

C05 - TP 1 : Représenter des molécules

OBJECTIFS DU TP :

- Réaliser le schéma de Lewis de molécules simples
- Écrire les formules brutes, développées et semi-développées de molécules

I- Le schéma de Lewis

Document 1 : Rappels de 2^{nde} – La configuration électronique des atomes

Un atome X a pour représentation symbolique A_ZX

Z est le numéro atomique : il correspond au nombre de protons dans l'atome.

Comme l'atome est électriquement neutre, il y a autant de charges positives (protons) que de charges négatives (électrons). Ainsi il y a aussi Z électrons dans un atome.

A est le nombre de masse : il correspond au nombre de nucléons (protons + neutrons) dans l'atome ($A = Z + N$ avec N le nombre de neutrons).

Les électrons sont répartis dans des couches et sous couches électroniques. On ne peut remplir une sous-couche que si la sous-couche précédente est complètement remplie.

| Couche | Sous-couche | Nombre maximal d'électrons | |
|--------|-------------|----------------------------|---|
| n = 1 | 1s | 2 | 2 |
| n = 2 | 2s | 2 | 8 |
| | 2p | 6 | |
| n = 3 | 3s | 2 | 8 |
| | 3p | 6 | |

↓ Ordre de remplissage

La répartition des électrons dans les sous-couches est appelée la structure électronique de l'atome.

La dernière couche ($n = 1$ ou $n = 2$ ou $n = 3$) contenant des électrons est appelée la couche de valence. Les électrons présents dans cette couche sont appelés les électrons de valence.

Exemple : le carbone C a pour numéro atomique $Z = 6$.

Il y a donc 6 électrons dans l'atome de carbone : sa structure électronique est $1s^2 2s^2 2p^2$.

La dernière couche est la couche $n = 2$. Il y a dans cette couche : $2 + 2 = 4$ électrons de valence.

- 1) En se basant sur la méthode décrite dans le document 1 et sur l'exemple ci-dessus, donner la structure électronique des atomes suivants : ${}^1_1\text{H}$; ${}^8_8\text{O}$; ${}^{17}_{17}\text{Cl}$; ${}^7_7\text{N}$; ${}^{10}_{10}\text{Ne}$; ${}^{18}_{18}\text{Ar}$; ${}^2_2\text{He}$
- 2) Donner le nombre d'électrons de valence de chacun des atomes ci-dessus.
- 3) Pour les atomes Ne, Ar et He, comparer le nombre maximal d'électrons avec le nombre d'électrons de valence. Que remarque-t-on ?

Document 2 : La stabilité des éléments chimiques

Les gaz nobles sont les éléments de la dernière colonne de la classification périodique. Ce sont les éléments chimiques les plus stables qui existent.

Les gaz nobles ont leur couche de valence complète (ou saturée) :

- l'hélium possède deux électrons de valence : il a une structure en duet

- Les autres gaz nobles ont 8 électrons de valence : ils ont une structure en octet.

Tous les autres éléments de la classification périodique essaient d'avoir cette même stabilité en adoptant une configuration électronique en duet (pour l'hydrogène) ou en octet (pour les autres). **Le nombre d'électrons manquants pour posséder une telle structure correspond au nombre de liaisons que va former l'atome dans la molécule.**

On s'intéresse dans la suite de cette partie **aux électrons de valence uniquement**.

4) La molécule de dihydrogène

- a. Rappeler le nombre d'électrons de valence de l'atome d'hydrogène.
- b. Représenter l'atome d'hydrogène par son symbole, avec autour son (ou ses) électron(s) de valence représenté(s) par un point.
- c. Combien manque-t-il d'électrons à l'atome d'hydrogène pour avoir une structure en duet ?
- d. En s'aidant de la phrase en gras du document 2, indiquer combien de liaisons covalentes va former l'atome d'hydrogène.
- e. Sur le schéma de Lewis, une liaison covalente est un trait qui relie deux électrons de valence. Représenter alors le schéma de Lewis du dihydrogène.

5) La molécule d'eau

- a. Rappeler le nombre d'électrons de valence de l'atome d'oxygène.
- b. Représenter l'atome d'oxygène par son symbole, avec autour ses électrons de valence représentés chacun par un point.
- c. Combien manque-t-il d'électrons à l'atome d'oxygène pour avoir une structure en octet ?
- d. En s'aidant de la phrase en gras du document 2, indiquer combien de liaisons covalentes va former l'atome d'oxygène.
- e. Rajouter sur la représentation précédente les deux atomes d'hydrogène avec leur électron de valence et représenter les liaisons formées par les atomes au sein de la molécule d'eau.
- f. Combien d'électrons de valence **non utilisés** reste-t-il sur l'atome d'oxygène ?
- g. Les électrons de valence non engagés dans une liaison covalente se mettent par deux pour former des doublets non liants. Représenter les doublets non liants de l'oxygène.

6) La molécule de dioxyde de carbone : Reprendre les mêmes questions pour représenter le schéma de Lewis du dioxyde de carbone.

