

Contrôle N° 1
(Durée : 1 h 30 min)
Toute réponse doit être justifiée.

Exercice 01 (5 points) :

Considérons l'élément X avec $Z=17$. Il comporte deux isotopes, l'un de masse 34,96853 u.m.a (abondance 75,78 %) et l'autre de masse molaire 36,96590 u.m.a (abondance 24,22 %).

- 1) Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g.
- 2) Quel est l'élément X ? Calculer sa masse molaire.
- 3) Écrire sous la forme A_ZX les deux isotopes et donner leurs compositions.

Exercice 02 (7 points) :

On appelle que selon le module de Bohr le rayon décrit par l'électron et l'énergie associée sont donnés par :

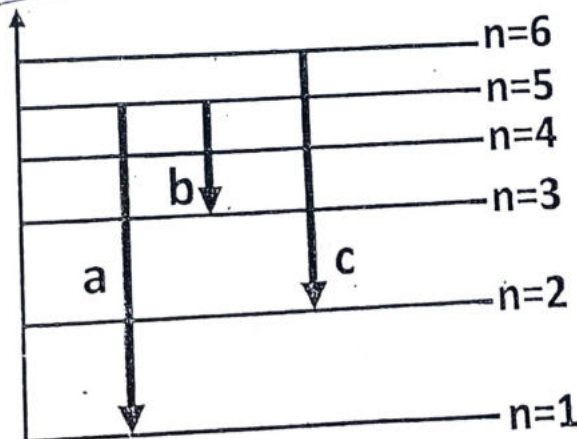
$$r = a_0 \frac{n^2}{Z} \quad \text{et} \quad E = E_H \frac{Z^2}{n^2}$$

- 1) L'électron d'un hydrogénoïde ${}_Z X^{(Z-1)+}$ de numéro atomique Z se trouve sur l'orbite de rayon $r = 4,5 a_0$ et possède une énergie $E = 0,444 E_H$. Déterminer le numéro atomique de cet élément. Sur quel niveau d'énergie se trouve cet électron ?
- 2) Calculer l'énergie à fournir pour ioniser à partir de leur état fondamental les ions ${}_3\text{Li}^{2+}$ et ${}_4\text{Be}^{3+}$.
- 3) Quelles est la longueur d'onde de la raie limite des séries Balmer et Paschen pour ${}_2\text{He}^+$?
- 4) On considère l'ion hydrogénoïde ${}_4\text{Be}^{3+}$ dans un état excité où l'électron se trouve au niveau d'énergie $n = 2$. Calculer les longueurs d'onde des transitions d'émission possibles. Donner le nom de la série à laquelle appartient chaque transition. Faire un schéma approprié.

Exercice 03 (8 points) :

On considère le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène suivant :

- 1) Rappeler l'expression de la formule de Ritz pour l'atome de l'hydrogène.
- 2) Quel type de transition s'agit-il ? montrer l'état fondamental et les états excités sur ce diagramme.
- 3) Les transitions a, b et c sur le diagramme, s'accompagnent de l'émission de trois longueurs d'onde. Calculer λ_a, λ_b et λ_c
- 4) Donner le nom des séries de ces trois transitions.
- 5) Calculer l'énergie émise lors du passage de l'électron de 3^{ème} état excité vers la 2^{ème} état excité.



Données : $N_a = 6.023 \cdot 10^{23}$, $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $c = 3 \cdot 10^8$ m. s⁻¹ ; $R_H = 10973731,6$ m⁻¹

Examen de Liaisons Chimiques

(Durée : 1 h 30 min)

القصف الجامعي
التشغيل الذاتي
INDH

Exercice 01 :

1. Ecrire la structure électronique des atomes formant la molécule NF_3 et représenter la couche de valence de chaque atome par des cases quantiques. (On donne : N ($Z = 7$) et F ($Z = 9$))
 2. Donner la notation de Lewis de chaque atome puis établir celle de la molécule NF_3 .
 3. La molécule respecte-t-elle la règle de l'octet. Justifier votre réponse.
 4. En appliquant la théorie de Gillespie (ou théorie VSEPR), établir la forme AX_nE_m , en précisant la figure de répulsion et la géométrie réelle de la molécule NF_3 (l'atome central est indiqué en gras).
- Présenter la réponse sous la forme du tableau suivant :

