

Nom :	Prénom :	Groupe :
-------	----------	----------

Examen de Travaux Pratiques de Chimie Organique

(S3)

Exercice I

Analyse conformationnelle :

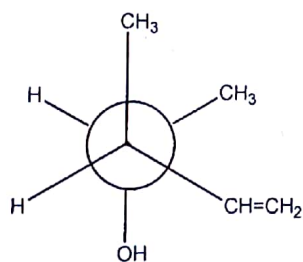
Etudier la variation d'énergie de la molécule **éthan-1,2-diamine** en fonction des rotations autour de la liaison simple, en explicitant ceci par un diagramme énergétique conformationnel.

Rechercher la ou les conformations stables.

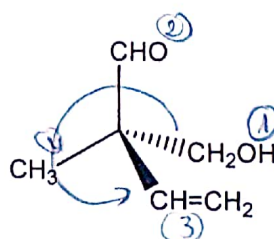
Exercice II

Donner la configuration absolue de(s) carbone(s) asymétrique(s) existant dans les molécules suivantes.

Préciser dans chaque cas l'ordre de priorité des groupements



G



E

I Br d S P F O N C H

S => R

Représenter selon Cram l'énantiomère de **E**.

E a-t-il une activité optique ? Justifier

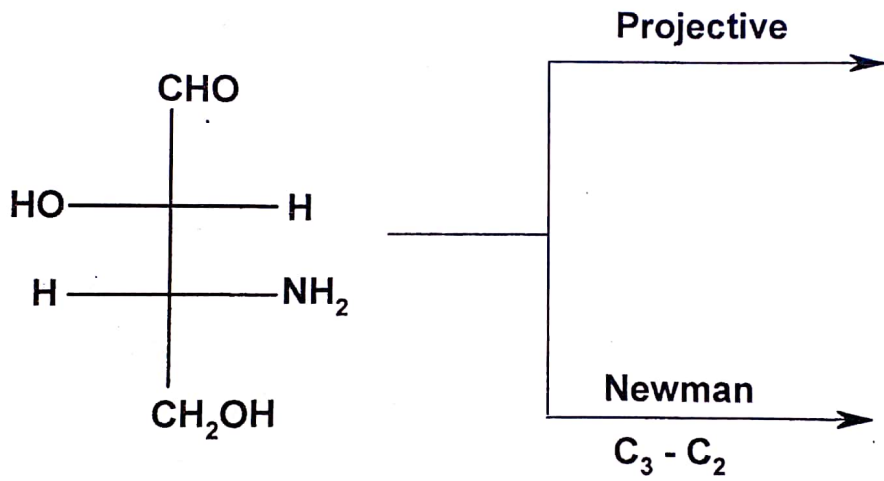
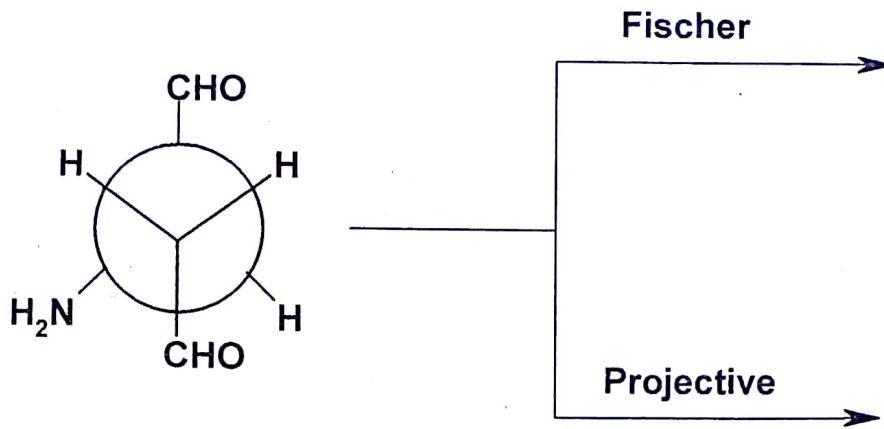
Que peut-on dire du pouvoir rotatoire spécifique de **E** par rapport à celui de son énantiomère ?

Représenter selon Cram un diastéréoisomère de **G**. Donner la configuration absolue de(s) carbone(s) asymétriques.

G a-t-il une activité optique ? justifier

Que peut-on dire du pouvoir rotatoire spécifique de **G** par rapport à celui de son diastéréoisomère ?

III) Compléter les représentations suivantes :



**SEMESTRE 3 : EXAMEN DE CHIMIE EN SOLUTION
SESSION DE RATTRAPAGE**

EXERCICE I

On réalise la pile suivante : $\text{Fe} / \text{FeCl}_3 [10^{-1} \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}] // \text{CuSO}_4 [10^{-2} \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}] / \text{Cu}$

1. Faire de schéma de cette pile,
2. Ecrire les réactions d'équilibre ayant lieu dans chaque compartiment,
3. Calculer les potentiels d'équilibre,
4. Lorsque la pile fonctionne, en déduire la polarité des électrodes, le sens de déplacement des électrons, la réaction globale,
5. Calculer la f.e.m,
6. Comment évolueront les concentrations des ions métalliques ?

Données : $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = - 0.04 \text{ V/ENH}$

$E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V/ENH}$

EXERCICE II

La solubilité de l'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_2$ est de $9,75 \cdot 10^{-6} \text{ g/L}$.

