



**«EXERCICES CORRIGES DE
STRUCTURE DE LA MATIERE
ET DE LIAISONS CHIMIQUES»**

Réalisés par les professeurs :

CHERKAS BEL MOURSLI Fouzia

RIJAL KNIAZEVA Albina

NABIH Khadija

Preview from Notesale.co.uk
Page 1 of 138

PREFACE

Depuis sa création, l'Organisation islamique pour l'Education, les Sciences et la Culture a accordé une attention particulière, dans le cadre de ses programmes de sciences, à la promotion d'une société fondée sur le savoir scientifique, et ce, afin d'asseoir les bases solides du développement scientifique et technologique.

En effet, le renforcement des capacités dans le domaine de la recherche scientifique et technologique a toujours été une priorité pour l'ISESCO dans ses différents programmes scientifiques, au titre de ses plans d'action à court, moyen et à long terme. Ainsi par une démarche holistique, l'ISESCO œuvre au renforcement des capacités de recherche des universités, des instituts de recherche et des centres d'excellence dans les Etats Membres. Elle appuie la publication et la diffusion d'outils référentiels et didactiques dans plusieurs disciplines, afin d'accompagner la communauté scientifique internationale dans la dissémination des résultats des recherches et des informations les plus récentes.

L'édition des *Exercices corrigés de structure de la matière et de liaisons chimiques* est symbolique de cet engagement, et a l'ambition de permettre aux étudiants de première année des facultés des sciences d'acquérir une méthodologie adéquate, pour la solution de problèmes dans une discipline en expansion, en l'occurrence la chimie de l'atome.

L'ISESCO exprime sa gratitude aux auteurs de cet ouvrage, fruit de plusieurs années de recherches appliquées à la faculté des Sciences de l'Université Mohammed V de Rabat, Royaume du Maroc. Elle est particulièrement fière de cette contribution, qui témoigne de la place de la femme musulmane dans la communauté scientifique internationale et de son rôle dans l'éducation scientifique et pédagogique moderne.

L'ISESCO espère que ce ouvrage sera d'une grande utilité pour les étudiants, enseignants et chercheurs des pays membres.

Dr Abdulaziz Othman Altwaijri
Le Directeur Général

Exercice I. 6.

Les masses du proton, du neutron et de l'électron sont respectivement de $1,6723842 \cdot 10^{-24}$ g, $1,6746887 \cdot 10^{-24}$ g et $9,109534 \cdot 10^{-28}$ g.

1. Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.
2. Calculer en u.m.a. et à 10^{-4} près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.
3. Calculer d'après la relation d'Einstein (équivalence masse-énergie), le contenu énergétique d'une u.m.a exprimé en MeV.
($1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Joules)

Exercice I. 7.



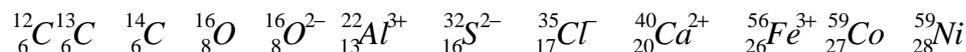
1. On peut porter des indications chiffrées dans les trois positions A, Z et q au symbole X d'un élément. Que signifie précisément chacune d'elle ?
2. Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons présents dans chacun des atomes ou ions suivants : ${}^{19}_9\text{F}$ ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$ ${}^{79}_{34}\text{Se}^{2-}$
3. Quatre nucléides A, B, C et D ont des noyaux constitués comme indiquée ci-dessous :

	A	B	C	D
Nombre de protons	21	12	22	20
Nombre de neutrons	26	5	37	27
Nombre de masses	47	47	4	47

Y a-t-il des isotopes parmi ces quatre nucléides ?

Exercice I. 8.

Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes :



Exercice I. 9.

1. Le noyau de l'atome d'azote N ($Z=7$) est formé de 7 neutrons et 7 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau. La comparer à sa valeur réelle de 14,007515u.m.a. Calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en MeV.

$$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.}$$

$$m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$$

$$m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$\mathcal{N} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$h = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$$

$$R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$$

2. Calculer la masse atomique de l'azote naturel sachant que :

^{14}N a une masse de 14,007515u.m.a et une abondance isotopique de 99,635%

^{15}N a une masse de 15,004863u.m.a et une abondance isotopique de 0,365%

Exercice I. 10.

Considérons l'élément phosphore P ($Z=15$) (isotopiquement pur, nucléide $^{31}_{15}\text{P}$):

1. Déterminer, en u.m.a et avec la même précision que l'exercice précédent, la masse du noyau, puis celle de l'atome de phosphore.
2. Est-il raisonnable de considérer que la masse de l'atome est localisée dans le noyau ?
3. Calculer la masse atomique molaire de l'élément.
4. La valeur réelle est de 30,9738 g.mol⁻¹. Que peut-on en conclure ?

Exercice I. 11.

L'élément gallium Ga ($Z=31$) possède deux isotopes stables ^{69}Ga et ^{71}Ga .

1. Déterminer les valeurs approximatives de leurs abondances naturelles sachant que la masse molaire atomique du gallium est de 69,72 g.mol⁻¹.
2. Pourquoi le résultat n'est-il qu'approximatif ?
3. Il existe trois isotopes radioactifs du gallium ^{66}Ga , ^{72}Ga , et ^{73}Ga . Prévoir pour chacun son type de radioactivité et écrire la réaction correspondante.

