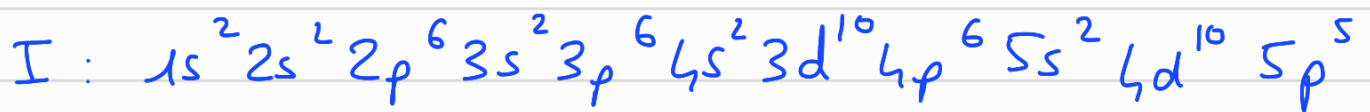
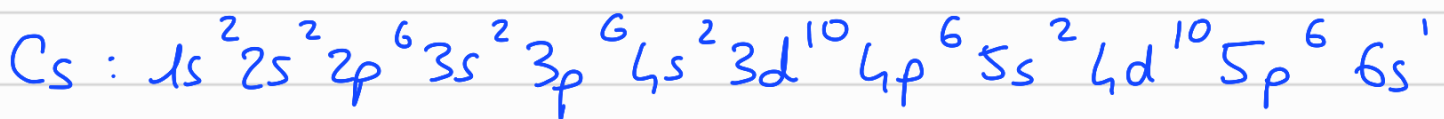
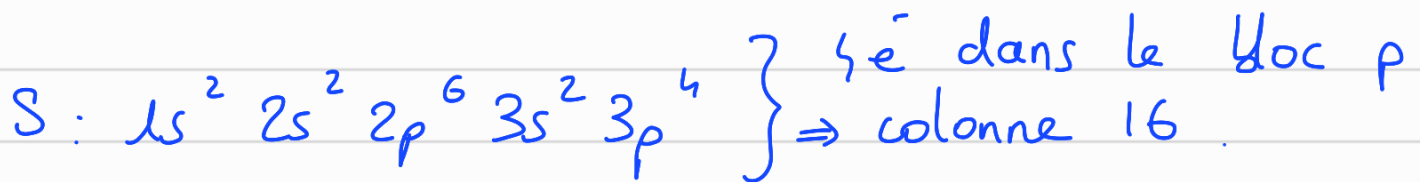


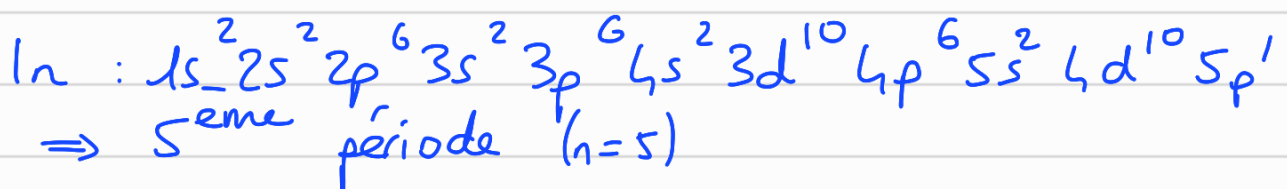
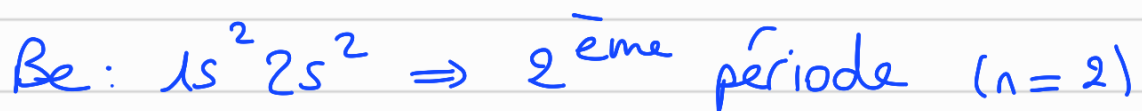
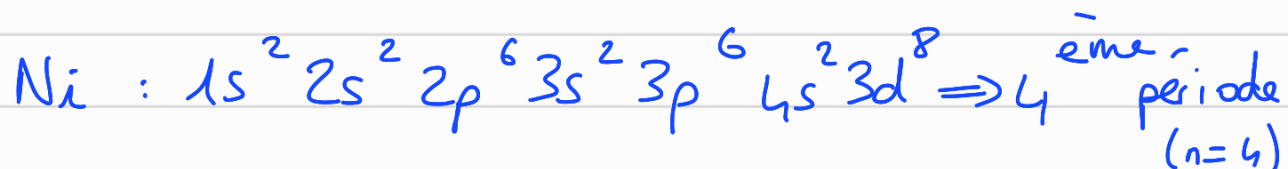
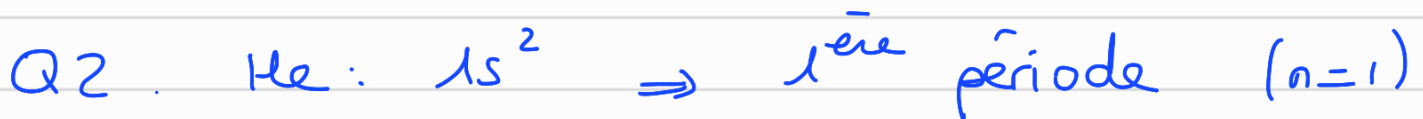
$\Rightarrow 10 e^-$  dans le bloc d (bloc f saturé)  $\Rightarrow 12^{\text{ème}}$  colonne



$\rightarrow 5 e^-$  dans le bloc p  $\Rightarrow 17^{\text{ème}}$  colonne.



$\Rightarrow 1 e^-$  dans le bloc s  $\Rightarrow$  colonne 1



Se :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4 \Rightarrow 4^{\text{ème}} \text{ période}$

F :  $1s^2 2s^2 2p^5 \Rightarrow 2^{\text{ème}} \text{ période}$

Po :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

$4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$   
 $\Rightarrow \text{période } 6$

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

Ce :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^2$   
 $\Rightarrow \text{période } 6$

Q3. No est dans la 5<sup>ème</sup> période donc sa configuration électronique a 5 couches occupées.

