

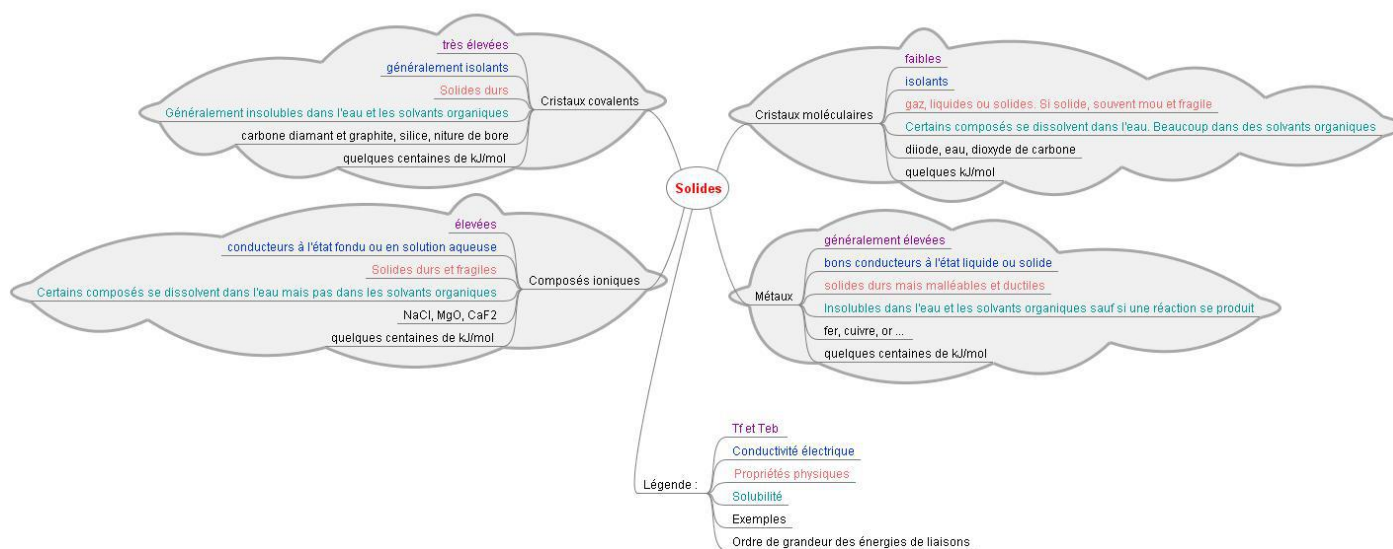
16- L - Solides

Bibliographie :

- Classe prépa- PC-PC* - Frajman (Nathan livre rouge)
- j'intègre PCSI* – B.Fosset (DUNOD)
- Chimie : Introduction à la chimie inorganique ... (Burrows) (CM)

Intro : Les solides peuvent être de natures très différentes selon les liaisons chimiques et/ou les interactions intermoléculaires.

Présentation sous forme de carte mentale à l'aide de « freemind ». La carte mentale présentée est issue du tableau du livre précédent.



Je ne sais pas ou classer les métaux qui ont une structure amorphes ? Tel que le verre ou certains polymère

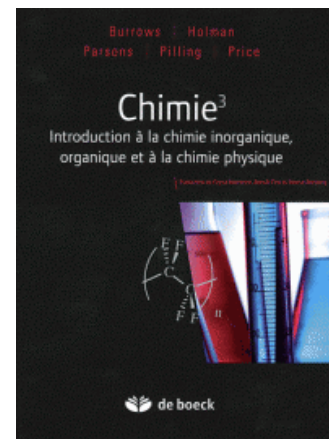
Transition : nous allons nous intéresser à présent à la structure compacte adopté par de nombreux métaux.

Post Bac : Cristallographie : Réseau métallique compact : structure cubique face centrée (C.F.C.)

Sur 90 éléments stables, environ 70 ont (lorsqu'ils sont à l'état solide) une structure connue caractérisée par une symétrie élevée de type cubique ou hexagonal.

Présentation : prévoir sur un transparent la maille C.F.C. et plusieurs transparents vierges pour dessiner dessus (coordination, sites intersticiels). Tableau et craies.

1	Structure de la maille élémentaire	dessin d'une représentation éclatée en direct plans ABCABC ... conditions de tangence selon la diagonale du cube ($a\sqrt{2}=4R$)
2	Nombre d'atomes Z par maille élémentaire	$Z = 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4 \text{ atomes par maille}$
3	Coordination	Notion à définir comme le nombre d'atomes plus proches voisins de l'atome considéré. Montrer que celle-ci vaut 12 pour cette structure. Idem que pour le réseau hexagonal compact. C'est la valeur maximale pour un réseau métallique



