

## Corrigé TD 2 Atomistique : Propriétés du tableau périodique - Modèle de Lewis

**Exercice II-1 (Exam Nov 2014) :** Soit l'atome de soufre  ${}^{32}_{16}\text{S}$

- 1 – Donner les particules constituant cet atome.
- 2 – A l'aide du formalisme des cases quantiques, écrire la configuration électronique de l'atome de soufre dans ses différents états de valence.

- d'atome de soufre ( $Z=16$ ) est constitué :

0.5

de 16 protons  
 $32 - 16 = 16$  neutrons } dans le noyau  
 et 16 électrons afin d'assurer la neutralité électrique

- la configuration électronique de l'atome de soufre s'écrit :

1

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

en utilisant le formalisme des cases quantiques, on obtient pour les électrons de valence :

- $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow}$   
 $3s^2 3p^4$  : valence 2
- $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\uparrow\uparrow} \boxed{\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow}$   
 $3s^2 3p^3 3d^1$  : valence 4
- $\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow} \boxed{\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow}$   
 $3s^1 3p^3 3d^2$  : valence 6

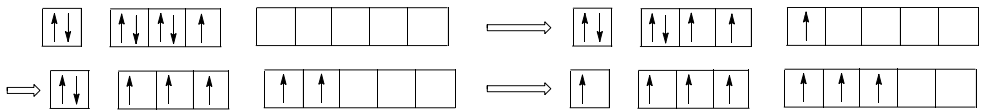
Remarque notation : si 1 valence : 0.25pt ; si 2 valence : 0.5 pt ; si 3 valence : 1pt.

**Exercice II-2 (Exam Nov 2013) :** Soit l'atome de chlore  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$

- 1 – A quelle famille chimique appartient l'atome de chlore ?
- 2 – A l'aide du formalisme des cases quantiques, écrire la configuration électronique de l'atome de chlore dans ses différents états de valence.
- 3 – Quel ion stable est-il susceptible de former ? Donner sa représentation de Lewis ?

• d'atome de chlore appartient à la famille des "halogènes".  
 • structure électronique :  ${}_{17}\text{Cl} : 1s^2. 2s^2. 2p^6. 3s^2. 3p^5$   
 • il formera l'ion stable  $\text{Cl}^-$ , de structure électronique du gaz rare le plus proche - Cet ion s'appelle l'ion "chlorure".

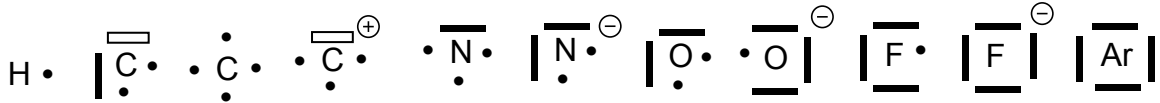
${}_{17}\text{Cl} \Rightarrow {}_{10}[\text{Ne}] 2s^2 2p^5$  valence 1 (principale) Ex. :  $\text{ClO}^-$  hypochloreux; valence 3 (secondaire) Ex. :  $\text{ClO}_2^-$  hypochlorate; valence 5 (ternaire) Ex. :  $\text{ClO}_3^-$  chlorate, valence 7 (quaternaire) Ex. :  $\text{ClO}_4^-$  perchlorate



**Exercice II-3 : Structure de Lewis**

1 – Donner la représentation de Lewis des atomes et des ions suivants :

H, C,  $\text{C}^+$ , N,  $\text{N}^+$ , O,  $\text{O}^-$ , F,  $\text{F}^-$ , Ar.



