

Examen de Remplacement de Chimie 1

Exercice 1 (8 points)

1. Selon le modèle de Bohr, établir pour un hydrogénoïde (noyau de charge $+Ze$ autour duquel gravite un électron), les formules donnant en fonction de k (constante de Coulomb), Z (numéro atomique), e (charge élémentaire), π , m_e (masse de l'électron), h (constante de Planck) et n :
 - (a) Le rayon (r) de l'orbite de rang n .
 - (b) L'énergie du système noyau-électron correspondant à cette orbite ($E_n = E_{\text{cinétique}} + E_{\text{potentielle}}$).
2. Quelle énergie (en eV) doit absorber un hydrogénoïde Li^{2+} , pour que l'électron passe du niveau fondamental au premier niveau excité.
3. Si cette énergie est fournie sous forme lumineuse, quelle est la longueur d'onde λ du rayonnement capable de provoquer cette transition ?

On donne : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; l'énergie du système noyau-électron de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental : $E_H = -13,6 \text{ eV}$.

Exercice 2 (5 points)

Le silicium (Si) appartient au même groupe que le germanium (${}_{32}\text{Ge}$) et à la même période qu'un élément (A) ayant un électron célibataire décrit par le quadruplet quantique $(3, 1, 1, +\frac{1}{2})$.

1. Donner la configuration électronique de A, Si et Ge dans leur état fondamental. En déduire le numéro atomique de A et du silicium.
2. Situer les trois éléments dans le tableau périodique en indiquant la période, la colonne, le groupe, le sous-groupe et le bloc.
3. Donner les nombres quantiques caractérisant les électrons de valence de Si et Ge.
4. Classer ces atomes selon l'ordre croissant du rayon atomique, de l'électronégativité, de l'énergie d'ionisation et de l'affinité électronique.

Exercice 3 (3 points)

1. Calculer la charge nucléaire effective de l'un des électrons 4s et celle de l'un des électrons 3d du zinc ($Z=30$).
2. Expliquer en justifiant par les règles de Slater, pourquoi en cas d'ionisation de Zn, les électrons 4s partent avant 3d.

On donne : Coefficients d'écran σ_{ij} (effet d'écran de l'électron "i" sur l'électron "j")

État de l'électron "j"	État de l'électron "i"						
	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p	4d	4f
1s	0,31						
2s 2p	0,85	0,35					
3s 3p	1	0,85	0,35				
3d	1	1	1	0,35			
4s 4p	1	1	0,85	0,85	0,35		
4d	1	1	1	1	1	0,35	
4f	1	1	1	1	1	1	0,35

Exercice 4 (4 points)

Les longueurs des liaisons dans la molécule d'ozone O_3 valent $1,28 \cdot 10^{-10}$ m.

1. Donner le schéma de Lewis de cette molécule.
2. En utilisant la méthode V.S.E.P.R. trouver la géométrie de la molécule d'ozone.
3. Quelle est la répartition des charges sur chaque atome si le moment dipolaire de la molécule vaut $0,49 D$?

On donne : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} C$; $1 D = 3,3356 \cdot 10^{-30} C \cdot m$; l'angle entre les deux liaisons : $\alpha = 117^\circ$.

1

Corrigé de l'Examen
de Remplacement - Chimie 1
Année 2017/2018

Exercice 1 (08 points)

1.a. Le rayon de l'orbite n :
L'électron de l'hydrogénoïde tourne
autour du noyau avec une vitesse constante
(v) selon une trajectoire circulaire
de rayon (r). Cette électrons subit deux
forces opposées :

La force électrostatique : $F_e = -\frac{kZe^2}{r^2}$ (1)

et la force centrifuge : $F_c = \frac{m_e v^2}{r}$ (2)

$|F_e| = |F_c| \Rightarrow m_e v^2 = \frac{ke^2 Z}{r}$ (3)

Postulat de Bohr ; $m_e v r = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow v = \frac{nh}{2\pi m_e r}$ (4)

On remplace (4) dans (3) \Rightarrow $r = \left(\frac{h^2}{4\pi^2 m_e k e^2} \right) \frac{n^2}{Z}$ (5)

0,5

23

1. b. L'énergie de l'électron sur l'orbite n :

$$E_n = E_c + E_p \quad \text{--- (6)}$$

$$E_c = \frac{1}{2} m_e v^2 \quad \text{--- (7)}$$

$$\text{(3) et (7)} \Rightarrow E_c = \frac{K e^2 Z}{2r} \quad \text{--- (8)}$$

$$E_p = \int_{\infty}^r -F_e \cdot dr = \int_{\infty}^r \frac{K e^2 Z}{r^2} dr \quad \text{--- (9)}$$

$$E_p = -\frac{K e^2 Z}{r} \quad \text{--- (9)}$$

On remplace (7) et (9) dans (6) :

$$E_n = -\frac{K e^2 Z}{2r} \quad \text{--- (10)}$$

On remplace (5) dans (10) :

$$E_n = \left(\frac{-2\pi^2 m_e K^2 e^4}{h^2} \right) \cdot \frac{Z^2}{n^2} \quad \text{--- (11)}$$

