

LES EDIFICES CHIMIQUES

1. LES REGLES DU "DUET" ET DE L'OCTET.

1.1. STABILITE CHIMIQUE DES GAZ NOBLES.

Les gaz nobles sont les éléments chimiques:

- Hélium He;
- Néon Ne, Argon Ar, Krypton Kr, Xenon, Xe et Radon Rn.

Ces éléments existent à l'état d'atomes et, sauf dans des conditions exceptionnelles, ils ne se combinent pas avec d'autres éléments. on dit que les atomes des gaz noble sont *chimiquement stables* ou qu'ils présentent une *grande inertie chimique*.

Ils n'ont donc, à premier abord, aucune application L'hélium et l'argon sont parfois utilisés en soudure pour créer une atmosphère inerte autour des parties métalliques chauffées, de façon à éviter des réactions avec le dioxygène de l'air.

Hélium He (Z = 2)	Néon Ne (Z = 10)	Argon Ar (Z = 18)
(K) ²	(K) ² (K) ⁸	(K) ² (K) ⁸ (M) ⁸

Il y a dans l'air que nous respirons, des gaz appelés inertes. Ils portent de curieux noms grecs d'étymologie savante, qui signifient le "Nouveau", le "Caché", l'"Inactif", l'"Etranger". Ils sont, en effet, tellement inertes, tellement satisfaits de leur condition, qu'ils n'interfèrent dans aucune réaction chimique, ne se combinent avec aucun autre élément, et, pour cette raison justement, sont demeurés inobservés pendant des siècles: en 1962 seulement, un chimiste de bonne volonté, après de longs et ingénieux efforts, réussit à contraindre l'Etranger (le Xénon) à se combiner fugacement avec le très avide, le très vivace Fluor, et l'exploit parut tellement extraordinaire qu'on lui conféra le prix Nobel. On les appelle aussi gaz Nobles, et il conviendrait ici de se demander si tous les Nobles sont vraiment Inertes, et tous les Inertes, Nobles; on leur donne encore le nom de gaz Rares, bien que l'un d'entre eux, l'Argon, l'Inactif, soit présent dans l'air dans la proportion respectable de 1 pour cent, c'est-à-dire qu'il y est vingt ou trente fois plus abondant que le dioxyde de carbone, sans lequel il n'y aurait pas trace de vie sur cette planète.

Le peu que je sais de mes ancêtres me les fait rapprocher de ces gaz. Tous n'étaient pas matériellement inertes, car ce ne leur était pas permis - ils étaient au contraire, ou devraient être, assez actifs....

La première page du récit de Primo Lévi (1919 - 1987): "Le système Périodique".

Les gaz nobles.

L'**Hélium**, (Hélios) très peu dense, est utilisé pour gonfler les ballons météorologiques. Il entre également dans la composition des mélanges gazeux pour la plongée.

Le **Néon** (nouveau) permet de fabriquer des enseignes et des tubes lumineux.

L'**Argon** (Inactif) constitue l'atmosphère inerte des lampes à incandescence (le filament de la lampe, porté à haute température très élevée, ne "brûle" pas).

Le **Radon** est utilisé en médecine pour le traitement de certains cancers.

La stabilité 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.

1.2. VERS UNE PLUS GRANDE STABILITE.

Les atomes des autres éléments ne sont pas dans cet état de stabilité. Leur évolution s'effectue alors de manière à acquérir la couche externe de l'atome de gaz noble de numéro atomique le plus proche.

Si les éléments choisissent la structure électronique du gaz noble le plus proche, c'est parce qu'il est plus facile de "gagner" ou de "perdre" un petit nombre d'électrons qu'un grand nombre.

Exemple.

Le sodium sous forme atomique Na n'est pas stable. On ne le trouve pas dans la nature. Dès qu'il se trouve en présence d'eau ou de dioxygène, il réagit pour former l'ion Na⁺.

Le sodium (Z=11) est placé entre le Néon (Z=10) et l'Argon (Z=18). Il est plus facile pour lui de perdre un électron que d'en gagner 7. Il adopte donc la structure électronique du Néon en perdant un électron, pour former l'ion Na⁺, une entité chimique de l'élément sodium plus stable.

Règle du "duet":

Au cours de leur transformations chimiques, les atomes des numéro atomique inférieur ou égal à 4 évoluent de manière à acquérir un "duet" d'électrons.

Règle de l'octet:

Au cours de leur transformations chimiques, les atomes des numéro atomique supérieur à 4 évoluent de manière à acquérir un octet d'électrons sur leur couche externe.

Remarque.

Il existe de nombreuses exceptions à cette règle de l'octet mais non traitées en classe de 2^{nde}.

En adoptant la structure électronique d'un gaz noble, l'élément chimique ne devient pas gazeux... Il ne devient pas non plus un autre élément. Son noyau reste intact. Seul le nombre d'électrons sur la couche externe a changé.