Et il est dans la 6<sup>ème</sup> colonne donc dans la 4<sup>ème</sup> colonne du bloc d donc il a sa dernière sous couche en  $4d^4$

D'après la règle de Klechkowski on a donc :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$

$\Rightarrow Z = 42$  (somme de tous les  $e^-$ )

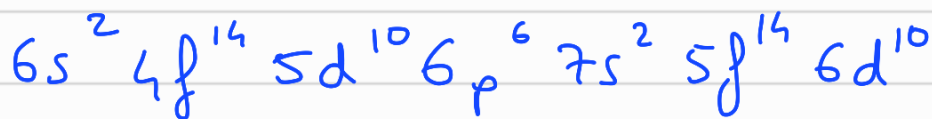
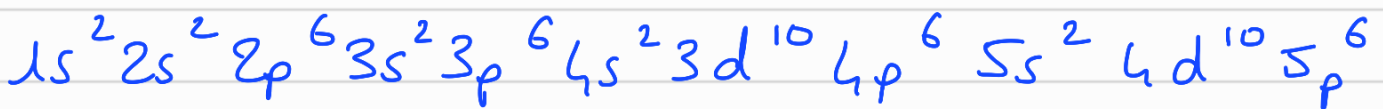
Sa configuration réelle correspond à celle où le maximum de cases quantiques sont occupées (règle de Hund) soit

1 | 1 | 1 | 1 | 1 |

(au lieu de  $\downarrow$  | 1 | 1 | 1 | 1 | )

(les sous-couches  $5s$  et  $4d$  sont très proches en énergie donc un électron peut facilement passer de  $5s$  à  $4d$ )

Q3.  $112\bar{e}$  correspond à la configuration électronique :



$\Rightarrow n=7$  donc période 7  
et 10<sup>ème</sup> colonne du bloc d donc 12<sup>ème</sup> colonne de la CPE.

### Exercice 3 :

Q1. Les alcalins sont dans la 1<sup>ère</sup> colonne de la CPE et leur structure électronique se termine par  $ns^1$ .

Ils ont donc 1 seul électron de valence qui peut facilement être arraché pour acquérir la configuration électronique du gaz noble qui précède.

Rq: ce sont des réducteurs = espèce capable

de céder un électron.

⇒ on les trouve sous forme de cation:  $\text{Li}^+$ ;  $\text{Na}^+$ ;  $\text{K}^+$

Plus l'atome est gros, plus il est facile d'arracher cet électron de valence (probabilité plus importante qu'il soit loin du noyau).

⇒ le caractère réducteur augmente quand on descend dans la colonne.

Q2. La colonne 17 est celle des halogènes. Leur structure électronique finit par  $ns^2 np^5$

⇒ il leur manque 1 électron pour acquérir la structure électronique des gaz nobles et gagner en stabilité.

⇒ Ce sont des oxydants = espèce capable de capter un électron.

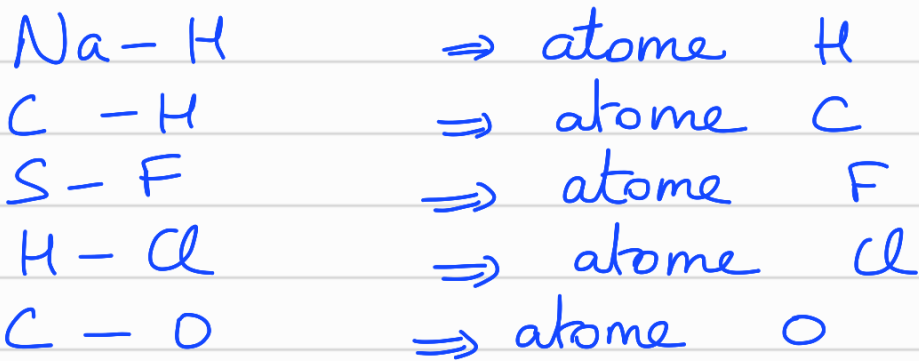
On les trouve sous forme d'anion:

$\text{F}^-$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{Br}^-$ ;  $\text{I}^-$ .

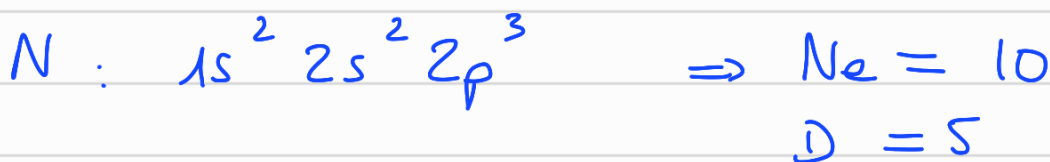
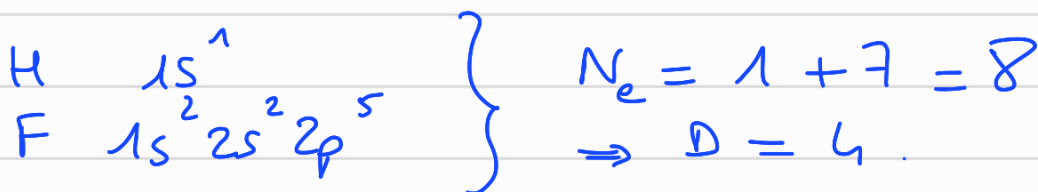
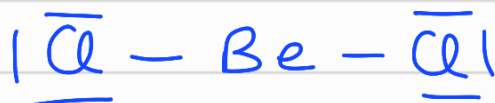
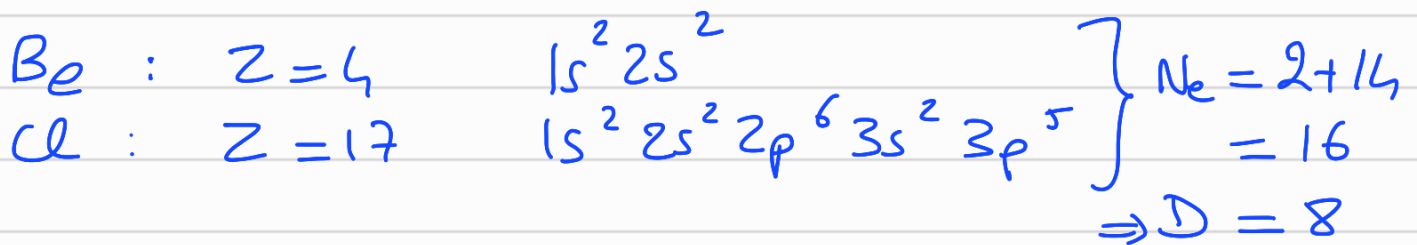
Plus l'atome est petit, plus l'électron supplémentaire est attiré par le noyau  
⇒ le caractère oxydant augmente quand on remonte la colonne.

