

CHIMIE : STRUCTURE CRISTALLINE

I. L'état cristallin

1. Etat solide. Modèle du cristal parfait

L'état solide constitue l'un des états physiques de la matière. Contrairement au gaz, le solide possède un volume propre. De même, il possède une forme propre contrairement au liquide.

Cependant il existe divers états solides. On parle de solide **cristallin** s'il correspond à un assemblage régulier d'atomes présentant un ordre à grande distance. Sinon, le solide est dit **amorphe (ou vitreux)** et il n'y a plus d'ordre mais une distribution au hasard des atomes. Ces deux états cristallin et amorphe peuvent s'obtenir à partir d'une même espèce chimique. Dans le cas du volcanisme, l'état de cristallisation est lié à la vitesse de refroidissement du magma.

La distinction entre état amorphe et cristallin se fait au travers d'une analyse structurale allant de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique. **Dans le cas d'un cristal, les propriétés microscopiques se reproduisent à l'échelle macroscopique** (ordre à grande distance). La cristallographie est liée à la minéralogie.

Nous allons limiter notre étude aux solides cristallins dont l'organisation sera parfaitement régulière. La connaissance d'une partie élémentaire permet alors par répétition périodique tridimensionnelle d'obtenir le **cristal parfait**. Par rapport au modèle du cristal parfait, le cristal réel comporte de nombreux défauts et sa structure est polycristalline, c'est-à-dire constituée de plusieurs monocristaux parfaits mais liés entre eux de façon irrégulière.

2. Description d'un cristal

Il existe différents types de cristaux (*cf. Annexe 1*) que l'on classe d'après la nature de la liaison chimique assurant leur cohésion : **métalliques** (Fer), **ioniques** (Chlorure de sodium : NaCl), **covalents** (Carbone), **moléculaires** (eau).

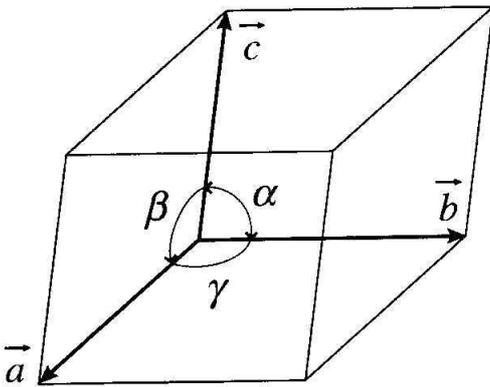
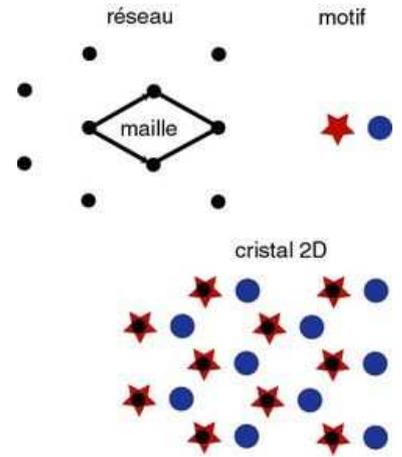
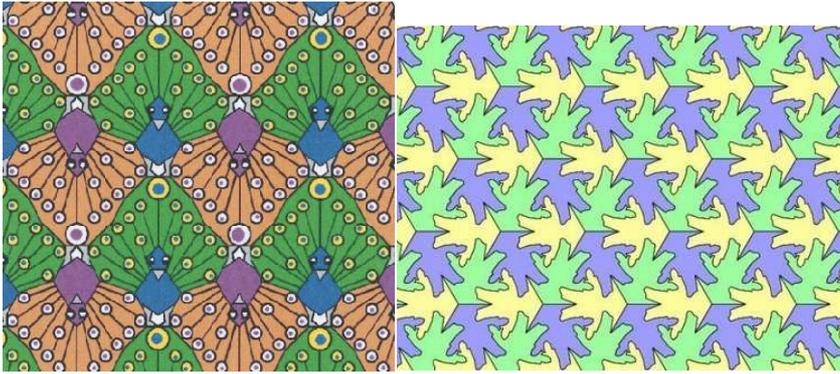
Lorsqu'un corps pur peut exister à l'état solide sous plusieurs variétés cristallines on dit qu'il présente le phénomène d'**allotropie**. On retrouve ce phénomène pour tous types de cristaux : métalliques (Fe_α, Fe_γ), ioniques (diverses variétés de ZnS), covalents (carbone graphite et diamant) et moléculaires (nombreuses variétés de glace suivant les conditions de température et de pression).

Ces divers cristaux sont décrits de la même façon :

- Un ensemble de particules (atomes, ions ou molécules) réparties régulièrement dans l'espace, appelé **MOTIF**.
- Ce motif se situe en des points équivalents de l'espace appelés **NŒUDS**.
- L'ensemble de ces nœuds constitue le **RESEAU** dont l'unité de pavage est une structure parallélépipédique nommé **MAILLE**.

$$\boxed{CRISTAL = RESEAU + MOTIF}$$

- Exemples de pavages illustrant les notions de motif, réseau et maille



La maille est définie au moyen de 3 vecteurs $(\vec{a}, \vec{b}, \vec{c})$ ou 6 scalaires $(a, b, c, \alpha, \beta, \gamma)$ avec $a = \|\vec{a}\|, b = \|\vec{b}\|, c = \|\vec{c}\|, \alpha = (\vec{b}, \vec{c}), \beta = (\vec{a}, \vec{c}), \gamma = (\vec{a}, \vec{b})$.

La translation de cette maille permet d'obtenir la figure périodique du réseau et les nœuds se déduisent les uns des autres par translation de vecteur : $\vec{t} = m\vec{a} + n\vec{b} + p\vec{c}$ avec $(m, n, p) \in$ **entiers relatifs**.

Des études de symétrie amènent à définir **sept systèmes cristallins** (cf. annexe 3). Suivant la répartition des nœuds dans la maille, il existe 4 modes de réseau : primitif (P), centré (ou Intérieur I), faces centrées (F), bases centrées (S). On dénombre alors **14 réseaux dits de Bravais** (système cristallin + mode de réseau).

