



## Avant-propos

Ce présent polycopié de «Structure de la Matière :Exercices Et Sujets D'Examens corrigés » s'adresse aux étudiants de première année universitaire, il intéresse notamment les étudiants en Sciences et Technologie-1ère-Année et ceux qui préparent le tronc commun LMD (Sciences de la Matière, Sciences de Mines etc...) Il sera également utile aux chercheurs en laboratoire de recherche fondamentale ou appliquée confrontés à des questions de structure de la matière au cours de leurs travaux.

Ce Manuel « Structure de la Matière : Exercices Et Sujets D'Examens corrigés » se décline en sept chapitres comprenant 97 pages, Tel que défini par le programme officiel du socle commun pour les étudiants Sciences et Technologie.

Le premier chapitre étudie une série d'exercices sur les Notions fondamentales de la structure de la matière.

Le deuxième chapitre étudié une série d'exercices sur l'étude des principaux constituants de la matière mise en évidence ; Expérience de J.J. Thomson et l'Expérience de Rutherford.

Le troisième chapitre est abordé l'étude des différents types de radioactivité (Exercices corrigés et d'autres à l'initiative des étudiants).

Le quatrième chapitre traite une série d'exercices corrigés et d'autres proposés sur la quantification de l'énergie dans le modèle semi-atomique (dualité onde-corpuscule de la lumière, spectre optique de l'hydrogène, modèles classiques de l'atome, spectre des ions hydrogéoïdes, etc...).

Le cinquième chapitre est consacré à la classification périodique des éléments où seront traités plusieurs points (principe de la classification périodique, lois et propriétés, propriétés physiques et chimiques des familles d'éléments, les familles chimiques).

Le sixième chapitre est réservé à la liaison chimique (la liaison ionique, la liaison covalente, structure de Lewis, la méthode VSEPR, la liaison covalente dans le modèle quantique, hybridation des orbitales atomiques).

Le dernier chapitre traite des examens avec leurs corrigés et d'autres proposés (A l'initiative des étudiants).

<b>1<sup>ère</sup> Année (S01)</b> <b>Unité d'enseignement :</b> <b>UE Fondamentale</b> <b>Crédits :6</b> <b>Coefficient :3</b>	<b>Programme de la structure de la Matière(Chimie 1)</b>	<b>Semestre 1 :15 semaines</b> <b>Volumes horaire semestriel</b> <b>67h30min</b> <b>Volume horaire</b> <b>hebdomadaire</b> <b>4h30 min(3h00min cours et</b> <b>1.30min TD)</b>
---	--	--

### Contenu de la matière:

#### **Chapitre 1 : Notions fondamentales (2 Semaines)**

Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière, changements d'états de la matière, notions d'atome, molécule, mole et nombre d'Avogadro, unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire, Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique, Aspect qualitatif de la matière, Aspect quantitatif de la matière.

#### **Chapitre 2 : Principaux constituants de la matière (3 Semaines)**

Introduction : Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité, Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome et, quelques propriétés physiques (masse et charge), Modèle planétaire de Rutherford, Présentation et caractéristiques de l'atome (Symbole, numéro atomique Z, numéro de masse A, nombre de proton, neutrons et électron), Isotopie et abondance relative des différents isotopes, Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome : Spectrométrie de masse : spectrographe de Bainbridge, Energie de liaison et de cohésion des noyaux, Stabilité des noyaux.

#### **Chapitre 3 : Radioactivité – Réactions nucléaires (2 Semaines)**

Radioactivité naturelle (rayonnements  $\alpha$ ,  $\beta$  et  $\gamma$ ), Radioactivité artificielle et les réactions nucléaires, Cinétique de la désintégration radioactive, Applications de la radioactivité.

#### **Chapitre 4 : Structure électronique de l'atome (2 Semaines)**

Dualité onde-corpuscule, Interaction entre la lumière et la matière, Modèle atomique de Bohr : atome d'hydrogène, L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire, Atomes poly électroniques en mécanique ondulatoire.

#### **Chapitre 5 : Classification périodique des éléments (3 Semaines)**

Classification périodique de D. Mendeleiev, Classification périodique moderne, Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments, Calcul des rayons (atomique et III

ionique), les énergies d'ionisation successives, affinité électronique et l'électronégativité (échelle de Mulliken) par les règles de Slater.

**Chapitre 6 : Liaisons chimiques (3 Semaines)** La liaison covalente dans la théorie de Lewis, la Liaison covalente polarisée, moment dipolaire et caractère ionique partielle de la liaison, Géométrie des molécules : théorie de Gillespie ou VSEPR, La liaison chimique dans le modèle quantique

## Unités De Mesure Et Constantes

### Unités De Base (SI)

Grandeur Physique	Symbole de la grandeur	Unité S.I	Symbole de l'unité	Expression de l'unité
Longueur	l	Le mètre	m	
Masse	m	Le kilogramme	kg	
Volume	V	Le mètre cube ou litre	m <sup>3</sup>	1L=1dm <sup>3</sup>
Aire, superficie	S	Mètre carré	m <sup>2</sup>	
Temps	T	La seconde	s	1h=60min=3600sec
Quantité de matière		La mole	mol	1mol=6.022.10 <sup>23</sup> entités
Température	T	Le kelvin ou degré Celsius	K ou °C	K=(°C)+273.15
force	F	Le newton	N	m.kg.s <sup>-2</sup> =J.m <sup>-1</sup>
pression	P	Le pascal	Pa	
énergie	E	Le joule	J	N.m=kg.m <sup>2</sup> .s <sup>-2</sup> =C.V=V.A.s
courant		L'ampère	A	N.m <sup>-1</sup> =kg.m <sup>-1</sup> .s <sup>-2</sup>
Charge électrique	Q	Le coulomb	C	A.s
fréquence	v	hertz	Hz	s <sup>-1</sup>
Activité d'un radionucléide		Becquerel	Bq	s <sup>-1</sup>

### Les Multiples Et Sous-Multiples Des Unités SI

Facteur	Nom	Symbole	Facteur	Nom	Symbole
10 <sup>1</sup>	deca	da	10 <sup>-1</sup>	deci	d
10 <sup>2</sup>	hecto	h	10 <sup>-2</sup>	centi	c
10 <sup>3</sup>	kilo	k	10 <sup>-3</sup>	milli	m
10 <sup>6</sup>	mega	M	10 <sup>-6</sup>	micro	μ
10 <sup>9</sup>	giga	G	10 <sup>-9</sup>	nano	n
10 <sup>12</sup>	tera	T	10 <sup>-12</sup>	pico	p
10 <sup>15</sup>	peta	P	10 <sup>-15</sup>	femto	f
10 <sup>18</sup>	exa	E	10 <sup>-18</sup>	atto	a
10 <sup>21</sup>	zetta	Z	10 <sup>-21</sup>	zepto	z
10 <sup>24</sup>	yotta	Y	10 <sup>-24</sup>	yocto	y

## Quelques Unités Recommandées

Grandeur	Nom	Symbole	Valeur
Distance	Angström	Å	1 Å = $10^{-10}$ m = 0,1 nm = 100 pm
Energie	Calorie Electron volt	cal eV	1 cal = 4,18 J 1 eV = $1,602 \cdot 10^{-19}$ J = 96,485 kJ.mol <sup>-1</sup>
Moment dipolaire	Debye	D	1 D = $3,33 \cdot 10^{-30}$ C.m
Pression	Atmosphère	atm	1 atm = 101,325 kPa = 1,01325 N.m <sup>-2</sup>

## Quelques Constantes

Nom	Symbole	Valeur
Vitesse de la lumière	C	$2,99 \cdot 10^8$ m.s <sup>-1</sup>
Nombre d'Avogadro	N <sub>A</sub>	$6,022 \cdot 10^{23}$
Charge du proton	e	$1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Charge de l'électron	-e	$-1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Constante de Faraday	F	$9,64846 \cdot 10^4$ C.mol <sup>-1</sup>
Constante de Boltzman	K	$1,38 \cdot 10^{-23}$ J.K <sup>-1</sup>
Constante des gaz parfaits	R	$8,314$ J.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup> ( $0,082$ l.atm.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup> )
Constante de Planck	h	$6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s
Unité de masse atomique	u (u.m.a)	$1,66 \cdot 10^{-27}$ Kg
Masse de l'électron	m <sub>e</sub>	$9,10953 \cdot 10^{-31}$ Kg
Masse du proton	m <sub>p</sub>	$1,67265 \cdot 10^{-27}$ Kg
Masse de neutron	m <sub>n</sub>	$1,67495 \cdot 10^{-27}$ Kg
Rayon de Bohr	a <sub>0</sub>	$5,29177 \cdot 10^{-11}$ m
Constante de Rydberg	R <sub>h</sub>	$2,179908 \cdot 10^{-18}$ J

## Tables des matières

### Chapitre I : Notions Fondamentales

1. Exercices Chapitre I .....	1
2. Exercices Chapitre I : A L'initiative Des Etudiants.....	5
3. Corrigés Des Exercices Chapitre I.....	7

### Chapitre II : Principaux Constituants De La Matière

1.Exercices Chapitre II .....	18
2. Exercices Chapitre II :A L'initiative Des Etudiants.....	21
3. Corrigés Des Exercices Chapitre II.....	22

### Chapitre III : Radioactivité-Réactions Nucléaires

1.Exercices Chapitre III .....	29
2.Exercices Chapitre III : A L'initiative Des Etudiants.....	33
3.Corrigés Des Exercices Chapitre III.....	35

### Chapitre IV : Structure Électronique De L'Atome

1.Exercices Chapitre IV .....	42
2.Exercices Chapitre IV : A L'initiative Des Etudiants.....	46
3.Corrigés Des Exercices Chapitre IV.....	47

### Chapitre V : La Classification Périodique Des Éléments

1.Exercices Chapitre V .....	61
2.Exercices Chapitre V : A L'initiative Des Etudiants.....	64
3.Corrigés Des Exercices Chapitre V.....	66

### Chapitre VI : Liaisons Chimiques

1.Exercices Chapitre VI .....	75
2.Exercices Chapitre VI : A L'initiative Des Etudiants.....	76
3.Corrigés Des Exercices Chapitre VI.....	77

### Chapitre VII : Sujets D'Examens Corrigés

1.Sujet N°1.....	84
2.Sujet N°2.....	90
3.Sujets D'Examens A L'initiative Des Étudiants.....	95

## *Liste des symboles*

<b>Symboles</b>	<b>Signification</b>	<b>Unités</b>
<b>C<sub>X</sub></b>	la concentration de l'espèce X (soluté) en solution	<b>mole /L</b>
<b>n<sub>X</sub></b>	la quantité de matière de X ou nombre de mole de soluté	<b>mole</b>
<b>V<sub>solution</sub></b>	le volume de la solution	<b>ml</b>
<b>EG<sub>Soluté</sub></b>	nombre d'équivalents-grammes de soluté	<b>éq-g</b>
<b>C<sub>N</sub></b>	Concentration normale	<b>N</b>
<b>P. m</b>	Le pourcentage massique	<b>(%)</b>
<b>f<sub>m</sub></b>	La fraction molaire	<b>/</b>
<b>ρ</b>	La masse volumique	<b>Kg.m<sup>-3</sup></b>
<b>d</b>	La densité des gaz	<b>/</b>
<b>m<sub>p</sub></b>	La masse du proton	<b>Kg</b>
<b>m<sub>n</sub></b>	La masse du neutron	<b>Kg</b>
<b>Δm</b>	Le défaut de masse	<b>Kg</b>
<b>E<sub>l</sub></b>	Energie de liaison du noyau	<b>J, eV ou MeV</b>
<b>C</b>	Vitesse de la lumière dans le vide	<b>m /s</b>
<b>λ</b>	Constante de désintégration ou constante radioactive unité de temps	<b>s<sup>-1</sup>, min<sup>-1</sup>, h<sup>-1</sup>, an<sup>-1</sup> ..</b>
<b>A</b>	L'activité	<b>dps , dpm ,dph ,Bq et Ci</b>
<b>m</b>	Masse du système en kilogrammes	<b>kg</b>
<b>c</b>	Vitesse de la lumière	<b>c = 3.10<sup>8</sup> m.s<sup>-1</sup></b>
<b>h</b>	Constante de Planck	<b>h = 6,626.10<sup>-34</sup> J.s</b>
<b>λ</b>	Longueur d'onde	<b>nm</b>

## *Liste des abréviations*

**NaCl** : Chlorure de sodium

**H<sub>2</sub>O** : Molécule d'eau

**HCl** : L'acide chlorhydrique

**N<sub>A</sub>** : Nombre d'Avogadro

**C<sub>M</sub>** : La concentration molaire (la molarité)

**C<sub>N</sub>** : La concentration normale (la normalité)

**M** : La concentration molale (la molalité)

**F<sub>s</sub>** : Force de stocks

**F<sub>e</sub>** : Force électrique

**P** : Poids de la goutte

**F<sub>a</sub>** : Poussée d'Archimède

**A** : Nombre de masse, il désigne le nombre de proton 'P' et de neutron 'n'.

**Z** : Numéro atomique ou nombre de charge, il désigne le nombre de proton.

**n** : Nombre de neutron ( $n = A - Z$ ).

**M<sub>moy</sub>** : La masse atomique moyenne naturelle

**X<sub>i</sub>** : Le pourcentage de chaque constituant

**E<sub>T</sub>** : Energie totale

**E<sub>C</sub>** : Energie cinétique

**E<sub>P</sub>** : Energie potentielle

**v** : Vitesse tangentielle de l'électron

**F<sub>c</sub>** : La force centrifuge

**E<sub>i</sub>**: état initial

**E<sub>f</sub>**: état final

**ν**: fréquence de la radiation

**Z<sub>eff</sub>**: Z effectif

**EN** : L'électronégativité

**A** : Affinité électronique

**R<sub>a</sub>** : Rayon atomique

**OM** : Orbitale moléculaire

**OA** : Orbitale atomique

**C.L.O.A.** : Méthode de la Combinaison Linéaire des Orbitales Atomiques

**VSEPR** : Valent Schel Electron Pair Repulsion

# Chapitre I

## Notions Fondamentales De Chimie



**Exercices Chapitre I : Notions Fondamentales****Exercice N°1 :**

1-Un élément X pèse 1,00 g et contient  $1,50 \cdot 10^{22}$  atomes. Calculer la masse atomique de cet élément.

2-Une technicienne fait réagir, au laboratoire, 0,5617g d'un élément X avec du dichlore gazeux afin de former le composé  $X_2Cl_6$ . Sachant que cette réaction est stœchiométrique et que le produit de réactions pèse 2,689g, calculer la masse molaire atomique de l'élément X ( $Cl = 35,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

3-Calculer le nombre d'atomes d'hydrogène que peut contenir le soleil sachant que sa masse est de  $2,0 \cdot 10^{33}$ g. Supposer que 70% de sa masse est composée d'hydrogène atomique.

**Exercice N°2 :**

1-Calculer la concentration molaire d'une solution aqueuse de  $Na_2SO_4$  dont le pourcentage massique en  $Na_2SO_4$  est de 15%. La masse volumique de la solution aqueuse de  $Na_2SO_4$  est de  $1,10 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  ( $M_{Na_2SO_4} = 142 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

2-Quelle masse de sulfate cuivrique penta-hydraté  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  faut-il dissoudre dans 100mL d'eau distillée pour obtenir une solution dont la concentration en ions cuivriques soit de  $5,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .

**Exercice N°3 :**

Un volume d'air  $V = 224 \text{ L}$  pris dans les conditions normales ( $V_0 = 22,4 \text{ L/mol}$ ) est supposé constitué seulement de deux gaz :  $O_2$  et  $N_2$ . Sachant que le nombre de moles d' $O_2$  est 4 mol, Calculer :

1. Le nombre de moles de  $N_2$ , le nombre de molécules  $N_2$  et le nombre d'atome N.
2. La fraction molaire et le pourcentage molaire d' $O_2$  et  $N_2$ .

**Exercice N°4 :**

On dissout dans l'eau 159,54 g de sulfate de cuivre  $CuSO_4$  et l'on ajuste la solution obtenue à un litre. La masse volumique de la solution est de  $1,172 \text{ g/cm}^3$ . Calculer :

- 1- Le pourcentage massique en  $CuSO_4$  de cette solution.
- 2- La fraction molaire de chaque constituant.
- 3- La molalité de  $CuSO_4$ .
- 4- La molarité et la normalité de cette solution

$$\rho_{\text{eau}} = \frac{1 \text{ g}}{\text{cm}^3}; M_{CuSO_4} = 159,54 \text{ g/mol}$$

**Exercice N°5 :**

L'acide sulfurique commercial est un liquide de densité  $d = 1,84$  à 98% (*massique*) d'acide pur  $H_2SO_4$ .

- 1- Ecrire l'équation de sa réaction chimique dans l'eau.
- 2- Calculer la molarité et la normalité de cet acide.
- 3- Quels volumes respectifs de cette solution et de l'eau doit-on mélanger pour obtenir 2 litres de solution  $H_2SO_4$  à 2 N ?

**Exercice N°6 :**

Le sérum physiologique peut être utilisé pour le rinçage de l'œil ou des sinus. Il est alors conditionné en ampoules de volume  $V_{sol} = 5,0$  mL contenant une masse  $m = 45$  mg de chlorure de sodium.

Calculer la concentration massique du chlorure de sodium dans le sérum physiologique.

**Exercice N°7 :**

Une perfusion de volume  $V_{sol} = 1,5$  L contient une quantité de matière  $n(G) = 417$  mmol de glucose.

Calculer la concentration molaire en glucose de la perfusion.

**Exercice N°8 :**

Un technicien doit préparer une solution aqueuse de permanganate de potassium de volume :  $V_{sol} = 2,0$  L à la concentration molaire  $C = 2,0 \times 10^{-3}$  mol / L.

1)- Quelle quantité de permanganate de potassium doit-il prélever ?

En déduire la masse de permanganate de potassium qu'il doit peser.

Donnée : masse molaire du permanganate de potassium :  $M = 158$  g / mol.

**Exercice N°9 :**

On a une solution aqueuse de HCl de 32% massiques. La masse volumique de la solution est de  $1,16$  g·mL<sup>-1</sup>. Calculer la Molarité, Molalité et Fraction Molaire de HCl dans cette solution.

**Exercice N°10 :**

Calculer la normalité de l'acide phosphorique qui contient :

- 1) 98 g de soluté par 500 mL de solution.
- 2) 0,2 équivalents-grammes de soluté par 50 mL de solution.
- 3) 6 moles de soluté par 3000 cm<sup>3</sup> de solution.

Données :  $H_3PO_4$ ; Masse atomique molaire en g.mol<sup>-1</sup>: P = 31 ; O = 16; H = 1.

**Exercice N°11:**

1-Calculer le pourcentage massique d'une solution d'acide sulfurique H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> qui contient 49 g d'acide dans 196 g d'eau.

2-Calculer la quantité de solution d'hydroxyde de potassium KOH qui peut être obtenue à partir de 0,3 moles de soluté d'une solution 11,2 % en pourcentage massique.

Données : Masse atomique molaire en g mol<sup>-1</sup>: K = 39 ; O = 16 ; H = 1.

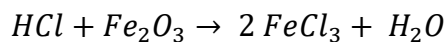
**Exercice N°12 :**

Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO et d'atomes de Cu et de O dans une masse m = 1,59 g de CuO ?

Données : M (Cu)= 63,54 g.mol<sup>-1</sup> ; M (O)= 16g.mol<sup>-1</sup>.

**Exercice N°13 :**

1-Si on fait réagir 0,9 mol de HCl avec 0,1 mol de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> selon l'équation ci-dessous? Vérifier la loi de Lavoisier.



2- Trois échantillons de carbone pesant 3,10 g, 5,50 g et 8,25 g ont été brûlés dans du dioxygène (O<sub>2</sub>) de façon à former exclusivement du (CO<sub>2</sub>). Les masses de dioxyde obtenues ont été respectivement: 11,36 ; 20,16 et 30,25 g. Ces données permettent-elles de montrer que le dioxyde de carbone a une composition constante?

3-Deux composés sont formés par les éléments : carbone et oxygène.

Le premier renferme 42,9% de carbone et 57,1% d'oxygène.

Le second renferme 27,3% de carbone et 72,7% d'oxygène. Vérifier la loi des proportions multiples ?

**Exercice N°14 :**

1-Combien de grammes de NaCl faut-il dissoudre pour obtenir 100mL de solution de NaCl à 0,1M ? M<sub>NaCl</sub>=58,5 g. mol<sup>-1</sup>

2-Combien y a-t-il de grammes de Ca (OH)<sub>2</sub> dans 0,25 L de solution à 0,01N de ce corps ?

3-On mélange 50 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> à 1,0M avec 200mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> à 0,5M. Calculer la concentration de la solution obtenue ?

4-On prélève V<sub>0</sub>=20mL d'une solution CuSO<sub>4</sub> de concentration C<sub>0</sub>= 5.10<sup>-2</sup> mol. L<sup>-1</sup>. Ce volume est introduit dans une fiole jaugée de 500mL, on complète avec de l'eau distillée, puis on homogénéise. Calculer la molarité, la normalité de cette solution.

**Exercice N°15 :**

Sachant que la densité d'une solution HCl à 32% est 1,159. Calculer le volume nécessaire pour préparer :

- a- 1500g d'une solution HCl à un pourcentage massique 5,00 %.
- b- 1500mL d'une solution HCl à un pourcentage massique 5,00 %.

On donne la densité de HCl à 5% :  $d=1,025$ .

**Exercice N°16 :**

Une solution d'acide sulfurique de masse volumique  $1,83\text{g. cm}^{-3}$  a un pourcentage massique de 92%.

- a- Quel est le nombre d'équivalent acide contenus dans 7mL de cette solution.
- b- Calculer la Normalité et la molarité de cette solution?
- c- Calculer les fractions molaires (soluté, solvant)
- d- On ajoute 93mL d'eau à 7 mL de la solution précédente. Calculer la concentration de la nouvelle solution.

**Exercice N°17 :**

Lequel des échantillons suivants contiennent le plus de fer ? 0.2 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , 20g de fer, 0.3 atome- gramme de fer  $2.5 \times 10^{23}$  atomes de fer.

Données :  $M_{\text{Fe}}=56\text{g. mol}^{-1}$

$M_{\text{S}}=32\text{g. mol}^{-1}$

Nombre d'Avogadro  $N=6,023. 10^{23}$

**Exercice N°18 :**

La masse volumique de la solution d'acide sulfurique contenue dans une batterie d'automobile est de  $1250\text{ kg.m}^{-3}$  à  $25^\circ\text{C}$  et cette solution contient 33,3 % de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en masse.

- a) Quelle masse de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y a-t-il dans un litre de solution ?
- b) Calculer la molarité et la normalité de la solution ?
- c) Calculer la molalité de la solution ?
- d) Quelle est la fraction molaire de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans la solution ?  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98\text{g/mol}$

**A L'initiative Des Etudiants****Exercice N°1 :**

- 1- Calculer le nombre de molécules et le nombre de moles que peut contenir 0,5 kg de pyrite  $\text{FeS}_2$ .
- 2- Calculer le nombre d'atomes de Fe et de S dans cet échantillon de pyrite.
- 3- Calculer la masse de Fe et de S dans le même échantillon de pyrite.

**Données :** Masse molaire ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) : S = 32 ; Fe = 56.

**Exercice N°2 :**

Une poche de perfusion de sérum physiologique de volume 250 ml contient du chlorure de sodium de formule NaCl à la concentration massique 9 g/L.

- 1) Quelle est la masse du chlorure de sodium présente dans cette poche ?
- 2) Nous voulons réaliser, à partir de cette poche, une solution de concentration 3g/L et de volume 500 ml.
  - a) Déterminer le volume de solution mère à prélever dans la poche.
  - b) Quelle sera la masse du chlorure de sodium contenu dans cette nouvelle solution ?

**Exercice N°3 :**

On dispose de 60 g d' $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Combien y-a-t-il :

- a- de molécules d' $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- b- d'atomes d'Aluminium (Al) , de Soufre (S) et d'oxygène (O)
- c- de grammes d'Al, de S et de O.

$M(\text{Al}) = 27\text{g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$ ,  $M(\text{S}) = 32\text{g/mol}$

**Exercice N°4 :**

L'analyse du saccharose au laboratoire a donné les résultats suivants : carbone 42,11 %, hydrogène 6,43% et oxygène 51,46 %.

Déterminer, en appliquant les lois pondérales, la formule moléculaire du saccharose sachant les masses molaires suivantes :  $M(\text{C}) = 12\text{g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$ ,

$M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$

**Exercice N°5 :**

Un industriel veut éliminer  $1\text{ m}^3$  de déchets liquides dont la teneur en nitrates est de 10g/L. Dans quel volume d'eau doit-il le diluer avant le rejet en rivière, sachant que la législation autorise un maximum de 50 mg/L ?

**Exercice N°6 :**

Calculer la molarité et la normalité :

- 1- d'une solution d'acide chlorhydrique HCl sachant que sur l'étiquette on trouve les renseignements suivants : 37% massique ; 1,19kg/L et  $M = 36,5 \text{ g/mol}$ .
- 2- d'une solution concentrée de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , qu'il est à 96 % massique et que sa densité vaut 1,84. On donne  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$
- 3- d'une solution aqueuse de chlorure d'aluminium ( $\text{AlCl}_3$ ) par dissolution de 0,55 g de ce sel dans 50 mL l'eau.

**Exercice N°7 :**

On dispose d'une solution de chromate de potassium de concentration 0,872 M dont la masse volumique vaut 1,129 g/mL. Calculer la molalité, le pourcentage massique et la fraction molaire du soluté de cette solution (R : 0,908 mol/kg ; 15% ;  $X=0,0161$ ).

**Exercice N°8 :**

Sur l'étiquette d'un flacon contenant une solution commerciale d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  indiqué : le pourcentage massique 95%, la densité  $d = 1,83$ .  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- a- Calculer la masse de d'acide sulfurique contenue dans un litre de solution commerciale.
- b- Calculer la molarité et la normalité de la solution commerciale.
- c- Quels volumes respectifs de cette solution et de l'eau doit-on mélanger pour obtenir 2 litres de solution  $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 2 N ?
- d- Calculer le pourcentage massique, les fractions molaires (soluté, solvant) et la molalité de la nouvelle solution.

Donnée :  $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3$ .

**Exercice N°9 :**

L'analyse du glucose au laboratoire a donné les résultats suivants : carbone 40%, hydrogène 6,7%, oxygène 53,3%.

Déterminer la formule moléculaire du glucose sachant que sa masse molaire est égale à 180,2  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**Corrigés Des Exercices Chapitre I****Exercice N°1 :**

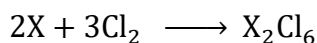
1-La masse atomique de l'élément X :

$$m (1g) \xrightarrow{\text{contient}} 1,5 \cdot 10^{22} \text{ atomes de X}$$

$$M \xrightarrow{\text{contient}} N_A (6,023 \cdot 10^{23}) \text{ atomes de X}$$

$$M = \frac{m \cdot N_A}{N} = \frac{1 \times 6,023 \cdot 10^{23}}{1,5 \cdot 10^{22}} = 40,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2-La réaction réalisée par la technicienne est la suivante :



$$2M \longrightarrow 2M + 6 \times 35,45$$

$$0,5617g \longrightarrow 2,689g$$

$$2M \times 2,689 = 0,5617(2M + 6 \cdot 35,45)$$

On applique la loi de conservation de masse (loi de Lavoisier) on obtient :

$$2M(2,689 - 0,5617) = 119,37 \Rightarrow M = \frac{119,37}{4,2546} = 28,1 \text{ g/mol}$$

1-Le nombre d'atomes d'hydrogène atomique (H) que peut contenir le soleil est :  $N = \frac{mN_A}{M}$

$$100 \longrightarrow 2,0 \cdot 10^{33} \text{ g}$$

$$70 \longrightarrow m \text{ g}$$

$$m = \frac{70 \times 2,0 \cdot 10^{33}}{100} = 1,4 \cdot 10^{33} \text{ g de H}$$

$$N = \frac{mN_A}{M} = \frac{1,4 \cdot 10^{33} \times 6,023 \cdot 10^{23}}{1} = 8,43 \cdot 10^{56} \text{ atome de H}$$

Le soleil contient  $8,43 \cdot 10^{56}$  atome de H.

**Exercice N°2 :**

1-Pourcentage massique (p.m) : on a  $m_{\text{Soluté}} = 15g$   $m_{\text{Solution}} = 100g$

La masse volumique  $\rho = \frac{m_{\text{Solution}}}{V_{\text{Solution}}} = 1,10 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  c-à-d 1litre de solution pèse 1100g

$$p.m(\%) = \frac{m_{\text{Soluté}}}{m_{\text{Solution}}} \cdot 100 = 15\% \Rightarrow m_{\text{Soluté}} = \frac{\%m_{\text{Solution}}}{m_{\text{Soluté}}} = 165g$$

$$15g (\text{soluté}) \longrightarrow 100g \text{ solution}$$

$$m_{\text{soluté}} \longrightarrow 1100g (m_{\text{solution}})$$

165g de soluté se trouve dans un litre de solution :

$$C = \frac{m_{\text{Soluté}}}{MV_{\text{Solution}}} = \frac{165}{142 \times 1} = 1,16 \text{ mol. L}^{-1}$$

15g de soluté se trouve dans 100g de solution ce qui correspond à un volume de 0,09L

$$\rho = \frac{m_{\text{Solution}}}{V_{\text{Solution}}} = 1100 \text{ g. L}^{-1} \Rightarrow V_{\text{Solution}} = \frac{m_{\text{Solution}}}{\rho} = \frac{100}{1100} = 0,09 \text{ L}$$

$$C = \frac{m_{\text{Soluté}}}{MV_{\text{Solution}}} = \frac{15}{142 \times 0,09} = 1,17 \text{ mol. L}^{-1}$$

Où

$$C = \frac{m_{\text{Soluté}}}{MV_{\text{Solution}}} = \frac{\% \times m_{\text{Solution}}}{M100} \times \frac{\rho}{m_{\text{Solution}}} = \frac{\% \times \rho}{100M} = 1,16 \text{ mol. L}^{-1}$$

Dans cette formule  $\rho$  doit être en ( $\text{g. L}^{-1}$ ).

### Exercice N°3 :

1. Le nombre de moles total :  $n_{\text{total}} = \frac{V}{V_0} = 10 \text{ mol}$

Le nombre de moles de molécules  $N_2$  :  $n_{\text{total}} = n_{O_2} + n_{N_2} \Rightarrow n_{N_2} = 6 \text{ mol}$

Le nombre de molécules  $N_2$  :  $N_{N_2} = n_{N_2} \times NA = 6 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 3,614 \cdot 10^{24} \text{ molécules } N_2$

Le nombre d'atome N :  $N_N = 2 \times N_{N_2} = 7,228 \cdot 10^{24} \text{ atomes } N$ .

2. La fraction molaire et le pourcentage molaire de  $O_2$  :

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{total}}} = 0,4, \quad \%_{\text{molaire}} O_2 = x_{O_2} \times 100 = 40\%.$$

La fraction molaire et le pourcentage molaire de  $N_2$  :

$$x_{O_2} + x_{N_2} = 1 \Rightarrow x_{N_2} = 0,6, \quad \%_{\text{molaire}} N_2 = x_{N_2} \times 100 = 60\%.$$

### Exercice N°4 :

1- Le pourcentage massique en  $CuSO_4$  dans cette solution :

$$\bullet \%_{CuSO_4} = \frac{m_{CuSO_4}}{m_{CuSO_4} + m_{H_2O}} \times 100 = \frac{m_{CuSO_4}}{m_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\bullet m_{\text{sol}} = \rho_{\text{sol}} \times V_{\text{sol}} = 1,172 \times 1000 = 1172 \text{ g}$$

$$\bullet \%_{CuSO_4} = \frac{159,54}{1172} \times 100 = 13,61 \%$$

2- La fraction molaire de  $CuSO_4$  dans la solution à 13,61%.

$$\bullet f_{CuSO_4} = \frac{n_{CuSO_4}}{n_{CuSO_4} + n_{H_2O}}$$

$$\bullet n_{CuSO_4} = \frac{m_{CuSO_4}}{M_{CuSO_4}} = \frac{159,54}{159,54} = 1 \text{ mol}$$

$$\bullet m_{sol} = m_{soluté} + m_{solvant} = m_{CuSO_4} + m_{H_2O}$$

$$\Rightarrow m_{H_2O} = m_{sol} - m_{CuSO_4} = 1172 - 159,54 = 1012,46g$$

$$\bullet n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{1012,46}{18} = 56,25 \text{ mol}$$

$$\bullet f_{CuSO_4} = \frac{1}{1+56,25} = 0,017, \quad f_{H_2O} = \frac{56,25}{1+56,25} = 0,983$$

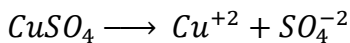
3- La molalité de CuSO<sub>4</sub>.

$$\bullet \text{Molalité} = \frac{n_{CuSO_4}}{m_{H_2O}} = \frac{1}{1012,46 \times 10^{-3}} = 0,989 \text{ mol/kg H}_2\text{O}$$

4- La concentration molaire de CuSO<sub>4</sub>.

$$\bullet C_M = \frac{n_{CuSO_4}}{V_{sol}} = \frac{1}{1} = 1 \text{ mol/L}$$

• La normalité de CuSO<sub>4</sub>.

