduire la formule semi développée de A, ainsi que celle de D .
 - donner le nom de ces composés.
 - E réagit avec le 2,4-dinitrophenylhydrazine pour donner un précipité jaune, Mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.
 - Détermine la formule semi développée de E et de B, ainsi que leurs noms.
 - A partir des semis équations redox, déduire l'équation bilan de la réaction d'oxydation de B par l'ion permanganate en milieu acide.

8 — ENS Yaoundé 2007

Exercice 01

- 1 indications suivantes H_2SO_4 . 98% ; $d = 1,83$; $M = 98,07 mol : l^{-1}$. Quelle est la concentration pondérale, $P(g/l)$, de cet acide.
- 2 Le composé $C_6H_5 - COO - CH_2 - C_6H_5$ est un antispasmodique utilisé dans le traitement de la coqueluche et de l'asthme. Proposer une suite de réaction permettant la synthèse de ce médicament (avec un bon rendement) à partir du phénylméthanol, $C_6H_5 - CH_2OH$? Comme seul composé organique de départ. Vous disposez de tous les autres réactifs.
- 3 L'action de chlorure de butanoyle sur une amine primaire à chaîne carbonée non ramifiée donne un composé A de masse molaire $M = 43g : mol^{-1}$ et du chlorure d'hydrogène.
 - a. Calculer la masse molaire M' de l'amine
 - b. Sachant qu'on a utilisé 21,3g de butanoyle et obtenue 20,0g du composé A, en déduire le rendement de la réaction.
 - c. Expliquer pourquoi, bien que la réaction soit totale le rendement n'est pas voisin de 100%. On donne $C = 12$; $O = 16$; $Cl = 35,5$; $N = 14$.
- 4 L'acide chlorhydrique réagit sur le zinc en donnant H_2 et une solution aqueuse de $ZnCl_2$. A l'instant $t = 0$, on introduit une masse $m = 1,0g$ de zinc en poudre dans un ballon contenant $V_a = 40ml$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,50 mol : l^{-1}$. On recueille H_2 formé au cours du temps et on mesure V_m
 - a. Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.
 - b. Déterminer $[Zn_2^+]$ dans la solution lorsque $V_{H_2} = 0,113L$.
 - c. Déterminer $[Zn_2^+]$ en fin de réaction et calculer la masse m_x du zinc restant. On donne $V_m = 24L.mol^{-1}$; $Zn = 65$
 - d. On mélange 50mL d'acide benzoïque $C_6H_5COO^-$ à $2.10^{-3}M$ avec 12mL de soude $5.10^{-2}M$, le pH de la solution est alors 4,38. Quelle sont les concentrations des ions Na^+ et $C_6H_5COO^-$ dans la solution.
- 5 Un jeune bachelier (bac scientifique) recruté dans une industrie pharmaceutique pour un stage de vacance, est affecté dans le service de contrôle de qualité. Cette industrie produit, en plus des autres médicaments la vitamine C de son vrai nom acide ascorbique (vendue en pharmacie sous forme de comprimés). Il reçoit un échantillon d'une série sur laquelle il est porté l'inscription 500mg, ce qui signifie qu'un comprimé contient 50mg d'acide ascorbique pur. La vitamine C est acide faible de formule brut $C_6H_8O_6H$, si l'on veut l'écrire sous la forme AH.
 - a. Quelle est la formule de la base conjuguée?
 - b. Ecrire l'équation bilan de sa réaction sur l'eau.
 - c. Le jeune bachelier dissout un comprimé dans $200cm^3$ d'eau distillée pour obtenir une solution S_1 . Il prélève 10mL de s_1 qu'il dose avec une solution S_2 de soude $1,5.10^{-2}M$ en présence d'un indicateur coloré. Le virage de l'indicateur est obtenu quand le volume de soude versé est de $9,5cm^3$. Sachant que le domaine de l'indicateur $[7,2 - 8,8]$, quel peut être la valeur du PH?

d. Quelle est la quantité de soude utilisée pour atteindre l'équivalence? En déduire la quantité d'acide ascorbique contenu dans un comprimé et la masse correspondante. L'inscription portée sur l'emballage est-elle justifiée?

6 Un comprimé d'aspirine effervescent est mis dans un verre d'eau. Entre l'aspirine (principale actif du médicament) et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- , se produit une réaction totale dont l'équation bilan est : $C_9H_8O_4 + HCO_3^- \rightarrow C_9H_7O_4^- + CO_2 + H_2O$ (1). On se propose de reproduire (1) au laboratoire en mettant en contact un comprimé aspirine 500 qui contient en principe 500mg de principe actif et une solution d'hydrogénocarbonate de sodium.

- a. La solution d'hydrogénocarbonate introduite dans le ballon a un volume $V_1 = 10mL$ et une concentration $C_1 = 0,5M$. Vérifier que la solution permet la consommation totale de l'aspirine dans un comprimé.
- b. Définir la vitesse volumique instantanée de formation de CO_2 .
- c. Calculer la masse d'aspirine contenu dans le comprimé sachant que la quantité de CO_2 formée est $nCO_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}mol$. Comparer à la valeur indiquée. On donne masse molaire de l'aspirine $M = 180g/mol$.

9 — ENS Yaoundé 2008

Exercice 01

- 1 Sur l'emballage d'un engrais on lit : « ENGRAIS GERANIUM 17-18-20 : 17% d'azote, 18% d'acide phosphorique, 20% de potassium »
 - a. Corriger cette étiquette.
 - b. L'agronome conseille de dissoudre cet engrais dans l'eau, dans les proportions de 1g par litre, puis d'arroser les plantes avec une solution tous les jours. Un volume de 1l de solution étant nécessaire pour une jardinière de trois plants de géranium, quelle masse des trois éléments fertilisants chaque plant de géranium peut utiliser par mois ?
- 2 Lorsque la nitroglycérine $C_3H_5(NO_3)_3$ explose, aucun produit solide n'est produit suivant l'équation :

$$C_3H_5(NO_3)_3(l) \longrightarrow CO_2(g) + 6N_2(g) + O_2(g) + H_2O(g)$$
 - a. Equilibrer cette équation.
 - b. Quel est le volume total des gaz produits dans les CNTP lorsqu'un récipient contenant 454g de nitroglycérine explose ?
- 3 Une solution S_0 d'acide méthanoïque $HCOOH$ de concentration $Ca = 0,1 mol : l^{-1}$, a un $pH = 2,4$.
 - a. Calculer les concentrations des espèces chimiques, présentes dans la solution.
 - b. L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible ? Pourquoi ? écrire l'équation de la réaction avec l'eau.
 - c. Déterminer le pK_a du couple acide méthanoïque/ion méthanoate.
- 4 L'hydratation dans les conditions convenables d'un alcène A_1 non cyclique comportant 6 atomes de carbones conduit à deux composées B_1 et B_2 dans les proportions comparables alors que, celle de A_2 est un isomère de A_1 , conduit B_1 et à un autre composée B_3 nettement prépondérante. Contrairement à B_3 , B_1 et B_2 décolorent une solution acidifiée de permanganate de potassium et conduisent à deux composés C_1 et C_2 qui sont précipité jaune. Donner les formules semi-développées et les noms de A_1 , A_2 , B_1 , B_2 , B_3 , C_1 et C_2 .
- 5 On mélange 10ml de butan-1-ol avec 20ml d'une solution de dichromate de potassium de concentration $0,1 mol/l$ et quelques gouttes d'acide sulfurique. On dose l'excès de dichromate de potassium par une solution de fer(II) de concentration $0,6 mol/L$. A l'équivalence le volume de la solution de sulfate de fer versé est de $9,5 ml$.
 - a. Pourquoi acidifie-t-on le milieu lors de la première expérience ?
 - b. Quelle est la verrerie utilisée pour réaliser l'expérience ?
 - c. Ecrire les demi-équations et l'équation bilan des deux réactions d'oxydoréduction.
 - d. Calculer :
 - i. Le nombre de moles d'ion dichromate dosés par le fer(II).
 - ii. La masse d'alcool utilisée et sa concentration molaire.
- 6 L'énergie en électron volts de l'atome d'hydrogène lorsque l'électron se trouve sur un niveau (n) est donnée par la relation $E_n = -13,6/n^2$.

- a. Quelle est l'énergie correspondant au niveau fondamental de l'atome d'hydrogène ?
- b. Une transition du niveau 2 au niveau 4 peut-elle se faire par absorption ou par émission d'un photon ?
- c. Lorsque l'atome est dans son état fondamental, quelle est la plus grande longueur d'onde des radiations qu'il peut absorber ? à quel domaine spectral appartient cette longueur d'onde ?
- d. Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène ?
- e. On envoie sur l'atome d'hydrogène sans son état fondamental différents photons d'énergie respectives : $8,2\text{eV}$; $10,2\text{eV}$; $13,6\text{eV}$ et $14,6\text{eV}$.
 - i. Quels sont les photons qui peuvent être absorbés ?
 - ii. Quel est dans chaque cas l'état final du système ?

6 On verse sur un clou en fer de masse $1,2\text{g}$, 25cm^3 d'une solution molaire d'acide chlorhydrique.

- a. Ecrire l'équation bilan de la réaction et mettre en évidence les deux corps oxydant réducteur mis en jeu.
- b. Calculer la masse de fer ayant disparu.
- c. Calculer le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions où le volume est $V_M = 24\text{L/mol}$.

Données : Volume molaire dans les CNTP= $22,4\text{L/mol}$; C=12,0; H=1,0; N=14; O=16; K=39; P=31; Fe= 55,8; $h = 6,62 \cdot 10^{-34}\text{J} \cdot \text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8\text{m/s}$; $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$.

10-ENS Yaoundé 2010

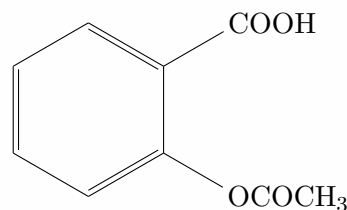
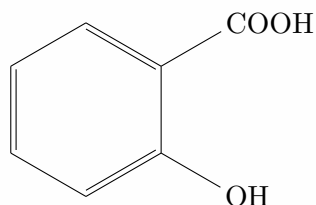
Exercice 01

- 1** Calculer le volume d'une solution technique à 37% $d = 1.19$ qu'il faut prélever pour préparer par dilution 250ml de solution 0,5M.
- Quel volume de cette solution faut-il diluer dans une fiole de 100ml pour préparer une solution de 0,1 .
- Quelle est la verrerie nécessaire ? On prélève 50ml d'une solution aqueuse de CH_3COOH de concentration inconnue.
- On y ajoute 10ml d'une solution aqueuse de NaOH. L'excès de NaOH est titré par le 9ml d'une solution aqueuse de HCl 0,1M. Quelle est la concentration de la solution de CH_3COOH ?
- 2** On se propose de vérifier par dosage l'étiquetage d'un flacon contenant une solution S_0 d'acide méthanoïque (HCOOH). L'étiquette porte les indications suivantes : acide formique 50% en masse, masse volumique de la solution $1180kg/m^3$, $M = 46,0g/mol$ (masse moléculaire).
- On dilue 200 fois un échantillon du contenu du flacon. On obtient une solution S. On prélève dans une bécher $10,3cm^3$ de solution S puis on ajoute quelques gouttes de phénophtaléine. On dose alors ce prélèvement au moyen d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $0,100mol/L^{-1}$. Le virage de l'indicateur coloré est obtenu pour un volume de soude versé égal à $10,3cm^3$.
- Ecrire l'équation de la réaction chimique qui se produit lors du dosage.
 - En déduire la concentration molaire de la solution S.
 - Quelle est la concentration molaire de la solution S_0 .
 - Le pourcentage annoncé sur l'étiquette vous paraît-il correcte ? Justifier.
- 3** Dans 10ml d'une solution décimolaire d'acide chlorhydrique on ajoute x gouttes d'eau pure. Chaque goutte a un volume de $0,5cm^3$. Quel est le nombre de gouttes nécessaires pour avoir une variation de pH de la solution primitive de l'unité pH.
- 4** On dissout un échantillon de $3,552g$ d'un minerais de fer dans du H_2SO_4 et tous les ions fer (III) qui seraient présents sont réduits en Fe^{2+} par addition de poudre de Zinc à la solution. On titre la solution filtrée de Fe^{2+} par une solution de $KMnO$ 0,1108M. Le dosage relève qu'il en faut $34,5ml$. Quel est le pourcentage massique de fer dans le minerai analysé ? $Fe = 56g.mol^{-1}$.
- 5** On suit par pH mètre le dosage d'une solution d'acide éthanoïque ($Ka = 1,6.10^{-4}$) de volume V_a et concentration α par une solution de soude de concentration C . soit V_b le volume de base nécessaire pour atteindre le point équivalent et soit à un instant x ml, le volume de soude ajouté.
- Ecrire la relation donnant V_b
 - Calculer le pH pour $x = 0$
 - Etablir la relation donnant la valeur pH avant le point équivalent.
 - Calculer la valeur pH à la demi-équivalence
 - Calculer la valeur de pH au point équivalent
 - Etablir la relation donnant la valeur pH après le point équivalent

11 - ENS 2012

Exercice 01

- 1** Donner les formules semi-développées des composés dont les noms suivent
- Acide 2,3-diméthylbutanoïde ;
 - 2,4,4-triméthylhexan-3-ol ;
 - 3,6,6-triméthylheptan-2-one ;
 - 3-méthylpentanal ;
 - 4-éthyl,3-méthylhept-2-ène.
- 2** On a relevé en nm les quatre longueurs d'onde les plus élevées des séries de Balmer pour l'hydrogène (${}_1H$) et son isotope naturel le deutérium $D({}_2H)$.
- Rappeler la formule de Balmer généralisée.
 - On rappelle que la série de Balmer correspond à la désexcitation de l'atome vers le niveau d'énergie de l'atome vers le niveau d'énergie E_2 . Déterminer avec cinq chiffres significatifs, la constante de Rydberg R_d pour le deutérium. On précisera obligatoirement la méthode de calcul employée. On donne : $C = 3 \times 10^8 \text{ms}^{-1}$, $h = 6,02 \times 10^{-34} \text{Js}$, $1\text{eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{J}$.
- 3** L'acide acétylsalicylique ou aspirine est synthétisé à partir de l'atome de l'acide salicylique et de l'anhydride éthanoïque. En effet, l'acide salicylique (1), comme l'acide acétylsalicylique (2) sont des antipyrétiques efficaces (contre la fièvre), mais le deuxième est moins agressif pour l'organisme que le premier.



- Expliquer simplement pourquoi les deux corps peuvent présenter des activités pharmacologiques comparables.
- Nommer les différentes fonctions chimiques de ces deux composés. Pour répondre aux questions 3 et 4, l'acide acétylsalicylique, pourra être écrit sous la forme AH.
- On étudie l'acide acétylsalicylique qui est un acide faible de $\text{pK}_a=3,48$.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acido-basique de l'aspirine avec l'eau. Donner le nom de sa base conjuguée.
 - Le pH est voisin de 1 dans l'estomac, et 8 dans l'intestin. Sous quelle forme prédominante se trouve l'aspirine dans ces organes ? Justifier votre réponse.
- On prépare une solution S de volume 150ml, en dissolvant un comprimé d'aspirine dans de l'eau distillée. On procède au dosage de la quantité d'acide acétylsalicylique contenu dans S par une solution de soude.
 - Le dosage est effectué à froid : expliquer pourquoi. Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage.

ii. La solution de soude utilisée a une concentration $C_b = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$. Le volume versé l'équivalence dans S est $V_b = 15,06 \text{ mL}$. En déduire la masse d'aspirine contenue dans le comprimé.

- 4** On dispose de deux sacs contenant respectivement 10 kgs de KNO_3 , et 20 kgs de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
- Déterminer la formule commerciale de chacun de ces engrais.
 - On mélange intimement les contenus des deux sacs. Déterminer la formule commerciale de l'engrais résultant. On donne : $H = 1$, $O = 16$; $K = 39,1$; $P = 31$; $Ca = 40$.
- 5** Une solution S_0 d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, a un $\text{pH} = 2,4$.
- Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.
 - L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible? Pourquoi? Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
 - Déterminer le pK_a du couple acide méthanoïque/ion méthanoate.
- 6** On verse Sur un clou en fer de masse $1,2 \text{ g}$, 25 cm^3 d'une solution molaire d'acide chloridrique.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction de la réaction et mettre en évidence les deux couples oxydant réducteurs mis en jeu.
 - Calculer la masse de fer ayant disparu ($\text{Fe} = 55,8$)
 - Calculer le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions où le volume molaire est $V_m = 24 \text{ l.mol}^{-1}$.

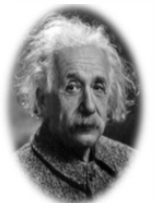
Partie

3

CHIMIE (YAOUNDÉ)

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

Albert Einstein



12-ENS 2008-2009

Exercice 01

On dissout $m_1 = 52g$ d'un soluté S dans $m_2 = 48g$ de solvant. La solution obtenue a une masse volumique $\rho = 1,24g/mL$.

Quelles sont les concentrations molaires C_1 et C_2 de soluté et de solvant dans cette solution. On donne $M(\text{soluté})=342g/mol$
 $M(\text{solvant})=18 g/mol$.

Exercice 02

1 Le produit ionique de l'eau pure K_e à $70^{\circ}C$ vaut $10^{-12,20}$.

Calculez le pourcentage de molécule d'eau dissociée à cette température sachant que la masse volumique de l'eau, à $70^{\circ}C$, est $\rho_e = 1kg/dm^3$

2 Dans la réaction suivante : $2MnO_4^- + 5H_2C_2O_4 + 6H_3O^+ \longrightarrow 2Mn_2^+ + 10CO_2 + 14H_2O$. Quelle relation existe-il entre la vitesse de formation du dioxyde de carbone et la vitesse de disparition de l'ion permanganate ?

Exercice 03

Une amine tertiaire, liquide à température ordinaire, a pour formule R_3N où R est un radical alkyle saturé. Dans 5 g de cette amine, on verse avec précautions de l'iodure de méthyle en excès. Il se forme un précipité blanc dont la masse est de 10g.

1 Après avoir écrit l'équation de la réaction qui a eu lieu, donner la nature du précipité obtenu.

2 En admettant que la réaction est totale, déterminer la formule semi-développé de l'amine.

Données : N=14 ; C=12 ; I=127 ; H=1.

Exercice 04

1 Soit un couple acide-base noté A/B ; on a la relation $pH=pK_a + \log([B]/[A])$. On considère une solution dont la concentration totale en forme acide et basique est $C_0 = [B] + [A]$.

a. Montrez que :

i. Pour $pH=pK_a$, $[A]=[B]=C_0/2$;

ii. Pour $pH \gg pK_a$; $[B] \approx C_0$;

iii. Pour $pH \ll pK_a$; $[A] \approx C_0$.

b. Evaluez en fonction de C_0 , les concentrations en forme acide et forme basique dans chacun des cas suivants :

i. $pH=pK_a+1$

ii. $pH=pK_a-1$.

c. On considère que la forme basique prédomine largement si elle est au moins dix fois plus concentrée que la forme acide et réciproquement. Déduire des résultats de la question précédente les zones de pH dans lesquelles : A prédomine ; B prédomine ; A et B sont en proportions sensiblement équivalentes.

2 on mélange 50 mL d'acide benzoïque

$C_6H_5COOH(2 \times 10^{-3}M$ avec 12 mL de soude $5 \times 10^{-2}M$. Le pH de la solution est alors 4,38. Quelle sont les concentrations des ions Na^+ et $C_6H_5COO^-$ dans cette solution.

Exercice 05

Un jeune bachelier (Bac scientifique) recruté dans une industrie pharmaceutique pour un stage de vacance est affecté dans un service de contrôle de qualité. Cette industrie produit, en plus des autres médicaments, la vitamine C de son vrai nom, acide ascorbique (vendue en pharmacie sous forme de comprimés). Il reçoit un échantillon d'une série sur laquelle est portée l'inscription 500mg, ce qui signifie qu'un comprimé contient 500mg d'acide ascorbique pur. La vitamine C est un acide faible de formule brute $C_6H_8O_6$; c'est-à-dire $C_6H_7O_6H$ si l'on veut l'écrire sous la forme AH.

1 Quelle est la formule de sa base conjuguée ?

2 Ecrire l'équation bilan de sa réaction sur l'eau.

3 Le jeune bachelier dissout un comprimé dans $200cm^3$ d'eau distillée pour obtenir une solution S_1 . Il prélève 10mL de S_1 qu'il dose avec une solution S_2 de soude $1,5 \times 10^{-2}M$, en présence d'un indicateur coloré convenable. Le virage de l'indicateur est $[7,2; -8,8]$. Quelle peut être la valeur de pHE ?

4 Quelle est la quantité de soude utilisée pour atteindre l'équivalence ? En déduire la quantité d'acide ascorbique contenu dans un comprimé et la masse correspondante. L'inscription portée sur l'emballage est-elle justifiée ?

