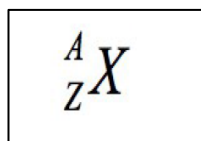


## Correction exercices TD1

### Exercices sur les protons, neutrons et nombre de masse numéro atomique

1) Le silicium  $^{28}_{14}\text{Si}$

Indiquer le nombre de masse, le nombre atomique, le nombre de protons, de neutrons et d'électrons.



**A : Masse somme protons+ neutrons**

**Z : Nombre de protons**

Nombre de masse ou masse atomique :  $A = 28$

Numéro atomique (nombre de charges)  $Z = 14$

Nombre de neutrons :  $N = A - Z = 28 - 14 = 14$

Le noyau contient donc 14 protons (correspondant au nombre de charges  $Z$ ) + 14 neutrons correspondant au calcul  $(A - Z)$

Sachant qu'il s'agit d'un atome, neutre par définition on en déduit que le nuage électronique contient 14 électrons pour compenser le nombre de charges  $Z$ .

2) Quel est le nombre de proton de l'élément chimique Te, tellure

Numéro atomique : 52 masse atomique : 130

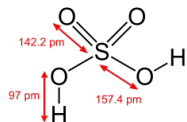
$$130 - 52 = 78$$

3) Combien d'électrons dans une molécule d'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$2\text{H} + \text{S} + 4\text{O}$$

$$2 \times 1 + 16 + 4 \times 8$$

$$= 50 \text{ électrons}$$



combien d'électrons dans une molécule d'hydrogène de sulfate ou ion bisulfate  $\text{HSO}_4^-$

$$= 1\text{H} + \text{S} + 4\text{O} + 1\text{é pour la charge négative}$$

$$= 1 + 16 + 4 \times 8 + 1 = 50$$

IL peut donner ou accepter un proton. IL peut se comporter comme un acide ou une base. Si il perd un proton, il devient un ion Sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), si il gagne un proton, il devient un acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

Combien d'électrons dans une molécule de ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$

$$= \text{S} + 4\text{O} + 2 \text{ électrons pour la charge négative}$$

$$= 16 + 4 \times 8 + 2 = 50 \text{ électrons}$$

### Orbitale atomique les nombres quantiques Voir diapo 10 du cours

4) Combien d'orbitales différentes retrouve-t-on pour le symbole 4s

Une Quelque soit le premier niveau, avec s on a toujours un seul niveau

5) Quel est le nombre maximal d'orbitales sur le niveau  $n = 2$  ?

quatre

6) Quelle est la valeur du nombre quantique  $l$  pour une orbitale 1s ?

zero

Quelle est la valeur du nombre quantique  $n$  pour une orbitale 2s ?

Deux

### Remplissage des couches électroniques avec la représentation de Bohr-Rutherford

7) Représentez selon la convention de la représentation de Bohr-Rutherford l'élément chimique : béryllium  $^9_4\text{Be}^{2+}$

Placer les protons et les neutrons dans le noyau

Placer les électrons sur les niveaux d'énergie (orbites)

1<sup>er</sup> niveau maximum 2 électrons

2<sup>ème</sup> niveau maximum 8 électrons

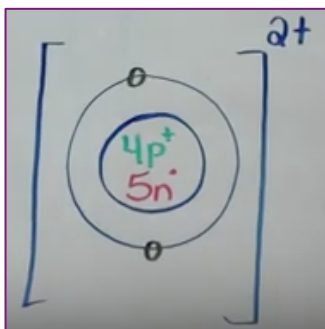
3<sup>ème</sup> niveau maximum 8 électrons (en fait 18 mais une fois les 8 e-placés sur le 3<sup>ème</sup> niveau in commence a remplir la 4<sup>ème</sup> couche)

4p

2- (et non 4e-car on a deux charges positives)

9 n

Béryllium est un ion car il a deux charges positives il a perdu deux électrons



8) Représentez selon la convention de la représentation de Bohr-Rutherford l'élément chimique :  
lithium  ${}^7_3\text{Li}$

9) Représentez selon la convention de la représentation de Bohr-Rutherford l'élément chimique :  
lithium  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$

