

Exercice 1 (4 points)

Lorsqu'une lumière de longueur d'onde λ égale à 3000 \AA frappe une surface de sodium métallique, on observe une émission d'électrons d'énergie cinétique égale à $2,1 \text{ eV}$. Calculer :

- 1) La vitesse des électrons éjectés.
- 2) Le travail d'extraction ($E_0 = W_0$) (en Joules) d'une mole d'électrons.

Données : $1e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

Exercice 2 (3 points)

Dans le cas de l'atome d'Hydrogène, calculer :

- 1) L'énergie nécessaire à l'électron pour passer du quatrième au premier état excité ΔE
- 2) Situer la raie correspondante à cette précédente transition dans les domaines du rayonnement électromagnétique.
- 3) A quelle série de raies appartient-elle ?

données : $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $E_0 = -13,6 \text{ eV}$

Exercice 3 (7 points)

A - Etant donnés les éléments suivants : $_{15}\text{P}$ - $_{17}\text{Cl}$ - $_{26}\text{Fe}$ - $_{28}\text{Ni}$ - $_{32}\text{Ge}$

- 1) Pour chaque élément ; établir la configuration électronique à l'état fondamental puis en déduire la période, le groupe et le sous groupe.
- 2) Attribuer à chaque élément la valeur de son rayon atomique prise parmi les valeurs suivantes (en Å) : $0,73$ - $0,92$ - $1,09$ - $1,14$ - $1,23$
(Justifier votre réponse!)

B - Etant donnée la molécule suivante : PCl_3 .

- 3) Donner le diagramme de Lewis de cette molécule.
- 4) En vous aidant de la théorie VSEPR, donner pour cette molécule :
 - Le type $\text{AX}_n \text{E}_m$ auquel elle appartient.
 - L'hybridation de l'atome central (qui est souligné!).
 - L'arrangement des paires électroniques de l'atome central.

Exercice 4 (4 points)

1- Le moment dipolaire de la molécule H_2S est égal à 0,92 Debye. Sachant que l'angle de valence H-S-H a pour valeur 92° , calculer alors la valeur du moment dipolaire de la liaison H-S .

2- Sachant que la distance entre les atomes H et S est de $1,39 \text{ \AA}$, calculer :

- La charge partielle portée par chaque atome.
- La valeur du caractère ionique partiel de la liaison H-S . ($1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ cm}$)

Exercice 5 (2 points) : F_2

Représenter les électrons de valence de la molécule F_2 sur son diagramme des orbitales moléculaires sachant que la différence d'énergie $\Delta E_{2s,2p}$ est très grande.

En déduire alors pour cette molécule :

- Son ordre de liaison.
- Le nombre de doublets non-liants.
- Sa formule développée.
- Son magnétisme.

EMD 2011

deuxième vague

Exo 1

trappage

$$A = 3000 \text{ \AA}$$

$$E_c = 2,1 \text{ eV}$$

1- La vitesse des électrons éjectés

$$E_c = \frac{1}{2} m_e v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2E_c}{m_e}}$$

AN: $v = \sqrt{\frac{2 \times 2,1 \times 1,6 \times 10^{-19}}{9,1 \times 10^{-31}}}$

$v = 8,59 \times 10^5 \text{ m/s}$

2- le travail d'extraction (en joules) d'une mole d'électrons

$$W_0 = E_0 \times P$$

$$3000 \text{ \AA} \rightarrow 3000 \times 10^{-10}$$

\Rightarrow

$$1 \text{ mol} \rightarrow N_A \cdot E$$

$$h\nu = E_0 + E_c$$

$$h \frac{c}{\lambda} = E_0 + E_c$$

$$E_0 = \frac{hc}{\lambda} - E_c = \frac{6,626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{3000 \times 10^{-10}} - 2,1 \times 10^{-19}$$

$$E_0 = 6,62 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E'_0 = N_A \cdot E_0$$

$$E'_0 = 6,023 \times 10^{23} \times 6,62 \times 10^{-19}$$

$$E'_0 = 3,987 \times 10^5 \text{ J}$$

EX02

* l'énergie nécessaire : $\Delta E = ?$

$$n_i = n_R = 5$$

$$n_f = n_L = 2$$

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$$\Delta E = 13,6 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\Delta E = 13,6 \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 13,6 \left(\frac{4}{100} - \frac{25}{100} \right)$$

$$\Delta E = 13,6 (0,04 - 0,25) = 13,6 \left(-\frac{21}{100} \right)$$

$$\Delta E = -2,856 \text{ eV}$$

La raie correspondante $\lambda = ?$

$n_2 = 4$

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

$$\lambda = \frac{ch}{\Delta E} = \frac{3 \times 10^8 \times 6,625 \times 10^{-34}}{2,8 \times 1,6 \times 10^{-19}}$$

$$\lambda = 4,436 \times 10^{-7} \text{ m} = 0,4436 \mu\text{m}$$

$n_2 =$

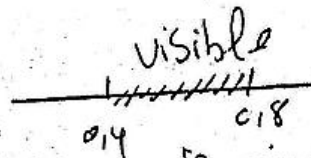
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,1 \times 10^7 \left(\frac{1}{100} - \frac{1}{21} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 231000$$

$$\lambda = 4,329 \times 10^{-7} \text{ m} = 0,4329 \mu\text{m} > 0,4$$

3. La série de Balmer



domaine visible

Exo 3

	configuration	P	GP	SG
$_{15}P$	$1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^3$	3	V	A
$_{17}Cl$	$1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^5$	3	VII	A
$_{26}Fe$	$1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^6/4s^2 3d^6$	4	VIII	B
$_{28}Ni$	$1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^6/4s^2 3d^8$	4	VIII	B
$_{32}Ge$	$1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^6/4s^2 3d^{10} 4p^2$	4	IV	A

	Bloc	Famille
$_{15}P$	P	
$_{17}Cl$	P	halogène
$_{26}Fe$	d	élé de transition
$_{28}Ni$	d	élé de transition
$_{32}Ge$	P	

② Fe > Ni > Ge > P > Cl
 1,2,3, 1,2,3, 1,2,3, 2,2,2, 1,3

Epreuve Finale de Chimie/ Semestre 1

Exercice n° 01 :

Le soufre (Z = 16) possède à l'état naturel quatre isotopes, de nombres de masse respectifs 32, 33, 34 et 36. L'isotope 36, d'abondance très faible (0,02 %), peut être négligé. L'abondance de l'isotope 33 est de 0,75 %.

