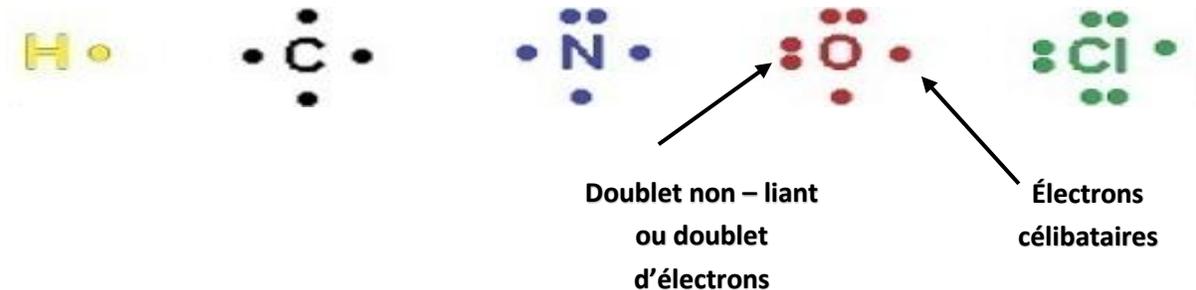


## Représentation de Lewis.

Elle consiste à écrire le symbole de l'élément entouré par des points. Chaque point représente un électron de valence.



**Remarque :** Ne pas confondre entre les électrons de valence, la valence et la couche de valence.

- **Les électrons de valence** sont les électrons de la dernière couche ou couche de valence.
- **La valence** c'est le nombre d'électrons mis en jeu lors de la formation des liaisons, c'est le nombre d'électrons célibataires.
- **La couche de valence** c'est la couche externe ou périphérique (ou dernière couche).

Pour l'atome Hélium (gaz rare), **la valence est égale à 0** comme les autres gaz rares.

## Stabilité chimique

- Tous les atomes appartenant au groupe **I** jusqu'au groupe **VII** ne sont pas stables. Ils ont tendance à devenir stable en suivant **la règle de l'octet** (avoir 8 électrons de valence sur la couche externe) comme ayant le numéro atomique  $Z$  plus grand ou égal à 4, sauf pour l'hydrogène et le lithium qui suivent **la règle de duet** (avoir 2 électrons de valence sur la couche externe) comme ayant le numéro atomique  $Z$  plus petit que 4.
- Les atomes deviennent stables soit en effectuant des liaisons covalentes ou ioniques, soit par la formation des ions.
- La liaison est la force qui maintient ensemble les atomes ou les ions.
- Les atomes du groupe **VIII (Hélium ; He :  $Z=2$ / Néon ; Ne :  $Z=10$ / Argon ; Ar :  $Z=18$ )** sont des gaz inertes ou gaz nobles. Ils sont stables et existent toujours à l'état monoatomique.

## Formation de l'ion:

Un ion est un atome ou un groupe d'atome combinés, qui possèdent une charge électrique.

### ➤ Formation de l'ion :

Pour créer cette entité chargée électriquement, il faut ajouter ou retirer un ou plusieurs électrons à un atome neutre.

**Cette perte ne modifie jamais le nombre de protons ni le nombre de neutrons présents dans le noyau, mais uniquement le nombre d'électrons.**

#### - Exemple 1 :

Un atome de magnésium ( $Z=12$ ) possède 12 électrons autour de son noyau.

Si cet atome perd 2 électrons, il devient un ion de charge  $2^+$ .

Charge électrique d'un ion = charge totale des protons + charge totale des électrons.

Charge des protons	12+
Charge des électrons	<u>10- (12-2)</u>
Charge de l'ion	2+

Ce processus peut être représenté de la façon suivante :

Atome de magnésium  $\rightleftharpoons$  Ion de magnésium + 2 électrons.

Un ion **positif** est appelé **cation**. Il est créé quand un atome neutre perd un ou plusieurs électrons.

L'équation d'ionisation s'écrit :  $\text{Mg} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$

#### - Exemple 2 :

Un atome de chlore ( $Z=17$ ) possède 17 électrons autour de son noyau.

Si cet atome gagne un électron, il devient un ion avec une charge de  $1^-$ .

Charge électrique d'un ion = charge totale des protons + charge totale des électrons.

Charge des protons	17+
Charge des électrons	<u>18- (17+1)</u>
Charge de l'ion	1-

Ce processus peut être représenté de la façon suivante :

Atome de chlore + 1 électron  $\rightleftharpoons$  Ion chlorure.

Un ion chargé **négativement** est appelé **anion**. Il est créé quand un atome neutre gagne un ou plusieurs électrons.

L'équation d'ionisation s'écrit :  $\text{Cl} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$

## La Liaison chimique

La liaison chimique est la force qui maintient ensemble les atomes ou les ions.

