

La Liaison Chimique

Une liaison chimique est une forme d'énergie qui retient les atomes entre eux pour former des molécules (l'assemblage de deux ou plusieurs atomes) ou des composés.

La formation d'une liaison exige de l'énergie alors que détruire une liaison libère une certaine quantité d'énergie. Il est avantageux de classer d'abord les liaisons chimiques en liaisons fortes et liaisons faibles.

1- Les liaisons fortes

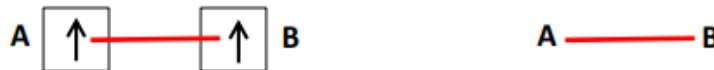
On distingue *trois types* limites de liaisons fortes :

1-1 La liaison covalente

Elle se forme entre des atomes d'électronégativités χ voisines. Cette liaison est réalisée par une paire d'électrons, chaque atome fournit un électron *de valence* (liaison simple, notée σ) ou plusieurs paires (liaisons multiples : une liaison σ et une ou deux liaisons π).

Il existe deux manières de former une liaison covalente :

- ✓ Chaque atome fournit un électron célibataire, la liaison est dite de covalence normale :

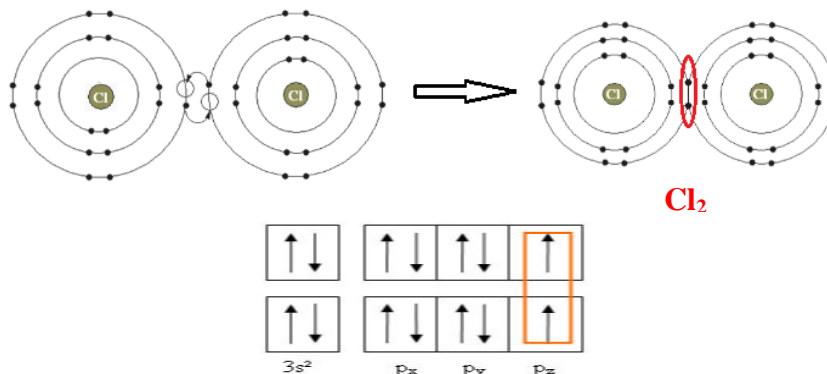
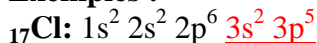


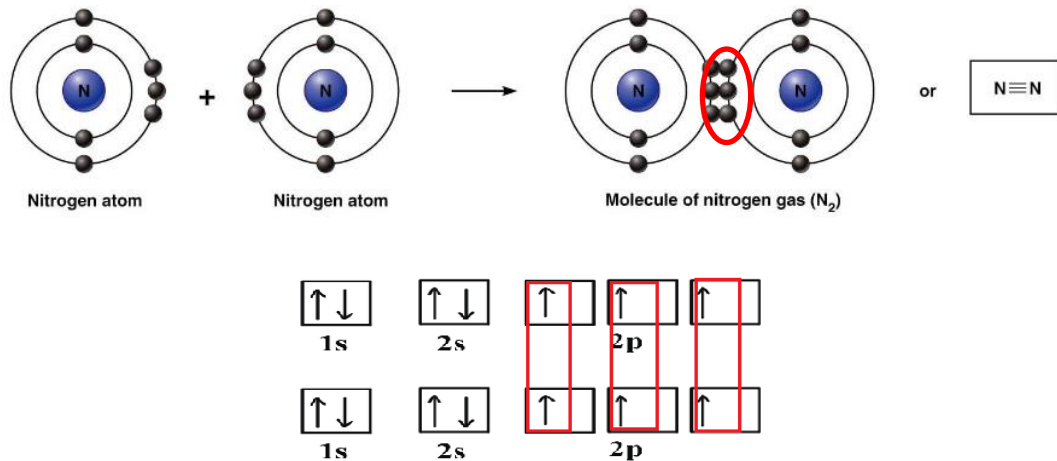
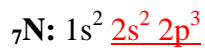
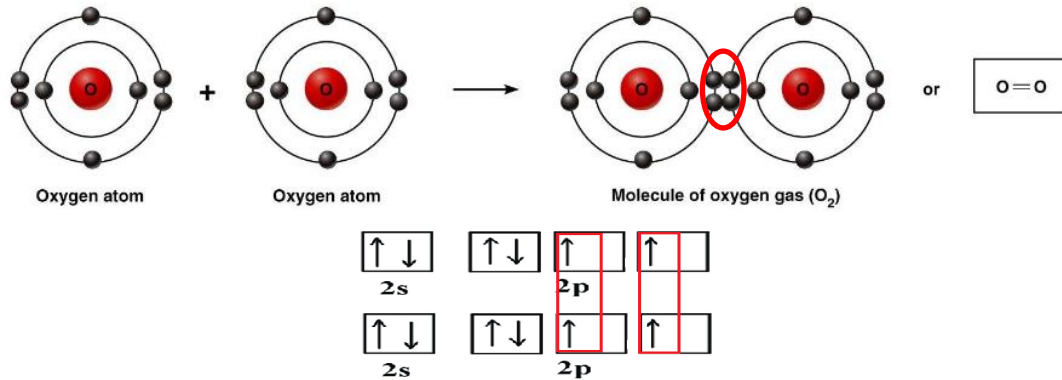
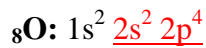
- ✓ Un atome fournit un doublet et l'autre le reçoit dans une case vide, la liaison est dite de covalence dative ou de coordination :