Exercice 06

Un comprimé d'aspirine effervescent est mis dans un verre d'eau. Entre l'aspirine (principe actif du médicament) et l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- ; se produit une réaction totale dont l'équation bilan : $C_9H_8O_4 + HCO_3^- \longrightarrow C_9H_7O_4^- + H_2O + CO_2$ (1). On envisage de reproduire (1) au laboratoire en mettant en contact un comprimé d'aspirine 500 mg qui contient en principe 500 mg de principe actif et une solution d'hydrogénocarbonate de sodium.

1 La solution d'hydrogénocarbonate introduite dans le ballon a un volume $V_1 = 10mL$ et une concentration $C_1 = 0,5M$. Vérifier que la solution permet la consommation totale de l'aspirine contenue dans un comprimé.

2 Définir la vitesse volumique instantanée de formation de CO_2 .

3 Calculez la masse d'aspirine contenue dans le comprimé sachant que la quantité de CO_2 formée est $n = 2,5 \times 10^{-3}mol$. Comparez à la valeur indiquée. On donne la masse molaire de l'aspirine $M = 180g/mol$.

13-ENS 2010

Exercice 01

- 1 Le carbone à l'état naturel contient deux isotopes $_{12}\text{C}$ et $_{13}\text{C}$ dont les masses nucléiques sont 12.0000 et 13.0034. Quel est le pourcentage des deux isotopes dans un échantillon de carbone dont la masse atomique est 12.01112 ?
- 2 Compléter les équations des réactions nucléiques suivantes :
 - i) $_{7}^{14}\text{N} + _{2}^{4}\text{He} \longrightarrow _{8}^{17}\text{O} + \dots\dots\dots$
 - j) $_{9}^{4}\text{B} + _{2}^{4}\text{He} \longrightarrow _{6}^{16}\text{C} + \dots\dots\dots$
 - k) $_{15}^{30}\text{P} \longrightarrow _{14}^{30}\text{Si} + \dots\dots\dots$
 - l) $_{1}^{3}\text{H} \longrightarrow _{2}^{3}\text{He} + \dots\dots\dots$

Exercice 02

On considère dans un eudiomètre 40cm³ d'un mélange d'éthane et de propane et 200cm³ de dioxygène. Après passage de l'étincelle et retour aux conditions initiales, il reste 127,5cm³ d'un mélange gazeux dont 105 sont absorbés par la potasse et le reste par le phosphore.

- 1 Quelle était la composition du mélange initial ?
- 2 **N.B** le phosphore absorbe du dioxygène.

Exercice 03

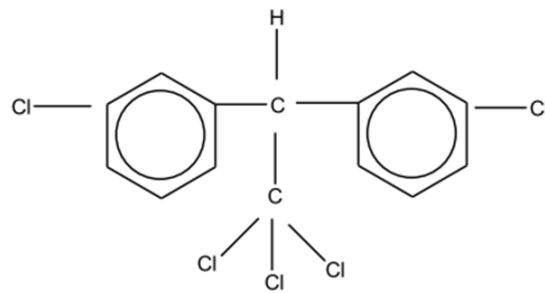
A 50 mL de solution d'un monoacide AH on ajoute peu à peu de la soude 0,5N et on note le pH après chaque addition. Au point final de la réaction on a versé 8mL de soude et le pH est égal à 8,95.

- 1 L'acide AH est-il faible ou fort ? Justifier la réponse.
- 2 Déterminez la concentration en mol/l de l'acide AH.
- 3 Calculer la constante K_a de cet acide (on négligera la dilution due à l'addition de soude).
- 4 En supposant que A=

Dire comment évolue la constante d'acidité de AH quand on remplace :

 - Un hydrogène de carbone α par Cl.
 - Un hydrogène de carbone β par Cl.
- 5 Quelle est la caractéristique principale du mélange réactionnel à $v = 4\text{mL}$ de soude ? justifiez la réponse en calculant les concentrations des espèces majoritaires dans le dit milieu.
- 6 Déterminer la concentration des ions H^+ dans la solution de AH au début du titrage. En déduire le taux d'ionisation de cet acide.
- 7 Quelle quantité d'acide AH doit-on utiliser pour acidifier 10mL de solution de Fe^{2+} 0,08N pour que la réaction avec KMnO_4 ait lieu ?

Exercice 04



La dichlorodiphényltrichloroéthane (DDT), insecticide puissant, a pour formule :

- 1 Déterminer sa masse molaire ainsi que son pourcentage en masse de chlore.
- 2 Le D.D.T. est interdit dans de nombreux pays car c'est un composé très toxique. Une dose de 0,5 g par kg est mortelle pour l'homme.
Quelle masse de D.D.T. peut entraîner la mort d'un homme pesant 75 kg ?

Exercice 05

- 1 Tous les acides aminés peuvent exister sous deux formes et pouvant dévier la lumière polarisée à droite ou à gauche :
 - a) Vrai ;
 - b) Faux ;
- 2 l'hydrolyse en milieu basique des corps gras permet d'obtenir les produits suivants : savon, l'eau, des esters, le glycérol, des acides gras.
 - a) Vrai ;
 - b) Faux ;
- 3 L'oxydation des acides gras saturés en présence du permanganate de potassium constitue l'une des voies de synthèse des aldéhydes et des cétones :
 - a) Vrai ;
 - b) Faux ;
- 4 Lequel des concepts suivants convient-il à l'eau de mer ?
 - a. Corps simple
 - b. Mélange homogène
 - c. Mélange hétérogène
 - d. Corps composé
 - e. Corps pur
- 5 Lequel des concepts suivants est-il fabriqué par synthèse chimique ?
 - a. Le coton
 - b. Le lin
 - c. La laine
 - d. Le nylon

e. L'huile de palme

6 Laquelle des définitions suivantes est-elle celle des isotopes ?

- a. Des atomes qui ont le même nombre d'électrons, mais des nombres de neutrons différents
- b. Des atomes qui ont le même nombre de masse, mais des nombres de neutrons différents
- c. Des corps purs dont les molécules sont formées des mêmes atomes et en nombres égaux, mais associés différemment
- d. Des atomes qui ont le même nombre de neutrons, mais des nombres de protons différents
- e. Des atomes qui ont le même nombre de protons, mais des nombres de neutrons différents

7 Dans laquelle des molécules suivantes le carbone a-t-il la même valence que dans CO ?

- a) C_2H_6 b) C_6H_6 c) CO_2 d) CCl_2 e) C_2H_2

8 On soupçonne les ions cuivre II hydratés comme étant responsables de la couleur bleue du sulfate hydraté. Pour vérifier cette hypothèse que faut-il faire ?

- a. Montrer si les sels d'autres métaux sont bleus en solution aqueuse
- b. Montrer que les sulfates d'autres métaux sont bleus en solution aqueuse
- c. Montrer que les autres sels de cuivres II sont bleus alors que les sulfates d'autres métaux ne sont pas bleus en solution aqueuse
- d. Montrer que le sulfate de cuivre II anhydre est blanc
- e. Aucune des procédures ci-dessus n'est acceptable.

9 Lequel des groupes de 3 chiffres suivants correspond-t-il aux nombres d-oxydation de l'oxygène respectivement dans les molécules O_2 , H_2O_2 et OF_2 ?

- a) -II, 0 et +1 c) -II, 0 et -II e) -II et +II
 b) -I, 0 et +II d) 0, -1 et -II

10 Les nombres d'oxydation de l'hydrogène dans les molécules HCl , $NaOH$ et H_2 sont respectivement de :

- a) +I, +1 et 0 c) +I, +1 et + I e) -II et +II
 b) +I, -1 et 0 d) +I, -1 et + I

11 On plonge une lame de zinc dans 100 cm^3 dans une solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration $0,1\text{ mol.L}^{-1}$.

Quelle est la perte de masse subie par la lame de zinc lorsque la quasi-totalité des ions Ag^+ a disparu, et sachant que $M_{Zn} = 65,4\text{g.mol}^{-1}$?

- a) 6,54 mg b) 65,4 mg c) 654 mg d) 327 mg e) 3,27 mg

12 Qu'est-ce qu'un indicateur coloré ? c'est un acide faible ou une base faible

- a) Qui permet de mesurer le pH d'une solution acide, basique ou neutre,
- b) Dont la couleur de la forme moléculaire diffère de celle des ions qui en résultent par dissociation ionique,



14-ENS 2011

Exercice 108

Un acide aminé renferme un seul atome d'azote et contient en masse 40,45% de carbone, 7,86% d'hydrogène et 35,95% d'oxygène.

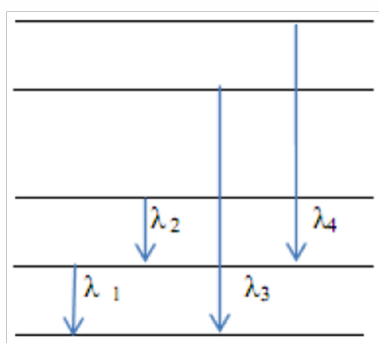
- Déterminer sa formule brute
- Ecrire les différentes formules semi-développées possibles
- Cet acide est un acide α aminé. Quelle formule faut-il retenir ? Quel est son nom en nomenclature systématique ?
- Donner les représentations de Fisher de cet acide
- on fait réagir cet acide α aminé avec la glycine (Acide 2-aminoéthanoïque).
Donner les formules semi-développées et les noms des deux dipeptides qu'on peut espérer obtenir.
- Ecrire la formule de l'ion dipolaire (zwitterion) présent dans une solution aqueuse de cet acide α aminé.
- Quels sont les couples acide-base correspondant à cet ion ?
- Le pKa de ces deux couples sont 2,3 et 9,9. Attribuer le pKa correspondant à chaque couple et établir le domaine de prédominance de chaque espèce

Exercice 109

Un alcool saturé B contient, en masse 60% de carbone.

- Déterminer sa formule brute, sa formule semi-développée et son nom sachant que son oxydation conduit à un composé qui rosit le réactif de Schiff.
- On chauffe en présence des ions H_3O^+ un mélange composé de 6g d'un acide carboxylique saturée et de 6g du corps B. Il se forme de l'eau et un corps D de masse 102g/mol .De quel acide s'agit-il ?
- Au bout d'un certain temps, on constate que la masse d'acide reste constante. La masse de D est alors de 6,84g.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction. De quelle réaction s'agit-il ?
 - Calculer le pourcentage de moles de B transformées en D

Exercice 110



La figure ci-contre représente un diagramme très simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de lithium. Les niveaux d'énergie sont notés I ; II ; III ; IV ; V. On considère les quatre transitions représentées sur le diagramme Les longueurs d'ondes correspondantes sont : $\lambda_1 = 671nm$; $\lambda_2 = 812nm$; $\lambda_3 = 323nm$; $\lambda_4 = 610nm$

- a. Montrer qu'entre l'énergie W d'un photon et sa longueur d'onde λ existe la relation numérique $W = \frac{1240}{\lambda}$ avec $\lambda(\text{nm})$ et $W(\text{eV})$
- b. Déterminer en joules l'énergie des photons absorbés lors de Chacune des quatre transitions.
- c. Calculer l'énergie E_1 du niveau 1. Cette énergie représente l'énergie de l'électron externe dans son état fondamental. Affecter alors à chaque niveau du diagramme la valeur de son énergie E_n en électron-volts.
- d. A partir de quelle valeur de longueur d'onde des radiations incidentes, les atomes de lithium subiront-ils une ionisation à partir de l'état fondamental ?

Exercice 111

On fait réagir 1,0 mol d'acide éthanoïque avec différentes quantités n d'éthanol. Le tableau ci-après donne les quantités d'acide n_r restants à l'équilibre.

$n(\text{mol})$	0,5	1,0	2,0	4,0
$n_r(\text{mol})$	0,58	0,33	0,15	0,07

- a. Ecrire l'équation de la réaction d'estérification
- b. Compléter le tableau en déterminant pour chaque expérience le nombre de moles d'esters formés
- c. Donner l'expression et calculer dans chaque cas la constante d'équilibre pour l'estérification.

Exercice 112

Un élève veut déterminer la concentration C_1 d'une solution S_1 d'éthylamine. Pour cela, il prélève un volume V_1 de cette solution et la dilue de façon à obtenir une solution S_2 de concentration C_2 égale au centième de celle de la solution S_1 ; il dose un volume $V_2 = 10\text{ml}$ de cette solution en présence d'un indicateur coloré par une solution centimolaire (C_0) d'acide chlorhydrique. Le volume d'acide versé au point d'équivalent est $V_E = 25\text{ml}$.

- a. Ecrire l'équation de la réaction entre l'eau et l'éthylamine
- b. Ecrire l'équation bilan de la réaction de ce dosage
- c. Donner une définition de l'équivalence et en déduire la relation entre C_2 , C_0 , V_2 et V_E . Calculer ensuite C_2 puis C_1 .
- d. La détermination du pH à l'équivalence a donné $\text{pHE}=6,0$. Déterminer le pKa du couple dont la base est l'éthylamine
- e. L'élève dispose de pipettes de 5, 10, 15, 20 et 25 ml et de fioles jaugées de 50, 100, 150 et 250 ml, indiquez-lui comment préparer 100 ml de solution S_2 .

Exercice 113

On fait réagir 4,25 g de zinc avec 150 ml d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration 0,5 mol/L. Les potentiels standards d'oxydoréduction sont $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,76\text{V}$; $E^0(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0\text{V}$.

- a. Ecrire les demi-équations relatives aux deux couples mis en jeu. Déduire l'équation-bilan de la réaction
- b. Déterminer la masse de zinc en excès
- c. A la fin de la réaction, la solution est filtrée puis cristallisée. Quel est le rôle de la filtration ? Déterminer la masse de produit anhydre de chlorure de zinc ainsi récupéré.

Données : $Zn = 65,4$; $Cl = 35,5$; $C = 12$; $H = 1,0$; $N = 14,0$; $O = 16,0$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$; $C = 3 \cdot 10^8\text{m/s}$; $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$



15-ENS Yaoundé 2012

Exercice 114

Pour connaître le nombre n d'atomes de carbone contenus dans la molécule d'un alcool primaire. On l'oxyde avec un oxydant en excès. Le corps A obtenu à partir de l'oxydation de $0,75g$ d'alcool est dosé par une solution d'hydroxyde de sodium. L'équivalence acido-basique est obtenue quand on a versé $16,9cm^3$ de soude de concentration $0,6mol/l$. En déduire la masse molaire de l'alcool ainsi que sa formule brute.

b. Donner les noms et les formules semi-développées des isomères possibles.

C :12; H :1; O :16

Exercice 115

On traite à l'ébullition $1,45g$ d'un aldéhyde de formule brute $C_nH_{2n}O$ par excès de liqueur de Fehling. On obtient un précipité rouge brique qui, après lavage et séchage, pèse $3,575g$.

a. Quelle est la masse molaire de cet aldéhyde ?

b. Déterminer la masse d'alcool que l'on doit oxyder pour préparer $1kg$ de cet aldéhyde en admettant que le rendement de la réaction est de 70% .

c. Ecrire les équations-bilan des réactions chimiques traduisant les propriétés réductrices des aldéhydes sur des oxydants doux.

Cu :635; C :12; H :1; O :16

Exercice 116

Soit A un acide carboxylique à chaîne carbonée saturée de formule semi-développée $R-COOH$. Pour identifier cet acide, on utilise des réactions chimiques où A est un réactif. Pour cela, une masse m_A de l'acide A est entièrement consommée en chlorure d'acyle. Le composé B est isolé.

a. La moitié de la masse obtenue du composé B est complètement hydrolysée. La réaction est alors rapide, totale et exothermique. Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b. Il se forme du chlorure d'hydrogène qui est entièrement dissout dans l'eau distillée. On ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol dans la solution d'acide. Puis on verse progressivement $19,9cm^3$ d'une solution aqueuse d'hydrogène de sodium de concentration $C_b = 1,0mol/l$. Il se produit alors le virage de l'indicateur coloré. Sachant que la masse de l'acide A utilisée est $m_A = 2,96g$, déterminer sa masse molaire M_A .



c. Écrire la réaction de l'acide nitreux sur la glycine.

d. Un acide α -aminé, traité par l'acide nitreux donne un produit C qui réduit l'ion dichromate, $Cr_2O_7^{2-}$, en milieu acide pour donner D. D donne un précipité avec la $2,4-D.N.P.H.$ mais ne colore pas le réactif de Schiff. Proposer une formule générale pour l'acide α -aminé.

e. L'acide α -aminé ci-dessus correspond en fait à la formule brute $C_4H_9O_2N$. En déduire sa formule semi-développée.

Exercice 117

On dispose d'une solution A contenant de l'acide éthanoïque de concentration $0,1\text{mol/l}$ et d'une solution B contenant de l'acide chlorhydrique à la concentration 10^{-3}mol/l .

a. le PH de la solution A est 2,9. En déduire les concentrations des différentes espèces chimiques et le coefficient d'ionisation α de l'acide.

b. on mélange 50cm^3 de A et 50cm^3 de B. le pH du mélange vaut 3,0. Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange ainsi que le nouveau coefficient d'ionisation α_1 de l'acide éthanoïque dans le mélange.

c. A a un volume V de la solution A, on ajoute le même volume V d'eau. Le pH du mélange obtenu vaut 3,05. Calculer le coefficient d'ionisation α_2 de l'acide éthanoïque dans la solution obtenue.

d. En comparant les valeurs de α , α_1 α_2 que peu-ton dire sur l'équilibre d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau ?

Exercice 118

On dispose d'une solution d'iodure de potassium à $0,2\text{mol/l}$ et une solution de peroxydisulfate de potassium à $0,02\text{mol/l}$. A l'instant $t = 0\text{s}$, on mélange 100cm^3 de chacune de ces solutions et on homogénéise le mélange que l'on nomme A. On prélève 10cm^3 du mélange réactionnel et on le dilue dans un excès d'eau froide à $t = 10\text{min}$. le diiode apparu est dosé par une solution de thiosulfate de sodium ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) à $0,01\text{mol/l}$. A l'équivalence, il faut verser $4,13\text{cm}^3$ de la solution de thiosulfate.

a. écrire l'équation-bilan de la réaction de dosage et calculer la concentration de la solution A en diiode à l'instant $t = 600\text{s}$.

b. écrire l'équation-bila de la réaction étudiée et calculer la concentration en diiode au bout d'un temps infini. on donne $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$. Calculer les pKa des couples acido-basiques ci-après : $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

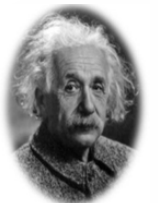
Partie

4

PHYSIQUE (YAOUNDÉ)

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

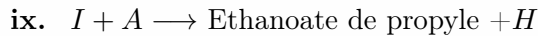
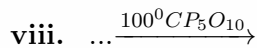
Albert Einstein



16-ENS Yaoundé(2008-2009)

Exercice 130

- 1 Répondre par Vrai(V) ou par Faux(F)
 - a. A cause de leur pH, les températures de fusion des acides carboxyliques sont inférieures à celles des alcanes de même chaîne carbonée.
 - b. L'oxydation des aldéhydes en milieu basique est possible.
 - c. Un site électrophile est un site électronique.
 - d. Les aldéhydes sont les réducteurs plus forts que les cétones.
- 2 La combustion complète d'une mole d'un composé organique de formule $C_xH_yO_z$ par 6 moles de dioxygène produit 90g d'eau et 176g de CO_2 .
 - a. Ecrire l'équation bilan de la réaction.
 - b. Déterminer la formule brute du composé organique étudié.
- 3 On considère une solution de concentration $C_a = 10^{-2} mol.L^{-1}$ d'un acide faible AH. Après avoir dilué 10 fois, son pH=4. Déterminer le pKa du couple AH/A^- .
- 4 Dans une série donnée du spectre de l'atome d'hydrogène, la longueur d'onde la plus courte de la transition possible correspond à $\lambda_0 = 3280nm$.
 - a. Quelle est la valeur du nombre quantique principal de cette série.
 - b. Quelle énergie supplémentaire faut-il fournir à l'atome pour l'ioniser ?
On donne : $C = 3.10^{-8}m/s$, $h = 6,62.10^{-34}Js$; $1eV = 1,6.10^{-19}J$
- 5 On mélange, à $25^{\circ}C$, 100mL d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 10^{-2} mol.L^{-1}$ et 100mL d'acide bromhydrique de concentration inconnue C_2 . Le pH de la solution obtenue vaut 1,8. Les acides HCl et HBr sont des acides forts et le restent même quand on les mélange.
 - a. Quelles sont les concentrations des ions H_3O^+ ; Cl^- ; Br^- et OH^- dans le mélange ?
 - b. Quelle est la concentration C_2 de la solution bromhydrique initiale ?
- 6 On donne la série de réactions ci-dessous :
 - a. Identifier chacun des composés A, B, C, D, E, F, G, H et en donnant leur noms et leurs formules semi-développées.
 - i. Ethanoate de propyle $+OH^- \longrightarrow A + B$
 - ii. $A \xrightarrow{300^{\circ}C} + \dots$
 - iii. $C + Cu^{2+} + \dots \longrightarrow Cu_2O + D + \dots$
 - iv. $D + SOCl_2 \longrightarrow E + \dots + \dots$
 - v. $E + NH_3 \longrightarrow F + \dots$
 - vi. $E + A \longrightarrow G + \dots$
 - vii. $B + H_3O^+ \longrightarrow H + H_2O$



b. Donner les noms des réactions a. et b.