Molécule	Forme AX_nE_m	Figure de répulsion	Géométrie réelle	Schéma représentatif
NF_3				

5. Préciser l'état d'hybridation de chaque atome de la molécule.

Exercice 02 :**Partie I**

Le béryllium (Be) est un alcalino-terreux de la deuxième période, sa configuration électronique est $1s^2 2s^2$

1. Donner le nombre d'orbitales atomiques (OA) de la couche de valence.
2. Donner le nombre d'électrons de la couche de valence.
3. On s'intéresse à la molécule Be_2 dans le cadre de la méthode LCAO-OM. Dresser (donner) le diagramme énergétique des orbitales moléculaires (on ne considère que la couche de valence).
4. Donner l'aspect spatial (schéma simple) des OM occupées par les électrons.
5. Ecrire la configuration électronique de la molécule.
6. Cette molécule est-elle diamagnétique ou paramagnétique ? Justifier votre réponse.
7. Donner son ordre de liaison. Conclure.

Partie II

Soit la molécule de disoufre S_2 , sa configuration électronique est : $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, \sigma_z^2, (\pi_x^2, \pi_y^2), (\pi_x^{*1}, \pi_y^{*1})$.
Pour la molécule S_2 et les ions moléculaires correspondants : $\text{S}_2^+, \text{S}_2^{2+}$ et S_2^- , on trouve les résultats suivants pour les longueurs de liaisons S-S en Å : 1,72 ; 1,79 ; 1,88 et 2,00

8. Déterminer l'ordre de liaison de chaque espèce chimique.
9. Attribuer à chaque espèce sa longueur de liaison.
10. Classer ces espèces chimiques par ordre de stabilité croissante.

Exercice 03 :

Déterminer (en KJ/mol) l'énergie réticulaire ($E_{\text{rét}}$) du composé ionique KCl à l'aide d'un cycle de Born-Haber

On donne :

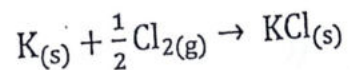
Enthalpie de formation de KCl solide : $\Delta H_f(\text{KCl}) = -436 \text{ KJ/mol}$

Enthalpie de sublimation de K : $\Delta H_{\text{sub}}(\text{K}) = 90 \text{ KJ/mol}$

Energie d'ionisation de K : $\Delta H_{\text{ion}}(\text{K}) = 419 \text{ KJ/mol}$

Energie de dissociation de Cl_2 : $\Delta H_{\text{diss}}(\text{Cl}_2) = 244 \text{ KJ/mol}$

Affinité électronique de Cl : $AE(\text{Cl}) = -349 \text{ KJ/mol}$



Contrôle 1 de Liaisons Chimiques
(Durée : 1 h 30 min)

Exercice 01

Les propositions suivantes sont-elles vraies ou fausses ? (si fausse, donner la bonne proposition).

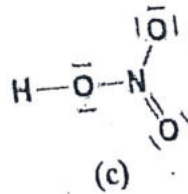
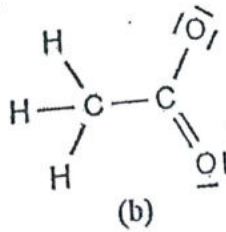
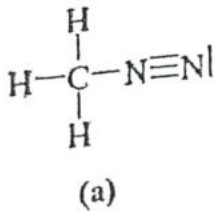
1. Selon la règle de l'octet, chaque atome dans une molécule tend à s'entourer par 18 électrons pour compléter sa couche de valence et atteindre celle du gaz rare le plus proche.
2. Le modèle de Lewis est capable de donner des informations sur la géométrie des molécules.
3. La configuration électronique d'un élément dans son état fondamental ne permet pas toujours d'expliquer la formation de tous ses composés.
4. Dans la théorie VSEPR, les interactions répulsives se classent par l'ordre croissant suivant : doublet non liant - doublet non liant > doublet non liant - doublet liant > doublet liant - doublet liant

