TD 1

Structure de l'atome

Exercice 1 : élément iode

L'iode possède un seul isotope stable $^{127}_{53}I$

1. Donner la composition d'un atome d'iode pour cet isotope. Préciser la composition du noyau.
2. Faire de même pour l'ion iodure I^-.

Exercice 2 : spectres d'émission et d'absorption du sodium

L'atome de sodium $_{11}$Na possède 11 électrons. Le spectre d'absorption de cet élément présente un doublet de raies noires correspondant aux longueurs d'onde 589,592 nm et 588,995 nm.

1. Calculer la fréquence des radiations électromagnétiques absorbées.
2. Calculer l'énergie des photons absorbés en J puis en eV.
3. Que dire des spectres d'émission et d'absorption d'un atome ?
4. Dans une lampe à vapeurs de sodium, des atomes de sodium sont excités puis se désexcitent en émettant de la lumière. Quelle est la couleur de la lumière émise ?

Donnée : 1 J = 1,6.10^{-19} eV

Exercice 3 : isotopes du sélénium – masse molaire atomique

1. Un des isotopes artificiels du sélénium Se a pour numéro atomique Z=34 et un nombre de neutrons N=45. Donner la composition du noyau de sélénium et indiquer la notation correspondante de cet isotope.
2. Le sélénium est en fait composé à l'état naturel du plusieurs isotopes, présentés ci-dessous avec leurs pourcentages isotopiques. Il y a 5 isotopes stables et le dernier est un isotope à durée de vie longue. A partir des pourcentages isotopiques des différents isotopes présents dans la nature, calculer la masse molaire du mélange naturel de sélénium.

Isotopes $^{A}_{34}Se$	$^{74}_{34}Se$	$^{76}_{34}Se$	$^{77}_{34}Se$	$^{78}_{34}Se$	$^{80}_{34}Se$	$^{82}_{34}Se$
Pourcentage isotopique	0,89 %	9,37 %	7,63 %	23,77 %	49,61 %	8,73 %
Masse molaire (g.mol^{-1})	73,9225	75,9192	76,9199	77,9173	79,9165	81,9167

Exercice 4 : isotopes de l'oxygène

La masse molaire atomique de l'oxygène est 15,9994 g.mol^{-1}. Sachant que le pourcentage de l'isotope ^{17}O est de 0,037 % déterminer les pourcentages des isotopes 16O et 18O dans l'oxygène. On considèrera que seuls ces isotopes sont présents dans la nature.

Données : masses molaires en g. mol^{-1}

^{16}O : 15,9949 ^{18}O : 17,99916 ^{17}O : 16,9991

Exercice 5 : Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

Le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène est un spectre discontinu constitué de séries de raies. Chaque série est constituée par les raies d'émission correspondant aux différentes désexcitations possibles vers un niveau d'énergie donné. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène dépendent du nombre quantique principal n par la relation, exprimée en électron volt (eV) : $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$

1. À quel état de l'atome correspond le niveau n → ∞?
2. La série de Balmer correspond aux désexcitations vers le niveau n = 2. Quelles sont les raies de cette série qui appartiennent au domaine visible ? Déterminer leur longueur d'onde dans le vide.
3. Dans une série, la raie d'émission ayant la plus petite longueur d'onde dans le vide est appelée *raie limite*. À quelle désexcitation correspond-elle dans la série de Balmer ? Déterminer sa longueur d'onde dans le vide. À quel domaine des ondes électromagnétiques appartient-elle ?

Données : $h = 6,626.10^{-34}$ J.s ; $c = 3,00.10^{8}$ m.s^{-1} ; 1,00 eV = $1,60.10^{-19}$ J.

Exercice 6 : Configurations électroniques

1. Déterminer les configurations dans leur état fondamental des atomes de :

a. sélénium Se (Z = 34) ;
b. iridium Ir (Z = 77) ;
c. fermium Fm (Z = 100).

2. Préciser la répartition des électrons dans les sous-couches non saturées.
3. Quels sont les atomes qui sont paramagnétiques ?

Exercice 7 : Effet d'écran et règles de Slater

Les règles de Slater permettent de déterminer de manière approchée les niveaux d'énergie dans les édifices polyélectroniques. La méthode est la suivante : la charge effective perçue par chaque électron est Z* = Z – σ où Z est la charge nucléaire réelle et σ représente l'effet d'écran produit par les électrons plus proches ou aussi proches du noyau.

