
Plan du chapitre 2 : CARACTERISTIQUES DES MOLECULES

I. Les molécules

II. Les modèles moléculaires

III. Critère de stabilité des molécules

IV. Formule de Lewis de la molécule

V. Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

Activité internet

QCM -TESTEZ VOS CONNAISSANCES

EXERCICES

Chap.2 : CARACTERISTIQUES DES MOLECULES

I. Les molécules

1. Qu'est ce qu'une molécule ?

Une molécule est une structure de base de la matière. Elle est constituée d'un assemblage chimique électriquement neutre d'au moins deux atomes, exemple : H-H, qui peut exister à l'état libre, et qui représente la plus petite quantité de matière possédant les propriétés caractéristiques de la substance considérée. Elle est représentée par un nom et une formule brute.

Exemples :

- La molécule d'eau - sa formule brute est H_2O composée de deux atomes d'hydrogène H et d'un atome d'oxygène O.
- La molécule de méthane - sa formule brute est CH_4 composée d'un atome de carbone (C) et de quatre atomes d'hydrogène H.
- La molécule de dioxygène - sa formule brute est O_2 est constituée de deux atomes d'oxygènes (O).

NB :

- ❖ La formule brute renseigne uniquement sur la composition chimique des molécules ou des ions.
- ❖ La formule brute ne renseigne pas sur l'agencement spatial des atomes, ni sur le type des liaisons chimiques.

2. Formation des molécules

Pour former des molécules les atomes vont se lier par des liaisons covalentes - doublets liants ou des liaisons ioniques :

- Une liaison covalente est une liaison chimique dans laquelle chacun des atomes liés *met en commun un électron de valence* d'une de ses couches externes (voir le modèle de Lewis) afin de former un doublet d'électrons liant les deux atomes. La paire d'électrons ainsi formée dite doublet liant est *délocalisée* entre les deux atomes. Le partage de deux ou trois paires d'électrons s'appelle respectivement liaison double et liaison triple.

Exemple : La molécule d'eau

- Une liaison ionique est une liaison où les atomes sont liés par attraction électrostatiques. Cette liaison se rencontre surtout entre éléments *d'électronégativité très différente* contrairement à une liaison covalente qui met en jeu des éléments *d'électronégativité voisine*.

Exemple : Le chlorure de sodium (sel de cuisine)

Remarques :

- ❖ Au contraire des liaisons ioniques où les atomes sont liés par *des forces électrostatiques* non-directionnelles, les liaisons covalentes sont fortement directionnelles. En conséquence, les molécules liées par covalence tendent à adopter des formes *caractéristiques possédant des angles de liaison spécifiques*.

Exemple : Les atomes d'hydrogène dans la molécule H₂O forment un angle de liaison entre eux d'environ 105°.

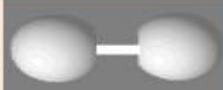
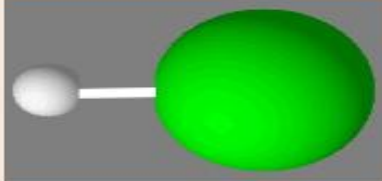
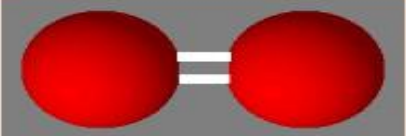
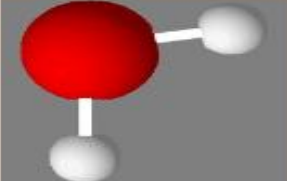
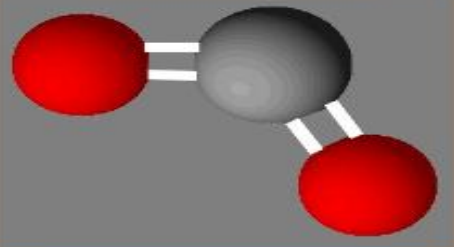
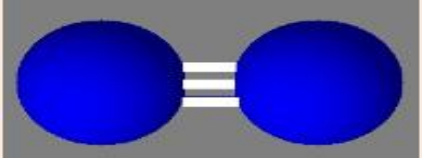
- ❖ Le terme *électronégativité* en chimie - introduit pour la première fois par **Berzelius en 1835** un médecin chimiste suédois et amélioré par la suite par **Pauling** un physicien chimiste américain et prix Nobel de chimie en 1954 - *d'un élément est une grandeur qui caractérise sa capacité à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément*. La différence d'électronégativité entre ces deux éléments détermine la nature de la liaison covalente : Liaison apolaire lorsque la différence est faible, liaison polaire quand la différence est forte, et ionique quand la différence est tellement forte qu'un des éléments a attiré complètement les électrons - les atomes sont devenus des ions et portent des charges électriques entières.

