



REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET  
POPULAIRE MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE  
LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE



Université des Sciences et de la Technologie d'Oran Mohamed BOUDIAF Faculté des Sciences  
de la Nature et de la Vie

Département du Vivant et de l'Environnement

## **Polycopié pédagogique**

Titre : **Travaux dirigés Chimie générale et Chimie organique**

Présenté par : Dr. HENNAOUI Ferial

Travaux dirigés destinés aux étudiants de :

Première année Socle-commun des Enseignements de Base de  
Biologie (EBB)

**(70 exercices corrigés)**

**2021-2022**

## Avant-propos

Le présent polycopié des travaux dirigés s'adresse aux étudiants en Socle commun des Enseignements de Base de Biologie (EBB), également aux étudiants qui reçoivent un enseignement général de Chimie de différentes spécialités.

Le contenu de ce polycopié propose une grande variété d'exercices corrigés. La présentation de corrigés vise à aider l'étudiant à acquérir une méthodologie rigoureuse de traitement des problèmes et de bien assimiler les notions acquises dans le cours.

Ce polycopié comprend 70 exercices corrigés, répartis en 7 fiches de Td.

### La première fiche : **Radioactivité**

Cette fiche est consacrée aux différents types de désintégrations, les réactions nucléaires, la loi de décroissance radioactive et l'énergie de liaison.

### La deuxième fiche : **Structure de l'atome**

Dans cette fiche, nous proposons des exercices de connaissances générales sur la structure de l'atome ainsi que quelques exercices sur les isotopes, calcul du rayon atomique, l'énergie et les longueurs d'onde.

### La troisième fiche : **Classification périodique des éléments**, porte sur

Les nombres quantiques, la configuration électronique et la classification périodique des éléments chimiques.

### La quatrième fiche : **Liaisons chimiques**

Dans cette fiche on trouve : la représentation de Lewis, type de liaisons chimiques et l'électronégativité.

### La cinquième fiche : **Equilibre d'oxydoréduction**

est réservée aux : calcul du nombre d'oxydation, écriture des réactions d'oxydoréduction et la construction d'une pile.

### La sixième Fiche : **Equilibres acido-basiques**

Résumé : détermination des couples (acide/base), les réactions acido-basiques, calcul du pH des différents équilibres.

### La septième et dernière fiche : **Chimie organique (Nomenclature et isomérisation)**

est réservé à la Chimie organique : isomérisation, nomenclature des différents composés organiques et détermination des groupements fonctionnels.

# Table des matières

Avant-propos

Fiche Td N1 : Radioactivité	1
Corrigé Fiche Td N1	4
Fiche Td N2 : Structure de l'atome	7
Corrigé Fiche Td N2	11
Fiche Td N3 : Classification périodique des éléments chimiques	17
Corrigé Fiche Td N3	21
Fiche Td N4 : Liaisons chimiques	28
Corrigé Fiche Td N4	31
Fiche Td N5 : Equilibre d'oxydoréduction	40
Corrigé Fiche Td N5	44
Fiche Td N6 : Equilibres acido-basiques	49
Corrigé Fiche Td N6	52
Fiche Td N7 : Chimie Organique (Nomenclature + isomérisation)	55
Corrigé Fiche Td N7	59
Références bibliographiques	64

## Td N1 : Radioactivité

---



# Radioactivité

## Fiche Td N1

### Exercice N1

Pour chacune des équations nucléaires suivantes, dites de quel type de réaction il s'agit (d'une fission, d'une fusion ou d'une désintégration) en spécifiant le type de rayonnement alpha ou bêta s'il y a lieu) (Préciser le X).

- 1)  ${}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \longrightarrow {}^4_2\text{He} + {}^1_0\text{n}$
- 2)  ${}^{230}_{90}\text{Th} \longrightarrow {}^{226}_{88}\text{Ra} + {}^4_2\text{He}$
- 3)  ${}^{234}_{91}\text{Pa} \longrightarrow {}^{234}_{92}\text{U} + \text{e}$
- 4)  ${}^{210}_{83}\text{Bi} \longrightarrow {}^{210}_{84}\text{Po} + \text{X}$
- 5)  ${}^1_0\text{n} + {}^{235}_{92}\text{U} \longrightarrow {}^{92}_{36}\text{Kr} + {}^{141}_{56}\text{Ba} + 3({}^1_0\text{n})$
- 6)  ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \longrightarrow {}^{140}\text{Xe} + {}^A_Z\text{X} + 2 {}^1_0\text{n}$
- 7)  ${}^{238}_{92}\text{U} \longrightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + \text{X}$
- 8)  ${}^{239}_{92}\text{U} \longrightarrow {}^A_Z\text{X} + {}^0_{-1}\text{e}$
- 9)  ${}^{14}_6\text{C} \longrightarrow {}^A_Z\text{X} + {}^0_{-1}\text{e}$

### Exercice N2

Ecrire les équations de désintégration :

$\alpha$  du radon 222,  $\beta^-$  du potassium 40,  $\beta^+$  du phosphore 30,  $\beta^-$  du césium 137,  $\alpha$  du polonium 210 et  $\beta^+$  du cobalt 53.

### Exercice N3

1. Comparer la masse d'un noyau d'hélium  ${}^4_2\text{He}$  avec la masse des nucléons séparément.

2. Calculer l'énergie de liaison du noyau

$c = 3.10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ,  $1 \text{ e.V} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ joule}$   $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ e.V}$ , Masse noyau  ${}^4_2\text{He} = 4,001506 \text{ u.m.a}$ ,

Masse du neutron =  $1,0086654 \text{ u.m.a}$ , Masse du proton =  $1,0072764 \text{ u.m.a}$

## Radioactivité

### Exercice N4

Lors de la catastrophe de Tchernobyl, du césium 134 et du césium 137 ont été libérés dans l'atmosphère.

I. Le césium 137 est radioactif  $\beta^-$

- Écrire les lois de conservation intervenant dans cette réaction et l'équation bilan de désintégration, en précisant les produits formés.

II. La période du césium 134 est  $T = 2$  ans. En déduire la constante radioactive. Au bout de combien de temps 99 % du césium 134 libéré auront-ils disparu ?

III. Répondre à la question précédente en considérant le césium 137 dont la période est 30 ans.

### Exercice N5

On utilise du phosphore  $^{32}\text{P}$  comme traceur radioactif dans la détection de certaines tumeurs. Cet élément est un émetteur  $\beta^-$  de période 14,2 j. Des préparations cellulaires marquées au  $^{32}\text{P}$  ont une activité de  $1,6 \cdot 10^{-3}$  Bq.

- Calculer la durée d'utilisation de ces préparations, sachant qu'elles sont jetées lorsque leur activité n'est plus que de  $10^{-5}$  Bq.

### Exercice N6

- Une substance radioactive dont la demi-vie est de 10s émet initialement  $2 \cdot 10^7$  particules  $\alpha$  par seconde.

I. Calculer la constante de désintégration de la substance.

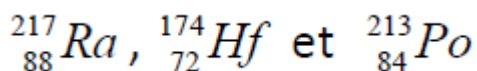
II. Quelle est l'activité de cette substance?

III. Déterminer le nombre de noyaux initial de cette substance

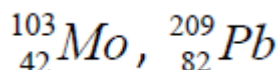
IV. Calculer le nombre de noyaux après 30s.

### Exercice N7

- Ecrire les réactions de désintégration des noyaux suivants

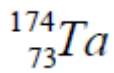


Sachant qu'ils sont émetteurs  $\alpha$



## Radioactivité

Sachant qu'ils sont émetteurs  $\beta^-$



Sachant qu'il est émetteur  $\beta^+$

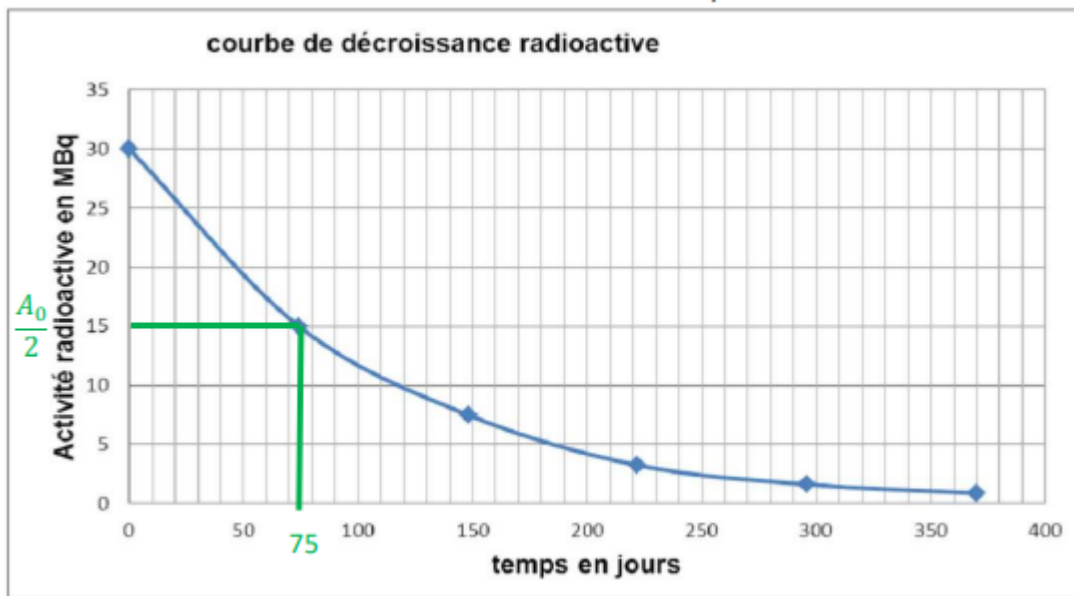
### Exercice N8

Soit  $N_0$  le nombre de noyaux radioactifs présents à un instant considéré « initial » d'une population de noyaux radioactifs. Soit  $T$  la période des noyaux constituant cette population.

- Exprimer en fonction de  $N_0$  le nombre de noyaux  $N(T)$  qui restent au bout de  $T$ .
- Exprimer en fonction de  $N_0$  le nombre de noyaux  $N(2T)$  qui restent au bout de  $2T$ .
- Exprimer en fonction de  $N_0$  et  $n$  le nombre de noyaux  $N(nT)$  qui restent au bout de  $nT$ .

### Exercice N9

- Donner la composition du noyau d'iridium.
- Quelle est la particule émise lors d'une désintégration  $\beta^-$  ?
- Écrire l'équation de désintégration du noyau d'iridium 192 sachant que le noyau fils est le platine Pt.
- À l'aide de la courbe de décroissance radioactive, déterminer la demi-vie  $T$  de l'iridium 192.



- Quelle valeur le pourcentage de noyaux radioactifs restants au bout de 220 jours prend-il ? Choisir parmi les propositions suivantes : 50%, 33%, 25% ou 10%, et justifier votre réponse.

# Radioactivité

## Corrigé de la fiche td N1

### Exercice N1

1/Fusion,

2/Désintégration (rayonnement  $\alpha$ ),

3/Désintégration (rayonnement  $\beta^-$ ),

4)  $^{210}_{83}\text{Bi} \longrightarrow ^{210}_{84}\text{Po} + ^0_{-1}\text{e}$  désintégration (rayonnement  $\beta^-$ ),

5) Fission,

6/ Fission  $^{235}_{92}\text{U} + ^1_0\text{n} \longrightarrow ^{140}_{54}\text{Xe} + ^{93}_{38}\text{Sr} + 2 ^1_0\text{n}$

7/  $^{238}_{92}\text{U} \longrightarrow ^{234}_{90}\text{Th} + ^4_2\text{He}$  désintégration  $\alpha$

8/  $^{239}_{92}\text{U} \longrightarrow ^{239}_{93}\text{Np} + ^0_{-1}\text{e}$  désintégration  $\beta^-$

9/  $^{14}_6\text{C} \longrightarrow ^{14}_7\text{N} + ^0_{-1}\text{e}$  désintégration  $\beta^-$

### Exercice N2

$^{222}_{86}\text{Rn} \longrightarrow ^{218}_{84}\text{Po} + ^4_2\text{He}$

$^{40}_{19}\text{K} \longrightarrow ^{40}_{20}\text{Ca} + ^0_{-1}\text{e}$

$^{30}_{15}\text{P} \longrightarrow ^{30}_{14}\text{Si} + ^0_{+1}\text{e}$

$^{137}_{55}\text{Cs} \longrightarrow ^{137}_{56}\text{Ba} + ^0_{-1}\text{e}$

$^{210}_{84}\text{Po} \longrightarrow ^{206}_{82}\text{Pb} + ^4_2\text{He}$

$^{53}_{27}\text{Co} \longrightarrow ^{53}_{26}\text{Fe} + ^0_{+1}\text{e}$

### Exercice N3

1. masse des nucléons =  $2m_N + 2m_P$

$$= 2(1.0086654) + 2(1.0072764)$$

**masse des nucléons = 4.0318834 uma** > masse du noyau

$$\Delta m = 4.0318834 - 4.0015064 = 0.030383$$

La variation de masse s'accompagne d'une absorption d'énergie qu'on appelle énergie de liaison du noyau (une partie est prise comme énergie de liaison lors de l'association des nucléons)

**2. l'énergie de liaison du noyau**

$$E_l = \Delta m C^2 \quad (E : \text{joule}, \Delta m : \text{kg}, C : \text{m/s})$$

$$1 \text{uma} = 1.6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$



## Radioactivité

$$E_1 = 0.030383 \times 1.6605 \cdot 10^{-27} \times 9 \times 10^{16} = 0.4539 \cdot 10^{-11}$$

$$E_1 = 0.4539 \cdot 10^{-11} \text{ j}$$

$$\text{En ev } E_1 = 0.4539 \cdot 10^{-11} / 1.6 \cdot 10^{-19} = 0.2837 \cdot 10^8$$

$$E_1 = \mathbf{28.37 \text{ Mev}} \quad \text{avec } 1\text{Mev} = 10^6 \text{ ev}$$

### Exercice N4

I.

Conservations des nucléons (somme des nombres de masses), de la charge (somme des numéros atomiques) et de l'énergie totale.



(L'étudiant doit chercher l'élément qui correspond à  $Z=56$ )

II.

$$\lambda = \ln 2 / T = \mathbf{0.347 \text{ an}^{-1}}$$

Le Césium restant est  $100-99 = 1\%$  ( $N_0 = 100\%$ )

$$N/N_0 = 1/100 = 0.01 \text{ donc } t = -1/\lambda \times \ln(N/N_0) = \mathbf{13.9 \text{ ans}}$$

Après 13.9 ans 99 % du césium 134 libéré sera désintégré.

III.

$$\lambda = \ln 2 / T = \mathbf{3.31 \times 10^{-2} \text{ an}^{-1}}$$

$$N/N_0 = 1/100 = 0.01 \text{ donc } t = -1/\lambda \times \ln(N/N_0) = \mathbf{199.4 \text{ ans}}$$

( il faut montrer à l'étudiant la différence entre le Césium 137 et 134 ( **13.9 ans et 199.4 ans**)

### Exercice N5

$$A = A_0 \times \exp^{(-\lambda t)} ; t = -1/\lambda \times \ln(A/A_0) = -T \cdot \ln(A/A_0) / \ln 2$$

$$= -14,2 \times \ln(10^{-5} / 1,6 \cdot 10^{-3}) / \ln 2 = 72\text{j}$$

$$t = \mathbf{72\text{j}}$$

### Exercice N6

I.  $\lambda = \ln 2 / T = \ln 2 / 10 = 0,0693 \text{ s}^{-1}$

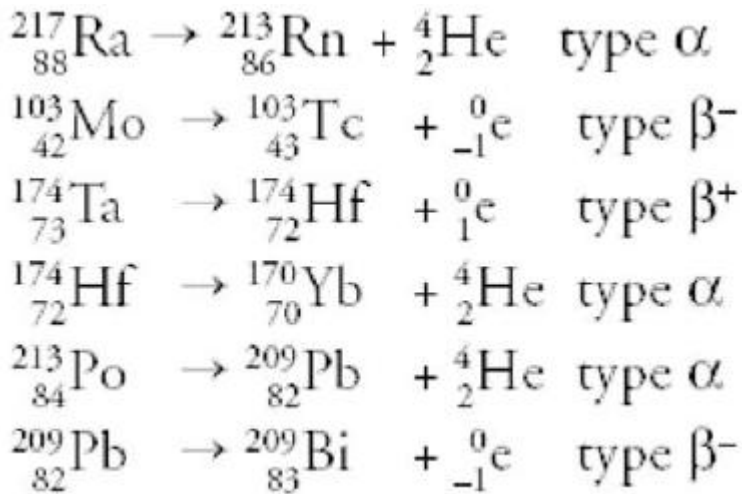
II.  $A = 2 \cdot 10^7 \text{ Bq}$  (1 particule alpha émise correspond à 1 noyau de la substance désintégré)

