

Les édifices chimiques

1. objectifs:

- présenter les édifices chimiques à structure ionique et moléculaire.
- mettre en évidence la «règle de construction» de ces édifices: **la règle dite de «l'octet et du duet »**.
- décrire la structure électronique de quelques molécules.

2. La stabilité des gaz rares:

Les gaz rares: **hélium, néon, argon, krypton, xénon et radon** sont les seuls gaz formés d'atomes isolés (gaz monoatomiques). Ils sont chimiquement inertes et donc particulièrement stables. L'examen de leur structure électronique montre que leur dernière couche électronique avec 2 ou 8 électrons est **complète** ou **saturée**. (voir tableau ci-dessous).

Élément chimique	He	Ne	Ar
N° atomique Z	2	10	18
Structure électronique	(K) ²	(K) ² (L) ⁸	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸
Couche externe	(K) ²	(L) ⁸	(M) ⁸

3. L'instabilité des autres atomes isolés:

Les autres atomes isolés ne peuvent exister que de façon temporaire. Ils doivent se transformer pour se stabiliser. Ils peuvent le faire de plusieurs façons:

- Soit en perdant ou en gagnant des électrons pour devenir des ions.**
- Soit en s'assemblant entre eux pour former des molécules.**

4. Énoncé de la règle de l'octet et du duet:

A l'exception des atomes de gaz rares, les atomes isolés doivent se transformer pour se stabiliser afin d'acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans la Classification Périodique, c'est-à-dire soit un octet ou soit un duet d'électrons.

(Cette règle présente néanmoins quelques exceptions que nous n'étudierons pas.)

5. Un exemple de structure ionique le chlorure de sodium

5.1 Décrivons une façon de préparer du chlorure de sodium par voie chimique :

Préparons d'abord un flacon de gaz dichlore.

Le dichlore est un **gaz verdâtre** stable mais toxique pour les bronches. Il faut éviter de le respirer. Il est formé de molécules Cl₂, possédant chacune 2 atomes de chlore.

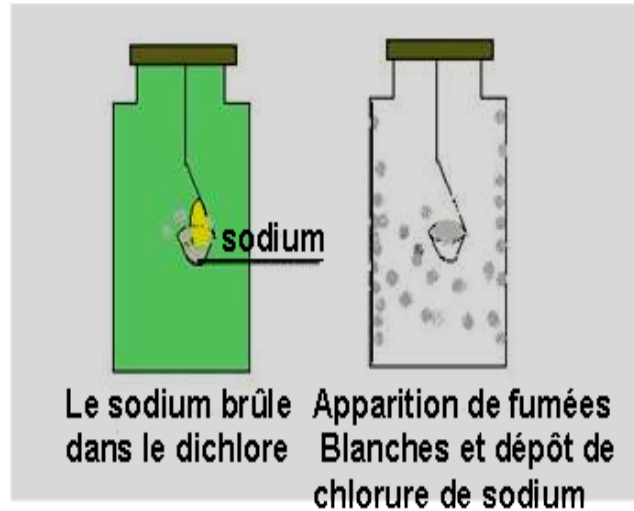
Les manipulations avec ce gaz doivent être réalisées sous une hotte.

Celui-ci peut être facilement obtenu par réaction chimique entre l'eau de javel et l'acide chlorhydrique. Un tube de dégagement permet de recueillir le gaz dans un flacon.

Le gaz étant plus lourd que l'air, il tombe facilement dans le fond du flacon. Boucher ce dernier.

Le **sodium** est un métal mou formé d'atomes de sodium **Na**. Il est particulièrement instable et doit être pour cette raison stocké à l'abri de l'air dans l'huile. Il peut s'enflammer spontanément dans l'air et dans l'eau. Il est donc très dangereux.

Poser un petit morceau de sodium dans un creuset suspendu comme l'indique la figure ci-dessous, le chauffer dans l'air avec un bec bunsen, retirer le bouchon du flacon et l'introduire dans le flacon.

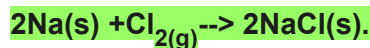


Le métal sodium brûle vivement dans le gaz dichlore avec une flamme jaune caractéristique.

La couleur verdâtre du dichlore disparaît peu à peu, des fumées blanches apparaissent et se condensent sur les parois pour former un dépôt blanc : c'est du **chlorure de sodium**.

