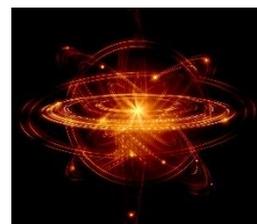


# ATOMES - IONS - MOLECULES

## 1 - Éléments chimiques

### 1.1- Modèle de l'atome

De nos jours, les physiciens et les chimistes pensent qu'un atome peut être modélisé par une structure présentant un noyau autour duquel existe une zone sphérique centrée sur le noyau et dans laquelle il y a une certaine probabilité de trouver les électrons. Cette partie de l'atome est appelée nuage électronique.



### 1.2- Caractéristiques d'un atome

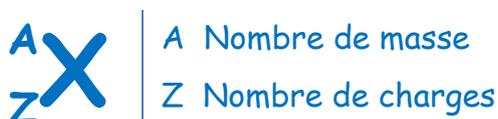
#### a- Le noyau de l'atome

Le noyau de l'atome est constitué de particules appelées nucléons (protons et neutrons) dont certaines caractéristiques sont regroupées dans le tableau ci-dessous:

Nom	Charge	Masse
Proton	$q_p = +e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$	$m_p \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{kg}$
Neutron	0	$m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{kg}$

La charge électrique portée par le proton est notée  $e$  et appelée charge élémentaire. C'est la plus petite charge électrique stable que l'on puisse isoler.

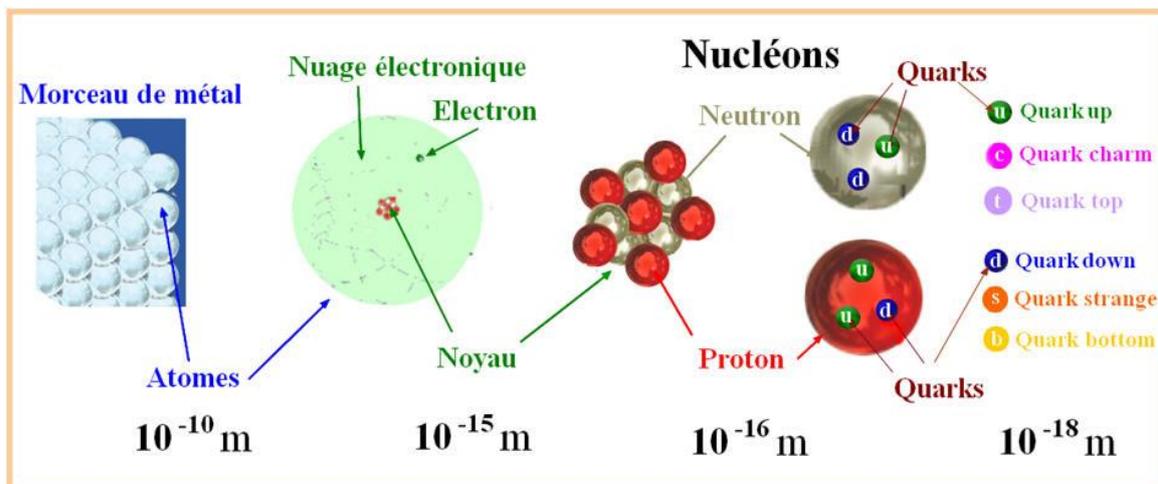
Si on considère un atome de symbole  $X$ , on convient de représenter son noyau par la notation:



- Le nombre de charge  $Z$ , ou numéro atomique, d'un noyau est le nombre de protons qu'il contient.
- Le nombre masse  $A$ , ou nombre de nucléons, représente le nombre total de protons et neutrons présents dans le noyau.
- Le nombre  $N$  de neutrons présents dans le noyau est:  $N = A - Z$ .

*Remarque: La physique nucléaire attribue au noyau une structure beaucoup plus complexe: ces nucléons ne sont pas des particules simples (ou élémentaires), puisqu'ils sont formés d'autres particules, les quarks, qui, à leur tour, ne sont pas non plus des particules simples. De*

nombreuses particules constitutives du noyau ont été identifiées: fermions, leptons, quarks, mésons, baryons, neutrinos, antineutrinos



### b- Le nuage électronique

Le nuage électronique est la zone sphérique de l'espace, centrée sur le noyau, dans laquelle il y a une certaine probabilité de trouver, à un instant donné, le (ou les) électron(s) de l'atome.

Certaines propriétés de l'électron sont données ci-dessous:

Nom	Charge	Masse
Electron	$q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$	$m_e \approx 9,1 \cdot 10^{-31} \text{kg}$

Il n'est pas nécessaire de retenir la valeur de la masse de l'électron. Cependant, il est utile de savoir que cette masse est beaucoup plus petite que celle d'un nucléon (environ 2000 fois plus petite) ce qui permet de négliger la masse des électrons devant celle des nucléons.

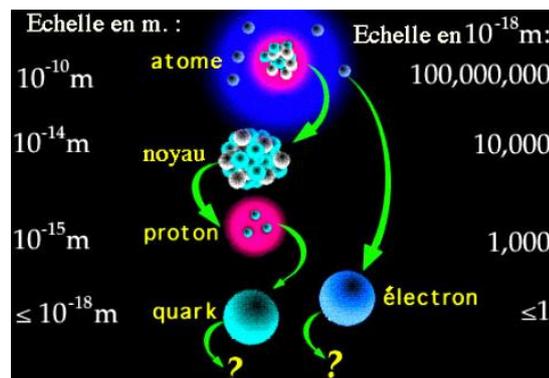
$$m_e \ll m_p \quad \text{et} \quad m_e \ll m_n$$

### c- Dimensions de l'atome

L'ordre de grandeur de la dimension des atomes est  $d_a = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{m}$ .

L'ordre de grandeur de la dimension du noyau des atomes est  $d_n = 1,1 \cdot 10^{-15} \text{m}$ .

Le noyau de l'atome est environ 100 000 fois plus petit ( $d_a/d_n = 10^5$ ) que l'atome lui-même.



Le volume occupé par le noyau est considérablement plus petit que celui occupé par l'atome.

### d- Neutralité électrique (ou électroneutralité) de l'atome

Pour un atome, le numéro atomique  $Z$  représente le nombre de protons et le nombre d'électrons de l'atome.

Le noyau qui comporte  $Z$  protons de charge électrique  $+e$  possède une charge électrique totale  $Q_{\text{noyau}} = Z.e$ .

Le nuage électronique qui comporte  $Z$  électrons de charge électrique  $-e$  possède une charge électrique totale  $Q_{\text{nuage}} = -Z.e$ .

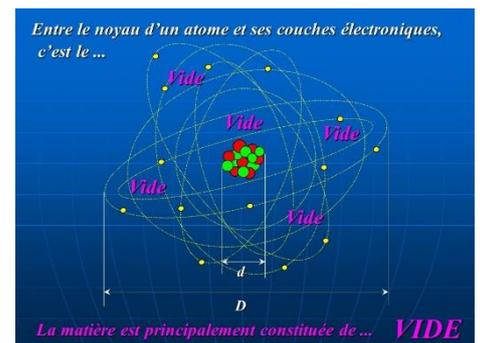
L'atome est un édifice électriquement neutre: il y a autant d'électrons autour du noyau que de protons dans celui-ci. La charge électrique totale de l'atome est nulle:

$$Q_{\text{atome}} = Q_{\text{noyau}} + Q_{\text{nuage}} = Z.e - Z.e = 0$$

### e- Structure lacunaire de l'atome

La matière constituant un atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Les électrons tournent autour de ce noyau.

