

Guy **Murry**
Robert **Lévêque**

AIDE-MÉMOIRE

Métallurgie

4^e édition

DUNOD

Graphisme de couverture : Nicolas Hubert

Photo de couverture : © Andriy Solovyov/Shutterstock.com

© Dunod, 2004, 2010, 2015, 2023

11 rue Paul Bert, 92240 Malakoff
www.dunod.com

ISBN 978-2-10-085587-2

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2° et 3° a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective » et, d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

Table des matières

1 ■ Des atomes aux métaux polycristallins	1
1.1 Les atomes	1
1.2 Les liaisons entre atomes	8
1.3 Les forces de liaisons interatomiques	9
1.4 La structure des métaux solides	11
1.5 Les agrégats	14
1.6 Les défauts des cristaux	15
1.7 Explication de la signification des indices	23
2 ■ Le comportement mécanique d'un métal	27
2.1 La déformation élastique	27
2.2 La déformation plastique	35
2.3 Les ruptures	42
3 ■ Les propriétés des métaux	49
3.1 Les propriétés mécaniques	50
3.2 La résistance aux attaques chimiques	84
3.3 La résistance à la dégradation par usure et corrosion ou oxydation	99
4 ■ Les propriétés mécaniques des métaux purs – Le durcissement nécessaire	105
4.1 Les propriétés mécaniques des métaux purs	105
4.2 Le durcissement des métaux	107
4.3 La diffusion à l'état solide	121
5 ■ Les alliages métalliques	135
5.1 Quelques définitions	135
5.2 La règle des phases	137

5.3	Les alliages binaires	139
5.4	Quelques notions sur les alliages plus complexes que les alliages binaires	169
5.5	Une remarque importante	173
6	■ Changements d'état des alliages métalliques	175
6.1	La solidification en conditions industrielles	175
6.2	Les transformations à l'état solide en conditions industrielles	185
6.3	Bilan de certaines connaissances acquises – Les traitements thermiques	199
7	■ Les traitements thermiques	205
7.1	Les opérations du traitement de durcissement	205
7.2	Les opérations des traitements d'adoucissement	222
8	■ L'aluminium et ses alliages	223
8.1	Généralités	223
8.2	Le durcissement des alliages d'aluminium	224
8.3	Les éléments d'alliage dans les alliages d'aluminium	227
8.4	Les différentes classes d'alliages d'aluminium	227
8.5	Les normes définissant les alliages d'aluminium	228
8.6	Les changements d'état des alliages d'aluminium	232
8.7	Aspects industriels sur les alliages d'aluminium	235
9	■ Le cuivre et ses alliages	257
9.1	Généralités	257
9.2	Le durcissement des alliages de cuivre	258
9.3	Les éléments d'alliage dans le cuivre	260
9.4	Les différentes classes d'alliages de cuivre	261
9.5	Les normes définissant les alliages de cuivre	262
9.6	Les changements d'état des alliages de cuivre	266
9.7	Aspects industriels sur les cuivres alliés et alliages de cuivre	269

10 ■ Le nickel et ses alliages	283
10.1 Généralités	283
10.2 Le durcissement des alliages de nickel	284
10.3 Les éléments d'alliage dans les alliages de nickel	285
10.4 Les différentes classes d'alliages de nickel	286
10.5 Les normes définissant les alliages de nickel	287
10.6 Les changements d'état des alliages de nickel	289
10.7 Aspects industriels sur les alliages de nickel	292
11 ■ Le titane et ses alliages	301
11.1 Généralités	301
11.2 Le durcissement des alliages de titane	303
11.3 Les éléments d'alliage dans les alliages de titane	305
11.4 Les différentes classes d'alliages de titane	308
11.5 Les normes définissant les alliages de titane	310
11.6 Les changements d'état des alliages de titane	312
11.7 Aspects industriels sur les alliages de titane	316
12 ■ Le zirconium et ses alliages	325
12.1 Généralités	325
12.2 Durcissement des alliages de zirconium	326
12.3 Les éléments d'alliage dans les alliages de zirconium	327
12.4 Les différentes classes d'alliages de zirconium et leurs propriétés	328
12.5 Aspects industriels sur les alliages de zirconium	332
12.6 Perspectives	335
13 ■ Le magnésium et ses alliages	337
13.1 Généralités	337
13.2 Les différents éléments d'alliage	338
13.3 Les alliages de magnésium	338
13.4 Aspects industriels sur les alliages de magnésium	351
14 ■ Le fer et ses alliages	355
14.1 Généralités	355
14.2 Le durcissement des alliages de fer	355

