

Université Mohamed Boudiaf – M'SILA

Faculté de technologie

Département Génie mécanique



Module

Sciences des matériaux

Cours destiné aux étudiants licence 2 en Génie mécanique

UE. Découverte

Code : UED 2.2

Crédits : 2

Coefficients : 2

Responsable : Dr. Mustapha HOCINE

Sommaire

Chapitre I : Structure de la matière

I.1. Les grandes classes de matériaux	4
I.2. Les propriétés des matériaux	4
I.3. Les états de la matière	5
I.4. Type de molécule	6
I.5. Origine des liaisons interatomiques	7
I.6. Types de liaisons atomiques	7
I.6.1. Liaisons fortes	8
I.6.1.1. Liaison ionique	8
I.6.1.2. Liaison covalente	8
I.6.1.3. Liaison métallique	9
I.6.2. Liaisons faibles	10
I.6.2.1. Liaison de Van der Waals	10
I.6.2.2. Liaison hydrogène	11
I.7. L'électronégativité	11
I.8. Polarité des molécules	12

Chapitre II. La cristallographie

II.1. Structures amorphes et cristallines	10
II.2. Notions de cristallographie	10
II.3. Repérage des directions et des plans	11
II.3.1. Indexation de directions	11
II.3.2. Indexation de Plans (Indices de Miller (h k l))	12
II.3.3. Nombre de nœuds par maille	14
II.4. Relation entre le paramètre de maille «a» et le rayon atomique «r»	14
II.5. Densité d'empilement ou compacité	15

Chapitre III : Diagrammes d'équilibre

III.1 Cristallisation de matériaux

III.1.1 Principe de la cristallisation et courbes de refroidissement

III.1.2 Cristallisation d'un métal pur

III.1.3 Cristallisation d'un alliage

III.2 Diagramme d'équilibre de deux métaux complètement miscibles

III.3 Diagramme d'équilibre de deux métaux partiellement miscibles

Chapitre IV : Diagramme d'équilibre fer-carbone

IV.1 Caractéristiques du fer et du carbone

VI.2 Diagramme d'équilibre fer-carbone

VI.3 Diagramme d'équilibre fer-cémentite

VI.4 Désignation normalisée des aciers et des fontes 3.5 Désignation normalisée d'autres aciers alliés

Chapitre I : Structure de la matière

I.1. Les grandes classes de matériaux

De nombreuses propriétés physico-chimiques et propriétés d'usage des matériaux sont étroitement liées à la nature des liaisons chimiques entre les atomes qui les constituent. C'est sur cette base qu'est établie la distinction entre les principales classes de matériaux.

Matériaux métalliques. Ce sont les métaux purs et leurs mélanges, ou alliages. Exemple : Fer, Aluminium, Cuivre, Or, aciers (fer + carbone), laiton (cuivre + zinc), Bronze (cuivre + étain) etc.)

Matériaux polymères. Ce sont les matériaux d'origine biologique, les polymères et élastomères de synthèse. Exemple : bois, cuire, laine, la sécrétion (la soie), polyéthylène (PE), polycarbonate de vinyle (PVC).

Matériaux minéraux. Ce sont les roches, oxydes, verres minéraux, céramiques comportant des liaisons ioniques et/ou des liaisons covalentes. Exemple : oxydes d'alumine (Al_2O_3), zircone (ZrO_2), nitrures de bore (BN) ou de silicium (Si_3N_4), carbures de silicium (SiC) ou de tungstène (WC).

Matériaux composites. Ils associent de manière structurée à fine échelle des matériaux différents, appartenant éventuellement à des classes différentes parmi les trois précédents. Exemple : céramique + métal (plaquette de frein ((matrice en acier, le renfort en carbure de silicium)) (béton armé (matrice en céramique, le renfort en acier)), polymère + céramique (papier à verre (matrice en polymère, le renfort en céramique)), métal + polymère (les pneus (matrice en polymère, le renfort en acier)).

I.2. Les propriétés des matériaux

On choisit un matériau en fonction de ses qualités, en fonction de ce qu'on veut lui faire faire. On appelle cela des propriétés.

Famille de matériaux	Métaux	Polymères et élastomères	Céramiques et verres
Densité	élevée	faible	faible
Rigidité (module d'Young)	élevée	faible	élevée
Coefficient de dilatation thermique	moyen	élevé	faible
Dureté	élevée	faible à élevée (fibres)	élevée
Ductilité (déformation à rupture)	élevée (plasticité)	élevée sauf à l'état vitreux	faible et aléatoire
Conductivité électrique, thermique	élevée	faible (isolants)	électrique : faible thermique : élevée
Résistance à l'environnement (corrosion)	faible en général	élevée	élevée
Température max. d'utilisation	élevée	faible (toujours < 200°C)	très élevée
Mise en forme	facile (déformation)	très facile (moulage)	difficile (frittage)

I.3. Les états de la matière

Trois états sont couramment distingués, gazeux, liquide et solide.

