

Université de Batna

2005/2006

Faculté de Médecine

Département de Pharmacie

Cours de Chimie Générale

1^{ère} Année Pharmacie

Chimie Organique Générale

Chapitre I : Les liaisons

D'après le cahier de :

I. Hадef

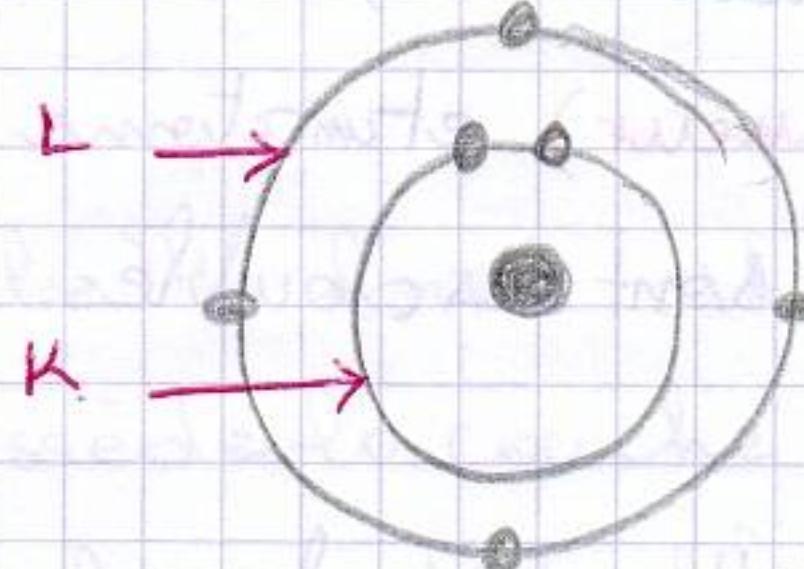
I- Organique générale : Les liaisons

1/ généralités

$C \cdot H \cdot O$ = le carbone non métal = $6e^-$

^{12}C nombre de masse
 6 nombre atomique

Les $6e^-$ sont réparties



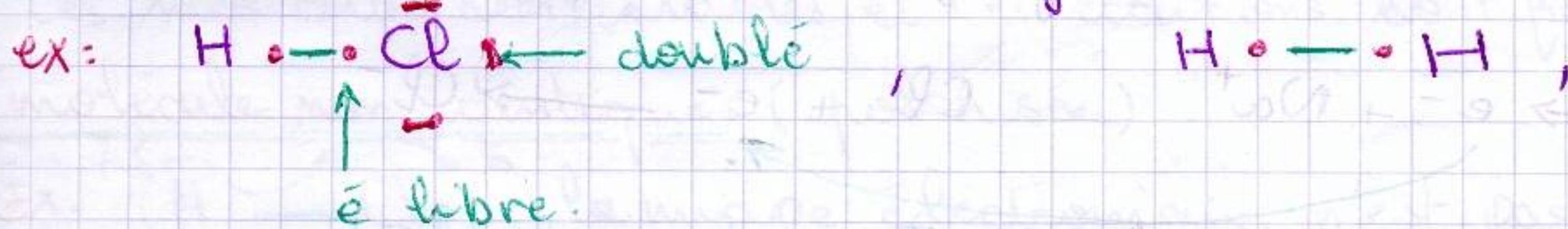
2/ Liaisons dans le carbone

* La liaison chimique : soit 2 atomes A et B.

L'interaction entre l'atome A et B donne une nouvelle espèce = la molécule A - B (la combinaison de 2 atomes)
(Liaison: $2e^-$)

* Les types de liaisons:

a. liaison covalente : est le partage de $2e^-$ par 2 atomes



Remarque: le carbone possède $4e^-$ libres \Rightarrow il forme 4 liaisons covalentes. (CH_4 : $\begin{array}{c} H \\ | \\ H \cdots \cdot C \cdots \cdot H \\ | \\ H \end{array}$) donc le carbone est un

élément tétravalent.

