الكلية متعددة التخصصات تازة
FACULTÉ POLYDISCIPLINAIRE DE TAZA
جامعة سيدي محمد بن عبد الله بفاس
UNIVERSITÉ SIDI MOHAMED BEN ABDELLAH DE FES

DÉPARTEMENT DE CHIMIE
Filière BCG
Semestre 1

Polycopié des travaux pratiques

Atomistique & Liaisons chimiques

Année universitaire : 2023/2024

Consignes générales concernant les travaux pratiques

Les travaux pratiques, (souvent abrégés TP), ont pour objectif principal de faciliter l'apprentissage concret, mettant particulièrement l'accent sur la réalisation d'expériences visant à vérifier et enrichir les connaissances acquises lors des cours théoriques et des travaux dirigés. Ils constituent une mise en pratique de la méthode scientifique, impliquant la conception d'un protocole expérimental, l'interprétation des résultats. Ce polycopié des travaux pratiques d'atomistique et de liaisons chimiques a été conçu spécialement pour les étudiants de la première année(S1) du tronc commun BCG. Ce sont des TPs qui peuvent également être destinés pour d'autres filières et d'autres spécialités.

I- Consignes importantes concernant les travaux pratiques

Les travaux pratiques font l'objet d'un contrôle continu et donnent lieu à une note. Cette note est délivrée au vu d'un rapport qui doit être remis à la fin de la séance du T.P.

Notez bien que :

- La présence de chaque étudiant à toutes les séances est obligatoire. La première absence si elle est justifiée, pourra être rattrapée.
- Toute absence non justifiée sera systématiquement sanctionnée par une note nulle.
- Deux absences non justifiées seront éliminatoires.
- La justification de l'absence se fera auprès du responsable du T.P. par présentation dans 48 heures de certificat médical en cas de maladie, accompagné d'une lettre explicative mentionnant le nom et le prénom de l'étudiant, sa section et son numéro de groupe du T.P., son numéro de binôme et la manipulation non effectuée.
- Il ne sera accepté aucun changement de binôme ou de groupe.
- Les étudiants doivent ramener le polycopié de TP de chimie à chaque séance de TP.
- Les étudiants doivent remettre un compte rendu pour chaque TP. Une note de zéro sera attribuée pour les étudiants qui ne remettront pas leurs comptes rendus

II- Conseils pour la rédaction d'un compte rendu

Il est évident que si vous ne préparez pas votre manipulation, avant de venir en salle de T.P., le travail que vous ferez n'aura pour vous aucune signification et il vous sera impossible de remettre votre rapport. De plus certaines manipulations sont longues, vous ne pouvez les effectuer dans le temps prévu que si vous les avez préparées.

A la fin de chaque T.P. un rapport sera exigé et dans lequel doit être mentionné :

- Les noms et les prénoms des étudiants qui ont effectué la manipulation.
- Le groupe auquel appartient le binôme.
- La date à laquelle la manipulation a été effectuée.
- Le titre de la manipulation.

Les comptes rendus doivent être clair et rédigés selon le schéma suivant :

- **Introduction** : L'étudiant doit faire une petite introduction de quelques lignes. Il doit reprendre quelques définitions et notions théoriques relative à la compréhension de la manipulation.
- **But du TP** : L'étudiant doit expliquer en quelques lignes l'objectif visé par chaque manipulation.
- **Résumé du mode opératoire** : L'étudiant doit présenter de façon extrêmement compréhensible le déroulement de la manipulation, tout en évitant de reproduire le texte du polycopié.
- **Présentation des résultats** : Il s'agit de la section principale du rapport, englobant les résultats de la séance pratique ainsi que leurs interprétations. L'étudiant doit adresser toutes les questions qui lui sont soumises.
- **Conclusion** : Dans cette partie, l'étudiant doit résumer succinctement les résultats et les commentaires obtenus en faisant ressortir les résultats essentiels.

Rappels et notions fondamentales sur la matière

La matière, de nature discontinue, peut être décrite à deux niveaux, macroscopique qui concerne la partie observable et mesurable à notre échelle et microscopique qui concerne les particules réelles. Elle est formée à partir de grains élémentaires appelés atomes qui diffèrent par leurs structures et leurs masses. Ils sont eux-mêmes fragmentés en petites particules : les électrons, les protons et les neutrons, ces derniers sont les mêmes quel que soit la substance ou la matière considérée.

Chaque atome possède des propriétés spécifiques qui sont organisées et classées de manière systématique dans le tableau périodique des éléments. Ce tableau permet de visualiser les tendances et les similitudes dans les propriétés chimiques et physiques des différents éléments. Chaque case dans le tableau périodique représente un élément chimique unique, identifié par son symbole chimique.

