

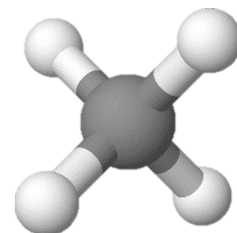
TP

SCHÉMA DE LEWIS, GÉOMÉTRIE DES ENTITÉS POLYATOMIQUES

Objectifs : expliquer le lien entre configuration électronique et géométrie des molécules



Problématique : La connaissance de la formule brute d'une entité ne donne pas d'information sur la façon dont les atomes sont agencés entre eux et ne permet pas non plus de connaître sa structure spatiale. Quel modèle utiliser afin de connaître l'agencement des atomes dans une molécule ? Comment l'exploiter pour prédire la géométrie de cette molécule ?

**I. SCHÉMA DE LEWIS****Évolution de la théorie de la liaison chimique**

Au XIX^e siècle, les scientifiques ont admis que la structure d'un solide ionique est assurée par les interactions électrostatiques entre les ions. Par exemple, dans le chlorure de sodium NaCl, les ions sodium Na⁺ et les ions chlorure Cl⁻ établissent de telles interactions.

Cette théorie ne pouvait cependant pas s'étendre à la description de toutes les molécules : elle ne permet pas d'expliquer les liaisons formées dans des molécules telles que le dihydrogène H₂ ou le dioxygène O₂.

En 1916, l'américain Gilbert LEWIS établit le modèle de la liaison covalente : il suppose que dans une molécule, deux atomes forment une liaison en partageant deux électrons, chacun des atomes fournissant un électron.

Établir un schéma de Lewis

- Établir la configuration électronique pour l'atome de chaque élément chimique présent dans la molécule étudiée ;
- identifier pour chacun le nombre d'électrons de valence (électrons de la plus haute couche occupée) ;
- déterminer le nombre d'électrons de valence manquant à chacun pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche ; *c'est le nombre de liaisons covalentes que l'atome va former dans la molécule* ; . .
- disposer sur la copie les symboles des éléments chimiques et les entourer de petits points figurant les électrons de valence ;
- relier ses points deux à deux entre les atomes pour former les liaisons covalentes (*doublets liants*) en respectant le nombre de liaisons établi plus tôt ;
- relier les électrons restant autour d'un même atome deux par deux (*doublets non liants*). . .



1. Compléter les deux tableaux fournis ci-contre pour réaliser les schémas de Lewis de l'ammoniac et du dioxyde de carbone.
2. Établir le schéma de Lewis de chacune des molécules suivantes : dihydrogène H₂, méthane CH₄, eau H₂O, dioxygène O₂, éthène C₂H₄ et méthanal CH₂O. **APPEL** 🙋.
3. Donner le schéma de Lewis de l'anion Cl⁻.
4. Établir le schéma de Lewis des ions suivants : oxonium H₃O⁺, hydroxyde HO⁻, oxyde O²⁻ et ammonium NH₄⁺.

II. GÉOMÉTRIE DES ENTITÉS CHIMIQUES**Modèles moléculaires**

Un modèle moléculaire est une construction dans laquelle les atomes de chaque élément chimique sont représentés par des boules de tailles et de couleurs différentes, et comportant plus ou moins de trous. Ces boules peuvent être reliées par des tiges qui modélisent les liaisons établies entre les atomes.

Élément chimique	hydrogène	carbone	azote	oxygène	chlore
Symbole	H	C	N	O	Cl
Couleur associée	blanc	noir	bleu	rouge	vert

5. Construire le modèle moléculaire éclaté des molécules suivantes : méthane CH₄, ammoniac NH₃, eau H₂O, dioxyde de carbone CO₂ et méthanal CH₂O.
6. Pour chaque molécule, choisir dans la liste suivante un adjectif pour qualifier la géométrie des atomes autour de l'atome central :

linéaire

coudée

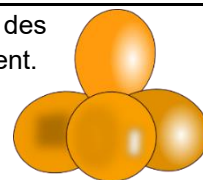
triangulaire

tétraédrique

pyramidale

La répulsion des paires électroniques

Les paires électroniques, c'est-à-dire les doublets d'électrons, sont soit des liaisons covalentes, soit des doublets non liants dans le modèle de Lewis. Ils sont composés d'électrons chargés négativement. Comme les charges électriques de même signe se repoussent, les doublets d'électrons autour d'un atome adoptent la géométrie qui les éloigne le plus possible les uns des autres, à la façon de ces quatre ballons noués ensemble. On parle de répulsion électronique.



7. Rédiger un paragraphe pour expliquer que les molécules d'eau et de dioxyde de carbone n'ont pas la même géométrie.
8. Répondre en quelques mots à la problématique.