14.3	Les éléments d'alliage dans les alliages de fer	357
14.4	Les différentes classes d'alliages de fer	362
14.5	Les normes définissant les alliages de fer	366
14.6	Les changements d'état des alliages de fer	380
14.7	Aspects industriels	401

A1 ■ Les alliages à mémoire de forme **443**

A1.1	Généralités	443
A1.2	Principaux alliages à mémoire de forme	445
A1.3	Évolution des propriétés des alliages à mémoire de forme	448
A1.4	Principes d'application des alliages à mémoire de forme	450
A1.5	Domaines d'application des alliages à mémoire de forme	450
A1.6	Méthodes d'élaboration et évolution	451

A2 ■ Les verres métalliques **453**

A2.1	Généralités	453
A2.2	Quelques notions sur les verres métalliques	455
A2.3	Propriétés mécaniques des verres métalliques	459
A2.4	Propriétés magnétiques des verres métalliques	460
A2.5	Aspects industriels sur les verres métalliques	461

Index **465**

In memoriam

Guy Murry, auteur des deux précédentes éditions de l'*Aide-mémoire de métallurgie* et coauteur de la présente, est décédé en 2010. Une grande figure de la métallurgie a disparu. Ses qualités pédagogiques et son sens pratique ont été fort appréciés par de nombreux ingénieurs et techniciens métallurgistes.

Diplômé de l'ENSEEG en 1952 et après une thèse à l'université d'Orsay pilotée par le professeur Lacombe, Guy Murry a débuté sa carrière de métallurgiste en 1954 dans la région stéphanoise à la Direction des recherches d'Unieux, qui était le laboratoire central de la Compagnie des ateliers et forges de la Loire. Il quitta en 1960 la région stéphanoise pour rejoindre l'IRSID à Saint-Germain-en-Laye jusqu'en 1974. À partir de cette date, il prit la direction de l'Office technique pour l'utilisation de l'acier jusqu'à sa retraite en 1991. Ce fut un retraité fort actif et il apporta ses compétences dans le domaine de la mise en œuvre et des propriétés d'usage des métaux sous forme d'actions de conseil et de formation.

Tout au long de sa carrière, il participa à de nombreuses formations continues dans le domaine métallurgique, avec notamment des organismes comme le CESSID, le CACEMI, l'A3TS, ainsi que le Centre technique industriel de la construction mécanique et l'École nationale supérieure du pétrole et des moteurs. Il fut également enseignant à l'École supérieure du soudage et de ses applications, au Conservatoire national des arts et métiers, à l'IST Chimie des matériaux, option Métaux et alliages de l'Université Pierre et Marie Curie, ainsi qu'à l'École centrale de Paris où il fut chargé d'enseignement vacataire. Il rédigea également de nombreux articles scientifiques dans les *Techniques de l'Ingénieur*, le *Référentiel Dunod Pratique des matériaux industriels*, la revue *Traitement thermique*

et ingénierie des surfaces. Il fut aussi l'auteur d'un livre *Métallurgie de base à l'usage des utilisateurs de métaux*, chez Pyc Édition, fort apprécié des bureaux d'études et de méthodes.