En effet l'atome n'existe pas souvent à l'état libre, il s'associe avec d'autres éléments pour former des molécules. On a des molécules : diatomiques (H_2, O_2, NaCl…….etc) et des molécules polyatomiques (H_2O, H_2SO_4,……..etc)

Dans la nature, à part les gaz rares, très peu de corps sont formés d'atomes isolés. Dans la plupart des corps qui nous entourent, les atomes sont liés les uns aux autres pour former des molécules dont l'énergie est plus faible que celle des atomes qui les constituent. La molécule est le résultat d'un assemblage d'atomes (2 ou plusieurs), liés entre eux par des liaisons chimiques. Ces liaisons se forment par l'intermédiaire des électrons de valence. Leur nature dépend essentiellement de l'électronégativité des atomes qui est définie comme la tendance de l'atome à attirer les électrons de la liaison. On distinguera ainsi :

- La liaison covalente : liaison entre atomes d'électronégativités voisines.
- La liaison ionique : liaison entre atomes d'électronégativités très différentes.
- La liaison métallique : l'attraction électrostatique qui existe entre des cations métalliques relativement immobiles et des électrons délocalisés.

Par ailleurs, entre les molécules, existent des liaisons plus faibles comme les liaisons de Van der Waals qui assurent la cohésion des liquides et des solides. Il existe un autre type de liaison appelé liaison par pont hydrogène qui peut être intermoléculaire ou intramoléculaire.

Tp_1 : Conception et étude des propriétés spécifiques des atomes dans le tableau périodique

Objectifs :

- (Re)Construire le tableau de classification périodique des éléments selon la méthode historique de Mendeleiev.
- Construire le tableau de classification périodique des éléments selon la méthode "moderne".
- Élaborer la classification périodique des éléments en se basant sur leur structure électronique ainsi que sur le nombre d'électrons de valence.
- Étude de certaines propriétés spécifiques des atomes dans le tableau périodique.

La classification périodique des éléments

1- La classification périodique des éléments : L'approche méthodique de Mendeleïev

Le tableau périodique (TP) est un outil indispensable en chimie. Il contient des données spécifiques à chacun des éléments chimiques. Son organisation permet de dégager les propriétés physico-chimiques semblables à différents éléments chimiques. La paternité du tableau périodique est attribuée à Dimitri Ivanovitch Mendeleïev mais il est l'aboutissement du travail de nombreux chimistes du XVIIIème et du XIXème siècle.

En 1867, Mendeleïev est professeur de Chimie minérale à l'université de Saint Petersburg, et depuis plusieurs années, il prépare des fiches pour chaque élément, consignant sa masse atomique molaire et les formules des principales combinaisons chimiques auxquelles il participe.

En les rangeant par masses atomiques croissantes, il remarque une évolution régulière de leurs propriétés, et surtout le fait que, à intervalles fixes, ces propriétés se répètent de manière séquentielle. C'est ainsi qu'il conçoit l'idée de créer un tableau périodique.

1.1. À partir du texte ci-dessus, identifier les deux critères qui ont permis à Mendeleïev de classer les éléments et d'établir une périodicité.

1.2. Classer les éléments ci-dessous dans un tableau en utilisant les 2 critères relevés.

aluminium	azote	béryllium	bore
carbone	chlore	fluor	hydrogène
lithium	magnésium	oxygène	phosphore
silicium	sodium	soufre	brome

2- La classification périodique des éléments selon la méthode "moderne".

Au début du XX ème siècle, la révolution de la physique et les découvertes dans le domaine de la structure de la matière ont induit, pour le classement des éléments, la recherche d'une variable indépendante, autre que les propriétés chimiques.

On sait que pour chaque espèce atomique, le numéro d'ordre dans le tableau périodique se confond avec son numéro atomique.

Ce changement de variable est capital, car à partir de ce moment on s'est détourné de la périodicité liée à des propriétés chimiques des atomes, pour passer à une périodicité concernant leur structure physique, intime.

La forme actuelle du tableau périodique a été retenue en 1988. Elle prend en compte la structure du cortège électronique. Les éléments d'une même colonne retrouvent le même nombre d'électrons sur leur dernière couche.

2.1. Retrouver à l'aide du texte ci-dessus les deux critères utilisés pour classer les éléments actuellement.

2.2. Classer les éléments précédents dans un tableau en utilisant les 2 critères relevés.

2.3. Quelle est la différence entre la structure du tableau historique de Mendeleïev et la classification actuelle ?

Etude du quelques propriétés spécifiques des atomes dans le tableau périodique.

