

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière

Chapitre 3 : Stabilité des entités chimiques

I - De l'espèce chimique à l'entité chimique

1) Changement d'échelle

Depuis le début du 20^{ème} siècle, l'existence des atomes est confirmée et ont pu être observées dès les années 1950.

Pour décrire l'organisation de la matière, deux points de vue peuvent être adoptés :

- à l'échelle **macroscopique**, une **espèce chimique** désigne une collection d'un nombre très élevé d'entités chimiques identiques.
- à l'échelle **microscopique**, une **entité chimique** peut être un atome, une molécule ou un ion.

Exemples :




- une barre en fer composé d'atomes de fer ;
- un carreau de sucre composé de molécules de saccharose ;
- de l'eau salée composée d'ions sodium $Na^+_{(aq)}$ et d'ions chlorure $Cl^-_{(aq)}$.

2) Entités chimiques

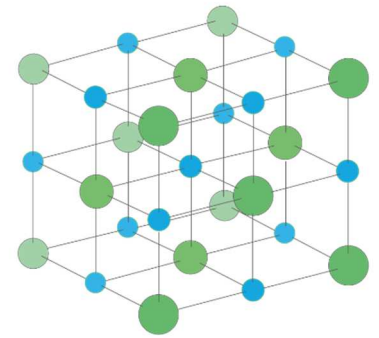
Une entité chimique peut désigner un atome, une molécule, un ion ou un ensemble d'ions qui constitue la matière à l'échelle microscopique.

Une espèce chimique est une collection d'un nombre très grand d'entités chimiques identiques.

Exemples :

Echelle macroscopique : Espèces chimiques		
Fer : espèce chimique atomique 	Eau : espèce chimique moléculaire 	Chlorure de sodium : espèce chimique ionique 
Echelle microscopique : Entités chimiques		
Composée d' atomes de formule Fe	Composée de molécules de formule H₂O	Composée d'une paire d'ions sodium et chlorure de formule Na⁺ et Cl⁻

La matière étant électriquement neutre, les espèces chimiques ioniques sont donc constituées d'au minimum deux types d'entités : **des anions et des cations dans des proportions telles que le solide ionique est électriquement neutre.**



Exemple :

Le sel de cuisine est un solide ionique, le chlorure de sodium constitué d'ions chlorure Cl^- (en vert) et d'ions sodium Na^+ (en bleu) représenté par le modèle éclaté ci-contre :

3) Récapitulatif

Une espèce chimique est constituée d'un nombre très élevé d'entités chimiques identiques à l'échelle microscopique.

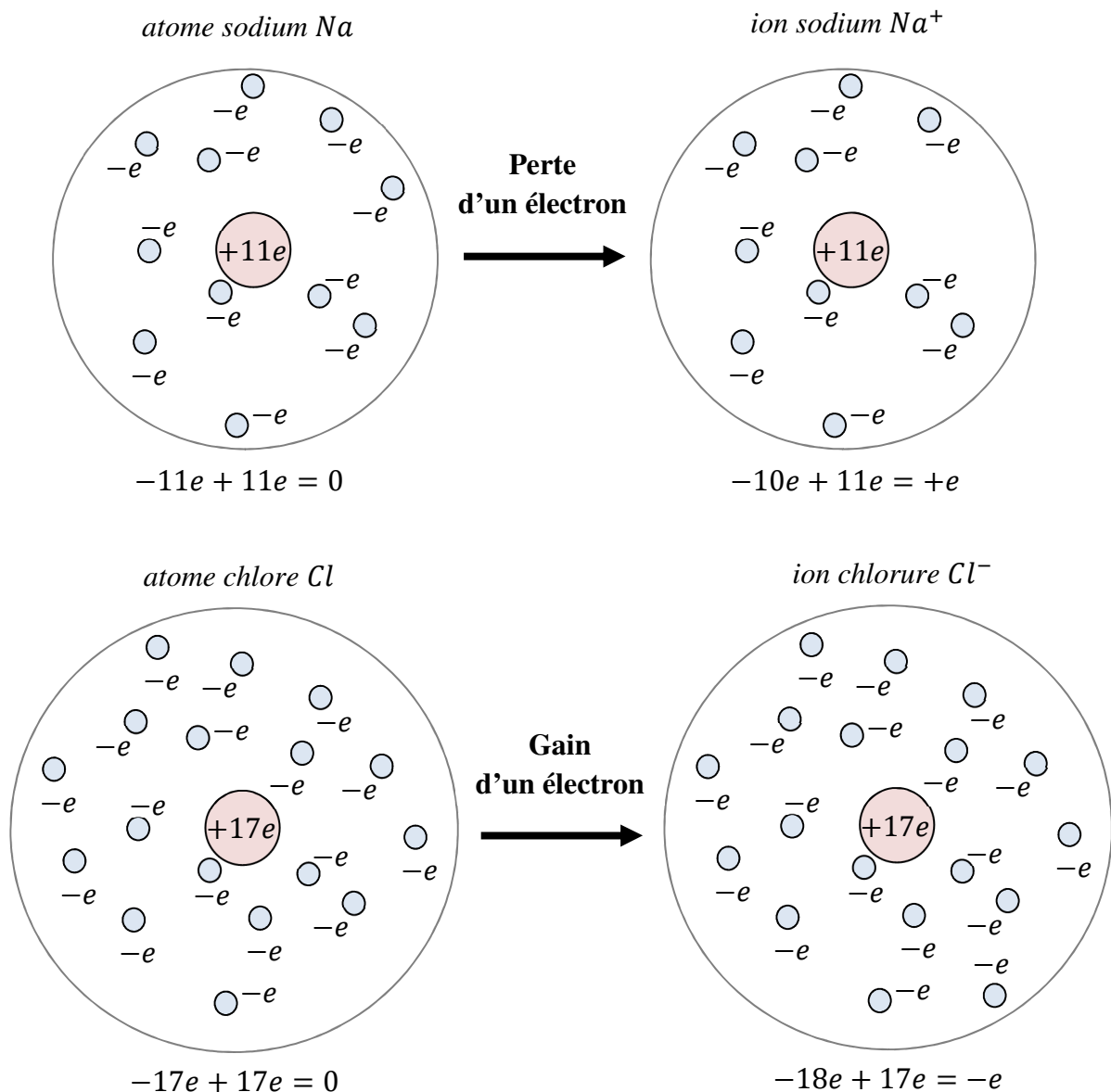
Ces entités chimiques peuvent être des atomes, des ions ou des molécules.

