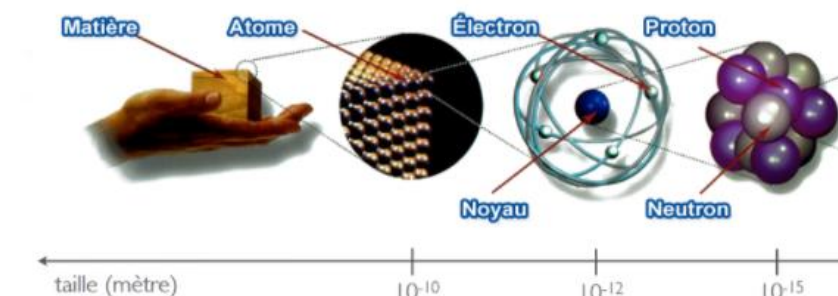
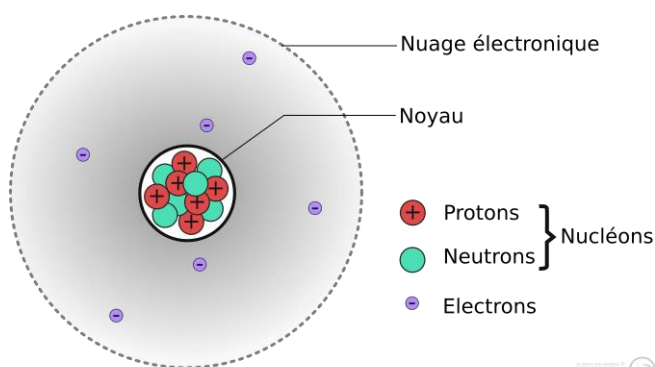


PCPI – 1 TS CIRA BTS CIRA Contrôle Industriel et Régulation Automatique	Chapitre 1 ATOMES – IONS - MOECULES	CHIMIE
BILAN 1		

STRUCTURE DE L'ATOME



Les atomes sont les constituants élémentaires de toutes les substances solides, liquides ou gazeuses.



Bon à Savoir!

Un atome est constitué au centre d'un **noyau**.

Dans ce noyau il y a :

- des **protons** chargés **positivement**
- des **neutrons** non chargés

L'ensemble de ces particules protons + neutrons sont appelés les **nucléons**.

Autour du noyau, un ensemble **d'électrons** chargés **négativement** formant le **nuage électronique**.

SYMBOLE DE L'ATOME

Pour représenter un atome on utilise la représentation suivante :

**NOMBRE DE NUCLEONS
(PROTONS + NEUTRONS)**

NOM = NOMBRE DE MASSE

$\overset{A}{\underset{Z}{X}}$

SYMBOLE DE L'ATOME

**NOMBRE DE PROTONS OU
D'ELECTRONS**

NOM = NUMERO ATOMIQUE

ISOTOPES



<https://www.youtube.com/watch?v=rAKJ7HKUwGg>



	${}^7_3\text{Li}$	${}^6_3\text{Li}$
Protons $+$	3	3
Electrons $-$	3	3
Nucléons $+$ $+$	7	6
Neutrons $+$	4	3

Bon à Savoir!

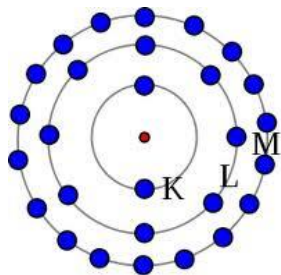
On appelle **isotopes** (d'un certain élément chimique) les atomes

→ partageant le même nombre de **protons** (caractéristique de cet élément),

→ mais ayant un nombre de **neutrons** différent.

NUAGE ELECTRONIQUE

Bon à Savoir!



Le **nuage électronique** est l'ensemble des électrons de l'atome.

Les électrons d'un atome se répartissent en **couches électroniques** :

- Première couche notée **K** pouvant contenir **2** électrons au maximum
- Deuxième couche notée **L** pouvant contenir **8** électrons au maximum
- Troisième couche notée **M** pouvant contenir **18** électrons au maximum

On ne remplit une couche que lorsque la **précédente** est **pleine** !!!

TABLEAU PERIODIQUE

La classification périodique des éléments est un tableau de 18 colonnes qui regroupe tous les éléments chimiques connus, classés par **numéro atomique croissant**.

