

Résumé de cours Constitution de la Matière. CM3 Cristaux. Cristaux métalliques.

I Les différents types de cristaux

1.) La liaison chimique : La liaison entre les motifs du cristal est d'origine électrostatique.

- liaison forte : des électrons peuvent quitter leur noyau d'origine :
 - pour être partagés entre deux ou plusieurs noyaux : cristal covalent : C, Si.
 - pour aller sur un autre noyau : cristal ionique : NaCl, CaF₂.
 - pour être délocalisés sur l'ensemble du cristal : cristal métallique : Na, Fe.
- liaison faible : les électrons restent autour de leur noyau d'origine : cristal moléculaire : I₂, H₂O.

2.) Comparaison des différentes propriétés

- Les températures de fusion sont élevées dans le cas d'une liaison forte, faibles dans le cas d'une liaison faible.

Ex : $T_f(\text{NaCl}) = 801\text{ }^\circ\text{C}$, $T_f(\text{H}_2\text{O}) = 0\text{ }^\circ\text{C}$.

- Conductivité électrique : les métaux sont conducteurs, les cristaux ioniques isolants à l'état solide (bien qu'ils soient conducteurs à l'état liquide), et les cristaux moléculaires sont des isolants.

II Cristaux métalliques

1.) La liaison métallique : résulte de l'interaction électrostatique entre les charges négatives des électrons et les charges positives des cations métalliques.

Les atomes du cristal perdent facilement des électrons et s'ionisent en cations (métaux). Les électrons libérés peuvent se déplacer dans tout le cristal. Ils sont délocalisés sur l'ensemble du réseau et permettent la conduction électrique (électrons de conduction).

2.) Principe des assemblages compacts

Cristal métallique: Tous les atomes sont identiques, assimilables à des sphères dures de rayon R.

On veut assembler ces sphères de la façon la plus dense possible (cfc et hc assemblage compact).

Dans un plan, chaque sphère est tangente à six sphères dont les centres sont au sommet d'un hexagone régulier.

- Coordinance (ou indice de coordination) : Nombre de plus proches voisins, ou nombre de sphères tangentes à une sphère donnée, dans l'espace : 12 pour le cfc et hc ; 8 pour le cubique simple.

- Nombre d'atomes par maille (ou population): nombre d'atomes appartenant en propre à la **maille (en coupant le long des arêtes)**.

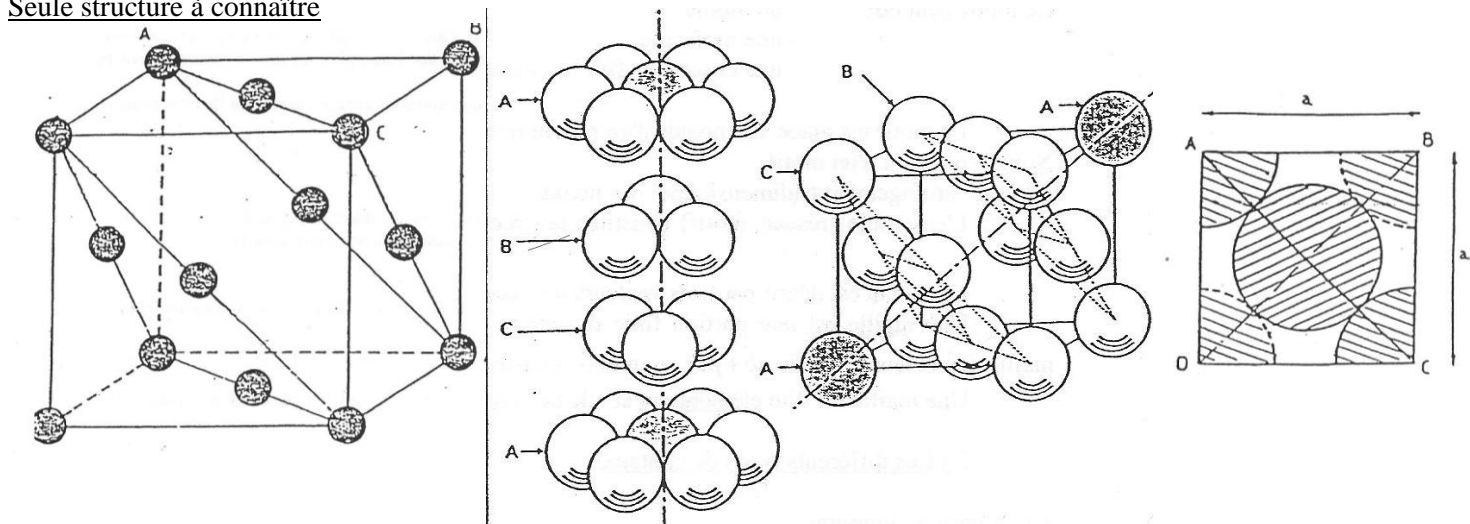
- Compacité : rapport entre le volume occupé par les atomes de la maille et le volume de la maille