II - Stabilisation par formation d'ions

1) Qu'est-ce qu'un ion ?

a) Différence entre atomes et ions

Un atome n'est pas un ion !



Lorsqu'un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons, il devient chargé soit positivement, soit négativement.

Certains atomes se transforment en ions positifs alors que d'autres se transforment en ions négatifs.

Il existe des ions plus complexes, positifs et négatifs, formés de groupement d'atomes.

b) Les ions positifs

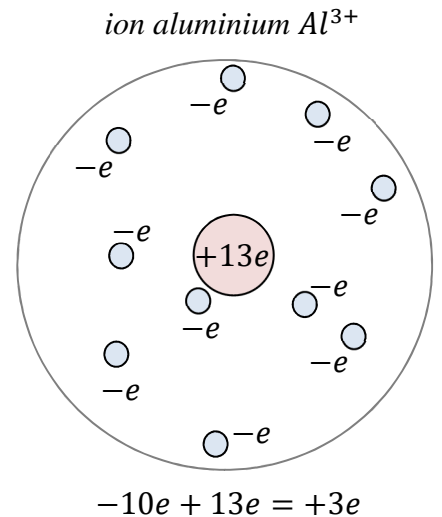
Un ion positif, appelé cation, est constitué d'un atome ou d'un groupement d'atome ayant perdu un ou plusieurs électrons.

Exemple :

L'ion aluminium provient d'un atome d'aluminium *Al* ayant perdu trois électrons.

Son noyau possède toujours 13 charges +, mais le nuage électronique ne comporte plus que 10 électrons (charges -).

L'ion aluminium possède donc 3 charges positives en excès, d'où Al^{3+} .



Quelques cations :

Nom	Formule brute
ion hydrogène	H^+
ion sodium	Na^+
ion potassium	K^+
ion calcium	Ca^{2+}
ion magnésium	Mg^{2+}
ion aluminium	Al^{3+}
ion cuivre (II)	Cu^{2+}
ion fer (II)	Fe^{2+}
ion ammonium	NH_4^+

Remarque :

Le raisonnement fait sur les cations monoatomiques est identique pour les cations polyatomiques.

c) Les ions négatifs

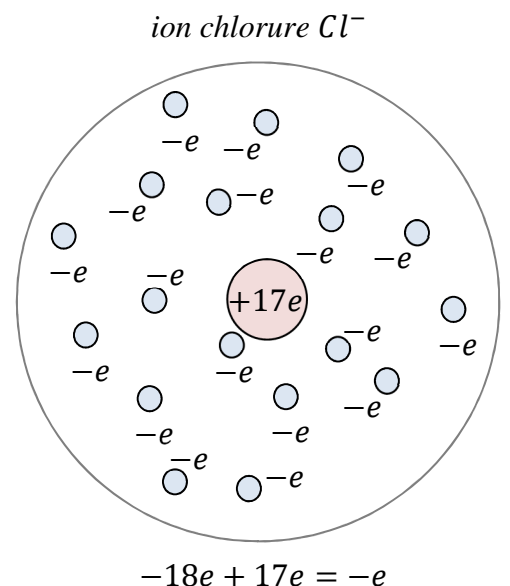
Un ion négatif, appelé anion, est constitué d'un atome ou d'un groupe d'atome ayant gagné un ou plusieurs électrons.

Exemple :

L'ion chlorure provient d'un atome de chlore *Cl* ayant gagné un électron.

Son noyau possède toujours 17 charges +, mais le nuage électronique comporte 18 électrons (charges -).

L'ion chlorure possède donc une charge négative en excès, d'où Cl^- .



Quelques anions :

Nom	Formule brute
ion fluorure	F^-
ion chlorure	Cl^-
ion hydroxyde	HO^-
ion permanganate	MnO_4^-
ion sulfate	SO_4^{2-}
ion nitrate	NO_3^-
ion carbonate	CO_3^{2-}
ion hydrogénocarbonate	HCO_3^-

d) Les composés ioniques

Un solide ou cristal ionique est constitué d'anions et de cations régulièrement disposés dans l'espace.