Eléments	S	³² S	³³ S	³⁴ S
masses molaires atomiques (g.mol ⁻¹)	32,0660	31,97207	32,97146	33,96787

- Déterminer l'abondance naturelle des isotopes 32 et 34
- On a préparé un échantillon de soufre contenant 50% en-masse de soufre naturel et autant de soufre artificiel ³⁵S, isotope radioactif de masse molaire atomique 34,96903 g.mol⁻¹. La masse molaire atomique du soufre a-t-elle varié ? Dans l'affirmative, calculer sa nouvelle valeur.
- L'isotope ³⁵S est un émetteur β⁻. Ecrire sa réaction de désintégration.
- Sachant qu'un échantillon de ³⁵S a perdu 20 % de sa radioactivité initiale en 28 jours, en déduire la période de cet isotope.

Exercice n° 02 :

L'énergie d'ionisation d'un ion hydrogénoïde, à partir de son état fondamental, est égale à 54 eV.

1- Déterminer son numéro atomique Z, sachant que l'énergie de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène E_H est égale à - 13,6 eV.

2- Lorsqu'on envoie un rayonnement de longueur d'onde λ sur cet ion, un électron passe de la couche caractérisée par le nombre quantique principal n=1 à celle où n=3. Calculer :

- la longueur d'onde du rayonnement absorbé
- la longueur d'onde associée à l'électron à l'état final.

Données: $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $r_{H^+} = r_e = 0,53 \text{ \AA}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Exercice n° 03 :

On se propose d'étudier les analogies et les différences des molécules CO₂ et SO₂ en considérant les critères énoncés dans le tableau I de la feuille réponse :

Données : Numéros atomiques : C : 6 ; O : 8 ; S : 16. Electronégativités : χ : 3,8 ; 2,6 ; avec χ (S) = 3. Angles de liaison : 180° ; 118°.

Exercice n° 04 :

1/ On se propose d'étudier la liaison S-O au moyen de la théorie quantique.

- Donner le diagramme des orbitales moléculaire (OM) de la molécule SO, sachant que la différence d'énergie ΔE_{ns-np} est grande.
- Ecrire la configuration électronique de cette molécule.
- Préciser le nombre et la nature des liaisons entre les deux atomes. En déduire la formule développée.
- Cette molécule est-elle paramagnétique ou diamagnétique ?

On considère la molécule SO et ses ions SO⁺ et SO⁻. Attribuer en justifiant, à chacune de ces espèces, sa longueur de liaison à prendre parmi les valeurs: 1,79 Å ; 1,88 Å ; 2,20 Å.

2/ Le soufre et l'oxygène forment le composé SO.

Sachant que le moment dipolaire expérimental de cette molécule est 1,55 D.

Calculer la charge portée par chacun des deux atomes et en déduire le pourcentage du caractère ionique partiel de cette liaison.

Données : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$

Corrigé de l'épreuve de Chimie / Semestre 1/sujet 1

exercice n° 01 : (04 points)

1) Abondance naturelle des isotopes 32 et 34

Soit $\frac{a}{100}$ et $\frac{b}{100}$ les abondances demandées.

$$\frac{1}{100}(31,97207 * a + 32,97146 * 0,75 + 33,96787 * b) = 32,0660 \rightarrow \begin{cases} a = 94,92 \\ b = 4,33 \end{cases} \quad \underline{01pt}$$

$$a + b + 0,75 = 100$$

2) Oui, la masse molaire atomique, du soufre a varié. Sa nouvelle valeur est:

$$M' = \frac{1}{100}(32,0660 * 50 + 34,96903 * 50) = 33,5175 \text{g.mol}^{-1} \quad \underline{01pt}$$

3) L'isotope ^{35}S est un émetteur β^- . Sa réaction de désintégration est:



4) Période de l'isotope ^{35}S .

$$A = A_0 e^{-\lambda t}; A = \frac{80}{100} A_0, T = \frac{\ln 2}{\lambda} \text{ d'où } T = 87 \text{ jours} \quad \underline{01pt}$$

exercice n° 02 : (04 points)

- Numéro atomique Z de l'ion hydrogénoïde.

$$E_1 = 13,6 \frac{Z^2}{n^2} = 54; Z = 2 \quad \underline{01pt}$$

- a- Longueur d'onde du rayonnement absorbé de $n=1$ à $n=3$

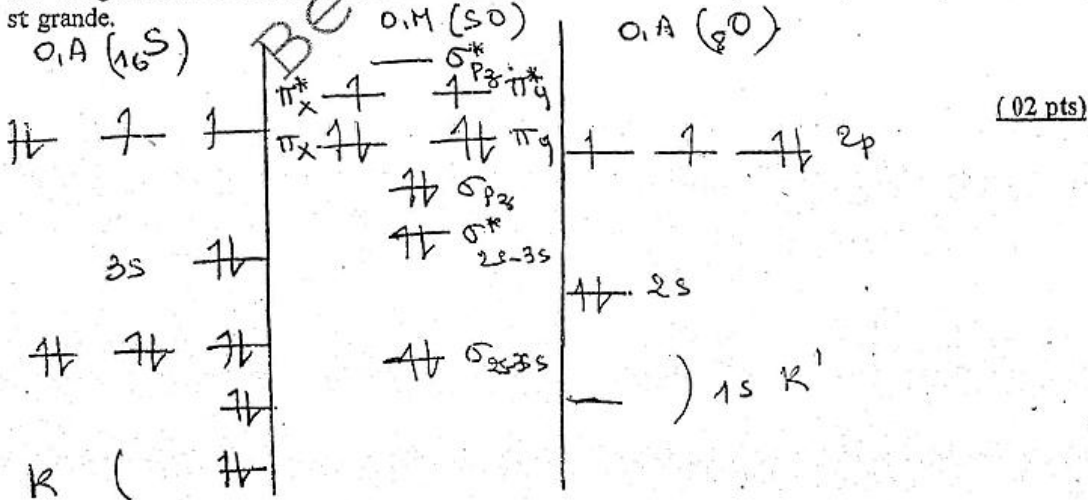
$$\frac{1}{\lambda_{\text{He}^+}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) (n_1 < n_2); \lambda_{1(\text{He}^+)} = 255,7 \text{ \AA} \text{ ou } \Delta E_1^3 = \frac{hc}{\lambda} \text{ avec } \Delta E_1^3 = 48,35 \text{ eV}; \lambda = 256,6 \text{ \AA} \quad \underline{01pt}$$

- b- Longueur d'onde associée à l'électron à l'état final ($n=3$).