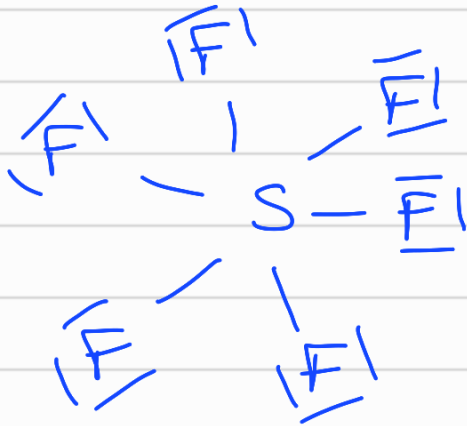
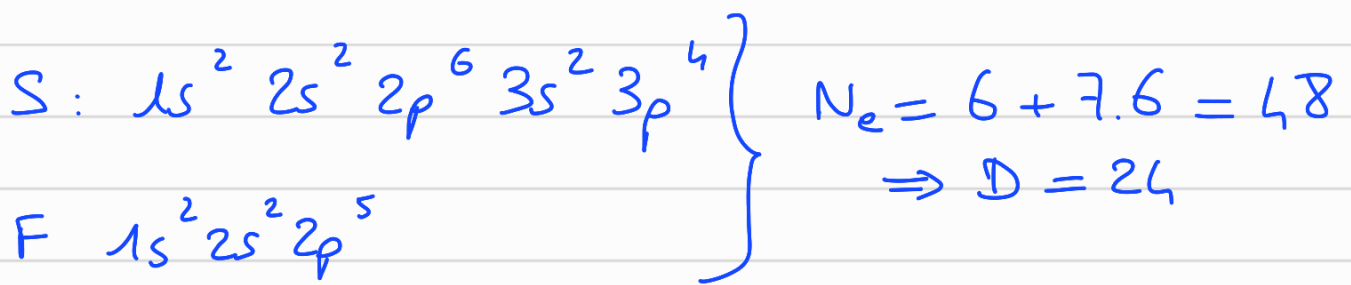
Q3. L'électronégativité augmente de bas en haut et de gauche à droite dans la CPE.

Pour les liaisons considérées on détermine l'atome le plus électronégatif :



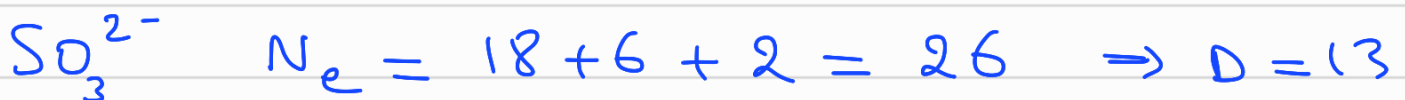
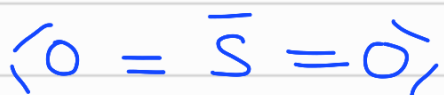
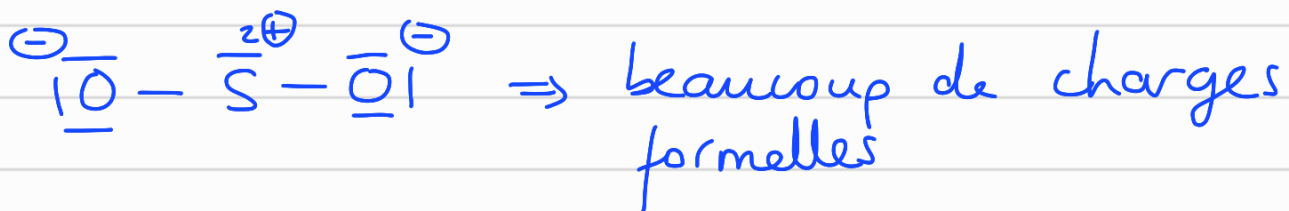
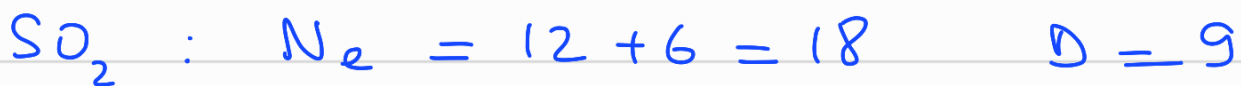
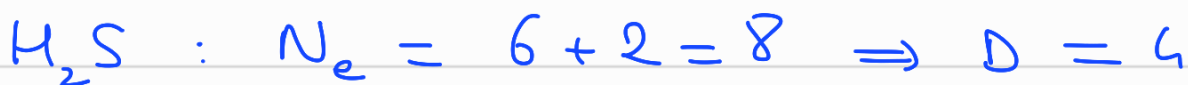
### Exercice 4 :