Exercice II. 2. 6.

L'énergie de première ionisation de l'atome d'hélium est 24,6 eV.

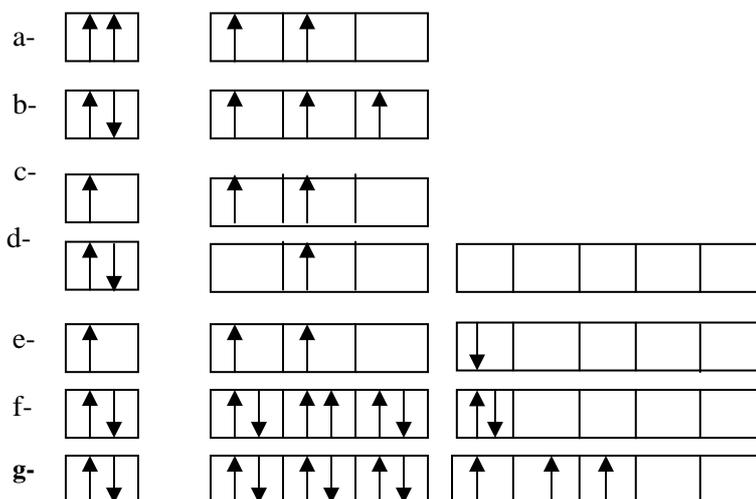
1. Quelle est l'énergie du niveau fondamental ?
2. Un atome d'hélium se trouve dans un état excité. Un de ses électrons se trouve alors au niveau d'énergie égale à -21,4 eV. Quelle est la longueur d'onde de la radiation émise quand cet électron retombe au niveau fondamental ?

Preview from Notesale.co.uk
Page 20 of 138

Lesquelles parmi ces structures, celles qui sont à l'état fondamental, celles qui sont à l'état excité et celles qui sont inexactes.

Exercice III. 4. 4.

Parmi les structures électroniques suivantes, quelles sont celles qui ne respectent pas les règles de remplissages. Expliquer.



Exercice III. 4. 5.

Quel est le nombre des électrons de valence du vanadium V ($Z=23$) ? du gallium Ga ($Z=31$) ? Donner les quatre nombres quantiques de ces électrons de valence.

Preview from Notesale.co.uk
Page 34 of 138

Exercice III. 4. 2.

1. Les règles de remplissage électronique sont :

- Règle de stabilité : les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas.
- Règle de Pauli : principe d'exclusion : Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques tous identiques. Autrement dit, dans une case quantique, les électrons doivent avoir des spins anti parallèles.
- Règle de Hund : L'état électronique fondamental correspond à un maximum de spins parallèles. La multiplicité des spins est maximale.
- Règle de Klechkowski : Le remplissage des sous couches se fait dans l'ordre de $(n + l)$ croissant.

Si, pour deux sous couches, cette somme est la même, celle qui a la plus petite valeur de n se remplit la première.

Exemple :

Pour l'orbitale 2p ; $(n + l) = 2 + 1 = 3$

Pour l'orbitale 3s ; $(n + l) = 3 + 0 = 3$

Dans ce cas, l'orbitale 2p se remplit avant l'orbitale 3s.

Règle de Klechkowski

Valeur de l Sous couche		0	1	2	3
Couche	n	s	p	d	f
K	1	1s			
L	2	2s	2p		
M	3	3s	3p	3d	
N	4	4s	4p	4d	4f
O	5	5s	5p	5d	5f
P	6	6s	6p	6d	6f
Q	7	7s	7p	7d	7f

*Preview from Notesale.co.uk
Page 42 of 138*

CHAPITRE IV

**CLASSIFICATION PERIODIQUE
STRUCTURE ELECTRONIQUE ET
PROPRIETES DES ELEMENTS**

**Preview from Notesale.co.uk
Page 46 of 138**

Exercice IV. 18.

Calculer la charge nucléaire effective de l'un des électrons 4s et celle de l'un des électrons 3d du zinc (Z=30).

Expliquer en justifiant par les règles de Slater, pourquoi en cas d'ionisation de Zn, les électrons 4s partent avant 3d.

Exercice IV. 19.

Donner les ions que peut former l'atome de fer Fe (Z=26). Quel est le plus stable ?

Exercice IV. 20.

1. Quelle est la configuration électronique du magnésium Mg (Z=12) dans l'état fondamental ?
2. Déterminer la charge nucléaire effective et l'énergie de chaque électron.
3. Évaluer l'énergie totale d'un atome de magnésium et d'un ion Mg⁺.
4. En déduire la valeur de l'énergie de première ionisation du magnésium.

Exercice IV. 21.

Calculer les électronégativités (χ) dans l'échelle de Pauling des éléments H, Cl et Br en vous servant des données du tableau suivant :

	H-H	F-F	Cl-Cl	Br-Br	H-F	H-Cl	H-Br
Longueur de liaison(Å)	0.74	1.42	1.99	2.28	0.92	1.27	1.42
ΔH_{298} de dissociation (kJ.mol ⁻¹)	431.1	150.5	238.5	150	560.1	430.5	360

L'électronégativité du fluor (χ_F) est égale à 4.

