

CHAPITRE 1

STRUCTURE DE L'ATOME

Structure de l'atome

Un atome est tellement petit qu'aucun moyen technique ne permet de le voir. Ainsi, en fonction des informations recueillies, les scientifiques ont construit des modèles pour le représenter.

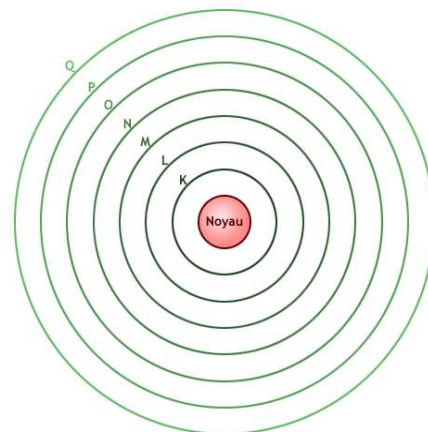
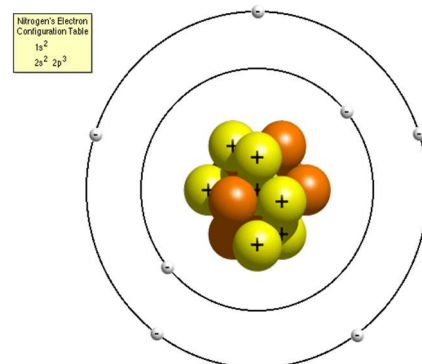
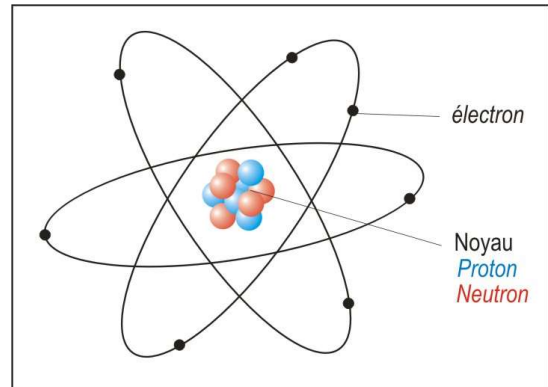
L'idée que l'on se fait d'un atome est donc fondée sur de nombreuses expériences et sa représentation a évolué au cours du temps. Cependant, la représentation que proposa **Rutherford** en 1911 est tellement bonne, qu'elle est toujours largement suffisante pour expliquer les propriétés des atomes et les molécules que nous étudierons.

Pour Rutherford, un atome est une petite sphère. Celle-ci est vide sauf en son centre où l'on trouve une petite particule, le *noyau*. Le noyau est petit mais pesant. Il représente la presque totalité de la masse de l'atome. Il est électriquement positif et sa charge varie en fonction de l'atome. Il contient des *protons*.

Autour du noyau gravitent (tournent) des particules plus légères, les *électrons*. Les électrons sont très légers, leur masse est donc négligeable.

Mais le modèle de Rutherford n'expliquait pas tout...

Chadwick découvrit en 1932, la présence dans le noyau, de particules neutres, appelées pour cette raison *neutrons* et dont la masse serait sensiblement égale à celle d'un proton. Ce nouveau modèle permettait d'expliquer la masse d'un atome.



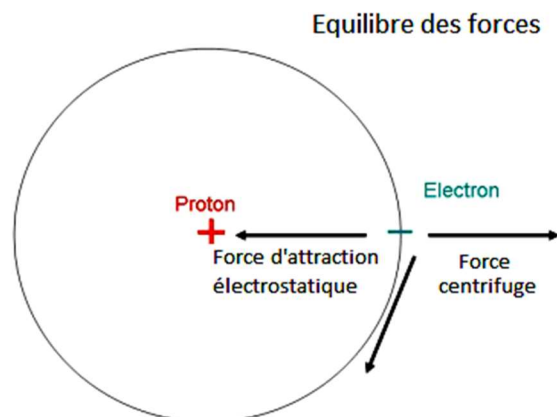
Selon Chadwick l'atome est formé :

- d'un noyau constitué de proton(s) de charge positive et de neutron(s) non chargé ;
- d'électron(s) de charge négative en mouvement autour du noyau et de masse négligeable.

Particule		Symbole	Charge relative	Masse relative
Proton	Nucléons	p^+	+1	1
Neutron		n^0	0	1
Electron		e^-	-1	Négligeable

L'atome est électroniquement neutre, il y a donc autant de protons que d'électrons. Bohr avance l'hypothèse que les électrons tournent autour du noyau sur des couches privilégiées.

Comme l'électron tourne très vite autour du noyau, il est soumis à une force centrifuge qui l'éloigne constamment du noyau. Il faut une force opposée à la force centrifuge pour maintenir les électrons à une distance constante du noyau. Une force électrostatique compense exactement la force centrifuge. Les protons du noyau sont chargés d'électricité positive, les électrons sont chargés d'électricité négative. Deux corps chargés d'électricité de signes différents s'attirent. La force électrostatique compense exactement la force centrifuge et les électrons restent à une distance constante du noyau.



La masse atomique

Les atomes sont de petites particules de matière et par conséquent sont soumis à l'attraction de la pesanteur. Ils ont donc une masse.

La petitesse des atomes les rend infiniment plus légers que les unités de masse que nous connaissons et utilisons habituellement. Il faut donc adopter une unité nouvelle à la mesure de la masse des atomes.

Cette unité de masse a d'abord été la masse de l'atome d'hydrogène, atome de gaz le plus léger qui soit connu. Pour des raisons de conventions internationales acceptées par les chimistes et les physiciens, on utilise actuellement comme unité de masse **le douzième de la masse d'un atome de carbone 12.**

Les électrons sont si légers qu'on considère qu'ils ne pèsent rien (masse négligeable). La masse d'un atome, ou masse atomique (MA), est donc égale à la masse du noyau.

Un proton pèse autant qu'un 1/12 de l'atome de carbone 12. Il pèse *une unité de masse atomique*. Un neutron pèse également une unité de masse atomique. On peut donc dire que :

Masse Atomique = Masse des neutrons + Masse des protons
--

On peut aussi dire que la masse de l'atome est égale à la somme du nombre des protons et des neutrons, puisque chaque particule pèse une unité de masse atomique.

Schéma de l'atome

On peut représenter l'atome par un schéma. Dans celui-ci on représente un noyau central dans lequel se trouvent des protons et des neutrons. En périphérie, on trouve les électrons, minuscules, sur des orbites.

Représentation de l'atome

On a convenu de représenter un atome par un symbole constitué par la première lettre (ou deux lettres) du nom latin de l'élément.

Ex : C pour carbone, H pour hydrogène, N pour azote ou encore Ne pour néon...

Classification des éléments

Les chimistes ont tenté de classer les atomes. La première façon de les classer à été de distinguer les métaux et les non-métaux selon des propriétés physiques.

Métaux	Non-métaux
Eclat métallique	Restent ternes
Solide (sauf mercure)	Solides, liquides ou gazeux
Se laissent déformer	Cassants, friables
Bons conducteurs de chaleur et d'électricité	Mauvais conducteurs
Masse volumique élevée	Masse volumique peu élevée

Si cette distinction entre métaux et non-métaux est encore très utile, elle ne suffit pas aux chimistes. C'est la raison pour laquelle ils se sont efforcés d'établir une classification complète, rationnelle et utilisable, de tous les éléments connus.

Le tableau périodique (T.P.) des éléments

Les chimistes ont donc été amenés à élaborer un tableau où tous les atomes soient représentés et leurs principales caractéristiques indiquées. Ce tableau est appelé tableau périodique des éléments. Le premier tableau de ce type à été élaboré au 19^{ème} siècle par le chimiste russe Mendeleïev.

Les différents éléments sont classés par ordre croissant de masse atomique. Le plus léger est placé en haut à gauche, le plus lourd en bas à droite. Le tableau se lit donc comme un texte normal, de gauche à droite et de haut en bas.

Mendeleïev remarqua qu'en classant les éléments par masse atomique croissante, les propriétés physiques et chimiques se présentent avec une certaine périodicité, c'est à dire de façon régulière. Il divisa cette suite d'éléments en séries qu'il superposa de façon à rassembler dans une même colonne les éléments ayant les mêmes propriétés. Ces éléments forment une famille.

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Diagramme de l'atome Np (Néptunium) :
 - Nombre atomique (Z) : 93
 - Symbole : Np
 - Nom : Néptunium
 - Masse atomique relative : 237,04
 - Électrons par couche : 2, 8, 14, 14, 7, 2
 - Électrons par orbitale : 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 4p⁶, 5s², 5p⁶, 6s², 6p⁶, 7s², 5f⁴, 6d¹

Légende :
 - Élément métallique (bleu)
 - Élément non-métallique (jaune)
 - Élément à prédominance métallique (orange)
 - Élément à prédominance non métallique (rouge)
 - Gaz rare (vert)
 - Élément rare (gris)

Dans chaque case du tableau périodique on retrouve les informations les plus importantes concernant l'atome considéré (voir page suivante).

Ainsi, dans la case 6 du carbone on trouve :

- **Le symbole de l'élément** : (C)
- **Le numéro atomique** (symbole **Z**). C'est le numéro d'ordre de l'atome dans le tableau (ici 6). Il est égal au nombre des protons et par conséquent au nombre des électrons de cet élément.
- **La nombre de masse** (symbole **A**). Elle est égale à la somme des masses des protons et des neutrons. Puisque ceux-ci ont une masse unitaire. La masse atomique du carbone est 12, c'est à dire 6 protons + 6 neutrons. Pour déterminer le nombre de neutrons présents dans un atome, on soustrait le numéro atomique de la masse atomique.