II. Les modèles moléculaires

On peut représenter les molécules à l'aide de deux modèles moléculaires : *le modèle compact ou le modèle éclaté*.


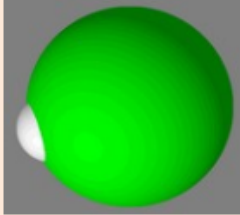
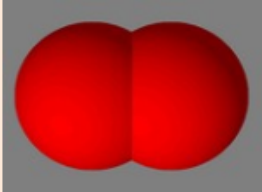

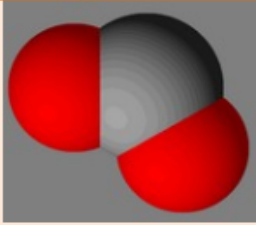
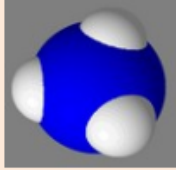

1. Le modèle éclaté

Chaque atome est représenté par une sphère (une boule). Les sphères sont liées les unes aux autres par des tiges représentant les doublets de liaisons (les doublets liants) ou les liaisons covalentes. La longueur des tiges est proportionnelle à la distance entre les noyaux des atomes liés entre eux.

Nom de la molécule	Constitution	Formule chimique	Modèle moléculaire éclaté
Dihydrogène	2 atomes d'hydrogène	H_2	
Chlorure d'hydrogène	1 atome d'hydrogène 1 atome de chlore	HCl	
Dioxygène	2 atomes d'oxygène	O_2	
Eau	2 atomes d'hydrogène 1 atome d'oxygène	H_2O	
Dioxyde de carbone	1 atome de carbone 2 atomes d'oxygène	CO_2	
Diazote	2 atomes d'azote	N_2	

2. Le modèle compact

Dans ce modèle, plus proche de la réalité, les sphères sont en contact les unes avec les autres, mais on ne peut pas distinguer le nombre de liaisons que deux atomes forment entre eux.

Nom de la molécule	Constitution	Formule chimique	Modèle moléculaire compact
Dihydrogène	2 atomes d'hydrogène	H_2	
Chlorure d'hydrogène	1 atome d'hydrogène 1 atome de chlore	HCl	
Dioxygène	2 atomes d'oxygène	O_2	
Eau	2 atomes d'hydrogène 1 atome d'oxygène	H_2O	
Dioxyde de carbone	1 atome de carbone 2 atomes d'oxygène	CO_2	
Ammoniac	1 atome d'azote 3 atomes d'hydrogène	NH_3	
Méthane	1 atome de carbone 4 atomes d'hydrogène	CH_4	

III. Critère de stabilité des molécules

Lorsqu'ils forment des molécules, les atomes mettent en commun certains des électrons de leurs couches électroniques externes de façon à s'entourer de 2 ou 8 électrons selon les règles dites du **DUET** ou de l'**OCTET**.

En formant des liaisons de covalence, chaque atome acquiert, en général, une structure électronique en OCTET ou en DUET, semblable à celle du gaz noble qui le suit dans la classification périodique.

1. Enoncé de la règle du DUET

Un atome à tendance à devenir *stable* si sa couche K devient sa couche externe et comporte 2 électrons, similaire à l'atome de l'hélium.

Exemple : La molécule d'hydrogène H_2

2. Enoncé de la règle de l'OCTET

Un atome à tendance à devenir *stable* si sa couche L ou ses couches M , N, O ou P, correspond à sa couche externe et comporte 8 électrons, similaires aux atomes des gaz rares néon, argon, krypton, xénon et le radon les plus proches.

Exemple : La molécule du dioxygène O_2 .

IV. Formule de Lewis de la molécule

Pour les molécules, la formule de Lewis est basée sur des règles empiriques simples (qu'il n'est pas toujours possible de respecter), notamment la règle de l'OCTET ou du DUET.