* L'oxygène ^{16}O est divalent.

L'azot: 7N est trivalent.

* Les types des liaisons covalentes:

1- Simple: ex: CH_4 .

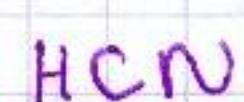
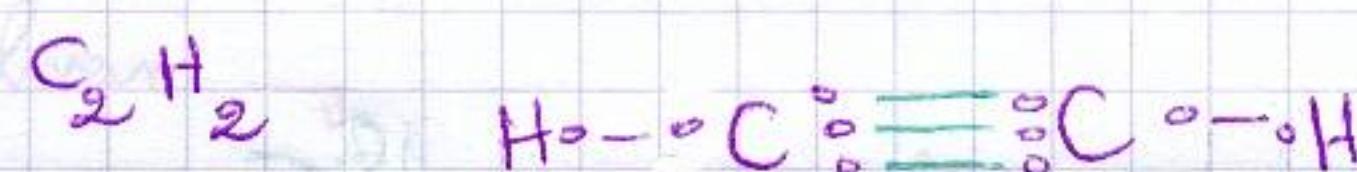
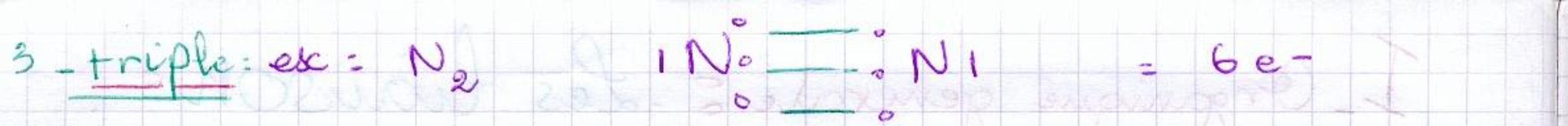
$= 2e^-$

2- double: ex: O_2

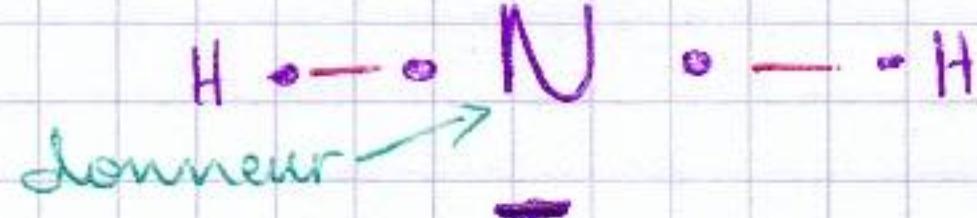
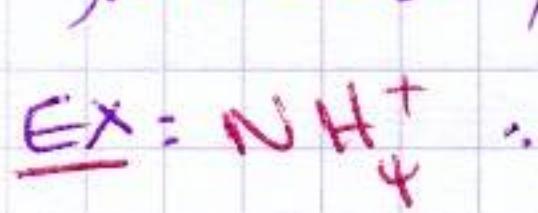
$\begin{array}{c} \cdots \cdot O \cdots \cdots O \cdots \cdots \cdots \cdot \\ | \quad \quad \quad | \\ \cdots \cdot O \cdots \cdots O \cdots \cdots \cdots \cdot \end{array} = 4e^-$

CO_2

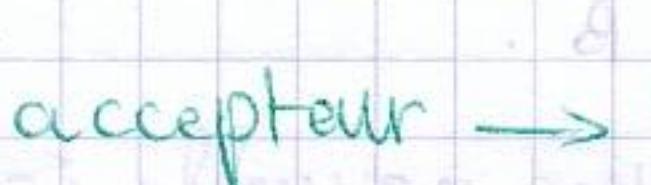
$\begin{array}{c} \cdots \cdot O \cdots \cdots C \cdots \cdots O \cdots \cdots \cdots \cdot \\ | \quad \quad \quad | \\ \cdots \cdot O \cdots \cdots C \cdots \cdots O \cdots \cdots \cdots \cdot \end{array}$