2. Énergie d'absorption $\Delta E_{1 \rightarrow 2}$

Énergie de la 1^{ère} orbite de l'atome d'hydrogène (E_H) ; $Z = 1$, $n = 1$

On remplace E , z et n dans (11):

$$E_H = \frac{-2\pi^2 m_e k^2 e^4}{h^2} \quad (12)$$

On remplace (12) dans (11):

$$E_n = E_H \cdot \frac{z^2}{n^2} \quad (13)$$

Li²⁺: Hydrogénoïde $\Rightarrow z = 2+1 = 3$

$$E_H = -13,6 \text{ eV}$$

~~$E_n = E_H \cdot \frac{z^2}{n^2}$~~

État fondamental: $E_1 = \frac{-13,6 \cdot 3^2}{1^2} = -122,4 \text{ eV}$

1^{er} État excité: $E_2 = \frac{-13,6 \cdot 3^2}{2^2} = -30,6 \text{ eV}$

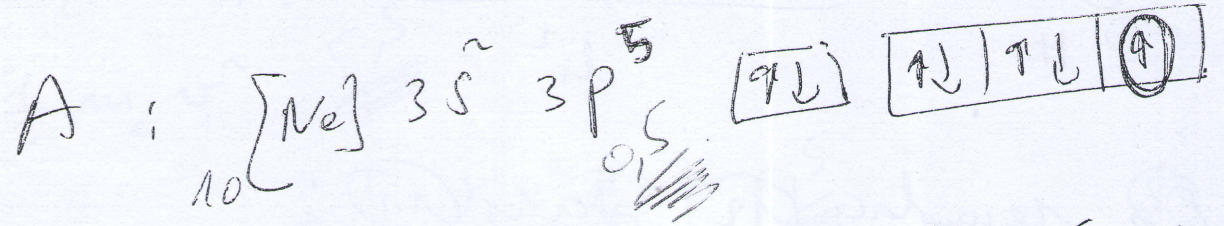
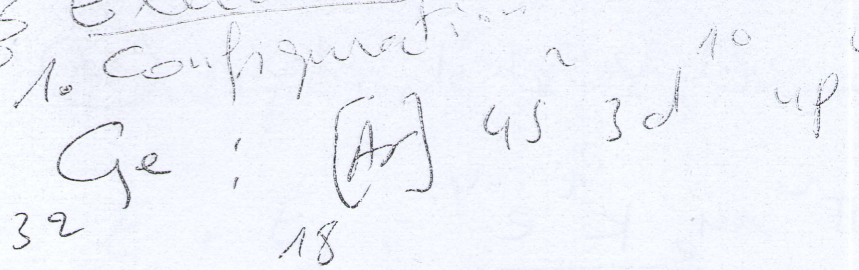
$$\Delta E_{1 \rightarrow 2} = E_2 - E_1 = -30,6 - (-122,4) = 91,8 \text{ eV}$$

3. Longueur d'onde

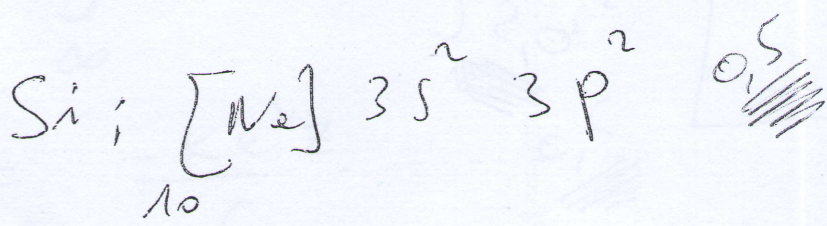
$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

$$\lambda = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{91,8 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19}} = 0,135 \cdot 10 \text{ m} = 13,5 \text{ nm}$$

43 Exercice 2 électrons



Si même groupe que Ge et même période



$Z(\text{A}) = 10 + 2 + 5 = 17$

$Z(\text{Si}) = 10 + 2 + 2 = 14$

2. Position dans le T.P.

	^{32}Ge	^{17}A	^{14}Si
période	4	3	3
colonne	14	17	14
groupe	IV	VII	IV
sous-groupe	A	A	A
bloc	P	P	P

1

53

3. Nombres quantiques

Si: $3s^2 3p^2$

	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	
n	3	3	3	3
l	0	0	1	1
m	0	0	-1	0
s	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$

~~0,5~~

Ge: $4s^2 4p^2$

	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	
n	4	4	4	4
l	0	0	1	1
m	0	0	-1	0
s	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$

~~0,5~~

4. Classement par ordre croissant;

	colonne 14	colonne 17
3	Si	A
4	Ge	

Rayon atomique (r)

$$\left. \begin{array}{l} r_A < r_{Si} \\ r_{Si} < r_{Ge} \end{array} \right\} \Rightarrow r_A < r_{Si} < r_{Ge} \quad \underline{\underline{0,25}}$$

Électronégativité: $\chi_{Ge} < \chi_{Si} < \chi_A \quad \underline{\underline{0,25}}$