III.  $N_0 = A / \lambda = 2 \cdot 10^7 / 0,0693 = 2,89 \cdot 10^8$  noyaux

IV. Après 30s c'est-à-dire 3 périodes, il restera  $N = N_0 / 2^3 = 3,97 \cdot 10^6$  noyaux

## Radioactivité

### Exercice N7



### Exercice N8

- Nombre de noyaux  $N(T)$  qui restent au bout de  $T$  :  $N(T) = N_0 / 2$
- Nombre de noyaux  $N(2T)$  qui restent au bout de  $2T$  :  $N(2T) = N(T) / 2 = N_0 / 4 = N_0 / 2^2$
- Nombre de noyaux  $N(3T)$  qui restent au bout de  $3T$  :  $N(3T) = N_0 / 8 = N_0 / 2^3$  Nombre de noyaux  $N(nT)$  qui restent au bout de  $nT$  :  $N(nT) = N_0 / 2^n$

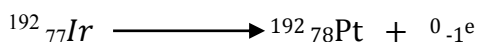
### Exercice N9

- Le noyau d'iridium  ${}_{77}^{192}\text{Ir}$  est composé de  $Z=77$  protons et de  $192-77=115$  neutrons.
- La particule émise est un électron  ${}_{-1}^0\text{e}$
- Le numéro atomique du platine est 78

Lois de conservation : - Du nombre de nucléons :  $192 = A_{\text{fils}} + A_{\text{particule}}$

$$\text{- Du nombre de charge : } 77 = 78 + Z_{\text{particule}} = 77 - 78 = -1$$

La particule émise est un électron  $\square$  donc  $A_{\text{fils}} = 192 - 0 = 192 \square$

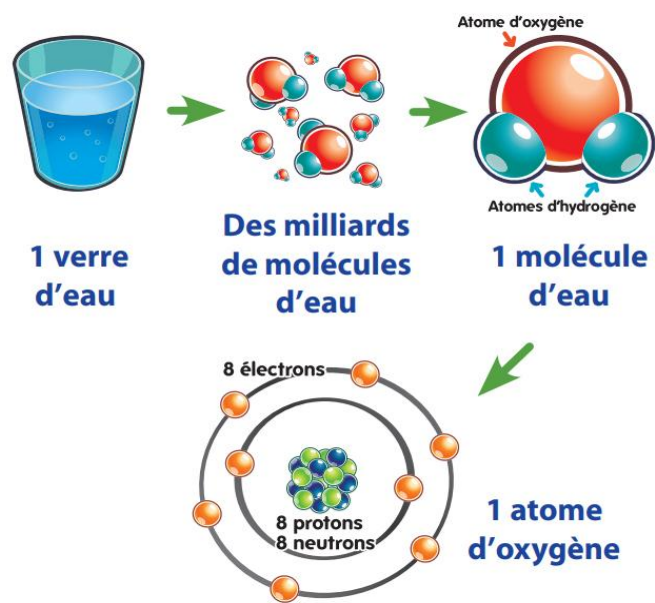


- La demi-vie de l'iridium 192 est 75 jours.
- $220/75 = 2,9$  ; 220 jours correspondent à environ 3 périodes, au bout d'une période, il reste 50% de noyaux radioactifs, au bout de 2 périodes, il en reste  $50/2 = 25\%$  et au bout de 3 périodes  $25/2 = 12,5\%$ . Parmi les propositions précédentes, on choisit donc 10 %.

# Radioactivité

# Td N2 : Structure de l'atome

---



# Structure de l'atome

## Fiche Td N2

### Exercice N1

Compléter le tableau suivant :

Symbole de l'atome Ou de l'ion	Symbole Du noyau	Charge	Nombre de protons	Nombres de neutrons	Nombres d'électrons
B				6	5
			14	14	14
Mg <sup>+2</sup>	<sup>25</sup> <sub>12</sub> Mg				
	<sup>35</sup> <sub>17</sub> Cl	-1			
		+3		30	23
	<sup>19</sup> <sub>9</sub> F	0			
	<sup>79</sup> <sub>34</sub> Se	-2			

### Exercice N2

- 1- Définir la notion d'isotope.
- 2- Parmi les éléments suggérés ci-dessous, repérer les isotopes d'un même élément chimique.
- 3- Parmi ces éléments, y a-t-il des éléments chimiques impossibles, qui n'existent pas. Si oui, lesquels et pourquoi ?

<sup>13</sup> <sub>6</sub> C	<sup>2</sup> <sub>1</sub> H	<sup>12</sup> <sub>6</sub> C	<sup>1</sup> <sub>2</sub> H	<sup>14</sup> <sub>6</sub> C	<sup>1</sup> <sub>2</sub> H	<sup>12</sup> <sub>7</sub> C	<sup>2</sup> <sub>2</sub> H	<sup>13</sup> <sub>7</sub> C	<sup>3</sup> <sub>1</sub> H	<sup>13</sup> <sub>5</sub> C
------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------------------

### Exercice N3

Pour les isotopes suivants : indiquer le nombre de masse (nucléons), le nombre de protons et de neutrons.

<sup>14</sup>C (isotope 14 du carbone), <sup>3</sup>H (isotope 3 de l'hydrogène), <sup>6</sup>Li (isotope 6 de lithium), <sup>24</sup>Na (isotope de sodium), <sup>65</sup>Cu (isotope de cuivre), <sup>18</sup>O (isotope de l'oxygène).

## Structure de l'atome

### Exercice N4

-Combien de protons, d'électrons et de neutrons contiennent les isotopes suivant ?

${}^1\text{H}^+$ ,  ${}^{27}\text{Al}^{13+}$ ,  ${}^{79}\text{Br}^+$  et  ${}^{13}\text{C}$ .

- Un isotope est composé de 47 protons, 47 électrons et 60 neutrons. Quel est cet isotope ? (  ${}^{94}\text{Ag}$  -  ${}^{107}\text{Nd}$  -  ${}^{107}\text{Ag}$  ou  ${}^{94}\text{Nd}$  )

-Un isotope est composé de 26 protons, 24 électrons et 32 neutrons. Quel est cet isotope ? (  ${}^{58}\text{Ge}^{2-}$  -  ${}^{58}\text{Ge}^{2+}$  -  ${}^{58}\text{Fe}^{2+}$  ou  ${}^{58}\text{Fe}^{2-}$  )

### Exercice N5

1°) Calculer d'après la théorie de Bohr le rayon  $r_1$  de la première orbite décrite par l'électron autour du proton.

2°) on applique la théorie de Bohr à l'orbite circulaire décrite par l'électron autour du noyau de l'atome d'hydrogène, qui est caractérisé par la valeur  $n=3$  du nombre quantique principale. Déterminer :

- Le rayon de cette orbite.
- L'énergie de l'électron en eV et en J ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .
- L'énergie d'ionisation de l'atome à partir de cette orbite en eV.

### Exercice N6

Q 1. Quelle est l'énergie correspondant à une fréquence de  $4 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$  ?

- 1.66 eV
- 0,166 eV
- 16,6 eV
- 2,65 eV
- 26,5 eV

Q 2. Quelle est la longueur d'onde correspondant à la transition  $n=3$  à  $n=2$  pour l'hydrogène ?

- 654.5 nm
- 6545 nm
- 0,0654 nm
- 654 Å
- 654 μm

Q 3. Quelle relation donne l'énergie (eV) d'un ion hydrogénoïde ?

- $-13,6 / n^2$
- $-13,6 Z / n^2$
- $-13,6 Z^2 / n^2$
- D.
- $-13,6 \cdot Z^{*2}$
- $-13,6 \cdot Z^{*2} / n^2$

## Structure de l'atome

Q 4. Quelle est l'énergie du niveau 2 de l'hydrogène He ?

- A. -3,4 eV
- B. -5,2 eV
- C. -10,2 eV
- D. -13,6 eV
- E. -2,55 eV

Q 5. L'ion hydrogène d'hélium se trouve dans un état excité. Ce niveau d'énergie égale à -13,6 eV. Quelle est la longueur d'onde de la radiation émise quand cet électron retombe au niveau fondamental ?

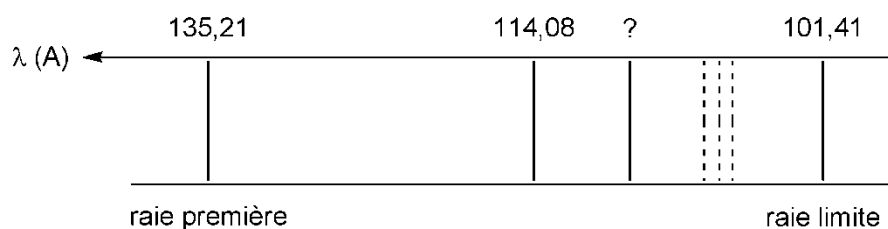
- A. 303 nm
- B. 303  $\mu\text{m}$
- C. 121 nm
- D. 121  $\text{Å}$
- E. 303  $\text{Å}$

Q 6. L'électron d'un atome d'hydrogène initialement au niveau  $n=3$  émet une radiation de longueur d'onde 1027  $\text{Å}$ . A quel niveau se retrouve l'électron ?

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

### Exercice N7

On donne une partie de la série de Lyman du spectre d'émission d'un ion hydrogène de numéro atomique Z.



Calculer :

- 1- L'énergie d'ionisation (en eV) de cet hydrogène.
- 2- Le numéro atomique Z.
- 3- La longueur d'onde de la troisième raie de cette série.

Données :      Constante de Rhydberg                       $R_H = 1.1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ,  
                    Constante de Planck                       $h = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ ,  
                    Vitesse de la lumière dans le vide       $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ .

## Structure de l'atome

### Exercice N8

1. Un atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental absorbe une quantité d'énergie de 10,2 eV. A quel niveau se trouve l'électron ?
2. L'électron d'un atome d'hydrogène initialement au niveau  $n=3$  émet une radiation de longueur d'onde  $\lambda = 1027 \text{ \AA}$ . A quel niveau se retrouve cet électron ?

### Exercice N9

Si un atome d'Hydrogène dans son état fondamental absorbe un photon de longueur d'onde  $\lambda_1$  puis émet un photon de longueur d'onde  $\lambda_2$ , sur quel niveau l'électron se trouve-t-il après cette émission ?

$$\lambda_1 = 97.28 \text{ nm et } \lambda_2 = 1879 \text{ nm}$$

$$\lambda_1 = 97.28 \text{ nm et } \lambda_2 = 78.15 \text{ nm}$$

### Exercice N10

1. Quelle relation donne l'énergie (eV) d'un ion hydrogénoïde ?
2. Quelle est l'énergie du niveau 2 de l'hydrogénoïde He ?
3. L'ion hydrogénoïde d'hélium se trouve dans un état excité. Ce niveau d'énergie égale à -13,6 eV. Quelle est la longueur d'onde de la radiation émise quand cet électron retombe au niveau fondamental ?

### Exercice N11

Le spectre de l'atome d'hydrogène peut se décomposer en plusieurs séries de raies nommées pour les quatre premières : séries de Lyman ; de Balmer ; de Paschen et de Brackett.

- a) Expliquer à quoi correspondent ces diverses séries.
- b) Donner la première et la raie limite pour chaque série
- c) Calculer les longueurs d'ondes limites des séries de Lyman, Balmer, de Paschen et de Brackett.
- d) Attribuer à chaque série son domaine spectral (U.V ; Visible ; I.R).

### Exercice N12

La première raie de la série de Balmer dans le spectre de l'atome d'hydrogène a pour longueur d'onde  $\lambda = 6562,8 \text{ \AA}$ . En déduire la constante de Rhydberg en  $\text{cm}^{-1}$ .



# Structure de l'atome

## Corrigé Fiche Td N2

### Exercice N1

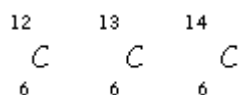
Symbole de l'atome Ou de l'ion	Symbole Du noyau	Charge	Nombre de protons	Nombres de neutrons	Nombres d'électrons
B	$^{11}_{5}\text{B}$	0	5	6	5
Si	$^{28}_{14}\text{Si}$	0	14	14	14
$\text{Mg}^{+2}$	$^{25}_{12}\text{Mg}$	+2	12	13	10
$\text{Cl}^{-}$	$^{35}_{17}\text{Cl}$	-1	17	18	18
$\text{Fe}^{+3}$	$^{56}_{26}\text{Fe}$	+3	26	30	23
F	$^{19}_{9}\text{F}$	0	9	10	9
Se	$^{79}_{34}\text{Se}$	-2	34	45	36

### Exercice N2

1. Sachant qu'un élément chimique est défini par son numéro atomique (et son nombre de masse), les isotopes d'un même élément chimique correspondent à des atomes qui ont le même numéro atomique mais un nombre de masse différent.

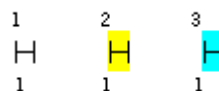
2. Les isotopes présents dans la liste :

Le carbone existe sous forme 3 formes :



La première forme est très majoritaire.

L'hydrogène existe sous forme 3 formes :



## Structure de l'atome

L'hydrogène dit « 2 » s'appelle le deutérium. L'hydrogène dit « 3 » s'appelle le tritium

3- un élément chimique est défini par son numéro atomique.

a. Il est donc impossible d'avoir du carbone de numéro atomique 7 (le numéro atomique du carbone étant 6). L'élément chimique de numéro atomique 7 est l'azote (N) et dans ce cas, son nombre de masse est 14.

b. De la même manière, le carbone de numéro atomique 5 n'existe pas, l'élément chimique de numéro atomique 5 est le bore (B), qui a pour nombre de masse 11.

c. De même, l'hydrogène a pour numéro atomique 1 et non 2. L'élément chimique de numéro atomique 2 est hélium(He) (de nombre de masse 4). Il n'existe donc pas l'hydrogène de numéro atomique 2, il est impossible d'avoir un élément chimique dont le numéro atomique est supérieur au nombre de masse.

Donc les éléments entourés en rouge n'existent pas.



### Exercice N3

$^{14}\text{C}$  : 14 nucléon(s) 6 proton(s) 8 neutron(s)

$^3\text{H}$  : 3 nucléon(s) 1 proton(s) 2 neutron(s)

$^6\text{Li}$  : 6 nucléon(s) 3 proton(s) 3 neutron(s)

$^{24}\text{Na}$  : 24 nucléon(s) 11 proton(s) 13 neutron(s)

$^{65}\text{Cu}$  : 65 nucléon(s) 29 proton(s) 36 neutron(s)

$^{18}\text{O}$  : 18 nucléon(s) 8 proton(s) 10 neutron(s)

### Exercice N4

1)  $^1\text{H}^+$  1proton, 0 neutron, 0 électron

2)  $^{27}\text{Al}^{3+}$  : 13 protons, 10 électrons, 14 neutrons

3)  $^{79}\text{Br}^+$  : 35 protons, 34 électrons, 44 neutrons

4)  $^{13}\text{C}$  : 6protons, 6 électrons et 7 neutrons.

L'isotope qui est composé de 47 protons, 47 électrons et 60 neutrons est ( $^{107}\text{Ag}$ )

## Structure de l'atome

-L'isotope qui est composé de 26 protons, 24 électrons et 32 neutrons est ( $^{58}\text{Fe}^{2+}$ )

**(L'étudiant doit chercher les nombres atomiques à partir du tableau périodique)**

### Exercice N5

1.  $r = 0.53 n^2 \text{ \AA}$  première orbite ( $n=1$ )  $r = \mathbf{0.53 \text{ \AA}}$

deuxième orbite ( $n=2$ )  $r = 0.53 \times 2^2$   $r = \mathbf{2.12 \text{ \AA}}$

Les énergies des trois premiers niveaux ( $E_1, E_2$  et  $E_3$ )

$$E = -13.6 \times 1/n^2 \quad E_1 = \mathbf{-13.6 \text{ eV}} \quad E_2 = -13.6/4 \quad E_2 = \mathbf{-3.4 \text{ eV}} \quad E_3 = -13.6/9 \\ E_3 = \mathbf{-1.51 \text{ eV}}$$

2) le niveau fondamental est  $n=1$ , le premier niveau excité est  $n=2$

$$\Delta E = E_f - E_i \\ \Delta E = -13.6/n_f^2 - (-13.6/n_i^2) = -13.6(1/n_f^2 - 1/n_i^2) \\ \Delta E = -13.6(1/2^2 - 1/1^2) \\ \Delta E = \mathbf{+10.2 \text{ eV}}$$

3) deuxième niveau excité est  $n=3$

$$\Delta E = E_f - E_i \\ \Delta E = -13.6/n_f^2 - (-13.6/n_i^2) = -13.6(1/n_f^2 + 1/n_i^2) \\ \Delta E = -13.6(1/1^2 - 1/3^2) \\ \Delta E = \mathbf{-12 \text{ eV}}$$

(Signe (-) veut dire que c'est une émission d'énergie, le signe (+) une absorption d'énergie)

### Exercice N6

Q1 : A. 1.66 eV

Q2 : A. 654.5 nm

Q3 : C.  $-13.6 Z^2 / n^2$

Q4 : D. -13.6 eV

Q5 : E. 303 Å

Q6 : A. 1

## Structure de l'atome

### Exercice N7

1)

$$E_I = E_{\text{inf}} - E_n \quad \text{raie limite Lyman} \quad 1 \longrightarrow \text{infini}$$
$$= E_{\text{inf}} - E_1$$

$$= \Delta E = hc / \lambda_{\text{raie limite}} = (6.62 \cdot 10^{-34} \times 3 \times 10^8) / (101.41 \cdot 10^{-10})$$

$$E_I = 0.1958 \cdot 10^{-16} \text{ J} = 122.39 \text{ eV}$$

2)

$$E_I = E_{\text{inf}} - E_1 \quad E_{\text{inf}} = 0 \quad \text{donc} \quad E_I = 0 - E_1 \quad E_1 = - E_I = -122.39 \text{ eV}$$

$$E_1 = -13.6 Z^2 \quad Z^2 = E_1 / -13.6 = -122.39 / -13.6 = 8.9999 \Rightarrow$$
$$Z = 3$$