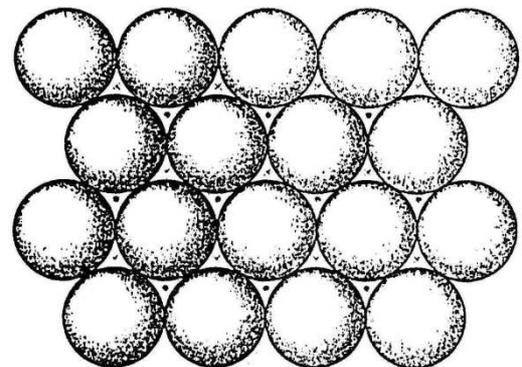
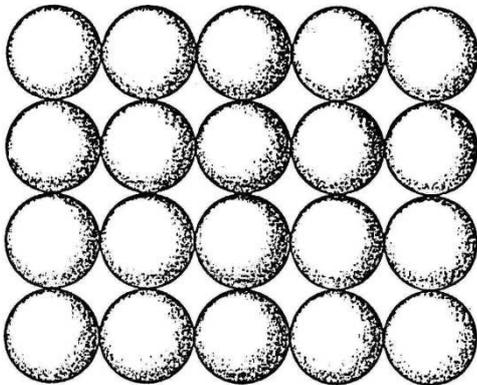
3. Structures compactes

3.1. Construction

On cherche à empiler des sphères identiques de façon à ce que **le volume inoccupé** (situé entre les sphères) **soit le plus faible possible** : on obtient alors des structures compactes.

Pour construire ces structures compactes, on commence par placer les sphères dans *un premier plan (noté A)* de manière à ce que la place perdue soit la plus faible possible.

☞ Parmi ces deux couches, laquelle est la plus compacte ?

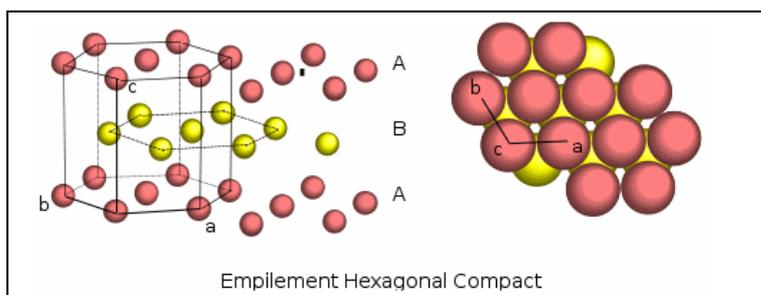
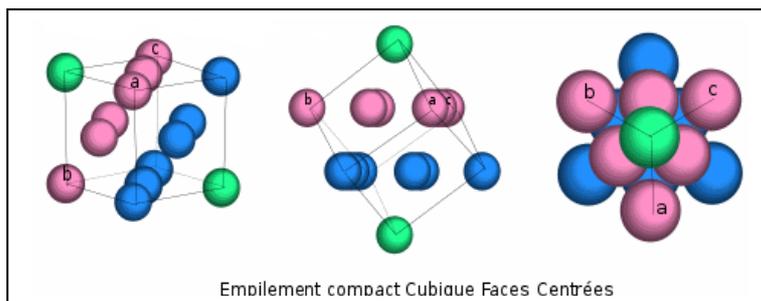
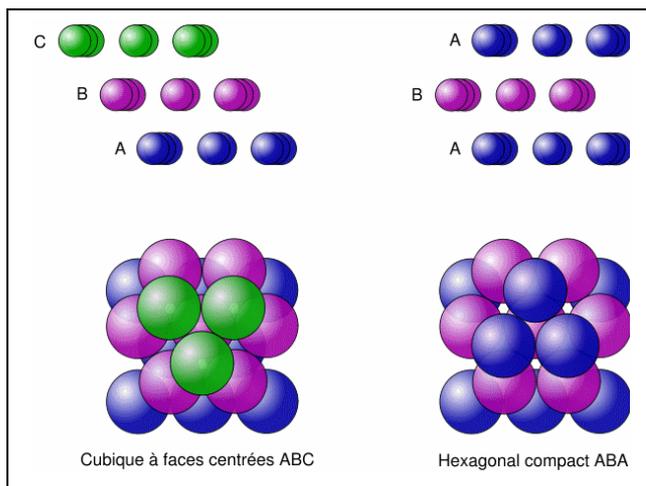


Pour réaliser le *deuxième plan* (noté B), on pose les sphères sur les cavités définies par trois sphères du plan A. Du fait de la dimension des sphères, seule une cavité sur deux sera occupée.

3.2. Structures h.c. et c.f.c.

Pour placer la *troisième plan* (noté C), on pose les sphères sur les cavités laissées par les sphères du plan B. On est alors conduit à deux types d'empilement différents :

- $\{ABA\}$: le plan C est identique au plan A. On obtient une structure dite **hexagonale compacte** notée **h.c.**
- $\{ABC\}$: le plan C est différent du plan A (ce n'est que le quatrième plan qui sera identique au plan A). On obtient une structure dite **cubique à faces centrées** notée **c.f.c.**



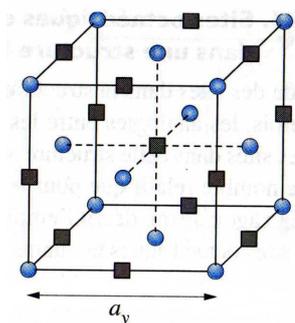
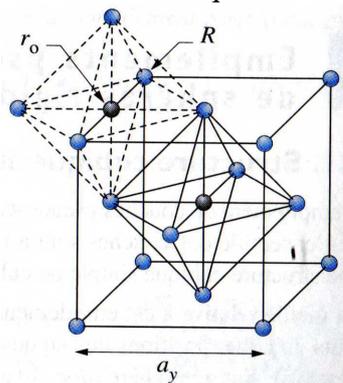
3.3. Sites interstitiels du c.f.c.