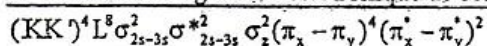
$$v = \frac{h}{m v_n}; v_n = \frac{nh}{2\pi m r_n} = 1,457 \cdot 10^6 \text{ m.s}^{-1} \text{ avec } r_n = r_H \frac{n^2}{Z} = 2,385 \text{ \AA} \text{ et } n = 3; \lambda = 4,992 \text{ \AA} \quad \underline{02pts}$$

exercice n° 04 : (06 points)

/ a- Diagramme des orbitales moléculaire (OM) de la molécule SO, sachant que la différence d'énergie ΔE_{ns-np} est grande.



b- Ecrire la configuration électronique de cette molécule.



0,5pt

c- Nombre et nature des liaisons entre les deux atomes.

O.L = 2 ; O.Lσ = 1 ; O.Lπ = 1, DNL = 4 Formule développée: $\text{S}=\text{O}$
 (0,25 pt) (0,25 pt) (0,5 pt)

d- Paramagnétique (0,25 pt)

e- O.L ↑ d ↓ 0,5pt

Molécule/ion moléculaire	Ordre de liaison	Longueur de liaison (Å)
SO	2	1,88 (0,25 pt)
SO ⁺	2,5	1,79 (0,25 pt)
SO ⁻	1,5	2,20 (0,25 pt)

$$2/q = \frac{\mu_{s-o}}{d_{s-o}} ; q = 2.74 \cdot 10^{-20} \text{ C}, \delta = \frac{q}{e} = 0,1716 \rightarrow (+0,17 e; -0,17 e) \quad (0,5 \text{ pt})$$

CIP = 17,16 % (0,5 pt)

Exercice n°03 / Tableau I. (06 points)

Critère	CO ₂	SO ₂
Structure électronique à l'état fondamental	C : [He] 2s ² 2p ² (0,25 pt)	S : [Ne] 3s ² 3p ⁴ (0,25 pt)
Position dans le tableau périodique (Période, Groupe et Bloc)	IV _A , n=2, bloc: p (0,5 pt)	VI _A , n=3, bloc: p (0,5 pt)
Formule de Lewis (2x0,5 pts)		
Origine des liaisons (préciser de covalence ou dative)	02 liaisons covalentes doubles (0,25 pt)	01 liaison dative + 01 liaison covalente simple ou 02 liaisons cov. doubles (0,25 pt)
Etat d'hybridation	C : sp (0,25 pt)	S : sp ² (0,25 pt)
Formule AX _n E _m	AX ₂ (0,25 pt)	AX ₂ E ₁ (0,25 pt)
Géométrie de la molécule	Linéaire (0,25 pt)	Angulaire (forme V) (0,25 pt)
Angle de liaison (figurant dans les données)	180° (0,25 pt)	118° (0,25 pt)
Electronégativité (figurant dans les données)	χ(C) : 1,9 (0,25 pt)	χ(O) : 3,8 (0,25 pt)
La molécule est-elle polaire ? Encadrer la réponse juste	Oui (0,25 pt) <u>Non</u>	<u>Oui</u> (0,25 pt) Non

Epreuve de Chimie / Semestre 1

Exercice n° 01 :

L'astate naturel (At) est un mélange de deux isotopes $^{210}_{85}\text{At}$ et $^{212}_{85}\text{At}$

- 1/ Donner la composition du noyau de chaque isotope.
- 2/ La masse moyenne de l'Astate naturel est de 210,2309 uma. Déterminer le pourcentage de chaque isotope dans l'Astate naturel.
- 3/ Calculer l'énergie de liaison du noyau de ^{210}At et en déduire son énergie de liaison par nucléon.
- 4/ L'isotope ^{210}At est radioactif. Ecrire l'équation de sa désintégration sachant qu'il donne un noyau $^{206}_{83}\text{Y}$. De quel type de désintégration s'agit-il ?
- 5/ Un échantillon contient une masse de 10^{-5} gramme de ^{210}At . Sachant que sa période radioactive est de 08 heures, quelle serait la masse restante après une (01) heure ?

Données :

	^{210}At	^{212}At	proton	neutron
masses (en uma)	209,9871	211,6650	1,007278	1,008565

Exercice n° 02 :

Soit l'hydrogénéoïde $^4_2\text{He}^+$

- 1/ Quelle serait son énergie d'ionisation à partir de l'état fondamental si celle de l'atome d'hydrogène est de 13,6 eV.
- 2/ Lorsqu'on envoie un rayonnement de longueur d'onde λ sur cet ion, l'électron passe de la couche caractérisée par le nombre quantique principal $n=1$ à celle où $n=4$. Calculer :
 - a- la longueur d'onde du rayonnement absorbé
 - b- la longueur d'onde associée à l'électron à l'état final

Données : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $R_H = 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $r_{H^+} = r_0 = 0,53 \text{ \AA}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $K = 9 \cdot 10^9 \text{ MKSA}$

Exercice n°03 :

On se propose d'étudier les analogies et les différences des molécules SiO_2 et SO_2 en considérant les critères énoncés dans le tableau I de la feuille réponse :

Données : Numéros atomiques : $_{14}\text{Si}$; $_8\text{O}$; $_{16}\text{S}$. Électronégativités : χ_{Si} ; χ_{O} ; χ_{S} ; avec $\chi_{\text{O}} = 3,8$. Angles de liaison : 180° ; 118°

Exercice n°04 :