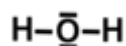
La règle de l'OCTET implique que chaque atome, de la deuxième et troisième période, doit s'approcher de la configuration électronique des gaz rares (de grande stabilité) en ayant huit électrons dans sa couche de valence. La règle du DUET ne s'applique qu'à l'atome d'hydrogène, celui-ci doit avoir deux électrons dans sa couche de valence.

Pour établir le modèle de Lewis d'une molécule il faut d'abord établir la formule de Lewis de chacun de ses atomes. Ensuite on relie ces atomes de manière à ce que chacun d'eux respecte la règle de l'octet ou du DUET. Pour cela on met d'abord en commun les électrons célibataires de chaque atome. Puis si cela ne suffit pas, on utilise des liaisons de covalence de coordination - anciennement dites dative - où on divise certains doublets non liants pour obtenir deux électrons célibataires, citons l'exemple de l'ion ammonium NH_4^+ .

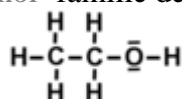
Exemples :

1. La molécule d'eau :

Ici, les électrons célibataires sont simplement mis en commun, on a une seule possibilité.



2. La molécule d'éthanol -famille des alcools - exemple de composé organique.



Remarque :

- ❖ Le modèle de Lewis permet de représenter la structure d'une molécule, mais ne permet pas de montrer sa forme dans l'espace.

Exercice d'application :

1. Représenter la formule de Lewis pour les molécules suivantes :

1. Molécule du dihydrogène (H₂)
2. Molécule du méthane (CH₄)
3. Molécule de di chlore (Cl₂)

2. En déduire pour chacune de ces molécules le nombre de doublets liants et non- liants.

V. Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

1. La masse molaire atomique notée ici $M(X)$ d'un élément, de symbole X , est la masse d'une mole d'atomes de cet élément donnée en g/mol.

Rappelons qu'une mole d'atomes contient N_A atomes, N_A nombre d'Avogadro.

Soit :

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Exemples : Détermination d'un ordre de grandeur de la masse molaire atomique $M(X)$

Nous avons vu dans le chapitre 1 que la masse d'un atome $m(X)$ d'un élément de symbole X est approximativement égale à la masse de ses nucléons. La masse des électrons peut être ainsi négligée. Soit :

$$m(X) \cong A \cdot M_n$$

A désigne le nombre de masse et M_n la masse du neutron qui équivaut à celle du proton (voir chap.1).

- ❖ Noter dans vos calculs l'ordre de grandeur de la masse d'un atome !

Dans ce cas la **masse molaire atomique** est de l'ordre :

$$M(X) \cong N_A \cdot m(X)$$

- ❖ L'unité UMA désigne 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12.

Application :

Qu'elles sont les masses molaires atomiques $M(\text{H})$ et $M(\text{C})$ d'un atome d'hydrogène et du carbone 12 ?

Une mole d'atomes de carbone pèse :

$$M(\text{C}) = 12 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 12 \cdot 10,058 \cdot 10^{-4} \text{ kg} \approx 12 \text{ g/mol}$$

Une mole d'atomes d'hydrogène pèse :

$$M(\text{H}) = 1 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1 \cdot 10,058 \cdot 10^{-4} \text{ kg} \approx 1 \text{ g/mol}$$

Remarques :

- ❖ Notons que le produit $N_A \times M_n$ donne approximativement l'unité en gramme/mol :

$$N_A \cdot M_n \cong 1,0058 \text{ g/mol}$$

- ❖ Notons alors que le nombre de masse A d'un élément X représente *approximativement la masse molaire atomique en gramme/mol* indiquée dans la classification périodique des éléments.
- ❖ Dans la pratique les masses molaires atomiques utilisées sont indiquées dans la classification périodique des éléments.

2. La masse molaire moléculaire notée aussi $M(\text{X})$ d'une molécule, de symbole X , est la somme des masses molaires atomiques des éléments qui la composent.

Exemple : La masse molaire du dioxyde de carbone :

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 M(\text{O}) = 44 \text{ g/mol.}$$

Données : $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

Remarques :

On définit aussi d'autres grandeurs macroscopiques : les concentrations molaires et massiques:

- On appelle concentration molaire d'une solution exprimée en mol/l, le nombre de n moles de soluté dans un litre de solution.
- On appelle concentration massique d'une solution, exprimée en g/l, la masse m de soluté dissoute dans un litre de solution.