- Masse volumique : rapport entre la masse des atomes de la maille et le volume de la maille

- Variété allotropique : lorsqu'un corps pur peut exister sous plusieurs variétés cristallines.

3.) La structure cubique faces centrées (cfc).

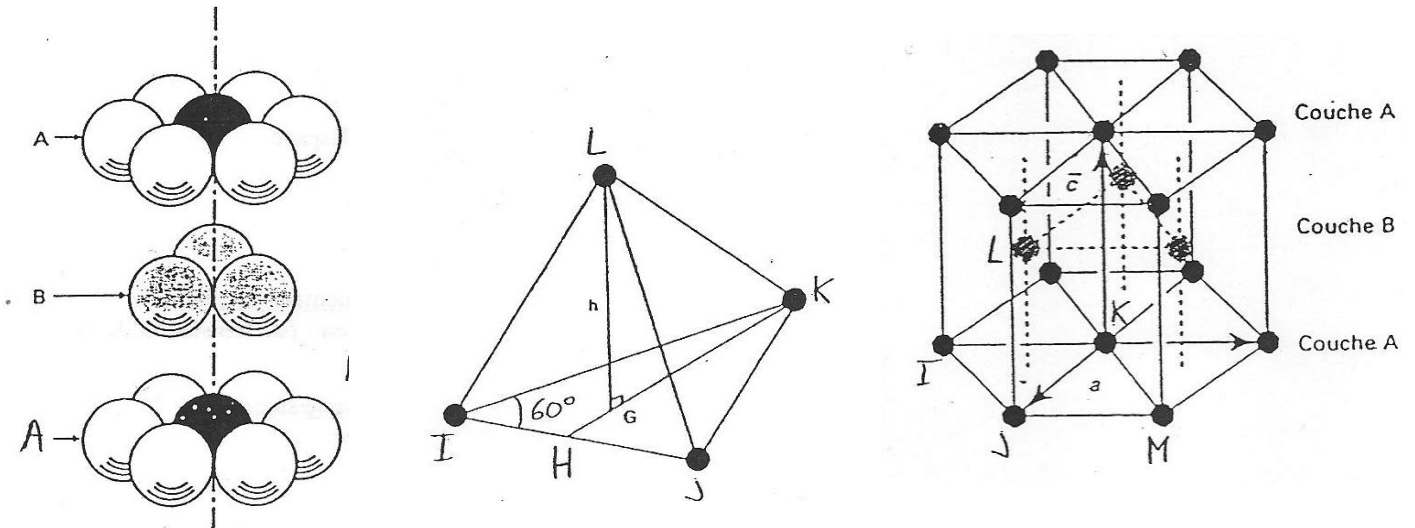
Seule structure à connaître



Relation entre a et R : Atomes tangents le long de AC, la diagonale du carré.

