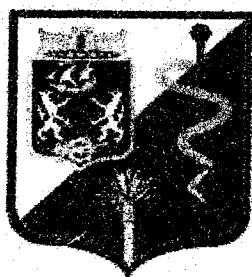
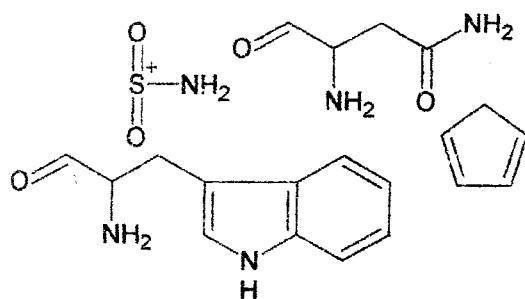
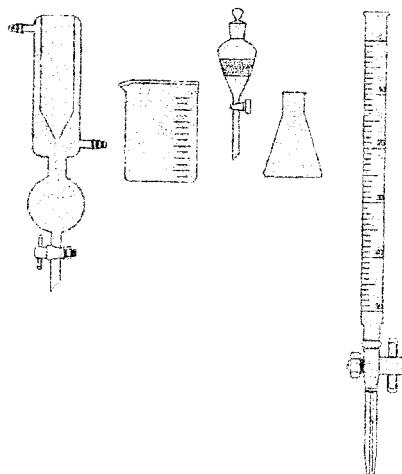


Université d'Alger
FACULTE DE MEDECINE
D'ALGER



**Recueil des séries d'exercices de
Chimie**



Mise en forme réalisée par :

Ramdane BENAZOUZ

Mourad AMARA

Siham GHOMARI

Série 1: Structures atomiques

Exercice 1

- Que représentent A et Z dans le symbolisme des nucléides ${}^A_Z X$?
- Donner l'nombre de protons, de neutrons et d'électrons des atomes et ions suivants : Z
 ${}_1^1 H; {}_1^1 H^+; {}_1^1 H^-; {}_{12}^{12} C; {}_{14}^{14} N^{3-}; {}_{16}^{16} O^{2-}; {}_{16}^{16} O; {}_{17}^{35} Cl; {}_{17}^{37} Cl; {}_1^2 H; {}_{92}^{238} U;$
 ${}_{92}^{208} Pb^{2+}; {}_{8}^{17} O; {}_1^3 H; {}_{12}^{25} Mg.$
- Quels sont les groupes d'isotopes parmi les atomes ci-dessus ?

Exercice 2

Sachant que la masse du proton $m_p = 1,67239 \cdot 10^{-27}$ kg, celle du neutron $m_n = 1,67470 \cdot 10^{-27}$ kg et celle de l'électron $m_e = 9,10850 \cdot 10^{-31}$ kg.

- Exprimer ces masses en unité des masses atomiques (u)
- Quel est le rapport entre la masse du proton et celle de l'électron ? que peut-on conclure ?

Donnée : $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

Exercice 3

Le cuivre naturel est composé de deux isotopes stables dont les masses atomiques sont respectivement $m({}^{63}\text{Cu}) = 62.929$ u et $m({}^{65}\text{Cu}) = 64.927$ u

- Indiquer la constitution des noyaux des deux isotopes.
- Sachant que la masse atomique du mélange isotopique est de 63.540 u, calculer l'abondance de chacun de ces deux isotopes.

Donnée : $Z(\text{Cu}) = 29$

Exercice 4

Le premier isotope du silicium naturel ${}^{28}\text{Si}$, de masse atomique $m({}^{28}\text{Si}) = 27.997$ u, a une abondance relative de 92.929%. Le deuxième isotope ${}^{29}\text{Si}$, de masse atomique $m({}^{29}\text{Si}) = 28.978$ u, a une abondance relative de 4.7%. Sachant que la masse atomique du silicium naturel est de 28.086 u :

- Existe-t-il un troisième isotope ?
- Si oui, calculer sa masse atomique.

Exercice 5

On considère les atomes et les molécules suivantes :

${}^{12}\text{C}; {}_1^1 \text{H}; {}^{29}\text{Si}; {}^{63}\text{Cu}; {}^{16}\text{O}; \text{SiH}_4; \text{CH}_4; \text{CuO}$

- Exprimer la masse atomique du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène en gramme.

2. Exprimer la masse moléculaire du méthane (CH_4) en gramme.
3. Donner la masse molaire atomique, de chaque atome, exprimée en gramme.
4. Donner la masse molaire moléculaire, de chaque molécule, exprimée en gramme.

Données :

Masse atomique de C = 12,0110 u;
 Masse atomique de H = 1,0079 u;
 Masse atomique de Si = 28,0855 u;
 Masse atomique de Cu = 63,5460 u;
 Masse atomique de O = 15,9994 u;
 $1\text{u} = 1/\text{N} = 1,66 \cdot 10^{-24}\text{g}$.

Série 2 : structure électronique et tableau périodique

Exercice 1

1. Donner les propositions exactes parmi les jeux des quatre nombres quantiques des électrons suivants :

| électron | n | l | m | s |
|----------|---|---|----|------|
| 1 | 1 | 2 | 0 | +1/2 |
| 2 | 2 | 0 | 0 | -1/2 |
| 3 | 4 | 2 | -1 | +1/2 |
| 4 | 3 | 1 | -2 | -1/2 |
| 5 | 4 | 2 | +1 | +3/2 |

2. Que représente chacun des nombres quantiques n, l, m, s caractérisant un électron.
3. Classer ces électrons par ordre d'énergie croissant.

Exercice 2

1. Soient les fonctions d'onde électronique suivantes :

$$\Psi_{100} \quad \Psi_{211} \quad \Psi_{310} \quad \Psi_{421} \quad \Psi_{432}$$

Déterminer le type d'orbitales atomiques définies par ces fonctions d'onde.

2. Soient les sous couches suivantes : 3p, 4s, 5f et 3d.
 - a) Quels sont les nombres quantiques caractérisant ces sous-couches électroniques ?
 - b) Classer ces sous-couches par ordre d'énergies croissantes.
 - c) Donner le nombre d'orbitales atomiques qui composent chaque sous-couche.

Exercice 3

Un élément X a la configuration électronique suivante dans son état fondamental :
 $1\text{s}^2/2\text{s}^22\text{p}^6/3\text{s}^23\text{p}^6/4\text{s}^23\text{d}^{10}4\text{p}^6/5\text{s}^24\text{d}^6$

1. Quel est le numéro atomique de cet élément ?
2. Peut-on attribuer un nombre de masse à cet élément ?
3. Représenter le sous niveau $4d^6$ à l'aide des cases quantiques, en précisant le nombre d'électrons célibataires.
4. Donner les nombres quantiques n, l, m , et s des électrons appariés.

Exercice 4

Un élément a moins de 24 électrons et possède un électron célibataire.

1. Donner toutes les configurations électroniques possibles correspondant à cet élément.
2. Quelle est la configuration électronique de cet élément, et son numéro atomique sachant qu'il appartient à la période du magnésium, $_{12}Mg$ et à la colonne de l'indium, $_{49}In$?
3. Donner les valeurs des quatre nombres quantiques de l'électron de plus haute énergie.

Exercice 5

On considère les atomes et ions suivants

^{16}S ; ^{17}Cl ; ^{19}K ; Cl^- ; K^+ ; ^{22}Ti ; Ti^+ ; ^{34}Se

1. Donner les configurations électroniques des atomes et ions ci-dessus en représentant les électrons de valence par la méthode des cases quantiques.
2. indiquer la période et le groupe de chaque atome, ainsi que la famille à laquelle il appartient (alcalins, halogènes....).
3. Attribuer à chaque atome son électronégativité χ parmi les valeurs suivantes calculées selon Pauling : 0.9 ; 2.5 ; 1.3 ; 3.0 ; 2.4.
4. Donner les ions les plus stables. Justifier. classer les 5 atomes par ordre décroissant d'énergie d'ionisation.
5. L'élément potassium possède une énergie de 1^{ère} ionisation de 4.34eV alors que son énergie de 2^{ème} ionisation est de 31.81 eV. Expliquer.
6. Attribuer à chaque élément son rayon atomique (A°) parmi les valeurs suivantes : 1.17 ; 2.03 ; 0.99 ; 1.04 ; 1.32

Exercice 6

Soient 3 éléments A, B et D. L'atome A est un alcalin. La différence des numéros atomiques de A et B est égale à 16. Ces deux éléments appartiennent à la 4^{ème} période. L'atome D possède 3 électrons de valence et son électron de plus haute énergie correspond aux nombres quantiques suivants : $n=4$; $l=1$; $m=-1$; $s=+1/2$

1. Déterminer les configurations électroniques des éléments A, B et D
2. Indiquer la période, le groupe et le bloc de chaque élément.
3. Clisser les par ordre croissant d'énergie d'ionisation.