- 7** a. Donner le nom et la formule semi-développé de l'acide α -aminé de plus faible masse moléculaire et contenant un carbone asymétrique.
- b. Combien de stéréo-isomères présente cet acide α -aminé? Donner leur représentation de Fisher.
- c. Comment peut-on différencier les deux isomères?
- d. Indiquer le stéréo-isomère de la configuration D. Sous quelle configuration existent les acides α -aminés naturels?
- e. Les configurations D et L de la représentation de Fisher sont respectivement dextrogyre et lévogyre. Vrai ou Faux?
- f. i. A quelle famille de composés appartient le composé suivant : $CH_3 - CHOH - CH(NH_2) - COOH$?
 ii. Combien possède-t-il de carbones asymétriques?
- g. L'une des conformations du composé mentionné au 2-6 peut-être :.....
 i. Comment appelle-t-on ce type de représentation?
 ii. Représenter la même conformation selon Newman, votre oeil étant placé derrière le carbone $C_3(N^03)$.



17-ENS 2010(Yaoundé)

Exercice 131

- a. Une solution aqueuse de méthylamine de concentration molaire $C_b = 4.10^{-2}M$ a un pH de 10,9 à 25°C.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction de la méthylamine avec l'eau
 - Calculer la concentration des ions hydroniums et celle des ions hydroxydes
 - A partir des équations d'électroneutralité et de conservation de la matière, calculer la concentration des autres espèces présentes dans la solution
 - En déduire le pKa du couple $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$
- b. Dans 20ml de cette solution on verse Xml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 3.10^{-2}M$.
- Ecrire l'équation de la réaction
 - Quelle doit être la valeur de X pour obtenir pH=9,2?
 - Quelle est la propriété de la solution ainsi obtenue?
- c. On reprend 20ml de la solution de méthylamine et on y ajoute de l'acide chlorhydrique de façon à obtenir l'équivalence la solution obtenue est-elle acide, basique ou neutre? justifier.

Exercice 132

Le benzène liquide brûle dans le dioxygène pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau. Si la masse volumique du benzène liquide à 20°C est de $0,08g.cm^{-3}$ combien de litre de dioxygène dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) sont nécessaires pour la combustion de $39cm^3$ de benzène liquide (volume molaire dans les CNTP = 22,4mol/LS).

Exercice 133

une solution So d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $C_0 = 0,1M$ a un $pH = 2,4$

- Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution.
- Déterminer le pKa du couple acide méthanoïque/ion méthanoate

Exercice 134

- on dispose d'un composé A de formule brute C_4H_8O il donne un précipité avec la DNPH et rosit avec le réactif de schiff. préciser la formule semi développée de A et son nom
- L'oxydation catalytique de A par le dioxygène ou par une solution acidifiée de dichromate de potassium produit un corps B. quelles sont la formule semi développée et le nom de B.
- B réagit avec un alcool C pour donner un corps odorant de masse molaire 130g/mol et de l'eau. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. quels sont les noms et les formules semi développées de C et D.

Exercice 135

On fait réagir $1,0\text{mol}$ d'acide éthanoïque avec différentes quantités n d'éthanol. le tableau ci-après donne les quantités d'acide n_r restants à l'équilibre.

$n(\text{mol})$	0,5	1,0	2,0	4,0
$n_r(\text{mol})$	0,58	0,33	0,15	0,07

- 1 Ecrire l'équation de la réaction d'estérification
- 2 Compléter le tableau en déterminant pour chaque expérience le nombre de mole d'ester formés
- 3 Donner l'expression et calculer dans chaque cas la constante d'équilibre pour l'estérification.

Exercice 136

On réalise une pile avec les couples Au_3^+/Au et $\text{Mg}^{2+} = \text{Mg}$ sachant que les potentiels standard d'oxydoréduction sont : $E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,5\text{V}$ et $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37\text{V}$

- 1 Faire le schéma de la pile en indiquant ses pôles
- 2 Ecrire les équations des réactions aux électrodes lorsque la pile fonctionne
- 3 Calculer la force électromotrice de la pile, les solutions étant à 1M .

Exercice 137

L'énergie en électron volt de l'atome d'hydrogène lorsque l'électron se trouve sur un niveau n (n étant un entier naturel non nul) est b donne par la relation $En = -13,6/n^2(\text{eneV})$

- 1 Quelle est l'énergie correspondant au niveau fondamental de l'atome d'hydrogène ?
- 2 Lorsque l'atome d'hydrogène est dans son état fondamental, quelle est la plus grande longueur d'onde des radiations qu'il peut absorber ?

Données : Masse molaire en g/mol : C=12,0 ; H=1,0 ; K=39,1 ; P=31 ; O=16 ; Ca=40,1 ; $h = 6,22 \cdot 10^{-34} \text{J.S}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{m/s}$; $1\text{Ev} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{J}$.



18-ENS Yaoundé(2011)

Exercice 138

Répondre par vrai(V) ou par faux (F). Une réponse juste : + 0,5pt ; une réponse fautive : -1pt

- Un photon est toujours absorbé par un atome si son énergie est inférieure à l'énergie d'ionisation de cet atome.
- La concentration C_a de toute solution aqueuse chlorhydrique vérifie la relation $C_a = (H_3O^+)$

Exercice 139

- Quel est le pourcentage en masse de l'élément azote dans un engrais, sur l'emballage duquel on a marqué 30% de nitrate de baryum.

On donne : $N=14$, $O=16$, $Ba=137$.

- Equilibrer $KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$

Exercice 140

- On mélange une solution aqueuse d'acide éthanoïque (CH_3COOH/CH_3COO^- ; $Pk_1 = 4,8$) et une solution aqueuse d'acide méthanoïque ($HCOOH/HCOO^-$; $Pk_2 = 3,8$) à $25^\circ C$. Montrer que, quels que soient les mélanges considérés, on a $(HCOOH/HCOO^-) - (kCH_3COO^-)/(CH_3COOH)$ où k est une constante que l'on déterminera.
- Dans une série donnée du spectre de l'atome d'hydrogène, la longueur d'onde la plus courte des transitions possibles correspond à $\lambda_0 = 3280nm$.
 - Quelle est la valeur du nombre quantique principal dans cette série ?
 - Quelle énergie supplémentaire faut-il fournir à l'atome pour l'ioniser ? On donne : $C = 3 \times 10^8 m/s$; $h = 6,62 \times 10^{-34} Js$; $1eV = 1,6 \times 10^{-19} J$

Exercice 141

On dispose d'une solution d'iodure de potassium $0,2M$ et d'une solution de peroxydisulfate de potassium $0,2M$. A l'instant $t=0$, on mélange $100cm^3$ de chacune de ses solutions et on homogénéise le mélange que l'on nomme A. On prélève $10cm^3$ du mélange réactionnel et on le dilue dans un excès d'eau froide à $t=10min$. I_2 apparu est dosé par une solution de $Na_2S_2O_3$ $0,01M$. A l'équivalence, il faut verser $4,1cm^3$ de la solution de thiosulfate.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage et calculer la concentration de la solution A en I_2 , à $t = 10min$.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction étudiée et calculer (I_2) au bout d'un temps infini.

Exercice 142

L'aspirine ou acide acétylsalicylique à pour formule semidéveloppée la formule(1). Sa masse molaire est $M = 180g/mol$. Il appartient à un couple acide-base de $pKa = 3,5$. Pour simplifier les écritures, l'acide acétylsalicylique sera écrit AH et sa base conjuguée A

- 1 On dissout un comprimé d'aspirine 500(il contient 500mg d'aspirine) dans 500ml d'eau. Calculer la concentration théorique notée C_{TH} en mol/L de la solution S_1 ainsi obtenue.
- 2 On veut doser 100ml de la solution S_1 par une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-2}mol/L$.
 - a. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu lorsqu'on mélange S_1 et S_2
 - b. Calculer la constante Kr de cette réaction et justifier l'utilisation de cette réaction pour un dosage.
- 3 La solution, à l'équivalence, est-elle acide, basique ou neutre? Justifier la réponse.
- 4 Le volume de soude versé pour obtenir l'équivalence est de 10,9ml. On appelle CEX la concentration de la solution S_1 dosée. Comparée CTH et CEX.
- e Pourquoi faut-il pour ce dosage opérer rapidement à froid? On donne : $pKe = 14$ C=12; O=16; H=1.

Exercice 143

On mélange, à 25°C, 100ml d'acide chlorhydrique de concentration $Q = 10^{-2}mol/L$ et 100ml d'acide bromhydrique de concentration inconnu C_2 . Le pH de la solution obtenue vaut 1,8. Les acides HCl et HBr sont des acides forts et le reste même quand on le mélange.

- 1 Quelles sont les concentrations des ions H_3O^+ , Cl^- Br^- et OH dans ce mélange.
- 2 Quelle est la concentration C_2 de la solution bromhydrique initiale?

Exercice 144

- 1 Donner la formule semi-développée de :
 - a. 2,3-diméthylbutanoate de 2-méthylpropyle ;
 - b. Chlorure de parahydroxybenzoate
- 1 Compléter les équation chimiques
 - a. $CH_3 - CH_2 - COOH + Cl_2 \rightarrow \dots\dots\dots$;
 - b. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - N(CH_3)_2 + CH_3 - CH_2 - I \rightarrow \dots\dots\dots$
- 3 Ecrire les formules semi-développées des dipeptides que l'on peut penser obtenir à partir d'un mélange de glycine et d'alanine (acide 2-aminopropanoïque).

- b. L'oxydation catalytique de A par le dioxygène ou par une solution acidifiée de dichromate de potassium produit un corps B. Quelle est la formule semi-développée du corps B et le nom de B.
- c. B réagit avec un alcool C pour donner un corps odorant D de masse molaire $M = 130g/mol$ et de l'eau. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. Quels sont les noms et formules sémi-développées de corps C et D.
- d. On fait réagir B sur le pentachlorure de phosphore ou sur le chlorure de thionyle on obtient un dérivé E.
 - i. Quels sont sa formule semi-développée et son nom ?
 - ii. Laquelle des deux réactions précédentes est la plus indiquées pour la préparation de E ?
- e. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre C et E au cours de laquelle D et un autre corps sont formés. Comparer cette réaction avec celle étudiée en c)
- f. Parmi les corps A, B, C, D, E quels sont susceptibles de formés un amide F par réaction avec l'ammoniac ? Ecrire l'équation de la réaction et donner le nom et la formule semi-developpée de F.

7 On réalise une pile avec les couples $Au^{3+}/Au, Mg^{2+}/Mg$, sachant que les potentiels standard d'oxydoréduction sont :

$$E^0(Au^{3+}/Au) = 1,5V \text{ et } E^0(Mg^{2+}/Mg) = -2,37V.$$

- a. Faire le schéma de la pile en indiquant ses pôles.
- b. Ecrire les équations des réactions aux électrodes lorsque la pile fonctionne.
- c. Calculer la force électromotrice de la pile, les 7 solutions étant à $1mol.L^{-1}$

Données : C=12,0 ; H=1,0 ; N= 14,0 ; O=16,0 ; k=39,1 ; P=31,0 ; Fe=55,8 ; Na=23,0 ; O=16 ; Ca=40 ; Si=28,1 ; $h = 6,62.10^{-34}$; $c = 3.10^8 m.s^{-1}$; $1eV = 1,6.10^{-19}$.



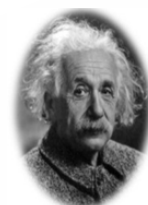
Epreuves de Chimie

Partie
5

CIMIE (MAROUA)

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

Albert Einstein



20-ENS Chimie(Maroua 209)

Exercice 146

- 1 Lorsqu'on bombarde le lithium-6 par des neutrons, on obtient l'hydrogène-3 et un autre noyau. Quel est ce noyau ?
- 2 Lequel des processus suivants requière plus d'énergie ? enlever deux électrons à un atome de calcium (Ca) ou un atome d'oxygène ? expliquer brièvement votre réponse.
- 3 En s'aidant de leurs structures de Lewis, donner la forme de NF_3 et PF_3 .
- 4 Lequel des éléments suivants réagit violemment avec l'eau ?
- 5 Calculer l'enthalpie de formation de l'Éthylène, C_2H_4 à partir des données suivantes :

	$\Delta H^0(KJ)$
$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$	-1387
$H_2O \longrightarrow H_2 + \frac{1}{2}O_2$	+286
$C_2O \longrightarrow C + O_2$	+393

- 7 Comment augmenter la vitesse d'une réaction lente à la température ambiante sans changer la température ?
- 8 On considère la réaction d'ordre 0 : $A \longrightarrow \text{produit}$
 - Ecrire l'équation de la loi de vitesse la réaction.
 - Dans quelles unités s'exprime la constante de vitesse ?
 - Tracer le graphe de la vitesse de réaction, en fonction de la concentration du réactif, $[A]$.
- 9 Un mélange gazeux de H_2 et H_2O est maintenu en contact avec un milieu de Fe et Fe_3O_4 , à $9000C$, jusqu'à ce que la réaction : $3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$ atteigne l'équilibre. La pression totale et la pression partielle de l'eau mesurées sont respectivement $2,93 \cdot 10^{-2} atm$ et $1,158 \cdot 10^{-2} atm$. Calculer la constante d'équilibre de la réaction.
- 10 Pour la réaction suivante $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$, la constante d'équilibre en fonction de la pression K_p , est $3,24 \cdot 10^{-3}$ à $2675K$. un mélange à cette température contient initialement N_2 à $1 atm$ et O_2 à, un atm. Calculer la pression partielle de NO à l'équilibre.
- 11 Le PH d'une solution $0,0642 mol/l$ d'un acide monoprotique est de 3,86. S'agit-il d'un acide fort ? justifier brièvement votre réponse.
- 12 a. Qu'est ce qu'un indicateur coloré acido-basique ?
 b. Le rouge de méthyle est un indicateur acidobasique avec une constante $K_a = 5,6 \cdot 10^{-6}$. La forme basique, HIn , est rouge et sa base conjuguée In^- est jaune.
 - Quel est le domaine de virage du rouge de méthyle ?
 - Quelle sera la couleur d'une solution de PH 6,5 contenant du rouge de méthyle ?
- 13 Lequel des acides suivants est le plus fort : CH_3COOH ou $CH_2ClCOOH$.
- 14 Donner la structure d'un aldéhyde, isomère de structure de l'acétone.
- 15 a. Qu'est ce que le test de Fehling ?

b. Quel groupe organique donne un test de Fehling positif?

16 Nommer les deux groupes fonctionnels qui réagissent pour former des amides.

17 a. Donner le nom systématique du composé X dont la structure est : $\text{CH}_3\text{---CH}(\text{NH}_2)\text{---COOH}$.

b. Par quel type d'isomérisation le composé X se caractérise-t-il ?

c. Quelle caractéristique permet à la molécule X d'avoir la propriété décrite ?

d. Dessiner les isomères de X.

e. Le composé X forme un ion $\text{CH}_3\text{---CH}(\text{NH}_2)\text{---COO}^-$ quel nom donne-t-on à cet ion ?

f. Utiliser deux molécules X pour montrer la formation d'un lien peptidique.

18 Deux composés organiques différents contiennent 52,2% de carbone, 13% d'hydrogène, et 34,8% d'oxygène. Ils ont le même poids moléculaire 46 et sont des isomères. Le composé A est un liquide incolore et a une température d'ébullition de 78°C. L'autre composé B est un gaz incolore qui se condense -25°C sous une pression de 1 atm pour donner un liquide. Chacun des composés a une odeur caractéristique.

a. Calculer la formule empirique et déterminer la formule moléculaire de chaque composé.

b. Seul le liquide (A) réagit à l'action du sodium métallique. La quantité d'oxygène libéré au cours de la réaction représente le sixième de l'hydrogène contenu dans le composé. En outre le liquide (A) réagit sur le trichlorure de phosphore (PCl_3) pour donner un produit composé d'oxygène. On peut écrire qu'une seule formule structurale $\text{C}_2\text{N}_3\text{Cl}$. Donner l'ébullition la plus basse.



21 - ENS Chimie (Maroua 2010)

Exercice 147

- 1 Qu'est-ce qui différencie les isomères de conformation des isomères de configuration ?
- 2
 - a. Définir les notations Z et E ;
 - b. Les appliquer au cas du but-2-ène ;
 - c. En déduire le plus stable des isomères du but-2-ène ;
- 3 Un composé renfermant les éléments carbone, hydrogène et oxygène a une masse molaire de $88g.mol^{-1}$. Il contient 54,5% de carbone et 9,1% d'hydrogène.
 - a. Déterminer sa formule brute ;
 - b. Ecrire les formules semi-développées des quatre isomères ne possédant chacun qu'une fonction chimique ;
 - c. Nommer ces isomères ;
 - d. Indiquer les types d'isomérisation présentée, on considérera tous les couples formés par ces isomères. **Données** : $H = 1g.mol^{-1}$, $C = 12g.mol^{-1}$, $O = 16g.mol^{-1}$;
- 4 On réalise la synthèse d'un dipeptide à partir de la glycine ($H_2N - CH_2 - COOH$) et d'un acide aminé X.
 - a. Ecrire la formule générale d'un acide aminé.
 - b. La masse molaire du dipeptide est $132g.mol^{-1}$, déterminer la nature du radical R de X.
 - c. Donner la formule semi-développée.
 - d. Donner le nom de X.
 - e. Sa molécule est-elle chirale ? Pourquoi ? **Données** : $H = 1g.mol^{-1}$; $C = 12g.mol^{-1}$; $O = 16g.mol^{-1}$; $N = 14g.mol^{-1}$.
- 5 On prépare le dioxygène au laboratoire par chauffage du chlorate de potassium.
 - a. Utiliser les nombres d'oxydation pour équilibrer, l'équation-bilan de cette réaction $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$.
 - b. Quel volume (mesuré dans les conditions normales, de température et de pression) de dioxygène peut-on obtenir en chauffant 17,75g de chlorate de potassium ?
 - c. Montrer qu'au cours de la réaction d'oxydoréduction suivante : $2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$, l'élément soufre joue à la fois le rôle d'oxydant et de réducteur. **Données** : $K = 39,1g.mol^{-1}$; $Cl = 35,5g.mol^{-1}$; $O = 16g.mol^{-1}$;
- 5 On dispose d'un litre d'une solution aqueuse contenant de l'ammoniac et du chlorure d'ammonium. Cette solution a un $pH = 9,525$ et sa concentration molaire est de $0,5mol/L$. $\{([NH_4^+] + [NH_3])\} = 0,5mol/L$. Le pK_A du couple NH_4^+/NH_3 est 9,3.

- a. Calculer les concentrations $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$
- b. A partir de la constante d'acidité K, déduire le rapport $[NH_3]/[NH_4^+]$
- c. Déterminer les concentrations $[NH_4^+]$ et $[NH_3]$
- d. On ajoute $0,02\text{mol}$ d'acide hydrique á la solution précédente (sans variation de volume).
- e.
 - i. Quelle réaction se produit après l'addition de l'acide ?
 - ii. Ecrire son équation-bilan
 - iii. Déduire les concentrations $[NH_4^+]$ et $[NH_3]$
 - iv. Déterminer la concentration $[H_3O^+]$ à partir de KA
 - v. En déduire le pH de la solution obtenue
 - vi. Comment appelle-t-on cette solution ?

- 7** a. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule :

$$E_n = \frac{-E_0}{n^2} (E_0 = 13,6\text{eV}); n^2 \in \mathbb{N} :$$

Donner la signification de chaque terme dans cette formule.

- b. On considère la transition d'un atome d'hydrogène du niveau d'excitation $n(p > n)$, y a-t-il absorption ou émission du photon ? Pourquoi ?

Exprimer l'énergie du photon mis en jeu, en fonction de E_0 ; n et p.

- d. Calculer E pour une transition du niveau 4 au niveau 2.
- e. Quelle est la longueur d'onde de la radiation ?
- f. A quel domaine spectral appartient cette radiation ?
- g. On envoie sur des atomes d'hydrogène a l'état fondamental différents photons d'énergies respectives :

$10,2\text{eV}$; $12,1\text{eV}$; $14,6\text{eV}$. Dire les photons qui peuvent être absorbés. Justifier la réponse.

Données : constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$; $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$; célérité de la lumière dans le vide : $c = 3 \cdot 10^8\text{m/s}$.



22-ENS Chimie(Maroua 2011)

Exercice 148

Le numéro atomique d'un élément Q : $Z=31$

- 1 Ecrire la configuration électronique de Q.
- 2 A l'état naturel Q contient un mélange de ${}^{69}Q$ et ${}^{71}Q$.
Que signifient les nombres 69 et 71 et comment appelle-t-on les deux composants de Q à l'état naturel ?
- 3 Si à l'état naturel Q est composé de 60% de ${}^{69}Q$ et de 40% de ${}^{71}Q$, calculez la masse atomique de Q.

Exercice 149

Donner les noms des trois particules émises par désintégration radioactive et expliquer brièvement le comportement de chacun de ces deux particules dans un champ électrique.

