

## Correction du TD

## I Structures de LEWIS

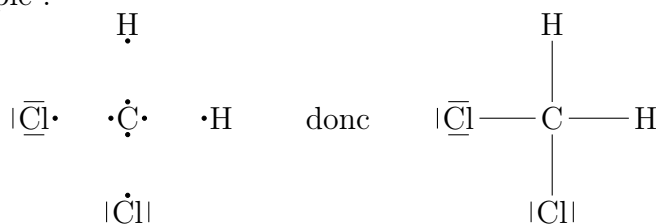
1) On a :

◇ **Dichlorométhane  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  :**

▷ Décompte des électrons :

→  $[\text{H}] : 1s^1$  donc 1 électron de valence→  $[\text{C}] : 1s^2 2s^2 2p^2$  donc 4 électrons de valence→  $[\text{Cl}] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  donc 7 électrons de valence.→ Total :  $2 * 1 + 4 + 2 * 7 = 20$  électrons, 10 doublets.

▷ Méthode simple :

◇ **Dioxygène  $\text{O}_2$  :**

▷ Décompte des électrons :

→  $[\text{O}] : 1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence→ Total :  $2 * 6 = 12$  électrons, 6 doublets.

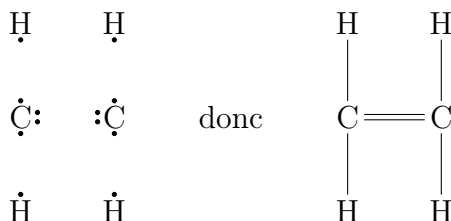
▷ Méthode simple :

◇ **Éthène  $\text{C}_2\text{H}_4$  :**

▷ Décompte des électrons :

→  $[\text{H}] : 1s^1$  donc 1 électron de valence→  $[\text{C}] : 1s^2 2s^2 2p^2$  donc 4 électrons de valence→ Total :  $4 * 1 + 2 * 4 = 12$  électrons, 6 doublets.

▷ Méthode simple :

◇ **Ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  :**

▷ Décompte des électrons :

→  $[\text{H}] : 1s^1$  donc 1 électron de valence→  $[\text{O}] : 1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence→ Une charge  $\oplus$ , donc 1 électron en moins→ Total :  $3 * 1 + 6 - 1 = 8$  électrons, 4 doublets.▷ Méthode simple : H est moins électronégatif que O, mais si la charge  $\oplus$  était portée par un H il ne pourrait pas se lier : c'est forcément O qui la porte.

◇ **Ion hydroxyde  $\text{HO}^-$  :**

▷ Décompte des électrons :

- [H] :  $1s^1$  donc 1 électron de valence
- [O] :  $1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence
- Une charge  $\ominus$ , donc 1 électron en plus
- Total :  $1 + 6 + 1 = 8$  électrons, 4 doublets.

▷ Méthode simple :

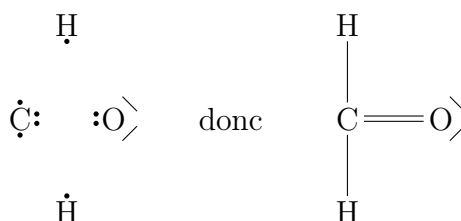


◇ **Méthanal  $\text{H}_2\text{CO}$  :**

▷ Décompte des électrons :

- [H] :  $1s^1$  donc 1 électron de valence
- [C] :  $1s^2 2s^2 2p^2$  donc 4 électrons de valence
- [O] :  $1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence
- Total :  $2 * 1 + 4 + 6 = 12$  électrons, 6 doublets.

▷ Méthode simple : on a forcément une liaison C–O, mais il n'est pas évident de savoir où les H vont se lier. On commence donc par les placer entre C et O.

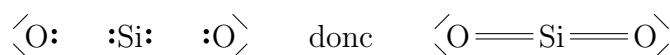


◇ **Dioxyde de silicium  $\text{SiO}_2$  :**

▷ Décompte des électrons :

- [O] :  $1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence
- [Si] :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$  donc 4 électrons de valence
- Total :  $2 * 6 + 4 = 16$  électrons, 8 doublets.