Les distances séparant le noyau des électrons sont très grandes. Ainsi la plus grande partie (volume) d'un atome est constituée de vide. C'est ce que l'on appelle une structure lacunaire.



### f- Masse d'un atome

Les électrons ont une masse négligeable devant celle des nucléons ( $m_{\text{nucléon}} = 2000.m_e$ ).

On peut donc considérer avec une très bonne approximation que la masse de l'atome est pratiquement égale à la masse de son noyau. La masse de l'atome  $X$  pourra donc être écrite:

$$m_{\text{atome}} = Z.m_p + (A-Z).m_n$$

Comme on a  $m_{\text{nucléon}} = m_p = m_n$ , alors:

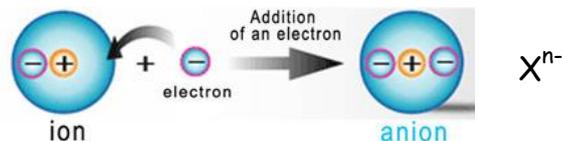
$$m_{\text{atome}} = Z.m_{\text{nucléon}} + (A-Z).m_{\text{nucléon}} = A.m_{\text{nucléon}}$$

## 1.3- Ions

Lorsqu'un atome perd ou gagne un (ou plusieurs) électron(s), il devient un ion monoatomique.

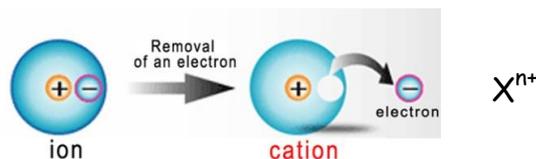
Cette transformation qui ne concerne que les électrons de l'atome et laisse le noyau inchangé. Un atome et l'ion qui en dérive sont caractérisés par la même valeur de Z.

Un atome, électriquement neutre, qui gagne des électrons, devient un ion négatif ou anion.



On indique en haut et à droite du symbole de l'élément le nombre de charges élémentaires gagnées.

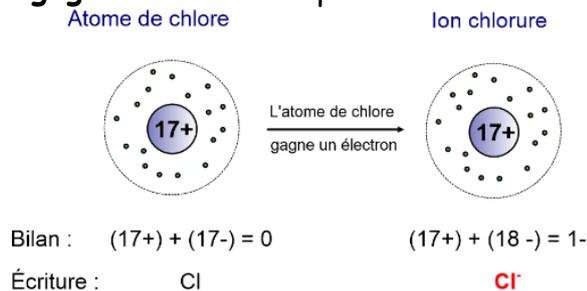
Un atome, électriquement neutre, qui perd des électrons, charges élémentaires négatives, devient un ion positif ou cation.



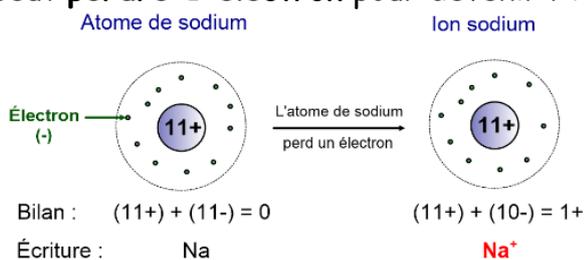
On indique en haut et à droite du symbole de l'élément le nombre de charges élémentaires positives apparues.

Quelques exemples:

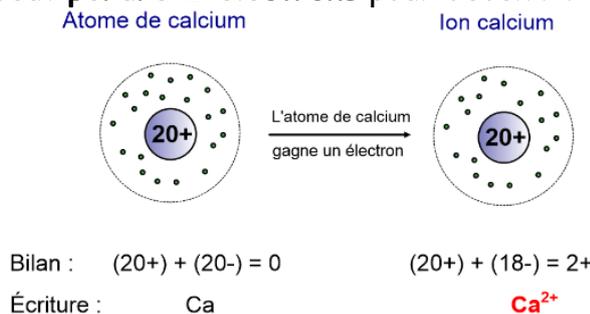
- L'atome de chlore **Cl** peut **gagner 1 électron** pour devenir l'ion chlorure **Cl<sup>-</sup>**.



- L'atome de sodium **Na** peut **perdre 1 électron** pour devenir l'ion sodium **Na<sup>+</sup>**.



- L'atome de calcium **Ca** peut **perdre 2 électrons** pour devenir l'ion calcium **Ca<sup>2+</sup>**.

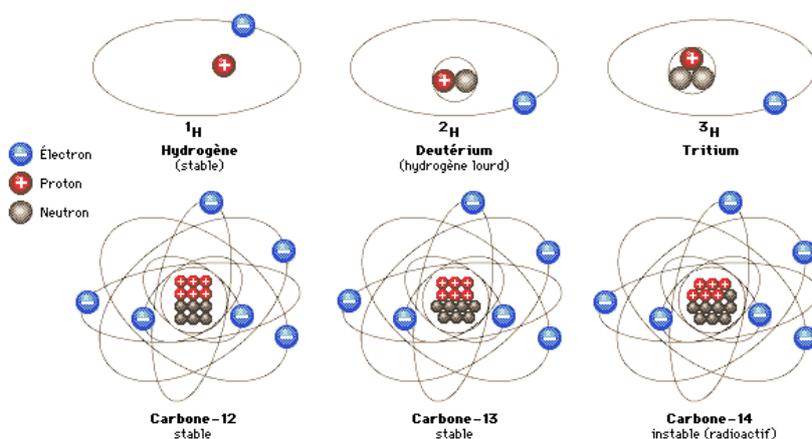


### 1.4- Isotopes

On appelle atomes isotopes les ensembles d'atomes caractérisés par le même numéro atomique  $Z$  et des nombres de nucléons  $A$  différents. Ce sont donc des ensembles d'atomes qui ne diffèrent que par le nombre de leurs neutrons.

On a pour le carbone les isotopes  ${}^12_6\text{C}$ ,  ${}^{13}_6\text{C}$  et  ${}^{14}_6\text{C}$ .

On a pour l'hydrogène les isotopes  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  et  ${}^3_1\text{H}$ .



Tous ces atomes de carbone ou d'hydrogène possèdent le même nombre de charge  $Z$ , mais des nombres de masse  $A$  différents.

### 1.5- Éléments chimiques

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des particules, qu'il s'agisse d'atomes ou d'ions, caractérisées par le même nombre  $Z$  de protons présents dans leur noyau.

Chaque élément est représenté par un symbole composé d'une lettre majuscule (Élément carbone  $C$ ) ou d'une majuscule suivie d'une minuscule (Élément magnésium  $Mg$ ).

Voici une première liste des éléments les plus fréquemment rencontrés en chimie en seconde.

Nom	Z	Symbole	Nom	Z	Symbole
Hydrogène	1	H	Soufre	16	S
Carbone	6	C	Chlore	17	Cl
Azote	7	N	Fer	26	Fe
Oxygène	8	O	Cuivre	29	Cu
Fluor	9	F	Zinc	30	Zn
Sodium	11	Na	Brome	35	Br
Aluminium	13	Al	Argent	47	Ag

Les réactions chimiques se font sans apparition ni perte d'éléments, toutefois ils peuvent éventuellement changer de forme, c'est à dire qu'un élément se présentant sous forme d'atome isolé peut se transformer en ion ou se combiner à d'autres atomes et vice versa.

Il y a donc conservation des éléments au cours des transformations chimiques.

### 1.6- Exercices d'application

#### Exercice 1

Le noyau d'un atome de Silicium a pour écriture conventionnelle  ${}_{14}^{28}\text{Si}$ .  
Déterminer la composition de ce noyau.

