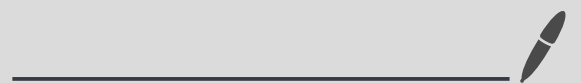


07/11/20.

Seconde GT : Stabilité des entités chimiques

14/11/20: Finir la feuille d'exo!



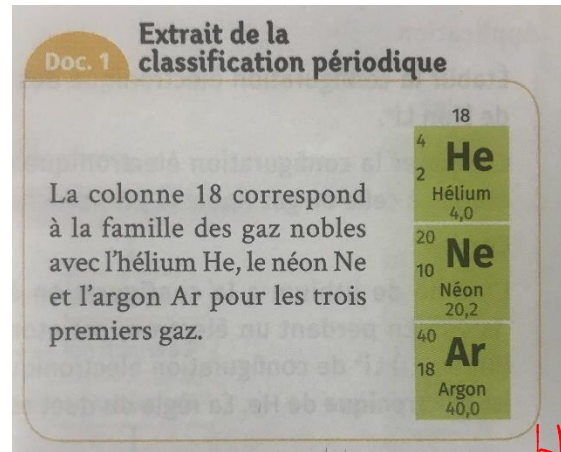
Thème 1 : Constitution de la matière à l'échelle microscopique et macroscopique

Chapitre 6 : Stabilité des entités chimiques

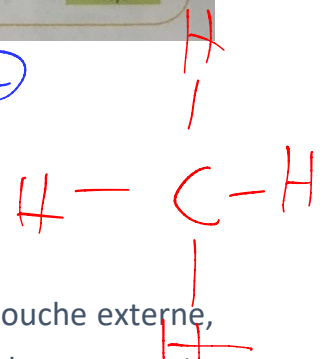
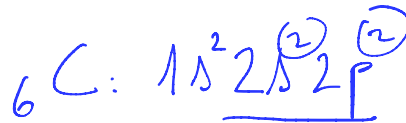
I. En quête de stabilité

A. Les gaz nobles, des espèces chimiques particulièrement stables

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr, etc.) présentent une grande inertie chimique : ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaires de température et de pression. Cette particularité est liée à la configuration électronique de la couche externe des atomes correspondants :



- He : $1s^2$
- Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$
- Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



A l'exception de l'atome d'hélium qui possède deux électrons sur sa couche externe, les autres atomes de gaz nobles ont tous huit électrons sur leur couche externe. La grande stabilité des gaz nobles est donc liée au nombre particulier d'électrons qu'ils possèdent sur leur couche externe :

- Soit deux électrons ou un duet d'électrons pour l'atome He ;
- Soit huit électrons ou un octet d'électrons pour les autres atomes (Ne, Ar).

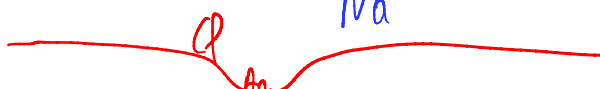
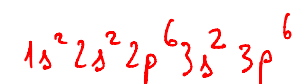
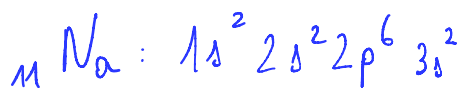
Remarque : Leur couche externe est dite saturée car elle ne peut plus recevoir d'électrons.

B. Des règles de stabilité

Dans les entités (ions, molécules) qu'ils forment, les atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe du gaz noble le plus proche dans la classification périodique des éléments.

$\frac{10^{-3}}{10} = \frac{1}{10^4} = 10^{-4}$

$-e = -1,6 \times 10^{-19} C$



On peut alors définir deux règles :

- **La règle du duet** : les atomes dont le numéro atomique est proche de l'hélium $Z = 2$ ont tendance à adopter sa configuration à deux électrons $1s^2$.
- **La règle de l'octet** : les autres atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe de l'atome dit gaz noble le plus proche avec huit électrons ns^2np^6

C. Le cas des ions monoatomiques

Pour un atome donné, certains ions semblent être privilégiés : par exemple Na^+ et non Na^{2+} , ou bien, Mg^{2+} et non Mg^+ . Les règles du duet ou bien de l'octet permettent de justifier l'existence de ces ions.