3)

**Troisième raie : 4  $\longrightarrow$  1**

$$1/\lambda = R_H Z^2 (1/n^2 - 1/n'^2)$$

$$1/\lambda = 1.1 \cdot 10^7 \cdot 9 (1/1 - 1/16) = 9.28 \cdot 10^7$$

$$\lambda = 0.107 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 107 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 107 \text{ \AA}$$

### Exercice N8

1.  $\Delta E = -13.6 (1/n_f^2 - 1/n_i^2)$   $n_i = 1$  (état fondamentale)

$$\Delta E = -13.6 (1/n_f^2 - 1)$$

$$1/n_f^2 = 1 - \Delta E / 13.6$$

AN :  $1/n_f^2 = 0.25$   $n_f = 2$

**L'électron se retrouve au niveau 2**

2.  $1/\lambda = R_H (1/n^2 - 1/n'^2)$

$$(1/n^2 - 1/n'^2) = 1/\lambda R_H$$

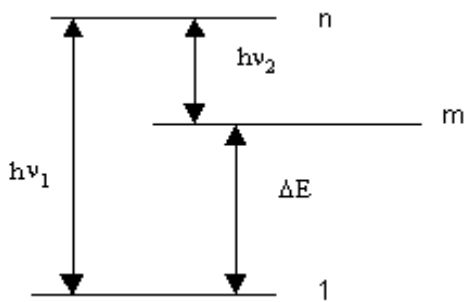
$$\lambda = 1027 \cdot 10^{-10} \text{ m} \quad n' = 3 \quad (1/n^2 - 1/n'^2) = 0.8851907$$

$$n = 1$$

**L'électron se retrouve au niveau 1**

## Structure de l'atome

### Exercice N9



$$\Delta E = E_m - E_1 = E_0 \left( 1 - 1/m^2 \right)$$

$$\Delta E = h (\nu_1 - \nu_2) = h c \left( 1/\lambda_1 - 1/\lambda_2 \right) = h c A$$

$$h c R_H \left( 1 - 1/m^2 \right) = h c A$$

$$R_H \left( 1 - 1/m^2 \right) = A$$

$$1 - 1/m^2 = A / R_H$$

$$1/m^2 = 1 - (A / R_H)$$

$$m^2 = 1 / \left[ 1 - (A / R_H) \right] \text{ avec } A = 1/\lambda_1 - 1/\lambda_2$$

Application numérique :

- a.  $m = 3$
- b. Impossible physiquement car  $\lambda_1 > \lambda_2$  soit  $E_1 < E_2$

L'atome ne peut restituer une énergie supérieure à celle reçue initialement.

### Exercice N10

1.  $-13.6 Z^2 / n^2$

2.  $-13.6 \text{ eV}$

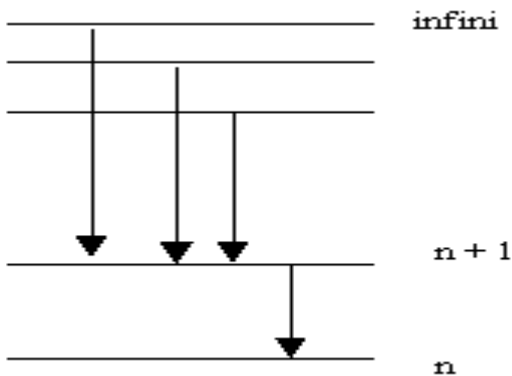
3.  $1/\lambda = R_H Z^2 \left( 1/n^2 - 1/n'^2 \right)$  avec  $n=1$  (état fondamentale)  $n'=2$  (énergie de He -13.6eV correspond au niveau 2)

$$1/\lambda = 1.1 \cdot 10^7 \cdot 2^2 \left( 1/1^2 - 1/2^2 \right) \quad 1/\lambda = 3.3 \cdot 10^7$$

$$\lambda = 0.303 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

# Structure de l'atome

## Exercice N11



Série : ensemble des raies qui correspondent au retour sur un même niveau n

Lyman : n = 1 - Balmer : n = 2 - Paschen : n = 3 - Pfund : n = 4

Les deux raies limites de chaque série correspondent au passage Infini → n et au passage n + 1 → n

Passage de l'infini à n :

$$1 / \lambda_1 = R_H (1/n^2 - 1/p^2) = R_H / n^2 \Rightarrow \lambda_1 = n^2 / R_H$$

Passage de (n + 1) à n :

$$1 / \lambda_2 = R_H (1/n^2 - 1/(n+1)^2) = R_H [ (n + 1)^2 - n^2 ] / [n^2 (n+1)^2] \Rightarrow \lambda_2 = n^2 (n + 1)^2 / [ (2n + 1) R_H ]$$

Serie	$\lambda_1$ ( nm )	$\lambda_2$ (nm)
Lyman ( n = 1 )	91	122
Balmer ( n = 2 )	365	656
Paschen ( n = 3 )	820	1875
Pfund ( n = 4 )	1458	4051

Visible de 400 à 750 nm.

## Exercice N12

$$1/\lambda = R_H (1/n^2 - 1/n'^2)$$

Première raie de la série de Balmer de 3 à 2 donc n = 2 et n' = 3

$$R_H = 1 / [ (1/\lambda) / (1/2^2 - 1/3^2) ]$$

$$\lambda = 6562,8 \text{ \AA} = 6562,8 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

$$R_H = 1.1 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1}$$

# Structure de l'atome

# Td N3

## Classification périodique des éléments chimiques

**Tableau périodique des éléments chimiques**

**Groupes:** I A, II A, III A, IV A, V A, VI A, VII A, VIII, IX, X, XI, XII, I B, II B, III B, IV B, V B, VI B, VII B, VIII, IX, X, XI, XII.

**Périodes:** 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

**Éléments:** Hydrogène (1), Hélio (2), Lithium (3), Béryllium (4), Boron (5), Carbone (6), Azote (7), Oxygène (8), Fluor (9), Néon (10), Sodium (11), Magnésium (12), Aluminium (13), Silicium (14), Phosphore (15), Soufre (16), Chlore (17), Argon (18), Potassium (19), Calcium (20), Scandium (21), Titane (22), Vanadium (23), Chrome (24), Manganèse (25), Fer (26), Cobalt (27), Nickel (28), Cuivre (29), Zinc (30), Gallium (31), Germanium (32), Arsenic (33), Sélénium (34), Brome (35), Krypton (36), Rubidium (37), Strontium (38), Yttrium (39), Zirconium (40), Niobium (41), Molybdène (42), Technétium (43), Ruthénium (44), Rhodium (45), Palladium (46), Argent (47), Cadmium (48), Indium (49), Étain (50), Antimoine (51), Tellure (52), Iode (53), Xénon (54), Césium (55), Baryum (56), Lanthanides (57-71), Hafnium (72), Tantalum (73), Tungstène (74), Rhenium (75), Osmium (76), Iridium (77), Platine (78), Or (79), Mercure (80), Thallium (81), Plomb (82), Bismuth (83), Polonium (84), Astatine (85), Radon (86), Francium (87), Radium (88), Actinides (89-103), Actinides (104-118), Lanthane (57), Cérium (58), Praseodyme (59), Néodyme (60), Prométhium (61), Samarium (62), Europium (63), Gadolinium (64), Terbium (65), Dysprosium (66), Holmium (67), Érythre (68), Thulium (69), Ytterbium (70), Lutécium (71), Actinides (91-103), Actinides (104-118), Actinides (109-118), Actinides (109-118), Actinides (109-118).

**Classification:**

- Métaux:** Alkaliens, Alcalino-terreux, Lanthanides, Actinides, Métaux de transition, Métaux pauvres, Métalloïdes.
- Non métaux:** Autres non-métaux, Halogènes, Gaz nobles.
- Autres:** Non classés, primordial, Synthétique, Transuranniques.

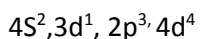


# Classification périodique des éléments chimiques

## Fiche td N3

### Exercice N1

Donnez les nombres quantiques des électrons suivants :



En fonction des nombres quantique de dernier électron, trouvez Z qui lui correspond.

$(1, 0, 0, -1/2), (3, 1, 1, +1/2), (4, 1, 0, -1/2), (4, 2, 1, +1/2)$

### Exercice N2

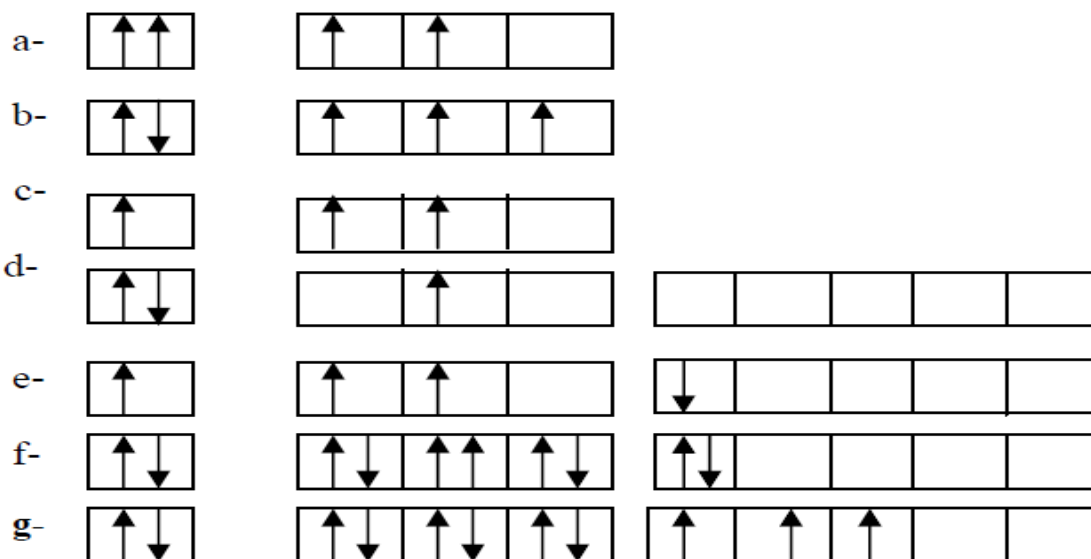
Les affirmations suivantes sont-elles exactes ou inexactes? Pourquoi ?

- Si  $l=1$ , l'électron est dans une sous couche d.
- Si  $n=4$  l'électron est dans la couche O.
- Pour un électron d,  $m$  peut être égal a 3.
- Si  $l=2$ , la sous-couche correspondante peut recevoir au maximum 6 électrons.
- Le nombre n d'un électron d'une sous-couche f peut être égal à 3.

### Exercice N3

-Citer les règles de remplissages électroniques.

-Parmi les structures électroniques suivantes, quelles sont celles qui ne respectent pas les règles de remplissages. Expliquer.



# Classification périodique des éléments chimiques

## Exercice N4

Soient les atomes suivants :

N ( $Z=7$ ), K ( $Z=19$ ), Sc ( $Z=21$ ), Cr ( $Z=24$ ), Mn ( $Z=25$ ), Fe ( $Z=26$ ), Cu ( $Z=29$ ), Zn ( $Z=30$ ), Ag ( $Z=47$ ), Au ( $Z=79$ ),  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  ${}_{17}\text{Cl}^{-}$

1. Donner les configurations électroniques de ces atomes. Présenter la couche de valence pour chaque atome. En déduire le nombre d'électrons de valence.
2. Situer ces atomes dans la classification périodique et les grouper si possible par famille ou par période.

## Exercice N5

1. Le molybdène (Mo) appartient à la famille du chrome Cr ( $Z=24$ ) et à la cinquième période. Donner sa configuration électronique et son numéro atomique.
2. L'atome d'étain (Sn) possède dans son état fondamental deux électrons sur la sous-couche 5p.
  - a. Donner sa structure électronique, son numéro atomique ainsi que le nombre d'électrons de valence.
  - b. Fait-il partie des métaux de transition ? Pourquoi ?
3. Un élément a moins de 18 électrons et possède 2 électrons célibataires. Quelles sont les configurations électroniques possibles pour cet élément ? Quel est cet élément sachant qu'il appartient à la période du lithium(3) et au groupe de l'étain (50).

## Exercice N6

Soient les éléments suivants:

${}^2\text{He}$ ,  ${}^9\text{F}$ ,  ${}_{11}\text{Na}$ ,  ${}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}_{17}\text{Cl}$ ,  ${}_{19}\text{K}$ ,  ${}_{24}\text{Cr}$ ,  ${}_{26}\text{Fe}$ ,  ${}^{26}\text{Fe}^{2+}$ ,  ${}_{29}\text{Cu}$ ,  ${}_{22}\text{Ti}$ ,  ${}_{22}\text{Ti}^{2+}$ ,  ${}_{34}\text{Se}$ ,  ${}_{35}\text{Br}$ .

Identifiez parmi les éléments précédents le ou les élément(s) correspondant à chacun des énoncés suivants :

1. Eléments dont le dernier électron a pour nombres quantiques  $n = 3$ ,  $l = 1$
2. Eléments dont le dernier électron a pour nombres quantiques  $n = 5$ ,  $l = 0$
3. Eléments ayant 6 électrons de valence
4. Eléments appartenant à la même période que le chrome et le même groupe que le fluor.
5. Les métaux de transition
6. Les Halogènes
7. Les gaz rares

# Classification périodique des éléments chimiques

## Exercice N7

Trouver la configuration électronique des éléments suivants et donner les ions stables qu'ils peuvent former :

- le 6<sup>ème</sup> élément de transition
- un alcalin de la m<sup>ème</sup> période
- un alcalino-terreux de la 4<sup>ème</sup> période
- un halogène de la 5<sup>ème</sup> période
- gaz rare de la même période que  ${}_{34}\text{Se}$
- un élément qui appartient à la même période que  ${}_{20}\text{Ca}$  et même groupe que  ${}_{43}\text{Tc}$
- un élément qui appartient à la même période que  ${}_{23}\text{V}$  et au même groupe que  ${}_{16}\text{S}$

## Exercice N8

Soient les trois éléments suivants X, Y et Z.

X appartient au même groupe que le carbone  ${}_{6}\text{C}$  et à la même période que Ar (Z=18).

Y appartient au même groupe que l'oxygène  ${}_{8}\text{O}$  et à la même période que X.

Z est un élément se situant entre X et Y.

- Donner la configuration électronique, la période et le groupe des éléments X, Y et Z.
- Quels sont les ions les plus stables que peuvent former les éléments Y et Z ?
- Donner les quatre nombres quantiques de tous les électrons célibataires de Z.
- Quel est parmi ces trois éléments, celui qui est le plus électro-négatif ?

## Exercice N9

- Définir l'énergie d'ionisation, et l'électro-négativité d'un atome.
- Comment varient le rayon atomique, l'électro-négativité et l'énergie d'ionisation des éléments, suivant une période et suivant une colonne du tableau périodique. Justifier votre réponse.
- Soient les éléments suivants : F (Z=9), Na (Z=11) ; K (Z=19).

Classer ces éléments par rayons atomiques croissants, en justifiant la réponse.

## Classification périodique des éléments chimiques

### Exercice N10

1. Combien compte-t-on d'éléments possibles qui appartiennent à la période 4 et qui possèdent 2 électrons non appariés ?
2. Identifier dans cette même période, l'élément X dont le spin est le plus élevé et donner sa position dans le tableau périodique selon les deux classifications.
3. Déterminer son potentiel de 1<sup>ère</sup> ionisation puis le comparer avec celui de  ${}_{19}\text{K}$  et  ${}_{35}\text{Br}$ .
4. Calculer puis comparer les potentiels de 2<sup>ème</sup> ionisation de ces trois éléments.
5. Calculer le rayon atomique de X pris dans son état fondamental.

# Classification périodique des éléments chimiques

## Corrigé Fiche Td N3

### Exercice N1

$4s^2$  : Nous avons deux électrons sur la sous couche s

Pour le premier électrons  $(4, 0, 0, +1/2)$  et le deuxième  $(4, 0, 0, -1/2)$ .

$3d^1$  Nous avons un seul électron sur la sous couche d donc  $(3, 2, -2, +1/2)$ .

$2p^3$  Nous avons trois électrons sur la sous couche p

Pour le premier électrons  $(2, 1, -1, +1/2)$  , le deuxième  $(2, 1, 0, +1/2)$  et le troisième  $(2, 1, 1, +1/2)$ .

$4d^4$  Nous avons trois électrons sur la sous couche d

pour le premier électrons  $(4, 2, -2, +1/2)$  , le deuxième c'est  $(4, 2, -1, +1/2)$ , le troisième  $(4, 2, 0, +1/2)$  et le dernier  $(4, 2, +1, +1/2)$ .

II.  $(1, 0, 0, -1/2)$   $n=1$  ,  $l=0$  donc c'est la sous couche s,

le m est 0 , le  $m_s = -1/2$  donc ça sera le deuxième électrons de la sous couche s du niveau 1 ( $1s^2$ ) on peut déduire que le  $Z = 2$ .