Bien que les solides ioniques contiennent des cations et des anions, ils sont électriquement neutres.

Aussi, leur formule chimique ressemble à celle d'une molécule : c'est la formule statistique.

Le nom du solide commence par celui de l'anion, suivi de celui du cation en intercalant le déterminant « de » entre les deux.

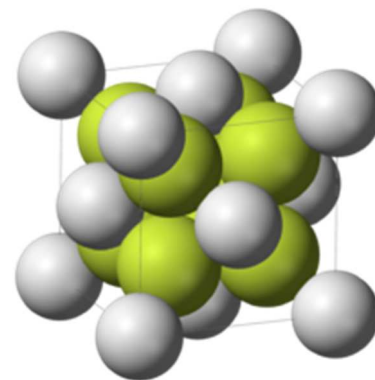
Exemples :

- la formule statistique du chlorure de sodium constitué d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- est $NaCl_{(s)}$.

En effet, la neutralité électrique du solide impose une même proportion des ions sodium Na^+ et des ions chlorure Cl^- ;

- la formule statistique du fluorure de calcium constitué d'ions calcium Ca^{2+} et d'ions fluorure F^- est $CaF_2_{(s)}$.

En effet, la neutralité électrique du solide impose une proportion deux fois plus importante d'ions fluorure F^- (en blanc) que d'ions calcium Ca^{2+} (en jaune).



La formule d'un solide ou cristal ionique, appelée formule statistique, indique la nature et la proportion des ions présents.

e) Récapitulatif

Un ion est une espèce chimique électriquement chargée formée d'un atome ou d'un groupe d'atomes ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Un ion est soit positif (cation : perte d'électron), soit négatif (anion : gain d'électron).

Un solide ionique ou cristal ionique est un empilement régulier de cations (de charge positive) et d'anions (de charge négative) en quantités telles que le solide est électriquement neutre.

2) Règles du duet et de l'octet

a) Cas particulier des gaz nobles

L'hélium ($Z = 2$), le néon Ne ($Z = 10$) et l'argon Ar ($Z = 18$) sont des éléments qui n'existent sur Terre que sous la forme d'atomes isolés.

Ce sont des gaz qui ne réagissent pas, ils sont qualifiés de « gaz nobles ».

Leur inertie chimique est due au fait que leur couche externe contient un nombre particulier d'électrons :

- dans le cas de l'hélium, la structure électronique est de $1s^2$: la couche externe contient alors **2 électrons**, appelé aussi « **duet d'électron** » ;
- pour les deux autres éléments, la structure électronique du néon est $1s^2 2s^2 2p^6$ et celle de l'argon $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$: la couche externe contient chaque fois **8 électrons**, autrement dit un « **octet d'électrons** ».

Remarque :

La grande stabilité des gaz nobles résulte du fait que leurs couches externes sont saturées, autrement dit, complètes.

b) Énoncé des règles

Dans des conditions chimiques données, les atomes et ions autres que les « gaz nobles » se transforment en espèces chimiques de plus grande inertie.

La structure électronique des ions monoatomiques des éléments chimiques de numéro atomique $Z \leq 18$ cherchent à avoir 2 types de configuration :

- **Règle du duet :**
Les atomes des éléments chimiques de numéro atomique $2 \leq Z \leq 5$ évoluent afin d'acquérir une structure électronique à 2 électrons externes.
- **Règle de l'octet :**
Les atomes des éléments chimiques de numéro atomique $5 < Z \leq 18$ évoluent afin d'acquérir une structure électronique à 8 électrons externes.

Exemples :

- la structure électronique de l'atome d'aluminium ($Z = 13$) est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Afin de satisfaire à la règle de l'octet, l'atome d'aluminium peut soit gagner 5 électrons soit en perdre 3.
C'est la dernière proposition qu'il faut retenir, autrement dit, l'ion formé sera un cation : Al^{3+} de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$ qui se réécrit $1s^2 2s^2 2p^6$;
- la structure électronique de l'atome de chlore ($Z = 17$) est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Afin de satisfaire à la règle de l'octet, l'atome de chlore peut soit gagner 1 électron soit en perdre 7.
C'est la première proposition qu'il faut retenir, autrement dit, l'ion formé sera un anion : Cl^- de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

c) Récapitulatif

Lors de la formation d'ions, les atomes cherchent à acquérir une structure électronique sur la couche externe analogue à celle d'un gaz noble, par l'intermédiaire de la règle du duet (2) ou de l'octet (8).

Les atomes peuvent alors perdre ou gagner un ou plusieurs électrons.

3) Utilisation de la classification périodique

a) Application aux ions monoatomiques

Les éléments situés sur une même colonne possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

Les règles du « duet » et de « l'octet » s'appliquent de la même manière pour les éléments d'une même colonne, car ils possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

On a remarqué que :

- les atomes situés avant la 14^{ème} colonne (celle du carbone) perdent des électrons et forment des cations ;
- les atomes situés après la 14^{ème} colonne gagnent des électrons et forment des anions.