4	Compacité	$C = \frac{V_{\text{atomes}}}{V_{\text{maille}}} = \frac{4 \times \frac{4}{3} \pi R^3}{a^3} = \frac{4 \times \frac{4}{3} \pi R^3}{(2R\sqrt{2})^3} = \frac{16 \pi R^3}{3 \times 8 \times 2 \sqrt{2} R^3} = \frac{\pi}{3\sqrt{2}} = 0,74$ <p>Idem que pour le réseau hexagonal compact. C'est la valeur maximale pour un réseau métallique dans le modèle des sphères dures et du cristal parfait.</p>
5	Masse volumique ρ	$\rho = \frac{m_{\text{maille}}}{V_{\text{maille}}} = \frac{m_{\text{atomes}}}{V_{\text{maille}}} = \frac{4 \times \frac{M}{N_A}}{a^3} = \frac{4 \times \frac{M}{N_A}}{(2R\sqrt{2})^3} = \frac{M}{4 N_A R^3 \sqrt{2}}$ <p>Exemple : pour le cuivre, $M = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ et $R = 0,128 \text{ nm}$ d'où $\rho = 8893 \text{ kg.m}^{-3}$. Expérimentalement, on trouve $\rho = 8960 \text{ kg.m}^{-3}$. Ecart relatif $< 1\%$, modèle des sphères rigides applicable.</p>
6	Sites intersticiels	<p>Octaédrique</p> <p>* Nombres : 1 au milieu de la maille + 1 au milieu de chaque arête (à dessiner au tableau sur transparent)</p> $n_{\text{Oh}} = 1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4 \text{ sites octaédriques par maille}$ <p>* Taille : $2r_{\text{Oh}} + 2R = a$ et $a\sqrt{2} = 4R$ donc $a = 2\sqrt{2}R$</p> <p>ainsi $2r_{\text{Oh}} + 2R = 2\sqrt{2}R$ ou $\frac{r_{\text{Oh}}}{R} = \sqrt{2} - 1 = 0,414$. Si un atome a un rayon inférieur à $0,414R$, alors il peut s'insérer dans le site octaédrique sans déformer le réseau.</p> <p>Tétraédrique</p> <p>* Nombre : 1 au milieu de chacun des 8 petits cubes obtenus par division de la maille élémentaire en huit. (à dessiner au tableau sur transparent) $n_{\text{Td}} = 8 \text{ sites tétraédriques par maille}$</p> <p>* Taille : $r_{\text{Td}} + R = \frac{a\sqrt{3}}{4}$ et $a = 2\sqrt{2}R$ donc $r_{\text{Td}} + R = \frac{2\sqrt{2}R\sqrt{3}}{4} = R \frac{\sqrt{3}}{\sqrt{2}}$</p> <p>ainsi $\frac{r_{\text{Td}}}{R} = \frac{\sqrt{3}}{\sqrt{2}} - 1 = 0,225$. Si un atome a un rayon inférieur à $0,225R$, alors il peut s'insérer dans le site tétraédrique sans déformer le réseau.</p> <p>Les hydrures métalliques utilisés pour stocker le dihydrogène utilisent les sites tétraédriques; en général, on utilise un métal de structure cfc dans lequel sont « insérés » des atomes d'hydrogène (ils sont absorbés), qui occupent donc les sites tétraédriques, comme le palladium.</p>

Péda : Evolution de la notion de « » du collège au lycée

Classe	Bulletin officiel	Exemples de manipulation et/ou d'activités
5eme		Etats physiques : solide, liquide, gaz Mélange hétérogène, filtration, décantation
4eme		Test à l'eau de chaux du dioxyde de carbone Combustion
3eme		Précipités colorés en test d'identification d'ions
1ereS	Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires. Recueillir et exploiter des informations pour relier les propriétés physiques d'un matériau à sa structure microscopique	
1ere STI2D STL	Etude de différents matériaux solides pour les transports	- Différents matériaux : Métaux (fer, aluminium), céramiques (traditionnelles ou techniques (céramiques ioniques et céramiques covalentes)), polymères (thermoplastiques, thermodurcissables, élastomères ... - Comportement des matériaux aux contraintes (mécaniques et thermiques) - Corrosion des métaux

Péda : 1^{ère} S

Conclusion :

On pourrait évoquer les défauts des mailles cristallines (défaut de Frenkel et de Shottky)
En conséquence, les défauts sont créés par paire de signes opposés. On distingue :
les défauts de Shottky constitués d'une lacune anionique et d'une lacune cationique
les défauts de Frenkel constitués d'une lacune (cationique ou anionique) et d'un ion (anion ou cation)

Question :

Expliquez le fait que la température de vaporisation du dibrome est inférieure à celle du diiode ?

Les interactions de Van Der Waals peuvent être déclinées en trois catégories :

- les forces de Keesom ou effets d'orientation. Les forces de Keesom résultent d'une interaction intermoléculaire entre dipôles permanents.
 - les forces de Debye ou effets d'induction. Les forces de Debye sont les forces intermoléculaires résultants de l'interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit
 - les forces de London ou effets de dispersion. Les forces de dispersion de London sont des forces faibles intermoléculaires créées par des dipôles induits.
- interaction de Keesom

Pour le diiode, les forces de London expliquent une température de vaporisation si élevée (184°C) contrairement au dibrome (58,8°C). Le diiode est une molécule très polarisable du fait du grand diamètre des atomes d'iodes. Les électrons sont loin du noyau et donc soumis à une interaction coulombienne de plus faible intensité.