Dans les structures compactes étudiées, il reste de l'espace inoccupé entre les sphères qui constitue les sites interstitiels. On trouve :

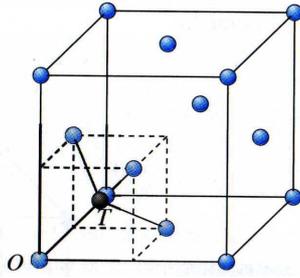
- Des cavités situées au centre d'un tétraèdre régulier défini par 4 sphères en contact : on parle de **sites tétraédriques**.
- Des cavités situées au centre d'un octaèdre régulier défini par 6 sphères en contact : on parle de **sites octaédriques**.

Dans la structure c.f.c. :

- Les sites octaédriques se localisent au centre du cube et au milieu des arêtes.



- Les sites tétraédriques coïncident avec les centres des huit cubes d'arête $a/2$ que contient le cube d'arête a .



☞ **Application** : Retrouver les relations donnant la dimension de ces sites dans la structure c.f.c.

II. Les cristaux métalliques

Le cristal métallique est constitué de cations métalliques formant un empilement régulier de sphères et d'électrons de valence délocalisés sur l'ensemble du cristal pouvant se déplacer librement (métaux bons conducteurs).

Parmi les structures cristallines constituées d'un seul type d'atomes, les cristaux métalliques concernent la majeure partie des éléments de la classification périodique (cf. annexe 2). A de rares exceptions près, les métaux cristallisent selon trois modèles structuraux :

- les deux structures compactes déjà vues précédemment : **cubique faces centrées (c.f.c.)** et **hexagonal compact (h.c.)** ;
- la structure pseudo-compacte **cubique centrée (c.c.)**.

1. Caractéristiques de la structure cristalline

1.1. Définitions : multiplicité, coordinence, compacité, masse volumique.

- **Multiplicité** : nombre de nœuds, donc de motifs par maille.

A ne pas confondre avec **l'atomicité** (notée Z) qui correspond au nombre d'atomes par maille (en effet un motif peut correspondre à un ensemble d'atomes).

- **Coordinence** : Nombre de plus proches voisins équidistants pour un atome donné.

- **Compacité** : Fraction en volume occupé par les atomes dans le cristal : $C = \frac{V_{\text{atomes}\in\text{maille}}}{V_{\text{maille}}}$ avec

$$V_{\text{maille}} = (\vec{a} \wedge \vec{b}) \cdot \vec{c}$$

- **Masse volumique** : $\rho = \frac{m_{\text{maille}}}{V_{\text{maille}}} = \frac{M \cdot Z}{N_A V_{\text{maille}}}$ où M représente la masse molaire de l'atome constituant la maille et N_A le nombre d'Avogadro.

1.2. Maille h.c

Exemples : Mg, Zn, Co...

1.3. Maille c.f.c.

Exemples : Cu, Al, Pb, Fe_γ ...

1.4. Maille c.c.

Exemples : alcalins, Ba, Fe_α ...

1.5. Application : deux variétés allotropiques du titane

Selon la température, le titane existe dans deux réseaux cristallins différents :

- pour $T < 1155\text{K}$, il s'agit d'un empilement hexagonal tel que le côté du prisme vaut $a = 0,295\text{nm}$ et sa hauteur $h = 0,468\text{nm}$.
- pour $T > 11455\text{K}$, le titane cristallise dans un empilement cubique centré tel que le côté du cube vaut $a = 0,331\text{nm}$.

a) L'empilement hexagonal est-il compact ?

b) Comparer les masses volumiques des deux formes allotropiques du titane.

Données : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Ti}) = 47,9 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Les alliages

Les alliages sont obtenus par :

- **Substitution** d'un atome métallique par un autre atome de dimension voisine.

Un exemple d'alliage par substitution est celui du cuivre introduit dans l'or en bijouterie. Ces deux atomes ont des rayons voisins (0,144nm pour l'or et 0,128 nm pour le cuivre). Un alliage 18 carats contient 18g d'or pour 6g de cuivre, soit compte tenu des masses molaires (197g/mol pour l'or et 64g/mol pour le cuivre) environ 50% d'atomes de chaque sorte.

- **Insertion** d'un petit atome dans les interstices du réseau, en général dans les sites octaédriques qui offrent le plus grand volume.

Un exemple d'alliage par insertion est donné par la fonte, alliage de fer contenant 6% de carbone. Le fer a un rayon de l'ordre de 0,125 nm alors que le carbone est beaucoup plus petit avec un rayon de 0,077nm. Il se répartit alors de façon désordonnée dans des sites octaédriques, entraînant une légère dilatation de la maille. L'alliage ainsi formé est plus dur que le fer pur mais aussi plus cassant, les atomes de carbone gênant toute déformation éventuelle.

III. Les cristaux ioniques

1. Modélisation

On pourra décrire un cristal ionique, **structure électroniquement neutre**, de la manière suivante : les cations viennent occuper des sites interstitiels du réseau cubique formé par les anions, ou réciproquement. Les ions sont considérés comme des sphères de rayon r_- pour les anions et r_+ pour les cations.

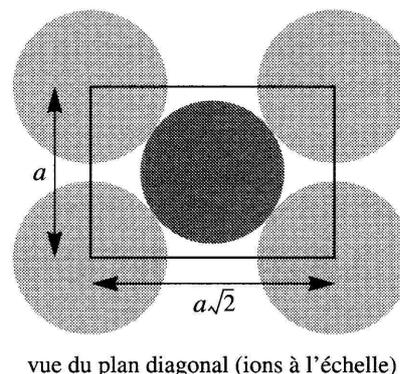
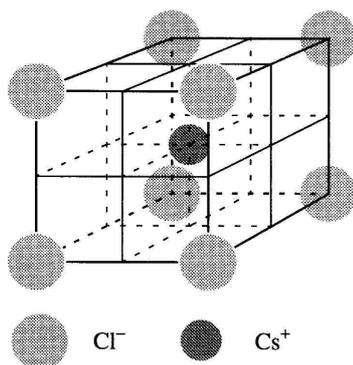
La cohésion du cristal ionique est assurée par les forces électrostatiques d'attraction et de répulsion entre les ions : **les anions sont tangents aux cations et les ions de même signe ne sont pas tangents.**

2. Structures cristallines ioniques

2.1. Structure de type CsCl

- **Description de la maille**

Le chlorure de césium peut être décrit en considérant une **maille cubique simple** dont les nœuds sont occupés par les ions chlorures Cl^- ($r_- = 181 \text{pm}$) et dont le centre (site cubique) est occupé par un ion césium Cs^+ ($r_+ = 169 \text{pm}$).