▷ Méthode simple :

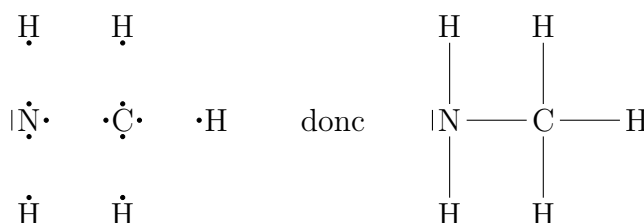


◇ **Méthylamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  :**

▷ Décompte des électrons :

- [H] :  $1s^1$  donc 1 électron de valence
- [C] :  $1s^2 2s^2 2p^2$  donc 4 électrons de valence
- [N] :  $1s^2 2s^2 2p^3$  donc 5 électrons de valence
- Total :  $5 * 1 + 4 + 5 = 14$  électrons, 7 doublets.

▷ Méthode simple : H ne peut former qu'une seule liaison, on a forcément une liaison C–N.



2)

◇ **Ozone  $\text{O}_3$  :**

▷ Décompte des électrons :

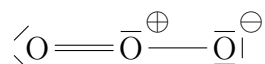
- [O] :  $1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence
- Total :  $3 * 6 = 18$  électrons, 9 doublets.

▷ Méthode simple : à tenter, mais pas simple d'obtenir un résultat convaincant.

▷ Méthode générale :

- **Squelette** : immédiat car la molécule est linéaire.
- **Recherche de liaisons multiples** : le squelette implique au moins 2 liaisons, soit 7 doublets restants à placer. **Si tous les doublets restant étaient non liants**, pour respecter l'octet il en faudrait 3 sur les atomes du bout et 2 sur l'atome du milieu, soit  $2 \times 3 + 2 = 8$  : c'est un de plus que disponible. Il y a donc **une liaison double**.
- On pose donc les doublets.
- **Recherche des charges formelles** :
  - Atome de gauche : il a 6 électrons qui l'entourent, contre 6 dans son état isolé : pas de charge.
  - Atome central : il a 5 électrons qui l'entourent, donc une charge  $\oplus$ .
  - Atome de droite : il a 7 électrons qui l'entourent, donc une charge  $\ominus$ .

▷ Conclusion :

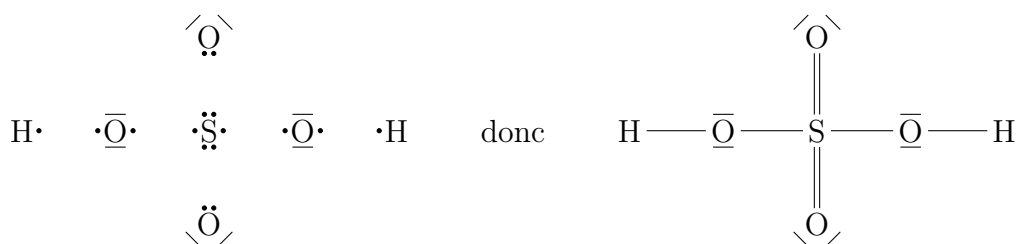


### 3) a – ♦ Acide sulfurique $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

▷ Décompte des électrons :

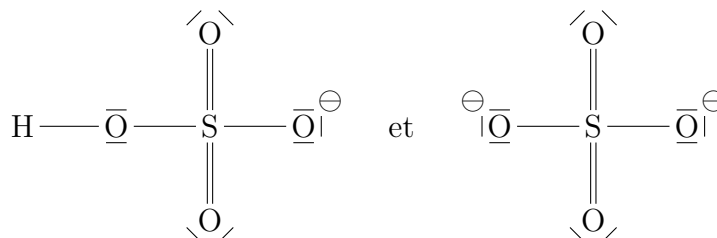
- [H] :  $1s^1$  donc 1 électron de valence
- [O] :  $1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence
- [S] :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  donc 6 électrons de valence
- Total :  $2 \times 1 + 6 + 4 \times 6 = 32$  électrons, 16 doublets.

