Unité 5 : la géométrie de quelques molécules simples

Www.AdrarPhysic.Fr

Objectifs :

Savoirs et savoir-faire

- Connaître les règles du « duet » et de l'octet.
- Rendre compte de la géométrie des molécules CH_4, NH_3, H_2O en se basant sur la répulsion électronique des doublets liants et non liants.
- Savoir appliquer les règles du « duet » et de l'octet pour rendre compte des charges des ions monoatomiques qui existent dans la nature.
- Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples.
- Donner la représentation de Cram de quelques molécules simples.

I. Les règles du « duet » et de l'octet

1. Stabilité chimique des gaz nobles

Les gaz nobles sont les éléments chimique hélium He, néon Ne, argon Ag, krypton Kr, xénon Xe et radon Rn. Ces éléments existent à l'état d'atome et, sauf dans des conditions exceptionnelles, ils ne se combinent pas avec les autres éléments. On dit que les atomes des gaz nobles sont chimiquement stables ou qu'ils présentent une **grande inertie chimique.**

À quoi est due l'inertie chimique des gaz nobles ?

Le tableau ci-après représente les répartitions électroniques des trois premiers gaz nobles :

Hélium He (Z=2)	Néon Ne (Z=10)	Argon Ag (Z=18)
$(K)^2$	$(K)^2(L)^8$	$(K)^2(L)^8(M)^8$

Nous observons que la couche externe des répartitions électroniques des gaz nobles est saturée : comportes 2 électrons pour l'hélium et 8 électrons pour le néon et l'argon.

Chimie et quotidienne

Les gaz nobles

- L'hélium, très peu dense, est utilisé pour gonfler les ballons météologiques. Il entre également dans la composition des mélanges gazeux pour la plongée.
- Le néon permet de fabriquer des enseignes et des tubes lumineux.
- L'argon constitue l'atmosphère inerte des lampes à incandescence (le filament de lampe, porté à température très élevée, ne « brûle » pas).
- Le radon est utilisé en médecine pour le traitement de certains cancers.

La stabilité chimique des gaz nobles est directement liée au nombre d'électrons de leur couche externe. Celle-ci compte 2 électrons (un « duet ») pour l'hélium et 8 électrons (un octet) pour les autres cas.

Www.AdrarPhysic.Fr

2. Les ions monoatomiques

Les atomes des autres éléments ne peuvent exister tel quel dans la nature par ce qu'ils ne sont pas à l'état de stabilité des gaz nobles. Pour exister ils sont contraints de former des ions monoatomiques ou des molécules plus stables.

Définition : Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

- Les atomes qui **gagnent un ou plusieurs électrons**, gagnent une ou plusieurs charges négatives. Ils deviennent des ions négatifs (un excès d'électrons entraîne un excès de charge négative). Un **ion négatif** est un **anion**.
- Les atomes qui **perdent un ou plusieurs électrons**, perdent une ou plusieurs charges négatives. Ils deviennent des ions positifs (un défaut d'électrons entraîne un défaut de charge négative). Un **ion positif** est un **cation**.

Complétez le tableau ci-après qui comporte d'ions monoatomiques stables de quelques éléments qui se trouvent dans la nature.

L'élément chimique	Numéro atomique Z	Répartition électronique de l'atome	L'ion correspondant	Répartition électronique de l'ion
Lithium Li	**3**		**Li^+**	
Béryllium Be	**4**		**Be^{2+}**	
Oxygène O	**8**		**O^{2-}**	
Fluor F	**9**		**F^-**	
Chlore Cl	**17**		**Cl^-**	
Sodium Na	**11**		**Na^+**	

Qu'est ce que vous observez ?

Nous remarquons que les atomes des éléments se transforment en ions monoatomiques plus stables de manière à acquérir un « duet » d'électrons ou un octet c'est-à-dire la répartition électronique de l'un des gaz nobles.

3. Les règles du « duet » et de l'octet

- *. Règle du « duet » :*

Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique inférieur ou égal à 4 ($Z \leq 4$) évoluent de manière à acquérir un « duet » d'électrons.

