

**Examen de Chimie Atomistique (2 heures)**

**Questions du cours**

1. **Définir:** Isotopes – Hydrogènoïdes
2. **Questions à choix multiples** (une seule réponse est bonne)
  - A- Les atomes des éléments gaz rares se trouvent toujours isolés:  
Rép.1 : parce qu'ils possèdent un octet électronique sur la couche de valence  
Rép.2 : parce qu'ils possèdent un nombre élevé d'électrons célibataires sur leur couche externe  
Rép.3 : parce qu'ils ont une couche externe non totalement pleine
  - B- Lors de la formation d'une liaison de covalence dative:  
Rép.1 : Il y a mise en commun d'électrons par les deux éléments  
Rép.2 : il y a transfert d'un électron d'un élément vers l'autre  
Rép.3 : il y a mise en commun d'un doublet par l'un des éléments
3. **Structure électronique**

Soit les éléments suivants : F ( $Z=9$ ) ; P ( $Z=15$ ) et K ( $Z=19$ )

  - a) Ecrire la structure électronique de chacun d'eux
  - b) D'après la règle de l'octet, quels ions forment – ils de préférence ?
  - c) Ecrire les structures électroniques des ions formés.

**Exercice**

Tracer le diagramme des niveaux d'énergie des orbitales moléculaires de la molécule  $O_2$  en utilisant la combinaison linéaire des orbitales atomiques (CLOA). On donne  $Z(O_2) = 8$  et on suppose qu'il n'y a pas d'interaction entre s et p.

- 1- Déterminer l'indice de liaison (IL) de  $O_2$
- 2- Donner les propriétés magnétiques de  $O_2$
- 3- Donner le schéma de Lewis de  $O_2$ . Déduire les propriétés magnétiques d'après le modèle de Lewis? Y a-t-il accord avec le modèle CLOA ?

NOM : Tidjani Bou Bari  
PRENOM : Attaher

FEUILLE D'EXAMEN

Numéro d'inscription du candidat

2.

Epreuve de Chimie générale

1.

3.

Feuille N°

Ne rien inscrire dans la marge

Ne rien inscrire dans les cases 2 et 3

Epreuve de Chimie générale

Questions de cours

17,19 / 20

1) Définitions:

Isotopes: éléments chimiques ayant le même numéro atomique  $Z$  et des nombres de masse  $A$  différents.

✓

Hydrogénoïdes: ce sont des ions mono-atomique constitués d'un seul électron et de  $Z$  protons.

✓

Suite à des réactions chimiques, les hydrogénoïdes se forment lorsqu'ils ont perdu leurs  $(Z-1)$  électrons, ne restant qu'un seul.

2) PCM:

A) Les atomes des éléments gaz rares se trouvent isolés parce qu'ils possèdent un octet électronique sur leur couche de valence.

✓

La bonne réponse est Rép 1.

B) Lors de la formation d'une liaison dative, il y a transfert d'un électron d'un élément vers un autre.

mise en commun d'un doublet par l'un des éléments, comme le montre la formule :



la bonne réponse est Rep. 3

3) Structure électronique :

F (Z=9), P (Z=15) et K (Z=19)

a) Écrivons leur structure électronique :

\* F (Z=9) :  $1s^2 2s^2 2p^5$  1

\* P (Z=15) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  1

\* K (Z=19) :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  1

b) Ions qui seront formés de préférence

\* Le F (Z=9) doit gagner un électron pour avoir la structure électronique du gaz noble qui lui est le plus proche, à savoir le Néon qui a 10 électrons.

En effet, pour le Néon on a  $1s^2 2s^2 2p^6$

Ne rien inscrire dans la marge

Le Candidat ne doit pas faire figurer son nom sur la copie

2

$\Rightarrow F = [\text{Ne}] - 1e^-$ . L'ion formé sera

alors:  $F^-$   
(ion formé)  $\rightarrow F^-$

\* le gaz noble le plus proche de P est l'argon qui a 18 électrons. Pour rassembler à l'Argon, le P a juste besoin de perdre/gagner 3 électrons et on aura l'ion  $P^{3-}$

(ion formé)  $\rightarrow P^{3-}$

\* Quant au K ( $Z=19$ ), il perd un électron pour adopter la structure électronique de l'argon ( $Z=18$ ) et on aura l'ion  $K^+$

(ion formé)  $\rightarrow K^+$

c) Structure électronique des ions formés

\*  $F^-$  :  $1s^2 2s^2 2p^6$ , 8 $e^-$  sur la couche externe

\*  $P^{3-}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , 8 $e^-$  sur la couche externe

\*  $K^+$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , 8 $e^-$  sur la couche externe

On voit bien que les ions formés ont la structure électronique des gaz rares, ce qui est conforme avec la règle de l'octet.

Exercice:

$Z(O) = 8$ , sans interaction entre s et p

Tracer du diagramme

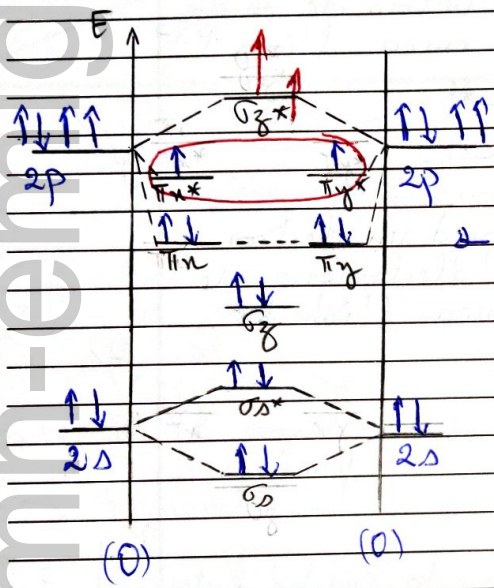
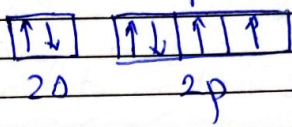
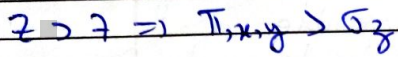
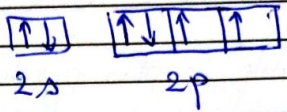
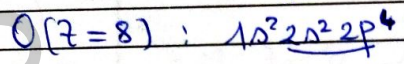


Diagramme d'énergie de  $O_2$

1) Indice de liaison de  $O_2$  :

$$IL = \frac{1}{2} (n - n^*)$$

$n = 2(\sigma_s) + 2(\sigma_p) + 2(\pi_x) + 2(\pi_y)$
$= 8$
$n^* = 2(\sigma_s^*) + 1(\pi_x^*) + 1(\pi_y^*)$
$= 4$

$\Rightarrow IL = \frac{1}{2} (8 - 4) = \frac{1}{2} \times 4 = 2$

$\Rightarrow (IL = 2)$  Deux liaisons.

2) Propriétés magnétiques :

Le diagramme ci-dessus montre l'existence d'électrons célibataires au niveau des orbitales  $\pi_x^*$  et  $\pi_y^*$  : le dioxygène est