Remarque : On peut aussi voir cette structure comme deux réseaux cubiques simples (Cl^- et Cs^+) décalés d'une demi-diagonale de cube.

- **Contenu de la maille**

$1 Cs^+$ et $8 \times \frac{1}{8} = 1 Cl^-$ par maille soit **1 motif CsCl par maille**. La maille est bien électriquement neutre.

- **Coordinnence**

Chaque ion est entouré par 8 ions de charge opposée, la coordinnence est donc de 8 pour chacun (site cubique). **On dit que la coordinnence du cristal est 8,8** (Cl^- / Cs^+ ou Cs^+ / Cl^-).

Par contre au sein d'un même ion (Cl^- / Cl^- ou Cs^+ / Cs^+), la coordinnence vaut 6 (système cubique simple pour chaque ion).

- **Relation entre r_- , r_+ et a .**

Le contact entre anion et cation se fait au niveau de la diagonale du cube : $2r_+ + 2r_- = a\sqrt{3}$.

On trouve par le calcul $a=404pm$ ce qui est en bon accord avec la valeur expérimentale $a=412pm$.

- **Compacité**

$$C = \frac{V_{ions \in maille}}{V_{maille}} = \frac{1 \times \frac{4\pi r_+^3}{3} + 1 \times \frac{4\pi r_-^3}{3}}{a^3} \text{ soit après calcul } C=0,68.$$

- **Masse volumique**

$$\rho = \frac{m_{maille}}{V_{maille}} = \frac{1 \times \frac{M_{Cs}}{N_A} + 1 \times \frac{M_{Cl}}{N_A}}{a^3} \text{ soit avec } M_{Cs} = 132,9g.mol^{-1} \text{ et } M_{Cl} = 35,5g.mol^{-1} \text{ il vient :}$$

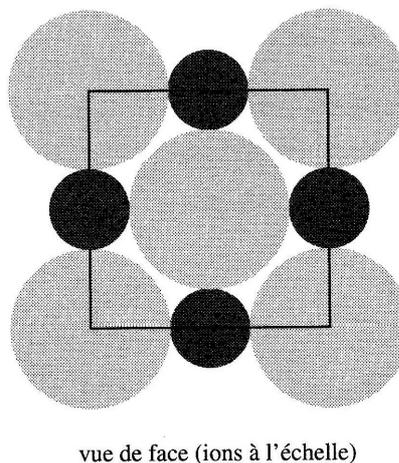
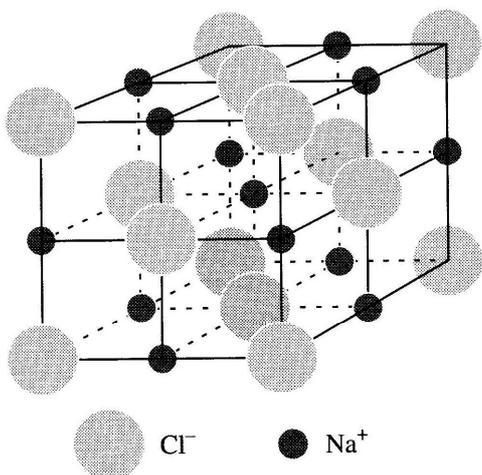
$$\rho = 4242kg.m^{-3} \text{ soit une densité de } d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} = 4,2.$$

Exemples de structures ioniques du type CsCl : CsBr, CsI...

2.2. Structure de type NaCl

- **Description de la maille**

Le chlorure de sodium peut être décrit en considérant une **maille cubique à faces centrées** dont les nœuds sont occupés par les ions chlorures Cl^- ($r_- = 181 pm$) et dont les sites octaédriques sont occupés par les ions sodium Na^+ ($r_+ = 95 pm$).



Remarque : On peut aussi voir cette structure comme deux réseaux cubiques à faces centrées (Cl^- et Na^+) décalés d'une demi-arête.

• **Contenu de la maille**

$8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4 Cl^-$ et $12 \times \frac{1}{4} + 1 = 4 Na^+$ par maille soit **4 motifs NaCl par maille**. La maille est bien électriquement neutre.

• **Coordinnence**

Chaque ion est entouré par 6 ions de charge opposée, la coordinnence est donc de 6 pour chacun (site octaédrique). **On dit que la coordinnence du cristal est 6,6** (Cl^- / Na^+ ou Na^+ / Cl^-). Par contre au sein d'un même ion (Cl^- / Cl^- ou Na^+ / Na^+), la coordinnence vaut 12 (système cubique à faces centrées pour chaque ion).

• **Relation entre r_- , r_+ et a .**

Le contact entre anion et cation se fait au niveau d'une arête : $2r_+ + 2r_- = a$.

On trouve par le calcul $a=552pm$ ce qui est en bon accord avec la valeur expérimentale $a=563pm$.

• **Compacité**

$C = \frac{V_{ions \in maille}}{V_{maille}} = \frac{4 \times \frac{4\pi r_+^3}{3} + 4 \times \frac{4\pi r_-^3}{3}}{a^3}$ soit après calcul $C=0,68$.