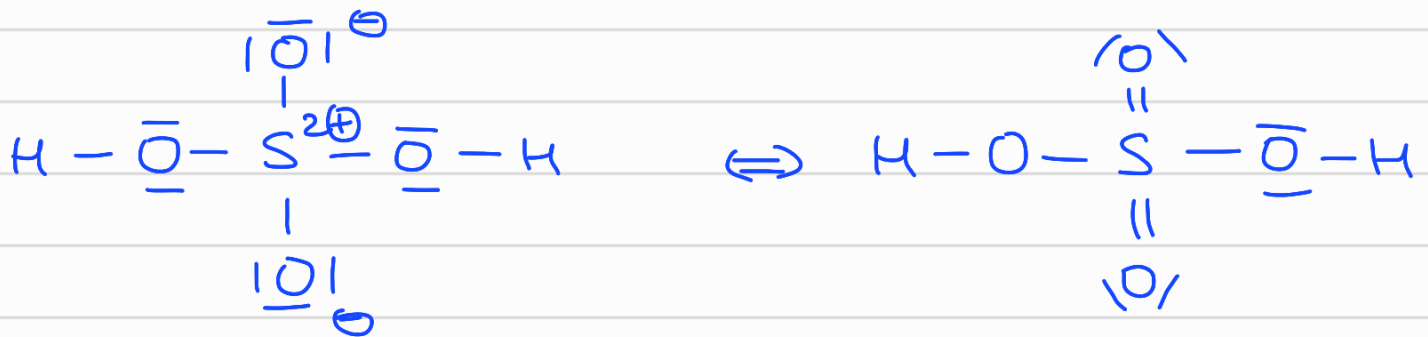
### Exercice 5 :

Électrons de valence : H = 1 ; S = 6 ;  
O = 6





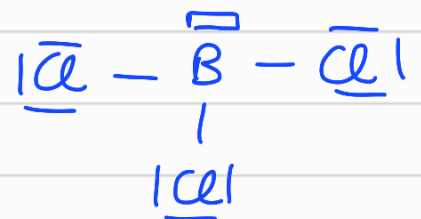
$$\text{H}_2\text{SO}_4 : \text{Ne} = 2 + 6 + 4 \times 6 = 32 \quad \text{D} = 16$$



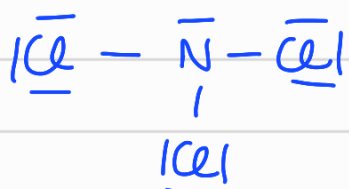
beaucoup de  
charges formelles

### Exercice 6.

$$\left. \begin{array}{l} \text{B} : 3e^- \text{ de valence} \\ \text{Cl} : 7e^- \text{ de valence} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Ne} = 7 \times 3 + 3 = 24 \\ \text{D} = 12 \end{array}$$

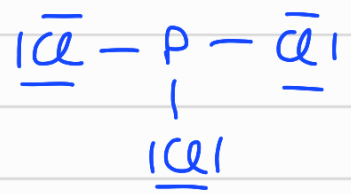


$$\left. \begin{array}{l} \text{N} : 5e^- \text{ de valence} \\ \text{Cl} : 7e^- \text{ de valence} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Ne} = 7 \times 3 + 5 = 26 \\ \text{D} = 13 \end{array}$$

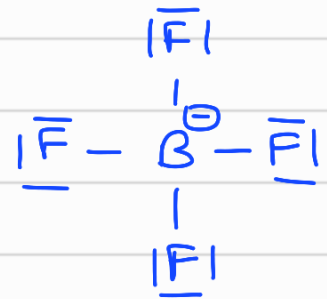




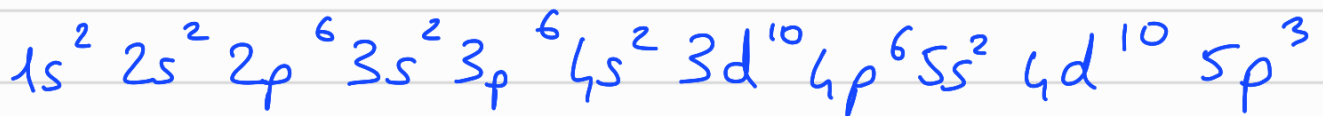
$P: 5e^-$  de valence }  $D = 13$   
 $Cl: 7e^-$  de valence }



$B: 3e^-$  de valence }  $N_e = 4 \times 7 + 3 + 1 = 32$   
 $F: 7e^-$  de valence }  $D = 16$

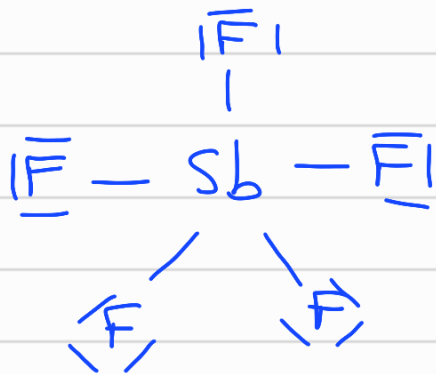


$$Z(Sb) = 51$$

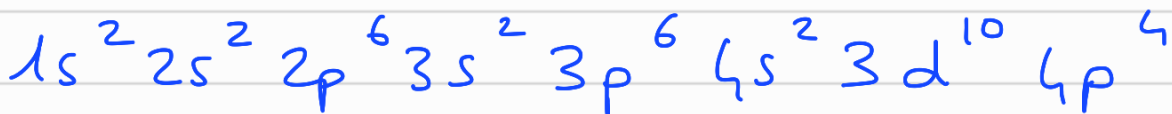


$\Rightarrow 5$  électrons de valence.