▪ Schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac

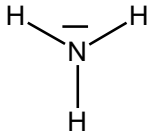
Espèce chimique	ammoniac NH ₃	
Éléments chimiques		
Configuration électronique des atomes		
Nombre d'électrons de valence		
Nombre de liaisons covalentes à former		
Nombre de doublets non liants (moitié du nombre d'électrons de valence non mobilisés)		
Schéma de Lewis		

▪ Schéma de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone

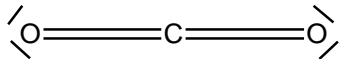
Espèce chimique	dioxyde de carbone CO ₂	
Éléments chimiques		
Configuration électronique des atomes		
Nombre d'électrons de valence		
Nombre de liaisons covalentes à former		
Nombre de doublets non liants (moitié du nombre d'électrons de valence non mobilisés)		
Schéma de Lewis		

Éléments de correction.

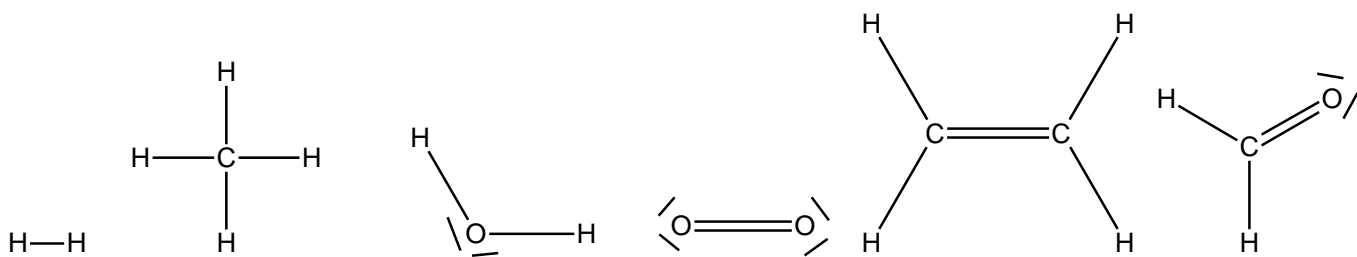
▪ Schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac

Espèce chimique	ammoniac NH ₃	
Éléments chimiques	N	H
Configuration électronique des atomes	1s ² 2s ² 2p ³	1s ¹
Nombre d'électrons de valence	2 + 3 = 5	1
Nombre de liaisons covalentes à former	3 pour arriver à 2p ⁶ comme Ne	1 pour arriver à 1s ² comme He
Nombre de doublets non liants (moitié du nombre d'électrons de valence non mobilisés)	$\frac{5 - 3}{2} = 1$	$\frac{1 - 1}{2} = 0$
Schéma de Lewis		

▪ Schéma de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone

Espèce chimique	dioxyde de carbone CO ₂	
Éléments chimiques	C	O
Configuration électronique des atomes	1s ² 2s ² 2p ²	1s ² 2s ² 2p ⁴
Nombre d'électrons de valence	2 + 2 = 4	2 + 4 = 6
Nombre de liaisons covalentes à former	4 pour arriver à 2p ⁶ comme Ne	2 pour arriver à 2p ⁶ comme Ne
Nombre de doublets non liants (moitié du nombre d'électrons de valence non mobilisés)	$\frac{4 - 4}{2} = 0$	$\frac{6 - 2}{2} = 2$
Schéma de Lewis		

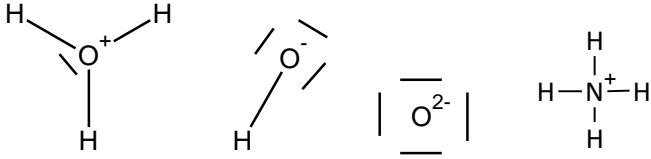
2.



3.



4. Établir le schéma de Lewis des ions suivants : oxonium H_3O^+ , hydroxyde HO^- , superoxyde O_2^- et ammonium NH_4^+ .



6. méthane CH_4 tétraédrique, ammoniac NH_3 pyramidal, eau H_2O coudée, dioxyde de carbone CO_2 linéaire et méthanal CH_2O triangulaire plane.

7. Dans la molécule de dioxyde de carbone, l'atome centrale est liée par deux liaisons doubles à des atomes d'oxygènes. Ces liaisons doubles se repoussent au maximum, ce qui les écarte d'un angle de 180° et la molécule est linéaire. Par contre, dans la molécule d'eau, l'atome central est porteur de deux doublets non liants. Ces deux doublets et les deux liaisons simples avec les hydrogènes se repoussent mutuellement deux à deux, ce qui dispose ces quatre doublets dans un tétraèdre. La molécule présente alors un coude sur l'atome d'oxygène.

8. Le modèle de Lewis permet de modéliser la formation des liaisons dans une entité polyatomique et l'agencement des électrons de valence. Leur répulsion électrostatique permet de prédire la géométrie des entités chimiques ainsi formée.