L'état solide

A l'état solide, si l'on n'exerce pas sur les corps des efforts importants ils sont indéformables et incompressibles.

On peut dire que **les solides ont un volume et une forme définie**

L'état liquides

Les liquides (l'eau, l'huile) ont en commun les propriétés suivantes :

Ils sont facilement déformables et prennent la forme du vase qui les contient.

Au repos, ils présentent une surface libre, plane et horizontale.

Ils sont pratiquement incompressibles.

On peut dire que **les liquides ont un volume défini et une forme indéfinie.**

L'état gazeux

Les gaz (ex l'air) ont en commun les propriétés suivantes :

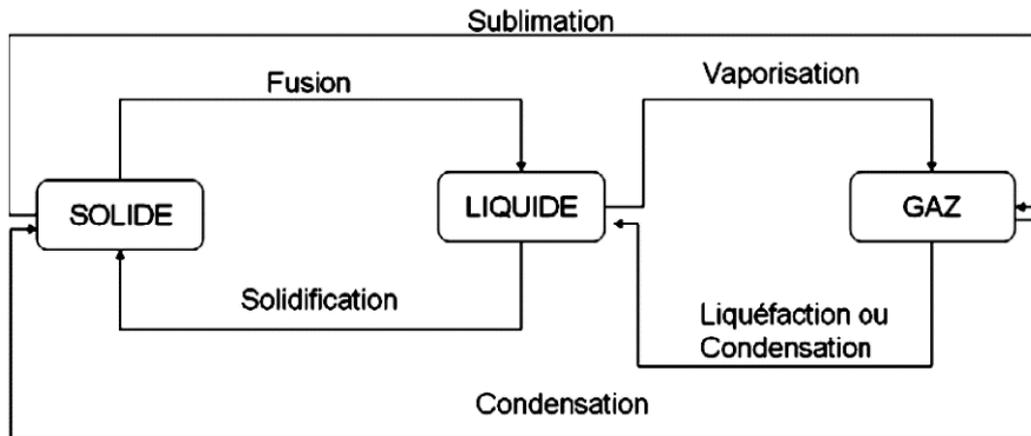
Ils prennent la forme du vase qui les contient.

Ils occupent tout le volume qui leur est offert.

Ils sont expansibles, compressibles et élastiques.

On peut dire que **les gaz ont un volume et une forme indéfinie.**

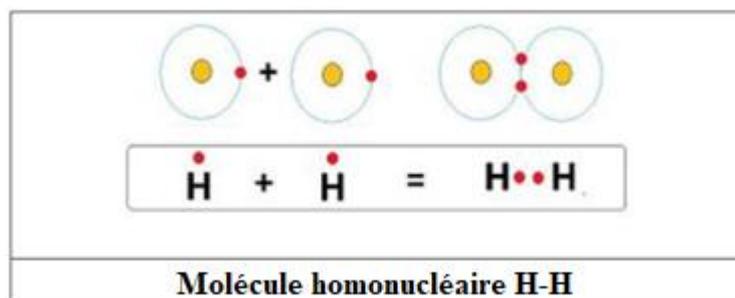
Le schéma ci-après donne la nomenclature des divers changements d'état ou transitions de phase entre les états solide, liquide et gazeux.



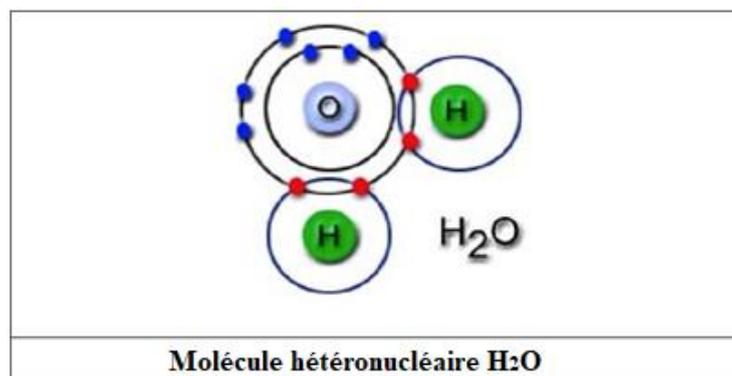
I.4. Type de molécule

La molécule 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 originelle. Sauf rares exceptions, la molécule est un assemblage d'au moins deux éléments identiques ou non. Il y a :

- **Une molécule homonucléaire** (simple) est constituées d'éléments identiques, H_2 , O_2 , N_2 , F_2 .