*Le nombre de charge de ce noyau est  $Z=14$ . C'est le nombre de protons.  
Le nombre de masse de ce noyau est:  $A=28$ . C'est le nombre de nucléons.  
Le nombre de neutron dans ce noyau est:  $N = A - Z = 28 - 14 = 14$ .*

#### Exercice 2

Un atome d'or est composé de 79 protons, 121 neutrons et 79 électrons. Sachant que la masse d'un nucléon est  $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ , calculer la masse approchée de cet atome.

*L'essentielle de la masse d'un atome étant dans le noyau, on peut négliger la masse des électrons ( $m_{\text{électron}} = m_{\text{nucléon}}/2000$ ). Les neutrons et les protons ont une masse très proche ( $m_{\text{neutron}} = m_{\text{proton}}$ ). Dans ce noyau il y a  $A = Z + N = 79 + 121 = 200$  nucléons. La masse de cet atome est donc:*

$$m_{\text{or}} = A \times m_{\text{nucléon}} = 200 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 3,34 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$$

#### Exercice 3

Un atome de magnésium Mg a un numéro atomique  $Z = 12$ , et un nombre de masse  $A = 24$ . Il forme un cation en perdant deux électrons.

Après avoir écrit la formule de l'ion magnésium, déterminer le nombre de protons et d'électrons de cet ion.

*L'atome de magnésium perdant 2 électrons il devient un cation de formule:  $\text{Mg}^{2+}$ .  
Le numéro atomique étant  $Z = 12$ , cet atome, et donc cet ion, possède 12 protons.  
Le nombre de masse étant  $A = 24$ , cet atome, donc cet ion possède 24 nucléons.  
Le nombre de neutrons est donc:  $N = A - Z = 24 - 12 = 12$ .  
L'atome de magnésium possédant 12 électrons on en déduit que l'ion possède 10 électrons.*

**Exercice 4**

Le chlorure de fer (III) est une espèce chimique constituée d'ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  et d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$ .

Donner la formule chimique de chlorure de fer (III).

*Le chlorure de fer (III) est électriquement neutre. Il y a donc autant de charges positive que de charge négative dans cette molécule. Etant donné que l'ion  $\text{Fe}^{3+}$  possède 3 charges positives et que l'ion chlorure en possède 1 seule, il faut que la molécule soit constituée d'un atome de fer Fe et de 3 atomes de chlore Cl. La bonne formule chimique du chlorure de fer (III) est donc:*

**Exercice 5**

L'hémoglobine permet le transport du dioxygène dans l'organisme. Elle contient quatre sous-unités appelées hèmes. Chaque hème contient un ion fer (II),  $\text{Fe}^{2+}$ . Grâce à l'élément fer, une molécule de dioxygène  $\text{O}_2$  de l'air peut se fixer sur l'hème. Les besoins quotidiens en fer de l'organisme s'élèvent à environ  $m = 14$  mg pour un homme.

- Combien de molécules de dioxygène une protéine d'hémoglobine peut-elle fixer?
- Sachant que l'ion fer (II) possède 24 électrons et 56 nucléons, donner la composition de cet ion. En déduire l'écriture conventionnelle du noyau d'un atome de fer.
- Sachant que la masse d'un nucléon est  $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \cdot 10^{-27}$  kg, calculer la masse approchée d'un atome de fer.
- En déduire le nombre d'atomes de fer nécessaires à l'apport journalier d'un homme et le nombre de molécules d'hémoglobine qui, chaque jour, se lient à des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$ .

*Une molécule d'hémoglobine comporte 4 hèmes. Chacune de ces hèmes contient un ion  $\text{Fe}^{2+}$ . Une molécule de  $\text{O}_2$  peut se fixer sur un hème. Donc une protéine d'hémoglobine peut fixer 4 molécules de dioxygène  $\text{O}_2$ .*

*L'ion  $\text{Fe}^{2+}$  possède 24 électrons. Comme il possède 2 charges positives, le nombre de proton dans son noyau est  $24 + 2 = 26$ . Etant donné que le nombre de masse est  $A = 56$ , le nombre de neutrons contenu dans son noyau est  $N = 56 - 26 = 30$ .*

*La masse approchée de l'atome de fer est:*

$$m_{\text{fer}} = A \times m_{\text{nucléon}} = 56 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 9,35 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

*Le nombre d'atome de fer nécessaires à l'apport quotidien est:*

$$N_{\text{fer}} = \frac{m}{m_{\text{fer}}} = \frac{14 \cdot 10^{-6}}{9,35 \cdot 10^{-26}} = 1,5 \cdot 10^{20} \text{ atomes}$$

*Le nombre de molécule d'hémoglobine est donc:*

$$N_{\text{hémoglobine}} = \frac{N_{\text{fer}}}{4} = \frac{1,5 \cdot 10^{20}}{4} = 3,7 \cdot 10^{19} \text{ molécules}$$

## Exercice 6

La couleur rouge de la surface de Mars est due, entre autres, à la présence d'oxyde de fer de formule  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . L'ion fer présent dans cet oxyde est issu d'un atome de fer ( $Z = 26$ ) qui a perdu trois électrons et l'ion oxyde d'un atome d'oxygène ( $Z = 8$ ) qui en a gagné deux.

- Ecrire la formule des ions présents dans l'oxyde de fer. Déterminer le nombre de protons et d'électrons de chaque ion contenu dans l'oxyde de fer.
- L'oxyde de fer est électriquement neutre. Vérifier cette information à l'aide des réponses aux questions précédentes.

*L'ion fer étant issu d'un atome de fer ayant perdu 3 électrons, sa formule est:  $\text{Fe}^{3+}$ . Cet ion possède  $Z = 26$  protons et donc  $26 - 3 = 23$  électrons.*

*L'ion oxyde étant issu d'un atome d'oxygène ayant gagné 2 électrons, sa formule est:  $\text{O}^{2-}$ . Cet ion possède  $Z = 8$  protons et donc  $8 + 2 = 10$  électrons.*

*La combinaison de deux ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  et de trois ions oxyde  $\text{O}^{2-}$  assurent l'électroneutralité de l'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .*

## 2- Classification des éléments chimiques

### 2.1- Configuration électronique d'un atome

Un atome possède  $Z$  électrons dans son cortège électronique qui se répartissent autour du noyau sur des couches. Ces électrons ne sont pas tous liés de la même façon au noyau. Ils sont d'autant plus liés au noyau que la couche à laquelle ils appartiennent est proche du noyau.

La méthode que nous allons utiliser est celle des orbitales atomiques qui est directement issue de la physique quantique.

Pour un atome dans son état fondamental la répartition des électrons sur les couches obéit à trois règles ou principes.

- Règle de Klechkowski: Les couches sont remplies par ordre d'énergie croissante.
- Principe d'exclusion de Pauli: Deux électrons d'un même atome ne peuvent être dans le même état quantique. Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons. La couche de numéro  $n$  contient au maximum  $2 \times n^2$  électrons.
- Règle de Hund: La configuration électronique de plus basse énergie est obtenue en plaçant un maximum d'électrons de même "spin" dans des orbitales différentes.

Les  $Z$  électrons se répartissent en couches électroniques notées  $n = 1, 2, 3$ , etc... . Ces couches sont elles-mêmes composées d'une ou plusieurs sous-couches notées  $s, p, d, f$ , etc... .