Pour obéir à la règle de l'octet, les éléments ont deux possibilités:

- perdre ou donner des électrons et se trouver à l'état d'ions monoatomiques;
- ils s'assemblent à d'autres atomes pour former des molécules ou des ions polyatomiques.

et former des entités chimiques plus stables.

Le choix de l'une ou de l'autre de ces solutions est tributaire du milieu dans lequel se trouve l'atome et de l'élément chimique.

Exemples.

L'existence de l'élément Na sous forme d'ion sodium Na^+ nécessite la présence d'une espèce trouvant un intérêt à capter l'électron perdu par Na. C'est le cas du chlore Cl, qui a 7 électrons sur sa couche externe et qui, en captant cet électron, devient l'ion Cl^- et obéit également à la règle de l'octet. On trouve ainsi l'explication de l'existence du chlorure de sodium (ou sel de cuisine);

L'élément carbone pourrait former l'ion C^{4+} pour respecter la règle du "duet", ou C^{4-} , pour obéir à la règle de l'octet. Il est bien rare de rencontrer le carbone sous forme ionique, car il est très difficile de gagner ou de perdre 4 électrons. On le trouve donc principalement dans des molécules.

atome Na (Z = 11) (K) ² (K) ⁸ (M) ¹	ion Na ⁺ (K) ² (K) ⁸
atome Cl (Z = 17) (K) ² (K) ⁸ (M) ⁷	ion Cl ⁻ (K) ² (K) ⁸ (M) ⁸

1.3. APPLICATION AUX IONS MONOATOMIQUES STABLES.

Le tableau récapitule les répartitions électroniques de quelques atomes et ions correspondants.

On constate que les ions monoatomiques stables existant dans la nature vérifient les règles du "duet" et de l'octet. L'application de la règle du "duet" et de l'octet permet donc de prévoir avec certitude la charge des ions monoatomiques qui peuvent se former.

2. MODELE DE LEWIS.

2.1. REPRESENTATION DE LEWIS.

La représentation de Lewis a pour but final de schématiser la structure électronique externe d'un atome ou d'un ion. Pour l'établir, chaque atome est scindé, formellement, en deux parties.

1° Le noyau et les électrons des couches internes sont représentés par le symbole de l'élément.

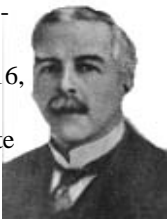
2° Les électrons de la couche externes, figurés par:

un point s'ils sont célibataires

et par un tiret s'ils forment un doublet

3° La charge éventuelle est entourée.

Gilbert Lewis
(1875 - 1946)



Chimiste américain, Lewis a proposé, en 1916, le modèle de la liaison covalente et le 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.

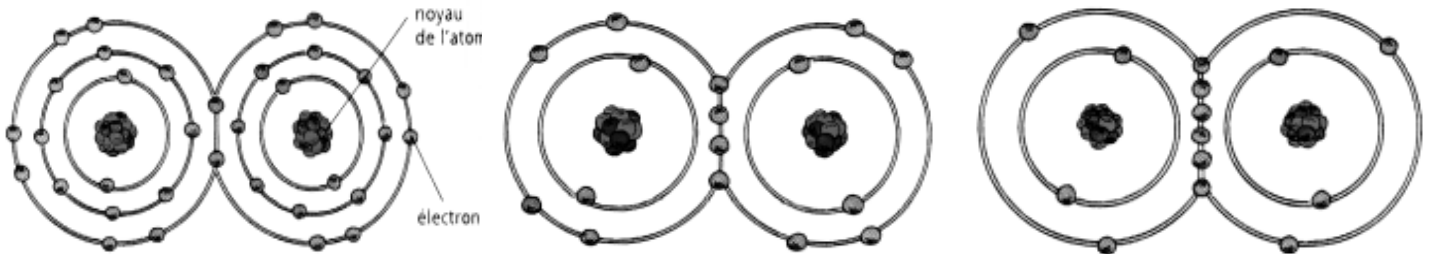


2.2. LA LIAISON COVALENTE.

La liaison covalente consiste en la mise en commun par deux atomes d'une ou de plusieurs paires d'électrons, appelées *doublets de liaison*. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes.

La liaison covalente est simple, double ou triple selon que les atomes ont un, deux ou trois doublets en commun.

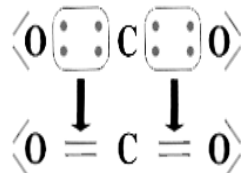
Lorsque tous les électrons célibataires sont engagés dans une liaison covalente, l'atome se trouve entouré par huit électrons et acquiert ainsi une *configuration électronique en octet*, ce qui satisfait le règle de l'octet (ou du duet).



Deux atomes de chlore mettent en commun une paire d'électrons: c'est **une liaison covalente simple**.

Deux atomes d'oxygène mettent en commun deux paires d'électrons: c'est **une liaison covalente double**.