H																					He
Li	Be												B	C	N	O	F				Ne
Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl				Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn		Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd		In	Sn	Sb	Te	I				Xe
Cs	Ba	57-71	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg		Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn
Fr	Ra	89-103	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn		Uut	F1	Uup	Lv	Uus				Uuo
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					



..s¹ : un électron de valence à perdre = X⁺



..s² : deux électrons de valence à perdre = X²⁺



..s²p¹ : trois électrons de valence à perdre = X³⁺



..s²p² : quatre électrons de valence à perdre ou à gagner = X^{4±}



..s²p³ : trois électrons de valence à gagner = X³⁻



..s²p⁴ : deux électrons de valence à gagner = X²⁻



..s²p⁵ : un électron de valence à gagner = X⁻



Pas d'électron de valence à perdre ou à gagner

Les familles chimiques regroupent les éléments chimiques qui ont des propriétés chimiques communes telles qu'en formant des ions monoatomiques de même charge électrique.

c) **Récapitulatif**

Les éléments d'une même colonne forment facilement des ions monoatomiques ayant tous la même charge.

III - Stabilité des atomes par formation de molécules

1) **Comment se forme les molécules ?**

a) **Electrons de valence d'un atome**

Le nuage électronique qui entoure le noyau d'un atome de numéro atomique Z est constitué de Z électrons.

Dans un modèle simplifié, les électrons se répartissent en couches où chaque couche électronique comporte des sous-couches, notée s et p , contenant chacune un nombre limité d'électrons :

Couche	Sous-couche	Nombre maximal d'électrons	
1	1s	2	2
2	2s	2	8
	2p	6	
3	3s	2	8
	3p	6	

Une couche électronique qui contient son nombre maximal d'électrons est saturée.

Dans un atome, il est possible de distinguer les électrons de cœur au plus près du noyau atomique et les électrons situés sur la couche externe appelés électrons de valence.

Quelques exemples :

Élément chimique	Symbole	Numéro atomique Z	Structure électronique	Nombre d'électrons de cœur	Nombre d'électrons de valence
Hydrogène	H	1	$1s^1$	0	1
Hélium	He	2	$1s^2$	2	0
Lithium	Li	3	$1s^2 2s^1$	2	1
Carbone	C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	2	$2 + 2 = 4$
Azote	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	2	$2 + 3 = 5$
Oxygène	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	2	$2 + 4 = 6$
Fluor	F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	2	$2 + 5 = 7$
Magnésium	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$2 + 8 = 10$	2
Chlore	Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$2 + 8 = 10$	$2 + 5 = 7$
Argon	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$2 + 8 + 8 = 18$	0

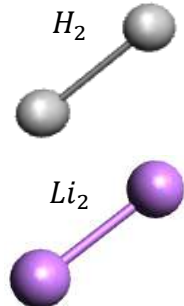
b) Liaison covalente

i) Définition

Une liaison covalente simple correspond à la mise en commun de deux électrons par deux atomes, chaque atome apportant un électron.
Le doublet d'électrons liant deux atomes est appelé doublet liant.

Exemples :

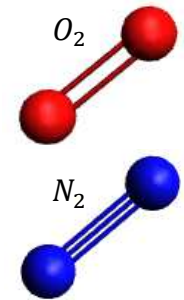
- la molécule de dihydrogène formée par 2 atomes d'hydrogène liés par une liaison covalente représentée par un tiret : $H - H$;
- la molécule de dilithium formée par 2 atomes de lithium liés par une liaison covalente représentée par un tiret : $Li - Li$.



Des atomes peuvent être liés par des liaisons covalentes multiples : double ou triple.

Exemples :

- la molécule de dioxygène formée par 2 atomes d'oxygène liés par une liaison covalente double : $O = O$;
- la molécule de diazote formée par 2 atomes d'azote liés par une liaison covalente triple : $N \equiv N$.



Remarque :

On considère que chacun des atomes impliqués dans la liaison covalente dispose des deux électrons externes.

Chaque atome a ainsi gagné un électron externe.

Dans le cas d'une liaison double, chaque atome gagne 2 électrons.

Dans le cas d'une liaison triple, chaque atome gagne 3 électrons.

ii) Nombre de doublets liants et non liants autour d'un atome

Contrairement à la plupart des atomes qui ne restent pas isolés, mais qui forment des édifices (molécules ou ions), les éléments chimiques de la famille des gaz nobles peuvent exister sous la forme d'atomes non associés.

L'inertie chimique des gaz nobles provient de leur structure électronique en duet (hélium) ou en octet (néon et argon) d'électrons qui leur confère une grande stabilité.

