كلية العلوم التطبيقية بتازة
ⵜⴰⵖⵉⵡⴰⵏⵜ ⵏ ⵜⵎⴰⵙⵙⴰⵏⵉⵏ ⵜⵓⵙⵏⵉⵙⵉⵏ ⴳ ⵜⴰⵣⴰ
Faculté des Sciences Appliquées de Taza

جامعة سيدي محمد بن عبد الله بفاس
ⵜⴰⵙⴷⵡⵉⵜ ⵙⵉⴷⵉ ⵎⵓⵃⵎⵎⴰⴷ ⴱⵏ ⵄⴱⴷⵍⵍⴰⵀ ⵏ ⴼⴰⵙ
Université Sidi Mohamed Ben Abdellah de Fès

Départements de Chimie

Filières : Tronc Commun National Physique - Chimie

Semestre 1 (S1)

Travaux pratique :
Atomistique

Année Universitaire

2026-2027

IMPORTANT

I- Recommandations et conseils

Pour le bon déroulement des travaux pratiques, les étudiants sont priés de suivre les recommandations suivantes :

1) Le port de la blouse est obligatoire, faute de quoi l'étudiant ne sera pas accepté en salle de TP.

2) Le sérieux et l'assiduité sont exigés. Aussi il est strictement interdit de faire la causette à l'intérieur de la salle de TP

3) Les séances des travaux pratiques sont obligatoires. Toute absence doit être justifiée dans un délai de 72 h. **Dans le cas d'absence non justifiée en TPs, l'étudiant sera interdit de passer l'examen de TP, (une note zéro lui sera attribuée en examen de TP).**

4) Il est impératif de lire le polycopié avant de commencer la manipulation. L'enseignant pourra vous questionner sur la manipulation du jour.

5) Les horaires et les groupes sont à respecter. Aucun changement de groupe ne sera autorisé. (Consulter le planning).

6) Afin que vos efforts ne soient pas inutile, il importe, avant la manipulation, que vous sachiez ce que vous allez faire au laboratoire (calculs, mode opératoire,...).

La durée de chaque manipulation est limitée, donc pour mener à bien une manipulation il faut non seulement avoir lu attentivement le fascicule mais aussi avoir bien compris et retenu le principe de la manipulation (faire des schémas).

8) Le travail sur une paillasse propre et dégagé de tous les objets inutiles à la manipulation en cours est plus agréable et plus sur de même que l'emploi de verrerie bien nettoyée.

9) Le matériel mis à votre disposition est fragile et coûteux, il doit être manipulé avec précaution. Tout bris ou défectuosité de ce matériel par négligence sera sévèrement sanctionné lors de l'attribution de la note.

10) Avant de quitter la salle vérifier que : le matériel est parfaitement propre et bien rangé comme indiquer. Les éviers et la paillasse sont propres.

11) L'évaluation des travaux pratiques se fait par un examen pratique et/ou une épreuve écrite et/ou une épreuve orale. **La note de TPs représente 20% de la note globale de module**

II- Présentation des rapports de TP

Les étudiants doivent présenter à la fin de la séance un rapport complet (compte-rendu) relatif à la manipulation effectuée selon le schéma suivant :

1ère page : la date, les noms et prénoms des étudiants, le N° de leur groupe et le titre du TP.

2ème page et plus :

1. But
2. Principe
    2.1. Rappel théorique
    2.2. Réactions mises en jeu
3. Matériel
4. Mode opératoire.
5. Résultats et commentaire.
6. Réponses aux questions posées.

TP. N°1

Etude du spectre d'émission de quelques atomes (Hydrogène, Sodium)

Les séries spectrales, ou en particulier les séries Balmer, sont importants en spectroscopie pour la détection de la présence de quelques éléments chimiques (hydrogène, Sodium, potassium…). Les raies spectrales peuvent apparaître lorsque les atomes et les molécules émettent et absorbent le rayonnement à des longueurs d'onde distinctes, selon la nature de l'objet.

1) Définitions :

Soit un atome comportant **Z** électrons dont le noyau porte une charge positive de grandeur **Ze**. L'ensemble de ces électrons ne peut prendre qu'une suite discontinue d'états d'énergie **En**, **n** étant un groupe de nombres caractérisant la configuration électronique d'énergie **En**. Le passage de l'atome d'une configuration **En** à une autre **Em** peut se faire par émission ou absorption d'un photon dont la longueur d'onde doit satisfaire à la relation **En-Em = hν**

Absorption et émission atomique

Si suffisamment d'énergie est absorbée par un atome à l'état fondamental

, ses électrons occuperont les orbites externes, qui correspondent aux niveaux d'énergie plus élevés ou ils seront retirés de l'atome et on dit que l'atome passe à un état excité. De cette façon, les raies d'absorption dans un spectre donnent des informations sur l'atome.