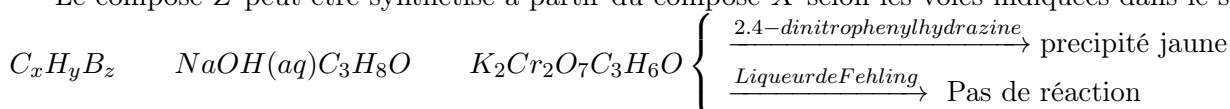
Exercice 150

Equilibrer les équations suivantes :

- 1 $Cl_2(g) + 2OH^-(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + H_2O(l) + ClO^-(aq)$
- 2 $Al(s) + H^+(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + H_2O(g)$
- 3 $SO_2(g) + BV_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + BV^-(aq)$
- 4 $MnO_4^-(aq) + Fe^{2+}(aq) + H^+(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + Fe^{3+}(aq) + H_2O(l)$

Exercice 151

Le composé Z peut être synthétisé à partir du composé X selon les voies indiquées dans le schéma suivant :



Donner les structures de X, Y, Z et écrire leurs noms IUPAC.

Exercice 152

La formule empirique de deux composés isomères est $(CH_2Br)_n$. Dans les conditions normales de température et de pression, 1,26g de l'un ou l'autre isomère occupe $150cm^3$ (masses atomiques $H = 1, C = 12, Br = 80$; une mole de gaz occupe 22,4l dans les conditions normales de température et de pression).

- 1 Calculer la masse moléculaire relative de ces composés.
- 2 Donner le nom et la formule structurale de chacun de ces deux composés.
- 3 Comment peut-on préparer chacun de ces composés à partir d'un hydrocarbure différent pour chaque cas ?

Exercice 153

L'équilibre suivant est exothermique de la gauche vers la droite $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$

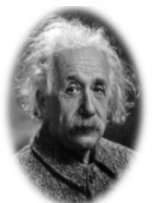
- 1 Ecrire l'expression de la constante d'équilibre K_e .
- 2 Dans quelle unité K_e est exprimée ?

Partie
6

PHYSIQUE (MAROUA)

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

Albert Einstein





23-ENS Chimie(Maroua 2009)

Exercice 172

- 1** Compléter et équilibrer les réactions nucléaires suivantes :
- a. **1** ${}^{14}_7N + {}^1_0n \longrightarrow {}^{14}_6C + \dots\dots\dots$
- 2** ${}^{238}_{92}U + {}^{14}_7N \longrightarrow {}^{247}_{99}Es + {}^1_0n$
- b. Estimer l'âge d'un vin en bouteille dont le contenu en tritium (3_1H) correspond à $\frac{3}{4}$ de celui de l'eau trouvée dans l'environnement de la région où pousse la vigne. La période (durée de demiréaction, $T_{1/2}$) du tritium est de 13,3 ans.
- 2** a. Indiquer lequel des oxydes suivants est acide, basique ou amphotérique : CaO, H_2O, B_2O_3 .
- b. Laquelle des molécules suivantes est de structure trigonale plane ? BCl_3, NH_3, PH_3 .
- c. $25cm^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration inconnue a été neutralisée complètement par $16cm^3$ d'une solution de H_2SO_4 de concentration $0,1MOL/L$. calculer le nombre de moles se trouvant dans $25cm^3$ de la solution d'hydroxyde de sodium.
- d. On considère la réaction : $4KClO_3(S) \longrightarrow 3KClO_4(S) + KCl(S)$.
- i. Déterminer le nombre d'oxydation du chlore dans le réactif et les produits.
- ii. Donner le nom du type de réaction redox que le chlore subit.
- 3** a. L'enthalpie standard de formation de NO_2 est $331j/mol$ et celle de N_2O_4 est $9kj/mol$. A l'aide des données suivantes estimer l'énergie de liaison $N-O$ dans NO_2 et celle de $N-O$ dans N_2O_4 $N_2(g) \longrightarrow 2N(g), \Delta H^0 = +944kj/mol, O_2(g) \longrightarrow 2O(g), \Delta H^0 = +498kj/mol$.
- b. Le tableau suivant donne quelques données correspondant à la réaction entre deux composés X et Y.

$(X)mol.dm^{-3}$	$(Y)mol.dm^{-3}$	Vitesse de réaction
5	5	12
15	5	36
10	10	24

Déterminer l'expression de la loi de vitesse ? Quelle est la constante de vitesse ? Quelle est l'ordre de la réaction.

- 4** a. On considère la réaction suivante : $CO(g) + 2H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(g), \Delta H^0 = -92kj/mol$. Si la réaction est à l'équilibre spécifier ce qui arrive à la constante d'équilibre lorsque
- On réduit de moitié le volume du milieu réactionnel.
 - On augmente la température.
- b. Le PH d'une solution $10^{-2}mol.dm^{-3}$ d'acide éthanoïque est 3,4. Déterminer le PK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^-

c. On considère la cellule voltaïque $Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Fe^{3+}(aq), Fe^{2+}(aq)|Pt.E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76V, E^0(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +0,77V$.

- Écrire la réaction de la cellule.
- Calculer la force électromotrice, fém, de la cellule.

5 a. Un ester organique X contient ; C :54,55%, H : 9,098%(C=12, H=1, O=16).

- Déterminer la formule empirique de X.
 - Lorsqu'on vaporise 0,15g de X, le volume occupé est de 57cm^3 à 126°C et 1.10^5N.m^{-2} , calculer la masse moléculaire relative de X ; ($R = 8,314\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$).
 - Quelle est la formule moléculaire de X.
 - Donner les structures des isomères de X qui sont aussi des esters.
 - Expliquer pourquoi le point d'ébullition de l'éthanol est plus élevé que celui du méthoxyéthane.
 - Proposer un test qui pourrait être utilisé pour distinguer les composés suivants : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et CH_3CHO .
- b. Le méthanol, CH_3OH , est préparé à partir de l'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, par des réaction suivantes :
 Préciser le réactif et les conditions de réaction utilisées dans les transformations I, II, III, IV et V.
- $$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{I}} \text{CH}_3\text{COOH} \xrightarrow{\text{II}} \text{CH}_3\text{COCl} \xrightarrow{\text{III}} \text{CH}_3\text{CONH}_2 \xrightarrow{\text{IV}} \text{CH}_3\text{NH}_2 \xrightarrow{\text{V}} \text{CH}_3\text{OH}(\text{Méthanol})$$
- Ethanol (Acide éthanóique) (Chlorure d'éthnoyle) (Éthanamide) (Méthylamine)



24-ENS Chimie(Yaoundé)

Exercice 155

- 1 a. Combien de configurations différentes un atome de carbone asymétrique peut-il présenter ?
b. Comment passe-t-on de l'une de ses configurations à l'autre ?
- 2 a. Qu'appelle t'on énantiomère ?
b. Le 2-chloropropane possède-t-il des énantiomères ? pourquoi ?
- 3 L'acide ribonucléique peut être obtenu à partir de l'huile de ricin. Sa formule est la suivante : $\text{CH}_3\text{---}(\text{CH}_2)_5\text{---}$
 - a. Sous combien de configurations différentes cette molécule peut-elle exister ?
 - b. Quelle réaction la molécule subit-elle lorsqu'on la traite par du dihydrogène en présence d'un catalyseur comme du nickel ?
 - c. Sous combien la molécule X ainsi obtenue peut-elle exister ?
 - d. On traite X par une solution de dichromate de potassium acidifiée par l'acide sulfurique. On obtient un composé Y. Quelle réaction le corps X subit-il ?
 - e. Sous combien de configurations différentes la molécule Y peut-elle exister ?
- 4 L'acide 2-aminopropanoïque ou alanine est un acide α aminé.
 - a. Ecrire la formule, montrer que cette molécule est chirale
 - b. Ecrire la formule de l'Amphion (ou le zwitterion) correspondant à la formule précédente.
 - c. La réaction de condensation de l'alanine avec une autre amine conduit aux deux isomères d'un dipeptide dont la masse molaire est égale à 146g/mol . Ecrire cette réaction de condensation et
 - d. En déduire la formule de l'acide α aminé inconnu.
 - e. La molécule de cette dernière est chirale ? Données : $H = 1\text{g/mol}, C = 12\text{g/mol}, O = 16\text{g/mol}, N = 14\text{g/mol}$
- 5 L'oxyde de chrome (III) (Cr_2O_3) réagit avec l'aluminium pour donner le chrome et l'alumine
 - a. Faire l'équation de la réaction
 - b. Calculer la masse de chrome obtenue à partir d'un kilogramme d'oxyde de chrome. Y a-t-il suffisamment d'aluminium pour que l'oxyde soit consommé ?
 - c. Cette réaction s'appelle une réaction d'aluminothermie ; que signifie aluminothermie ?
 - d. En connaissez-vous une autre ? **Données** : $Cr = 52\text{g/mol}, O = 16\text{g/mol}, Al = 27\text{g/mol}$.
- 6 Une solution aqueuse de méthylamine $\text{CH}_3\text{---NH}_2$ de concentration molaire $C_b = 4.10^{-2}\text{mol/L}$ a un PH de 10,925°C
 - a. Ecrire l'équation bilan de la réaction de la méthylamine avec l'eau.

- b. Calculer la concentration des ions hydroniums et celle des ions hydroxydes.
- c. A partir des équations d'électroneutralité et de concentration de la matière, calculer les concentrations des autres espèces présentes dans cette solution.
- d. En déduire le pKA du couple $\text{CH}_3\text{---NH}^3^+/\text{CH}_3\text{---NH}_2$
- e. Dans 20ml de cette solution, on verse X ml d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 3.10\text{mol/L}$
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction
 - Quelle doit être la valeur de X pour obtenir une solution de $\text{pH}=9,2$?
 - Quelle est la propriété solution ainsi obtenue?

f. On reprend 20ml de la solution de méthylamine et on y ajoute de l'acide chlorhydrique de façon à obtenir l'équivalence. La solution obtenue est-elle acide?, neutre ou basique? Justifier.

- 7 a. Quelle est l'énergie correspondant au niveau fondamental de l'atome d'hydrogène?
- b. Une transition d'un niveau 4 à un niveau 2 peut-il se faire par absorption ou émission d'un photon?
- c. Quelle est l'énergie du photon?
- d. Lorsque l'atome d'hydrogène est dans son état fondamental, quelle est la plus grande longueur d'onde des radiations qu'il peut absorber?
- e. A quel domaine spectral appartient cette longueur d'onde?
- f. Quelle est l'énergie ionisation de l'atome d'hydrogène?
- g. On envoie sur des atomes d'hydrogène dans l'état fondamental différents photons d'énergies respectives $8,2\text{eV}$; $10,2\text{eV}$; $13,6\text{eV}$; $14,6\text{eV}$. Quels sont les photons pouvant être absorbé?

Données : constante de Planck $h = 6,62.10^{-31}$; $1\text{eV} = 1,6.10^{-19}\text{J}$; célérité de la lumière dans le vide $c = 3.10^8\text{m/s}$; $1\text{nm} = 10^{-9}\text{m}$.



25-ENS Chimie(Maroua 2011)

Indiquer si les affirmations suivantes sont exactes ou fausses en justifiant votre réponse éventuellement par un calcul.

- 1 La valeur de l'énergie de l'atome d'hydrogène au niveau 3 vaut $-2,42 \cdot 10^{-19} J$
- 2 L'atome d'hydrogène peut avoir une énergie à 2,8 eV
- 3 Le spectre d'émission d'hydrogène est continu
- 4 Le niveau d'énergie 0eV correspond à l'atome d'hydrogène dans son état fondamental (non excité).
- 5 L'atome d'hydrogène peut émettre la radiation de longueur d'onde dans le vide 103nm en passant du niveau d'énergie 3 au niveau d'énergie
- 6 L'énergie minimale d'un électron pouvant provoquer par choc l'excitation d'un atome d'hydrogène à partir de son état fondamental vaut 10,2eV.

Données : Constante de planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} Js$; Celerite de la lumière dans le vide : $C = 3,00 \cdot 10^8 m/s$;
 $1eV = 1,60 \cdot 10^{-19} J$; $1nm = 10^{-9} m$

Exercice 157

On réalise la synthèse d'un dipeptide à partir de la glycine ($H_2N - CH_2 - COOH$) et d'un acide et aminé X.

- 1 Ecrire la formule générale d'un acide α aminé.
- 2 La masse molaire d'un dipeptide est 132g/mol, déterminer la nature du radical R de X.

Données : $H = 1g/mol$, $C = 12g/mol$, $O = 16g/mol$, $N = 14g/mol$.

- 3 Donner la formule semi-développée et le nom de X.
- 4 Sa molécule est-elle chirale ? Pourquoi ?

Exercice 157

L'alcool amylique est un composé constamment utilisé en synthèse, en particulier pour la synthèse de l'arôme banane, lui-même utilisé pour parfumer des médicaments et des boissons. La formule brute de l'alcool amylique est de la forme $C_nH_{2n}O$. Deux des isomères de l'alcool amylique notés B, ont la même chaîne carbonée et sont des alcools primaires. L'isomère A est optiquement actif; l'isomère peut réagir avec l'acide éthanoïque pour donner un ester ayant une odeur de banane.

- 1 On procède à l'oxydation ménagée d'une masse $m = 1,72g$ de l'isomère B par un excès d'une solution acidifiée de permanganate de potassium le produit obtenu est dissout dans de l'eau distillée. On obtient alors une solution S de volume $V = 375ml$. En présence d'un indicateur coloré approprié, on dose un volume $V_a = 10mL$ de la solution S par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 2,9 \cdot 10^{-2} mol/L$. Le virage de l'indicateur a lieu lorsqu'on a versé un volume $V_b = 18 ml$ de la solution d'hydroxyde de sodium.
 - a. Déterminer la concentration C a de la solution S.

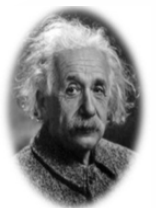
- b. En déduire la masse molaire et la formule brute de l'alcool amylique.
- c. La molécule de A contient un atome de carbone asymétrique.
- Qu'appelle t-on atome de carbone asymétrique ?
 - Ecrire la formule semi développée de A ; donner le nom de ce composé.
- d. Ecrire la formule semi développée de B ; donner son nom.
- 2** En présence d'acide sulfurique et en chauffant à reflux, on fait réagir 16g d'acide éthanoïque avec 8g de l'isomère B. Le composé organique formé a une masse $m=7g$.
- a. Préciser le rôle de l'acide sulfurique dans cette réaction.
- b. Ecrire l'équation bilan de la réaction ; nommer le composé organique obtenue.
- c. Le mélange mélange initial est-il dans les proportions stoechiométriques ? Si non préciser le réactif limitant ; justifier.
- d. Calculer le rendement de la réaction. **Données** : masses molaires atomiques : $M(H) = 1g/mol$, $M(C)=12g/mol$, $M(O)=16g/mol$

Partie
7

CORRIGÉ BIOLOGIE
YAOUNDÉ

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

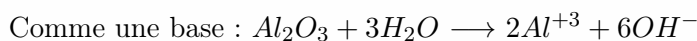
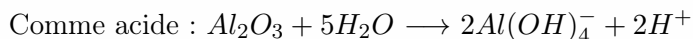
Albert Einstein



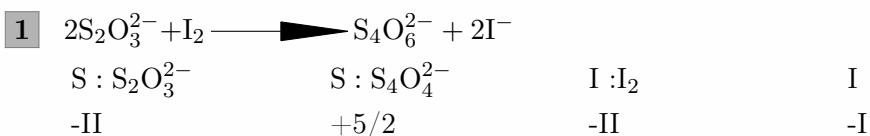
26-ENS Chimie 2005(Corrigé)

Exercice 61

Un oxydant amphotérique est une espèce dont les propriétés amphotères sont dues à l'élément oxygène.



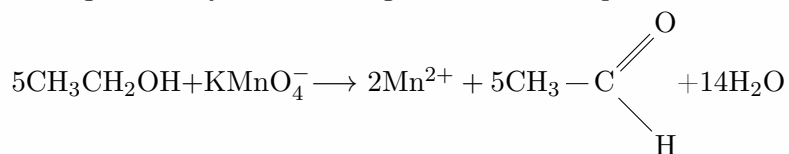
Exercice 62



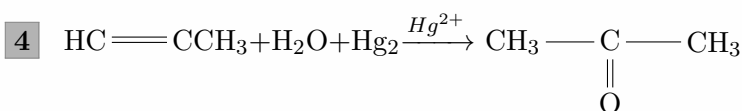
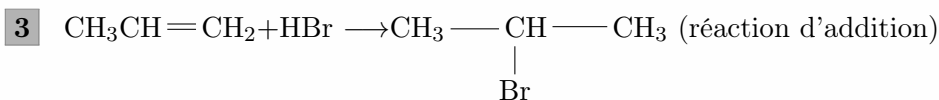
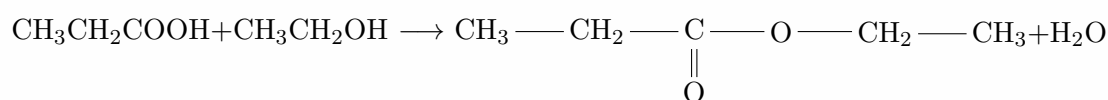
2 l'agent oxydant est le I_2 .

Exercice 63

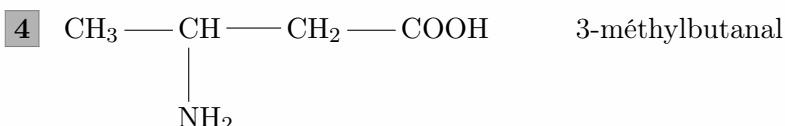
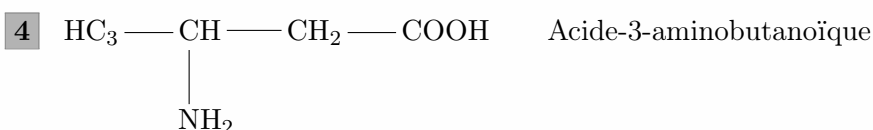
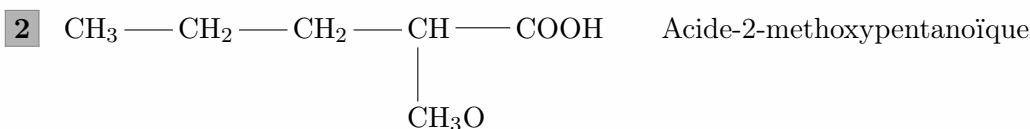
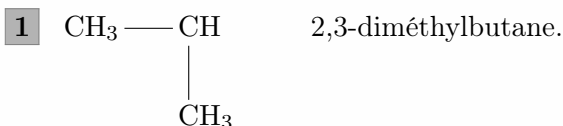
1 Il s'agit de l'oxydation ménagée en solution aqueuse

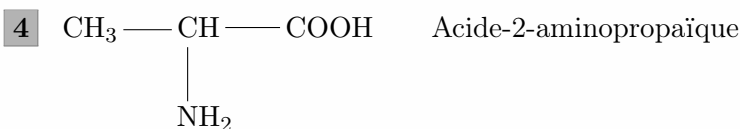


2 Il s'agit d'une estérification



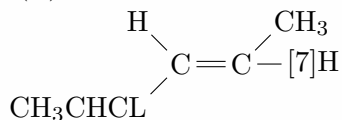
Exercice 65



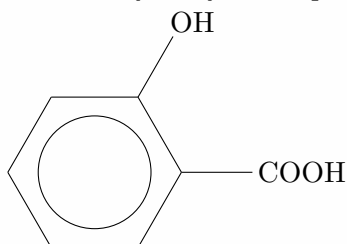


Exercice 65

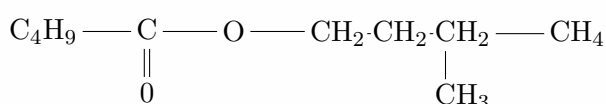
1 (E) 4-méthylpen-2-ène



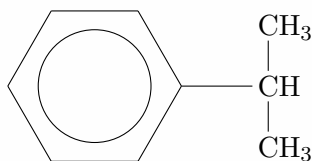
2 Acide 2-hydroxybenzoïque



3 Pentanoate de 3-méthylbutyle



4 Isopropylbenzène



Exercice 66



2 $n_1 = \frac{n}{2} = \frac{0,05 \times 12 \cdot 10^{-13}}{2} = 10^{-3} \text{ mole}$

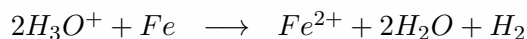
Exercice 67

1 La 2,4-D-N-P-H nous permet d'identifier le butan-1-ol car lui ne réagit pas avec elle alors qu'elle réagit avec le butanal et la butanone. La liqueur de Fehling réagit avec le butanal et non avec le butanone. Ce qui nous permet de différencier ces deux derniers.