• **Masse volumique**

$\rho = \frac{m_{maille}}{V_{maille}} = \frac{4 \times \frac{M_{Na}}{N_A} + 4 \times \frac{M_{Cl}}{N_A}}{a^3}$ soit avec $M_{Na} = 23,0g.mol^{-1}$ et $M_{Cl} = 35,5g.mol^{-1}$ il vient :

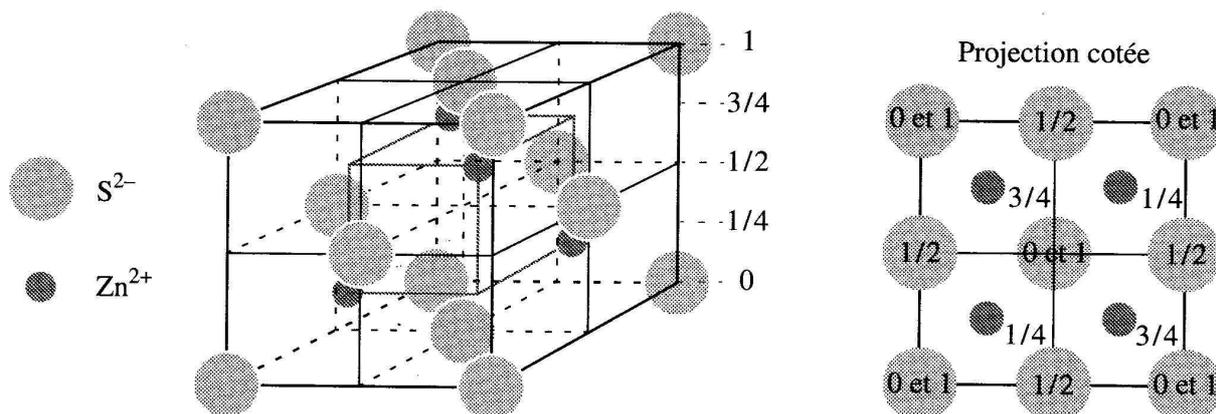
$\rho = 2311kg.m^{-3}$ soit une densité de $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} = 2,3$.

Exemples de structures ioniques du type NaCl : LiCl, KCl...

2.3. Structure de type ZnS

• **Description de la maille**

La blende est une des variétés allotropiques du sulfure de zinc (l'autre variété allotropique de ZnS est la wurtzite de structure hexagonale). La blende peut être décrit en considérant une **maille cubique à faces centrées** dont les nœuds sont occupés par les ions S^{2-} ($r_- = 184 pm$) et dont un site tétraédrique sur deux est occupé par un ion Zn^{2+} ($r_+ = 74 pm$).



Remarque : On peut aussi voir cette structure comme deux réseaux cubiques à faces centrées (S^{2-} et Zn^{2+}) décalés d'un quart de diagonale de cube.

- **Contenu de la maille**

$8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4 S^{2-}$ et $4 Zn^{2+}$ par maille soit **4 motifs ZnS par maille**. La maille est bien électriquement neutre.

- **Coordinnence**

Chaque ion est entouré par 4 ions de charge opposée, la coordinnence est donc de 4 pour chacun (site tétraédrique). **On dit que la coordinnence du cristal est 4,4** (S^{2-} / Zn^{2+} ou Zn^{2+} / S^{2-}).

Par contre au sein d'un même ion (S^{2-} / S^{2-} ou Zn^{2+} / Zn^{2+}), la coordinnence vaut 12 (système cubique à faces centrées pour chaque ion).

- **Relation entre r_- , r_+ et a .**

Le contact entre anion et cation se fait au niveau de la diagonale d'une face d'arête $a/2$: $2r_+ + 2r_- = \frac{a\sqrt{3}}{2}$.

- **Compacité**

$$C = \frac{V_{ions \in maille}}{V_{maille}} = \frac{4 \times \frac{4\pi r_+^3}{3} + 4 \times \frac{4\pi r_-^3}{3}}{a^3}$$

- **Masse volumique**

$$\rho = \frac{m_{maille}}{V_{maille}} = \frac{4 \times \frac{M_{Zn}}{N_A} + 4 \times \frac{M_S}{N_A}}{a^3}$$

Remarque : On trouve par le calcul $a=596\text{pm}$. L'écart est maintenant de 10% avec la valeur expérimentale $a=541\text{pm}$. Ceci montre que le modèle ionique utilisé a atteint dans ce cas ses limites. La blende ne peut être considérée comme un véritable composé ionique car la liaison Zn-S présente un caractère covalent marqué. En effet, contrairement aux autres composés ioniques étudiés qui présentent un caractère ionique (liaison cation-anion) supérieur à 60%, la blende a un caractère ionique plus faible de 19%. Ceci s'explique par la plus petite différence d'électronégativité entre l'anion et le cation dans le cas de la blende.

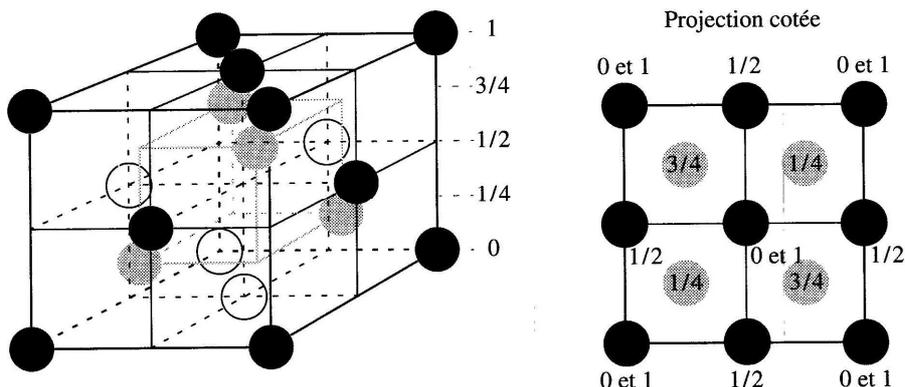
IV. Les cristaux covalents

La cohésion du cristal est assurée par des liaisons covalentes. Nous allons présenter deux variétés allotropiques du carbone solide : diamant et graphite.

1. Carbone diamant

- **Description de la maille**

Le carbone diamant peut être décrit en considérant une **maille cubique à faces centrées** dont les nœuds ainsi qu'un site tétraédrique sur deux sont occupés par des atomes de carbone.