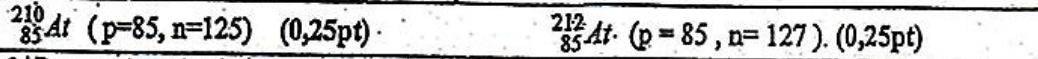
- 1/ On se propose d'étudier la liaison dans la molécule CN au moyen de la théorie quantique.
 - a- Donner le diagramme énergétique des orbitales moléculaire (OM) pour la molécule CN, sachant que la différence d'énergie $\Delta E_{n_s - n_p}$ est faible
 - b- Ecrire la configuration électronique de cette molécule.
 - c- Préciser le nombre et la nature des liaisons entre les deux atomes. En déduire la formule développée.
 - d- Cette molécule est-elle paramagnétique ou diamagnétique ?
 - e- On considère la molécule CN et ses ions CN^+ et CN^- . Attribuer en justifiant, à chacune de ces espèces, sa longueur de liaison à prendre parmi les valeurs : 1,17 Å ; 1,12 Å ; 1,14 Å.
- 2/ Le carbone et l'oxygène forment le composé CO
Sachant que le moment dipolaire expérimental de la molécule CO est égal à 0,91 D.
Calculer la charge portée par chacun des deux atomes et en déduire le pourcentage du caractère ionique partiel de cette liaison.

Données : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$; r_{C} ; r_{N} ; $d_{\text{C-O}} = 1,26 \text{ \AA}$

Corrigé de l'épreuve de chimie / Semestre 1 / sujet 2

Exercice n° 01 : (04 points)

1/ Composition du noyau de chaque isotope.



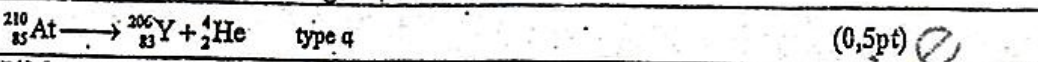
2/ Pourcentage de chaque isotope dans l'Astate naturel.

$\bar{M} = x_1 M_1 + x_2 M_2$ $x_1 = 0.855$ $^{210}_{85}\text{At}$ (85.5%)
 $x_1 + x_2 = 1$ $x_2 = 0.145$ $^{212}_{85}\text{At}$ (14.5%) (01pt)

3/ Energie de liaison du noyau de ^{210}At et énergie de liaison par nucléon de ^{210}At .

$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ $\Delta E = 1589.4 \text{ MeV}$
 $\Delta m = 1.7021 \text{ uma}$ Energie par nucléon : $\Delta E / A = 7.56$ (01pt)

4/ Equation et type de désintégration de ^{210}At



5/ Masse restante après une (01) heure de ^{210}At

$m = m_0 e^{-\lambda t}$; $\lambda = \frac{\ln 2}{T}$; $m = 9.1 \cdot 10^{-6} \text{ g}$ (01pt)

Exercice n° 02 (04 points) :

1/ Energie d'ionisation de $n=1$ à $n=\infty$ de $^4_2\text{He}^+$.

$E_1 = 13.6 \frac{Z^2}{n^2} = 54.4 \text{ eV}$ (01pt)

2/ a- Longueur d'onde du rayonnement absorbé (de $n=1$ à $n=4$)

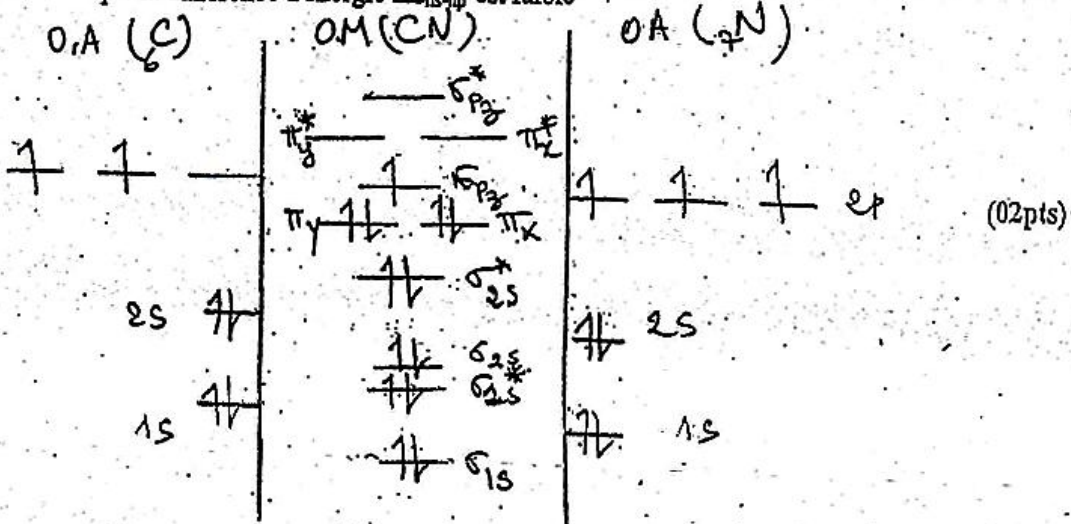
$\frac{1}{\lambda_{\text{He}^+}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ ($n_1 < n_2$) ; $\lambda_{1 \rightarrow 4}^{\text{He}^+} = 242.4 \text{ \AA}$ ou avec $\Delta E_1^4 = \frac{hc}{\lambda} \rightarrow \lambda$
 (01pt)

2/ b- Longueur d'onde associée à l'électron à l'état final ($n=4$)

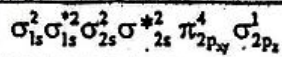
$\lambda = \frac{h}{m v_n}$; $v_n = \frac{nh}{2\pi m a_0 n} = v_H \frac{n^2}{Z}$; $\lambda = 6.657 \text{ \AA}$ (02pts)

Exercice n°04 (06 points):

1/ a- Diagramme énergétique des orbitales moléculaire (OM) pour la molécule CN, sachant que la différence d'énergie ΔE_{ns-np} est faible.



b- Configuration électronique de CN.



(0,5pt)

c- Nombre et nature des liaisons entre les deux atomes.