La différence d'électronégativité entre 2 éléments dans l'échelle de Pauling obéit à la relation :

$$\Delta H_{AB} = \frac{1}{2}(\Delta H_{AA} + \Delta H_{BB}) + 96,39 (\chi_A - \chi_B)^2 \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$$

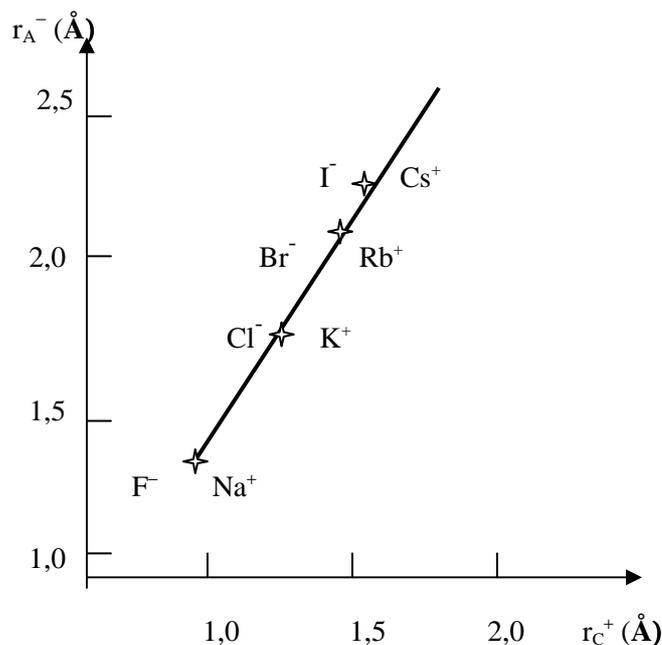


Figure représentant la confrontation des valeurs des rayons ioniques (M. Karapetiantz et S. Drakine Constitution de la matière p.102) ; r_A^- est le rayon anionique ; r_C^+ est le rayon cationique.

Exercice IV. 11.

1. Dans la famille des alcalins, le rayon atomique augmente du lithium au césium car il augmente du haut vers le bas dans une colonne du tableau périodique. Par conséquent, l'attraction entre l'électron périphérique et le noyau devient de plus en plus faible et l'énergie d'ionisation diminue du lithium au césium.

Le rayon atomique diminue du sodium au chlore. Ces atomes appartiennent à la même période. Le nombre de la couche de valence est le même. Cependant, leur nombre de protons augmente entraînant une attraction de plus en plus forte entre l'électron périphérique et le noyau. L'énergie d'ionisation devient de plus en plus importante du sodium au chlore.

2. Un réducteur est d'autant plus fort qu'il cède plus facilement les électrons.

Du sodium au chlore, les atomes sont de moins en moins réducteurs.

Deuxième énergie d'ionisation : $I_2 : K^+ \rightarrow K^{2+} + 1e^-$

$$I_2 = E(K^{2+}) - E(K^+)$$

$$I_2 = [2E_{1s} + 8E_{2s,2p} + 7E_{3s,3p}(K^{2+})] - [2E_{1s} + 8E_{2s,2p} + 8E_{3s,3p}(K^+)]$$

$$I_2 = 7E_{3s,3p}(K^{2+}) - 8E_{3s,3p}(K^+)$$

Remarque : On peut négliger l'énergie interne des couches complètes

[$2E_{1s} + 8E_{2s,2p}$] lorsqu'on fait la différence de deux énergies [$E(K^{2+}) - E(K^+)$]

$$Z^*_{3s,3p}(K^{2+}) = Z - (6 \sigma_{3s,3p \rightarrow 3s,3p} + 8 \sigma_{2s,2p \rightarrow 3s,3p} + 2 \sigma_{1s \rightarrow 3s,3p})$$

$$Z^*_{3s,3p}(K^{2+}) = 19 - (6.0,35 + 8.0,85 + 2) = 8,1$$

$$E_{3s,3p}(K^{2+}) = -99,144eV$$

$$Z^*_{3s,3p}(K^+) = Z - (7 \sigma_{3s,3p \rightarrow 3s,3p} + 8 \sigma_{2s,2p \rightarrow 3s,3p} + 2 \sigma_{1s \rightarrow 3s,3p})$$

$$Z^*_{3s,3p}(K^+) = 19 - (7.0,35 + 8.0,85 + 2) = 7,71$$

$$E_{3s,3p}(K^+) = -90,761eV \quad \rightarrow I_2 = 32,082eV$$

$I_2 > I_1$ car K^+ possède la structure stable du gaz inerte Ar. Il serait très difficile d'arracher un deuxième électron au potassium.

Exercice IV. 18.

