3TSI - Révisions Août 2019 - Architecture de la matière
Corrigé

Exercice 1 Le ruthénium

1) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \boldsymbol{5s^2\ 4d^6}$

2) $n_{max} = 5$ (sous-couche $5s^2$) => 5ème période

$4d^6$ => 6ème colonne du bloc d (8ème colonne de la classification)

3) Le ruthénium appartient à la famille des métaux (on peut préciser "métaux de transition", bloc d)

4) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ (5s^0)\ 4d^5$ (les premiers électrons retirés sont les plus éloignés du noyau, c'est-à-dire ceux qui possèdent le n maximal)

Exercice 2 Eléments voisins

1) Zr : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^2$

élément situé à sa droite : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^3$ => Z = 41

2) Si : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ (3ème période, 2ème colonne du bloc p)

élément situé en-dessous (4ème période, 2ème colonne du bloc p) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$ => Z = 32

Exercice 3 Le phosphore

1) P : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boldsymbol{3s^2\ 3p^3}$

2) En retirant 5 électrons ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, gaz noble) : degré +V

En ajoutant 3 électrons ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, gaz noble) : degré -III (plus stable, car moins d'électrons mis en jeu)

Exercice 4 Isotope du Bore

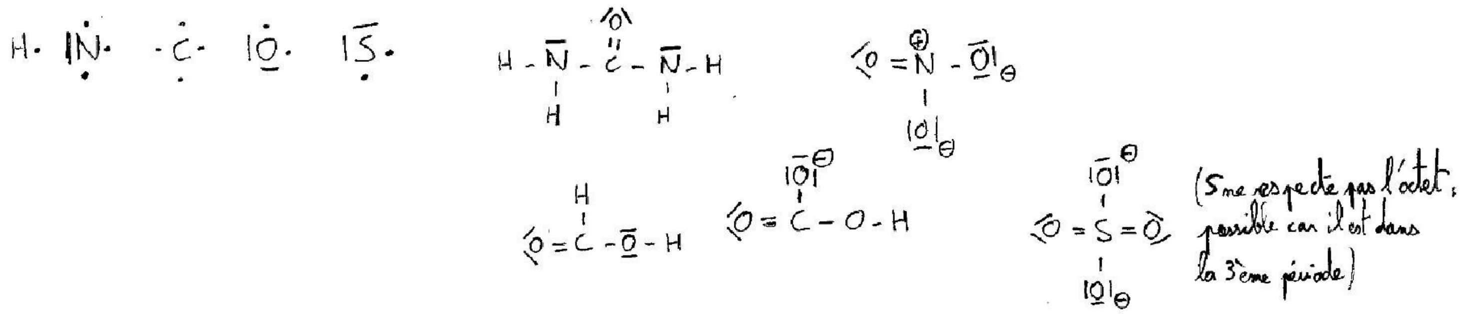
1) Des isotopes possèdent le même nombre de protons, mais pas le même nombre de neutrons. Les propriétés chimiques dépendent seulement des électrons, pas de la composition du noyau. Deux atomes isotopes possèdent le même nombre d'électrons, ils ont donc les mêmes propriétés chimiques.

2) ^{10}B : 5 protons, 5 neutrons $\quad$ ^{11}B : 5 protons, 6 neutrons

3) $M_B = x\,M_{B10} + (1-x)\,M_{B11}$ où x est la fraction molaire de ^{10}B dans le bore naturel

On en déduit $x = \dfrac{M_B - M_{B11}}{M_{B10} - M_{B11}} = 0{,}198$ soit 19,8% de ^{10}B dans le bore naturel

Exercice 5 Représentation de Lewis



Exercice 6 Chlorure de Sodium

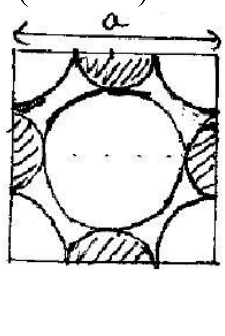
1) Les Cl^- forment un réseau cubique faces centrées.

Cl^- : $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$ ions par maille $\qquad$ Na^+ : $12\times\frac{1}{4}+1\times1=4$ ions par maille

2) Un ion Na^+ possède 6 plus proches voisins (ions Cl^-), un ion Cl^- possède 6 plus proches voisins (ions Na^+)

3) Contact entre plus proches voisins (le long d'une arête) : $2\,r_{Cl} + 2\,r_{Na} = a$

D'où $r_{Cl} = 181$ pm



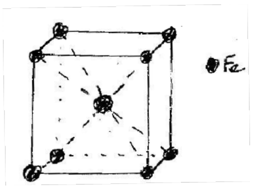
4) $\rho = \dfrac{m_{maille}}{V_{maille}} = \dfrac{4\,M_{Na} + 4\,M_{Cl}}{N_A \cdot a^3} = 2{,}26.10^3\,\text{kg.m}^{-3}$ soit 4% d'écart relatif

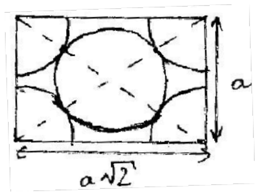
Le cristal réel n'est pas idéal, ce qui explique l'écart entre la valeur réelle et celle obtenue grâce au modèle.