1. Calculer le produit de solubilité de cet hydroxyde,
2. Calculer le pH d'une solution saturée,

Donnée : $M (\text{Cu}(\text{OH})_2) = 97.5$

EXERCICE III

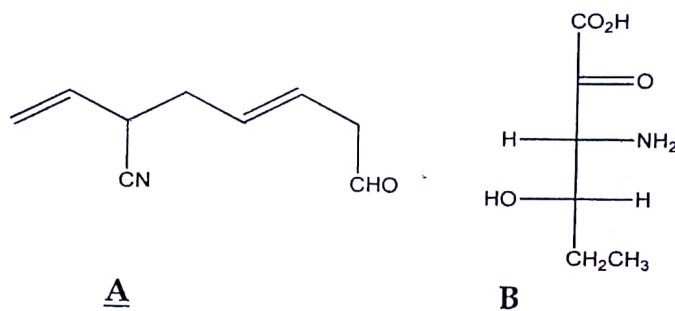
1. Quel volume d'eau doit-on ajouter à 24 litres d'une solution de NaOH $0,3 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ pour obtenir une solution de $\text{pH} = 9,8$?
2. Quelle est la concentration en $\text{mole}\cdot\text{L}^{-1}$ et en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ d'une solution d'acide nitrique HNO_3 dont le $\text{pH} = 2,75$? ($M = 63,02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
3. Calculez le pH d'une solution de NH_3 $0,1 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$

Donnée : $K_a (\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 6,03 \cdot 10^{-10} \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$

Examen de Rattrapage de Chimie Organique S3

Exercice I (8 points)

Donner en nomenclature systématique de L'UICPA les noms des composés **A** et **B** suivants :

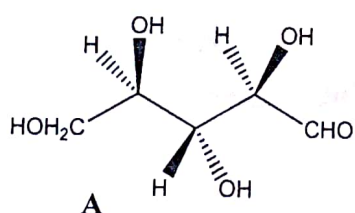


Donner la formule semi-développée de chaque composé ci-dessous :

- 1) Acide-3-amino-4-hydroxy-2-oxohexanoïque
- 2) 3-Chloro-6-méthoxy-5-méthylhex-3-èn-2-one

Exercice II (12 points)

Le (-)-ribose **A**, dessiné en représentation de Cram ci-dessous, est un constituant important des acides ribonucléiques (ARN) et possède une configuration absolue (2R, 3R, 4R) et de pouvoir rotatoire spécifique $[\alpha] = -20^\circ \text{ g}^{-1} \text{ ml dm}^{-1}$:



- 1) Donner le nom systématique de ce sucre **A** selon les règles de l'UICPA.
- 2) Le (-)-ribose **A** est-il lévogyre ou dextrogyre ? justifier
- 3) Représenter en Cram le (+)-ribose **B** de la série opposée (énantiomère de **A**)
- 4) Déduire la configuration absolue de **B**
- 5) Donner le pouvoir rotatoire spécifique de (+)-ribose **B**.
- 6) Dessiner en représentation de Cram l'arabinose **C**, un diastéréoisomère de (-)-ribose de configuration absolue (2S, 3R, 4R).

**SEMESTRE 3 : EXAMEN DE CHIMIE EN SOLUTION
SESSION DE JANVIER**

EXERCICE I

On réalise la pile suivante : Ni/ NiSO₄ [10⁻¹ mole.L⁻¹], LiCl [10⁻¹ mole.L⁻¹] / Li

1. Calculer la conductivité spécifique de la solution constituée de sulfate de nickel et de chlorure de lithium
2. Ecrire les réactions d'équilibre aux électrodes et calculer les potentiels correspondants
3. Lorsque la pile débite
 - a- Indiquer, sur un schéma, la polarité des électrodes, le sens du courant et le déplacement des ions
 - b- Ecrire la réaction globale et calculer la f.e.m.
 - c- Dans quelles conditions la pile s'arrêtera-t-elle de fonctionner ?

Données : $E^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3.03 \text{ V/ENH}$ $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0.23 \text{ V/ENH}$
 $\Lambda^0(\text{Ni}^{2+}) = 55 \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^2 \cdot (\text{mole.d'eq})^{-1}$ $\Lambda^0(\text{Li}^+) = 40 \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^2 \cdot (\text{mole.d'eq})^{-1}$
 $\Lambda^0(\text{SO}_4^{2-}) = 80 \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^2 \cdot (\text{mole.d'eq})^{-1}$ $\Lambda^0(\text{Cl}^-) = 75 \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^2 \cdot (\text{mole.d'eq})^{-1}$
(Constante de Kohlrausch) = 0

EXERCICE II

La constante de solubilité du chromate d'argent Ag₂CrO₄ est égal à 3.10⁻¹² mole³.L⁻³.

1. Donner la réaction de dissociation du chromate d'argent Ag₂CrO₄
2. Calculer en mole/l et en g/l la solubilité de ce sel.
3. Calculer la masse minimum de Na₂CrO₄ que l'on doit ajouter à un litre de solution contenant 10⁻⁴ mole/l en ion Ag⁺ pour que le chromate d'argent Ag₂CrO₄ commence à précipiter.

Données : M (Ag₂CrO₄)= 332g/mole ; M (Na₂CrO₄)= 162g/mole

EXERCICE III

Calculez le pH des solutions suivantes :

1. NaOH 0,1 mole.L⁻¹
2. NH₃ 0,1 mole.L⁻¹
3. On mélange 100 ml de NaOH de concentration 0,3 mole.L⁻¹ et 300 ml d'une solution d'acide nitrique HNO₃ 0,1 mole.L⁻¹. Calculer le pH du mélange
4. On mélange 100 ml de NH₃ 0,1 mole.L⁻¹ et 50 ml d'une solution d'acide nitrique HNO₃ 0,1 mole.L⁻¹. Calculer le pH du mélange

Donnée : Ka (NH₄⁺/ NH₃)= 6,03.10⁻¹⁰ mole.L⁻¹