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

$$Z^*_{4s} = Z - (1\sigma_{4s \rightarrow 4s} + 10\sigma_{3d \rightarrow 4s} + 8\sigma_{3s,3p \rightarrow 4s} + 8\sigma_{2s,2p \rightarrow 4s} + 2\sigma_{1s \rightarrow 4s})$$

$$Z^*_{4s} = 30 - (0,35 + 10.0,85 + 8.0,85 + 10) = 4,35$$

$$Z^*_{3d} = Z - (9\sigma_{3d \rightarrow 3d} + 8\sigma_{3s,3p \rightarrow 3d} + 8\sigma_{2s,2p \rightarrow 3d} + 2\sigma_{1s \rightarrow 3d})$$

$$Z^*_{3d} = 30 - (9.0,35 + 8.0,85 + 8.0,85 + 2) = 8,85$$

$Z^*_{4s} < Z^*_{3d}$. Les électrons sur l'orbitale 4s subissent un effet d'écran plus important que les 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.

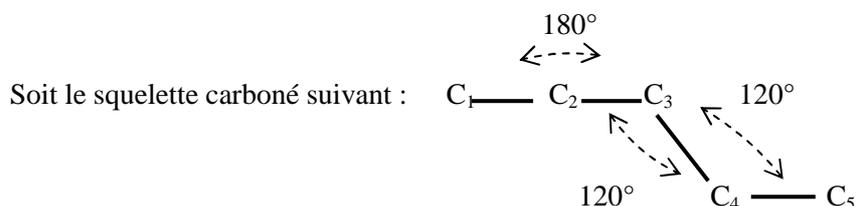
CHAPITRE V

LIAISON CHIMIQUE

Preview from Notesale.co.uk
Page 69 of 138

2. Préciser les états d'hybridation des atomes de carbone.
3. Préciser les atomes qui se trouvent dans le même plan.

Exercice V. 3. 8.



Sachant que les atomes C_1 , C_2 et C_3 sont alignés, que les cinq atomes sont dans le même plan et que les angles $\widehat{C_2 C_3 C_4}$ et $\widehat{C_3 C_4 C_5}$ sont égaux avec une valeur de 120° .

1. Donner la formule développée des deux hydrocarbures pouvant présenter cette géométrie en précisant le nombre et la position des atomes d'hydrogène.
2. Donner le type d'hybridation de chaque atome dans chacune des deux structures.

Exercice V. 3. 9.

Les molécules CCl_4 , BCl_3 et BeH_2 ne sont pas polaires.

Que peut-on déduire qu'en à leur forme géométrique.

Quel est l'état d'hybridation des atomes C, B et Be dans ces trois composés ?

Exercice V. 3. 10.

Les structures des molécules suivantes sont :

CO_2 molécule linéaire

H_2CO ou CH_2O et $B(OH)_3$ molécules planes

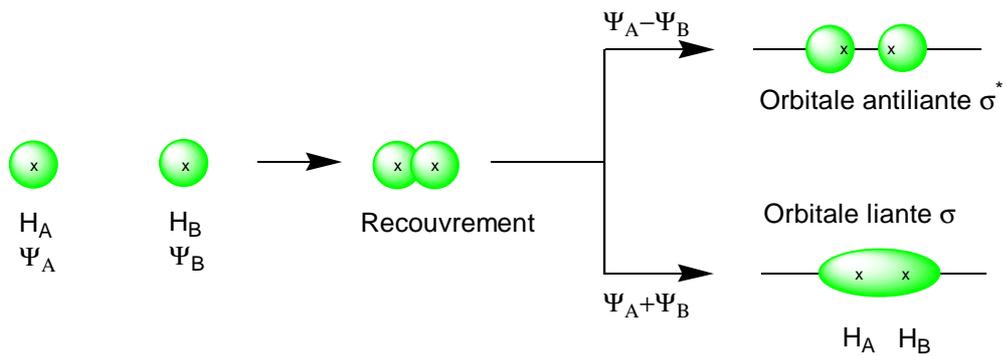
CH_3-CCl_3 et $CH_3-CH_2-CH_3$ molécules tétraédriques

Que peut-on dire de l'état d'hybridation de chaque atome ?

Exercice V. 3. 11.

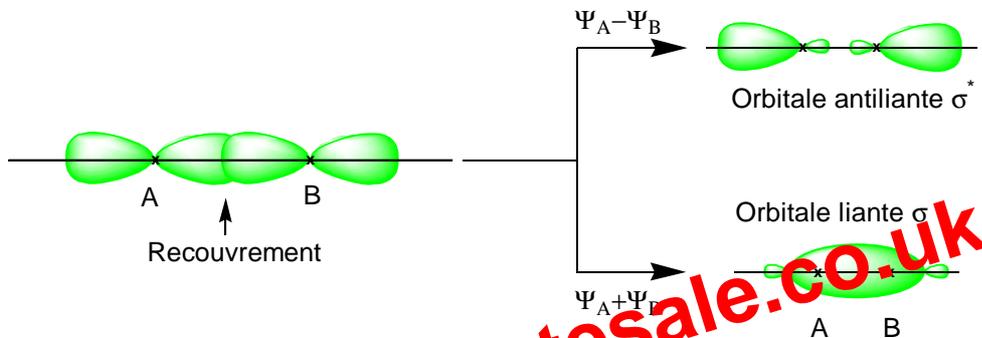
On considère les molécules : C_2H_2 ; N_2H_2 ; H_2O_2

Recouvrement axial entre s et s



Combinaisons liante et antiliante de deux OA s

Recouvrement axial entre p et p



Combinaisons liante et antiliante de deux OA p_z et p_z

Recouvrement latéral : ce recouvrement ne peut s'effectuer que entre deux orbitales p, si les orbitales atomiques sont orientées perpendiculairement à l'axe interatomique.