2 – A partir de la configuration électronique de la couche de valence des atomes, proposer une formule pour les composés formés de C et un O, C et deux O, C et un O et 2  $\text{O}^-$ , N et un O et 1  $\text{O}^-$ , N et un O et 2  $\text{O}^-$

${}_{6}\text{C} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$   $\Rightarrow$  attention  $\text{C} \equiv \text{O}^{\oplus}$   
 ${}_{8}\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$  donc CO (monoxide de carbone)

${}_{6}\text{C} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$   $\Rightarrow$    
 ${}_{8}\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$  donc  $\text{CO}_2$  (dioxide de carbone)

${}_{6}\text{C} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$   $\Rightarrow$    
 ${}_{8}\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$    
 ${}_{8}\text{O}^- \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$  donc  $\text{CO}_3^{2-}$  (ion carbonate)

${}_{7}\text{N} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$    
 ${}_{8}\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$    
 ${}_{8}\text{O}^- \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$  donc  $\text{NO}_2^-$  (ion nitrite)   
 donc  $\text{NO}_3^-$  (ion nitrate)

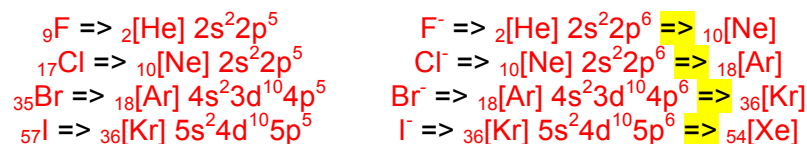
## Exercice II-4 : Réactivité des familles d'éléments

1 – Expliquer la grande inertie chimique des gaz rares, la grande réactivité des métaux alcalins, le caractère acide des halogénures d'hydrogène (HF, HCl,...) F (Z = 9), Cl (Z = 17), Br (Z = 35), I (Z = 53).

Les gaz rares (de configuration générale  $ns^2 np^6$ ) sont inertes étant donné que toutes les sous-couches de la couche de valence sont pleines et de ce fait que leurs électrons de valence sont tous appariés. Il est donc très difficile de leur ajouter ou de leur enlever des  $e^-$  car ils sont très stables (stabilité maximale d'une molécule est obtenue lorsque chaque atome (sauf H et He) est entouré de quatre paires d'électrons).

Les alcalins sont de type  $ns^1$ , il est donc facile de leur arracher un  $e^-$  pour atteindre la configuration du gaz rare qui précède. « Un atome aura tendance à prendre une configuration pour laquelle la sous-couche en cours de remplissage est totalement pleine ou totalement vide »

Les halogènes étant des éléments réputés électronégatifs, ils vont avoir tendance à récupérer les  $e^-$  de liaison afin de remplir leur sous-couche (et plus précisément leur couche) de telle façon qu'ils vont acquérir la structure électronique (isoélectronique) que le gaz rare le plus proche (à savoir celui qui les suit).



2 – a) Quels sont les éléments dont l'énergie de première ionisation est la plus élevée dans leur période ?

- ❖ Ce sont les gaz rares (éléments de la 18<sup>ème</sup> colonne). En effet, cela s'explique par le fait qu'il est très difficile d'arracher un  $e^-$  à une sous-couche pleine et encore plus à une couche totalement remplie comme c'est le cas pour les gaz nobles.

Quels sont ceux dont l'énergie de deuxième ionisation est la plus élevée dans leur période ?

- ❖ Ce sont les alcalins (éléments de la 1<sup>ère</sup> colonne) car même si l'énergie de 1<sup>ère</sup> ionisation est très faible étant donné qu'ils sont en  $ns^1$  et qu'ils vont ainsi acquérir la structure électronique du gaz rare qui les précèdent, l'énergie de 2<sup>ème</sup> ionisation va être extrêmement élevée pour les mêmes raisons que précédemment.

b) Expliquer pourquoi le potentiel de première ionisation du bore est inférieur à celui du béryllium, pourquoi celui de l'azote est supérieur à celui de l'oxygène.  ${}_4\text{Be}$ ,  ${}_5\text{B}$ ,  ${}_7\text{N}$ ,  ${}_8\text{O}$ .