3TSI - Révisions Août 2019 - Architecture de la matière
Corrigé

Exercice 7 Fer α

1) et 2) Maille élémentaire et vue en coupe :



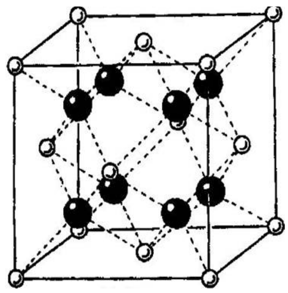


Contact le long de la diagonale du cube :
$4\,r_{Fe}=a\sqrt{3}$ d'où $r_{Fe}=125\,\text{pm}$

3) $8\times\frac{1}{8}+1\times1=2$ atomes par maille => $\rho=\frac{m_{maille}}{V_{maille}}=\frac{2M_{Fe}}{N_A.a^3}=7{,}72.10^3\,\text{kg.m}^{-3}=7{,}72\,\text{g.cm}^{-3}$ soit 2% d'écart

Exercice 8 Fluorine

1) Maille élémentaire :



2) Ca^{2+} : $8\times\frac{1}{8}+6\times\frac{1}{2}=4$ ions par maille

$F^?$: $8\times1=8$ ions par maille

3) On compte 2 ions $F^?$ pour 1 ion Ca^{2+} , or le cristal est neutre électriquement, donc l'ion fluorure a pour formule F^-. La formule statistique est CaF_2

4) F : $1s^2\,2s^2\,2p^5$, l'ion le plus stable est F^- : $1s^2\,2s^2\,2p^6$ (configuration d'un gaz noble).

Exercice 9 Aspects quantiques

1) 3p : le "3" indique la valeur de n => $n = 3$

"p" indique $l = 1$ (rappel : *s => 0* *p* => 1 *d* => 2 *f* => 3 ...)

2) L'énergie de l'électron (ou de l'atome) passe de $E_3=\frac{-E_0}{3^2}$ à $E_2=\frac{-E_0}{2^2}$ donc $E_3>E_2$, l'électron a perdu de l'énergie, il y a donc émission d'un photon d'énergie $E_{photon}=|E_2-E_3|$

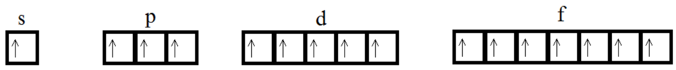
On a $E_{photon}=h\nu$ et $\nu=\frac{c}{\lambda}$ donc $\lambda_{photon}=\frac{hc}{E_{photon}}=\frac{hc}{E_0\left|\frac{1}{2^2}-\frac{1}{3^2}\right|}=655\,\text{nm}$

3) Dans l'état fondamental $1s^1$, n =1 donc E_1 = - 13,6 eV

Pour ioniser l'atome, il faut apporter suffisamment d'énergie à l'électron pour que ce dernier s'échappe de l'atome. L'électron doit atteindre le niveau n = ∞ (E = 0, frontière de l'atome), avec éventuellement un excès d'énergie qui lui permet de s'éloigner. Le photon absorbé doit posséder une énergie minimale E_{ionis} = + 13,6 eV = $2{,}2.10^{-18}$ J. La fréquence correspondante vaut ν = $3{,}3.10^{15}$ Hz, et λ = 91 nm (dans l'UV).

Résolution de problème

L'élément métallique doit être sous la forme M^{3+}, et posséder un grand nombre d'électrons célibataires. L'élément le mieux adapté est donc celui qui peut donner un ion M^{3+} avec le plus grand nombre d'électrons célibataires. D'après la règle de Hund, les éléments qui peuvent présenter le plus d'électrons célibataires sont ceux ayant une sous-couche *f* à demi-remplie. On cherche donc un ion M^{3+} de configuration $(n\text{-}2)f^7$



Bloc	Orbitale caractéristique	Nombre maximal d'électrons célibataires
Bloc s	*ns*	1
Bloc p	*np*	3
Bloc d	(*n* – 1)d	5
Bloc f	(*n* – 2)f	7

D'après les règles d'ionisation, le métal M correspondant a une configuration du type $ns^2\,(n\text{-}2)f^7\,(n\text{-}1)d^1$. Il s'agit du Gadolinium (Z = 64) ou du Curium (Z = 96). Le Curium n'est pas un élément naturel, le Gadolinium est donc l'élément le mieux adapté pour fabriquer des agents de contraste.