

II.1. Constitution de l'atome :

Un atome est une **particule électriquement neutre** comprenant deux parties :

- Un noyau :protons(+),neutrons(0)
- Électrons (-)

*Dans l'atome le nombre de protons est égal aux nombre d'électrons (**La charge électrique de l'atome est neutre**)

*Les protons et les neutrons sont **les nucléons**: ils ont pratiquement la masse de l'atome

* La masse du proton = $2000 \times$ la masse de l'électron

* La charge de l'électron (charge élémentaire) = $1,6 \cdot 10^{-19}$ C

*Une mole = Nombre d'Avogadro d'atomes = $6,023 \cdot 10^{23}$

Les propriétés chimiques d'un élément proviennent essentiellement de ses électrons, et en particulier de ceux de la couche externe, appelés **électrons de valence**; ces propriétés sont donc liées au groupe (colonne du tableau de classification périodique) auquel il appartient.

II.2. La liaison chimique :

La liaison chimique est l'un des principes fondamentaux de la chimie qui explique les différents concepts de créations des molécules dans les réactions chimiques . Sans cette approche, il ne serait pas possible d'expliquer pourquoi les atomes sont attirés les uns vers les autres ni comment les produits se forment après la réaction chimique.

Dans les matériaux, les liaisons entre atomes assurent la cohésion de ces derniers et en particulier leurs déformabilités, conductivité (thermique, électrique...), propriétés magnétiques...etc . Dans le Tableau 1 on décrit quelque propriétés physiques qui caractérisent les différents types de liaisons chimiques.

a) Liaison covalente

Les liaisons covalentes sont caractérisées par la mise en commun des électrons entre deux ou plusieurs atomes. Ces liaisons se produisent principalement entre des non-métaux ou entre

deux éléments identiques (ou similaires). Deux atomes dotés d'une électronégativité similaire ou faible n'échangeront pas les électrons de leur couche externe mais ils les partagent en formant des liaisons entre eux de sorte que leur couche d'électrons de valence soit remplie.

Dans certains cas (carbone, Silicium) on assiste à plusieurs types d'hybridation due à la promotion des électrons à des niveaux d'énergie supérieurs comme dans le cas de la chaîne carbonée des matériaux organiques (polymères, élastomères).

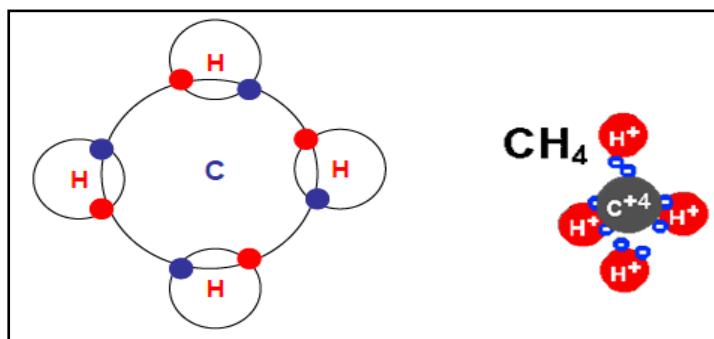
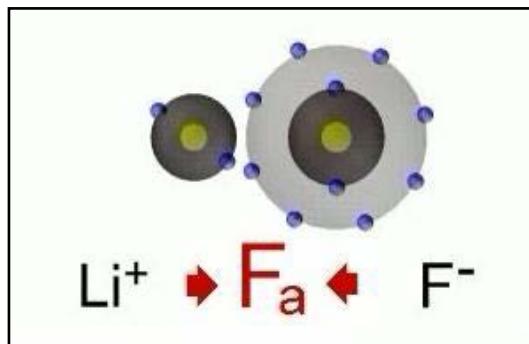


Fig II-1 : Exemple de Liaison covalente (CH_4)

b) Liaison ionique

La liaison ionique se produit lorsqu'il existe une grande différence d'électronégativité entre deux atomes. Cette grande différence entraîne le transfert d'un électron de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif, ce qui donne deux ions. Ces ions chargés de manière opposée ressentent une attraction les uns envers les autres et cette attraction constitue une liaison ionique. La densité électronique s'annule entre les deux ions qui sont donc nettement séparés. La liaison ionique est forte et non dirigée. Certains exemples de composés à liaison ionique incluent NaCl , KI , MgCl_2 . Parmi les solides ioniques on trouve les halogénures d'alcalins mais aussi, entre autres, des oxydes comme l'alumine Al_2O_3 , la magnésie MgO et la zircone ZrO_2 .