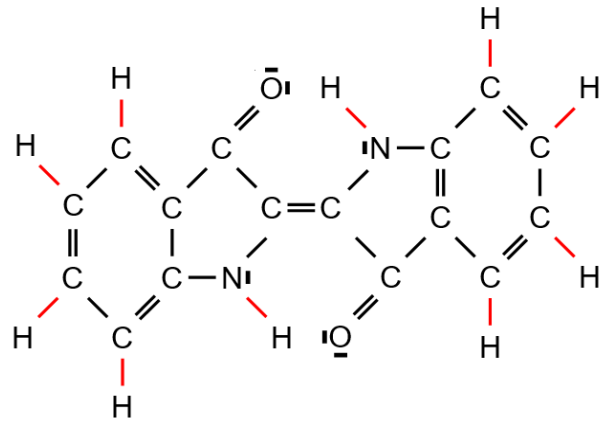
Élément chimique	Symbole	Numéro atomique Z	Structure électronique
Hélium	<i>He</i>	2	$1s^2$
Néon	<i>Ne</i>	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Argon	<i>Ar</i>	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

L'atome d'hydrogène, de structure électronique $1s^1$, doit établir une liaison covalente pour respecter la règle du duet.

Un doublet liant se forme.

Exemple :

Dans la molécule d'indigo, les atomes d'hydrogène sont reliés aux atomes de carbone ou d'azote par des liaisons simples (en rouge).

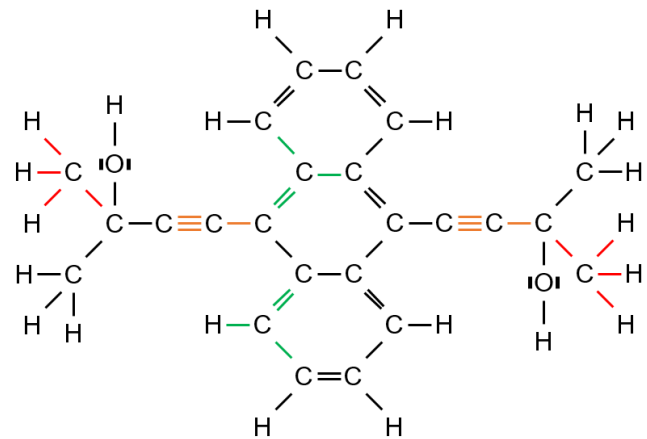


L'atome de carbone, de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^2$, doit établir 4 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

4 doublets liants se forment.

Exemple 1 :

Dans la molécule de colorant jaune, les atomes de carbone forment 4 liaisons simples (représentées en rouge), ou 2 liaisons simples et une liaison double (représentées en vert), ou encore une liaison simple et une liaison triple (représentées en orange).



Exemple 2 :

Dans le dioxyde de carbone qui est une molécule inorganique, l'atome de carbone forme 2 liaisons doubles : $O = C = O$.

L'atome d'azote, de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^3$, devrait établir 5 liaisons du fait des 5 électrons situés sur la couche externe.

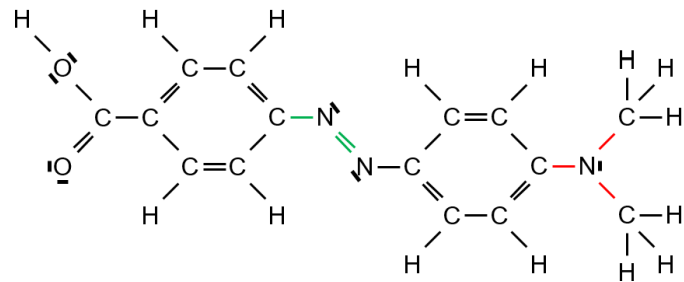
Toutefois, former 5 liaisons ne respecterait pas la règle de l'octet. 3 doublets liants se forment à partir de 3 électrons de la couche externe.

Les 2 électrons de la couche externe ne participant pas aux liaisons s'associent en un doublet non liant.

L'atome d'azote doit établir 3 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

Exemple 1 :

Dans la molécule de colorant rouge de méthyle, les atomes d'azote forment 3 liaisons simples (en rouge), ou une liaison double et une liaison simple (en vert).



Exemple 2 :

Dans le diazote qui est une molécule inorganique, l'atome d'azote forme une liaison triple : $|N \equiv N|$.

L'atome d'oxygène, de structure électronique $1s^2 2s^2 2p^4$, devrait établir 6 liaisons du fait des 6 électrons situés sur la couche externe.

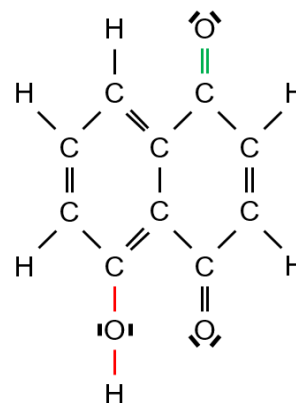
Toutefois, former 6 liaisons ne respecterait pas la règle de l'octet. 2 doublets liants se forment à partir de 2 électrons de la couche externe.

Les 4 électrons de la couche externe ne participant pas aux liaisons s'associent en 2 doublets non liants.

L'atome d'oxygène doit établir 2 liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

Exemple 1 :

Dans la molécule de juglone, les atomes d'oxygène forment 2 liaisons simples (en rouge), ou une liaison double (en vert).



Exemple 2 :

Dans le dioxygène qui est une molécule inorganique, l'atome d'oxygène forme une liaison double : $\text{O}=\text{O}$.

Remarque :

Les atomes des éléments situés :

- dans la 14^{ème} colonne (celle du carbone) forment quatre liaisons ;
- dans la 15^{ème} colonne (celle de l'azote) forment trois liaisons ;
- dans la 16^{ème} colonne (celle de l'oxygène) forment deux liaisons ;
- dans la 17^{ème} colonne (celle du fluor) forment une liaison.

iii) **Comment déterminer le nombre de liaison que doit établir un atome ?**
L'application des règles du duet et de l'octet permet de déterminer le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome.