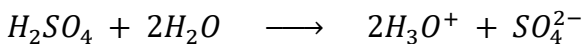


$$Z = \text{nbre d'ox de Cu} \times \text{nbre d'atme metal} = 2 \times 1 = 2$$

$$\bullet C_N = \frac{EG_{CuSO_4}}{V_{sol}} = \frac{n_{CuSO_4}}{V_{sol}} \times Z = \frac{1}{1} \times 2 = 2 \text{ éq - g/L} = 2N$$

**Exercice N°5 :**

1-Réaction chimique dans l'eau :



La molécule H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> libère deux protons H<sup>+</sup>. Chaque proton se fixe sur le pôle négatif de la molécule d'eau et donne H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. On dit que H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> est un diacide.

1- La molarité :

$$C_{H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{V_{H_2SO_4}}$$

$$C_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4} \times V_{solution}} \dots\dots\dots(1)$$

$$\% \text{ massique } H_2SO_4 = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{solution}} \times 100 \Rightarrow m_{H_2SO_4} = \frac{\% \text{ massique } H_2SO_4 \times m_{solution}}{100} \dots\dots (2)$$

On remplace (2) dans (1):

$$C_{H_2SO_4} = \frac{\% \text{ massique } H_2SO_4 \times m_{solution}}{M_{H_2SO_4} \times V_{solution} \times 100}$$

$$C_{H_2SO_4} = \frac{\% \text{ massique } H_2SO_4 \times \rho_{solution}}{M_{H_2SO_4} \times 100} \dots\dots\dots (3)$$

$$d_{solution} = \frac{\rho_{solution}}{\rho_{eau}} \Rightarrow \rho_{solution} = d_{solution} \times \rho_{eau} \dots\dots\dots (4)$$

On remplace (4) dans (3)

$$C_{H_2SO_4} = \frac{\% \text{ massique } H_2SO_4 \times d_{solution} \times \rho_{eau}}{M_{H_2SO_4} \times 100}$$

$$C_{H_2SO_4} = \frac{98 \times 1,84 \times 1000}{98 \times 100} = 18,4 \text{ mol/l}$$

La normalité d'une solution diacide :  $N = 2C = 2 \times 18,4 = 36,8 \text{ eq} \cdot \text{l}^{-1}$

$$2- N_1 V_1 = N_2 V_2, N_1 = N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 36,8 \text{ N}, V_1 = ?, N_2 = 2 \text{ N}, V_2 = 2 \text{ L}$$

$$V_1 = \frac{N_2 V_2}{N_1} = \frac{2 \times 2}{36,8} = 0,1087 \text{ L} = 108,7 \text{ ml}$$

$$V_2 = V_1 + V_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ L} \Rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = V_2 - V_1 = 2000 - 108,7 = 1891,3 \text{ mL}$$

**Exercice N°6 :**

- Concentration massique du chlorure de sodium.

$$t(\text{NaCl}) = \frac{m}{V_{\text{sol}}}$$

$$t(\text{NaCl}) = \frac{4510^{-3}}{5,0 \times 10^{-3}}$$

$$t(\text{NaCl}) \approx 9,0 \text{ g/L}$$

**Exercice N°7 :**

- Concentration molaire en glucose de la perfusion

$$C(\text{G}) = \frac{n(\text{G})}{V_{\text{sol}}}$$

$$C(\text{G}) = \frac{417 \times 10^{-3}}{5,0 \times 10^{-3}}$$

$$C(\text{G}) \approx 0,28 \text{ mol/L}$$

**Exercice N°8 :**

1)- Quantité de matière et masse :

- Quantité de matière de potassium :

$$- n = C \cdot V$$

$$- n = 2,0 \times 10^{-3} \times 2,0$$

$$- n \approx 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

- Masse de permanganate de potassium nécessaire :

$$- m = n \cdot M$$

$$- m = 4,0 \times 10^{-3} \times 158$$

$$- m \approx 0,63 \text{ g}$$

**Exercice N°9 :**

La molarité  $C_M$ : La molarité exprime le nombre de moles de soluté contenu dans un litre de solution, l'unité est mol/l ou M

$$C_M = \frac{n}{V} \quad n = \frac{m_{\text{soluté(HClpur)}}}{M}$$

$$m_{\text{solution}} = \rho \times V = 1,16 \times 1000 = 1160 \text{ g}$$

$$P_m = \frac{m_{\text{soluté(HClpur)}}}{m_{\text{solution}}} \cdot 100 \Rightarrow m_{\text{soluté(HClpur)}} = \frac{P_m \times m_{\text{solution}}}{100} = \frac{32 \times 1160}{100} = 371,2\text{g}$$

$$n = \frac{371,2}{36,5} = 10,169\text{mol} \Rightarrow C_M = \frac{10,169}{1} = 10,169\text{mol/l}$$

La fraction molaire : La fraction molaire  $x$  indique le rapport entre le nombre de moles d'un constituant et le nombre de moles total de la solution. Sans unité

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \quad ; \quad \sum x_i = 1$$

$$n_{\text{HCL}} = 10,169\text{mol} ; n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M};$$

$$m_{\text{solution}} = m_{\text{soluté (HClpur)}} + m_{\text{H}_2\text{O}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{solution}} - m_{\text{soluté(HCl pur)}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1160 - 371,2 = 788,8\text{g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{788,8}{18} = 43,82\text{mol}$$

$$x_{\text{HCl}} = \frac{10,169}{10,169 + 43,82} = 0,188 \quad ; \quad x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{43,82}{10,169 + 43,82} = 0,811$$

La molalité : La molalité est le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant.

L'unité est mol/kg

$$C_m = \frac{n}{m_{\text{Solvant}}} = \frac{n}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{10,169}{0,7888} = 12,89\text{mol/Kg}$$

### Exercice N°10 :

1-La normalité (ou concentration normale) d'une solution est le nombre d'équivalent-grammes de soluté contenu dans un litre de solution.

L'unité de normalité est l'équivalent-gramme par litre (Eqg/l) ou par le symbole N :

$$C_N = \frac{n_{\text{eqg}}}{V} \Rightarrow n_{\text{eqg}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{E_G} \Rightarrow C_N = \frac{m_{\text{soluté}}}{E_G V}$$

L'acide phosphorique est un triacide, il libère 3 équivalents-grammes.

$$E_G = \frac{M}{Z_{\text{H}^+}}$$

$M(\text{H}_3\text{PO}_4)$  est la masse molaire de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  égale à 98 g/mol.

$$\Rightarrow C_N = Z_{H^+} \frac{m_{\text{soluté}}}{MV} = 3 \frac{98}{98 \times 0.5} = 6 \text{ eqg/l}$$

2-L'équivalent gramme correspond à la normalité. 0,2 équivalent-gramme dans 0,05 L soit :

$$C_N = \frac{n_{\text{eqg}}}{V} = \frac{0.2}{0.05} = 4 \text{ eqg/l}$$

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{6}{3} = 2 \text{ mol/l}$$

La relation entre normalité et molarité

$$C_N = \frac{n_{\text{eqg}}}{V} = \frac{m_{\text{soluté}}}{EG.V} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M.V} \cdot Z_{H^+} = C_M \cdot Z_{H^+}$$

$$C_N = Z_{H^+} C_M = 3 \times 2 = 6 \text{ eqg/l}$$

### Exercice N°11 :

Le pourcentage (%) massique d'une solution indique la masse de soluté pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison (masse / masse). L'unité est % (pourcentage)

$$P_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \cdot 100$$

Dans notre cas, on a 
$$P_m = \frac{49}{49 + 196} \cdot 100 = 20\%$$

2- Dans 0,3 moles de soluté, la masse de KOH est :  $m_{\text{KOH}} = n \times M_{\text{KOH}}$

$M_{\text{KOH}}$  étant la masse molaire de KOH vaut : 56 g/mol. On a  $m_{\text{KOH}} = 0.3 \times 56 = 16.8 \text{ g}$  de soluté KOH.

$$m_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{KOH}}}{P_m} \cdot 100 = \frac{16.8}{11.2} \cdot 100 = 150 \text{ g}$$

### Exercice N°12 :

- Nombre de moles de CuO :

$$n = \frac{m}{M(\text{CuO})} = \frac{1.59}{63.54 + 16} = 0,01999 \text{ moles}$$

- Nombre de molécules de CuO

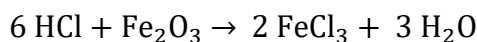
$$n_{\text{molécules}} = \frac{m}{M(\text{CuO})} \cdot N_A = 0,01999 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 0,12 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

- Nombre d'atomes de Cu = nombre d'atomes de O = nombre de molécules de CuO

$$n_{\text{atomes Cu}} = 0,12 \cdot 10^{23} \text{ atomes.}$$

**Exercice N°13:**

1- La réaction équilibrée est la suivante :



La loi de Lavoisier :

Au cours d'une réaction, la somme des masses des réactifs consommés égale à la somme des masses des produits formés.

6 moles HCl réagit avec 1mole  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  pour produire 2 moles  $\text{FeCl}_3$  + 3moles  $\text{H}_2\text{O}$

0,6 moles HCl réagit avec 0,1mole  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  pour produire 0,2 moles  $\text{FeCl}_3$  + 0,3moles  $\text{H}_2\text{O}$

La quantité des réactifs consommés est :  $m = n \times M$

$$m_{\text{HCl}} + m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,6 \times 36,5 + 0,1 \times 160 = 37,9 \text{ g}$$

La quantité des produits formés est :

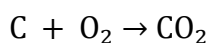
$$m_{\text{FeCl}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \times 162,5 + 0,3 \times 18 = 37,9 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} + m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = m_{\text{FeCl}_3} + m_{\text{H}_2\text{O}}$$

La loi de Lavoisier est vérifiée.

A la fin de la réaction la quantité de HCl restante est :  $(0,9 - 0,6) \times 36,5 = 10,95 \text{ g}$ .

2-La loi de Proust : Lorsque des corps simples s'unissent pour former un corps composé défini, le rapport entre les masses de chaque réactif qui ont été consommées dans la réaction chimique est constant.



Soit donc un rapport constant:

$$\frac{\text{masse de CO}_2 \text{ formé}}{\text{masse de C consommé}} = \frac{44}{12} = 3,66$$

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{C}}} = \frac{11,36}{3,10} = 3,66$$

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{C}}} = \frac{11,36}{3,10} = 3,66 \quad \frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{C}}} = \frac{20,16}{5,5} = 3,66 \quad \frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{C}}} = \frac{30,25}{8,25} = 3,66$$

Quelque soit la masse de carbone introduite le rapport des masses est constante donc la composition de dioxyde de carbone est constante.

3-Loi des proportions multiples : Lorsque deux corps simples peuvent se combiner pour former des produits différents (A et B), les différentes masses de l'un s'unissant à une même masse de l'autre sont toujours dans des rapports de nombre entiers.

$$\frac{m_{\text{C}}}{m_{\text{O}}} \text{ dans le composé A} = n \frac{m_{\text{C}}}{m_{\text{O}}} \text{ dans le composé B}$$

Le premier renferme :

$$42,9\% = \frac{m_{\text{C}}}{m_{\text{A}}} 100 \text{ de carbone } m_{\text{C}} = 0,429m_{\text{A}}$$

et  $57,1\% = \frac{m_O}{m_A} 100$  d'oxygène  $m_O = 0,571m_A$

$$\frac{m_C}{m_O} = 0,751 = 2 \times 0,375$$

Le second composé renferme :

$27,3\% = \frac{m_C}{m_B} 100$  de carbone  $m_C = 0,273m_B$

et  $72,7\% = \frac{m_O}{m_B} 100$  d'oxygène  $m_O = 0,727m_B$

$$\frac{m_C}{m_O} = \frac{0,273}{0,727} = 0,375 = 0,5 \times 0,751$$

$\frac{m_C}{m_O}$  dans le composé A =  $0,5 \frac{m_C}{m_O}$  dans le composé B

$2 \frac{m_C}{m_O}$  dans le composé A =  $\frac{m_C}{m_O}$  dans le composé B

La loi des proportions multiples est vérifiée.

#### Exercice N°14 :

$$1- C = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}} \Rightarrow m_{\text{soluté}} = CMV_{\text{solution}} = 0,1 \times 58,5 \times 0,1 = 0,585\text{g}$$

$$2- C_N = \frac{EG}{V_{\text{solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}} Z \Rightarrow m_{\text{soluté}} = CMV_{\text{solution}} Z = 0,01 \times 74 \times 0,25 = 0,185\text{g}$$

$$3- C = \frac{C_1V_1 + C_2V_2}{V_1 + V_2} = \frac{1 \times 0,05 + 0,5 \times 0,2}{0,05 + 0,2} = 0,6\text{mol/L}$$

$$4- C = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}}$$

$$5- C_0V_0 = C_1V_1 \Rightarrow C_1 = \frac{0,05 \times 0,02}{0,5} = 0,002 \frac{\text{mole}}{\text{L}} \quad N_1 = C_1Z = 0,002 \times 2 = 0,004\text{N}$$

#### Exercice N°15 :

$$d = \frac{\rho_{H_2SO_4}}{\rho_{H_2O}} = \rho_{H_2SO_4} = 1,159 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}, \quad \rho_{H_2O} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

a- Le pourcentage massique de la solution mère est 32% (32g de soluté dans 100g de solution).

On procède à une dilution pour préparer 1500g d'une nouvelle solution HCl à 5% de densité 1,025

Par définition le pourcentage massique est égale à :

$$\frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100$$

$$m_{\text{solution}} = 1500\text{g} \quad m_{\text{soluté}} = ? \quad m_{\text{soluté}} = \frac{\% \times m_{\text{solution}}}{100} = \frac{5 \times 1500}{100} = 75\text{g}$$

Dans 1500g de solution HCl à 5% il y a 75g de soluté pur.

La masse de la solution HCl à 32% correspondante à 75g de soluté est :

$$m_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{\%} \times 100 = \frac{75}{32} \times 100 = 234,4\text{g}$$

Nous avons besoin de 234,4g de solution HCl à 32%. Le volume de cette masse est calculé à l'aide de la formule suivante :

$$\rho_{S.m} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \Rightarrow V_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{\rho} = \frac{234,4}{1,159} = 202,2\text{mL.}$$

Pour préparer 1500g de solution HCl à 5%, on prélève 202mL de solution HCl à 32%.

$$\rho_{S.f} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho \times V_{\text{solution}} = 1500 \times 1,025 = 1537,5\text{g.}$$

Dans 1537,5g de solution HCl à 5% il y a 76,9 g de soluté pur :

$$m_{\text{soluté}} = \frac{\% \times m_{\text{solution}}}{100} = \frac{5 \times 1537,5}{100} = 76,9\text{g}$$

La masse de la solution HCl à 32% correspondante à 75g de soluté est :

$$m_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{\%} \times 100 = \frac{76,9}{32} \times 100 = 240,2\text{g}$$

Nous avons besoin de 240,2g de solution HCl à 32%. Le volume de cette masse est calculé à l'aide de la formule suivante :

$$V_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{\rho} = \frac{240,2}{1,159} = 207,3\text{mL.}$$

Pour préparer 1500mL de solution HCl à 5%, on prélève 207,3mL de solution HCl à 32%.

On peut appliquer directement la règle de trois :

Pour préparer 1500g de solution HCl à 5%, on prélève 202mL de solution HCl à 32%.

Pour préparer 1537,5g de solution HCl à 5%, on prélève VmL de solution HCl à 32%

$$V_{\text{solution}} = \frac{1537,5 \times 202,2}{1500} = 207,3\text{mL.}$$

### Exercice N°16 :

Normalité : la masse correspondante à 7mL (=7cm<sup>-3</sup>) de la solution d'acide :

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} = 1,83\text{g.cm}^{-3} = m_{\text{solution}} = \rho V_{\text{solution}} = 1,83 \times 7 = 12,81\text{g}$$

7mL de solution d'acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> pèse 12,81g donc.

92g (soluté)       $\xleftarrow{\text{contient}}$       100g solution

$$m_{\text{soluté}} \quad \quad \quad \xleftarrow{\text{contient}} \quad 12,81\text{g} \quad \Rightarrow m_{\text{soluté}} = \frac{92 \times 12,81}{100} = 11,79\text{g}$$

Comme 1 mole de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  libère 2 moles d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+ \Rightarrow Z=2$

$$98/Z \text{ g (M/Z)} \longrightarrow 1 \text{ éq-g}$$

$$11,79 \text{ g}_{\text{soluté}} \longrightarrow \text{EG} \Rightarrow \text{EG}_{\text{soluté}} = \frac{m_{\text{soluté}} Z}{M_{\text{soluté}}} = \frac{11,79 \times 2}{98} = 0,24 \text{ éq - g}$$

Donc 7mL de solution d'acide contient 0,24 éq - g

Normalité :

$$C_N = \frac{\text{EG}_{\text{soluté}}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{0,24}{7 \times 10^{-3}} = 34,3 \text{ éq - g. L}^{-1} = 34,3\text{N}$$

$$N = \frac{\text{EG}_{\text{soluté}}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{\frac{M}{Z} \times V_{\text{Solution}}} = \frac{\%}{\frac{M}{Z} \times \frac{V_{\text{Solution}}}{\rho}} = \frac{92}{\frac{98}{2} \times \frac{100}{1830}} = 34,4 \text{ éq - g. L}^{-1} = 34,4\text{N}$$

$$\text{Molarité : } M = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M \times V_{\text{Solution}}} = \frac{11,79}{98 \times 7 \cdot 10^{-3}} = 17,17 \text{ mole. L}^{-1}.$$

$$\text{Ou } M = \frac{N}{Z} = \frac{34,4}{2} = 17,17 \text{ mole. L}^{-1}.$$

Fraction molaire (soluté et solvant) :

$$m_{\text{solution}} = m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}} \Rightarrow 100 = 92 + m_{\text{solvant}} \Rightarrow m_{\text{solvant}} = 8\text{g}$$

$$n_{\text{soluté}} = \frac{m}{M} = \frac{92}{98} = 0,94 \text{ moles}, n_{\text{solvant}} = \frac{m}{M} = \frac{8}{18} = 0,44 \text{ moles}, n_{\text{solution}} = 1,38 \text{ moles}$$

$$x_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{solution}}} = 0,68, \quad x_{\text{solvant}} = \frac{n_{\text{solvant}}}{n_{\text{solution}}} = 0,32.$$

La concentration de la nouvelle solution :

Le volume total de la solution obtenue est :  $V_{\text{H}_2\text{SO}_4} + V_{\text{H}_2\text{O}} = 7 + 93 = 100\text{mL}$

100mL de cette solution renferme 0,24 éq-g d'acide (0,12 mole)

$$N_i V_i = N_f V_f \Rightarrow N_f = \frac{N_i V_i}{V_f} = \frac{0,24 \times 7}{100} = 0,017 \text{ éq - g. L}^{-1}, C_i V_i = C_f V_f \Rightarrow C_f = 0,008\text{M}$$

**Exercice N°17 :**

Rappel : Dans une mole, il y a  $N$  particules (atomes ou molécules)

\*0.2 moles de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  correspond à 0,4 moles d'atomes (ou atome-gramme) de fer.

\*20g de fer correspond à  $n = m/M \text{ Fe} = 20/56 = 0,357$  moles d'atomes de fer, 0.3 Atome gramme de fer ou 0,3 mole d'atomes de fer.

\* $2.5 \times 10^{23}$  atomes de fer correspond à  $n = \text{nombre d'atomes}, N = 0,415$  moles d'atomes de fer

C'est ce dernier échantillon qui contient le plus de fer.

**Exercice N°18 :**

$\rho = 1250 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1250 \text{ g/L}$  33,3 de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en masse.

a) La masse du soluté  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans un litre de solution :

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho V_{\text{solution}}$$

$$\% = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} 100 \Rightarrow m_{\text{soluté}} = \frac{\% m_{\text{solution}}}{100} = \frac{\% \rho V_{\text{solution}}}{100}$$

$$m_{\text{soluté}} = \frac{33,3 \times 1250 \times 1}{100} = 416,25 \text{ g}$$

b) La molarité et la normalité de la solution :

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{MV_{\text{solution}}} = \frac{416,25}{98 \times 1} = \frac{4,25 \text{ mole}}{\text{L}}, \quad N = CZ = 4,25 \times 2 = 8,5 \text{ éq} - \text{g/L}$$

c) La molalité de la solution :

$$m_{\text{solution}} = \rho V_{\text{solution}} = 1250 \text{ g}, \quad m_{\text{soluté}} = 416,25 \text{ g}$$

$$m_{\text{solution}} = m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}} \Rightarrow m_{\text{solvant}} = 1250 - 416,25 = 833,75 \text{ g}$$

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} = \frac{4,25}{833,75 \cdot 10^{-3}} = 5,09 \text{ mole/Kg}$$

d) La fraction molaire de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de la solution :

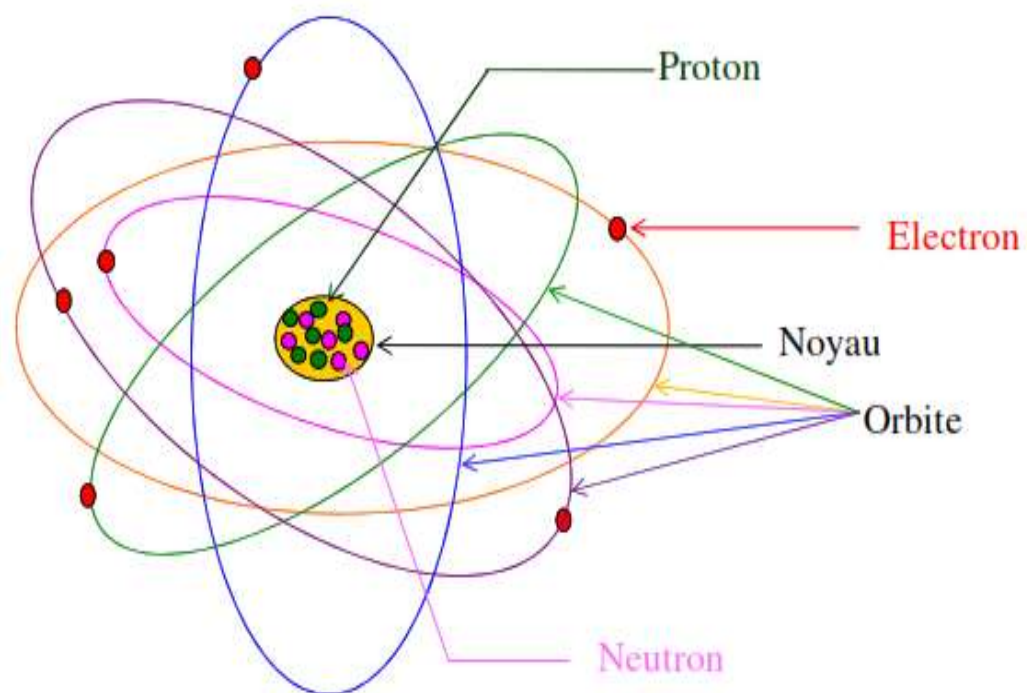
$$n_{\text{solution}} = n_{\text{soluté}} + n_{\text{solvant}} = 4,25 + \frac{833,75}{18} = 4,25 + 46,32 = 50,57 \text{ moles}$$

$$x_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{solution}}} = \frac{4,25}{50,57} = 0,08$$

$$x_{\text{solvant}} = 1 - 0,08 = 0,92$$

# Chapitre II

## Principaux Constituants De La Matière



**Exercices Chapitre II : Principaux Constituants De La Matière****Exercice N°1 :Expérience de J.J.Thomson**

Un faisceau d'électrons subit une déviation  $y_0$  sous l'action d'un champ électrique d'intensité  $E=2.10^4$  V/m dans l'expérience de J.J. THOMSON ; cette déviation est supprimée par application d'un champ magnétique d'intensité  $B=10^{-3}$  Tesla, agissant dans le même espace que celui du champ électrique.

1-Déterminer la vitesse des électrons et leur énergie cinétique. Trouver la relation exprimant la déviation  $y_0$ .

2-Calculer la déviation  $y_0$  subie par le faisceau à la sortie du condensateur, sachant que la longueur du condensateur est  $L= 10$  cm ,  $m_e= 9,1.10^{-31}$  Kg ,  $e = 1,6.10^{-19}$ C

**Exercice N°2 . Expérience de Faraday**

On procède à l'électrolyse d'une solution qui contient des ions métalliques de charge +3 en électrolysant une solution de  $X^{+3}$  avec un courant de 5A pendant 10minutes. Il y a formation d'un dépôt de 1,18g de métal au cours de l'électrolyse. Quel est le métal déposé ?

**Exercice N°3 . Expérience de Bainbridge**

On sépare les ions  $^{20}\text{Ne}^+$  et  $^{21}\text{Ne}^+$  au moyen d'un spectrographe de masse de Bainbridge. Quelle est la vitesse de ces ions à la sortie du filtre de vitesse, si la distance  $d$  entre les points d'impact sur la plaque photographique est 3cm, l'induction magnétique étant de 0,2 Tesla.

**Exercice N°4: Spectrographe de Bainbridge**

En utilisant un spectrographe de masse de type Bainbridge, on étudie la séparation des ions  $^{35}_{17}\text{Cl}^{2+}$  et  $^{37}_{17}\text{Cl}^{2+}$  formés dans la chambre d'ionisation.

1- Déterminer la distance de séparation  $d$  si la vitesse des ions qui arrivent dans le déviateur magnétique est  $V_0 = 7,2.10^5$  m/s et que l'intensité du champ magnétique  $B_1$  imposé dans ce déviateur est de 0,2 T.

Données:  $M(^{35}\text{Cl}) = 35,015$  g/mol ;  $M(^{37}\text{Cl}) = 36,965$  g/mol.

**Exercice N°5 .Expérience de Millikan**

Dans l'expérience de Millikan, une gouttelette d'huile de masse  $m$  et de rayon  $r$ , se trouve entre les plaques d'un condensateur.

1-La goutte tombe en chute libre d'une distance de 4 mm au bout de 12,8 secondes.

a-Calculer le rayon et la masse de la gouttelette (on négligera la poussée d'Archimède)

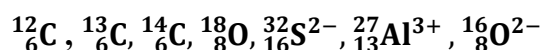
2-La gouttelette se charge quand on applique un champ électrique  $E= 1,8 \cdot 10^7 \text{ V.m}^{-1}$ , elle remonte avec une vitesse de 4mm au bout de 16 secondes.

a-Calculer la charge totale  $q$ , en déduire le nombre de charge ?

$$\rho = 1,26 \text{ g.cm}^{-3}, \eta = 1,80 \cdot 10^{-4} \text{ (MKSA)}, g = 9,81 \text{ m s}^{-2}, e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

**Exercice N°6 :**

Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes :

**Exercice N°7 :**

1. Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons présents dans chacun des atomes

ou ions suivants :  ${}^{96}_{42}\text{Mo}$ ,  ${}^{48}_{22}\text{Ti}$ ,  ${}^{207}_{82}\text{Pb}^{2+}$ ,  ${}^{80}_{35}\text{Br}^{-}$ ,  ${}^{122}_{51}\text{Sb}^{+3}$ ,  ${}^{31}_{15}\text{P}^{-3}$ .

2. Cinq nucléides A, B, C, D et E ont des noyaux constitués comme indiquée ci-dessous :

	A	B	C	D	E
Nombre de neutrons	28	28	30	26	32
Nombre protons		26		25	26
Nombre de masse	62		56		

Y-a-t-il des isotopes parmi ces quatre nucléides ?

**Exercice N°8 :**

Les masses du proton, du neutron et de l'électron sont respectivement de

$$1,6723842 \times 10^{-24} \text{ g}, 1,6746887 \times 10^{-24} \text{ g} \text{ et } 9,109534 \times 10^{-28} \text{ g}.$$

1-Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.

2- Calculer en u.m.a. et à  $10^{-4}$  près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.

3- Calculer d'après la relation d'Einstein (équivalence masse-énergie), le contenu énergétique d' une u.m.a exprimé en MeV.

**Exercice N°9 :**

L'élément silicium naturel Si ( $Z=14$ ) est un mélange de trois isotopes stables :  $^{28}\text{Si}$ ,  $^{29}\text{Si}$  et  $^{30}\text{Si}$ . L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%.

La masse molaire atomique du silicium naturel est de 28,085  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1-Quel est l'isotope du silicium le plus abondant ?

2-Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes

**Exercice N°10 :**

L'élément europium existe dans la nature sous forme de deux isotopes :  $^{63}_{151}\text{Eu}$  à une masse de 150,9196 u.m.a et  $^{63}_{153}\text{Eu}$ . a une masse de 152.9209 u.m.a. La masse atomique moyenne de l'euporium est de 151,96 u.m.a.

Calculez l'abondance relative des deux isotopes de l'euporium.

**Exercice N°11 :**

Considérons les deux nucléides suivants :  $^{235}_{92}\text{U}$  et  $^{140}_{54}\text{Xe}$

1-Calculer le défaut de masse et l'énergie de liaison (en J et en MeV) de chaque noyau.

2-Calculer et comparer les énergies de liaison par nucléon.

**Données :** Les masses en u.m.a :  $m_n = 1,0086$ ,  $m_p = 1,0073$ ,  $m_U = 234,9942$  et  $m_{Xe} = 139,9252$ .  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**A L'initiative Des Etudiants****Exercice N°1 :**

On utilise un spectrographe de Bainbridge pour séparer deux types d'ions de charge  $e$  : l'un est l'isotope  $^{16}_8\text{O}$ , l'autre est  $^{15}_8\text{O}$ . La vitesse de ces ions à la sortie du filtre de vitesse, est  $800 \text{ Km s}^{-1}$ .

- 1- Représenter la trajectoire de ces ions dans l'analyseur.
- 2- Quelle doit être l'intensité du champ magnétique pour séparer ces ions d'une distance  $d=2,76\text{cm}$ ?
- 3- Donner le nombre de protons, électrons et neutrons des deux entités.

On donne  $e=1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$

**Exercice N°2 :**

1- En absence du champ électrique, une gouttelette d'huile tombe à une vitesse constante, parcourt une distance de  $2,55 \text{ mm}$  pendant une durée de  $10\text{s}$ , déterminer le rayon et la masse de cette gouttelette (on négligeant la poussée d'Archimède).

2- En appliquant une tension  $U=600\text{V}$  entre les plaques du condensateur distantes de  $d=6 \text{ mm}$ , la gouttelette tombe avec une vitesse  $V_2=1,27 \cdot 10^{-4} \text{ m/s}$ . Déterminer la charge de la gouttelette. Comparer cette charge à la charge élémentaire de l'électron.

Données :  $\rho=1,77 \text{ g.cm}^{-3}$  ;  $\eta=1,82 \cdot 10^{-5} \text{ (MKSA)}$  ;  $g=9,81 \text{ m s}^{-2}$ .

**Exercice N°3 :**

Le chlore naturel est composé de deux isotopes :  $^{35}\text{Cl}$  et  $^{37}\text{Cl}$  dont les masses molaires atomiques sont respectivement  $34,97\text{g/mol}$  et  $36,97 \text{ g/mol}$ . Sachant que la masse atomique du mélange isotopique est  $35,45 \text{ g/mol}$ . - Calculer la proportion relative de ces deux isotopes.

