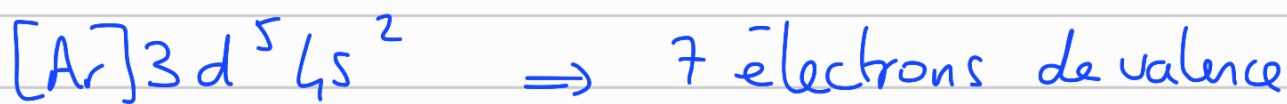


TD AN1

Exercice 8 :

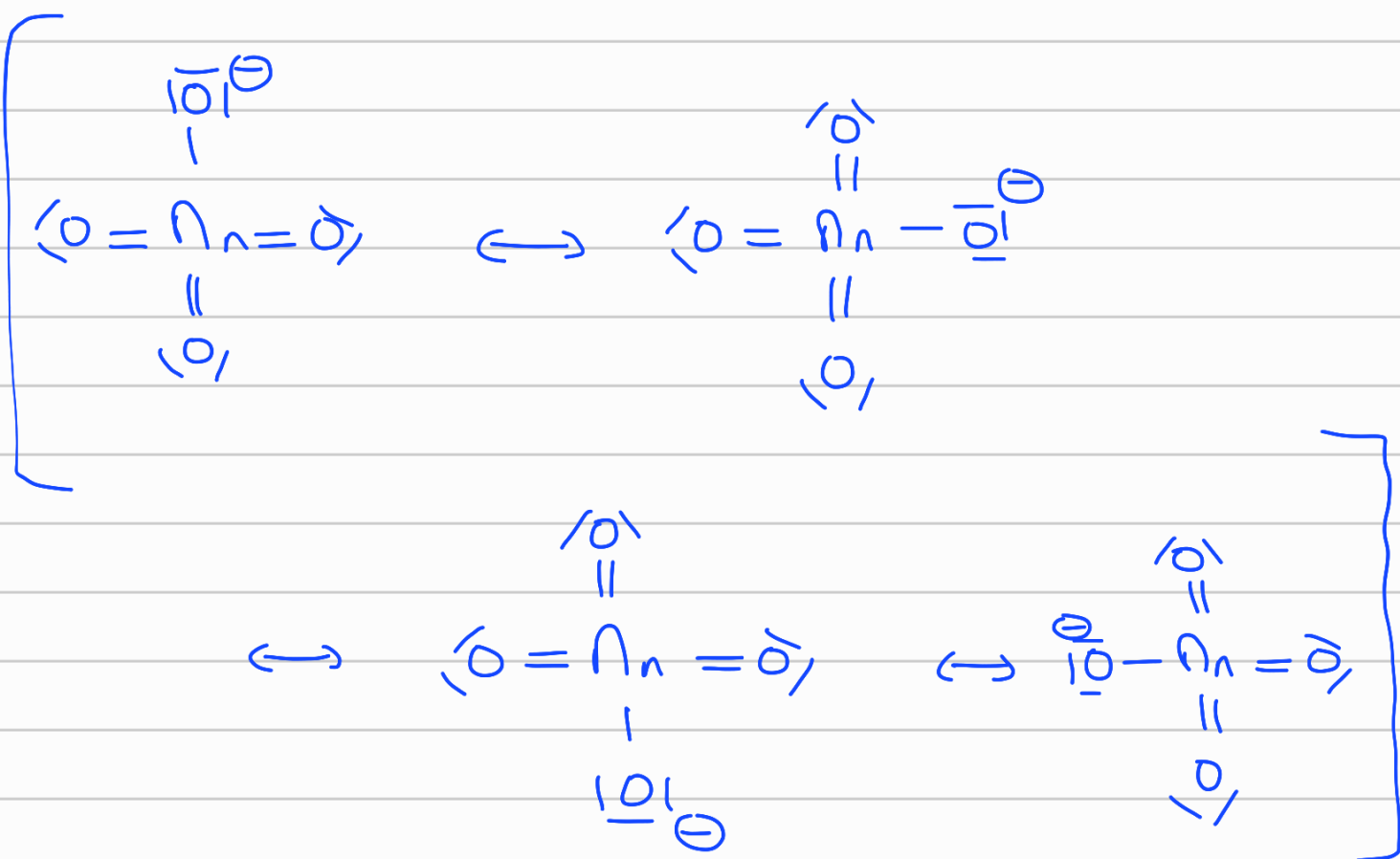
Q1. Structure électronique de Mn :



donc dans MnO_4^- :