- **Une molécule hétéronucléaire** (composés) est formée d'éléments de nature différentes, H_2O , H_3PO_4 , NH_3 . Il existe une quantité innombrable de molécules.



I.5. Origine des liaisons interatomiques

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. Et des forces qui se développent entre molécules donnent naissance à un solide ou un liquide.

L'énergie de liaison interatomique est l'énergie qu'il faut fournir pour briser la liaison. Elle s'exprime généralement en électrons-Volts (eV) par atome.

I.6. Types de liaisons atomiques

Les matériaux sont constitués de molécules ou d'atomes. Leur cohésion provient de l'attraction électrostatique qui s'exerce entre les charges négatives des électrons et les charges positives des noyaux.

On distingue :

- Les liaisons fortes (liaison primaire), qui assurent les liaisons entre atomes telle que : liaison ionique, liaison covalente, liaison métallique.

- Les liaisons faibles (liaison secondaire), qui assurent plutôt la liaison entre molécules telle que la liaison hydrogène et la liaison Van der Waals.

On remarque que certains gaz (Ne (néon), Ar (argon), Kr (krypton), Xe (xénon)) ont tous, sur leur couche périphérique, 8 électrons et sont chimiquement inertes. Et, dans leurs diverses combinaisons, les atomes ont tendance à acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus voisin c'est-à-dire à avoir 8 électrons sur leur couche périphérique.

8 e⁻ : inertie ; < 8 e⁻ : la molécule réagit. Les atomes réagissent pour obtenir ces 8 électrons soit par : perte ou gain d'électrons.

I.6.1. Liaisons fortes

I.6.1.1. Liaison ionique

La liaison ionique est la liaison existant entre ions portant des charges de signes opposés. **La liaison s'effectue par capture des électrons d'un atome par un autre.**

Cette liaison est forte car elle sature la couche électronique extérieure des atomes qui deviennent des ions. On peut prendre l'exemple du sodium Na et du chlore Cl qui donnent le cristal NaCl. Les cristaux ioniques sont durs, car leur énergie de cohésion est élevée, de l'ordre de 750 kJ/mole. Par comparaison, l'énergie de cohésion typique de la valence de Van der Waals est de l'ordre de 10 kJ/mole. Pour la même raison, leur point de fusion est élevé.

Leur conductivité électronique est faible car les électrons sont solidement attachés aux ions. On peut donner comme exemple les oxydes : magnésie (MgO), alumine (Al₂O₃), NaCl,

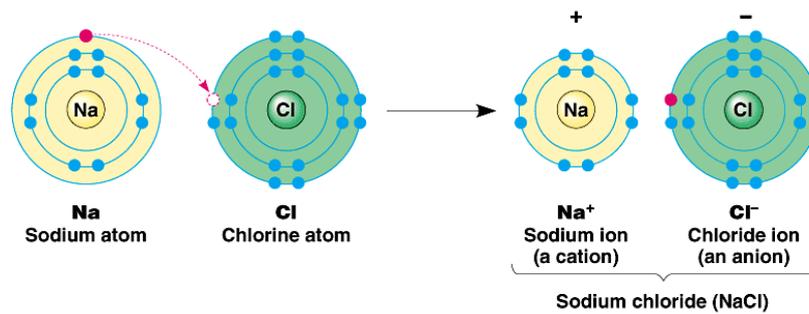


Figure I.1. Illustration schématique de liaison ionique

I.6.1.2. Liaison covalente

La liaison covalente est l'interaction entre les atomes d'une molécule. Cette liaison résulte de la **mise en commun d'électrons** par les deux atomes concernés.

Le nombre de liaisons que peut faire un atome dépend de la configuration électronique de sa dernière couche.

La liaison covalente est également une liaison forte puisqu'elle permet de saturer la couche électronique externe des atomes.