Voici les 3 premières lignes du tableau simplifié

	1	2	...	13	14	15	16	17	18
couche K	1 H Hydrogène (K) ¹								2 He Hélium (K) ²
couche L	3 Li Lithium (K) ² (L) ¹	4 Be Béryllium (K) ² (L) ²		5 B Bore (K) ² (L) ³	6 C Carbone (K) ² (L) ⁴	7 N Azote (K) ² (L) ⁵	8 O Oxygène (K) ² (L) ⁶	9 F Fluor (K) ² (L) ⁷	10 Ne Néon (K) ² (L) ⁸
couche M	11 Na Sodium (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	12 Mg Magnésium (K) ² (L) ⁸ (M) ²		13 Al Aluminium (K) ² (L) ⁸ (M) ³	14 Si Silicium (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	15 P Phosphore (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	16 S Soufre (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	17 Cl Chlore (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	18 Ar Argon (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

On remarque que :

- dans chaque ligne est appelée **PERIODE**. les éléments ont le même nombre de **couches électroniques**.
- dans chaque colonne qui regroupe une même **FAMILLE**, les éléments ont le même nombre **d'électrons** sur la **couche électronique externe** et donc des propriétés **chimiques** et **physiques** voisines.
- La dernière colonne est occupée par la famille des gaz **rare** (**nobles**) avec **2** ou **8** électrons sur la couche électronique externe

REGLE DE STABILITE

Bon à Savoir!



Seuls les **GAZ RARES** (ou **NOBLES**), situés dans la dernière colonne du tableau périodique existent à l'état naturel sous forme monoatomique.

Tous les autres atomes, pour devenir stables, **CHERCHENT A ACQUERIR LA STRUCTURE ELECTRONIQUE DU GAZ RARE DE NUMERO ATOMIQUE LE PLUS PROCHE AVEC :**

- ✗ **2** électrons sur leur couche externe pour H, Li, Be et B (règle du **DUET**)
- ✗ **8** électrons sur leur couche externe (règle de **L'OCTET**) pour les autres éléments.

Pour cela :

a) **ILS PERDENT 1 OU PLUSIEURS ELECTRONS**

ET DEVIENNENT UN ION + APPELE CATION

b) **ILS GAGNENT UN OU PLUSIEURS ELECTRONS**

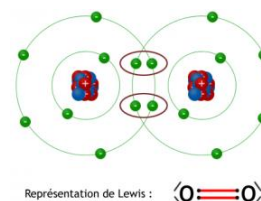
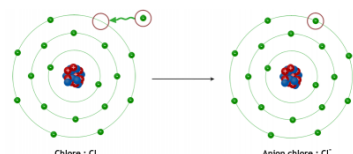
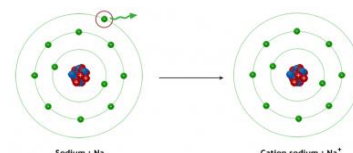
ET DEVIENNENT UN ION - APPELE ANION



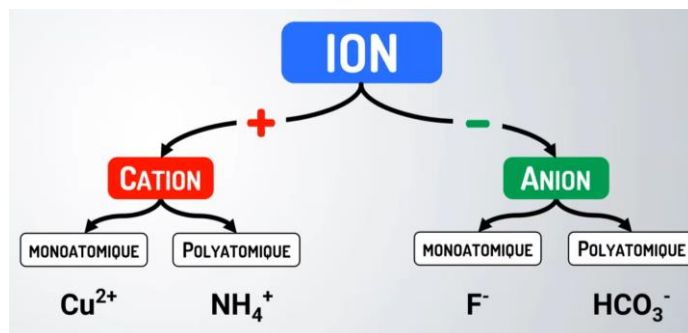
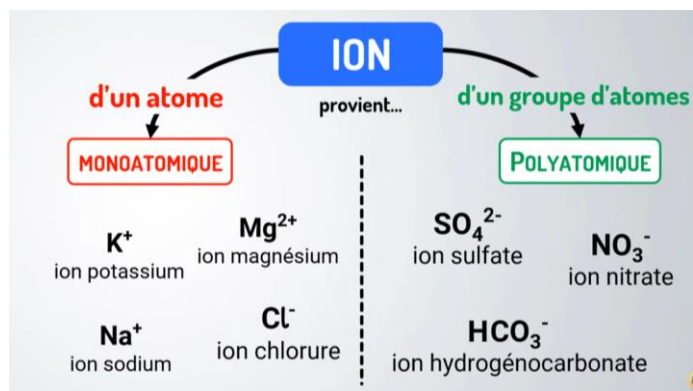
Entre gagner ou perdre des électrons, on choisit le mouvement du **MOINS** d'électrons possible.

c) **ILS PARTAGENT 1 OU PLUSIEURS ELECTRONS**

AVEC D'AUTRES ATOMES ET FORMENT DES MOLECULES



IONS POLYATOMIQUES



COMPOSES (SOLIDES) IONIQUES



<https://www.youtube.com/watch?v=cU7B3W8dFYA>



Association de **cations** (ions positifs) et d'**anions** (ion négatifs).