O.L = 2,5 avec O.L_σ = 0,5 ; O.L_π = 2 ; DNL = 2, formule développée: $\text{C} \equiv \text{N}$
 (0,25pt) (0,25pt) (0,5pt)

d- Paramagnétique

(0,25pt)

e- O.L ↑ ↓

(0,5pt)

Molécule/ion moléculaire	Ordre de liaison	Longueur de liaison (Å)
CN	2,5	1,14 (0,25pt)
CN ⁺	2	1,17 (0,25pt)
CN ⁻	3	1,12 (0,25pt)

$2/q = \frac{\mu_{C-O}}{d_{C-O}}$; $q = 2.14.10^{-20} \text{ C}$, $\delta = \frac{q}{e} = 0,15 \rightarrow (+0,15 e ; -0,15 e)$ (0,5pt)
 CIP = 15% (0,5pt)

Exercice n°03 (06 points): Tableau I :

Critère	SiO ₂	SO ₂
Structure électronique à l'état fondamental	Si : [Ne] 3s ² 3p ² (0,25pt)	S : [Ne] 3s ² 3p ⁴ (0,25pt)
Position dans le tableau périodique (Période, Groupe et Bloc)	IV _A , n=3 ; bloc p (0,5pt)	VI _A , n=3 ; bloc: p (0,5pt)
Formule de Lewis (2x0,5 pts)		
Origine des liaisons (préciser de covalence ou dative)	02 liaisons covalentes doubles Ou (0,25pt) 01 liaison dative + 01 liaison cov. simple	01 liaison dative + 01 liaison covalente simple (0,25pt)
Etat d'hybridation	Si : sp (0,25pt)	S : sp ² (0,25pt)
Formule AX _n E _m	AX ₂ (0,25pt)	AX ₂ E ₁ (0,25pt)
Géométrie de la molécule	Linéaire (0,25pt)	Angulaire (forme V) (0,25pt)
Angle de liaison (figurant dans les données)	180° (0,25pt)	118° (0,25pt)
Electronégativité (figurant dans les données)	χ(Si) : 1,9 (0,25pt)	χ(S) : 3 (0,25pt)
La molécule est-elle polaire ? Encadrer la réponse juste	Oui (0,25pt) <u>Non</u>	<u>Oui</u> (0,25pt) Non

Epreuve de rattrapage (S1) (Correction)

13 / 02 / 2010 (1h30min)

Partie A (16)

1°) a) Donner la composition des noyaux des nucléides suivants: $^{35}_{17}\text{Cl}$; $^{36}_{17}\text{Cl}$; $^{37}_{17}\text{Cl}$

nucléide	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{36}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$	(0,25 x 3)
Nombre de protons	17	17	17	
Nombre de neutrons	18	19	20	

b) Quelle est la particularité de ces trois nucléides ? Justifier votre réponse.

Ce sont des isotopes (même Z ; A différents) (0,25)

2°) Le chlore $^{36}_{17}\text{Cl}$ est radioactif et se désintègre essentiellement en argon $^{36}_{18}\text{Ar}$. Sa demi-vie est de 301000 ans.

a) Ecrire la réaction de désintégration du chlore 36 en précisant les lois utilisées et le type de radioactivité mise en jeu. Préciser la nature de la particule émise lors de la désintégration.

$^{36}_{17}\text{Cl} \rightarrow ^{36}_{18}\text{Ar} + ^0_{-1}\text{e}$	(0,25 x 4)
Lois de conservation de Soddy	
Radioactivité naturelle	
Particules émises : particules β^- = électrons $^0_{-1}\text{e}$	

b) Calculer en MeV, l'énergie de liaison E_L d'un noyau de chlore 36.

$E_L \approx \Delta m \times c^2$	(0,5)
AN: $E_L = 306,75 \text{ MeV}$	(0,5)

Soit N_0 , le nombre de noyaux présents dans un échantillon contenant $5,7 \cdot 10^{-4}$ mol de chlore 36 à la date $t=0$.

c) Quelle est l'activité de l'échantillon de chlore 36 à cette date.

$A_0 = \lambda N_0 = \frac{\text{Ln}2}{t_{1/2}} N_0 ; (N_0 = 5,7 \cdot 10^{-4} \times N_A)$	(0,25)
AN: $A_0 = 2,5 \times 10^7 \text{ dps}$	(0,25)

d) Combien de noyaux de chlore 36 se sont désintégrés au bout du temps égal à $t_{1/2}$ "demi-vie".

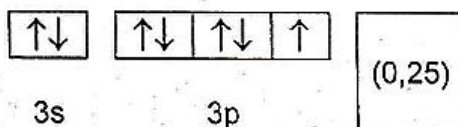
Le nombre de noyaux désintégrés à $t_{1/2} = \frac{N_0}{2}$	(0,25)
$\frac{N_0}{2} = 1,7 \times 10^{20}$ noyaux	

Données: $m(\text{proton}) = 1,67262 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $m(\text{neutron}) = 1,67492 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $m(^{36}\text{Cl}) = 59,71128 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; célérité de la lumière dans le vide $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

3°) a) Ecrire la configuration électronique de l'atome de chlore dans l'état fondamental. Le situer dans le tableau périodique (période, groupe/sous groupe et famille).

${}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	(0,25 x 4)
Période : 3	
Groupe/ sous groupe : VII _A	
Famille : halogènes	

b) Représenter par des cases quantiques, la structure électronique de la couche de valence de l'atome de chlore dans l'état fondamental.



c) Quels sont les quatre nombres quantiques qui caractérisent les électrons de valence de l'atome de chlore dans l'état fondamental.

