

ATOME, MOLÉCULE ET LIAISON CHIMIQUE

1. Introduction

Tous les matériaux qui nous entourent sont formés d'atomes et de molécules.

L'arrangement et la relation qui existent entre ceux-ci expliquent certaines de leurs propriétés.

Pendant longtemps les physiciens, en se fondant sur l'apparence immédiate des corps qui nous entourent, ont distingué les états solide, liquide et gazeux.

La classification actuelle repose sur la **structure atomique des matériaux**.

2. L'Atome

L'atome est composé d'un nuage électronique de 100 pm (c'est à dire 10^{-10} m) ainsi que d'un noyau de 10^{-3} pm (soit 10^{-15} m) qui correspond à la masse de l'atome.

1/ Le noyau

Le noyau renferme deux types de particules massives (ou **baryons**) :

- Le **proton** qui a une charge de **$+1,60.10^{-19}$ C** (coulombs) ce qui correspond à la charge élémentaire pour une masse de $1,673.10^{-27}$ kg .
- Le **neutron** qui a quant à lui une charge nulle pour une masse de $1,675.10^{-27}$ kg

On remarque donc que protons et neutrons ont une masse proche mais une charge totalement différente.

Le noyau a donc une charge positive.

Le neutron et le proton constituent l'ensemble des nucléons qui sont maintenus ensemble par l'interaction forte.

2/ Le nuage électronique

Il correspond à l'ensemble des électrons.

Un électron a une charge de $-1,60.10^{-19}$ C et a une masse de $0,911.10^{-30}$ kg. Il est donc

1800 fois moins lourd que le proton.

Sa charge est négative et juste opposée à celle du proton.

Un atome comporte autant d'électrons que de protons (sa charge globale est donc nulle).

L'univers renferme exactement le même nombre de protons que d'électrons.

Les électrons occupent tout l'espace de la matière. Le noyau contient l'essentiel de la masse de l'atome.

3/ Représentations

Le nombre de protons du noyau est le **numéro atomique** : **Z**

Le nombre de neutrons : **N**

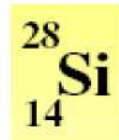
Le **nombre de masse** : **A**. Le nombre de masse correspond à la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons d'où $A = Z + N$.

On prend comme approximation qu'1 uma (unité de masse atomique) correspond à la masse du proton et à celle du neutron (*ATTENTION il s'agit d'une approximation*).

Représentation symbolique d'un atome



Exemple : le Silicium



Dans cet exemple : le nombre de masse $A = 28$, le numéro atomique $Z = 14$. Par le calcul $N = A - Z$ on en déduit donc que $N = 28 - 14 = 14$.

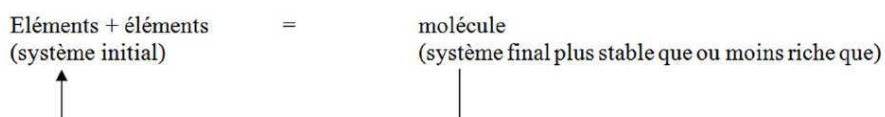
Le noyau de Silicium contient 14 protons et 14 neutrons. Le nuage électronique comporte lui 14 électrons.

3. Les liaisons atomiques

Lorsque deux atomes se lient, ils peuvent former une molécule.

En fonction du degré d'interaction entre les atomes, un des trois états peut se former : gaz, liquide ou solide. Dans l'état gazeux, il y a peu ou pas de résistance au mouvement des atomes ou molécules, dans l'état liquide, la résistance est beaucoup plus importante mais les molécules peuvent se déplacer avec aisance. Par contre, dans l'état solide, le mouvement des atomes et des molécules est restreint à des vibrations localisées.

3.1. La molécule



- La MOLECULE représente, à l'échelle microscopique, la plus petite partie d'un corps susceptible d'exister à l'état libre dans la nature tout en détenant l'ensemble des propriétés caractéristiques **de la substance (cf. glossaire)** originelle. Sauf rares exceptions, la molécule est un assemblage d'au moins deux éléments identiques ou non.
- Il y a des corps simples = molécules constituées d'éléments identiques (ex. H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , ...)
- Et des corps composés = molécules formées d'éléments de nature différentes (H_2S , H_2O , CH_3COOH , ...).