Guy Murry appartenait à de nombreuses associations du domaine métallurgique. Ce fut un fidèle soutien du Cercle d'études des métaux depuis le début de sa carrière dans la région stéphanoise. Il faisait également partie de la commission Traitement thermique de la SF2M, il était membre du Conseil national des ingénieurs et scientifiques de France, cofondateur, membre et ancien président de l'A3TS, membre et ancien président de l'AITT-IFHT, membre de la Société française des ingénieurs scientifiques et techniciens en soudage et membre de l'Association française des ingénieurs en appareils à pression.

Il était donc naturel, en préambule de cette quatrième édition de l'*Aide-mémoire de métallurgie*, de rendre hommage à Guy Murry pour sa contribution au rayonnement de la science des matériaux métalliques.

1

Des atomes aux métaux polycristallins

Si les termes « atome », « liaison métallique », « structure des métaux » et « défauts cristallins » vous sont familiers vous pouvez passer directement au chapitre suivant ! Mais, attention, le paragraphe 1.6 sur les défauts dans les cristaux est très important pour la compréhension de la suite.

Lorsque, avec des moyens nous permettant de pénétrer leur intimité, on examine les métaux qui nous entourent, on constate qu'ils sont tous formés par des assemblages d'atomes. Ces atomes sont les plus petites quantités de métal pur qui puissent exister à l'état libre ; ils sont caractéristiques de chaque métal identifié comme élément par les chimistes. Si on fractionne un atome on libère toujours les mêmes particules élémentaires qui constituent les « briques » avec lesquelles est construit notre univers. C'est le nombre de ces particules assemblées dans un atome qui lui donne son identité.

1.1 Les atomes

Chaque atome est constitué :

- ▶ d'un noyau ;
- ▶ d'électrons qui se déplacent dans l'espace autour du noyau. Ces électrons que l'on retrouve en nombre variable dans chaque atome sont tous identiques. Un électron a une masse très faible $0,91 \cdot 10^{-27} \text{ g}^1$; il porte une charge électrique égale à $-1,6 \cdot 10^{-19}$ coulomb. C'est une

1. 10^{-27} g est égal à 1 gramme divisé par 10^{27} soit divisé en :

1 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000 parties ;

ainsi 1 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000 électrons (10^{27} électrons) auront une masse de 0,91 g.

particule élémentaire constitutive de la matière qui joue un rôle très important ; dans les métaux elle est notamment responsable de la conduction de la chaleur et de l'électricité.

Si l'on pénètre, plus avant, au sein des noyaux on constate qu'ils sont tous formés à partir de deux « briques » (on dit particules) élémentaires, identiques dans tous les atomes :

- ▶ des protons dont la masse est de $1,67 \cdot 10^{-24}$ g (soit 1 840 fois celle des électrons) et qui porte une charge électrique égale à $+1,6 \cdot 10^{-19}$ coulomb (égale donc mais de signe opposé à celle de l'électron) ;
- ▶ des neutrons dont la masse est de $1,67 \cdot 10^{-24}$ g (soit la masse des protons et donc 1 840 fois celle des électrons) mais qui ne porte pas de charge électrique ; ils sont dits électriquement neutres.

Dans un atome stable, le nombre des électrons est égal au nombre des protons ; les charges négatives équilibrent les charges positives ; la charge électrique de l'atome est donc nulle. Ce nombre d'électrons ou de protons (ou numéro atomique Z) caractérise un élément ; les atomes des différents éléments connus ne diffèrent que par ce nombre. Par contre pour un même élément, le nombre des neutrons peut varier légèrement, ce qui donne donc des atomes qui sont constitués du même nombre d'électrons, du même nombre de protons mais d'un nombre variable de neutrons. On les appelle des isotopes du même élément qui est défini par le nombre d'électrons (et de protons).

Le tableau 1.1 décrit la constitution de quelques atomes et permet de constater que la masse de ceux-ci est essentiellement concentrée dans le noyau.

Le tableau 1.2 donne quelques exemples d'isotopes présents à l'état naturel.

Tableau 1.1 Exemples de constitution
de quelques d'atomes et masses correspondantes.