Deux atomes d'azote mettent en commun trois paires d'électrons: c'est **une liaison covalente triple**.



Le climat se réchauffe à cause de l'homme

Attention, ça va chauffer ! En l'an 2100, les températures moyennes sur Terre devraient augmenter d'une valeur comprise entre 1,1 °C et 6,4 °C. La faute à qui ? À nous, les hommes, qui produisons à la pelle des gaz à effet de serre tel le dioxyde de carbone et le méthane, mais aussi le protoxyde d'azote et les halocarbures. Qui le dit ? Le dernier rapport du GIEC, un groupe mondial de centaines d'experts sur le climat. Notre espèce est responsable, non pas de l'effet de serre — un phénomène naturel indispensable à notre survie — mais de la plus grande part de son augmentation. Beaucoup de scientifiques jugent à la fin du siècle pourrait être plus grave que prévu. Mais, restons optimistes : le pire n'est jamais certain et peut-être saurons-nous réduire à temps nos émissions de ces gaz maudits.

PHOTO: L'ÉCOLE

Déforestation

La destruction des forêts produit du CO₂ en masses, notamment quand les arbres sont brûlés pour faire place à des cultures.

Les activités humaines productrices de gaz à effet de serre sont :



Labours

Labourer, un champ expose à l'air du carbone enfoui dans le sol, que des bactéries transfèrent alors en CO₂. Ce simple travail des champs représente 31 % des émissions de gaz à effet de serre liées aux activités agricoles.

Ruminants

L'élevage est une source de gaz à effet de serre. On cite souvent le méthane du rôt des ruminants. C'est oublier l'énergie nécessaire pour cultiver le nourriture des bêtes, les transporter en viande et les transformer, comme dans Casalecchio. Ainsi, produire 1 kg de viande émet autant de CO₂ qu'un parcour de 60 km en voiture ! Or, en France, on mange trois fois plus de viande qu'il y a 100 ans.

Dioxyde de carbone et méthane montrés du doigt

Depuis le XIX^e siècle, en brûlant végétaux, dérivés de pétrole et de gaz naturel, nous rejetons du **dioxyde de carbone**, ou CO₂, premier responsable du changement climatique. Il n'est pas le seul, hélas. Moins abondant mais encore plus actif dans l'effet de serre, le **méthane**, ou CH₄, est lui-même produit par l'homme, notamment au cours des travaux agricoles. Sur le tableau ci-contre, trois courbes sont superposées : l'augmentation de la concentration de ces deux gaz dans l'atmosphère et la hausse de la température moyenne à la surface du globe. Regardez bien : à partir des années 1850-1900, toutes les courbes sont à la hausse, difficile de ne pas établir un lien entre les trois phénomènes.



Avion

C'est le moyen de transport le plus polluant. À lui seul, le transport aérien est responsable de 2 à 3 % des émissions mondiales de CO₂, ce qui représente une fois et demie celles de la France. L'avion émet à autres gaz à effet de serre, notamment, et les traînées qu'il laisse derrière lui contribuent également au réchauffement.

Industrie

Acier, verre, papier, ciment, etc., aucune vie économique n'est possible sans ces matériaux industriels de base. Or, les usines qui les fabriquent sont les plus gourmandes de toutes en énergie et celles qui produisent le plus de CO₂. Pour fabriquer un objet à partir de ces produits de base, les émissions de CO₂ représentent le double du poids de l'objet. Les usines émettent également des oxydes d'azote, dont le protoxyde d'azote (N₂O) — gaz à effet de serre — se brûlant des combustibles fossiles et en fabriquant des engrais.

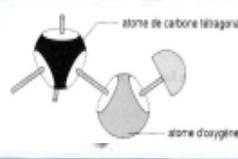
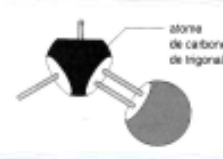
Transport routier

De loin, le moyen de transport le plus unique et donc le plus consommateur d'énergie. La route représente ainsi 81 % des émissions de CO₂ liées au transport. Dans les émissions de CO₂ moyennes, sa part de responsabilité s'établit à 40 %, si on lui impute tout ce qui lui est nécessaire, comme la fabrication des routes ou le raffinage du pétrole. Plus inquiétant, le trafic routier ne cesse de croître, particulièrement dans les pays très peuplés comme la Chine et l'Inde.

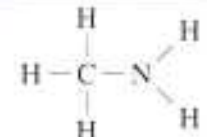

Rizières

Les émissions de méthane proviennent pour 76 % de l'activité humaine. Dans les rizières, les responsables sont des bactéries qui, dans le sol ou sous l'eau, décomposent les restes de végétaux en l'absence d'oxygène. Avec chaque kg de riz produit 120 g de méthane. Avec une démographie mondiale croissante, notamment en Asie, la production de riz devrait s'élever de 40 % dans les 30 prochaines années. Ce qui accroîtra encore les émissions de méthane.