La **formule chimique** exprime les proportions de cations et d'anions qu'il contient et respecte **toujours la neutralité électrique** globale.

Quand on le nomme : **le nom de l'anion en premier**.
Dans la formule, c'est l'inverse : **le cation vient en premier**.

EXEMPLES

Ecrire les formules des composés ioniques :

- 1) Le chlorure de calcium
- 2) L'oxyde de fer III composé d'ions O^{2-} et Fe^{3+}
- 3) Le sulfate de cuivre composé d'ions SO_4^{2-} et Cu^{2+}

1) Le chlorure de calcium anion → Cl^- cation → Ca^{2+}	Électriquement neutre = Somme des charges nulle Cl^- Ca^{2+} Cl^- Ca^{2+}	2) L'oxyde de fer III anion → O^{2-} cation → Fe^{3+}	O^{2-} Fe^{3+} O^{2-} Fe^{3+} O^{2-} Fe^{3+}	3) Le sulfate de cuivre anion → SO_4^{2-} cation → Cu^{2+}
FORMULE $CaCl_2$ FORMULE FeO_3 FORMULE $CuSO_4$				



Bon à Savoir!

Seuls les **gaz rares** (ou **gaz nobles**), situés dans la dernière colonne du tableau périodique existent à l'état naturel sous forme monoatomique.

Tous les autres atomes, pour devenir stables, **cherchent à acquérir la structure électronique du gaz rare de numéro atomique le plus proche.**

Avec :

- ✗ 2 électrons sur leur couche externe pour H, Li, Be et B (règle du **duet**)
- ✗ 8 électrons sur leur couche externe (règle de **l'octet**) pour les autres éléments.

Pour cela : **ils partagent un ou plusieurs électrons avec d'autres atomes et forment alors des molécules**

NOMBRE DE LIAISONS POUR CHAQUE ATOME POUR FORMER UNE MOLECULE

En chimie, une **structure de Lewis** est une représentation en 2 dimensions de la **structure électronique externe** des atomes composant une molécule.

Inventée par Gilbert **Lewis**, elle se base sur la topologie de la molécule (connexion entre les atomes par des liaisons covalentes)

L'essentiel à retenir

- ✓ Deux atomes forment une **liaison simple** en **partageant** chacun l'un des électrons de leur couche externe.
- ✓ Un atome va former **autant de liaisons qu'il lui manque d'électrons pour saturer sa couche externe.**

2 liaisons simples

H-O-H

Atome	Hydrogène	Oxygène	Carbone
Structure électronique	K(1)	K(2)L(6)	K(2)L(4)
Nombre de liaisons	1 liaison	2 liaisons	4 liaisons

Atome	Hydrogène	Hélium	Carbone	Azote	Oxygène	Néon	Soufre	Chlore
Symbole	H	He	C	N	O	Ne	S	Cl
a) Numéro atomique Z	1	2	6	7	8	10	16	17
b) Structure électronique	K ¹	K ²	K ² L ⁴	K ² L ⁵	K ² L ⁶	K ² L ⁸	K ² L ⁸ M ⁶	K ² L ⁸ M ⁷
c) Nombre d'électrons couche externe	1	2	4	5	6	8	6	7
d) Structure électronique stabilisée (K) ² ou (K) ² (L) ⁸ ou (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	K ²	K ²	K ² L ⁸	K ² L ⁸	K ² L ⁸	K ² L ⁸	K ² L ⁸ M ⁸	K ² L ⁸ M ⁸
e) Nb d'e- manquants pour atteindre stabilisation	1	0	4	3	2	0	2	1
f) Nb de doublets liants formés = nb de liaisons covalentes	1	0	4	3	2	0	2	1

QUELQUES EXEMPLES

EXEMPLE 1 molécule d'eau H_2O

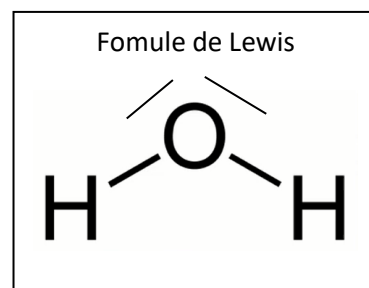
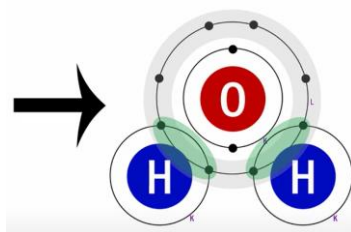
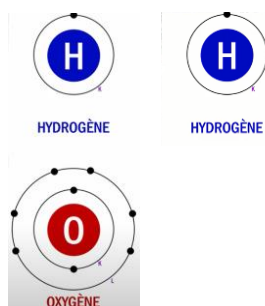