$(3, 1, 1, +1/2)$ , pour le dernier électron nous avons  $n=3$  la sous couche p puisque  $l=1$ , le  $m = 1$  donc nous sommes dans la troisième case quantique avec un spin positif  $+1/2$ , donc c'est  $3p^3$ , il faut trouver la configuration électronique qui se termine avec  $3p^3$  et c'est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

il reste juste à compter les électrons et ça donne  $Z = 15$ .

$(4, 1, 0, -1/2)$  donc c'est  $4p^5$  qui correspond à la configuration suivante :

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ , qui nous donne  $Z = 35$

$(4, 2, 1, +1/2)$  c'est  $4d^4$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$  avec  $Z = 42$ .

### Exercice N2

#### Rappel des règles concernant les 4 nombres quantiques :

$n$  : nombre quantique principal avec  $n$  entier non nul  $n = 1, 2, 3 \dots$

$l$  : nombre quantique secondaire avec  $l$  compris entre 0 et  $n-1$

$m_l$  (ou  $m$ ) : nombre quantique magnétique avec  $m$  compris entre  $-l$  et  $+l$

$m_s$  (ou  $s$ ) : nombre quantique de spin avec  $m_s = 1/2$  ou  $m_s = -1/2$

$n$  : couche

$l$  : sous-couche

## Classification périodique des éléments chimiques

m : case quantique

$n = 1$  couche K ;  $n = 2$  couche L ;  $n = 3$  couche M ;  $n = 4$  couche N ;  $n = 5$  couche O ...

$l = 0$  sous couche s ;  $l = 1$  sous couche p ;  $l = 2$  sous couche d ;  $l = 3$  sous couche f

a)  $l = 1$  **FAUX** (c'est la sous couche p)

b)  $n = 4$  **FAUX** (la couche N)

c) d **FAUX** ( $l = 2$   $m = -2, -1, 0, 1, 2$ )

d)  $l = 2$  **FAUX** (5 cases quantiques, 10 électrons maximum)

e)  $n = 3$  **FAUX** ( $l = 0, 1, 2$  (s,p,d) pas de f pour la couche 3)

### Exercice N3

Les règles de remplissage électronique sont :

- Règle de stabilité : les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas.
- Règle de Pauli : principe d'exclusion : Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques tous identiques. Autrement dit, dans une case quantique, les électrons doivent avoir des spins anti parallèles.
- Règle de Hund : L'état électronique fondamental correspond à un maximum de spins parallèles.
- Règle de Klechkowski : Le remplissage des sous couches se fait dans l'ordre de  $(n + l)$  croissant. Si, pour deux sous couches, cette somme est la même, celle qui a la plus petite valeur de  $n$  se remplit la première.

a) ne respecte pas les règles : il faut que les deux spins soit opposés (règle de Pauli).

b) exacte, respecte les règles

c) correcte (Etat excité)

d) Incorrecte, ne respecte pas les règles

e) Incorrecte

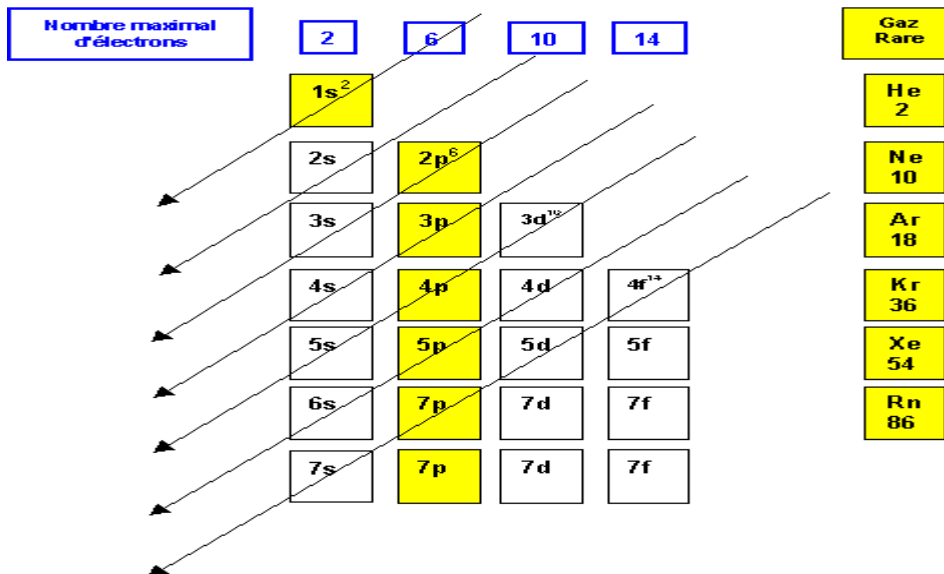
f) Incorrecte, ne respecte pas les règles de remplissage

g) respecte les règles

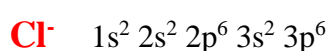
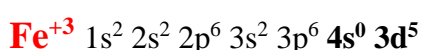
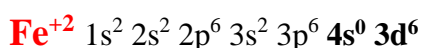
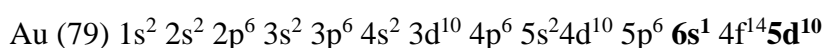
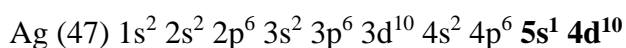
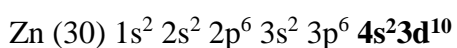
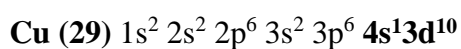
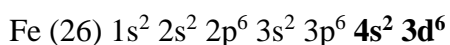
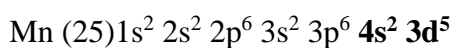
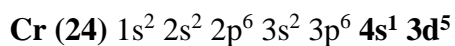
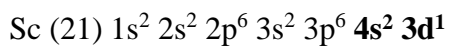
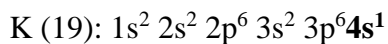
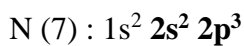
# Classification périodique des éléments chimiques

## Exercice N4

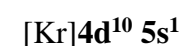
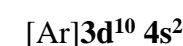
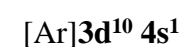
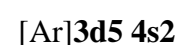
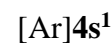
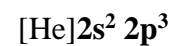
1. Nous allons écrire pour chaque élément, sa structure électronique selon la règle de Klechkowski et selon la disposition spatiale, et donner le nombre d'électrons de valence.



### la règle de Klechkowski d'électrons



### la disposition spatiale



### Nombre

5

1

3

6

7

8

11

2

11

11

## Représenter la couche de valence par des cases quantiques

## Classification périodique des éléments chimiques

### Remarque :

Dans le cas du chrome **Cr (Z=24)**, la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski :  **$4s^2 3d^4$** .

Cette structure est instable. La structure la plus stable est donc  $4s^1 3d^5$ . La structure électronique de la sous couche 3d est à **demi remplie**.

Dans le cas du cuivre **Cu (Z=29)**, la structure de la couche de valence doit être selon la règle de Klechkowski :  **$4s^2 3d^9$** . Cette structure est instable. La structure la plus stable est donc  $4s^1 3d^{10}$ . La structure électronique de la sous couche 3d est **totalelement remplie**.

### «Les orbitales d à demi remplies ou totalelement remplies sont plus stables»

2. Un seul élément appartient à la période  $n=2$  : N (Z=7) (groupe V<sub>A</sub>)

- Les éléments qui appartiennent à la période  $n=4$  sont : K (groupe I<sub>A</sub>),

Sc (groupe III<sub>B</sub>), Cr (groupe VI<sub>B</sub>), Mn (groupe VII<sub>B</sub>), Fe (groupe VIII<sub>B</sub>), Cu (groupe I<sub>B</sub>), Zn (groupe II<sub>B</sub>)

- Les éléments qui appartiennent à la famille **I<sub>B</sub>** sont: Cu (4<sup>ème</sup> période) Ag (5<sup>ème</sup> période), Au (6<sup>ème</sup> période)

- Les éléments qui appartiennent à la famille de **métaux de transition** (leur couche de valence est de type  $(n-1)d^y ns^x$  où  $1 \leq x \leq 2$  et  $1 \leq y \leq 10$ ) sont: Sc (groupe III<sub>B</sub>), Cr (groupe VI<sub>B</sub>), Mn (groupe VII<sub>B</sub>), Fe (groupe VIII<sub>B</sub>), Cu (groupe I<sub>B</sub>), Zn (groupe II<sub>B</sub>)

### Exercice N5

1. La structure électronique du chrome Cr :  $[Ar] 4s^1 3d^5$ . Il appartient à la famille des métaux de transition de structure électronique de couche de valence de type  $ns^1 (n-1) d^5$

Le molybdène Mo appartient à la même famille que le chrome et à la 5<sup>ème</sup> période donc la structure de sa couche de valence de type  $ns^1 (n-1) d^5$  avec  $n=5$  :

Mo :  $[Kr] 5s^1 4d^5 \Rightarrow Z = 42$

2. a. Sn :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

L'atome de l'étain possède quatre électrons de valence et son numéro atomique est égal à 50.

b. Non, il ne fait pas partie des métaux de transition, la configuration se termine par **p** et non pas **d**

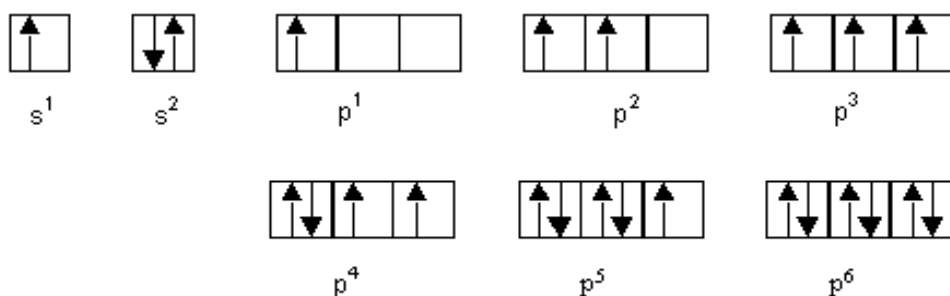
3. L'élément en question appartient à l'une des trois premières lignes de la classification. Il possède moins de 18 électrons, on peut aller jusqu'à  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .



## Classification périodique des éléments chimiques

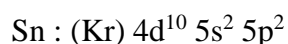
s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	p <sup>1</sup>	<b>p<sup>2</sup></b>	p <sup>3</sup>	<b>p<sup>4</sup></b>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>
H	He						
Li	Be	B	<b>C</b>	N	<b>O</b>	F	Ne
Na	Mg	Al	<b>Si</b>	P	<b>S</b>	Cl	Ar

La représentation sous forme de cases quantiques montre que seules les configurations p<sup>2</sup> et p<sup>4</sup> possèdent deux électrons célibataires. L'élément en question ne peut donc être que : C, Si, O ou S.



On sait qu'il appartient à la période du lithium, donc Si et S sont éliminés. L'élément est soit C ou O

Cherchons la configuration de l'étain (Z = 50)



L'élément cherché appartient au même groupe que l'étain c'est donc le Carbone C (la configuration se termine par p<sup>2</sup>).

### Exercice N6

1. Eléments dont le dernier électron a pour nombres quantiques  $n = 3, l = 1$

$_{17}\text{Cl}$  : chlore

2. Eléments dont le dernier électron a pour nombres quantiques  $n = 5, l = 0$

Sr : Strontium

3. Eléments ayant 6 électrons de valence. Cr : chrome et Se : Sélénium

4. Eléments appartenant à la même période que le chrome et le même groupe que le fluor. C'est le Br.

5. Métaux de transition. Ti : Titane et Fe : Fer

6. Hallogènes : F, Cl et Br (qui se termine avec p<sup>5</sup>, la 17 colonne ou le grp A7)

7. Gaz rares : He

# Classification périodique des éléments chimiques

## Exercice N7

Configuration électronique	Z	L'ion le plus stable
a : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^6$ (Fe)	26	$Fe^{+3}$ ( $d^5$ ) stable
b : $1s^2 2s^2 2p^6 / 3s^1$ (Na)	11	$Na^+$
c : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2$ (Ca)	20	$Ca^{2+}$
d : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 / 5s^2 4d^{10} 5p^5$ (I)	53	$I^-$
e : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^{10} 4p^6$ (Kr)	36	/
f : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^5$ (Mn)	25	$Mn^{+2}$
g : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^{10} 4p^4$ (Se)	34	$Se^{2-}$

## Exercice N8

1)

X :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$        $_{14}Si$     Période 3    groupe  $IV_A$

Y :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$        $_{16}S$     Période 3    groupe  $VI_A$

Z :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$        $_{15}P$     Période 3    groupe  $V_A$

2)

$Y^{-2}$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  [Ar]

$Z^{-3}$        $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  [Ar]

3)

Z possède 3 électrons célibataires

Le premier électron  $n=3$ ,  $l=1$ ,  $m=-1$ ,  $s = +1/2$

Le deuxième électron  $n=3$ ,  $l=1$ ,  $m=0$ ,  $s = +1/2$

Le 3ème électron  $n=3$ ,  $l=1$ ,  $m=-1$ ,  $s = +1/2$

4) X, Y et Z appartiennent à la même période, lorsque le numéro atomique augmente, l'électronégativité augmente.

En  $X < E_n Z < E_n Y$     X est le moins électronégatif.

## Classification périodique des éléments chimiques

### Exercice N9

1. **L'énergie d'ionisation** : c'est l'énergie nécessaire qu'il faut fournir à un atome pour lui arracher un électron. **L'électronégativité** : c'est la tendance d'un atome à attirer les électrons de la liaison.

2. Dans une colonne du tableau périodique, quand le numéro de la période(n) augmente, **le rayon** atomique croît. Dans une période, n est constant, Z augmente, les électrons ont tendance à être plus attiré par le noyau et par conséquent **le rayon** diminue.

**L'énergie d'ionisation** diminue quand le rayon atomique augmente et elle augmente quand le rayon diminue. **L'électronégativité** varie dans le même sens que l'énergie d'ionisation.

3.

$r_F < r_{Na} < r_K$  car le numéro de la couche de valence (n) augmente de F à K :

$n(F) = 2$  ;  $n(Na) = 3$  et  $n(K) = 4$ .

### Exercice N10

1. 4 éléments

2.  $Z(X) = 24$ , VI<sub>B</sub>

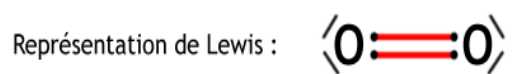
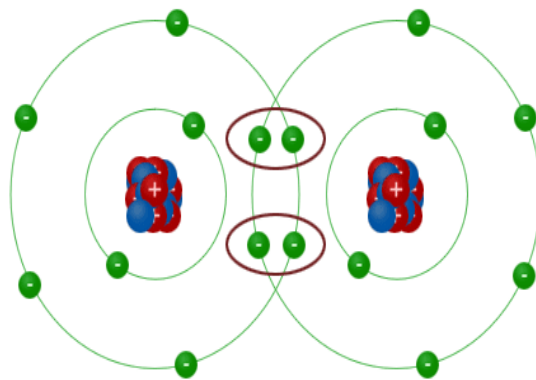
3.  $E_{i1}(X) = 8.64$  eV

4.  $E_{i2}(Cr) = 11.77$  eV ;  $E_{i2}(K) = 32.08$  eV ;  $E_{i2}(Br) = 34.54$  eV .

5.  $r = 0.83$  Å

# Td N4 : Liaisons Chimiques

---



# Liaisons chimiques

## Fiche Td N4

### Exercice N1

1. Représenter selon le modèle de Lewis, les éléments du tableau périodique suivants :

H, He, Li, Be, B, C, N, F, Ne.

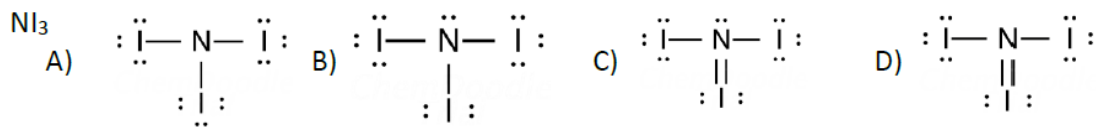
2. Donner la notation de Lewis des molécules suivantes :

H<sub>2</sub> ; Cl<sub>2</sub> ; H<sub>2</sub>O ; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; NH<sub>3</sub> ; NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ; CH<sub>4</sub> ; C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> ; SF<sub>4</sub> ; SF<sub>6</sub> ; PCl<sub>3</sub> ; PCl<sub>5</sub> ; NCl<sub>3</sub>

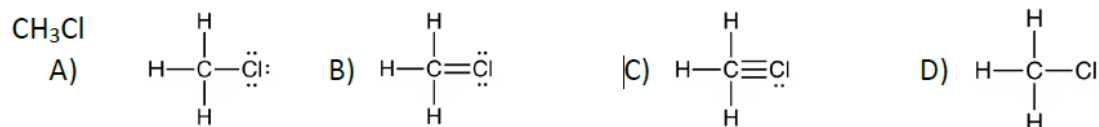
3. Quels sont parmi ces composés ceux qui ne respectent pas la règle de l'Octet ?

