

TRAVAUX DIRIGES ATOMISTIQUE

Exercice 1

Le Potassium (Z=19) existe sous forme de deux isotopes stables ^{39}K et ^{41}K .

- 1) Donner pour chaque isotope la composition du noyau (nombre de protons et nombre de neutrons)
- 2) Evaluer approximativement la masse molaire atomique de chacun des isotopes.

La masse molaire du potassium naturel (mélange des deux isotopes) est de $39,10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- 3) Evaluer approximativement l'abondance naturelle de chacun des isotopes.

Exercice 2

Le Silicium naturel est un mélange de trois isotopes stables ^{28}Si , ^{29}Si et ^{30}Si . L'abondance isotopique 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 3

Un atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental absorbe une quantité d'énergie de 10,2 eV.

A quel niveau se trouve-t-il alors ?

Un atome d'hydrogène initialement au niveau $n=3$ émet une radiation de longueur d'onde $\lambda = 1027 \text{ \AA}$.

A quel niveau se retrouve-t-il ?

Pour passer du niveau d'énergie $n=2$ au niveau $m=4$, l'électron d'un atome d'hydrogène absorbe un photon de longueur d'onde λ . Calculer λ .

Exercice 4

Les affirmations suivantes sont-elles exactes ou inexactes? Pourquoi ?

- a) Si $l=1$, l'électron est dans une sous couche d.
- b) Si $n=4$ l'électron est dans la couche O.
- c) Pour un électron d, m peut être égal à 3.
- d) Si $l=2$, la sous-couche correspondante peut recevoir au plus 6 électrons
- e) Le nombre n d'un électron d'une sous-couche f peut être égal à 3.
- f) Si deux «édifices atomiques» ont la même configuration électronique, il s'agit forcément du même élément.
- g) Si deux «édifices atomiques» ont des configurations électroniques différentes il s'agit forcément de deux éléments différents.

Exercice 5

Un élément appartient à la quatrième période et possède deux et seulement deux électrons «célibataires» (seuls dans une case quantique).

- a) Combien de possibilités y a-t-il ? Préciser pour chacune le N° de la colonne et celui de la ligne.
- b) On sait de plus que cet élément n'est pas un élément de transition. Combien reste-t-il de possibilités ? Préciser pour chacune le N° de la colonne et celui de la ligne.
- c) On sait de plus que cet élément appartient à la famille des chalcogènes. Combien reste-t-il de possibilités ? Préciser pour chacune le N° de la colonne et celui de la ligne.

Exercice 6

Un composé ionique a pour formule A_2B_3

On sait que les éléments A et B sont tous deux des éléments des deuxième ou troisième périodes de la classification. On sait d'autre part que l'élément A est un METAL alors que B est un NON-METAL (ou METALLOÏDE).

Quelles sont les nature possibles pour ce composé ionique ?

Exercice 7

1) Pour les molécules ou ions suivants :

BF_3 ; COF_2 ; SO_3^{2-} ; POCl_3 ; ClO_3^- ; PF_5 ; SF_4 , SF_5^- ; ClF_3 ; ICl_4^- BrF_5 , I_3^-

a) Proposer une structure de Lewis.

b) Par application de la Méthode V.S.E.P.R déterminer la géométrie.

2) Atribuer son type moléculaire à chacune des représentations spatiales suivantes.

Exercice 8

La molécule de dioxyde d'azote NO_2 est un radical et possède donc un électron "célibataire"

1) Décrire cette molécule en utilisant le modèle de Lewis

On écrira deux schémas de Lewis différents où l'électron "célibataire" sera attribué :

a) à l'atome d'azote (structure A)

b) à l'atome d'oxygène (structure B)

c) Pour cette structure B écrire les deux formes mésomères équivalentes.

2) Montrer que la géométrie de la structure B est facilement prévisible par la méthode V.S.E.P.R, prévoir la valeur de l'angle O-N-O dans cette structure ?

3) Cette molécule peut donner facilement un anion NO_2^- et un cation NO_2^+

a) Quelles sont les structures de Lewis de ces deux ions ?

b) Expérimentalement on trouve des angles O - N - O de 180° pour l'un et 115° pour l'autre. Attribuer à chaque ion son angle de liaison. et justifier les écarts éventuels aux valeurs prévues par la théorie V.S.E.P.R.

4) Expérimentalement on a pu montrer que l'angle O-N-O était de 134° pour la molécule NO_2 .

Montrer à partir de cette valeur expérimentale de l'angle de liaison que seule la structure de Lewis A de la molécule NO_2 peut correspondre à la molécule réelle.

Exercice 9

Sachant que le moment dipolaire partiel moyen de liaison $\mu_{\text{N-O}}$ est de $0,15 \text{ D}$:

a) évaluer le moment dipolaire global de l'ion NO_3^-

b) évaluer le moment dipolaire global de la molécule NO_2 ($\alpha = 134^\circ$).

c) évaluer le moment dipolaire global de l'ion NO_2^+

d) évaluer le moment dipolaire global de l'ion NO_2^-

Exercice 10

La molécule SO_2 a une géométrie en V ; l'angle des deux liaisons S-O est de 119° .

Son moment dipolaire mesuré est de $1,633 \text{ D}$.

La longueur de liaison expérimentale pour les deux liaisons SO est de $1,431 \text{ \AA}$

1) Donner la structure de Lewis de cette molécule.

2) Evaluer la longueur de liaison par la formule empirique. $d_{\text{AB}} = 1,11(R_{\text{A}} + R_{\text{B}}) - 0,203$.

On donne les rayons estimés de O et S : $R_{\text{O}} = 0,710 \text{ \AA}$ et $R_{\text{S}} = 1,024 \text{ \AA}$

2) Comparer à la valeur expérimentale. Conclusion ?

3) A partir du moment dipolaire global de la molécule SO_2 , calculer le moment dipolaire partiel d'une liaison SO.

4) Calculer les charges partielles portées par chaque atome dans cette liaison.

4) Calculer le pourcentage d'ionicté de cette liaison.

Les liaisons SO étant très polaires, il est normal que la formule de calcul des longueurs de liaisons ne fonctionne pas très bien.

Il existe une autre formule empirique qui s'appliquent en cas de trop grands écarts d'électronégativité.

Cette formule vue en cours est la suivante :

$$d_{\text{AB}} = R_{\text{A}} + R_{\text{B}} - 9 |X_{\text{A}} - X_{\text{B}}|$$

L'unité de longueur est le picomètre ($1 \text{ p.m} = 10^{-12} \text{ m}$), on utilise l'échelle de Pauling pour l'électronégativité.

5) Recalculer la longueur de liaison avec cette formule et comparer à la longueur expérimentale.

6) Si vous voulez vous pourrez vérifier que cette correction est inutile pour les liaisons NO en recalculant celle-ci avec cette formule et en comparant a celle obtenue précédemment. (facultatif)