$$N_e = 5 + 7 \times 5 = 40 \quad \Rightarrow \quad D = 20$$



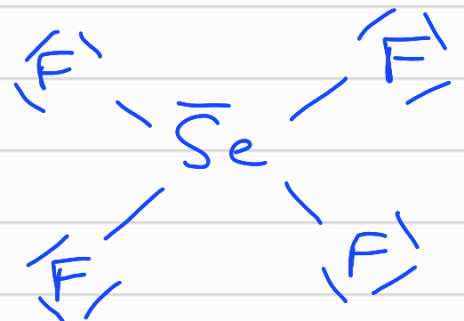
$$Z(Se) = 34$$



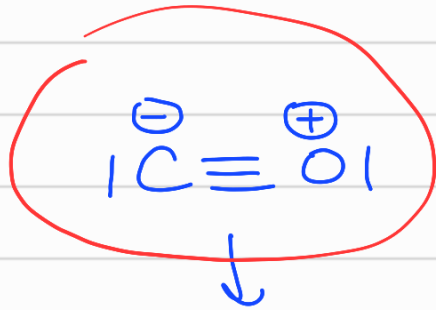
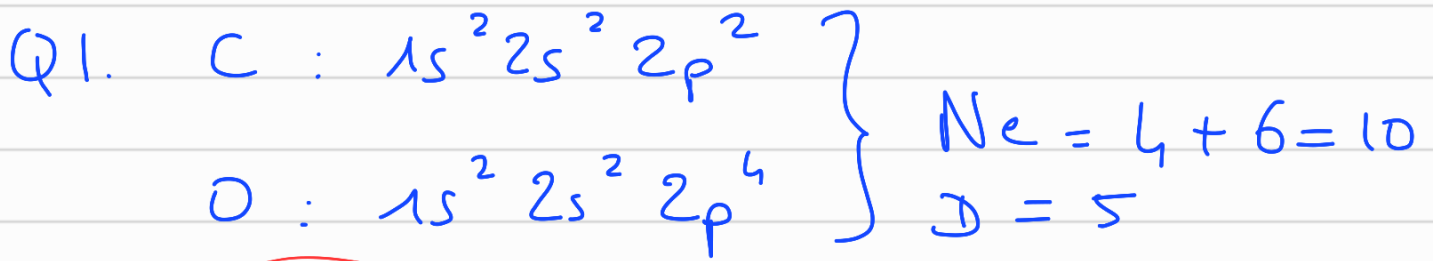
$\Rightarrow 6$  électrons de valence

$$N_e = 6 + 7 \times 4 = 34$$

$\Rightarrow D = 17$



## Exercice 7 :



↓  
règle de l'octet  
vérifiée pour  
C et O.



↓  
règle de l'octet  
non vérifiée  
pour C.

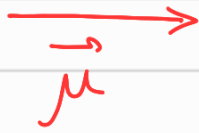
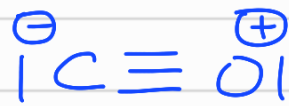
Q2. Electronegativité = capacité d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison.

$\chi(C) < \chi(O)$  donc c'est

en désaccord avec la répartition des charges formelles.

Q3.  $\|\vec{p}\| = 4,3 \cdot 10^{-21} \cdot 115 \cdot 10^{-12} = 4,95 \cdot 10^{-31}$   
C.m

soit 0,148 D



Q4. Si la liaison était complètement ionique :  $\mu_{\text{ionique}} = e \cdot d$

$$= 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 115 \cdot 10^{-12}$$

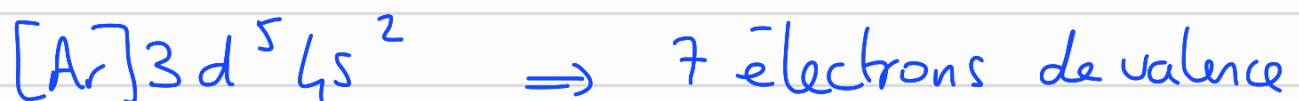
$$= 5,5$$

pourcentage d'ionicté :  $I = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_{\text{ionique}}}$

$$I = \frac{0,148}{5,5} \times 100 = 2,6\%$$

Exercice 8 :