**Exercice N°4 :**

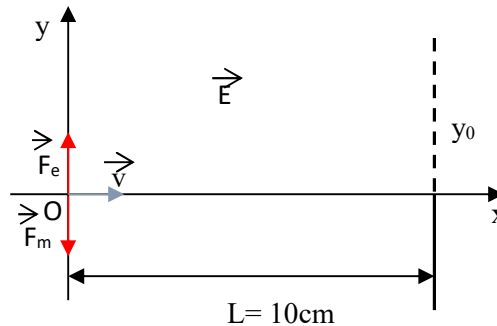
Soit  $1,007278 \text{ u.m.a}$  la masse du proton et  $1,008665 \text{ u.m.a}$  la masse du neutron

- 1) Calculer la masse théorique d'un noyau de  $^7_3\text{Li}$ .
- 2) Sachant que la masse réelle d'un noyau de  $\text{Li}$  est égale à  $7,01001 \text{ u.m.a}$ . Calculer son défaut de masse ?
- 3) Calculer en  $\text{MeV}$  l'énergie de liaison de ce noyau ?
- 4) Calculer son énergie de liaison moyenne par nucléon.
- 5) Sachant que l'énergie moyenne de liaison par nucléon du Fer ( $\text{Fe}$ ) est de  $8,5 \text{ MeV/nucléon}$ . Comparer sa stabilité avec celle du  $\text{Li}$  ?

**Corrigés Des Exercices Chapitre II**

**Exercice N°1 :**

1-Détermination de la vitesse des électrons :



Si on applique simultanément un champ électrique E et un champ magnétique B, la déviation  $y_0$  s'annule lorsque la force électrostatique et la force magnétique sont opposées et égales.

$$F_e = F_m$$

$$eE = evB \Rightarrow v = \frac{E}{B}$$

A.N:  $v = \frac{2 \cdot 10^4}{10^{-3}} = 2 \cdot 10^7 \text{ m.s}^{-1}$

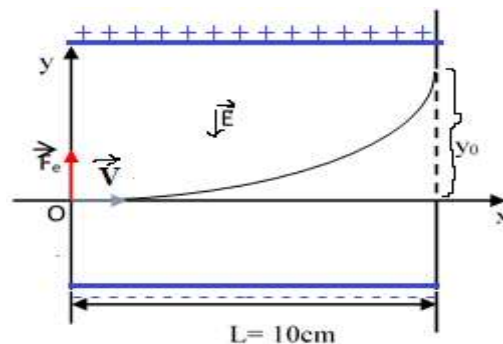
L'énergie cinétique des électrons :

$$E_C = \frac{1}{2} m_e v^2 = \frac{1}{2} 9,1 \cdot 10^{-31} (2 \cdot 10^7)^2 = 18,2 \cdot 10^{-17} \text{ Joules}$$

2-Expression de la déviation  $y_0$  du faisceau électronique à la sortie du condensateur :

A partir du point O, l'électron est dévié vers la plaque positive du condensateur sous l'action d'un champ électrique d'intensité E:

$$F_e = eE = m\gamma \Rightarrow \gamma = \frac{e}{m} E$$



Le mouvement des électrons entre les plaques du condensateur est:

-Rectiligne uniforme suivant l'axe Ox :  $x = vt \Rightarrow t = \frac{x}{v}$

-Rectiligne uniformément varié suivant l'axe Oy:  $y = \frac{1}{2} \gamma t^2$

On obtient l'équation de la trajectoire en remplaçant t et  $\gamma$ :

$$y = \frac{1}{2} \frac{e E}{m v^2} x^2$$

A la sortie du condensateur :  $y=y_0, x=L \quad y_0 = \frac{1}{2} \frac{e E}{m_e v^2} L^2$

$$A.N : y_0 = \frac{1}{2} \times 1,76 \cdot 10^{11} \frac{2 \cdot 10^4}{(2 \cdot 10^7)^2} 10^{-2} = 8,8 \cdot 10^{-2} m = 8,8 cm.$$

**Exercice N°2 :**

$$M = \frac{mZF}{It} = \frac{1,18 \times 3 \times 96500}{5 \times 600} = 113,87 g \cdot mol^{-1}$$

**L'élément déposé est l'Indium In**

**Exercice N°3 :**

1. La trajectoire des ions dans l'analyseur étant circulaire, on peut écrire :

$$\vec{F}_m = \vec{F}_c$$

$$qvB = m \frac{v^2}{R} \Rightarrow qB = m \frac{v}{R}$$

Avec: La masse d'un seul atome:  $m = \frac{M}{N_A}$

$$\text{donc: } qB = \frac{A v}{N_A R}$$

Les ions  $^{20}\text{Ne}^+$  de masse atomique  $M_1$  ( $A_1=20$ ) et de charge  $q=e$ , décrivent une circonférence

de rayon  $R_1$  :  $R_1 = \frac{M_1 v}{N_A q B}$

- les ions  $^{21}\text{Ne}^+$  de masse atomique  $M_2$  ( $A_1=21$ ) et de charge  $q= e$  décrivent une

circonférence de rayon  $R_2$  :

$$R_2 = \frac{M_2 v}{N_A q B}$$

$$R_2 - R_1 = \frac{d}{2}$$

$$\frac{d}{2} = R_2 - R_1 = \frac{M_2 v}{N_A q B} - \frac{M_1 v}{N_A q B} = \frac{v}{N_A e B} (M_2 - M_1)$$

$$\frac{v}{N_A e B} (M_2 - M_1) = \frac{d}{2} \Rightarrow v = \frac{N_A e B d}{2(M_2 - M_1)}$$

Application numérique :

$$v = \frac{N_A e B d}{2(M_2 - M_1)} = \frac{6,023 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19} \times 0,2 \times 3 \cdot 10^{-2}}{2 \times (21 - 20) 10^{-3}} = 2,89 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

#### Exercice N°4 :

1. La trajectoire des ions dans l'analyseur étant circulaire, on peut écrire :

$$\vec{F}_m = \vec{F}_c$$

$$qvB = m \frac{v^2}{R} \quad \Rightarrow \quad qB = m \frac{v}{R}$$

Avec: La masse d'un seul atome:  $m = \frac{M}{N_A}$

$$\text{Donc: } qB = \frac{A v}{N_A R}$$

Les ions  ${}^{35}_{17}\text{Cl}^{2+}$  de masse atomique  $M_1$  ( $M_1 = 35,015$ ) et de charge  $q_1 = 2e$ , décrivent une

circonférence de rayon  $R_1$  :  $R_1 = \frac{M_1 v}{N_A q_1 B}$

- les ions  ${}^{37}_{17}\text{Cl}^{2+}$  de masse atomique  $M_2$  ( $M_2 = 36,965$ ) et de charge  $q_2 = 2e$  décrivent une

circonférence de rayon  $R_2$  :

$$R_2 = \frac{M_2 v}{N_A q_2 B}$$

$$R_2 - R_1 = \frac{d}{2}, \quad q_1 = q_2 = q$$

$$R_2 - R_1 = \frac{M_2 v}{N_A q B} - \frac{M_1 v}{N_A q B} = \frac{v}{N_A q B} (M_2 - M_1)$$

$$\frac{d}{2} = \frac{v}{N_A q B} (M_2 - M_1) \Rightarrow d = \frac{2v}{N_A q B} (M_2 - M_1)$$

La distance séparant les deux isotopes est :

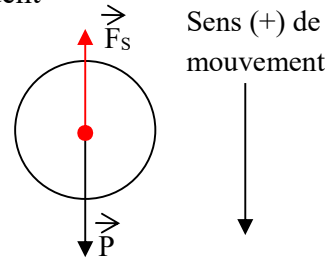
$$d = \frac{2 \times 7,2 \cdot 10^5}{6,023 \cdot 10^{23} \times 2 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \times 0,2} (36,965 - 35,015) 10^{-3} = 7,28 \cdot 10^{-2} \text{ m}$$

**Exercice N°5 :**

1- Chute libre de la gouttelette  $\Rightarrow$  le mouvement est descendant

Les forces qui agissent sur la gouttelette sont :

- La force de pesanteur  $P=mg$
- La force de frottement (ou de Stokes)  $F_s$
- La poussée d'Archimède est négligeable.



Le bilan des forces s'écrit :  $\sum \vec{F} = \vec{0} \Rightarrow \vec{P} + \vec{F}_s = \vec{0}$

$$P - F_s = 0 \Rightarrow mg - 6\pi\eta r v_0 = 0 \Rightarrow mg = 6\pi\eta r v_0$$

$$\text{on a } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V = \rho \frac{4}{3}\pi r^3 \quad \rho \frac{4}{3}\pi r^3 g = 6\pi\eta r v_0 \Rightarrow r = 3 \sqrt{\frac{\eta v_0}{2\rho g}}$$

$$\text{A.N : } v_0 = \frac{d}{t} = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{12,8} = 3,12 \cdot 10^{-4} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

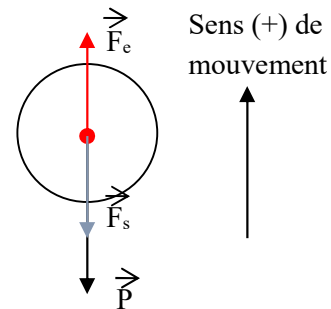
$$r = 3 \sqrt{\frac{1,80 \cdot 10^{-4} \times 3,12 \cdot 10^{-4}}{2 \times 1,26 \cdot 10^3 \times 9,81}} = 4,52 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$m = \rho V = \rho \frac{4}{3}\pi r^3 = 1,26 \cdot 10^3 \times \frac{4}{3} \times 3,14 \times (4,52 \cdot 10^{-6})^3 = 4,87 \cdot 10^{-13} \text{ Kg}$$

2- La gouttelette est maintenant animée d'un mouvement ascendant avec une vitesse  $v_1$  :

Sous l'effet du champ électrique  $E = 1,8 \cdot 10^7 \text{ V} \cdot \text{m}^{-1}$  les forces qui s'exercent sur la gouttelette sont :

- La force de pesanteur  $p$
- La force électrique  $F_e$ .
- La force de Stokes  $F_s$ .
- Le bilan des forces s'écrit :



$$\vec{P} + \vec{F}_s = \vec{F}_e \quad mg + 6\pi\eta r v_1 = qE$$

$$q = \frac{mg + 6\pi\eta r v_1}{E}$$

$$\text{A.N : } v_0 = \frac{d}{t} = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{16} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$q = \frac{4,87 \cdot 10^{-13} \times 9,81 + 6 \times 3,14 \times 1,80 \cdot 10^{-4} \times 4,52 \cdot 10^{-6} \times 2,5 \cdot 10^{-4}}{1,8 \cdot 10^7} = 4,78 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$q = n \cdot e \Rightarrow n = \frac{q}{e} = \frac{4,78 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 2,98 \approx 3$$

Donc la charge  $q = 3 \cdot e$

**Exercice N°6 :**

Elément	Nombre de masse	Proton	Neutron	Electron
$^{12}_6\text{C}$	12	6	6	6
$^{13}_6\text{C}$	13	6	7	6
$^{14}_6\text{C}$	14	6	8	6
$^{18}_8\text{O}$	18	8	10	8
$^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	16	8	8	10
$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	27	13	14	10
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	32	16	16	18

**Exercice N°7 :**

chaque atome est représenté par :  $^A_Z X^q$

$$A = Z + N$$

**Anion** : est un atome qui, ayant gagné un ou plusieurs électrons, possède une charge électrique q négative.

$$q = Z + né$$

**Cation** : est un atome qui, ayant perdu des électrons, manifeste une charge électrique q positive.

$$q = Z - né$$

Eléments	A	Z	N	Nbre d'é	q
$^{96}_{42}\text{Mo}$ ,	96	42	54	42	0
$^{48}_{22}\text{Ti}$	22	48	26	48	0
$^{207}_{82}\text{Pb}^{2+}$	207	82	56	80	+2
$^{80}_{35}\text{Br}^-$	80	35	45	36	-1
$^{122}_{51}\text{Sb}^{+3}$ ,	122	51	71	48	+3
$^{31}_{15}\text{P}^{-3}$	31	15	16	18	-3

**Définition :** Deux nucléides d'un même élément chimique sont dits isotopes s'ils partagent le même nombre de protons,  $Z$ , mais ont un nombre de neutrons,  $N$ , différent.

B, C et E sont des isotopes ils ont le même nombre de protons  $Z$  et un nombre de masse  $A$  différent (donc  $N$  différent).

	A	B	C	D	E
Nombre de neutrons	28	28	30	26	32
Nombre protons	<b>34</b>	26	<b>26</b>	25	26
Nombre de masse	62	<b>54</b>	56	<b>51</b>	<b>58</b>

### Exercice N°8 :

1-Définition de l'unité de masse atomique : L'unité de masse atomique (u.m.a.) : c'est le douzième de la masse d'un atome de l'isotope de carbone 6

$^{12}\text{C}$  (de masse molaire 12,0000g)

La masse d'un atome de carbone est égale à : 12,0000g/N

Avec  $N$  (nombre d'Avogadro) = 6.023. 10<sup>23</sup>

$$1 \text{ u.m.a} = 1/12 \times (12,0000/N) = 1/N = 1,66030217 \times 10^{-24} \text{ g.}$$

2- Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron.

$$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a. } m_n = 1,008665 \text{ u.m.a. } m_e = 0,000549 \text{ u.m.a.}$$

$$E (1 \text{ u.m.a}) = \Delta m \times c^2 = 1,66030217 \times 10^{-24} \times 10^{-3} \cdot (3.108)^2 = 1,494271957 \times 10^{-10} \text{ J}$$

$$E = 1,494271957 \cdot 10^{-10} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (eV)} = 934 \text{ MeV.}$$

### Exercice N°9

1-La masse d'un atome de silicium Si :  $m = M_{\text{Si}} / N = (28,085 / N)$

La masse molaire du silicium est:

$$M_{\text{Si}} = 28,085 \text{ g.mol}^{-1} = (28,085 / N) \cdot N = 28,085 \text{ u.m.a.}$$

$M \approx 28 \implies$  L'isotope 28 est le plus abondant.

2-Appelons  $x$  l'abondance de l'isotope 29 et  $y$  celle de l'isotope 30.

Assimilons, faute de données, masse atomique et nombre de masse pour les trois isotopes.

$$28,085 = 28 \times 0,9223 + 29 X + 30 Y \quad 2,2606 = 29 X + 30 Y$$

$$0,9223 + X + Y = 1 \quad 0,0777 = X + Y \quad Y = 0,0777 - X$$

$$29 X + 30 (0,0777 - X) = 2,2606$$

$$X = 0,0704 = 7,04\% \text{ et } Y = 0,0073 = 0,73\%$$

**Exercice N°10 :**

1-Détermination des abondances naturelles des deux isotopes stables :

$$100M = \sum x_i M_i = x_1 M_1 + x_2 M_2 \quad x_1 + x_2 = 100$$

$$100M = x_1 M_1 + (100 - x_1) M_2 \Rightarrow$$

$$x_1 = \frac{(M_2 - M)100}{M_2 - M_1} = \frac{(152,9209 - 151,96) \times 100}{152,9209 - 150,9196} = 48\% \Rightarrow x_2 = 52\%$$

**Exercice N°11 :**

Défaut de masse et énergie de liaison pour  $^{235}_{92}\text{U}$  :

$$|\Delta m| = m_{\text{noyau}} - (Zm_p + Nm_N) = 234,9942 - (92 \times 1,0073 + 143 \times 1,0086)$$

$$|\Delta m| = 1,9072 \text{ u. m. a} = 1,1489 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$\Delta E_U = \Delta m \cdot C^2 = 1,1489 \cdot 10^{-27} \times (3 \cdot 10^8)^2 = 10,34 \cdot 10^{-11} \text{ Joules}$$

$$\Delta E_U = \frac{10,34 \cdot 10^{-11} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-1}} = 646,26 \text{ MeV}$$

La formation d'un noyau de  $^{235}\text{U}$  à partir des nucléons libère :  $17,41 \cdot 10^2 \text{ MeV}$

Défaut de masse et énergie de liaison pour :  $^{140}_{54}\text{Xe}$  :

$$|\Delta m| = m_{\text{noyau}} - (Zm_p + Nm_N) = 139,9252 - (54 \times 1,0073 + 86 \times 1,0086)$$

$$|\Delta m| = 1,2086 \text{ u. m. a} = 0,7281 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$\Delta E_{Xe} = \Delta m \cdot C^2 = 0,7281 \cdot 10^{-27} \times (3 \cdot 10^8)^2 = 6,5527 \cdot 10^{-11} \text{ Joules}$$

$$\Delta E_{Xe} = \frac{6,5527 \cdot 10^{-11} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-13}} = 409,54 \text{ MeV}$$

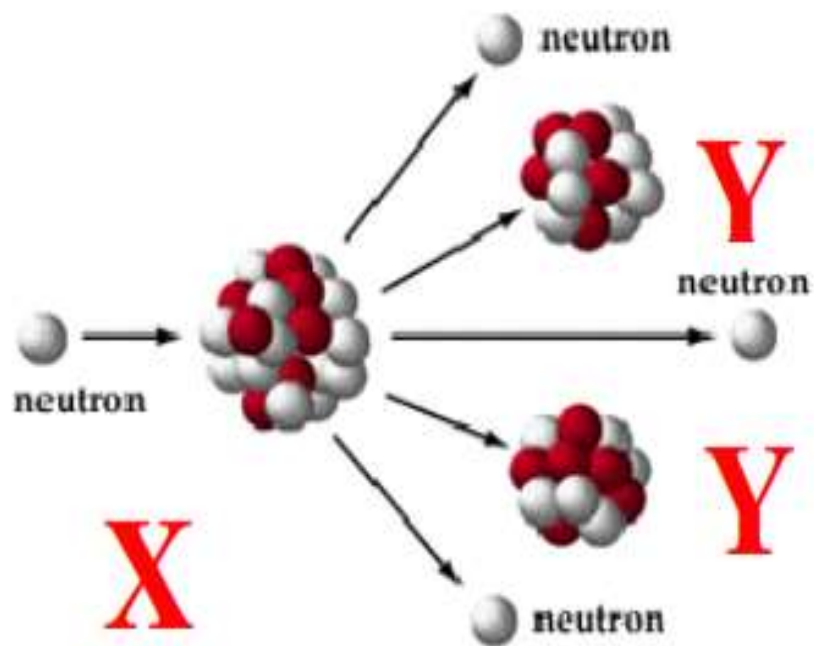
Energies de liaison par nucléon pour chaque noyau :

$$E_L = \frac{\Delta E_L}{A}, \quad E_U = \frac{646,26}{92} = 7,02 \text{ MeV/nucléon}, \quad E_{Xe} = \frac{409,54}{140} = 2,92 \text{ MeV/nucléon}$$

$$E_{Xe} > E_U : \quad ^{140}\text{Xe} \text{ est plus stable que } ^{235}\text{U}$$

# Chapitre III

## Radioactivité-Réactions Nucléaires



## Exercices Chapitre III : Radioactivité-Réactions Nucléaires

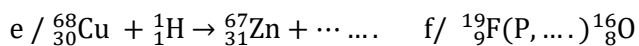
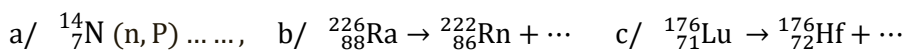
## Exercice N°1 :

Compléter le tableau suivant en indiquant les éléments isotopes :

Atomes et ions	Nombre de nucléon	Numéro atomique	Neutrons	Protons	Electrons	N/Z	N/e <sup>-</sup>
X <sub>1</sub>	208					1,536	
X <sub>2</sub>	40			20			
X <sub>3</sub>		53				1,396	
X <sub>4</sub>		82	125				
X <sup>-</sup>	127						1,370
X <sup>2+</sup>			20		18		

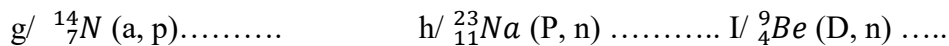
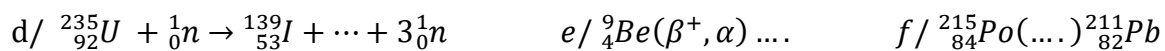
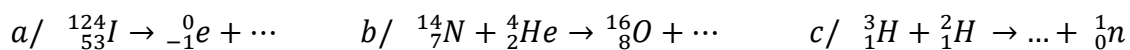
## Exercice N°2 :

Compléter les réactions nucléaires suivantes :



## Exercice N°3:

Compléter les réactions nucléaires suivantes :



1. Pour chaque équation indiquer le type de réaction dont il s'agit.
2. Identifier parmi ces réactions celles qui manifestent la radioactivité naturelle et artificielle.

**Exercice N°4 :**

- 1- Soit le nucléide  ${}^{20}_9F$ 
  - a- Quelle est la constitution du noyau
  - b- Quel est le défaut de masse correspondant. En déduire l'énergie de liaison par nucléon (J/nucléon et MeV/nucléon). On donne les masses du proton : 1,00758  $\mu$ , du neutron : 1,00897  $\mu$  et du noyau  ${}^{20}F$  : 20,0063.
- 2- Compléter les réactions nucléaires en indiquant leur nature :
 
$${}^{14}_7N (\dots, P) {}^{17}_8O ; {}^{23}_{11}Na (\alpha, \dots) {}^{26}_{12}Mg ; {}^9_4Be (\alpha, \dots) {}^{12}_6C ; \dots (P, {}^1_0n) {}^{63}_{30}Zn ; ({}^{40}_{21}Si, \dots) {}^{40}_{20}Ca ;$$

$$({}^{12}_5B, \dots) {}^{12}_6C ; ({}^{228}_{89}Ac, \dots) {}^{228}_{90}Th ; {}^7_3Li (d, \dots) {}^1_0n ; {}^{10}_5B (P, \alpha) \dots$$
- 3- Quel est le temps nécessaire pour que 80 % des atomes d'une substance radioactive se désintègrent ? On donne période de désintégration  $T = 35$  ans.

**Exercice N°5 :**

Le  ${}^{45}_{20}Ca$  a une période  $T$  de 163 jours.

- a) Calculer la valeur de la constante radioactive  $\lambda$  en jour<sup>-1</sup> et s<sup>-1</sup>.
- b) Calculer le pourcentage des noyaux radioactifs restants après 90 jours.

**Exercice N°6 :**

Un noyau d'astate  ${}^{211}_{85}At$  se désintègre en émettant une particule  $\alpha$ .

Calculer la période de ce nucléide, sachant que  $2,7 \cdot 10^{15}$  particules  $\alpha$  sont émises lors de la première heure de désintégration d'une masse  $m = 10^{-5}$ g d'astate  ${}^{211}_{85}At$ .

**Exercice N°7 :**

At existe sous deux formes isotopiques :  ${}^{210}_{85}At$  et  ${}^{212}_{85}At$  de masses atomiques : 209,64  $\mu$  et 211,66  $\mu$ .

- a- Quels sont les nombres de protons et de neutrons dans les 2 isotopes ?
- b- Sachant que la masse atomique At naturel est de 210,197  $\mu$ , déterminer l'abondance relative des 2 isotopes.

**Exercice N°8 :**

L'explosion nucléaire d'Hiroshima a nécessité 2Kg de  ${}^{235}U$  et a libéré une énergie totale de  $16,4 \cdot 10^{14}$ J. Calculer la masse de matière restante après la fission. La vitesse de lumière est  $c = 3 \cdot 10^8$  m/s.

**Exercice N°9 :**

- Calculer la masse atomique moyenne du néon naturel ( $Z = 10$ ), sachant que les masses atomiques (en u.m.a) des isotopes stables du néon sont :  $^{20}\text{Ne} = 19,9924$  ;  $^{21}\text{Ne} = 20,9939$  et  $^{22}\text{Ne} = 21,9914$ , et leurs abondances relatives sont respectivement : 90,92% ; 0,26% et 8,82%.
- La masse atomique de  $^{57}_{26}\text{Fe}$  est de 56,9354 u.m.a, et celle de  $^{235}_{92}\text{U}$  est de 235,0439 u.m.a.
  - Calculer l'énergie de liaison du noyau en *Joules* puis en *MeV*.
  - Quel est le noyau le plus stable ? Justifier.

On donne :  $m_{\text{proton}} = 1,0073$  u.m.a ;  $m_{\text{neutron}} = 1,0087$  u.m.a ;  $c = 3 \cdot 10^8$  m.s<sup>-1</sup>.

**Exercice N°10 :**

L'isotope 210 polonium Po ( $Z=84$ ) est un élément radioactif  $\alpha$ .

1-Ecrire l'équation de désintégration produite.

2-La période du polonium est  $T=138$  jours. A l'instant  $t=0$ , on considère un échantillon de masse  $m_0=88$   $\mu\text{g}$  de  $^{210}_{84}\text{Po}$ .

3-Calculer l'activité  $A_0$  à l'instant  $t=0$  du  $^{210}_{84}\text{Po}$  de cet échantillon.

4-Calculer la masse qui donne la même activité  $A_0$  dans les deux cas suivant :

- $^{226}_{86}\text{Rn}$  sachant que le radon a une constante radioactive  $\lambda = 8 \cdot 10^{-3}$  h<sup>-1</sup>.
- $^{222}_{86}\text{Ra}$  sachant que le radium a une période  $T=1590$ ans.

5- A l'instant  $t_1$ , l'activité de  $^{210}_{84}\text{Po}$  sera  $A_1 = \frac{A_0}{10}$ . Calculer  $t_1$ .

**Exercice N°11 :**

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

- Calculer la constante de désintégration de la substance.
- Quelle est son activité ?
- Initialement, combien y a-t-il en moyenne de noyaux radioactifs ?
- Combien restera-t-il en moyenne de noyaux radioactifs après 30s ?
- Quelle sera l'activité de cette substance après 30s ?

**Exercice N°12 :**

L'iode  $^{131}\text{I}$  ( $Z=53$ ) radioactif  $\beta^-$ , de demi vie  $T=8,1$  jours. Lors de sa désintégration donne du Xénon.

1. Ecrire l'équation de désintégration de l'iode  $^{131}\text{I}$  ?
2. L'iode est utilisé en médecine, par exemple pour l'examen par scintigraphie des glandes surrénales. Déterminer l'activité  $A$  (en Bq et Ci) d'une masse  $m=1\text{g}$  de  $^{131}\text{I}$  ?
3. Sachant que pour cet examen, il faut une solution de  $^{131}\text{I}$ , d'activité  $A_0= 37\text{MBq}$ . Quelle est alors la masse injectée au patient ?
4. Tracer la courbe de décroissance  $A=f(t)$  du produit injecté et déterminer graphiquement la date  $t$  où l'activité sera divisée par 10 ?

**Exercice N°13 :**

On donne la réaction :



La formation d'un noyau d'He s'accompagne d'un dégagement d'énergie de  $-19,6$  MeV.

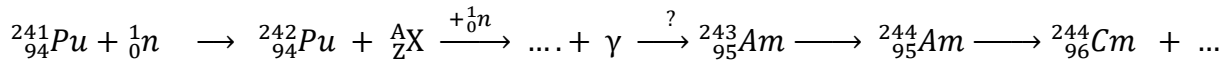
- 1-Calculer l'énergie en joule lors de la formation d'un g d'hélium.
- 2-Calculer la masse atomique de  ${}^3_1\text{H}$  en uma.

**Données :**

$N_A=6.023 \cdot 10^{23}$ ,  $M({}^4_2\text{He})=4.0015$  uma,  $M({}^1_1\text{H})=1.0078$  uma.

**A L'initiative Des Etudiants****Exercice N°1 :**

1. Compléter les réactions nucléaires suivantes :



2. L'américium se retrouve dans des résidus des produits aromatiques; sa constante radioactive est  $9,4 \times 10^{-5} \text{ ans}^{-1}$ . Si on veut mettre à l'abri l'homme et les produits alimentaires, il faut isoler ces résidus pendant un temps correspondant à 20 périodes.

- a- Combien faut-il d'années pour que le danger de contamination par  ${}_{95}^{243}\text{Am}$  disparaisse  
 b- L'activité de l'américium étant de 120 Bq, quelle sera son activité au bout de 20 périodes ?

**Exercice N°2 :**

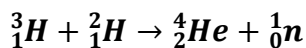
Le gallium naturel est un mélange de deux isotopes stables  ${}^{69}\text{Ga}$  et  ${}^{71}\text{Ga}$ .

1-Déterminer les abondances naturelles sachant que la masse atomique du gallium naturel est de  $69,72 \text{ g ; mol}^{-1}$ .

2-Il existe trois isotopes radioactifs du gallium Ga ( $Z=31$ ) :  ${}^{66}\text{Ga}$ ,  ${}^{72}\text{Ga}$ ,  ${}^{73}\text{Ga}$ . Prévoir pour chacun son type de radioactivité. En utilisant la courbe de stabilité  $N=f(Z)$

**Exercice N°3 :**

A / Une réaction de fusion envisagée a pour réaction :



Calculer en J et MeV l'énergie libérée par cette réaction ?

Calculer l'énergie libérée par la fusion d'une mole de deuterium avec une mole de tritium ?

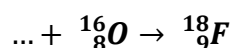
Calculer la masse de charbon qui fournirait, par combustion, la même énergie ? le pouvoir calorifique du charbon est  $240 \text{ kJ/mol}$ .

B / Calculer et comparer les énergies de liaison par nucléon, exprimées en MeV, pour

${}_{26}^{57}\text{Fe}$  et  ${}_{92}^{235}\text{U}$ . Quel est le noyau le plus stable ? masse en u.m.a :  $m_{{}^4\text{He}}=4,00150, m_{{}^3\text{H}}=3,01634, m_{{}^2\text{H}}=2,01420, m_{\text{p}}=1,00727, m_{\text{n}}=1,00866, m_{\text{Fe}}=56,9354, m_{\text{U}}=235,0439. c=3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$

**Exercice N°4 :**

1)- a- Complété la réaction nucléaire suivante :



b- L'isotope  ${}^{18}\text{F}$  perd 90 % de sa radioactivité initiale en 366 minutes.

- Déterminer la constante radioactive de cet élément.
- Déterminer la période radioactive

II)- Le curie (symbole Ci) est une unité d'intensité radioactive. Il correspond par définition à la quantité de substance radioactive dans laquelle se produisent  $3,7 \cdot 10^{10}$  désintégrations par seconde.

- a- Quelle est la masse de radium  ${}^{226}_{88}\text{Ra}$  dont l'intensité est 1 Ci ? La période du  ${}^{226}_{88}\text{Ra}$  est 1590 années.
- b- Même question pour le  ${}^{40}_{19}\text{K}$  dont la période est  $1,49 \cdot 10^9$  années
- c- Même question pour le  ${}^{137}_{56}\text{Ba}$ , dont la période est 2,6 minutes.

## Corrigés Des Exercices Chapitre III

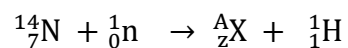
## Exercice N°1 :

Atomes et ions	Nombre de nucléon	Numéro atomique	Neutrons	Protons	Electrons	N/Z	N/e <sup>-</sup>
X <sub>1</sub>	<b>208</b>	82	126	82	82	<b>1,536</b>	1,536
X <sub>2</sub>	<b>40</b>	20	20	<b>20</b>	20	1	1
X <sub>3</sub>	127	<b>53</b>	74	53	53	<b>1,396</b>	1,396
X <sub>4</sub>	207	<b>82</b>	<b>125</b>	82	82	1,524	1,524
X <sup>-</sup>	<b>127</b>	53	74	53	54	1,396	<b>1,370</b>
X <sup>2+</sup>	40	20	<b>20</b>	20	<b>18</b>	1	1,536

Les deux éléments isotopes sont : X<sub>1</sub> et X<sub>4</sub>.

## Exercice N°2 :

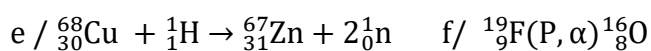
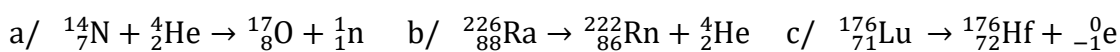
1-Pour identifier l'élément X, on applique la règle de Soddy:

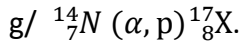
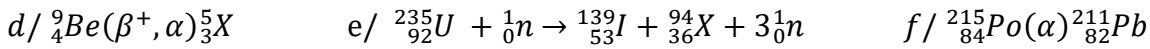
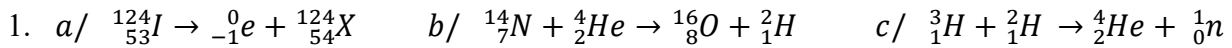


$$\left. \begin{array}{l} \text{conservation de la charge} \\ \text{conservation du nombre de nucléons} \end{array} \right\} \begin{array}{l} : \left\{ \begin{array}{l} 7+0 = Z+1 \\ 14+1 = A+1 \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} \text{soit } Z=6 \\ \text{soit } A=14 \end{array} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{conservation de la charge} \\ \text{conservation du nombre de nucléons} \end{array}} \right\} {}^A_Z\text{X} = {}^{14}_6\text{C}$$

la réaction nucléaire s'écrit :  ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{14}_6\text{C} + {}^1_1\text{H}$

On procède les mêmes étapes pour toutes les réactions



**Exercice N°3 :**

2. Le type de de chaque réaction :

- a-** Radioactivité  $\beta^-$ ;    **b-** Transmutation du type  $(\alpha, \text{d})$ ;    **c-** fusion;    **e-** fission  
**d-** Transmutation du type  $(\beta^+, \alpha)$ ;    **f-** Radioactivité  $\alpha$ ;    **g-** Transmutation du type  $(\alpha, \text{p})$

3. La nature de la radioactivité des réactions précédentes :

- a et f  $\rightarrow$  radioactivité naturelle.
- b-c- d- e- g radioactivité artificielle.