▷ Méthode simple : on nous donne l'information que les 4 atomes d'oxygène sont reliés au silicium. On a donc le squelette, et on complète les doublets en trouvant les deux liaisons doubles qui évitent les deux charges  $\ominus$  sur les oxygènes. Comme le silicium appartient à la 3ème période, il est possible qu'il soit entouré de plus de 4 doublets (hypervalent).



### 4) a – ♦ Ions $\text{HSO}_4^-$ et $\text{SO}_4^{2-}$ :

- ▷ Décompte des électrons : Déjà effectué
- ▷ Méthode simple : on enlève un atome d'hydrogène à chaque fois, laissant donc le doublet de la liaison O–H sur l'atome d'oxygène correspondant, lui laissant une charge  $\ominus$ .



### 5) ♦ Ion hydrogénocarbonate $\text{HCO}_3^-$ :

- ▷ Décompte des électrons :
  - [H] :  $1s^1$  donc 1 électron de valence
  - [C] :  $1s^2 2s^2 2p^2$  donc 4 électrons de valence
  - [O] :  $1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence
  - Une charge  $\ominus$ , donc un électron en plus
  - Total :  $1 + 4 + 3 \times 6 + 1 = 24$  électrons, 12 doublets.
- ▷ Méthode simple : fonctionne... si on part bien ! O est le plus électronégatif des atomes de l'ion, on en déduit que c'est un des oxygènes qui la porte.

▷ Méthode générale :

→ **Squelette** : on pourrait partir avec une solution incluant une liaison O–O avec le H sur C, mais comme on sait qu'on va former  $\text{CO}_3^{2-}$  ensuite, il faut pouvoir enlever l'atome d'hydrogène sans se retrouver avec  $\bar{\text{C}}$  qui est très peu commun. On mettra comme d'habitude l'atome qui fait le plus de liaisons au centre, avec l'hydrogène lié à un oxygène.

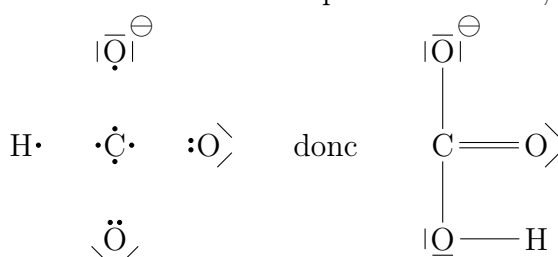
→ **Recherche de liaisons multiples** : le squelette implique au moins 4 liaisons, soit 8 doublets restants à placer. **Si tous les doublets restant étaient non liants**, pour respecter l'octet il en faudrait 9 en tout : c'est un de plus que disponible. Il y a donc **une liaison double**, une C=O.

→ On pose donc les doublets.

→ **Recherche des charges formelles** :

- Oxygène en haut : il a 7 électrons qui l'entourent, contre 6 dans son état isolé : charge  $\ominus$ .
- Carbone : il a 4 électrons qui l'entourent, donc pas de charge.
- Autres oxygène : ils ont 6 électrons qui les entourent, donc pas de charge.

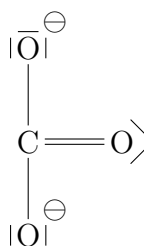
▷ Conclusion :



◇ **Ion carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$**  :

▷ Décompte des électrons : déjà fait

▷ Méthode simple : on enlève un hydrogène en rabattant le doublet liant en non-liant.



6) ◇ **Benzène  $\text{C}_6\text{H}_6$**  :

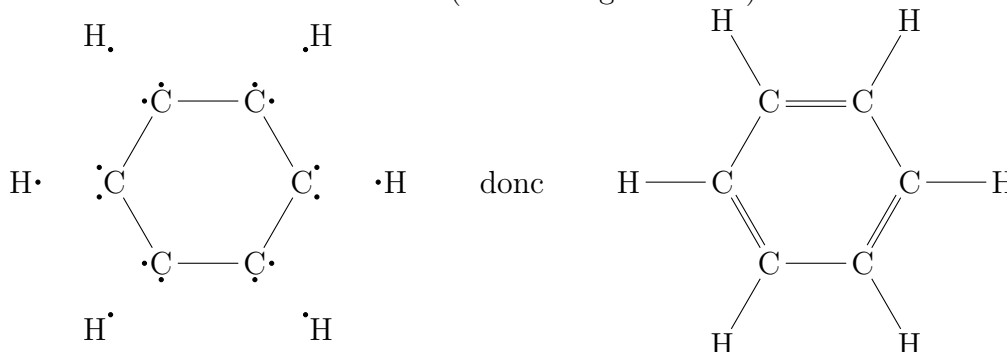
▷ Décompte des électrons :

