

Chapitre 3
De l'atome aux molécules

Dr. Pierre-Alexis GAUCHARD

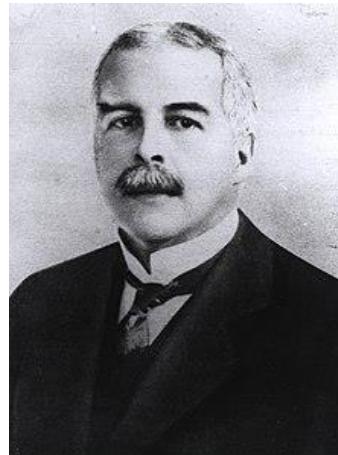
Chapitre 3.

De l'atome aux molécules

- I. Vers des entités chimiques stables
- II. Cas des atomes du vivant

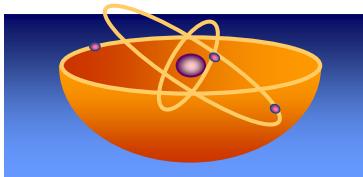
I. Vers des entités chimiques stables

Théorie de Lewis (1916)



- I.1) Stabilité des couches électroniques remplies
- I.2) Mise en commun de 2 électrons
- I.3) Formule de Lewis

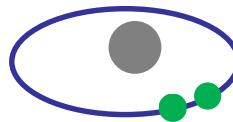
I.1) Stabilité des couches électroniques remplies



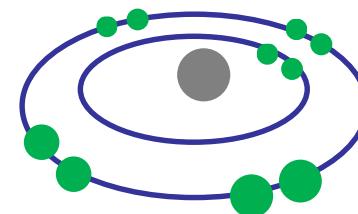
Rappel :
modèle de Bohr → organisation des électrons en couches électroniques

Vocabulaire. Dans le modèle de Bohr, la dernière couche occupée est appelées **couche de valence**
Les électrons de cette couche sont appelés **électrons de valence**

Les atomes possèdent une stabilité particulière lorsque leur couche de valence est remplie (on parle de couche de valence saturée)



Atome d'hélium (₂He)
2 électrons de valence



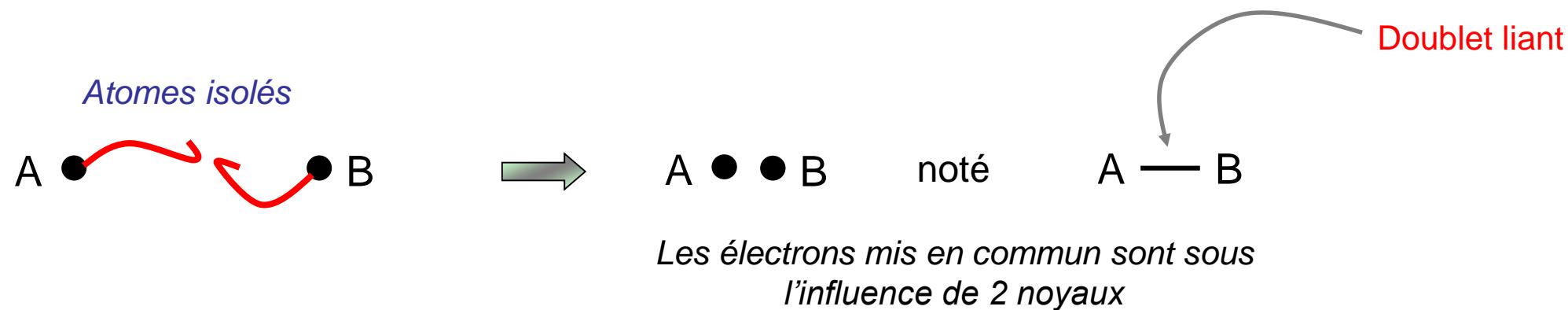
Atome de néon (₁₀Ne)
8 électrons de valence

L'hélium comme le néon sont des atomes particulièrement stables

I.2) Mise en commun de deux électrons

Théorie de Lewis : théorie de la liaison covalente

Une liaison covalente est un doublet d'électrons, issu de la mise en commun de deux **électrons de valence**