**Exercice N°4 :**1-a- le nucléide  ${}^{20}_9\text{F}$  est formé de 9 protons et 11 neutrons. On a :

$$A = 20 ; Z = 9 \text{ et } N = A - Z = 11.$$

$$\Delta m = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - m_{\text{noyau}}$$

$$\Delta m = (9 \times 1,00758 + 11 \times 1,00897) - 20,0063 = 0,16 \text{ uma}$$

$$\text{L'énergie de liaison est } \Delta E = \Delta m \cdot C^2 = 0,16 \times 1,7 \cdot 10^{27} \cdot (3 \times 10^8)^2 = 2,39 \cdot 10^{-11} \text{ Joule}$$

$$\Delta E = 2,39 \cdot 10^{-11} \text{ Joule (on a } 1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg)}$$

$$\text{L'énergie de liaison par nucléon est } \Delta E_{(n)} = \frac{\Delta m \cdot C^2}{A} = \frac{\Delta E}{A}$$

$$\Delta E_{(n)} = \frac{2,39 \cdot 10^{-11}}{20} = 1,195 \cdot 10^{-12} \text{ Joule} = 7,468 \text{ Mev}$$

2-Les réactions nucléaires

${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$	Émission de rayons $\alpha$
${}^{23}_{11}\text{Na} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{26}_{12}\text{Mg} + {}^1_1\text{H}$	Radioactivité artificielle $(\alpha, \text{p})$
${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$	Radioactivité artificielle $(\alpha, \text{n})$
${}^{63}_{29}\text{Cu} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^1_0\text{n} + {}^{63}_{30}\text{Zn}$	Radioactivité artificielle $(\text{p}, \text{n})$
${}^{40}_{21}\text{Si} \rightarrow {}^{40}_{20}\text{Ca} + {}^0_1\text{e}$	Emission de rayons $\text{K}^+$
${}^{12}_5\text{B} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^0_{-1}\text{e}$	Emission de rayons $\text{K}^-$
${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{143}_{56}\text{Ba} + {}^{90}_{36}\text{X} + 3 {}^1_0\text{n}$	Réaction de fission
${}^{228}_{89}\text{Ac} \rightarrow {}^{228}_{90}\text{Th} + {}^0_{-1}\text{e}$	Radioactivité $\text{K}^-$
${}^7_3\text{Li} + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^1_0\text{n} + {}^8_4\text{Be}$	Réaction $(\alpha, \text{n})$ artificielle
${}^{10}_5\text{B} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^7_4\text{X}$	Réaction $(\text{p}, \text{n})$ artificielle

3-A partir de la réaction  $N = N_0 e^{-\lambda t}$  ou  $\ln \frac{N_0}{N} = \lambda t$

à  $t = T$  on a  $N = \frac{N_0}{2} \Rightarrow \ln 2 = \lambda T$  on tire :

$$t = \frac{\ln N_0/N}{\lambda} = \frac{\ln N_0/N}{\ln 2} \cdot T = \frac{\ln 100/20}{\ln 2} \cdot 35 = 81,64 \text{ année}$$

Nombre de noyaux restants = 100 % - 80% = 20% = N

### Exercice N°5 :

1-Calcul de la constante radioactive :

$$\lambda = \frac{\ln}{T} = \frac{0,693}{163} = 4,25 \cdot 10^{-3} \text{ jours}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{\ln}{T} = \frac{0,693}{163 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60} = 4,92 \cdot 10^{-8} \cdot \text{s}^{-1}$$

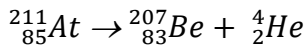
2-La loi de décroissance radioactive s'écrit :

$$N_t = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t} \quad \text{avec } N_0 = 100\%$$

$$N_t = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t} = 100 \cdot e^{-4,25 \cdot 10^{-3} \cdot 90} = 68,2\%$$

### Exercice N°6 :

L'équation de désintégration s'écrit comme suit :



Le nombre de particules  $\alpha$   $N_\alpha$  émises égale au nombre de noyaux d'astate désintégrés donc :

Le nombre de noyaux d'Astate restant  $N_t$  à  $t=1\text{h}$  est :

$$N_t = N_0 - N_\alpha, \quad \text{avec } N_0 : \text{ est le nombre initial de noyaux d'astate}$$

$$N_t = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t} \Rightarrow N_0 = n \cdot c = \frac{m}{M} \cdot N_A = \frac{2 \cdot 10^{-5}}{211} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,85 \cdot 10^{16} \text{ noyaux}$$

$$N = 2,85 \cdot 10^{16} - 2,7 \cdot 10^{15} = 2,58 \cdot 10^{16}$$

$$\lambda = -\frac{1}{t} \cdot \ln \frac{N}{N_0} = -\frac{1}{1} \ln \frac{2,58}{2,85} = 9,95 \cdot 10^{-2} \text{ h}^{-1}$$

$$T = \frac{\ln 2}{\lambda} = 6,96 \text{ h}$$

**Exercice N°7 :**

a-  ${}^{210}_{85}\text{At}$  85 protons et 125 neutrons

${}^{212}_{85}\text{At}$  85 protons et 127 neutrons

b- Soit  $x_1$  et  $m_1$  le pourcentage et la masse atomique du 1<sup>er</sup> isotope  ${}^{210}\text{At}$  et  $x_2$  ;  $m_2$  le pourcentage et la masse atomique de 2<sup>ème</sup> isotope  ${}^{212}\text{At}$

Soit  $M$  la masse atomique moyenne de cet élément exprimé par :

$$M = \frac{x_1 m_1 + x_2 m_2}{x_1 + x_2}$$

$$x_1 + x_2 = 100$$

Système de 2 équations à 2 inconnues. On obtient :

$$x_1 = \frac{100(M - m_2)}{m_1 - m_2} = 72,43\% \text{ et } x_2 = \frac{100(M - m_1)}{m_1 - m_2} = 25,57\%$$

**Exercice N°8 :**

$$\text{On a } \Delta E = \Delta m c^2 \Rightarrow \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} = \frac{1,64 \cdot 10^{14}}{9 \cdot 10^{16}} = 0,182 \cdot 10^{-2} \text{ Kg} = 1,82 \text{ g}$$

La masse restante donc :

$$2000 - 1,82 = 1998,18 \text{ g} = 1,99818 \text{ Kg}$$

**Exercice N°9 :**

1. On pose  $x_i$  l'abondance de l'isotope "i" dans le mélange, avec  $\sum x_i = 100$ .

La masse atomique moyenne du néon naturel :

$$M = (\sum x_i M_i) / 100$$

$$M = (9,92 \times 19,9924 + 0,26 \times 20,9939 + 8,82 \times 21,9914) / 100 = 20,1713 \text{ uma.}$$

2-(a) Énergie de liaison du noyau :  $E_l = \Delta m \cdot c^2$

$$\text{avec } \Delta m = (Z \cdot m_p + (A - Z) \cdot m_n) - m({}^A_Z X)$$

➤ Pour le noyau  ${}^{57}_{26}\text{Fe}$

$$\Delta m = 0,5371 \text{ uma}$$

$$E_l = 0,5371 \times 1,66 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2 = 8,0242 \times 10^{-11} \text{ J} \cdot \text{noyau}^{-1}$$

$$E_l = 8,0242 \times 10^{-11} / 1,6 \times 10^{-13} = 501,517 \text{ MeV} \cdot \text{noyau}^{-1}$$

➤ Pour le noyau  ${}^{235}_{92}\text{U}$

$$\Delta m = 1,3178 \text{ uma}$$

$$E_l = 1,3178 \times 1,66 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^8)^2 = 19,6879 \times 10^{-11} \text{ J} \cdot \text{noyau}^{-1}$$

$$E_l = 19,6879 \times 10^{-11} / 1,6 \times 10^{-13} = 1230,49 \text{ MeV} \cdot \text{noyau}^{-1}$$

(a) Le noyau le plus stable est celui qui a une énergie de liaison par nucléon plus grande.

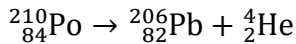
$$E_l/A ({}^{57}_{26}\text{Fe}) = 501,51757 = 8,798 \text{ MeV} \cdot \text{Nucleon}^{-1}$$

$$E_l/A ({}^{235}_{92}\text{U}) = 1230,49235 = 5,236 \text{ MeV} \cdot \text{Nucleon}^{-1}$$

Le noyau  ${}^{57}_{26}\text{Fe}$  est plus stable que le noyau  ${}^{235}_{92}\text{U}$

**Exercice N°10 :**

1- Po est radioactif  $\alpha$ . L'équation de désintégration s'écrit alors:



2- Calcul de l'activité  $A_0$  à l'instant  $t=0$  du  ${}_{84}^{210}\text{Po}$  de cet échantillon

L'activité  $A_0$  du polonium est le nombre de la désintégration par unité de temps ; celle-ci est proportionnelle au nombre de noyau  $N_0$  non désintégrés à cette date, soit :

$$A_0 = \lambda N_0 = \lambda \frac{Nm_0}{M} = \frac{\ln 2}{T} \times \frac{Nm_0}{M}$$

a-La masse du  ${}_{86}^{222}\text{Rn}$  qui donne  $A_1$

$$m_{{}_{86}^{222}\text{Rn}} = \frac{A}{\lambda} \cdot \frac{M}{N_A} = \frac{3600 \times 1,46 \cdot 10^{10} \times 222}{8 \cdot 10^{-3} \times 6,023 \cdot 10^{23}} = 24,216 \cdot 10^{-7} \text{g} = 2,42 \mu\text{g}$$

$$A = \lambda \cdot N \Rightarrow N = \frac{A}{\lambda} ; \lambda = \frac{\ln 2}{T} \Rightarrow N = \frac{T \cdot A}{\ln 2}, \quad m_{{}_{86}^{226}\text{Ra}} = N \cdot \frac{M}{N_A}$$

b-La masse du  ${}_{86}^{226}\text{Ra}$  qui donne  $A_1$

$$m_{{}_{86}^{226}\text{Ra}} = \frac{T \cdot A}{\ln 2} \cdot \frac{M}{N_A} = \frac{1590 \times 365 \times 24 \times 3600 \times 1,46 \cdot 10^{10} \times 226}{0,69 \times 6,023 \cdot 10^{23}} = 0,4 \text{ g}$$

3- A l'instant  $t_1$ , l'activité sera  $A_1 = \frac{A_0}{10}$ . D'après la formule de l'activité:

$$A_1 = A_0 \exp^{-\lambda t}$$

$$\frac{A_0}{10} = A_0 \exp^{-\lambda t_1} \Rightarrow \frac{1}{10} = \exp^{-\lambda t_1} \Rightarrow \lambda t_1 = \ln 10$$

$$\Rightarrow t_1 = \frac{\ln 10}{\lambda} = \frac{\ln 10}{\ln 2} \times T = \frac{2,3}{0,69} \times 138 = 460 \text{ Jours}$$

**Exercice N°11 :**

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

2.  $A_0 = 2 \cdot 10^7 \text{ d.p.s}$  (1 particule  $\alpha$  émise correspond à 1 noyau de la substance désintégrée)

$$3. A_0 = \lambda \cdot N_0 \Rightarrow N_0 = \frac{A_0}{\lambda} = \frac{2 \cdot 10^7}{0,0693} = 28,86 \cdot 10^7 \text{ noyaux}$$

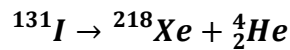
4. Après 30 s c'est-à-dire 3 périodes, il restera  $N_t$

$$N_t = \frac{N_0}{2^3} = 3,607 \cdot 10^7 \text{ noyaux}$$

$$5. A_t = \lambda \cdot N_t = 0,0693 \cdot 3,607 \cdot 10^7 = 0,25 \cdot 10^7 \text{ bq}$$

**Exercice N°12 :**

1. Equation de désintégration de l'iode 131 est la suivante :



2.  $A = \lambda N$  et  $\lambda = ?$  et  $N = ?$

$$\lambda = \frac{\ln 2}{T} = \frac{0,693}{8,1} = 8,56 \cdot 10^{-2} \text{jours}^{-1} = 9,9 \cdot 10^{-7} \text{s}^{-1},$$

$$N = \frac{m}{M} N_A = \frac{1}{131} 6,023 \cdot 10^{23} = 4,63 \cdot 10^{21} \text{ noyaux}$$

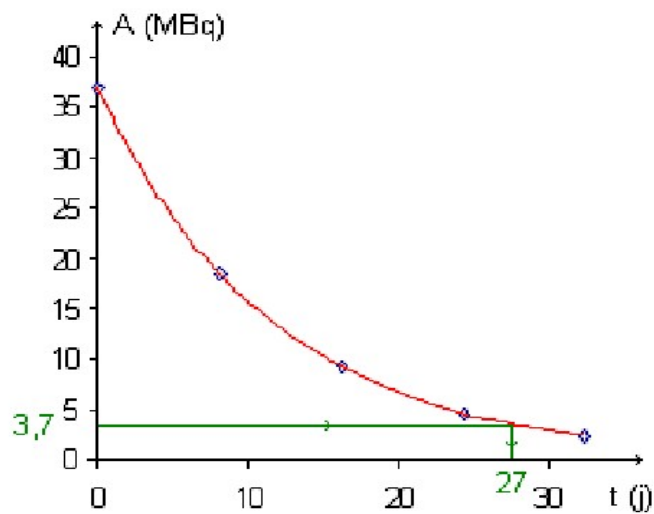
$$A = \lambda N = 9,9 \cdot 10^{-7} \times 4,63 \cdot 10^{21} = 4,55 \cdot 10^{15} \text{ d.p.s}$$

3.  $A_0 = \lambda N_0 \Rightarrow N_0 = \frac{m_0}{M} N_A = \frac{A_0}{\lambda} = \frac{37 \cdot 10^6}{9,9 \cdot 10^{-7}} = 3,74 \cdot 10^{13} \text{ noyaux}$

$$N_0 = \frac{m_0}{M} N_A \Rightarrow m_0 = \frac{N_0}{N_A} M = \frac{3,74 \cdot 10^{13}}{6,023 \cdot 10^{23}} \times 131 = 8,1 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

4. Pour tracer la courbe, on prend quelques points :

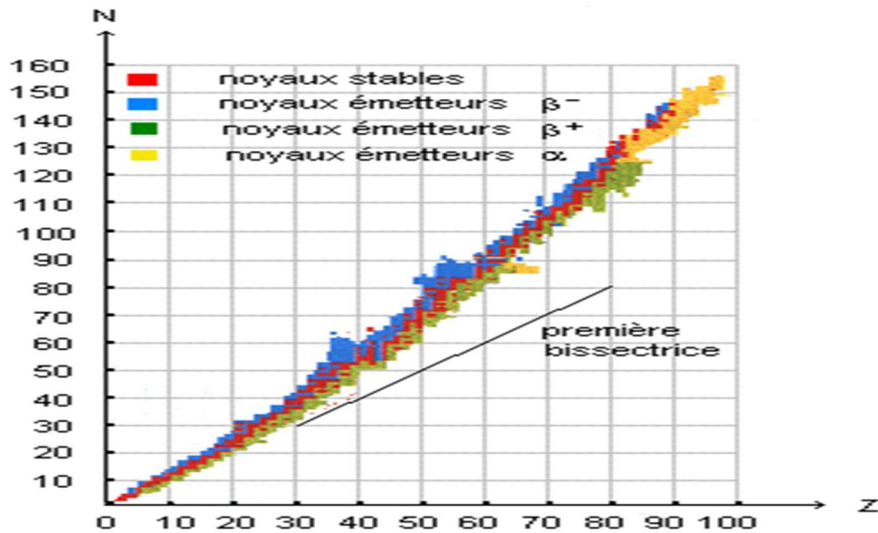
t	0	t <sub>1/2</sub>	2t <sub>1/2</sub>	3t <sub>1/2</sub>	4t <sub>1/2</sub>	5t <sub>1/2</sub>
A	A <sub>0</sub>	A <sub>0</sub> /2	A <sub>0</sub> /4	A <sub>0</sub> /8	A <sub>0</sub> /16	A <sub>0</sub> /32



D'après le graphe :

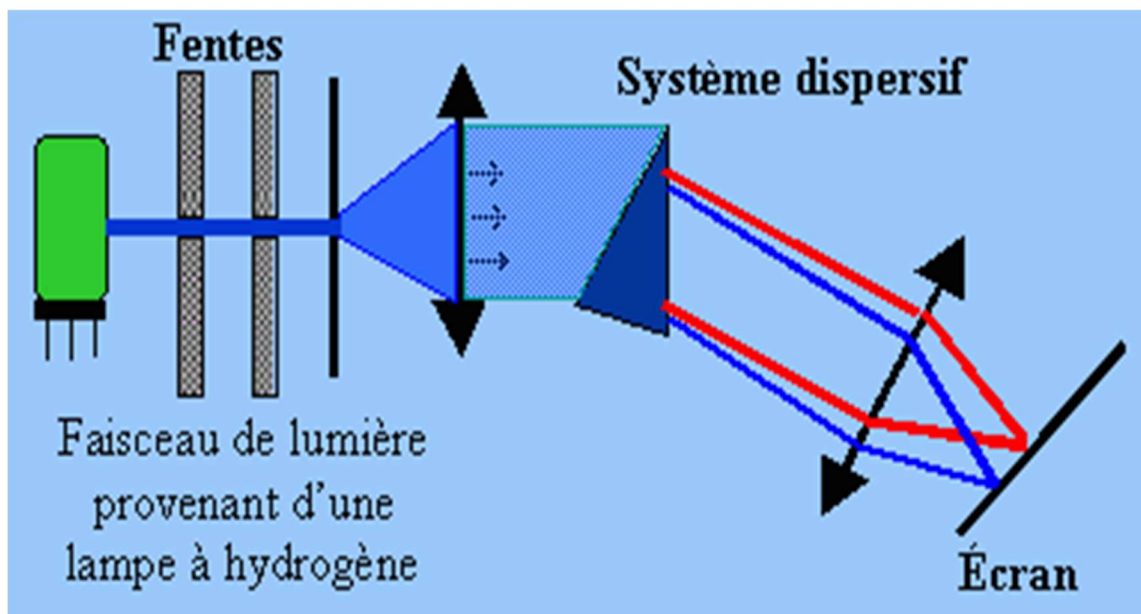
$$\frac{A_0}{8} > \frac{A_0}{10} > \frac{A_0}{16} \Rightarrow 3t_{\frac{1}{2}} > t > 4t_{\frac{1}{2}} \text{ pour } A = \frac{A_0}{10} = 3,710^6 \text{ Bq} \Rightarrow t = 27 \text{ Jours.}$$

On peut confirmer le résultat :  $A = A_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow t = -\frac{\ln \frac{A}{A_0}}{\lambda} = \frac{\ln 10}{8,56 \cdot 10^{-2}} = 26,9 \text{ Jours}$



# Chapitre IV

## Structure Électronique De L'Atome



**Exercices Chapitre IV : Structure Électronique De L'Atome****Exercice N°1 :**

L'ouverture automatique des portes fonctionne selon le principe de l'effet photoélectrique.

Une porte menu d'une cellule photoélectrique en argent est éclairée successivement par deux radiations de longueur d'onde  $\lambda_1=250\text{nm}$  et  $\lambda_2=589\text{nm}$ .

- 1- Dans quel cas il y a effet photoélectrique (c.-à-d. la porte fonctionne)?
- 2- Dans le cas où il y aurait effet photoélectrique, calculer en Joule et en eV l'énergie nécessaire pour extraire un électron d'argent.
- 3- Calculer l'énergie cinétique d'un électron arraché au métal ? en déduire sa vitesse maximale.

On donne :  $\nu_0(\text{Ag})=1,04 \cdot 10^{15}\text{Hz}$ ,  $c=3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ,  $h=6,62 \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$ ,  $m_e=9,1 \cdot 10^{-31}\text{Kg}$

**Exercice N°2 :**

- 1- Calculer, en utilisant le modèle de Bohr, le rayon de la deuxième orbite, la vitesse de l'électron, l'énergie cinétique, l'énergie potentielle et l'énergie totale de l'atome d'H?
- 2- Calculer la longueur d'onde du photon émis, pour faire passer l'électron  $n=5$  à  $n=3$ . Calculer la longueur d'onde associée à l'électron se trouvant au 1<sup>er</sup> état excité.
- 3- Si le rayon de la première orbite de l'hydrogène est connu à 1% près. Calculer l'incertitude sur la vitesse de l'électron.

$m_e=9,1 \times 10^{-31}\text{kg}$ ,  $k=9 \cdot 10^9(\text{S.I})$ ,  $R_H=1,1 \cdot 10^7\text{m}^{-1}$ ,  $e=1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$ .

**Exercice N°3:**

On considère trois raies du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène : la raie limite de la série de Paschen, la première raie de la série de Lyman et la 3<sup>ème</sup> raie de la série de Balmer.

- 1- Représenter les trois transitions sur le diagramme énergétique.
- 2- Calculer la longueur d'onde de chaque raie. Situer ces raies dans le domaine spectral.

**Exercice N°4 :**

Quelle est la longueur d'onde du rayonnement qu'il faut utiliser pour éjecter des électrons d'un métal avec une vitesse de  $3 \times 10^3 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$  ? Calculer la fréquence du seuil  $\nu_0$ .

Données :

Le travail d'extraction de ce métal est de 4,44 eV,  $e=1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$  ;  $m_e=9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$  ;

$h=6,62 \cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$  ;  $C=3 \cdot 10^8\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$ .

**Exercice N°5 :**

1- Si l'électron de l'hydrogène est excité au niveau  $n=4$ :

- Calculer son énergie et le rayon de son orbite.
- Combien de raies différentes peuvent être émises lors du retour à l'état fondamental?
- Classer les transitions correspondantes par longueur d'onde décroissante du photon émis.

2- Dans l'atome d'hydrogène, l'énergie de l'électron dans son état fondamental est égale à **-13,6 eV**. Quelle est l'énergie en eV de :

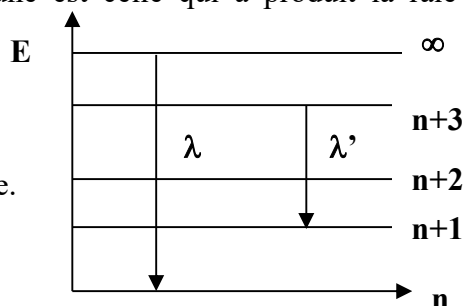
- La 2<sup>ème</sup> raie produite dans l'UV?
- La raie limite de la série de Lyman?

3- La fréquence de l'une des raies de la série de Paschen du spectre de l'hydrogène est **2,7415 10<sup>14</sup> Hz**. Identifier le niveau supérieur de la transition.

4- Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène présente une raie de longueur d'onde **4850 Å**. Quelle est la transition correspondante à cette raie ?

5- Calculer la longueur d'onde en Å et la fréquence de la raie de la plus grande longueur d'onde produite dans le visible et celle de la plus petite longueur d'onde produite dans l'UV.

6- Dans le spectre d'émission de l'hydrogène, la longueur d'onde de l'une des raies limites vaut **820,8 nm**. On considère les deux transitions (dont l'une est celle qui a produit la raie limite) représentées dans le schéma:



- Déterminer la valeur de  $n$ .
- Calculer la valeur de la longueur d'onde inconnue.

**Exercice N°6:**

1- Calculer l'énergie nécessaire pour exciter l'électron de l'hydrogénoïde  ${}_5B^{+4}$  de l'état fondamental au 4<sup>ème</sup> état excité.

2- Quelle est la longueur d'onde exprimée en (Å) de la raie qui correspond à cette transition ?

**Exercice N°7:**

On étudie la série de Paschen du spectre d'émission de l'hydrogène. Cette série correspond aux radiations émises lorsque l'atome passe d'un état excité ( $n_{\text{initial}} > 3$ ) à l'état excité ( $n_{\text{final}} = 3$ ).

- A quel domaine du spectre électromagnétique correspond cette série.
- Représenter 03 transitions électroniques de la série de Paschen dans un diagramme d'énergie.
- Déterminer la plus grande et la plus petite longueur d'onde de cette série.

4. Calculer l'énergie correspondante à l'extraction de l'électron (énergie d'ionisation) se trouvant au deuxième niveau excité ( $n_{\text{initial}} = 3$ ) de l'atome d'hydrogène.

### Exercice N°8:

L'hélium a pour numéro atomique  $Z=2$ . Le spectre de l'ion  $\text{He}^+$  est un spectre constitué d'une série de raies. Les niveaux d'énergie de l'ion hélium sont donnés par la relation :  $E_n = -\frac{E}{n^2}$ , où E est une constante.

1. Pourquoi dit-on que l'ion  $\text{He}^+$  est un ion hydrogénoïde?
2. La désexcitation de l'ion hélium du niveau  $E_2$  vers le niveau  $E_1$  s'accompagne d'un photon de longueur d'onde  $\lambda_{2 \rightarrow 1} = 30,378\text{nm}$  :
  - a. Le photon est-il émis ou absorbé ? Justifier brièvement.
  - b. A quel domaine électromagnétique cette longueur d'onde correspond-elle ?
  - c. Établir la relation donnant l'expression de la longueur d'onde du photon  $\lambda_{2 \rightarrow 1}$  en fonction des constantes h , c et E.
4. Calculer  $\Delta E_{2 \rightarrow 1}$  en J puis en eV.

### Exercice N°9 :

Dans une série spectrale d'un hydrogénoïde  $\text{X}^{q+}$ , le nombre d'onde qui correspond à la première raie est  $3,3 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$  et celui qui correspond à la raie limite est  $4,4 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

- 1- Calculer n. Quelle série est-ce ?
- 2- Calculer le nombre atomique Z et la charge q de l'hydrogénoïde.
- 3- Calculer la longueur d'onde qui correspond à la transition de l'électron du premier état excité à l'état  $n = \infty$ .
- 4- Calculer, par deux méthodes différentes, l'énergie d'ionisation de l'hydrogénoïde  $\text{X}^{q+}$  à partir du premier état excité.

### Exercice N°10 :

Une radiation lumineuse de longueur d'onde  $909 \cdot 10^{-10} \text{ m}$  provoque l'ionisation d'un hydrogénoïde à partir de son état fondamental. Sachant que cette radiation appartient à la série de Balmer :

- 1- Calculer le numéro atomique Z et l'énergie d'ionisation de cet atome.
- 2- Calculer le rayon de l'orbite, la vitesse de l'électron, l'énergie cinétique  $E_C$ , l'énergie potentiel  $E_P$  et l'énergie totale de cet atome, se trouvant dans le 1<sup>er</sup> état excité en utilisant le modèle de Bohr ?

Données :  $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$ ,  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$ ,  $k = 9 \cdot 10^9 \text{ (SI)}$ ,  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ,  $R_H = 1,1 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1}$

**Exercice N°11 :**

Quelle est en Å la longueur d'onde associée à chacun des systèmes suivants:

- 1- Une balle de masse **2 g** et de vitesse **300 km/s**
- 2- Un électron d'énergie cinétique  $E_C = 54 \text{ eV}$
- 3- Un grain de poussière de masse  $10^{-12} \text{ g}$  propulsé à la vitesse de **0,1 cm/s**

Quelles sont les conclusions que vous pouvez tirer de ces résultats?

**Exercice N°12 :**

Calculer l'incertitude sur la position pour:

1. Un véhicule d'une tonne roulant à  $100 \pm 0,001 \text{ km/h}$ .
2. L'électron de l'atome d'hydrogène sur la deuxième orbite de Bohr sachant que la vitesse est mesurée à 1% près. Comparer le résultat à l'orbite occupée.

Remarques et conclusions?

Données:  $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ ,  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ,  $R_H = 1,09678 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ,  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ,  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ,  
 $v_e = 1,094 \cdot 10^6 \text{ m.s}^{-1}$ ,  $m_n = 1,76 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

**Exercice N°13:**

Comparaison objet macroscopique/objet microscopique

1- Compléter le tableau ci-dessous sachant que la vitesse est connue à 1 % près.

Particule	$v_x \text{ (m.s}^{-1}\text{)}$	$m \text{ (kg)}$	$\lambda \text{ de Broglie (m)}$	$\Delta v_x \text{ (m.s}^{-1}\text{)}$	$\Delta x \text{ (m)}$
Ballon	10	0,5			
Electron	$3 \cdot 10^7$	$9 \cdot 10^{-31}$			

2- Commenter ces résultats.

**A L'Initiative Des Etudiants****Exercice N°1 :**

On applique la théorie de Bohr à l'électron de l'atome, d'hydrogène, qui est caractérisé par  $n=2$ .

1) Calculer sans démonstration

a- Le rayon de cette orbite en  $\text{Å}$ .

b- L'énergie de l'électron en eV.

2) trouver la vitesse de l'électron dans l'atome d'hydrogène à l'état fondamental, puis à l'état excité pour  $n=3$ .

**Exercice N°2 :**

L'énergie de liaison de l'électron au noyau de l'atome d'hydrogène peut se mettre sous la forme:

$E_n = -13,6/n^2$  où  $n$  est un nombre entier et  $E_n$  est exprimée en électronvolt (eV).

1- Ecrire cette expression de l'énergie totale en exprimant  $E_n$  dans le système SI.

2- Calculer les énergies qui correspondent aux trois premiers niveaux et donner le diagramme des niveaux d'énergie.

**Exercice N°3 :**

1- Dans la série de Balmer, le spectre de l'hydrogène présente une raie à  $4800 \text{ Å}$ . Quel est la transition qui l'a produite ?

3- Soit l'atome d'hydrogène dans son état fondamental. Quelle est l'énergie et la longueur d'onde de:

a) La 2<sup>ème</sup> raie produite dans UV ? b) La raie limite de la série de Lyman ?  $R_H = 109677,8 \text{ cm}^{-1}$ ,

**Exercice N°4 :**

A/ Une radiation lumineuse de fréquence  $\nu = 3,65 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$ . Provoque l'ionisation d'un hydrogénoïde  ${}_Z X^{+q}$  initialement à son état fondamental. Calculer  $Z$  et  $q$  ? Déduire son énergie d'ionisation.

On considère un hydrogénoïde  ${}_Z X^{+q}$  dans son 2<sup>ème</sup> état excité, son rayon est  $1,59 \text{ Å}$ . Calculer  $Z$  et  $q$  ?

B/ /On considère l'hydrogénoïde  $N^{+6}$ , la raie correspondant à la plus petite longueur d'onde de son spectre d'émission est  $\lambda_{Li} = 101 \text{ Å}$ .

1- Quelle est la transition correspondante à cette émission ? Calculer son énergie en eV.

2- Calculer la longueur d'onde de la radiation émise par l'atome d'hydrogène et cela pour la même transition à  $\lambda_N$ .

**Corrigés Des Exercices Chapitre IV****Exercice N°1 :**

Principe de fonctionnement d'une porte automatique : Un rayonnement atteint une surface métallique (argent pour cet exercice) à partir de laquelle des photo-électrons sont éjectés ce qui donne naissance à un courant électrique, qui assure la fermeture de la porte. Lorsqu'une personne passe devant le rayonnement, le courant s'interrompt. Il y a donc une coupure du courant électrique et la porte s'ouvre.

1-Deux quanta d'énergie ( $h\nu_1, h\nu_2$ ) sont transmis complètement à un électron. Le quantum qui permet d'arracher l'électron au métal vérifiée la condition suivante :

$$h\nu \geq W$$

L'énergie transmise est supérieure ou égale au travail d'extraction d'électron  $W$ . ce qui permet d'écrire :  $h\nu \geq h\nu_0 \Rightarrow \nu \geq \nu_0$

c.-à-d. la fréquence de rayonnement incident est supérieure ou égale au seuil de l'effet photoélectrique  $\nu_0$ .

$$\nu_1 = \frac{c}{\lambda_1} = \frac{3 \cdot 10^8}{250 \cdot 10^{-9}} = 1,2 \cdot 10^{15} s^{-1} > \nu_0, \quad \nu_2 = \frac{c}{\lambda_2} = \frac{3 \cdot 10^8}{589 \cdot 10^{-9}} = 0,5 \cdot 10^{15} s^{-1} < \nu_0$$

La fréquence  $\nu_1 >$  à la fréquence du seuil  $\nu_0$  : il y a effet photoélectrique, circulation d'un courant électrique.