### Exercice N2

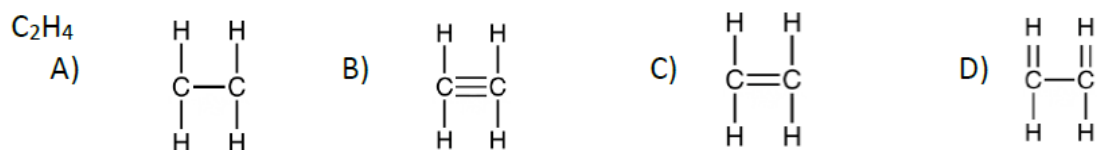
1)



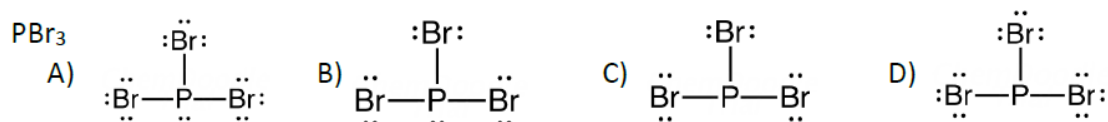
2)



3)



4)



## Liaisons chimiques

### Exercice N3

1. Donnez la structure de Lewis des composés suivant, et précisez si l'atome central (atome souligné) respecte la règle de l'octet.  $\underline{\text{HBr}}$ ,  $\underline{\text{H}_2\text{S}}$ ,  $\underline{\text{AlCl}_3}$ ,  $\underline{\text{SO}_2}$ ,  $\underline{\text{SCN}^-}$

2. Donnez les géométries des molécules suivantes en appliquant la théorie de Gillespie (méthode VSEPR) à l'atome central, en déduire l'état d'hybridation.

HF, HCN, PF<sub>5</sub>, SeCl<sub>6</sub>, IF<sub>7</sub>

### Exercice N4

1. Classer les éléments suivants par ordre des électronégativités croissantes : C (Z=6) ; N (Z=7) ; O (Z=8) ; F (Z=9) ; S (Z=16) ; Cl (Z=17) ; Se (Z=34) ; Br (Z=35) ; I (Z=53).

2. Connaissant l'électronégativité des atomes H (2,2), F(4), Cl(3,1), K(0,8), prévoir le caractère principal (ionique, covalent) des liaisons dans les molécules suivantes : K-F ; H-F ; K-Cl ; H-Cl et H-H.

### Exercice N5

Déterminer le type des liaisons suivantes :

C-O dans CO<sub>2</sub> / O-H dans H<sub>2</sub>O / N-O dans (CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>NO / N-H dans NH<sub>4</sub><sup>+</sup> / C-Cl dans CCl<sub>4</sub> / Na-Cl dans NaCl

Élément chimique	O	N	Cl	C	H	Na
Electronégativité	3.5	3	3	2.5	2.1	0.9

### Exercice N6

1. Pourquoi est-on amené à définir les états d'hybridation ?

2. On considère les molécules suivantes : BF<sub>3</sub> ; CO<sub>2</sub> ; CH<sub>4</sub> ; C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> et C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>. Préciser les états d'hybridation des atomes de carbone et de bore.

### Exercice N7

1. Expliquer à l'aide d'un schéma pourquoi les métaux conduisent l'électricité.

2. Expliquer schématiquement la liaison ionique

## Liaisons chimiques

### Exercice N8

Lesquels des corps composés ci-dessous sont-ils des corps ioniques ?

$\text{NH}_3$        $\text{H}_2\text{O}$        $\text{MgBr}_2$        $\text{KCl}$        $\text{C}_6\text{H}_6$        $\text{CaF}_2$

### Exercice N9

Donner le nom des ions ci-dessous :

- |                       |                              |                       |                              |
|-----------------------|------------------------------|-----------------------|------------------------------|
| a) $\text{NO}_2^-$    | b) $\text{NO}_3^-$           | c) $\text{SO}_3^{2-}$ | d) $\text{SO}_4^{2-}$        |
| e) $\text{CO}_3^{2-}$ | f) $\text{HCO}_3^-$          | g) $\text{PO}_4^{3-}$ | h) $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ |
| i) $\text{ClO}^-$     | j) $\text{ClO}_2^-$          | k) $\text{ClO}_3^-$   | l) $\text{ClO}_4^-$          |
| m) $\text{Cl}^-$      | n) $\text{CH}_3\text{COO}^-$ | o) $\text{N}^{3-}$    | P) $\text{NH}_4^+$           |

### Exercice N10

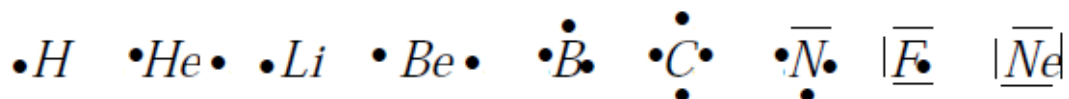
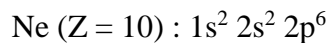
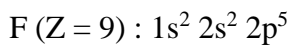
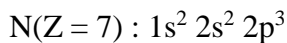
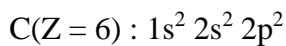
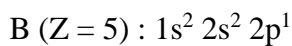
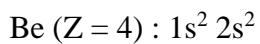
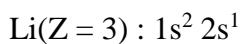
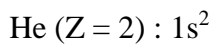
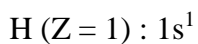
La liaison ionique est elle plus forte dans  $\text{KCl}$  ou dans  $\text{MgO}$

# Liaisons chimiques

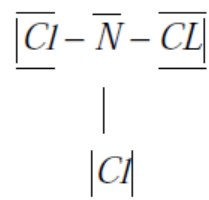
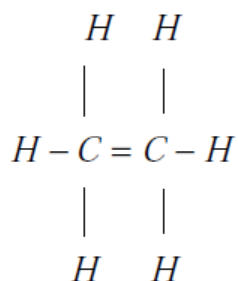
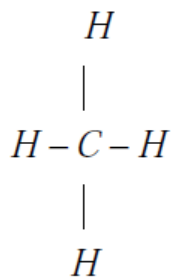
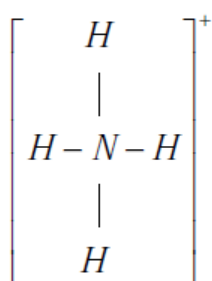
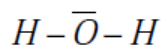
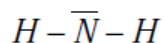
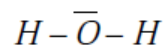
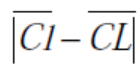
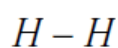
## Corrigé Fiche Td N4

### Exercice N1

1)

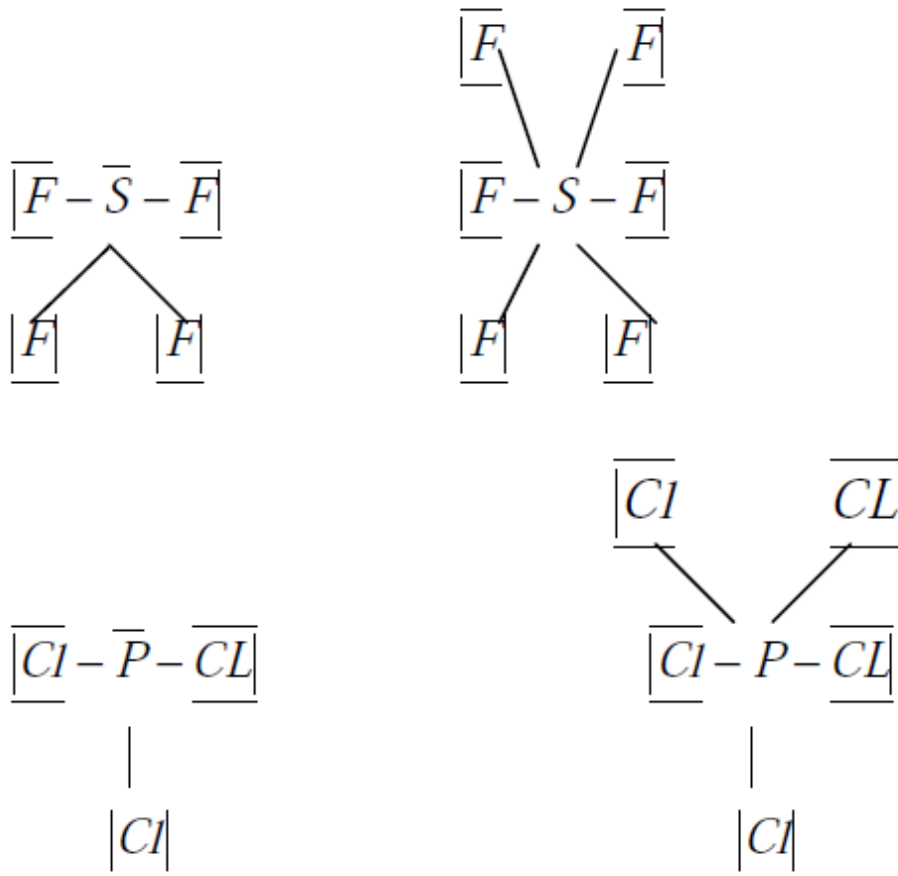


2)





## Liaisons chimiques



3)

**Règle de l'Octet** : lors d'une liaison chimique, les atomes tendent à posséder 8 électrons sur leur couche périphérique afin d'acquérir un état stable.

Les composés qui ne respectent pas la règle de l'Octet sont : **SF<sub>4</sub>** ; **SF<sub>6</sub>** ; **PCl<sub>5</sub>**

### Exercice N2

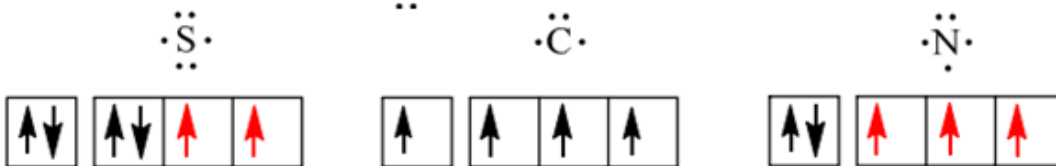
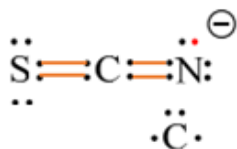
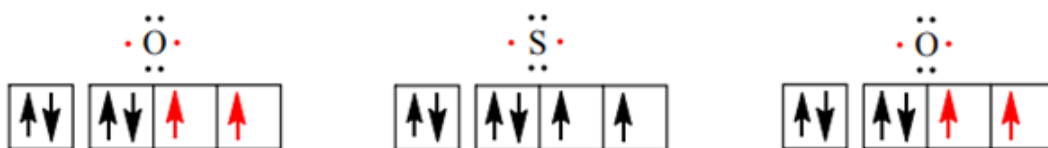
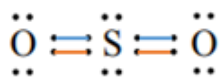
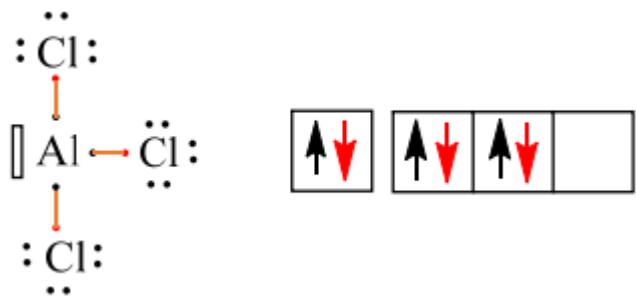
- 1 → B
- 2 → A
- 3 → C
- 4 → A

### Exercice N3

1)



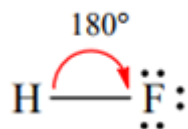
## Liaisons chimiques



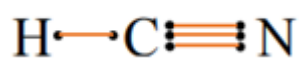
2)



$\text{AX}_1\text{E}_3$  : Géométrie de base tétraédrique qui a une hybridation  $\text{sp}^3$

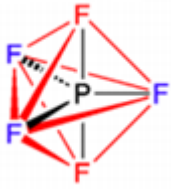


$\text{HCN}$   $\text{AX}_2$  : géométrie linéaire avec un angle de  $180^\circ$ , hybridation  $\text{sp}$

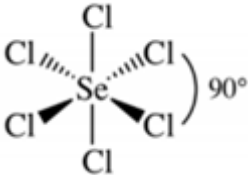


$\text{PF}_5$   $\text{AX}_5$  : géométrie bipyramidale à base triangulaire, hybridation  $\text{sp}^3\text{d}^1$

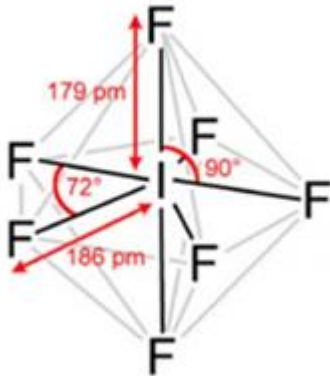
## Liaisons chimiques



**SeCl<sub>6</sub>** AX<sub>6</sub> : géométrie bipyramidale à base carré, hybridation sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>



**IF<sub>7</sub>** AX<sub>7</sub> : géométrie bipyramidale pentagonale, hybridation sp<sup>3</sup>d<sup>3</sup>



### Exercice N4

1. Classement par ordre d'électronégativité ( $\chi$ ) croissante : L'électronégativité est la tendance de l'atome considéré d'attirer vers lui les électrons de liaison.

Dans le tableau périodique, l'électronégativité croît du bas vers le haut dans une colonne et de gauche vers la droite dans une période (dans le sens de diminution du rayon atomique).

F, Cl, Br ; I : Ces éléments appartiennent à la même colonne  $\chi_{\text{F}} > \chi_{\text{Cl}} > \chi_{\text{Br}} > \chi_{\text{I}}$  ;

O ; S ; Se : Ces éléments appartiennent à la même colonne  $\chi_{\text{O}} > \chi_{\text{S}} > \chi_{\text{Se}}$

C ; N ; O, F : Ces éléments appartiennent à la même période  $\chi_{\text{F}} > \chi_{\text{O}} > \chi_{\text{N}} > \chi_{\text{C}}$

2. Caractère principal (ionique, covalent) des liaisons dans : H-F ; K-Cl ; H-Cl et H-H.

Une liaison ionique est un type de liaison chimique qui peut être formé par une paire d'atomes possédant une grande différence d'électronégativité (supérieure à **1,9**). (formation de deux ions cation et anion)

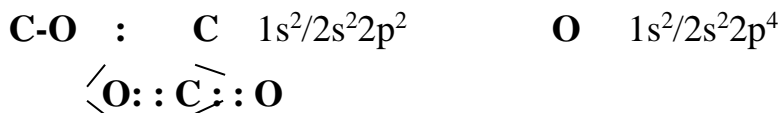
## Liaisons chimiques

Quand la différence d'électronégativité est faible, les deux atomes partagent leurs électrons et forment une liaison covalente. (Apparition d'une charge partielle  $\delta^-$  sur l'élément le plus électronégatif et  $\delta^+$  sur l'élément le moins électronégatif)

-La différence d'électronégativité  $\Delta\chi$  entre l'élément le plus électronégatif **F(4,0)** et le moins électronégative **K (0,8)** étant égal à 3,2, nous pouvons admettre que la liaison K-F est purement ionique.

- **H-F** :  $x_F - x_H = 4 - 2.2 = 1.8$  liaison covalente
- **K-Cl** :  $x_{Cl} - x_K = 3.1 - 0.8 = 2.3$  liaison ionique
- **H-Cl** :  $x_{Cl} - x_H = 3.1 - 2.2 = 0.9$  liaison covalente
- H-H** :  $x_H - x_H = 2.2 - 2.2 = 0$  liaison covalente

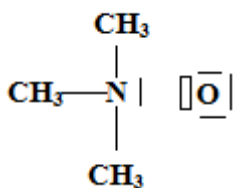
### Exercice N5



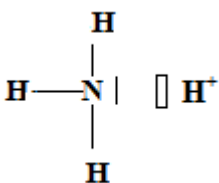
Liaison covalente (la différence d'électronégativité entre C et O est **1 < 1.9**)



Liaison covalente (la différence d'électronégativité entre C et O est **1.4 < 1.9**)



**N-O** Liaison dative (covalente de coordination) (la différence d'électronégativité est  $0.5 < 1.9$  l'azote possède un doublet non liant et l'oxygène une lacune électronique).



## Liaisons chimiques

**N-H** 3 liaisons covalentes entre N et H et une liaison dative entre N et H<sup>+</sup>

(La différence d'électronégativité 0.9 , la mise en commun des électrons donne une liaison covalente, un doublet libre + case vide donne une liaison dative (covalente de coordination))

**C-Cl** liaison covalente (différence d'électronégativité 0.5)

**Na-Cl** liaison ionique (différence d'électronégativité **2.1>1.9**)

**+Na Cl<sup>-</sup>**

### Exercice N6

1) L'hybridation permet d'expliquer la configuration spatiale des molécules.

-L'hybridation **sp<sup>3</sup>** : dans ce cas, l'orbitale **s** forme avec les trois orbitales **p** de la même couche, quatre orbitales hybridées **sp<sup>3</sup>**.

- L'hybridation **sp<sup>2</sup>** : l'orbitale **s** forme avec les deux orbitales **p** de la même couche, trois orbitales hybridées **sp<sup>2</sup>**. Il reste une orbitale **p** non hybridée. Ces orbitales **p** pures qui sont perpendiculaires au plan de la molécule vont ainsi assurer la double liaison entre les carbones


- L'hybridation **sp** : dans ce cas, l'orbitale **s** forme avec une orbitale **p** de la même couche, deux orbitales hybridées **sp**. Il reste deux orbitales **p** non hybridées pour chaque atome de carbone, qui assurent deux liaisons  $\pi$  entre les carbones.