Application : Justifier que dans l'existence de l'ion sodium : Na^+ .

Vocabulaire :

- Anion : un ion portant une ou plusieurs charges négatives.
- Cation : un ion portant une ou plusieurs charges positives.
- Ion monoatomique : un atome ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

II. Le modèle de Lewis



A. Liaison covalente et doublets non liants

La liaison covalente est une mise en commun de deux électrons de valence entre deux atomes. On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés : $A - B$.



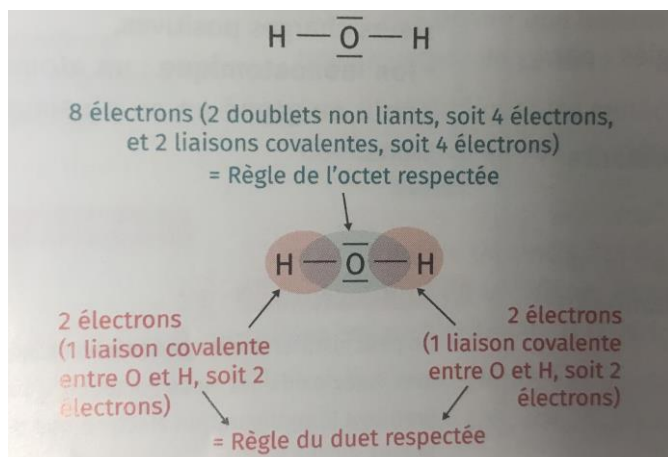
L'énergie de liaison est l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.

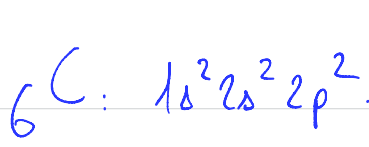
Les électrons de valence d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré : $A - \bar{B}$.

B. Formule de Lewis et stabilité des molécules

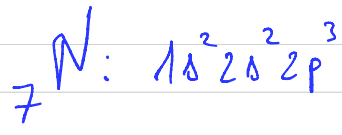
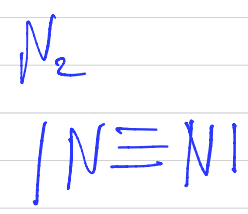
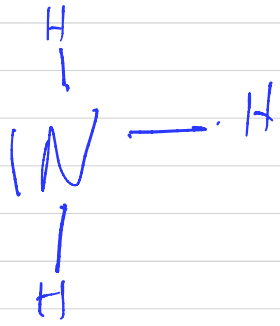
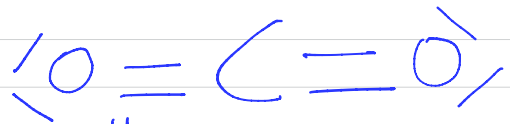
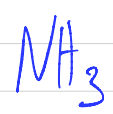
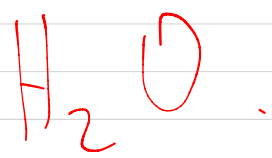
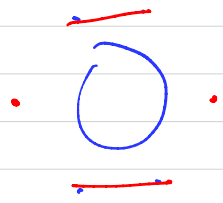
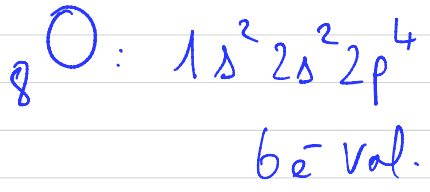
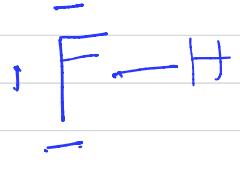
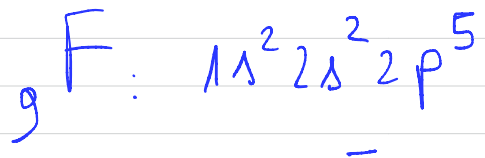
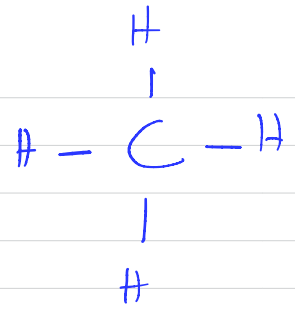
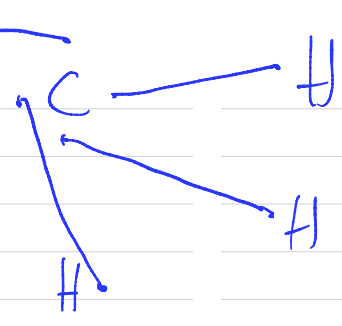
En s'associant entre eux pour former des molécules, les atomes vont chercher à acquérir une plus grande stabilité. Chaque atome respectera donc soit la règle du duet, soit la règle de l'octet. Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de la molécule.