FigII-2 : Exemple de Liaison ionique (LiF)

c) Liaison métallique

Dans les années 1900, Paul Drude a proposé la théorie de la liaison métallique en modélisant les métaux sous la forme d'un mélange de noyaux atomiques (noyaux positifs = noyau positif + couche interne d'électrons) et d'électrons de valence entre autre. Les métaux sont donc un assemblage d'ions positifs dans un « gaz d'électrons » qui assure leurs conductivités électrique et thermique élevées, la mise en commun d'un ou de plusieurs électrons dans un nuage « délocalisé », forme la liaison métallique, ainsi que l'éclat métallique (interactions entre électrons et photons) et les propriétés mécaniques (plasticité). La liaison métallique « pure » ne se rencontre que pour les métaux normaux (alcalins, alcalino-terreux, Al...) où elle est assez faible. Pour les métaux de transition, les ions sont beaucoup plus rapprochés et l'interaction entre les sous-couches incomplètes crée une composante covalente, qui renforce la liaison parfois de manière considérable.

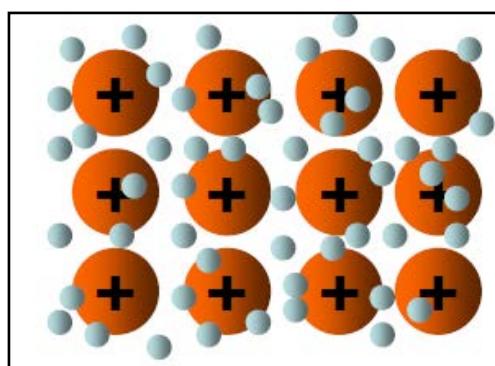


Fig II-3 : Exemple de liaison métallique

d) Liaison hydrogène

Elle vient d'une résonance entre deux positions d'un proton entre deux anions voisins fortement électronégatifs (O^{2-} , F^-), elle a donc un caractère ionique marqué. On la retrouve dans l'eau, la glace, les sels hydratés, les polymères organiques (acides...) et inorganiques (notamment les liants hydrauliques tels que les ciments).

e) Liaison de Van der Waals

C'est une liaison faible, qui est due à l'attraction électrostatique entre doublets électrons-noyau des molécules. On la trouve dans les polymères organiques, la cristallisation des gaz rares à très basse température, entre les feuillets silicatés des argiles et entre les feuillets de graphite.

***Conséquence des différentes liaisons:** Ce tableau regroupe les différentes propriétés de chaque liaison

Type de liaison	covalente	ionique	métallique	hydrogène	Van der Waals
enthalpie d'atomisation- (kJ/mol)	Si : 450 C (diamant) : 717	LiF : 849 NaCl : 640 MgO : 1000 CaF ₂ : 1548	Na : 108 Al : 330 Fe : 414 W : 849	(sublimation à T_g) H ₂ O : 51 NH ₃ : 35	(sublimation à T_g) : Ar 7,5 O ₂ 7,5 CO ₂ 25 CH ₄ : 18
liaison dirigée ?	oui	non	non	non	non
conductivité électrique	faible si matériaux purs, augmente si dopage	basse à basse T (électronique) élevée à haute T (ionique)	élevée		basse (isolants)
densité, compacité	faible		élevée		compacité élevée
propriétés mécaniques	dureté, fragilité	dureté fragilité	déformabilité plasticité	faible résistance	faible résistance, forte compressibilité
T_f	élevée	élevée	faible à élevée	faible	très faible

T : température ; T_f : température de fusion du matériau

Tableau 1 :Les différentes propriétés physico-chimiques de chaque liaison

II.3. Caractéristiques des états :

La matière existe généralement dans l'un des trois états suivants: solide, liquide ou gazeux. L'état d'une substance donnée est également une propriété physique. Certaines substances existent sous forme de gaz à la température ambiante (oxygène et dioxyde de carbone), tandis que d'autres, telles que l'eau et le mercure métallique, existent sous forme liquide. La plupart des métaux existent sous forme de solides à la température ambiante. Toutes les substances peuvent exister dans l'un de ces trois états. La figure II-4 montre les différences entre les solides, les liquides et les gaz au niveau moléculaire. Un solide a un volume et une forme définis, un liquide a un volume défini mais pas de forme définie, et un gaz n'a ni volume ni forme définie.