La classification périodique des éléments découle des similitudes entre les propriétés chimiques des éléments. Le TP englobe 118 éléments classés de gauche à droite selon un ordre croissant de numéro atomique Z, composé de 7 lignes horizontales, appelées périodes, et de 18 colonnes, nommées familles ou groupes.

Dans cette partie, nous allons présenter l'évolution de quelques propriétés atomiques au sein de la classification périodique.

Colonnes ou familles :

Les colonnes correspondent aux groupes ; elles rassemblent les éléments ayant le même nombre d'électrons sur la couche externe, c'est-à-dire ayant des propriétés chimiques analogues. Dans une colonne, le numéro atomique Z croit de haut en bas.

Lignes ou périodes

La ligne ou période correspond à une couche électronique identifiée par son nombre quantique principal noté n. Dans une période, Le numéro atomique Z croit de gauche à droite.

I. configurations électroniques

Les propriétés de l'atome dépendent particulièrement de sa configuration électronique externe, à savoir les électrons de la couche externe.

On considère les 20 éléments chimiques cités dans le tableau ci-dessous :

1. Donner la configuration électronique, la période et le groupe des éléments soulignés.

Al	$_{18}$**Ar**	$_{5}$**B**	***Be***	$_{35}$**Br**
C	***Cl***	$_{9}$**F**	***H***	$_{2}$**He**
K	$_{3}$**Li**	$_{12}$**Mg**	$_{7}$**N**	***Na***
Ne	***O***	***P***	$_{16}$**S**	$_{14}$**Si**

2-Compléter alors le tableau périodique sssuivant :

$_{1}$**H**																	
	$_{4}$**Be**												$_{6}$**C**		$_{8}$**O**		$_{10}$**Ne**
$_{11}$**Na**												$_{13}$**Al**		$_{15}$**P**		$_{17}$**Cl**	
$_{19}$**K**																	

II. Energie d'ionisation

1) Première ionisation

1- a) Rappeler la définition de l'énergie de première ionisation.

Analyse selon une ligne

1-b) Effectuez une recherche sur internet et compléter le tableau ci-dessous correspondant aux atomes de la seconde période.

Atomes	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
EI_1 (KJ/mol)								

1-c) Quelle est l'évolution de l'énergie de première ionisation au sein d'une ligne ? Commenter

Analyse selon une colonne

1-d) Effectuez une recherche sur internet et compléter le tableau ci-dessous correspondant aux atomes de la 17ème colonne (famille des halogènes).

Atomes	EI_1 (KJ/mol)
F	
Cl	
Br	
I	
At	

1-e) Quelle est l'évolution de l'énergie de première ionisation au sein d'une colonne ?

2) Autres ionisations

2- a) Définition

A part l'atome d'hydrogène, tous les atomes possèdent un nombre d'électrons supérieur à un : il est donc possible de leur arracher plus d'un électron. On définit alors des énergies d'ionisation successives :

2ème ionisation: $X^{+}_{(g)} \rightarrow X^{2+}_{(g)} + 1e^{-} \rightarrow E_2$

3ème ionisation: $X^{2+}_{(g)} \rightarrow X^{3+}_{(g)} + 1e^{-} \rightarrow E_3$

2-b) Effectuez une recherche sur internet et compléter le tableau ci-dessous correspondant à l'atome de carbone (en kJ/mol)

.

EI_1	EI_2	EI_3

2-c) Expliquer l'évolution des énergies d'ionisation successives pour cet atome

<u>3-Applications</u>

3-a) L'énergie de première ionisation du néon vaut : *EI1* = 21,5 *eV*. Donner sa valeur en kJ/mol.

3-b) Le cation obtenu est-il plus stable que l'atome initial ? Justifier.

3-c) L'énergie de première ionisation du néon est la plus élevée des énergies de première ionisation des atomes de la seconde période. Proposer une justification simple.

Données : 1 eV = $1{,}6.10^{-19}$ *J* ; $N_A = 6{,}02.10^{23} mol^{-1}$.

III. Electronégativité

a) Rappeler la définition de l'électronégativité et donner l'expression de l'électronégativité de Mulliken.

b) Faire une recherche sur internet et compléter le tableau ci-dessous correspondant aux atomes de sodium et de chlore :

Atomes	EI_1 (KJ/mol)	EI_1(eV)	AE(KJ/mol)	AE (eV)

c) A quelles familles appartiennent ces deux atomes ?

d) Déterminer leur électronégativité de Mulliken.

e) Quelle est l'évolution de électronégativité au sein d'une ligne ?

IV. Le rayon atomique

Le tableau suivant donne : le rayon de covalence et le rayon ionique (en A°) et les énergies de première ionisation (E.I.1) et de deuxième ionisation (E.I.2) en KJ mol^{-1} des 4 premiers alcalins.