Deux atomes A et B se lient lorsque la nouvelle entité AB est plus stable que les 2 atomes séparés. En formant des liaisons covalentes, chaque atome acquiert une structure stable identique à celle de la couche de valence saturée

I.3) Formule de Lewis

I.3.i) Formule de Lewis : multiplicité des liaisons

Les liaisons formées peuvent être simples ou multiples



I.3.ii) Formule de Lewis : doublets non liants

Un atome n'engage pas nécessairement tous ses électrons de valence dans des liaisons covalentes : les électrons de valence d'un atome ne participant pas à une liaison reste sous l'influence d'un seul noyau et s'agencent en doublets d'électrons appelés **doublets non liants** (ou doublets libres) représentés par un trait autour du symbole de l'atome considéré



Lorsque la somme des électrons de valence des différentes atomes considérés est impaire, il reste un électron célibataire ne pouvant s'agencer en un doublet : notion de radical (cf. exercices)

La notation correspondant à l'organisation dans une molécule des électrons de valence de chaque atome en doublets liants et doublets non liants est appelée indifféremment **formule, structure, représentation ou schéma de Lewis**

II) Cas des atomes du vivant

Les quatre élément hydrogène ₁H, carbone ₆C, azote ₇N et oxygène ₈O représentent plus de 95% de la masse des organismes et sont les quatre éléments fondamentaux des molécules organiques essentielles du vivant (protides, acides nucléiques, lipides, glucides \sim cours de biochimie et de biologie moléculaire)

A ces éléments fondamentaux on ajoutera le rôle biologique des atomes de soufre (S) et phosphore (P)

Par la suite on ne s'intéressera qu'aux atomes H, C, N, O et dans une moindre mesure S et P

II.1) Cas des atomes H, C, N et O

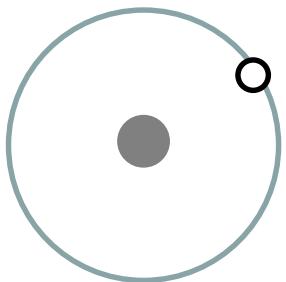
II.2) Notion d'ions polyatomiques

II.3) Cas des atomes P et S

EXERCICES

II.1) Cas des atomes H, C, N et O

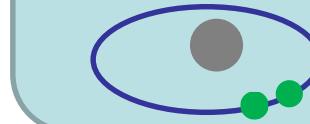
II.1.i) Cas de l'atome d'hydrogène



${}_1\text{H}$: 1 électron de valence

1 électron nécessaire pour saturer la première couche

saturation de la première couche à 2 électrons (duet)



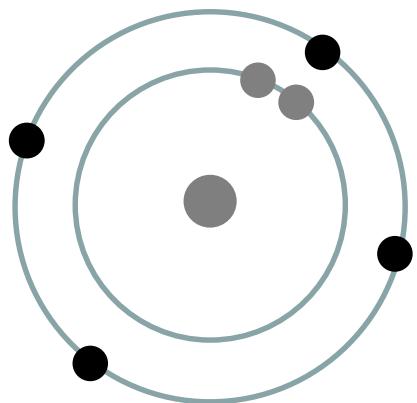
Structure de Lewis
du di-hydrogène H_2



duet : 1 doublet liant autour de l'hydrogène

L'hydrogène est monovalent

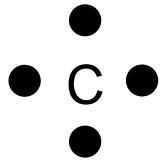
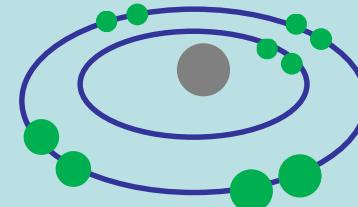
II.1.ii) Cas de l'atome de carbone



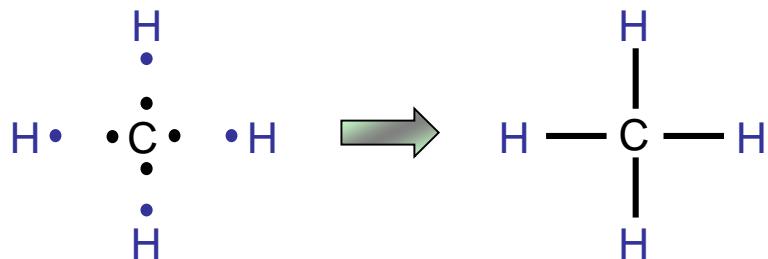
${}_6\text{C}$: 4 électrons de valence

4 électrons nécessaires pour saturer la deuxième couche

saturation de la seconde couche à 8 électrons (octet)