Atome H : Numéro atomique : $Z = 1$

- Nombre d'électrons : **1**
- Configuration électronique : **$(K)^1$**
- Configuration électronique stabilisée : **$(K)^2$**
- L'atome H doit donc partager **1** autre électron avec un autre atome
- Ce partage s'appelle **liaison covalente**.
- On la représente **entre** les atomes liés par un **trait**

Atome O : Numéro atomique : $Z = 8$

- Nombre d'électrons : **8**
- Configuration électronique : **$(K)^2 (L)^6$**
- Configuration électronique stabilisée : **$(K)^2 (L)^8$**
- L'atome O doit donc partager **2** autres électrons avec un autre atome
- Ce partage s'appelle **liaison covalente**.
- On la représente par un **trait** entre les atomes liés
- L'atome O a **6** électrons sur sa couche L, deux sont déjà engagés dans des liaisons covalentes, il reste **4** électrons qui forment alors **2 doublets non liants**
- On les représente **autour** de l'atome par un **trait**



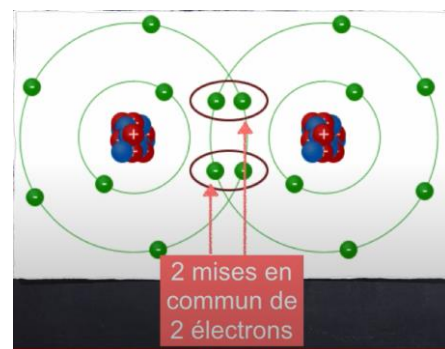
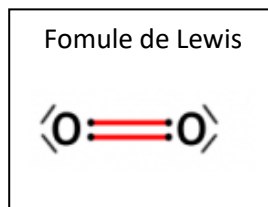
EXEMPLE 2 molécule de dioxygène O_2

Atome O : Numéro atomique : $Z = 8$

- Nombre d'électrons : **8**
- Configuration électronique : **$(K)^2 (L)^6$**
- Configuration électronique stabilisée : **$(K)^2 (L)^8$**
- L'atome O doit donc partager **2** autres électrons avec un autre atome
- Ce partage s'appelle **liaison covalente**.

On la représente par un **trait** entre les atomes liés

- L'atome O a **6** électrons sur sa couche L, deux sont déjà engagés dans des liaisons covalentes, il reste **4** électrons qui forment alors **2 doublets non liants**. On les représente **autour** de l'atome par un **trait**

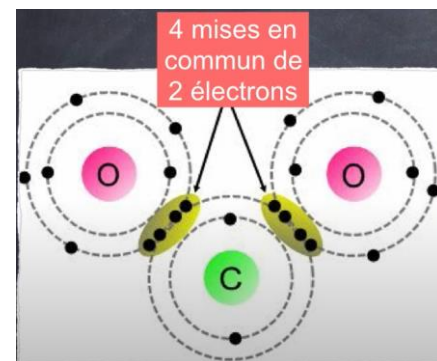
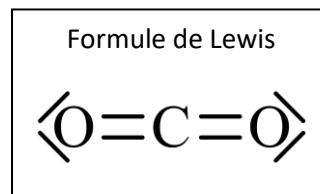


EXEMPLE 3 molécule de dioxyde de carbone CO_2

Atome C : Numéro atomique : $Z = 6$

- Nombre d'électrons : **6**
- Configuration électronique : **$(K)^2 (L)^4$**
- Configuration électronique stabilisée : **$(K)^2 (L)^8$**
- L'atome C doit donc partager **4** autres électrons avec un autre atome

Atome O : Numéro atomique : $Z = 8$



Même raisonnement que dans les molécules précédentes : **2 liaisons covalentes + 2 doublets non liants**

Un atome forme donc autant de **liaisons covalentes** qu'il lui manque d'**électrons** sur sa couche **externe** pour satisfaire à la règle de l'**octet** ou du **duet**.