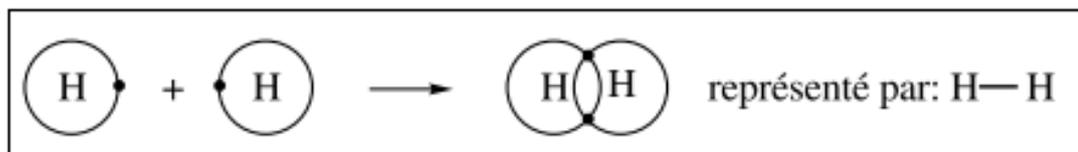


Figure I.2. Illustration schématique de liaison covalente H₂

Atome	Nombre de liaisons	types de liaisons	exemples
Hydrogène : H	1	1 liaison simple	H ₂
Oxygène : O	2	2 liaisons simples	H ₂ O
		1 double	O ₂
Carbone : C	4	4 simples	CH ₄
		2 simples et 1 double	C ₂ H ₄
		2 doubles	CO ₂
		1 simple et 1 triple	C ₂ H ₂
Azote : N	3	3 simples	NH ₃
		1 simple et 1 double	HNO
		1 triple	N ₂

Les propriétés des cristaux covalents ou à caractère covalent dominant peuvent être résumées comme suit :

Leur point de fusion est élevé

Ils sont très peu déformables

Ce sont des isolants ou des semi-conducteurs, car les électrons de valence sont fortement liés aux atomes et la conductivité par ions est négligeable.

I.6.1.3. Liaison métallique

La liaison métallique concerne des atomes possédant un faible nombre d'électrons sur la couche externe, situation rencontrée dans le cas des métaux.

Ces électrons sont faiblement liés au noyau et ils 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 (Figure 7).

A la différence de la liaison covalente, la liaison métallique est délocalisée, c'est-à-dire que chaque atome peut être considéré comme un ion baignant dans un gaz d'électron.

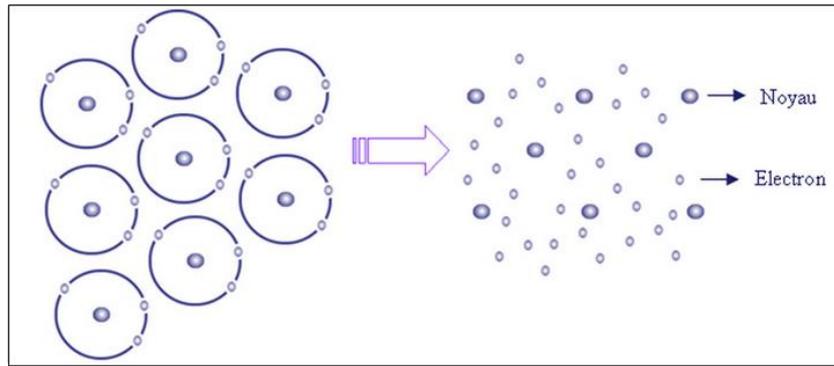


Figure. Illustration schématique de liaison métallique

La liaison métallique est caractérisée par une énergie de cohésion en moyenne plus faible que la liaison covalente ou ionique. A titre d'exemple, cette énergie vaut 311 kJ/mole dans l'aluminium et 386 kJ/mole dans le fer.

Les cristaux métalliques sont : ductiles.

Ils ont une haute conductivité électrique et une haute conductibilité thermique, qui est liée à la mobilité des électrons.

I.6.2. Liaisons faibles

I.6.2.1. Liaison de Van der Waals

C'est une interaction électrique de faible intensité qui s'exerce entre les molécules d'une substance présentant un moment dipolaire. Ces molécules sont globalement neutres mais présentent un pôle positif et un pôle négatif

Une simple augmentation de la température (agitation thermique) suffit à rompre ces liaisons.

On la trouve aussi dans les polymères organiques, polymères, argiles, feuillets de graphite.

Exemple Monochlorure d'iode :

Le doublet de liaison est, en moyenne, déplacé vers l'atome de chlore : l'atome de chlore est dit plus électronégatif (3.16) que l'atome d'iode (2.66).

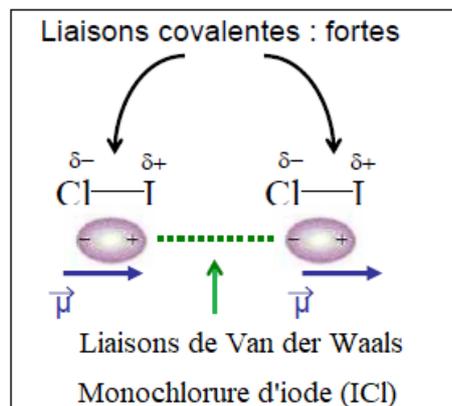


Figure. Illustration schématique de liaison Van der Waals

Il y a un excès de charge négative (noté δ^-) sur l'atome de chlore et un déficit (noté δ^+) sur l'atome d'Iode.