Structure de Lewis du méthane CH_4

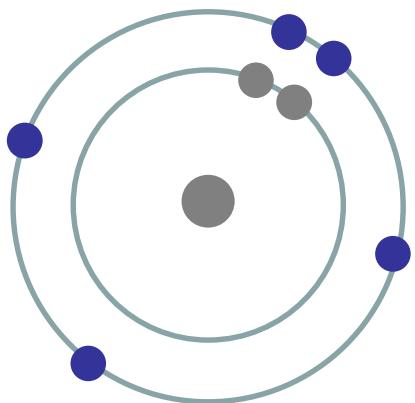


Octet : 4 doublets liants autour du carbone

Le carbone est tétravalent :

4 liaisons simples
ou 2 liaisons simples et 1 liaison double
et plus rarement 2 liaisons doubles ou 1 liaison simple et 1 liaison triple

II.1.iii) Cas de l'atome d'azote



${}_7\text{N}$: 5 électrons de valence

3 électrons nécessaires pour saturer la deuxième couche

doublet non liant



Structure de Lewis de l'ammoniac NH_3

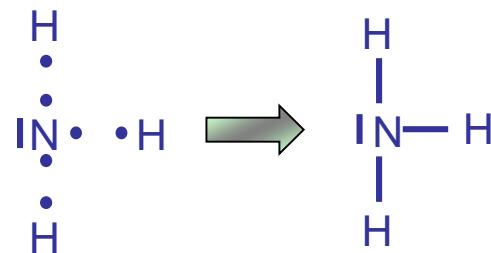
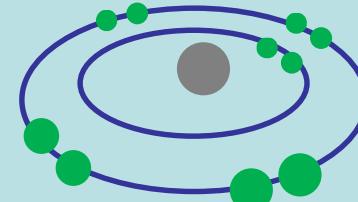
Octet : 4 doublets (liant ou non) autour de l'azote

L'azote est trivalent :

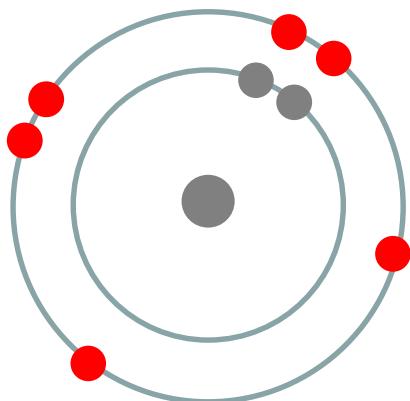
1 doublet non liant +

3 liaisons simples
ou 1 liaison simple et 1 liaison double
ou 1 liaison triple

saturation de la seconde couche à 8 électrons (octet)



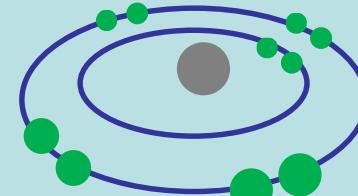
II.1.iv) Cas de l'atome d'oxygène



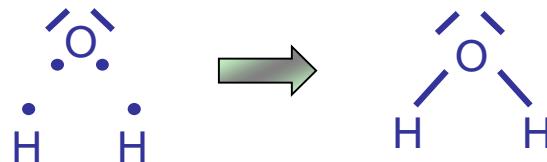
${}^8\text{O}$: 6 électrons de valence

2 électrons nécessaires pour saturer la deuxième couche

saturation de la seconde couche à 8 électrons (octet)



Structure de Lewis
de l'eau H_2O



Octet : 4 doublets (liant ou non) autour de l'oxygène

L'azote est divalent :

2 doublets non liants +

2 liaisons simples
ou 1 liaison double

II.2) Notion d'ions polyatomiques

Il existe également des édifices contenant plusieurs atomes mais qui à la différence des molécules vont porter une ou plusieurs charges positive(s) ou négative(s) : ces édifices sont nommés « **ions polyatomiques** » ou « **ions moléculaires** ».