Electrons s : $n = 3 ; l = 0 ; m = 0 ; s = \pm 1/2$	(1)
Electrons p : $n = 3 ; l = 1 ; m = -1 ; 0 ; +1 ; s = \pm 1/2$	

Partie B (1/6)

Le chlore peut se combiner au phosphore et à l'aluminium pour donner les composés suivants :



1°) a) Donner la structure de Lewis des atomes suivants: ${}_{13}\text{Al} ; {}_{17}\text{Cl} ; {}_{15}\text{P}$



b) Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes. Préciser si l'atome central respecte la règle de l'octet. (L'atome central est souligné)

<u>Al</u> Cl ₃ (I)	<u>P</u> Cl ₃ (II)	<u>P</u> Cl ₅ (III)	(0,5 x 3)
$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \square \text{Al} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{P} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \quad \quad \text{Cl} \\ \quad \diagdown \quad \quad \diagup \\ \quad \quad \text{P} - \text{Cl} \\ \quad \diagup \quad \quad \diagdown \\ \text{Cl} \quad \quad \text{Cl} \end{array}$	(les doublets du chlore doivent être représentés)
L'atome Al a un octet incomplet	Règle de l'octet respectée	Expansion de l'octet de l'atome P (molécule hypervalente)	(0,25 x 3)

c) Quel est l'état d'hybridation de l'atome central dans chaque cas.

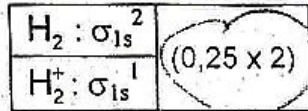
AlCl ₃ (I)	PCl ₃ (II)	PCl ₅ (III)	(0,25 x 3)
sp ²	sp ³	sp ³ d	

En utilisant la théorie V.S.E.P.R, préciser le type de géométrie selon la formule AX_nE_m ainsi que la forme géométrique des molécules du tableau ci-dessus.

Molécule	$AlCl_3$ (I)	PCl_3 (II)	PCl_5 (III)	(0,75 x 3)
formule	AX_3	AX_3E	AX_5	
Figure de répulsion	Trigonale (plan)	Tétraédrique	Bipyramide à base trigonale	
Forme géométrique de la molécule	Trigonale (plan)	Pyramide à base trigonale	Bipyramide à base trigonale	

PARTIE C (12)

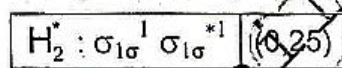
Donner la configuration électronique de chacune des espèces H_2 et H_2^+ .



La longueur de liaison H-H de H_2 est égale à $0,74 \times 10^{-10}$ m et celle de H_2^+ est égale à $1,06 \times 10^{-10}$ m. Interpréter ce résultat.

OL (H_2) = 1 > OL (H_2^+) = 0,5 ; ce qui explique la différence de longueurs de liaison (0,75)

Quelle est la première configuration excitée de H_2 ?



Expliquer pourquoi le passage de la configuration fondamentale à la première configuration excitée s'accompagne d'un allongement de la liaison H-H dans H_2 ?

OL (H_2^+) = 0 ; ce qui explique l'allongement de la liaison (0,5)

PARTIE D (16)

L'énergie du niveau fondamental de l'ion hydrogénoïde ${}_Z X^{n+}$ calculée selon le modèle de Bohr est : $E_1 = -3930,4$ eV. Donner son numéro atomique Z ainsi que sa charge n^+ .

$E_1 = E_H \left(\frac{Z^2}{n^2} \right) \Rightarrow Z = \left(\frac{E_1}{E_H} \right)^{\frac{1}{2}}$ (niveau fondamental)	(0,75)
AN : $Z = 17 \Rightarrow n^+ = 16^+ \text{ } ({}_{17}Cl^{16+})$	(0,25)

Lorsqu'on envoie un rayonnement de longueur d'onde λ sur cet ion, un électron passe de la couche caractérisée par le nombre quantique principal $n = 1$ à celle où $n = 3$. Calculer :

a) La fréquence du rayonnement absorbé.

$\Delta E = E_3 - E_1 = h\nu$	
$\nu = \frac{E_H Z^2 \left(\frac{1}{3^2} - 1\right)}{h}$	(0,5)
AN : $\nu = 8,45 \times 10^{17} \text{ s}^{-1}$	(0,5)

b) La longueur d'onde du rayonnement absorbé.

$\lambda = \frac{c}{\nu}$	(0,5)
AN : $\lambda = 3,55 \times 10^{-10} \text{ m}$	(0,5)

La vitesse de l'électron de cet ion sur son orbite lorsqu'il est à l'état fondamental est de $3,7 \cdot 10^7 \text{ m.s}^{-1}$

c) Déterminer la longueur d'onde associée à l'électron.

$\lambda = \frac{h}{m\nu}$	(0,5)
AN : $\lambda = 1,96 \times 10^{-11} \text{ m}$	(0,5)

d) Calculer la longueur d'onde du rayonnement émis quand l'ion passe du 2^{ème} état excité au 1^{er} état excité.

Situer cette raie dans les domaines du rayonnement électromagnétique.

Transition : $n_1 = 3 \rightarrow n_2 = 2$	(0,25)
$\frac{1}{\lambda_{cl}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right)$	(1)
$\frac{1}{\lambda_{cl}} = Z^2 \frac{1}{\lambda_H}$	
AN : $\lambda_H = 6,57 \times 10^{-7} \text{ m}$	(0,5)
\Rightarrow la raie appartient au domaine du visible	(0,25)

Données : $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$, $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$, $R_H = 1,096 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, $E_H = -13,6 \text{ eV}$.

On considère approximativement pour le domaine du spectre électromagnétique de l'hydrogène que
(UV < 400nm < Visible < 800nm < IR)

EXAMEN DE CHIMIE 1

Exercice N°1 (04 Pts)

La masse atomique de ${}^{57}_{26}\text{Fe}$ est de 56,9354 uma, et celle de ${}^{235}_{92}\text{U}$ est de 235.6439 uma.

- Calculer l'énergie de cohésion par noyau, pour chaque nucléide, en joules et en MeV.
- Quel est le noyau le plus stable ?

On donne en uma : masse d'un proton : $m_p = 1,0078$; masse d'un neutron : $m_n = 1,0087$.

Exercice N°2 : (06 Pts)

L'atome d'hydrogène se trouvant dans son état fondamental est excité par une décharge électrique. L'électron de cet atome subit alors une transition au niveau d'énergie $n_j = 9$.

- Calculer l'énergie absorbée par cet atome en eV et la fréquence correspondante.
- L'électron excité se stabilise en subissant une transition du niveau n_j à un niveau inférieur n_i . Cette transition s'accompagne d'une émission d'énergie, égale à 1,34 eV, sous forme d'une raie lumineuse.