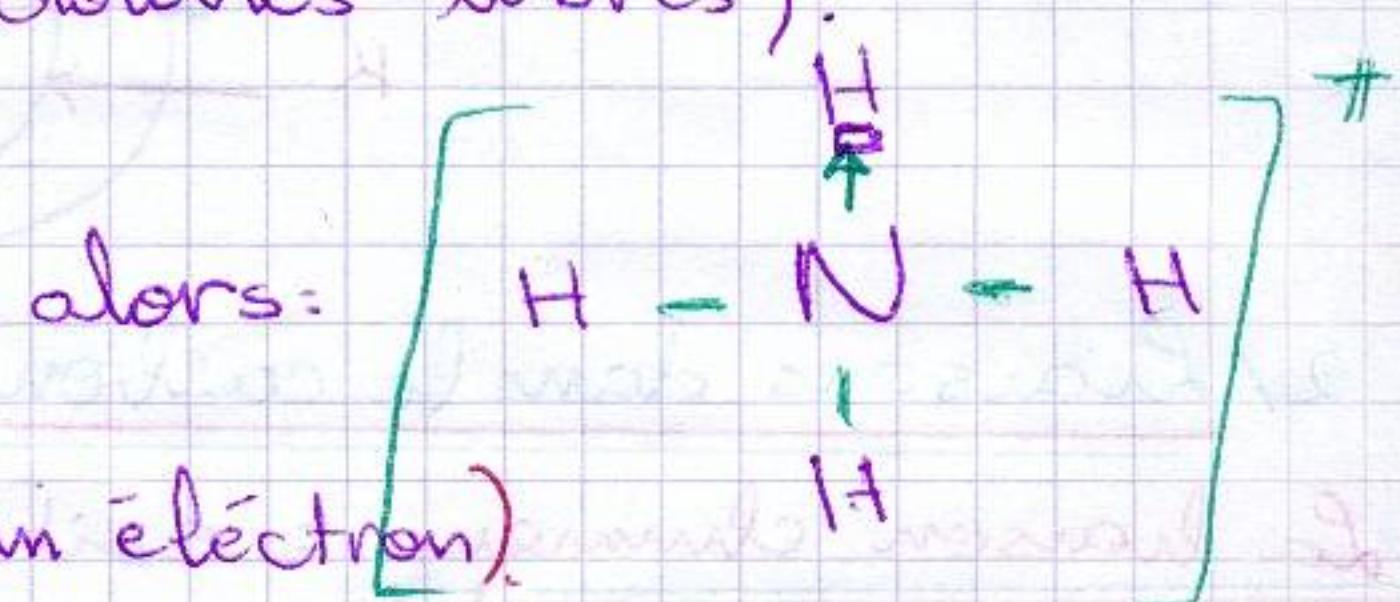
b - liaison dative (coordination) : est le partage de $2e^-$ pour un seul atome (donneur) et un atome accepteur qui a une case vide. (les $2e^-$ sont des doubles libres).



donneur \rightarrow



alors:



$\downarrow \text{H}^+ \rightarrow$ (a perdu un électron).

Remarque: Ces liaisons ont la même longueur.

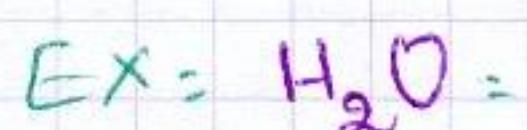
c - liaison ionique: elle résulte de l'attraction électrostatique entre un cation (Na^+) (ion positif) et un anion (Cl^-) (ion négatif):

Ex:



3/ Représentation de Lewis:

Une structure de Lewis est une représentation des liaisons (covalente, dative).