### Représentations des orbitales atomiques s et p

Pour les atomes suivants avec le numéro atomique indiqué

10)  ${}_4\text{Be}$

11)  ${}_6\text{C}$

12)  ${}_8\text{O}$

${}_4\text{Be}$  : 4 électrons  $1s^2 2s^2$

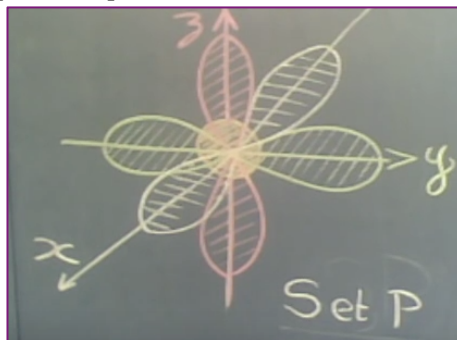
cercle au centre

${}_6\text{C}$  : 6 électrons  $1s^2 2s^2 2p^2$

cercle plus une orbitale px

${}_8\text{O}$  : 8 électrons  $1s^2 2s^2 2p^4$

cercle plus une orbitale px et py



### Les nombres quantiques des électrons Voir Diapo 10 Cours

13) Indiquer le nombre quantique pour les derniers électrons des éléments suivants

Na Sodium  $3s^1$  et P Phosphore  $3p^3$

<b>Na Sodium</b> $3s^1$ $n=3$ 3 <sup>ème</sup> couche l peut prendre les valeurs : 0(s), 1(p), 2(d) $l=0$ car on a orbitale s $m_l=0$ $s=+1/2$ Par convention, le 1 <sup>er</sup> e- ds l'orbitale est toujours +	<b>P3 Phosphore</b> $3p^3$ $n=3$ l peut prendre les valeurs : 0(s), 1(p), 2(d) $l=1$ (car on a p) $m_l=-1, 0, +1$ (1 <sup>er</sup> e- en -1, 2 <sup>ème</sup> e- en 0 et 3 <sup>ème</sup> e- en +1) $s=+1/2$ (1 <sup>er</sup> électron +, 2 <sup>ème</sup> e- -et 3 <sup>ème</sup> e- +)
---	--

si on a un 2ème electron ds l'orbitale il sera -	
Au or $5d^9$ $n=5$ l peut prendre les valeurs : 0(s), 1(p), 2(d), 3(f), 4(g) $l=2$ $ml=-2, -1, 0, +1, +2$ $s=-1/2$	U uranium $5f^4$ $n=5$ l peut prendre les valeurs : 0(s), 1(p), 2(d), 3(f), 4(g) $l=3$ $ml=-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ $s=+1/2$

### Tableau de la classification des éléments chimiques Mendeleïeff

14) Nommer l'élément qui correspond à la description

Est un alcalino-terreux ayant 2 couches électroniques **Be**

Est un élément qui ne réagit jamais et qui fait partie de la 3ème période **Ar**

Est dans le 7ème groupe et la 5ème période **I**

A un e- de valence et est dans la 3ème période **Na**

### Hybridation des orbitales atomiques

14) Représenter la molécule d'eau ( $H_2O$ ) avec ses orbitales moléculaires

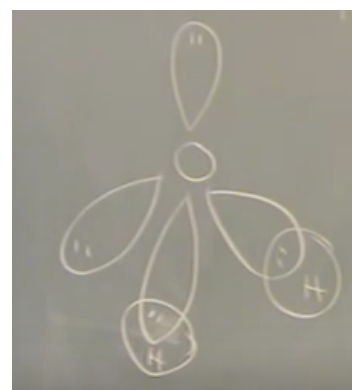
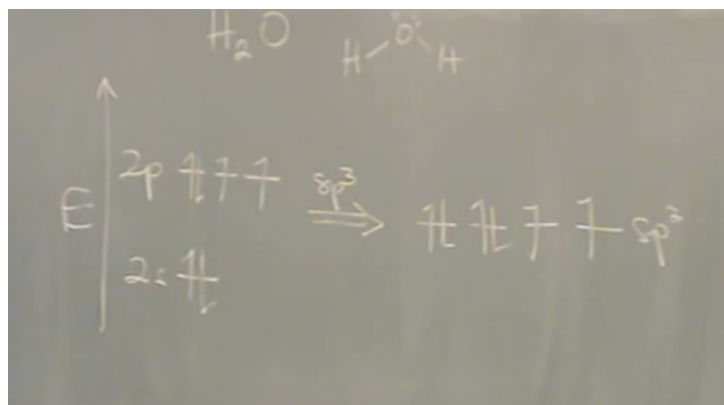
Les deux paires non liantes sont portées par les deux hybrides qui pointent dans le plan perpendiculaire au plan moléculaire. Les deux hybrides dans le plan portent chacune un électron de liaison. Les liaisons O-H se forment par recouvrement axial avec les orbitales de l'hydrogène.