Exercice 02

1. Ecrire la structure électronique des atomes formant la molécule SiH_2 et représenter la couche de valence de chaque atome par des cases quantiques.
2. Donner la notation de Lewis et la valence de chaque atome.
3. Etablir la représentation de Lewis de la molécule SiH_2 .
4. La molécule respecte-t-elle la règle de l'octet. Justifier votre réponse.
5. A l'aide de la théorie répulsion des paires électroniques de la couche de valence (VSEPR) (ou théorie de Gillespie), établir la forme AX_nE_m , la figure de répulsion et la géométrie réelle de la molécule SiH_2 (l'atome central est indiqué en gras).
6. Les angles de liaison dans les molécules BF_3 (triangulaire plane) et SiH_2 sont respectivement 120° et 92° . Expliquer cette différence des angles dans ces deux molécules.

Exercice 03

1. Calculer et placer les charges formelles portées par chaque atome des composés ci-dessous (indiquer uniquement les charges non nulles sur le schéma du composé).



2. Déduire la charge globale de chaque composé.

Données : H(Z=1), C(Z=6), N(Z=7), O(Z=8) et Si(Z=14)

Ds Liaisons chimiques, CP1
Année Universitaire 2017/2018
Durée ; 1h30min
ENSAH

Exercice I : (10pts)

- a- Définir la liaison covalente, ionique et métallique ?
- b- quelles différences existent entre les liaisons faibles et fortes ?
- c- Donner les types des liaisons faibles qui existent avec un sel exemple pour chaque liaison ?
- d- Donner la formule de Lewis du méthane CH_4 et du fluorure d'hydrogène HF (H : Z = 1 ; C : Z = 6 ; F : Z = 9).
- e- Le silicium se situe sous le carbone dans la classification périodique et le chlore est un halogène comme le fluor. Donner la formule de Lewis de SiH_3Cl sans faire aucun calcul.
- d- Établir les représentations de Lewis et prévoir la forme géométrique des anions suivants : hypochlorite ClO^- , chlorite ClO_2^- , chlorate ClO_3^- et perchlorate ClO_4^-

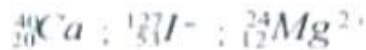
Exercice I : (10pts)

- a- Donner la notation de Lewis des molécules et ions suivants : H_2 ; H_2O ; NH_3 ; NH_4^+ ; CH_4 ; C_2H_6 ; SF_4 ; SF_6 ; PCl_3 ; PCl_5
- b- Quels sont parmi ces composés ceux qui ne respectent pas la règle de l'Octet ?
- c- En se basant sur les structures électroniques des atomes de soufre et de phosphore, expliquer la formation des molécules SF_6 et PCl_5 .

Bon courage

Exercice I :

Quel est le nombre de neutrons, protons, électrons dans chacun des atomes suivants :



Exercice II :

Le spectre d'émission de l'hydrogène est un spectre discontinu constitué de raies. On considère les raies correspondant à la désexcitation du niveau $n=4$ aux niveaux inférieurs.

1. Donner l'expression de l'énergie du niveau d'énergie n de l'atome d'hydrogène. Calculer les valeurs pour $n=1, n=2, n=3, n=4$.
2. Calculer les longueurs d'onde correspondant à la désexcitation du niveau $n=4$ aux niveaux ($n=3$ et $n=1$).

Exercice III :

1- Donner les configurations électroniques simplifiées des espèces suivantes :



2-a- Donner la configuration électronique du soufre ($Z=16$).

2-b- Donner sa structure de Lewis.

2-c- Quel ion stable peut-il former ?