Il s'agit d'une liaison π .

Toutes les liaisons simples sont du type σ , alors que les liaisons doubles ont une de type σ et une de type π .

Les liaisons triples ont une de type σ et deux de type π .

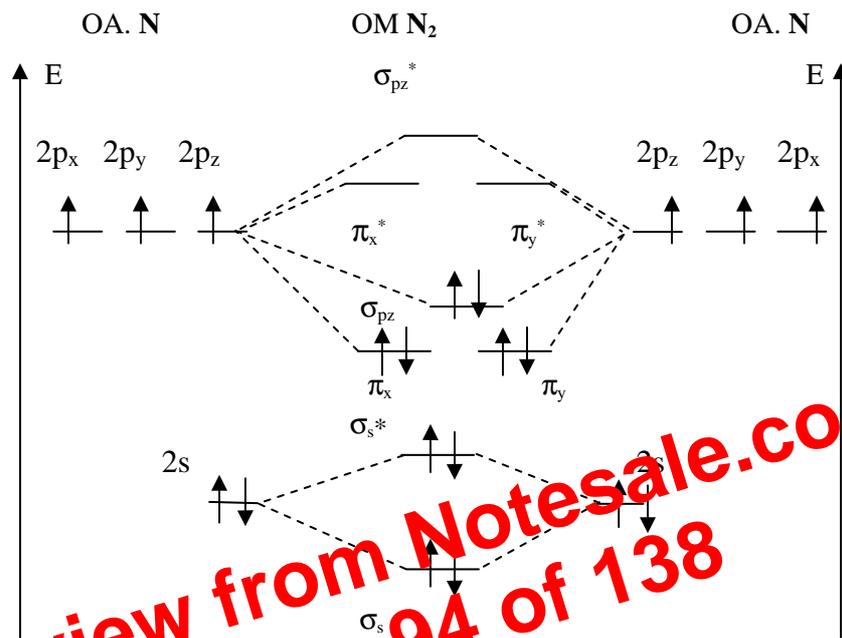
La structure électronique de la molécule B_2 est : $\sigma_s^2 \sigma_s^{*2} (\pi_x^1 = \pi_y^1)$
 La présence d'électrons célibataires sur les orbitales moléculaires de B_2 lui confère des propriétés paramagnétiques.

Exercice V. 2. 6.

Diagramme énergétique des orbitales moléculaires (OM) de la molécule homonucléaire N_2 : (N : Z=7)

Il y a des interactions entre les orbitales atomiques s et p qui impliquent une inversion des orbitales moléculaires π_x et π_y avec l'orbitale moléculaire σ_{pz} .

1. N(Z = 7) : $1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$



Preview from Notesale.co.uk
Page 94 of 138

La structure électronique de la molécule N_2 est : $\sigma_s^2 \sigma_s^{*2} (\pi_x^2 = \pi_y^2) \sigma_{pz}^2$

Diagramme énergétique des orbitales moléculaires (OM) de la molécule hétéronucléaire de CN :

Pour les molécules hétéronucléaires formées à partir d'atomes de la deuxième période du tableau périodique, il y a des interactions entre les orbitales atomiques s et p qui impliquent une inversion des orbitales moléculaires π_x et π_y avec l'orbitale moléculaire σ_{pz} .

Dans le tableau périodique, l'électronégativité croît du bas vers le haut dans une colonne et de gauche vers la droite dans une période (dans le sens de diminution du rayon atomique).

F, Cl, Br ; I : Ces éléments appartiennent à la même colonne $\rightarrow \chi_F > \chi_{Cl} > \chi_{Br} > \chi_I$

O ; S ; Se : Ces éléments appartiennent à la même colonne $\rightarrow \chi_O > \chi_S > \chi_{Se}$

C ; N ; O, F : Ces éléments appartiennent à la même période $\rightarrow \chi_F > \chi_O > \chi_N > \chi_C$

2. Caractère principal (ionique, polaire, covalent) des liaisons dans :

H-F ; K-Cl ; H-Cl et H-H.

La différence d'électronégativité $\Delta\chi$ entre l'élément le plus électronégatif F(4,0) et le moins électronégative Cs (0,8) étant égal à 3,2, nous pouvons admettre que la liaison CsF est purement ionique.

Ainsi lorsque $\Delta\chi$ est de l'ordre de 1,6 (correspondant à $3,2/2$), la liaison entre deux atomes est à 50% ionique.

Si $\Delta\chi \gg 1,6$ - le caractère ionique prédomine (Vers $\Delta\chi \geq 2$)

Si $\Delta\chi \ll 1,6$ - le caractère covalent prédomine. (Vers $\Delta\chi \leq 1$)

Si $1 \leq \Delta\chi \leq 2$ - la liaison est polaire (les atomes portent des charges partielles $\pm\delta$)

Si $\Delta\chi < 0,5$ - la liaison est covalente.