3.2. Liaison chimique

- Toutes les LIAISONS ont une origine commune : l'attraction électrostatique entre les charges positives du noyau atomique et les charges négatives des électrons.
- Il y a des attractions et des répulsions entre les charges électriques des électrons et des noyaux. L'équilibre entre cette force de répulsion et la force d'attraction électrostatique conduit à l'existence d'une distance d'équilibre entre deux atomes, caractéristique de la liaison considérée.
- Des charges électriques de même signe se repoussent et des charges électriques de signe différent s'attirent.

Ex : Na^+ et Cl^- forme un cristal de chlorure de sodium.

➔ S'il n'y avait pas de force (ou des forces extrêmement faibles) entre les atomes, il n'y aurait pas de molécule. C'est ce qui se passe avec les gaz rares (Ar, Kr, Xe, Ne), ils ne se combinent à rien.

3.3.Type de liaisons

On distingue deux types de liaisons :

- **Les liaisons primaires chimiques (fortes)** : elles donnent naissance à une nouvelle entité chimique. Cette liaison est très forte (énergie de liaison).

Ex : H (gaz) et O (gaz) donnent de l'eau H_2O (liquide).

⇒ seulement les couches d'électrons externes de l'atome sont impliquées. (ionique, covalente, métallique)

- **Les liaisons secondaires physiques (faibles)** : ce sont des forces mais qui se développent entre molécules. Le résultat est un « état physique » (et non une nouvelle entité chimique), conduisant à une variation des propriétés physiques. Ces forces sont plus faibles que les liaisons primaires (Vander Waals, et hydrogène).

*Ex : (1) (M) molécules d'eau à $-10^{\circ}C$ se rassemblent pour former de la glace (2).
L'eau (H_2O) devrait être un gaz à la T° ambiante (comme H_2S)*

Or ce n'est pas le cas.

Pourquoi ?

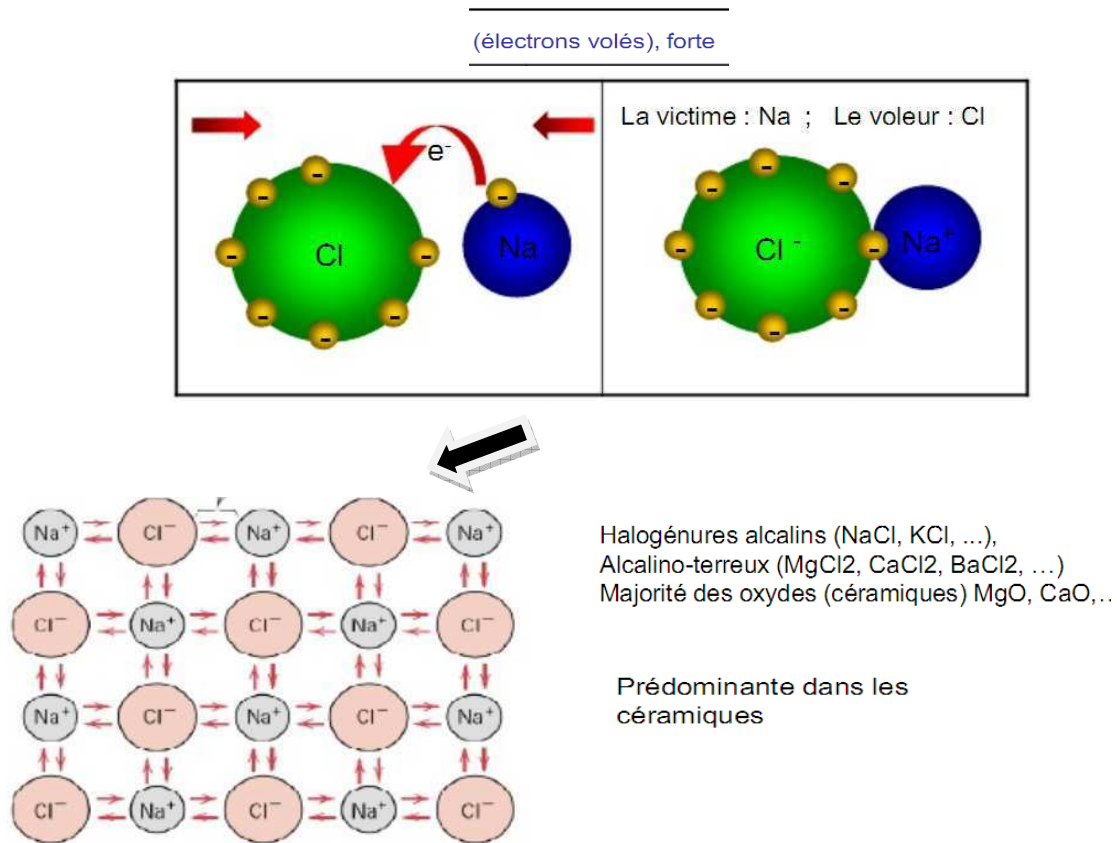
→ *parce qu'il se développent des forces entre les molécules d'eau qui n'existent pas entre les molécules H_2S (liaison hydrogène).*