La fréquence  $\nu_2 <$  à la fréquence du seuil  $\nu_0$  : il n'y a pas d'effet photoélectrique.

1- Travail d'extraction de l'électron :

$$W = h\nu_0 = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 1,04 \cdot 10^{15} = 6,88 \cdot 10^{-19} J = 4,3 eV$$

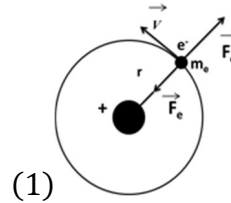
2-  $E_C = h\nu - W$  où  $W = h\nu_0 \Rightarrow E_C = h(\nu - \nu_0) = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 0,16 \cdot 10^{15} = 1,06 \cdot 10^{-19} J = 0,66 eV$

$$3- E_C = \frac{1}{2} mV^2 \Rightarrow V = \sqrt{\frac{2E_C}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,06 \cdot 10^{-19}}{9,1 \cdot 10^{-31}}} = 4,83 m \cdot s^{-1}$$

**Exercice N°2 :**

1-Selon le postulat de Bohr, les seuls états possibles sont le moment cinétique de l'électron qui est un multiple de  $h/2\pi$  :

$$m_e v r = \frac{nh}{2\pi} \Rightarrow v^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k e^2 m} \dots \dots$$



(1)

Le système (noyau-électron) est en équilibre si :

$$|\vec{F}_e| = |\vec{F}_c| \Rightarrow \frac{k e^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r} \Rightarrow m_e v^2 = \frac{k e^2}{r} \Rightarrow v^2 = \frac{k e^2}{m r} \dots (2)$$

$$(1) = (2) \Rightarrow \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2} = \frac{k e^2}{m r} \Rightarrow r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 k e^2 m}$$

Selon le modèle de Bohr, le rayon de l'atome d'hydrogène est donné par:

$$r_n = 0,53 n^2 (A^\circ)$$

Pour la deuxième orbite  $n=2$  :  $r_2 = 0,53 \times 2^2 = 2,12 A^\circ$

La vitesse de l'électron sur l'orbite stationnaire  $n=2$  est :

$$V_n = \frac{2\pi k e^2}{nh} = \frac{2,18 \cdot 10^6}{n} = 1,09 \cdot 10^6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

L'énergie potentielle  $E_p$  : la variation d'énergie potentielle  $dE_p$  d'un système est l'opposée de la variation du travail  $dW$  effectué par la force.  $dw = -Fdr = d E_p$

$$E_p = -k e^2 \int_r^\infty \frac{dr}{r^2} = -k e^2 [-1/r]_r^\infty = -k \frac{e^2}{r} = -\frac{4\pi^2 k^2 e^4 m}{n^2 h^2} = -\frac{4,4 \cdot 10^{-18}}{n^2} = -11 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

L'énergie cinétique de l'électron :

$$E_C = \frac{m_e v^2}{2} = \frac{9,1 \cdot 10^{-31} (1,09 \cdot 10^6)^2}{2} = 5,4 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_C = \frac{k e^2}{2r} = \frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{n^2 h^2} = \frac{2,2 \cdot 10^{-18}}{n^2} = 5,5 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$r = n^2 h^2 / 4\pi^2 m e^2 k$$

L'énergie totale de l'électron :  $E_T = E_C + E_p = \frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{n^2 h^2} - \frac{4\pi^2 k^2 e^4 m}{n^2 h^2} = -\frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{n^2 h^2}$

$$E_n = -\frac{21,76 \cdot 10^{-19}}{n^2} \text{ J} = 5,44 \cdot 10^{-19} \text{ J}, \quad E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV)}$$

2-La transition correspondante à  $n_1=3 \rightarrow n_2=5$

$$\frac{1}{\lambda_3} = R_H \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right) = \frac{R_H 14}{225} \Rightarrow \lambda_3 = 14610 \text{ \AA}$$

3-L'électron se trouve sur le 1<sup>ier</sup> état excité :  $n=2$ ,  $V=1,09 \cdot 10^6 \text{ m/s}$ . la longueur d'onde associée à cet électron est donnée par la relation de Louis De Broglie :  $\lambda = \frac{h}{mV}$

$$\lambda = \frac{h}{mV} = 6,67 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 6,67 \text{ \AA}$$

4-Si le rayon de la première orbite de l'hydrogène est connu à 1% près. Calculer l'incertitude

La position  $x$  et la quantité de mouvement  $p$  d'une particule ne peuvent être déterminées simultanément avec plus de précision que celle donnée par:

$$\Delta P \Delta x \geq \frac{h}{2\pi} = \hbar \Rightarrow \Delta V \Delta x \geq \frac{\hbar}{m}$$

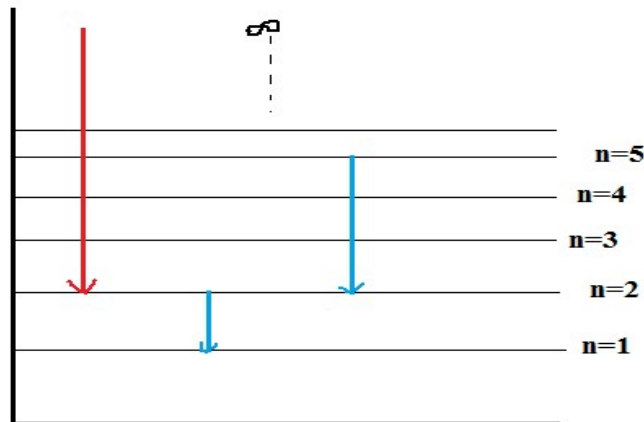
$$\frac{\Delta x}{x} = 0,01 \quad x = r = 0,53 \text{ \AA} \Rightarrow \Delta x = 0,53 \cdot 10^{-12} \text{ m}$$

$$\Rightarrow \Delta V \geq \frac{\hbar}{m \Delta x} = 2,18 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

L'incertitude sur la vitesse est énorme puisqu'elle est d'environ 10% de la vitesse de la lumière qui est la vitesse la plus grande qui puisse exister d'après la théorie relativiste d'Einstein.

## Exercice N°3 :

## 1-La Représentation



2-Le nombre d'onde  $\bar{\nu}$  donné par la formule de Balmer généralisée :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La transition correspondante à la raie limite de la série de Paschen est :  $n_1=3 \rightarrow n_2=\infty$

$$\frac{1}{\lambda_\infty} = \frac{R_H}{3^2} \Rightarrow \lambda_\infty = \frac{9}{1,1 \cdot 10^7} = 8,1818 \cdot 10^{-7} m = 8181,8 \text{Å}$$

La série de Paschen située dans le domaine spectral IR Proche.

La transition correspondante à la première raie de la série de Lyman est :  $n_1=1 \rightarrow n_2=2$

$$\frac{1}{\lambda_1} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = \frac{R_H 3}{4} \Rightarrow \lambda_1 = 2121 \text{Å}$$

La série de Lyman située dans le domaine spectral UV.

La transition correspondante à la troisième raie de la série de Balmer est :  $n_1=2 \rightarrow n_2=5$

$$\frac{1}{\lambda_3} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = \frac{R_H 21}{100} \Rightarrow \lambda_3 = 4329 \text{Å}$$

La série de Balmer située dans le domaine spectral Visible.

**Exercice N°4:**

1. Calcul de  $\lambda$

$$E = E_0 + E_c \Rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} = E_0 + \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E_0 + \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2} = 2,79 \cdot 10^{-7} m$$

2. Calcul de  $\nu_0$  :

$$E_0 = h \cdot \nu_0 \Rightarrow \nu_0 = \frac{E_0}{h} = 1,07 \cdot 10^{15} s^{-1}$$

**Exercice N°5 :**

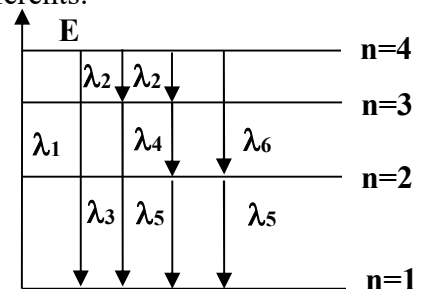
1- a)  $E_n = \frac{-13,6}{n^2} (eV)$ ;  $r_n = a_0 \cdot n^2 (\text{Å})$  /  $a_0 = 0,53 \text{Å}$

$n = 4 \Rightarrow E_4 = \frac{-13,6}{4^2} = -0,85 eV$ ;  $r_4 = 0,53 \cdot 4^2 = 8,48 \text{Å}$

b) On commence par schématiser les différents états et transitions de l'électron.

L'électron peut revenir à l'état fondamental par 4 "chemins" différents:

- $n=4$  à  $n=1$   $\lambda_1$
- $n=4$  à  $n=3$   $\lambda_2$ ;  $n=3$  à  $n=1$   $\lambda_3$
- $n=4$  à  $n=3$   $\lambda_2$ ;  $n=3$  à  $n=2$   $\lambda_4$ ;  $n=2$  à  $n=1$   $\lambda_5$
- $n=4$  à  $n=2$   $\lambda_6$ ;  $n=2$  à  $n=1$   $\lambda_5$



L'électron peut émettre donc six (06) longueurs d'ondes différentes.

c) Il faut d'abord calculer ces longueurs d'ondes avec la relation de Balmer:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda_1} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right) = \frac{15}{16} R_H \Rightarrow \lambda_1 = \frac{16}{15 \cdot R_H} = 0,9725 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 972,5 \text{ \AA}$$

$$\frac{1}{\lambda_2} = R_H \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right) = \frac{7}{16 \cdot 9} R_H \Rightarrow \lambda_2 = \frac{16 \cdot 9}{7 \cdot R_H} = 18,7562 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 18756,2 \text{ \AA}$$

$$\frac{1}{\lambda_3} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = \frac{8}{9} R_H \Rightarrow \lambda_3 = \frac{9}{8 \cdot R_H} = 1,0257 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1025,7 \text{ \AA}$$

$$\frac{1}{\lambda_4} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = \frac{5}{36} R_H \Rightarrow \lambda_4 = \frac{36}{5 \cdot R_H} = 6,5647 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 6564,7 \text{ \AA}$$

$$\frac{1}{\lambda_5} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = \frac{3}{4} R_H \Rightarrow \lambda_5 = \frac{4}{3 \cdot R_H} = 1,2157 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1215,7 \text{ \AA}$$

$$\frac{1}{\lambda_6} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = \frac{3}{16} R_H \Rightarrow \lambda_6 = \frac{16}{3 \cdot R_H} = 4,8627 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 4862,7 \text{ \AA}$$

Classement par ordre décroissant:  $\lambda_2 > \lambda_4 > \lambda_6 > \lambda_5 > \lambda_3 > \lambda_1$

2- a) UV donc c'est la série de Lyman  $n_1=1$ . La première raie est pour la transition  $n_2=2$  à  $n_1=1$  et la deuxième raie est pour la transition  $n_2=3$  à  $n_1=1$ . L'énergie de la raie est la différence d'énergie entre les niveaux de transition. Le signe (-) signifie qu'il y a eu perte d'énergie par émission d'un photon.

$$\Delta E = E_1 - E_3 = -13,6 - \left( \frac{-13,6}{3^2} \right) = -12,09 \text{ eV}$$

b) Raie limite de la série de Lyman : transition de  $n_2=\infty$  à  $n_1=1$

$$\Delta E = E_1 - E_\infty = -13,6 - 0 = -13,6 \text{ eV}$$

3-Série de Paschen  $\Rightarrow n_1=3$ . Afin de trouver le niveau supérieur de la transition il faut calculer  $n_2$ .

En remplaçant  $n_1$  et en multipliant la relation de Balmer par  $c$ :

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = R_H \cdot c \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Rightarrow \frac{\nu}{R_H \cdot c} = \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_2^2} \Rightarrow \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{3^2} - \frac{\nu}{R_H \cdot c} \Rightarrow \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{9} - \frac{2,7415 \cdot 10^{14}}{1,09678 \cdot 10^7 \cdot 3 \cdot 10^8} \Rightarrow n_2 \square 4$$

4-  $\lambda=4850 \text{ \AA}$  appartient au domaine visible donc à la série de Balmer:  $n_1=2$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda \cdot R_H} = \frac{1}{4} - \frac{1}{n_2^2} \Rightarrow \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{4} - \frac{1}{\lambda \cdot R_H} = \frac{1}{4} - \frac{1}{4850 \cdot 10^{-10} \cdot 1,09678 \cdot 10^7}$$

On trouve  $n_2=4$ ; donc la transition qui a produit cette raie est  $n_2=4$  à  $n_1=2$

5-La plus grande longueur d'onde correspond à la première raie d'une série spectrale c-à-d de  $n_2 = n_1 + 1$  à  $n_1$  ( $\lambda_{\max} = \lambda_1$ ). Ici c'est la série de Balmer (domaine visible); donc on calcule la longueur d'onde pour la transition  $n_2 = 3$  à  $n_1 = 2$ :

$$\frac{1}{\lambda_{\max}} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = \frac{5}{36} R_H \Rightarrow \lambda_{\max} = \frac{36}{5 \cdot R_H} = \frac{36}{5 \cdot 1,09678 \cdot 10^7} = 6,5647 \cdot 10^{-7} m = 6564,7 \text{ \AA}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{6,5647 \cdot 10^{-7}} = 4,57 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La plus petite longueur d'onde correspond à la raie limite c-à-d de  $n_2 = \infty$  à  $n_1$  ( $\lambda_{\min} = \lambda_{\infty}$ ) pour l'UV c'est la transition  $n_2 = \infty$  à  $n_1 = 1$ :

$$\frac{1}{\lambda_{\min}} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right) = R_H \Rightarrow \lambda_{\min} = \frac{1}{R_H} = \frac{1}{1,09678 \cdot 10^7} = 0,9117 \cdot 10^{-7} m = 911,7 \text{ \AA}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{0,9117 \cdot 10^{-7}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

6- a) La raie limite correspond à la transition  $n_2 = \infty$  à  $n_1 = n$  donc  $\lambda_{\infty} = \lambda = 820,8 \text{ \AA}$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{\infty} \right) = \frac{R_H}{n^2} \Rightarrow n^2 = \lambda \cdot R_H \Rightarrow n = \sqrt{\lambda \cdot R_H} = \sqrt{820,8 \cdot 10^{-9} \cdot 1,09678 \cdot 10^7}$$

$$\Rightarrow n = 3$$

b) La longueur d'onde inconnue est  $\lambda'$  et la transition qui l'a produite est  $n_2 = 6$  à  $n_1 = 3$ :

$$\frac{1}{\lambda'} = R_H \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} \right) = R_H \frac{25}{9 \cdot 36} \Rightarrow \lambda' = \frac{9 \cdot 36}{25 \cdot R_H} = \frac{9 \cdot 36}{25 \cdot 1,09678 \cdot 10^7} = 11,816 \cdot 10^{-7} m = 1181,6 \text{ nm}$$

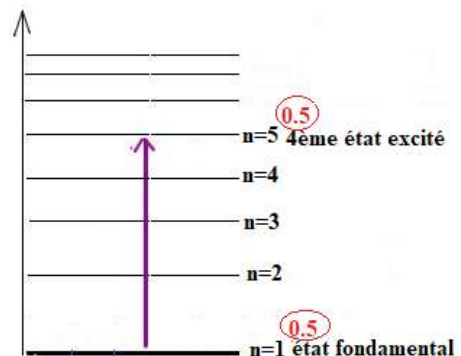
**Exercice N°6 :**

1- Energie nécessaire pour exciter de l'hydrogénoïde  ${}_5B^{+4}$  de l'état fondamental au 4<sup>ème</sup> état excité

$$\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \Delta E = h \cdot c \cdot R_H \cdot Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Delta E = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8 \times 1,1 \cdot 10^7 \times 5^2 \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\Delta E = 524,30 \cdot 10^{-19} J$$



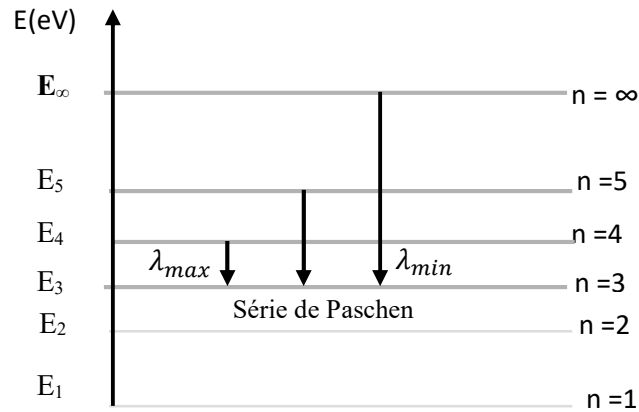
2- La longueur d'onde exprimée en (Å) de la raie qui correspond à la transition  $n_1 = 1 \rightarrow n_2 = 5$ .

$$\Delta E = h \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = h \frac{c}{\Delta E}$$

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{524,30 \cdot 10^{-19}} \Rightarrow \lambda = 37,87 \cdot 10^{-10} m = 37,87 \text{ \AA}$$

**Exercice N°7:**

1. La série de Paschen correspond au domaine de l'infrarouge IR.
2. Représentation de 03 transitions possibles de la série de Paschen dans le diagramme d'énergie.



3. Calcul de la plus grande et de la plus petite longueur d'onde de cette série :

Formule de Balmer -Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \quad ; \text{ avec } n < m.$$

$$\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda} ; \Delta E \text{ et } \lambda \text{ sont inversement proportionnelles entre elles,}$$

La plus grande longueur d'onde de la série de Paschen :

$\lambda_{max}$  correspond à  $\Delta E_{min}$  donc à la transition  $n_{initial} = 4 \rightarrow n_{final} = 3$  ;

$$\frac{1}{\lambda_{max}} = 1,097 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 0,053326 \cdot 10^7 m^{-1}$$

$$\lambda_{max} = 18,752 \cdot 10^{-7} m = 1875,2 \text{ nm}$$

La plus petite longueur d'onde de la série de Paschen :

$\lambda_{min}$  correspond à  $\Delta E_{max}$  donc à la transition  $n_{initial} = \infty \rightarrow n_{final} = 3$  ;

$$\frac{1}{\lambda_{min}} = 1,097 \cdot 10^7 \cdot \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 0,1218889 \cdot 10^7 m^{-1}$$

$$\lambda_{min} = 8,204 \cdot 10^{-7} m = 820,4 \text{ nm}$$

4. L'énergie correspondante à l'extraction de l'électron (énergie d'ionisation) se trouvant au deuxième niveau d'énergie ( $n_{\text{initial}}=3$ ) de l'atome d'hydrogène.

Transition  $n_{\text{initial}}=3 \rightarrow n_{\text{final}}=\infty$

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = E_{\infty} - E_3$$

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \Rightarrow E_3 = -\frac{13,6}{3^2} = -1,51 \text{ eV. et } E_{\infty} = -\frac{13,6}{\infty^2} = 0; \quad \Delta E = +1,51 \text{ eV}$$

### Exercice N°8 :

1. L'ion  $\text{He}^+$  est un hydrogénoïde car il ne possède qu'un seul électron, sa structure est semblable à celle de l'hydrogène.

2.  $\lambda_{2 \rightarrow 1} = 30,378 \text{ nm}$ ,

$$\Delta E_{2 \rightarrow 1} = E_1 - E_2 = -\frac{E}{1^2} - \frac{-E}{2^2} = -\frac{3E}{4}$$

$\Delta E_{2 \rightarrow 1} < 0$  ; donc le photon est émis ;

3.  $\lambda_{2 \rightarrow 1} = 30,378 \text{ nm} < 400 \text{ nm} \Rightarrow$  Domaine UV ;

$$4. \Delta E = h\nu = \frac{h.c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h.c}{\Delta E} ;$$

$$5. |\Delta E_{2 \rightarrow 1}| = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{30,378 \cdot 10^{-9}} = 0,654 \cdot 10^{-17} \text{ J} = \frac{0,654 \cdot 10^{-17}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 40,9 \text{ eV.}$$

### Exercice N°9 :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Le nombre d'onde de la 1<sup>ère</sup> raie de cette série est :  $\bar{\nu} = 3,3 \cdot 10^{+7} \text{ m}^{-1}$ . La transition correspondante à ce nombre d'onde est ( $n_1 = ? \rightarrow n_2 = n_1 + 1$ )

$$\bar{\nu}_{\text{min}} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{(n_1 + 1)^2} \right) = 3,3 \cdot 10^{+7} \text{ m}^{-1} \dots (1)$$

Le nombre d'onde de la raie limite de cette série est :  $\bar{\nu} = 4,4 \cdot 10^{+7} \text{ m}^{-1}$ . La transition correspondante à ce nombre d'onde est ( $n_1 = ? \rightarrow n_2 = \infty$ )

$$\bar{\nu}_{\text{max}} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{\infty} \right) = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} \right) = 4,4 \cdot 10^{+7} \text{ m}^{-1} \dots (2)$$

Pour trouver la valeur de n on divise (1) par (2) :

$$\frac{\bar{\nu}_{min}}{\bar{\nu}_{max}} = \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{(n_1 + 1)^2} \right) \times n_1^2 = 1 - \frac{n_1^2}{(n_1 + 1)^2} = 0,75$$

$$1 - 0,75 = \frac{n_1^2}{(n_1 + 1)^2} \Rightarrow 0,25(n_1^2 + 2n_1 + 1) - n_1^2 = 0$$

$$0,75n_1^2 - 0,5n_1 - 0,25 = 0, \quad \Delta = 1, \quad n_1 = \frac{0,5 - 1}{2 \times 0,75} < 0 \text{ rejetée}$$

$$n_1 = \frac{0,5 + 1}{2 \times 0,75} \approx 1 \text{ retenue}$$

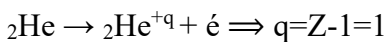
Le niveau de départ dans les deux cas est n=1 donc la première raie (n=1→n=4) et la raie limite (n=1→n=∞) appartiennent à la série de Lyman.

Le nombre atomique Z :

$$\bar{\nu}_{max} = \frac{R_H Z^2}{n_1^2} \Rightarrow Z = \sqrt{\frac{\bar{\nu}_{max} n_1^2}{R_H}} = \sqrt{\frac{4,4 \cdot 10^{+7} \times 1^2}{1,09678 \cdot 10^{+7}}} = 2$$

La charge q de l'hydrogénoïde :

Par définition un hydrogénoïde est un atome qui a perdu tous ses électrons sauf un.



La longueur d'onde  $\lambda$  qui correspond la transition (n=2→n=∞) : Cette transition correspond à l'ionisation de l'hydrogénoïde à partir du 1<sup>ier</sup> état excité.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,09678 \cdot 10^{+7} \times 2^2 \left( \frac{1}{2^2} \right) = 1,09678 \cdot 10^{+7} \Rightarrow$$

$$\lambda = 0,9117 \cdot 10^{-7} \text{ m}^{-1} \Rightarrow \lambda = 911,7 \text{ \AA}$$

L'énergie d'ionisation  $\Delta E_i$  :

$$\Delta E_i = E_\infty - E_2 = -E_2 = \frac{13,6Z^2}{n^2} = 13,6 \text{ eV}$$

$$\Delta E_i = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \times 3 \cdot 10^8}{0,9117 \cdot 10^{-7}} = 21,78 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 13,61 \text{ eV}$$

**Exercice N°10:**

1-Calcul du numéro atomique Z de l'hydrogénoïde en question :

L'hydrogénoïde dans son état fondamental : série de Balmer  $\Rightarrow n_1=2$

L'ionisation de l'hydrogénoïde correspond à la transition :  $n_1=2 \Rightarrow n_2=\infty$   $\lambda_\infty = 0,909 \cdot 10^{-7} \text{m}$

$$\frac{1}{\lambda_\infty} = R_H Z^2 \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R_H Z^2 \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty} \right) = \frac{R_H Z^2}{4}$$

$$Z = \sqrt{\frac{4}{\lambda_\infty \cdot R_H}} = \sqrt{\frac{4}{0,909 \cdot 10^{-7} \times 1,1 \cdot 10^7}} = 2$$

L'énergie d'ionisation :  $\Delta E_i = E_\infty - E_2 = h \frac{c}{\lambda} = 21,25 \cdot 10^{-19} \text{Joule}$

2- Selon le modèle de Bohr :

$$r = 0,53 \frac{n^2}{Z} \Rightarrow r_2 = 0,53 \frac{2^2}{2} = 1,06 \text{Å}$$

$$1^{\text{er}} \text{ état excité} \Rightarrow n = 3 \Rightarrow r_3 = 0,53 \frac{3^2}{2} = 2,38 \text{Å}$$

$$V = n \frac{h}{2\pi m_e r} = 1,46 \cdot 10^6 \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\text{On peut calculer V à partir de: } V = \frac{2\pi e^2 k Z}{nh} = \frac{2,18 \cdot 10^6 Z}{n} = 1,45 \cdot 10^6 \text{m/s}$$

$$E_C = \frac{1}{2} m_e V^2 = 19,4 \cdot 10^{-19} \text{Joule}$$

$$E_P = -\frac{ke^2}{r} = -9,7 \cdot 10^{-19} \text{Joule}$$

$$E_T = E_C + E_P = 9,7 \cdot 10^{-19} \text{Joule}$$

$$E_T = -\frac{21,76 \cdot 10^{-19} Z^2}{n^2} = 9,7 \cdot 10^{-19} \text{Joule}$$

**Exercice N°11:**

Pour cet exercice on calcule la longueur d'onde associée de De Broglie  $\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$

$$1 - \lambda_1 = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2 \cdot 10^{-3} \cdot 300 \cdot 10^3} = 1,10 \cdot 10^{-36} \text{ m} = 1,1 \cdot 10^{-26} \text{ \AA}$$

$$2 - E_C = \frac{1}{2} m_e v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_C}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 54 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}}{9,1 \cdot 10^{-31}}} \Rightarrow v = 4,36 \cdot 10^6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\lambda_2 = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 4,36 \cdot 10^6} = 0,166 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 1,66 \text{ \AA}$$

$$3 - \lambda_3 = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{10^{-15} \cdot 0,1 \cdot 10^{-2}} = 6,62 \cdot 10^{-18} \text{ m} = 1,1 \cdot 10^{-8} \text{ \AA}$$

Conclusions:

- Les valeurs de  $\lambda_1$  et  $\lambda_3$  sont négligeables par rapport aux dimensions des corps en mouvement et même par rapport à la taille d'un noyau atomique. Elles n'ont aucun sens. Il est donc inutile de calculer la longueur associée à des corps macroscopiques.
- Contrairement aux deux autres cas,  $\lambda_2$  est tout à fait mesurable (rayonnement  $\gamma$ ). A l'échelle microscopique (dans ce cas l'électron); la longueur d'onde associée et les distances qui interviennent sont du même ordre de grandeur donc il faudra tenir compte du caractère ondulatoire de l'électron.

**Exercice N°12 :**

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2 \cdot \pi} \quad \text{avec: } \Delta p = \Delta(m \cdot v) = m \cdot \Delta v$$

$$\text{Au mieux on a l'égalité: } m \cdot \Delta v \cdot \Delta x = \frac{h}{2 \cdot \pi} \Rightarrow \Delta x = \frac{h}{2 \cdot \pi \cdot m \cdot \Delta v}$$

$$1 - \Delta x = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3600}{2 \cdot 3,14 \cdot 1000 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3} = 3,79 \cdot 10^{-34} \text{ m}$$

$$2 - \frac{\Delta v}{v} = 1\% \Rightarrow \Delta v = 1\% \cdot v = 0,01 \cdot 1,094 \cdot 10^6 = 1,094 \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\Delta x = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{2 \cdot 3,14 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 1,094 \cdot 10^4} = 0,106 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 106 \text{ \AA}$$

Le rayon de la deuxième orbite:  $r_2 = 0,53 \cdot 2^2 = 2,12 \text{ \AA}$

$$\frac{\Delta x}{r_2} = 50 \Rightarrow \Delta x = 50 \cdot r_2 \quad \text{ou} \quad \frac{\Delta x}{2 \cdot \pi \cdot r_2} = 7,96 \square 8 \Rightarrow \Delta x = 8 \cdot (2 \cdot \pi \cdot r_2)$$

Remarques et conclusions:

L'incertitude sur la position du camion n'a aucune conséquence pratique (négligeable ou plus exactement insignifiante).

L'incertitude sur la position de l'électron est très supérieure au rayon et au périmètre de son orbite. On ne peut donc connaître simultanément la position et la vitesse (par conséquent la quantité de mouvement). C'est l'une des insuffisances du modèle de Bohr qui stipule une trajectoire et une localisation précises de l'électron.

**Exercice N°13 :**

$$\Delta P \Delta x \geq \frac{h}{2\pi} = \hbar \Rightarrow \Delta V \Delta x \geq \frac{\hbar}{m}$$

Incertitude sur la position du ballon :

La vitesse est connue à 1 % près :

$$\frac{\Delta V}{V} = 1\% = 0,01 \Rightarrow \Delta V = 0,1 \text{ m.s}^{-1}$$

$$\Delta x \geq \frac{\hbar}{m\Delta V} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{0,5 \times 2 \times 3,14 \times 0,1} = 21,08 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

L'incertitude sur la position du ballon (objet macroscopique) est négligeable à notre échelle ( $21,08 \times 10^{-34} \text{ m}$ ). La vitesse est donc connue avec toute la précision voulue.

Incertitude sur la position de l'électron :

La vitesse est connue à 1 % près :

$$\frac{\Delta V}{V} = 1\% = 0,01 \Rightarrow \Delta V = 3 \cdot 10^7 \times 0,01 = 3 \cdot 10^5 \text{ m.s}^{-1}$$

$$\Delta x \geq \frac{\hbar}{m\Delta V} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9 \cdot 10^{-31} \times 2 \times 3,14 \times 3 \cdot 10^5} = 3,9 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

L'incertitude sur la position de l'électron (objet microscopique) est énorme par rapport aux dimensions de l'atome (le rayon le plus petit est presque  $1 \text{ \AA}$ ).

• Particule macroscopique:

L'onde associée au ballon, de masse 0,5 kg et de vitesse 10 m/s.

$$\lambda = \frac{h}{mV} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{0,5 \times 10} = 1,324 \cdot 10^{-34} \text{ m.}$$

Cette valeur (19 fois plus faible que la taille d'un noyau atomique). Elle n'a aucun sens.

- Particule microscopique:

Calculer l'onde associée à un électron de masse =  $9.10^{-31}$  kg et de vitesse  $3.10^7$  m. s<sup>-1</sup>

$$\lambda = \frac{h}{mV} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9 \cdot 10^{-31} \times 3 \cdot 10^7} = 0,2410^{-10} \text{ m} = 0,24 \text{ \AA}.$$

Valeur tout à fait mesurable et correspond à la longueur d'onde  $\lambda$  des Rayons X.

Particule	$v_x$ (m.s <sup>-1</sup> )	m (kg)	$\lambda$ de Broglie (m)	$\Delta v_x$ (m.s <sup>-1</sup> )	$\Delta x$ (m)
Ballon	10	0,5	$1,324 \cdot 10^{-34}$	0,1	$21,08 \cdot 10^{-34}$
Electron	$3 \cdot 10^7$	$9 \cdot 10^{-31}$	$0,24 \cdot 10^{-10}$	$3 \cdot 10^5$	$3,9 \cdot 10^{-10}$

### Conclusion :

#### Principe d'incertitude de Heisenberg

A l'échelle microscopique le principe de Heisenberg ne joue aucun rôle.

Si on connaît avec précision la vitesse de l'électron on ne sait rien sur sa position ou son énergie.

A l'échelle des objets quantiques le principe de Heisenberg est incontournable.

#### Longueur d'onde associée De Broglie

La longueur d'onde associée d'une particule macroscopique est très petite c'est la raison pour laquelle la mécanique classique ignore les ondes de De Broglie. A l'échelle microscopique (l'atome d'H de diamètre  $1 \text{ \AA}$  environ), la longueur d'onde associée et les distances qui interviennent sont ici du même ordre de grandeur donc il faudra tenir compte le caractère ondulatoire de l'électron.



**Exercices Chapitre V : La Classification Périodique Des Éléments****Exercice N°1 :**

1-Quelles sont les valeurs des trois nombres quantiques caractérisant chacune des orbitales suivantes : 2s, 3p, 4d et 4f.