Si $\Delta\chi > 2,5$ - la liaison est ionique (on suppose que chaque atome porte une charge égale à 1électron)



Pour KF, $\Delta\chi = 3,2$ - le caractère est ionique. (K^+ , F^-)

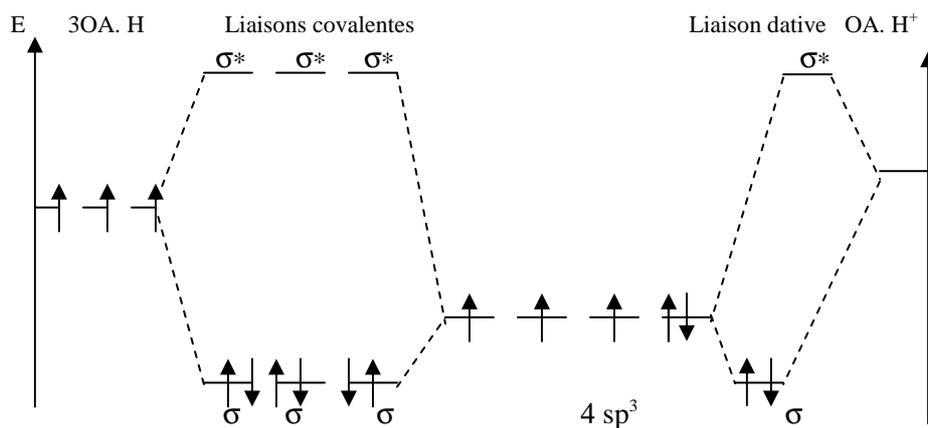
Pour KCl, $\Delta\chi = 2,3$ - le caractère est ionique prépondérant mais moins marqué

Pour HF, $\Delta\chi = 1,1$ - la liaison est polaire. Les atomes portent des charges partielles : $H^{\delta+}-F^{\delta-}$.

Pour HCl, $\Delta\chi = 0,9$ - la liaison est polaire mais moins marquée.

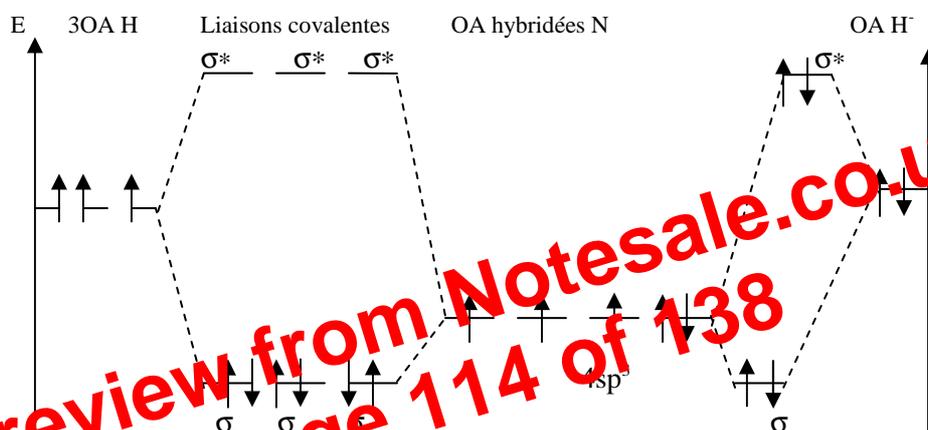
Pour HH, $\Delta\chi = 0$ - la liaison est covalente pure.

2. Molécule : $\text{NH}_3 + \text{H}^+$



Il y a formation de la liaison dative ($\text{NH}_3 \rightarrow \text{H}^+$) entre les doublets d'électrons de l'azote (N) et l'orbitale atomique $1s$ de H^+ .

Molécule : $\text{NH}_3 + \text{H}^-$



Il n'y a pas de formation de la liaison : $\text{NH}_3 \rightarrow \text{H}^-$ car l'indice de liaison entre N et H^- est nul.

$$i = 1/2(2-2) = 0$$

Bore : état fondamental : $1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^1}$

état excité 2 : $1s^2 \underline{2s^1} \underline{2p^2}$

Ce doublet p peut se conjuguer c'est-à-dire former des liaisons partielles par recouvrement latéral avec des orbitales atomiques p portées par le carbone voisin.

Ces dernières peuvent se trouver intégrés au sein d'une liaison π . Le degré de conjugaison croît avec le nombre d'atomes successifs portant des orbitales p susceptibles de se recouvrir avec formation des liaisons π .

- Seules les molécules E et F présentent un effet de conjugaison qui est beaucoup plus marqué dans F.

Cette conjugaison provoque une diminution de la charge portée par l'oxygène et entraîne une stabilité à l'ion.

La molécule F est plus stable que la molécule E qui elle-même est plus stable que G.

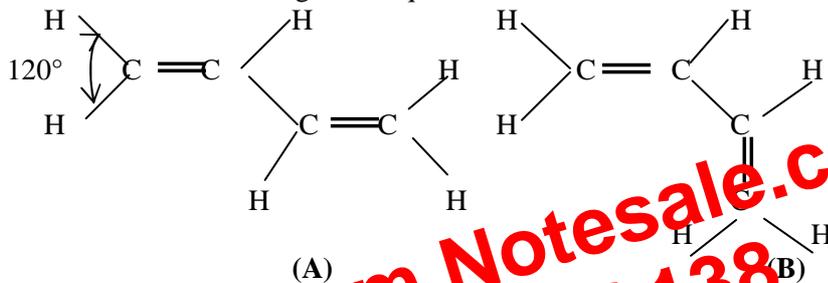
Donc la molécule G est plus basique que la molécule E qui elle-même est plus basique que la molécule F.