- Un atome de carbone peut se lier avec un atome d'oxygène par deux types de liaison.

	Liaison simple	Liaison double
Représentation de la liaison	—C—O—	C=O
Exemple de molécule		

- Avec les atomes d'azote N, on étudie essentiellement des liaisons simples.

Représentation de la liaison	Exemple de molécule	Modèle moléculaire
—C—N—		

Remarque.

Il existe aussi des composés comportant des liaisons double ou triple entre des atomes de carbone et d'azote.

LES ATOMES ONT PLUSIEURS FACONS DE SE LIER

Se lier, la plupart des atomes ne pensent qu'à ça. Mais ils ont plusieurs méthodes pour tisser des liens entre eux.

La liaison de covalence
Un « PACS » à deux électrons

L'hydrogène et les atomes dits « non-métaux » (voir p. 50) en sont de grands adeptes. Le principe: deux atomes mettent en commun deux électrons. Que chaque partenaire ait amené le sien, ou que les deux électrons viennent du même atome, peu importe! Une fois dans la liaison, ils sont leur propriété commune. C'est par ce type d'union que les atomes forment des molécules: celle de l'eau, H_2O , lie ainsi un oxygène et deux hydrogènes. Une molécule qui a ses propriétés. La preuve: elle est bien plus désaltérante qu'une bouffée de dioxygène (O_2) suivie d'une autre de dihydrogène (H_2)!



La liaison faible
Un copinage entre molécules

Cette liaison agit entre les molécules qui, bien que globalement neutres, détiennent des zones plus riches en électrons que d'autres. Prenez l'eau (H_2O): son oxygène – ce gros gourmand – attire à lui les électrons (négatifs) qu'il est censé partager de façon équitable dans des liaisons avec ses deux hydrogènes. Résultat: la molécule d'eau est plus riche en électrons du côté de l'oxygène que des hydrogènes. Pour compenser, les petits hydrogènes lésés se rapprochent de l'oxygène d'une molécule d'eau voisine. Ce lien permet aux substances faites de molécules d'exister à l'état liquide et à l'état solide (voir p. 52).



La liaison métallique
« Un pour tous! »

Les atomes de la catégorie métaux (voir tableau p. 38) pratiquent la liaison collective. Comme ils ne sont pas trop attachés à leurs électrons externes, ils les cèdent à la communauté. Ainsi, un métal est un ensemble d'ions positifs qui baignent dans une mer collante d'électrons. Vu que ces électrons sont mobiles, les métaux sont bons conducteurs électriques (voir p. 38). On peut aussi les aplatir comme des crêpes en leur tapant dessus. Les liens n'étant pas localisés, quand on cogne, on déplace les ions et la « mer » s'adapte sans faire de casse.



La liaison ionique
L'attraction qui naît de l'offrande

Elle unit les atomes des sels comme NaCl (chlorure de sodium), le sel de cuisine. Ses atomes sont nés pour s'entendre. Le sodium (Na) ne demande qu'à se séparer d'un électron, et le chlore (Cl) ne cherche qu'à le récupérer. Résultat: le sodium avec un électron en moins devient un ion positif (Na^+); tandis que le chlore qui en hérite se retrouve ion négatif (Cl^-). Des charges opposées. Vous devinez la suite: attraction! Mais attention, un Na^+ ne s'entiche pas d'un Cl^- pour créer un petit couple Na^+Cl^- comme chez les molécules. Chez les « ioniques », on est plutôt grande famille: toute une tripotée de Na^+ et de Cl^- se collent les uns aux autres, pour former un gros cristal de sel.



4. NOTION D'ISOMERIE.

4.1. FORMULE BRUTE - NOTION D'ISOMERIE

La formule brute d'un composé moléculaire indique la nature et le nombre d'atomes présents dans une molécule de ce composé.

Pour exemple, C_2H_6O est une formule brute, qui nous indique que cette molécule est composée:

- de 2 atomes de carbone;
- 10 atomes hydrogène;
- et 1 atome d'oxygène.

Très souvent, la formule brute ne suffit pas pour prévoir et comprendre les transformations du composé; pour cette raison, on préfère représenter les composés moléculaires par leur **représentation de Lewis**. Celle-ci indique, dans un plan, les atomes présents dans la molécule et l'ordre dans lequel ils sont liés entre eux.

Ce qui est surprenant, c'est qu'à partir de cette formule brute, les élèves trouvent deux représentations de Lewis. Ce sont deux molécules qui comportent le même nombre d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, mais pas dans le même ordre....

Conséquence, elles n'ont absolument pas les mêmes propriétés chimiques. Elles sont radicalement différentes. Ce sont des **isomères**.