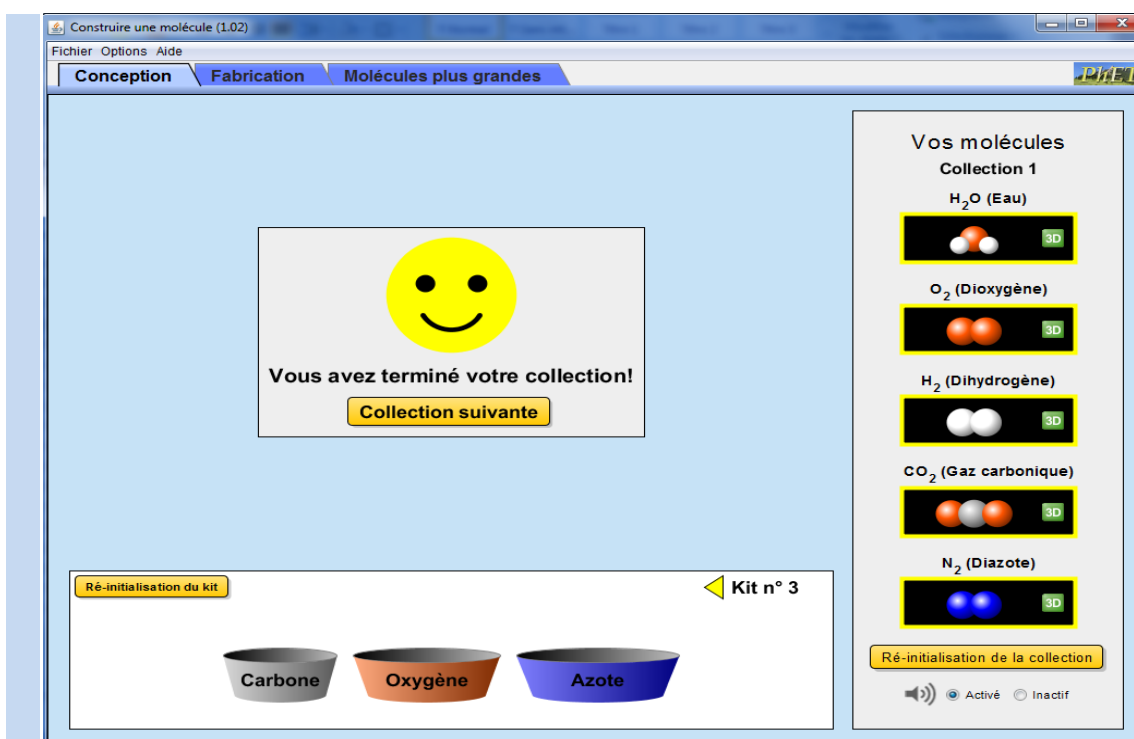
- Site internet :

<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/build-a-molecule>

Activité internet

Le but de cette activité est de se familiariser avec les formules brutes, la convention des couleurs choisies pour les atomes et les formes géométriques spatiales 3D de certaines molécules bien connues.

1. Allumer votre PC et allez sur le lien internet suivant :
<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/build-a-molecule>
2. Télécharger ou exécuter cette applet java : construire une molécule.
3. On obtient l'interface, construire une molécule de la figure ci-dessous :



Questions de cours :

1. Construire les molécules d'eau, de dioxygène, de dihydrogène, de dioxyde de carbone et du di azote.
2. Observer leurs géométries en 3D.

Remarque :

Si le fichier ne s'exécute pas sur votre machine, il est probable que votre navigateur ne dispose pas de la ressource Java. Il faudrait peut-être le mettre à jour.