4.) La structure hexagonale compact (hc)

Maille hexagonale de hauteur c de côté a

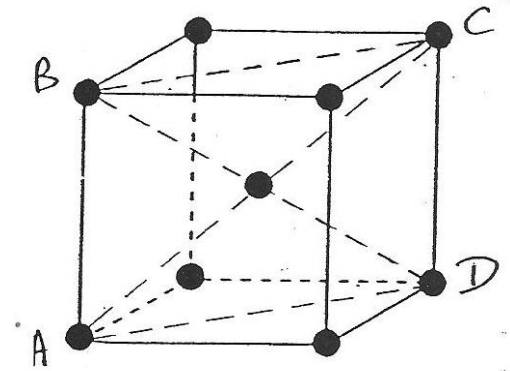


Relation entre a et R : Atomes tangents suivant l'arête d'un hexagone $a = 2R$
 Relation entre c et a : Atomes tangents entre eux dans un tétraèdre IJKL

5.) Exemple d'assemblage pseudo-compact : la structure cubique centrée.

Maille cubique d'arête a

Relation entre a et R : Atomes tangents le long de AC, la diagonale du cube.



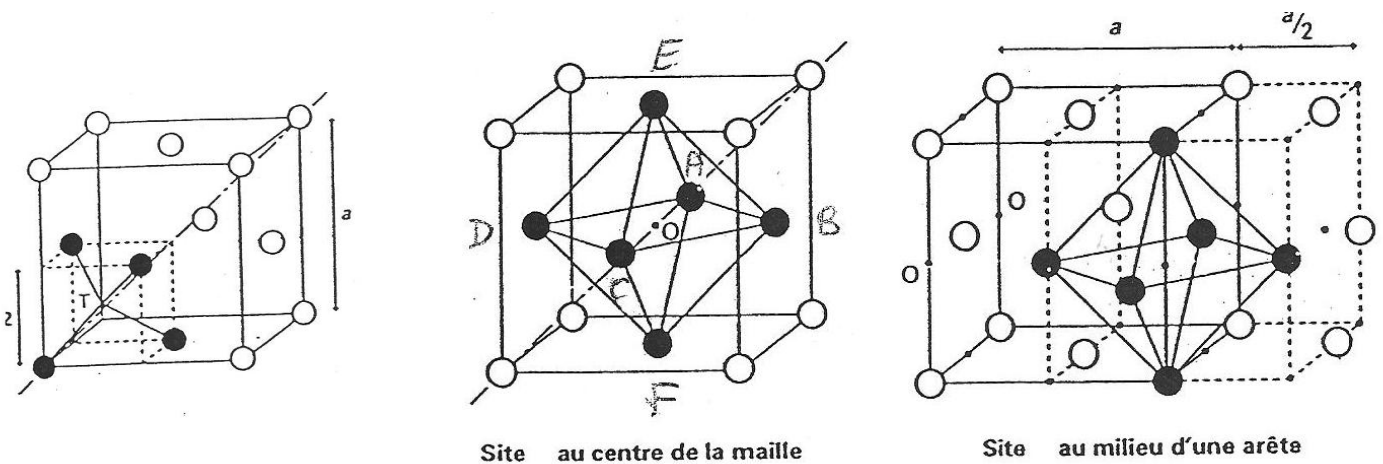
6.) Sites interstitiels (ou lacunes) des réseaux compacts

Sites interstitiels (ou lacunes) : espaces vides (ou interstices) localisés entre les atomes. Dans ces lacunes peuvent se loger des atomes d'un autre type (ex : alliage fer-carbone).

Il existe deux types de lacunes :

- site ou lacune tétraédrique : espace délimité par quatre sphères tangentes, dont les centres sont au sommet d'un tétraèdre régulier.
- site ou lacune octaédrique : espace délimité par six sphères tangentes :
 trois dans le plan supérieur dont les centres forment un triangle équilatéral
 trois dans le plan inférieur dont les centres forment aussi un triangle équilatéral décalé de $\pi/3$.

On cherche la taille r de la particule que l'on peut placer au centre T de la lacune (qu'on appelle habitabilité de la lacune).



Site au centre de la maille

Site au milieu d'une arête