Exemple : formule de Lewis de la molécule d'eau.



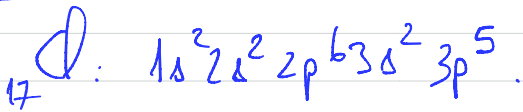


e^- de valence: $4e^-$



- m^o1: 1) Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 2) oui car il y a 8 e⁻ de valence.

m^o2:



Il lui manque 1 e⁻ pour satisfaire la règle de l'octet. Il va donc former l'ion Cl⁻.

2) Argon.



m^o3: Ammoniac: | N - H



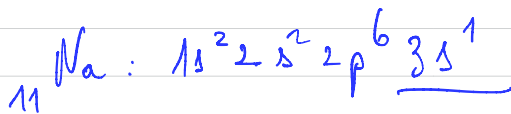
Les atomes d'hydrogène respectent la règle du duet car

ils possèdent chacun deux e⁻ de valence grâce à leur liaison covalente.

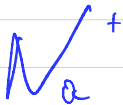
L'azote respecte la règle de l'octet car il possède bien 8 e⁻ de valence:

- * 1 doublet non liant
- * 3 liaisons covalentes.

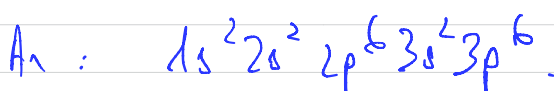
Exercice n^o4:



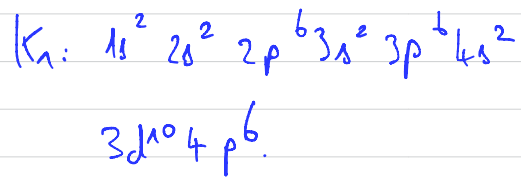
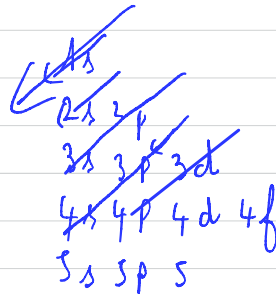
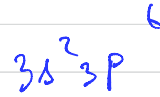
Pour respecter la règle de l'octet, l'atome de sodium peut perdre un e⁻ et devenir l'ion sodium.



m^o5:



Le krypton est dans la même colonne



$$1+2+3+\dots+100.$$

$$101+101+101$$

$$\frac{101}{50}$$

$$\sum_n = 1+2+3+4+\dots+m$$

$$\sum_{n=1}^m = 1+2+3+4+\dots+m+m-1.$$

$$\sum_{m+1} = \sum_m + m+1.$$

que Ar et Ne : famille des gaz nobles.

Kr a donc le même nombre
d'électrons de valence : $8e^-$.