Exercice IV :

Le potassium ($Z=19$) existe sous forme de trois isotopes : ${}^{39}\text{K}$, ${}^{40}\text{K}$ et ${}^{41}\text{K}$ dont les masses atomiques respectives sont : 38,9637 ; 39,9640 ; 40,9618 u.m.a.

L'isotope ${}^{40}\text{K}$ est le plus rare, son abondance naturelle est de 0,012 %.

Sachant que la masse molaire du potassium naturel est 39,102 u.m.a.

1- calculer les abondances naturelles des isotopes 39 et 41 dans le potassium naturel.

2- Calculer l'énergie de liaison du noyau de l'isotope 39 en J / mol de noyaux puis en MeV / noyau puis en MeV / nucléon.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{A} - \frac{1}{AK} \right) \quad 4 \rightarrow 1 \quad 10967758$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \frac{15}{16} \quad \times \quad E_4 - E_3 = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\frac{16}{R_H \times 15} = \lambda = 97,25 \times 10^9 = \text{nm} \quad \lambda = \frac{hc}{E_4 - E_3} = 6,6 \times 10^{-8} \text{ m}$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{7} - \frac{1}{16} \right) = R_H = \frac{2}{169}$$

$$\frac{1}{R_H \times 7} = \lambda = 9,87 \times 10^{-8} = 9875$$

Ds Liaisons chimiques, CP1
Année Universitaire 2017/2018

Durée : 1h30min
ENSAH

Exercice I : (10pts)

- a-**Définir la liaison covalente, ionique et métallique ?
- b-**quelles différences existent entre les liaisons faibles et fortes ?
- c-**Donner les types des liaisons faibles qui existent avec un sel exemple pour chaque liaison ?
- d-** Donner la formule de Lewis du méthane CH_4 et du fluorure d'hydrogène HF ($\text{H} : Z = 1 ; \text{C} : Z = 6 ; \text{F} : Z = 9$).
- e-** Le silicium se situe sous le carbone dans la classification périodique et le chlore est un halogène comme le fluor. Donner la formule de Lewis de SiH_3Cl sans faire aucun calcul.
- d-** Établir les représentations de Lewis et prévoir la forme géométrique des anions suivants : hypochlorite ClO^- , chlorite ClO_2^- , chlorate ClO_3^- et perchlorate ClO_4^-

Exercice I : (10pts)

- a-** Donner la notation de Lewis des molécules et ions suivants : H_2 ; H_2O ; NH_3 ; NH_4^+ ; CH_4 ; C_2H_6 ; SF_4 ; SF_6 ; PCl_3 ; PCl_5
- b-** Quels sont parmi ces composés ceux qui ne respectent pas la règle de l'Octet ?
- c-** En se basant sur les structures électroniques des atomes de soufre et de phosphore, expliquer la formation des molécules SF_6 et PCl_5 .

Bon courage

Examen de Liaisons Chimiques

(Durée : 1 h 30 min)

Exercice 01 :

1. Ecrire la structure électronique des atomes formant la molécule NF_3 et représenter la couche de valence de chaque atome par des cases quantiques. (On donne : N ($Z = 7$) et F ($Z = 9$))
2. Donner la notation de Lewis de chaque atome puis établir celle de la molécule NF_3 .
3. La molécule respecte-t-elle la règle de l'octet. Justifier votre réponse.
4. En appliquant la théorie de Gillespie (ou théorie VSEPR), établir la forme AX_nE_m , en précisant la figure de répulsion et la géométrie réelle de la molécule NF_3 (l'atome central est indiqué en gras).

Présenter la réponse sous la forme du tableau suivant :

Molécule	Forme AX_nE_m	Figure de répulsion	Géométrie réelle	Schéma représentatif
NF_3				

5. Préciser l'état d'hybridation de chaque atome de la molécule.

Exercice 02 :

Partie I

Le béryllium (Be) est un alcalino-terreux de la deuxième période, sa configuration électronique est $1s^2 2s^2$

1. Donner le nombre d'orbitales atomiques (OA) de la couche de valence.
2. Donner le nombre d'électrons de la couche de valence.
3. On s'intéresse à la molécule Be_2 dans le cadre de la méthode LCAO-OM. Dresser (donner) le diagramme énergétique des orbitales moléculaires (on ne considère que la couche de valence).
4. Donner l'aspect spatial (schéma simple) des OM occupées par les électrons.
5. Ecrire la configuration électronique de la molécule.
6. Cette molécule est-elle diamagnétique ou paramagnétique ? Justifier votre réponse.
7. Donner son ordre de liaison. Conclure.