- ❖ Le  ${}_5\text{B} \Rightarrow {}_2[\text{He}] 2s^2 2p^1$   $\text{B}^+ \Rightarrow {}_2[\text{He}] 2s^2 \Rightarrow$  il est ainsi facile d'enlever un  $e^-$  au Bore car l'on va retomber sur une sous-couche  $2s^2$  qui sera totalement remplie. La configuration électronique ainsi obtenue correspond à celle du Béryllium :  ${}_4\text{Be} \Rightarrow {}_2[\text{He}] 2s^2 \Rightarrow$  donc il sera plus difficile d'arracher un  $e^-$  à une sous-couche pleine.
- ❖  ${}_8\text{O} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$   ${}_8\text{O}^+ \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3 \Rightarrow$  il est facile d'enlever un  $e^-$  car l'on va retomber sur une sous-couche à moitié remplie (= stable énergétiquement), et ainsi

on obtient une configuration électronique similaire à celle de l'azote  ${}_{7}\text{N} \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$   
 $\Rightarrow$  pour des raisons de stabilité énergétique, il est difficile d'arracher un  $e^-$  à une sous-couche à moitié remplie.

3 – Bien que les ions  $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{+2}$  et  $\text{Be}^{+3}$  soient isoélectroniques, on observe une grande différence entre les valeurs des potentiels d'ionisation conduisant à la formation de ces ions. Justifier.

**On donne :** le potentiel de première ionisation ( $PI_1$ ) de l'hélium  ${}_{2}\text{He}$  égal à 24,5 eV.  
 le potentiel de deuxième ionisation ( $PI_2$ ) du lithium  ${}_{3}\text{Li}$  égal à 75,6 eV.  
 le potentiel de troisième ionisation ( $PI_3$ ) du béryllium  ${}_{4}\text{Be}$  égal à 153,8 eV.

Ces ions sont isoélectroniques (= même configuration électronique). La différence entre les potentiels d'ionisation de ces 3 éléments s'explique par le fait qu'à chaque fois que l'on arrache un  $e^-$ , l'élément se charge de plus en plus positivement, les  $e^-$  restants vont de ce fait être plus attirés par le noyau et cela va ainsi requérir une énergie encore plus élevée pour arracher un  $e^-$  supplémentaire.

### Exercices supplémentaires

#### Exercice II-5 :

Pour des éléments A-F, on dispose de données expérimentales qui correspondent aux potentiels de première ionisation et de deuxième ionisation (en eV) des éléments alcalins ( ${}_{3}\text{Li}$ ,  ${}_{11}\text{Na}$ ,  ${}_{19}\text{K}$ ) et alcalino-terreux ( ${}_{4}\text{Be}$ ,  ${}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}_{20}\text{Ca}$ ) :

	$PI_1$	$PI_2$
A	5,39	75,62
B	9,32	18,21
C	5,14	47,29

	$PI_1$	$PI_2$
D	7,64	15,03
E	6,11	11,87
F	4,34	31,81

1 – Précisez lesquels sont alcalins et lesquels sont alcalinoterreux et, classez-les dans leurs colonnes respectives.

Globalement, sur une même période (ligne), l' $E.I_1$  augmente de gauche à droite, tandis que dans une même colonne (famille), l' $E.I_1$  diminue de haut en bas.



- ❖ A, C, F correspondent aux alcalins. En effet, les potentiels de première ionisation sont faibles et les potentiels de deuxième ionisation sont élevés.

$PI_{2(A)} > PI_{2(C)} > PI_{2(F)}$  donc **A = Li** ; **C = Na**, **F = K**, car il est d'autant plus facile d'arracher des électrons qu'ils sont loin du noyau (cf. variation de PI dans la classification)

- ❖ B, D, E correspondent aux alcalino-terreux. Cela s'explique par le fait que les  $PI_1$  sont plus élevés et les  $PI_2$  sont beaucoup plus faibles que pour les alcalins (A, C, F).

$PI_{2(B)} > PI_{2(D)} > PI_{2(E)}$  donc **B = Be; D = Mg, E = Ca**, car comme précédemment il est d'autant plus facile d'arracher des électrons qu'ils sont loin du noyau (cf. variation de PI dans la classification)

### Exercice II-6 : Valence principale et valences secondaires

Soient les atomes suivants : aluminium ( $_{13}Al$ ), phosphore ( $_{15}P$ ), soufre ( $_{16}S$ ), chlore ( $_{17}Cl$ ).

- 1 – Ecrire les configurations électroniques de ces atomes dans leurs états fondamentaux.
- 2 – Que peut-on prévoir concernant les valences principales de ces éléments par rapport à leurs homologues correspondants de la seconde période : bore  $_5B$ , azote  $_7N$ , l'oxygène  $_8O$  et fluor  $_9F$  ?

