

# TD : structures chimiques et propriétés macro

## I Structures de LEWIS

1) Donner le schéma de LEWIS des espèces suivantes :



2) L'ozone  $\text{O}_3$  est une molécule non cyclique. Proposer une structure.

3) *Formule de LEWIS de l'acide sulfurique*

a – Donner le schéma de LEWIS de l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Dans cette molécule, les quatre atomes d'oxygène sont reliés à l'atome de soufre.

b – En déduire celles des ions  $\text{HSO}_4^-$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ .

4) Donner le schéma de LEWIS des ions hydrogénocarbonate  $\text{HCO}_3^-$  et carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$ .

5) Donner le schéma de LEWIS du benzène  $\text{C}_6\text{H}_6$ , qui est une molécule cyclique.

## II Le phosphore

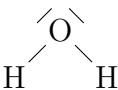
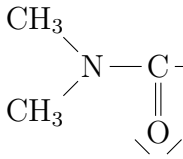
1) Donner le nombre d'électrons de valence du phosphore P.

2) Donner la représentation de LEWIS de la molécule  $\text{PCl}_3$ .

3) Le phosphore peut aussi former  $\text{PCl}_5$ , pourquoi ? Préciser sa structure de LEWIS.

## III Caractéristiques de quelques solvants

On s'intéresse aux solvants suivants :

Nom	Eau	Méthanol	Hexane	DMF <sup>1</sup>	Acétonitrile
Représentation		$\text{CH}_3 - \text{O}^- - \text{H}$	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}_3$		$\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{N}  $
Moment dipolaire	1,8 D	1,65 D	0 D	3,8 D	3,9 D
Permittivité relative ( $\epsilon_r$ )	78,5	32,6	2,0	36,7	37,5

<sup>1</sup> DMF est l'abréviation de diméthylformamide.

1) Identifier les solvants polaires et apolaires.

2) Identifier les solvants protiques et aprotiques.

3) Identifier les solvants peu dispersifs, dispersifs, fortement dispersifs.

4) Tous ces solvant sont miscibles entre eux, à l'exception de l'hexane. Expliquer pourquoi.

## IV Températures de changements d'état

On indique ci-après les valeurs de température d'ébullition de composés apolaires :

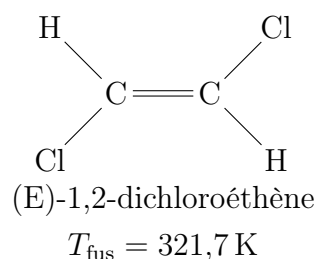
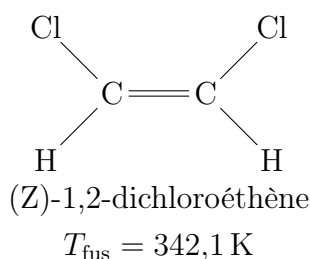
1) Interpréter l'évolution constatée.

Corps	H <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub>
$T_{\text{eb}}(\text{K})$	20	77	90	85	238	331

On indique ci-après les valeurs de température d'ébullition de composés **polaires** de taille comparable :

Composé	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S
Moment dipolaire (D)	0,55	0,97
$T_{\text{eb}}(\text{K})$	185	212

- Interpréter l'évolution constatée.
- Identifier les substances possédant la température de fusion la plus basse et la plus haute parmi la liste suivante : hélium He, argon Ar, méthane CH<sub>4</sub>, acide éthanóïque CH<sub>3</sub>COOH. Justifier de manière précise et concise.
- Justifier la différence de température de fusion  $T_{\text{fus}}$  entre les deux molécules suivantes :



## V Moment dipolaire et charges partielles

- Pour la molécule HF, le moment dipolaire vaut  $p = 1,83 \text{ D}$ , et la longueur de liaison est de  $92 \text{ pm}$ . Calculer les charges partielles portées par chaque atome.
- Pour la molécule LiF, la longueur de liaison vaut  $152 \text{ pm}$ . La charge partielle positive est  $\delta = 0,9 \times e$ . Calculer le moment dipolaire de cette molécule  $p$  et préciser son orientation.

Données :  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ , et  $1 \text{ D} = \frac{1}{3} \times 10^{-29} \text{ C m}$

## VI Monoxyde de carbone

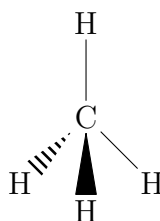
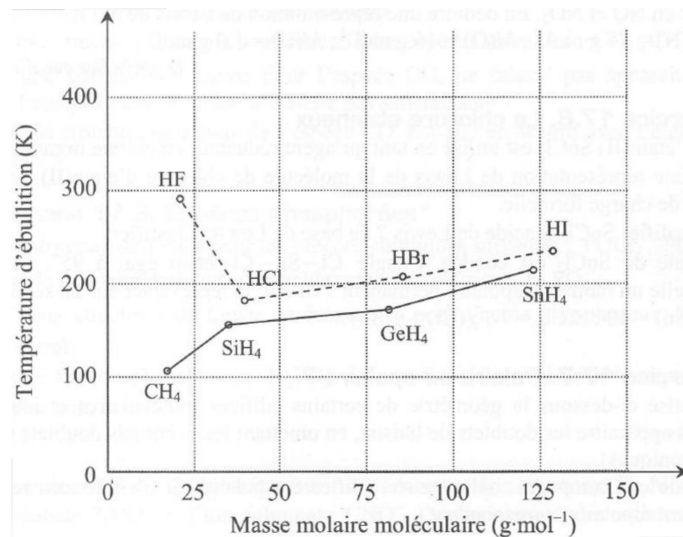
La molécule de monoxyde de carbone est constituée d'un atome d'oxygène ( $Z = 8$ ) et d'un atome de carbone ( $Z = 6$ ).

- Donner le nombre d'électrons de valence des atomes d'oxygène et de carbone.
- Expliquer pourquoi le carbone est tétravalent (susceptible de former 4 liaisons covalentes).
- Proposer une représentation de LEWIS de monoxyde de carbone.
- La formule de LEWIS proposée est-elle alors en accord avec les électronégativités du carbone et de l'oxygène ?

## VII Températures d'ébullition

Les températures d'ébullition sous 1 bar des composés hydrogénés de la 14<sup>e</sup> colonne et de la 17<sup>e</sup> colonne du tableau périodique sont indiquées sur le graphique ci-dessous :

- La représentation de CRAM de la molécule de méthane est représentée ci-dessous :



- a – En déduire le moment dipolaire de la molécule de méthane.
- b – En déduire la géométrie et le moment dipolaire des autres composés hydrogénés de la colonne 14.
- 2) Pourquoi les composés hydrogénés des éléments de la colonne 14 ont-ils des températures d'ébullition plus basses que celles des composés hydrogénés de la colonne 17 ?
- 3) Expliquer l'augmentation observée entre HCl et HI.
- 4) Proposer une explication à l'anomalie observée pour HF.