2) Le recouvrement des orbitales atomiques hybridées (sp<sup>3</sup>, sp<sup>2</sup>, sp) forme des liaisons sigma .

Le recouvrement des orbitales atomiques **p** forme des liaisons  $\pi$ .

### BF<sub>3</sub>

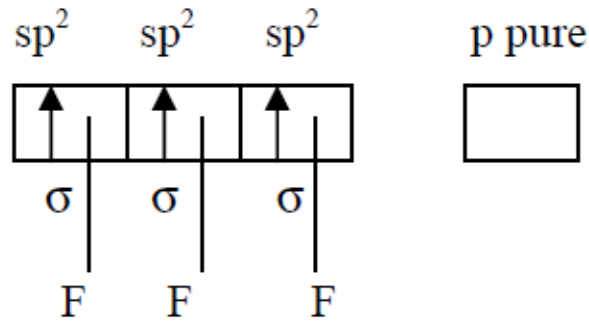
B(Z = 5) : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup>

B\* (excité): 1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> 2p<sup>2</sup> 

Pour assurer trois liaisons identiques, les orbitales atomiques de B (s et p) se combinent entre elles pour former trois orbitales hybridées sp<sup>2</sup> (identiques).

## Liaisons chimiques

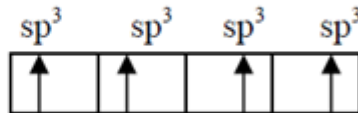
**BF<sub>3</sub>**: B hybridé  $sp^2$



C ( $Z = 6$ ) :  $1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^2}$   
 C\* (excité) :  $1s^2 \underline{2s^1} \underline{2p^3}$

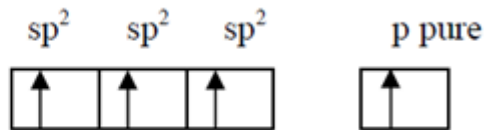


**C hybridé  $sp^3$**



L'orbitale s forme avec 3 orbitales p, 4 orbitales hybridées  $sp^3$ , qui vont assurer 4 liaisons  $\delta$ .

**C hybridé  $sp^2$**



L'orbitale s forme avec 2 orbitales p, 3 orbitales hybridées  $sp^2$ , qui vont assurer 3 liaisons  $\delta$ .

L'orbitale p pure forme une liaison  $\pi$ .

**C hybridé  $sp$**



L'orbitale s forme avec l'orbitale p, deux orbitales hybridées  $sp$  qui vont assurer deux liaisons s. Les deux orbitales p «pures» forment deux liaisons  $\pi$ .

Dans la molécule **CO<sub>2</sub>**, le carbone est hybridé  $sp$  ;

Dans la molécule ; **CH<sub>4</sub>** :, le carbone est hybridé  $sp^3$ .

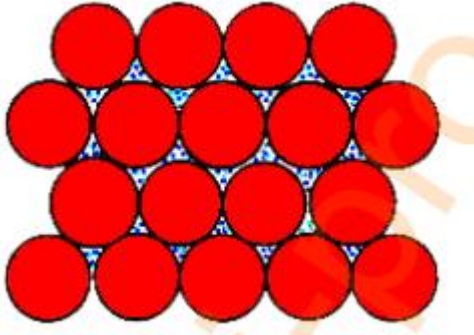
Dans la molécule **C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>** :, le carbone est hybridé  $sp^2$ .

Dans la molécule **C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>** :, le carbone est hybridé  $sp$ .

## Liaisons chimiques

### Exercice N7

1)



la structure interne d'un métal

Chaque atome libère un électron de valence. Les atomes baignent ainsi dans une mer d'électrons libres. Ces derniers peuvent se déplacer librement entre les atomes. Permettant le passage du courant.

2)

La liaison ionique est une force d'attraction électrostatique entre deux ions chargés positivement et négativement :



### Exercice N8



### Exercice N9

- |                 |                       |              |                       |
|-----------------|-----------------------|--------------|-----------------------|
| a) Nitrite      | b) Nitrate            | c) Sulfite   | d) Sulfate            |
| e) Carbonate    | f) Hydrogénocarbonate | g) Phosphate | h) Hydrogénophosphate |
| i) Hypochlorite | j) Chlorite           | k) Chlorate  | l) Perchlorate        |
| m) Chlorure     | n) Acétate            | o) Nitrure   | P) Ammonium           |

## Liaisons chimiques

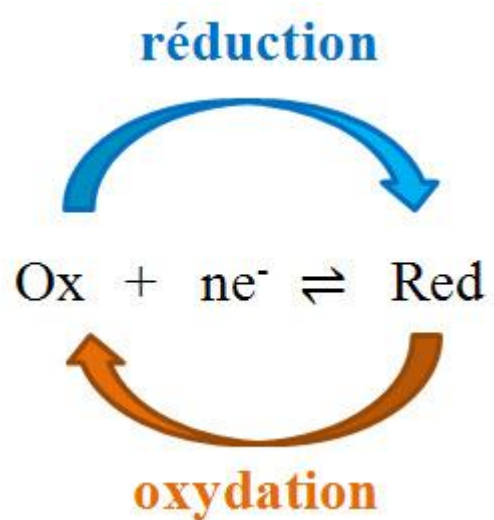
### Exercice N10

La liaison ionique sera quatre fois plus forte dans MgO que dans KCl, car dans l'oxyde de magnésium MgO, la liaison correspond à l'attraction électrostatique de deux ions chargés respectivement  $\text{Mg}^{2+}$  et  $\text{O}^{2-}$ . Comme la force dépend du produit des charges et de l'inverse du carré de la distance et qu'on peut estimer en bonne approximation que les distances entre les charges sont comparables pour les deux sels, seule la valeur des charges joue un rôle. Dans KCl ( $\text{K}^+$  et  $\text{Cl}^-$ ) le produit de  $+e$  et  $-e$  (en valeur absolue) vaut 1, tandis que dans MgO, le produit de  $+2e$  et  $-2e$  (en valeur absolue) vaut 4. En bonne approximation, on voit que la liaison ionique dans MgO est 4 fois plus solide.



## Td N5 : Equilibre d'oxydoréduction

---



## Fiche Td N 5

### Exercice N1

Calculer le nombre d'oxydation des atomes suivants :

O dans la molécule  $O_2$  , C dans la molécule  $CO_2$  , O dans la molécule  $F_2O$ , P dans la molécule  $H_3PO_4$  ,  
S dans la molécule  $SO_2$  , C dans la molécule  $CO_2$  , Cr dans l'ion  $Cr_2O_7^{2-}$ , C dans l'ion  $CO_3^{2-}$ , S dans  
l'ion  $S_2O_3^{2-}$  et N dans l'ion  $NO_2^+$ .

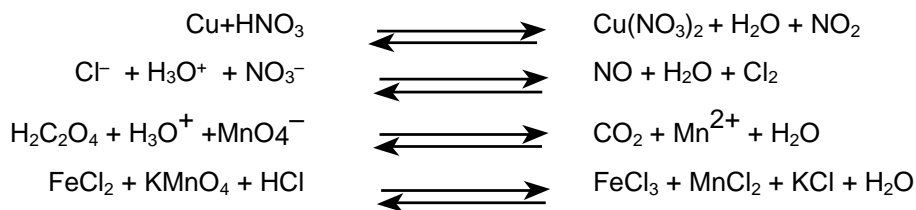
### Exercice N2

Peut-on avoir une réaction spontanée entre :

- le cuivre et les ions  $Ag^+$
- l'or et les ions  $Fe^{+2}$
- $MnO_4^-$  et  $Fe^{+2}$

### Exercice N3

Equilibrez les équations suivantes à l'aide des nombres d'oxydation et indiquez : l'oxydation, la réduction, l'oxydant et le réducteur dans les oxydoréductions suivantes:



### Exercice N4

Soit la Pile fer-étain ( $Fe/Fe^{2+} // Sn^{2+}/Sn$ ) :

Sachant que les deux électrodes en présence d'électrode de référence affichent sur le voltmètre -0.44 et -0.14 volt.

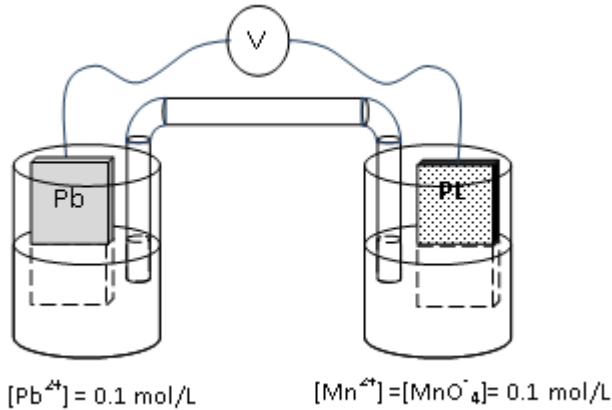
- Associez ces valeurs à leur propre électrode, et justifiez votre réponse.
- Quels sont les pôles positif et négatif de cette pile ?
- Ecrivez les demi-réactions aux électrodes et l'équation bilan ?

## Equilibre d'oxydoréduction

d) Quelles sont les concentrations finales en ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Sn}^{2+}$  si chaque demi-pile contient au départ 50 mL de solutions  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et si la lame de fer a diminué de 28 mg ?

### Exercice N5

Soit la pile suivant



- Donnez les demi-équations des couples Red/Ox misent en jeu dans cette pile (compartiment A et B).
- Donnez l'expression littérale du potentiel de l'électrode de plomb ( $E_A$ ) et celui de platine ( $E_B$ ). Calculez ces valeurs sachant que dans le compartiment B le pH est fixé à 1 avec une solution tampon.
- Comment varie  $E_B$  avec la variation de pH ?
- Donnez l'équation bilan de la réaction qui se produit dans cette pile lorsqu'elle débite.
- Calculez la force électromotrice (f.e.m) de cette pile.
- Quelle sera la valeur de cette force à l'équilibre, en déduire l'expression de la constante d'équilibre  $K$  de cette réaction en fonction des potentiel standard (calculez la numériquement).

Données :  $E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1.51 \text{ V}$   $E^\circ(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0.13 \text{ V}$

## Equilibre d'oxydoréduction

### Exercice N6

On considère, en solution aqueuse, les deux systèmes red/ox :

$\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ( $E_{o1} = +0.80 \text{ ev}$ ) et  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CHO}$  ( $E_{o2} = -0.13 \text{ ev}$ )

1- la loi de Nernst pour chaque système est :

a-  $E_1 = 0.80 + 0.06 \log [\text{Ag}^+]$ .

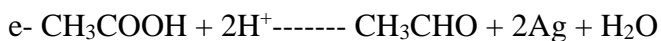
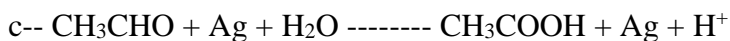
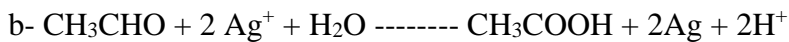
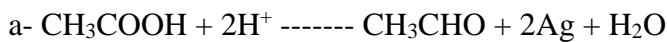
b-  $E_1 = 0.80 - 0.06 \log [\text{Ag}^+]$ .

c-  $E_2 = -0.13 - 0.06/2 \log [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{H}^+]^2 / [\text{CH}_3\text{CHO}]$ .

d-  $E_2 = -0.13 + 0.06/2 \log [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{H}^+]^2 / [\text{CH}_3\text{CHO}]$ .

e- aucune réponse n'est juste.

2- l'équation globale du système est :



3- la relation entre la constante d'équilibre de l'équation globale ( $k_3$ ) et  $E_{o1}$  et  $E_{o2}$  est :

a-  $E_{o2} - E_{o1} = RT/2F \ln k_3 = 0.06/2 \log k_3$

b-  $E_{o1} - E_{o2} = RT/F \ln k_3 = 0.06 \log k_3$

c-  $E_{o1} - E_{o2} = RT/2F \ln k_3 = 0.06/2 \log k_3$

d-  $E_{o1} - E_{o2} = R/2F \ln k_3 = 0.06/2 \log k_3$

e-  $E_{o1} - E_{o2} = T/2F \ln k_3 = 0.06/2 \log k_3$

### Exercice N7

1)

Parmi les composés suivants, cochez celui dont l'atome d'azote a le nombre d'oxydation le plus petit:

A.  $\text{HNO}_3$

B.  $\text{NaNO}_2$

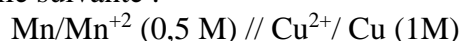
C.  $\text{N}_2\text{H}_4$

D.  $\text{NH}_2\text{OH}$

E.  $\text{N}_2\text{O}_4$

2)

On veut réaliser la pile suivante :



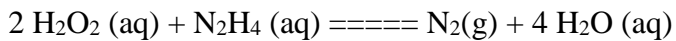
## Equilibre d'oxydoréduction

Données :  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34\text{V}$   $E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1.03\text{V}$

- Quel est l'oxydant du couple ( $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$ ) ?
- Le nombre d'électrons échangé ?
- Lorsque la pile ne débite pas quelle est la valeur de la fem ?
- Donner l'expression de  $\Delta E^0$

### Exercice N8

On considère la réaction en milieu aqueux acide à 298 K :



- 1) donner le nombre d'oxydation de l'oxygène dans  $\text{H}_2\text{O}_2$  et de l'azote dans  $\text{N}_2\text{H}_4$
- 2) donner les deux demi-réactions redox impliquées dans cette réaction
- 3) Les formules de Nernst donnant le potentiel de chaque couple

### Exercice N9

1) Calculer la solubilité de  $\text{AgCl}$  dans la solution de  $\text{NaCl}$  (0,05 mol/l).

2) Le sel peu soluble ( $\text{Zn}(\text{CN})_2$ ) est partiellement dissout dans 1L d'eau, sa constante  $K_s = 8.10^{-12}$   
Calculer la valeur de la solubilité.

3) Le produit de solubilité de  $\text{CaSO}_4$  est  $K_s = 2.4 \cdot 10^{-5}$ . Quelle est la solubilité de  $\text{CaSO}_4$  dans une solution aqueuse contenant  $0.25 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{La}_2\text{SO}_4$  ?

## Corrigé fiche Td N5

### Exercice N1

1. Soit  $x$  le nombre d'oxydation de l'atome O dans la molécule  $O_2$ .

Alors on a:

$$2x=0$$

$$x = 0$$

2. Soit  $x$  le nombre d'oxydation de l'atome C dans la molécule  $CO_2$ .

Alors on a:

$$x+2(-2)=0$$

$$x = 4$$

3. Soit  $x$  le nombre d'oxydation de l'atome O dans la molécule  $F_2O$

$$2 \cdot (-1) + x = 0$$

$X=+2$  (Le nombre d'oxydation de l'oxygène est tj (-II) sauf dans des liaisons O-O et F-O)

4. Soit  $x$  le nombre d'oxydation de l'atome P dans la molécule  $H_3PO_4$ .

Alors on a:

$$3 \cdot 1 + x + 4(-2) = 0$$

$$x = 5$$

5. Soit  $x$  le nombre d'oxydation de l'atome S dans la molécule  $SO_2$ .

Alors on a:

$$x+2(-2)=0$$

$$x = 4$$

6. Soit  $x$  le nombre d'oxydation de l'atome Cr dans l'ion  $Cr_2O_7^{2-}$ . Alors on a:

$$2x+7(-2)=-2$$

$$x = 6$$

7. Soit  $x$  le nombre d'oxydation de l'atome C dans l'ion  $CO_3^{2-}$ . Alors on a:

$$x+3(-2)=-2$$

$$x = 4$$

## Equilibre d'oxydoréduction

8. Soit x le nombre d'oxydation de l'atome S dans l'ion  $S_2O_3^{2-}$ . Alors on a:

$$2x + 3(-2) = -2$$

$$x = 2$$

9. Soit x le nombre d'oxydation de l'atome N dans l'ion  $NO_2^+$ . Alors on a:

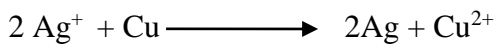
$$x + 2(-2) = 1$$

$$x = 5$$

### Exercice N2

$$E^\circ (Ag^+ / Ag) = 0.8 \text{ V} \quad E^\circ (Cu^{+2} / Cu) = 0.34 \text{ V}$$

$0.8 > 0.34$  donc  $Ag^+$  est plus oxydant que  $Cu^{2+}$  la réaction entre  $Ag^+$  et le cuivre est spontanée.