On peut prévoir que les valences principales de ces éléments de la 3<sup>ème</sup> période vont être identiques à celles de la 2<sup>ème</sup> période. Toutefois, ils vont avoir des valences secondaires différentes étant donné que les éléments de la 3<sup>ème</sup> période vont pouvoir promouvoir des e<sup>-</sup> dans la sous-couche 3d (cette dernière se trouvant proche en énergie de la sous-couche 3p).

- 3 – Quelles sont les valences secondaires de ces atomes ?
- 4 – Donner des exemples de molécules impliquant chacun de ces atomes pris dans leurs différentes valences.

❖ Réponse 1), 3) & 4) en même temps

$_{13}Al \Rightarrow$   $_{10}[Ne]3s^23p^1$  valence 1 (principale)  $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & & \\ \hline \end{array}$   $\Rightarrow$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $3s^13p^3$  valence 3 (secondaire)  $AlCl_3$

$_{15}P \Rightarrow$   $_{10}[Ne] 3s^23p^3$  valence 3 (principale)  $PCl_3$ , valence 5 (secondaire)  $POCl_3$   
 $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline & & & \\ \hline \end{array}$   $\Rightarrow$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & & & \\ \hline \end{array}$   $3s^13p^33d^1$

$_{15}S \Rightarrow$  (cf. Corrections Exo 1)  $_{10}[Ne] 3s^23p^4$  valence 2 (principale)  $H_2S$ ; valence 4 (secondaire)  $SOCl_2, SO_2$ ; valence 6 (ternaire)  $SO_3, SO_4^{2-}$

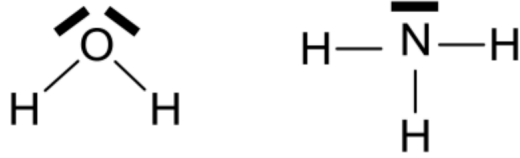
$\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline & & & \\ \hline \end{array}$   $\Rightarrow$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & & & \\ \hline \end{array}$   
 $\Rightarrow$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & & \\ \hline \end{array}$

$_{17}Cl \Rightarrow$  (cf. Corrections Exo 2)  $_{10}[Ne] 2s^22p^5$  valence 1 (principale)  $ClO^-$  hypochloreux; valence 3 (secondaire)  $ClO_2^-$  hypochlorate valence 5 (ternaire)  $ClO_3^-$  chlorate, valence 7 (quaternaire)  $ClO_4^-$  perchlorate

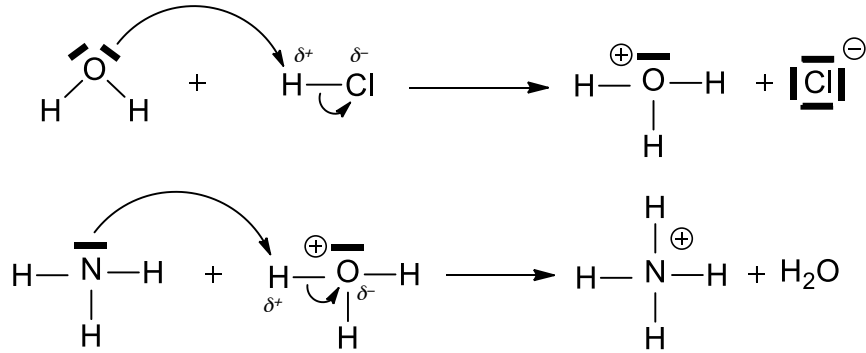
$\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline & & & \\ \hline \end{array}$   $\Rightarrow$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & & & \\ \hline \end{array}$   
 $\Rightarrow$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & & \\ \hline \end{array}$   $\Rightarrow$   $\begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$   $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \\ \hline \end{array}$

### Exercice II-7 :

- 1 – Ecrire sous forme de Lewis la formule des molécules  $H_2O$  et  $NH_3$ ,



2 –  $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{NH}_3$  sont les bases conjuguées des acides  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{NH}_4^+$  respectivement. Proposer un schéma de liaison pour ces deux acides.



❖ Raisonnement