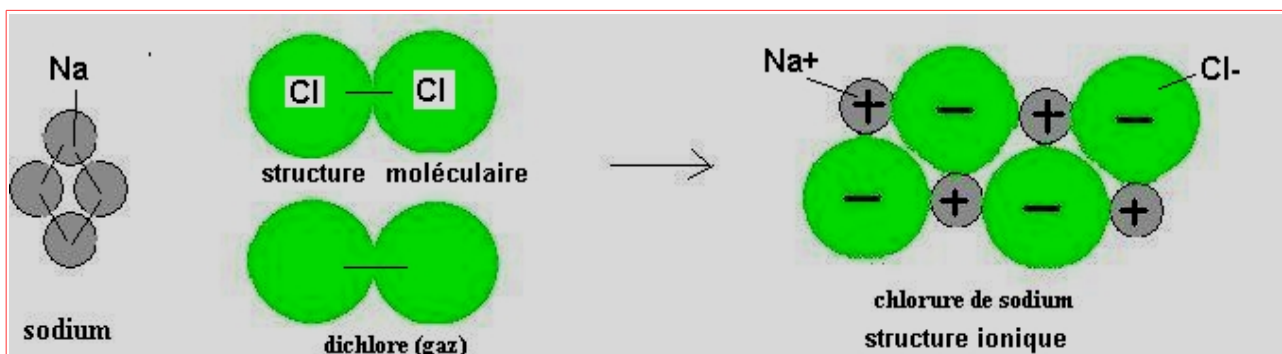
5.2 Interprétation

La transformation chimique peut se résumer par l'équation:



Ce que ne dit pas le symbole **NaCl** c'est que le chlorure de sodium est un **composé ionique** formé des ions **Na⁺** et **Cl⁻**

La transformation entre espèces chimiques peut être schématisée comme suit:



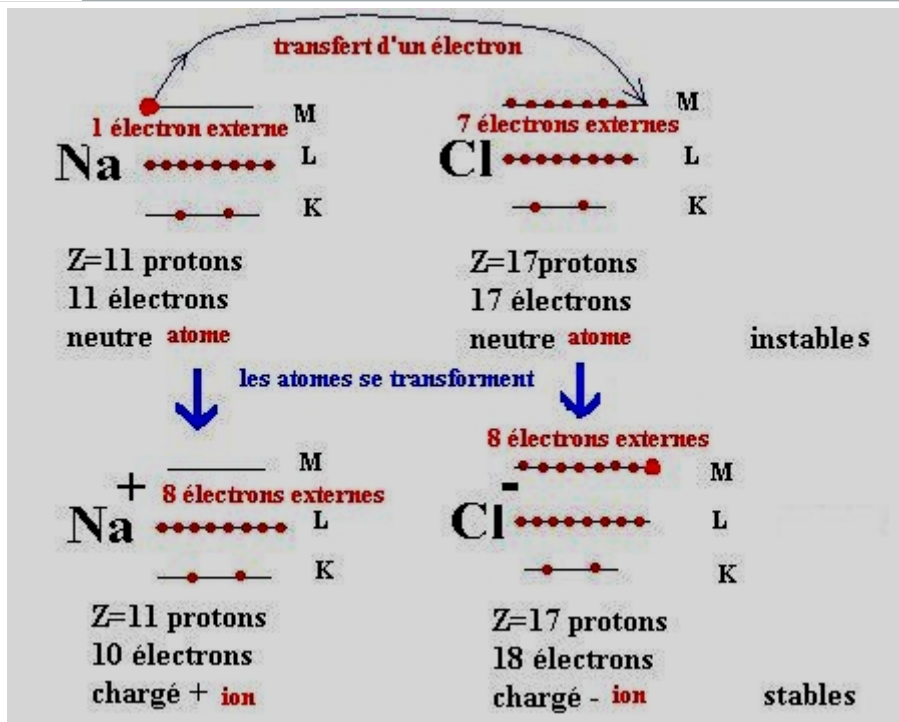
Analysons les transformations subies par les atomes intervenant dans la réaction.

Les atomes Na et Cl se transforment suivant les schémas :



Étudions plus en détail ce qui est modifié au niveau des couches électroniques de chacun d'eux

Attention : seuls les électrons de la couche externe sont concernés par la transformation.



En se transformant chaque atome acquiert la configuration électronique du gaz rare le plus proche dans la Classification Périodique avec 8 électrons externes soit **un octet d'électrons**.

Na⁺ a 8 électrons externes et 2 couches occupées, il a même structure électronique que le Néon.