L'effet d'écran σ_j sur l'électron j est la somme des effets d'écran $\sigma_{j \to i}$ exercés sur l'électron j par tout autre électron i, en tenant compte de la situation de l'électron j. Selon Slater les effets des autres électrons sont déterminés par les règles suivantes :

- Les électrons du même groupe que l'électron j exercent un effet écran équivalent à 0,35, à l'exception du groupe 1s pour lequel l'écran d'un électron sur l'autre est 0,30.
- Un électron j d'un groupe ns np subit un écran de 0,85 par chaque électron de nombre quantique principal (n - 1), ainsi qu'un écran de 1,00 par chaque électron de nombre quantique principal inférieur.
- Un électron j d'un groupe nd ou nf subit un écran de 1,00 par chaque électron d'un groupe inférieur, soit avec une valeur inférieure de n, soit avec la même valeur de n que l'électron j et une valeur inférieure de l.

électron j/électron i	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p	4d
1s	0,30					
2s 2p	0,85	0,35				
3s 3p	1	0,85	0,35			
3d	1	1	1	0,35		
4s 4p	1	1	0,85	0,85	0,35	
4d	1	1	1	1	1	0,35

Slater propose également un ajustement du nombre quantique et définit un nombre quantique équivalent n* qui est différent de n à partir de la 4^{e} période :

n	1	2	3	4	5	6
n*	1	2	3	3,7	4	4,2

L'énergie s'écrit alors :

$$E_n = -\frac{13{,}6.Z^*}{n^{*2}}$$

On donne les valeurs expérimentales des énergies de première ionisation EI de quelques éléments de la deuxième période :

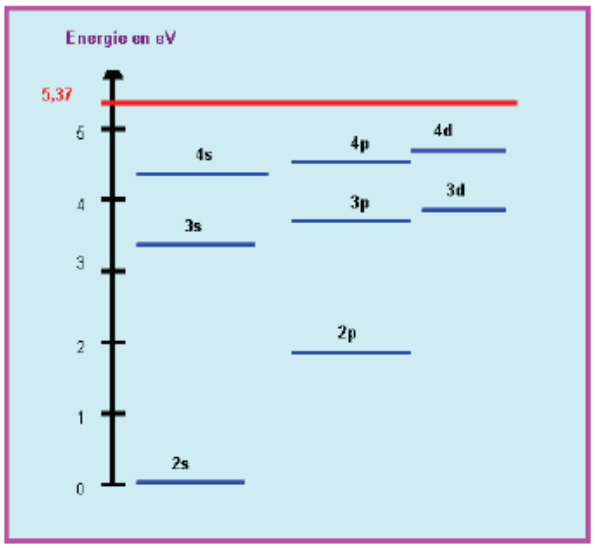
Symbole	$_3$Li	$_4$Be	$_5$B	$_6$C	$_7$N	$_8$O	$_{10}$Ne
E_{I1} (kJ.mol^{-1})	520	899	800	1086	1402	1314	2084

1. Dessiner les contours de la classification périodique et y faire apparaître les blocs s, p et d.
2. Commenter et expliquer l'évolution générale des valeurs fournies dans le tableau. Que pourriez-vous dire de l'évolution de l'électronégativité ?
3. Par l'utilisation du modèle de Slater, calculer les énergies de première ionisation pour Li, C et Ne. Comparer aux valeurs expérimentales et commenter.

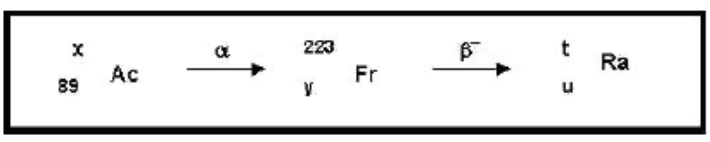
Exercice 8 : Les alcalins

1. Situer les alcalins dans la classification périodique.
2. Citer au moins 3 alcalins, donner leur symbole et leur configuration électronique.
3. Le Lithium présente dans son spectre d'émission une raie rouge intense de longueur d'onde l = 671 nm. Calculer l'énergie associée à cette longueur d'onde. Exprimer également cette énergie en kJ.mol-1.
4. La figure suivante donne les niveaux d'énergies de l'atome de Lithium déterminés à partir de son spectre d'émission. Pourquoi, dans ce diagramme, le niveau 2s est-il pris comme niveau zéro pour l'énergie ?