→ [H] :  $1s^1$  donc 1 électron de valence

→ [C] :  $1s^2 2s^2 2p^2$  donc 4 électrons de valence

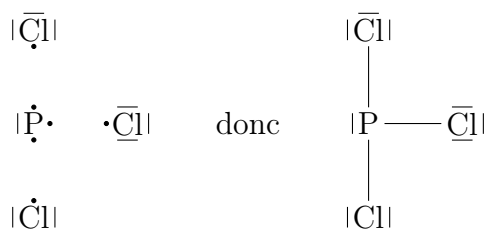
→ Total :  $6 \times 1 + 6 \times 4 = 30$  électrons, 15 doublets.

▷ Méthode simple : comme on sait que la molécule est cyclique, il est plus simple de représenter le cycle dès le départ avec des liaisons simples. Ensuite, chaque H est lié à un C. On a donc consommé  $6 + 6 = 12$  doublets pour ce squelette, il en reste 3 qui ne peuvent être des doublets non liants (sinon charge formelle) : il a donc 3 liaisons doubles.

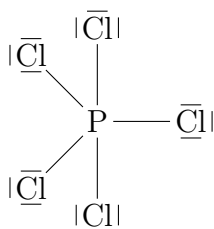


## II Le phosphore

- 1) On écrit sa configuration :  $[P] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ , soit 5 électrons de valence (et on voit avec PAULI et HUND qu'il a 3 électrons parallèles dans les OA de la sous-couche 3p, et 2 remplissant l'OA 3s, d'où un doublet liant et 3 électrons simples).
- 2) Le chlore a pour configuration  $[Cl] : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , soit 7 électrons de valence (et on voit avec PAULI et HUND qu'il a 3 doublets non-liants et un seul électron célibataire). On met donc le phosphore au centre de l'édifice pour obtenir :



- 3) Le phosphore appartient à la troisième période, et peut donc être hypervalent (grâce à la sous-couche  $d$  non-remplie). On obtient alors



## III Caractéristiques de quelques solvants

- 1) Tous sont polaires, sauf l'hexane.
- 2) L'eau et le méthanol sont protiques, pas les autres.
- 3) L'hexane n'est pas dispersif, le méthanol, le DMF et l'acétonitrile sont dispersifs, l'eau est fortement dispersive.
- 4) La présence d'un moment dipolaire sur chacune de ces molécules permet des interactions attractives de VAN DER WAALS. L'hexane ne présente pas ces propriétés et ne se mélange donc pas bien aux autres.

## IV Températures de changements d'état

- 1) Toutes ces molécules sont apolaires, donc seule l'interaction de LONDON permet leur cohésion interne. Pour les 4 premières, on n'augmente que peu la taille de l'atome et donc que peu sa polarisabilité, mais ce qui augmente néanmoins les interactions attractives et donc la température d'ébullition (exception avec le fluor très électronégatif qui réduit sa polarisabilité). Pour les deux dernières, on reste sur la même famille en augmentant de période, donc la taille de l'atome augmente subitement et sa polarisabilité avec, d'où les températures observées.
- 2) On nous indique que leurs tailles sont comparables, on suppose donc leur polarisabilité similaire. Ce qui les différencie ici est leur moment dipolaire : il est plus élevé dans le cas de  $H_2S$ , ce qui fait que les interactions de DEBYE et KEESOM sont plus intenses, et la température d'ébullition donc plus élevée.
- 3) Fusion : passage du solide au liquide. C'est l'hélium qui a la plus faible, étant donné qu'il correspond au plus petit corps pur stable et inerte, n'ayant aucune interaction de VDW notable. L'élément qui a la plus haute sera l'acide éthanóïque, étant donné sa capacité à créer des liaisons hydrogènes en son sein (H relié à O). On peut terminer en supposant que l'argon aura une température supérieure à celle de l'hélium, mais sûrement proche de celle du méthane puisque bien qu'apolaires les deux commencent à être relativement polarisables.