2-Identifier les symboles des orbitales atomiques correspondant aux fonctions d'onde suivantes :

$$\Psi_{2,1,0}, \Psi_{3,1,1}, \Psi_{3,0,0}, \Psi_{3,2,-1}, \Psi_{4,3,-3}$$

**Exercice N°2 :**

1) Les séries suivantes de valeurs pour les nombres quantiques caractérisant un électron sont-ils possibles ou non ? Justifier votre réponse

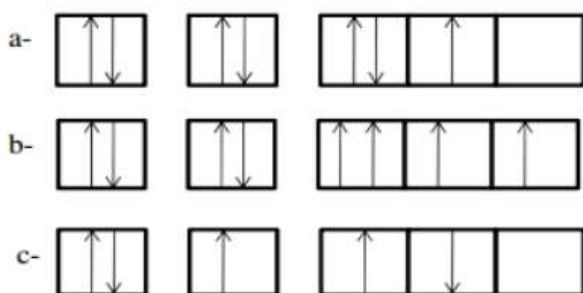
a-  $n = 2, l = 0, m = 0$

b-  $n = 2, l = 1, m = -1$

c-  $n = 2, l = 2, m = 0$

d-  $n = 4, l = 1, m = -2$

2) Voici des structures électroniques écrites à l'aide des cases quantiques. Corriger celles qui ne sont pas correcte



3) On donne les structures électroniques de la dernière couche de deux éléments X et Y.

Quelles sont celles qui ne respectent pas les règles de KLECHKOWSKI. Expliquer :

a) X :  $n S^2 (n-1) d^2$

b) Y :  $n S^2 (n-1) d$

**Exercice N°3 :**

Soient les éléments suivants :  ${}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}_{15}\text{P}$ ,  ${}_{24}\text{Cr}$ , et  ${}_{29}\text{Cu}$ .

1- Donner pour chaque élément :

a- La configuration électronique.

b- La période, le groupe, et le sous-groupe.

2- Un quadruplet (n, l, m et s) caractérise l'état d'un électron. On propose les quatre nombres quantiques dans un ordre aléatoire :  $(2, +\frac{1}{2}, 4, -1)$ .

a- Identifier chaque nombre quantique en justifiant la réponse.

b- Quel est le nom de l'orbitale atomique associée ?

3- Donner les quatre nombres quantiques des électrons de la couche de valence du phosphore  ${}_{15}\text{P}$ .

**Exercice N°4 :**

- 1) Etablissez la configuration électronique des éléments suivants : 28Ni, 18Ar, 14Si, 16S, 46Pb
- 2) Calculer le Z effectif de chaque élément.
- 3) Calculer pour chaque élément le rayon d'orbite de l'électron qui se trouve sur la dernière couche
- 4) Calculer en (eV) puis en joule, pour chaque élément l'énergie de l'électron qui se trouve sur la dernière couche.

**Exercice N°5 :**

Donner la configuration électronique, dans leur état fondamental, des atomes suivants :

F(Z=9), Ca(Z=20), S(Z=16), Ar(Z=18), Co (Z=27), Zn(Z=30), Cr (Z=24), Rb (Z=37), Te (Z=52).

- 1- Préciser la couche de valence pour chaque élément. En déduire leur position dans le tableau périodique. A quelle famille appartient chaque élément ?
- 2- Quel est l'ion le plus stable correspondant à chacun des éléments : F, Ca, S, Co.
- 3- En utilisant les règles de Slater, calculer la charge effective pour chaque électron de valence de l'atome de Zn ainsi que l'énergie correspondante en eV. On donne

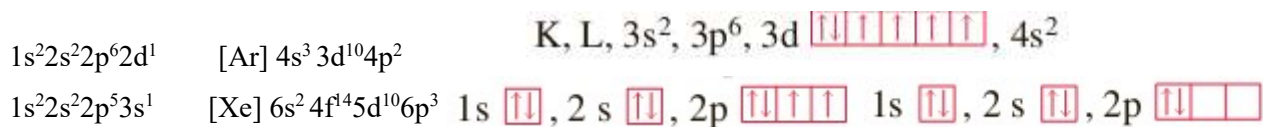
n	1	2	3	4	5	6
n*	1	2	3	3.7	4	4.2

**Exercice N°6 :**

A-Quels sont les éléments de la 4<sup>ème</sup> période qui possèdent, dans leur état fondamental, deux électrons célibataires ? Quels sont ceux qui en possèdent trois ?

B-Déterminer le numéro atomique de l'élément qui appartient au groupe IIIA et dans la 5<sup>ème</sup> période. Donner les quatre nombres quantiques du dernier électron.

C-Parmi les configurations suivantes, distinguez celles qui représentent un état fondamental ou un état excité, ainsi que celles qui sont impossibles.



- a- Donnez l'état fondamental correspondant aux états excités.
- b- Indiquer la raison qui rend certaines impossibles.

**Exercice N°7 :**

I) Soit les atomes suivants : C(6), P(15), V(23), Cr(24), Co(27) et Zn(30).

1) Donner la localisation de ces éléments dans le tableau périodique (indiquer le groupe et la période), précisez les électrons de cœur et les électrons de valence, ainsi que le nombre: d'électrons célibataires.

2) Classer ces éléments par ordre croissant pour les éléments appartenant à la même période, puis au même groupe par rapport à leurs:

- a). Le rayon
- b) Energie d'ionisation
- c) L'électronégativité

II) Le césium (Sb) appartient à la même famille que l'azote ( ${}^7\text{N}$ ) et à la même période que l'argent ( ${}_{47}\text{Ag}$ ). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique  $Z$ .

III) On considère deux éléments de la quatrième période dont la structure électronique externe comporte trois électrons célibataires.

1. Ecrire les structures électroniques complètes de chacun de ces éléments et déterminer leur numéro atomique.

2. En justifiant votre réponse, déterminer le numéro atomique et donner la configuration électronique de l'élément situé dans la même période que le fer ( $Z = 26$ ) et appartenant à la même famille que le carbone ( $Z = 6$ ).

**A L'Initiative Des Etudiants****Exercice N°1 :**

a) Considérons les états électroniques correspondants aux notations suivantes : 1s, 3p, 3f, 2d, 5p, 4d quel sont ceux qui ne peuvent pas exister.

En appliquant la règle de KLECHKOWSKY, classer par énergie croissante les orbitales restant? Justifier.

b) Parmi les combinaisons possibles, quelles sont ceux qui sont permises pour un électron d'un même atome ? Désigner l'orbitale correspondante et déduire le numéro atomique Z de chaque atome :

Nombres Quantiques / Electrons	n	l	m	s
A	1	1	0	$-\frac{1}{2}$
B	2	1	0	$-\frac{1}{2}$
C	3	0	+1	$-\frac{1}{2}$
D	4	3	-3	$+\frac{1}{2}$
E	5	2	0	$+\frac{1}{2}$

c) Donner les quatre nombres quantiques caractérisant les cinq électrons du Bore (B) dans son état fondamental.

**Exercice N°2 :**

1) Donner la position des éléments suivants dans le tableau périodique :  ${}^7\text{N}$ ,  ${}^{17}\text{Cl}$ ,  ${}^{21}\text{Sc}$ ,  ${}^{24}\text{Cr}$ ,  ${}^{26}\text{Fe}$ ,  ${}^{29}\text{Cu}$ ,  ${}^{30}\text{Zn}$ ,  ${}^{47}\text{Ag}$

2) Le césium (Sb) appartient à la même famille que l'azote ( ${}^7\text{N}$ ) et à la même période que l'argent ( ${}^{47}\text{Ag}$ ). Donner sa configuration électronique et son numéro atomique Z.

3) Déterminer l'énergie de la première ionisation de l'azote ( ${}^7\text{N}$ ).

**Exercice N°3 :**

Classer dans chaque série, les éléments suivants selon leur rayon croissant :

Série 1:  ${}^{55}\text{Cs}$ ,  ${}^9\text{F}$ ,  ${}^{19}\text{K}$ ,  ${}^3\text{Li}$ ,  ${}^7\text{N}$ .

Série 2:  ${}^{13}\text{Al}$ ,  ${}^{49}\text{In}$ ,  ${}^9\text{F}$ ,  ${}^8\text{O}$ ,  ${}^{14}\text{Si}$ ,  ${}^{16}\text{S}$ .

**Exercice N°4 :**

1-Etablir les configurations réduites de  ${}_{20}\text{Ca}$  et de l'ion  $\text{Ni}^{+2}$

2- Etablir les configurations réduites de  ${}_{35}\text{Br}$  et de l'élément situé juste en dessous du cuivre dans la classification périodique.

3-Déterminer la valeur de  $Z$  de l'élément qui possède deux électrons  $f$ , quel est le nombre quantique (et sa valeur ) qui caractérise un électron dans une orbitale  $f$  ?

**Exercice N°5 :**

1-Soit les éléments :  ${}_{29}\text{Cu}$ ,  ${}_{35}\text{Br}$ ,  ${}_{42}\text{Mo}$  et  ${}_{54}\text{Xe}$

Situer ces éléments dans le tableau périodique, représenter les électrons de valence par les cases quantiques. Préciser la famille de chaque élément.

Classer ces éléments par ordre croissant du : rayon atomique, électronégativité et énergie de première ionisation.

2-Classer les énergies d'ionisation des espèces suivantes par ordre croissant :  ${}_{8}\text{O}$ ,  ${}_{10}\text{Ne}$ ,  ${}_{11}\text{Na}$  et  $\text{Na}^+$

**Exercice N°6 :**

La structure électronique de l'ion  $\text{X}^{+3}$  s'écrit :  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^1$

Le Kr est le quatrième gaz rare, quel est le numéro atomique  $Z$  de X ?

Le chrome appartient à la 4<sup>ème</sup> période et au groupe VIB. Donner sa structure électronique.

Donner la structure électronique de l'élément qui appartient à la même période et au groupe VIA.

**Exercice N°7 :**

Soit deux éléments chimiques A et B de numéro atomique  $Z_A$  et  $Z_B$  tel que :

$$Z_A = [\text{Ar}]4s^2 3d^3 \quad \text{et} \quad Z_B = [\text{Kr}]5s^2 4d^5$$

Trouver  $Z_A$  et  $Z_B$ , indiquer la configuration électronique des atomes  $(Z_A + 1)$  et  $(Z_B + 4)$ , en utilisant les règles de remplissages, et donner leur période et groupe .

## Corrigés Des Exercices Chapitre V

## Exercice N°1 :

1-Chaque sous couche (s, p, d et f) se compose d'une orbitale atomique ou plus. Le triplet (n , l, m) caractérise une orbitale atomique. :

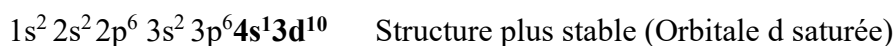
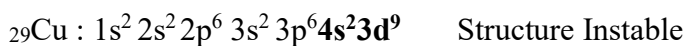
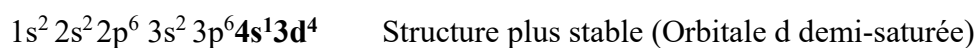
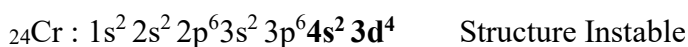
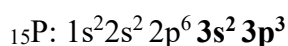
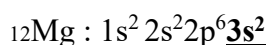
	n	l	m (-l < m < +l)
2s	2	1	0
3p	3	1	-1, 0, +1
4d	4	2	-2, -1, 0, +1, +2
4f	4	3	-3, 2, -1, 0, +1, +2, +3

2-Chaque fonction d'onde  $\Psi_{(n,l,m,s)}$  représente une O.A :

$$\Psi_{2,1,0} = 2p_z \quad \Psi_{3,1,+1} = 3p_x, \quad \Psi_{3,0,0} = 3s, \quad \Psi_{3,2,-1} = 3d_{yz} \quad \Psi_{4,2,-3} = 4f_3$$

## Exercice N°2 :

1-a- Configuration électronique des atomes :



Élément	Période	Groupe	Sous-groupe
${}_{12}\text{Mg}$	3	II	A
${}_{15}\text{P}$	3	V	A
${}_{24}\text{Cr}$	4	VI	B
${}_{29}\text{Cu}$	4	I	B

2-a-Identification des quatre nombres quantiques (n, l, m et s) :

- **Nombre quantique principale n** : Il peut prendre des nombre entier positif :  $n = 1, 2, \dots, \infty$
- **Nombre quantique secondaire l** : Les valeurs de l sont limitées comme suit :  $0 < l < n - 1$ .
- **Nombre quantique magnétique m** : est un nombre **entier qui peut être nul** :  $-\ell \leq m \leq +\ell$
- **Nombre quantique de spin s** : s ne peut prendre que deux valeurs  $s = +1/2$  ou  $s = -1/2$ .

Lorsque  $n=4$  les valeurs possibles de  $\ell$  sont : 0,1,2,3 car :  $0 < l < n - 1 \longrightarrow 0 < l < 3$ . Donc pour cet électron  $\ell$

Lorsque  $\ell=2$  les valeurs possibles de m sont : -2,-1,0,+1,+2 car  $-\ell \leq m \leq +\ell \longrightarrow -2 \leq m \leq +2$

Donc pour cet électron  $m = -1$

Le quadruplet qui caractérise l'état de cet électron est  $(n,l,m,s) = (4,2,-1,+1/2)$ .

b- L'orbitale atomique associé à ce quadruplet  $(4, 2, -1, +1/2)$  est : 4d

3- La couche de valence de 15P est :  $3s^2 3p^3$

1<sup>ier</sup> électron 3s :  $n = 3, l = 0, m = 0, s = +1/2$

2<sup>ème</sup> électron 3s :  $n = 3, l = 0, m = 0, s = -1/2$

1<sup>ier</sup> électron 3p :  $n = 3, l = 1, m = -1, s = +1/2$

2<sup>ème</sup> électron 3p :  $n = 3, l = 1, m = 0, s = +1/2$

3<sup>ème</sup> électron 3p :  $n = 3, l = 1, m = +1, s = +1/2$

### Exercice N°3

1)

a)  $n = 2, l = 0, m = 0$  oui ( $0 \leq l \leq n - 1$  et  $-l \leq m \leq l$ )

b)  $n = 2, l = 1, m = -1$  oui ( $0 \leq l \leq n - 1$  et  $-l \leq m \leq l$ )

c)  $n = 2, l = 2, m = 0$  non ( $0 \leq l \leq n - 1$ )

d)  $n = 4, l = 1, m = -2$  non ( $-l \leq m \leq l$ )

2)

a) n'est pas correcte la règle de Hund n'est pas respectée

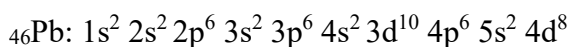
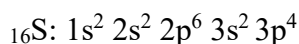
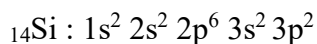
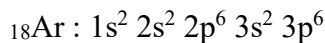
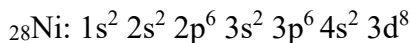
b) n'est pas correcte la règle de Pauli n'est pas respectée

c) n'est pas correcte la règle de Hund n'est pas respectée

3)

a) n'est pas correcte les é de la couche (n-1) d<sup>2</sup> sont plus près du noyau que celle de la couche n S<sup>2</sup>b) n'est pas correcte les é de la couche (n-1) d sont plus près du noyau que celle de la couche n S<sup>2</sup> et en plus la couche S empreinte un é à la couche d et sa devient (n-1) d<sup>10</sup> n S.**Exercice N°4:**

1)



2)

$${}_{28}\text{Ni}: Z_{\text{eff}} = 28 - (1 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 8 \times 0,85 + 8 \times 1 + 2 \times 1) = 4,05$$

$${}_{18}\text{Ar}: Z_{\text{eff}} = 18 - (7 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1) = 6,75$$

$${}_{14}\text{Si}: Z_{\text{eff}} = 14 - (3 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1) = 4,15$$

$${}_{16}\text{S}: Z_{\text{eff}} = 16 - (5 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1) = 5,45$$

$${}_{46}\text{Pb}: Z_{\text{eff}} = 46 - (1 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 8 \times 0,85 + 28 \times 1) = 4,05$$

3)

$$r_a = h^2 / (4 \times 2 \times k \times m \times e^2) = 0,53 \times (n^2 / Z_{\text{eff}}) (\text{Å}^\circ)$$

$${}_{28}\text{Ni}: n=4, Z_{\text{eff}}=4,05 \text{ donc: } r_a = 2,09 \text{ Å}^\circ$$

$${}_{18}\text{Ar}: n=3, Z_{\text{eff}}= 6,75 \text{ donc: } r_a = 0,706 \text{ Å}^\circ$$

$${}_{14}\text{Si}: n=3, Z_{\text{eff}}= 4,15 \text{ donc: } r_a = 1,15 \text{ Å}^\circ \quad {}_{16}\text{S}: n=3, Z_{\text{eff}}= 5,45 \text{ donc: } r_a = 0,875 \text{ Å}^\circ$$

$${}_{46}\text{Pb}: n=5, Z_{\text{eff}}= 4,05 \text{ donc } r_a = 3,27 \text{ Å}^\circ$$

$$4) E_n = - [(4 \times 2 \times k^2 \times m \times e^4) / h^2] \cdot (Z_{\text{eff}}^2 / n^2) = -13,6 \cdot (Z_{\text{eff}}^2 / n^2) [\text{eV}] \text{ et } 1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ Joules}$$

$${}_{28}\text{Ni}: n=4, Z_{\text{eff}}=4,05 \text{ donc: } E_n = -13,94 \text{ eV} = -22,3 \times 10^{-19} \text{ Joules}$$

$${}_{18}\text{Ar}: n=3, Z_{\text{eff}}= 6,75 \text{ donc: } E_n = - 68,85 \text{ eV} = -110,16 \times 10^{-19} \text{ Joules}$$

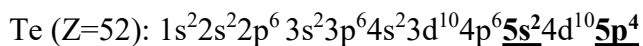
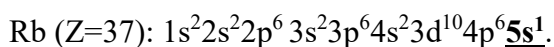
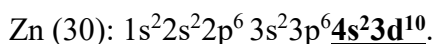
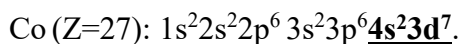
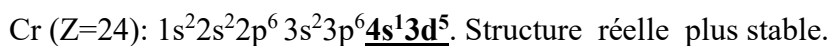
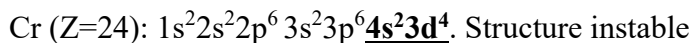
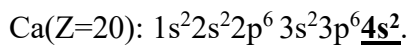
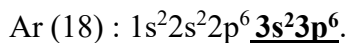
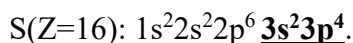
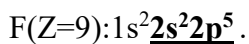
$${}_{14}\text{Si}: n=3, Z_{\text{eff}}= 4,15 \text{ donc: } E_n = -26,02 \text{ eV} = - 41,64 \times 10^{-19} \text{ Joules}$$

$${}_{16}\text{S}: n=3, Z_{\text{eff}}= 5,45 \text{ donc: } E_n = -44,88 \text{ eV} = -71,8 \times 10^{-19} \text{ Joules} \quad {}_{46}\text{Pb}: n=5, Z_{\text{eff}}= 4,05$$

$$\text{ donc: } E_n = 8,92 \text{ eV} = -14,27 \times 10^{-19} \text{ Joule}$$

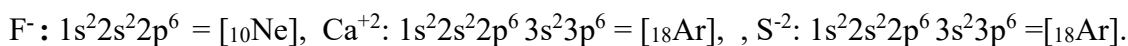
**Exercice N°5:**

1-Configuration électronique des atomes:

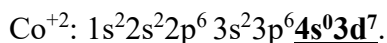


Élément	${}^9\text{F}$	${}^{16}\text{S}$	${}^{18}\text{Ar}$	${}^{20}\text{Ca}$	${}^{24}\text{Cr}$	${}^{27}\text{Co}$	${}^{30}\text{Zn}$	${}^{37}\text{Rb}$	${}^{52}\text{Te}$
C.de valence	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^6$	$4s^2$	$4s^1 3d^5$	$4s^2 3d^7$	$4s^2 3d^{10}$	$5s^1$	$5s^2 5p^4$
Période	2	3	3	4	4	4	4	5	5
Colonne	17	16	18	2	6	9	12	1	16
Groupe	VII <sub>A</sub>	VI <sub>A</sub>	0	II <sub>A</sub>	VI <sub>B</sub>	VII <sub>B</sub>	II <sub>B</sub>	I <sub>A</sub>	VI <sub>A</sub>
Famille	halogène	chalcogène	Gaz rare	Acalino-terreux	Métal de transition	Métal de transition	Métal	Alcalin	chalcogène

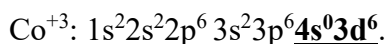
1-Tous les éléments du bloc s et p ont tendance de perdre ou d'accepter un ou plusieurs électrons pour acquérir la structure électronique d'un gaz rare.



Les éléments du bloc d perdent facilement les deux électrons s de la dernière couche.



Ils peuvent en outre perdre un ou plusieurs électrons d, de sorte qu'ils donnent souvent deux ou plusieurs ions stables.



1-La configuration électronique de Zn est :  $_{30}\text{Zn} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^{10}}$

La charge effective  $Z$  est donnée par :  $Z^* = Z - \sigma_j = Z - \sum \sigma_{ij}$        $\sigma_j$  : constante d'écran

$\sigma_{ij}$  : Constante d'écran pour chaque électron  $i$  qui exerce un effet d'écran sur un électron  $j$ .

On peut écrire cette configuration sous forme de 5 groupes :  $(1s^2)(2s^2 2p^6)(3s^2 3p^6)(\underline{3d^{10}}) (\underline{4s^2})$

Un électron 4s de la couche externe  $n=4$  est écranté par :

-2 électrons (1s) de la couche profonde  $n-3$  :  $\sigma_{ij}=1$ .

-8 électrons (2s,2p) de la couche  $(n-2)$  :  $\sigma_{ij}=1$ .

-8 électrons (3s,3p) de la couche  $(n-1)$  :  $\sigma_{ij}=0,85$ .

-10 électrons (3d) de la couche  $(n-1)$  :  $\sigma_{ij}=0,85$ .

-1 électron (4s) de la même couche  $n$  :  $\sigma_{ij}=0,35$ .

$$\sigma_j = \sum \sigma_{ij} = 2 \times 1 + 8 \times 1 + 8 \times 0,85 + 10 \times 0,85 + 1 \times 0,35 = 25,65$$

$$Z^* = Z - \sigma_j = 30 - 25,65 = 4,35$$

La charge effective pour chacun des 2 électrons 4s est :  $Z^* = 4,35$

Chaque électron 4s contribue à une énergie  $E_i$  telle que :

$$E_i = -13,6 \frac{Z^{*2}}{n^{*2}} = -13,6 \frac{(4,35)^2}{3,7^2} = -18,80 \text{ eV}$$

Un électron de la couche de valence (3d) a donc comme électrons d'écran :

-2 électrons (1s) de la couche profonde  $n-2$  :  $\sigma_{ij}=1$ .

-8 électrons (2s,2p) de la couche  $(n-1)$  :  $\sigma_{ij}=1$ .

-8 électrons (3s,3p) de la couche  $(n)$  :  $\sigma_{ij}=1$ .

-9 électrons (3d) de la couche  $(n)$  :  $\sigma_{ij}=0,35$ .

Les 2 électrons de la couche  $n+1$  ne font pas écran :  $\sigma_{ij}=0$ .

$$\sigma_j = \sum \sigma_{ij} = 2 \times 1 + 8 \times 1 + 8 \times 1 + 9 \times 0,35 = 21,15$$

$$Z^* = Z - \sigma_j = 30 - 21,15 = 8,85$$

Chaque électron (1s) contribue à une énergie  $E_i$  telle que :

$$E_i = -13,6 \frac{8,85^2}{3^2} = -118,4$$

L'énergie correspondante aux 12 électrons de valence est la somme de la contribution de chaque électron  $i$  telle que :

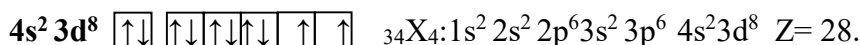
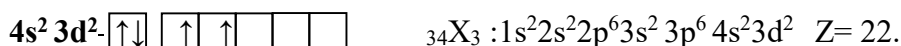
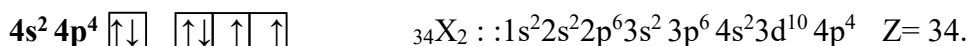
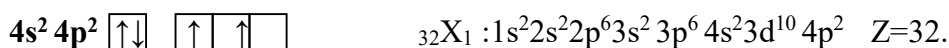
$$E_t = \sum E_i = 2 \times (-18,8) + 10 \times (-118,4) = -1221,8 \text{ eV}$$

**Exercice N°6:**

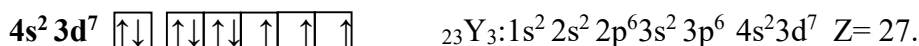
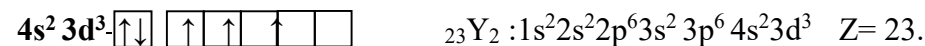
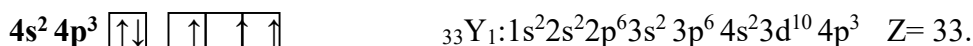
A-Quatrième période  $\Rightarrow$  le nombre quantique principal le plus élevé est  $n=4$

Les couches de valences possibles comportant deux électrons célibataires sont:

$$4s^2 4p^2, 4s^2 4p^4, 4s^2 3d^2, 4s^2 3d^8.$$



Les couches de valences possibles comportant deux électrons célibataires sont:



A-5<sup>ème</sup> période  $\Rightarrow$  le nombre quantique principal le plus élevé est  $n=5$

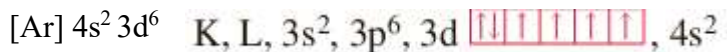
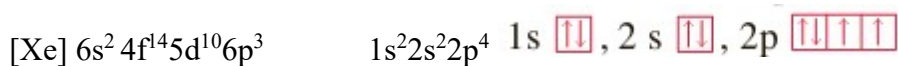
Groupe III<sub>A</sub>  $\Rightarrow$  couche de valence  $5s^2 5p^1$

Donc la configuration électronique de cet élément est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$   
 $Z=49$

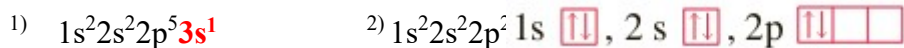
Les quatre nombres quantiques du dernier électron :  $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\square$   $\square$   $\square$   $\square$

$$n=5, l=1, m=-1, s=+1/2$$

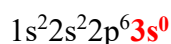
A-Les configurations qui représentent un état fondamental sont :



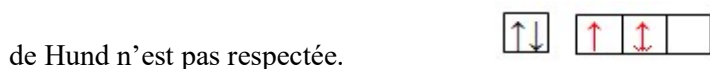
Les configurations qui représentent un état excité sont :



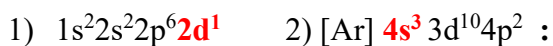
1) L'électron 3s pourrait trouver place en 2p, en perdant de l'énergie. L'état fondamental est :



2) Le niveau 2p ne présente pas la distribution la plus stable, ce n'est pas un état fondamental. La règle



Les configurations qui représentent un état impossible sont :



- La sous couche 2d n'existe pas. Lorsque  $n=2$ , le nombre  $l$  qui caractérise une sous couche ne peut prendre que deux valeurs  $l=0$  (2s),  $l=1$  (2p). La sous couche d caractérisé par  $l=2$ .
- La sous couche 4s est sursaturée. La sous couche s ne peut recevoir que deux électrons au maximum. (violation de la règle de stabilité et la règle de Pauli)

**Exercice N°7:**

1) Localisation :

Eléments	Structure électronique	Période	Groupe	Electrons de cœur	Electrons de valence	Electrons célibataire
${}^6\text{C}$	$1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^2$	2	(IV) <sub>A</sub>	2	4	2
${}^{15}\text{P}$	$1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^3$	3	(V) <sub>A</sub>	10	5	3
${}^{23}\text{V}$	$1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^2 3\text{d}^3$	4	(V) <sub>B</sub>	18	5	3
${}^{24}\text{Cr}$	$1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^1 3\text{d}^5$	4	(VI) <sub>B</sub>	18	6	6
${}^{27}\text{Co}$	$1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^2 3\text{d}^7$	4	(VIII) <sub>B</sub>	18	9	3
${}^{30}\text{Zn}$	$1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^2 3\text{d}^{10}$	4	(II) <sub>B</sub>	18	2	0
${}^{32}\text{Ge}$	$1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^2 3\text{d}^{10} 4\text{P}^2$	4	(IVA)	18	4	2

2) Classement:

Dans une colonne: (de haut en bas)

Quand Z augmente : le rayon atomique (ra) augmente

Energie d'ionisation et électronégativité diminuent

Dans une période : (de gauche à droite)

Quand Z augmente : le rayon atomique (ra) diminue

Energie d'ionisation (EI) et électronégativité augmentent

a) Energie d'ionisation :

 $\text{EI}(\text{V}) < \text{EI}(\text{Cr}) < \text{EI}(\text{Co}) < \text{EI}(\text{Zn}) < \text{EI}(\text{Ge})$  (par rapport à la même période) $\text{EI}(\text{Ge}) < \text{EI}(\text{C})$  (par rapport à la même colonne)

b) rayon atomique :

 $\text{ra}(\text{Ge}) < \text{ra}(\text{Zn}) < \text{ra}(\text{Co}) < \text{ra}(\text{Cr}) < \text{ra}(\text{V})$  (par rapport à la même période) $\text{ra}(\text{C}) < \text{ra}(\text{Ge})$  (par rapport à la même colonne)

c) L'électronégativité :

 $\text{V} < \text{Cr} < \text{Co} < \text{Zn} < \text{Ge}$  (par rapport à la même période) $\text{Ge} < \text{C}$  (par rapport à la même colonne)

II) configuration électronique et son numéro atomique Z du Sb:

- le Sb appartient à la même famille que le  ${}_{7}\text{N}$

c.à.d. que le Sb appartient à la famille VA (sa configuration électronique termine par  $n\text{S}^2n\text{p}^3$ )

- le Sb appartient à la même période que le  ${}_{47}\text{Ag}$

c.à.d. que le Sb appartient à la période 5 ( $n = 5$ )

Sb  $1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^63\text{S}^23\text{P}^64\text{S}^23\text{d}^{10}4\text{P}^65\text{S}^24\text{d}^{10}5\text{P}^3$  (période 5 et groupe VA)

avec  $Z = 51$  (nombre atomique)

III) 1) les structures électroniques possible

$X_1: 1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^63\text{S}^23\text{P}^64\text{S}^23\text{d}^2$                        $Z=22$                        $n=4$                       IV B

$X_2: 1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^63\text{S}^23\text{P}^64\text{S}^23\text{d}^8$                        $Z=28$                        $n=4$                       VIII B

$X_3: 1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^63\text{S}^23\text{P}^64\text{S}^23\text{d}^{10}4\text{P}^2$                        $Z=32$                        $n=4$                       IV A

$X_4: 1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^63\text{S}^23\text{P}^64\text{S}^23\text{d}^{10}4\text{P}^4$                        $Z=34$                        $n=4$                       V IA

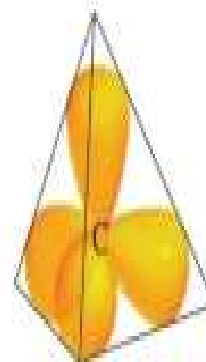
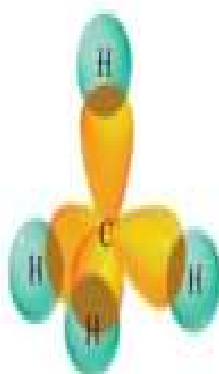
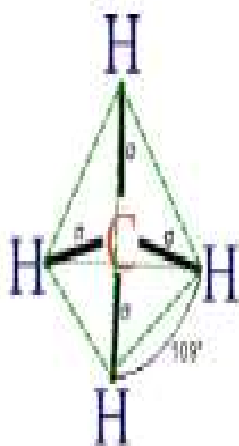
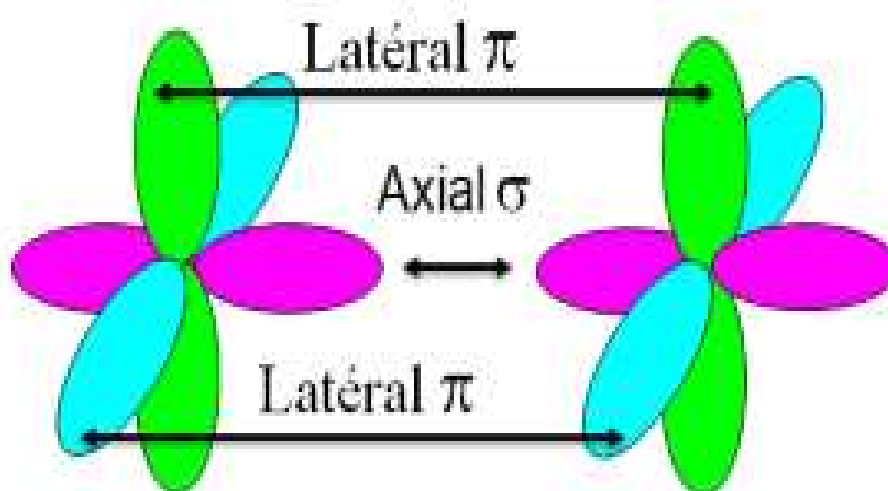
2)  ${}_{26}\text{Fe}: 1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^63\text{S}^23\text{P}^64\text{S}^23\text{d}^6$                        $n=4$

${}_{6}\text{C}: 1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^2$                       même famille (même groupe)                      IV A

Donc l'élément X c'est  $X_4: 1\text{S}^22\text{S}^22\text{P}^63\text{S}^23\text{P}^64\text{S}^23\text{d}^{10}4\text{P}^4$   $Z=34$  ( $n=4$ , V IA)

# Chapitre VI

## Liaisons Chimiques



**Exercices Chapitre VI : Liaisons Chimiques****Exercice N°1 :**

1. Donner la notation de Lewis des molécules et ions suivants :

- $\text{PCl}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ .
- $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{PCl}_4^+$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{CO}_3^-$ .