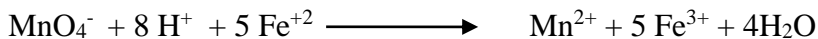


$$E^\circ (Au^{+3} / Au) = 1.5 \text{ V} \quad E^\circ (Fe^{+2} / Fe) = -0.44 \text{ V}$$

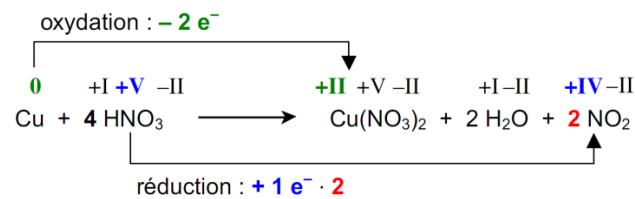
$1.5 > -0.44$   $Au^{+3}$  est plus oxydant que  $Fe^{+2}$  la réaction entre l'or et  $Fe^{+2}$  n'est pas spontanée.

$$E^\circ (MnO_4^- / Mn^{2+}) = 1.51 \text{ V} \quad E^\circ (Fe^{+3} / Fe^{+2}) = 0.77 \text{ V}$$

$1.51 > 0.77$   $MnO_4^-$  est le plus oxydant la réaction est spontanée



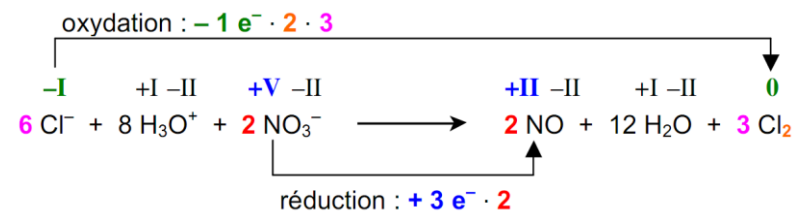
### Exercice N3



$HNO_3$  est l'oxydant.

$Cu$  est le réducteur.

Sur les 4  $HNO_3$ , 2 sont réduits. Les 2 autres  $HNO_3$  libèrent leur nitrate sans échange d'électron pour former le  $Cu(NO_3)_2$ .

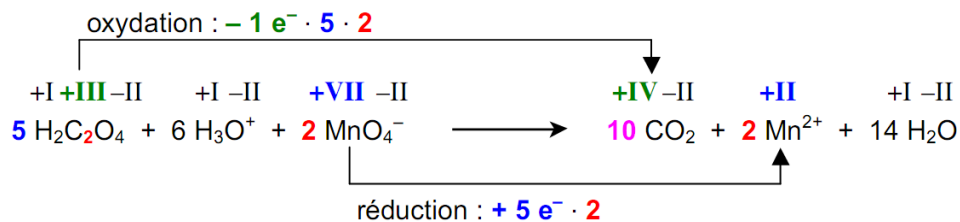


$NO_3$  est l'oxydant.

## Equilibre d'oxydoréduction

$\text{Cl}^-$  est le réducteur.

- Le chlore gazeux est formé de  $2 \text{Cl}$ , ce qui implique une multiplication du nombre d'électrons transférés par 2, donc un transfert de  $1 \cdot 2 = 2$  électrons. Ensuite, on équilibre le transfert des électrons avec le multiple commun 6, ce qui donne  $6 \text{Cl}^-$  et  $3 \text{Cl}_2$ , ainsi que  $2 \text{NO}_3^-$  et  $2 \text{NO}$ .
- Pour équilibrer le reste de l'équation, il faut tenir compte qu'il n'y a pas de charge de à droite. Donc, à gauche de l'équation, il faut  $(-1 \cdot 6) + (-1 \cdot 2) + (+1 \cdot 8) = 0$ . Cela implique  $8 \text{H}_3\text{O}^+$ . Finalement, pour équilibrer les hydrogènes, il faut  $12 \text{H}_2\text{O}$ . Le nombre des oxygènes est de 14 des deux côtés.



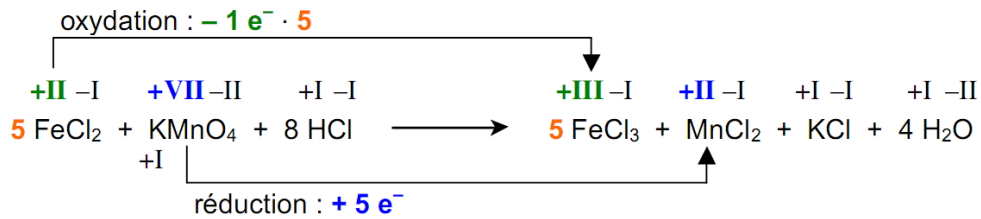
$\text{MnO}_4^-$  est l'oxydant.

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  est le réducteur.

- L'équilibre du transfert des électrons conduit au multiple commun 5. Mais l'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  contient 2 C, ce qui implique une multiplication du nombre d'électrons transférés par 2, donc un transfert de  $5 \cdot 2 = 10$  électrons. Ceci oblige à multiplier les 5  $\text{CO}_2$  par 2 donnant 10  $\text{CO}_2$ , ainsi que le  $\text{MnO}_4^-$  et le  $\text{Mn}^{2+}$  par 2.
- Pour équilibrer le reste de l'équation, il faut tenir compte qu'il y a une charge de  $+2 \cdot 2 = +4$  à droite, donc il faut obtenir la même charge à gauche de l'équation, à savoir  $(-1 \cdot 2) + (+1 \cdot 6) = +4$ . Cela implique 6  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Finalement, pour équilibrer les hydrogènes, il faut 14  $\text{H}_2\text{O}$ . Le nombre des oxygènes est de 34 des deux côtés.



## Equilibre d'oxydoréduction



KMnO<sub>4</sub> est l'oxydant.  
FeCl<sub>2</sub> est le réducteur.

### Exercice N4

a) le potentiel -0.14 correspond au couple (Sn<sup>2+</sup> / Sn) et -0.44 au couple (Fe<sup>2+</sup> / Fe)  
Sn<sup>2+</sup> a un pouvoir oxydant plus grand que Fe<sup>2+</sup>

b) le pole positif correspond au potentiel le plus élevé (Sn<sup>2+</sup> / Sn) → +

le pole négatif (Fe<sup>2+</sup> / Fe) → -

c) Réduction : Sn<sup>2+</sup> + 2 é → Sn

Oxydation Fe → Fe<sup>2+</sup> + 2é

Réaction global Sn<sup>2+</sup> + Fe → Sn + Fe<sup>2+</sup>

### Exercice N5

a) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 5é + 8 H<sup>+</sup> → Mn<sup>2+</sup> + 4 H<sub>2</sub>O

Pb → Pb<sup>2+</sup> + 2é

#### b) la formule de Nernst

$$E_B = E^\circ_A + 0.06/n \log [\text{MnO}_4^-] [\text{H}^+]^8 / [\text{Mn}^{2+}]$$

$$E_A = E^\circ_B + 0.06/n \log [\text{Pb}^{2+}]$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

c) si le pH augmente, [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] diminue, donc le potentiel diminue

d) 2 Mn<sup>2+</sup> + 5 Pb + 8 H<sub>2</sub>O → 2 MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 16 H<sup>+</sup> + 5 Pb<sup>2+</sup>

e) f.e.m = E<sub>B</sub> - E<sub>A</sub>

f) à l'équilibre f.e.m = 0

$$\Delta E^\circ = 0.03 \log K$$

## Equilibre d'oxydoréduction

### Exercice N6

1  $\longrightarrow$  a et d

2  $\longrightarrow$  b

3  $\longrightarrow$  c

### Exercice N7

1)  $\longrightarrow$  C  $\quad$   $\text{N}_2\text{H}_2$

2) - l'oxydant est  $\text{Mn}^{2+}$

- le nombre d'électron échangé est égal à 2

- la f.e.m = 0

-  $\Delta E^0 = 0.03 \log K$

### Exercice N8

1) - le nombre d'oxydation de l'oxygène dans le  $\text{H}_2\text{O}_2$  égale à (-I)

- le nombre d'oxydation de l'azote dans le  $\text{N}_2\text{H}_4$  égale à (-II)

2) -  $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2\text{H}^+ + 2 \text{é} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{aq})$

-  $\text{N}_2\text{H}_4 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4\text{é}$

3)  $E_a = E^{\circ}_a - 0,06 \text{ pH} + 0,03 \log [\text{H}_2\text{O}_2]$

$E_b = E^{\circ}_b + 0,06/4 \log [\text{N}_2] \cdot [\text{H}^+]^4 / [\text{N}_2\text{H}_4]$

### Exercice N9

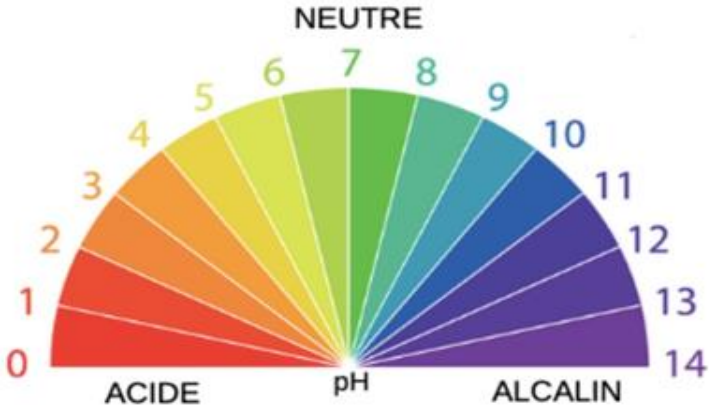
1)  $s' = 4.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

2)  $K_s = 4S^3 \quad S = 1.26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ .

3) la solubilité est  $3.20 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$

# Td N6 : Equilibres acido-basiques

---



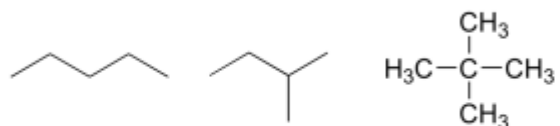


## Fiche TD N6

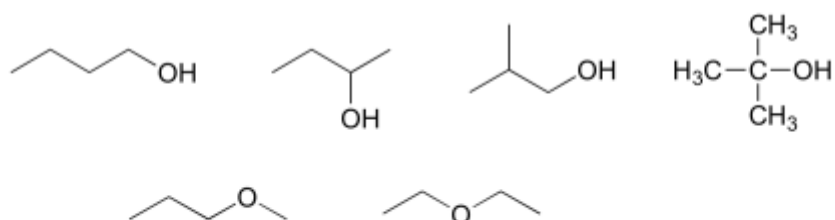
### Correction :

#### Exercice 1 :

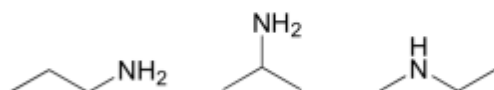
a)  $C_5H_{12}$



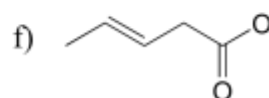
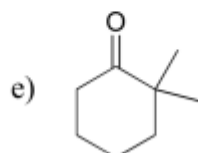
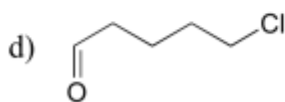
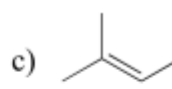
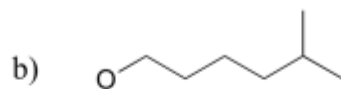
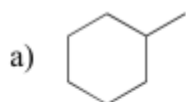
b)  $C_4H_{10}$



c)  $C_3H_9N$



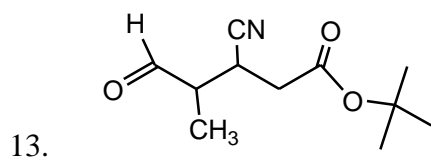
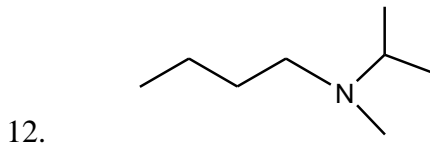
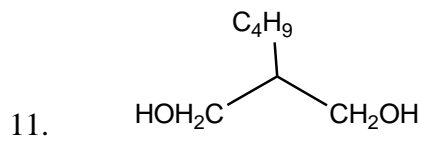
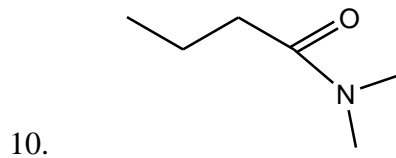
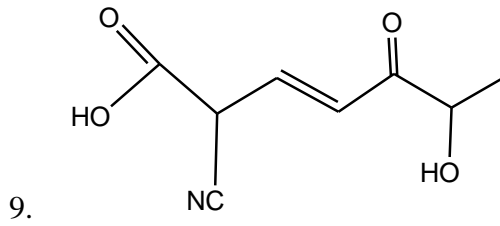
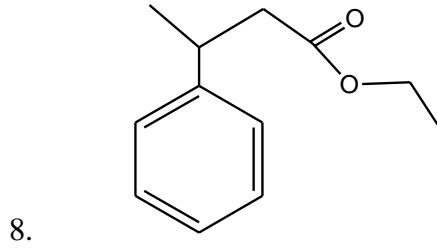
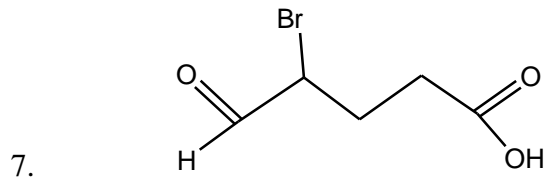
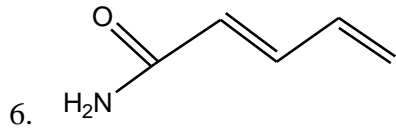
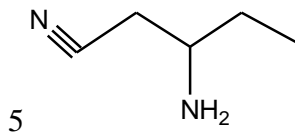
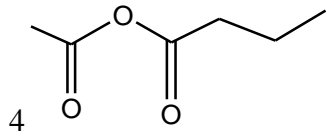
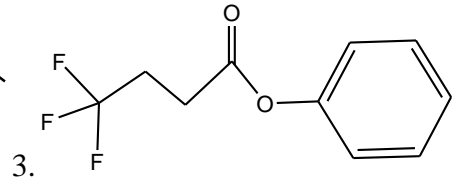
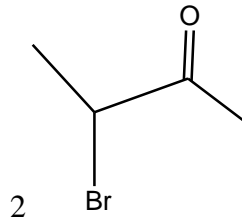
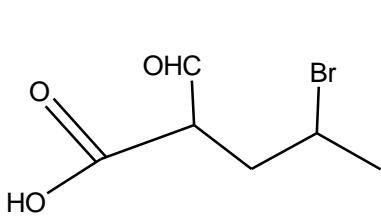
#### Exercice :2



#### Exercice : 3

Année 2020/2021

**Fiche TD N6**



**Fiche TD N6****Exercice :4**

- 1- 5-hydroxy hex-4-en-1-yn-3-one
- 2- 1-isopropyl 2,3-diméthyl benzène
- 3- 2-éthoxy N,3-diméthyl butanamine
- 4- N-éthyl 2-phényl éthanamine
- 5- 1-éthyl 2-iodo 3-méthyl cyclopentane
- 6- 2-Amino propanoate de méthyle
- 7- 4-amino 9-bromo 2-cyano 6-formyl 3-hydroxy dec-5-én-7-yn-  
oate de méthyle
- 8- 3-hydroxy 2,2-diméthyl 6-oxo hept-4-éнал
- 9- N,N-diméthyl cyclobutane amine
- 10- 6-hydroxy 5-iodo octane 2,4,7-tricarbaldéhyde
- 11- Acide 7-méthyl 8-oxo 4-phényl oct 4-enoique

# Td N7 : Chimie organique

---



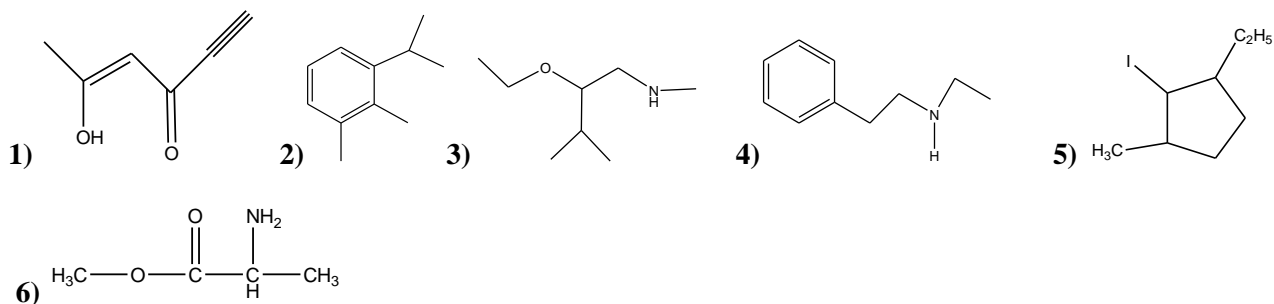




# Chimie organique : Nomenclature + isomérisation

## Exercice 5

Nommer les composés suivants selon la nomenclature IUPAC :