Caractéristique	Oxygène	Aluminium	Titane	Fer
Numéro Atomique	8	13	22	26
Les électrons				
Nombre d'électrons	8	13	22	26
Masse des électrons en 10^{-26} g	0,729	1,18	2,0	2,37
Les protons				
Nombre de protons	8	13	22	26
Masse des protons en 10^{-26} g	1 340	2 160	3 650	4 320
Les neutrons				
Nombre de neutrons	6 à 11	11 à 16	21 à 29	26 à 33
Masse des neutrons en 10^{-26} g	1 000 à 1 830	1 830 à 2 660	3 490 à 4 820	4 320 à 5 480
Le noyau				
Masse du noyau en 10^{-26} g	2 340 à 3 170	3 990 à 4 820	7 140 à 8 470	8 640 à 9 800

Proportion de la masse des électrons par rapport à la masse des atomes : 0,02 à 0,03 %.

Tableau 1.2 Quelques exemples d'isotopes.

Élément	Nombre de neutrons	Masse atomique	Proportion (%) présente dans la nature
Oxygène	8	16	99,76
	9	17	0,04
	10	18	0,20
Aluminium	14	26,98	100
Titane	24	45,97	7,95
	25	46,96	7,75
	26	47,96	73,45
	27	48,96	5,51
	28	49,96	5,34
Fer	28	53,96	5,90
	30	55,95	91,52
	31	56,95	2,25
	32	57,95	0,33

Toutes ces masses sont très faibles et délicates à manipuler dans les calculs. Aussi, par convention, a-t-il été admis que l'on parlerait d'une « masse atomique » représentant la masse d'un certain nombre d'atomes et il a été posé que l'on ferait référence à un atome d'oxygène constitué de :

$$\left. \begin{array}{l} 8 \text{ électrons} \\ 8 \text{ protons} \\ 8 \text{ neutrons} \end{array} \right\} \text{ masse totale : } 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

pour lequel on admettrait que la masse atomique est égale à 16 g. Le nombre d'atomes pris ainsi conventionnellement en compte est égal à $6,02 \cdot 10^{23}$; on l'appelle le nombre d'Avogadro. (Ainsi $6,02 \cdot 10^{23}$ protons ou neutrons pèsent 1 g.)

Les masses atomiques des autres éléments s'en déduisent :

Aluminium	24,02 à 29,02 g	valeur moyenne 26,98
Titane	42,98 à 50,99 g	valeur moyenne 47,90
Fer	52,01 à 59,00 g	valeur moyenne 55,84

Pour ce qui concerne les électrons, il est suffisant ici (mais pas rigoureusement exact) de considérer qu'ils se déplacent autour du noyau sur des orbites circulaires ou elliptiques dont les plans ne sont pas fixes dans l'espace. On représente d'ailleurs souvent un atome sous la forme d'un système planétaire (figure 1.1) ce qui conduit à définir une notion très pratique ; la sphère atomique centrée sur le noyau et dont le rayon caractérise l'espace occupé par les électrons.

Pratiquement on définit des couches dans lesquelles se trouvent les trajectoires des électrons ; ces couches sont repérées par les lettres K, L, M, N, O... La couche K est la plus proche du noyau et les autres couches s'en éloignent progressivement. La couche K ne peut contenir que 2 électrons, la couche L peut en contenir 8, la couche M 18, la couche N 32... Ces couches se subdivisent elles-mêmes en sous-couches :

La couche L :

1 sous-couche à 2 électrons max.

1 sous-couche à 6 électrons max.

La couche M :

1 sous-couche à 2 électrons max.

1 sous-couche à 6 électrons max.

1 sous-couche à 10 électrons max.

La couche N :

1 sous-couche à 2 électrons max.

1 sous-couche à 6 électrons max.

1 sous-couche à 10 électrons max.

1 sous-couche à 14 électrons max.

etc.

