1- **Introduction :**

Les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique la plus stable qui est celle du gaz rare le plus proche dans la classification périodique. Pour acquérir cette structure électronique, les atomes peuvent soit gagner ou perdre des électrons pour former des ions ou former des liaisons chimiques par la mise en commun d’une ou plusieurs paires d’électrons, qui sont appelées doublets de liaisons, on les représente par un tiret entre les deux atomes.

En 1916, deux classes de liaisons chimiques ont été décrites : la liaison ionique par Walther Kossel (Allemagne) et la liaison covalente par G. N. Lewis . Ils se sont basés sur l’idée qu’un noyau chargé positivement est entouré d’électrons ordonnés en couches ou niveaux d’énergie concentriques.

2-Les règles de remplissage électronique :

* **-Règle de stabilité :**à l’état fondamental, les électrons occupent les niveaux d’énergie les plus bas dans la limite des places disponibles.



* **Règle de Hund :** les électrons occupent un maximum d’orbitales définies par le nombre quantique azimutal l avant de les compléter par un deuxième électron de spin opposé.



* **Règle de Pauli :** Dans un atome, 2 électrons ne peuvent avoir les quatre nombres quantiques identiques. Si les trois nombres n, l et m sont identiques, ces deux électrons doivent alors différer par les nombres quantiques de spin lesquels seront opposés



* Règle de Klechkowski : Le remplissage des sous couches se fait dans l’ordre de (n + l) croissant.

Si, pour deux sous couches, cette somme est la même, celle qui a la plus petite valeur de n se remplit la première

**3- Règle de l’octet**:

Les gaz rares possèdent 8 e- sur la dernière couche (sauf He qui en possède 2) ce qui leur confère une stabilité particulière. Ils ont une réactivité chimique très faible. Tous les autres éléments ne possèdent pas 8 e- sur leur dernière couche, ceux ci auront donc tendance à former des molécules de manière à atteindre la configuration électronique de type gaz rares.



**- Exception à la règle de l'octet :**

Parfois, les électrons de valence sont tels que des structures avec des liaisons simples ne satisfont pas la règle de l’octet. Dans ce cas, nous avons besoin des liaisons doubles ou triples.



**a. Octet incomplet :** Il concerne quelques éléments de la deuxième période (**B**, **Be**, ...) par exemple, l'atome de bore est entouré de 6 électrons.

**b. Extension de l’octet :** Il concerne quelques éléments de la troisième période (**P**, **S**, ...). Par exemple, dans **PCl5** l'atome de phosphore est entouré de 10 électrons.

**4. Diagramme (ou formule) de Lewis :**

Les propriétés chimiques d’un atome dépendent de sa couche électronique externe (couche de valence). La formule de Lewis d’un atome représente cette couche, elle consiste à matérialiser les électrons de la couche de valence par des points disposés autour du symbole de l’élément et la case vide par un rectangle

. 

Lewis a proposé en 1919, un modèle auquel il définit la liaison chimique comme étant le résultat d’un partage d’électrons entre deux atomes. Le schéma de Lewis permet de représenter la liaison, en visualisant la répartition des électrons de valence des atomes au sein des molécules neutres et les ions. Les paires d’électrons partagées (doublets liants) et les doublets non liants sont désignés par des tirets (─) ou par des points (:).

Exemple : **Cl2**



**III. Types de liaisons ;**

Elles sont classées selon les électronégativités des atomes liés. La différence d’électronégativités entre les atomes de la liaison détermine sa nature.

**III-1-La liaison covalente :**

On distingue trios types de liaisons :

1***-Liaison simple*** :

La liaison covalente est la mise en commun d’un doublet électronique de deux atomes en contact et d’électronégativités (**χ)** semblables. Les deux électrons qui forment la liaison se trouvent à mi-distance de chaque noyau atomique.

**Δχ = χA = χB ≤ 1,** dans ce cas, les deux éléments appartiennent au bloc **p**.

**A. + B. ------> A -- :---B**

Si **χA = χB** , liaison covalente pure.

***2- Liaisons multiples :***

Liaison double ou triple, à la liaison **σ** viennent s’ajouter une ou deux liaisons **π,** plus faibles que les liaisons **σ**, mais encore dans la catégorie des liaisons fortes.

***3-Liaison dative :***

Si le doublet appartient initialement à un seul donneur, la liaison covalente est appelée liaison dative (ou coordination). Elle se forme entre une espèce chimique possédant une lacune électronique (ou case vide) et une espèce possédant un doublet électronique.

Exemples :

NH3+



**III-2. Liaison polaire :**

Les atomes ayant des électronégativités différentes, la liaison covalente entre deux atomes différents est polarisée. Les électrons de la liaison sont attirés par l’élément plus électronégatif, dans ce cas la liaison est dite polaire.