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Scientific notation

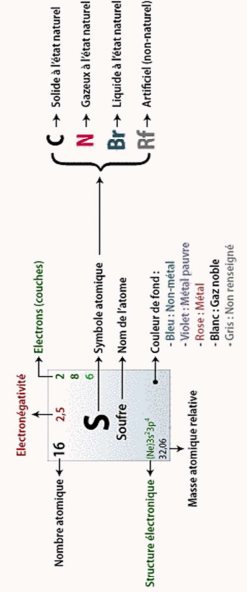
atomic mass — 12
 atomic number — 6

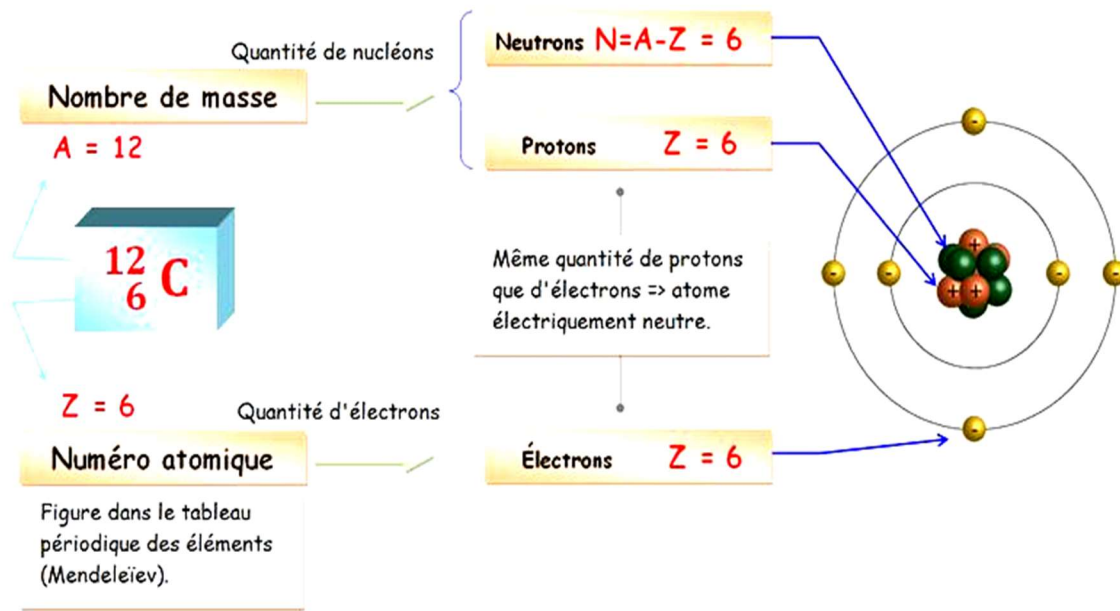
12₆C

atomic symbol

Tableau périodique des éléments

1 (Ia)		2 (IIa)		13 (IIIa) 14 (IVa) 15 (Va) 16 (VIa) 17 (VIIa) 18 (VIIIa)																																																																																																																																																																																			
K	1	2	1	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																																																																																																																																				
1	H Hydrogène 1,0079	2	He Hélium 4,0026	3	Li Lithium 6,941	4	Be Béryllium 9,0122	5	B Bore 10,81	6	C Carbone 12,011	7	N Azote 14,0067	8	O Oxygène 15,9994	9	F Fluor 18,9984	10	Ne Néon 20,179																																																																																																																																																																				
2	Na Sodium 22,9898	3	Mg Magnésium 24,305	4	Al Aluminium 26,9815	5	Si Silicium 28,0855	6	P Phosphore 30,9738	7	S Soufre 32,06	8	Cl Chlore 35,453	9	Ar Argon 39,948	10	K Potassium 39,102	11	Ca Calcium 40,08	12	Sc Scandium 44,9559	13	Ti Titane 47,88	14	V Vanadium 50,9414	15	Cr Chrome 51,996	16	Mn Manganèse 54,938	17	Fe Fer 55,847	18	Ni Nickel 58,7	19	Cu Cuivre 63,546	20	Zn Zinc 65,38	21	Ga Gallium 69,723	22	Ge Germanium 72,59	23	As Arsenic 74,9216	24	Se Sélénium 78,96	25	Br Brome 79,904	26	Kr Krypton 83,8	27	Rb Rubidium 85,4678	28	Sr Strontium 87,62	29	Y Yttrium 88,9059	30	Zr Zirconium 91,224	31	Nb Niobium 92,9064	32	Mo Molybdène 95,94	33	Tc Technétium 98,9062	34	Ru Ruthénium 101,07	35	Rh Rhodium 102,9055	36	Pd Palladium 106,4	37	Ag Argent 107,868	38	Cd Cadmium 112,4	39	In Indium 114,818	40	Sn Étain 118,710	41	Sb Antimoine 121,757	42	Te Tellure 127,6	43	I Iode 126,905	44	Xe Xénon 131,3	45	Cs Césium 132,905	46	Ba Baryum 137,34	47	La Lanthane 138,9055	48	Ce Cérium 140,12	49	Pr Praseodyme 140,9077	50	Nd Néodyme 144,24	51	Pm Prométhium 144,9128	52	Sm Samarium 150,36	53	Eu Europium 151,964	54	Gd Gadolinium 157,25	55	Tb Terbium 158,9253	56	Dy Dysprosium 162,5	57	Ho Holmium 164,9303	58	Er Erbium 167,259	59	Tm Thulium 168,934	60	Yb Ytterbium 173,054	61	Lu Lutécium 174,967	62	Hf Hafnium 178,49	63	Ta Tantale 180,9479	64	W Tungstène 183,85	65	Re Rhenium 186,207	66	Os Osmium 190,2	67	Ir Iridium 192,22	68	Pt Platine 195,084	69	Au Or 196,9665	70	Hg Mercure 200,59	71	Tl Thallium 204,37	72	Pb Plomb 207,2	73	Bi Bismuth 208,9804	74	Po Astate 209	75	At Astate 210	76	Rn Radon 222	77	Fr Francium 223	78	Ra Radium 226,0254	79	Ac Actinium 227,03	80	Th Thorium 232,0381	81	Pa Protactinium 231,0369	82	U Uranium 238,0289	83	Np Neptunium 237,0482	84	Pu Plutonium 239,05	85	Am Americium 241,06	86	Cm Curium 247,07	87	Bk Berkélium 247,07	88	Cf Californium 251,08	89	Es Einsteinium 254,09	90	Fm Fermium 257,1	91	Md Mendélium 288	92	No Nobelium 289	93	Lr Lawrencium 262



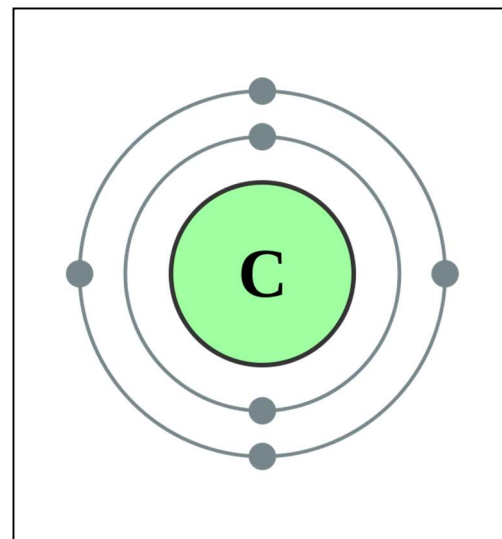


Remarque : La masse atomique devrait être un nombre entier puisqu'elle correspond à un nombre entier de protons et de neutrons or la masse atomique inscrite dans le tableau périodique est fractionnaire. Ceci s'explique par le fait que le carbone naturel est constitué d'un mélange de deux sortes d'atomes qui ont l'un et l'autre les mêmes propriétés et la même structure électronique mais des noyaux différents par le nombre de neutrons. Ces deux atomes sont dits isotopes. Comme le mélange naturel de ces deux isotopes est à peu près constant, la valeur indiquée pour la masse atomique est une masse moyenne trouvée expérimentalement.

- **La répartition des électrons**

Les électrons qui tournent autour du noyau ne sont pas tous à la même distance. Ils tournent suivant diverses orbitales. Dans le cas du Carbone, deux électrons tournent sur une orbitale proche du noyau, les quatre autres tournent sur une orbite un peu plus éloignée. Ce qui intéresse le chimiste, ce sont les électrons de l'orbitale la plus éloignée du noyau.

On trouve donc dans le tableau soit le nombre d'électrons présents sur chaque orbite, soit uniquement le nombre d'électrons présents sur la dernière orbite (les électrons périphériques).



L'atome de carbone possède 6 électrons ($Z=6$) mais il ne possède que 4 électrons périphériques (sur la couche la plus lointaine).

Les électrons périphériques sont représentés par le **symbole de Lewis**. Il s'agit de la représentation des électrons périphériques (ceux de la dernière couche électronique occupée) que possède cet atome. **Un point représente un électron célibataire (non apparié)**, alors que **2 points ou une barre représente deux électrons appariés** (encore appelé doublet électronique).

Nom de l'atome	Couche de valence	Représentation de Lewis
Hydrogène	$\begin{array}{c} \times \\ \cdot \end{array}$	$\cdot\text{H}$
Carbone	$\begin{array}{c} \times \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$
Oxygène	$\begin{array}{c} \times \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$
Brome	$\begin{array}{c} \times \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$

- Le caractère métallique

Le tableau périodique est souvent imprimé en couleur. Le caractère métallique ou non-métallique de l'élément est donné par la couleur de la case.

- Les familles

Chaque colonne forme une famille, c'est à dire un ensemble d'éléments ayant des propriétés communes. **Dans une même famille, les propriétés chimiques des éléments sont très semblables. Une étude des couches électroniques des éléments nous permet de constater que, dans une même famille, les éléments possèdent le même nombre d'électrons périphériques c'est-à-dire le même nombre d'électrons sur la dernière couche électronique.** Dans un tableau périodique on reconnaît les **familles a** avec les **alcalins**, les **alcalino-terreux**, les **terreux**, les **carbonides**, les **azotides**, les **sulfurides**, les **halogènes** et les **gaz rares** ou **gaz nobles**, ainsi que les familles **b** contenant les éléments de transition.

Le tableau périodique est coloré et étiqueté pour identifier les familles chimiques :

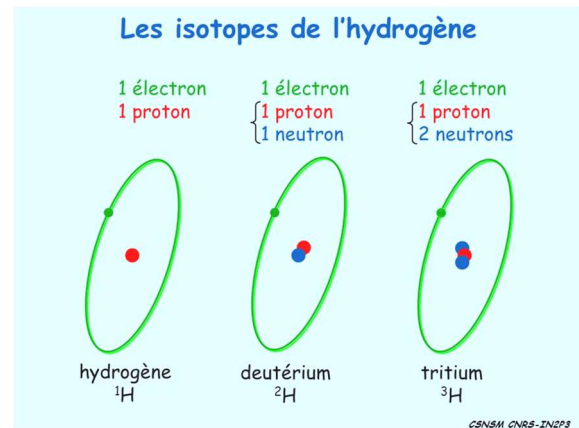
- Alcalins** (Ia)
- Alcalino-terreux** (IIa)
- Terreux** (IIIa, IVa, V, VIa, VIIa, VIIIa)
- Carbonides** (B, C, Si, Ge, Sn, Pb)
- Azotides** (N, P, As, Sb, Bi)
- Sulfurides** (S, Se, Te, Po)
- Halogènes** (F, Cl, Br, I, At)
- Gaz rares** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)
- Métaux de transition** (Blocs d, f, g)

- Les périodes

Chaque ligne du tableau est une période. **La période indique également le nombre de couches électroniques occupées que possède l'atome.** Dans le cas du carbone, on le trouve dans la deuxième période. Il possède donc 2 couches électroniques.

Les isotopes

Les isotopes d'un élément possèdent le même nombre de protons (et d'électrons). Par contre leur nombre de neutrons diffère. Par conséquent, les isotopes d'un élément ont des masses différentes. Les isotopes lourds, c'est à dire ceux qui sont riches en neutrons, sont radioactifs. Ils émettent des radiations énergétiques qui sont utilisées soit pour soigner une maladie soit pour la détecter.



La radiothérapie

En radiothérapie, un émetteur contenant un isotope radioactif envoie le rayonnement sur le tissu malade afin de détruire les cellules cancéreuses.

La scintigraphie

En scintigraphie, on injecte un radio-isotope en très petite quantité. Celui-ci est fixé par l'organisme ou par l'organe que l'on veut contrôler. On peut alors visualiser la distribution du rayon émis car une région malade ne fixe pas le radio-isotope de la même manière qu'une région saine.

Contrôle de la thyroïde

On administre une très petite quantité d'iode 131 au patient. La thyroïde fixe une partie de l'iode. En plaçant un détecteur face à la thyroïde, on peut mesurer la dose d'irradiation. S'il y a trop de rayonnements, la thyroïde est en hyperfonctionnement. S'il y en a trop peu, la thyroïde est en hypofonctionnement.

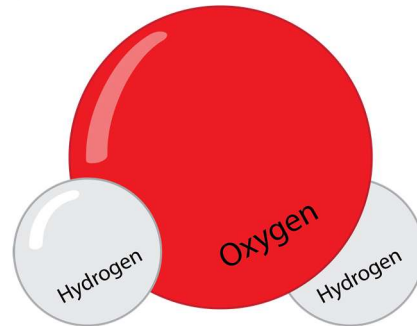
La datation des fossiles

Le Carbone 14 est un isotope radioactif de l'élément C. Il est présent partout dans la nature et dans l'air. Pendant la vie d'un organisme, il y a échanges continus entre C14 extérieur et intérieur. Le taux de C14 reste donc constant. A partir du moment où l'organisme meurt, les échanges ne se font plus et le C14 disparaît progressivement. En dosant le taux de C14 dans un fossile on peut déduire la durée écoulée depuis la mort de l'organisme.

CHAPITRE 2

LA MOLECULE

Les éléments ou atomes ne sont pas stables. En recherchant une stabilité, les atomes se combinent de différentes façons. Ils forment ainsi toutes les molécules que l'on connaît. **Une molécule correspond à l'association d'au moins deux atomes différents ou non.** Ces molécules sont des corps purs aux caractéristiques physiques et chimiques propres.



2.1 Représentation de la molécule

Pour représenter une molécule, il existe plusieurs systèmes ou conventions.

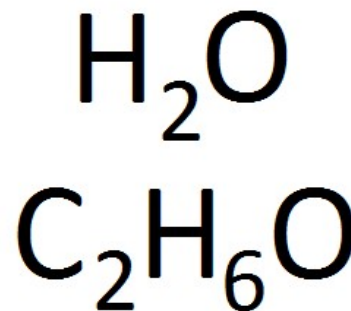
2.1.1 La formule moléculaire ou formule brute

La formule moléculaire indique la nature et le nombre des atomes qui constituent la molécule.