4.2. FORMULES DEVELOPPEES ET SEMI-DEVELOPPEES

Dans la représentation de Lewis, les doublets non liants sont plus "encombrants" que réellement nécessaires (pour l'instant). On définit alors la **formule développée**, obtenue à partir de la représentation de Lewis en faisant disparaître les doublets non liants. La formule développée ne représente pas la géométrie véritable de la molécule.

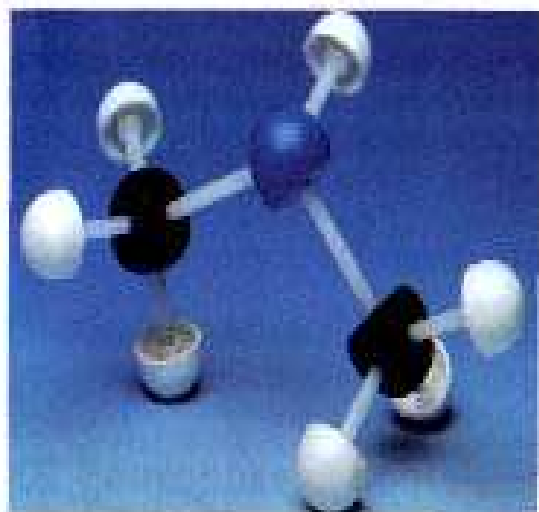
Pour simplifier les formules développées, on écrit globalement certains **groupes d'atomes**, notamment en groupant les atomes d'hydrogène. On obtient ainsi la **formule semi-développée**.

4.3. ISOMERIE ET ISOMERES.

Des isomères sont des composés qui ont la même formule brute mais dont les molécules sont différentes.

Cette année, on ne considère des molécules différentes, que si l'enchaînement des atomes est différent. Les isomères diffèrent par leurs propriétés physiques et chimiques.

4.4 POUR CONCLURE: DIFFERENTS REPRESENTATIONS D'UNE MOLECULE.



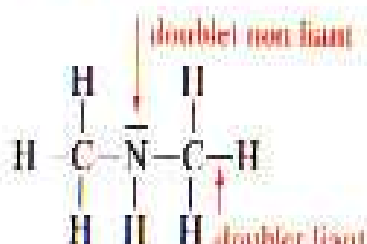
Formule brute



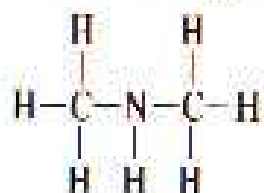
Formule semi-développée



Représentation de Lewis



Formule développée



BK

5. UNE FAMILLE DE MOLECULE: LES ALCANES.

Les alcanes sont des hydrocarbures de formule brute $C_n H_{2n+2}$.

Leurs chaînes carbonées sont saturées et ne présentent pas de cycles.

Leurs atomes de carbone sont tous liés à quatre autres atomes; ils sont donc tétraédriques.

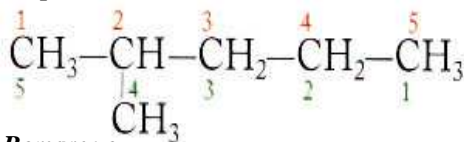
- Le nom d'un alcane linéaire est constitué:
 - d'un **préfixe** qui indique le nombre d'atomes de carbone de la chaîne;
 - suivi de la **terminaison -ane**.
- En retirant un atome d'hydrogène à un atome de carbone terminal d'un alcane linéaire, il apparaît un **groupe alkyle** dont le nom s'obtient en remplaçant la terminaison **-ane** par la **terminaison -yle**.
- La chaîne carbonée la plus longue est appelée **chaîne principale**. Son nombre d'atomes de carbone détermine le nom de l'alcane.

Formule Brute	Nom de l'alcane linéaire	Nombre d'isomères de chaîne
CH_4	méthane	1
C_2H_6	éthane	1
C_3H_8	propane	1
C_4H_{10}	butane	2
C_5H_{12}	pentane	3
C_6H_{14}	hexane	5
C_7H_{16}	heptane	9
C_8H_{18}	octane	18

- On numérote la chaîne principale de façon à ce que le numéro du premier atome de carbone portant une ramification soit le plus petit possible.

- Le nom d'un alcane ramifié est constitué:
 - des noms des ramifications alkyles précédés de leur indice de position;
 - et suivis du nom de l'alcane linéaire de même chaîne principale.

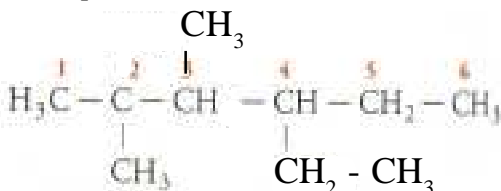
Exemple.



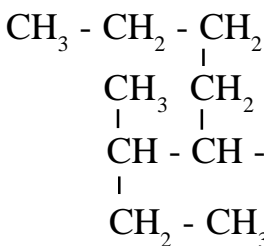
Remarque.