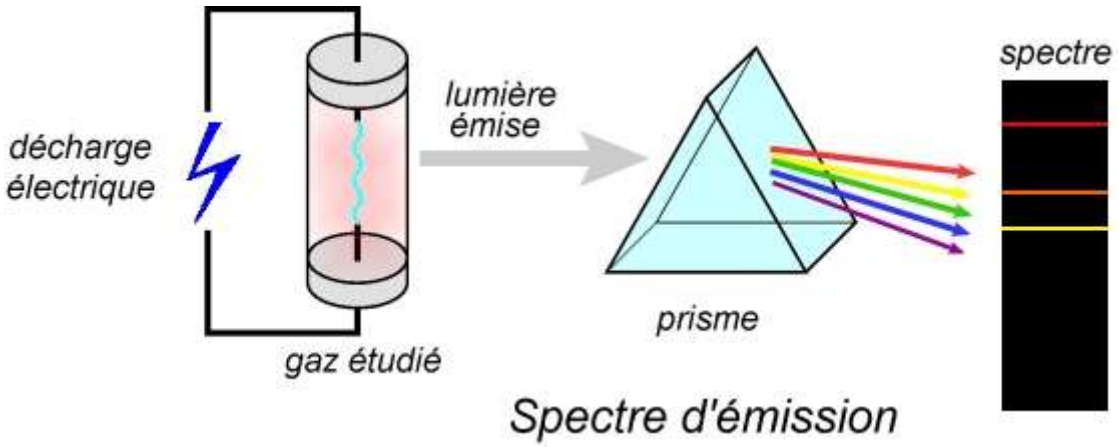
Pour passer sur un niveau d'énergie inférieure, un électron doit perdre de l'énergie, ce qui provoque l'émission d'un rayonnement par les atomes ou les ions excités qui retournent à l'état fondamental. Il en résulte un spectre de raies claires sur fond noir (Spectre d'émission).

2) But de TP

Le but de ce TP est d'analyser le rayonnement émis par deux sources de lumière monochromatique (spectre d'émission de quelques atomes)

3) Matériel

Le montage expérimental permettant d'établir un spectre d'émission est schématisé ci-dessous. Une circulation forcée d'électrons dans le gaz étudié provoque des chocs avec les atomes du gaz, qui vont se désexciter par émission spontanées d'une lumière qui sera analysée par le prisme.



4) <u>Manipulation :</u>

I- Le spectre d'émission d'hydrogène

1- Les énergies des états de l'atome d'hydrogène sont données ci-dessous : elles sont exprimées en électron-volt (eV) avec 1 eV = $1{,}60.10^{-19}$ J. L'état fondamental est l'état de plus basse énergie.

Etat	Fondamental	Excité 1	Excité 2	Excité 3	Excité 4
Energie (eV)	- 13,6	-3,39	-1,51	-0,85	- 0,54

- Représenter le diagramme des niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène (on se limite aux 5 premiers niveaux).

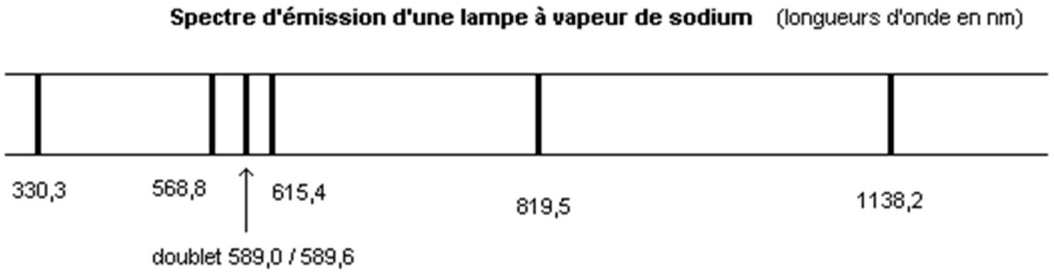
2- Etudier le comportement d'un atome d'hydrogène pris à l'état fondamental lorsqu'il absorbe un photon d'énergie 12,75 eV.

3- Calculer l'énergie que doit posséder un photon incident capable d'ioniser l'atome d'hydrogène initialement à l'état fondamental

4- Le retour d'un niveau excité (n>1) au niveau fondamental n = 1 donne naissance à quelle série ? Calculer les longueurs d'onde extrêmes de radiations correspondantes à cette série.

5- Le retour sur le niveau n = 2 donne naissance à quelle série ? Calculer les longueurs d'onde extrêmes de radiations correspondantes à cette série.