H₂O indique que la molécule d'eau contient 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène.

C₂H₆O indique que la molécule d'alcool éthylique contient 2 atomes de carbone, 6 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.

Cette formule moléculaire ne rend pas compte de la manière dont s'établissent les liaisons.



Indices et coefficients

Un indice est un chiffre figurant en arrière et en bas d'un symbole dans une formule moléculaire. Lorsqu'on change l'indice, on parle d'une autre molécule. **H₂O** n'est pas **H₂O₂**.

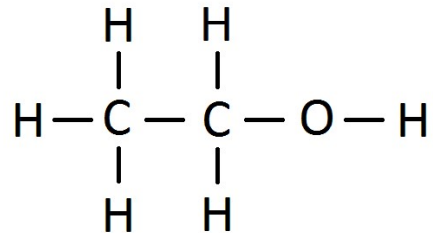
Un coefficient est un chiffre précédant une formule moléculaire. Dans l'écriture 3 **CaCl₂** on comprend que l'on utilise 3 molécules de **CaCl₂** et que dans chaque molécule de **CaCl₂**, il y a 1 atome de calcium et 2 atomes de chlore.

2.1.2 La formule développée

Une formule développée est un schéma dans un plan qui explique la façon dont les atomes sont soudés les uns aux autres dans la molécule. Cette formule développée n'est pas une représentation réelle de la molécule.

H_2O = eau

$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ = alcool éthylique



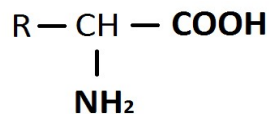
2.1.3 La formule semi-développée

La formule semi-développée est un compromis entre la formule moléculaire et la formule développée. Elle permet de mettre en évidence le groupe d'atomes qui donne à la molécule ses propriétés.

Cette formule semi-développée est surtout employée en chimie organique car les molécules organiques sont souvent très longues et seuls les groupements fonctionnels intéressent vraiment le chimiste.

Alcool éthylique $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$

Acide aminé



En chimie organique, un groupe d'atomes responsable d'une propriété est une fonction.

COOH est une fonction acide ;

NH_2 est une fonction aminée ;

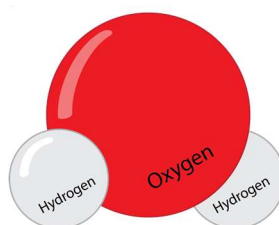
OH est une fonction alcool ;

2.1.4 Les formules de structure

Les formules de structure sont des représentations spatiales de la molécule. Elles permettent d'imaginer la forme de la molécule et de prévoir la polarité de la molécule.

Formule compacte :

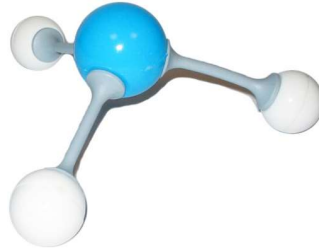
Ex : L'eau : H_2O



Dans la formule compacte, chaque atome, électrons compris, est représenté par une sphère. La taille de la sphère est proportionnelle à la taille de l'élément. Les sphères sont placées les unes par rapport aux autres en respectant les angles qu'elles font entre-elles.

Formule éclatée :

Ex : L'ammoniac : NH_3



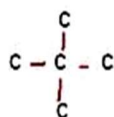
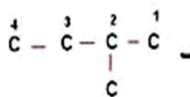
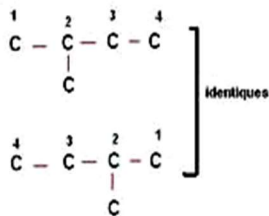
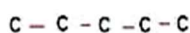
Dans la formule éclatée seul le noyau de l'atome est représenté par une sphère. Les liaisons sont figurées par des barreaux. Cette représentation donne une idée du vide que contient la matière.

Les isomères

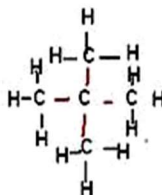
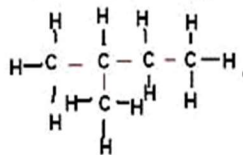
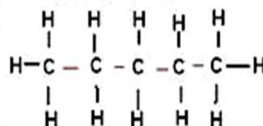
Il peut arriver que deux molécules contiennent le même nombre d'atomes de chaque sorte mais que les liaisons soient différentes. De telles molécules sont appelées **isomères**. **Les isomères sont des molécules complètement différentes avec des propriétés physicochimiques qui leurs sont propres mais ayant la même formule moléculaire.** L'utilisation des formules (semi) développées est alors indispensable pour les différencier.

formules développées et semi-développées de C_5H_{12} (isomères)

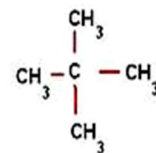
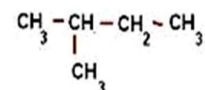
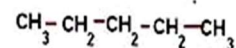
on cherche d'abord les enchaînements de carbones différents



on rajoute ensuite les liaisons avec H



Comme c'est peu lisible, on préfère les formules semi-développées. Seules les liaisons C-C sont indiquées



2.2 Méthodes pour établir la formule d'un corps pur

2.2.1 Notion de valence

Chaque atome n'est capable de réaliser qu'un nombre bien précis de liens avec d'autres atomes. Ce nombre de liens possibles est la **valence**.

L'hydrogène et le chlore ne peuvent établir, quelles que soient les circonstances, qu'une seule liaison. Ils ont été choisis comme atomes de référence, on dit qu'ils ont la valence I (monovalent).

La valence s'écrit toujours en chiffre romain et varie de 0 à IV.

On définit la valence d'un atome comme étant le nombre d'atomes d'hydrogène ou de chlore que cet atome peut fixer.

2.2.2 Valence des atomes

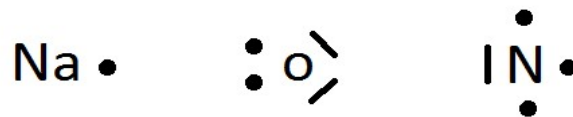
Pour établir la valence des éléments, deux cas peuvent se présenter :

1. *Pour les éléments des familles a, la valence est égale au nombre d'électrons célibataires de la dernière couche électronique que montre le schéma de Lewis.*

Le schéma de Lewis s'établit en représentant l'élément par une croix de Saint André. 4 quartiers sont ainsi délimités. Un électron de la dernière couche est représenté par un point.

On place un électron dans chaque case puis, si l'atome possède plus de quatre électrons, un supplémentaire dans chaque case. Deux électrons placés dans une même case forment un doublet. Un électron qui reste seul dans une case est un électron célibataire.

Ainsi pour les atomes de sodium, d'oxygène et d'azote :



2. *Pour les éléments des familles b, la valence est variable car certains électrons peuvent changer d'orbitale.*

Le Fe peut avoir la valence II ou la valence III.

Le Cu peut avoir la valence I ou la valence II.

Pour ces éléments, il faudra donc mémoriser les valences possibles.

3. Certains groupements se comportent comme des éléments : $-CO_2$; $-SO_3$; $-OH$; etc. Ici aussi, on mémoriserà leur valence.

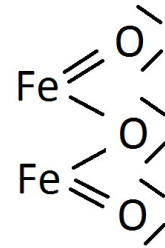
Common Polyatomic Ions

ion	name	ion	name
NH_4^+	ammonium	CO_3^{2-}	carbonate
NO_2^-	nitrite	HCO_3^-	hydrogen carbonate
NO_3^-	nitrate	ClO^-	hypochlorite
SO_3^{2-}	sulfite	ClO_2^-	chlorite
SO_4^{2-}	sulfate	ClO_3^-	chlorate
HSO_4^-	hydrogen sulfate	ClO_4^-	perchlorate
OH^-	hydroxide	$C_2H_3O_2^-$	acetate
CN^-	cyanide	MnO_4^-	permanganate
PO_4^{3-}	phosphate	$Cr_2O_7^{2-}$	dichromate
HPO_4^{2-}	hydrogen phosphate	CrO_4^{2-}	chromate
$H_2PO_4^-$	dihydrogen phosphate	O_2^{2-}	peroxide

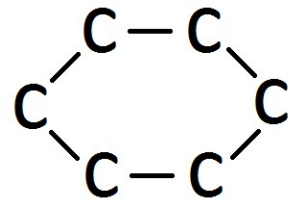
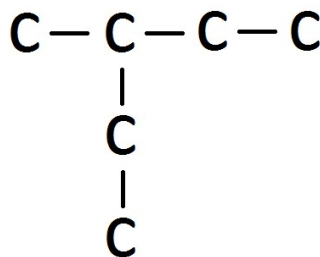
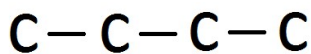
Remarque :

- I. Un atome a toujours plus d'affinité pour un atome différent que pour un atome identique. Ainsi, dans une molécule formée d'atomes différents, les liaisons s'établissent entre atomes de nature différente.

Ex : Fe_2O_3



- II. Exception à la règle précédente, le carbone. En effet, celui-ci peut se lier à un autre atome de C puis encore à un autre et ainsi de suite pour former de très longues chaînes. Ces chaînes peuvent être droites, ramifiées ou encore cycliques.



- III. Autres exceptions :

Le soufre s'associe à un autre soufre pour donner $S - S$.

L'oxygène se lie à un autre oxygène pour donner $O - O$ dans les peroxydes. Mais il n'y a pas de formation de chaîne.

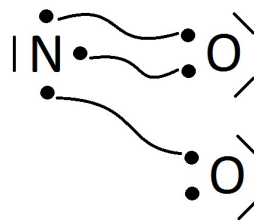
2.2.3 Méthode des bras de valence

On peut trouver la formule d'une molécule en représentant l'atome par son symbole et la valence par des traits. Il suffit de juxtaposer autant d'atomes qu'il est nécessaire pour occuper toutes les valences.

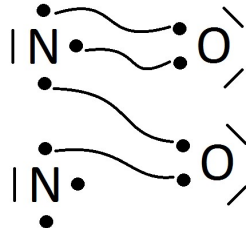
Ex : Azote (N) et oxygène (O) :



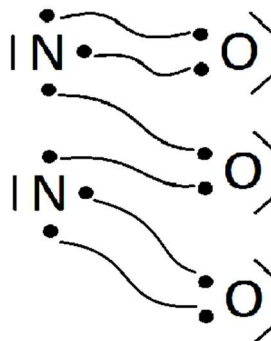
Une valence de N reste libre, il faut ajouter un O pour compléter la molécule.



Une valence de O cette fois est inoccupée, un autre N est nécessaire.



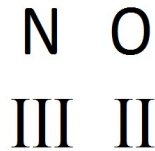
Deux valences sur le second N restent libres et peuvent être comblées par un autre.



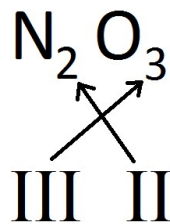
La formule développée est ainsi établie. La formule brute est donc **N₂O₃**.

2.2.4 La méthode du plus petit commun multiple ou du chiasma.

On écrit les symboles des éléments et sous le symbole, la valence correspondante des atomes.



On croise ces deux valences de manière à obtenir les indices derrière les éléments.



La formule moléculaire est donc : N_2O_3 .

Remarque : lorsque les indices sont multiples l'un de l'autre, une réduction doit être effectuée. (Ex : $\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CO}_2$)

2.2.5 Les exceptions

Pour établir la formule d'une molécule on ne tient pas compte des possibilités d'établir des liaisons datives comme nous le verrons dans le chapitre des liaisons chimiques. Ces méthodes ne permettent donc pas de prévoir des variétés allotropiques.