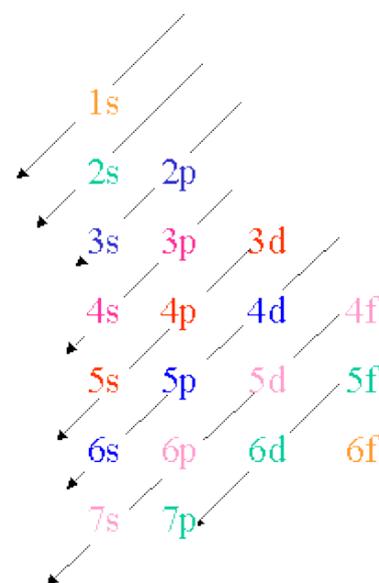
Remarque: Comme tout concept issu de la physique quantique, chaque nombre  $n$  n'a pas de signification concrète évidente. Nous dirons néanmoins que  $n$ , le nombre quantique principal, correspond à la couche électronique:  $n = 1, 2, 3, 4 \dots$

Les électrons se répartissent dans les sous couches selon un ordre déterminé:



Le diagramme de Klechkowski permet de retrouver cette séquence au moyen d'une construction simple:

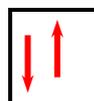
- Toutes les sous-couches  $s$  sont disposées en diagonale
- Les sous-couches  $p, d, f$ , etc. suivantes sont ajoutées à la suite sur la même ligne
- La lecture se fait diagonale par diagonale



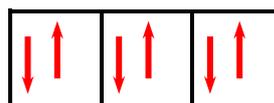
Une couche électronique ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons.

On représente les orbitales et les couches par des "cases atomiques". Chaque case représentant une orbitale avec 2 électrons et l'ensemble de cases accolées symbolisera la couche.

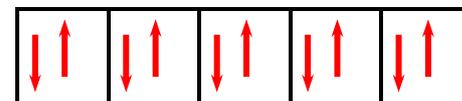
Les orbitales  $s$  peuvent accueillir au maximum 2 électrons



Les orbitales  $p$  peuvent accueillir au maximum 6 électrons



Les orbitales  $d$  peuvent accueillir au maximum 10 électrons



Les électrons devront occuper le maximum de cases possibles.

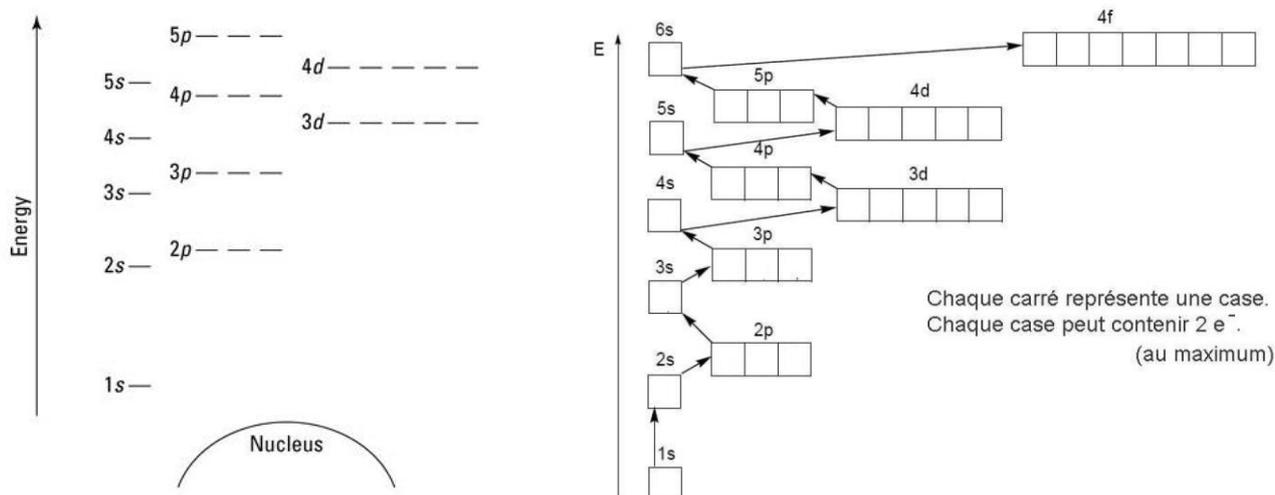
Lorsqu'une sous-couche est pleine ou saturée, les électrons restants occupent la sous-couche suivante puis, si nécessaire, celle d'après.

Les électrons qui appartiennent à une même couche sont situés à la même distance moyenne du noyau et sont liés de la même façon à ce noyau.

La couche la plus éloignée du noyau qui contient des électrons est appelée couche externe. Les électrons périphériques de cette couche externe sont appelés électrons de valence. Les autres couches sont les couches internes.

Chacune des couches et sous-couches représentent en fait un niveau d'énergie. Ces niveaux d'énergie augmentent en partant du centre vers l'extérieur de l'atome.

Ci-dessous, les graphiques représentant les différentes couches et sous-couches et le niveau d'énergie qui leur est associé.



Pour les 20 premiers éléments nous aurons les configurations électroniques ci-dessous.

Atome	Configuration
H (Z=1)	1s <sup>1</sup>
He (Z=2)	1s <sup>2</sup>
Li (Z=3)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
Be (Z=4)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
B (Z=5)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
C (Z=6)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
N (Z=7)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
O (Z=8)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
F (Z=9)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
Ne (Z=10)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>

Atome	Configuration
Na (Z=11)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>
Mg (Z=12)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>
Al (Z=13)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>
Si (Z=14)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>
P (Z=15)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>
S (Z=16)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>
Cl (Z=17)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
Ar (Z=18)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
K (Z=19)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>1</sup>
Ca (Z=20)	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>

## 2.2- Tableau de classification

En 1869, le russe Mendeleïev a le premier l'idée de classer les éléments chimiques par masse atomique croissante, et en s'appuyant sur le fait que certains éléments présentent des propriétés physiques et chimiques analogues.

Il remarque que ces propriétés reviennent de manière périodique. Cette classification reste imparfaite, mais lui permet des prévisions remarquables.

Les notions de numéro atomique  $Z$  et de structure électronique sont aujourd'hui les critères de classement retenus:

- Les éléments chimiques sont classés horizontalement par numéro atomique  $Z$  croissant.
- Les éléments ayant le même nombre d'électrons externes sont placés dans la même colonne.

Ce sont ces électrons externes qui confèrent aux éléments leurs propriétés chimiques, et c'est la raison pour laquelle les éléments d'une même colonne possèdent des propriétés chimiques similaires. Ces propriétés reviennent régulièrement, et confèrent le qualificatif "périodique" au tableau dont les lignes sont d'ailleurs appelées périodes.

ALCALINS  
1 électron sur la couche

ALCALINOS TERREUX  
2 électrons sur  
la couche externe

HALOGENES  
7 électrons sur  
la couche externe

GAZ NOBLES  
8 électrons sur  
la couche externe  
Couche externe saturée

$\begin{matrix} 1 \\ 1 \\ \text{H} \\ 1s^1 \\ 1,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$							$\begin{matrix} 4 \\ 2 \\ \text{He} \\ 1s^2 \\ 4,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$
$\begin{matrix} 7 \\ 3 \\ \text{Li} \\ 1s^2 2s^1 \\ 6,94\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 9 \\ 4 \\ \text{Be} \\ 1s^2 2s^2 \\ 9,01\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 11 \\ 5 \\ \text{B} \\ 1s^2 2s^2 2p^1 \\ 10,81\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 12 \\ 6 \\ \text{C} \\ 1s^2 2s^2 2p^2 \\ 12,01\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 14 \\ 7 \\ \text{N} \\ 1s^2 2s^2 2p^3 \\ 14,02\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 16 \\ 8 \\ \text{O} \\ 1s^2 2s^2 2p^4 \\ 16,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 19 \\ 9 \\ \text{F} \\ 1s^2 2s^2 2p^5 \\ 19,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 20 \\ 10 \\ \text{Ne} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 \\ 20,18\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$
$\begin{matrix} 23 \\ 11 \\ \text{Na} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \\ 23,00\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 24 \\ 12 \\ \text{Mg} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \\ 24,31\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 27 \\ 13 \\ \text{Al} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \\ 26,98\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 28 \\ 14 \\ \text{Si} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \\ 28,09\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 31 \\ 15 \\ \text{P} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \\ 30,97\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 32 \\ 16 \\ \text{S} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \\ 32,07\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 35 \\ 17 \\ \text{Cl} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \\ 35,45\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$	$\begin{matrix} 40 \\ 18 \\ \text{Ar} \\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \\ 39,95\text{g.mol}^{-1} \end{matrix}$

Les 118 éléments chimiques connus actuellement sont répartis par numéro atomique  $Z$  croissant, selon 7 périodes (ou lignes) et 18 colonnes dans le tableau périodique.