Énergie d'ionisation: $E_i(Ge) < E_i(Si) < E_i(A) \quad \underline{\underline{0,25}}$

Affinité électronique: $A_{Ge} < A_{Si} < A_A \quad \underline{\underline{0,25}}$

Exercice 3 (05 points)

1. charge nucléaire effective

$$Z_{n=30} : (1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^2 3p^6) (3d^{10}) (4s^2)$$

$$Z^* = Z - \sum \sigma_{ij}$$

$$Z_{4s}^* = Z - \left[1(0,35) + 10(0,85) + 8(0,85) + 8(1) + 2(1) \right]$$

$$Z_{4s}^* = 4,35$$

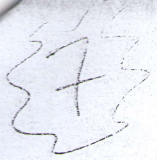
$$Z_{3d}^* = Z - \left[9(0,35) + 8(1) + 8(1) + 2(1) \right]$$

$$Z_{3d}^* = 8,85$$

2. En cas d'ionisation :

$$Z_{4s}^* < Z_{3d}^* : \text{Les électrons sur l'orbitale}$$

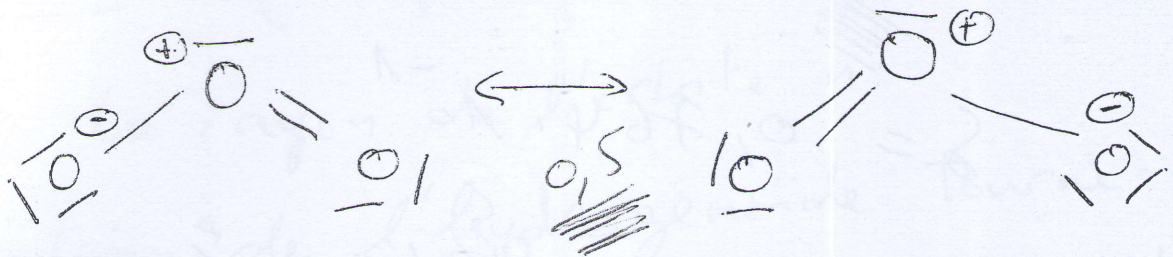
4s subissent un effet d'écran plus important que les orbitales de l'électrons de l'orbitale 3d. La force qui les retient est donc plus faible que celle des électrons de l'orbitale 3d. Ceci explique qu'en cas d'ionisation, les électrons 4s partent avant les électrons 3d.



Exercice 4 (04 points)

1. Schémas de Lewis

Il y'a mésomérisie entre deux formes limites:

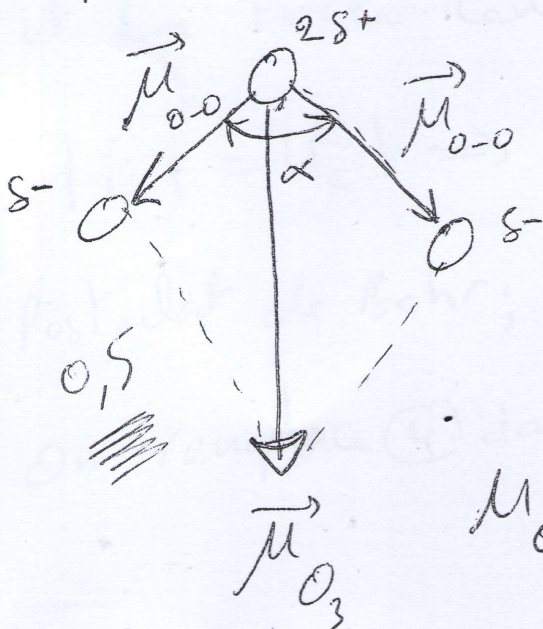


2. Géométrie selon VSEPR

$AX_2E \Rightarrow$ géométrie: forme d'un V

3. Répartition des charges:

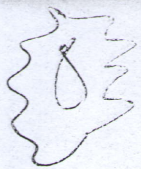
L'atome d'oxygène central porte la charge partielle $+2\delta$, les autres atomes d'oxygène porte chacun la charge $-\delta$.



$$\mu_{O_3}^2 = \mu_{O-O}^2 + \mu_{O-O}^2 + 2\mu_{O-O} \cdot \mu_{O-O} \cdot \cos \alpha$$

$$\mu_{O-O} = \frac{\mu_{O_3}}{\sqrt{2(1 + \cos \alpha)}}$$

$$\mu_{O-O} = \frac{0,49 \times 3,3356 \cdot 10^{-30}}{\sqrt{2(1 + \cos 117^\circ)}} = 1,564 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$$



La charge $\delta = \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_{\text{th}}}$

$$\delta = \frac{\mu_{\text{O-O}}}{0,5 \text{ e.d}} = \frac{1,564 \cdot 10^{-30}}{1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 1,28 \cdot 10^{-10}}$$

$$\delta = 0,764 \cdot 10^{-1}$$

$$\delta = 0,0764 \text{ (7,64\% ionique et 92,36\% covalente)}$$

oxygène central: $+2\delta = +0,1528 \text{ e}$

oxygène latéraux $-\delta = -0,0764 \text{ e}$