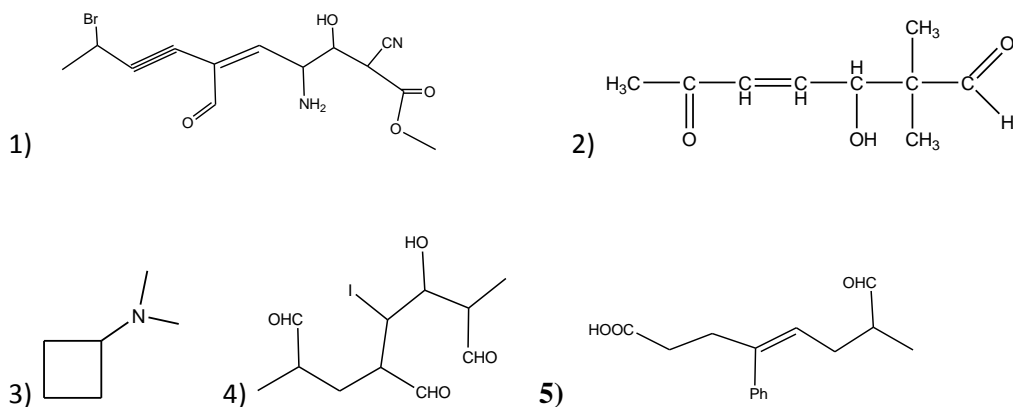


## Exercice N6

Donner les formules des composés suivants

- 1) Acide 2-cyano 6-hydroxy 5-oxo hept-3-énoïque
- 2) N,N-diméthylbutanamide
- 3) 2-butylpropane-1,3-diol
- 4) N-isopropyl N-méthylbutan-1-amine
- 5) 3-cyano 4-méthyl 5-oxo pentanoate de tertio-butyl

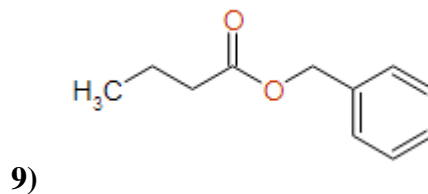
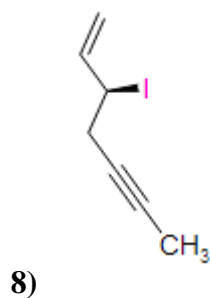
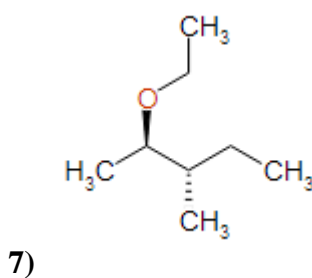
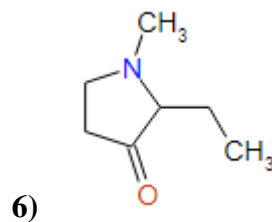
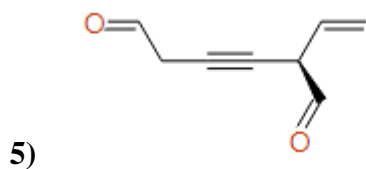
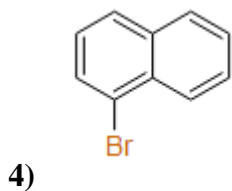
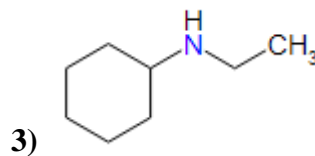
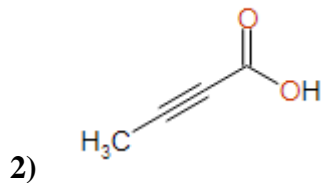
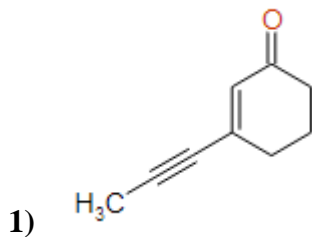
## Exercice N7



## Chimie organique : Nomenclature + isomérisation

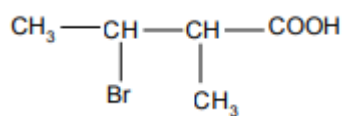
### Exercice N8

Trouver les fonctions présentes dans les molécules suivantes



### Exercice N9

On considère l'acide bromé suivant :



a- Quel est le nombre total de stéréoisomères ?

b- Les représenter en projection de FISHER.

c- Donner la configuration absolue des carbones asymétriques.

d- Préciser la relation qui existe entre les différents stéréoisomères.

## Chimie organique : Nomenclature + isomérisation

### Exercice N10

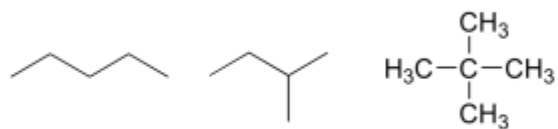
Représenter en projection de Newman les composés suivants :

- a) méso-2,3-dichlorobutane;
- b) un des énantiomères du 2,3-dichloro-2,3-diphénylbutane;
- c) thréo-2, 3-diaminopentane;
- d) acide (2S, 3S)-2, 3-dibromosuccinique;
- e) (1R, 2S)-2-méthylcyclohexan-1-ol

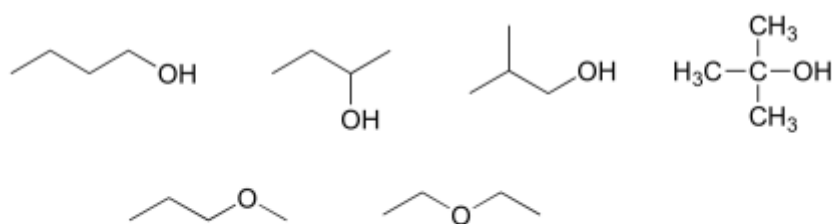
Corrigé fiche Td N7

Exercice N1

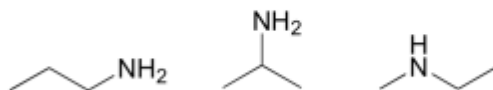
a)  $C_5H_{12}$



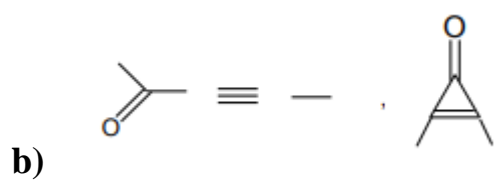
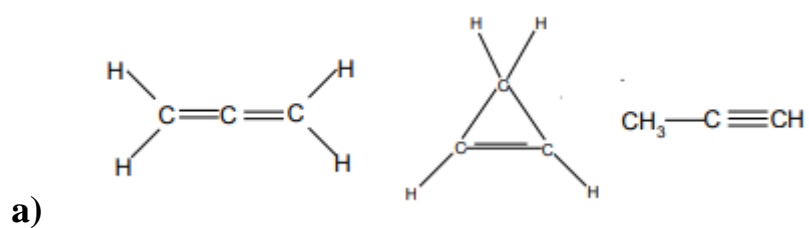
b)  $C_4H_{10}O$



c)  $C_3H_9N$

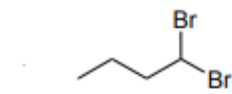


Exercice N2

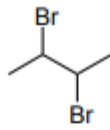


# Chimie organique : Nomenclature + isomérisation

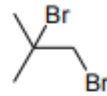
c)



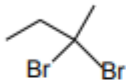
1,1-dibromo butane



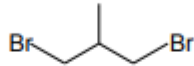
1,1-dibromo-2-méthyl propane



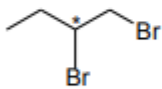
1,2-dibromo-2-méthyl propane



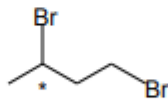
2,2-dibromo butane



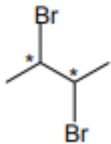
1,3-dibromo-2-méthyl propane



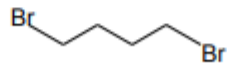
1,2-dibromo butane  
(2 énantiomères)



1,3-dibromo butane  
(2 énantiomères)

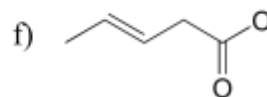
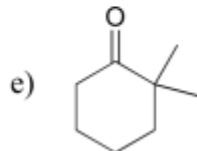
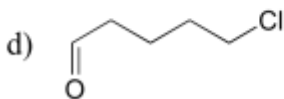
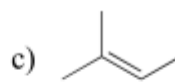
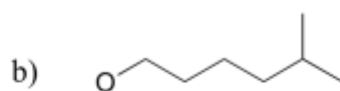
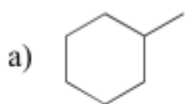


2,3-dibromo butane  
(1 méso+ 2 énantiomères)



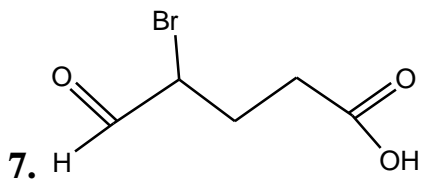
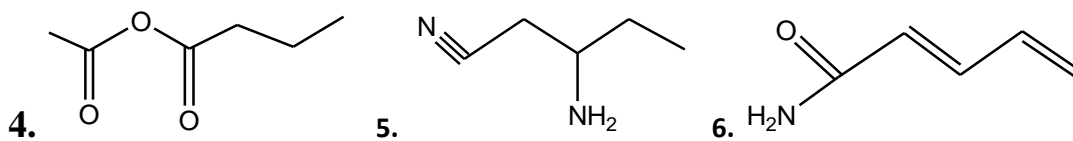
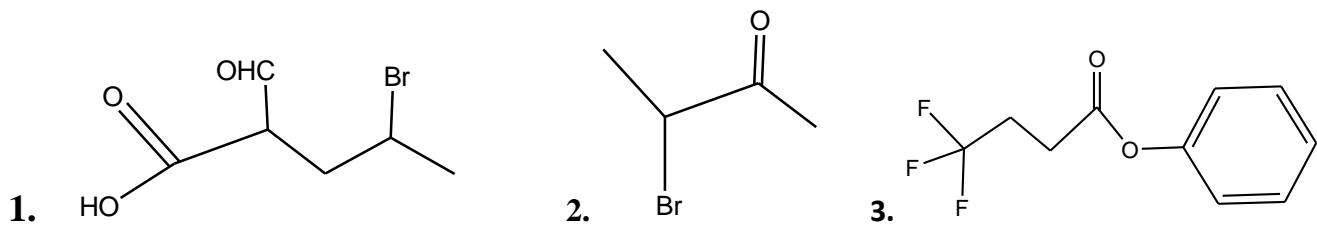
1,4-dibromo butane

## Exercice N3



# Chimie organique : Nomenclature + isomérisation

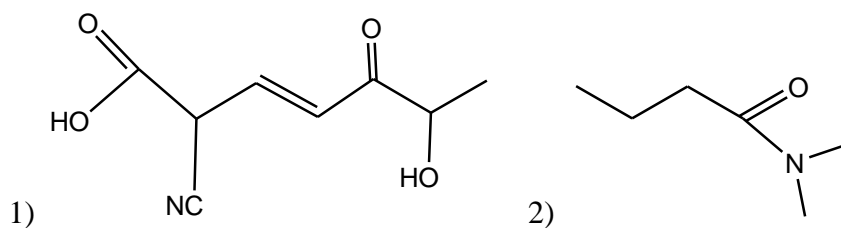
## Exercice N4



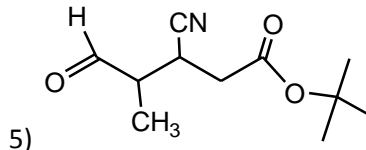
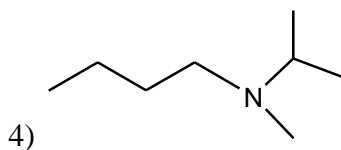
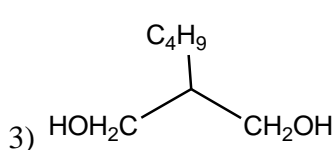
## Exercice N5

- 1- 5-hydroxy hex-4-en-1-yn-3-one
- 2- 1-isopropyl 2,3-diméthyl benzène
- 3- 2-éthoxy N,3-diméthyl butanamine
- 4- N-éthyl 2-phényl éthanamine
- 5- 1-éthyl 2-iodo 3-méthyl cyclopentane
- 6- 2-Amino propanoate de méthyle

## Exercice N6



## Chimie organique : Nomenclature + isomérisation



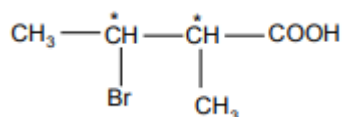
### Exercice N7

- 1- 4-amino 9-bromo 2-cyano 6-formyl 3-hydroxy dec-5-én-7-yn-oate de méthyle
- 2- 3-hydroxy 2,2-diméthyl 6-oxo hept-4-éanal
- 3- N,N-diméthyl cyclobutane amine
- 4- 6-hydroxy 5-iodo octane 2,4,7-tricarbaldéhyde
- 5- Acide 7-méthyl 8-oxo 4-phényl oct 4-énoïque

### Exercice N8

- 1) Alcyne et cétone
- 2) Alcyne et acide carboxylique
- 3) Amine secondaire
- 4) composé aromatique et dérivé halogéné
- 5) Alcène, alcyne et aldéhyde
- 6) Amine et cétone
- 7) Ether
- 8) Alcène, alcyne et iodure d'alkyle
- 9) Composé aromatique et ester

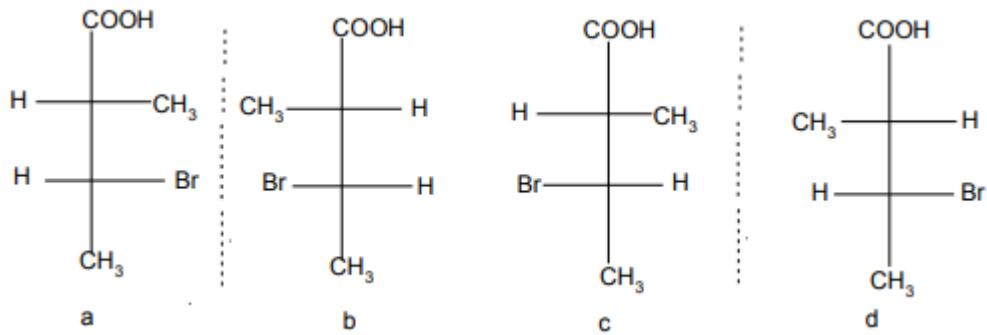
### Exercice N9



- a) Nombre total de stéréoisomères,  $2C^* \rightarrow 2^2 = 4$  stéréoisomères.
- b) Représentation en Projection de Fisher



## Chimie organique : Nomenclature + isomérisation



c) la configuration absolue des carbones asymétriques :

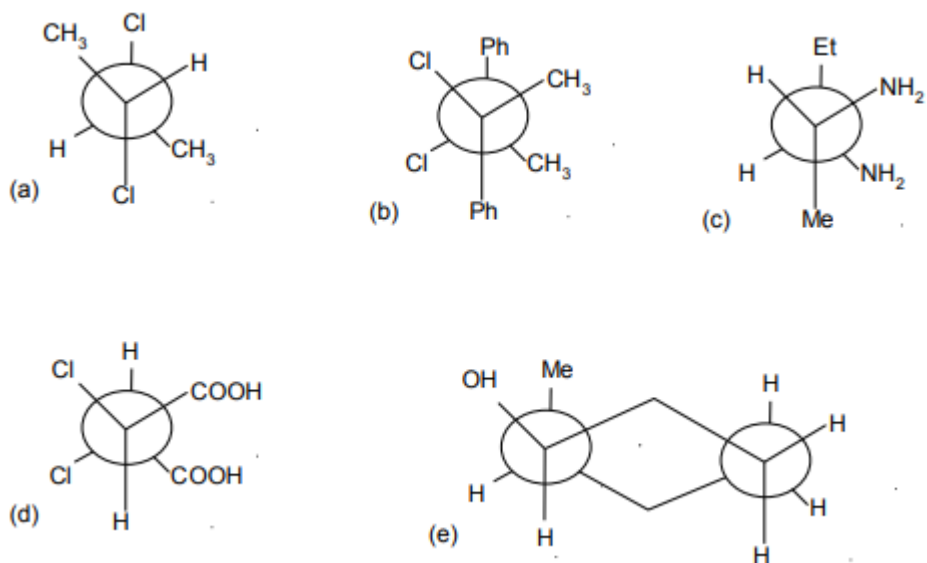
a (S-R), b (R-S), c (S-S), d (R-R)

d) Relation d'isomérisation:

a et b, c et d : couples d'énantiomères.

A et c, a et d, b et c, b et d : couples de Diastérisomères.

### Exercice N10



## Références bibliographiques

**Arnaud P** ; Chimie organique Travaux dirigés ; Edition Dunod, **2004**.

**Bardez E** ; Exercices et problèmes Chimie généralr ; Edition Dunod, **2009**.

**Cherkaoui El Moursli F, Rhalib Kniazeva A, Nabih K** ; Exercices corrigés de la structure de la matière et de liaisons chimiques, ISESCO, **2000**.

**Girault JP, Boularg L, Gérin P** ; Toute la chimie en 151 exercices corrigés, Ediition Autein, **2000**.

**Melania K** ; Chimie Organique « Cours & Exercices corrigés »,. Edition ESTEM, **2004**.

**Ouahès R, Devallez B** ; Chimie Générale ; Edition Publisud, **1988**.

[http://www.cea.fr/jeunes/themes/la\\_radioactivite/la\\_radioactivite](http://www.cea.fr/jeunes/themes/la_radioactivite/la_radioactivite).

<http://biochimej.univangers.fr/Page2/COURS/6CoursDEUST/1RADIOACTIVITE/1Radioactivite.ht>

<http://spiralconnect.univ-lyon1.fr/spiral-files/download?mode=inline&data=7223257>

<https://www.alloprof.qc.ca/fr/elevs/bv/sciences/les-types-de-transformations-nucleaires-fission-s1119>

<https://studylibfr.com/doc/2967661/exercices-corriges-de-structure-de-la-matiere-et-de-liaisons-chimiques>.