Il existe une correspondance entre la position d'un élément chimique dans le tableau périodique et la configuration électronique de l'atome correspondant dans son état fondamental:

- Chaque période (ligne) de nombre  $n$  correspond au remplissage progressif de la couche de même nombre.
- Les atomes des éléments d'une même colonne contiennent le même nombre d'électrons de valence.

Pour les 18 premiers éléments ( $Z \leq 18$ ), on délimite les blocs s et p en fonction de la nature s ou p des sous-couches en cours de remplissage

	Colonne		3-12						
	1	2	13	14	15	16	17	18	
1	H $1s^1$							He $1s^2$	
2	Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$	B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$	
3	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
	1	2	Nombre d'électrons de valence						8 (2 pour He)
	Bloc s		Bloc p						Famille des gaz nobles

On peut donc, grâce à la position d'un élément chimique dans le tableau périodique, déterminer le nombre d'électrons de valence de l'atome et inversement.

Les propriétés des éléments chimiques sont directement liées au nombre d'électrons de valence de leurs atomes.

Les éléments d'une même colonne possèdent des propriétés chimiques analogues et constituent alors une famille chimique.

La 18<sup>ème</sup> colonne contient les éléments chimiques de la famille des gaz nobles dont les atomes ont leur couche de valence saturée.

**Remarque:** Les gaz nobles sont des éléments gazeux qui sont peu présents dans l'atmosphère terrestre. Toutefois, l'hélium est l'élément le plus abondant dans l'univers, après l'hydrogène.

### 2.3- Stabilité d'un élément chimique

Les gaz nobles constituent la famille d'éléments chimiques située dans la 18<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique. Les atomes de ces éléments présentent une grande inertie chimique: ils ne forment pas d'ions et ne participent que rarement à des transformations chimiques. Ceci s'explique par la configuration électronique de leur couche de valence.

Les atomes des éléments de la famille des gaz nobles présentent une grande stabilité chimique due à leur couche de valence saturée, à 2 électrons pour l'hélium He et à 8 électrons pour le néon Ne et l'argon Ar.

Élément chimique	Z	Configuration électronique*
He	2	$1s^2$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Les atomes des autres éléments chimiques ont une configuration électronique non saturée: ils ne sont pas stables.

**Règle de stabilité:** Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble, c'est à dire une configuration électronique de valence en duet ou en octet.

Ces éléments se trouvent dans la nature dans des entités chimiques stables, ions ou molécules.

## 2.4- Formation d'ions

Un ion est un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. Il porte alors une charge électrique, due à l'excès de protons ou d'électrons qui en résulte:

- Un cation porte une charge positive (électrons perdus).
- Un anion porte une charge négative (électrons gagnés).

A la différence d'un atome, un ion n'a pas le même nombre d'électrons que de protons.

Le noyau d'un ion monoatomique est le même que celui de l'atome correspondant mais son cortège électronique diffère suite à la perte ou au gain d'un ou plusieurs électrons.

Un ion monoatomique est une entité chimique stable dont la couche de valence est saturée.

La position de l'élément dans le tableau périodique est liée au nombre d'électrons de valence de l'atome associé. On peut alors en déduire la formule de l'ion monoatomique stable formé.

Quelques exemples:

- Pour un ion fluorure  $F^-$  ( $Z=9$ ) soit 10 électrons, la formule électronique est  $1s^22s^22p^6$ . La couche externe est saturée.
- Pour un ion sodium  $Na^+$  ( $Z=11$ ) soit 10 électrons, la formule électronique est  $1s^22s^22p^6$ . La couche externe est saturée.

**Remarque:** On constate que les ions  $F^-$  et  $Na^+$  ont la même formule électronique  $1s^22s^22p^6$  que l'atome de néon  $Ne$ . On dit que les ions  $F^-$  et  $Na^+$  sont isoélectroniques du néon.

En solution, des ions peuvent être mis en évidence lors de tests chimiques grâce à la formation de précipités, qui sont des solides ioniques.

Un solide ionique est une espèce chimique stable électriquement neutre composée d'anions et de cations.

## 2.5- Exercices d'application

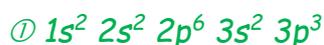
### Exercice 1

L'atome de phosphore P a pour numéro atomique  $Z = 15$ .

Choisir sa configuration électronique à l'état fondamental parmi celles ci-dessous, en expliquant pourquoi les trois autres ne conviennent pas.

- ①  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$       ②  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^1$   
③  $1s^6 2s^6 2p^3$       ④  $1s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

La bonne configuration électronique pour l'atome de phosphore ( $Z=15$ ) est la ① qui s'obtient en respectant les règles de remplissage. Le diagramme de Klechkowski avec  $Z=15$  permet d'obtenir la configuration:



Dans le cas de la configuration ② la sous-couche  $2p$  doit contenir au maximum 6 électrons.

Dans le cas de la configuration ③ la sous-couche  $2s$  doit contenir au maximum 2 électrons.

Dans le cas de la configuration ④ il manque la sous-couche  $2s$ .

### Exercice 2

Déterminer, en justifiant la réponse, le numéro atomique des atomes dont les configurations électroniques à l'état fondamental sont:

- ① Oxygène O:  $1s^2 2s^2 2p^4$     ② Sodium Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Un atome étant électriquement neutre, il doit posséder le même nombre de protons dans son noyau que d'électrons.

- L'oxygène O possédant 8 électrons, son numéro atomique sera  $Z=8$ .
- Le sodium Na possédant 11 électrons, son numéro atomique sera  $Z=11$ .

### Exercice 3

Les configurations électroniques à l'état fondamental de trois atomes sont données ci dessous:

- ① Oxygène O:  $1s^2 2s^2 2p^4$     ② Néon Ne:  $1s^2 2s^2 2p^6$     ③ Phosphore P:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Dénombrer les électrons de valence de chaque atome

Les électrons de valence sont ceux qui occupent la couche électronique de nombre  $n$  le plus élevé.

- Pour l'oxygène O on aura  $n=2$ . Il possède donc  $2+4=6$  électrons de valence.
- Pour le néon Ne on aura  $n=2$ . Il possède donc  $2+6=8$  électrons de valence.
- Pour le phosphore P on aura  $n=3$ . Il possède donc  $2+3=5$  électrons de valence.

**Exercice 4**

L'élément fluor se localise dans le tableau périodique à la 2<sup>ème</sup> période et la 17<sup>ème</sup> colonne. Parmi les configurations électroniques suivantes, préciser celle qui correspond à un atome de fluor:



Donner le bloc dans lequel se trouve l'élément fluor.