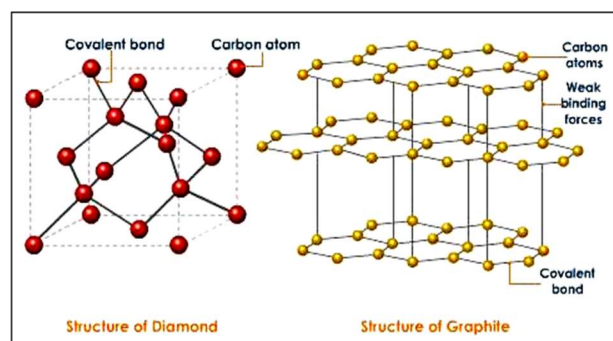
L'allotropie est la propriété que manifestent des éléments comme le soufre, le phosphore, le carbone, l'oxygène, ... de se présenter sous plusieurs formes physiquement et chimiquement différentes. L'allotropie s'explique par des dispositions différentes des atomes dans les molécules ou par des nombres différents d'atomes dans les molécules.

Par exemple, le carbone peut se présenter sous forme de graphite ou de diamant. L'oxygène peut quant à lui se présenter sous forme d'oxygène (O_2) ou d'ozone (O_3).

Le carbone est présent dans la nature dans deux formes allotropiques principales :

Le graphite, empilement de structures cristallines hexagonales.

Le diamant, de structure cristalline tétraédrique (structure type « diamant ») est transparent.



2.3 La masse moléculaire

La masse d'une molécule (masse moléculaire relative (Mr)) est la somme des masses atomiques relatives des atomes qui la constituent.

Exemple : la masse de **CaCO₃**.

$$Mr = 40.08 + 12.01 + 3 \times 15.99 = 100.09$$

La masse de **CaCO₃** est de 100 unités de masse atomique (uma).

Remarque : pour calculer la masse moléculaire, il faut garder le nombre au centième près lors des calculs. Seul le nombre final peut être simplifié pour donner la réponse.

CHAPITRE 3

LES LIAISONS CHIMIQUES

3.1 Stabilité des éléments et la règle de l'octet

La matière évolue spontanément d'un état moins stable vers un état plus stable. Or les éléments sont instables et ils cherchent à s'associer à d'autres éléments pour assurer leur stabilité.

Seuls les gaz rares de la famille VIIIa sont d'une inertie totale. En effet, ils sont monoatomiques, c'est-à-dire qu'ils ne se combinent même pas entre eux. Alors que tous les éléments présentent une ou plusieurs valences différentes de zéro, ces gaz présentent une valence zéro.

La raison de cette inertie est à rechercher dans la présence de 8 électrons sur la dernière couche électronique (sauf He qui en a 2). On considère donc que les gaz rares ont une structure idéale puisqu'elle est stable.

Les gaz rares réalisent l'octet.

Tout atome ou élément tend vers l'état le plus stable, c'est à dire vers la réalisation d'une couche électronique externe de huit électrons. Il s'agit de la règle de l'octet.

Autrement dit, tout atome n'ayant pas huit électrons sur sa couche électronique externe tendra à réaliser cette structure (l'octet), qui correspond à la stabilité maximale et à la configuration des gaz rares également appelés gaz inertes.

Les gaz rares entrent pour 1 % dans la composition de l'air atmosphérique.

3.2 Stabilisation des éléments

Pour se stabiliser, les atomes doivent :

- soit perdre un ou plusieurs électrons et devenir ainsi des éléments porteurs de charges électriques positives. On les appelle alors **ions positifs** ou **cations**.
- soit gagner un ou plusieurs électrons et devenir ainsi des éléments porteurs de charges électriques négatives. On les appelle alors **ions négatifs** ou **anions**.

Un ion est un atome stabilisé par la perte ou le gain d'un ou plusieurs électron(s)

3.2.1 Formation des cations et l'énergie d'ionisation

Les atomes ayant tendance à perdre 1 ou plusieurs électrons sont ceux situés à gauche dans le tableau périodique.

Les équations d'ionisation sont les suivantes :

- Famille Ia : (Les alcalins)

Li (3 e⁻) ; Couches électroniques : K(2) et L(1)

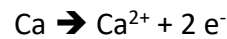


Na (11 e⁻) ; Couches électroniques : K(2), L(8), M(1)



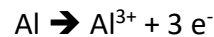
- Famille IIa : (Les alcalino-terreux)

Ca (20 e⁻) ; Couches électroniques : K(2), L(8), M(8), N(2)



- Famille IIIa : (Les terreux)

Al (13 e⁻) Couches électroniques : K(2), L(8), M(3)



Il est possible d'arracher des électrons à un atome des familles Ia, IIa et IIIa pour former l'ion positif correspondant. Cependant cette opération nécessite de l'énergie.

On appelle énergie d'ionisation, l'énergie nécessaire à l'expulsion d'un électron.

- L'énergie d'ionisation *primaire* est celle nécessaire à l'expulsion du premier électron.
- L'énergie d'ionisation *secondaire* est celle nécessaire à l'expulsion du second électron.
- L'énergie d'ionisation *tertiaire* est celle nécessaire à l'expulsion du troisième électron.

Un électron est d'autant plus facile à enlever qu'il est éloigné du noyau. Cela peut s'expliquer par le fait que les électrons (négatifs) sont attirés par le noyau (positifs).

L'expulsion d'un second électron demande une énergie plus élevée que celle du premier.

Les éléments des familles Ia, IIa et IIIa peuvent facilement perdre leurs électrons de la couche externe car l'énergie d'ionisation n'est pas trop élevée. En perdant leurs électrons périphériques, ils acquièrent la structure électronique stable des gaz rares qui les précèdent dans le tableau périodique. Ces éléments sont dits électropositifs, c'est-à-dire qu'ils ont tendance à donner naissance à des ions positifs ou cations.

Ces éléments sont, pour la plupart, *des métaux*.

3.2.2 Formation des anions

Pour les éléments des familles VIa et VIIa, situées à droite du tableau périodique, les énergies d'ionisation pour enlever la totalité des électrons périphériques est très élevée. Il reste donc comme possibilité le gain d'électron.

- Famille VIa : (Les sulfurides)

S (16 e⁻) ; Couches électroniques : K(2), L(8), M(6) S + 2 e⁻ → S²⁻

- Famille VIIa : (Les halogènes)

F (9 e⁻) ; Couches électroniques : K(2), L(7) F + 1 e⁻ → F⁻

Les éléments des familles VIa et VIIa ont une forte tendance à capturer les électrons afin de compléter leur couche électronique externe pour avoir la structure électronique des gaz rares qui les suivent dans le T. P. Ces éléments sont dits électronégatifs, ils ont tendance à donner des ions négatifs ou anions. Ce sont des *non-métaux*.

3.2.3 Le cas des carbonides et des azotides

Les carbonides (famille IVa) et les azotides (famille Va) occupent dans le tableau périodique une position intermédiaire. Ces éléments n'ont pas de tendance très marquée, ni pour former des ions positifs, ni pour former des ions négatifs. Le carbone est parmi ces éléments.

3.2.4 La notion d'électronégativité

On a chiffré la tendance des éléments à attirer des électrons. Cette mesure, c'est l'**électronégativité**.

L'électronégativité d'un atome est la force d'attraction que cet atome exerce sur les électrons qui le lient à un autre atome. L'électronégativité (Ee) des atomes varie entre 0,7 et 4 et elle est généralement indiquée dans le tableau périodique (T.P.)

Dimension des ions

Les ions positifs sont plus petits que les atomes correspondants car d'une part, on supprime une couche électronique et d'autre part, les électrons restants sont plus attirés par le noyau qui contient plus de charges positives qu'il ne reste d'électrons. Par contre, les ions négatifs ont un diamètre supérieur à celui de l'atome correspondant car le noyau retient moins facilement les électrons plus nombreux que les charges positives du noyau.

3.3 Les liaisons chimiques

Il est utile de connaître la nature des liaisons existant dans un corps car les propriétés de celui-ci en dépendent.

Les atomes cherchant à se stabiliser peuvent réaliser l'octet de 2 façons : soit par électrovalence, soit par covalence.

3.3.1 La liaison ionique ou liaison électrovalente.

La **liaison ionique** est une liaison où un ou plusieurs électrons sont totalement transférés d'un atome sur un autre atome. Ce type de liaison s'établit entre un atome qui veut céder des électrons et un atome qui veut capter des électrons.

Exemple : la liaison entre du sodium (Na) et du chlore (Cl) dans le chlorure de sodium (sel de cuisine).



Il se forme un cation **Na⁺** et un anion **Cl⁻**. Le transfert de l'électron du sodium vers le chlore est total. Le chlore est donc porteur d'une charge électrique négative tandis que le sodium est porteur d'une charge électrique positive.

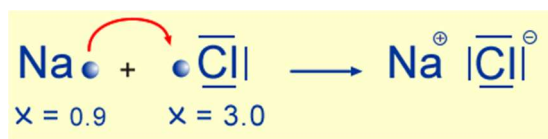
Pour déterminer si la liaison se fait ou non par transfert total d'électrons, on calcule la différence d'électronégativité entre ces deux éléments. Si la différence d'électronégativité (ΔE_e) est supérieure ou égale à 1.7, on considère la liaison comme ionique.

$\Delta E_e > 1,7 \rightarrow$ Liaison ionique
--

Dans notre exemple, le sodium a une électronégativité de 0,9 et Cl de 3,0.

La différence d'électronégativité $\Delta E_e = 3,0 - 0,9 = 2,1 > 1,7$

La liaison est bien ionique.



3.3.2 La covalence ou liaison covalente.

C'est le type de liaison le plus fréquent. La liaison covalente est réalisée :

- dans les molécules des éléments non métalliques ;
- dans les molécules d'hydracides (**HCl**) et d'oxacides (**HNO₃**) ;
- dans les molécules organiques : lipides, glucides, protéides, ADN, vitamines, hydrocarbures, plastiques, etc. ;
- entre un métal et l'hydrogène (**NaH**, **BaH₂**) ;
- entre un non métal et l'hydrogène (**NH₃**, **CH₄**) ;
- entre deux non métaux (**N₂**, **P₄**, **S₈**).

Dans ces molécules, les atomes ont une électronégativité voisine. Aucun de ces atomes n'est capable d'arracher les électrons à l'autre pour réaliser l'octet.

Comme il ne peut y avoir transfert total d'un électron d'un atome à une autre pour réaliser l'octet, il y a mise en commun d'électrons. Lorsqu'un atome A et un atome B mettent en commun un électron de leurs couches périphériques pour s'unir par une paire d'électrons (doublet électronique) il y a covalence normale (« panier d'électrons »). On parlera alors de liaison covalente normale parfaite ou liaison covalente normale pure.

Dans ce type de liaison, les électrons sont partagés de façon parfaitement équitable entre les deux atomes.

On retrouve une **liaison covalente normale parfaite** chaque fois que deux atomes électronégatifs identiques se lient, comme dans les molécules de corps simples : **O₂**, **H₂**, **N₂** ...

Exemple : **H₂**

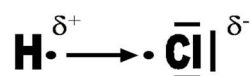


Remarque : il se peut que dans certains cas des atomes se lient par des doubles liaisons voir des triples liaisons. Ce genre de molécule est très courant dans la chimie organique.

Les liaisons covalentes normales parfaites se présentent lorsque la ΔE_e est égale à zéro. Il faut pourtant admettre que lorsque la ΔE_e est inférieure à 0,5 ; on ne peut pas parler de déplacement de charges électriques partielles et on considère ces liaisons comme étant des liaisons covalentes normales parfaites.

La **liaison covalente normale polarisée** s'établit entre des atomes d'électronégativité différente. Les électrons sont mis en commun mais le partage est inégal. Les électrons sont plus souvent présents sur l'atome le plus électronégatif (déplacement du « panier d'électrons » près de l'atome le plus électronégatif).

Ex : HCl



Il apparaît sur le Cl une charge électrique partielle négative et notée δ^- et il apparaît sur l'hydrogène une charge électrique partielle positive δ^+ .

Cette liaison très fréquente des corps composés est réalisée lorsque la ΔE_e est comprise entre 0,5 et 1,7.

$0,5 < \Delta E_e < 1,7 \rightarrow$ Liaison covalente normale polarisée

Dans les composés covalents, le doublet électronique existant entre les atomes est un lien rigide. Les molécules forment des entités bien définies à structure propre. Cette structure peut être linéaire, triangulaire, pyramidale ou tétraédrique. Nous étudierons cela lorsque nous aborderons les orbitales et les structures spatiales.