	Rayon Covalent (A °)	Rayon Ionique (A °)	E.I 1 (KJ mol^{-1})	E.I 2 (KJ mol^{-1})
Lithium	1,23	0,60	520,3	7298
Sodium	1,54	0,95	495,8	4562
Potassium	2,03	1,33	419	3051
Rubidium	2,16	1,48	403	2632

1) Rappeler l'expression des rayons des orbites permises pour l'électron des atomes hydrogénoïdes obtenue dans le modèle de Bohr.
2) Quel lien qualitatif peut-on faire entre le rayon atomique et l'énergie de première ionisation ?

Tableau périodique des éléments

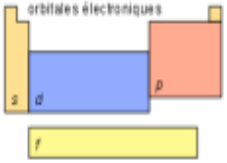
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1.00794 1312.0 2.20 **1** **H** hydrogène $1s^1$																	4.002602 2372.3 **2** **He** hélium $1s^2$
6.941 520.2 0.98 **3** **Li** lithium $1s^2 2s^1$	9.012182 899.5 1.57 **4** **Be** béryllium $1s^2 2s^2$											10.811 800.6 2.04 **5** **B** bore $1s^2 2s^2 2p^1$	12.0107 1086.5 2.55 **6** **C** carbone $1s^2 2s^2 2p^2$	14.0067 1402.3 3.04 **7** **N** azote $1s^2 2s^2 2p^3$	15.9994 1313.9 3.44 **8** **O** oxygène $1s^2 2s^2 2p^4$	18.998403 1681.0 3.98 **9** **F** fluor $1s^2 2s^2 2p^5$	20.1797 2080.7 **10** **Ne** néon $1s^2 2s^2 2p^6$
22.98976 495.8 0.93 **11** **Na** sodium [Ne] $3s^1$	24.3050 737.7 1.31 **12** **Mg** magnésium [Ne] $3s^2$											26.98153 577.5 1.61 **13** **Al** aluminium [Ne] $3s^2 3p^1$	28.0855 786.5 1.90 **14** **Si** silicium [Ne] $3s^2 3p^2$	30.97696 1011.8 2.19 **15** **P** phosphore [Ne] $3s^2 3p^3$	32.065 999.6 2.58 **16** **S** soufre [Ne] $3s^2 3p^4$	35.453 1251.2 3.16 **17** **Cl** chlore [Ne] $3s^2 3p^5$	39.948 1520.6 **18** **Ar** argon [Ne] $3s^2 3p^6$
39.0983 418.8 0.82 **19** **K** potassium [Ar] $4s^1$	40.078 589.8 1.00 **20** **Ca** calcium [Ar] $4s^2$	44.95591 633.1 1.36 **21** **Sc** scandium [Ar] $3d^1 4s^2$	47.867 658.8 1.54 **22** **Ti** titane [Ar] $3d^2 4s^2$	50.9415 650.8 1.63 **23** **V** vanadium [Ar] $3d^3 4s^2$	51.9962 652.9 1.66 **24** **Cr** chrome [Ar] $3d^5 4s^1$	54.93804 717.3 1.55 **25** **Mn** manganèse [Ar] $3d^5 4s^2$	55.845 762.5 1.83 **26** **Fe** fer [Ar] $3d^6 4s^2$	58.93319 760.4 1.91 **27** **Co** cobalt [Ar] $3d^7 4s^2$	58.6934 737.1 1.88 **28** **Ni** nickel [Ar] $3d^8 4s^2$	63.546 745.5 1.90 **29** **Cu** cuivre [Ar] $3d^{10} 4s^1$	65.38 906.4 1.65 **30** **Zn** zinc [Ar] $3d^{10} 4s^2$	69.723 578.8 1.81 **31** **Ga** gallium [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^1$	72.64 762.0 2.01 **32** **Ge** germanium [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$	74.92160 947.0 2.18 **33** **As** arsenic [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	78.96 941.0 2.55 **34** **Se** sélénium [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$	79.904 1139.9 2.96 **35** **Br** brome [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	83.798 1350.8 3.00 **36** **Kr** krypton [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^6$