L'élément fluor appartient à la deuxième période donc le nombre  $n$  maximal des couches électroniques vaut  $n = 2$ . La proposition ② est donc impossible.

Il appartient à la 17<sup>ème</sup> colonne, il a donc 7 électrons de valence. La configuration électronique d'un atome de fluor est donc ②.

Puisque la configuration se termine en  $2p^5$ , le fluor appartient au bloc  $p$ .

**Exercice 5**

La configuration électronique de certains atomes est donnée ci-dessous :



- Identifier les éléments appartenant à une même famille.
- Identifier les éléments appartenant à une même période.
- La famille des halogènes correspond aux éléments de la 17<sup>ème</sup> colonne. Identifier les atomes appartenant à cette famille.

Les éléments appartenant à une même famille ont le même nombre d'électrons de valence:

1 électron de valence: ① ⑤ ⑦    2 électrons de valence: ② ⑥

7 électrons de valence: ③ ⑧    8 électrons de valence: ④

Les éléments appartenant à une même période ont des électrons qui occupent des couches de nombre  $n$  le plus élevé identique:

Période 1: ① ②    Période 2: ③ ④ ⑥ ⑦    Période 3: ⑤ ⑧

**Exercice 6**

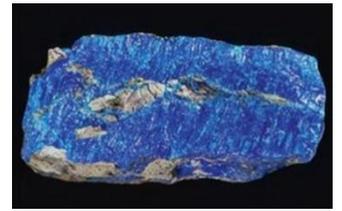
Identifier les atomes stables parmi ceux dont les configurations électroniques sont données ci-dessous. Justifier.



Les atomes stables sont ceux qui ont la configuration électronique externe identique à celle d'un gaz noble. Les atomes stables sont ceux qui ont pour symbole: He et Ne.

**Exercice 7**

La chalcantite est un minéral qui contient des ions sulfure  $S^{2-}$ .  
Déterminer, en justifiant, le numéro de la colonne à laquelle appartient l'élément soufre S.

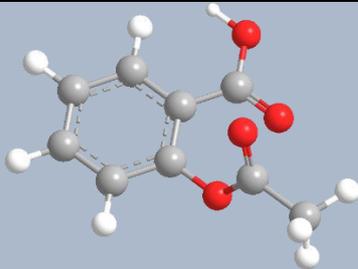
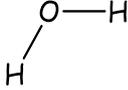
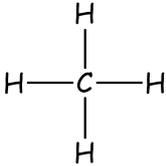
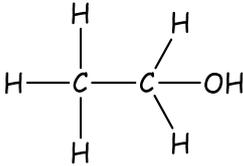
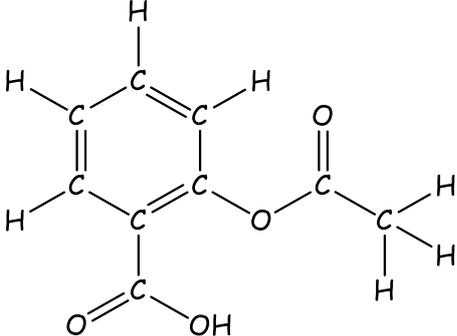


Un atome de soufre forme l'ion monoatomique stable  $S^{2-}$ .  
Il gagne donc deux électrons pour atteindre la configuration électronique externe d'un gaz noble.  
Son élément appartient donc à la colonne 16.

**3- Molécules****3.1- Formation des molécules**

Une molécule est constituée d'un assemblage d'au moins deux atomes liés entre eux par une liaison de valence. Elle est électriquement neutre. Chaque molécule est représentée par une formule brute qui traduit sa composition.

Pour écrire la formule brute d'une molécule, on écrit côte à côte les symboles des atomes qui la constituent, en précisant en indice, à droite du symbole le nombre d'atomes.

			
			
Eau $H_2O$	Méthane $CH_4$	Ethanol $C_2H_6O$	Aspirine $C_9H_8O_4$

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant.

Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. Cette liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes.

Dans une molécule, les atomes mettent en commun des électrons de leur couche externe afin d'acquérir une structure stable en duet ou en octet:

- L'atome d'hydrogène  ${}^1_1\text{H}$  de formule électronique  $1s^1$  doit acquérir un électron pour obtenir la structure stable en duet donc il pourra former 1 liaison covalente.
- L'atome d'oxygène  ${}^{16}_8\text{O}$  de formule électronique  $1s^22s^22p^4$  doit acquérir 2 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 2 liaisons covalentes.
- L'atome de carbone  ${}^{12}_6\text{C}$  de formule électronique  $1s^22s^22p^2$  doit acquérir 4 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 4 liaisons covalentes.

### 3.2- La représentation de Lewis des atomes

Dans la représentation de Lewis tous les électrons de la couche externe d'un atome forment soit des doublets liants soit des doublets non liants.

Les doublets liants correspondent aux liaisons établies avec d'autres atomes et sont représentés par un trait entre ces deux atomes (par un double trait pour les liaisons doubles et par un triple trait pour les liaisons triples).

Les électrons qui ne sont pas impliqués dans des liaisons forment entre eux des doublets non liants représentés sous forme de trait au-dessus du symbole de l'atome.

$\begin{array}{c} 1 \\ 1 \\ \text{H} \\ 1s^1 \\ \text{H} - \end{array}$							$\begin{array}{c} 4 \\ 2 \\ \text{He} \\ 1s^2 \\ \overline{\text{He}} \end{array}$
$\begin{array}{c} 7 \\ 3 \\ \text{Li} \\ 1s^22s^1 \\ \text{Li} - \end{array}$	$\begin{array}{c} 9 \\ 4 \\ \text{Be} \\ 1s^22s^2 \\ - \text{Be} - \end{array}$	$\begin{array}{c} 11 \\ 5 \\ \text{B} \\ 1s^22s^22p^1 \\   \\ - \text{B} - \end{array}$	$\begin{array}{c} 12 \\ 6 \\ \text{C} \\ 1s^22s^22p^2 \\   \\ - \text{C} - \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} 14 \\ 7 \\ \text{N} \\ 1s^22s^22p^3 \\   \\ - \text{N} - \\ \underline{\quad} \end{array}$	$\begin{array}{c} 16 \\ 8 \\ \text{O} \\ 1s^22s^22p^4 \\ \overline{\quad} \\ - \text{O} - \\ \underline{\quad} \end{array}$	$\begin{array}{c} 19 \\ 9 \\ \text{F} \\ 1s^22s^22p^5 \\   \overline{\quad} \\ - \text{F} - \\ \underline{\quad} \end{array}$	$\begin{array}{c} 20 \\ 10 \\ \text{Ne} \\ 1s^22s^22p^6 \\   \overline{\quad} \\ - \text{Ne}   \\ \underline{\quad} \end{array}$
$\begin{array}{c} 23 \\ 11 \\ \text{Na} \\ 1s^22s^22p^63s^1 \\ \text{Na} - \end{array}$	$\begin{array}{c} 24 \\ 12 \\ \text{Mg} \\ 1s^22s^22p^63s^2 \\ - \text{Mg} - \end{array}$	$\begin{array}{c} 27 \\ 13 \\ \text{Al} \\ 1s^22s^22p^63s^23p^1 \\   \\ - \text{Al} - \end{array}$	$\begin{array}{c} 28 \\ 14 \\ \text{Si} \\ 1s^22s^22p^63s^23p^2 \\   \\ - \text{Si} - \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} 31 \\ 15 \\ \text{P} \\ 1s^22s^22p^63s^23p^3 \\   \\ - \text{P} - \\ \underline{\quad} \end{array}$	$\begin{array}{c} 32 \\ 16 \\ \text{S} \\ 1s^22s^22p^63s^23p^4 \\ \overline{\quad} \\ - \text{S} - \\ \underline{\quad} \end{array}$	$\begin{array}{c} 35 \\ 17 \\ \text{Cl} \\ 1s^22s^22p^63s^23p^5 \\   \overline{\quad} \\ - \text{Cl} - \\ \underline{\quad} \end{array}$	$\begin{array}{c} 40 \\ 18 \\ \text{Ar} \\ 1s^22s^22p^63s^23p^6 \\   \overline{\quad} \\ - \text{Ar}   \\ \underline{\quad} \end{array}$

### 3.3- Représentation de Lewis des molécules

Un doublet liant est constitué de deux électrons mis en commun dans une liaison covalente.