- **Contenu de la maille**

$$8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} + 4 = 8 \text{ atomes de carbone par maille.}$$

- **Coordinnence**

Chaque atome de carbone a un **environnement tétraédrique** de quatre carbones (VSEPR AX₄) : la distance entre deux atomes tangents est $d_{C-C} = 154 \text{ pm} = 2 \times r_C = 2 \times 77 \text{ pm}$ et l'angle entre atomes de carbone vaut **109°**.

La coordinnence est donc de 4 (site tétraédrique).

- **Relation entre r_C et a**

Le contact entre deux atomes de carbone se fait au niveau de la diagonale du cube d'arête $a/2$: $4r_C = \frac{a\sqrt{3}}{2}$.

- **Compacité**

$$C = \frac{V_{ions \in maille}}{V_{maille}} = \frac{8 \times \frac{4\pi r_C^3}{3}}{a^3} \text{ soit après calcul } C=0,34. \text{ Cette structure est peu compacte comparée aux métaux.}$$

- **Masse volumique**

$$\rho = \frac{m_{maille}}{V_{maille}} = \frac{8 \times \frac{M_C}{N_A}}{a^3} \text{ soit avec } M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1} \text{ il vient : } \rho = 3500 \text{ kg.m}^{-3} \text{ soit une densité de } d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} = 3,5.$$

Autres structures covalentes de type diamant : silicium.

- **Propriétés électriques**

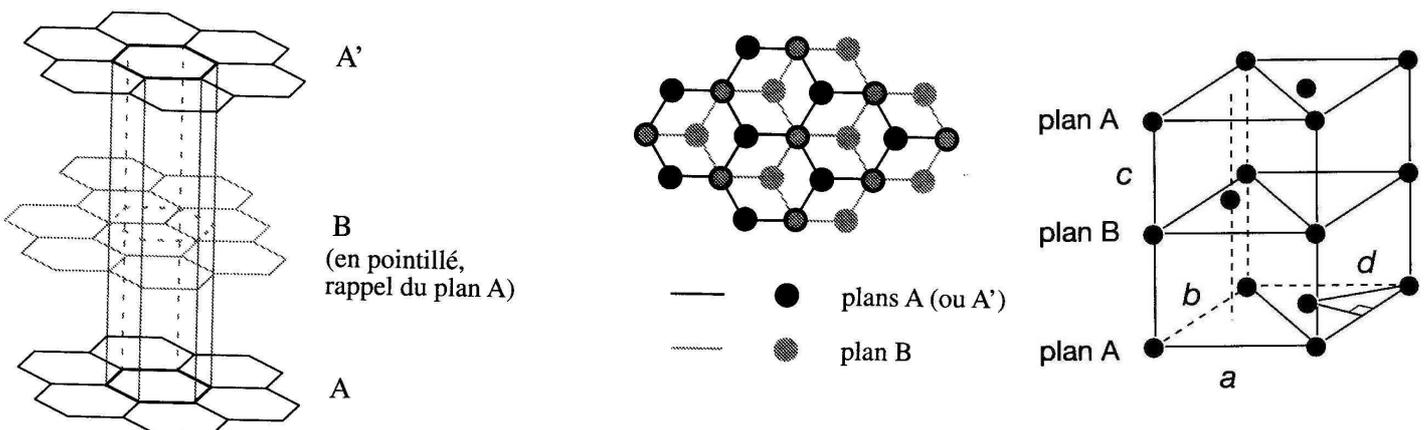
Les électrons de liaison sont localisés entre les noyaux des atomes liés. Par conséquent, ils ne peuvent pas se déplacer sur l'ensemble du cristal et le solide correspond à un **isolant**.

2. Carbone graphite

- **Description de la maille**

Le carbone graphite se présente sous forme de feuillets, parallèles distants de 335pm. Dans ces feuillets, les atomes de carbone, **de type trigonal** (VSEPR AX₃), forment une structure hexagonale, plane et régulière. Dans ce plan les atomes sont liés par des liaisons covalentes ($d_{C-C} = 142 \text{ pm}$) et l'angle entre atomes de carbone vaut **120°**.

Les liaisons entre les atomes des feuillets sont fortes contrairement aux interactions entre ces feuillets qui sont faibles (Van der Waals). Ils peuvent donc glisser les uns par rapport aux autres (exemple des mines de crayon : les feuillets se détachent pour noircir le papier).



- **Contenu de la maille**

$$8 \times \frac{1}{8} + 4 \times \frac{1}{4} + 2 \times \frac{1}{2} + 1 = 4 \text{ atomes de carbone par maille.}$$

- **Coordinance**

Le carbone est trigonal donc la coordinance vaut 3.

- **Relation entre les paramètres de la maille**

Sur le dessin, $d = d_{C-C} = 142 \text{ pm}$ et $c = 2 \times d_{A-B} = 2 \times 335 \text{ pm} = 670 \text{ pm}$.

Par construction $a = b = d\sqrt{3} = 246 \text{ pm}$ (même calcul que pour la structure hexagonale compacte cf. 1.2).

- **Compacité**

$$C = \frac{V_{ions\text{ dans maille}}}{V_{maille}} = \frac{4 \times \frac{4\pi r_c^3}{3}}{a^2 c \frac{\sqrt{3}}{2}} \text{ soit en prenant } r_c = \frac{d_{C-C}}{2} = 71 \text{ pm} \text{ il vient } C=0,17. \text{ Cette structure est moins}$$

compacte que le carbone diamant.

- **Masse volumique**

$$\rho = \frac{m_{maille}}{V_{maille}} = \frac{4 \times \frac{M_C}{N_A}}{a^2 c \frac{\sqrt{3}}{2}} \text{ soit avec } M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1} \text{ il vient : } \rho = 2300 \text{ kg.m}^{-3} \text{ soit une densité de}$$

$$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} = 2,3.$$

- **Propriétés électriques**

Contrairement au carbone diamant, au niveau des feuillets, il existe des électrons délocalisés qui peuvent se déplacer sous l'action d'un champ électrique extérieur. Ainsi le carbone graphite est un assez bon **conducteur**.