- On supprime le -e final des ramifications.
- Si plusieurs d'entre eux sont identiques, leur nombre est indiqué par les préfixes di, tri, tétra précédés de leur indice de position. Si la chaîne principale porte plusieurs ramifications différentes, on indique le nom des groupes alkyles par ordre alphabétique des préfixes et non des multiples.

Exemple.

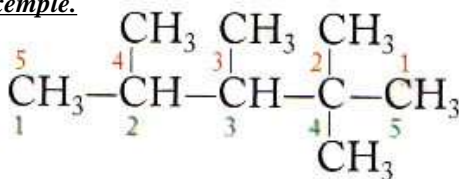


Attention La chaîne principale n'est pas toujours disposée horizontalement.



- Si la chaîne porte plusieurs ramifications **identiques**:
 - on écrit par ordre croissant les deux ensembles d'indice de position définissant la position des groupes (sans se préoccuper de leur nature) selon que l'on parte d'une extrémité de la chaîne principale ou de l'ordre;
 - chaque ensemble forme un nombre; on choisit le sens conduisant au nombre le plus petit.

Exemple.



6. LA GEOMETRIE DES MOLECULES.

6.1. MODELES MOLECULAIRES.

La répartition dans l'espace des atomes d'une molécule peut être connue et matérialisée au moyen de modèles moléculaires. Les modèles moléculaires permettent de construire des images en trois dimensions des molécules, en respectant la position réelle des atomes dans l'espace.

On dispose de deux types de modèles moléculaires:

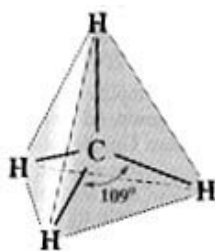
- Les modèles moléculaires éclatés, dans lesquels les liaisons covalentes sont matérialisées par des tiges et les atomes par des boules colorées. Les proportions ne sont pas respectées: les distances entre les noyaux sont trop grandes par rapport aux rayons atomiques;
- les modèles moléculaires compacts qui sont une représentation plus conforme à la réalité. Les atomes sont matérialisés par des sphères, les liaisons covalentes n'apparaissent pas.



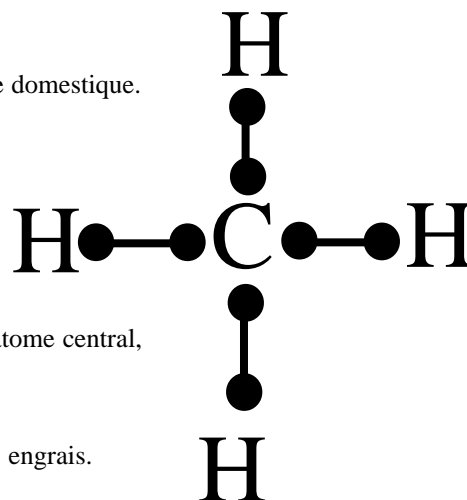
6.2. DISPOSITION SPATIALE DES DOUBLETS.

Les représentations de Lewis, développée ou semi-développée permettent de rendre compte de la nature des liaisons entre les atomes d'une molécule. Mais lorsqu'on utilise les modèles moléculaires éclatés, on se rend compte que la majorité des molécules ne sont pas planes mais présentent une géométrie dans l'espace.

Exemple: Le Méthane.

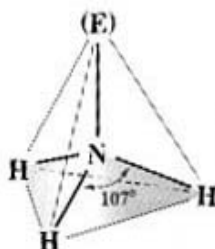


est le constituant principal du gaz de ville utilisé pour le chauffage domestique. de formule brute CH_4 . Sa représentation de Lewis fait apparaître 4 doublets liants C-H. Les 4 liaisons se disposent suivant les 4 directions caractéristiques d'un tétraèdre régulier. En conséquence, la molécule de méthane a une **structure tétraédrique**.



Mais il faut aussi tenir compte de la présence d'un ou plusieurs doublets non-liants sur l'atome central, pour rendre compte de la géométrie de la molécule dans l'espace.

Exemple: L'Ammoniac.

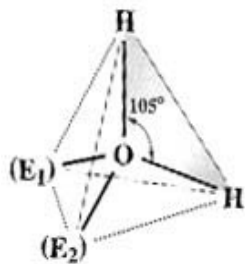


est un produit industriel, principalement utilisé pour fabriquer des engrais. de formule brute NH_3 . Sa représentation de Lewis fait apparaître 3 doublets liants N-H et un doublet non liant (E) sur l'atome d'azote. Les 3 liaisons N-H et la direction N-(E) se disposent suivant les 4 directions caractéristiques d'un tétraèdre régulier. En conséquence, la molécule de méthane a une **structure pyramidale**.