3.3.3 Liaison covalente dative

Il existe encore une autre possibilité de stabilisation pour les atomes non métalliques qui, lorsque *tous les électrons célibataires sont déjà impliqués* dans une liaison, disposent d'un ou plusieurs doublets qui réalisent alors totalement une liaison covalente dative semi-polaire ou une liaison covalente dative coordinative.

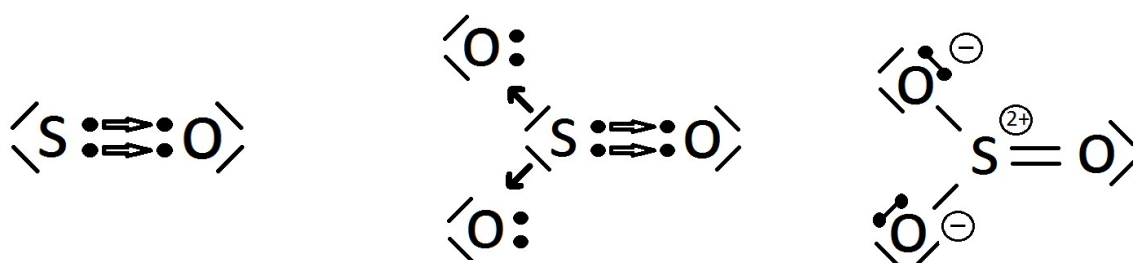
❖ Liaison covalente dative semi-polaire

La covalence dative semi-polaire est la mise en commun entre deux atomes électronégatifs d'un doublet fourni entièrement par l'élément le moins électronégatif.

Exemple : les oxydes de soufre (le trioxyde de soufre : SO_3)

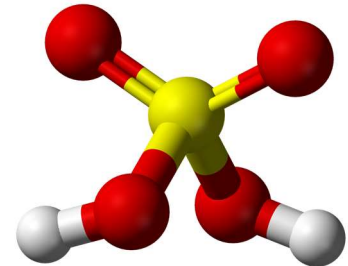
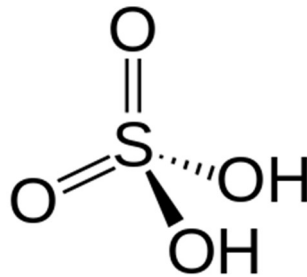
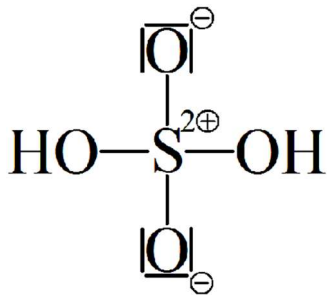
Le soufre et l'oxygène mettent en commun leurs électrons célibataires pour donner SO en formant une liaison covalente normale double polarisée tout à fait classique.

Mais cette molécule est peu stable car l'oxygène est stabilisé mais le soufre ne l'est pas, il ne réalise pas l'octet. En effet, il lui reste deux doublets périphériques, ce qui ne convient pas. En présence suffisante d'oxygène le soufre partage un premier, puis un second doublet avec des atomes d'oxygène. Il se forme ainsi deux liaisons covalentes datives semi-polaires.



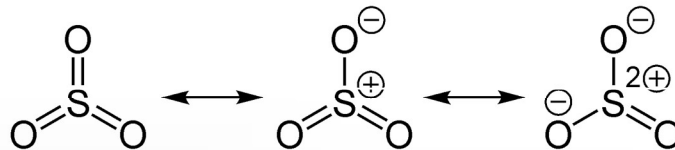
Exemple de l'acide sulfurique H_2SO_4

Si la covalence semi-polaire se distingue de la covalence normale polarisée par l'origine des électrons, dans l'ion on ne peut faire de différence entre les 4 liaisons S – O. On obtient un ion dans laquelle les oxygènes sont symétriquement répartis autour de l'atome de soufre. L'ion a la forme d'un tétraèdre. Les deux charges négatives (dues aux électrons perdus par les deux H) affectant l'ensemble de l'édifice sans se situer précisément sur l'un ou l'autre des atomes d'oxygène.

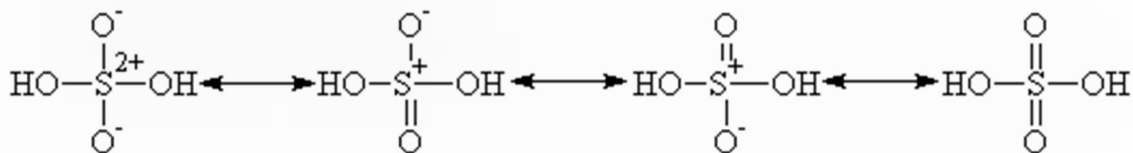


Pour les plus curieux :

Sachez que dans la réalité, pour un grand nombre de composé, il est possible d'écrire plusieurs formules sans pour autant modifier la disposition spatiale des atomes. Il est donc possible de déterminer ces structures appelées mésomères ou formes de résonances mais nous dépassons largement le cadre de ce cours.



The resonance forms of sulphuric acid:



La covalence dative semi-polaire se réalise surtout avec les atomes suivants :

L'azote (N), le phosphore (P), le soufre (S), le chlore (Cl), le brome (Br), l'iode (I).

❖ *Liaison covalente dative coordinative*

Exemple :



Ammoniac + Acide chlorhydrique → Chlorure d'ammonium

Lorsque **NH₃** et **HCl** arrivent à proximité l'un de l'autre, le pôle négatif de l'ammoniac attire l'hydrogène positif de **HCl**.

L'hydrogène dépourvu de son électron (**H⁺**) quitte totalement l'atome de chlore (formant préalablement **HCl**) et il se stabilise grâce au doublet de l'azote de la molécule d'**NH₃**. L'atome de Cl ayant arraché l'électron de l'hydrogène devient un ion chlorure (**Cl⁻**). Il se forme d'autre part, un ion ammonium **NH₄⁺**.

Il s'agit ici d'un élément plus électronégatif (l'azote N) qui met à disposition de la liaison son doublet alors que l'atome d'hydrogène H étant moins électronégatif par rapport à lui.

Après cette opération, les liaisons N – H se répartissent uniformément au sein de l'ion **NH₄⁺** qui acquiert alors une forme tétraédrique habituelle.

3.4 Orbitales, structures spatiales et formes des molécules

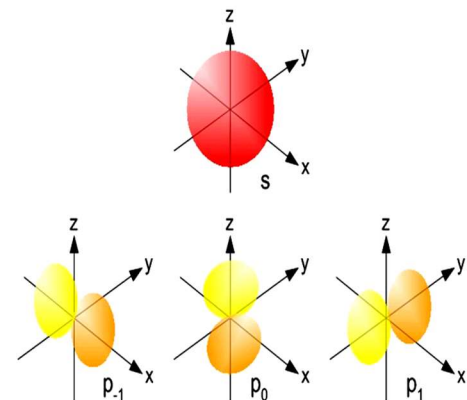
La chimie moderne n'assigne plus à l'électron un mouvement sur une orbite définie mais bien à une probabilité de présence en un point. La zone spatiale où l'électron a une probabilité de présence est une **orbitale**.

L'électron est considéré comme un nuage de charges électriques négatives réparties sur une orbitale.

Une orbitale peut-être occupée soit :

- par un seul électron qui forme un nuage -1, l'électron est dit célibataire ;
- par deux électrons (doublet électronique) qui forment un nuage -2. Chacun des électrons est dit apparié.

Connaître l'orientation dans l'espace des orbitales des atomes permet de prévoir la forme de la molécule et d'interpréter les propriétés des molécules formées par ces atomes. Il n'existe que 4 zones ou directions de l'espace possibles pour les orbitales des électrons.



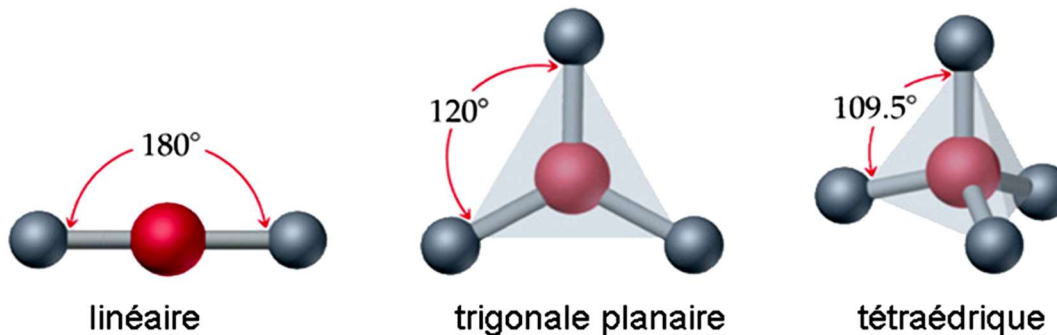
Les orbitales « s » sont de forme sphérique alors que les orbitales « p » sont de forme d'haltères.

Les électrons se repoussent au maximum puisqu'ils ont la même charge. Les axes des orbitales sont donc éloignés au maximum pour former le plus grand angle possible.

2 directions forment un angle de 180° ;

3 directions forment un angle de 120° ;

4 directions forment un angle de 109° .


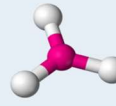
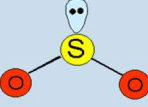
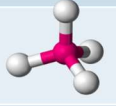
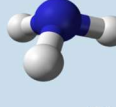
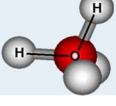


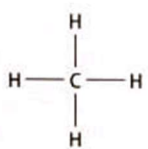

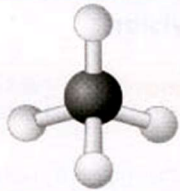
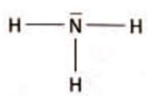
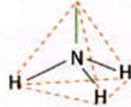

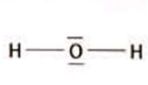
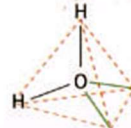
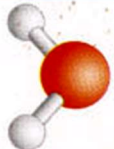
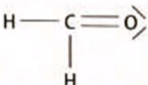
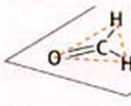

Comme le montre le tableau périodique, dans les familles Ia, IIa, IIIa et IVa, les orbitales sont occupées par des électrons célibataires.

- Pour les éléments de la famille Ia (H, Li, Na, K, ...), l'électron occupe une orbitale sphérique. Toute liaison et donc toute molécule diatomique sera linéaire.
- Pour les éléments de la famille IIa (Be, Mg, Ca, ...), les deux électrons de la dernière couche occupent des orbitales situées symétriquement par rapport au cœur de l'atome, c'est à dire des orbitales disposées en ligne droite. Il y a donc un angle de 180° . La molécule sera linéaire et les 3 noyaux des atomes sont sur la même droite.
- Pour les éléments de la famille IIIa, les trois électrons de la dernière couche occupent des orbitales réparties symétriquement dans un plan de façon à ce que les angles entre les orbitales soient de 120° . La molécule sera triangulaire, les 4 noyaux atomiques étant situés dans le même plan.
- Pour les éléments de la famille IVa, les 4 orbitales se répartissent symétriquement dans l'espace. Le cœur de l'atome est au centre d'un tétraèdre régulier. Chaque orbitale est également voisine des 3 autres. Deux axes d'orbitales font entre eux un angle de 109° . La molécule est donc tétraédrique.
- Quant aux autres familles, les 4 axes possibles étant déjà occupés, les électrons supplémentaires vont occuper les mêmes axes. 2 électrons occupant le même axe forment un doublet (doublet = 2 électrons). Les deux électrons d'un doublet se déplacent de façon indépendante.

Les molécules contenant de l'azote (**N**), par exemple **NH₃**, vont former une pyramide à base triangulaire, 3 noyaux **H** dans un plan et le noyau de l'azote hors du plan.

Les molécules comme **H₂O** forment une molécule triangulaire isocèle où l'oxygène occupe un des sommets du triangle. La molécule est dite angulaire ou plane coudée.