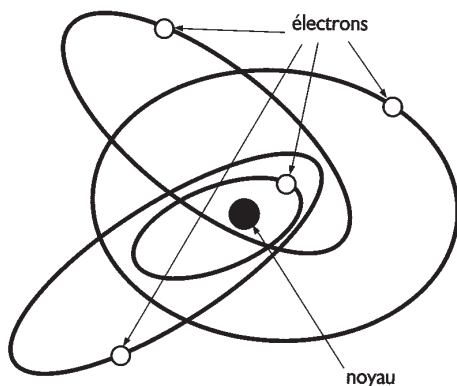


Figure 1.1 Représentation planétaire d'un atome.

Une couche garnie de tous ses électrons est très stable ; par contre une couche dans laquelle il manque 1 ou quelques électrons tendra à combler son déficit en prenant les électrons manquant à un autre atome et une couche pauvre en électrons aura, au contraire, tendance à donner ses électrons à un autre atome. De ce fait l'état des couches les plus éloignées du noyau est très important car il correspond aux électrons les plus écartés du noyau donc à ceux qui lui sont liés par les forces les moins importantes. Ils pourront donc être enlevés (le résidu est chargé électriquement → atome ionisé), échangés, partagés ; de ces possibilités découle le comportement de l'atome vis-à-vis d'autres atomes et notamment les possibilités de réactions chimiques.

Ces conditions ont conduit à classer les éléments en les regroupant en fonction de l'état de leurs couches extrêmes, classification dite périodique présentée parfois sous la forme que lui a donné Mendeleiev. Une telle classification fait apparaître des familles d'éléments ayant des couches électroniques externes également chargées (ou pauvres) en électrons (par exemple, tableau 1.3).

Tableau 1.3 État des couches électroniques de différents éléments.

Élément	Numéro atomique	Couches						
		K	L	M	N	O	P	Q
Couche saturée à		2	8	18	32			
H	1	1						
He	2	2						
C	6	2	4					
O	8	2	6					
Al	13	2	8	3				
V	23	2	8	11	2			
Cr	24	2	8	13	1			
Couche saturée à		2	8	18	32			
Mn	25	2	8	13	2			
Fe	26	2	8	14	2			
Co	27	2	8	15	2			
Ni	28	2	8	16	2			
Cu	29	2	8	18	1			
Zn	30	2	8	18	2			
Nb	41	2	8	18	12	1		
Mo	42	2	8	18	13	1		
Ag	47	2	8	18	18	1		
Cd	48	2	8	18	18	2		
Sn	50	2	8	18	18	4		
Pt	78	2	8	18	32	17	1	
Au	79	2	8	18	32	18	1	
Pb	82	2	8	18	32	18	4	
U	92	2	8	18	32	21	9	2

Pour l'hélium, He, la couche K est saturée avec 2 électrons : cette situation correspond à une très grande stabilité des électrons sur la couche externe ; He fait partie des gaz dits inertes.

Pour l'oxygène, O, la couche L contient 6 électrons dont 2 dans la sous couche Ls (saturation) et 4 dans la sous couche Lp (manquent 2 électrons pour obtenir la saturation) ; O prendra et acceptera facilement 2 électrons (donc tendance à ionisation $\rightarrow$ charge négative $\rightarrow$ anion) comportement caractéristique des métalloïdes.

Pour l'aluminium, Al, la couche M contient 3 électrons dont 2 dans la sous couche Ms (saturation) et 1 dans la sous-couche Mp (manquent 5 électrons pour obtenir la saturation) ; Al perdra et donnera facilement ses 3 électrons de la couche M (donc tendance à ionisation $\rightarrow$ charge positive +++ $\rightarrow$ cation) comportement caractéristique des métaux.

Pour le fer, Fe, la couche N contient 2 électrons (manquent 30 électrons pour obtenir la saturation) ; Fe perdra ou donnera facilement ses 2 électrons de la couche N (donc tendance à ionisation $\rightarrow$ charge positive ++ $\rightarrow$ cation métallique).

Pour constituer la matière solide les atomes se regroupent et s'unissent grâce à l'intervention de forces de liaison.