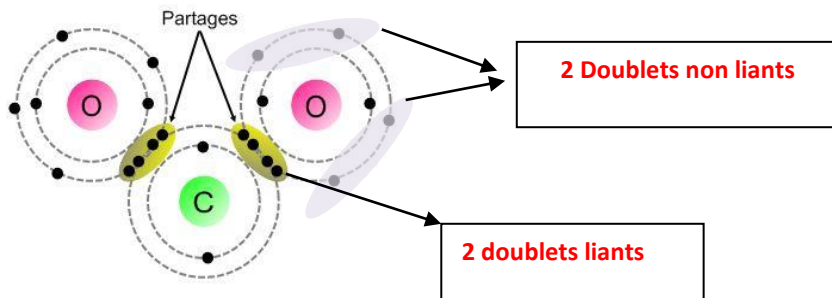
Les liaisons formées s'appellent : **liaisons covalentes** ou **doublets liants**

Ces liaisons peuvent être

- **simples**
- **doubles**
- **triples**

Les électrons de la **couche externe** ne participant pas à des liaisons covalentes se mettent par 2 et forme des **doublets non liants**

EXEMPLE : la molécule de dioxyde de carbone CO₂

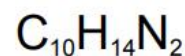


Liaison	Représentation	Lewis
Simple		H—H
Double		O=O
Triple		N≡N

REPRESENTATION DES MOLECULES

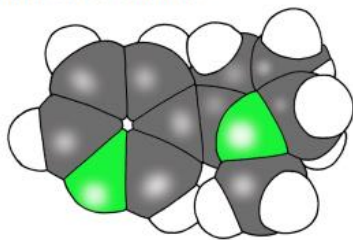
Représentation des molécules

formule brute

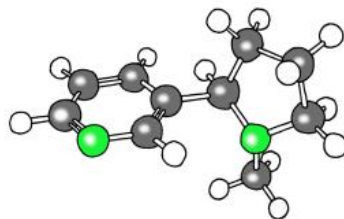


Les **atomes** peuvent **s'assembler** pour former des **molécules**. Dans le corps humain, 99% des molécules ne sont formées que de **6 éléments** chimiques: le **carbone** (C), l'**hydrogène** (H), l'**oxygène** (O), l'**azote** (N), le **phosphore** (P) et le **soufre** (S). Mais comment se **représenter** ces molécules? Prenons un exemple avec la **nicotine**. Sa **formule brute** nous indique qu'elle est formée de l'assemblage de **26 atomes**: 10 atomes de carbone, 14 atomes d'hydrogène et 2 atomes d'azote.

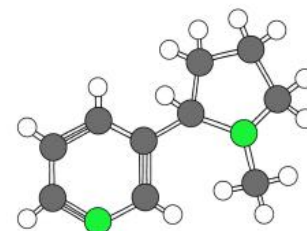
La représentation la plus "**réaliste**" nous montre la molécule de nicotine en **3 dimensions**: chaque atome est représenté par une **couleur**: noir (carbone), azote (vert) et hydrogène (blanc). Cette version montre comment la molécule occupe l'espace mais on ne comprend pas bien comment les atomes sont reliés.



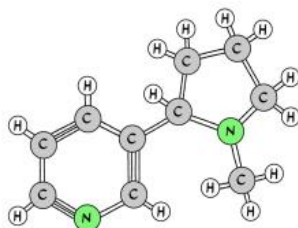
Si on fait "**maigrir**" les atomes on peut alors représenter les **liaisons** entre ceux-ci. La molécule, toujours représentée en 3D ne permet pas de voir tous les atomes: certains sont masqués.



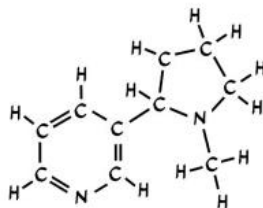
Si on **applatit** la molécule, on perd la notion spatiale mais on voit toutes les liaisons entre les atomes. H se lie 1 fois, O et S se lient 2 fois, N et P se lient 3 fois et C se lie 4 fois.



Rajoutons les **symboles** des éléments.

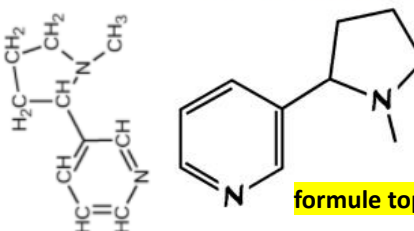


On même se passer des couleurs et noter simplement les **symboles** des éléments.



Formule développée

Simplification extrême: on ne garde qu'un "**squelette**" de liaisons. On ne note pas les atomes de C qui sont à chaque angle ou intersection. On ne représente pas non plus les H: on les retrouve facilement en faisant le compte des liaisons (le carbone est toujours lié



formule topologique

formule semi-développée