7) La molécule de chlorure d'hydrogène HCl : Reprendre les mêmes questions pour représenter le schéma de Lewis du chlorure d'hydrogène.

II- Les formules d'une molécule

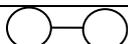
Pour représenter la structure des molécules, on peut utiliser des modèles moléculaires.

Ces modèles ne sont qu'une représentation de la réalité et ne la décrivent pas rigoureusement, mais ils en facilitent la compréhension.

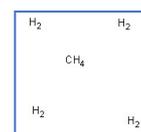
Chaque atome est représenté par une boule de couleur et de taille déterminées.

| Nom de l'atome | Hydrogène | Carbone | Oxygène | Azote | Chlore |
|---------------------|--|--|--|--|--|
| Symbole de l'atome | H | C | O | N | Cl |
| Couleur de la boule | Blanche  | Noire  | Rouge  | Bleue  | Verte  |

- 1) Construire les modèles moléculaires éclatés des molécules ci-dessous, recopier et compléter le tableau en utilisant les bonnes couleurs pour représenter les atomes.

| Molécule | Formule brute | Modèle moléculaire |
|----------------------|------------------|---|
| Dihydrogène | H ₂ |  |
| Chlorure d'hydrogène | HCl | |
| Eau | H ₂ O | |
| Ammoniac | NH ₃ | |
| Méthane | CH ₄ | |
| Dioxygène | O ₂ | |
| Dioxyde de carbone | CO ₂ | |

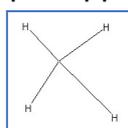
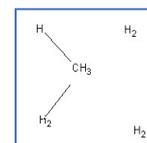
- Lancer le logiciel Chems sketch : depuis le dossier *Autres raccourcis* sur le bureau.



Exemple : visualisation de la molécule de méthane CH₄

Le principe est de placer les différents groupements avant de les relier. Pour cela :

- Sélectionner C dans la colonne à gauche, puis cliquer au milieu de la feuille ; CH₄ apparaît, c'est normal, ceci indique que l'atome de carbone nécessite encore 4 liaisons.
- Sélectionner H dans la colonne à gauche, puis cliquer 4 fois autour de CH₄ afin de placer les atomes d'hydrogène (si H₂ apparaît c'est normal).
- Relier ensuite les atomes en cliquant sur la souris et en la faisant glisser entre les groupements CH₄ et H₂.
- Une fois la molécule formée, voici ce qu'il apparaît sur l'écran :



- Si vous vous êtes trompé, cliquez en haut à gauche sur la page blanche pour recommencer. (Si besoin, pour effacer votre dernière action cliquer sur « Edit » puis sur « Undo Draw ».)

- La géométrie de la molécule représentée ne correspond pas à celle de la molécule réelle, pour la rectifier, appuyer en haut sur l'icône : 
- Cliquer sur l'icône 3D Viewer en haut à droite. 
- Des traits représentent les liaisons entre les atomes. Cliquer ensuite sur l'icône suivante pour visualiser les atomes ainsi que les liaisons. 
- Afin de réaliser une autre molécule, cliquer sur 1-ChemSketch en bas à gauche puis sur la page blanche.

Document 3 : Différentes représentations

La formule brute d'une molécule est l'écriture la plus compacte décrivant la nature et le nombre des atomes de cette molécule.

Dans la formule développée d'une molécule, on représente toutes les liaisons.

Dans la formule semi-développée, on regroupe les liaisons avec les hydrogènes autour de l'atome auxquels ils sont liés.

Exemple : Le propanol a pour formule brute C_3H_8O .

Il a pour formule développée :

$$\begin{array}{ccccccc} & H & H & H & & & \\ & | & | & | & & & \\ H & -C & -C & -C & -O & -H & \\ & | & | & | & & & \\ & H & H & H & & & \end{array}$$

Il a pour formule semi-développée : $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH$

(En effet : $CH_3 - CH_2 - CH_2 - OH \leftrightarrow \begin{array}{ccccccc} & H & H & H & & & \\ & | & | & | & & & \\ H & -C & -C & -C & -O & -H & \\ & | & | & | & & & \\ & H & H & H & & & \end{array})$

- 2) Réaliser sur ChemsSketch, la représentation de chaque molécule du tableau ci-dessous et compléter les colonnes « formule brute », « formule semi-développée » et « formule développée ».

| Molécule | Formule brute | Formule semi-développée | Formule développée |
|----------|---------------|-------------------------|--|
| Éthane | | | $\begin{array}{ccc} H & H & \\ & & \\ H-C & -C & -H \\ & & \\ H & H & \end{array}$ |
| Propane | C_3H_8 | | |
| Éthanol | | | $\begin{array}{ccccccc} & H & H & & & & \\ & & & & & & \\ H & -C & -C & -O & -H & & \\ & & & & & & \\ & H & H & & & & \end{array}$ |

| | | | |
|----------------|--|--|---|
| Méthoxyméthane | | | $\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ |
|----------------|--|--|---|

À la fin de la séance, reprendre la grille d'auto-évaluation du début du chapitre pour la remplir.