En 1918, le professeur Fritz Haber reçoit le prix Nobel de chimie pour ses travaux en 1913 sur la synthèse de l'ammoniac. Il a été le directeur de l'institut de physique-chimie Kaiser Wilhelm de Berlin. Il est aussi connu pour avoir convaincu l'état-major allemand d'envoyer vers les lignes ennemies un nuage de chlore, le 22 avril 1915. S'il est inhalé en grande quantité, ce gaz irrite les voies respiratoires jusqu'à l'asphyxie. Cette date marque la première attaque chimique de l'Histoire. Et pourtant, quelques années auparavant, en 1907, les armes chimiques avaient été interdites par la Convention internationale de La Haye (Pays-Bas). Tous les futurs beligérants de 14-18 ont signé ce texte. Jusqu'à ce que Fritz Haber propose, non pas de projeter la substance toxique à l'aide d'obus sur l'ennemi, mais de laisser dériver dès que le vent souffle vers l'ennemi, la substance toxique. Il suffit d'ouvrir des milliers de bonbonnes de chlore pressurisés que l'industrie chimique allemande, alors de très loin la première du monde, produit justement en grande quantité. Mieux encore: cette technique respecte la convention de La Haye.... en apparence. Le texte interdisait que les armes chimiques envoyées dans un projectile.....

A l'été 1917, l'équipe de Fritz Haber propose à l'état-major Allemand le plus diabolique des agents chimiques: le gaz moutarde, ainsi baptisé à cause de son odeur piquante. Ce liquide huileux, connu depuis 1860, n'attaque pas seulement les voies respiratoires: il traverse la peau et dérègle les cellules de tout l'organisme. La première attaque, dans la nuit du 12 au 13 juillet 1917 à Ypres est un cauchemar. Au réveil, les hommes aveugles, vomissent, le corps constellé de cloques purulentes d'où coule un liquide jaunâtre. Le gaz moutarde était moins mortel que le phosgène (voit Tp) mais ses effets spectaculaires, imparables apr le masque à gaz, ont mis huit fois plus d'hommes hors de combat. En juin 1918, les obus du gaz moutarde français remettent les deux camps à égalité.

Exemple: L'Eau.



est partout présente dans notre environnement. C'est grâce à elle que la vie est possible sur Terre. de formule brute H_2O

Sa représentation de Lewis fait apparaître 2 doublets liants O-H et deux doublets non liants (E_1) et (E_2) sur l'atome d'oxygène.

Les 2 liaisons O-H et les 2 directions O-(E) se disposent suivant les 4 directions caractéristiques d'un tétraèdre régulier.

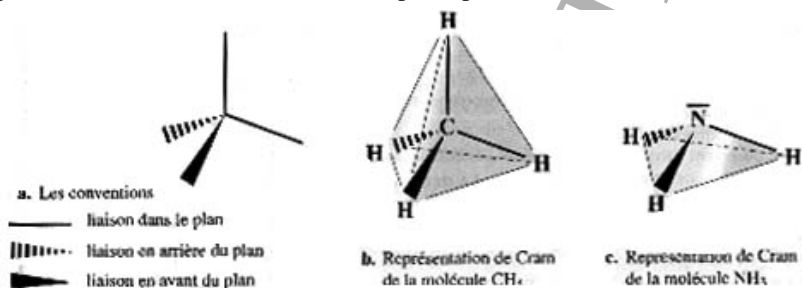
En conséquence, la molécule de méthane a une **structure coudée**.

Rem:

La molécule d'eau est plane, les centres des 3 atomes formant nécessairement un plan.

6.3. REPRESENTATION DANS L'ESPACE.

Les chimistes utilisent la représentation de Cram. La molécule est placée de façon à ce que le maximum d'atomes et de liaisons soient placés dans le même plan. Les doublets non liants ne sont pas représentés.



7. LES EDIFICES IONIQUES

Nous venons de comprendre que tous les éléments chimiques autres que ceux qui appartiennent à la dernière colonne du tableau périodique, ont pour objectif de remplir leur couche externe afin d'acquérir la stabilité chimique de l'élément chimique appartenant à cette dernière colonne, le plus proche.

Pour se faire il y a donc (voir paragraphe 1.2.) la première possibilité d'établir une (ou plusieurs) liaisons, pour ainsi "emprunter" un (ou plusieurs) électrons célibataires à un autre atome et ainsi "avoir l'impression" d'avoir acquis une couche externe saturée.

Maintenant toutes les espèces chimiques ne peuvent acquérir une couche externe saturée en établissant des liaisons covalentes. C'est le cas par exemple du sodium Na qui ayant un électron célibataire seul sur sa dernière couche, ne peut établir qu'une liaison simple avec un autre atome. Mais cette liaison covalente ne lui permet pas d'acquérir une couche externe saturée, puisqu'en établissant une liaison covalente, il passe d'un électron sur sa dernière couche à deux électrons... on est loin des 8 nécessaires pour saturer la couche L.