3.4. Liaison chimiques

3.4.1. Liaison ioniques (*électron volé*)

Il s'agit d'une attraction entre deux d'électronégativité très différentes.

Exemple :

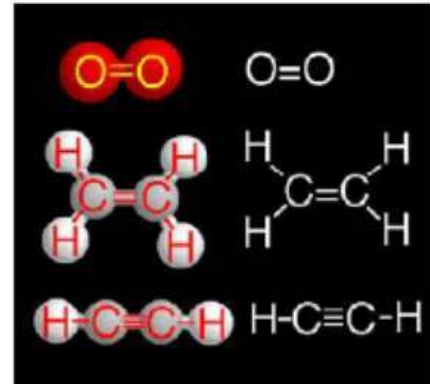
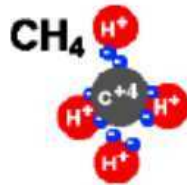
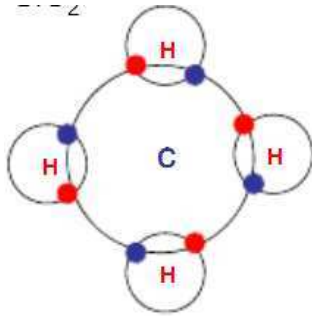


3.4.2. Liaison Covalente, forte

La liaison covalente est basée sur un échange bilatéral d'un électron célibataire entre les deux atomes concernés, ayant la même électronégativité, chacun d'eux étant à la fois donneur et à la fois accepteur d'électron.

⇒ c'est une liaison chimique dans laquelle chacun des atomes liés met en commun un électron de ces couches externes à fin de former un doublet d'électrons. La liaison covalente implique généralement le partage équitable d'une seule paire d'électrons appelée : doublet liant.

- Ex. molécules d'éléments non métallique : O_2 , N_2 , CH_4 , diamant
- Molécules avec atomes dissimilaires: CH_4 , H_2O , HNO_3 ,



3.4.4. Liaison métallique, forte

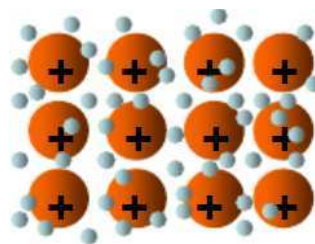
Les métaux sont caractérisés par une faible énergie d'ionisation et une faible électroaffinité.

La liaison métallique concerne les métaux possédant un faible nombre d'électrons sur la couche externe. Ces électrons de valence, sont donc très faiblement liés au noyau et peuvent facilement en être arrachés.

➔ Les atomes sont alors transformés en ions positifs. Les électrons arrachés aux atomes sont mis en commun entre tous ces atomes. Ils constituent un « nuage » ou « gaz » électronique qui assure la cohésion de l'ensemble. ➔ Donc en pratique, les électrons de valence ne sont pas liés à un atome déterminé, mais ils sont délocalisés et répartis dans l'ensemble du métal.

La liaison métallique est une liaison forte qui agit de manière identique (isotrope) dans toutes les directions de l'espace. C'est la présence d'électrons mobiles qui permet d'expliquer la conductivité électrique et thermique élevée des métaux.