Afin de déterminer le nombre de liaison que doit établir un atome, on procède tel que :

- **repérer le numéro atomique de l'atome.**
 On repère le numéro atomique de l'atome, sachant que dans sa représentation symbolique, il est écrit en bas à gauche (A_ZX) ;
- **en déduire le nombre d'électrons composant l'atome.**
 Un atome étant électriquement neutre, on sait qu'un atome comportant Z protons contient également Z électrons ;
- **écrire la structure électronique de l'atome.**
 On écrit la structure électronique de l'atome, c'est-à-dire la répartition de ses électrons sur les couches électroniques ;
- **appliquer la règle du duet ou de l'octet.**
 Selon le cas, on applique la règle du duet ou celle de l'octet :
 Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique inférieur ou égal à 5 tendent à acquérir la structure électronique externe en duet ($1s^2$) de l'hélium.
 Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes de numéro atomique supérieur à 6 tendent à acquérir une structure électronique externe en octet ($2s^2 2p^6$) du néon ou ($3s^2 3p^6$) de l'argon.

Exemple :

Indiquons le nombre de liaisons covalentes que peut établir l'atome de fluor de symbole ${}^{19}_9F$.

Le numéro atomique d'un atome étant écrit en bas à gauche dans sa représentation symbolique, celui de l'atome de fluor est $Z = 9$.

Le numéro atomique de l'atome de fluor étant $Z = 9$, il comporte 9 protons. Or, un atome est électriquement neutre, il comporte 9 électrons. Comme l'atome de fluor comporte 9 électrons, sa structure électronique est : $1s^2 2s^2 2p^5$.

Comme sa structure électronique est $1s^2 2s^2 2p^5$, pour respecter la règle de l'octet, l'atome de fluor doit partager 1 électron : il formera une liaison covalente.

L'atome de fluor établira 1 doublet liant et 3 doublets non liants : $\cdot\ddot{F}\cdot$ soit $\overline{\underline{F}}$.

iv) **Récapitulatif**

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la mise en commun de deux électrons appelée doublet d'électrons. Chaque atome apporte un électron externe.

On distingue :

- un doublet liant correspondant à deux électrons mis en commun dans une liaison covalente ;
- un doublet non liant correspondant à deux électrons externes non impliqués dans une liaison covalente.

Au sein d'une molécule, les atomes forment autant de liaisons covalentes que nécessaires pour avoir une structure électronique stable.

L'atome d'hydrogène *H* forme autant de liaisons qu'il lui manque d'électrons externes pour respecter la règle du duet.

Les atomes de carbone *C*, d'azote *N* et d'oxygène *O* forment autant de liaisons qu'il leur manque d'électrons externes pour respecter la règle de l'octet.

Élément chimique	Numéro atomique <i>Z</i>	Structure électronique	Nombre de liaison(s) covalente(s) ou doublet(s) liant(s) à former	Nombre d'électrons externes non impliqués dans les liaisons covalentes	Nombre de doublets non liants
Hydrogène <i>H</i>	1	$1s^1$	1 pour former un duet	0	0
Carbone <i>C</i>	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4 pour former un octet	0 (4 électrons externes et 4 électrons impliqués dans les liaisons)	0
Azote <i>N</i>	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	3 pour former un octet	2 (5 électrons externes et 3 électrons impliqués dans les liaisons)	1
Oxygène <i>O</i>	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	2 pour former un octet	4 (6 électrons externes et 2 électrons impliqués dans les liaisons)	2

c) Récapitulatif

Une molécule est un assemblage électriquement neutre d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes.

Ce sont les électrons externes qui participent à l'établissement des liaisons covalentes.

Dans les molécules, les atomes des éléments d'une même colonne forment le même nombre de liaisons.

2) La représentation de Lewis

Le terme « représentation » est très souvent substitué par celui de « formule ».

a) Le modèle de Lewis

En 1916, Gilbert Lewis (1875 – 1946) proposa le modèle de la liaison covalente expliquant ainsi pourquoi les atomes sont liés au sein d'une molécule.

Une liaison covalente simple est une interaction attractive entre deux atomes voisins qui mettent en commun deux électrons externes.

La formation de ces liaisons covalentes permet à chaque atome d'avoir une structure stable en duet ou en octet.

b) Formule de Lewis

i) Définition

Dans la représentation de Lewis d'une molécule, on représente les doublets liants par un trait entre les symboles des atomes impliqués dans la liaison et les doublets non liants par un trait à côté du symbole de l'atome concerné.

Exemple :

La molécule d'eau de formule brute : H_2O présente 2 doublets liants et 2 doublets non liants.



— Doublet non liant
—— Doublet liant

ii) Comment établir la représentation de Lewis d'une molécule ?

La représentation de Lewis d'une molécule fait apparaître la position de tous les doublets électroniques, liant et non liant, autour des atomes qui la composent.