En réalité ces deux types de liaison sont totalement identiques et indiscernables.

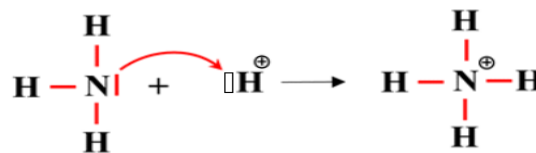
Exemples :





- **La liaison covalente coordonnée ou dative:**

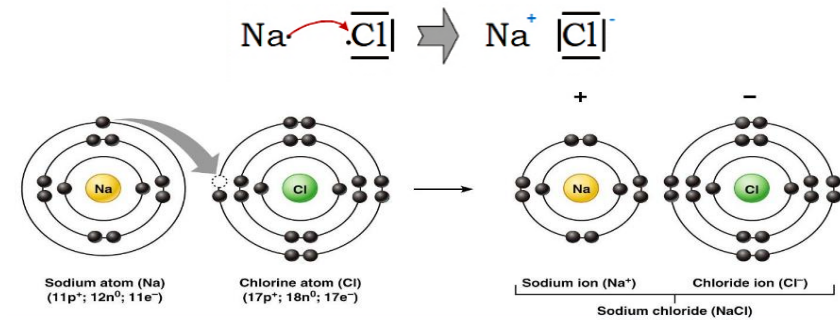
Au cours de la formation de la liaison, le partage de la paire d'électrons à lieu par un seul atome, on l'appelle une liaison *covalente coordonnée* ou *dative*. Un seul atome dans une molécule partage les deux électrons pour former une liaison (*donneur / accepteur*). Ce type de liaison est vu dans les exemples suivants.



1-2 La liaison ionique

Elle se forme entre des atomes d'électronégativités χ très différente; les atomes qui donnent facilement des ions positifs (énergie d'ionisation faible) et des ions négatifs (grande affinité électronique).

Exemple: Na^+ et Cl^-

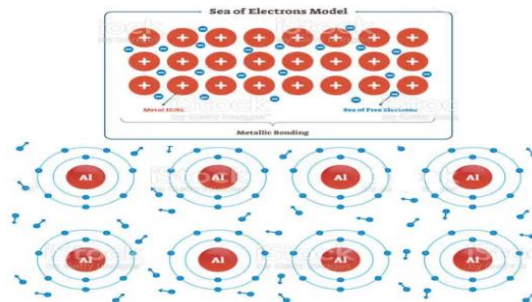


1-3 La liaison métallique :

La liaison métallique est permet la cohésion des atomes d'un métal. Dans le cas de la liaison métallique, un grand nombre d'atomes perdent leurs électrons de valence situés sur la dernière couche électronique

Une liaison métallique concerne un très grand nombre d'atomes (typiquement plusieurs millions ou alors plus). Ces atomes mettent en commun un ou plusieurs électrons, nommés «électrons libres» ; ces électrons sont à l'origine de la conductivité électrique des métaux, la conductivité de la chaleur, ... on peut voir les électrons libres comme des électrons délocalisés à toute la pièce métallique.