- 4) L'interaction de LONDON est du même ordre de grandeur (même taille  $\approx$  même polarisabilité), mais les interactions de DEBYE et KEESOM sont accrues pour le composé (Z) qui présente un moment dipolaire.

## V Moment dipolaire et charges partielles

- 1)  $\chi_H < \chi_F$ , donc H porte la charge  $+\delta$  et F la charge  $-\delta$ , avec  $p = \delta \ell_{H-F}$ ; ainsi

$$\delta = \frac{p}{\ell_{H-F}} = 6,6 \times 10^{-20} \text{ C} \approx 0,4 \times e$$

- 2)  $\vec{p}$  est le long de la liaison covalente et dirigé de F vers Li. Son moment dipolaire  $p$  est :

$$p = \delta \ell_{Li-F} = 6,57 \text{ D}$$

## VI Monoxyde de carbone

- 1) [O] :  $1s^2 2s^2 2p^4$  donc 6 électrons de valence.  
[C] :  $1s^2 2s^2 2p^2$  donc 4 électrons de valence.
- 2) Le carbone est tétravalent puisqu'il appartient à la deuxième période, et donc respecte forcément la règle de l'octet : comme il compte quatre électrons de valence, il peut former 4 liaisons pour s'entourer d'un octet.

L'étude précise de sa configuration électronique donne cependant un état de base avec un doublet non-liant et 2 électrons célibataires (HUND); il se trouve qu'on le trouve le plus souvent sous une forme excitée  $1s^2 2s^1 2p^3$  où tous les spins sont parallèles et tous les électrons sont célibataires, d'où les 4 liaisons (hors programme).

- 3) Nombre total d'électrons de valence :  $4 + 6 = 10$  soit 5 doublets. On a forcément une liaison simple au moins, et il resterait 4 doublets à placer. S'ils étaient tous non liants, il en faudrait 3 sur C et 3 sur O pour leur faire respecter l'octet : c'est 2 de plus que disponible. Il y a donc une **liaison triple**, et finalement :



- 4) La formule proposée n'est pas en accord avec les électronégativités puisque  $\chi_O > \chi_C$ , mais c'est C qui porte la charge moins (excès d'électrons). Il n'est pas possible de construire un schéma de LEWIS respectant à la fois la règle de l'octet et l'électronégativité, c'est ici la règle de l'octet qui s'impose.

## VII Températures d'ébullition

- 1) a – Par symétrie, la molécule de méthane ne possède pas de moment dipolaire permanent (les moments des quatre liaisons C–H se compensent).  
b – Tous les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence. Par conséquent, leurs composés hydrogénés ont tous la même structure, et en particulier leur géométrie est la même que celle de la molécule de méthane en ne changeant que l'atome central. De même, tous les composés hydrogénés de la colonne du carbone n'ont pas de moment dipolaire permanent.
- 2) Les éléments de la famille des halogènes sont bien plus électronégatifs que l'hydrogène et les molécules ne sont pas symétriques. Tous les composés de type H–X où X est un halogène sont donc polaires. Ainsi les forces de VAN DER WAALS entre les composés hydrogénés de la colonne 17 sont plus importantes qu'entre les composés hydrogénés de la colonne 14. Ce qui explique les différences de température d'ébullition.

- 3) La masse molaire de HI est plus élevée que celle de HCl, ce qui indique que la molécule est davantage polarisable. Les interactions de VAN DER WAALS entre molécules sont donc plus fortes dans le cas de l'iode que dans le cas du chlore, ce qui explique la croissance observée.
- 4) L'atome de fluor appartient à la deuxième période et il est fortement électronégatif. Des liaisons hydrogène peuvent donc se former entre molécules de HF, ce qui n'est pas possible dans les autres espèces chimiques. Comme ces liaisons sont beaucoup plus fortes que les autres interactions faibles, elles expliquent la forte anomalie de température d'ébullition observée pour HF.