85.4678 403.0 0.82 **37** **Rb** rubidium [Kr] $5s^1$	87.62 549.5 0.95 **38** **Sr** strontium [Kr] $5s^2$	88.90585 600.0 1.22 **39** **Y** yttrium [Kr] $4d^1 5s^2$	91.224 640.1 1.33 **40** **Zr** zirconium [Kr] $4d^2 5s^2$	92.90638 652.1 1.60 **41** **Nb** niobium [Kr] $4d^4 5s^1$	95.96 684.3 2.16 **42** **Mo** molybdène [Kr] $4d^5 5s^1$	(98) 702.0 1.90 **43** **Tc** technétium [Kr] $4d^5 5s^2$	101.07 710.2 2.20 **44** **Ru** ruthénium [Kr] $4d^7 5s^1$	102.9055 719.7 2.28 **45** **Rh** rhodium [Kr] $4d^8 5s^1$	106.42 804.4 2.20 **46** **Pd** palladium [Kr] $4d^{10}$	107.8682 731.0 1.93 **47** **Ag** argent [Kr] $4d^{10} 5s^1$	112.441 867.8 1.69 **48** **Cd** cadmium [Kr] $4d^{10} 5s^2$	114.818 558.3 1.78 **49** **In** indium [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^1$	118.710 708.6 1.96 **50** **Sn** étain [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$	121.760 834.0 2.05 **51** **Sb** antimoine [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$	127.60 869.3 2.10 **52** **Te** tellure [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$	126.9044 1008.4 2.66 **53** **I** iode [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$	131.293 1170.4 2.60 **54** **Xe** xénon [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^6$
132.9054 375.7 0.79 **55** **Cs** césium [Xe] $6s^1$	137.327 502.9 0.89 **56** **Ba** barium [Xe] $6s^2$	174.9668 523.5 1.27 **71** **Lu** lutécium [Xe] $4f^{14} 5d^1 6s^2$	178.49 658.5 1.30 **72** **Hf** hafnium [Xe] $4f^{14} 5d^2 6s^2$	180.9478 761.8 1.50 **73** **Ta** tantale [Xe] $4f^{14} 5d^3 6s^2$	183.84 770.0 2.36 **74** **W** tungstène [Xe] $4f^{14} 5d^4 6s^2$	186.207 760.0 1.90 **75** **Re** rhénium [Xe] $4f^{14} 5d^5 6s^2$	190.23 840.0 2.20 **76** **Os** osmium [Xe] $4f^{14} 5d^6 6s^2$	192.217 880.0 2.20 **77** **Ir** iridium [Xe] $4f^{14} 5d^7 6s^2$	195.084 870.0 2.28 **78** **Pt** platine [Xe] $4f^{14} 5d^9 6s^1$	196.9665 890.1 2.54 **79** **Au** or [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^1$	200.59 1007.1 2.00 **80** **Hg** mercure [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2$	204.3833 589.4 1.62 **81** **Tl** thallium [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$	207.2 715.8 2.33 **82** **Pb** plomb [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$	208.9804 703.8 2.02 **83** **Bi** bismuth [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$	(210) 812.1 2.00 **84** **Po** polonium [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$	(210) 890.0 2.20 **85** **At** astate [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$	(220) 1037.0 **86** **Rn** radon [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
(223) 380.0 0.70 **87** **Fr** francium [Rn] $7s^1$	(226) 509.3 0.90 **88** **Ra** radium [Rn] $7s^2$	(262) 470.0 **103** **Lr** lawrencium [Rn] $5f^{14} 7s^2 7p^1$	(261) 580.0 **104** **Rf** rutherfordium [Rn] $5f^{14} 6d^2 7s^2$	(262) **105** **Db** dubnium	(266) **106** **Sg** seaborgium	(264) **107** **Bh** bohrium	(277) **108** **Hs** hassium	(268) **109** **Mt** meitnérium	(271) **110** **Ds** darmstadium	(272) **111** **Rg** roentgénium	(285) **112** **Cn** copernicium	(284) **113** **Uut** ununtrium	(289) **114** **Fl** flérovium	(288) **115** **Uup** ununpentium	(292) **116** **Lv** livermorium	**117** **Uus** ununseptium	(294) **118** **Uuo** ununoctium