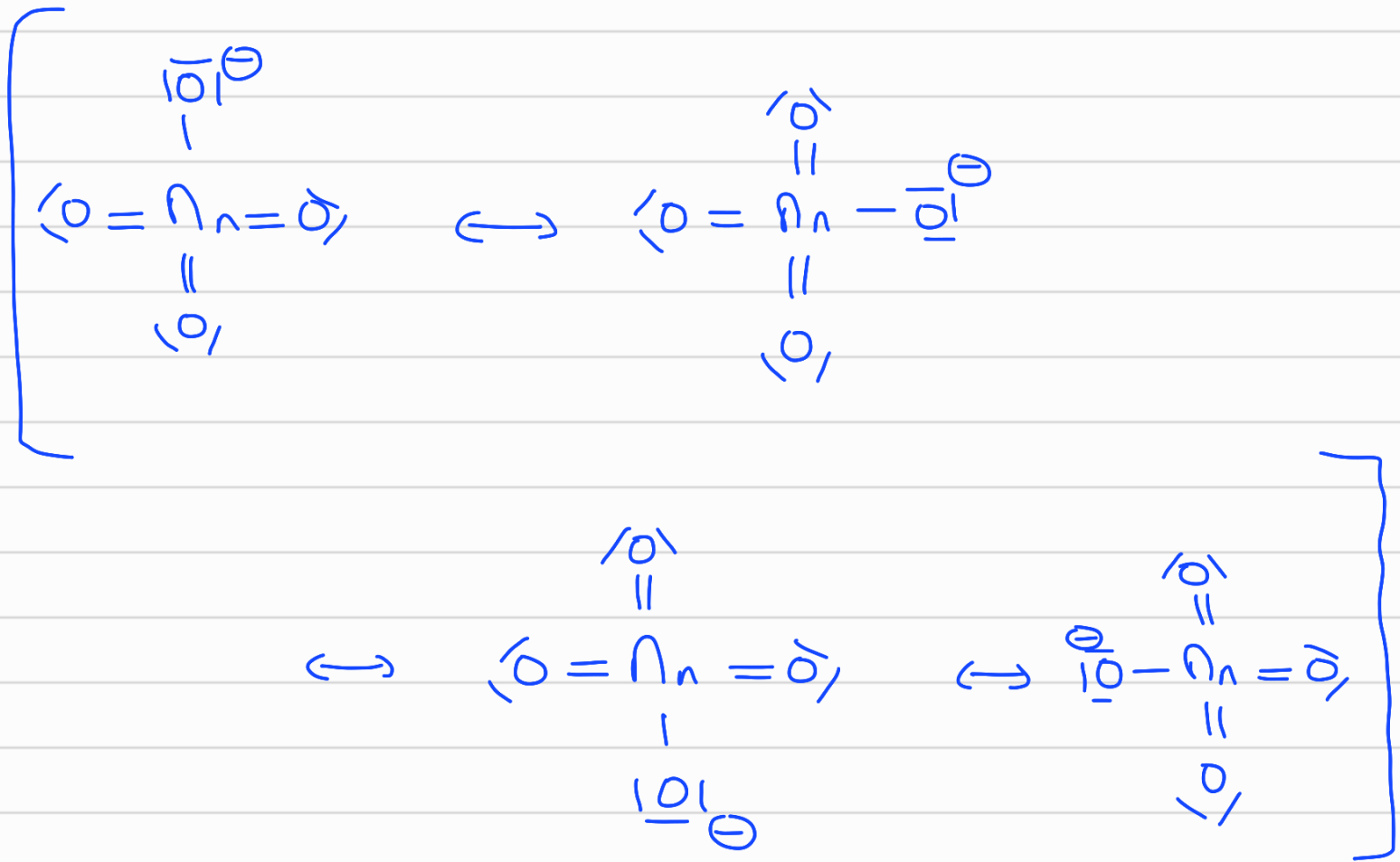
Q1. Structure électronique de Mn :



donc dans  $\text{MnO}_4^-$  :

$$N_e = 7 + 6 \cdot 4 + 1 = 32 \Rightarrow D = 16$$

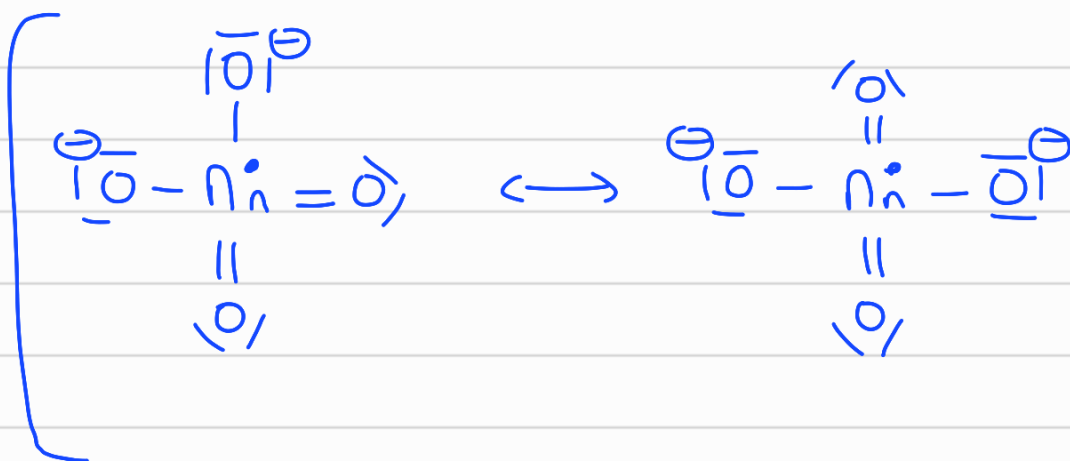
On peut donc écrire une formule de Lewis qui possède 4 formes mésomères :