   Que représente la valeur 5,37 eV ? A quelle transition électronique peut être attribuée la raie d'émission rouge du spectre du Lithium ?



5. Le Francium est le métal alcalin connu le plus lourd. Il est radioactif et ne possède aucun isotope stable. On obtient un de ses isotopes ^{223}Fr (Francium) par la désintégration spontanée de type α (émission d'un noyau) d'un isotope radioactif de l'Actinium (Z = 89). L'isotope du Francium obtenu se transforme par radioactivité de type β^- (émission d'un électron) en un isotope du Radium. Ces deux transformations successives sont schématisées dans la figure suivante :



Déterminer les valeurs de x, y, t et u.

Exercice 9 : De la classification à la configuration

1. Le soufre appartient à la troisième période et à la seizième colonne. En déduire la configuration électronique de ses atomes dans leur état fondamental.
2. Le cobalt appartient à la quatrième période et à la neuvième colonne. En déduire la configuration électronique de ses atomes dans leur état fondamental.
3. L'antimoine appartient à la cinquième période et à la quinzième colonne. En déduire la configuration électronique de ses atomes dans leur état fondamental.

Exercice 10 : Place dans la classification

Un des derniers éléments synthétisés par les physiciens nucléaires appartient à la famille des gaz nobles.

1. Dans quelle colonne doit-on le placer ?
2. Il appartient à la septième période. En déduire la configuration électronique de ses atomes dans leur état fondamental.

Exercice 11 : Ionisation

1. Indiquer dans quelle colonne se trouvent les éléments des seconde et troisième périodes de la classification périodique qui donnent le plus facilement des ions M^{2+}.
2. Donner la raison pour laquelle les énergies de première ionisation des métaux de transition de la quatrième période sont très voisines.
3. Déterminer l'énergie nécessaire, en eV et en J, pour obtenir l'ion N^{3+}, sachant que les énergies d'ionisation de l'azote sont E_{i1} = 14,54 eV, E_{i2} = 24,39 eV, E_{i3} = 47,26 eV.
4. Choisir, en justifiant la réponse, l'espèce qui a l'énergie de première ionisation la plus grande :
   a. B ou C b. N ou P c. F ou Na
   d. Al ou Al+ e. K^+ ou Ca^+ f. N ou O

Exercice 12 : énergie de première ionisation

On donne les valeurs des énergies de première ionisation (exprimées en eV) des éléments de la troisième période :

élément	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
E_{il} (eV)	5,14	7,65	5,99	8,15	10,49	10,36	12,97	15,74

Justifier brièvement l'évolution de ces valeurs ; expliquer les particularités présentées par l'aluminium et le soufre.

Exercice 13 : l'élément cuivre

Le cuivre est l'élément de numéro atomique Z = 29.

1. Donner la configuration électronique attendue pour l'atome de cuivre d'après les principes d'élaboration de la classification périodique.
2. En fait, le cuivre présente une irrégularité de structure. Il est en $3d^{10}\ 4s^1$. Proposer une explication.
3. Prévoir la configuration électronique des ions cuivre (I) Cu+ et cuivre (II) Cu2+.
4. On donne les énergies de première et seconde ionisation du cuivre, respectivement 7,7 eV et 20,2 eV. Commenter ces valeurs.

Exercice 14 : l'élément manganèse

1. Donner la structure électronique fondamentale de l'atome de manganèse (Z = 25).
2. À quel bloc appartient cet élément ? Pourquoi ?
3. Quels sont les degrés d'oxydation accessibles au manganèse ? Quels sont les plus stables a priori ?
4. On donne les énergies de troisième ionisation de quelques éléments de la période du manganèse :

élément	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu
E_{i3} (eV)	24,8	27,5	29,3	31,0	33,7	30,6	33,5	35,2	36,8

On rappelle que l'énergie de troisième ionisation de l'espèce M correspond à l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron à l'ion M^{2+}. Commenter ces valeurs (évolution et irrégularité).