Type de molécule	Nombre de liaisons (doublets liants)	Nombre de doublets non liants	Figure de répulsion	Géométrie de la molécule	Géométrie de la molécule	Exemples
AX_2E_0	2	0	Droite		Linéaire	$BeCl_2$ CO_2
AX_3E_0	3	0	Triangle		Trigonale planaire	$AlCl_3$ BF_3 CH_2O
AX_2E_1	2	1			Coudée	$SnCl_2$ SO_2
AX_4E_0	4	0	Tétraèdre		Tétraédrique	CH_4 NH_4^+
AX_3E_1	3	1			Pyramide trigonale	NH_3 PH_3
AX_2E_2	2	2			Coudée	H_2O SCl_2

Molécule	Représentation de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
méthane CH_4		4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH_3		3 liaisons simples 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H_2O		2 liaisons simples 2 doublets non liants			molécule plane coudée
méthanal CH_2O		1 double liaison 2 liaisons simples			molécule plane triangulaire

3.5 Polarité des molécules

La forme de la molécule étant connue, on doit se demander si la molécule est polarisée ou non pour connaître ses propriétés.

Une *molécule polaire* est une molécule dans laquelle il y a séparation entre les charges positives et les charges négatives, c'est à dire pour laquelle on peut désigner un (ou plusieurs) pôle négatif et un (ou plusieurs) pôle positif.

Si une molécule ne contient que des liaisons covalentes normales parfaites, il n'y a pas de charge électrique partielle sur les atomes, la molécule est non polaire. Une molécule diatomique comme H_2 est donc non polaire.

Si par contre une molécule contient des liaisons covalentes normales polarisées (et éventuellement des liaisons datives), elle sera ou non polarisée selon sa forme.

Les molécules formées de 2 atomes différents (**HF**, **HCl**) sont toujours polarisées. Le pôle négatif se trouve du côté de l'atome le plus électronégatif.

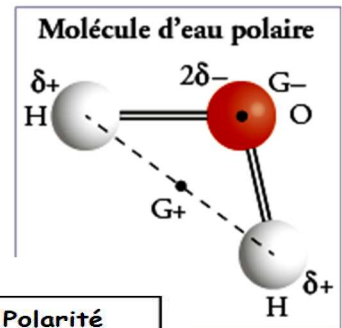
Dans les molécules formées de plus de 2 atomes, il faut connaître la forme de la molécule pour décider si oui ou non elle est polaire.

Si les centres des charges négatives et positives coïncident, la molécule sera non polaire. C'est le cas des molécules linéaires, triangulaires et tétraédriques.

Si les centres des charges négatives et positives ne coïncident pas, la molécule sera polaire. C'est le cas des molécules pyramidales et angulaires (plane coudée).

En résumé, pour être polaire ou polarisée une molécule doit :

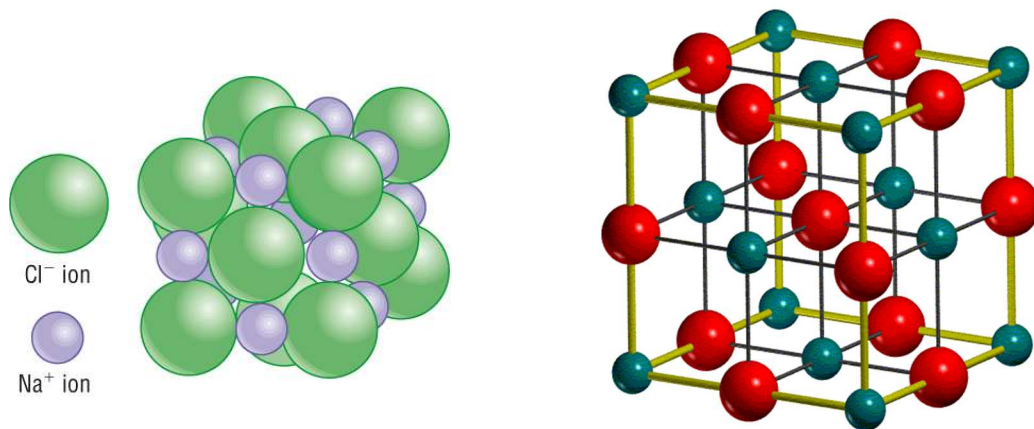
- posséder des liaisons polaires ;
- avoir une forme telle que la résultante des charges positives ne coïncide pas avec la résultante des charges négatives.



	Type de liaison	Structure de la molécule	Polarité
Eau	 liaison covalente polarisée	 Coudée	Polaire
Méthane	 liaison covalente parfaite	 Tétraédrique	Non polaire
Dioxyde de carbone	 liaison covalente polarisée	 Linéaire	Non polaire

3.6 Propriétés des composés ioniques

- Les ions Na^+ et Cl^- sont chargés d'électricité de signe contraire et sont donc attirés par des forces électrostatiques. Ces forces sont très fortes.
- Les composés ioniques sont des cristaux. En effet, ces composés contiennent des ions positifs et des ions négatifs qui s'associent, ou plutôt s'empilent, de façon régulière de telle sorte que l'ensemble soit électriquement neutre. Les ions forment un édifice cohérent, le cristal ionique.
- Ce sont donc des solides.
- La cohésion entre 2 ions est d'autant plus grande que la différence d'électronégativité est importante.
- Les forces électrostatiques entre ions sont grandes et les composés ioniques sont durs. Ils se clivent (se fragmentent de façon nette). Ils sont non volatils.
- A l'état solide, les substances ioniques ne sont pas conductrices de l'électricité parce que les ions s'immobilisent mutuellement.



- Mis en solution dans l'eau par exemple (la solvatation), les forces électrostatiques deviennent tellement faibles que l'agitation thermique est suffisante pour détruire l'arrangement cristallin et disperser les ions. En effet, la charge électrique des ions situés en surface du cristal oriente la molécule du solvant polaire. L'ion attiré par la molécule orientée du solvant est arraché du cristal et entouré immédiatement d'un manteau orienté de solvant, le cristal se dissout.

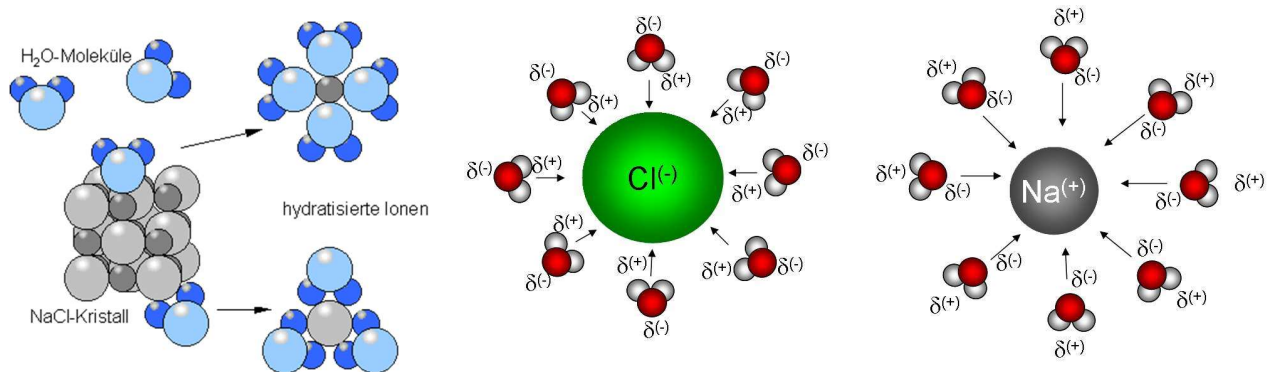
LA SOLVATATION

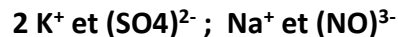
Abb.: Hydratation von Kationen und Anionen in Wasser

- Les composés ioniques sont donc solubles dans les solvants polaires et les solutions de ces composés sont conductrices de l'électricité.

Remarque :

Lorsque dans une molécule, une seule liaison est de type ionique, on considère la molécule comme étant un composé ionique. On rencontre donc des composés ioniques contenant plusieurs atomes.

Ex :



En toute rigueur, on ne peut parler de molécules. Dans le chlorure de sodium, aucun ion **Na⁺** n'est affecté spécialement à un des 6 ions **Cl⁻** dont il est entouré et réciproquement. Mais statistiquement il y a 1 ion **Na⁺** pour 1 ion **Cl⁻**.

3.7 Propriétés des composés covalents polaires ou non polaires

- Dans les composés covalents, la liaison est un lien rigide. Les molécules forment des entités bien définies à structure propre, polaire ou non.
- Lorsqu'une substance bout, ou se dissout, aucun lien covalent n'est brisé. Par contre, les forces entre les molécules ont été annulées.
- La cohésion des molécules dépend de forces de nature électrique :
Les forces de Van der Waals, très faibles qui sont les forces d'attraction entre noyau et nuage électronique des molécules voisines. Les forces d'attraction électrostatique assez fortes entre les pôles des signes contraires des molécules voisines.
- Les composés covalents sont gazeux, liquides, éventuellement solides. Leur point de fusion et d'ébullition est bas, inférieur à 300°C.
- Les substances moléculaires sont mauvaises conductrices de l'électricité car elles ne sont pas ou peu capables de fournir des ions.
- Les substances non polaires ne sont pas solubles dans les solvants polaires (eau) car le solvant n'a aucune affinité avec les substances non polaires. Les petites molécules

comme O_2 et N_2 sont un peu solubles dans l'eau car elles se « glissent » entre les molécules d'eau.

- Les substances non polaires sont solubles dans les solvants non polaires (CCl_4) car lors du mélange, des forces de Van der Waals mixtes s'établissent.
- Dans les substances polaires, aux forces de Van der Waals se superposent des forces nettement supérieures, les forces d'attraction électrostatique entre les pôles de signes contraires.
- Les composés polaires sont moins volatils que les non polaires.
- La température de fusion et la température d'ébullition des composés sont plus élevées que pour les corps non polaires de poids moléculaires comparables.
- Les molécules polaires s'orientent dans un champ électrique.

LES EQUATIONS CHIMIQUES

4.1 Les combinaisons chimiques

Une combinaison chimique (ou un phénomène chimique) est la réaction entre deux ou plusieurs substances pour former un seul ou plusieurs produits.

Propriété d'une combinaison :

- ✚ Les propriétés des produits ne résultent pas de la simple superposition des propriétés des substances qui les ont formés. Elles sont caractéristiques de la nouvelle substance ou des nouvelles substances obtenues.
- ✚ Les réactifs perdent leur individualité. Leur nature est altérée et il est impossible de les récupérer par des méthodes physiques.
- ✚ Les chimistes ont démontré qu'une combinaison ne peut se faire que dans une proportion massique définie.

Chaque fois que l'on pèse les substances, avant et après réaction, on constate que la somme des masses des réactifs est égale à la somme des masses des produits de la réaction. Il y a donc conservation de la masse. Les atomes qui constituent les réactifs sont les seuls à se retrouver dans les produits formés.

Autrement dit, aucun élément n'est gagné, aucun élément n'est perdu mais tout est transformé et on doit retrouver autant d'atomes d'une certaine nature après réaction que le nombre engagé avant la réaction (Loi de Lavoisier).

Lorsque deux corps simples s'unissent pour former un corps composé, ils le font selon des proportions invariables (Loi de Proust).

4.2 Les équations chimiques

Une équation chimique est l'écriture d'une réaction chimique à l'aide de symboles et de signes conventionnels.

Ex :
$$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$$

Dans les équations chimiques, on ne tient pas compte des quantités absolues des substances réagissant, on écrit seulement le nombre minimum de molécules entrant en jeu dans la réaction chimique.

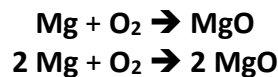
Pour écrire une équation chimique il faut :

- ❖ Ecrire dans le membre de gauche les formules chimiques de tous des corps utilisés, **les réactifs**, en les réunissant par le signe +.
- ❖ Ecrire dans le membre de droite les formules de tous les corps obtenus, **les produits**, en les réunissant par le signe +.
- ❖ Réunir les deux membres de l'équation par une flèche (\rightarrow) qui indique le sens de la réaction.

Les symboles des éléments et les formules chimiques ne peuvent en aucun cas être modifiés. Ils traduisent la réaction chimique qui se déroule.

Pour obtenir le même nombre d'atomes dans les réactifs et dans les produits de la réaction, il faut faire précéder les atomes ou les molécules d'un nombre appelé **coefficient stœchiométrique**. Ce nombre indique combien de molécules ou d'atomes de cette substance, au minimum, seront impliquées dans la réaction.

