



Révision (Atomistique)

Exercice 1 : Le nickel

Le nickel ($Z = 28$) naturel est constitué des cinq isotopes stables ^{58}Ni , ^{60}Ni , ^{61}Ni , ^{62}Ni et ^{64}Ni .

Isotope	Abondance (%)	$M/(\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})$
^{58}Ni	68,1	58,0
^{60}Ni	26,2	60,0
^{61}Ni	1,1	61,0
^{62}Ni	3,6	62,0
^{64}Ni	0,9	64,0

- 1- Qu'appelle-t-on isotopes
- 2- Donner la composition du noyau de chaque isotope.
- 3- Calculer la masse molaire du Nickel.
- 4- Après avoir rappelé la signification de chacun des nombres quantiques, établir la configuration électronique de cet élément. Préciser la couche de valence
- 5- Indiquer sa position dans la classification périodique.
- 6- Énoncer les principes et règles ayant permis d'établir cette configuration.
- 7- Ni est un élément de transition. Qu'est ce qu'un élément de transition ? Donner quatre propriétés communes des métaux de transition.

Exercice 2 : (Agrégation ; 1999)

L'argent ($Z=47$) existe sous 2 formes isotopiques. ^{107}Ag (51,83%) de masse 106,90 uma et ^{109}Ag (48,17%) de masse 108,90 uma.

- 1- Rappeler la définition de l'unité de masse atomique.
- 2- Donner la structure de chacun des isotopes.
- 3- Calculer la masse molaire de l'argent naturel.
- 4- Donner la structure électronique de l'atome d'argent. Justifier l'anomalie de remplissage observée.
- 5- L'argent donne naissance à l'ion Ag^+ . Quelle est sa structure ?

Exercice 3 :

- 1- Le Magnésium ($Z = 12$) existe sous forme de trois isotopes de nombre de masse 24, 25 et 26. Les fractions molaires dans le magnésium naturel sont respectivement : 0,101 pour ^{25}Mg et 0,113 pour ^{26}Mg .
 - a) Déterminer une valeur approchée de la masse molaire atomique du Magnésium naturel.
 - b) Pourquoi la valeur obtenue n'est-elle qu'approchée ?
- 2- Déterminer la configuration électronique du magnésium dans son état fondamental ($Z = 12$). On énoncera les règles et principe ayant permis d'obtenir cette configuration.
- 3- En déduire la configuration électronique des ions Mg^+ et Mg^{2+} dans leur état fondamental.
- 4- On donne les énergies de première ionisation des éléments de la période du magnésium.

Élément	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ei1(e V)	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 4 : L'élément baryum (d'après Mines MP 2001)

On donne les propriétés suivantes pour quelques éléments :

Symbole	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Numéro atomique Z	4	12	20	38	56
Rayon métallique / pm	112	160	197	216	222
Rayon ionique (M ²⁺) / pm	32	65	99	113	135
E°(M ²⁺ /M) / V	-1,70	-2,34	-2,87	-2,89	-2,90

1. Donner la structure de l'élément baryum dans son état fondamental.
2. Dans quelle ligne et quelle colonne du tableau périodique se situe cet élément ?
3. Quel est le nom donné aux éléments de cette colonne ?
4. Justifier les évolutions du tableau précédent.
5. Au XIXe siècle, avant l'établissement de la classification périodique, trois de ces éléments étaient groupés en « triades » : éléments aux propriétés très voisines ; de quels éléments s'agissait-il d'après vous ?

Exercice 5 :

1- Définitions :

a- Donner la définition de l'énergie de première ionisation E_i , de l'affinité électronique E_{ae} et du rayon covalent r d'un atome X.

b- Comment évoluent E_i et r dans le tableau périodique des éléments ? Justifier vos réponses.

2. Electronégativité des halogènes.

a- Donner une définition qualitative de l'électronégativité d'un élément chimique.

b- Comment varie l'électronégativité des éléments en fonction de la place qu'ils occupent dans le tableau périodique ? Quel est l'élément le plus électronégatif ?

c- Echelle de Mulliken

Rappeler la définition de l'électronégativité χ_M de Mulliken.