Exemple : $_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^1}$

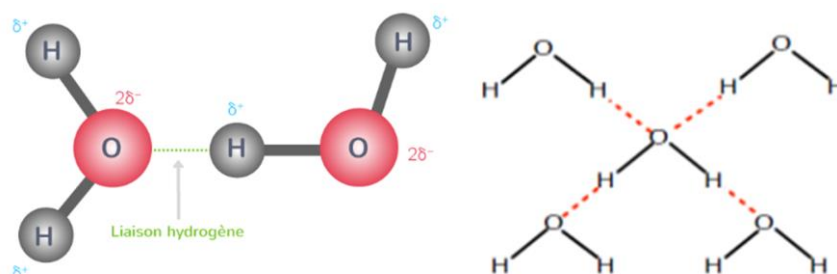


2- Les liaisons faibles

2-1 La liaison hydrogène

Elle se produit lorsqu'un atome électronégatif se trouve à proximité d'un atome hydrogène lié de façon covalente à un autre atome électronégatif

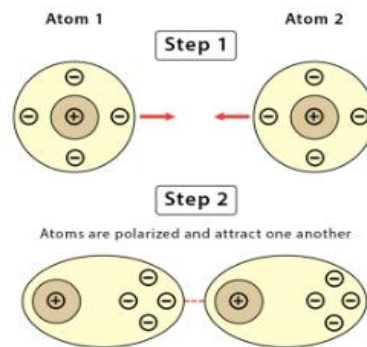
Exemple : La molécule H_2O



2-2 Les liaisons de van der Waals

En général, c'est une liaison très faibles (exemples : *He, Ne, Ar* liquides ou solides). Ce sont la cause de la condensation en liquide ou en solide de toutes les molécules ou atomes à basse température, lorsqu'il n'y a pas d'autres liaisons plus fortes à l'œuvre. Outre les « gaz » inertes, **H₂, O₂, N₂, F₂, Cl₂**, etc. se condensent grâce aux liaisons de van der Waals entre les molécules.

Les liaisons de van der Waals proviennent de l'attraction entre dipôles électriques permanents (pour les molécules polaires) ou induits dans les atomes ou molécules.



3- Règle du duet et de l'octet

Toute transformation chimique d'un élément tend à lui permettre d'acquérir la structure électronique stable en **duet** ou en **octet** du gaz rare dont il est le plus proche dans le tableau périodique.

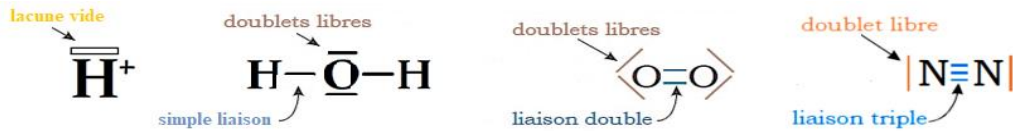
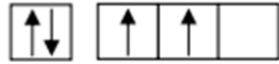
- une structure électronique est dite en **duet** lorsque la couche externe comporte deux électrons, c'est possible unique lorsque la couche K est pleine.
- une structure électronique est dite en **octet** lorsque la couche externe comporte huit électrons (**8 e⁻**) sous forme **ns²np⁶**, il est possible de l'obtenir soit avec une couche L pleine soit avec une couche M (exemple: **N₂, Cl₂, HCl**...ect).

4- Présentation de Lewis

La représentation de Lewis ne s'intéresse qu'aux électrons de la couche externe. Les doublets ou paires d'électrons se représentent sous la forme d'un trait et les électrons célibataire par un point.