2 Par oxydation ménagée avec une quantité d'oxydant en défaut

Exercice 68

L'équation de la réaction est



$n_a = n_1 - n_2$ où n_a représente la quantité d'acide ayant réagit

$$n_a = n_{\text{Fe}} \Rightarrow (C_1 - C_2)V = \frac{m}{M} = (C_1 - C_2)VM$$

En supposant qu'il n'y a pas variation de volume.

$$\text{A.N : } m = (10^{-1} - 10^{-2}) \times 10^{-1} \times 56 = 5,04\text{g}$$

Exercice 69

$$1 \quad x = \frac{\%C.M}{1200} = 2,01y, \quad y = \frac{\%H.M}{100} = 5,01z \quad z = \frac{\%O.M}{1600} = 1$$

2 Formule brute : C_2H_5ON

3 Formule semi-développée $CH_3 - \underset{\underset{O}{||}}{C} - NH_2$

27-ENS Yaoundé 2006

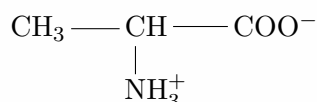
Exercice 70

1 a. Nom systématique :

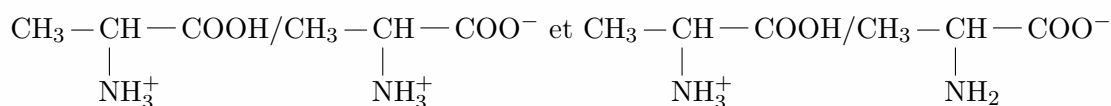
i. Alanine : acide-2-amino propanoïque

ii. Valine : acide- 2-amino-3-méthylbutanoïque

b. i. Formule de l'ion dipolaire



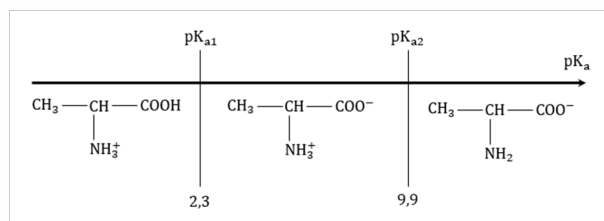
ii. Couples acide/base correspondant à cet ion



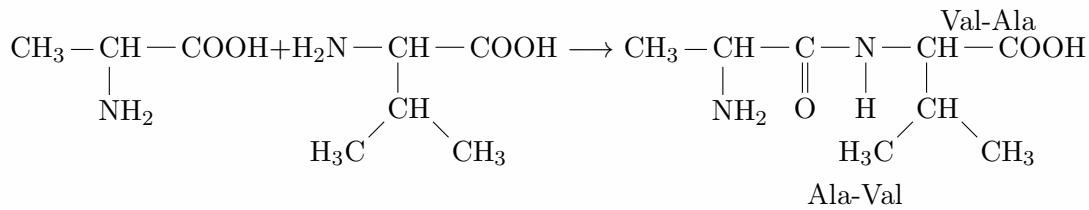
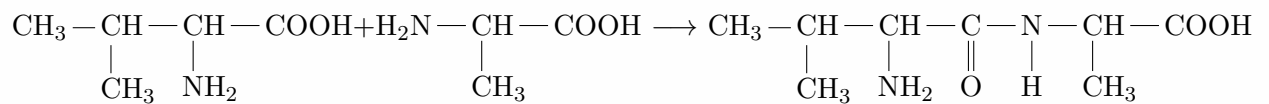
iii. attribuons les pKa aux couples $pK_a \left(CH_3 - \underset{\underset{NH_3^+}{|}}{CH} - COOH / CH_3 - \underset{\underset{NH_3^+}{|}}{CH} - COO^- \right) = 2,3$

$pK_a \left(CH_3 - \underset{\underset{NH_3^+}{|}}{CH} - COOH / CH_3 - \underset{\underset{NH_2}{|}}{CH} - COO^- \right) = 9,9$

– Domaines de prédominance de chaque espèce.



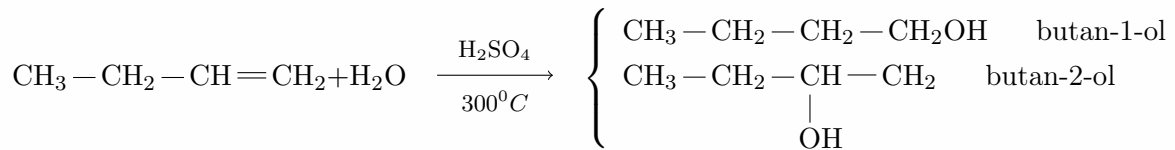
c. i. Equation bilant des réactions de condensation



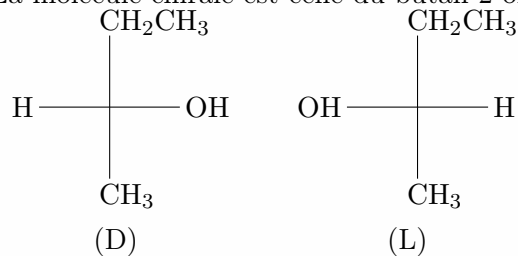
ii. La liaison créée est la liaison peptidique

iii. Le type de molécule formée est un dipeptide.

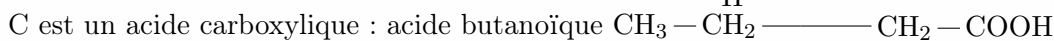
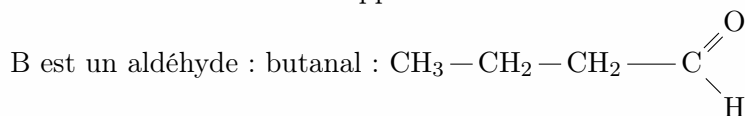
2 a. L'hybridation du but-1-ène conduit aux produits suivants :



b. La molécule chirale est celle du butan-2-ol. Ses énantiomères sont :



c. Nom et formules semi-développées de A'



Exercice 71

1 Etat fondamental correspond à l'énergie la plus faible de l'atome H. A l'état fondamental, $n = 1$

2 L'énergie d'ionisation c'est la plus petite quantité d'énergie qu'il faut fournir à un atome isolé pour lui enlever un électron pris dans son état fondamental.

Calculons l'énergie d'ionisation :

Pour perdre un électron, l'atome passe du niveau 1 à 1 d'où on a :

$$\Delta E = E_\infty - E_1 = -\frac{E_0}{\infty} - \frac{E_0}{1} = 0 + \frac{13,6}{1} \Rightarrow \Delta E_0 = 13,6 \text{ eV}$$

3 Ces raies correspondent au spectre d'émission

4 a. Valeur de l'électron reçu :

$$\text{On sait que : } E_n = -\frac{E_0}{n^2} \text{ d'où : } E_r = E_4 - E_1 = 12,75 \text{ eV}$$

b. Calcul de la fréquence émise :

$$\text{On a : } E_4 - E_1 = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{E_4 - E_1} \text{ AN : } \lambda = 0,975 \text{ nm}$$

5 Calculons l'énergie apportée :

$$E = \frac{hc}{\lambda} \text{ AN } E = 9,948 \cdot 10^{-41} \text{ J et on a : } E_0 = 2,17 \cdot 10^{16} \text{ J}$$

Non il ne sera pas abordé car $E < E_0$

Exercice 72

- 1 a.** Espèces chimiques présentes dans la solution : ions : NH_4^+ ; Cl^- , HO^- ; H_3O^+
molécules : NH_3 ; H_2O

- b.** Calcul des concentrations de H_3O^+ et OH^-

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 3,16 \cdot 10^{-10} M$$

$$[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 3,22 \cdot 10^{-4} M$$

- c.** Dédution du rapport $[NH_3] = [NH_4^+]$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = 1,58$$

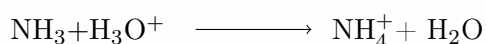
- d.** Détermination de $[NH_4^+]$ et $[NH_3]$

D'après les questions précédentes, $[NH_3] = 1,58[NH_4^+]$ (1) et d'après la conservation de la matière $[NH_4^+] + [NH_3] = 0,5$ (2). (1) dans (2) $\Rightarrow 2,58[NH_4^+] = 0,5$ d'où $[NH_4^+] = 0,19 M$ et $[NH_3] = 0,31 M$

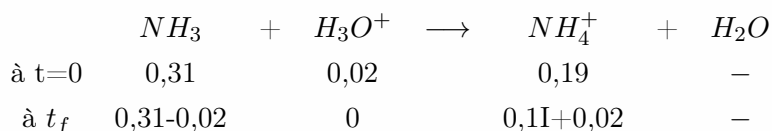
- 2 a.** Réaction après ajout de l'acide $NH_3 + H_3O^+ \longrightarrow NH_4^+ + H_2O$

il s'agit de la réaction entre les ions H_3O^+ provenant de l'acide et l'ammoniac NH_3

– Dédution des nouvelles concentrations $[NH_4^+]$ et $[NH_3]$



à $t=0$



De ce tableau, nous déduisons que $[NH_3] = 0,29 M$ et $[NH_4^+] = 0,21 M$

– Déterminons $[H_3O^+]$

D'après l'expression de K_a , on a $[H_3O^+] = \frac{K_a \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]} = 3,62 \times 10^{-10} M$

- b.** Dédution du pH de la solution

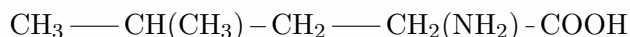
$$pH = -\log[H_3O^+] = 9,4$$

La solution obtenue est une solution tampon car $pH \approx pK_a$

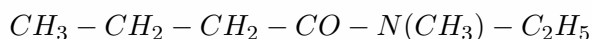
Exercice 73

- 1** Formule semi-développée

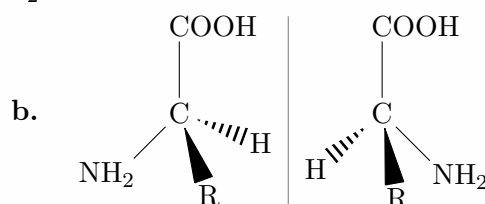
i acide 2-amino-4-méthylpentanoïque



ii N-éthyl, N-méthylbutanamide



- a.** Le premier est chiral car son C_2 à 4 voisins différents



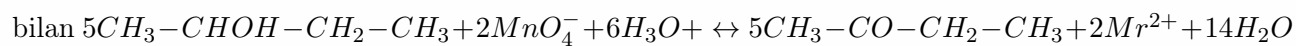
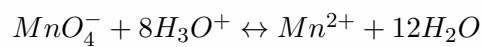
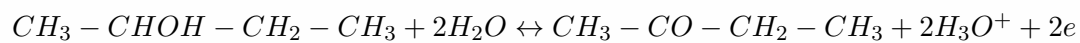
- 2 a.** $C = CH_3 - CH(CH_3) - COH$ 2-méthylpropanal



b. $E = CH_3 - CO - CH_2 - CH_3$ butan-2-one

$B = CH_3 - CH(OH) - CH_2 - CH_3$ butan-2-ol

c. Equation de la réaction d'oxydation



28-ENS Yaoundé 2007(Corrigé)

Exercice 74

- 1 calcul la concentration pondérale

On a $P = MC$ on a $d = \rho_s/\rho_e \Rightarrow \rho_s = d\rho_e$

M_S = masse de la solution ; ρ_e = densité de l'eau ; m_s = masse du soluté ; w = cage massique

$$M_s/v = d\rho_e \quad m_s = vd\rho_e \quad (1)$$

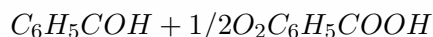
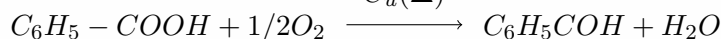
$$\text{On a aussi } w = m_s \times 100/M_S \quad m_s = M_S \times 100/w \quad (2)$$

On sait que $C = n/V = m_s/MV = wd\rho_e/MV100 \times C = wd\rho_e/M100$

$$P = wd\rho_e = 100 \text{ A.N} : P = 0,98 \times 1,83 \times 1000/100P = 17,934g/L$$

- 2 Synthèse de $C_6H_5 - COO - CH_2 - C_6H_5$

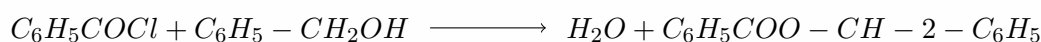
- a. Synthèse de l'acide Benzoïque $C_u(\Delta)$



- b. Synthèse du chlorure de Benzoyle



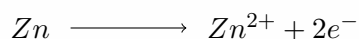
- c. Estérification



On utilise un chlorure d'acyle parce que lors de l'estérification on a une réaction rapide et totale d'où le bon rendement.

3

- 4 a. Equation de la réaction qui a lieu.



- b. Déterminer $[Zn^{2+}]$ Déterminons la concentration de Zn^{2+}

$$[Zn^{2+}] = n_{(Zn^{2+})}/VT \text{ or } n_{(Zn^{2+})} = n_{H_2}$$

$$n_{(Zn^{2+})} = V_{H_2}/V_0[Zn^{2+}] = V_{H_2}/V_0VT$$

$$\text{A.N} : [Zn^{2+}] = 0,103/24 \times 40.10^{-3}$$

$$[Zn^{2+}] = 0,107M$$

- c. Déterminons $[Zn^{2+}]$ en fin de réaction

La réaction finit lorsque tout le HCl est consommé et transformé en Zn^{2+}

D'après l'équation on a

$$\frac{n_H}{2} = n_{Zn^{2+}} \Rightarrow [Zn^{2+}] = [H^+]/2$$

$$\text{A.N} : [Zn^{2+}] = 0,5/2[Zn^{2+}] = 0,25M$$

Calcul de la masse

$$n_{(Zn^{2+})_r} = n_{(Zn^{2+})_i} - n_{(Zn^{2+})_f} \quad n_{(Zn^{2+})_r} = 1/65 - 0,25 \times 40.10^{-3}$$

$$n_{(Zn^{2+})_r} = 5,38.10^{-3} \qquad m_{(Zn^{2+})_r} = n_{Zn} \times M$$
$$\text{A.N : } m_{(Zn^{2+})_r} = 5,38.10^{-3} \times 65 \qquad m_{(Zn^{2+})_r} = 0,349g$$

29-ENS Biologie 2008(Corrigé) de Chimie

Exercice 75

- 1 a. correction de l'étiquette.

17% d'azote

18% d'oxyde de phosphore

20% d'oxyde de potassium.

- b. Calcul de la masse d'élément utilisé par chaque plan par mois.

Par mois, chaque plant utilise un volume de $(1/3 \times 30) = 10l$ de solution c'est à dire 10g d'engrais.

$$m_N = (17/100) \times 10 = 1,7g$$

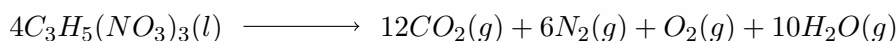
$$m_P = (62/142) \times (18 = 100) \times 10 = 0,78g$$

$$\text{car } m_P = (2M_P/M_{P_2O_3}) \times m_{P_2O_3} \text{ or } m_{P_2O_3} = 18/100m.$$

$$m_K = (78,2/94,2) \times (20/100) \times 10 = 1,66g$$

Donc : en un mois chaque plante a utilisé 1,7g d'azote, 0,78g de phosphore, 1,66g de potassium.

- 2 a. Equilibre de l'équation.



- b. Calcul du volume total de gaz libéré : D'après l'équation bilan on a :

$$\frac{n_1}{4}; \frac{n_2}{12} \quad \frac{n_3}{6} \quad \frac{n_4}{1} \quad \frac{n_5}{10}$$

$$\begin{cases} n_2 = 3n_1 \\ n_3 = \frac{3}{2}n_1 \\ n_4 = \frac{1}{4}n_1 \\ n_5 = \frac{5}{2}n_1 \end{cases} \quad n_1 = \frac{m}{M} \quad \begin{cases} V_{O_2} = 3n_1 V_m \\ V_{N_2} = \frac{3}{2}n_1 V_m \\ V_{CO_2} = \frac{1}{4}n_1 V_m \\ V_{H_2O} = \frac{5}{2}n_1 V_m \end{cases}$$

$$m = 454gM = 227g/mol$$

$$V = V_{O_2} = V_{N_2} = V_{CO_2} = V_{H_2O}$$

$$V_T = \frac{29}{4} \frac{m}{M} \times V_m$$

$$V_T = \frac{29}{4} \frac{454}{227} \times 22,4 = 324,8$$

$$V_T = 324,8l$$

- 3 a. L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible? Pourquoi? écrire l'équation de la réaction avec

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,4}$$

$$[H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} mol/L$$

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = Ke \Rightarrow [OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]}$$

$$[OH^-] = 10^{-1,4+pH} = 10^{-14+2,4}$$

$$[OH^-] = 10^{-11,6}$$

Conservation de la matière :

$$[HCOOH]_{init} = [HCOOH]_{cons} + [HCOOH]$$

$$Ca = [HCOO^-] + [HCOOH]$$

$$[HCOOH] = Ca - [HCOO^-] \Rightarrow [HCOOH] = 0,1 - 3,98 \cdot 10^{-3} = 9,6 \cdot 10^{-2} mol$$

- b. l'acide méthanoïque est un acide faible car $[HCOO^-] \neq Ca$

Équation d'ionisation :



- c. Calcul du pKa du couple $HCOOH/HCOO^-$

$$Ka = \frac{[HCOO^-] \times [H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-3})^2}{9,6 \cdot 10^{-2}} = 1,65 \cdot 10^{-4}$$

$$pKa = -\log Ka \Rightarrow pKa = 3,78$$

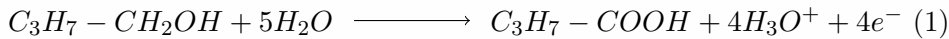
4

- 5 a On acidifie la 1^{ère} réaction pour la rendre plus rapide (l'acide chlorhydrique joue un rôle catalyseur).

- b. Verrerie utilisée :

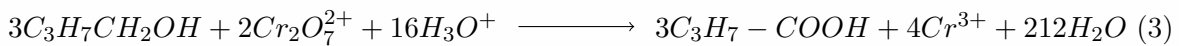
Erlenmeyer ; bécher ; burette graduée ; pipette.

- c. Demi-équation et équation redox mis en jeu :



Équation (Alcool + dichromate)

$$3 \times (1) + 2 \times (2) =$$



deuxième équation (dichromate + sulfate de fer). (2)+6(3)=



- d. Calcule :

- i. Du nombre de mol de dichromate de potassium dosé par la solution le fer II. D'après l'équation (II)

on a

$$n_1 = n_r/6 \quad n_r = 6n_0 \quad n_0 = (CrVr)/6$$

$$A.N : n_0 = 9,5 \times 10^{-4} mol$$

Donc on a dosé $9,5 \times 10^{-4} mol$ de dichromate de potassium par la solution de sulfate de fer II.

- ii. De la concentration molaire e l'alcool et de sa masse. D'après l'équation (1) on a :

$$n_r/2 = n_0/2 \Rightarrow n_r = 3/2 n'_0$$

$$CrVr = 3/2 \times n'_0$$

$$Cr = 3/2 \times n'_0/Vr \text{ avec } n'_0 = n_{0_{init}} - n_{0_{final}}$$

$$Cr = 3/2 \times 1/Vr \times (C_0V_0 - n'_0)$$

$$A.N : Cr = 0,15 mol/L$$

Donc : la concentration initiale d'alcool est $0,15 mol/L$.

$$n_r = m_r/M_r \Rightarrow m_r = CrVr \times Mr = 74g$$

$$A.N : m_r = 0,111g \text{ Donc la masse d'alcool est } 0,111g.$$

6 $En = -13,6/n^2$

- a. Calcul de l'énergie a l'état fondamental. Etat fondamental : $n = 1$

$$D'où : E = -13,6eV$$

- b. Puisque la transition se fait d'une couche d'énergie plus petite vers une couche d'énergie plus grande, il y a absorption de photon.

- c. Calcul de la longueur d'onde maximale :

$\lambda_{max} \Rightarrow$ énergie maximale or l'énergie est minimale pour une transition d'une couche p vers une couche $p + 1$ (étant le plus petit possible) ici on prendra $p = 1$

$$\text{d'où } E = E_2 - E_1 = -E_0(1/41) = \frac{3}{4} \times E_0$$

$$hc/\lambda_{max} = \frac{3}{4} \times E_0 \Rightarrow \lambda_{max} = (4hc)/(3E_0).$$

$$\text{A.N : } \lambda_{max} = 1,21 \times 10^{-7} \text{m}$$

d. Calcul de l'énergie d'ionisation.

L'atome est ionisé s'il est renvoyé à l'infinie. Donc :

$$E = E_{\infty} - E_1$$

$$E = 0 - E_1$$

$$E = 13,6 \text{eV}$$

e. i. Détermination des photons qui peuvent être absorbés détermination de l'état final.

$$E = E_p - E_n \text{ or } n = 1$$

$$E = E_p - E_1 = -E_0(1/p^2 - 1)$$

$$-E/E_0 = 1/p^2 - 1 \Rightarrow 1/p^2 = 1 - E/E_0$$

$$p = \sqrt{\frac{1}{1 - \frac{E}{E_0}}}$$

$$\text{AN : } p = 1,58 \text{ pour } E = 8,2 \text{eV}$$

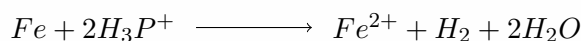
ii. P n'est pas un entier, donc le photon ne sera pas absorbé et l'atome reste à l'état fondamental.

Pour $E = 10,2 \text{eV}$ $p = 2$ ce qui est un entier naturel donc le photon sera absorbé et se retrouvera à l'état $n = 2$.

Pour $E = 13,6 \text{eV}$ $p = 1$ le photon sera absorbé et l'atome sera ionisé.