1/ Choisir l'atome central (forme plusieurs liaisons): O

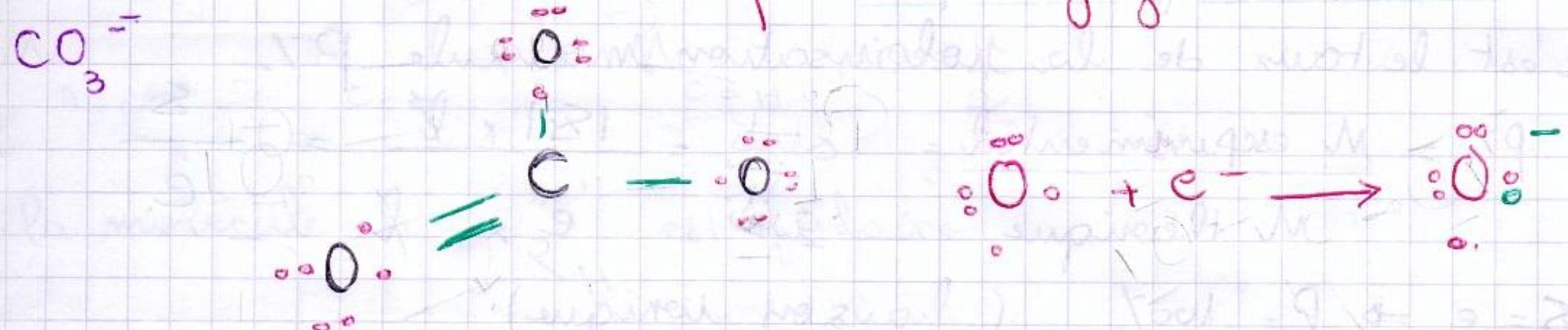
2/ Choisir l'élément l'électropositif.

Il est préférable de liaison.



3/ La règle de l'Octet: chaque atome sauf H a tendance de

former des liaisons jusqu'à ce qu'il soit entouré par 8e- (structure électronique d'un gaz rare) :



Remarque : la règle de Lewis est valable uniquement pour les éléments qui possède la couche K et L (la première ligne est la 2^{ème} ligne de l'tableau périodique)

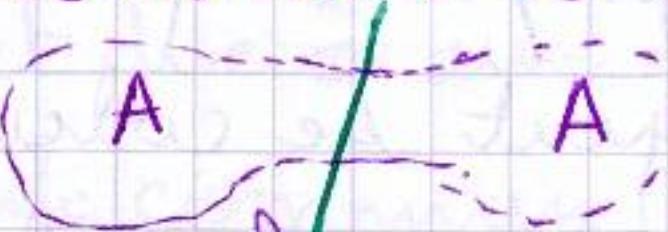
ex: O, Cl, N, C, ...

4/ Aspect électronique des liaisons

ex: $\text{Cl}-\text{Cl}$ comment est la liaison ?

• molécule identique : le doublet commun est également partagé

A - A entre les 2 atomes



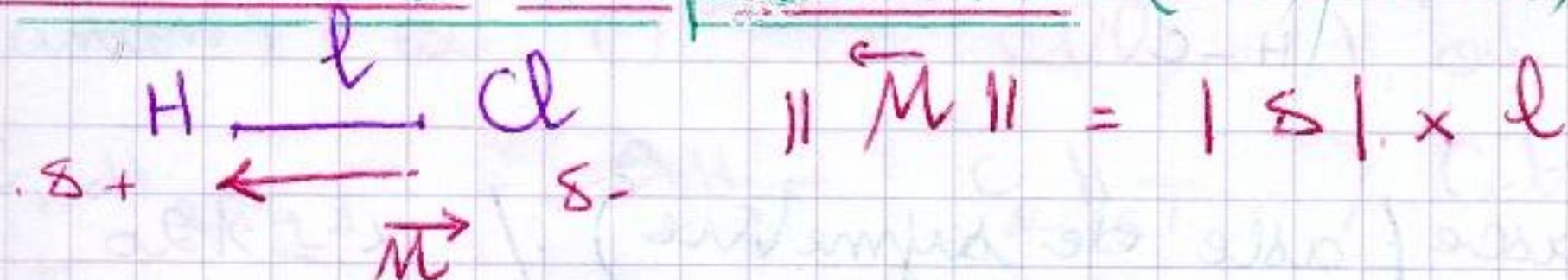
- dans ce cas la molécule n'est pas polarisée.