Exemple :



**III-3. Liaison ionique :**

Lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes est très importante, (**Δχ > 2,** dans ce cas, un des éléments appartient au bloc **s**), les électrons de la liaison se trouvent attirés par l’atome le plus électronégatif et la liaison est dite du type ionique.

Il y'a transfert de l'électron de l'élément le moins au plus électronégatif et formation de deux ions.

Exemple :

**Na+Cl-** (électronégativité : **Na** = **0,9** ; **Cl** = **3,0**).

**III-4- La liaison métallique ;**

C'est la mise en commun dans le métal de tous les électrons de valence. On obtient alors une bande de conduction. C'est la raison pour laquelle, un métal est capable de transporter de l'énergie électrique. mise en commun d’électrons non pas sur 2 atomes mais sur un nombre illimité :

Ce type de liaison est considéré comme une liaison forte. Cependant, elle n’est pas aussi forte que les liaisons covalente et ionique, du fait des forces répulsives qui s’exercent entre les électrons libre de charge négative.

Ainsi, les métaux seront en général plus malléables que les cristaux ioniques et covalents.  
Notons par ailleurs que la mobilité des électrons est à l’origine de bonnes propriétés de conduction électrique et thermique dans les métaux.

**III-5-Liaisons faibles :**

- ont des énergies de dissociation inférieure à 50 kJ.mol-1

- sont dues à des forces de cohésion qui s’exercent entre des atomes

Non capables de former des liaisons de valence ou entre des molécules où les possibilités de liaisons fortes sont déjà saturées.

**1-Liaison hydrogène :**

- se produit lorsqu’un atome électronégatif (avec un ou plusieurs doublets libres) se trouve à proximité d’un atome d’hydrogène lié de façon covalente à un autre atome électronégatif.

- dirigée dans l’espace.

- liaisons H intramoléculaires et intermoléculaires.



**2 -Liaisons de van der Waals :**

La  liaison de van der Waals est un [potentiel interatomique](https://fr.wikipedia.org/wiki/Potentiel_interatomique) dû à une interaction électrique de faible intensité entre deux [atomes](https://fr.wikipedia.org/wiki/Atome) ou [molécules](https://fr.wikipedia.org/wiki/Mol%C3%A9cule) ou entre une molécule et un [cristal](https://fr.wikipedia.org/wiki/Cristal). Elle représente la [moyenne statistique](https://fr.wikipedia.org/wiki/Physique_statistique) de toutes les configurations possibles pour l'interaction, pondérées par leur probabilité à l'[équilibre thermodynamique](https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89quilibre_thermodynamique)

***\*Types de liaisons de van der Waals:***

**1**-attraction entre les dipôles permanents dans les molécules polaires.

**2**-attraction entre les dipôles permanents (molécules polaires) et les dipôles induits dans des molécules non polaires (induits par les dipôles permanents des molécules polaires).

**3**-attraction entre molécules non polaires, due à la polarisabilité des molécules ou des atomes: interaction la plus fondamentale des 3 puisqu’elle existe toujours.

*(même si les molécules ou les atomes ne sont pas polaires, les dipôles induits existent toujours à cause de la polarisabilité des atomes ou des molécules, càd la capacité de déformation du nuage électronique d’un atome ou d’une molécule sous l’influence électrique d’un autre atome ou molécule. Si les atomes ou molécules sont suffisamment proches, ils vont influencer mutuellement leur distribution de charge, les déformer et créer de petits dipôles qui vont s’attirer faibleme*

**III. Polarité de la liaison et moment dipolaire**

- Molécule diatomique homonucléaire **A2** : les électrons mis en commun sont symétriquement répartis dans la liaison : la molécule est dite apolaire ou n'admet pas de moment dipolaire.

- Molécule diatomique hétéronucléaire **AB** (**B** plus électronégatif que **A**) : les électrons mise en commun sont plus proches de **B** que de **A** : on dit que la molécule est polaire ou qu'elle possède un moment dipolaire (noté **μAB**)**.**

Exemple





**d** : distance séparant les noyaux (internucléaire) = la longueur de la liaison.

L'unité du moment dipolaire dans le système international (SI) est le Coulomb. Mètre (en abrégé **C.m**), est mal adapté, pour cela on utilise plus **le Debye** (en abrégé **D**), définit par

**1D = 3,34.10 -30 C.m**

- Molécules polyatomiques : Le moment dipolaire permanent d’une molécule polyatomique est la somme vectorielle des différents moments dipolaires de toutes les liaisons.



Exemple : **H2O**



**μ1 = μ2 = μO-H**

En cas de centre de symétrie : **Σ μ = 0**

Exemple: **CO2 O=C=O** ; **μ = 0**

. **III.1. Caractère ionique partiel (CI)**

**L**e pourcentage de caractère ionique partiel **(*%* CI)** mesure le taux d’ionicité dans une liaison d’une liaison chimique**,** il est calculé selon la relation suivante :



Où : **μréelle** est celui mesuré et **μthéorique** celui calculé théoriquement (**μthéorique** *=* **q x d**