Pour $E = 14,6 \text{eV}$ $E > E_i$ le photon sera absorbé et l'atome sera ionisé.

7 a. Equation bilan de la réaction :



Les couples rédox mis en jeu sont les suivant :



b. Calcul de la masse du fer disparu :

$$n_{\text{Fe}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{2} \Rightarrow \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{2}$$

$$\Rightarrow m_{\text{Fe}} = \frac{CV M_{\text{Fe}}}{2}$$

$$\text{A.N : } m_{\text{Fe}} = 0,697 \text{g}$$

c. Calcul de la masse du fer disparu :

$$V_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \Rightarrow \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times V}{2}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times V \times V_m}{2}$$

$$\text{A.N } V_{\text{H}_2} = 0,3 \text{l}$$

Données : Volume molaire dans les CNTP = 22,4L/mol ; C=12,0 ; H=1,0 ; N=14 ; O=16 ; K=39 ; P=31 ; Fe= 55,8 ; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{J} \cdot \text{s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{m/s}$; $1 \text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{J}$.

30-ENS Yaoundé 2010(Corrigé)

Exercice 76

$$t = 37\% \quad d = 1,19 \quad V_2 = 0,25L \quad C_2 = 0,5M$$

1 a. Calcul du volume V_1 à prelever :

La relation caractéristique de la dilution est : $C_1V_1 = C_2V_2$

● Il faut d'abord trouver C_1 .

$$C_1 = \frac{n}{v} = \frac{m'}{MV} \text{ où } m' = 0,37m \Rightarrow m' = 0,37\rho V ; \text{ avec } \rho = d\rho_e$$

$$\text{Donc } C_1 = \frac{d\rho_e}{M}$$

$$\text{A.N : } C_1 = \frac{0,37 \times 1,19 \times 1000}{36,5} = 12,06 \text{ mol/L :}$$

● Calcul du volume V_1

$$V_1 = \frac{C_2V_2}{C_1} : \quad V_1 = \frac{0,5 \times 0,25}{12,06} = 0,01L$$

$$V_1 = 10mL$$

b. Calcul du volume de cette solution qu'il faut diluer

$$C_1V_1 = C'_1V'_1 \longrightarrow V'_1 = \frac{C_1V_1}{C'_1}$$

$$\text{A.N } V'_1 = \frac{0,1 \times 0,1}{1,74} = 8,5 \cdot 10^{-4}L$$

$$V'_1 = 0,85mL$$

c. Verrerie nécessaire

● Fiole jauge 100mL et 250mL

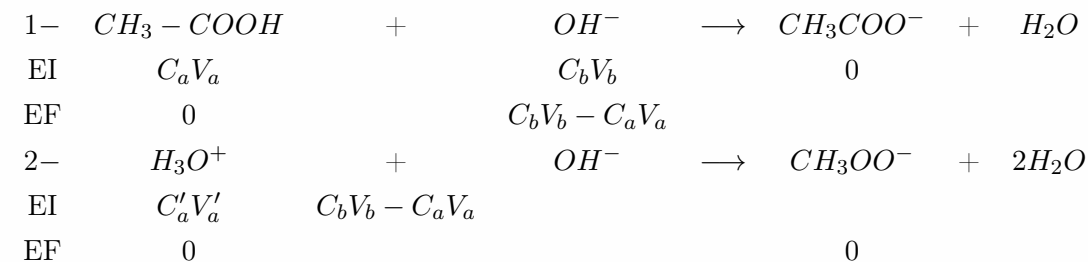
● Pipette 5mL et 20mL :

$$\text{d. } \left. \begin{array}{l} CH_3COOH \\ C_a ? \\ V_a = 0,05L \end{array} \right|$$

$$\left. \begin{array}{l} NaOH \\ V_b = 10ml \\ C_b = ? \end{array} \right|$$

$$\left. \begin{array}{l} HCl \\ C'_a = 0,1 \\ V'_a = 9 \times 10^{-3}L \end{array} \right|$$

Les équations des réactions qui se produisent sont



$$\Rightarrow n'_a = n_{\text{be}xcs} = C'_aV'_a = 0,1 \times 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$\text{De plus, } C'_aV'_a = C_bV_b - C_aV_a \Rightarrow C_a = \frac{C_bV_b - C'_aV'_a}{V_a}$$

2 a. Equation chimique de la réaction



b. Concentration molaire de S.

$$C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

$$\text{A.N : } C_a = \frac{0,1 \times 10,3}{10} = 1,3 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

c. Concentration de S_0 :

Le facteur de dilution est $\beta = 200$:

$$\Rightarrow C_0 = 200 C_1 \Rightarrow C_0 = 200 \times 1,03 \times 10^{-1} = 20,6 \text{ mol/L}$$

d. Vérifions le pourcentage

$$C_0 = \frac{n}{V} = \frac{m'}{MV} = \frac{t\rho V}{MV} = \frac{t\rho}{M}$$

$$t = \frac{C_0 M}{\rho} \text{ AN. } t = \frac{20,6 \times 46}{1180} = 0,8 = 80\%$$

Le titre n'est donc pas justifié, donc l'indication n'est pas correcte.

3 Calcul du nombre de goutte d'eau

$$HCl : V_1 = 0,01L; C_1 = 0,1 \text{ mol/L, } pH_1 \quad HCl' : V_2 = ?; C_2 = ? \quad pH_2 = pH_1 + 1$$

$$pH_1 = -\log C_1 \Rightarrow pH_1 = 1 \text{ et } pH_2 = 2$$

$$pH_2 = -\log C_2 \Rightarrow C_2 = 10^{-pH_2} = 10^{-2} \text{ mol/L} :$$

Le procédé chimique ici est la dilution

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2} \text{ AN } V_2 = \frac{0,01 \times 0,1}{0,01} = 0,1L = 100 \text{ cm}^3$$

$$\text{Or } V_2 = x + V_1 \text{ donc } x = V_2 - V_1 = 90 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ goutte} \rightarrow 0,05 \text{ cm}^3$$

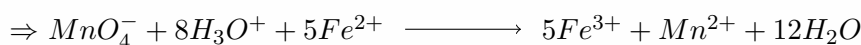
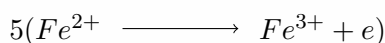
$$x \text{ gouttes} \rightarrow 90 \text{ cm}^3$$

$$\text{On a donc : } x = \frac{90}{0,05} \text{ cm}^3 = 1800$$

Il faut 1800 gouttes d'eau.

$$m_0 = 3,552g$$

4 Calcul du pourcentage massique du fer. Il s'agit de déterminer la masse du fer. Les équations électroniques sont :



$$C_1 V_1 = \frac{C_2 V_2}{5} \Rightarrow C_2 V_2 = 5 C_1 V_1 \Rightarrow n_{Fe^{3+}} = 5 \times 0,1108 \times 34,5 \times 10^{-3} = 1,910^{-2} \text{ mol.}$$

$$\text{Aussi : } n_{Fe^{3+}} = \frac{m_{Fe}}{m_0} \Rightarrow m_{Fe} = n_{Fe^{3+}} \times M = 1,910^{-2} \times 56 = 1,07g.$$

$$\text{D'où, on obtient : } t = \frac{m_{Fe}}{m_0} \times 100 \text{ A.N : } t = \frac{1,07}{3,552} \times 100 = 30\%$$

5 CH_3COOH $x_a = 1,6 \cdot 10^{-4} C_a$; $V_a NaOH$: V_b

a. Relation donnant V_b

$$\text{A l'équivalence, on a : } C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow V_b = \frac{C_a V_a}{C_b}$$

b. Calcul du pH pour $x = 0$

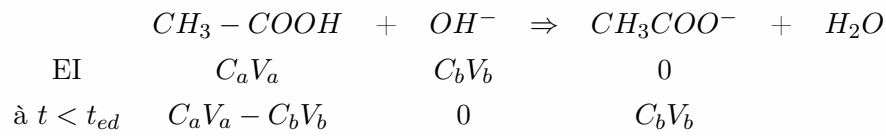
$x = 0 \Rightarrow$ Il n'y a pas de base dans le milieu. Le pH est celui de l'acide thanoïque :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_a) = \frac{1}{2}(-\log K_a - \log C_a) - \frac{1}{2}(-\log K_a \cdot C_a)$$

$$pH = -\frac{1}{2} \log(K_a \cdot C_a)$$

$$\text{A.N : } pH = -\frac{1}{2} \log(1,6 \cdot 10^{-4} \times C_a) C_a = ?$$

c. Relation donnant le pH avant l'équivalence



$$pH = pKa + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = pKa + \log \left(\frac{C_b V_b}{C_a V_a} \right)$$

$$\text{Où } [CH_3COO^-] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} \text{ et } [CH_3COOH] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b}$$

d. Valeur du pH à la demi-équivalence

e. Calcul du pH au point équivalent

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pKa + \log[CH_3COOH]) = 7 + \frac{1}{2}(pKa + \log(\frac{C_a V_a}{V_a + V_b}))$$

A.N := ?

f. Relation donnant le pH après le point équivalent

$$pH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log(\frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b})$$

$$\text{Où } [OH^-] = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b} :$$



31 - ENS Biologie : Corrigé (Yaoundé 2012)

Exercice 77

1 Donner les formules semi-développées des composés dont les noms suivent (évident)

- Acide 2,3-diméthylbutanoïde ;
- 2,4,4-triméthylhexan-3-ol ;
- 3,6,6-triméthylheptan-2-one ;
- 3-méthylpentanal ;
- 4-éthyl,3-méthylhept-2-ène.

2 a. Formule de Balmer généralisée.

$\frac{1}{\lambda} = R_A \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$ dans le cadre de l'atome d'hydrogène, R_H est celle de Rydberg et λ la longueur blonde

L'élément hydrogène comprend trois isotopes cotés respectivement $1_H; 2_H; 3_H$: La relation :

$En = -\frac{E_0}{n^2}$ est indépendante de l'isotope d'hydrogène considéré, car les niveaux énergétiques d'un atome dépendent des électrons et de son noyau.

De la même façon, la formule généralisée de Balmer peut s'étendre.

b. Calcul de la constante de Rydberg R_D Pour le deutérium

$$\frac{1}{\lambda} = R_D \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Leftrightarrow R = \frac{1}{\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)}$$

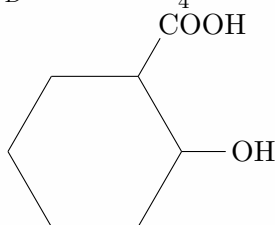
$$\text{Pr } n = 3 \text{ et } \lambda = 655,93mm \quad R_{D_1} = 10976781,06m^{-1}$$

$$\text{Pr } n = 4 \text{ et } \lambda = 485,88mm \quad R_{D_2} = 10976647,18m^{-1}$$

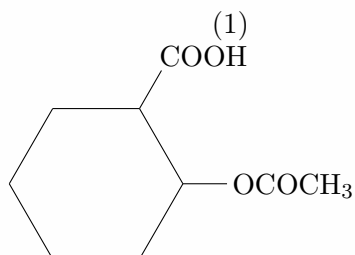
$$\text{Pr } n = 5 \text{ et } \lambda = 433,82mm \quad R_{D_3} = 10976683,33m^{-1}$$

$$\text{Pr } n = 6 \text{ et } \lambda = 409,96mm \quad R_{D_4} = 10976680,65m^{-1}$$

$$R_D = \frac{R_{D_1} + R_{D_2} + R_{D_3} + R_{D_4}}{4} = 109766.600M^{-1}$$



Acide solycique



Acide acéthylisalicyque

(2)

3 a. Les deux corps peuvent présenter des activités pharmacologiques comparable parce qu'ils possèdent tous la fonction acide carboxylique et un noyau benzénique.

b.

c. Possède les fonctions acide (-COOH) et alcool (-OH).

d. Possède les fonctions acide (-COOH) et ester (-COOR) posons (2) = AH

e. AH PKa = 3,48

f. équation acido-basique de l'aspirine avec l'eau :



Sa base conjuguée porte le nom de l'ion acétylsalicylique

g. Dans l'estomac, l'aspirine se trouve beaucoup plus sous la formule basique et elle est sous la formule acide dans l'intestin car seule la base réagit avec un acide et réciproquement, vu que le pH est acide dans l'estomac et basique dans l'intestin.

Partie

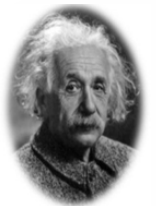
8

CHIMIE

YAOUNDÉ (CORRIGÉ)

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

Albert Einstein





32-ENS 2008-2009

Exercice 1

Calcul des concentrations C1 et C2

$$n = CV \rightarrow C = \frac{n}{V}$$

$$\text{de plus } \rho = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{m_1 + m_2}{\rho}$$

$$\text{et } n = \frac{m}{M} \rightarrow C_i = \frac{n_i}{V} = \frac{\frac{n_i}{V}}{\frac{m_1 + m_2}{\rho}}$$

$$\text{il vient que : } C_1 = \frac{\frac{m_1}{M_1}}{\frac{m_1 + m_2}{\rho}}$$

$$\rightarrow C_1 = \frac{\rho m_1}{M_1(m_1 + m_2)} \quad \text{et} \quad C_2 = \frac{\rho m_2}{M_1(m_1 + m_2)}$$

AN : $C_1 = 1,88 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ et $C_2 = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}$

Exercice 2

1 Calcul du pourcentage de molécule d'eau dissociée :

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[H_2O]} \times 100 \quad \text{Or eau pure donc } [H_3O^+] = [OH^-]$$

et on sait que : $K_e = [H_3O^+].[OH^-]$

$$\text{d'où : } [H_3O^+] = \sqrt{K_e}$$

D'autre part, on a :

$$n_{H_2O} = [H_2O] \times V$$

$$\Rightarrow [H_2O] = \frac{n_{H_2O}}{V} \quad \text{or } n = \frac{m}{M} \quad \text{et } V = \frac{m}{\rho}$$

$$\Rightarrow [H_2O] = \frac{\rho}{M}$$

et alors $\alpha = \frac{100M\sqrt{K_e}}{\rho}$

AN : $\alpha = 1,42 \cdot 10^{-6}$

2 Le nombre de mole de CO_2 formé est égal à 5 fois le nombre de mole de MnO_4^- disparut d'après l'équation bilan donc :

$$\frac{V_{MnO_4^-}}{2} - \frac{V_{CO_2}}{10} \Rightarrow V_{CO_2} = 5V_{MnO_4^-}$$

Exercice 3

- 1 Equation de la réaction : $\text{R}_3\text{N} + \text{CH}_3\text{---I} \longrightarrow \text{R}_3\text{N---CH}_3 + \text{I}^-$ Le précipité obtenue est solide ionique.
- 2 Déterminons la formule de l'amine :

$$\begin{aligned}
 n_A = n_P &\Rightarrow \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_P}{M_P} \quad \text{ou p =précipité et A =amine} \\
 &\Rightarrow M_A = \frac{M_A \times M_P}{m_P} = \frac{5(3M_R + M_{\text{CH}_3} + M_N + M_I)}{10} \\
 &\Rightarrow 2(3MR + MN) = 3MR + 15 + 14 + 127 \\
 &\Rightarrow 3MR + 28 = 3MR + 15 + 14 + 127 \\
 &\Rightarrow 3MR = 128 \\
 &\Rightarrow M_R = 14n + 1 = \frac{128}{3} \\
 &\Rightarrow n = 3
 \end{aligned}$$

donc la formule de l'amine est : $(\text{C}_3\text{H}_7)_3\text{N}$ et la formule semi-développée de l'amine : $(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2)_3\text{N}$ ou

Exercice 4

- 1 a. Montrons que :

i. Si $\text{pH} = \text{pKa}$ alors $[A] = [B] = \frac{C_0}{2}$

On sait que $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[B]}{[A]}$

$$\begin{aligned}
 \text{Si } \text{pH} = \text{pKa} &\Rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} = 0 \\
 &\Rightarrow \frac{[B]}{[A]} = 1 \\
 &\Rightarrow [B] = [A] \quad \text{de plus } C_0 = [A] + [B] \\
 &\Rightarrow C_0 = 2[A] \\
 &\Rightarrow [A] = \frac{C_0}{2}
 \end{aligned}$$

ii.

Si $\text{pH} \gg \text{pKa}$ alors $[B] \approx C_0$ On sait que $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[B]}{[A]}$

Si $\text{pH} \gg \text{pKa} \Rightarrow \log \frac{[B]}{[A]}$ grand

$$\Rightarrow \frac{[B]}{[A]} \gg 1$$

$$\Rightarrow [B] \gg [A] \quad \text{de plus } C_0 = [A] + [B]$$

$$\Rightarrow C_0 \approx [B]$$

Don : $C_0 \approx [B]$

- b. Evaluons en fonction de C_0 les concentrations en forme acide et en forme basique dans chacun des cas :

i. $\text{pH} = \text{pKa} + 1$

$$\begin{aligned} \text{On sait que } pH = pKa + \log \frac{[B]}{[A]} &\Rightarrow \frac{[B]}{[A]} = 10 \\ \frac{[B]}{[A]} = 10 &\Rightarrow [B] = 10[A] \text{ or } C_0 = [A] + [B] \\ &\Rightarrow C_0 = [A] + 10[A] \\ &\Rightarrow [A] = \frac{C_0}{11} \text{ et } [B] = \frac{10C_0}{11} \end{aligned}$$

ii. $pH = pKa - 1$

On sait que $pH = pKa + \log \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow \log \frac{[A]}{[B]} = 10^{-1} = \frac{1}{10} = \frac{[B]}{[A]}$

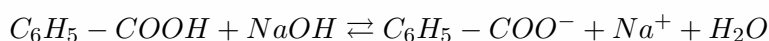
donc $[B]10 = [B]$ or $[C_0] = [A] + [B] = 11[B]$

donc $[B] = \frac{C_0}{11}$ et $[A] = \frac{10C_0}{11}$

c. Dédution : D'après la question précédente, on a :

- $pH = pKa + 1 \Rightarrow [B] = 10.[A]$ Donc : B est prédominant
- $pH = pKa - 1 \Rightarrow [A] = 10.[B]$ Donc : A prédomine
- $pH = pKa \Rightarrow [B] = [A]$ Donc A et B sont en proportion équivalente.

2 Calcul des concentrations des ions : Equation :



$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= 10^{-pH} \text{ et } K_e = [H_3O^+].[OH^-] \\ \Rightarrow [OH^-] &= \frac{K_e}{[H_3O^+]} \end{aligned}$$

AN : $[OH^-] = 2,4 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

D'après la conservation de la matière, on a :

$$\frac{V_b}{V_a + V_b} \cdot [NaOH] = [Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_b + V_a}$$

AN : $[Na^+] = 9,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

D'après l'électro neutralité, on a :

$$[C_6H_5 - COO^-] + [OH^-] = [H_3O^+] + Na^+$$

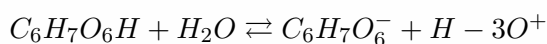
d'où $[C_6H_5 - COO^-] = [H_3O^+] + [Na^+] - [HO]$

A.N : $[C_6H_5 - COO^-] = 9,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 5

1 La formule de sa base conjuguée est : $C_6H_7O_6^-$

2 Equation de la réaction avec l'eau :



3 Il s'agit du dosage d'un acide faible par un base forte donc le pH a l'équivalence doit être supérieure à 7

$$pHE = \frac{7,2+8,8}{2} = 8.pHE = 8$$

4 Calcul de la quantité de soude utilisé pour atteindre l'équivalence : $n_b = C_b V_b$

A.N : $n_b = 1,42 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

Déduction de la quantité d'acide contenu dans un comprimé : A l'équilibre, on a :

$$\begin{aligned}n_a = n_b &\Rightarrow \frac{m_a}{M_a} = n_b \\ &\Rightarrow m_a = n_b \times M_a\end{aligned}$$

AN :

$$\begin{aligned}m_a &= 176 \times 10^{-4} \\ &= 0,025g\end{aligned}$$

Donc il y a 250mg d'acide dans 10mL de solution, pour 20mL il y aura 500mg d'acide, d'où l'inscription portée sur l'emballage est justifiée.

Exercice 6

- 1** Vérifions que la solution permet la consommation totale de l'aspirine : D'après l'équation bilan, on a :

$$\begin{aligned}n_a = n_b &\Rightarrow \frac{m_a}{M_a} = C_1 V_1 \\ &\Rightarrow C_1 V_1 \times M_a\end{aligned}$$

AN : $m_a = 0,9g$

$m_a = 0,9g$ or il n'ya que 500mg d'acide donc la solution de soude est suffisante à la consommation d'acide.

- 2** La vitesse de formation de CO_2 est la tangente à la courbe $n = f(t)$ au point d'abscisse t considéré.
3 Calcul de la masse d'aspirine comprit dans un comprimé : D'après l'équation bilan, on a :

$$n_a = n_{CO_2} \Rightarrow m_a = n_{CO_2} \times M_a$$

A.N : $m_a = 450g$

$$\text{Comparaison : } m_{a_{indiqué}} = 500mg \Rightarrow \frac{m_{a_{indiqué}}}{m_a} = \frac{450}{500} = \frac{9}{10}$$

donc la masse indiquée n'est pas celle su l'étiquette.