Un doublet non liant est formé de deux électrons de la couche externe qui ne sont pas engagés dans une liaison covalente. Ils n'appartiennent qu'à un seul atome.

La représentation de Lewis des molécules indique l'organisation des électrons de valence de chaque atome et permet de représenter les doublets liants et non liants d'une molécule. Les doublets liants se représentent par un trait entre les symboles des atomes et les doublets non liants se représentent par un trait à côté du symbole de cet atome.

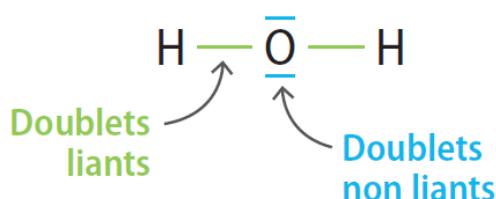
Au sein d'une molécule, les atomes ont alors une couche de valence saturée à 2 ou 8 électrons.

On distingue trois types de liaison.

Liaison	Simple	Double	Triple
Symbole	—	==	≡
Nombre d'électrons en commun	2	4	6

En exploitant le schéma de Lewis d'une molécule, il est possible de justifier sa stabilité.

Dans le schéma de Lewis d'une molécule, comme celui de l'eau, les doublets liants sont représentés par un trait plein entre les symboles des atomes et les doublets non liants par un trait autour du symbole des atomes.



Chaque atome d'hydrogène est entouré d'un doublet liant, soit 2 électrons de valence. Leur configuration électronique de valence est saturée comme celle de l'atome du gaz noble le plus proche, l'hélium.

L'atome d'oxygène est entouré de 2 doublets liants et 2 doublets non liants, soit 8 électrons de valence ( $2 \times 2 + 2 \times 2$ ). Sa configuration électronique de valence est saturée comme celle de l'atome de gaz noble le plus proche, le néon. La molécule d'eau est donc stable.

Quelques exemples de représentation de Lewis dans le tableau ci-après.

Nom de la molécule	Représentation de Lewis
Eau	
Dioxyde de carbone	
Méthane	
Ethane	
Ethanol	
Méthanal	
Ammoniaque	
1,1-Dichloroéthane	
1,2-Dichloroéthane	
Ion Carbonate	
Ion Ammonium	

### 3.4- Energie de liaison

Une molécule est plus stable que les atomes qui la forment pris séparément. Il faut fournir de l'énergie pour la dissocier.

L'énergie de liaison entre deux atomes est l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison. L'énergie est exprimée en joule (J).

Par exemple, l'énergie  $E_{CO_2}$  à fournir pour dissocier une molécule de dioxyde de carbone

$\langle \text{O}=\text{C}=\text{O} \rangle$  correspond à l'énergie nécessaire à la rupture de deux liaisons  $\text{C}=\text{O}$ :

$$E_{CO_2} = 2 \times E_{C=O}$$

Un système chimique consomme de l'énergie lorsque des liaisons se rompent, il en restitue lorsque des liaisons se forment.

Il faut fournir plus d'énergie pour rompre une liaison triple que pour rompre une liaison double ou simple entre deux atomes de carbone.

Liaisons entre éléments chimiques	Energie libérée lors de la formation ou de la rupture des liaisons	
	En Joule (J)	En KiloJoule par mole (kJ/mol)
$C - C$	$5,78 \cdot 10^{-19}$	348
$C = C$	$10,17 \cdot 10^{-19}$	612
$C \equiv C$	$13,87 \cdot 10^{-19}$	837
$C - H$	$6,81 \cdot 10^{-19}$	412
$C - O$	$5,91 \cdot 10^{-19}$	360
$C = O$	$13,21 \cdot 10^{-19}$	743
$O = O$	$8,21 \cdot 10^{-19}$	494
$O - H$	$7,64 \cdot 10^{-19}$	463

Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable.

Par exemple, une liaison  $C = C$  a une énergie de liaison plus grande qu'une liaison  $C - C$ , elle est donc plus stable.

Pour rompre toutes les liaisons de la molécule de dioxyde de carbone  $CO_2$ , il faut fournir l'énergie  $E_{CO_2}$ :

$$E_{CO_2} = 2 \times E_{C=O} = 2 \times 13,21 \cdot 10^{-19} = 2,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

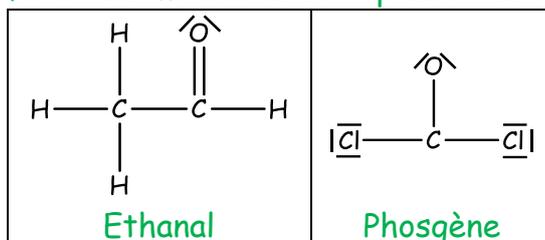
Pour rompre toutes les liaisons de la molécule de méthane  $\text{CH}_4$ , il faut fournir l'énergie  $E_{\text{CH}_4}$ :

$$E_{\text{CH}_4} = 4 \times E_{\text{C-H}} = 4 \times 6,81 \cdot 10^{-19} = 2,72 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

### 3.5- Exercices d'application

#### Exercice 1

Des schémas de Lewis de différentes molécules sont présentés ci-dessous.



Justifier le nombre de doublets non liants sur les atomes d'oxygène et de chlore.

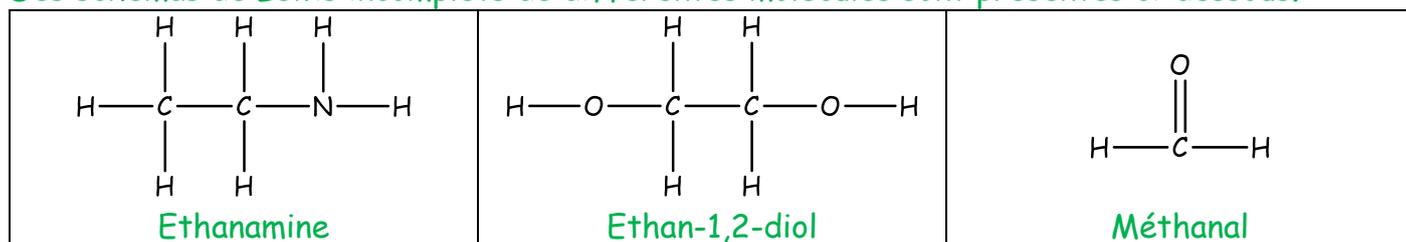
Dans la molécule d'éthanal, l'atome d'oxygène partage 4 électrons avec l'atome de carbone. Pour avoir la configuration électronique d'un atome de gaz noble, il lui faut 4 autres électrons soit deux doublets non liants.

Dans la molécule de phosgène, pour les mêmes raisons, l'atome d'oxygène possède deux doublets non liants.

Chaque atome de chlore partage deux électrons avec l'atome de carbone. Pour avoir la configuration électronique d'un atome de gaz noble, les deux atomes de chlore doivent avoir 6 électrons supplémentaires soit trois doublets non liants.