II- Le spectre d'émission de Sodium

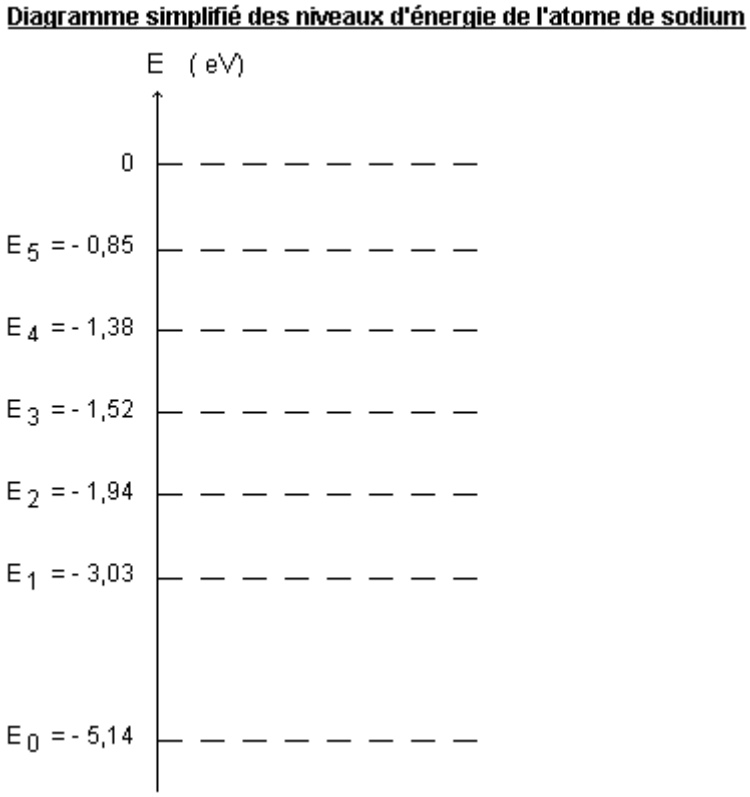


1- Quelle sont les valeurs de fréquence ν des raies de longueur d'onde λ=589 nm obtenue sur le spectre

2- Préciser les longueurs d'onde des raies appartenant au domaine du visible, au domaine des ultraviolets et au domaine de l'infrarouge.

3- Préciser la nature de la lumière émise (polychromatique ou monochromatique).

4- On représente ci-dessous le diagramme des niveaux d'énergie électronique de l'atome de Sodium obtenu.



5-1- Indiquer sur ce diagramme, l'état fondamental et les états excités

5-2- Préciser en quoi ce diagramme permet de justifier la discontinuité du spectre d'émission d'une lampe à vapeur de sodium.

5-3- On considère la raie jaune du doublet du sodium de longueur d'onde λ= 589,0 nm (l'autre raie du doublet jaune a pour longueur d'onde λ ' = 589,6 eV).

a- Calculer l'énergie ΔE (en eV) qui correspond à l'émission de cette radiation.

b- Indiquons par une flèche notée 1 la transition correspondante (sur le diagramme des niveaux d'énergie).

TP. N° 2

Conception et Etude 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".
- Etude du quelques propriétés spécifiques des atomes dans le tableau périodique (rayon atomique, énergie d'ionisation et électronégativité)

Partie I : La classification périodique des éléments

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

2- Vous disposez d'un jeu de fiches correspondant aux éléments de la liste ci-dessous. Découper ces fiches afin d'en faire un jeu de 16 cartes. Vous devez refaire la démarche de Mendeleïev afin de disposer les éléments dans un tableau, soulignant ainsi la périodicité de leurs propriétés.

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

II- 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 le nombre des charges positives de son noyau c'est à dire de 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.

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

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

3-Quelle est la différence entre la structure du tableau historique de Mendeleïev et la classification actuelle ?

Partie II : Etude du quelques propriétés spécifiques des atomes dans le tableau périodique (rayon atomique, énergie d'ionisation et électronégativité)

Historiquement, la classification périodique des éléments émerge du constat des analogies entre les propriétés chimiques des éléments (cf. TP Evolution des propriétés chimiques dans la classification périodique). Dans ce TP, nous allons présenter l'évolution de quelques propriétés atomiques (énergie d'ionisation, affinité électronique, électronégativité) dans la classification périodique.

I. 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 ? Commenter

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

3-Applications

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 = $1,6.10^{-19}\ J$; $N_A = 6,02.10^{23} mol^{-1}$.

II. Electronégativité

· **Electronégativité de l'oxygène**

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

b) Mulliken propose pour l'oxygène une électronégativité égale à $\chi = 7,54$ associée à une énergie de première ionisation qui vaut 13,6 eV avec $K_M = 0,317 eV^{-1}$. En déduire la valeur de l'énergie de premier attachement électronique de l'oxygène en eV puis en kJ/mol.

c) L'électronégativité de Mulliken a été ajustée afin d'avoir le même ordre de grandeur que celle de l'échelle de Pauling soit $\chi' = 3,44$. En déduire la valeur de K_M retenue en eV^{-1}

Evolution de l'électronégativité

d) 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)	A.E (KJ/mol)	A.E (eV)

e) A quelles familles appartiennent ces deux atomes ?

f) Déterminer leur électronégativité de Mulliken ($k_M = 0,317\ eV^{-1}$).

g) Le chlore est-il plus ou moins électronégatif que le sodium ? Justifier.

III. 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 ?