- Déterminer la valeur de n_i ;
- A quelle série cette raie appartient-elle ?
- Représenter les différentes transitions sur un diagramme d'énergie.

On donne : $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$; $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$

Exercice N°3 : (08 Pts)

II/ On donne la fonction d'onde suivante pour l'atome d'hydrogène :

$$\Psi_{2,0,0} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi}} (2-r)e^{-\frac{r}{2}}$$

- Quelle orbitale atomique décrit-elle ?
- Que représente le terme $4\pi r^2 \Psi^2(r)$?

III/ La famille du bore B (~~25~~) comporte dans l'ordre les éléments suivants : B ; Al ; Ga ; In.

- Donner la configuration électronique :
 - de B, Al, Ga et In à l'état fondamental.
 - d'un élément X, sachant qu'il appartient à la même période que celle de l'aluminium et au groupe chimique I_A.
 - d'un élément Y, sachant qu'il appartient à la même période que celle de l'aluminium et au groupe chimique VII_A.
- A quelles familles appartiennent les éléments X et Y ?
- Comment varie l'énergie d'ionisation des éléments de la famille du bore ?
- Comparer les énergies d'ionisation des éléments Al, X et Y.

Exercice N°4 : (02 Pts)

La molécule KCl à l'état gazeux présente un moment dipolaire de 10 Debyes. La distance entre les noyaux est de $2,57 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$.

- Calculer son pourcentage de caractère ionique.
- Quelle est la nature de la liaison ?

Données : $1 \text{ D} = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$

Bon courage !

SOLUTION

Exercice N°1

a/ Calcul de l'énergie de cohésion de Fe.

$$E_{\text{coh}} = \Delta m C^2 \quad \text{avec} \quad \Delta m = (m_p * 26 + m_n * 31) - m_{\text{th noyau}}$$

$$= (1.0078 * 26 + 1.0087 * 31) - 56.935 = 0.5371 \text{ u.m.a}$$

$$E_{\text{coh}} = 0.5371 * 1.66 \cdot 10^{-27} * 9 * 10^{16} = 8.024 \cdot 10^{-11} \text{ J/noyau}$$

$$\begin{array}{l} \text{En MeV ; } 1\text{MeV} \longrightarrow 1.6 \cdot 10^{-13} \text{ J} \\ E_{\text{coh}} \longrightarrow 8.024 \cdot 10^{-11} \text{ J} \end{array}$$

$$E_{\text{coh}} = 5.015 \cdot 10^2 \text{ MeV/noyau}$$

Calcul de l'énergie de cohésion de U

$$E_{\text{coh}} = \Delta m C^2 \quad \text{avec} \quad \Delta m = (m_p * 92 + m_n * 143) - m_{\text{th noyau}}$$

$$= (1.0078 * 92 + 1.0087 * 143) - 235.6439 = 1.3178 \text{ u.m.a}$$

$$E_{\text{coh}} = 1.3178 * 1.66 \cdot 10^{-27} * 9 * 10^{16} = 19.6879 \cdot 10^{-11} \text{ J/noyau.}$$

$$\begin{array}{l} \text{En MeV ; } 1\text{MeV} \longrightarrow 1.6 \cdot 10^{-13} \text{ J} \\ E_{\text{coh}} \longrightarrow 19.6879 \cdot 10^{-11} \text{ J} \end{array}$$

$$E_{\text{coh}} = 12.3049 \cdot 10^2 \text{ MeV/noyau}$$

b/ Le noyau le plus stable est celui qui possède l'énergie de cohésion par nucléon la plus élevée.

$$E_{\text{coh/nucléon}} (\text{Fe}) = 5.015 \cdot 10^2 / 57 = 8.798 \text{ MeV/nucléon}$$

$$E_{\text{coh/nucléon}} (\text{U}) = 12.3049 \cdot 10^2 / 235 = 5.2361 \text{ MeV/nucléon}$$

$E_{\text{coh/nucléon}} (\text{Fe})$ est supérieure à $E_{\text{coh/nucléon}} (\text{U})$ donc le noyau Fe est plus stable que le noyau U.

Exercice N°2

1- Energie absorbée par l'atome d'hydrogène

L'électron subit une transition du niveau fondamental au niveau d'énergie $n_f=9$

$$\Delta E = E_{n_f} - E_{n_i} = R_H h c \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\Delta E = \frac{1.097 \times 10^7 \times 6.62 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{1 \times 10^{-19}} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{9^2} \right) = 13.45 \text{ eV}$$

La fréquence est liée à l'énergie par la relation suivante : $\Delta E = h\nu$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{13.45 \times 1.6 \times 10^{-19}}{6.62 \times 10^{-34}} = 3.25 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

2- L'électron subit une transition du niveau $n_f=9$ à un niveau inférieur n_i . L'énergie correspondante est à 1,43 eV..

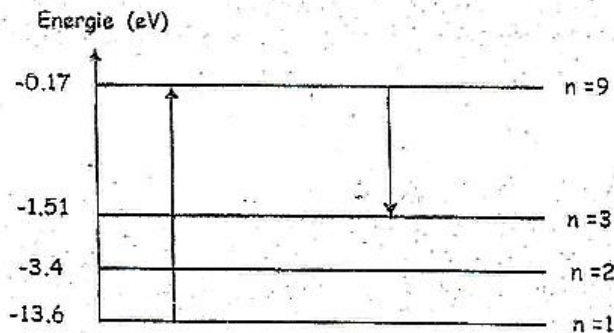
a)

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = 922,43 \text{ nm}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \text{ ce qui implique que } n_i = 3$$

b) cette raie appartient à la série de Paschen.

c) Diagramme des différentes transitions



Exercice N°3

I/

1/ La fonction décrit l'orbitale atomique 2S.

2/ représente la densité de probabilité de présence de l'électron.

II)

- La famille du bore comporte dans l'ordre les éléments suivants : B ; Al ; Ga ; In.

1. a) La structure électronique du bore (B : Z=5) est : $1s^2 2s^2 2p^1$. La famille du bore possède une couche de valence de structure de type $ns^2 np^1$.

Pour le bore, le numéro de la période est $n = 2$. Pour l'aluminium, ce numéro est égal à 3. Pour le gallium, il est égal à 4. Pour l'indium, il est égal à 5.