Donc pour acquérir la stabilité la plus proche, il va perdre 1 électron et devenir un ion, plus précisément un cation. Mais un ion Na⁺ seul dans la nature cela n'existe pas non plus, car la nature n'aime pas les excès, elle n'aime que la neutralité (c'est une simplification ..).

De fait les ions Na⁺ vont alors s'associer avec des ions négatifs pour "annuler" leur charge positive. Les grains de sel sont des cristaux de chlorure de sodium constitués d'ions. Na⁺ et Cl⁻. Il fait partie des solides ioniques. Un solide ionique est formé d'ions (cations et anions) régulièrement disposés pour former un cristal.

Le cristal contient autant d'ions de chaque sorte car la matière est toujours électriquement neutre. De sorte que la formule statistique de chlorure de sodium est NaCl.

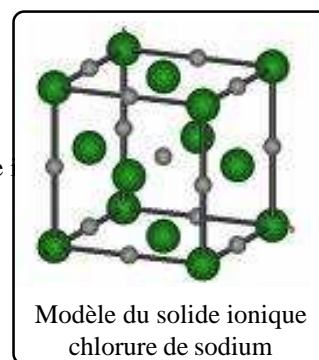
Chaque ion est en interaction électrique (programme de 1^{ère} S) avec tous les autres ions:

- les ions de même signe le repoussent
- et les ions de signe contraire l'attirent.

La cohésion du cristal résulte des interactions électriques entre les ions. Dans un cristal ionique, chaque ion de charge opposée, qui sont des proches voisins.

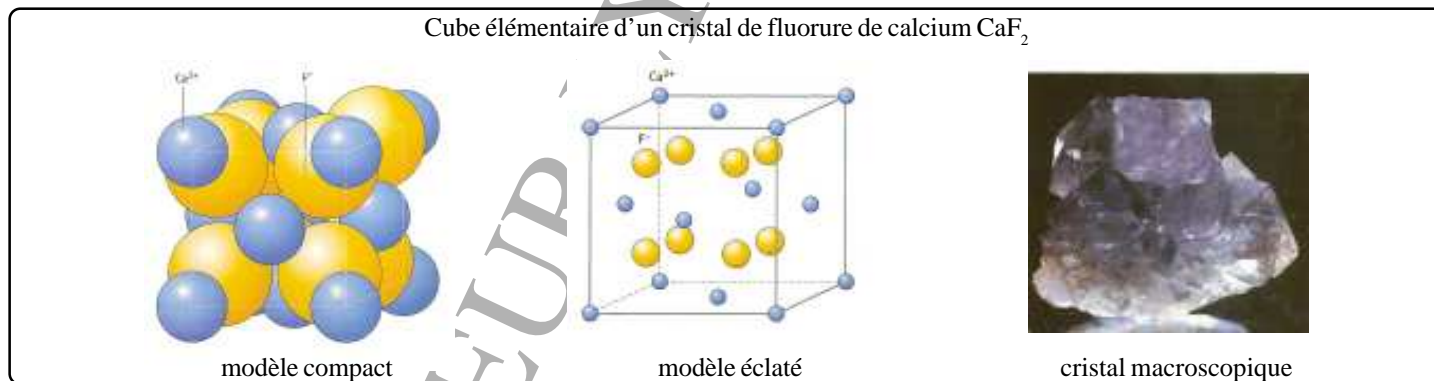
Quand le chlorure de sodium est introduit dans l'eau, le cristal perd sa cohésion et les ions Na⁺ et Cl⁻ se dispersent dans l'eau pour constituer une solution électrolytique.

On peut alors écrire $\text{NaCl}_{(\text{solide})} \longrightarrow \text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$



Attention, il ne faut pas croire que tous les cristaux ioniques comptent autant d'ions positifs que négatifs ... La règle est que l'ensemble doit être électriquement neutre. Ainsi, sachant que les ions fluorure ont pour formule F⁻ et les ions calcium Ca²⁺, le cristal ionique fluorure de calcium n'a pas pour formule

statique CaF, mais CaF₂ car on aura alors l'équation de dissolution $\text{CaF}_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{F}^-$. On voit que l'ensemble est électriquement neutre.



1. A partir de la donnée des atomes suivants $_{13}\text{Al}$, $_{11}\text{Na}$, $_{9}\text{F}$, $_{20}\text{Ca}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{16}\text{S}$, $_{8}\text{O}$, en déduire la formule des ions monoatomiques usuels qu'on peut attendre de chacun de ces 6 éléments.

2. Donner la formule statistique des solides ioniques suivants:

- fluorure de sodium
- sulfure de sodium
- chlorure de calcium
- fluorure d'aluminium
- sulfure d'aluminium
- oxyde de calcium
- oxyde d'aluminium

3. Donner le nom des solides ioniques suivants $\text{Cu}_2\text{S}_{(s)}$; $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$; $\text{MgCl}_{2(s)}$; $\text{BeS}_{(s)}$