Série 3 : Liaisons chimiques

Exercice 1

Soient les liaisons suivantes :

| élément | C | F | S | Cl | Br | Ge | Si | K | N | C | Ca |
|---------------|-----|-----|-----|------|-----|-----|-----|-----|------|-----|-----|
| E.N(χ) | 2.5 | 4.0 | 2.5 | 3.16 | 2.8 | 1.7 | 1.8 | 0.8 | 3.04 | 3.5 | 1.0 |

Exercice 2

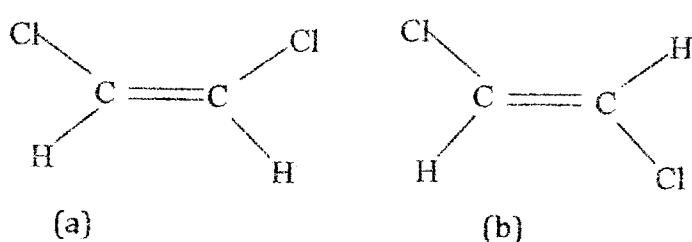
Dans l'ion ClO_2^- , l'angle entre les liaisons O-Cl est égal à 100° et le moment dipolaire de la liaison Cl-O $_1$ ($\mu_{\text{Cl-O}_1}$) est égal à $1.3 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$.

1. Donner la structure de Lewis ainsi que la géométrie de l'ion ClO_2^- . Calculer le moment dipolaire μ de l'ion ClO_2^- .

2. Sachant que le pourcentage du caractère ionique du lien Cl-O est égal à 3%, en déduire la charge q et la distance « d » existante entre Cl et O.

3. Le moment dipolaire de la molécule (a) est égal à 1.9D. on supposera que $\mu_{\text{C-H}}=0$ D.

 - Calculer $\mu_{\text{C-Cl}}$ de la liaison C-Cl dans la molécule (a).
 - Calculer le moment dipolaire de la molécule (b).
 - Représenter sur les deux formes de la molécule l'orientation des moments dipolaires partiel et global.



Exercice 3

Le moment dipolaire du fluorure d'hydrogène HF vaut $6,09 \cdot 10^{-30}$ C.m. La distance H-F vaut 0,917 Å (1 Å = 10^{-10} m).

- 1) Calculer la valeur du moment dipolaire μ de HF si la liaison était purement ionique (H^+ , F^-).
 - 2) En déduire le pourcentage d'ionicité I de la liaison HF.

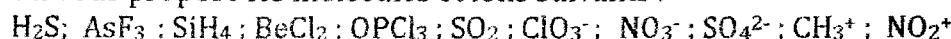
Donnée :

Swanee
Chango d

charge de l'électron : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} C$

Exercice 4

On vous propose les molécules et ions suivants :



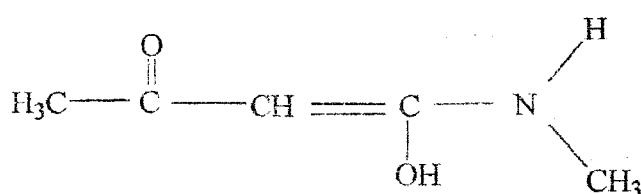
1. Dessiner le diagramme de Lewis des molécules et ions ci-dessus.
2. En utilisant la théorie de répulsion des paires électroniques des couches de valence (VSEPR) ou théorie de Gillespie, déterminer :
 - a- L'état d'hybridation de l'atome central de chaque molécule et de chaque ion.
 - b- Le type AX_nE_m et la géométrie de chaque molécule et de chaque ion.

Données :



Exercice 5

Soit la molécule suivante :

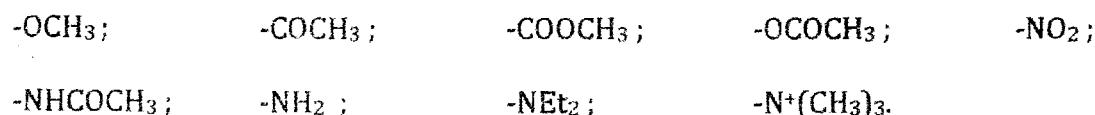


1. Compléter les atomes d'oxygène et d'azote de cette molécule par des doublets non liants.
2. Donner les états d'hybridation de tous les atomes de cette molécule.
3. La molécule est-elle plane ?
4. Représenter une liaison d'hydrogène intramoléculaire dans cette molécule.
5. Représenter toutes les liaisons hydrogènes intermoléculaires possibles dans cette molécule avec des molécules d'eau (H_2O). dites si la molécule est soluble dans l'eau ? expliquer brièvement.

Série 4 : Effets électriques

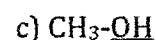
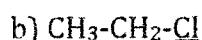
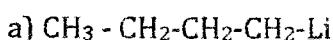
Exercice 1

Parmi les groupements suivant indiquer ceux qui présentent un effet mésomère attracteur ou donneur ($-\text{M}$, $+\text{M}$).

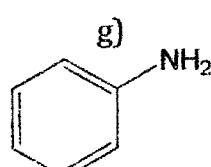
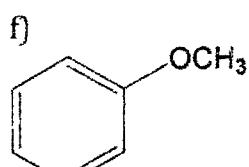
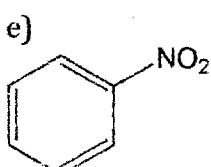
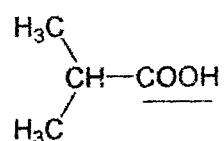


Exercice 2

Indiquer pour chacune des molécules suivantes le sens de l'effet inductif ($+\text{I}$, $-\text{I}$) et éventuellement mésomère ($+\text{M}$, $-\text{M}$) qu'induisent les atomes ou les groupements d'atomes soulignés :

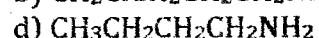
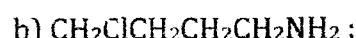
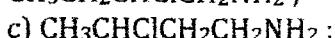
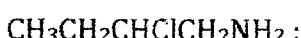


d)



Exercice 3

Classer les bases suivantes par ordre de basicité décroissante en justifiant la réponse.



Exercice 4

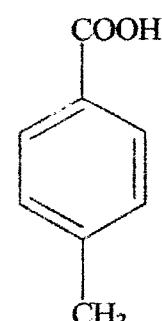
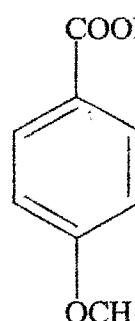
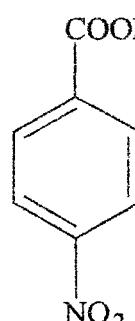
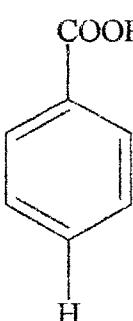
Classer les acides suivants par ordre d'acidité croissante en se justifiant par les valeurs du pK_a suivantes :

3.41

4.20

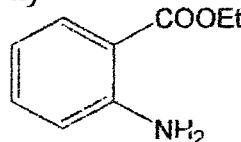
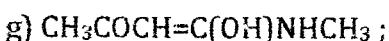
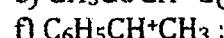
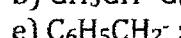
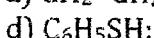
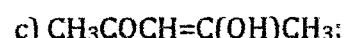
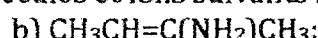
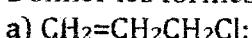
4.36

4.47

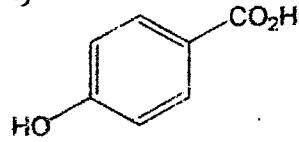


Exercice 5

Donner les formes limites des molécules et ions suivants :