La plupart des atomes ne se trouvent jamais à l'état monoatomique ; ils se combinent ensemble pour acquérir une structure plus stable que celle s'ils restaient séparés.

Suivant la nature des atomes combinés, on distingue deux types de liaisons chimiques :

- La liaison covalente qui relie les atomes des non-métaux.
- La liaison ionique qui associe, en général, les atomes des métaux aux non-métaux.

## La liaison covalente :

Elle est assurée par la mise en commun par deux atomes d'une paire d'électrons (doublet électronique). On représente cette liaison par un trait (-) entre les deux atomes qui partagent ce doublet électronique.

Cette liaison est simple, double ou triple selon que les atomes ont un, deux ou trois paires d'électrons en commun.

### ➤ Liaison covalente simple

- **Soit la molécule du dihydrogène  $\text{H}_2$  avec  $Z_{\text{H}} = 1$ .**

**Expliquer la formation de la liaison dans cette molécule.**

Configuration électronique de l'hydrogène :

${}_1\text{H} : \text{K}^1$  et  ${}_1\text{H} : \text{K}^1$



Représentation de Lewis :

L'atome d'hydrogène est un non métal, possède 1 électron de valence sur sa couche externe. Il réalise son duet en mettant en commun 1 paire d'électron avec un autre atome d'hydrogène pour former une liaison covalente simple.



➤ Liaison covalente double

- Soit la molécule du dioxygène  $O_2$  avec  $Z_O = 8$ .

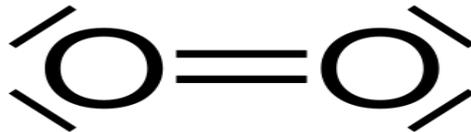
**Expliquer la formation de la liaison dans cette molécule.**

Configuration électronique du dioxygène :  ${}_8O : K^2 L^6$

Représentation de Lewis :



L'atome d'oxygène est un non métal, possède 6 électrons de valence sur sa couche externe. Il a besoin de 2 électrons pour réaliser son octet et devenir stable. Il met en commun 2 paires d'électrons avec un autre atome d'oxygène pour former une liaison covalente double.



➤ Liaison covalente triple

**Soit la molécule du diazote  $N_2$  avec  $Z_N = 7$ .**

**Expliquer la formation de la liaison dans cette molécule.**

Configuration électronique de l'azote :  ${}_7N : K^2 L^5$

Représentation de Lewis :

L'atome d'azote est un non métal, possède 5 électrons de valence sur sa couche externe. Il a besoin de 3 électrons pour réaliser son octet et devenir stable. Il met en commun 3 paires d'électrons avec un autre atome d'azote pour former une liaison covalente triple.

## Diazone



### ❖ Représentation de Lewis des molécules :

La représentation de Lewis des molécules repose sur les mêmes règles que celles des atomes.

- Les doublets liants ou électrons célibataires (assurant la liaison) est représenté par un tiret situé entre les symboles des deux atomes.
- Le doublet libre (non liant), est représenté, par un tiret situé autour du symbole de l'atome auquel il appartient.

Le tiret -, représentant le doublet non liant, peut être remplacé par deux points comme le montre la molécule suivante :



### La liaison ionique :

Une liaison ionique est assurée par l'attraction électrostatique entre des ions de charges électriques opposées. Ces ions sont des cations provenant d'atomes métalliques (donneurs d'électrons) et anions provenant d'atomes non-métallique (accepteurs d'électrons).

- **Soit la molécule du chlorure de sodium NaCl avec  $Z_{\text{Na}}= 11$  et  $Z_{\text{Cl}}= 17$**

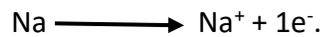
**Expliquer la formation de la liaison dans cette molécule.**

Configuration électronique du sodium :  ${}_{11}\text{Na} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^1$  (**Métal**).

Configuration électronique du chlore :  ${}_{17}\text{Cl} : \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^7$  (**Non-métal**).

L'atome sodium est un métal, possède 1 électron de valence sur sa couche externe. Il a tendance à perdre 1 électron pour réaliser son octet et devenir stable et former l'ion  $\text{Na}^+$ .

L'équation d'ionisation :



L'atome chlore est un non-métal, possède 7 électrons de valence sur sa couche externe. Il a tendance à gagner 1 électron pour réaliser son octet et devenir stable et former l'ion  $\text{Cl}^-$ .

L'équation d'ionisation :



**Les ions  $\text{Na}^+$  et les ions  $\text{Cl}^-$ , ainsi formés, ayant des charges électriques opposées, s'attirent mutuellement par attraction électrostatique et forment une liaison ionique de formule statique  $\text{NaCl}$  ( $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ ).**