

Contrôle Continu Final d'Atomistique (2h)

Chim1A

Calculatrice autorisée.

Il sera tenu compte de la rédaction et de la présentation.

Toute réponse doit être convenablement justifiée.

DONNEES :

Numéros atomiques de quelques éléments :

élément	H	O	S	K	Cl
Z	1	8	16	19	17

Famille des gaz rares selon Z croissant :

He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
----	----	----	----	----	----

Constantes :

$h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$	$1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$	$\mathcal{N} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$	$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Tableau résumant les coefficients d'écran de SLATER :

		Etat de l'électron i							
		1s	2s, 2p	3s, 3p	3d	4s, 4p	4d	4f	5s, 5p
Etat de l'électron j	1s	0,31							
	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		
	4f	1	1	1	1	1	1	0,35	
	5s, 5p	1	1	1	1	0,85	0,85	0,85	0,35

Tableau résumant les énergies des orbitales atomiques du soufre (S) en eV pour les niveaux n = 2 et n = 3 :

2 s	2 p	3 s	3 p
-245,0	-181,8	-23,9	-11,9

Electronégativités des atomes hydrogène, oxygène et soufre :

Elément	H	S	O
χ	2,20	2,58	3,44

Tableau résumant les températures de fusion et d'ébullition de H₂O et H₂S sous 1 atm :

Composé	T _{fus} (°C)	T _{éb} (°C)
H ₂ O	0	100
H ₂ S	-85,5	-59,4

EXERCICE I : le potassium K

Le symbole K vient de *kalyum*, nom donné par le chimiste suédois Berzelius en référence à la plante *kali* (salicorne) riche en potassium.

A- Effet photoélectrique

A.1. Ecrire l'équation bilan de l'échange d'énergie lumière/matière lors de l'effet photoélectrique. Définir les différents termes.

A.2. La longueur d'onde maximale pour observer l'effet photoélectrique dans le cas du potassium est de 564 nm. Calculer l'énergie nécessaire W_0 pour arracher un électron du métal.

A.3. Si la longueur d'onde du rayonnement incident est de 400 nm, déterminer l'énergie cinétique des photoélectrons.

A.4. Exprimer la longueur d'onde de De Broglie associée au déplacement des électrons et calculer sa valeur.

B- L'élément potassium

B.1. La masse molaire du potassium est assez proche de $39,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Donner le symbole de l'isotope le plus abondant et préciser la composition de son noyau.

B.2. Enoncer la règle de Klechkowski. Ecrire de 3 façons la configuration électronique de l'atome de potassium dans son état fondamental.

B.3. Donner le(s) quadruplet(s) de nombres quantiques caractérisant le(s) électron(s) de valence de l'atome de potassium.

B.4. A quelle famille du tableau périodique appartient le potassium ? Dans quelle période se trouve-t-il ?

B.5. Quel ion monoatomique stable forme le potassium ?

B.6. L'élément rubidium se trouve dans la même famille que le potassium mais la ligne en-dessous du potassium. Donner en justifiant la valeur de son numéro atomique Z puis écrire la configuration électronique de l'atome de rubidium dans son état fondamental.

B.7. On veut calculer l'énergie de première ionisation du potassium grâce à la méthode de Slater.

B.7.1. Exprimer littéralement l'énergie de l'atome de potassium notée $E(\text{atome})$.

B.7.2. Exprimer littéralement l'énergie de l'ion monoatomique stable formé à partir de l'atome de potassium notée $E(\text{ion})$.

B.7.3. En déduire l'expression littérale de l'énergie de première ionisation du potassium notée E_{i1} .

B.7.4. Calculer cette énergie E_{i1} .

EXERCICE II : le soufre S

Le soufre (S) peut être trouvé sous forme élémentaire sur la terre. Une des sources les plus importantes de soufre élémentaire provient de l'oxydation par l'oxygène de l'atmosphère de H_2S émis par les fumeroles qui se trouvent à proximité des zones d'activité volcanique.

C – La molécule S_2

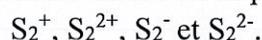
C.1. Construire le diagramme d'énergie des orbitales moléculaires de la molécule S_2 (sans interactions sp) en indiquant sur le diagramme les types et les énergies des orbitales atomiques utilisées.

C.2. Indiquer quelles sont les orbitales moléculaires liantes et antiliantes.

C.3. Ecrire la configuration électronique de la molécule S_2 . En déduire la valeur de l'indice de liaison.

C.4. Préciser si la molécule S_2 est paramagnétique ou diamagnétique dans son état fondamental. Justifier la réponse.

C.5. La molécule S_2 peut former les ions moléculaires suivants par perte ou gain d'électrons :



Expérimentalement, pour la molécule de S_2 et des ions moléculaires, on trouve les résultats suivants pour les distances de liaisons S-S (en Å) : 1,72 – 1,79 – 1,88 – 2,00 – 2,20.

C.5.1. Calculer la valeur de l'indice de liaison pour les ions moléculaires S_2^+ , S_2^{2+} , S_2^- et S_2^{2-} .

C.5.2 Attribuer à chaque espèce (S_2 , S_2^+ , S_2^{2+} , S_2^- et S_2^{2-}) sa longueur de liaison, en expliquant votre raisonnement.

C.6. Les gaz H_2S et SO_2 sont solubles dans les océans et se transforment par réactions chimiques en anions SO_3^{2-} et SO_4^{2-} (les atomes centraux sont surlignés).

C.6.1. Proposer des schémas de LEWIS pour les molécules H_2S , SO_2 , SO_3^{2-} et SO_4^{2-} en rappelant les règles qui y conduisent (explicitement les calculs de A et V, ainsi que leur signification).

C.6.2. Déduire la géométrie moléculaire des édifices H_2S , SO_2 , SO_3^{2-} et SO_4^{2-} à l'aide de la théorie V.S.E.P.R et la dessiner en perspective de Cram.

C.6.3. Donner le(les) axe(s) et plan(s) de symétrie de la molécule H_2S et les représenter sur la molécule.

C.6.4. Tracer les moments dipolaires des liaisons, puis le moment dipolaire total des édifices H_2S , et SO_4^{2-} . Préciser si ces édifices sont polaires ou apolaires.

C.7. Comparer les températures de fusion et d'ébullition de H_2S (sous 1 atm) à celles de H_2O et commenter.