

→ 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 HO^- :**

- ▷ Décompte des électrons :

→ [H] donc 1 électron de valence

→ [O] 4^e colonne bloc p donc 6 électrons de valence

→ Une charge \ominus , donc 1 électron en plus

→ Total : $1 + 6 + 1 = 8$ électrons, 4 doublets.

- ▷ Méthode simple :



◇ **Méthaneal H_2CO :**

- ▷ Décompte des électrons :

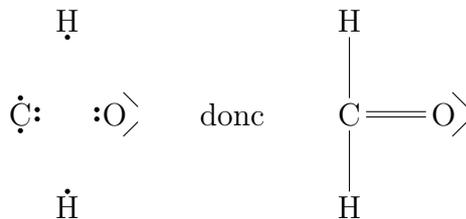
→ [H] 1 électron de valence

→ [C] 2^e colonne du bloc p donc 4 électrons de valence

→ [O] 4^e colonne du bloc p 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 SiO_2 :**

- ▷ Décompte des électrons :

→ [O] 4^e colonne du bloc p donc 6 électrons de valence

→ [Si] famille du carbone donc 4 électrons de valence

→ Total : $2 * 6 + 4 = 16$ électrons, 8 doublets.

- ▷ Méthode simple :



◇ **Méthylamine CH_3NH_2 :**

- ▷ Décompte des électrons :

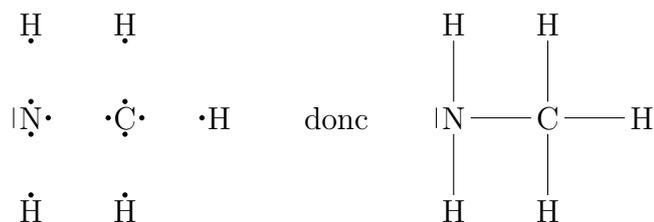
→ [H] 1 électron de valence

→ [C] 2^e colonne du bloc p donc 4 électrons de valence

→ [N] 3^e colonne du bloc p 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) L'ozone O_3 est une molécule non cyclique. Proposer une structure.

Réponse

◇ **Ozone O_3** :

▷ Décompte des électrons :

→ [O] 4^e colonne du bloc p 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.

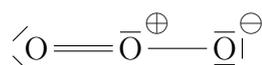
→ **Recherche de liaisons multiples** : le squelette implique au moins 2 liaisons, soit 7 doublets restants à placer. **Si tous les doublets restant étaient non liants**, pour respecter l'octet il en faudrait 3 sur les atomes du bout et 2 sur l'atome du milieu, soit $2 * 3 + 2 = 8$: c'est un de plus 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 – Donner le schéma de LEWIS de l'acide sulfurique H_2SO_4 . Dans cette molécule, les quatre atomes d'oxygène sont reliés à l'atome de soufre.

Réponse

◇ **Acide sulfurique H_2SO_4** :

▷ Décompte des électrons :

→ [H] 1 électron de valence

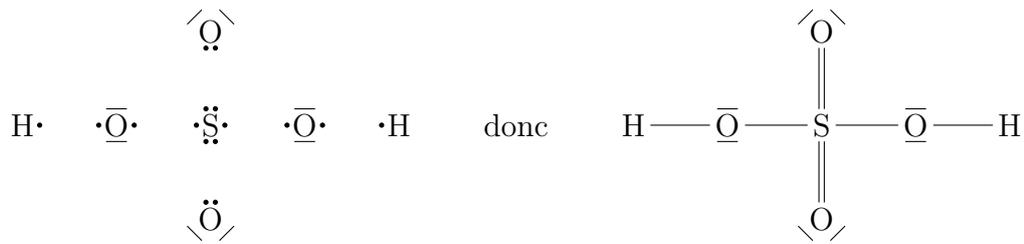
→ [O] 6 électrons de valence

→ [S] famille de l'oxygène donc 6 électrons de valence

→ Total : $2 * 1 + 6 + 4 * 6 = 32$ 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).