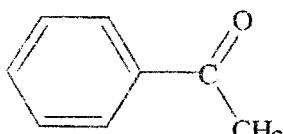


i)



Exercice 6

Ecrire les formules mésomères des structures suivantes :



Série 5 : Nomenclature

Exercice 1

Nommer selon l'I.U.P.A.C les molécules suivantes :

- | | |
|--|---|
| a- CH ₃ -CH(OH)-CH(Cl)-CH ₂ -CH(CH ₃) ₂ | b- (C ₂ H ₅) ₂ N-CH ₂ -CH=CH-CH ₃ |
| c- OH-CH ₂ -CH(Et)-CH ₂ -CHO | d- CH ₃ -CO-CH ₂ -C≡C-CH(CH ₃)NH ₂ |
| e- H ₂ N-CO-CH ₂ -CH(CN)-CH(IPr)-C(OH) ₂ -CH ₃ | |
| f- HOOC-CH=CH ₂ | g- CHO-CH=CH-COOH |
| h- (CH ₃) ₂ CH-CH(CH ₂ -Cl)-CH ₂ -C≡N | |

Exercice 2

Représenter les formules développées des molécules suivantes :

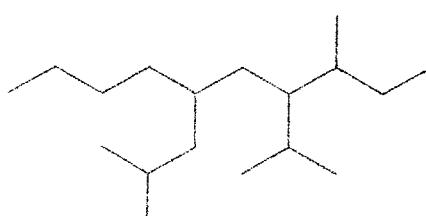
1. Acide 5-amino- 3-(2-hydroxyEthyl) heptanoïque
2. N,N-dimethyl butanamide
3. Paramethyl phenol
4. 3-amino- 2-methoxy butanoate d'isopropyle
5. 3-(2-cyanophenyl)- 3-chloro- 2-hydroxy- 4-oxo oct -5-ène, dial
6. 2-aminomethyl- 5-N-methylamino- 3-vinyl cyclohex -3-ènone
7. 5-(N,N-diméthylamino)- 3-ethoxy- 3-chloro-2-phenyl hexanoate de tertiobutyle.

Exercice 3

Nommer les hydrocarbures suivants :



b)



Exercice 4

Donner la formule développée des composés suivants

1. 1-fluoro-2,4-dinitrobenzène

2. acide 5-méthylhex-2-ènoïque
3. (1-phénylcyclopropyl)benzène
4. acide 2-éthylbut-3-ènoïque
5. acide 3-chloro-5-cyclohexyl-6-hydroxy-5-méthylhex-3-ènoïque

Exercice 5

Donner la formule développée des composés suivants :

1. éthyne
2. 1-chloro-2-éthylcyclopentane
3. 2-butylpropane-1,3-diol
4. 1,1,1-trifluoronoron-3-èn-2-one
5. acide 2-méthoxypropanoïque
6. 3-(4-bromophényl)butanoate d'éthyle
7. 4-nitropentanenitrile

Exercice 6

1. acide 2-aminopropanoïque (ou alanine)
2. 2-chloro-2-phényléthanal
3. acide but-2-ènedioïque
4. 4-bromo-3-nitrobenzonitrile (ou *m*-nitro-*p*-bromobenzonitrile)
5. propanoate de 4,4-diméthylcyclohexyle
6. Acétate de cyclohexyle ou éthanoate de cyclhexyle

Série 6 : stéréochimie

Exercice 1

1. Quelle est la relation d'isomérie qui lie les composés suivants :
 - a) 2-méthylpent-2-ène et hex-2-ène
 - b) CH₃-CH₂-CO-CH₃ et CH₃-CH₂-CH₂-CHO
 - c) CH₃-CH₂-CH₂-NH₂ et CH₃-CH(NH₂)-CH₃
2. Soit la formule brute suivante C₄H₈O. Donner :
 - a) deux isomères de fonction
 - b) deux isomères de position
 - c) deux isomères de chaîne

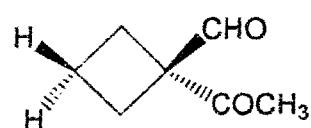
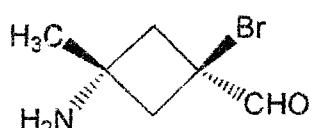
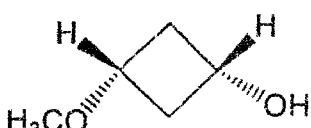
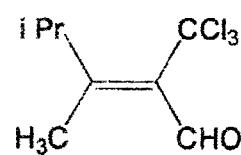
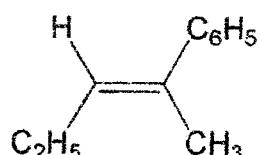
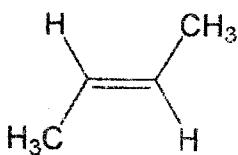
Exercice 2

Classer les groupements ci-dessous selon la règle de Cahn Ingold Prelog

- | | | | | | | |
|--|------------------------------------|--------------------------------------|------------------------|------------------------------------|------|--------------------|
| a) -Cl, | -OH, | -CH ₃ , | -NH ₂ , | -SH, | -Br, | -H |
| b) -C(CH ₃) ₃ , | -CH ₂ CH ₃ , | -CH ₂ CH ₂ Cl, | -CHClCH ₃ , | -CH(CH ₃) ₂ | | |
| c) -CH=CH ₂ , | -CH=O, | -CO-CH ₃ , | -COOH, | -COCl, | -CN, | -CONH ₂ |
| d) -COOCH ₃ , | -C(OH) ₃ | | | | | |

Exercice 3

1. Déterminer la configuration géométrique des isomères suivants :

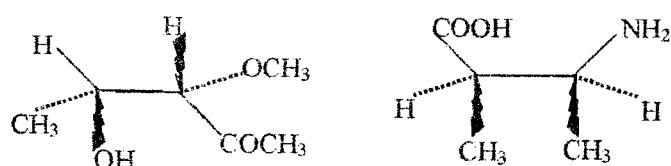
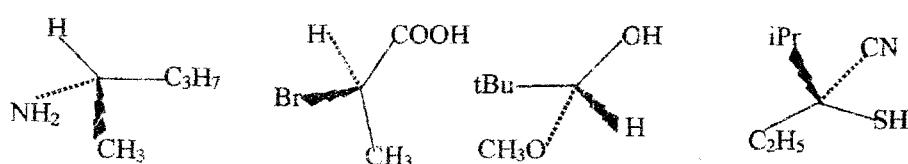


2. Représenter les stéréo-isomères géométriques des composés suivants et préciser leur configuration:

- a) 2-methyl but -2-ène
b) 2-Bromocyclopropanamine

Exercice 4

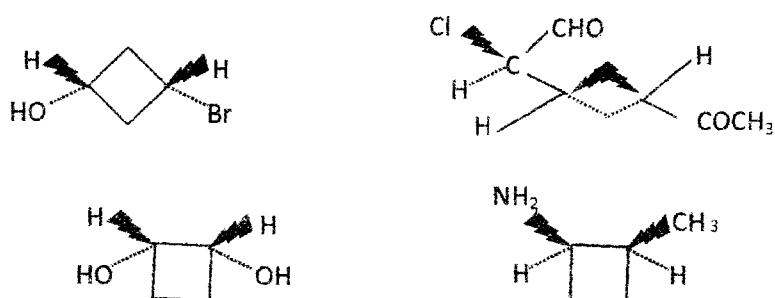
1. Déterminer les configurations absolues des carbones asymétriques des molécules suivantes :



2. Indiquer par une étoile le(s) carbone(s) asymétrique(s) pour chaque composé ci-dessous. Donner le nombre de stéréoisomères.
 a) 3- hydroxy butanal
 b) 3-aminoo butan -2-ol
 c) 2,3-diphényl butan -2,3-diol

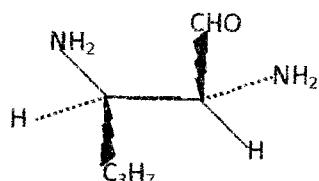
Représenter les stéréo-isomères de la molécule (b) en projective, Fisher et Newman.
 Parmi les composés ci-dessus, quel est celui qui ne présente pas d'activité optique.