Les formules de Lewis doivent faire apparaître ces charges.

Nous allons limiter notre étude à des ions polyatomiques avec des charges portées par des atomes d'oxygène ou d'azote (\sim cf. leur importance plus tard dans la présentation des acides aminés (cours de biochimie))

II.2) Notion d'ions polyatomiques

${}_7\text{N}$: 5 électrons de valence

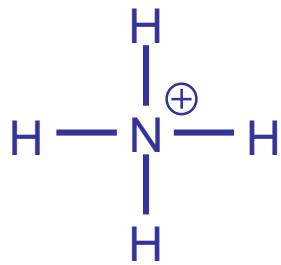
${}_7\text{N}^+$: 4 électrons de valence



4 électrons nécessaires pour saturer la deuxième couche :

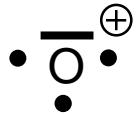
N^+ tétravalent

Structure de Lewis de l'ion ammonium
 NH_4^+



${}_8\text{O}$: 6 électrons de valence

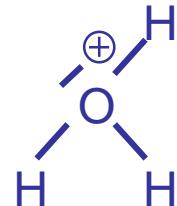
${}_8\text{O}^+$: 5 électrons de valence



3 électrons nécessaires pour saturer la deuxième couche :

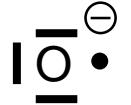
O^+ trivalent

Structure de Lewis de l'ion hydronium
 H_3O^+



${}_8\text{O}$: 6 électrons de valence

${}_8\text{O}^-$: 7 électrons de valence



1 électron nécessaire pour saturer la deuxième couche :

O^- monoxyde

Structure de Lewis de l'ion hydroxyde
 HO^-



II.3) Cas des atomes P et S

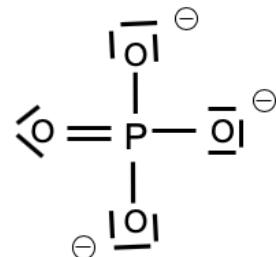
Le phosphore, comme l'azote, possède 5 électrons de valence.

Le soufre, comme l'oxygène, possède 6 électrons de valence.

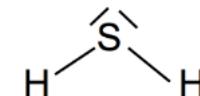
MAIS à partir de la troisième couche (qui sature comme la deuxième à 8 électrons), des composés stables peuvent être envisagés même au delà de l'octet (alors que ce n'est pas envisageable d'avoir plus de 4 doublets liants ou non autour de C, N et O)



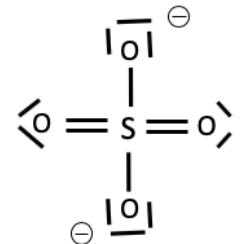
Ion phosphate PO_4^{3-}



Sulfure
d'hydrogène
 H_2S



Ion sulfate SO_4^{2-}



L'essentiel

Les électrons de la dernière couche occupée sont appelés électrons de valence

En formant des liaisons covalentes (issues de la mise en commun de 2 électrons de valence), chaque atome acquiert une structure stable identique à celle de la couche de valence saturée. Les liaisons peuvent être simples, doubles ou triples.

La structure de Lewis (*) d'une molécule (ou d'un ion polyatomiques) indique l'organisation des électrons de valence de chaque atome, associés en doublets liants ou non liants. Des charges peuvent être présentes.

Le tableau diapositive suivante résume ce qu'il faut retenir pour les atomes H, C, N et O.

(*) ou formule, schéma, représentation de Lewis

L'essentiel

| Elément | Nombre d'électrons de valence | Nombre d'électrons nécessaires pour saturer la couche de valence | Valence (nombre de doublets liants) type de liaisons |
|--------------------------|-------------------------------|--|---|
| Hydrogène ₁ H | 1 | 1 (duet) | 1 (monovalent) 1 simple |
| Carbone ₆ C | 4 | 4 (octet) | 4 simples 2 simples et 1 double 2 doubles 1 simple et 1 triple |
| Azote ₇ N | 5 | 3 (octet) | 3 simples 1 simple et 1 double 1 triple |
| Oxygène ₈ O | 6 | 2 (octet) | 2 simples 1 double |

Exercices

Exercice 1. Quelle(s) proposition(s) est(sont) vraie(s) ?