Ex :



L'équation chimique obtenue respecte la loi de Lavoisier, on dira de l'équation qu'elle est pondérée ou équilibrée.

Pondérer une équation ou équilibrer une équation signifie donc introduire des coefficients stœchiométriques afin d'obtenir l'expression la plus simple respectant la loi de Lavoisier.

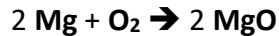
On équilibre, on pondère l'équation un élément à la fois jusqu'à ce que la loi de la conservation de la matière ait été satisfaite pour tous les éléments.

Une équation équilibrée reste valide si on multiplie tous les coefficients par le même nombre mais les coefficients figurant dans une équation doivent être des nombres premiers entre eux.

4.3 La mole

Outre les informations qualitatives (nature des réactifs et des produits), l'équation chimique nous donne des informations quantitatives. En effet, si on écrit les équations chimiques avec un nombre minimum d'atomes ou de molécules, la réaction se passe cependant avec un nombre très élevé d'atomes ou de molécules.

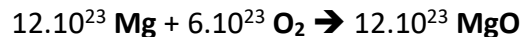
La lecture moléculaire de l'équation :



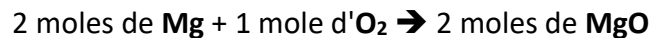
L'équation nous indique que deux molécules de **Mg** réagissent avec une molécule d'oxygène pour fournir deux molécules de **MgO**.

Pour passer de l'échelle atomique à l'échelle macroscopique, il suffit de considérer un nombre suffisamment grand d'atomes ou de molécules. Ce nombre suffisamment grand et vaut **6,023 .10²³**, c'est **le nombre d'Avogadro (NA)**.

Si on multiplie l'équation par **6.10²³** on obtient :



Chaque fois qu'on prend 6.10^{23} molécules d'un corps pur, on prend une mole de ce corps.



Ceci est la lecture molaire de l'équation.

Le nombre d'Avogadro n'a pas été choisi au hasard mais de telle manière que la masse d'une mole, masse exprimée en grammes, s'exprime par le même nombre que la masse atomique relative ou la masse moléculaire relative.

Un atome de Mg a une masse atomique de 24 unités (uma), une mole de **Mg** pèse donc 24 g. Un atome d'oxygène a une masse atomique de 16 uma, une molécule d'**O₂** a donc une masse moléculaire de $2 \times 16 = 32$ unités, une mole d'**O₂** pèse alors $2 \times 16 \text{ g} = 32 \text{ g}$.

Une mole d'atomes est la masse atomique relative de cet élément exprimée en grammes et celle-ci contient 6.10²³ atomes de cet élément.

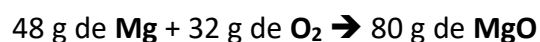
Une mole de molécules d'un corps pur est la masse moléculaire relative de cette molécule exprimée en grammes et celle-ci contient 6.10²³ molécules de ce corps pur.

Un calcul rapide permet alors d'effectuer une lecture pondérale de la même équation :

Mr de **Mg** = 24 g

Mr de **O₂** = 32 g

Mr de **MgO** = 40 g



Si la masse des réactifs est égale à la masse des produits (Loi de Lavoisier), le nombre de moles des réactifs, quant à lui, n'est pas nécessairement égal au nombre de moles des produits.

4.4 Le volume molaire d'un gaz

Les mesures effectuées sur les gaz permettent d'affirmer qu'une mole de n'importe quel gaz, dans les conditions normales (température = 20°C et 1 atmosphère ou 1013 hPa de pression), occupe 22,4 litres (L) (loi d'Avogadro - Ampère).

1 mole d' O_2 (soit 32 g) occupe un volume de 22,4 L

3 moles d' O_2 occupent $22,4 \text{ L} \times 3 = 67,2 \text{ L}$

CHAPITRE 5

LES FONCTIONS CHIMIQUES ET LA NOMENCLATURE

Les principaux types de molécules (ou les principales fonctions chimiques) que l'on rencontre en chimie minérale sont les oxydes, les hydroxydes, les acides et les sels.

Formule générale	Nom de la formule générale (nom de la fonction chimique)	Exemple
MO	Oxyde métallique	Fe ₂ O ₃
XO	Oxyde non-métallique	CO ₂
MOH	Hydroxyde (base hydroxylée)	Ca(OH) ₂
HX	Acide binaire (hydracide)	HCl
HXO	Acide ternaire (oxacide)	H ₃ PO ₄
MX	Sel binaire (sel d'hydracide)	KCl
MXO	Sel ternaire (sel d'oxacide)	Al ₂ (SO ₄) ₃

Oxydes: MO et XO	Hydroxydes ou bases hydroxylées: MOH	Acides: HX et HXO	Sels: MX et MXO
---------------------	--	----------------------	--------------------

M (Métal)**X (Non Métal)****H (Hydrogène)****O (Oxygène)**

5.1 La fonction oxyde

La fonction oxyde est la combinaison de l'oxygène avec un métal ou un non métal. Dans un oxyde il n'y a donc que deux éléments, l'oxygène et un autre élément.

5.1.1 Les oxydes basiques et les oxydes métalliques

Ces deux oxydes sont le résultat de l'association d'un métal avec l'oxygène.



1° L'oxyde réagit avec l'eau et forme une base.



Cet oxyde (Na₂O) est un oxyde basique.

2° L'oxyde ne forme pas une base par réaction avec H₂O :



Cet oxyde est un oxyde métallique.

Nomenclature : **Oxyde + Nom du métal + Valence du métal si nécessaire**

Exemples : Na₂O = Oxyde de sodium

Fe₂O₃ = oxyde de fer (III)

1.1. nomenclature des Oxydes Métalliques :

Formule générale : MO (élément métallique et oxygène).

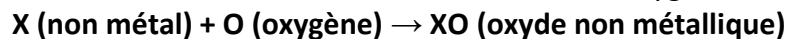
Formation : $M + O_2$. Ajout dioxygène à un élément métallique (réaction d'oxydation).

Nomenclature : oxyde de **M** (M est à remplacer par le nom de l'élément métallique). (éventuellement : + valence entre parenthèses si nécessaire (I, II, III ou IV)).

Exemple : Na_2O = oxyde de sodium | MgO = oxyde de magnésium, ...

5.1.2 Les oxydes acides

Ces oxydes sont le résultat de l'association d'un non-métal avec l'oxygène.



Les oxydes acides réagissent avec l'eau pour donner un acide, ce qui explique leur nom. La nomenclature des oxydes acides (non-métalliques) est plus difficile car il faut tenir compte du rapport *nombre Oxygène/ nombre Non-métal* pour définir un préfixe.

Nomenclature : **Préfixe + Oxyde + Nom du non-métal.**

1.2. nomenclature des oxydes non-métalliques :

Formule générale : XO (élément non-métallique et oxygène).

Formation : $X + O_2$ (réaction d'oxydation).

Nomenclature : préfixe (O/X) oxyde de X

Comment trouver le préfixe ? Il faut faire le rapport entre le nombre d'atome d'oxygène et le nombre d'atome de l'élément non-métallique qui constituent la molécule à nommer. Il suffit ensuite de mettre le préfixe correspondant au rapport obtenu :

rapport (O/X)	préfixe
1/2	hémi
1/1	mono
2/1	di
3/1	tri
4/1	tétra
5/1	pent
6/1	hexa
7/1	hept
5/2	hémipent
3/2	hémi tri (sesqui)



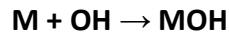
Les préfixes indiqués en bleu sont les plus couramment rencontrés. Ils sont aussi valables pour désigner des molécules composées des mêmes atomes (corps purs), exemple : H_2 = Dihydrogène | O_2 = Dioxygène, ...

Exemple : P_2O_5 = Hémi pentoxyde de phosphore

Exemples : CO_2 = Dioxyde de soufre P_2O_5 = Hémipenta-oxyde de phosphore

5.2 La fonction hydroxyde

Un hydroxyde est la combinaison d'un métal avec le groupement OH



Les hydroxydes sont des bases. Une base est une substance qui en solution dans l'eau libère des ions OH^- .

Nomenclature : **Hydroxyde + Nom du métal + Valence du métal si nécessaire**

II. Les Hydroxydes (bases hydroxylées)

II. nomenclature des hydroxydes ou bases hydroxylées :

Formule générale : MOH.

Formation : MO + H₂O (un oxyde métallique + de l'eau).

Nomenclature : Hydroxyde de M (M étant le nom de l'élément métallique).

Exemple : LiOH : Hydroxyde de **lithium** | KOH : Hydroxyde de **potassium**

Exemples : MgOH = Hydroxyde de magnésium NaOH = Hydroxyde de sodium

Remarque : Certaines substances ont un nom utilisé depuis longtemps qui ne correspond pas à la nomenclature actuelle. Ainsi, NaOH, qui est l'hydroxyde de sodium, est appelé soude caustique et NH₄OH, hydroxyde d'ammonium est appelé **ammoniaque**.

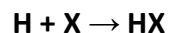
5.3 La fonction acide

Un acide est une substance qui, en solution aqueuse, libère des ions H^+ .

On distingue les acides binaires ou hydracides et les acides ternaires ou oxacides. Les acides binaires contiennent 2 sortes d'éléments, tandis que les acides ternaires en contiennent 3.

5.3.1 Les acides binaires ou hydracides

Un acide binaire est la combinaison de l'hydrogène (H) et d'un non-métal (X).



La nomenclature des acides binaires peut obéir à deux règles différentes.

Ancienne nomenclature : **Acide + Nom du non-métal + hydrique**

Nouvelle nomenclature : **Nom du non-métal + -ure + d'hydrogène**

Exemple : **HCl** Acide chlorhydrique ; Chlorure d'hydrogène

III.1. nomenclature des acides binaires :

Formule générale : HX

Formation : $X + H_2$ (réaction d'un élément non-métallique avec du dihydrogène).

Nomenclature : X-ure d'hydrogène (nom de l'élément + terminaison en -ure d'hydrogène).

Ancienne nomenclature : acide X-Hydrique (acide + nom de l'élément + terminaison en -hydrique).

Exemple : $HBr = \text{Bromure d'hydrogène}$ | $H_2S = \text{sulfure d'hydrogène}$

5.3.2 Les acides ternaires ou oxacides

Un acide ternaire est donc la combinaison de 3 éléments : l'hydrogène, un non-métal et l'oxygène :



La nomenclature des acides ternaires se complique du fait que non seulement deux règles permettent de les désigner mais aussi du fait que certains non-métaux peuvent former plusieurs acides ternaires différents.

1° Pour les acides ternaires les plus oxygénés

Ancienne nomenclature : **Acide + Nom du non-métal + -ique**
Nouvelle nomenclature : **Nom du non-métal + -ate + d'hydrogène**

Exemple : H_2SO_4 Acide sulfurique
Sulfate d'hydrogène

2° Pour les acides ternaires les moins oxygénés

Ancienne nomenclature : **Acide + nom du non-métal + -eux**
Nouvelle nomenclature : **Nom du non-métal + -ite + d'hydrogène**

Exemple : H_2SO_3 Acide sulfureux
Sulfite d'hydrogène

5.4 La fonction sel

Un sel est la combinaison d'un métal (ou de NH_4^+) et d'un non-métal ou d'un groupement non-métallique. Sel binaire : **MX** Sel ternaire : **MXO**

Les sels sont des composés ioniques qui, dissous dans l'eau libèrent des ions positifs M^+ et des ions négatifs X^- . On peut donc considérer la plupart des sels comme constitués d'anions non-métalliques et de cations métalliques.

La nomenclature des sels est aussi complexe que celle des acides. En effet, il faudra tenir compte du caractère binaire ou ternaire mais également du nombre d'oxygène en cas de sel ternaire.

5.4.1 Sels binaires

✓ Sels binaires

Nomenclature : **nom du non-métal + -ure + nom du métal + valence si nécessaire.**

Exemple : NaCl = chlorure de sodium ; FeCl₂ = chlorure de fer II

IV.1. nomenclature des sels binaires :

Formule générale : $MX + H_2O$ (de l'eau est formée lors de la réaction formant un sel).

Formation : $MOH + HX$ (un hydroxyde + un acide binaire => un sel binaire + de l'eau) .