3. Donner le type d'isomérie et préciser les configurations absolues et/ou géométriques des molécules cycliques suivantes :

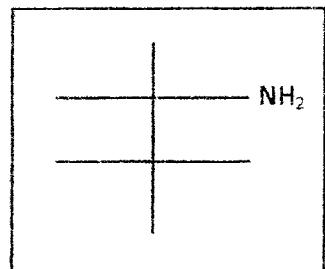


Exercice 5

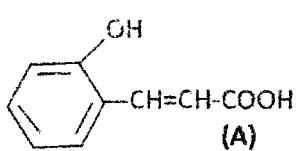
Soit la molécule ci-dessous en forme projective (CRAM) :



- Déterminer les configurations absolues des carbones asymétriques. La molécule est-elle chirale ?
- Donner l'énanctionnière de A en forme de Newman.
- Compléter le diastéréoisomère de A en Fisher.



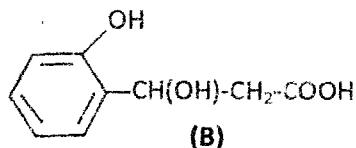
Exercice 6



- soit la molécule (A) :

- Donner sa nomenclature systématique.
- Représenter une liaison hydrogène intermoléculaire dans (A).
- Représenter un isomère de position et un isomère de squelette de (A).
- Représenter les stéréo-isomères de (A) en précisant leurs configurations.

- L'hydratation de (A) conduit à la molécule (B) :



- Quel type d'isomérie présente (B).
- Représenter tous les stréréo-isomères en projective et préciser leur configuration.
- Représenter une forme limite de (B).
- Représenter, si elle existe, une liaison H intramoléculaire dans (B).

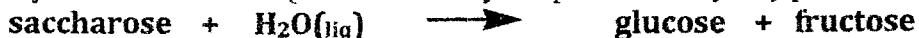
Série 7 : Thermochimie

Exercice 1

- Quelle est la valeur de la constante des gaz parfaits R sachant qu'une mole de gaz parfait occupe un volume de 22.4 litres sous la pression d'une atmosphère et à 0°C ?
- Donner le résultat en l. atm / mol. K, en J/mol.K et en cal/mol.K

Exercice 2

L'hydrolyse du saccharose (réaction catalysée par une enzyme) peut s'écrire :



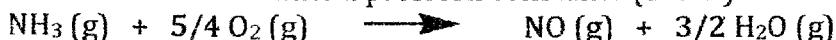
Calculer la variation d'enthalpie qui accompagne cette réaction.

Données :

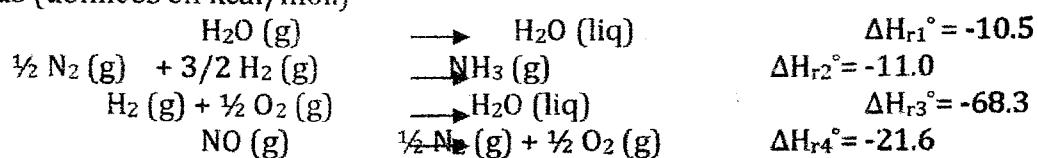
| Composé/ Formule brute | Saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ | Fructose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ | Eau H_2O |
|-----------------------------|---|--|---|-----------------------------|
| $\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol) | -2236.9 | -1268.9 | -1258.0 | -285.8 |

Exercice 3

Soit la réaction suivante à pression constante (1 atm) et à 298K

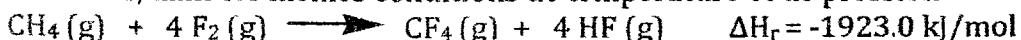


Calculer la chaleur de cette réaction, en utilisant la méthode du cycle, et celle de la combinaison linéaire des réactions, en se basant sur les chaleurs des réactions ci-dessous (données en kcal/mol.)



Exercice 4

Calculer l'énergie de la liaison C-F dans le composé $\text{CF}_4(\text{g})$ à l'aide des données suivantes, dans les mêmes conditions de température et de pression.



Données :

| liaison | C-H | H-F | F-F |
|-----------------------|--------|--------|--------|
| ΔH_f (kJ/mol) | -412.6 | -562.6 | -153.0 |

Exercice 5

- Ecrire la réaction de formation du méthanol $\text{CH}_3\text{OH(l)}$ à 298 K, $P_0=1 \text{ atm}$
 - Calculer l'enthalpie standard de vaporisation du méthanol
- données : $\Delta H_{\text{sub}}^\circ(\text{C})_s = +718 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH})_l = -239 \text{ kJ/mol}$

| Liaison | H-H | O=O | C-O | C-H | O-H |
|-----------------------------|--------|--------|--------|--------|--------|
| ΔH_f° (kJ/mol) | -436.0 | -498.0 | -351.0 | -414.0 | -456.0 |

- Déterminer la chaleur à volume constant de la réaction de la question 1 ($R=8.32 \text{ J/mol.K}$)

4. Calculer la capacité calorifique de CH_3OH (liq)

Données : $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH})_l = -238 \text{ kJ/mol}$ à 328 K

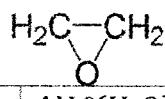
| Elément | C(s) | $\text{H}_2(\text{g})$ | $\text{O}_2(\text{g})$ |
|-----------------------|---------------|------------------------|------------------------|
| $c_p(\text{J/mol.K})$ | 8.56 | 20.59 | 20.93 |

Exercice 6

La réaction de combustion de l'éthanal (CH_3CHO) liquide, à 298K, dégage une énergie de 1165 kJ/mol à pression constante.

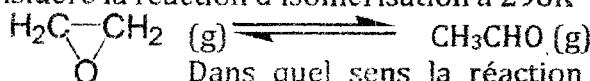
1. Ecrire la réaction de combustion

2. Calculer les enthalpies standards de formation de l'éthanal gazeux et de l'oxyde d'éthylène gazeux sachant que :



| | |
|--|--|
| $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)_g = -393 \text{ kJ/mol}$ | $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})_l = -285,5 \text{ kJ/mol}$ |
| $\Delta H_v^\circ(\text{CH}_3\text{CHO})_l = +30,4 \text{ kJ/mol}$ | $\Delta H_f^\circ \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array} \text{ liq} = -94 \text{ kJ/mol}$ |
| $\Delta H_v^\circ \begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array} \text{ liq} = +28,5 \text{ kJ/mol}$ | |

3. On considère la réaction d'isomérisation à 298K



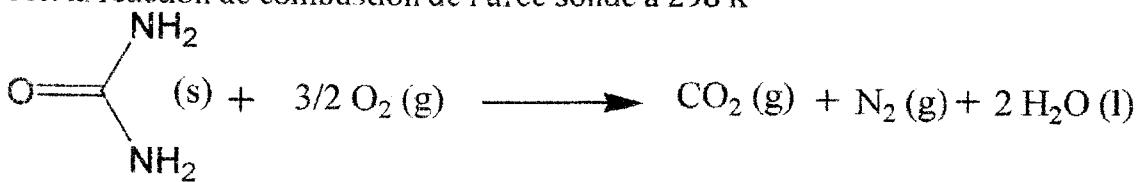
Dans quel sens la réaction d'isomérisation se produit-elle spontanément ?

Données :

| Composé | $\text{CH}_3\text{CHO} (\text{g})$ | $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{O} \end{array}$ |
|------------------------------------|------------------------------------|--|
| $\Delta S_f^\circ(\text{J/mol.K})$ | -108,3 | -130,8 |

Exercice 7

Soit la réaction de combustion de l'urée solide à 298 K



1. Calculer l'enthalpie standard de formation ΔH_f° de l'urée solide, sachant que les enthalpies standards de combustion dégagées sont les suivantes :

| Elément | Urée (s) | C(s) | $\text{H}_2(\text{g})$ |
|------------------------------------|----------|---------------|------------------------|
| $\Delta H_c^\circ (\text{kJ/mol})$ | -634 | -395 | -286 |

2. Calculer l'entropie de formation de l'urée solide à 298K, sachant que l'enthalpie libre de combustion de l'urée solide a pour valeur $\Delta G_c^\circ (\text{urée})_{(\text{s})} = -677 \text{ kJ/mol}$.