Partie II

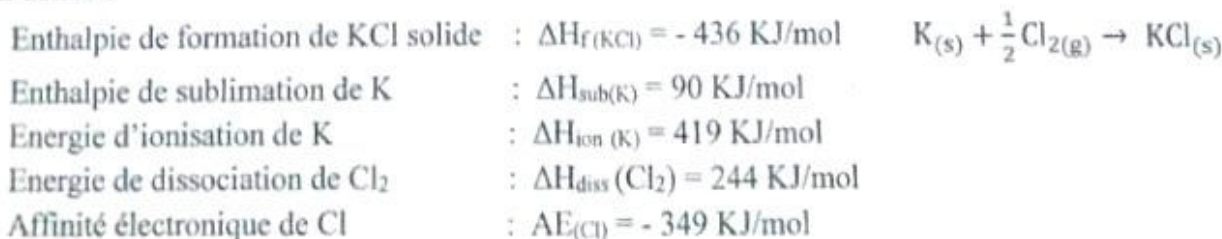
Soit la molécule de disoufre S_2 , sa configuration électronique est : $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, \sigma_z^2, (\pi_x^2, \pi_y^2), (\pi_x^{*1}, \pi_y^{*1})$.

Pour la molécule S_2 et les ions moléculaires correspondants : $\text{S}_2^+, \text{S}_2^{2+}$ et S_2^- , on trouve les résultats suivants pour les longueurs de liaisons S-S en Å : 1,72 ; 1,79 ; 1,88 et 2,00

8. Déterminer l'ordre de liaison de chaque espèce chimique.
9. Attribuer à chaque espèce sa longueur de liaison.
10. Classer ces espèces chimiques par ordre de stabilité croissante.

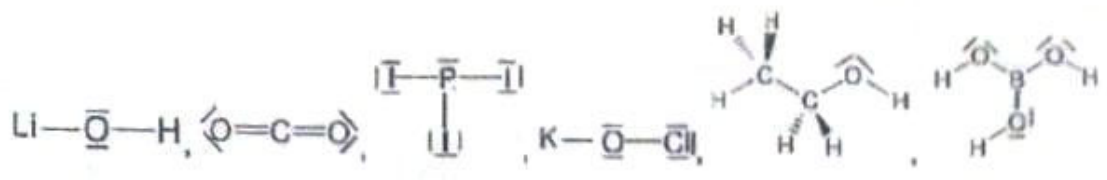
Exercice 03 :

Déterminer (en KJ/mol) l'énergie réticulaire ($E_{\text{rét}}$) du composé ionique KCl à l'aide d'un cycle de Born-Haber
On donne :



7. Voilà une série de formules développées

- a) Ecrire les charges entières et partielles manquantes et adapter le formalisme de la formule développée selon le type de liaison.
- b) Ecrire le nom de toutes les liaisons.
- c) Donner la formule brute de la molécule
- d) Ecrire la formule brute des ions et indiquer leur nombre



8. Voilà une série de molécules

- a) I₂ b) HCl c) H₂S d) CO₂ e) Na₂CO₃ f) BaS Pour chacune d'entre elles,

- a) Dessiner la formule développée avec toutes les charges entières et partielles.
- b) Nommer toutes les liaisons.
- c) S'il y a des ions, écrire leur formule brute et indiquer leur quantité (même s'il n'y en a qu'un seul).