2. Donner le nombre de doublets liants et non liants pour chaque molécule.

3. Indiquer la nature des liaisons en précisant le nombre des liaisons  $\sigma$  et  $\pi$ .

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

5. Les deux chlorures  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PCl}_5$  existent. Expliquer pourquoi on ne connaît que le composé  $\text{NCl}_3$  alors que le composé  $\text{NCl}_5$  n'existe pas.

**Données :**  $Z(\text{Be}) = 4$ ,  $Z(\text{B}) = 5$ ,  $Z(\text{N}) = 7$ ,  $Z(\text{O}) = 8$ ,  $Z(\text{Cl}) = 17$ ,  $Z(\text{C}) = 6$ ,  $Z(\text{P}) = 15$ ,  $Z(\text{S}) = 16$ ,  $Z(\text{Mg}) = 12$ ,  $Z(\text{F}) = 9$ .

**Exercice N°2 :**

1-En utilisant la méthode LCAO, établir les diagrammes énergétiques des molécules suivantes en indiquant l'ordre de liaison et le caractère magnétique :  $\text{C}_2$ ,  $\text{F}_2$  et  $\text{NO}$ .

2-En déduire leur configuration électronique et leur indice de liaison.

3-Comparer la stabilité des molécules suivantes :  $\text{F}_2$ ,  $\text{F}_2^-$ ,  $\text{F}_2^{-2}$ ,  $\text{F}_2^+$ ,  $\text{F}_2^{+2}$ .

4-Laquelle, parmi ces espèces, celle qui a la plus courte liaison ?

**Exercice N°3 :**

1-A partir des structures de Lewis, en appliquant les règles de Gillespie ou la méthode VSEPR, prévoir la géométrie des molécules suivantes :  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BrF}_5$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ .

2-Quel est l'état d'hybridation de l'atome central de chaque molécule ?

**Exercice N°4 :**

A- L'ion  $\text{Fe}^{2+}$  donne avec l'ion cyanure  $\text{CN}^-$  un complexe diamagnétique dans lequel le fer a la coordinence 6. Quelle est la charge du complexe ?

Déterminer l'hybridation et la géométrie en précisant le schéma du complexe

B- Donner le type d'hybridation et la géométrie des ions complexes suivants :

- $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$   $\mu_{\text{exp}} = 5,92 \text{ MB}$        $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  paramagnétique (un électron célibataire)

$\text{Mn}$  ( $Z=25$ ),  $\text{Fe}$  ( $Z=26$ ).

**A L'Initiative Des Etudiants****Exercice N°1 :**

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

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

**Exercice N°2 :**

Dans la molécule d'eau, l'angle HÔH a pour valeur expérimentale  $105^\circ$ .

1. Calculer le moment dipolaire de cette molécule, en considérant qu'il est égal à la somme vectorielle des moments dipolaires des deux liaisons O-H.

2. Calculer le pourcentage ionique de la liaison O-H dans H<sub>2</sub>O.

On donne  $\mu_{\text{O-H}} = 1,51\text{D}$  et  $l_{\text{O-H}} = 0,96 \text{ \AA}$ .

**Exercice N°3 :**

Donner la structure électronique du béryllium Be ( $Z=4$ ) dans son état fondamental et dans son premier état excité

1. Représenter l'aspect spatial des orbitales atomiques de couche de valence.

2. On connaît la structure de la molécule de BeH<sub>2</sub> : les deux liaisons Be-H ont la même énergie. Comment justifier cette observation ?

3. Quel est le type des liaisons formées ?

4. Quelle est la géométrie de la molécule ?

**Exercice N°4 :**

Préciser la géométrie des molécules suivantes à l'aide de la théorie de Gillespie: MgF<sub>2</sub> ; AlCl<sub>3</sub> ; CH<sub>4</sub> ; PCl<sub>5</sub> ; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; H<sub>2</sub>O ; AsCl<sub>3</sub> ; CO<sub>2</sub>.

**Exercice N°5 :**

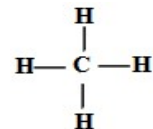
Prévoir la géométrie des molécules CO<sub>2</sub> et SO<sub>2</sub> sachant que:  $\mu_{\text{CO}_2} = 0$  et  $\mu_{\text{SO}_2} \neq 0$

## Corrigés Des Exercices Chapitre VI

## Exercice N°1 :

**PCl<sub>3</sub>** (trois atomes Cl= trois liaisons P-Cl)P :  $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^3}$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow$  (3 é célibataires + 1doublet)Cl :  $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$  (1é célibataires + 3doublets)  $|\underline{\overset{\cdot}{\text{Cl}}}|$ Trois liaisons covalentes simples, ces 3 liaisons sont des liaisons  $\sigma$  + 10doublets non liants DNL.

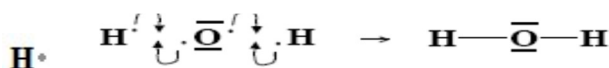
La règle de l'octet est vérifiée pour P et Pour le Cl .

**CH<sub>4</sub>**:- état fondamental  ${}_6\text{C} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^2}$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\square$ • état excité  $\text{C}^* : \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$  (4 électrons célibataires)  $\cdot \overset{\cdot}{\text{C}} \cdot$   ${}_1\text{H} : 1s^1$   $\text{H} \cdot$  Quatre liaisons covalentes simples, ces 4 liaisons sont des liaisons  $\sigma$  + 0DNL.

La règle de l'octet est vérifiée pour C. Pour le H règle de duet

**BeH<sub>2</sub>** :Etat fondamental  ${}_4\text{Be} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^0}$   $\uparrow\downarrow$   $\square$   $\square$   $\square$  pas d'é célibatairesEtat excité  ${}_4\text{Be}^* : 1s^2 \underline{2s^1 2p^1}$  :  $\uparrow$   $\uparrow$   $\square$   $\square$  2é célibataires =2liaisons deux liaisons covalentes simples, ces 2 liaisons sont des liaisons  $\sigma$  + 2 cases vides.

La règle de l'octet n'est vérifiée pour Be, il obéit un octet incomplet par 4 électrons.

**H<sub>2</sub>O** : ${}_8\text{O} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\square$ Deux liaisons covalentes simples, ces deux liaisons sont des liaisons  $\sigma$  + 2DNL.

La règle de l'octet est vérifiée pour O. Pour le H règle de duet.

**BCl<sub>3</sub>** :Etat fondamental  ${}_5\text{B} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^1}$  :  $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\square$   $\square$  un é célibatairesEtat excité  ${}_5\text{B}^* : 1s^2 \underline{2s^1 2p^2}$  :  $\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\square$  3é célibataires =3liaisons Trois liaisons covalentes simples, ces 3 liaisons sont des liaisons  $\sigma$  + une case vide +9DNL.

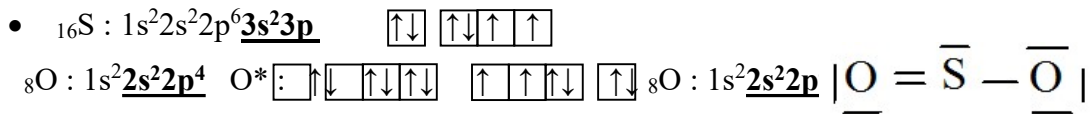
La règle de l'octet n'est vérifiée pour B, il obéit un octet incomplet par 6 électrons.

**CO<sub>2</sub>** :•  ${}_6\text{C} : 1s^2 \underline{2s^2 2p}$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\square$ • état excité  $\text{C}^* : \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$  (4 électrons célibataires) ${}_8\text{O} \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ 

Deux liaisons covalentes doubles. 2 liaisons  $\sigma$  + deux liaisons  $\pi$  + 4DNL.

La règle de l'octet est vérifiée pour C et pour le O.

**SO<sub>2</sub> :**

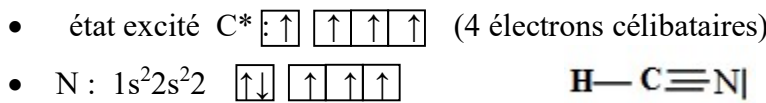


L'un des deux oxygènes passe à l'état excité

Deux liaisons covalentes datives. 2 liaisons  $\sigma$  + une liaison  $\pi$  + 5DNL

La règle de l'octet est vérifiée pour S et pour le O.

**HCN :**



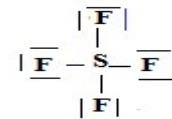
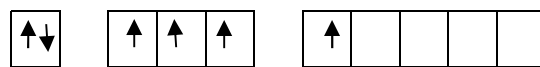
Une liaison covalente simple. Une liaison triple : Deux liaisons  $\sigma$  + deux liaisons  $\pi$  + 1DNL

La règle de l'octet est vérifiée pour C et pour le N.

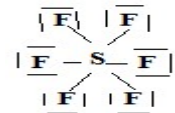
**SF<sub>4</sub>, SF<sub>6</sub> :**

Etat fondamental  $_{16}\text{S} : 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^4}$  : 2é célibataires + 2 doublets

Etat excité  $_{16}\text{S}^* : 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^3 3d^1}$  : 4é célibataires = 4liaisons



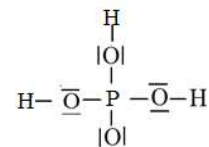
Un deuxième état excité  $_{16}\text{S}^{**} : 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^1 3p^3 3d^2}$  : -é célibataires = 6liaisons



**H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> :** pour les oxo acide les atomes H sont liés aux atomes oxygène.

$\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^3}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$  (3 é célibataires + 1 doublet)

$_{8}\text{O} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$   $\text{O}^* : \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $_{8}\text{O} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$



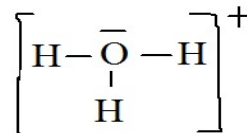
L'un des quatre oxygènes passe à l'état excité pour former une liaison dative.

Sept liaisons covalentes simples (7 DL). Une liaison covalente dative. 7 liaisons  $\sigma$  + 9DNL

La règle de l'octet est vérifiée pour P et pour le O.

$\text{H}_3\text{O}^+ : \text{O} : 1s^2 \underline{2s^2 2p^4}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$

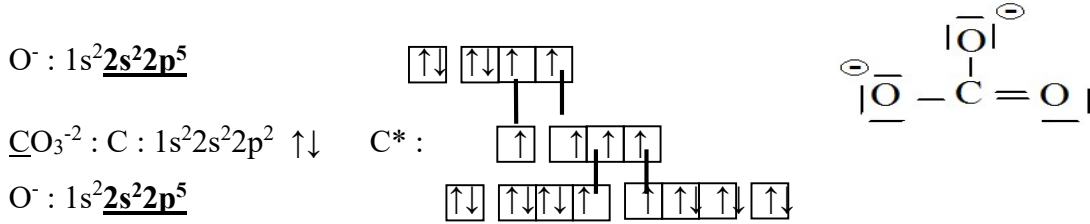
$\text{H} : 1s^1 \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\text{H}^+ : [1s^0]$



H est moins électronégatif que O, il perd un électron

Deux liaisons covalentes simples (4 DL). Une liaison covalente dative (2DL). 3 liaisons  $\sigma$  + 1DNL

La règle de l'octet est vérifiée pour O.

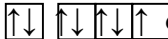


O est plus EN que C, il accepte un électron :

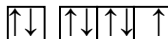
Deux liaisons covalentes simples (4 DL). Une liaison covalente double (4DL). 3 liaisons  $\sigma$  + une liaison  $\pi$  + 1DNL

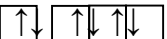
La règle de l'octet est vérifiée pour le C et pour le O.

**ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>**

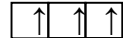
Cl :  $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$   donc on a 7 é de valence : trois doublets

O est plus EN que Cl, il accepte un électron :

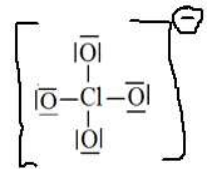
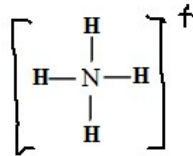
O<sup>-</sup> :  $1s^2 \underline{2s^2 2p^5}$   donc on a 7 é de valence : trois doublets + 1 é célibataire

O\* :  (3 atomes O passent à l'état excité avec trois doublets)

**NH<sub>4</sub><sup>+</sup> :**

N :  $1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$  

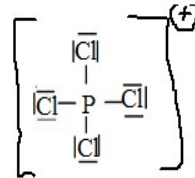
H :  $1s^1$    $H^+ : 1s^0$



**PCl<sub>4</sub><sup>+</sup> :**

P est moins EN que Cl, il perd un électron :

P<sup>+</sup> :  $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^1 3p^3}$

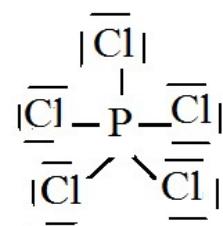


**PCl<sub>5</sub> :**

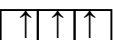
PCl<sub>5</sub> (cinq atomes Cl = cinq liaisons P-Cl)

La présence des O 3d permet la promotion des électrons :

P :  $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^1 3p^3 3d^1}$  (5 é célibataires = 5 liaisons P-Cl)



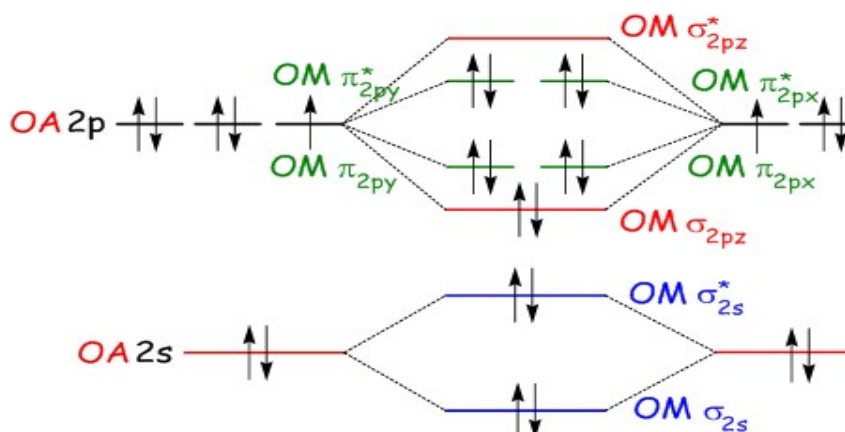
Pour le NCl<sub>3</sub>

N :  $1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$   (3 é célibataires = 3 liaisons N-Cl)

NCl<sub>5</sub> (cinq atomes Cl = cinq liaisons N-Cl).

La formation de PCl<sub>5</sub> fait intervenir 5 électrons célibataires qui se répartissent dans les sous couches 3s, 3p et 3d. Par contre, dans la couche externe de l'azote (n = 2 ; couche L) la sous couche d n'existe pas.

## Exercice N°2 :

Diagramme énergétique de la molécule homo-nucléaire F<sub>2</sub> sans interaction s-p (Z F<sub>2</sub>>14)

$$\text{Ordre de liaison : } O.L_{F_2} = \frac{\sum \text{é liants} - \sum \text{é antiliants}}{2} = \frac{8-6}{2} = 1$$

$$O.L(F_2^+) = \frac{8-5}{2} = 1,5 \quad O.L(F_2^{+2}) = \frac{8-4}{2} = 2 \quad O.L(F_2^-) = \frac{8-7}{2} = 0,5 \quad O.L(F_2^{-2}) = \frac{8-8}{2} = 0$$

Caractère magnétique : F<sub>2</sub> est une molécule diamagnétique (absence d'électrons célibataires).Configuration électronique des molécules (F<sub>2</sub>, F<sub>2</sub><sup>+</sup>, F<sub>2</sub><sup>+2</sup>, F<sub>2</sub><sup>-</sup>, F<sub>2</sub><sup>-2</sup>) :

$$F_2 (18\text{é}) : KK < (\sigma_{2s})^2 < (\sigma_{2s}^*)^2 < (\sigma_{pz})^2 < (\pi_{px})^2 = (\pi_{py})^2 < (\pi_{px}^*)^2 = (\pi_{py}^*)^2$$

$$F_2^+ (17\text{é}) : KK < (\sigma_{2s})^2 < (\sigma_{2s}^*)^2 < (\sigma_{pz})^2 < (\pi_{px})^2 = (\pi_{py})^2 < (\pi_{px}^*)^2 = (\pi_{py}^*)^1 \text{ paramagnétique}$$

$$F_2^{+2} (16\text{é}) : KK < (\sigma_{2s})^2 < (\sigma_{2s}^*)^2 < (\sigma_{pz})^2 < (\pi_{px})^2 = (\pi_{py})^2 < (\pi_{px}^*)^1 = (\pi_{py}^*)^1 \text{ paramagnétique}$$

$$F_2^- (17\text{é}) : KK < (\sigma_{2s})^2 < (\sigma_{2s}^*)^2 < (\sigma_{pz})^2 < (\pi_{px})^2 = (\pi_{py})^2 < (\pi_{px}^*)^2 = (\pi_{py}^*)^2 < (\sigma_{pz}^*)^1 \text{ paramagnétique}$$

$$F_2^{-2} (16\text{é}) : KK < (\sigma_{2s})^2 < (\sigma_{2s}^*)^2 < (\sigma_{pz})^2 < (\pi_{px})^2 = (\pi_{py})^2 < (\pi_{px}^*)^2 = (\pi_{py}^*)^2 < (\sigma_{pz}^*)^2 \text{ diamagnétique}$$

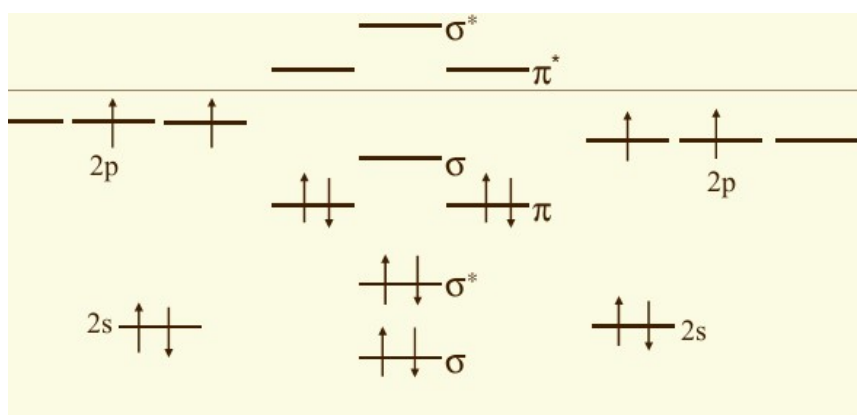
F<sub>2</sub><sup>-2</sup> n'existe pas car O.L=0 c à d liaison F-FLa stabilité augmente lorsque O.L augmente : O.L (F<sub>2</sub><sup>-</sup>) < O.L (F<sub>2</sub>) < O.L (F<sub>2</sub><sup>+</sup>) < O.L (F<sub>2</sub><sup>+2</sup>)F<sub>2</sub><sup>+2</sup> est le plus stable.

Classement selon la longueur de liaison L.L :

La L.L diminue lorsque O.L augmente : O.L (F<sub>2</sub><sup>-</sup>) > O.L (F<sub>2</sub>) > O.L (F<sub>2</sub><sup>+</sup>) > O.L (F<sub>2</sub><sup>+2</sup>)

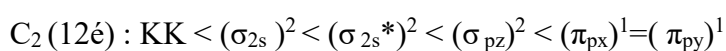
F<sub>2</sub><sup>+2</sup> a la plus courte liaison.

Diagramme énergétique de la molécule **homo-nucléaire** C<sub>2</sub> avec interaction s-p (Z C<sub>2</sub><14) :



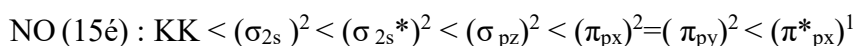
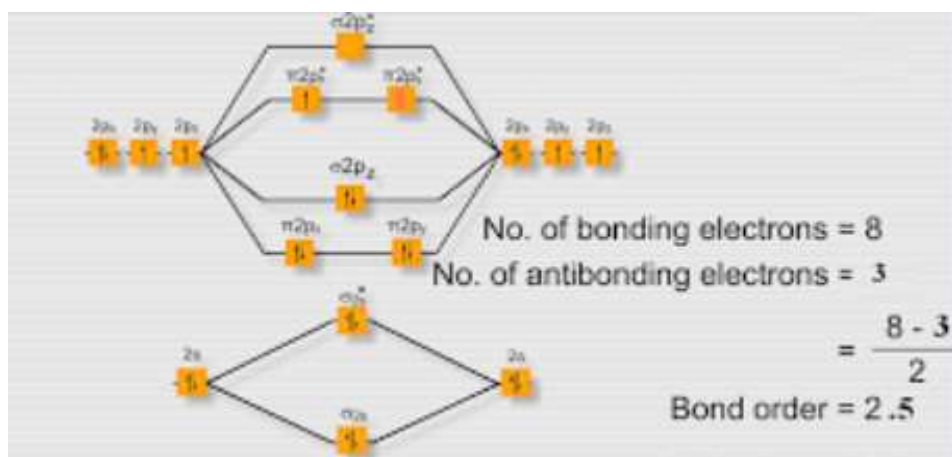
$$O.L_{C_2} = \frac{\sum \text{é liants} - \sum \text{é antiliants}}{2} = \frac{8 - 6}{2} = 1$$

Configuration électronique de la molécule C<sub>2</sub> :



Caractère magnétique : C<sub>2</sub> est une molécule paramagnétique (présence de deux électrons célibataires).

Diagramme énergétique de la molécule **hétéro-nucléaire** NO :



NO est paramagnétique (présence d'un électron célibataire)

$$O.L_{NO} = \frac{\sum \text{é liants} - \sum \text{é antiliants}}{2} = \frac{8 - 3}{2} = 2,5$$

**Exercice N°3 :**

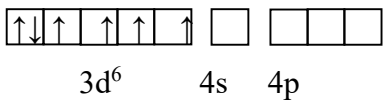
Pour déterminer la géométrie d'une molécule, selon le modèle de Gillespie, il suffit de calculer la somme m+n. BeH<sub>2</sub> CH<sub>4</sub> BCl<sub>3</sub> CO<sub>2</sub> SF<sub>6</sub>, H<sub>2</sub>O BrF<sub>5</sub> PCl<sub>5</sub> SF<sub>4</sub> SF<sub>6</sub>

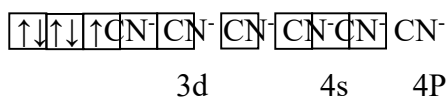
Les structures de Lewis des molécules sont données dans l'exercices 1 :

Molécule	$\Sigma m+n$	Type	Figure de répulsion	Géométrie	Hybridation
BeH <sub>2</sub>	2	AX <sub>2</sub>	Linéaire	Linéaire	sp
CH <sub>4</sub>	4	AX <sub>4</sub>	Tétraédrique	Tétraédrique	sp <sup>3</sup>
BCl <sub>3</sub>	3	AX <sub>3</sub>	Triangulaire plane	Triangulaire plane	sp <sup>2</sup>
CO <sub>2</sub>	2	AX <sub>2</sub>	Linéaire	Linéaire	sp
H <sub>2</sub> O	4	AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	Tétraédrique	Forme en V	sp <sup>3</sup>
BrF <sub>5</sub>	6	AX <sub>5</sub> E <sub>1</sub>	Bipyramide à base carrée	pyramide à base carrée	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>
PCl <sub>5</sub>	5	AX <sub>5</sub>	Bipyramide trigonale	Bipyramide trigonale	sp <sup>3</sup> d
SF <sub>4</sub>	5	AX <sub>4</sub> E <sub>1</sub>	Bipyramide à base triangulaire	pyramide trigonale	sp <sup>3</sup> d
SF <sub>6</sub>	6	AX <sub>6</sub>	Octaèdre	Octaèdre	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>

**Exercice N°4 :**

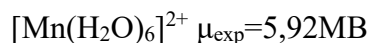
La formule générale d'un complexe est : [M(ligand)<sub>n</sub>]<sup>q</sup> n=6 ligand =CN<sup>-</sup> M=Fe<sup>+2</sup>

- La formule de ce complexe est : [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>q</sup>
- q est la charge du complexe :  $q = +2 + 6(-1) = -4$  [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>-4</sup>
- Hybridation du complexe :
- Fe : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>6</sup>
- Fe<sup>+2</sup> : 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>0</sup> 3d<sup>6</sup> 
- Ce complexe est diamagnétique c'est à dire il ne possède pas d'électrons célibataires  
⇒ les électrons de valence célibataires se regroupent en doublets :



- L'hybridation du complexe est : d<sup>2</sup>sp<sup>3</sup>
- La géométrie est : bipyramide à base carrée
- Le schéma :

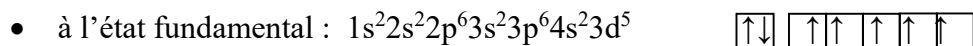
a) Hybridation et géométrie des complexes :



Détermination du degré d'oxydation  $x$  de Mn dans le complexe :

$$6 \times 0 + x = +2 \Rightarrow x = +2 \Rightarrow \text{Mn}^{+2}$$

Structure électronique de l'atome central Mn :



Structure électronique de l'ion  $\text{Mn}^{2+}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5 4p^0$

Nombre d'électrons célibataires dans le complexe :

$$\mu = 5,92 \text{ MB} \Rightarrow \text{le complexe est paramagnétique par } n \text{ é célibataires}$$

$$\mu = \sqrt{n(n+2)} = 5,92 \Rightarrow n^2 + 2n - 35,0 = 0 \quad \Delta = 12 \Rightarrow n < 0 \text{ rejeté } n = 5 \text{ retenu}$$



Avec 6 orbitales hybrides résultant de la combinaison d'une O.A s et trois O.A p et deux O.A d, l'ion  $\text{Mn}^{2+}$  forme six liaisons de coordinence avec les molécules  $\text{H}_2\text{O}$ . On obtient une hybridation de l'atome central du type  $sp^3d^2$ .

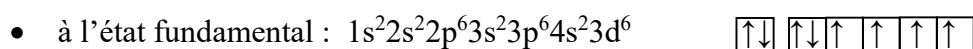
Géométrie : Octaèdre.

**Hybridation et géométrie des complexes :**  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  paramagnétique (un électron célibataire)

Détermination du degré d'oxydation  $x$  de Fe dans le complexe :

$$6 \times -1 + x = -3 \Rightarrow x = +3 \Rightarrow \text{Fe}^{+3}$$

Structure électronique de l'atome central Fe :



Structure électronique de l'ion  $\text{Fe}^{3+}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5 4p^0$



Avec 6 orbitales hybrides résultant de la combinaison de deux orbitales atomiques d, une O.A s et trois O.A p, l'ion  $\text{Fe}^{3+}$  forme six liaisons de coordinence avec les molécules  $\text{CN}^-$ . On obtient une hybridation de l'atome central du type  $d^2sp^3$ .



**Chapitre VII : Sujets D'Examens Corrigés****Sujet N°1****Exercice N°1 :**

Un échantillon de magnésium Mg est analysé à l'aide d'un spectrographe de Bainbridge. Les ions monoatomiques porteurs de deux charges élémentaires pénètrent dans l'analyseur par une fente F à la vitesse  $10^5$  m/s et sont soumis à l'action d'un champ magnétique de 1 Tesla. On observe sur le détecteur d'une plaque photographique trois taches  $T_1$ ,  $T_2$  et  $T_3$  dont les caractéristiques sont résumées dans le tableau suivant :

Numéros de Tâche	$T_1$	$T_2$	$T_3$
Nombre d'ions détectés par seconde	1572	202	226
Distance entre la fente et la tâche : d(cm)	2,5	2,6	2,7

Sachant que les intensités des taches sont proportionnelles au nombre d'ions détectés par seconde, déterminer :

1. Le nombre d'isotopes du magnésium naturel.
2. La masse en u.m.a de l'isotope le plus léger.
3. L'abondance relative en pourcentage de chaque isotope et la masse atomique du magnésium naturel en u.m.a.

**Exercice N°2:**

A. Dans l'étude du spectre de l'atome d'hydrogène, l'électron de l'hydrogène se trouve sur un niveau excité  $n=6$ , il se stabilise en subissant une transition de ce niveau au niveau  $n=2$ .

1. Représenter cette transition. À quelle série appartient cette raie?
2. Calculer l'énergie correspondante à cette transition ainsi que la longueur d'onde.
3. Quelle est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher l'électron de cet atome se trouvant sur le niveau  $n=2$ ?

B. 1. Rappeler la définition d'un hydrogénoïde.

2. Les ions  ${}^3\text{Li}^+$  et  ${}^5\text{B}^{3+}$  sont-ils des hydrogénoïdes ? Justifier.

3. Calculer l'énergie d'ionisation de  ${}^4\text{Be}^{3+}$  se trouvant initialement au niveau  $n=2$ , quelle sera sa longueur d'onde correspondante?

**Données :**  $R_H=1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ;  $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ ;  $C=3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ .

**Exercice N°3:**

Soient les atomes suivants : Calcium ( $_{20}\text{Ca}$ ), Chrome ( $_{24}\text{Cr}$ ) et Cuivre ( $_{29}\text{Cu}$ ).

1. Donner la configuration électronique à l'état fondamental de chacun des atomes cités.
2. Donner sous forme de tableau : le groupe le sous-groupe, la colonne, et la famille de ces éléments.
3. Classer les atomes cités, par ordre croissant du rayon atomique. Déduire parmi ces éléments celui qui a la plus grande affinité électronique.
4. Représenter les électrons de valence du Calcium ( $_{20}\text{Ca}$ ) dans des cases quantiques et déduire pour chacun de ces électrons, les valeurs des quatre nombres quantiques :  $n$ ,  $l$ ,  $m$  et  $s$ .

**Solution N°1****Exercice N°1 :**

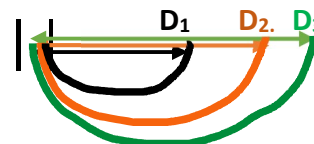
1) Le nombre d'isotopes de du magnésium naturel est de 3.

2) la masse de l'isotope le plus léger :

On a : l'ion est soumis à un champ magnétique perpendiculaire à sa direction ; l'ion est dévié suivant un cercle de rayon R donc le diamètre du cercle  $D=2R$  :

$$F_m = F_c \Rightarrow q \cdot V \cdot B = \frac{mV^2}{R}$$

$$\Rightarrow m = \frac{q \cdot B \cdot R}{v}$$



L'isotope le plus léger correspond au rayon le plus petit car m est proportionnelle à R.