- A- L'atome de carbone possède 4 électrons de valence
- B- L'azote est l'élément de numéro atomique 5
- C- L'oxygène est l'élément de numéro atomique 8
- D- L'atome d'hydrogène est monovalent
- E- L'atome d'azote est tétravalent
- F- L'oxygène chargé moins est monovalent
- G- L'azote chargé plus est trivalent
- H- L'oxygène chargé plus est divalent

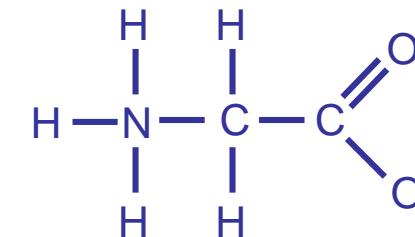
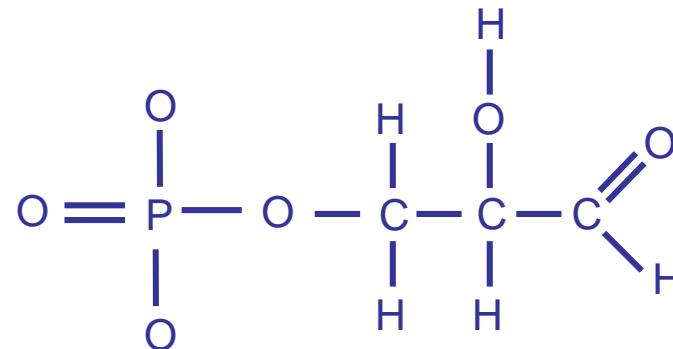
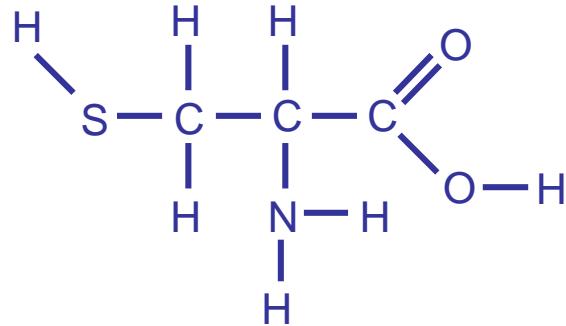
Exercice 2. Rappeler la formule de Lewis du dihydrogène H_2 , du méthane CH_4 , de l'eau H_2O et de l'ammoniac NH_3

Exercice 3. L'air est constitué majoritairement de diazote N_2 (à presque 80%) de dioxygène O_2 (à presque 20%) et (pour moins de 1%) d'autres gaz comme le dioxyde de carbone CO_2 . Construire les formules de Lewis complètes de N_2 , O_2 et CO_2 .

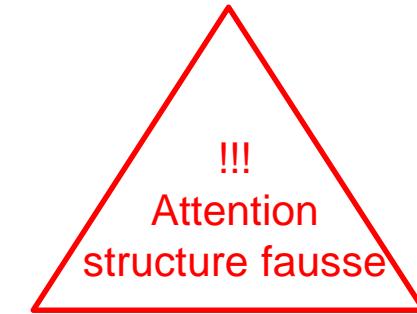
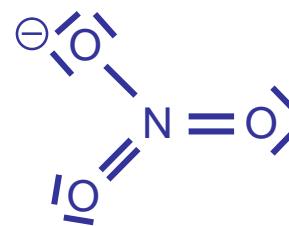
Exercice 4. Le monoxyde d'azote NO est un exemple de radical. Sachant qu'un électron non engagé dans un doublet se représente par un point, donner le schéma de Lewis de NO .

Exercices

Exercice 5. Sur les représentations suivantes, tous les doublets liants ont été représentés. Compléter ces représentations avec des doublets non liants et des charges pour qu'elles soient correctes.



Exercice 6. Pourquoi ne peut-on pas écrire la structure ci-contre pour l'ion nitrate NO_3^- ?