V. Les cristaux moléculaires

On distingue deux types de cristaux moléculaires selon la nature des liaisons intermoléculaires mises en jeu :

- **Cristaux moléculaires de Van der Waals** (interaction électrostatique)

Exemples : le diode (I_2) et le dioxyde de carbone (CO_2).

- **Cristaux moléculaires à liaison hydrogène** (interaction électrostatique plus forte que celle de Van der Waals)

Exemple : la glace (eau solide) qui présente de nombreuses variétés allotropiques suivant les conditions de température et de pression. L'une de ses variétés correspond à une maille type diamant : réseau c.f.c. des oxygènes avec la moitié des sites tétraédriques occupés par les oxygènes. Les hydrogènes pointent vers les sommets des cubes d'arête $a/2$ auxquels ils sont liés soit par des liaisons covalentes, soit par des liaisons hydrogènes.

➤ Voir l'annexe 5 pour visualiser ces différents cristaux moléculaires.

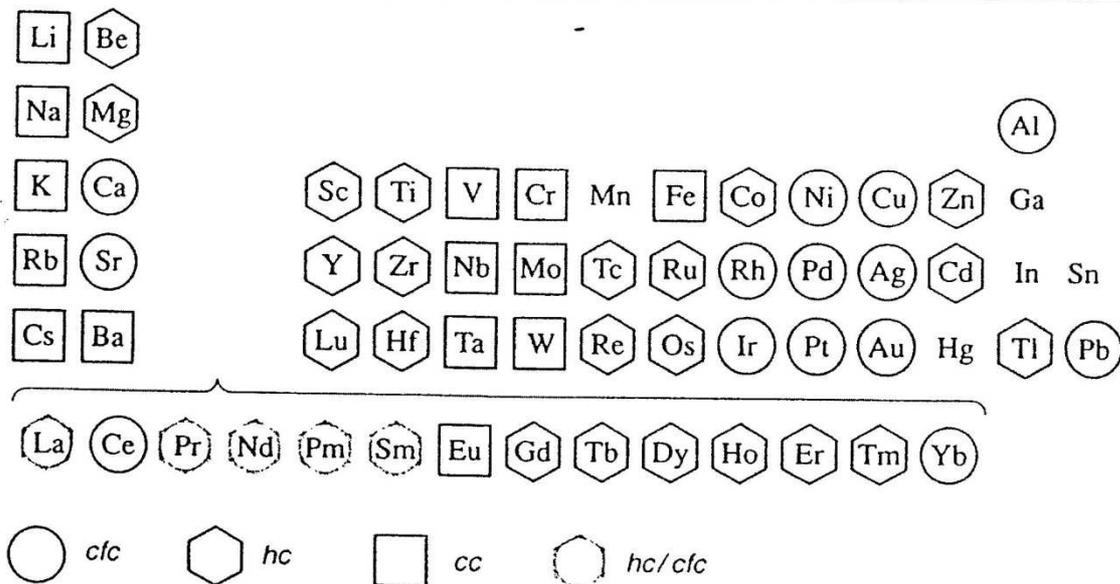
ANNEXES

ANNEXE 1

. PROPRIETES PHYSIQUES ET CARACTERISTIQUES STRUCTURALES DES QUATRE TYPES DE CRISTAUX.

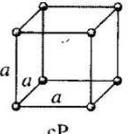
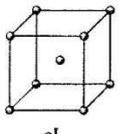
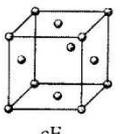
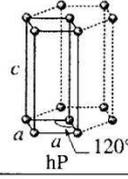
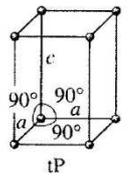
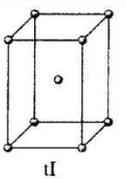
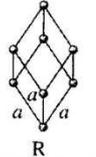
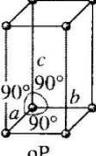
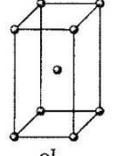
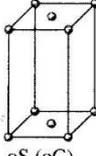
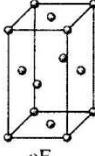
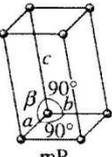
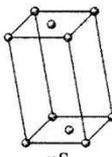
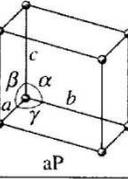
Propriétés	Métaux	Cristaux ioniques	Cristaux de valence	Cristaux moléculaires
Structurales				
- caractère des liaisons	liaisons de force moyenne mais nombreuses, ne possèdent pas de directions spatiales privilégiées	liaisons ne possèdent pas de directions spatiales privilégiées	liaisons dirigées et en nombre limité	liaisons faibles entre les molécules, fortes à l'intérieur de celles-ci.
- coordination	coordination très élevée	coordination élevée	coordination faible	faible
- densité	forte	moyenne	faible	
Mécanique : dureté	force variable, cristaux malléables	forte, cristaux durs	forte, cristaux durs	faible, cristaux de faible dureté
Thermiques				
- point de fusion	variable	élevé	élevé	peu élevé
- coefficient de dilatation	élevé	faible	faible	élevé
- structure du liquide après fusion	atomes	ions	molécules	molécules
Electrique : conductivité	conducteurs	isolants, conducteurs ioniques à l'état fondu	semi-conducteurs	isolants
Optiques et magnétiques	corps opaques, propriétés analogues à l'état liquide	propriétés sont celles des ions individuels, restent les mêmes en solution	tout le cristal forme une molécule dont les propriétés sont très différentes de celles de l'état gazeux	propriétés sont celles des molécules individuelles, restent donc les mêmes en solution ou à l'état gazeux
Solubilité	dans les acides	dans les solvants polaires	nulle	dans les solvants organiques

ANNEXE 2



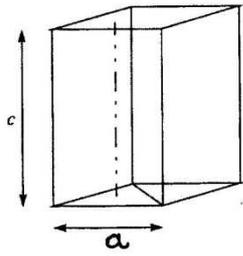
Types d'empilements rencontrés dans les métaux.