- Les électrons périphériques ne sont plus attachés à un atome
- Ils sont délocalisés dans le solide sous forme de **nuage** qui assure la cohésion



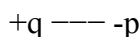
- ⇒ La majorité des solides minéraux et métalliques ne possèdent pas de structure moléculaire et ils ne fondent généralement qu'à des températures élevées (supérieures à 500 °C). Ceci résulte de ce qu'ils ne sont constitués que par des atomes ou des ions tenus ensemble par des liaisons fortes.

3.5. Les liaisons secondaires ou physiques

Les forces de liaisons secondaires résultent surtout d'interactions électrostatiques entre dipôles électriques.

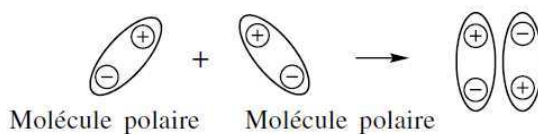
3.5.1. Les liaisons de Van der Waals

Toute molécule peut en général être assimilée à un dipôle électrique et peut donc être représentée par :



⇒ D'un point de vue électrique, c'est un dipôle électrique.

Les dipôles permanents ont tendance à s'aligner les uns par rapport aux autres. Il en résulte une force de liaison qui est environ 10 fois plus petite que celle des liaisons covalentes les plus faibles.



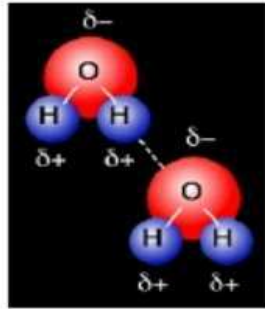
Les attractions entre dipôles, sont connues sous le nom de forces de Van der Waals, induisent des forces de liaison environ 100 fois plus faibles que celles des liaisons covalentes.

3.5.2. La liaison hydrogène

Lorsque, déjà uni à un premier élément très électronégatif (Oxygène, Fluor ou Azote) dans une liaison covalente polarisée, tout **hydrogène** peut établir un second lien avec un élément très électronégatif et peu volumineux. Ce second lien, symbolisé par un trait interrompu, s'appelle *liaison ou pont hydrogène*.

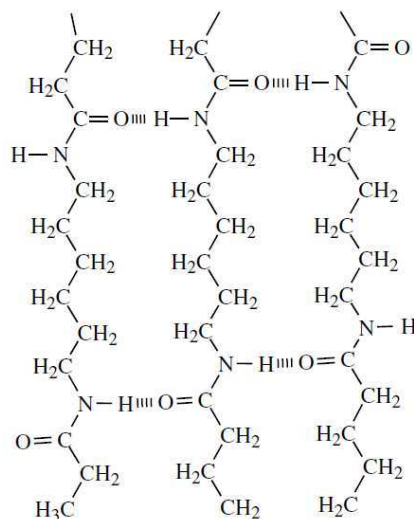
Liaison d'hydrogène

- Cas spécifique de van der Waals



→ Les liaisons secondaires ont une influence déterminante sur les propriétés physiques et mécaniques des polymères organiques qui sont des solides moléculaires. Dans les matériaux polymères interviennent des liaisons fortes covalentes qui forment les liens intramoléculaires et des liaisons secondaires qui assurent la cohésion entre les chaînes.

Ce dernier type de liaison est déterminant pour les propriétés mécaniques. Ainsi, dans le cas des polyamides (fig. 2.21), c'est une liaison hydrogène très intense qui assure la cohésion entre les chaînes et qui est responsable du point de fusion relativement élevé ($T_m > 220\text{ °C}$ en général) de ce type de matériau.



4. Solide et types de liason - Résumé

Type de solide	Liaisons interatomiques	Réseaux cristallins	Propriétés	Exemples
Ionique	Ioniques	Toujours	Non directionnelle Forte énergie de liaison Dur, fragile	NaCl, MgO
Métallique	Métalliques	Toujours	Non directionnelle Energie de liaison variable Dureté variable, conducteur	Au, Cu, Fe, Mg
Covalent	Covalentes	Rarement	Directionnelle Très forte énergie de liaison Dur, isolant	Diamant (C), SiO ₂ (quartz)
Moléculaire	Liaisons secondaires dipôle-dipôle	Parfois	Non directionnelle Basse énergie de liaison Isolant	Cellulose microcristalline

6. Caractère mixte des liason atomiques