Cl⁻ a 8 électrons externes et 3 couches occupées, il a même structure électronique que l'Argon.

5.3 Les ions monoatomiques stables:

Ils comportent sur leur couche électronique externe un duet d'électrons si l'élément a un numéro atomique Z proche de l'hélium, ou un octet pour les autres.

Quelques exemples sont donnés dans le tableau ci-dessous :

Elément chimique	Li	F	Al
Z	3	9	13
Structure électronique de l'atome	(K) ² (L)1	(K) ² (L)7	(K) ² (L) ⁸ (M) ³
Ion monoatomique stable	Li ⁺ (Un électron de moins que Li)	F ⁻ (Un électron de plus que F)	Al ³⁺ (Trois électrons de moins que Al)
Structure électronique de l'ion	(K) ²	(K) ² (L) ⁸	(K) ² (L) ⁸
Elément inerte ayant même structure électronique que l'ion	He	Ne	Ne

Les ion Li⁺, F⁻, et Al³⁺ sont donc stables alors que les atomes Li, F et Al ne le sont pas

Remarque : pour obtenir l'ion monoatomique le plus stable d'un élément, il suffit d'ajouter ou ôter le moins d'électrons possibles à l'atome correspondant. Par exemple, il faut retirer les 3 électrons externes de la couche (M) de l'atome d'aluminium Al (et non ajouter 5 électrons sur cette couche M) pour obtenir l'ion aluminium.

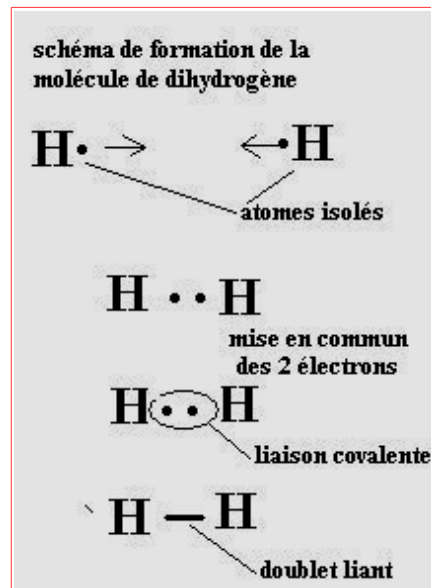
6. Les édifices moléculaires:

6.1 La molécule de dihydrogène H₂

Un atome d'hydrogène H isolé $\{Z=1 ; (K)^1\}$ n'est pas stable . En effet son unique couche ne contient qu' un seul électron.

Pour se stabiliser et « ressembler » à l'hélium, il a besoin d'un électron supplémentaire pour saturer sa couche externe.

Deux atomes d'hydrogène peuvent se stabiliser ensemble **en mettant en commun leur unique électron.**



Les deux électrons ainsi appariés appartiennent à l'un et à l'autre atome. Chaque atome H est alors entouré de deux électrons et prend ainsi la configuration de l'hélium .La règle du duet est alors satisfaite. **L'édifice stable obtenu est une molécule de dihydrogène H₂.**

Cette mise en commun de deux électrons qui apporte la stabilité de l'édifice s'appelle une **liaison covalente**. On dit aussi que les deux électrons mis en commun forment un doublet liant.

Un doublet liant est représenté par un trait plein entre deux atomes.

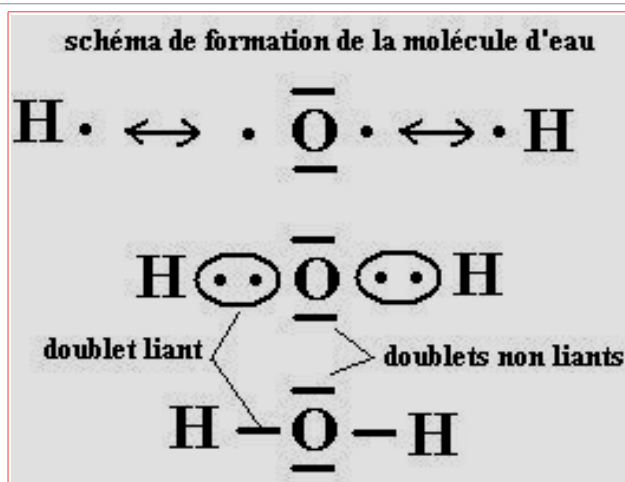
6.2 La molécule d'eau :

L'atome d'oxygène:O $\{Z=8 ; (K)^2(L)^6\}$ comporte **6 électrons externes**, il doit donc **en trouver deux autres pour compléter sa couche externe à 8** et obtenir la configuration électronique du néon (la règle de l'octet doit s'appliquer pour lui) .