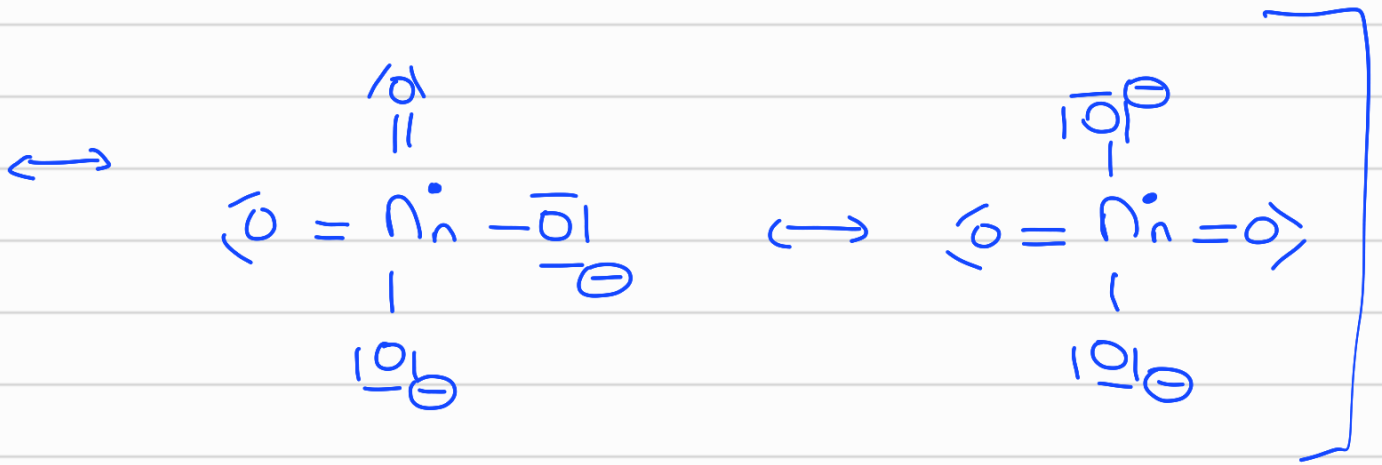
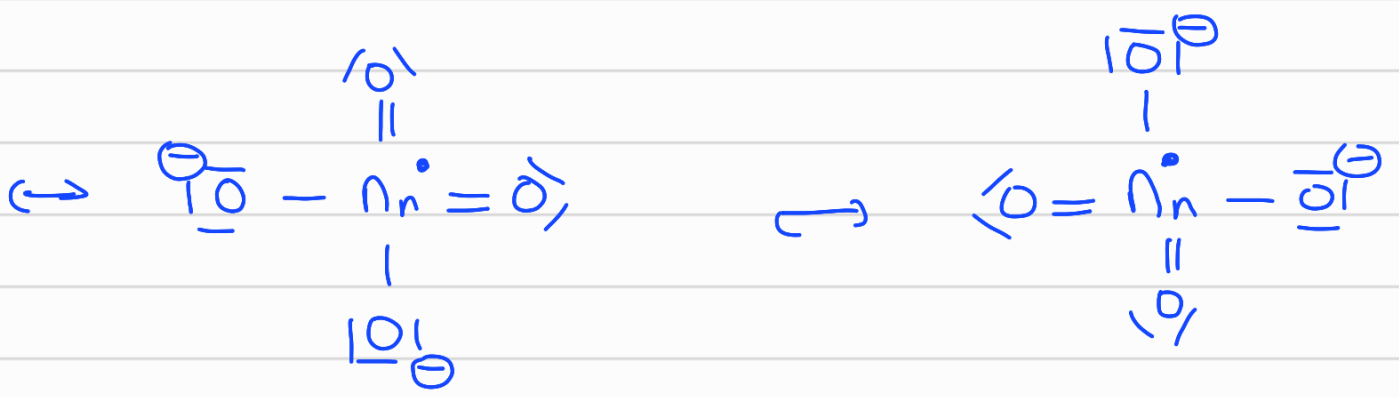


Pour l'ion  $\text{NO}_4^{2-}$  :  $Ne = 7 + 6 \cdot 4 + 2 = 33$

$\Rightarrow D = 16 + 1$  électron célibataire.

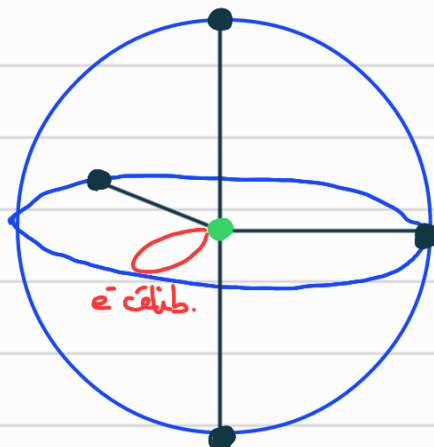
6 formes mésomères :





Q2. l'ion  $\text{NO}_3^-$  a une forme tétraédrique (Formule VSEPR  $\text{AX}_4\text{E}_0$ )

l'ion  $\text{NO}_2^+$  a une forme tétraédrique mais irrégulière : l'électron célibataire a un effet répulsif :

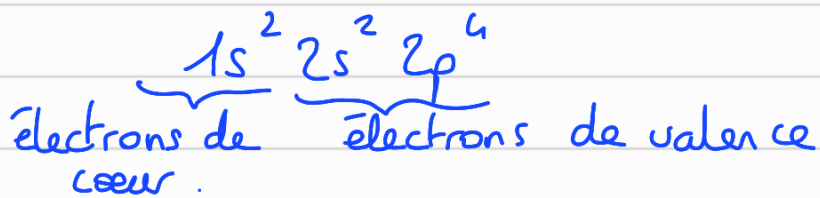


cette géométrie n'est pas au programme

Q3. Le caractère "double" de la liaison  $\text{N}-\text{O}$  est plus important dans  $\text{NO}_4^-$  (3 liaisons sur 4) que dans  $\text{NO}_4^{2-}$  (2 liaisons sur 4). La liaison  $\text{N}-\text{O}$  est donc plus courte dans l'ion  $\text{NO}_4^-$ .