Exercice V. 3. 6.

1. La molécule de butadiène $C^{(1)}H_2 = C^{(2)}H-C^{(3)}H = C^{(4)}H_2$

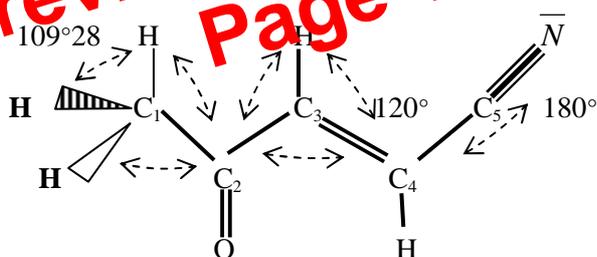
Tous les carbones dans cette molécule forment trois liaisons σ . Ils sont donc tous hybridés en sp^2

2. Les deux formes géométriques sont :



Exercice V. 3. 7.

1. Forme développée de la molécule $CH_3-CO-CH=CH-CN$



Exercice V. 3. 9.

Les molécules CCl_4 , BCl_3 et BeCl_2 ne sont pas polaires.

Les atomes de chlore sont donc disposés de manière symétrique par rapport à l'atome central (l'atome central occupe le barycentre de la figure géométrique) et les différentes interactions entre les atomes de chlore doivent être minimales.

L'état d'hybridation des atomes de carbone, de bore et de béryllium dans les molécules CCl_4 , BCl_3 et BeCl_2

C sp^3 ; quatre orbitales atomiques hybridées sp^3 forment quatre liaisons simples (σ) avec quatre atomes de chlore.

B sp^2 ; trois orbitales atomiques hybridées sp^2 forment trois liaisons simples (σ) avec trois atomes de chlore.

Be sp ; deux orbitales atomiques hybridées sp forment deux liaisons simples (σ) avec deux atomes de chlore.

D'où CCl_4 tétraédrique, BCl_3 trigonale plane et BeCl_2 linéaire

Exercice V. 3. 10.

Les structures des molécules suivantes sont :

CS_2 molécule linéaire. Le carbone forme deux liaisons σ . Il n'y a pas de doublets libres. Le carbone est hybridé sp ;

H_2CO ou Cl_2CO et $\text{B}(\text{OH})_3$ molécules planes. Le carbone et le bore forment chacun trois liaisons σ . Il n'y a pas de doublets libres.

Le carbone et le bore sont hybridés sp^2 .

$\text{CH}_3\text{-C-Cl}_3$ et $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ molécules tétraédriques.

Les carbones forment quatre liaisons σ . Il n'y a pas de doublets libres. Les carbones sont hybridés sp^3

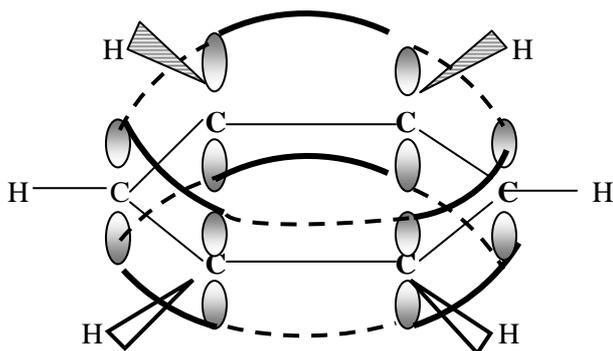
Exercice V. 3. 11.

C_2H_2 : carbone hybridé en sp



C_2H_2 est une molécule linéaire

Benzène C_6H_6 :



Dans la molécule de benzène C_6H_6 , tous les atomes de carbone sont hybridés en sp^2 . Cette molécule est plane et les angles sont de 120° .

Le recouvrement $p-p$ est noté I et le recouvrement $p-p$ est noté II

Si l'on compare ces deux recouvrements sur des formules de Kékulé :



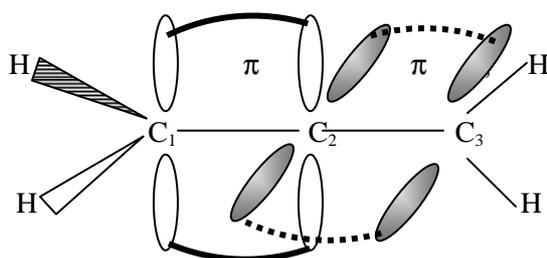
La probabilité de rencontrer l'une ou l'autre des deux formes est très voisine de 50%. De plus, toutes les liaisons C-C du benzène sont équivalentes et ont une longueur de $1,44 \text{ \AA}$, valeur intermédiaire entre la double liaison de l'éthylène ($l_{C-C} = 1,35 \text{ \AA}$) et la simple liaison de l'éthane ($l_{C-C} = 1,54 \text{ \AA}$).