On donne les entropies de formation :

| | | | | |
|-----------------------------|-------------------------|------------------------|--------------------------------|------------------------|
| Corps | $\text{CO}_2(\text{g})$ | $\text{N}_2(\text{g})$ | $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ | $\text{O}_2(\text{g})$ |
| $S_f^\circ(\text{J/mol.K})$ | -213 | +191 | +70 | +205 |

3. Calculer l'enthalpie de sublimation de l'urée solide
 4. Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'urée gazeuse, sachant l'enthalpie standard de sublimation du carbone solide, $\Delta_{\text{sub}}\text{H}^\circ(\text{C})_{\text{gr}} = +718 \text{ kJ/mol}$
 (*)

On donne :

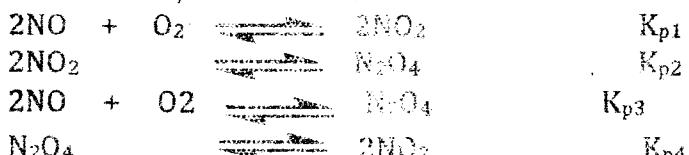
| Liaison | N-H | C-N | H-H | O=O | N=N | C=O |
|-----------------------------------|------|------|------|------|------|------|
| $\Delta H_f^\circ(\text{kJ/mol})$ | -391 | -304 | -435 | -497 | -946 | -744 |

(*) Le carbone se trouve dans la nature en deux formes allotropiques : le graphite (C_{gr}) et le diamant (C_{d}).

Série 8 : Équilibres chimiques

Exercice 1

On considère à 298 K, les réactions suivantes :



3. Donner l'expression des constantes d'équilibres: K_p1 , K_p2 et K_p3
 4. Exprimer K_p3 en fonction de K_p1 et K_p2
 5. Sachant que K_p4 est égale à 0.1 ; on déduire la valeur de K_p2

Exercice 2

Soit l'équilibre suivant :



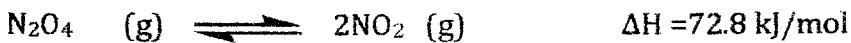
Etant réalisé dans une enceinte à volume constant, on constate que lorsque l'équilibre s'est établi, la température est de 817°C et la pression totale est d'une atmosphère.

On part initialement d'une mole de CO_2 . A l'équilibre, on constate que 0.8 mol de CO a réagi. Calculer :

- Le nombre total de moles de molécules gazeuses présentes à l'équilibre.
- Les pressions partielles de chaque gaz à l'équilibre
- La constante d'équilibre K_p à 817°C, K_c et V_T

Exercice 3

La réaction de dissociation de N_2O_4 s'effectue à 45°C selon l'équilibre homogène suivant :



On introduit 3.10^{-3} mole de N_2O_4 dans un récipient de 0.5 litre. Lorsque l'équilibre est atteint la pression dans le récipient est de 0.25 atm.

1. Compléter le tableau suivant :

| Composé | N_2O_4 | NO_2 |
|-------------------------|------------------------|---------------|
| $t=0$ | | |
| t_{eq} | | |
| Fraction molaire, X_i | | |

2. Calculer le coefficient de dissociation de N_2O_4
3. Donner l'expression de K_p . Calculer K_p et K_c à 45°C
4. Calculer K_p à 21°C . Ce résultat était-il prévisible ? Justifier.
5. Le composé N_2O_4 est-il favorisé ?

Exercice 4

L'équilibre suivant est réalisé en phase gazeuse, dans une enceinte de 10 litres à $\theta = 1227^\circ\text{C}$:



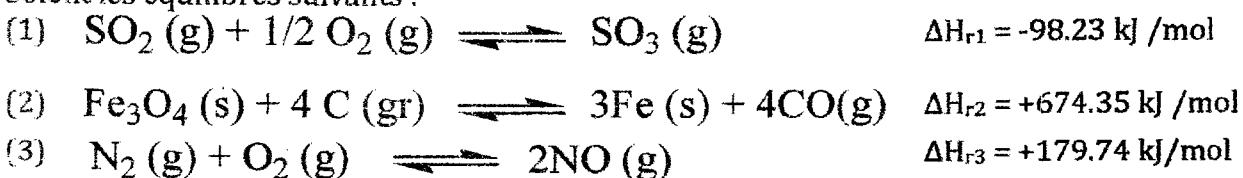
La quantité initiale d'eau est de 5.8 moles. Elle devient égale à 2 moles à l'équilibre.

1. Quelle est la composition du mélange à l'équilibre ?
2. Déterminer le coefficient de dissociation α des molécules de H_2O à cette température.
3. Calculer la pression totale dans l'enceinte à l'équilibre, la constante d'équilibre K_p ainsi que la variation de l'enthalpie libre à 1227°C
4. déterminer K_c en fonction du volume du récipient
5. Dans quel sens va se déplacer l'équilibre si :
 - a) On augmente la pression
 - b) On diminue la concentration de O_2
 - c) On augmente la concentration de H_2O

Donnée : $R=0.082 \text{ l.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Exercice 5

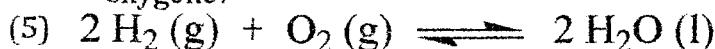
Soient les équilibres suivants :



1. Quelle est l'influence d'une augmentation de température sur les trois équilibres ci-dessus ?
2. Quelle est l'influence d'une augmentation de la pression sur les trois équilibres ci-dessus ?
3. Dans quel sens se déplace l'équilibre (4) lorsqu'on augmente la concentration en chlore ?

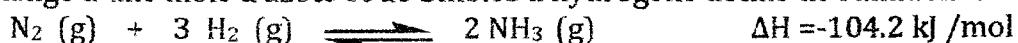


6. Dans quel sens se déplace l'équilibre (5) quand on diminue la concentration en oxygène?



Exercice 6

Un mélange d'une mole d'azote et de 3 moles d'hydrogène donne de l'ammoniac :



L'analyse des gaz donne les résultats suivants :

| Température | 350°C | | 450°C | | |
|---------------------------------|----------------------|-------|-------|------|----|
| | P _T (atm) | 10 | 50 | 10 | 50 |
| P _{NH₃} (%) | 7.35 | 25.11 | 2.04 | 9.17 | |

1. Pour une transformation donnée, le % de P_{NH₃} dans le mélange augmente avec la pression. Ce résultat est-il prévisible ? Expliquer
2. Pour une pression donnée, le % de P_{NH₃} dans le mélange diminue avec la température. Ce résultat est-il prévisible ? Expliquer
3. Calculer K_p et K_c (pour P=10atm) à θ=350°C.

Exercice 7

On réalise à volume constant et à 25°C l'équilibre suivant:



1. Calculer K_p à 25°C
2. Calculer la pression totale ainsi que les pressions partielles à l'équilibre à 25°C
3. Comment évolue l'équilibre lorsque l'on introduit dans le mélange :
 - Du CO₂
 - Du NH₂COONH₄ (s)

4. Sachant qu'à température T' , $P'_T(T') = 10 P_T(25^\circ\text{C})$
 - a. Calculer P'_{NH_3} , P'_{CO_2} , K_p à T'
 - b. T' est-elle plus petite ou plus grande que T ? Justifier (sachant que ΔH_f° est constante)
 - c. Calculer alors T' et $\Delta G'$
 - d. A ces températures, la réaction est-elle spontanée ?

Données à 25°C

| Composé | $\text{CO}_2(\text{g})$ | $\text{NH}_3(\text{g})$ | $\text{NH}_2\text{COONH}_4(\text{s})$ |
|-------------------------------------|-------------------------|-------------------------|---------------------------------------|
| $\Delta H_f^\circ(\text{kcal/mol})$ | -94.50 | -11.04 | -154.21 |
| $S^\circ(\text{cal/mol.K})$ | 51.06 | 46.01 | 39.70 |

Série 9 : Equilibres ioniques

Exercice 1

1. Calculer le nombre de moles de HCl contenues dans 100 ml d'une solution à $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.
2. On dissout 0,04g de NaOH ($M=40$) dans 250 ml d'eau. Quelle est sa molarité ?
3. Calculer la masse nécessaire pour préparer 500 ml d'une solution à $2 \cdot 10^{-2} \text{ N}$ d'acide maléique (HOOC-CH=CH-COOH , $M=116$).
4. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 400 ml de la solution de NH_3 à $0,1 \text{ N}$ pour obtenir une solution à $5 \cdot 10^{-3} \text{ N}$.