33-ENS 2010

Exercice 1

a $M(^{12}\text{C}) = 12$; $M(^{13}\text{C}) = 13,0034$; $M = 12,0112$

Calcul du pourcentage des deux isotopes.

Posons $x = \%(^{12}\text{C})$ et $y = \%(^{13}\text{C})$

$$\begin{aligned} \%(^{12}\text{C}) + \%(^{13}\text{C}) &= 100 && \Rightarrow && x + y = 100 && (1) \\ \text{De plus, } M & && = && \sum x_i m_i && \\ & && \Rightarrow && M = \frac{x \cdot M(^{12}\text{C}) + y \cdot M(^{13}\text{C})}{100} && \\ & && \Rightarrow && 12x + 13,0034y = 100 \times 12,0112 && \\ &&& \Rightarrow && 12x + 13,0034y = 1201,12 && (2) \end{aligned}$$

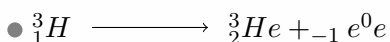
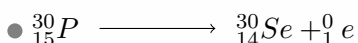
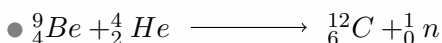
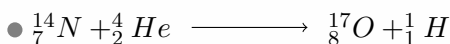
On obtient $\begin{cases} x + y = 100 \\ 12x + 13,0034y = 1201,12 \end{cases} \quad \Gamma$

Donc la résolution conduit à :

$$x = 98,88 \quad y = 1,12$$

$$\Rightarrow \%(^{12}\text{C}) = 98,88 \quad \%(^{13}\text{C}) = 1,12$$

b Complétons les équations des réactions nucléaires.

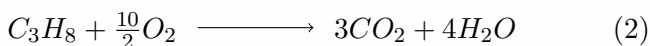
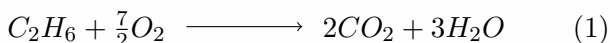


Exercice 3

a $V_T = 40\text{cm}^3$; $V_{O_2} = 200\text{cm}^3$; $V_{CO_2} = 105\text{cm}^3$; $V_{O_2} = 22,5\text{cm}^3$

Composition du mélange initial.

Les équations des réactions sont :



$$V_T = V_{\text{C}_2\text{H}_6} + V_{\text{C}_3\text{H}_8} \quad \text{et} \quad V_{\text{CO}_2} = V_{(\text{CO}_2)_1} + V_{(\text{CO}_2)_2}$$

Posons $V_{\text{C}_2\text{H}_6} = x$ et $V_{\text{C}_3\text{H}_8} = y$

$$V_T = V_{\text{C}_2\text{H}_6} + V_{\text{C}_3\text{H}_8} \Rightarrow x + y = 40$$

$$(1) \Rightarrow V_{(\text{CO}_2)_1} = 2V_{\text{C}_2\text{H}_6} = 2x$$

$$(2) \Rightarrow V_{(\text{CO}_2)_2} = 3V_{\text{C}_3\text{H}_8} = 3y$$

$$\Rightarrow 2x + 3y = 105$$

On obtient le système

$$\begin{cases} x + y = 40 \\ 2x + 3y = 105 \end{cases}$$

La résolution nous conduit à :

$$x = V_{C_2H_6} = 15\text{cm}^3, y = V_{C_3H_8} = 25\text{cm}^3$$

Exercice 4

$$V_{AH} = 50\text{mL}; pH = 8,95; V_b = 8\text{mL}; C_b = 0,5\text{mol.L}^{-1}$$

a L'acide est faible car le pH équivalent est basique ($8,95 > 7$)

b Calcul de la concentration C_a .

$$C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

$$\text{A.N : } C_a = \frac{0,5 \times 8 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 8 \cdot 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$$

c Calcul du K_a . $AH + HO^- \longrightarrow A^- + H_2O$

L'équation de la réaction est :

	AH	+	HO^-	\longrightarrow	A^-	+	H_2O
Etat initial	$C_a V_a$		$C_b V_b$		-		-
Etat final	0		0		$C_b V_b$		-

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \log[A^-]) \text{ avec } [A^-] = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

$$\Rightarrow [A^-] = \frac{0,5 \times 0,008}{0,75} = 0,08 \text{mol.L}^{-1}$$

$$\text{Donc } 2(pH - 7) = pK_a + \log[A^-]$$

$$\Rightarrow K_a = 10^{-(2(pH-7) - \log[A^-])}$$

$$K_a = 10^5$$

d Evolution du K_a

- si on remplace l'hydrogène par Cl à la position , l'acidité augmente donc K_a augmente.
- Si on remplace l'hydrogène par Cl à la position, l'acidité diminue donc le K_a diminue.

e Caractéristique du mélange pour $V_b = 4\text{mL}$

$$V_b = \frac{V_{bE}}{2} = 4\text{mL} \text{ le mélange est donc tampon à la demi-équivalence. Justification.}$$

f Déduisons le taux d'ionisation de l'acide.

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$$

$$\Rightarrow \alpha = 1,11\%$$

Exercice 5

1 Considérons le DDT

Déterminons la masse molaire

$$\begin{aligned} \%Cl &= \frac{5M_{Cl}}{M} \times \\ &= \frac{5 \times 35,5}{354,5} \times 100 \\ &= 50\% \end{aligned}$$

2 Calcul de la masse de DDT

$$\begin{aligned} 0,5 &\rightarrow 1Kg \\ m &\rightarrow 75Kg \\ m &\rightarrow \frac{0,5 \times 75}{1} = 57,5g \end{aligned}$$

Exercice 5**1**

$1 \rightarrow b$ $6 \rightarrow e$ $11 \rightarrow d$ $16 \rightarrow b$
 $2 \rightarrow b$ $7 \rightarrow d$ $12 \rightarrow c$ $17 \rightarrow c$
 $3 \rightarrow b$ $8 \rightarrow c$ $13 \rightarrow e$ $18 \rightarrow b$
 $5 \rightarrow d$ $10 \rightarrow b$ $15 \rightarrow$

34-ENS 2011

Exercice 108

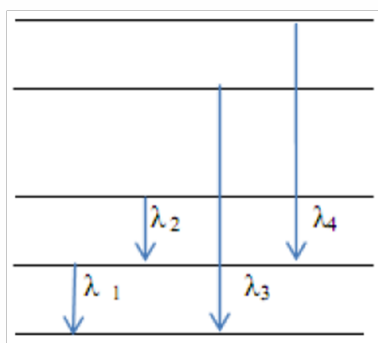
- Déterminer sa formule brute
- Ecrire les différentes formules semi-développées possibles
- Cet acide est un acide α aminé. Quelle formule faut-il retenir ? Quel est son nom en nomenclature systématique ?
- Donner les représentations de Fisher de cet acide
- on fait réagir cet acide α aminé avec la glycine (Acide 2-aminoéthanoïque).
Donner les formules semi-développées et les noms des deux dipeptides qu'on peut espérer obtenir.
- Ecrire la formule de l'ion dipolaire (zwitterion) présent dans une solution aqueuse de cet acide α aminé.
- Quels sont les couples acide-base correspondant à cet ion ?
- Le pK_a de ces deux couples sont 2,3 et 9,9. Attribuer le pK_a correspondant à chaque couple et établir le domaine de prédominance de chaque espèce

Exercice 109

Un alcool saturé B contient, en masse 60% de carbone.

- Déterminer sa formule brute, sa formule semi-développée et son nom sachant que son oxydation conduit à un composé qui rosit le réactif de Schiff.
- On chauffe en présence des ions H_3O^+ un mélange composé de 6g d'un acide carboxylique saturée et de 6g du corps B. Il se forme de l'eau et un corps D de masse 102g/mol .De quel acide s'agit-il ?
- Au bout d'un certain temps, on constate que la masse d'acide reste constante. La masse de D est alors de 6,84g.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction. De quelle réaction s'agit-il ?
 - Calculer le pourcentage de moles de B transformées en D

Exercice 110



La figure ci-contre représente un diagramme très simplifié des niveaux d'énergie de l'atome de lithium. Les niveaux d'énergie sont notés I ; II ; III ; IV ; V. On considère les quatre transitions représentées sur le diagramme Les longueurs d'ondes correspondantes sont : $\lambda_1 = 671nm$; $\lambda_2 = 812nm$; $\lambda_3 = 323nm$; $\lambda_4 = 610nm$

- Montrer qu'entre l'énergie W d'un photon et sa longueur d'onde λ existe la relation numérique $W = \frac{1240}{\lambda}$ avec $\lambda(nm)$ et $W(eV)$
- Déterminer en joules l'énergie des photons absorbés lors de Chacune des quatre transitions.
- Calculer l'énergie E_1 du niveau 1. Cette énergie représente l'énergie de l'électron externe dans son état fondamental. Affecter alors à chaque niveau du diagramme la valeur de son énergie E_n en électron-volts.
- A partir de quelle valeur de longueur d'onde des radiations incidentes, les atomes de lithium subiront-ils une ionisation à partir de l'état fondamental ?

Exercice 111

On fait réagir $1,0\text{mol}$ d'acide éthanóique avec différentes quantités n d'éthanol. Le tableau ci-après donne les quantités d'acide n_r restants à l'équilibre.

$n(\text{mol})$	0,5	1,0	2,0	4,0
$n_r(\text{mol})$	0,58	0,33	0,15	0,07

- Ecrire l'équation de la réaction d'estérification
- Compléter le tableau en déterminant pour chaque expérience le nombre de moles d'esters formés
- Donner l'expression et calculer dans chaque cas la constante d'équilibre pour l'estérification.

Exercice 112

Un élève veut déterminer la concentration C_1 d'une solution S_1 d'éthylamine. Pour cela, il prélève un volume V_1 de cette solution et la dilue de façon à obtenir une solution S_2 de concentration C_2 égale au centième de celle de la solution S_1 ; il dose un volume $V_2 = 10\text{ml}$ de cette solution en présence d'un indicateur coloré par une solution centimolaire (C_0) d'acide chlorhydrique. Le volume d'acide versé au point d'équivalence est $V_E = 25\text{ml}$.

- Ecrire l'équation de la réaction entre l'eau et l'éthylamine
- Ecrire l'équation bilan de la réaction de ce dosage
- Donner une définition de l'équivalence et en déduire la relation entre C_2 , C_0 , V_2 et V_E . Calculer ensuite C_2 puis C_1 .
- La détermination du pH à l'équivalence a donné $\text{pHE}=6,0$. Déterminer le pKa du couple dont la base est l'éthylamine
- L'élève dispose de pipettes de 5, 10, 15, 20 et 25ml et de fioles jaugées de 50, 100, 150 et 250ml, indiquez-lui comment préparer 100ml de solution S_2 .

Exercice 113

On fait réagir $4,25\text{g}$ de zinc avec 150ml d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $0,5\text{mol/L}$. Les potentiels standards d'oxydoréduction sont $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,76\text{V}$; $E^0(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0\text{V}$.

- Ecrire les demi-équations relatives aux deux couples mis en jeu. Déduire l'équation-bilan de la réaction
- Déterminer la masse de zinc en excès
- A la fin de la réaction, la solution est filtrée puis cristallisée. Quel est le rôle de la filtration?

Déterminer la masse de produit anhydre de chlorure de zinc ainsi récupéré.

Données : $Zn = 65,4$; $Cl = 35,5$; $C = 12$; $H = 1,0$; $N = 14,0$; $O = 16,0$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34}\text{J.s}$; $C = 3 \cdot 10^8\text{m/s}$; $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$



35-ENS Yaoundé 2012

Exercice 114

1

2

3

4 a.

b.

c.

d. $S : N_S = 150ml$ (Aspirine + eau distillée)

i. Le dosage est effectué à froid parce que la réaction est exothermique, d'où il faut refroidir.



$$\text{ii. Soude} \begin{cases} C_b = 0,15 \text{ mol/L} \\ V_b = 15,6 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Masse d'aspirine (M_a) contenue dans le comprimé de l'équation

$$n_a = n_b - p \frac{m_a}{M_a} = C_b V_b$$

$$m_a = C_b V_b M_a$$

$$m_a = 180g/mol \cdot AN : m_a = 0,1 (\times 180 \times 15,6 \times 10 = 0,4212g$$

$$m_a = 0,4212g$$

5 $KM0_3 10kg \cdot Ca(H_2P0_4) 420kg$

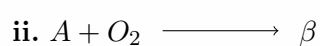
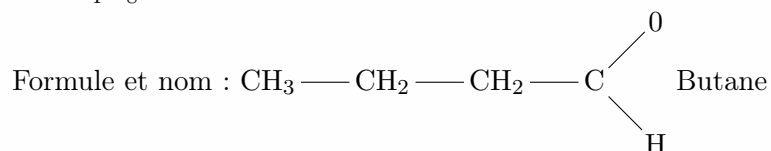
a. Formule commercial de chacun de ces engrais N-P-K

b.

c.

d.

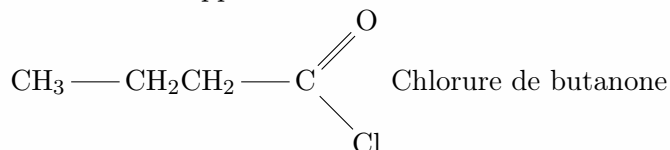
e.

f. i. A : C_4H_8O 

Formule et nom de β $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---COOH}$: Acide butanoïque.

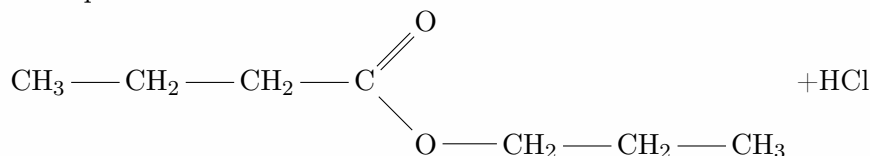


Formule développée et nom de E

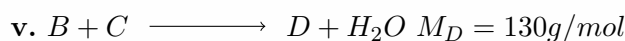


La réaction entre B et le chlorure de thionyle est la plus endiguée car 802 ET HCl sont des gaz et X et s'éliminent au fur et à mesure.

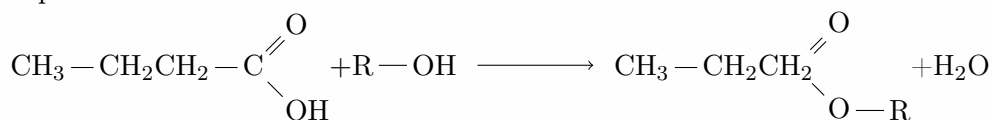
iv. Equation entre C et E



Cette réaction est rapide et total contrairement à la réaction étudiée en C)



Equation bilan de la réaction



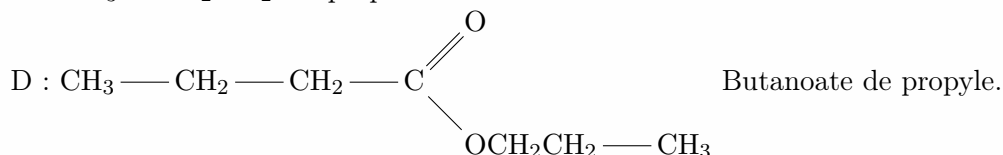
où $\text{R} = \text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ (groupe alkyl)

Noms et formules semi-développé de C et D

$$M_D = 14n + 1 + 48 + 32 + 7 = 130$$

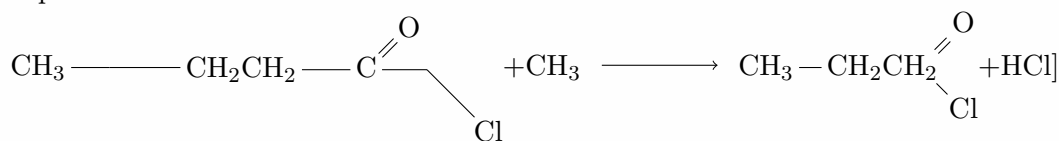
d'où $n=3$

C : $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ propan-1-ol



vi. Les corps pouvant former l'amide F sont : B (acide butanoïque) et E (chlorure de butanoyle)

Equation : bilan de la réaction



F : Butanamide

6 $S_0/\text{HCOOH}, C_0 = 0,1\text{mol/L}$

a. Concentration des espèces chimiques présents dans cette solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3}. [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-3}\text{mol/L}$$

$$K_e = [\text{HO}^-][\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-4}}{3,98 \cdot 10^{-3}} = 2,51 \cdot 10^{-12}$$

$$[\text{HO}^-] = 2,51 \cdot 10^{-12}\text{mol/L}$$

$$\text{Electroneutralité} : [\text{HO}^-] + [\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ or } [\text{HO}^-] \ll \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{D'où } [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-3}\text{mol/L}$$

$$C_0 = [\text{HCOOH}]_{\text{soit}} + [\text{COOH}^-] \text{ car même volume.}$$

$$[\text{HCOOH}]_{\text{soit}} = 9,602 \cdot 10^{-2}\text{M}$$

- b. L'aide méthanoïgne est un acide faible car sa dissociation dans l'eau n'est totale, il en reste encore dans molécule de $HCOOH$.



- Calcul du pKa

$$Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]_{soit}} \quad 06pKa = -\log Ka$$

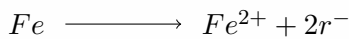
$$pKa = -\log \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

$$AN : pKa = -\log \frac{3,98 \cdot 10^{-3} \times 3,98 \cdot 10^{-3}}{[HCOO^-]}$$

$$pKa = 3,78$$

$$\boxed{7} \quad Fe \left| \begin{array}{l} m = 1,2g \\ M_{Fe} = 55,8g/mol \end{array} \right. H_3O^+ \left| \begin{array}{l} V = 25cm^3 \\ C = 1M \end{array} \right.$$

- a. Equation bilan



Les 2 couples oxydant réducteurs mis en jeu sont : Fe^{2+}/Fe et H_3O^+/H_2

- b. Calcul de la masse de fer ayant disparue

$$(1) \rightarrow \frac{m_{H_3O^+}}{3} = \frac{n_{Fe}}{1} \Rightarrow \frac{CV}{2} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}}$$

$$\text{soit } m_{Fe} = \frac{CV M_{Fe}}{2} = 1 \times 25 \cdot 10^{-3} \cdot 55,8 = 0,6975$$

$$m_{Fe} = 6,975 \cdot 10^{-1}g$$

- c. Calcul de V_{H_2} dégagé pour $V_m = 24L/mol$

$$(1) = P_{n_{H_2}} = \frac{n_{H_3O^+}}{2} = \frac{n_{H_2}}{2} \Rightarrow \frac{V_{H_2}}{V_m} = \frac{CV}{2} \Rightarrow V_{H_2} = \frac{CV V_m}{2}$$

$$m_{K_2O} = \frac{38,67 \times 94,2}{78,2} = 46,58 \approx 47$$

D'où la formule 14-00-47

2nd sac $Ca(H_2PO_4)_2 20kg$

Le seul élément existant est P. On a 00 - P - 00

$$m_p = \frac{3m_p}{M_{Ca(H_2PO_4)_2}} m_{Ca(H_2PO_4)_2} = \frac{2 \times 31}{234} \times 20 = 5,3kg$$

$$\text{Si } \begin{cases} 5,3kg \rightarrow 20kg \\ m_p \rightarrow 100kg \end{cases} \text{ alors } m_P = \frac{5,3 \times 100}{20} = 26,5kg$$

$$m_p = \frac{2m_P}{M_{P_2O_5}} m_{P_2O_5}$$

$$M_{P_2O_5} = \frac{m_{P_2O_5}}{2m_P} = \frac{26,5 \times 142}{62} = 60,69 \approx 61$$

d'où la formule 00 - 61 - 00

2. mélange de deux sacs : formules commerciale KNO_3

$Ca(H_2PO_4)_2 30kg$

$$\begin{aligned}
 \text{Si } \left\{ \begin{array}{l} 1,384kg \rightarrow 30kg \\ m_N \rightarrow 100kg \end{array} \right. & \text{ alors } m_N = \frac{1,384 \times 100}{30} = 4,6 \approx 5kg \\
 & m_N = 4,6 \approx 5kg \\
 \text{Si } \left\{ \begin{array}{l} 3,867kg \rightarrow 30kg \\ m_K \rightarrow 100kg \end{array} \right. & \text{ alors } m_K = \frac{38,67 \times 100}{30} = 12,89 \\
 m_K = \frac{2m_K}{M_{K_2O}} m_{K_2P} = \frac{m_{K_2O}}{2M_K} & = \frac{12,86 \times 94,2}{78,2} \\
 m_{K_2O} & = 15,51 \approx 16 \\
 \text{Si } \left\{ \begin{array}{l} 55kg \rightarrow 30kg \\ m_P \rightarrow 100kg \end{array} \right. & \text{ alors } m_P = \frac{53}{3} = 17,66 \\
 m_{P_2O_5} = \frac{M_{P_2O_5}}{2m_P} = \frac{17,66 \times 142}{62} & = 40,44 \approx 40 \\
 m_{P_2O_5} & = 40kg
 \end{aligned}$$

d'où la formule 05 – 40 – 16

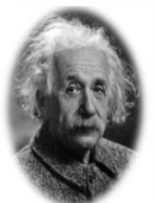
Partie

9

PHYSIQUE (YAOUNDÉ)