- Ces molécules sont stables et les liaisons sont fortes.

• molécule non-identique : (polarisée)

ex: $\text{H}^+ - \text{Cl}^-$ le nuage électronique n'est pas réparti uniformement à cause de l'électronégativité du Cl.

* Un moment d'espérance : (vecteur)



$0 < \delta < 1,6 \times 10^{-19}$ (D est la valeur de charge attirée).

• $\delta = 0$ (molécule identique).

• $\delta = 1,6 \times 10^{-19}$ (liaison ionique).

Unité de M = 1 C . M. (M kg S A)

l: $\text{d}^\circ = 1 \text{ A}^\circ = 10^{-10} \text{ m}$

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

2-Delbye = 1 delbye = $0,33 \times 10^{-29}$ C.m

* Le pourcentage ionique:

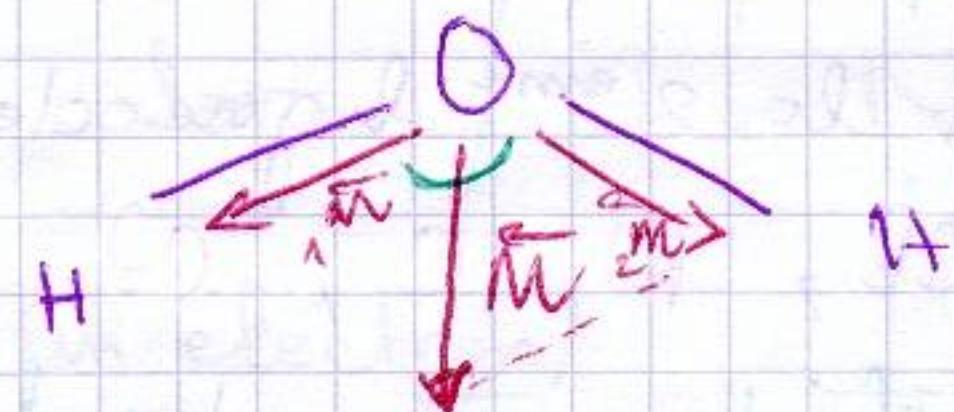
c'est le taux de la polarisation moléculaire $P\%$.

$$P\% = \frac{M_{\text{expérimental}}}{M_{\text{théorique}}} = \frac{\frac{S}{e \times \ell}}{\frac{181 \times \ell}{e \times \ell}} = \frac{S}{181}$$

$S = e \Rightarrow P = 100\%$ (liaison ionique).

$S = 0 \Rightarrow P = 0\%$ (molécule identique)

Remarque: si on a plusieurs liaison il faut calculer la somme de M_s géométriquement.