Nomenclature : X-ure de M (valence)

Exemple : NaCl: chlorure de sodium | Fe₂S₃: sulfure de fer (III)

5.4.2 Sels ternaires

- Sels ternaires les moins oxygénés

Nomenclature : **nom du non-métal + -ite + nom du métal + valence si nécessaire.**

Exemple : Fe (SO₃) = sulfite de fer II

- Sels ternaires les plus oxygénés

Nomenclature : **nom du non-métal + -ate + nom du métal + valence si nécessaire.**

Exemple : Ca (SO₄) = sulfate de calcium

IV.2. nomenclature des sels ternaires :

Formule générale : $MXO + H_2O$ (de l'eau est formée).

Formation : $MOH + HXO$ (un hydroxyde + un acide ternaire => sel ternaire + eau).

Nomenclature : nom du groupement (-ite ou -ate) de M (+ valence si utile)

Exemple : K₂SO₃: sulfite de potassium | Fe₂SO₄: sulfate de fer (II)

5.5 Tableau des suffixes *-ite* et *-ate*

Ce tableau permet de trouver facilement le nom des acides et des sels ternaires en fonction de l'oxygénation du groupement non-métallique.

Rappel : *-ite* = composé le moins oxygéné ; *-ate* = composé le plus oxygéné.

Suffixes

Carbon-		Carbonate
Nitr-	Nitrite	Nitrate
Phosph-	Phosphite	Phosphate
Sulf-	Sulfite	Sulfate
Chlor-	Chlorite	Chlorate

V. Synthèse : formation/réactivité des fonctions chimiques principales et de leurs noms

Formule générale	Nom de la formule générale (nom de la fonction chimique)	Formation / type de réactivité	Nomenclature	Exemple
XO	Oxyde non-métallique	X + O -> XO	préfixe(O/X) oxyde de X	P ₂ O ₅
MO	Oxyde métallique	M + O -> MO	Oxyde de M (valence)	Na ₂ O
MOH	Hydroxyde (base hydroxylée)	MO + H₂O -> MOH	Hydroxyde de M (valence)	LiOH
HX	Acide binaire (hydracide)	X + H₂ -> XH	X-ure d'hydrogène <u>acide x- hydrique</u>	H Br
HXO	Acide ternaire (oxacide)	XO + H₂O -> HXO	<nom du groupement> + d'hydrogène Acide + nom du non-métal + terminaison -ique (+ riche en O) ou -eux (- riche en O)	HNO₂ HNO₃
MX	Sel binaire (sel d'hydracide)	MOH + HX -> MX + H₂O	X-ure de M	PbCl ₂
MXO	Sel ternaire (sel d'oxacide)	MOH + HXO -> MXO + H₂O	<nom groupement> de M	Ba ₃ (PO₄) ₂

Donnez la formule de : acide chlorhydrique, acide sulfureux, hydroxyde de sodium, bromure d'hydrogène, hydroxyde cuivreux, sulfite de potassium, oxyde de sodium, sulfure ferreux, nitrite ferrique, trioxyde de soufre, fluorure de calcium, acide nitreux, carbonate d'argent, sesquioxyde d'arsenic, oxyde de plomb (II), iodure de magnésium.

NaCl ; Pb(NO₃)₂ ; KOH ; CuBr ; ZnSO₄ ; Zn(OH)₂ ; I₂O₅ ; AgNO₃ ;

NH₄Cl ; PbS ; KI ; H₂S ; Fe₂S₃ ; Na₃PO₄ ; KBr ; CaF₂ ; FeO ; ZnCl₂ ;

CuI₂ ; KNO₃ ; Al₂O₃ ; CCl₄ ; HCl ; CO₂ ; SO₃ ; H₂SO₄ ; I₂ ; NaOH ;

H₂CO₃ ; Fe₂S₃ ; NO ; Cu₂O ; HI ; NH₄F ; N₂O₃ ; H₃PO₄ ; FeSO₄ ;

CuOH ; H₂S ; CO ; H₂SO₃ ; Al(OH)₃ ; BaSO₄ ; HBr ; HNO₂ ; Fe(OH)₂.

CHAPITRE 6

LES PRODUITS CHIMIQUES DANS LA VIE COURANTE

Dans la vie de tous les jours, certains produits chimiques sont fréquemment utilisés et portent des noms usuels qui restent employés malgré la nomenclature. Ce chapitre n'a pour but que de rappeler l'utilisation de certains de ces produits.

6.1 Les acides

- ✓ L'esprit de sel.

C'est une solution impure d'acide chlorhydrique (HCl). On l'appelle ainsi parce que HCl est le gaz (esprit) qui se dégage par l'action de H_2SO_4 concentré sur le sel de cuisine NaCl. Ce produit est utilisé dans la fabrication des PVC et dans le décapage de l'acier.

- ✓ Le vinaigre

Le vinaigre est une solution diluée d'acide acétique. Elle est appelée ainsi parce qu'effectivement le vin aigre résulte de la transformation de l'éthanol en acide acétique CH_3COOH (chimie organique).

- ✓ L'eau forte

L'eau forte est une solution d'acide nitrique HNO_3 . La gravure à l'eau forte consiste à attaquer avec cette solution les sillons tracés à la pointe sur une plaque de cuivre préalablement vernie. Là où le vernis a été enlevé, HNO_3 ronge le cuivre et permet ainsi de réaliser une planche en creux qui servira à la gravure sur métal.

- ✓ Le vitriol

Le vitriol est une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 . Ce nom a pour origine l'aspect vitreux des sulfates. On l'utilise dans la production des engrais et des textiles. Il est à la base des pluies acides.

6.2 Les bases

- ✓ La soude caustique.

C'est du NaOH. On l'utilise comme dégraissant et pour déboucher les canalisations. Il intervient également dans le blanchissement du papier et la fabrication des plastiques.

- ✓ La potasse caustique

C'est du KOH. En solution concentrée c'est un excellent décapant pour les meubles. On l'utilise pour la fabrication des engrais mais aussi celle des savons.

- ✓ L'ammoniaque

C'est du NH₄OH. C'est un liquide dégraissant utilisé pour le nettoyage. On l'utilise en coiffure lors des permanentes et des colorations pour ouvrir le cheveu.

Remarque : NH₃ est un gaz, c'est le gaz ammoniac. NH₄OH est un liquide, c'est l'ammoniaque.



- ✓ L'eau de chaux

L'eau de chaux est du Ca(OH)₂ mis en solution. Il sert à mettre en évidence la production de CO₂ lors d'une manipulation chimique ou lors de la respiration car l'eau se trouble. Il se forme dans ce contact du carbonate de calcium.



- ✓ La chaux éteinte

La chaux éteinte est du Ca(OH)₂. Elle servait à blanchir et à désinfecter les caves et les étables. Appliquée sur les murs elle se combine au CO₂ de l'air pour former une pellicule de carbonate de calcium.

6.3 Les oxydes acides

- ✓ Le dioxyde de carbone ou gaz carbonique

Le CO₂ provient de la combustion de toutes les substances carbonées (charbon, essence, ...). Il est aussi le produit des respirations animales et végétales.

Il est utilisé dans la fabrication des boissons gazeuses et est aussi employé dans les extincteurs (neige carbonique).

- ✓ Le dioxyde de soufre

Le SO₂ provient de la combustion du soufre et des sulfures. C'est un gaz à odeur suffocante caractéristique. Les éruptions volcaniques libèrent de fortes proportions de SO₂. Il provient aussi de la combustion du charbon et du pétrole contenant du soufre à l'état d'impuretés.

Le dioxyde de soufre est un produit de base de la fabrication de l'acide sulfurique. Enfin, le SO_2 détruit les bactéries et les champignons, c'est pourquoi on l'utilise pour préserver les fruits séchés des moisissures et les vins de la fermentation acide.

- ✓ Dioxyde de silicium

SiO_2 , appelé aussi silice, se trouve principalement dans la nature sous forme de quartz. Le quartz est l'un des constituants cristallins de nombreuses roches telles que le granite, le sable ... Il est caractérisé par une dureté exceptionnelle.

Le quartz est utilisé en horlogerie car il possède des propriétés spécifiques permettant une résonance. Il est également responsable des étincelles lorsqu'on frotte deux silex l'un contre l'autre.

6.4 Les oxydes métalliques

- ✓ L'oxyde de calcium ou chaux vive

Le CaO se combine avec l'eau pour former la chaux éteinte. Cette réaction est très exothermique.

On fabrique industriellement la chaux vive en décomposant le calcaire ou le marbre à 900° dans des fours à chaux.



La chaux est utilisée en industrie et en agriculture.

- ✓ L'alumine

Sa formule est Al_2O_3 . Elle se rencontre dans la nature à l'état de pierre ayant le même aspect que le diamant, le corps naturel le plus dur. Cette pierre est employée comme abrasif.

Les rubis et les saphirs sont des pierres précieuses constituées d'alumine et de petites quantités d'autres oxydes métalliques. Al_2O_3 est aussi un des principaux constituants de la bauxite à partir de laquelle on fabrique l'aluminium par électrolyse. L'oxydation spontanée de l'aluminium, en surface, protège efficacement les châssis des portes et des fenêtres en aluminium grâce à la remarquable imperméabilité de Al_2O_3 .

- ✓ L'hématite

Sa formule est Fe_2O_3 . Il compte parmi les principaux minerais de fer. La rouille est formée de molécules de Fe_2O_3 hydratées.

6.5 Les oxydes non métalliques

- ✓ Le monoxyde de carbone

Le CO est une molécule non saturée qui provient de la combustion incomplète des substances carbonées. C'est un phénomène qui se produit lorsque l'oxygène est en quantité insuffisante. Ce gaz incolore, inodore et plus lourd que l'air est mortel car il se fixe de façon non réversible sur les globules rouges empêchant ainsi l'oxygène de parvenir aux cellules. Les accidents d'intoxication au monoxyde de carbone sont malheureusement très fréquents. Ce sont bien souvent des appareils de chauffage mal réglés fonctionnant dans des pièces mal ventilées qui en sont la cause.

- ✓ Le monoxyde d'azote

NO est aussi un résidu des gaz d'échappement des moteurs à explosion. Il se forme à haute température à partir de l'azote et de l'oxygène de l'air. NO se transforme spontanément en NO₂, gaz de couleur brunâtre voir rougeâtre.

- ✓ L'hémioxyde d'azote

N₂O servait autrefois d'anesthésique aux arracheurs de dents sur la place publique. Les personnes endormies par ce gaz avaient un faciès souriant ce qui justifie la dénomination de gaz hilarant donnée à ce gaz.

6.6 Les sels

- ✓ Le sel de cuisine

NaCl est le sel de cuisine ordinaire. On l'extrait des mines de sel et on le trouve également dans les marais salants. L'eau de mer en contient 3%. Les réserves de NaCl paraissent illimitées. Le sel est indispensable dans l'alimentation des animaux car il permet de créer les potentiels de membrane.

NaCl est aussi le produit de départ de la préparation du chlore, du sodium et de leurs composés comme NaOH, HCl, ...

- ✓ Le soude Solvay

Le carbonate de sodium Na₂CO₃ doit son nom au chimiste belge Ernest Solvay qui, en 1865, inventa un procédé de fabrication de ce produit. Cette méthode de faire est encore utilisée aujourd'hui. Le carbonate de sodium est utilisé dans la fabrication des verres et de la lessive.

- ✓ L'eau de Javel

L'eau de Javel est une solution mixte de NaCl et de NaClO. Elle sert de désinfectant et de décolorant.

- ✓ Le chlorure de calcium

$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ forme des solutions qui ont un point de congélation relativement bas. On l'utilise sur les routes verglacées et enneigées pour éviter les glissades.

- ✓ Le carbonate de calcium

CaCO_3 se présente le plus souvent sous forme de pierre calcaire, de craie ou de marbre. C'est aussi le solide blanchâtre qui se dépose dans les percolateurs, les bouilloires et les fers à repasser à vapeur. Il intervient dans la formation des coquilles.

- ✓ Le plâtre

Le plâtre est du CaSO_4 hydraté. On l'utilise pour mouler des statues car il épouse parfaitement tous les détails et durcit rapidement. Mélangé à 50% de chaux éteinte, il sert pour le plafonnage.