Exercice 2

Soient les solutions d'acides et de bases suivantes :

CH_3COOH ($\text{pK}_a=4,8$); KOH ; HCl ; $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ($\text{pK}_b=8,8$); HCOO^- ($\text{pK}_b=10,2$).

1. Ecrire les réactions de dissociation des acides et des bases précédents.
2. Déduire le conjugué de chaque acide et base ainsi que la valeur du pK_a ou du pK_b correspondant.

Exercice 3

On dispose de 4 solutions de concentration $0,01 \text{ M}$ chacune :

HCl ; $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$; $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ NaOH

Les différentes valeurs de pH sont:

8.4; 12; 3.4; 2.0

1. attribuer à chaque solution la valeur du pH qui lui correspond. Justifier.
2. Calculer la valeur du pH de la solution de HCl à $6 \cdot 10^{-8} \text{ N}$.

Exercice 4

Calculer la valeur du pH des solutions suivantes :

1. HCl à $2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
2. NaOH à $3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
3. $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ à 10^{-2} M

4. 100 ml de HCl à 10^{-2} M + 50 ml de NaOH à 2.10^{-2} M
5. 100 ml de HCl à 10^{-2} M + 100 ml de NaOH à 2.10^{-2} M
6. 100 ml de HCl à 0,9M + 200 cm³ de C₂H₅NH₂ à 0,45M ($K_b=6.10^{-4}$).

Exercice 5

Trois solutions de H₂SO₄, de HCl et de l'acide propanoïque ont la même valeur du pH. Il faut 15 ml de NaOH à 10^{-2} M pour neutraliser 200 ml de HCl, alors qu'il faut 40 ml de cette solution pour neutraliser 10 ml de CH₃CH₂COOH.

1. Ecrire les équations de dissociation des trois acides dans l'eau
2. Calculer la valeur commune du pH aux trois acides
3. Trouver les molarités des trois acides
4. Calculer la constante d'acidité (K_a) de l'acide propanoïque

Exercice 6

On considère 50 ml d'une solution A d'un acide organique dont le R—CO₂H pKa a pour valeur pKa=3,89.

1. Quelle est la masse d'acide contenue dans les 50 ml sachant que la valeur du pH de la solution est égale à 2,7.
2. Déterminer le coefficient de dissociation de l'acide.
3. La solution A est neutralisée complètement par 150 ml de KOH, on obtient la solution C. Calculer la concentration de KOH et déterminer le pH de la solution C.
4. On veut préparer une solution tampon à partir de la solution C.
 - a- que faut-il ajouter à la solution C ? justifier
 - b- quelle quantité doit-on ajouter ? justifier

On donne M=148

Exercice 7

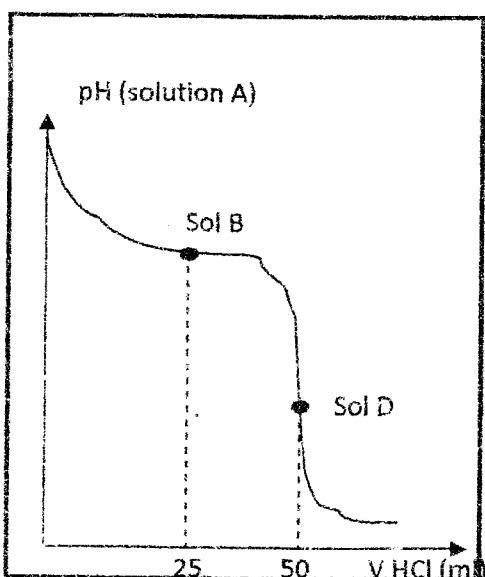
Un volume V_B contient x grammes d'une amine, R-NH₂ (M=45). La neutralisation complète de cette solution nécessite 20 ml de HCl à pH=1. Le pH de la solution A obtenu au point équivalent est 5,9.

1. Calculer la masse x de R-NH₂ contenue dans V_B.
2. Sachant que V_B=30 ml, calculer le pKa du couple R-NH₃⁺/R-NH₂ et déduire le coefficient de dissociation de R-NH₂.
3. On ajoute à la solution A 100ml d'eau. Que devient le pH ?
4. A 50 ml de la solution A, on ajoute 2.10^{-3} mole de RNH₂.
 - a- Quel est la valeur du pH ?
 - b- Quelle sera sa valeur si on ajoute 200 ml d'eau au mélange précédent ?

Exercice 8

La neutralisation de la solution de la méthylamine (CH₃NH₂) par une solution de HCl, donne au point équivalent un pH = 5,61. La solution D du sel obtenue au point de neutralisation a un volume égal à 125 ml, le sel obtenu est de concentration égale à 0,12 M. La courbe de neutralisation est donnée par la figure ci-contre.

1. Ecrire la réaction de neutralisation.
2. Calculer la concentration de la base et de l'acide



3. Déterminer le pKa du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$
4. Calculer le pH de la solution A
5. Quelle est la valeur du pH de la solution B ?
6. A la solution (B), on ajoute 100 ml d'eau. Que devient le pH ?
7. A la solution D, on ajoute 100ml de HCl. Calculer le pH de la solution obtenue ?

Exercice 9

Soit un volume $V_A=50\text{ml}$ d'une solution (A) d'acide borique HBO_2 dont le $\text{pH} = 5,65$ et le $\text{pKa}=9,3$.

1. calculer le nombre de moles d'acide contenues dans la solution A.
2. Quel est le nombre de moles du sel NaBO_2 qu'il faut ajouter à la solution A pour obtenir un $\text{pH} = 9,3$
3. La neutralisation complète de la solution A par un volume V_B de NaOH donne une solution C de $\text{pH}=10,45$
 - a. calculer la concentration C_B de la solution B de NaOH .
 - b. calculer la valeur du pH de la solution lorsqu'on ajoute à la solution A un volume V'_B de la solution B contenant $8 \cdot 10^{-4}$ mole de NaOH .

Série 10 : Solubilité

Exercice 1

1. Ecrire les réactions de dissolutions des sels suivants et calculer leurs solubilités dans l'eau : $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ($K_s = 10^{-29}$), BaSO_4 ($K_s = 1,1 \cdot 10^{-10}$), PbF_2 ($K_s = 3,3 \cdot 10^{-8}$)
2. Donner la concentration de chaque ion (en mol/L) dans la solution obtenue.

Exercice 2

L'ion Ag^+ (sous forme de nitrate d'argent totalement soluble) est introduit dans une solution contenant les ions iodures et chlorures à la même concentration de 0,001 M chacune. Montrer que AgI précipite avant AgCl .

Données : $\text{pK}_s(\text{AgI}) = 16,1$ et $\text{pK}_s(\text{AgCl}) = 9,8$

Exercice 3

Calculer la solubilité « s » du carbonate de calcium ($\text{CaCO}_3(s)$) de $K_s = 5 \cdot 10^{-9}$ dans les deux cas suivants :

1. Dans l'eau pure
2. Dans une solution de carbonate de sodium Na_2CO_3 0,1 M sachant que ce dernier est totalement soluble. Conclure

Exercice 4

Une solution contenant les ions Mg^{2+} à la concentration de 0,01 M dans laquelle on introduit des quantités de NaOH (sans variation de volume).

1. A partir de quel pH aura-t-on précipitation du $\text{Mg}(\text{OH})_2$, pris en tant que sel, $K_s = 6.91 \cdot 10^{-12}$.
2. Que devient ce pH aux concentrations 0,1M et 0,001M de Mg^{2+} . Résumer les résultats sous forme d'un diagramme de pH en fonction de la concentration.

Exercice 5

L'oxalate de calcium CaC_2O_4 représente environ 70% des calculs rénaux ; il se forme principalement dans le rein suite à l'association des ions calcium et des ions oxalates. Son produit de solubilité est égal à $2 \cdot 10^{-9}$.

