

PROFESSEUR : KOUKOUNGNON DIDIER	EXERCICES DE CHIMIE	ANNEE SCOLAIRE : 2019-2020
ETABLISSEMENT : LTY		MATIERE : Chimie
SPECIALITE : Génie alimentaire		CLASSE : T^{le} F7

CHIMIE ORGANIQUE

Exercice 1

Ecrire la formule semi-développée et le nom de la famille chimique de :

- | | | |
|-----------------------------------|---|-----------------------------------|
| a) 2,3-dimethylpentane | ; | k) 4-éthyl-3-methylheptane |
| b) 2-methylpropène | ; | l) 2,3-dimethylbut-1-ène |
| c) Propyne | ; | m) 4-methylpent-2-yne |
| d) éthanal | ; | n) 2-éthyl-3-methylpentanal |
| e) propanone | ; | o) 4-methylhexan-3-one |
| f) acide 2-methylpropanoïque | ; | p) acide benzoïque |
| g) chlorure de 2-methylpropanoyle | ; | q) chlorure de benzoyle |
| h) N-methylethylamine | ; | r) N,N-diméthyléthylamine |
| i) anhydride méthanoïque | ; | s) anhydride 2- methylpropanoïque |
| j) 3-methylpentan-2-ol | | |

Exercice 2

La combustion complète de 3,6g d'un composé de formule $C_xH_yO_z$ fournit 8,7g de dioxyde de carbone et 3,7g d'eau.

- Quelle est la composition centésimale de la substance ?
- Quelle est la masse molaire moléculaire de la substance, sachant que la densité sa vapeur par rapport à l'air est $d=2,48$?
- Quelle est la formule brute de la substance ?

Exercice 3

L'analyse élémentaire d'un composé (A) a donné 62% de carbone, 27,6% d'oxygène et 10,4% d'hydrogène. Données : $M_H = 1 \text{ g/mol}$ $M_C = 12 \text{ g/mol}$ $M_O = 16 \text{ g/mol}$

- Sachant que la masse molaire de (A) est égale à 58g/mol, déterminer sa formule brute.
- Donner la famille, la formule semi-développée et le nom de chaque isomère de (A).
- Le composé (A) ne réagit pas avec le réactif de Schiff. Identifier (A).
- Comment peut-on préparer (A) à partir d'un alcool (B) ?
- L'isomère (B') de (B) subit une oxydation ménagée par l'oxygène de l'air.
 - Décrire cette expérience et identifier les produits obtenus.
 - Ecrire les équation- bilans des réactions.

Exercice 4

Un alcool de formule brute générale $C_nH_{2n+2}O$ contient en masse 21,62% d'oxygène. Déterminer la formule brute de cet alcool ainsi que ses formules semi-développées possibles.

On donne : $M_H = 1 \text{ g/mol}$; $M_C = 12 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$

EXERCICE 5

A est un composé organique de formule brute $C_3H_6O_2$.

1. A quel famille le composé A peut-il appartenir ?

2. Ecrire toutes les équations semi-développées possibles et les nommer.

3. La solution aqueuse du composé conduit le courant électrique et jaunit le bleu de bromothymol (BBT).

Identifier le composé A.

4. Le composé A se transforme en présence du pentachlorure de phosphore en un composé B.

4.1. A quelle famille appartient B ?

4.2. Préciser le groupe fonctionnel.

4.3. Donner la formule semi-développée et le nom de B.

5. On fait réagir B sur un alcool ($R-OH$)

5.1. Ecrire l'équation-bilan et donner les caractéristiques de cette réaction.

5.2. La densité de la vapeur par rapport à l'air de l'ester formé est $d = 3,51$.

5.2.1. Quelles sont les formules semi-développées de l'ester et de l'alcool ?

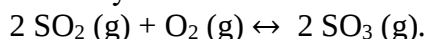
5.2.2. Donner leur nom et préciser la classe de l'alcool.

On donne : $M_C = 12 \text{ g/mol}$; $M_H = 1 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$.

EQUILIBRE IONIQUE

Exercice 1

Soit le système inversible suivant, à l'équilibre dans une enceinte fermée :



Cette réaction est exothermique dans le sens direct.

Dites d'abord dans quel sens se déplacera l'équilibre de la réaction, et ensuite comment évoluera la concentration en SO_3 ($[\text{SO}_3]$), dans les cas suivants:

a) si on augmente la concentration en SO_2 ?

b) si on diminue la concentration en O_2 ?

c) si on diminue la pression totale ?

d) si on fournit de la chaleur au système

Exercice 2

Le pentachlorure d'antimoine se décompose comme suit :



Supposons que les concentrations initiales soient $[\text{SbCl}_5]_0 = 0,165 \text{ M}$; $[\text{SbCl}_3]_0 = 0,0955 \text{ M}$ et $[\text{Cl}_2]_0 = 0,210 \text{ M}$.