Les structures électroniques sont donc :

Al : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ou [Ne] $3s^2 3p^1$

Ga : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ ou [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^1$

In : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$ ou [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^1$

b) L'atome X appartient à la même période que celle de l'aluminium ($n = 3$) et au groupe chimique 1A. (1 seul électron de valence).

La structure de sa couche de valence est donc : $3s^1$.

La structure électronique de l'atome X est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

C'est l'atome de sodium Na.

c) L'atome Y appartient à la même période que celle de l'aluminium ($n = 3$) et au groupe chimique VIIA. (7 électrons de valence).

La structure de sa couche de valence est donc : $3s^2 3p^5$.

La structure électronique de l'atome Y est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

C'est l'atome du chlore (Cl).

2. L'atome X appartient à la famille des alcalins et l'atome Y appartient à la famille des halogènes.

3. L'énergie d'ionisation des éléments de la famille du bore diminue du bore à l'indium car le rayon augmente du bore à l'indium.

4. Les atomes X, Al et Y appartiennent à la même période ($n=3$).

Le nombre de couche étant constant, la force d'attraction entre le noyau et les électrons augmente puisque le numéro atomique augmente de X vers Y.

Par conséquent, le rayon atomique diminue de X vers Y, et l'énergie d'ionisation augmente de X vers Y.

$r_X < r_{Al} < r_Y$

Exercice N°4

1/ Le pourcentage ionique :

$$C_i = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_{\text{the}}} \cdot 100 = \frac{\delta}{e} \cdot 100 \Rightarrow C_i = 77,25\%$$

2/ La valeur de δ est différente de celle de e , donc la liaison de KCl, à l'état gazeux, est à 22,75% covalente et/ou 77,25% ionique.

Examen Final (1h 30mn) VAGUE 1
Données pour tout le sujet :

Charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	1 cal (calorie) = 4,184 J
Vitesse de la lumière dans le vide : $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$	1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
Constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$	1 D (Debye) = $3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$
Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	
Masse de l'électron : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	
Masse du proton : $m_p ({}^1_1p) = 1,00727 \text{ uma} = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	
Masse du neutron : $m_n ({}^1_0n) = 1,00866 \text{ uma} = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	
Masses atomiques : ${}^{235}\text{U} = 235,03 \text{ u.m.a}$; ${}^{139}\text{Ba} = 138,92 \text{ u.m.a}$; ${}^{86}\text{Kr} = 85,94 \text{ u.m.a}$	

Exercice n° 1 (06 points) : Radioactivité

Soit la réaction de fusion de l'hydrogène en hélium

- Ecrire cette réaction nucléaire et calculer l'énergie libérée par la transformation de 4,032g d'hydrogène en 4,003g d'hélium.
- Quelle quantité d'uranium ${}^{235}_{92}\text{U}$ fournirait la même énergie par fission ? On admettra qu'elle se fait selon la réaction : ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0n \rightarrow {}^{139}_{56}\text{Ba} + {}^{86}_{36}\text{Kr} + 11 {}^1_0n$
- Quelle masse de charbon (en tonnes) faut-il brûler pour dégager la même énergie ? La chaleur de combustion du charbon est de 8000 cal/g.
- Donner votre conclusion

Exercice n° 2 (04 points) : Effet photoélectrique

Une photocathode en Césium, soumise à un faisceau lumineux incident de longueur d'onde $\lambda = 385 \text{ nm}$ (nanomètres), émet des électrons.

Calculer :

- l'énergie cinétique acquise par l'électron éjecté (en Joules et en eV).
- Calculer la valeur du potentiel d'arrêt (en Volt) de l'électron éjecté.
- Calculer la longueur d'onde associée à l'électron éjecté.

On donne : Longueur d'onde seuil du Césium: $\lambda_0 = 660 \text{ nm}$

Voir suite au verso

**Exercice n° 3 (10 points) : Liaison chimique**

Considérons les éléments: ${}_{9}\text{F}$; ${}_{8}\text{O}$; ${}_{15}\text{P}$; ${}_{16}\text{S}$; ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{26}\text{Fe}$; ${}_{32}\text{Ge}$; ${}_{53}\text{I}$.

- 1- Déterminer la configuration électronique de ces atomes dans leur état fondamental puis en déduire la place de chacun dans la classification périodique (période, groupe et sous-groupe). Parmi ces éléments, donner, en justifiant, ceux qui sont des éléments de transition.
- 2- Quels ions donneront préférentiellement les éléments suivants: ${}_{16}\text{S}$; ${}_{9}\text{F}$; ${}_{16}\text{S}$ et ${}_{53}\text{I}$?
- 3- Considérons les molécules et ion suivants : POCl_3 ; GeCl_4 ; ClF_3 ; IF_4^- .
En vous basant sur la théorie VSEPR, donner dans un tableau, le modèle de Lewis, le type de molécule AX_mE_n , l'arrangement spatial de toutes les paires électroniques (Figure de répulsion), la géométrie de ces systèmes et l'état d'hybridation de l'atome central souligné.
- 4- Parmi les molécules neutres, prédire, en justifiant, celles qui présentent un moment dipolaire nul ?
- 5- a)- Établir le diagramme d'énergie de PS, sachant que $\Delta E(\text{s-p})$ est importante.
b)- Déterminer l'ordre de liaison, la nature des liaisons et la propriété magnétique de PS. En déduire sa formule développée.
c)- Donner les configurations électroniques et comparer la stabilité de : PS ; PS^- et PS^+ .
- 6- O et S sont deux éléments de la même colonne et ils ont donc *a priori* des caractères chimiques analogues. Les composés SF_4 et SF_6 existent mais les composés OF_4 et OF_6 n'existent pas.
- Justifier la non-existence des composés OF_4 et OF_6 ?
- 7- La molécule SO_2 a une géométrie en forme de V (coudée); l'angle entre les deux liaisons S-O est de 119° . Son moment dipolaire expérimental est de $1,65 \text{ D}$ et la longueur de la liaison est de $1,43 \text{ \AA}$.
- Calculer le pourcentage ionique de ces liaisons. Calculer les charges partielles portées par chaque atome.