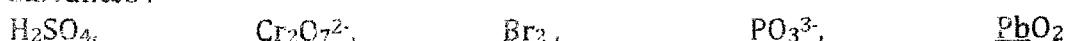
Calculer le volume d'eau nécessaire à la dissolution d'un caillou de 450mg.

On donne $M(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 128$

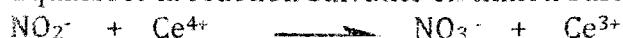
Série 11 : Oxydoréduction

Exercice 1

Déterminer le degré de d'oxydation de chacun des atomes soulignés des molécules suivantes :

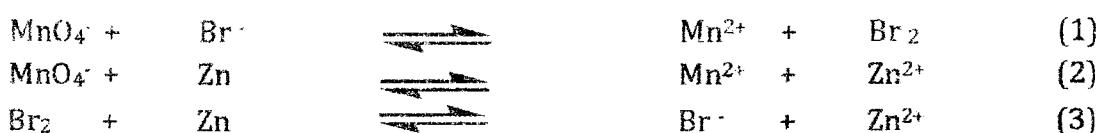


Équilibrer la réaction suivante en milieu basique :



Exercice 2

Soient les 3 réactions Redox en milieu acide dans lesquelles $\Delta G^\circ < 0$



- 1- Équilibrer les 3 réactions en identifiant les couples mis en jeu et les demi-réactions correspondantes.
- 2- Attribuer les valeurs des potentiels standards (E°) 1.51 V, 1.06 V et -0.76 V aux couples correspondants en justifiant votre réponse

3- Calculer l'enthalpie libre standard de la réaction qui fait intervenir l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

Donnée : $F = 96500\text{C}$

Exercice 3

On considère la réaction suivante, dont la constante d'équilibre $K = 1,4 \cdot 10^8$ à pH = 7 et à 25°C:



Le potentiel apparent (incluant le pH) du couple NAD⁺ / NADH a pour valeur : $E_2^\circ = -0,32\text{V}$

Déterminer pour le couple acétone/isopropanol les potentiels standards E_1° (apparent, en fonction du pH) et E_1° à pH = 0 et à pH = 7

(Le NAD est dérivé de la vitamine B₃ et joue un rôle dans la production de l'Adénosine Triphosphate (ATP), transporteur de l'énergie dans les cellules)

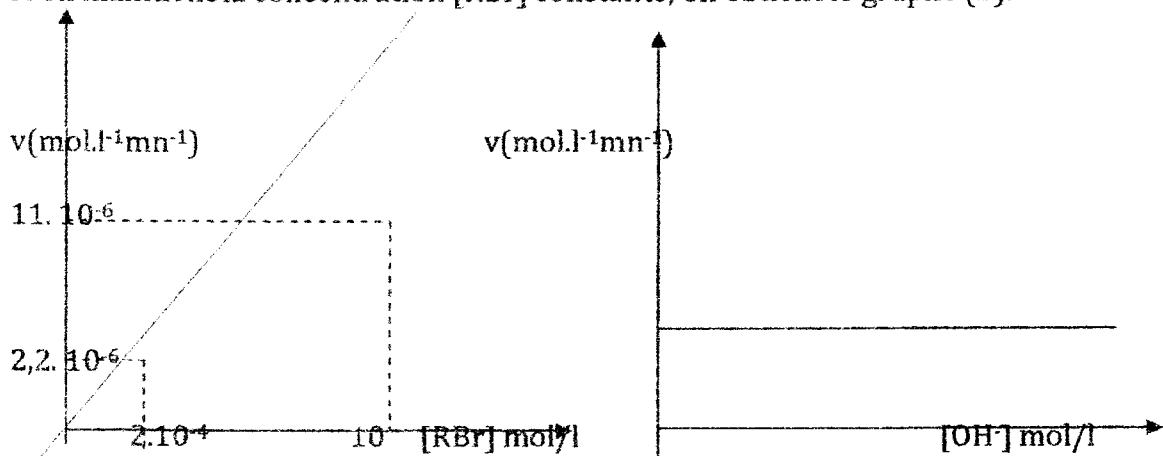
Série 12 : Cinétique chimique

Exercice 1

On étudie la cinétique de la réaction : RBr + OH⁻ → ROH + Br⁻

On trace la variation de la vitesse v de la réaction en fonction de la concentration des réactifs dans les deux cas suivants :

- Si on maintient la concentration [OH⁻] constante, on obtient le graphc (a)
- Si on maintient la concentration [RBr] constante, on obtient le graphe (b).

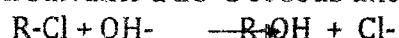


1. Ecrire l'expression générale de la vitesse de cette réaction.
2. Quel est l'ordre global de la réaction ? justifier.
3. Déterminer graphiquement la constante de vitesse et déduire le temps de demi-réaction ($t_{1/2}$).

- 4.** Calculer la concentration initiale $[RBr]_0$ sachant que la vitesse au $t_{1/2}$ est $2,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}\text{mn}^{-1}$.

Exercice 2

On étudie la réaction suivante à 25°C et sous une atmosphère



Les concentrations initiales des réactifs sont égales ($a_0 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$).

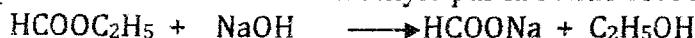
Les concentrations de R-Cl restantes à différents temps et les vitesses v correspondantes sont regroupées dans le tableau suivant :

| | | | |
|--|---|------|------|
| $[R-\text{Cl}] \cdot 10^4 \text{ mol/l}$ | 2 | 3,16 | 3,87 |
| $v \cdot 10^6 \text{ mol l}^{-1} \cdot \text{mn}^{-1}$ | 2 | 5 | 7,5 |

- Détermine par le calcul l'ordre de la réaction. Donner l'expression de v et déduire sa constante k
- Calculer la valeur de $v_{1/2}$ et de $t_{1/2}$.
- Quel est le temps correspondant à la disparition de 90% de R-Cl

Exercice 3

La saponification du formiate d'éthyle par la soude est réalisée à 27°C

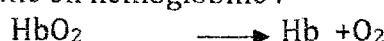


On introduit 10^{-2} mole de soude et 10^{-2} mole de l'ester dans 1 litre d'eau.

- sachant que la réaction est d'ordre 2 et qu'au bout de 2 heures, les $\frac{3}{4}$ de l'ester sont saponifiés, calculer la constante de vitesse et le temps de demi-réaction.
- La vitesse de la réaction est multipliée par 4 lorsque la température passe de 27°C à 127°C . calculer le temps de demi-réaction à 127°C ainsi que l'énergie d'activation E_a de la réaction.

Exercice 4

On considère la réaction élémentaire suivante qui traduit la dissociation de l'oxyhémoglobine en hémoglobine :



- Quel est l'ordre de la réaction ? justifier.
- Ecrire l'expression de la loi de vitesse de cette réaction.
- Au bout de $18 \cdot 10^3 \text{ s}$, 60% de HbO_2 ont disparu. Calculer :
 - La constante de vitesse et déduire le temps de demi-réaction.
 - La vitesse initiale si $[\text{HbO}_2]_0 = 10^{-4} \text{ mol/l}$

Exercice 5

L'action de $\text{CH}_3\text{O}-\text{Na}^+$ sur le substrat R-Br est réalisée à 25°C (T1)



Les résultats cinétiques sont regroupés dans le tableau suivant:

| Temps(mn) | 0 | 8 | 58 | 178 |
|---|-----|-------|------|-------|
| 1ere expérience : $[\text{R-Br}] \text{ mol/l}$ | 0.5 | 0.451 | 0.25 | 0.052 |
| 2e expérience : $[\text{R-Br}] \text{ mol/l}$ | 0.3 | 0.274 | 0.15 | 0.032 |
| 3e expérience : $[\text{R-Br}] \text{ mol/l}$ | 0.1 | 0.090 | 0.05 | 0.011 |

1. Déterminer l'ordre de la réaction et déduire la constante de vitesse k

2. On effectue également cette réaction à $T_2 = 125^\circ\text{C}$.

Sachant que la constante de vitesse obtenue k_2 est égale à $19,85 \cdot 10^{-2} \text{ mn}^{-1}$, calculer l'énergie d'activation E_a et déduire la constante d'Arrhenius A. ($R=2 \text{ cal.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$)

3. Lorsque la réaction est réalisée à 25°C en présence d'un catalyseur, sa vitesse est multipliée par 15.

a- Déterminer l'énergie d'activation E'_a de la réaction à 25°C (on suppose que la constante A ne varie pas après l'introduction du catalyseur).

b- Calculer la constante de vitesse à 125°C en présence du catalyseur et en déduire le rapport v_a/v_s des vitesses de réaction avec le catalyseur (v_a) et sans catalyseur (v_s). Que peut-on conclure ?