masse atomique ou masse de l'isotope le plus stable
1re énergie d'ionisation en kJ/mol
symbole chimique
nom
configuration électronique
numéro atomique
électronégativité
états d'oxydation

55.845 | 26
762.5 | 1.83
Fe
fer
[Ar] $3d^6 4s^2$
+6 +5 +4 +3 +2 +1 −1 −2

- métaux alcalins
- alcalino-terreux
- autres métaux
- métaux de transition
- lanthanides
- actinides
- métalloïdes
- non-métaux
- halogènes
- gaz rares
- éléments inconnus

La masse des éléments radioactifs est indiquée entre parenthèses.



138.9054 538.1 1.10 **57** **La** lanthane [Xe] $5d^1 6s^2$	140.116 534.4 1.12 **58** **Ce** cérium [Xe] $4f^1 5d^1 6s^2$	140.9076 527.0 1.13 **59** **Pr** praséodyme [Xe] $4f^3 6s^2$	144.242 533.1 1.14 **60** **Nd** néodyme [Xe] $4f^4 6s^2$	(145) 540.0 **61** **Pm** prométhium [Xe] $4f^5 6s^2$	150.36 544.5 1.17 **62** **Sm** samarium [Xe] $4f^6 6s^2$	151.964 547.1 **63** **Eu** europium [Xe] $4f^7 6s^2$	157.25 593.4 1.20 **64** **Gd** gadolinium [Xe] $4f^7 5d^1 6s^2$	158.9253 565.8 **65** **Tb** terbium [Xe] $4f^9 6s^2$	162.500 573.0 1.22 **66** **Dy** dysprosium [Xe] $4f^{10} 6s^2$	164.9303 581.0 1.23 **67** **Ho** holmium [Xe] $4f^{11} 6s^2$	167.259 589.3 1.24 **68** **Er** erbium [Xe] $4f^{12} 6s^2$	168.9342 596.7 1.25 **69** **Tm** thulium [Xe] $4f^{13} 6s^2$	173.054 603.4 **70** **Yb** ytterbium [Xe] $4f^{14} 6s^2$
(227) 499.0 1.10 **89** **Ac** actinium [Rn] $6d^1 7s^2$	232.0380 587.0 1.30 **90** **Th** thorium [Rn] $6d^2 7s^2$	231.0358 568.0 1.50 **91** **Pa** protactinium [Rn] $5f^2 6d^1 7s^2$	238.0289 597.6 1.38 **92** **U** uranium [Rn] $5f^3 6d^1 7s^2$	(237) 604.5 1.36 **93** **Np** neptunium [Rn] $5f^4 6d^1 7s^2$	(244) 584.7 1.28 **94** **Pu** plutonium [Rn] $5f^6 7s^2$	(243) 578.8 1.30 **95** **Am** américium [Rn] $5f^7 7s^2$	(247) 581.0 1.30 **96** **Cm** curium [Rn] $5f^7 6d^1 7s^2$	(247) 601.0 1.30 **97** **Bk** berkélium [Rn] $5f^9 7s^2$	(251) 608.0 1.30 **98** **Cf** californium [Rn] $5f^{10} 7s^2$	(252) 619.0 1.30 **99** **Es** einsteinium [Rn] $5f^{11} 7s^2$	(257) 627.0 1.30 **100** **Fm** fermium [Rn] $5f^{12} 7s^2$	(258) 635.0 1.30 **101** **Md** mendélévium [Rn] $5f^{13} 7s^2$	(259) 642.0 1.30 **102** **No** nobélium [Rn] $5f^{14} 7s^2$

TP_2 : Modèle moléculaire (construction de quelques molécules courantes)

Objectifs

- Utilisation des modèles moléculaires
- Construction de quelques molécules courantes
- Chercher la représentation de Lewis de quelques molécules simples et construire leur modèle éclaté (avec les liaisons chimiques représentées).
- Déterminer le type VSEPR et la géométrie des molécules

I. Rappels

1- Formule brute, développée et semi-développée

1.1- La formule brute

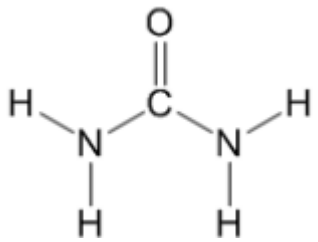
La formule brute d'une molécule indique la nature et le nombre des atomes qui la constituent. Chaque atome est représenté par son symbole chimique et le nombre de fois que l'atome apparaît dans la molécule est indiqué en indice à droite du symbole.

Exemple : N_2H_4CO contient 2 atomes d'azote, 4 atomes d'hydrogène, 1 atome de carbone et 1 atome d'oxygène.

1.2- La formule développée

La formule développée d'une molécule indique l'enchaînement des atomes qui la constituent. Chaque atome est représenté par son symbole chimique et toutes les liaisons entre les atomes sont représentées par des traits.

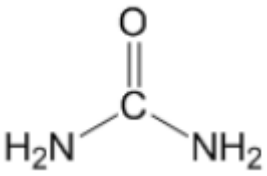
Exemple : Urée



1.3- La formule semi-développée

La formule semi-développée d'une molécule indique l'enchaînement des atomes qui la constituent. Les liaisons impliquant un atome d'hydrogène ne sont pas représentées. Le nombre d'atomes d'hydrogène est précisé par un indice à droite du symbole H.

Exemple : Urée



2-Theorie De Lewis (1916)

2.1 – La règle de l'octet

La théorie de Lewis est basée sur la règle de l'octet, qui stipule que chaque atome cherche à acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans le tableau périodique. En conséquence, chaque atome partage un électron (ou des électrons) célibataire(s) avec un autre atome afin de compléter sa couche électronique externe, donnant ainsi lieu à la formation de liaisons chimiques. La paire d'électrons ainsi formée assure la liaison entre les deux atomes et elle est partagée entre eux.