Chaque lacune électronique correspond à un doublet d'électrons manquant sur sa couche externe, elle est symbolisée par un "rectangle vide".

Exemple : ${}_{14}\text{Si} : 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^2}$ Donc $\cdot \overline{\text{Si}} \cdot$



- ❖ Le nombre maximal de liaisons que peut former un atome est $x = 8 - N_v$
 N_v : nombre d'électrons de valence

Ceci est valable pour la deuxième et la troisième période du tableau.

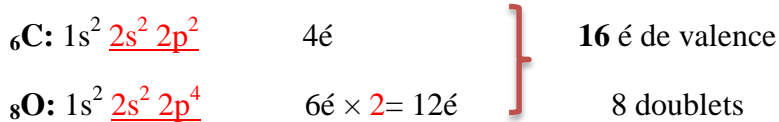
- Exception pour l'hydrogène : ($x = 2 - 1 = 1$ liaison maximum)
- Exceptions pour $n \geq 4$

🚦 Méthode générale d'écriture d'une formule de Lewis

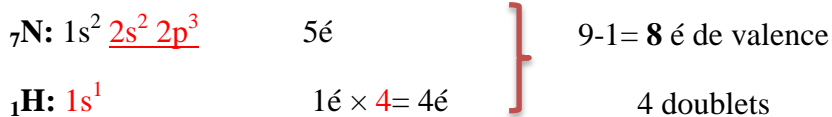
1. Calculer le nombre d'électrons de valence et de doublets à répartir

Exemple :

- CO_2



- NH_4^+



- HO^-



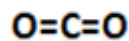
2. Trouver le squelette (enchaînement des atomes)

- L'atome le moins électronégatif au centre

- L'hydrogène forme seule liaison → vers l'extérieur

1H									2He
3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F			10Ne
11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl			18Ar

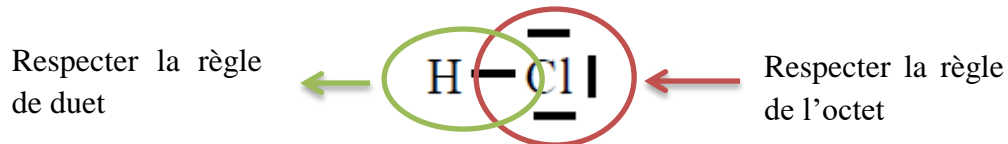
- **CO₂**
Le carbone moins électronégativité que l'oxygène → le C c'est l'atome central



3. Répartir les doublets et vérifier l'octet (Règle de stabilité)

- Placer 1 doublet entre chaque atome
- Répartir doubles restants sur atomes périphérique pour respecter la règle de l'octet (4doublets)

- **HCl**



✚ Notion de charges formelles

Pour compléter un diagramme de Lewis, on calcule les charges formelles (Cf) de chaque atome. La somme des charges formelles est toujours égale à la charge globale (q) de l'édifice. Une règle simple permet leur calcul à priori:

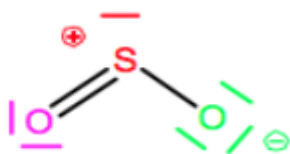
$$Cf = Nv - Nl - 2 \times dl$$

Nv = nombre d'électrons de la couche de valence de l'atome considéré dans son état fondamental isolé.

Nl = nombre de liaisons formées par l'atome considéré dans la molécule étudiée.

dl = nombre de doublets libres pour l'atome considéré dans la molécule étudiée.

Exemple



S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; 6 électrons de valence ;

$$|Cf| = 6 - 3 - 2 \times 1 = +1$$

O: $1s^2 2s^2 2p^4$; 6 électrons de valence ;

$$Cf = 6 - 1 - 2 \times 3 = -1$$

O: $1s^2 2s^2 2p^4$; 6 électrons de valence ;

$$Cf = 6 - 2 - 2 \times 2 = 0$$

Exercice

Donner la notation de Lewis des molécules et ions suivants : H_3O^+ ; OH^- ; H_2O ; BH_3 ; NCl_3 ; CH_4 .