« La seule chose absolue dans un monde
comme le nôtre, c'est l'humour »

Albert Einstein



36-ENS Yaoundé(2008-2009)

Exercice 130

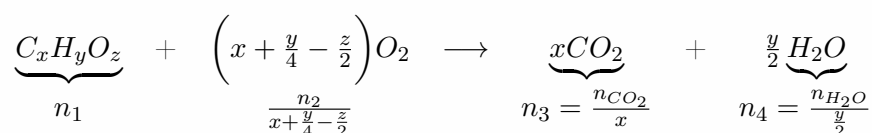
1 a. Faux

b. Faux

c. Vrai

d. Vrai

2 a. Equation bila de la réaction



b. Détermination de x, y et z

$$n_1 = \frac{n_3}{x} \Rightarrow \frac{m}{xM} = n_1 \Rightarrow x = \frac{m}{Mn} \text{ A.N : } \frac{176}{44} = 4x = 4$$

$$AN : \frac{2 \times 90}{118 \times 1} = 10y = 10$$

$$n_1 = \frac{n_2}{x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2}} \Rightarrow x + \frac{y}{4} - \frac{z}{2} = \frac{n_2}{n_1} = 6/1 = 6$$

$$\Rightarrow 4 + \frac{10}{4} - \frac{z}{2} = 6$$

$$\Rightarrow z = 2(6,5 - 6) = 1$$



3 Déterminons le pK_A

Concentration après dilution

$$\begin{aligned} C'_a &= \frac{C_a}{10} = 10^{-3} \\ pH &= pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}; [OH^-] = 10^{-4} \text{ mol/L} \\ [A^-] &= [H_3O^+] = 10^{-4} \text{ mol/L} \\ C_A &= [A^-] + [AH] \Rightarrow [AH] = C_A - [A^-] = 10^{-3} - 10^{-4} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \\ pK_A &= pH - \log \frac{[A^-]}{[AH]} \text{ A.N : } 4 - \log\left(\frac{1}{9}\right) \end{aligned}$$

4 $\lambda_0 = 3280 \text{ nm}$.

a.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{\infty} \right) = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 1,1 \cdot 10^7 m^{-1}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R_H}{n^2} \Rightarrow n = \sqrt{\frac{R_H}{\lambda}}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} \quad \text{et} \quad E = -\frac{E_0}{n^2}$$

$$A = \frac{hc}{\lambda} = hcR_H \left(\frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow R_H = \frac{E_0}{hc}$$

$$n = \sqrt{\frac{E_0}{hc\lambda}}$$

$$A.N : n = \sqrt{\frac{13,6 \times 10^{-19} \times 1,6}{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 \times 3280 \cdot 10^{-9}}}$$

$$n = 6$$

$$b. E_1 = \frac{-13,6}{36} = -0,38 eV$$

5 a. Calcul des concentrations

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,8} mol/L = 1,8 \cdot 10^{-2} mol/L$$

$$[HO^-] = K_e / [H_3O^+] = 10^{-14+1,8} = 10^{-12,2} = 6,3 \cdot 10^{-13} mol/L$$

$$[Cl^-] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} A.N : \frac{10^{-2} \times 100}{200} = 5 \cdot 10^{-3} mol/L$$

$$[Br^-] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$ENS : [H_3O^+] = [Br^-] + [HO^-] + [Cl^-]$$

$$[Br^-] = [H_3O^+] - [HO^-] - [Cl^-]$$

$$A.N : 10^{-1,8} - 10^{-12,2} - 5 \cdot 10^{-3} = 1,08 \cdot 10^{-2} mol/L$$

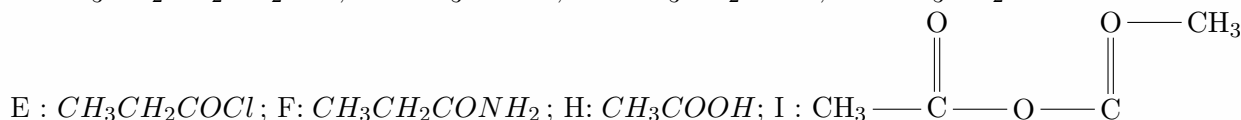
b. Calcul de C_2

$$[Br^-] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} \Rightarrow C_2 = \frac{[Br^-](V_1 + V_2)}{V_2}$$

$$C_2 = 2[Br^-] \quad A.N : C_2 = 2,16 \cdot 10^{-2} mol/L$$

6 O

a. A : $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$; B : CH_3COO^- ; C : CH_3CH_2COH ; D : CH_3CH_2COO



A : propan-1-ol, B : ion éthanoate, E : chlorure de propanoyle, C : propanol, D : propanoate, F : propanamide

H : Acide éthanoïque, I : l'anhydride éthanoïque

b. **1** l'hydrolyse basique des esters

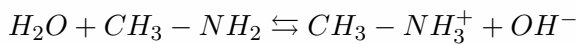
2 oxydation ménagée catalytique



37-ENS 2010(Yaoundé)

Exercice 131

- a. i. Equation bilan de la réaction de la méthylamine avec l'eau.



- ii. Calculons la concentration des ions hydroniums et celle des ions hydroxydes

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,9} \Rightarrow [H_3O^+] = 1,25 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L.}$$

$$Ke = [H_3O^+][OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{1,25 \cdot 10^{-11}} = 7,9 \times 10^{-4}$$

- iii. Calcul des concentrations des autres espèces.

Bilan des espèces en solution : $CH_3 - NH_2$; $CH_3 - NH_3^+$; H_2O .

$[CH_3 - NH_2] + [CH_3 - NH_3^+] = Cb(1)$ CM = conservation de la matière

$$[CH_3 - NH_3^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow [CH_3 - NH_3^+] \approx [OH^-] = 7,9 \times 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

$$\begin{aligned} (1) \Rightarrow [CH_3 - NH_2] &= Cb - [CH_3NH_3^+] \\ &= 4 \cdot 10^{-2} - 7,9 \cdot 10^{-4} \\ &= 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

- iv. En déduisons le pKa du couple $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$

$$pH = pKa + \log \frac{[CH_3NH_2]}{[CH_3NH_3^+]} \Rightarrow pKa = pH - \log \frac{[CH_3 - NH_2]}{[CH_3 - NH_3^+]}$$

$$A.N : pKa = 10,9 - \log \frac{3,9 \cdot 10^{-2}}{7,9 \cdot 10^{-4}} = 9,2 \quad pKa = 9,2$$

- b. i. Équation de la réaction avec HCl.



- ii. Valeur de X pour pH = 9,2.

$pH = pKa = 9,2$ on est à la demi équivalence. Le volume d'acide à l'équivalence est :

$$C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow V_{aE} = \frac{C_b V_b}{C_a} = \frac{4 \cdot 10^{-2} \times 0,02}{3 \cdot 10^{-2}} = 2,66 \cdot 10^{-2}$$

$$V_{aE} = 26,6 \cdot 10^{-3} L = 26,6 \text{ mL} = 0,0266 L$$

Le volume cherché est $X = V_{aE} \cdot 2 = 13,33 \text{ mL}$.

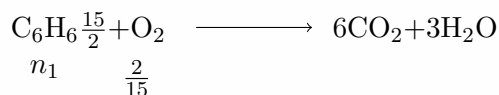
- iii. Quelle est la propriété de la solution ainsi obtenue ?

- c. Caractère de la solution

À l'équivalence, la solution est acide car il s'agit du dosage d'une base faible par un acide fort ($pHE < 7$).

Exercice 132

Calcul de V_{O_2}



$$\frac{n_1}{1} = \frac{n_2}{\frac{15}{2}} \Rightarrow \frac{n_1}{1} = \frac{n_2}{\frac{15}{2}} \Rightarrow n_2 = \frac{2}{15} n_1$$

$$\frac{n_2}{\frac{15}{2}} \Rightarrow \frac{m_1}{M_1} = \frac{2}{15} \times \frac{V_2}{V_m} \quad \text{or} \quad m_1 = \rho V_1$$

$$\frac{m_1}{M_1} = \frac{2}{15} \times \frac{V_2}{V_m} \Rightarrow V_2 = \frac{15 \rho V_1 V_m}{2 M_1}$$

$$A.N : V_2 = \frac{15 \times 0,08 \times 39 \times 22,4}{2 \times 78} = 6,72L$$

$$V_2 = 6,72L$$

Exercice 133

$$C_0 = 0,1M \text{ a un } pH = 2,4$$

- 1 Calcul des concentrations des espèces chimiques en presence.

Bilan des espèces : $HCOOH$, $HCOO^-$, H_3O^+ , OH^- , H_2O .

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 3,9 \times 10^{-3} mol/L$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \quad A.N : [OH^-] = \frac{10^{-14}}{3,9 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-12} mol/L$$

$$\text{Electroneutralité : } [H_3O^+] = [OH^-] + [HCOO^-] \Rightarrow [H_3O^+] \approx [HCOO^-]$$

$$[HCOO^-] = 3,9 \cdot 10^{-3} mol/L$$

$$\text{Equation de conservation de la matière : } C_0 = [HCOOH] + [HCOO^-]$$

$$\begin{aligned} [HCOOH] &= C_0 - [HCOO^-] \\ &= 0,1 - 3,9 \cdot 10^{-3} \\ &= 9,61 \cdot 10^{-2} mol/L \end{aligned}$$

- 2 Déterminons le pKa du couple $HCOOH/HCOO^-$ Le pH d'un acide faible est donné par :

$$\begin{aligned} pH \frac{1}{2}(pKa - \log C) &\Rightarrow 2pH = pKa - \log C_0 \\ &\Rightarrow pKa = 2pH + \log C_0 \\ &\Rightarrow pKa = 3,8 \end{aligned}$$

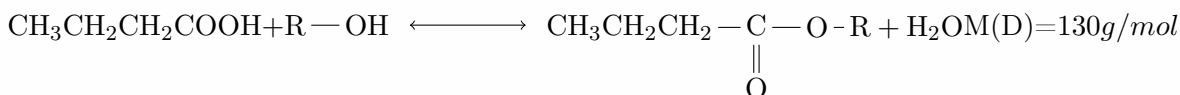
Exercice 134

- 1 $A = C_4H_8O$

Formule semi-développée et nom de A. A est un aldéhyde donc A = butanal $CH_3CH_2CH_2CHO$

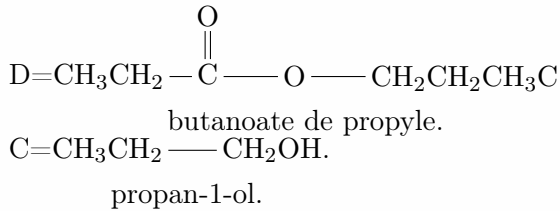
- 2 Nom et formule de B B = acide butanoïque. $CH_3CH_2CH_2COOH$

- 3 Equation de la réaction



$$D = C_4H_7O_2C_nH_{2n}$$

$$\begin{aligned}
 M(D) &= 12(4+n) + 16 \times 2 + 1 \times (8+2n) = 130. \\
 &\Rightarrow 48 + 12n + 32 + 8 + 2n = 130 \\
 &\Rightarrow 14n = 42 \\
 &\Rightarrow n = 3
 \end{aligned}$$



Exercice 135

- 1 Equation de la reaction d'esterification



- 2 Complétons le tableau

$1 - x = n_r \Rightarrow x = 1 - n_r$. Où x représente le nombre de mole d'eau ou le nombre de mole d'ester formé

$$x = n_{\text{est}} = n_{\text{eau}}$$

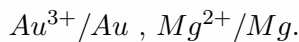
$n(\text{mol})$	0,5	1,0	2,0	4,0
$n_{\text{acide restant}}(\text{mol})$	0,58	0,33	0,15	0,07
$x(\text{mol})$	0,42	0,67	0,85	0,93
$n_{\text{alcool restant}}(\text{mol})$	0,08	0,33	1,15	3,07

- 3 Calcul de la constant d'équilibre

$$\begin{aligned}
 K &= \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{ester}]}{[\text{acide}][\text{alcool}]} = \frac{[\text{ester}]^2}{[\text{acide}][\text{alcool}]} = \frac{n_{\text{est}}^2}{n_{\text{ac}} \times n_{\text{al}}} \\
 K_1 &= \frac{0,42^2}{0,08 \times 0,58} = 3,80 \quad K_2 = 4,12
 \end{aligned}$$

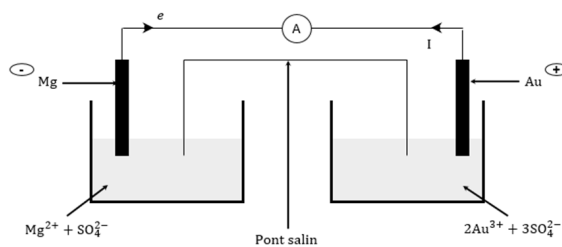
$$K_3 = 4,18 \quad K_4 = 4,02$$

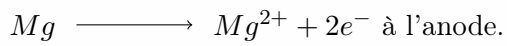
Exercice 136



$$E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,5\text{V} \quad E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37\text{V}.$$

- 1 Schéma de la pile



2 Equations aux électrodes**3** Calcul de la force électromotrice

$$\begin{aligned} E &= E^0(Au^{3+}/Au) - E^0(Mg^{2+}/Mg) \\ &= 1,5 - (-2,37) \\ &= 3,27V \end{aligned}$$

Exercice 137 $E_n = -13,6/n^2(\text{eV})$ **1** Energie au niveau fondamental. ($n=1$)

$$E_1 = -13,6\text{eV.}$$

2 Calcul de la plus grande longueur d'onde : ici on part de n à $n + 1$ or $n = 1$ d'où on part $1 \rightarrow 2$

$$\frac{1}{\lambda_{max}} = RH \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{4} \right) = \frac{3RH}{4}$$



38-ENS Yaoundé(2011)

Exercice 138

Répondre par vrai(V) ou par faux (F). Une réponse

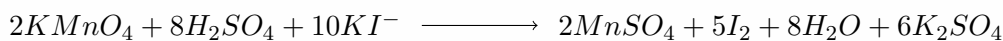
- a. Faux
b. Faux

Exercice 139

- 1 Calcul du pourcentage de l'élément azote en masse. Formule du nitrate de bargum : $Ba^{2+} + 2NO_3^- \longrightarrow Ba(NO_3)_2$
Dans un sac de 100 kg de cet engrais, il y a 30 kg de $Ba(NO_3)_2$

$$\begin{aligned} \% &= \frac{m_N}{m_{Ba(NO_3)_2}} \times 100 = \frac{2M_N}{M_{Ba(NO_3)_2}} \times 100 \\ &\Rightarrow M_N = \frac{2m_{Ba(NO_3)_2} M_N}{M_{Ba(NO_3)_2}} \\ A.N : m_N &= \frac{30 \times 14 \times 2}{261} = 1,6kg \times 2 = 3,2kg \end{aligned}$$

- 2 Équilibre de la réaction (Voir le 129 b pour la méthode)



Exercice 140

- 1 (CH_3COOH/CH_3COO^- , $pK_1 = 4,8$), ($HCOOH/HCOO^-$; $pK_2 = 3,8$)

Montrons que $\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = K \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ avec K à déterminer. Le pH du mélange peut se déterminer par :

$$\begin{aligned} pH &= pK_2 + \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = pK_2 + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \\ &\Rightarrow \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = pK_1 - pK_2 \\ &\Rightarrow \log \left(\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right) = pK_1 - pK_2 \\ &\Rightarrow \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{pK_1 - pK_2} \times \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \end{aligned}$$

D'ou $K = 10$

- 2 $\lambda_0 = 3280nm$.

a. Valeur du nombre quantique principal de cette série.

$$\lambda_0 = \lambda_{min} \Rightarrow \frac{1}{\lambda_0} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{\infty} \right)$$

$$\Rightarrow n^2 = \lambda_0 R_H \Rightarrow n = \sqrt{\lambda_0 R_H}$$

A.N : $n = \sqrt{1,097 \times 10^7 \times 3280 \times 10^{-9}} = 6$

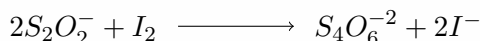
b. Calcul de l'énergie supplémentaire nécessaire pour ioniser l'atome.

$$E'_i = E_\infty - E_6 \Rightarrow E'_i = \frac{13,6}{36} = 0,37eV$$

$$\Rightarrow E'_i = 0,37eV$$

Exercice 141

1 Equation bilan de la réaction de dosage.



Calcul de $[I_2]$ à $t = 10min$

$$n_{i_2} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2} \Rightarrow [I_2]V_{i_2} = \frac{1}{2}[S_2O_3^{2-}]V_{S_2O_3^{2-}}$$

$$\Rightarrow [I_2] = \frac{1}{2}[S_2O_3^{2-}] \frac{V_{S_2O_3^{2-}}}{V_{I_2}}$$

A.N : $[I_2] = \frac{0,01 \times 4,1 \times 10^{-3}}{2 \times 10 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-3} mol/L$

2 Calcul de $[I_2]$ à un temps infini.

Au cours de la réaction, $[I_2]$ disparaît progressivement ainsi : $\lim_{t \rightarrow +\infty} [I_2] = 0$

Exercice 142

1 Calcul de la concentration théorique.

$$C_{th} = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} \Rightarrow C_{th} = \frac{0,5}{180 \times 0,5} = 5,55 \times 10^{-3} mol/L$$

2 Equation de la réaction lors du mélange de S_1 et S_2 .



$$Kr = \frac{[A^-]}{[AH][OH^-]} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} \times \frac{1}{[H_3O^+][OH^-]} = \frac{Ka}{Ke}$$

$$Kr = \frac{10^{-3,5}}{10^{-14}} = 10^{10,5} = 3,16 \times 10^{10}$$

Kr Étant très grand, on peut utiliser cette réaction pour le dosage car elle est considérée comme totale. ($Kr > 10^4$) réaction totale

3 Caractère de la solution à l'équivalence. A l'équivalence, la solution est basique car il s'agit du dosage d'un acide faible par une base forte et la base forte impose le pH.

- 4 Comparons C_{EX} et C_{th} .

A l'équivalence, on a :

$$C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 10,9}{100} = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow C_a = C_{EX} = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Or $C_{th} = 5,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow C_{th} > C_{EX}$

- e Pour stopper la réaction, parceque la réaction est exothermique

Exercice 143

- 1 Calcul des concentrations des ions

● $H_3O^+ : [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,8} = 1,58 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

● $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 6,3 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$

● $[Cl^-] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-2} \times 0,1}{0,1 + 0,1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

● D'après l'équation d'électro neutralité, on a : $[Br^-] + [Cl^-] + [OH^-] = [H_3O^+] \Rightarrow [Br^-] = [H_3O^+] - [OH^-] - [Cl^-] = 1,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

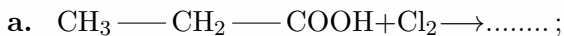
- 2 Calcul de C_2 initial

Exercice 144

- 1 Donner la formule semi-développée de :

- a. 2,3-diméthylbutanoate de 2-méthylpropyle ;
b. Chlorure de parahydroxybenzoate

- 1 Compléter les équation chimiques



- 3 Ecrire les formules semi-développées des dipeptides que l'on peut penser obtenir à partir d'un mélange de glycine et d'alanine (acide 2-aminopropanoïque).

- b. L'oxydation catalytique de A par le dioxygène ou par une solution acidifiée de dichromate de potassium produit un corps B. Quelle est la formule semi-développée du corps B et le nom de B.
- c. B réagit avec un alcool C pour donner un corps odorant D de masse molaire $M = 130\text{g/mol}$ et de l'eau. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. Quels sont les noms et formules sémi-développées de corps C et D.
- d. On fait réagir B sur le pentachlorure de phosphore ou sur le chlorure de thionyle on obtient un dérivé E.
- Quels sont sa formule semi-développée et son nom ?
 - Laquelle des deux réactions précédentes est la plus indiquées pour la préparation de E ?
- e. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre C et E au cours de laquelle D et un autre corps sont formés. Comparer cette réaction avec celle étudiée en c)
- f. Parmi les corps A, B, C, D, E quels sont susceptibles de formés un amide F par réaction avec l'ammoniac ? Ecrire l'équation de la réaction et donner le nom et la formule semi-developpée de F.
- 7** On réalise une pile avec les couples $Au^{3+}/Au, Mg^{2+}/Mg$, sachant que les potentiels standard d'oxydoréduction sont :
- $$E^0(Au^{3+}/Au) = 1,5V \text{ et } E^0(Mg^{2+}/Mg) = -2,37V.$$
- Faire le schéma de la pile en indiquant ses pôles.
 - Ecrire les équations des réactions aux électrodes lorsque la pile fonctionne.
 - Calculer la force électromotrice de la pile, les 7 solutions étant à 1mol.L^{-1}
- Données :** C=12,0 ; H=1,0 ; N= 14,0 ; O=16,0 ; k=39,1 ; P=31,0 ; Fe=55,8 ; Na=23,0 ; O=16 ; Ca=40 ; Si=28,1 ; $h = 6,62.10^{-34}$; $c = 3.10^8\text{m.s}^{-1}$; $1eV = 1,6.10^{-19}$.

Exercice 1