Calculer χ_M Connaissant l'affinité électronique et l'énergie d'ionisation des halogènes,

Atome	F	Cl	Br	I
E_{ae} (eV)	3,40	3,62	3,36	3,06
E_{i1} (eV)	17,42	12,97	11,81	10,45

d- Echelle de Pauling

Calculer l'électronégativité des atomes d'halogènes selon Pauling connaissant les enthalpies de dissociation des molécules diatomiques et $\chi_p(F) = 4,00$.

$$[\chi_p(A) - \chi_p(B)]^2 = 1,04 \cdot 10^{-2} [D_{A-B} - (D_{A-A} \cdot D_{B-B})^{1/2}]$$

Molécule	F ₂	Br ₂	Cl ₂	I ₂	ClF	BrF	IF
D (kJmol ⁻¹)	158	193	243	151	251	234	280

Exercice 6 : Quelques composés de l'iode

1.a. Donner la représentation de Lewis de l'ion triiodure I₃⁻ et celui de l'ion triiodonium I₃⁺ sachant que, dans ces deux représentations, l'atome central est lié à chacun de ses voisins par une liaison simple.

- b. Donner la géométrie prévue par la méthode V.S.E.P.R. pour ces deux ions. Représenter ces ions dans l'espace en indiquant la direction des doublets libres éventuels.
2. a. Donner la représentation de Lewis de l'ion iodate IO_3^- (l'atome d'iode est central).
 b. Donner la géométrie prévue par la méthode V.S.E.P.R. pour cet ion. Le représenter dans l'espace en indiquant la direction des doublets libres éventuels.
3. Donner la représentation de Lewis ainsi que la géométrie de la molécule IBr_5 (l'atome d'iode est central).

Exercice 7 :

1- Donner la configuration électronique des atomes de soufre et d'oxygène

Le soufre naturel est un mélange de trois isotopes ^{32}S , ^{34}S et ^{33}S .

2- Donner la "composition" du noyau de chaque isotope.

3 Le dioxyde de soufre SO_2

3-1 Donner le schéma de Lewis de cette molécule.

3-2 En utilisant la méthode de Gillespie (V.S.E.P.R) prévoir sa géométrie et en donner une représentation spatiale.

3-3 Préciser la valeur attendue pour les angles OSO.

3-4 Que signifie le sigle V.S.E.P.R ? En donner la traduction française.

4- L'ion sulfite SO_3^{2-}

Dissous dans l'eau en milieu basique, le dioxyde de soufre se transforme en ion sulfite SO_3^{2-} .

4-1 Donner le schéma de Lewis de cet ion moléculaire.

4-2 En utilisant la méthode de Gillespie (V.S.E.P.R) prévoir sa géométrie et en donner une représentation spatiale.

4-3 Préciser la valeur attendue pour les angles OSO.

5 L'acide sulfureux H_2SO_3

Dissous dans l'eau en milieu acide, le dioxyde de soufre se transforme en acide sulfureux H_2SO_3 .

5-1 Donner le schéma de Lewis de cette molécule.

5-2 En utilisant la méthode de Gillespie (V.S.E.P.R) prévoir sa géométrie et en donner une représentation spatiale.

5-3 Préciser la valeur attendue pour les angles OSO et SOH.

Exercice 8 :

1- Donner la formule de Lewis et la géométrie de la molécule SOF_4 (le soufre constitue l'atome central). Les angles de valences F-S-F sont-ils tous identiques ?

2- Donner la formule de Lewis et la géométrie de la molécule de dichlorure de sulfuryle SO_2Cl_2 . Pour cette molécule, les angles de valence sont de 100° et 123° . Attribuer, en justifiant, ces deux valeurs aux angles de liaison Cl-S-Cl et OSO.

Exercice 9 :

1- Qu'appelle-t-on molécules apolaires, donner deux exemples.

2- Pourquoi SO_2 est soluble dans l'eau alors que CO_2 l'est moins.

3- Dans la molécule d'eau, la distance $d_{\text{O-H}} = 95,7\text{pm}$, l'angle $(\text{H-O-H}) = 104,5^\circ$, le module du moment dipolaire mesuré à l'état vapeur est : $p = 1,85\text{ D}$.

a- Déterminer le moment dipolaire que l'on peut associer à chaque liaison O-H.

b- Quelle charge partielle peut-on attribuer à chaque atome dans la molécule d'eau.

c- Calculer le pourcentage d'ionicité des liaisons O-H.

Rappelons que $1\text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30}\text{ Cm}$.

* p_{exp} de la molécule H-Cl est 1,07 D. Calculer $p_{\text{thén}}$ supposant la liaison purement ionique. En déduire le caractère ionique de la liaison H-Cl.

On donne $d(\text{H-Cl}) = 127,4 \text{ pm}$, $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et $1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Cm}$