Le nombre de liaisons qu'un atome peut former correspond au nombre d'électrons manquants dans sa couche externe pour atteindre une configuration électronique stable, soit en formant une paire (duet) d'électrons ou en atteignant une configuration de huit électrons (octet). Il se peut que les deux électrons de la liaison soient fournis par un seul atome (donneur), l'autre atome sera l'accepteur, dans ce cas on parle d'une **liaison de covalence dative** ou liaison **de coordination**.

2.2 – La représentation de Lewis

La représentation de Lewis schématise la structure électronique externe, ou couche de valence d'un atome.

On représente par :

♣ Des tirets (—) les électrons appariés ou doublet libre

♣ Des points (•) les électrons célibataires.

♣ Un rectangle (Lacune électronique) case quantique vide.

La formule de Lewis représente une molécule en mettant en évidence tous les doublets d'électrons, incluant à la fois ceux impliqués dans les liaisons covalentes simples et multiples (appelés doublets liants) et ceux qui ne participent pas à ces liaisons (appelés doublets non liants) La formule de Lewis diffère de la formule développée en incluant la représentation des doublets non liants.

3– Théorie de la répulsion des paires électroniques des couches de valence (V.S.E.P.R.) – Règle de GILLESPIE (1957)

C'est une méthode très simple et efficace basée sur le principe de Lewis destinée à prédire la géométrie des molécules. La théorie de la répulsion des paires d'électrons de valence (VSEPR) énonce comme principe que les doublets liants et les doublets non liants d'électrons de valence d'un atome se séparent le plus possible les uns des autres pour minimiser les forces de répulsion. Ils vont se placer le plus loin possible les uns des autres sur une sphère centrée sur l'atome central A.

La formulation V.S.S.P.R du composé (molécule) est du type : $\mathbf{AX_mE_n}$

A : Atome central.

X : Atomes ou molécules liés à l'atome A par liaison de covalence et **m** leur nombre.

E : doublets libres ou les électrons célibataires et **n** leur nombre sur la couche de valence de l'atome A.

Les doublets libres et de liaisons adoptent les géométries suivantes autour de l'atome central:

- Linéaire, si m + n = 2
- Trigonale plane, si m + n = 3
- Tétraédrique, si m + n = 4
- Trigonale bipyramidale, si m + n =5
- Octaédrique, si m + n = 6

p	n	m	type	Figure de répulsion	Géométrie	Angles	Exemples
2	2	0	AX_2	Droite	Linéaire	180	$BeCl_2$, CO_2, HCN
2	1	1	AXE	Droite	Linéaire	180	
3	3	0	AX_3	Triangle équilatéral	Triangle équilatéral	120	BF_3, $AlCl_3$
3	2	1	AX_2E	Triangle équilatéral	Coudée Forme de V	120	SO_2, $SnCl_2$, O_3
3	1	2	AXE2	Triangle équilatéral	Linéaire	180	
4	4	0	AX_4	Tétraèdre	Tétraèdre	109,5	CH_4, NH_4^+, SO_4^{2-}
4	3	1	AX_3E	Tétraèdre	Pyramide déformée	109,5	NH_3, H_3O^+
4	2	2	AX_2E_2	Tétraèdre	Coudée Forme de V	109,5	H_2O, H_2S
4	1	3	AXE_3	Tétraèdre	Linéaire	180	
5	5	0	AX_5	Bi-pyramide triangle	Bi-pyramide triangle	120 et 90	PCl_5
5	4	1	AX_4E	Bi-pyramide triangle	Pyramide déformée	120 et 90	SF_4, $TeCl_4$
5	3	2	AX_3E_2	Bi-pyramide triangle	Forme de T	90	ICl_3, ClF_3
5	2	3	AX_2E_3	Bi-pyramide triangle	Linéaire (3 atomes)	180	I_3^-, XeF_2, ICl_2^-
5	1	4	AXE_4	Bi-pyramide triangle	Linéaire (2 atomes)	180	
6	6	0	AX_6	Octaèdre	Octaèdre	90	SF_6
6	5	1	AX_5E	Octaèdre	Pyramide carrée	90	BrF_5, IF_5
6	4	2	AX_4E_2	Octaèdre	Carrée (plane)	90	XeF_4, BrF_4^-
6	3	3	AX_3E_3	Octaèdre	Forme de T	90	
6	2	4	AX_2E_4	Octaèdre	Linéaire	180	

II. La formule d'une molécule

1- L'éthanol a pour formule brute C_2H_6O**.** Indiquer dans le tableau les atomes qui constituent cette molécule ainsi que leur nombre.