Ceci s'explique par une répartition uniforme du nuage électronique π entre les atomes. Il y a plus de localisation des électrons p entre deux atomes de carbone.

On obtient le modèle de conjugaison maximum.

C'est une des caractéristiques principales des noyaux aromatiques. Tous les atomes appartiennent au même plan.

Allène : $\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2$



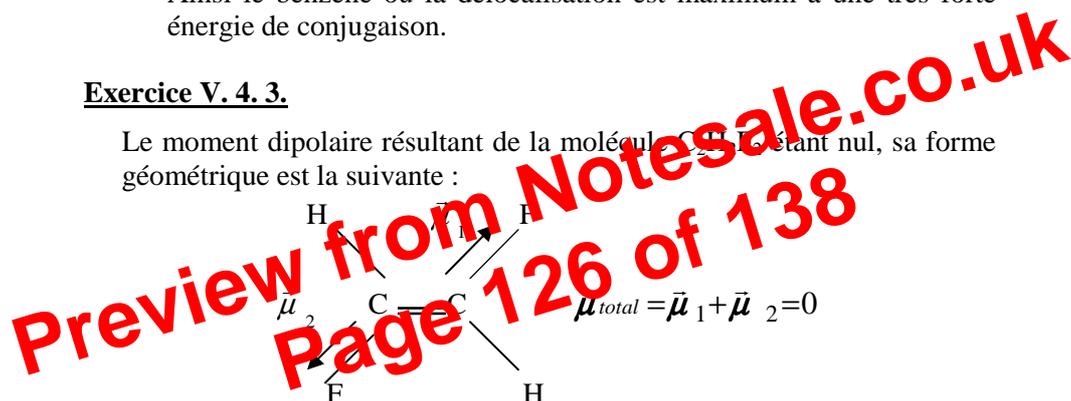
C_1 et C_3 sont hybridés en sp^2 et C_2 en sp .

Il n'y a aucune possibilité de conjugaison. Les orbitales p de l'atome central étant perpendiculaires, les orbitales π formées sont aussi perpendiculaires et la conjugaison ne peut apparaître que lorsque les orbitales p sont parallèles. Cette molécule n'est pas plane. Deux plans perpendiculaires contenant chacun deux atomes d'hydrogène, se coupent selon la ligne des carbones.

- L'énergie de conjugaison est la différence d'énergie qui existe entre l'énergie réelle de la molécule conjuguée et celle qu'elle aurait dans le cas où les nuages électroniques π seraient parfaitement localisés. Ainsi le benzène où la délocalisation est maximum a une très forte énergie de conjugaison.

Exercice V. 4. 3.

Le moment dipolaire résultant de la molécule CHF_2 étant nul, sa forme géométrique est la suivante :



Exercice V. 4. 4.

- Structure électronique de l'azote et du fluor :

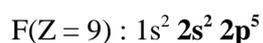
N ($Z = 7$) : $1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^3}$

Le tableau suivant résume ces indications :

Type de molécules AX _n E _m	Nombres total de doublets	Figure de répulsion	Nombre de liaisons	Forme des molécules	Exemples (L'atome central est souligné)
X ₂	2	Droite	2	linéaire	<u>Be</u> Cl ₂ ; <u>C</u> O ₂ ; <u>H</u> CN
AX ₃	3	Triangle équilatéral	3	Triangle	<u>B</u> F ₃ ; <u>Al</u> Cl ₃
AX ₂ E	3		2	En V	<u>S</u> O ₂ ; <u>Sn</u> Cl ₂
AX ₄	4	Tétraèdre	4	Tétraèdre	<u>C</u> H ₄ ; <u>Si</u> Cl ₄ ; <u>N</u> H ₄ ⁺
AX ₃ E	4		3	Pyramide	<u>N</u> H ₃ ; <u>N</u> F ₃ ; <u>H</u> <u>3</u> O ⁺
AX ₂ E ₂	4		2	En V	<u>H</u> <u>2</u> O ; <u>H</u> <u>2</u> S
AX ₅	5	Bipyramide trigonale	5	Bipyramide	<u>P</u> Cl ₅
AX ₄ E	5		4	Pyramide	<u>Te</u> Cl ₄ ; <u>S</u> F ₄
AX ₃ E ₂	5		3	en T	<u>I</u> Cl ₃ ; <u>C</u> lF ₃
AX ₂ E ₃	5		2	linéaire	<u>Xe</u> F ₂
AX ₆	6	Octaèdre	6	Octaèdre	<u>S</u> F ₆
AX ₅ E	6		5	Pyramide	<u>Br</u> F ₅ ; <u>I</u> F ₅
AX ₄ E ₂	6		4	Carré	<u>Xe</u> F ₄

Exercice V. 5. 1.

Géométrie des molécules suivantes : MgCl₂ ; AlCl₃ ; CH₄ ; PCl₅ ; H₂O ; H₃O⁺, AsCl₃ ; Cl₂



Un seul électron suffit pour saturer la couche de valence du chlore et du fluor.

Ces deux atomes forment donc qu'une seule liaison avec l'atome centrale (comme le cas de l'hydrogène).