Deux atomes d'hydrogène peuvent chacun en apporter un et réaliser 2 liaisons covalentes ou deux doublets liants avec l'unique atome d'oxygène. D'où la formule **H₂O**.

Il reste 4 électrons non engagés dans les liaisons qui appartiennent en propre à l'atome d'oxygène. Ces derniers forment **deux doublets non liants** représentés chacun par un trait plein autour de l'oxygène.

Nous verrons que ces doublets non liants jouent un rôle important dans la géométrie de la molécule et donc des propriétés de l'eau.



Cette représentation de la molécule porte le nom de son inventeur : c'est la **formule de Lewis**

Le symbole H_2O est la formule brute de l'eau, elle indique les noms des atomes et leur nombre. La formule de Lewis indique en plus l'enchaînement des atomes et la répartition des électrons externes de la molécule.

Cette dernière s'établit simplement en respectant les règles du duet et de l'octet pour chaque atome. Autre intérêt : la formule de Lewis permet en plus de prévoir sa géométrie .

7. La valence d'un élément chimique:

Cette notion n'est pas indispensable mais facilite la recherche de la structure de la molécule.

La valence d'un élément chimique est le nombre maximal de liaisons covalentes qu'il échange dans une molécule. Celle-ci est bien entendu en accord avec la règle de l'octet et du duet.

Ainsi pour satisfaire la règle de l'octet, **l'atome d'oxygène** doit échanger deux liaisons avec ses voisins, il est **bivalent**. Les atomes d'**hydrogène** et de **chlore** doivent échanger une seule liaison, ils sont **monovalents**.

Remarquer que la valence est égale au nombre d'électrons que l'atome doit gagner pour compléter sa couche externe.

On vérifiera ainsi que l'atome de **carbone** est **tétravalent**, l'atome d'**azote** est **trivalent**.

Dans le cas d'un ion monoatomique, **la valence est égale à la charge de l'ion**, on parle alors «**d'électrovalence** »

La couche de valence est la dernière couche électronique d'un atome (couche externe)

8. méthode systématique d'écriture de la formule de Lewis à partir de la formule brute:

Pour traiter les cas les plus complexes, nous suggérons d'utiliser cette méthode :

A- Écrire la structure électronique de chaque atome.

B- En déduire le nombre total **N** d'**électrons externes** dans la molécule et le nombre total de doublets d'électrons (liants et non liants) : soit **N/2**.

C- Déterminer le nombre de doublets liants que doit établir chaque atome avec ses voisins, ce nombre correspond à la **valence** de l'élément.

D-Réaliser l'enchaînement des atomes: placer de préférence les atomes de **valence la plus élevée (C, N, O..)** en milieu de chaîne et **les atomes monovalents (H, Cl, F..) aux extrémités**.

Attention il peut y avoir plusieurs enchaînement possibles donc plusieurs molécules différentes (appelées isomères).

E-Distribuer les doublets liants entre les atomes liés en respectant la valence.

F –Placer les doublets non liants sur les atomes afin que les règles de l'octet et du duet soient satisfaites pour chacun d'eux.

Exemple : établir la formule de Lewis de l'**acide formique** de formule brute H_2CO_2 .

$H\{Z=1 ; (K)^1\}$; $C\{Z=6 ; (K)^2(L)^4\}$; $O\{Z=8 ; (K)^2(L)^6\}$ (en rouge les électrons externes)

nombre total d'électrons externes : $N=1*2+4*1+6*2 =18$ soit $N/2 = 9$ doublets liants et non liants.

Valences : H monovalent, C tétravalent, O bivalent

Enchaînement des atomes:

Il faut obligatoirement

4 doublets liants autour de C,

2 doublets liants autour de O

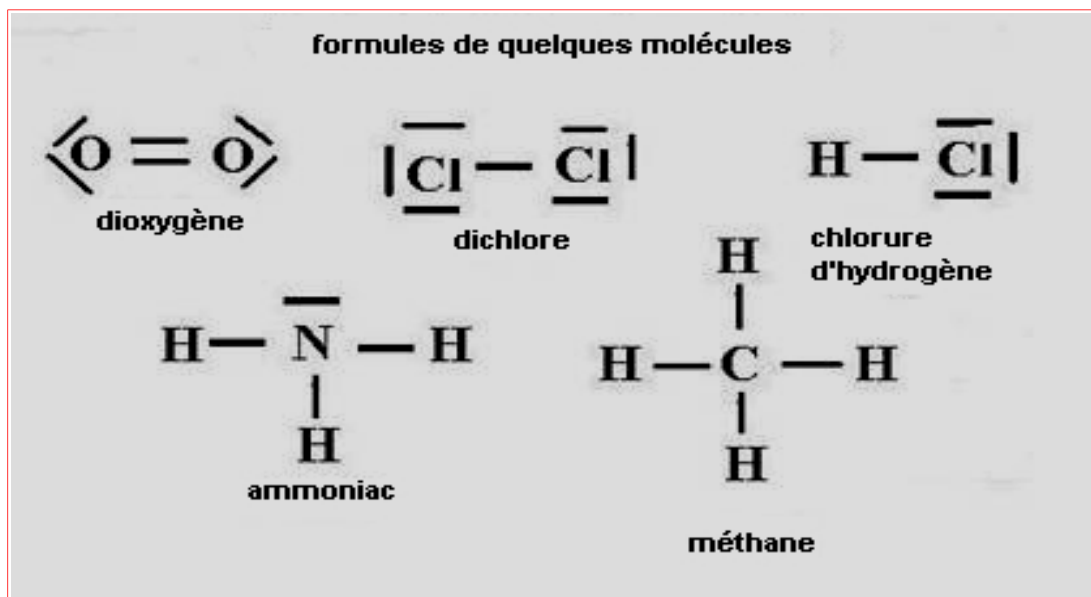
et un seul autour de H (ces derniers éléments seront donc placés aux extrémités de la chaîne)

H-C-O-O-H ne convient pas car la valence 4 du carbone n'est alors pas respectée.

Tracer 4 liaisons à partir du carbone et 2 à partir de l'oxygène et la structure se complète facilement : on vérifiera toujours que la valence (nombre de liaisons) de chaque élément est respectée et ensuite que la règle de l'octet et du duet est respectée.



9. Autres molécules souvent rencontrées :



10. Molécules isomères :

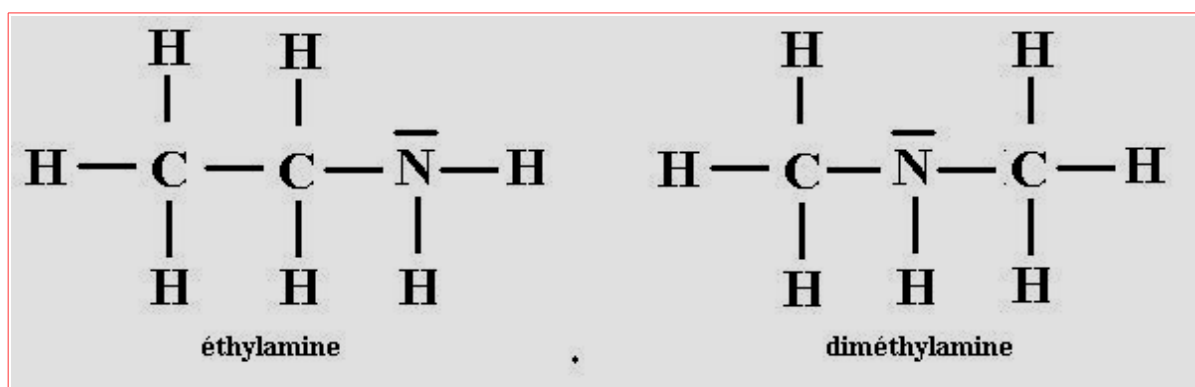
Traitons l'exemple suivant: donnons la formule de Lewis de la molécule de formule brute: $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$.

Structures électroniques des atomes : $\text{H}\{\text{Z}=1 ; (\text{K})^1\}$; $\text{C}\{\text{Z}=6 ; (\text{K})^2(\text{L})^4\}$; $\text{N}\{\text{Z}=7 ; (\text{K})^2(\text{L})^5\}$

$\text{N}=2*4 + 7*1 + 1*5=20$; nombre total de doublets : 10.

Nombre de doublets liants autour de chaque atome (ou valence) 1 pour H ; 4 pour C ; 3 pour N .

Il y a deux enchaînements possibles



Deux molécules qui ont la même formule brute mais des représentations de Lewis différentes sont des **isomères**.

Les isomères ont des propriétés physiques et chimiques différentes.