1.2 Les liaisons entre atomes

Les liaisons entre atomes (on dit que ces liaisons sont interatomiques) qui vont permettre la formation des corps solides dépendent essentiellement de l'état des couches électroniques périphériques ; selon ce que deviennent les électrons qui les occupent ces liaisons peuvent être de divers types.

Dans le cas des métaux les électrons des couches périphériques abandonnent leur atome respectif et créent un « nuage » d'électrons libres qui circulent librement dans le solide métallique. Les atomes qui ont perdu ces électrons ne sont plus électriquement neutres ; ils sont chargés positivement (on dit qu'ils sont « ionisés »). Des forces d'attraction électrostatique apparaissent alors entre les atomes ionisés (ils portent une charge positive proportionnelle au nombre d'électrons qu'ils ont perdus) et les électrons du nuage (qui est négatif). L'équilibre est assuré par les effets répulsifs apparaissant entre les atomes ionisés tous électropositifs.

Ce type de liaison, dit métallique, est propre aux métaux. L'existence d'un nuage d'électrons libres engendre des propriétés particulières de ces matériaux : la conductivité électrique et la conductivité thermique. Elles sont caractéristiques des métaux.

1.3 Les forces de liaisons interatomiques

La force attractive qui vient d'être évoquée s'exprime sous la forme d'une équation générale :

$$F = + A/r^2$$

La force répulsive s'exprime aussi sous la forme d'une équation du même type mais avec un signe – pour traduire le fait qu'elle est de sens contraire à l'attraction qui, elle, est comptée positivement :

$$F = - B/r^n$$

la valeur de n est difficile à définir ; on admet généralement qu'elle est comprise entre 7 et 10.

La force résultant de l'action de ces deux forces antagonistes s'écrit donc :

$$F = A/r^2 - B/r^n$$

À faible distance la force de répulsion est la plus forte ; à plus grande distance c'est la force d'attraction qui l'emporte comme le montre la figure 1.2. Il existe une distance où les deux forces s'équilibrent ce qui définit une position stable des atomes. Si ceux-ci en sont écartés, sous l'action d'une force extérieure, une force de réaction se développe qui s'oppose exactement à l'action extérieure et les ramènera ultérieurement à leur position d'équilibre quand cette dernière action sera supprimée.

Le système de forces antagonistes (attraction et répulsion) qui vient d'être décrit régit les positions relatives des atomes dépourvus de leurs électrons périphériques ; ces positions d'équilibre définissent l'état solide de la matière.

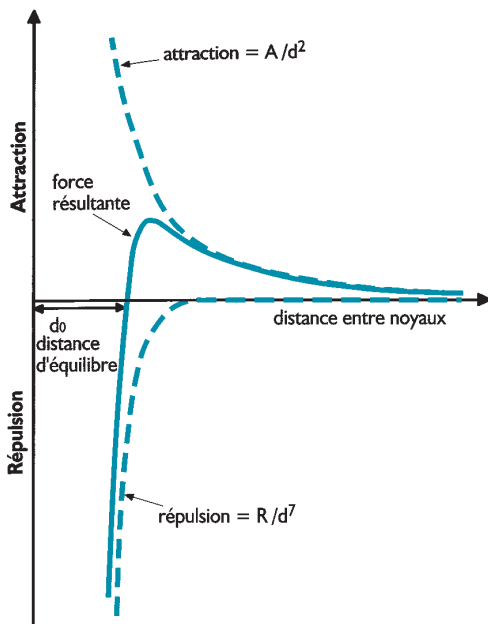


Figure 1.2 Schéma descriptif des efforts :

- d'attraction
- de répulsion
- résultant

entre noyaux (nœuds du réseau).