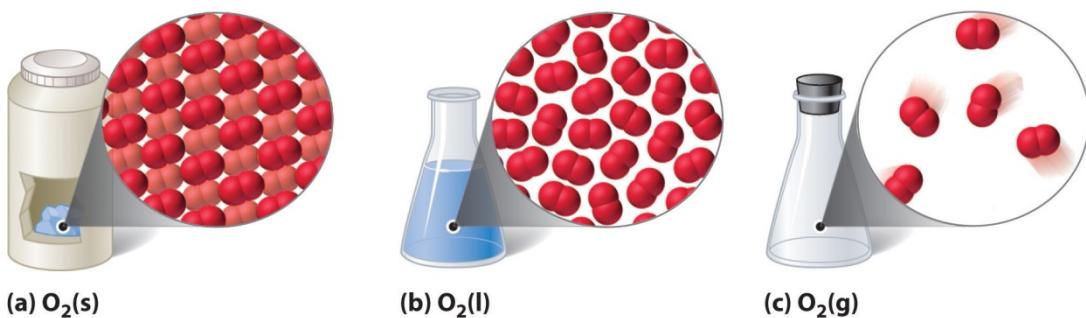


Fig II-4: Une représentation des états solide, liquide et gaz.

a) Les gaz

Si les particules d'une substance ont assez d'énergie pour surmonter complètement les interactions intermoléculaires, elles peuvent alors se séparer les unes des autres et se déplacer de manière aléatoire dans l'espace. Ceci décrit l'état gazeux. Comme les liquides, les gaz n'ont pas de forme définie, mais contrairement aux solides et aux liquides, les gaz n'ont pas non plus de volume défini. Le passage de l'état solide à l'état liquide ne modifie généralement pas le volume d'une substance. Cependant, le passage d'un liquide à un gaz augmente considérablement le volume d'une substance, d'un facteur égal ou supérieur à 1 000. Les gaz présentent les caractéristiques suivantes:

- Aucune forme définie (prend la forme de son conteneur)
- Pas de volume défini
- Les particules se déplacent de manière aléatoire avec peu ou pas d'attraction

- Très compressibles

b) Liquides

Si les particules d'une substance ont assez d'énergie pour surmonter partiellement les interactions intermoléculaires, elles peuvent alors se déplacer les unes avec les autres tout en restant en contact. Ceci décrit l'état liquide. Dans un liquide, les particules sont toujours en contact étroit, de sorte que les liquides ont un volume défini. Cependant, comme les particules peuvent se déplacer assez librement, un liquide n'a pas de forme définie et prend une forme dictée par son récipient.

Les liquides présentent les caractéristiques suivantes:

- Aucune forme définie (prend la forme de son conteneur)
- A volume défini
- Les particules peuvent se déplacer les unes sur les autres, mais sont toujours attirées les unes par les autres

Un liquide familier est le mercure métallique. Le mercure est une anomalie. C'est le seul métal que nous connaissons qui soit liquide à la température ambiante. Le mercure a également la capacité de coller à lui-même grâce à la tension superficielle relativement élevée cette propriété qui définit tous les liquides. Si nous devions refroidir le mercure liquide jusqu'à son point de congélation -39 °C et dans les bonnes conditions de pression, nous remarquerions que toutes les particules liquides passeraient à l'état solide. Le mercure peut se solidifier lorsque sa température est amenée à son point de congélation. Cependant, une fois revenu à la température ambiante, le mercure reprend sa forme liquide la plus courante.

c) Solides

À l'état solide, les particules individuelles d'une substance sont dans des positions fixes les unes par rapport aux autres car il n'y a pas assez d'énergie thermique pour surmonter les interactions intermoléculaires entre les particules. En conséquence, les solides ont une forme et un volume définis. La plupart des solides sont durs, mais certains (comme les cires) sont relativement mous. De nombreux solides composés d'ions peuvent également être assez fragiles.

Les solides sont définis par les caractéristiques suivantes:

- Forme définitive (rigide)
- Volume défini
- Les particules vibrent autour d'axes fixes

Les particules solides sont généralement disposées dans un réseau tridimensionnel régulier alternant des ions positifs et négatifs, appelé cristal. L'effet de cet arrangement régulier de particules est parfois visible de manière macroscopique.

Certains solides, en particulier les composés de grosses molécules, ne peuvent pas facilement organiser leurs particules en cristaux aussi réguliers et existent sous forme de solides amorphes (littéralement, «sans forme»). Le verre est un exemple de solide amorphe.