Afin d'établir la représentation de Lewis d'une molécule à partir de sa formule brute, on procède tel que :

- **dénombrer le nombre total d'électrons externes N_e .**

On compte pour chaque atome composant la molécule le nombre d'électrons externes, puis on les ajoute ;

- **dénombrer le nombre total de doublets N_d .**

Un atome partageant ses électrons avec un autre atome lors de l'établissement d'une liaison covalente, on en déduit que le nombre de doublets total $N_d = \frac{N_e}{2}$;

- **déterminer le nombre de liaisons covalentes ou doublets liants que doit établir chaque atome.**

On commence par attribuer aux atomes les doublets pour former des liaisons simples.

On se rappellera que :

Élément chimique	Hydrogène <i>H</i>	Carbone <i>C</i>	Azote <i>N</i>	Oxygène <i>O</i>	Fluor <i>F</i>	Chlore <i>Cl</i>
Nombre de liaisons covalentes	1	4	3	2	1	1

- **déterminer le nombre de doublets non liants portés par chaque atome.**

On détermine le nombre de doublets non liants portés par chaque atome.

On se rappellera que :

Élément chimique	Hydrogène <i>H</i>	Carbone <i>C</i>	Azote <i>N</i>	Oxygène <i>O</i>	Fluor <i>F</i>	Chlore <i>Cl</i>
Nombre de doublets non liants	0	0	1	2	3	3

- **représenter l'atome central ou les atomes principaux.**

On dessine le symbole de l'atome central, autrement dit, celui qui doit établir le plus de liaisons covalentes en représentant les doublets électroniques (liants et non liants) positionnés autour de lui ;

- **vérifier la nécessité de liaisons multiples ou de cycles.**

Si le nombre de liaisons que doivent établir la totalité des atomes restant à placer dans la molécule n'est pas égale au nombre de liaisons covalentes que l'atome central doit établir, c'est que la molécule compte des liaisons multiples ou un cycle ;

- **vérifier le respect des règles du duet et de l'octet.**

Le modèle de Lewis reposant sur les règles du duet et de l'octet, il est nécessaire de vérifier que chaque atome est entouré de 2 électrons (pour les atomes de numéro atomique $Z \leq 4$) et de 8 électrons (pour les atomes de numéro atomique $Z > 4$).

Exemple :

Établissons la formule de Lewis de l'acide éthanoïque de formule brute $C_2H_4O_2$.

Le nombre d'électrons externes du carbone est 4, celui de l'hydrogène est 1 et celui de l'oxygène est 6.

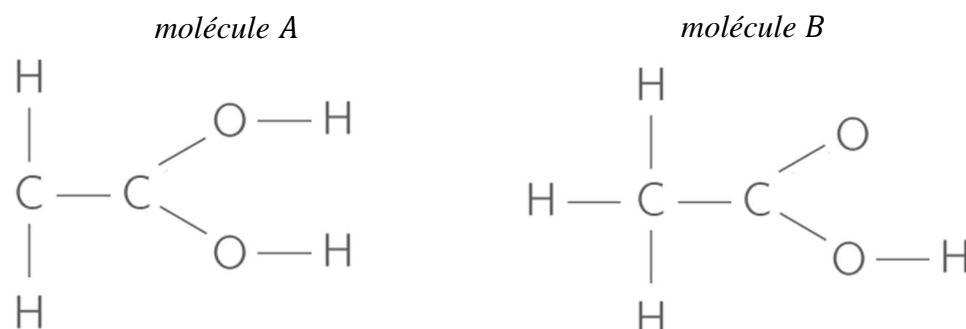
On détermine le nombre total d'électrons externes :

$$N_e = 2 \times N_e(C) + 4 \times N_e(H) + 2 \times N_e(O)$$

$$N_e = 2 \times 4 + 4 \times 1 + 2 \times 6 = 24 \text{ électrons externes.}$$

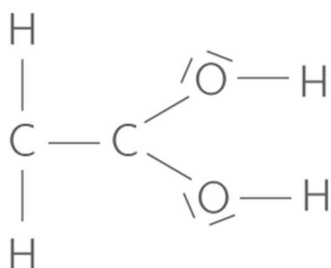
On détermine le nombre de doublets à répartir : $N_d = \frac{N_e}{2} = \frac{24}{2} = 12$.

En écrivant les principaux atomes, on remarque que deux molécules sont possibles, ce sont des isomères :

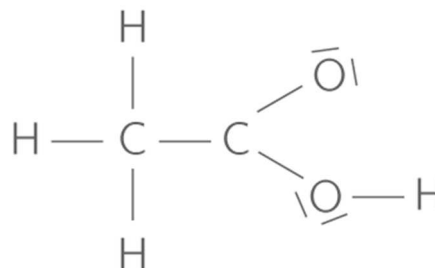


En attribuant les doublets non liants sur les atomes concernés, les atomes d'oxygène ici, on obtient :

molécule A

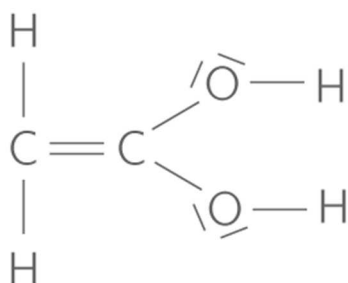


molécule B

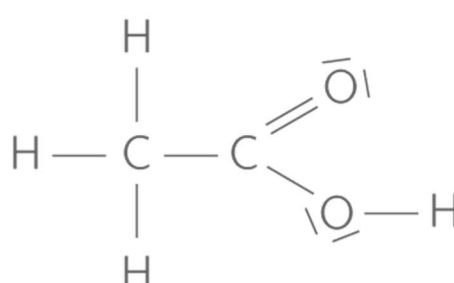


Afin de respecter la règle de l'octet, on ajoute le dernier doublet entre les 2 atomes de carbone pour la molécule A et entre l'atome de carbone et celui d'oxygène pour la molécule B.