Mais ces positions d'équilibre ne sont pas occupées en permanence par les atomes ; en effet l'agitation thermique (l'effet de la température) provoque des mouvements de ces atomes ionisés qui, sans cesse, se déplacent en oscillant autour de leur position d'équilibre ; l'amplitude de ces oscillations est d'autant plus grande que la température est plus élevée, elle tend, par contre, vers zéro quand la température approche du « zéro absolu »

($-273\text{ }^{\circ}\text{C}$). Cette agitation, dont l'amplitude croît quand la température s'élève, provoque un déplacement de la position moyenne de chaque atome qui engendre une augmentation de la distance entre atomes ionisés ; cette augmentation est la cause de la dilatation que l'on constate quand on chauffe un métal. On voit que, si l'élévation de température est importante et que par voie de conséquence l'augmentation de la distance est grande, la force d'attraction devient très faible, situation qui va conduire à l'état liquide.

1.4 La structure des métaux solides

Grâce aux forces de liaison les atomes se regroupent et se placent dans leurs positions d'équilibre pour former des corps solides ; comment s'organisent-ils ?

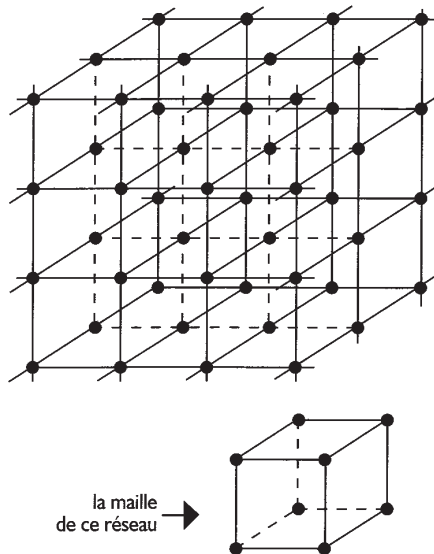


Figure 1.3 Réseau cristallin cubique le plus simple.

Quand les atomes se rangent à leurs positions d'équilibre (le plus souvent pendant la solidification après la fusion) on dit qu'un cristal se forme. Cette formation se fait suivant une configuration ordonnée, à trois dimensions, dans laquelle les atomes sont régulièrement répartis. Ainsi est défini un « réseau spatial » ; les atomes ionisés constituent les « nœuds » du réseau. L'exemple le plus simple d'un réseau cristallin est donné par la figure 1.3 ; il est dit « cubique » (cubique parce qu'il se construit dans l'espace comme un empilement de cubes dont les sommets sont occupés par des noyaux) ; bien qu'il ne se rencontre pas avec les métaux nous le prendrons souvent en exemple dans ce qui suit car il est beaucoup plus facile et simple à représenter et à lire sur un dessin en perspective.

Un réseau est défini par une « maille » ; c'est le groupement élémentaire d'atomes le plus simple qui se répète indéfiniment dans les trois dimensions.

On identifie dans la nature trois types de mailles cristallines métalliques :

- cubique centré (figure 1.4) (en abrégé CC) ;
- cubique faces centrées (figure 1.5) (en abrégé CFC) ;
- hexagonale (compacte) (figure 1.6) (en abrégé HC).

Il faut noter que ces structures cristallines très stables sont uniques pour un métal donné à une température fixée mais, pour certains métaux, elles changent lorsque la température varie :

- le cobalt, HC à 20° → CFC à 427 °C ;
- le fer, CC à 20° → CFC à 912 °C → CC à 1 394 °C ;
- le titane, HC à 20° → CC à 883 °C.

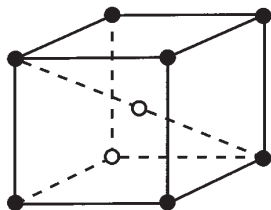


Figure 1.4 Maille cubique centrée.

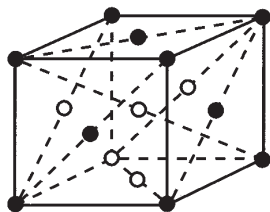


Figure 1.5 Maille cubique à faces centrées.

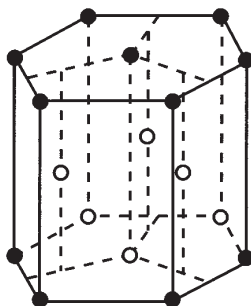


Figure 1.6 Maille Hexagonale compacte.