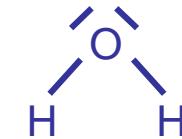
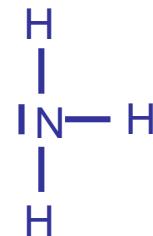
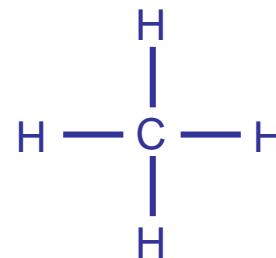


Proposer alors une formule de Lewis correcte sachant qu'elle fait apparaître une charge plus sur l'azote central et que deux des trois oxygènes sont chargés moins.

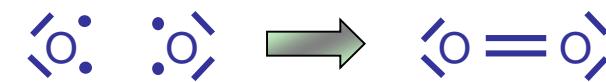
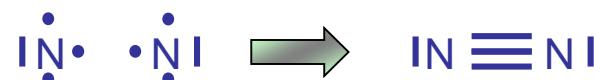
Exercices (correction)

Exercice 1. A, C, D et F

Exercice 2.



Exercice 3.

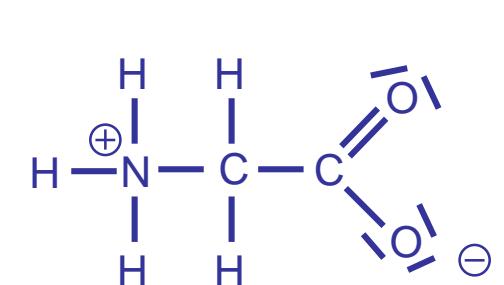
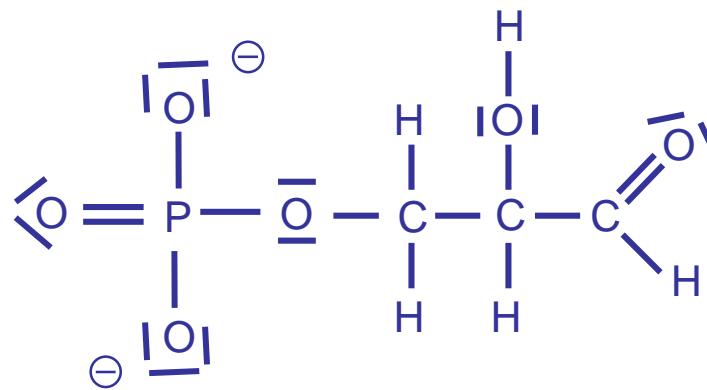
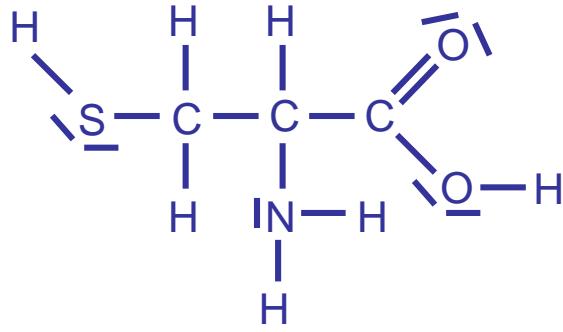


Exercice 4.



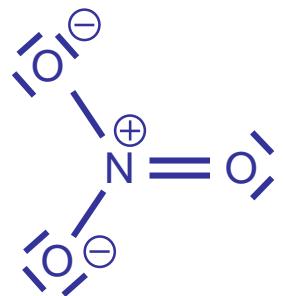
Exercices (corrections)

Exercice 5. Ces trois formules représentent la forme neutre de la cystéine (un acide-aminé), la forme zwitterionique de la glycine (acide-aminé le plus simple, \sim cours de biochimie pour la notion de forme zwitterionique) et le glycéraldéhyde-3-phosphate (G3P ou GAP, un composé organique intervenant de façon centrale dans plusieurs voies métaboliques de la plupart des êtres vivants).



Exercice 6. La représentation est fausse car l'azote, avec 5 doublets liants autour de lui, ne respecte pas l'octet ce qui est impossible.

Représentation correcte :



Mentions légales

L'ensemble de ce document relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle. Tous les droits de reproduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Ce document est interdit à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'Université Grenoble Alpes (UGA).

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Grenoble Alpes (UGA), et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.