molécule A



molécule B



En l'occurrence, l'acide éthanoïque ne comporte pas de double liaison entre les atomes de carbone.

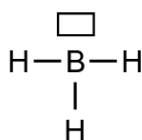
La représentation de Lewis est la molécule B.

Remarque :

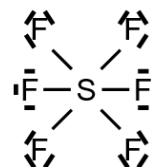
Bien que la représentation de Lewis soit une première approche très satisfaisante, cette dernière présente certaines limites :

- l'existence d'édifices polyatomiques présentant une ou des lacunes électroniques, ou octet réduit, comme le borane (BH_3) ;
- l'existence d'édifices polyatomique hypervalents présentant plus de 4 liaisons à partir de la troisième ligne du tableau périodique, comme l'hexafluorure de soufre (SF_6).

borane (BH_3)



hexafluorure de soufre (SF_6)



c) Récapitulatif

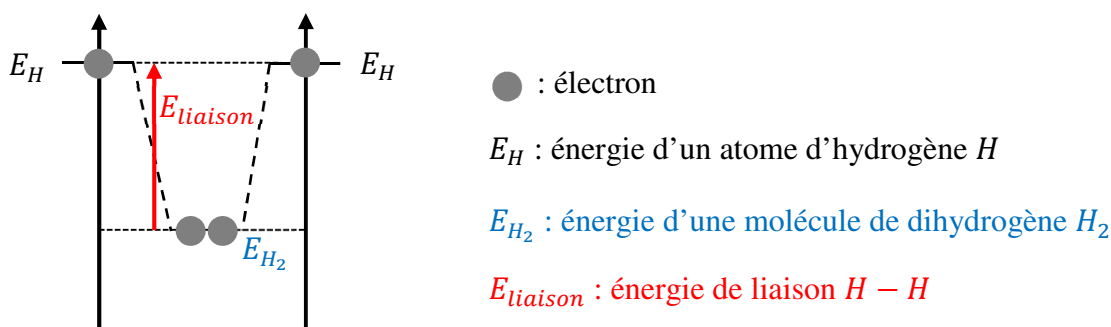
La formule de Lewis d'une molécule est la représentation des atomes qui la constituent et de ses électrons de valence (externes) regroupés en doublets liants et non liants sont représentés par des tirets.

3) Energie de liaison

a) Notion

Exemple :

On donne ci-dessous le diagramme énergie de la molécule de dihydrogène H_2 :



Plus le niveau d'énergie est bas, plus l'entité est stable.

On remarque que les niveaux d'énergie des atomes d'hydrogène pris isolément sont supérieurs à celui de la molécule de dihydrogène, autrement dit, une fois les atomes d'hydrogène liés.

On en conclut que la molécule de dihydrogène H_2 est plus stable énergétiquement que les deux atomes isolés H .

L'énergie de liaison E_{AB} entre deux atomes A et B liés dans une molécule est l'énergie que doit recevoir cette molécule pour rompre la liaison $A - B$. Une molécule $A - B$ est plus stable que les atomes A et B pris isolément.

Selon la nature des atomes concernés, la liaison covalente entre deux atomes est plus ou moins facile à rompre : la molécule doit donc recevoir plus ou moins d'énergie :

Liaison	$C - H$	$C - C$	$C = C$	$C - O$	$C = O$	$O - H$
Energie de liaison ($kJ \cdot mol^{-1}$)	413	348	614	360	741	366

Exemple :

Pour rompre toutes les liaisons de la molécule de méthane CH_4 , il faut fournir l'énergie $E = 4 \times E_{C-H} = 4 \times 413 = 1\,652 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Remarque :

Une double liaison entre deux atomes n'est pas égale au double de la valeur de l'énergie de liaison d'une liaison simple entre ces mêmes atomes : $E_{C=C} \neq 2 \times E_{C-C}$.

b) Récapitulatif

L'énergie de liaison d'une molécule est l'énergie qu'il faut lui fournir pour rompre la liaison covalente et obtenir ses atomes à l'état gazeux $A_{(g)}$ et $B_{(g)}$ et s'exprime généralement en $kJ \cdot mol^{-1}$.

ANNEXES

TESTS D'IDENTIFICATION DES IONS

Ion testé	Fer II	Fer III	Cuivre II	Aluminium III	Zinc II	Chlorure
Formule de l'ion	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cu^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Cl^-
Réactif	soude	soude	soude	soude	soude	Nitrate d'argent
Couleur du précipité	Vert	rouille	Bleu	Blanc	Blanc	Blanc qui noircit à la lumière