Sachant qu'on a déterminé, qu'à l'équilibre, $[\text{SbCl}_5] = 0,135 \text{ M}$, calculer les valeurs à l'équilibre de $[\text{SbCl}_3]$ et de $[\text{Cl}_2]$. Calculer la constante d'équilibre K .

Exercice 3

Prenons l'équilibre suivant : $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$.

A 448°C, on introduit une demi mole de H_2 et 0,5 moles de I_2 dans un récipient de 10 litres.

A l'équilibre, il y a 0,11 moles de H_2 , 0,11 moles de I_2 et 0,78 moles d'acide.

- Quelle est l'expression de K_e ?
- Quelle est la valeur de K_e ?
- Quelles seraient toutes les concentrations à l'équilibre, si on démarre la réaction avec 3 moles de diiode et une demi mole de dihydrogène ?

Exercice 4

- 1) Les valeurs des pK_a des couples acide/base suivantes sont à 25°C :

$\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$ $\text{pK}_a = 3,30$

HF/F^- $\text{pK}_a = 3,17$

Quel est l'acide le plus fort ?

- 2) Les valeurs des pK_a des couples acide/base suivantes sont à 25°C :

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ $\text{pK}_a = 9,20$

$\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ $\text{pK}_a = 10,7$

Quel est la base la plus forte ?

Exercice 5

On dispose d'une solution d'acide éthanoïque (CH_3COOH) dont le pH est égal à 3,15. Le pK_a de cet acide est de 4,75 à 25°C.

- Donner les concentrations, exprimées en mol.L^{-1} de chacune des espèces dissoutes.
- Calculer la concentration C_0 de cet acide.
- Quel est son coefficient de dissociation α ?

Exercice 6

On considère une solution d'acide fluorhydrique (HF) de 0,1 mol/L dans laquelle cet acide est dissocié à 8 %.

- Calculer à l'équilibre, les concentrations des espèces HF, F^- et H_3O^+ .
- Déterminer le pH de la solution considérée ainsi que la constante d'acidité K_a de HF.

Exercice 7

Une solution aqueuse d'acide méthanoïque de concentration $C = 0,05 \text{ mol.l}^{-1}$ à un pH égal à 2,5.

- L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou un acide faible ? Justifier votre réponse.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau.
- Faire le bilan qualitatif des espèces présentes en solution.
- Calculer les concentrations de toutes les espèces présentes en solution.
- En déduire le degré d'ionisation de l'acide méthanoïque dans l'eau.

Exercice 8

On obtient une solution S en mélangeant :

- 100 ml de potasse (KOH) de concentration $C_1 = 0,16 \text{ mol.l}^{-1}$.
- 200 ml de solution de soude de $\text{pH} = 12,0$;
- 200 ml d'eau.

1. Ecrire les équations bilans de dissolution des deux (02) bases fortes dans l'eau.
2. Calculer la concentration des ion OH dans S. En déduire le pH de S.
3. Calculer les concentrations des autres espèces chimiques présentes dans S.

Exercice 9

On soumet 5 ml de potasse de concentration C_b inconnue à l'addition progressive d'une solution d'acide bromhydrique à $0,025 \text{ mol.l}^{-1}$.

On mesure le pH en fonction du volume V_a (ml) d'acide versé. Les résultats des mesures sont consignés dans le tableau suivant.

V_a	0	2	4	6	8	10	12	14	14,5
pH	12	11,9	11,8	11,6	11,6	11,5	11,2	10,7	10,4

V_a	15,5	16	18	20	28
pH	3,6	3,3	2,9	2,6	2,3

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction acido-basique se déroulant dans le bécher.
2. Tracer le graphe $\text{pH} = f(V_a)$.
3. Déterminer les coordonnées du point d'équivalence E et justifier la valeur du pH obtenu à l'équivalence.
4. Calculer la concentration molaire de la solution de potasse.
5. Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le bécher lorsqu'on ajoute les volumes suivants de solution d'acide bromhydrique : $V_a = 4 \text{ ml}$; $V_a = 8,5 \text{ ml}$; $V_a = 18,5 \text{ ml}$.
6. Vers quelle valeur tendrait le pH , si on continuait à ajouter la solution d'acide au-delà de $V_a = 28 \text{ ml}$.