On peut symboliser cette configuration électronique à l'aide d'un schéma de cases quantiques dans lequel on utilise des cases hybridées. Pour l'oxygène, on dessine alors 4 cases groupées pour décrire les 4 hybrides  $sp^3$ . Les liaisons axiales sont repérées par un trait qui relie les cases adéquates.

Ces liaisons axiales sont appelées liaisons sigma ( $\sigma$ )

a) tracer le diagramme des énergies de l'oxygène (à gauche), 2s et 2p (6 électrons en tout)

b) puis hybrider on a quatre  $sp^3$  attention cette fois-ci contrairement aux exemples vus en cours il y a 2 électrons dans deux des 4 niveaux  $sp$



c) les deux  $sp$  avec un électron libre vont s'hybrider avec les hydrogènes et on aura au final deux électrons sur chaque  $sp$

d) Chaque électron libre va s'associer avec l'électron 1s de l'hydrogène, on aura donc une forme tétraédrique de la molécule d' $H_2O$

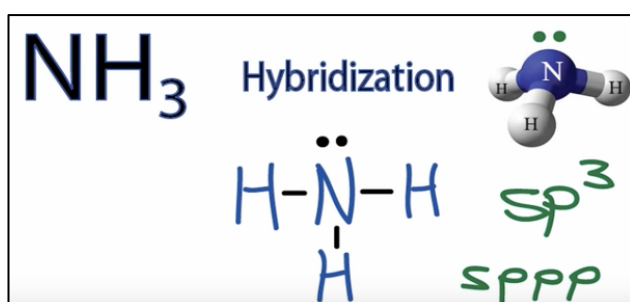
**L'eau** a une géométrie tétraédrique dont 2 sommets sont un H chacun et les deux autres les paires libres, l'atome d'oxygène étant au centre.

Conséquences : la molécule d'eau est très polarisée.

L'atome d'oxygène étant plus électronégatif que les deux atomes d'hydrogène, celui-ci attirera plus les électrons engagés dans les liaisons covalentes vers lui que les atomes d'hydrogènes à ses côtés. Ceci fait que l'atome d'oxygène possèdera alors deux charges négatives partielles, alors que chaque atome d'hydrogène possèdera une charge partielle positive. La molécule est alors polarisée à cause de cette différence de charge.

Ce phénomène fait que les pôles positif (les atomes d'hydrogène) sont attirés par des entités de charge négative (anion, pôle négatif...), et le pôle négatif (l'oxygène) sera attiré par des entités de charge positive (cation, pôle positif d'une autre molécule polarisée...). La molécule d'eau peut donc former quatre liaisons hydrogène (dont 2 covalentes) qui lui fournissent nombreuses de ses propriétés particulières Les liaisons hydrogène existent donc à cause des différences d'électronégativité entre les différents atomes qui constituent les molécules.

15) Représenter la molécule d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) avec ses orbitales moléculaires



- tracer le diagramme des énergies (à gauche), 2s et 3p (5 électrons en tout)
- on a donc hybridation  $\text{sp}^3$  avec 2 électrons sur le premier sp et 2 électrons sur les trois autres. sp
- les trois sp avec un électron libre vont s'hybrider avec les hydrogènes et on aura au final deux électrons sur chaque sp l'autre sp restera seule avec ses deux électrons.

l'ammoniac a une géométrie tétraédrique comme tous les  $\text{sp}^3$  dont 3 sommets sont un H et le quatrième la paire libre, l'atome d'azote étant au centre.