ANNEXE3 : Les sept systèmes cristallins et les quatorze modes de réseau de Bravais

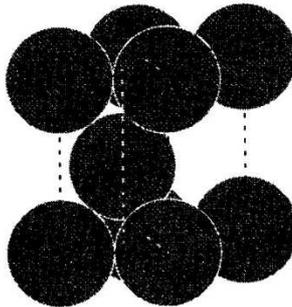
système cristallin	primitif (P)	centré (I)	bases centrées (S)	faces centrées (F)
cubique : $a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma = \pi/2$	 cP	 cI		 cF
hexagonal : $a = b \neq c$ $\alpha = \beta = \pi/2$ $\gamma = \pi/3$	 hP			
quadratique ou tétragonal : $a = b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = \pi/2$	 tP	 tI		
rhomboédrique : $a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma \neq \pi/2$	 R			
orthorhombique : $a \neq b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = \pi/2$	 oP	 oI	 oS (oC)	 oF
monoclinique : a, b, c <i>quelconques</i> $\alpha = \gamma = \pi/2$ $\beta \neq \pi/2$	 mP		 mS	
triclinique ou anorthique : a, b, c et α, β, γ quel- conques.	 aP			

ANNEXE 4 : Cristaux métalliques

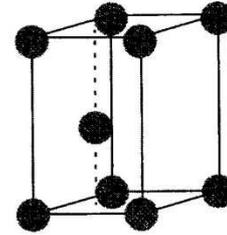
maille h.c.



Prisme droit à base losange



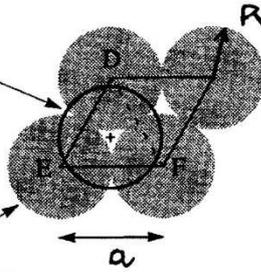
Empilement de séquence AB



Représentation courante

Sphères de la couche B

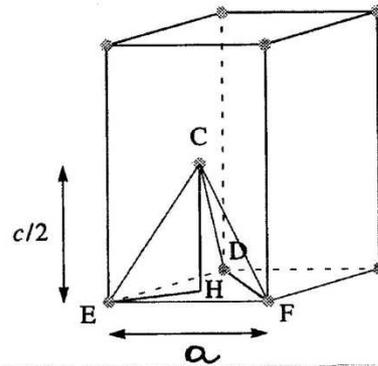
Sphères de la couche A



Vue de dessus

Tangence sur l'arête a :

$$2R = a$$



maille c.f.c.

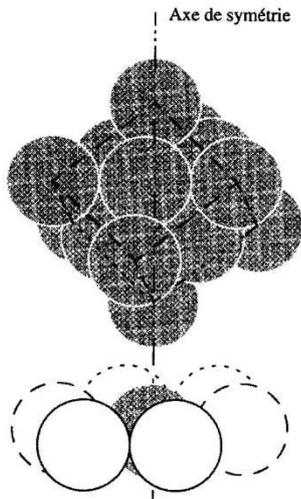
plan A

plan C

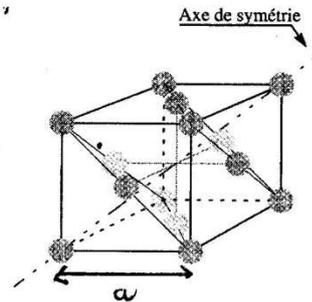
plan B

plan A

plan A



Axe de symétrie

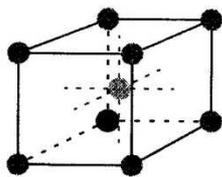


Représentation classique du cube à faces centrées

Tangence sur la diagonale d'une face :

$$a\sqrt{2} = 4R$$

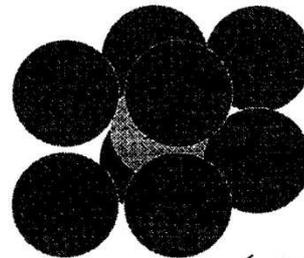
maille c.c.



représentation élargie

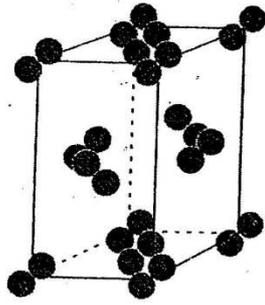
Tangence sur la diagonale du cube :

$$a\sqrt{3} = 4R$$

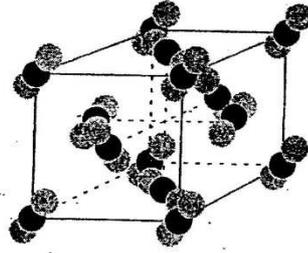


représentation compacte

ANNEXES: Cristaux moléculaires

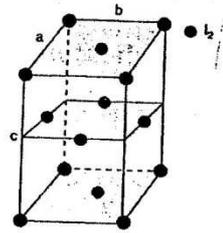


maille du diiode solide

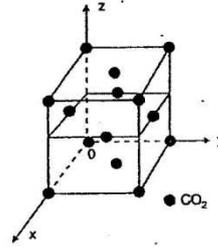


maille de CO₂ solide

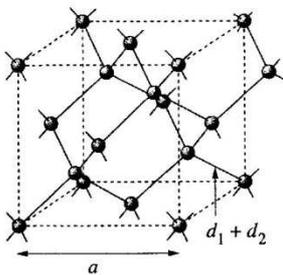
représentations de I₂ et CO₂ solides.



I₂(s) : . maille orthorhombique à faces centrées (faux n° 3)



CO₂(s) : . maille f.c.
. molécule CO₂ linéaire



. La « glace diamant ». Seuls sont représentés les atomes d'oxygène.

- . angle H-O-H = 109°
- . liaison covalente O-H → d₁ = 98 pm
- . liaison hydrogène O...H → d₂ = 177 pm

$$d_1 + d_2 = d(O-O) = \frac{a\sqrt{3}}{4} \quad (\frac{1}{4} \text{ diagonale du cube})$$