Exercice 6

On considère la réaction : $(\text{CH}_3)_2\text{CBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{COH} + \text{H}^+ + \text{Br}^-$

| T(K) | 280 | 286 | 290 | 298 |
|--------------------|------|------|------|------|
| $10^4 k(\text{s})$ | 1,33 | 2,72 | 4,31 | 10,3 |

Déterminer l'énergie d'activation de la réaction.

Exercice 7

On introduit 10^{-2} mole de soude et 10^{-2} mole d'un ester soluble dans 1 litre d'eau à 27°C .

1. Sachant que la réaction est d'ordre 2 et qu'au bout de 2 heures, les $3/4$ de l'ester sont saponifiés, calculer la constante de vitesse et le temps de demi-réaction.
2. La vitesse de la réaction est multipliée par 4 lorsque la température passe de 27°C à 127°C . Calculer le temps de demi-réaction à 127°C ainsi que l'énergie d'activation de la réaction.

Exercice 8

Soit une réaction du type : $A + B \rightarrow C$. Trois expériences conduisent aux résultats suivants :

| | exp 1 | exp 2 | exp 3 |
|--------------------------------|-------|-------|-------|
| $10^3[A] \text{ mol/L}$ | 2 | 6,1 | 8,1 |
| $10^3[B] \text{ mol/L}$ | 2 | 2 | 6 |
| $10^3 d[A]/dt \text{ mol/L/s}$ | 0,032 | 0,29 | 1,5 |

En déduire les ordres partiels par rapport aux réactifs ?

Tableau périodique des éléments

Légende

Électronegativité (échelle de Pauling)
Nombre d'oxydation
(de -2 à +6)
Densité à 300 K, g/cm³
Température de fusion en degrés Celsius
Température d'ébullition en degrés Celsius
Masse atomique (seul pour les éléments métalliques)

| | | |
|----|-------|----|
| 1 | 1.008 | H |
| 2 | 1.008 | Li |
| 3 | 1.008 | Be |
| 4 | 1.008 | B |
| 5 | 1.008 | C |
| 6 | 1.008 | N |
| 7 | 1.008 | O |
| 8 | 1.008 | F |
| 9 | 1.008 | Ne |
| 10 | 1.008 | He |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.20 | Au |
| 2 | 1.20 | Ag |
| 3 | 1.20 | Pt |
| 4 | 1.20 | Ir |
| 5 | 1.20 | Os |
| 6 | 1.20 | Ru |
| 7 | 1.20 | Tl |
| 8 | 1.20 | Dy |
| 9 | 1.20 | Ho |
| 10 | 1.20 | Tm |
| 11 | 1.20 | Yb |
| 12 | 1.20 | Lu |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.31 | Al |
| 2 | 1.31 | Si |
| 3 | 1.31 | P |
| 4 | 1.31 | S |
| 5 | 1.31 | Cl |
| 6 | 1.31 | Ar |
| 7 | 1.31 | Ar |
| 8 | 1.31 | Ar |
| 9 | 1.31 | Ar |
| 10 | 1.31 | Ar |
| 11 | 1.31 | Ar |
| 12 | 1.31 | Ar |
| 13 | 1.31 | Ar |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.32 | Si |
| 2 | 1.32 | P |
| 3 | 1.32 | S |
| 4 | 1.32 | Cl |
| 5 | 1.32 | Ar |
| 6 | 1.32 | Ar |
| 7 | 1.32 | Ar |
| 8 | 1.32 | Ar |
| 9 | 1.32 | Ar |
| 10 | 1.32 | Ar |
| 11 | 1.32 | Ar |
| 12 | 1.32 | Ar |
| 13 | 1.32 | Ar |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.33 | Ge |
| 2 | 1.33 | Se |
| 3 | 1.33 | Br |
| 4 | 1.33 | Xe |
| 5 | 1.33 | Rn |
| 6 | 1.33 | Rn |
| 7 | 1.33 | Rn |
| 8 | 1.33 | Rn |
| 9 | 1.33 | Rn |
| 10 | 1.33 | Rn |
| 11 | 1.33 | Rn |
| 12 | 1.33 | Rn |
| 13 | 1.33 | Rn |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.34 | As |
| 2 | 1.34 | Se |
| 3 | 1.34 | Br |
| 4 | 1.34 | Xe |
| 5 | 1.34 | Rn |
| 6 | 1.34 | Rn |
| 7 | 1.34 | Rn |
| 8 | 1.34 | Rn |
| 9 | 1.34 | Rn |
| 10 | 1.34 | Rn |
| 11 | 1.34 | Rn |
| 12 | 1.34 | Rn |
| 13 | 1.34 | Rn |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.35 | Br |
| 2 | 1.35 | Xe |
| 3 | 1.35 | Rn |
| 4 | 1.35 | Rn |
| 5 | 1.35 | Rn |
| 6 | 1.35 | Rn |
| 7 | 1.35 | Rn |
| 8 | 1.35 | Rn |
| 9 | 1.35 | Rn |
| 10 | 1.35 | Rn |
| 11 | 1.35 | Rn |
| 12 | 1.35 | Rn |
| 13 | 1.35 | Rn |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.36 | Kr |
| 2 | 1.36 | Rn |
| 3 | 1.36 | Rn |
| 4 | 1.36 | Rn |
| 5 | 1.36 | Rn |
| 6 | 1.36 | Rn |
| 7 | 1.36 | Rn |
| 8 | 1.36 | Rn |
| 9 | 1.36 | Rn |
| 10 | 1.36 | Rn |
| 11 | 1.36 | Rn |
| 12 | 1.36 | Rn |
| 13 | 1.36 | Rn |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.37 | Xe |
| 2 | 1.37 | Rn |
| 3 | 1.37 | Rn |
| 4 | 1.37 | Rn |
| 5 | 1.37 | Rn |
| 6 | 1.37 | Rn |
| 7 | 1.37 | Rn |
| 8 | 1.37 | Rn |
| 9 | 1.37 | Rn |
| 10 | 1.37 | Rn |
| 11 | 1.37 | Rn |
| 12 | 1.37 | Rn |
| 13 | 1.37 | Rn |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.38 | Rn |
| 2 | 1.38 | Rn |
| 3 | 1.38 | Rn |
| 4 | 1.38 | Rn |
| 5 | 1.38 | Rn |
| 6 | 1.38 | Rn |
| 7 | 1.38 | Rn |
| 8 | 1.38 | Rn |
| 9 | 1.38 | Rn |
| 10 | 1.38 | Rn |
| 11 | 1.38 | Rn |
| 12 | 1.38 | Rn |
| 13 | 1.38 | Rn |

| | | |
|----|------|----|
| 1 | 1.39 | He |
| 2 | 1.39 | He |
| 3 | 1.39 | He |
| 4 | 1.39 | He |
| 5 | 1.39 | He |
| 6 | 1.39 | He |
| 7 | 1.39 | He |
| 8 | 1.39 | He |
| 9 | 1.39 | He |
| 10 | 1.39 | He |
| 11 | 1.39 | He |
| 12 | 1.39 | He |
| 13 | 1.39 | He |

| | | |
|----|-------|----|
| 1 | 1.008 | H |
| 2 | 1.008 | Li |
| 3 | 1.008 | Be |
| 4 | 1.008 | B |
| 5 | 1.008 | C |
| 6 | 1.008 | N |
| 7 | 1.008 | O |
| 8 | 1.008 | F |
| 9 | 1.008 | Ne |
| 10 | 1.008 | He |
| 11 | 1.008 | Rn |
| 12 | 1.008 | Xe |
| 13 | 1.008 | Rn |

Faculté de Médecine - Septembre 2014