QCM -TESTEZ VOS CONNAISSANCES

Pour chaque question, indiquez la ou les bonne (s) réponse (s)

1 - La molécule d'eau, de formule H₂O, contient :

- 1 atome d'oxygène
- 2 atomes d'oxygène
- 2 atomes d'hydrogène

2 - Une molécule de dioxyde d'azote est formée d'un atome d'azote et de 2 atomes d'oxygène. Sa formule est :

- NO₂
- N₂O
- N₂O

3 - Une molécule de peroxyde d'hydrogène est formée de 2 atomes d'hydrogène et de 2 atomes d'oxygène. Sa formule s'écrit :

- 2HO
- H₂O₂
- HO₂

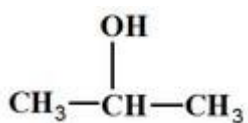
4 - Une molécule d'ozone a pour formule O₃. Deux molécules d'ozone s'écrivent :

- O₆
- 6 O
- 2 O₃

5 - CH₃F est une :

- Formule brute

- Formule semi-développée
- Formule développée

6 -  est une :

- Formule brute
- Formule semi-développée
- Formule développée

7 - Le dioxyde de carbone CO₂ est :

- Une espèce chimique
- Un corps pur
- Un mélange

8 - L'air est :

- Une espèce chimique
- Un corps pur
- Un mélange

9 - La masse molaire du méthane CH₄ est égale à:

- 4 g/mol
- 16 g/mol
- la somme des masses molaires atomiques M(C) et M(H)

EXERCICES

Exercice 1 :

Combien y-a-t-il dans 2g d'hydrogène

- d'atomes ?
- de moles ?

Exercice 2 :

La formule brute de la molécule d'eau est H_2O .

- En utilisant les masses molaires atomiques indiquées dans la classification périodique des éléments, calculer la masse molaire de la molécule.
- Combien y-t-il de molécules d'eau dans une mole d'eau ?
- Donner la représentation de Lewis de cette molécule
- En déduire le nombre de doublets liants et non liants

Exercice 3 :

- Donner la représentation de Lewis des atomes de carbone C, hydrogène H, d'oxygène O et d'azote N.
- Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes :
 - Methane CH_4
 - Diazote N_2 :
 - Ethanol CH_3CH_2OH :
- Calculer les masses molaires moléculaires de : $M(CH_4)$, $M(N_2)$, $M(CH_3CH_2OH)$

Exercice 4 :

L'élément chimique carbone a pour symbole ${}^{12}_6C$.

- Donner la représentation de Bohr de l'atome de carbone.
- Quelle est la valence de l'atome de carbone ? Expliquez.
- Calculer la masse molaire des corps purs suivants :

L'urée $M(CO(NH_2)_2)$, le glucose $M(C_6H_{12}O_6)$ et le glycérol $M(C_3H_8O_3)$.

Exercice 5 :

Le propane a pour formule brute C_3H_8 . On donne $M(C)=12$ g/mol; $M(H)= 1$ g/mol.

1. Calculer sa masse molaire en g/mol.
2. Une bouteille contient 13kg de ce gaz sous pression et liquéfié. Calculer la quantité en moles.
3. Dans les conditions normales de pression et de température, une mole occupe un volume de 22,4 litres. En déduire le volume qu'occuperait ce gaz.

Exercice 6 :

Le calcaire a pour formule brute $CaCO_3$.

1. Quels sont les éléments constituant le calcaire ?
2. Calculer la masse molaire du calcaire.
3. Calculer le nombre de moles contenant dans 100 g de calcaire ?

Exercice 7 :

Le chlorure de potassium KCl est un composé ionique.

1. Préciser la nature des ions qui le composent ?
2. Calculer sa masse molaire.
3. On dissout 37,5 g de KCl dans un litre d'eau. Calculer la concentration molaire de solution obtenue.

On rappelle la concentration molaire d'une solution exprimée en mol/l, le nombre de n moles de soluté dans un litre de solution.

Exercice 8 :

Un litre de solution de sulfate de cuivre $CuSO_4$ contient une masse de 6,38 g.

On donne : $M(Cu)=63,5$ g/mol ; $M(S)= 32$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol

1. Calculer la masse molaire moléculaire du sulfate de cuivre.
2. En déduire la concentration molaire de la solution

Exercice 9 :

Une solution de nitrate d'argent $AgNO_3$ de concentration 0,1 mol/ L .

On donne : $M(Ag)=108$ g/mol ; $M(N)= 14$ g/mol ; $M(O) = 16$ g/mol

1. Calculer la masse molaire moléculaire de AgNO_3
2. En déduire la concentration massique de la solution

On rappelle la concentration massique d'une solution, exprimée en g/l, la masse m de soluté dissoute dans un litre de solution.