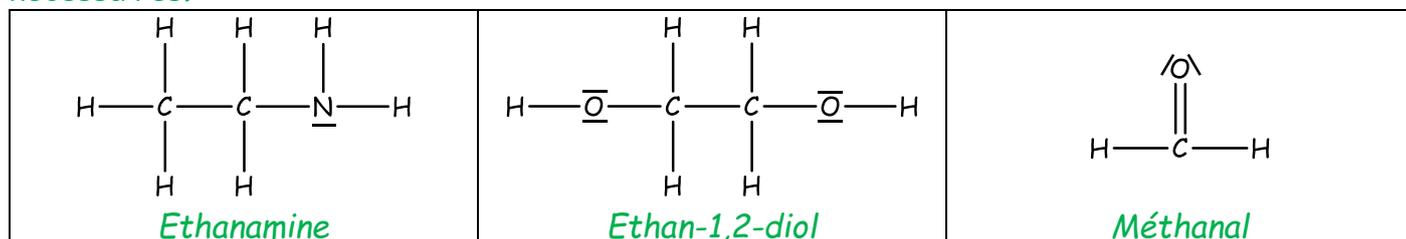
#### Exercice 2

Des schémas de Lewis incomplets de différentes molécules sont présentés ci-dessous.



Compléter ces schémas de Lewis incomplets en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s).

Chaque atome d'hydrogène doit être entouré de deux électrons et les autres atomes de huit électrons. Pour respecter la règle on ajoute à chaque atome autant de doublets non liants nécessaires.



**Exercice 3**

Définir l'énergie de liaison.

Déterminer, entre la liaison simple C-O et la liaison double C=O, celle qui est la plus difficile à rompre.

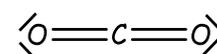
Données:  $E_{C-O} = 351 \text{ kJ/mol}$      $E_{C=O} = 730 \text{ kJ/mol}$

L'énergie de liaison est l'énergie nécessaire pour rompre une liaison covalente.

La liaison la plus difficile à rompre est celle qui a l'énergie de liaison la plus élevée, il s'agit donc de la liaison C=O.

**Exercice 4**

Calculer l'énergie nécessaire pour rompre toutes les liaisons de la molécule de dioxyde de carbone  $CO_2$  (représentation de Lewis ci-contre).



Données:  $E_{C-O} = 351 \text{ kJ/mol}$      $E_{C=O} = 730 \text{ kJ/mol}$

Il y a deux liaisons double à rompre, donc:

$$E = 2 \times E_{C=O} = 2 \times 730 = 1460 \text{ kJ/mol}$$

**Exercice 5**

L'acide cyanhydrique HCN est une substance toxique que l'on trouve dans certains noyaux (pêche, prune, etc.) ou dans les amandes amères. Deux schémas sont donnés ci-dessous.



- Pour les deux propositions, vérifier que tous les atomes respectent la règle de stabilité.
- L'élément azote se trouve à la 2<sup>ème</sup> période et 15<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique. Dénombrer les électrons de valence.
- Déterminer le nombre d'électrons qui appartiennent en propre à l'atome d'azote dans chacune des propositions.
- En déduire le schéma de Lewis correspondant à l'acide cyanhydrique HCN.

Pour la proposition 1:

- L'atome de carbone C possède deux doublets non liants (4 électrons) et partage 2 électrons avec l'atome d'hydrogène et 2 électrons avec l'atome d'azote. Il possède avec 8 électrons la même configuration électronique qu'un atome de néon Ne.
- L'atome d'hydrogène H partage 2 électrons avec l'atome de carbone. Il a la même configuration électronique qu'un atome d'hélium He.
- L'atome d'azote N possède trois doublets non liants (6 électrons) et partage 2 électrons avec l'atome de carbone. Il possède avec 8 électrons la même configuration électronique qu'un atome de néon Ne.

Pour la proposition 2:

- L'atome de carbone C partage 2 électrons avec l'atome d'hydrogène et 6 électrons avec l'atome d'azote. Il possède avec 8 électrons la même configuration électronique qu'un atome de néon Ne.
- L'atome d'hydrogène H partage 2 électrons avec l'atome de carbone. Il a la même configuration électronique qu'un atome d'hélium
- L'atome d'azote N possède un doublet non liant (2 électrons) et partage 6 électrons avec l'atome de carbone. Il possède avec 8 électrons la même configuration électronique qu'un atome de néon Ne.

Un atome d'azote a 5 électrons de valence.

Dans la proposition 1, l'atome d'azote possède 7 électrons en propre.

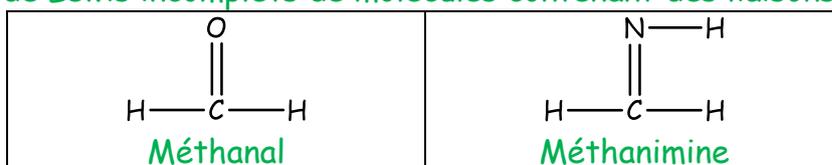
Dans la proposition 2, l'atome d'azote possède 5 électrons en propre.

Un atome d'azote neutre a 5 électrons de valence.

La proposition 2 est donc le schéma de Lewis de HCN.

### Exercice 6

Voici deux schémas de Lewis incomplets de molécules contenant des liaisons doubles.



- Recopier les schémas de Lewis incomplets, puis les compléter en ajoutant un (ou des) doublet(s) non liant(s), sachant que chaque atome vérifie la règle de stabilité.

L'énergie d'atomisation est l'énergie à fournir pour rompre toutes les liaisons d'une molécule et obtenir des atomes.

- Calculer les énergies de liaison des liaisons C=O et C=N.
- En déduire, parmi les doubles liaisons C=O et C=N, celle qui est la plus stable.

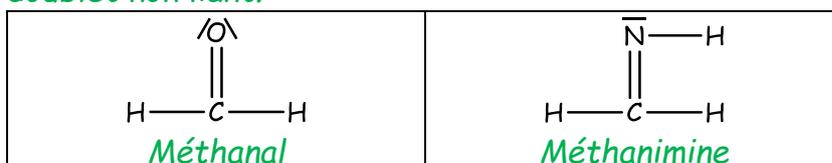
Données:  $E_{\text{C-H}} = 413 \text{ kJ/mol}$     $E_{\text{N-H}} = 391 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) = 1567 \text{ kJ/mol}$     $E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) = 1564 \text{ kJ/mol}$

Les atomes d'oxygène, de carbone et d'azote doivent être entourés de 8 électrons pour obtenir la configuration électronique de valence du néon.

L'hydrogène doit être entouré de deux électrons.

Il faut donc compléter l'atome d'oxygène par 2 doublets non liants et l'atome d'azote N doit être complété par 1 doublet non liant.



Pour les énergie d'atomisation nous avons:

$$E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) = E_{\text{C=O}} + 2 \times E_{\text{C-H}}$$

$$E_{\text{atomisation}}(\text{méthanimine}) = E_{\text{C=N}} + E_{\text{N-H}} + 2 \times E_{\text{C-H}}$$

On en déduit les énergies de liaison:

$$E_{C=O} = E_{\text{atomisation}}(\text{méthanal}) - 2 \times E_{C-H} = 1567 - 2 \times 413 = 741 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{C=N} = E_{\text{atomisation}}(\text{méthanamine}) - E_{N-H} - 2 \times E_{C-H} = 1564 - 391 - 2 \times 413 = 347 \text{ kJ/mol}$$

La double liaison la plus stable est celle qui possède l'énergie de liaison la plus grande, soit  $C=O$ .