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

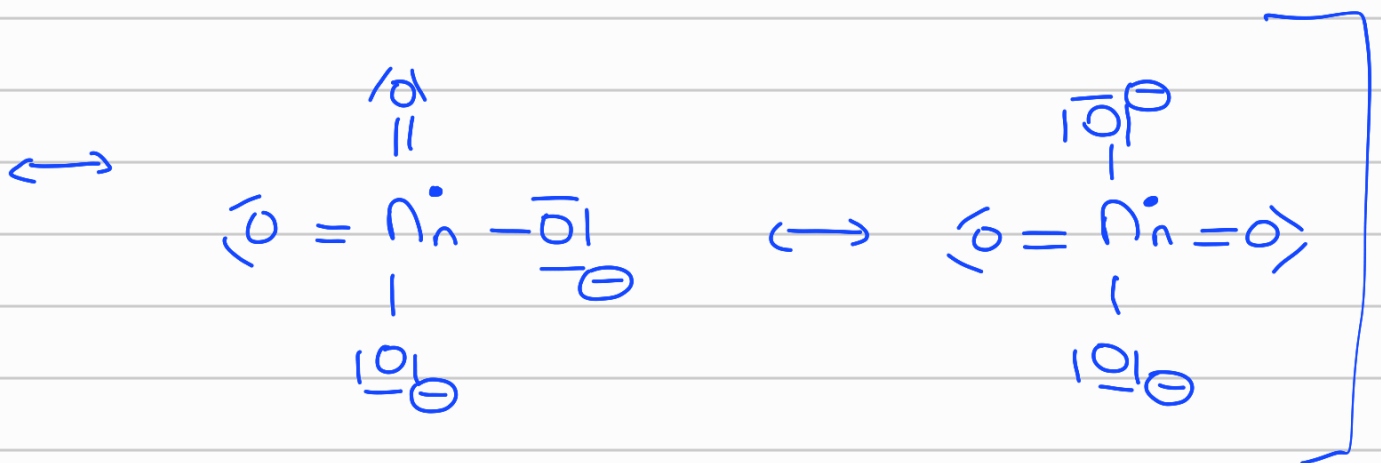
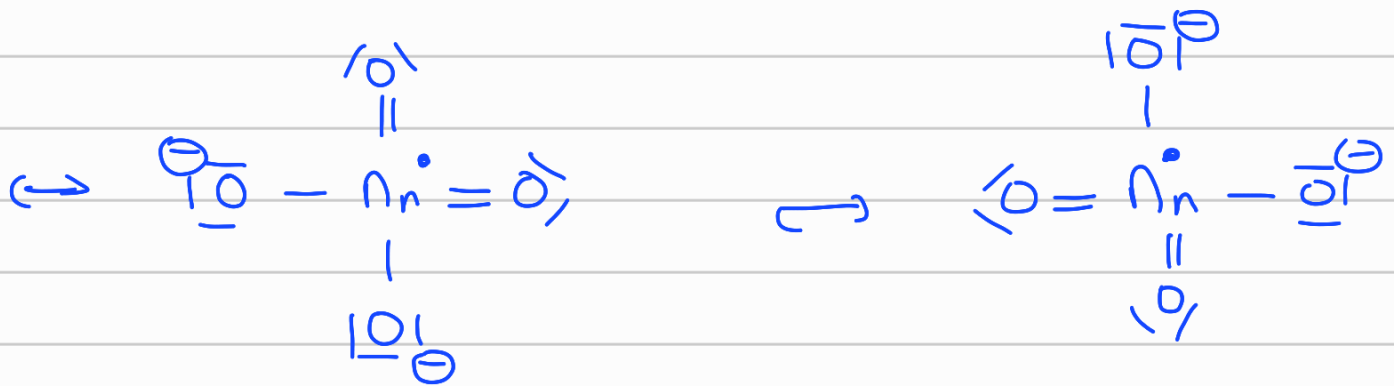
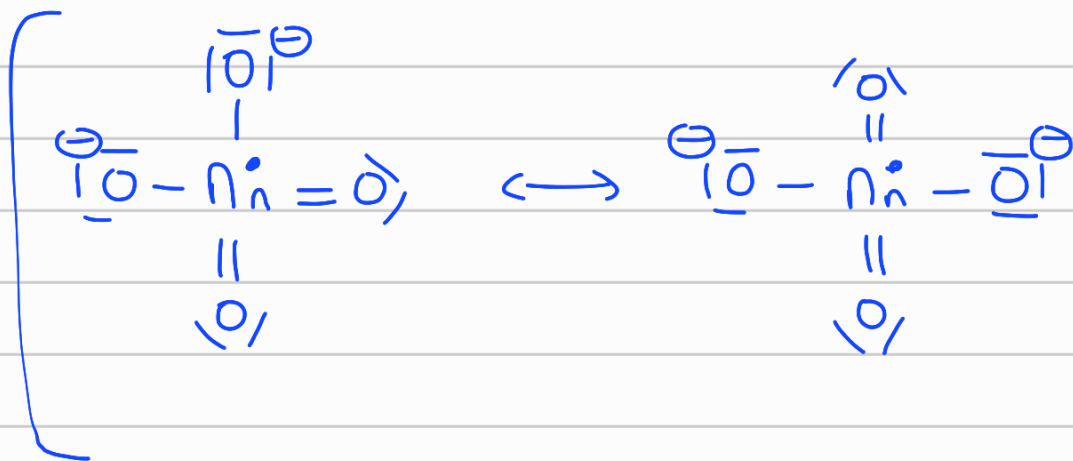
On peut donc écrire une formule de Lewis qui possède 4 formes mésomères :