- *Règle de l'octet :*
  Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique supérieur à 4 ($Z > 4$) évoluent de manière à acquérir un octet d'électrons sur leur couche externe

II. Représentation des molécules selon le modèle de Lewis

1. Liaison covalente

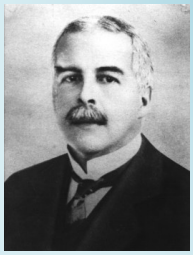
a. définition

La molécule d'eau H_2O, constitue d'un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène, est une entité stable. Cette stabilité est due à des liaisons chimiques entre l'atome d'oxygène et chaque atome d'hydrogène. Ces liaisons s'établissent grâce aux électrons de la couche externe des atomes et portent le nom de liaisons covalentes.

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la mise en commun de deux électrons de leurs couches externe pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant.

Point historique

Gilbert Lewis (1875-1946)



Chimiste américain, Lewis a proposé, en 1916, le modèle de la liaison covalente et la règle de l'octet. Fondées sur l'intuition, ses hypothèses n'avaient, au départ, aucun support théorique. Elles ont été confirmées par leurs conséquences et, plus tard, par les développements de la chimie théorique.

b. Liaison covalentes formées par un atome

La règle du « duet » pour l'hydrogène et celle de l'octet pour les autres atomes sont vérifiées pour tous les atomes d'une molécule.

Pour déterminer le nombre de liaisons covalentes qu'un atome peut habituellement former, on cherche le nombre p d'électrons présents dans sa couche externe. Pour saturer cette couche, l'atome acquiert (8-p) électrons en formant (8-p) liaisons covalentes.

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit acquérir pour saturer sa couche externe à un octet d'électrons.

Le tableau ci-contre donne, pour les principaux atomes, le nombre d'électrons dans la couche externe et le nombre de liaisons qu'il peut habituellement former.

Atome	Couche externe	Liaisons covalentes
Hydrogène H	1	1
Chlore Cl	7	1
Oxygène O	6	2
Azote N	5	3
Carbone C	4	4

Types de liaisons covalentes :

- Liaison covalente simple : partage d'une seule paire d'électrons.
- Liaison covalente double : partage de deux paires d'électrons.
- Liaison covalente triple : partage de trois paires d'électrons

2. Représentation de Lewis des molécules

Www.AdrarPhysic.Fr

a. Doublet liants et doublets non liants

Dans la représentation de Lewis tous les électrons de la couche externe d'un atome forment soi des doublets liants soi des doublets non liants.

Les doublets liants correspondent aux liaisons établies avec d'autres atomes et sont représentés par un trait entre ces deux atomes (par un double trait pour les liaisons doubles et par un triple trait pour les liaisons triples).

Les électrons qui ne sont pas impliqués dans des liaisons forment entre eux des doublets non liants représentés sous forme de trait au dessus du symbole de l'atome.

b. Comment établir une représentation de Lewis

Les étapes à suivre avant d'accéder à la représentation :

- Écrire la répartition électronique de chaque atome de molécule.
- Déterminer le nombre de liaison covalente que forme habituellement chaque atome de la molécule, noté n.
  - Pour l'hydrogène n=1
  - Pour les autres atomes ; n=8-p, telle que p les électrons de valence (nbre. d'électrons de la couche externe)
- Déterminer le nombre de doublets non liants ; noté n'.
  - Pour l'hydrogène pas de doublet non liant ; n'=0
  - Pour les autres atomes le nombre de doublet non liants est $n' = \frac{p-n}{2}$

Exercice résolu : établir la représentation de Lewis des molécules suivantes : H_2O , O_2 , NH_3 , CO_2 , CH_4 , HCl (reprendre le tableau ci-dessous en le complétant)

molécule	Les atomes de la molécule	Répartition électronique de chaque atome	Doublet liant de chaque atome	Doublet non liant de chaque atome	Représentation de Lewis
H_2O	H (Z=1)	$(K)^1$	n= 1	n'= 0	$H-\ddot{O}-H$
	O (Z=8)	$(K)^2(M)^6$	n= 8-6 =2	n' = $\frac{6-2}{2}$ =2	

