

C12 – TP : Représenter des molécules

OBJECTIFS DU TP :

- Établir le schéma de Lewis de molécules simples
- Comprendre la géométrie des molécules

I- Le schéma de Lewis

1- Schéma de Lewis des molécules

Consigne : À l'aide des documents ci-dessous, établir les schémas de Lewis pour les molécules suivantes : CH₄ ; HCl ; H₂O ; O₂ ; CO₂, NH₃, N₂.

Document 1 : La molécule de dihydrogène H₂

H (Z = 1) a pour structure électronique 1s¹. Chaque H possède 1 électron de valence (Schéma A)
D'après la règle du duet, il manque 1 électron de valence à chaque H de la molécule pour être stable.

Les deux H de la molécule vont donc partager leur électron (Schéma B).

Une liaison covalente est créée et chaque H de la molécule possède donc 2 électrons de valence. (Schéma C).



Remarque : la liaison covalente est aussi appelée doublet liant.

Document 2 : La molécule de dioxygène O₂

O (Z = 8) a pour structure électronique 1s² 2s² 2p⁴. Chaque O possède 6 électrons de valence (Schéma A).

D'après la règle de l'octet, il manque 2 électrons de valence à chaque O pour être stable.

Les deux O de la molécule vont donc partager chacun 2 électrons de valence et former 2 liaisons covalentes (Schéma B).

Il reste sur chaque O 4 électrons de valence non impliqués dans une liaison covalente : ils se rassemblent sous la forme de deux doublets non liants (Schéma C).



Document 3 : Méthode pour déterminer le schéma de Lewis d'une molécule

Cette méthode n'est pas obligatoire mais peut servir pour vérification du schéma de Lewis d'une molécule.

- 1) Établir la configuration électronique de chaque atome de la molécule et compter ses électrons de valence.
- 2) Représenter chaque atome par son symbole et modéliser chaque électron de valence par un point.
- 3) Compter combien d'électrons sont manquants à chaque atome pour satisfaire les règles du duet (pour H) et de l'octet (pour les autres).
- 4) Tracer les doublets liants pour que les règles précédentes soient satisfaites.

5) Relier les électrons non engagés dans des liaisons par deux pour former les doublets non-liants.

6) Vérifier que les règles du duet (pour H) et de l'octet (pour les autres) sont vérifiées.

2- Schéma de Lewis des ions polyatomiques

Consigne : À partir des documents ci-dessous, établir le schéma de Lewis des ions suivants : H^+ , H_3O^+ , NH_4^+ , Cl^- , O^{2-} .

Document 1 : La lacune électronique

En 2nde on a vu que les ions monoatomiques étaient formés pour que les atomes acquièrent la configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche.

Étudions l'atome de sodium Na (Z=11). Sa structure électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Afin de satisfaire la règle de l'octet, Na va perdre 1 électron et se transformer en Na^+ .

Il a complètement vidé sa couche externe 3s, il reste une lacune électronique, représentée par un petit rectangle.

Il y a donc deux écritures possibles pour l'ion monoatomique :



Document 2 : Les ions polyatomiques

Dans le cas de l'ion hydroxyde HO^- , l'atome de H établit une liaison covalente avec l'atome de O.

Ainsi O possède 6 électrons de valence + 1 électron apporté par H = 7 électrons.

Pour se stabiliser, il gagne 1 électron de plus et porte donc une charge négative. Il y a ainsi 8 électrons, et 4 doublets : 1 liant et 3 non liants.



II- La géométrie des molécules

Le schéma de Lewis permet de modéliser l'enchaînement des atomes au sein d'une entité chimique, moléculaire ou ionique, mais ne donne aucune information sur la géométrie spatiale de ces entités chimiques. On va utiliser les modèles moléculaires et une application sur smartphone.

Le code couleur pour les atomes est universel :

Atome	C	H	O	N
Couleur	Noire	Blanche	Rouge	Bleue

- Télécharger l'application « *Mirage géométrie des molécules* » sur votre smartphone.

Nous allons étudier 4 molécules : le méthane CH_4 ; l'ammoniac NH_3 ; l'eau H_2O ; le dioxyde de carbone CO_2 .

- 1- Avec le code couleur et les modèles moléculaires, fabriquer les 4 molécules précédentes.

- Ouvrir le fichier *Cartes à utiliser avec l'application* depuis le site internet et ouvrir l'application.

- Pointer les cartes 2, 3, 4 et 5 avec le smartphone.
- 2- Vérifier que la géométrie trouvée avec les modèles moléculaires correspond.
- 3- Proposer pour chaque molécule le qualificatif le plus adapté : linéaire, tétraédrique, coudée, pyramidale.
- 4- En comparant la géométrie des molécules et leur structure de Lewis, expliquer en quoi la présence de doublets non liants influence la géométrie autour de l'atome central de chaque molécule.
- Pointer les cartes 7, 8, 9 et 10 avec le smartphone.
- 5- Expliquer alors à l'aide du document 3 la géométrie de ces molécules.

Document 3 : Analogie avec des ballons

Chaque doublet est composé d'électrons. Or les électrons se repoussent électriquement parlant. La géométrie de la molécule sera celle qui permet un éloignement maximal entre les doublets de la molécule.

Les doublets liants sont représentés par des ballons d'une couleur et les doublets non liants par des ballons d'une autre couleur.

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