9. Dessiner la formule développée du pentoxyde de phosphore (P₂O₅) avec toutes les charges.

10. Quel est le nombre d'oxydation de chaque élément dans les molécules suivantes ?

- a) LiOH b) FePO₄ c) SO₄²⁻ d) MgBr₂ e) CuS f) GaF₃ g) Cr(NO₃)₃ h) MgCO₃ i) SiO₂
 j) HPO₄²⁻ k) In₂O₃ l) CaSO₄ m) PbO₂ n) B(H₂PO₄)₃ o) Au₂O₃ p) Co(OH)₂ q) CuCl
 r) NaClO₄ s) BrO⁻ t) Be(IO₃)₂

1. Indiquer s'il s'agit d'un atome, d'un cation ou d'un anion.

- a) : 22 protons et 22 électrons b) : 16 protons et 18 électrons c) : 53 protons et 54 électrons
 d) : 2 protons et 0 électrons e) 6 protons et 6 électrons f) 13 protons et 10 électrons

2. Remplir le tableau suivant :

Nom	Symbole de l'élément	Numéro de la colonne dans le TP	Nombre d'électrons sur la couche externe	Nombre d'électrons perdus	Charge du cation	Cation
						Ba ²⁺
	Al					
Potassium						

3. Remplir le tableau suivant en vous aidant des exemples :

Nom	Symbole de l'élément	Numéro de la colonne dans le TP	Nombre d'électrons sur la couche externe	Nombre d'électrons gagnés	Charge de l'anion	Anion
						Br ⁻
	O					
Azote						

4. Indiquer la formule des corps ioniques formés à partir de :

- a) sodium et soufre b) magnésium et chlore
 c) aluminium et oxygène d) germanium et oxygène

5. Voilà une série de molécules:

- a) Mg(OH)₂ b) AlI₃ c) Na₂C₂O₄ d) Fe₂O₃ e) KBr f) SiF₄

a) indiquer si ces molécules contiennent des ions. Justifier la réponse par un calcul.

b) Ecrire la formule brute, ainsi que la quantité de chacun des ions de la molécule.

6. Voilà des séries de molécules. Pour chaque molécule,

a) Dessiner leur formule développée

b) Ecrire toutes les charges électriques.

c) Nommer toutes les liaisons.

d) Indiquer s'il y a des ions. S'il y a des ions, écrire leur formule brute et indiquer leur quantité (même s'il n'y en a qu'un seul)

- a) KI b) SrCl₂ c) Al₂O₃ d) NaF e) MgO f) Cs₂S g) HF h) CaBr₂ i) BeO
 j) BaF₂ k) Na₂O l) AlF₃

Ds d'Atomistique, CPI
Année Universitaire 2017/2018
Durée : 1h30min
ENSAH

Exercice I : (8pts)

- ✓ I- Donner le nom de la famille des éléments suivants et la configuration de leurs couches de valence
- De la première colonne
 - De la deuxième colonne
 - De l'avant-dernière colonne
 - De la dernière colonne
- II- Etude des éléments de symbole Na, F, N et Li.
- Quel est le nom de chaque élément et son numéro atomique Z ?
 - donner la configuration de chaque élément ?
 - déterminer le numéro de la colonne et de la ligne aux quels appartient chaque élément ?
 - Combien contiennent-ils d'électrons de valence ?

Exercice II : (4pts)

- L'atome d'un élément X a moins de 18 électrons et possède deux électrons célibataires.
- Quelles sont les configurations électroniques possibles ?
 - Déterminer la configuration effective et la nature de X sachant qu'il appartient à la même période que le sodium ($Z = 11$) et au même groupe que le sélénium.

Exercice III : (8pts)

- Définir l'énergie d'ionisation et l'électronégativité d'un atome.
- Quelle est la configuration électronique du magnésium Mg ($Z=12$) dans l'état fondamental ?
- Déterminer la charge nucléaire effective et l'énergie de chaque électron.
- Évaluer l'énergie totale d'un atome de magnésium et d'un ion Mg^{+} .
- En déduire la valeur de l'énergie de première ionisation du magnésium.

Bon courage