### Exercice 9 :

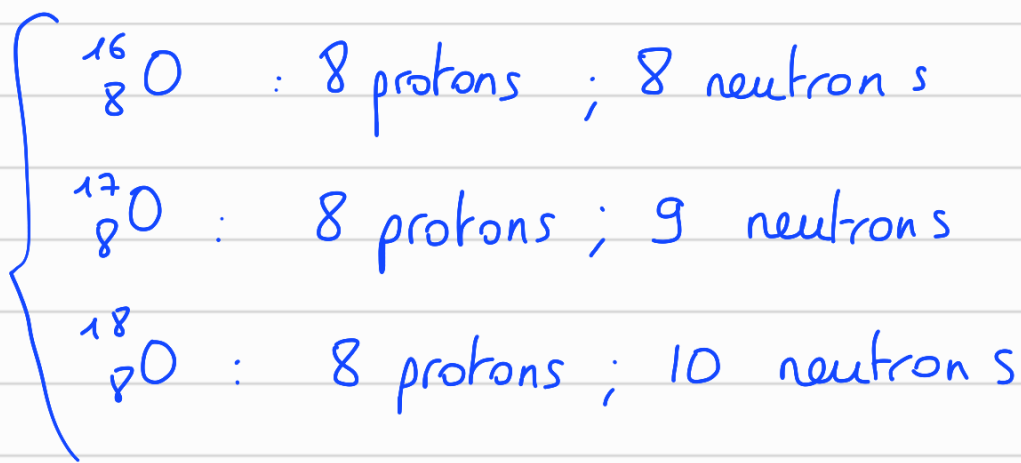
Q1. Configuration électronique de l'atome O dans son état fondamental :



L'atome O possède donc 2 électrons de cœur et 6 électrons de valence.

Q2. De cette configuration électronique, on déduit qu'il est dans la 2<sup>ème</sup> période et la 16<sup>e</sup> colonne de la classification périodique.

Q3. Des isotopes sont des nucléides de même  $Z$  (nombre de protons) et de  $A$  différents (nombre de nucléons). Ils sont donc le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent.



Comme ce sont les électrons de valence qui déterminent les propriétés chimiques des atomes, ces 3 isotopes ont les mêmes propriétés chimiques (ils ont le même nombre d'électrons de valence, seuls différent les neutrons de leurs noyaux)

Q4. La masse molaire moyenne de O est une moyenne pondérée des masses molaires de ces isotopes :

$$\bar{M} = x_{16} M_{16} + x_{17} M_{17} + x_{18} M_{18}$$

$$\text{avec } x_{16} = \frac{\text{nombre d'isotopes } {}^{16}\text{O}}{\text{nombre total d'atomes O}}$$

idem pour  $x_{17}$  et  $x_{18}$

De plus, l'oxygène n'existe que sous ces 3 formes donc  $x_{16} + x_{17} + x_{18} = 1$

On obtient donc le système :

$$\begin{cases} \bar{n} = x_{16} n_{16} + x_{17} n_{17} + x_{18} n_{18} \\ x_{16} + x_{17} + x_{18} = 1 \end{cases}$$

$$\text{Or } x_{17} = \frac{0,037}{100}$$

$$\Rightarrow \bar{n} - n_{17} x_{17} = (1 - x_{18} - x_{17}) n_{16} + x_{18} n_{18}$$

$$\Rightarrow \bar{n} - n_{17} x_{17} + n_{16} x_{17} - n_{16} = x_{18} (n_{18} - n_{16})$$

$$\Rightarrow x_{18} = \frac{\bar{n} - x_{17} (n_{17} - n_{16}) - n_{16}}{n_{18} - n_{16}}$$

$$\text{AN avec : } n_{16} = 15,99491 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{17} = 16,99914 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{18} = 17,99916 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$x_{18} = \frac{15,9994 - \frac{0,037}{100} (16,99914 - 15,99491) - 15,99491}{17,99916 - 15,99491}$$

$$x_{18} = 0,205 \%$$

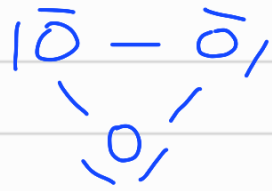
$$x_{16} = 1 - \frac{0,037}{100} - \frac{0,205}{100} = 0,99758 \text{ soit } 99,758\%$$

Q5. Molécule  $O_2$  :  $N_e = 12$   $D = 6$





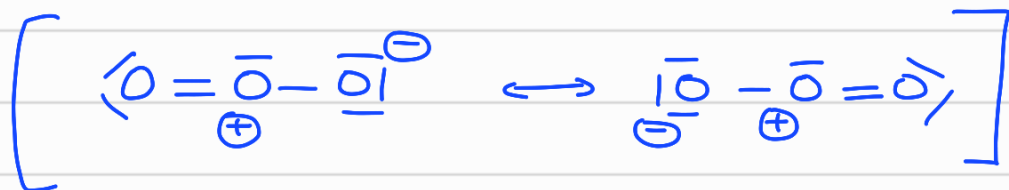
Q6 Molécule  $O_3$  cyclique :  $N_e = 18$   $D = 9$



Si l'ozone  $O_3$  était cyclique, elle aurait un centre de symétrie et ne serait donc pas polaire.

Et il n'y aurait aucune charge en excès ou en défaut, ce qui confirmerait son caractère apolaire.

Q7. L'ozone n'a donc pas une structure cyclique mais linéaire, et présente 2 formes mésomères :



La molécule d'ozone est donc du type  $AX_2E_1$ , ce qui correspond, d'après la théorie VSEPR à une géométrie coudée