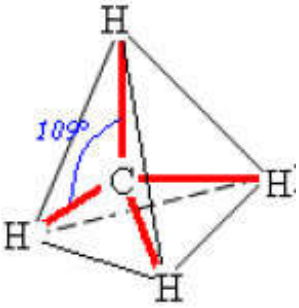
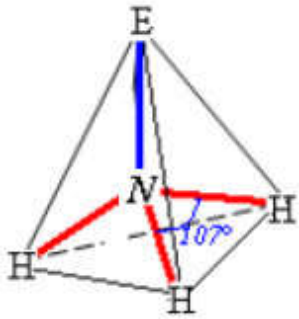
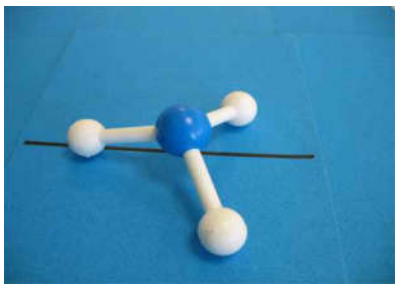
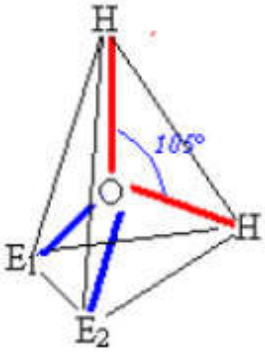
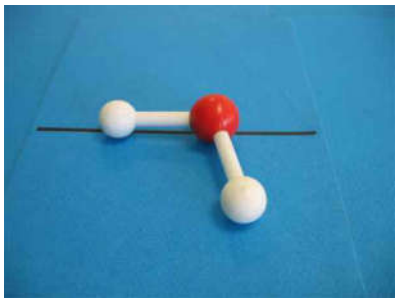
Www.AdrarPhysic.Fr

III. Géométrie spatiale de quelques molécules

1. Disposition spatiale des doublets

De nombreuses molécules sont constituées d'un atome central lié à d'autres atomes par des liaisons simples. Les doublets (liants ou non) de l'atome central, chargés négativement, se repoussent. La géométrie de la molécule correspond à la disposition spatiale qui éloigne au maximum les doublets deux à deux. Dans le cas où l'atome est entouré de 4 doublets, il se trouve au centre d'un tétraèdre et les doublets suivant les 4 directions joignant le centre du tétraèdre a ses sommets.

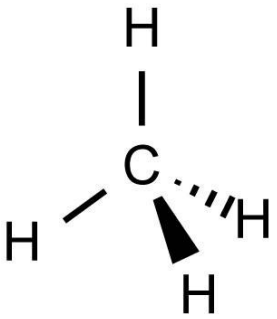
2. Application à quelques molécules

Molécule	Géométrie	Modèles moléculaires
Le méthane, de formule CH4, est le constituent principal du gaz de ville utilisé pour chauffage domestique. Sa représentation de Lewis fait apparaitre 4 doublets liants C—H ; les 4 liaisons se disposent suivant les 4 directions caractéristiques d'un tétraèdre régulier. En conséquence, la molécule de méthane a une structure tétraédrique		
L'ammoniac, de formule NH3, est un produit industriel. Il est principalement utilisé pour fabriquer des engrais. Sa représentation de Lewis met en évidence 3 doublet liants N—H et un doublet non liant (E) sur l'atome d'azotz. Les 3 liaisons N—H et la direction N—(E) se disposent suivant les 4 directions caractéristiques du tétraèdre. En conséquence, la molécule d'ammoniac a une structure pyramidale.		
L'eau, de formule H2O, est partout présente dans notre environnement ; c'est grâce à elle que la vie est possible sur la terre. Sa représentation de Lewis met en évidence 2 doublets liants O—H et deux doublets non liants (E1) et (E2) sur l'atome d'oxygène. Les 2 liaisons O—H et les 2 directions O—(E1) et O—(E2) se disposent suivant les directions caractéristiques du tétraèdre. En conséquence, la molécule d'eau est coudée.		

La théorie de la répulsion minimale des doublets permet de rendre compte de la géométrie des molécules de méthane (tétraédrique), d'ammoniac (pyramidale) et d'eau (coudée).

IV. La représentation de Cram

La représentation de Cram permet de représenter simplement la géométrie de quelques molécules. Elle consisté à utiliser les conventions suivantes (conventions de la représentation de Cram).

	Un trait plein correspond à une liaison dans le plan de représentation.	
	Un triangle en contours pleine correspond à une liaison qui pointe vers l'avant du plan de représentation.	
	Un triangle hachuré représente une liaison qui pointe vers l'arrière du plan de représentation.	

Www.AdrarPhysic.Fr