I.6.2.2. Liaison hydrogène

La liaison est due à la polarité de certaines molécules (qui contiennent un atome d'hydrogène et au moins un autre atome plus électronégatif). Si on prend l'exemple d'une molécule d'eau, l'atome d'oxygène étant plus électronégatif que les deux atomes d'hydrogène, celui-ci attirera plus les électrons engagés dans les liaisons covalentes vers lui que les atomes d'hydrogène à ses côtés. Ceci fait que l'atome d'oxygène possèdera alors deux charges négatives partielles, alors que chaque atome d'hydrogène possèdera une charge partielle positive. La molécule est alors polarisée à cause de cette différence de charge, car les barycentres de ses charges partielles ne sont pas confondus (auquel cas elle serait apolaire).

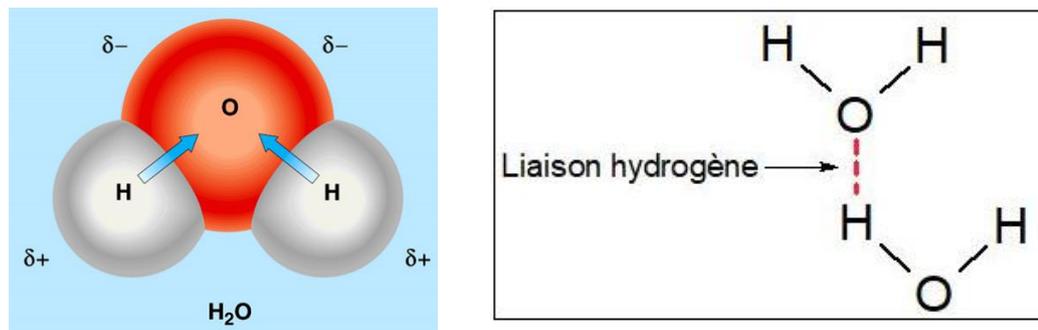


Figure. Illustration schématique de liaison hydrogène

I.7. L'électronégativité

L'Electronégativité χ (prononcée « khi ») d'un atome est la grandeur -sans unité- qui caractérise la capacité de cet atome à attirer les électrons vers lui au sein d'une liaison chimique avec un autre atome. Plus l'électronégativité est élevée, plus l'atome attire les électrons vers lui.

Elle augmente de gauche à droite et de bas en haut dans la classification périodique, avec un maximum pour le fluor (F) et un minimum pour le francium (Fr).

		Electronégativité croissante →																				
		valeur la plus grande ↓																				
Electronégativité décroissante ↓																		H 2.1				
		Li 1.0	Be 1.5															B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
		Na 0.9	Mg 1.2															Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
		K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8				
		Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5				
		Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2				
	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.4	U 1.4	Np-No 1.4-1.3															
	↑ valeur la plus petite																					

Figure. Les valeurs d'électronégativité

I.8. Polarité des molécules

La polarité est la façon dont les charges électriques négatives et positives sont réparties dans une molécule ou une liaison chimique. La polarité est due à la différence d'électronégativité entre les atomes qui la composent, aux différences de charge qu'elle induit, et à leur répartition dans l'espace.

L'atome le plus électronégatif porte alors une charge partielle notée δ^- et l'atome le moins électronégatif porte une charge partielle notée δ^+ .

En fonction de la différence d'électronégativité entre les atomes, on distingue :

* Liaison apolaire (liaison covalente non polaire) : quand la différence d'électronégativité est inférieure à 0,4 ; le doublet électronique est réparti équitablement entre les atomes (exemple H-H ($\delta_e = 2.1 - 2.1 = 0$), H-C ($\delta_e = 2.5 - 2.1 = 0.4$))

* Liaison polaire (liaison covalente polarisée) : quand la différence d'électronégativité est intermédiaire (entre 0,4 et 1,7) (exemple H-O ($\delta_e = 3.5 - 2.1 = 1.4$), C-O ($\delta_e = 3.5 - 2.5 = 1$))

* Liaison ionique : quand la différence d'électronégativité est très grande (supérieure à 1,7), la liaison perd de son caractère covalent pour tendre vers une liaison ionique (exemple Na-Cl ($\delta_e = 3 - 0.9 = 2.1$)).

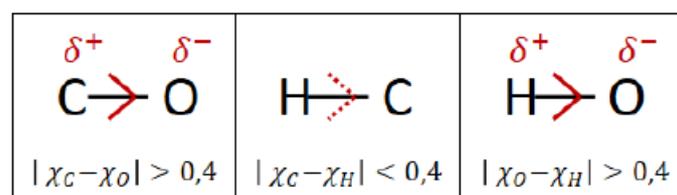


Figure. Polarisation de quelques liaisons