* Moment d'épolaire pour les molécules poly atomique

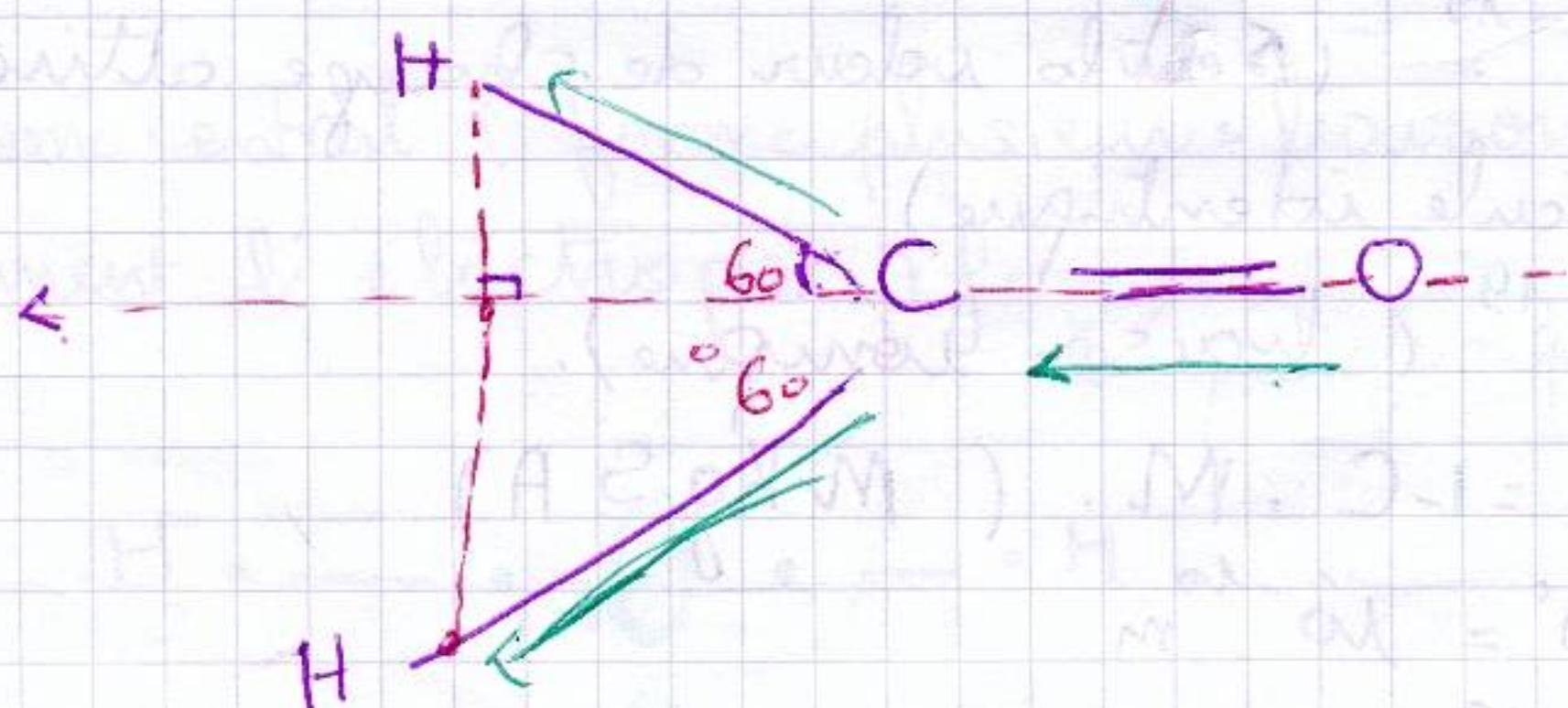
Une molécule polyatomique (possède deffirent moment d'épolaire) qui peut se calculer comme la somme vectorielle des moments d'épolaire de chaque liaison

ex: Méthanol:

(électronégativité de C, $X=2,1$, électronégativité de O, $X=3$, $X_H = 2,1$).

$$M_{H-C^{\delta^+}O^{\delta^-}} = M_{C-O} + 2M_{H-C}$$

en projection sur un axe (axe de symétrie). / $\alpha = 120^\circ$



$$\cos \frac{\alpha}{2} = \frac{1}{2} \frac{\vec{r}_{C-H}}{\vec{r}_{C-H}} \Rightarrow M_{C-H} = 2 M_{C-H} \cos \frac{\alpha}{2}.$$

$$\vec{r}_{C-H} =$$

$$M_{H-C^{10}} = M_{C-O} \rightarrow 2 M_{C-H} \cdot \cos \frac{\alpha}{2}$$

* la molécule $H-C^{10}$ est polaire.