Nom et symbole de l'élément	Carbone C		
Nombre d'atomes de cet élément	2		

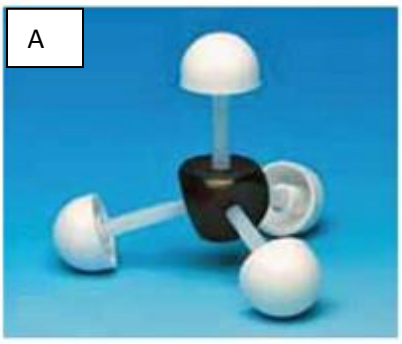
2- L'hydroxyde de cuivre a pour formule brute $Cu(OH)_2$**.** Indiquer dans le tableau les atomes qui constituent cette molécule ainsi que leur nombre.

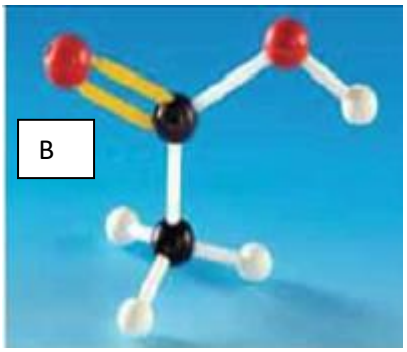
Nom et symbole de l'élément			
Nombre d'atomes de cet élément			

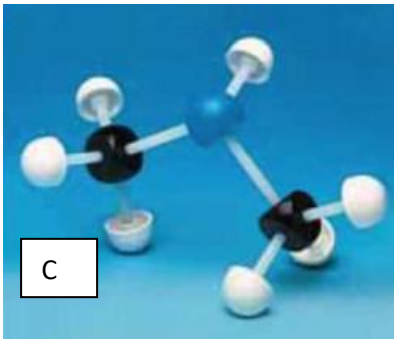
III. Formules chimiques et modèles moléculaires

Un modèle moléculaire est une représentation spatiale des molécules. Un modèle compact permet de visualiser l'aspect global de la molécule, tandis qu'un modèle éclaté respecte la géométrie de la molécule tout en montrant également les liaisons entre ses atomes. Par convention on utilise un code de couleurs pour les atomes des modèles moléculaires : carbone (noir), oxygène (rouge), hydrogène (blanc), azote (bleu), Chlore (vert), soufre (jaune). Les dimensions sont proportionnelles à la taille des atomes.

Considérons les molécules A, B, et C suivantes :







1- Complétez le tableau suivant :

Molécule	Nombre d'atome de C	Nombre d'atome de H	Nombre d'atome de O	Nombre d'atome de N	Formule brute
A					
B					
C					

2-A l'aide de la boîte de modèles moléculaires, construire les molécules A , B et C.

3-Combien y a-t-il de liaisons simples ?

4-Pour les trois molécules dessinez leur formule développée.

IV. Représentation d'une molécule

1-A partir des atomes constituant la diméthylamine (2C, 1N et 7H), construire une nouvelle molécule. Cette molécule est l'éthylamine.

Formule brute	Représentation de Lewis	Formule semi développée	Formule développée
C_2H_7N			

L'éthylamine et le diméthylamine sont des isomères de formule brute C_2H_7N.

2-Rechercher sur internet le point de fusion de ces deux molécules.

3- Est-ce que l'éthylamine et le diméthylamine ont les mêmes propriétés physiques ?

4- A l'aide de la boîte de modèles moléculaires, construire les différentes molécules possibles de formule brute C_4H_{10}. Représenter, dans chaque cas, la formule semi-développée.

5- Reprendre la question 4 avec les isomères de formule brute C_2H_6O.

V-Représentation de Lewis et géométrie des molécules

1-Écrire la configuration électronique des atomes suivants : H(Z=1), C(Z=6), N(Z=7), O(Z=8)

2- Écrire sous forme de cases quantiques la couche de valence.

3- Donner sous forme Ψn,r,m les nombres quantiques caractéristiques des orbitales de la couche de valence.

4- Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes : CH_4, NH_3, H_2O, CO_2, HCN.

5- Construire les molécules ci-dessus.

6- Sachant que la théorie de la répulsion des paires électroniques des couches de valence (V.S.E.P.R.) permet de prévoir la géométrie des molécules à partir de leur formule de Lewis. à l'aide de cette théorie, préciser la géométrie des molécules ci-dessus.

7- Donner l'état d'hybridation des atomes de carbone et d'azote dans les molécules suivantes : CH_4, NH_3.