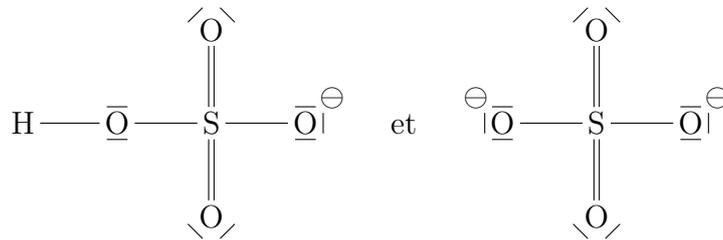
◇

b – En déduire celles des ions HSO_4^- et SO_4^{2-} .

Réponse

◇ **Ions hydrogénosulfate H_2SO_4^- et l'ion sulfate 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 .



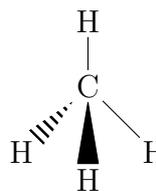
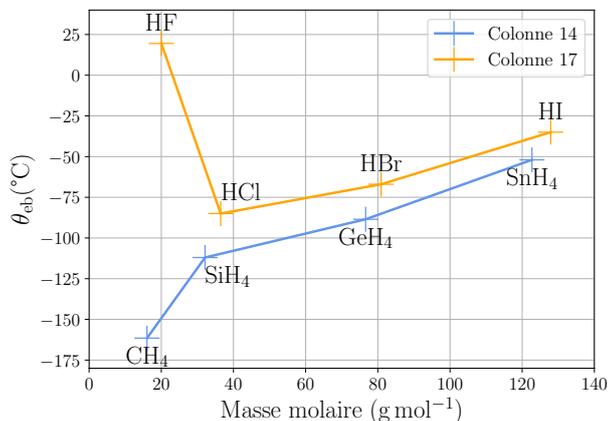
◇

4) Donner le schéma de LEWIS des ions hydrogencarbonate HCO_3^- et carbonate CO_3^{2-} .

Réponse

◇ **Ion hydrogencarbonate HCO_3^- :**

- ▷ Décompte des électrons :
 - [H] 1 électron de valence
 - [C] 4 électrons de valence
 - [O] 6 électrons de valence
 - Une charge \ominus , donc un électron en plus
 - Total : $1 + 4 + 3 * 6 + 1 = 24$ 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 CO_3^{2-} ensuite, il faut pouvoir enlever l'atome d'hydrogène sans se retrouver avec $\bar{\text{C}}^\ominus$ 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 $\text{C}=\text{O}$.
 - 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.



- 1) a – En déduire le moment dipolaire de la molécule de méthane.

Réponse

Par symétrie, la molécule de méthane ne possède pas de moment dipolaire permanent (les moments des quatre liaisons C–H se compensent).



- b – En déduire la géométrie et le moment dipolaire des autres composés hydrogénés de la colonne 14.

Réponse

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) Pourquoi les composés hydrogénés des éléments de la colonne 14 ont-ils des température d'ébullition plus basses que celles des composés hydrogénés de la colonne 17 ?

Réponse

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) Expliquer l'augmentation observée entre HCl et HI.

Réponse

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) Proposer une explication à l'anomalie observée pour HF.

Réponse

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.



★☆☆ III Températures de changements d'état

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

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

- 1) Interpréter l'évolution constatée.

Réponse

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.



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

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

- 2) Interpréter l'évolution constatée.

Réponse

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 H₂S, ce qui fait que les interactions de DEBYE et KEESOM sont plus intenses, et la température d'ébullition donc plus élevée.



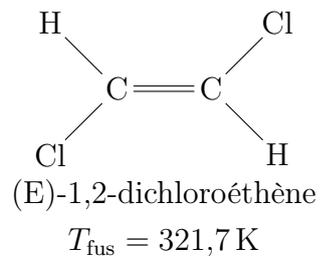
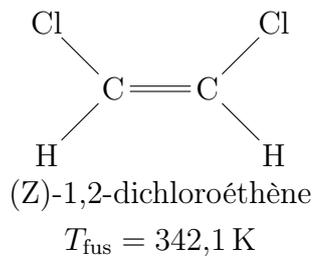
- 3) Identifier les substances possédant la température de fusion la plus basse et la plus haute parmi la liste suivante : hélium He, argon Ar, méthane CH₄, acide éthanoïque CH₃COOH. Justifier de manière précise et concise.

Réponse

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 éthanoïque, 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 de fusion 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) Justifier la différence de température de fusion T_{fus} entre les deux molécules suivantes :



Réponse

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.