Donc :

$$m_1 = \frac{q \cdot B \cdot r_1}{v} = \frac{q \cdot B \cdot D_1}{2 \cdot v} = \frac{2,1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 1,2,5 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 10^{-5} \cdot 1,66 \cdot 10^{-17}} = 24,094 \text{ u. m. a}$$

3) L'abondance relative en pourcentage de chaque isotope :

On a

$$\frac{m_1}{r_1} = \frac{m_2}{r_2} = \frac{m_3}{r_3} \Rightarrow \begin{cases} m_2 = m_1 \cdot \frac{R_2}{R_1} = m_1 \cdot \frac{D_2}{D_1} = 24,094 \cdot \frac{2,6}{2,5} \\ \text{et} \\ m_3 = m_1 \cdot \frac{R_3}{R_1} = m_1 \cdot \frac{D_3}{D_1} = 24,094 \cdot \frac{2,7}{2,5} \end{cases}$$

$$m_2 = 25,0602 \text{ u. m. a}$$

$$m_3 = 26,0241 \text{ u. m. a}$$

On a le nombre total d'ions détectés :

$$1572+202+226=2000.$$

$$\begin{cases} 2000 \rightarrow 100\% \\ 1572 \rightarrow x_1\% \\ 202 \rightarrow x_2\% \\ 226 \rightarrow x_3\% \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x_1 = \frac{1572 \cdot 100}{2000} = 78,6\% \\ x_2 = \frac{202 \cdot 100}{2000} = 10,1\% \\ x_3 = \frac{226 \cdot 100}{2000} = 11,3\% \end{cases}$$

La masse atomique du magnésium naturel en u.m.a:

$$m = \frac{\sum m_i \cdot x_i}{100} = \frac{m_1 \cdot x_1 + m_2 \cdot x_2 + m_3 \cdot x_3}{100} = 24,41 \text{ u. m. a}$$

**Exercice N°2:**

A. 1. Représentation de la transition  $n=6 \rightarrow n=2$  :

$n_1=2$  donc cette raie appartient à la série de Balmer .

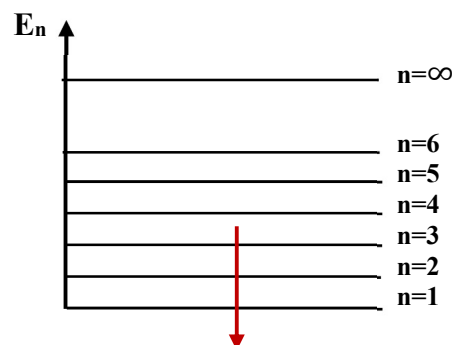
2. Calcul de l'énergie correspondante à cette transition ainsi que la longueur d'onde

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} \text{ (eV)} \Rightarrow \begin{cases} E_2 = \frac{-13,6}{2^2} = -3,4 \text{ eV} \\ E_6 = \frac{-13,6}{6^2} = -0,38 \text{ eV} \end{cases}$$

$$\Delta E_{6 \rightarrow 2} = E_2 - E_6 = -3,4 + 0,38 = -3,02 \text{ eV}$$

$$\left| \Delta E_{2 \rightarrow \infty} \right| = \frac{h \cdot c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{|\Delta E|} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{3,02 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} = 4,11 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 411 \text{ nm}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{ou bien} \\ \frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 1,1 \cdot 10^7 \left( \frac{1}{6^2} - \frac{1}{2^2} \right) \Rightarrow \lambda = 4,091 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 409,1 \text{ nm} \end{array} \right.$$



3. Calcul de l'énergie qu'il faut fournir pour la transition  $n=2 \rightarrow \infty$  :

$$\Delta E_{2 \rightarrow \infty} = E_\infty - E_2 = 0 - (-3,4) = 3,4 \text{ eV}$$

B. 1. Un ion hydrogénoïde est un ion qui comporte un seul électron ;

Les ions  ${}^3\text{Li}^+$  et  ${}^5\text{B}^{3+}$  **ne sont pas des hydrogénoïdes**

car :

- ${}^3\text{Li}^+$  comporte  $3-1=2$  électrons,
- ${}^5\text{B}^{3+}$  comporte  $5-3=2$  électrons,

2. Calcul de l'énergie d'ionisation de  ${}^4\text{Be}^{3+}$  se trouvant initialement au niveau  $n=2$  et la longueur d'onde correspondante :

${}^4\text{Be}^{3+}$  comporte  $4-3=1$  électron c'est un hydrogénoïde :

$$E_n = \frac{-13,6 \cdot Z^2}{n^2}$$

L'énergie d'ionisation correspond à la transition  $n=2 \rightarrow \infty$

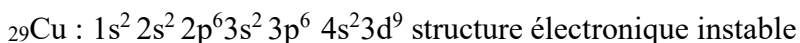
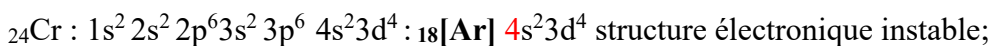
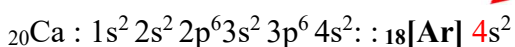
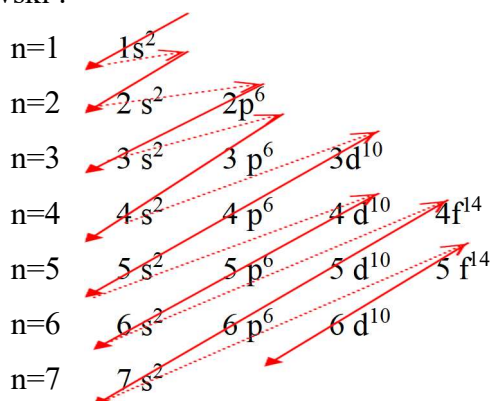
$$\Delta E_{2 \rightarrow \infty} = E_\infty - E_2 = 0 - \frac{-13,6 \cdot 4^2}{2^2} = 54,4 \text{ eV}$$

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{|\Delta E_{2 \rightarrow \infty}|} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{54,4 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} = 0,228 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 22,8 \text{ nm}$$

**Exercice N°3:**

1. Configuration électronique des éléments suivants :  ${}_{20}\text{Ca}$ ,  ${}_{24}\text{Cr}$ ,  ${}_{29}\text{Cu}$ .

Selon la règle de Klechkowski :



2. La période, le groupe, le sous-groupe, la colonne et la famille des éléments :  ${}_{19}\text{K}$ ,  ${}_{20}\text{Ca}$ ,  ${}_{24}\text{Cr}$ ,

${}_{29}\text{Cu}$  et  ${}_{35}\text{Br}$  sont regroupés dans le tableau suivant

	Groupe et sous-groupe	Colonne	Famille
${}_{19}\text{K}$	I <sub>A</sub>	1	Alcalin
${}_{20}\text{Ca}$	II <sub>A</sub>	2	Alcalino-terreux
${}_{24}\text{Cr}$	VI <sub>B</sub>	6	Métal de transition

3. On a selon la configuration électronique des éléments : Ca, Cr et Cu appartient à la même période n=4 :

Suivant la même période lorsque  $Z \nearrow \Rightarrow F_{\text{att}} \nearrow$  ;

(force d'attraction)  $\Rightarrow R_a \searrow$  :

$$R_a(\text{Cu}) < R_a(\text{Cr}) < R_a(\text{Ca})$$

- L'affinité électronique varie inversement avec le rayon atomique.

L'élément qui a la plus grande affinité électronique est le Calcium  ${}_{20}\text{Ca}$ .

4. Représentation des électrons de valence de  ${}_{20}\text{Ca}$  et valeurs de:  $n$ ,  $l$ ,  $m$  et  $s$  :

On a:  ${}_{20}\text{Ca} : 18[\text{Ar}] 4s^2$

$4s^2$



$$\begin{cases} n = 4, l = 0, m = 0, s = +\frac{1}{2} \\ n = 4, l = 0, m = 0, s = -\frac{1}{2} \end{cases}$$

## Sujet N°2

## Exercice N°1:

Un laboratoire reçoit 1mg d'un échantillon de cadmium radioactif  $^{107}_{48}\text{Cd}$ , de demi vie  $T=t_{1/2}=8\text{ h}42\text{ min}$ .

Il se désintègre en  $^{107}_{47}\text{Ag}$  avec émission d'une particule chargée et d'un rayonnement  $\gamma$ .

1. Écrire l'équation de désintégration. Quelle est la nature de la particule émise?
2. Calculer la valeur de la constante radioactive en  $\text{s}^{-1}$  ?
3. Donner le nombre initial de noyaux de cadmium ?
4. Calculer l'activité initiale de l'échantillon étudié ?
5. Calculer la durée au bout de laquelle l'activité sera diminuée de trois quarts?

## Exercice N°2:

1. a. Donner la formule de l'énergie du niveau n de l'atome d'hydrogène. Déduire l'énergie du niveau fondamental.  
b. Un atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental absorbe une quantité d'énergie de 10,2 eV. A quel niveau se retrouve l'électron de cet atome?
2. Calculer la longueur d'onde limite et la longueur d'onde maximale de la série de Lyman de l'atome d'hydrogène ?
3. L'énergie du niveau fondamental de l'hydrogénoïde  $^A_ZX^{q+}$  est:  $E_1 = -217\text{ eV}$ . Donner les valeurs de Z et q.

**Données:**  $R_H=1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

## Exercice N°3:

- A. 1. Citer les trois règles de remplissage des orbitales atomiques.  
2. Donner la configuration électronique des éléments :  $_{37}\text{Rb}$ ,  $_{42}\text{Mo}$ ,  $_{35}\text{Br}$ ,  $_{50}\text{Sn}$ .  
3. Donner la période, le groupe le sous-groupe, la colonne et la famille de chaque élément.
- B. L'énergie d'ionisation des éléments :  $_{37}\text{Rb}$ ,  $_{42}\text{Mo}$ ,  $_{50}\text{Sn}$  est donnée dans le tableau suivant :

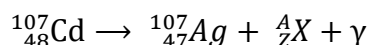
Énergie d'ionisation (KJ/mol)	708,6	403	684,3
-------------------------------	-------	-----	-------

1. Définir l'énergie d'ionisation,
  2. Attribuer à chaque élément la valeur de son énergie d'ionisation.
- C) 1. Donner le diagramme de Lewis des molécules suivantes:  $\text{AlBr}_3$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{PBr}_5$  .  
2. Quels sont les éléments qui n'obéissent pas à la règle de l'octet? Expliquer.
- Avec: Al (Z=13), P(Z=15).

## Solution N°2

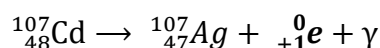
## Exercice N°1:

1. Équation de désintégration :



Selon les équations de Soddy :

$$\begin{cases} A + 107 = 107 \\ \text{et} \\ 48 = 47 + Z \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} A = 0 \\ Z = 1 \end{cases}, \text{ } {}^A_Z\text{X} \text{ s'agit donc d'un positron } {}^0_{+1}\text{e}.$$



La particule émise est  $\beta^+$

2. Calcul de la valeur de la constante radioactive en  $\text{s}^{-1}$  :

$$\text{On a } T = t_{1/2} = 8 \text{ h } 42 \text{ min} = 8 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60 + 42 \cdot 60 = 31320 \text{ s}$$

$$\lambda = \frac{\ln 2}{T} = \frac{0,693}{31320} = 2,213 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

3. Calcul de  $N_0$  :

$$\text{On a } m(\text{Cd}) = 1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$$

$$\text{Et } M(\text{Cd}) = 107 \text{ g/mol}$$

$$107 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mole } (N_A \text{ atomes})$$

$$10^{-3} \text{ g} \rightarrow N_0$$

$$N_0 = \frac{m_0(\text{Cd}) \cdot N_A}{M(\text{Cd})} = \frac{10^{-3} \cdot 6.023 \cdot 10^{23}}{107} = 5,629 \cdot 10^{18} \text{ atomes de Cd}$$

4. Calcul de  $A_0$  :

$$A_0 = \lambda N_0 = 2,213 \cdot 10^{-5} \cdot 5,629 \cdot 10^{18} = 12,457 \cdot 10^{13} \text{ dps}$$

5. Calcul de la durée au bout de laquelle l'activité sera diminuée de trois quarts :

$$\text{L'activité étant diminuée de } \frac{3}{4} \text{ donc : } A_t = A_0 - \frac{3}{4} A_0 = \frac{A_0}{4}$$

$$A_t = A_0 \cdot e^{-\lambda t} \Rightarrow \frac{A_0}{4} = A_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

$$\Rightarrow \frac{1}{4} = e^{-\lambda t}$$

$$\Rightarrow t = \frac{\ln 4}{\lambda} = \frac{\ln 4}{2,213 \cdot 10^{-5}} = 0,62643 \cdot 10^5 \text{ s} = 1044,05 \text{ min} = 17 \text{ h } 24 \text{ min } 3 \text{ s}$$

**Exercice N°2:****1. a. Energie du niveau n de l'atome d'hydrogène :**

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} \text{ (eV)} .$$

**Niveau fondamental => n=1**

$$E_1 = \frac{-13,6}{1^2} = -13,6 \text{ (eV)}$$

**b. Détermination de m :** l'électron de l'atome d'hydrogène passe du niveau n=1 au niveau m en absorbant une quantité d'énergie de 10,2 eV :

$$|\Delta E| = E_m - E_1 \Rightarrow E_m = |\Delta E| + E_1 = 10,2 - 13,6 = -3,4 \text{ eV}$$

$$E_m = \frac{-13,6}{m^2} \Rightarrow m = \sqrt{\frac{-13,6}{E_m}} = \sqrt{\frac{-13,6}{-3,4}} = 2$$

**1. Calcul de  $\lambda_{max}$  et  $\lambda_{min}$  de la série de Lyman pour l'atome d'hydrogène :**Série de Lyman  $n_1=1$  et  $n_2=2,3,\dots\infty$ .

- La longueur d'onde maximale ( $\lambda_{max}$ ) correspond à la première raie: transition  $2 \rightarrow 1$ .
- La longueur d'onde minimale ( $\lambda_{min}$ ) correspond à raie limite : transition  $\infty \rightarrow 1$

**Formule de Balmer-Rydberg :**

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$$\Rightarrow \begin{cases} \frac{1}{\lambda_{max}} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = R_H \cdot \frac{3}{4} \\ \text{et} \\ \frac{1}{\lambda_{min}} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = R_H \end{cases}$$

$$\begin{cases} \lambda_{max} = \frac{4}{3 \cdot 1,097 \cdot 10^7} = 121,54 \cdot 10^{-9} \text{ m} = \mathbf{121,54 \text{ nm}} \\ \text{et} \\ \lambda_{min} = \frac{1}{1,097 \cdot 10^7} = 91,16 \cdot 10^{-9} \text{ m} = \mathbf{91,16 \text{ nm}} \end{cases}$$

**2. L'énergie du niveau fondamental de l'hydrogénoïde  ${}_Z^A X^{q+}$  est:  $E_1 = -217 \text{ eV}$ .**

$$E_n = \frac{-13,6 \cdot Z^2}{n^2} \text{ (eV)}$$

$$E_1 = \frac{-13,6 \cdot Z^2}{1^2} = -217 \text{ eV} \Rightarrow Z = \sqrt{\frac{217}{13,6}}; \quad \mathbf{Z = 4}$$

$$Z - q = 1 \Rightarrow \mathbf{q = 3}; \quad \text{il s'agit du } {}_4X^{3+} \text{ ou } {}_4Be^{3+}$$

**Exercice N°3 :**

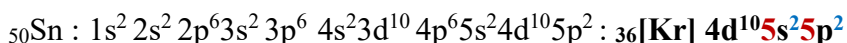
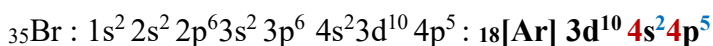
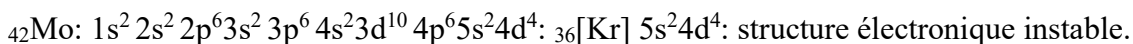
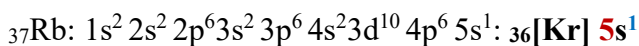
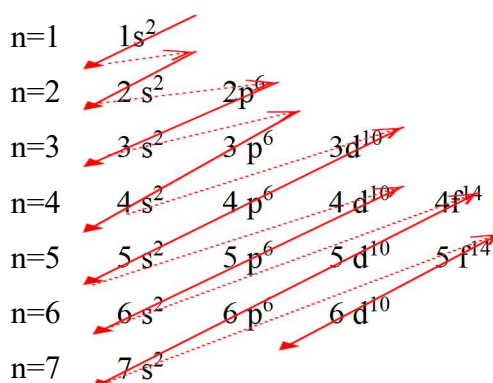
**A.**

1. Les trois règles de remplissage des orbitales atomiques sont :

- **La règle de Klechkowski,**
- **La règle de Hund,**
- **Règle d'exclusion de Pauli.**

2. Les configurations électroniques des éléments :  $_{37}\text{Rb}$ ,  $_{42}\text{Mo}$ ,  $_{35}\text{Br}$ ;  $_{50}\text{Sn}$  .

Selon la règle de Klechkowski



3. La période, le groupe, le sous-groupe, la colonne et la famille des éléments :  $_{37}\text{Rb}$ ,  $_{42}\text{Mo}$ ,  $_{35}\text{Br}$ ,  $_{50}\text{Sn}$  sont regroupés dans le tableau suivant

	Période	Groupe et Sous-groupe	Colonne	Famille
$_{37}\text{Rb}$	5	I <sub>A</sub>	1	Alcalin
$_{35}\text{Mo}$	5	VI <sub>B</sub>	6	Métal de transition
$_{35}\text{Br}$	4	VII <sub>A</sub>	17	Halogène
$_{50}\text{Sn}$	5	IV <sub>A</sub>	14	Carbonide

B. 1. Définition de l'énergie d'ionisation (EI) : est l'énergie nécessaire pour arracher un électron de son état vers l'infini.

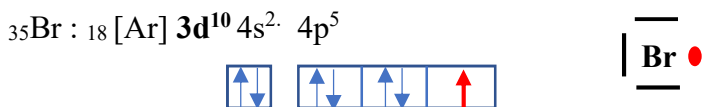
2. Les éléments  $_{37}\text{Rb}$ ,  $_{42}\text{Mo}$  et  $_{50}\text{Sn}$  ∈ à la même période (n=5)

Dans la même période lorsque  $Z \nearrow \Rightarrow F_{\text{att}} \nearrow$  (force d'attraction)  $\Rightarrow EI \nearrow$

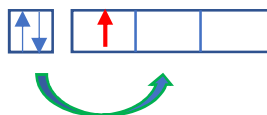
$EI_{\text{Rb}} < EI_{\text{Mo}} < EI_{\text{Sn}} \Rightarrow EI_{\text{Rb}} = 403 \text{ KJ/mol}$ ,  $EI_{\text{Mo}} = 684,3 \text{ KJ/mol}$ ,  $EI_{\text{Sn}} = 708,6 \text{ KJ/mol}$ .

C/ Structure de Lewis des molécules :  $\text{AlBr}_3$ ,  $\text{PBr}_3$  et  $\text{PBr}_5$  :

On a :



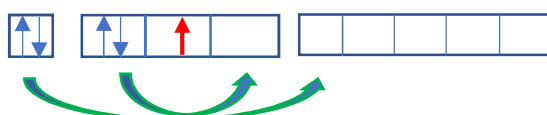
$^{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 : 10[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$



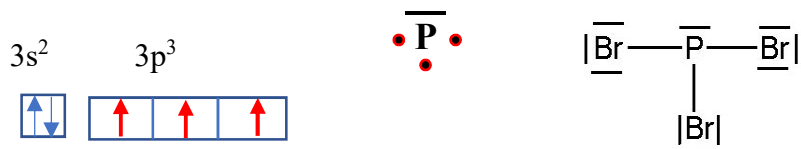
On aura



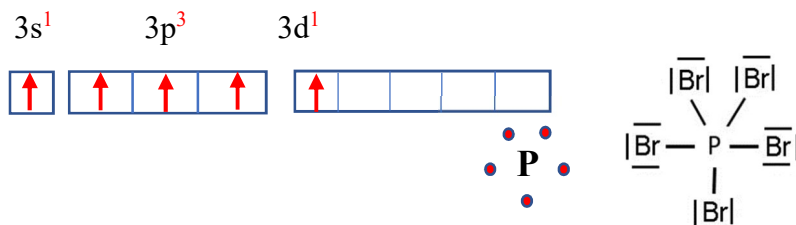
$^{15}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 : 10[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$  3d



On aura :



Ou :



Les éléments qui ne respectent pas la règle de l'octet sont :

- Al dans la molécule  $\text{AlBr}_3$  qui est entouré de 6 électrons (octet incomplet).
- P dans la molécule  $\text{PBr}_5$  qui est entouré de 10 électrons (extension de l'octet).

## Sujets D'Examens A L'initiative Des Étudiants

## Sujet N°1

## Exercice N°1 :

On dissout complètement 1g de NaCl dans 90 ml d'eau dont la masse volumique est de 0,998g/ml .On obtient une solution aqueuse de Chlorure de Sodium de 90ml.

1- Quel est le pourcentage massique en NaCl de cette solution.

2- Quelle est la fraction molaire de NaCl de cette solution.

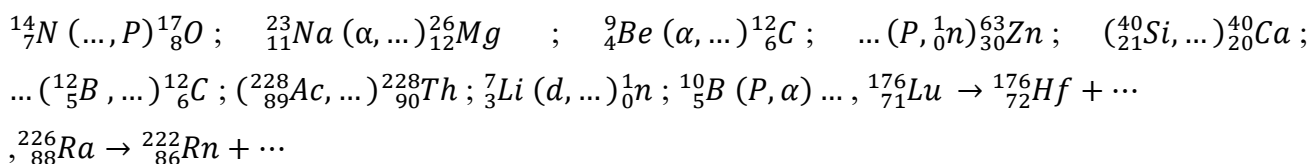
3- Quelle est la molalité de NaCl.

4- Quelle est la concentration molaire de NaCl.

M (Na) = 23g/mole; M (Cl) = 35,5g/mole.

## Exercice N°2:

Compléter les réactions nucléaires en indiquant leur nature :



## Exercice N°3 :

1. Compléter la réaction de fission :  ${}^{235}_{92}U + {}^1_0n \rightarrow {}^{146}_{57}La + {}^{87}_{35}Br + {}^1_0n$

2. Calculer l'énergie dégagée par un atome d'uranium en MeV ; par une mole d'atomes en Joules.

On donne la masse des noyaux :



## Exercice N°4 :

I.1. Quels sont les quatre nombres quantiques.

I.2. Citer les trois règles de remplissage des orbitales atomiques.

I.3 Indiquer si les symboles suivants peuvent caractériser ou non une orbitale atomique : 2d, 3f et 4p

II. Soient les atomes et ions suivants :



1- Donner pour chaque élément sa configuration électronique. Y a-t-il des espèces iso électroniques ?

2- Trouver leurs positions dans le tableau périodique (Période, groupe, sous-groupe, colonne).

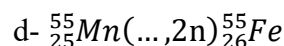
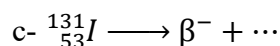
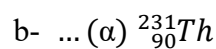
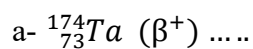
3- Donner la famille des éléments soulignés.

4- Identifier l'élément X sachant qu'il appartient au groupe de  ${}_8O$  et la période de  ${}_{27}Co$ .

III. Classer par ordre croissant d'électronégativité, d'énergie de première ionisation et du rayon atomique les éléments suivants :  ${}_{19}K$ ,  ${}_{29}Cu$ ,  ${}_{35}Br$  et  ${}_{37}Rb$ .

**Sujet N°2****Exercice N°1 :**

1. Compléter les réactions nucléaires suivantes :



2. En déduire le type de chacune des réactions.

3. Dans la réaction « c » l'isotope  ${}^{131}\text{I}$  a eu son activité divisée par 16 en 32 jours.

a) Trouver sa période T

b) Quelle est la masse de  ${}^{131}\text{I}$  correspondante à une activité  $5 \cdot 10^{-3}$  Ci ?

**Exercice N°2 :**

Calculer d'après la théorie de Bohr :

1. Le rayon  $r_3$  de la troisième orbite décrite par l'électron autour du noyau de l'atome d'hydrogène.
2. L'énergie de l'électron sur cette orbite en J et en eV
3. La plus petite et la plus grande longueur d'onde à partir de cette orbite.

Données :  $e=1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$  ;  $h= 6,62 \cdot 10^{-34}\text{J.s}$  ;  $k=9 \cdot 10^9\text{MKSA}$ .

**Exercice N°3 :**

Soient les atomes suivants : Be ( $Z=4$ ), Cl ( $Z=17$ ), Se ( $Z=34$ ).

- 1- Établir la configuration électronique de chaque atome.
- 2- Donner la position de chaque élément dans le tableau périodique (période, colonne et groupe et sous-groupe).
- 3- Quel est l'ion le plus stable du chlore (Cl)? Justifier.
- 4- Soient les espèces chimiques suivantes :  $\text{SeCl}_2$ ,  $\text{SeCl}_4$  et  $\text{SeCl}_6$ .
  - a/ Donner la structure de Lewis pour chaque espèce.
  - b/ Donner selon la théorie V.S.E.P.R (Gillespie) l'état d'hybridation de l'atome central et la géométrie de chaque espèce.

**Sujet N°03****Exercice N°1 :**

Calculer le nombre de moles et le nombre d'atomes dans les cas suivants :

- 1) Un clou, en fer de masse,  $m = 6,3 \text{ g}$  ( $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$ ).
- 2)  $0,5 \text{ kg}$  de silicium ( $M_{\text{Si}} = 28 \text{ g/mol}$ ). 3)  $4,48 \text{ Litres}$  de di nitrogène ( $M_{\text{N}} = 14 \text{ g/mol}$ ).

**Exercice N°2 :**

A/Une radiation lumineuse de fréquence  $\nu = 3,65 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$ . Provoque l'ionisation d'un hydrogénoïde  ${}_Z\text{X}^{+q}$  initialement à son état fondamental. Calculer  $Z$  et  $q$  ? Déduire son énergie d'ionisation.

On considère un hydrogénoïde  ${}_Z\text{X}^{+q}$  dans son 2<sup>ème</sup> état excité, son rayon est  $1,59 \text{ \AA}$ . Calculer  $Z$  et  $q$ ?

B/ / On considère l'hydrogénoïde  $\text{N}^{+6}$ , la raie correspondant à la plus petite longueur d'onde de son spectre d'émission est  $\lambda_{\text{Li}} = 101 \text{ \AA}$ .

- 1- Quelle est la transition correspondante à cette émission ? Calculer son énergie en eV.
- 2- Calculer la longueur d'onde de la radiation émise par l'atome d'hydrogène et cela pour la même transition à  $\lambda_{\text{N}}$ .

**Exercice N°3 :**

Quelles sont les valeurs des trois nombres quantiques caractérisant chacune des orbitales suivantes :  $2s$ ,  $3p$ ,  $4d$  et  $4f$ .

Identifier les symboles des orbitales atomiques correspondant aux fonctions d'onde suivantes :  $\Psi_{2,1,0}$ ,  $\Psi_{3,1,1}$ ,  $\Psi_{3,0,0}$ ,  $\Psi_{3,2,-1}$ ,  $\Psi_{4,3,-3}$

**Exercice N°4 :**

On considère trois raies du spectre d'émission de l'atome d'hydrogène : la raie limite de la série de Paschen, la première raie de la série de Lyman et la 3<sup>ème</sup> raie de la série de Balmer.

- 1- Représenter les trois transitions sur le diagramme énergétique.
- 2- Calculer la longueur d'onde de chaque raie. Situer ces raies dans le domaine spectral.

**Exercice N°5 :**

a- Donner le numéro atomique  $Z$  des éléments à partir des définitions suivantes :

- 1- Dernier élément de la série des Halogènes.
- 2- 5<sup>ème</sup> élément de transition de la 5<sup>ème</sup> période.
- 3- 1<sup>er</sup> élément de série des Lanthanides.
- 4- 2<sup>ème</sup> élément des gaz rares.

b- Parmi les atomes ayant moins de 20 électrons, quels sont ceux qui possèdent 2 électrons célibataires ?

## Références bibliographiques

- 1.F.B.Bouaifel, N. Bezzi, Livre Chimie Générale : structure de la matière - Cours et exercices corrigés, éditions-ellipses, Références sciences: 4 mai 2021
- 2.B. Fosset, J. B. Baundin, Frédéric Lahitète, Livre chimie, MPSI, tout en un, Dunod, 2019.
- 3.A.Sevin, F.Brochard-Wyart, C.Dezarnaud Dandine, S.Griveau,R.Portier, Francois Volatron. Chimie Générale. Dunod,Paris,(2016).ISBN 978-2-10-074480-0
- 4.A.Chougui , B. Khatemi, M. Roumane et autres, TD chimie1, département ST, 2016/2017.
- 5.P.Arnaud, Cours de Chimie générale, DUNOD, 2013.
- 6.A.Durupthy, J.Estienne, M.Giacino, A.Jaubert, C.Mesnil.CHIMIE PCSI. Hachette, Paris, (2010). I.S.B.N. 978-2-0118-1752-5.
- 7.E.Bardez. CHIMIE GÉNÉRALE. Dunod, Paris, (2009).ISBN 978-2-10-054213-0
- 8.R.Salghi,L. Bazzi, A. Belhachemi, Cours d'atomistique, Univertité Ibn Zohr, Ecole Nationale des Sciences Appliquées ENSA Agadir, 2013.
- 9.Livre Chimie Le Minimum à Savoir, Collection : Grenoble Sciences, Jacques Le Coarer, 2003.
10. R. Ouahès et B. Dévallez, Chimie générale, Editions OPU - Alger, 04-1993.
11. A. Durupthy, O. Durupthy, 1'année Chimie PCSI, Hachette Supérieur, 2009.
12. <http://www.chimie-briere.com>.
- 13.S. Meziane, Livre Chimie générale structure de la matière, Editions Berti, Algerie, 2010.
- 14.N. Glinka, Chimie générale, tome II, Editions MIR-Moscou, 1981.
- 15.G. Geiser, G. Delpin et P. Viaud, Chimie générale, Editions DELTA et SPES –Lausanne, 1983.
- 16.M.Ayadim,U.Bommas-Erbert,P.Teubner,R.Voss, R. Lüllmann-Rauch.Chimie pour les étudiants en médecine. Bibliothèque Nationale, Paris, (2010).ISBN 978-2-8041-3511-9
- 17.B. Fosset, J.B.Baudin, F.Lahitète. CHIMIE Tout-en-un. Dunod,Paris, (2013).ISBN 978-2-10-08-10-070181 -0
- 18.F.Houma, Chimie générale, Editions LAMINE - Alger, 1995.
- 19.F.Cherkaoui El-Moursli, A. Rhalib Kniazeva, K. Nabih, Exercices corrigés de structure de la matière et de liaisons chimiques.2016.
20. K.Moris, P.Hermann, Y. Le GALL. CHIMIE PCSI, Le Compagnon. Dunod,Paris, (2011).ISBN 978-2-10-056825-3
- 21.Lionel PORCHERON, Arnaud BEGYN. LE FORMULAIRE BCPST 1ère et 2 années. DUNOD, Paris, (2008).ISBN 978-2-10-053791-4
- 22.C.Comnenellis, Claude K.W. Friedli, A. S. Migirdicyan, Exercices de chimie generale. Presse Polytechnique et Universitaire Romande. 2010
24. J.R. Kotz-Treichel, Chimie générale, Editions de boeck, 2006.
- 25.M.Fayard,Structure électronique atomes et molécules simples, Chimie physique,Edition HERMANN-Paris, Collection Méthodes, 1969.
26. R. et C. Ouahes, Chimie physique, Ellipses, 1995.

27. M. Gruia, M. Polisset, Chimie générale PCEM, Ellipses, 1993.
- 28.R. Mauduit, E. Wenner, Chimie générale en 30 fiches (Express BTS), Éditeur Dunod, 2008.
- 29.R. Lissillour, Chimie théorique, Dunod, Paris, 2001.
- 30.M.Guymont, Cours chimie Structure de la matière: Atomes, liaisons chimiques et cristallographie, Coll. BELIN SUP SCIEN, 2003.
- 31.W. Masterton, C. Hurley, Chemistry: Principles and Reactions Relié, 8<sup>ème</sup> Edition, 2016.
- 32.P. Grécias, J.P. Migeon. Chimie. Tome 1, Cours et tests d'application, 4ème édition, Tec & Doc (Editions), Paris, France, 2003.
- 33.F. Addouni, Constitution de l'atome - liaisons chimiques. Edition O.P.U, 2016.
- 34.I. Bonnamour, J. S. Filhol, F. Lemoigno, N. Perol, J.Y. Winum et al, Mémo visuel de chimie générale, Dunod, 2019.
- 35.V. Minkine, B. Simkine, R. Minaev, Théorie de la structure moléculaire, Mir, Moscou, 1982