Pour l'ion NO_4^{2-} : $N_e = 7 + 6 \cdot 4 + 2 = 33$

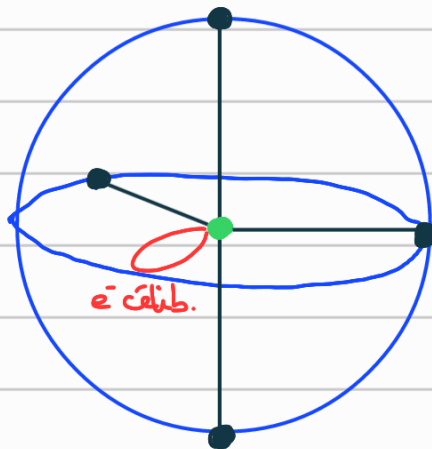
$\Rightarrow D = 16 + 1$ électron célibataire.

6 formes mésomères :



Q2. l'ion NO_3^- a une forme tétraédrique
(Formule VSEPR AX_4E_0)

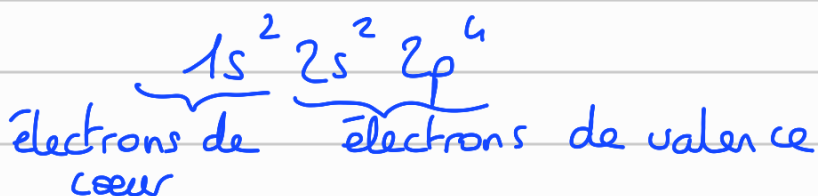
l'ion NO_3^{2-} a une forme tétraédrique
mais irrégulière :
l'électron célibataire a un effet répulsif :



Q3. le caractère "double" de la liaison $\text{N}-\text{O}$
est plus important dans NO_3^- (3 liaisons
sur 4) que dans NO_3^{2-} (2 liaisons sur 4).
la liaison $\text{N}-\text{O}$ est donc plus
courte dans l'ion NO_3^-

Exercice 9 :

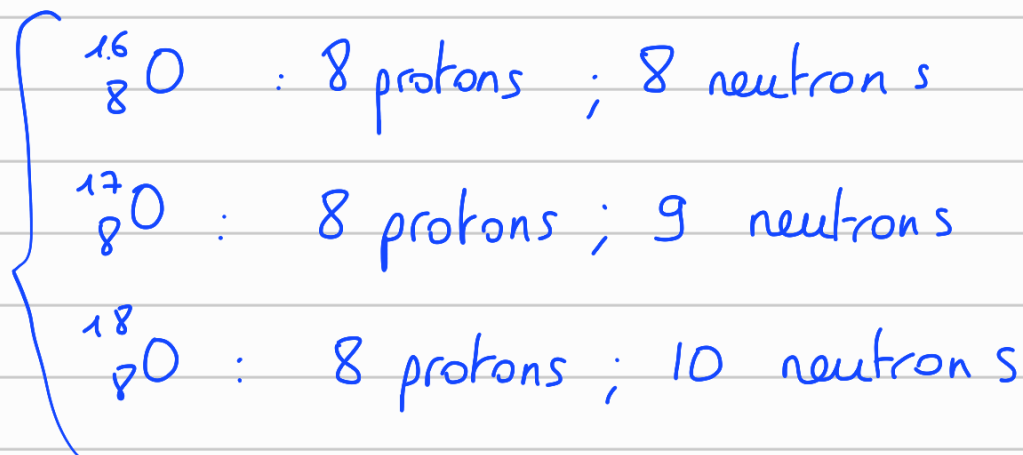
Q1. Configuration électronique de l'atome O
dans son état fondamental :



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^{ème} période et la 16^e 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 :

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

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 :

$$\begin{cases} \bar{M} = x_{16} M_{16} + x_{17} M_{17} + x_{18} M_{18} \\ x_{16} + x_{17} + x_{18} = 1 \end{cases}$$

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

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

$$\Rightarrow \bar{M} - M_{17} x_{17} + M_{16} x_{17} - M_{16} = x_{18} (M_{18} - M_{16})$$

$$\Rightarrow x_{18} = \frac{\bar{M} - x_{17} (M_{17} - M_{16}) - M_{16}}{M_{18} - M_{16}}$$

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

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

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

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

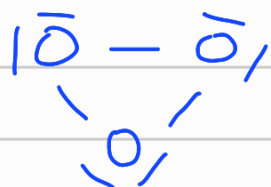
$$x_{18} = 0,205 \%$$

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

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