On parle alors de polymorphisme ou d'allotropie et on dit qu'un tel métal change d'état allotropique suivant la température.

Dans les trois types de mailles cristallines métalliques (cubique centré, cubique faces centrées et hexagonal) on utilise des systèmes de caractérisation des positions des nœuds, de certains alignements de nœuds et des différents plans qui sont décrits au paragraphe 1.7. Ils permettent d'utiliser des symboles simples pour situer ces divers éléments dans l'espace.

Dans un métal il est souvent commode d'assigner aux atomes un volume sphérique arbitraire ; on suppose (voir § 1.1) que le rayon de la sphère est égal à la demi-distance entre deux atomes voisins les plus rapprochés ; ce rayon atomique diffère bien entendu pour chaque métal et chaque état allotropique d'un même métal :

- Al (CFC) $r = 0,143 \text{ nm}$;
- Ti (HC) $r = 0,147 \text{ nm}$;
- Fe (CC) $r = 0,126 \text{ nm}$;
- Fe (CFC) $r = 0,129 \text{ nm}$;
- Ni (CFC) $r = 0,125 \text{ nm}$.

Cette représentation permet de définir dans chacun des systèmes principaux de cristaux métalliques :

- ▶ des directions denses ; il s'agit de directions le long desquelles les atomes sont les plus proches possible ;
- ▶ des plans denses ; il s'agit de plans dans lesquels les atomes sont les plus rapprochés possible.

Ainsi (voir § 1.7 sur l'explication de la signification des indices) :

- ▶ *pour le système CC :*
 - direction dense [111] et équivalentes,
 - plan dense (111) et équivalents ;
- ▶ *pour le système CFC :*
 - direction dense [110] et équivalentes,
 - plan dense (111) et équivalents ;
- ▶ *pour le système HC :*
 - direction dense [1000] et équivalentes,
 - plan dense (0001).

Les structures HC et CFC correspondent à des empilements aussi compacts que possible : toutes les sphères se touchent (empilement de couches pleines HC : ABAB...CFC : ABCAB) par contre la structure CC n'est pas compacte ; dans les plans (110) les sphères correspondant aux atomes ne sont pas toutes tangentes.

1.5 Les agrégats

Il est possible, notamment lors de la solidification, de provoquer la croissance d'un grain unique de taille importante ; on réalise alors un « monocristal ». Mais en général, les métaux industriels sont formés de très nombreux cristaux agglomérés entre eux : ce sont des solides « polycristallins », ce sont des « agrégats » de cristaux plus ou moins gros.

Les propriétés de tels agrégats dépendent, bien entendu, des propriétés des cristaux constitutifs, mais elles dépendent aussi des zones de contact entre les grains que l'on appelle « joints de grains », zone où les liaisons interatomiques sont perturbées et où apparaissent des anomalies de rangement des nœuds du réseau.

1.6 Les défauts des cristaux

Les métaux utilisés dans l'industrie ne sont pas constitués de cristaux parfaits (dans lesquels tous les nœuds seraient bien à leur place), ils ne sont généralement pas purs et souvent, même, ils sont utilisés sous forme d'alliage c'est-à-dire qu'ils contiennent des atomes étrangers ajoutés volontairement.

Cette situation va engendrer la présence dans le métal de base d'un certain nombre d'anomalies que l'on peut répertorier sous le titre de défauts cristallins.

Parmi ces défauts on peut distinguer :

- ▶ les défauts ponctuels (à l'échelle atomique c'est-à-dire à l'échelle des nœuds du réseau) ;
- ▶ les défauts linéaires ;
- ▶ les défauts plans ;
- ▶ les défauts en volume (ponctuels à l'échelle macroscopique).

1.6.1 Les défauts ponctuels (à l'échelle atomique)

Les défauts ponctuels peuvent prendre naissance :

- ▶ lors de l'édification du cristal (c'est-à-dire lors de la solidification) ;
- ▶ lors d'une déformation plastique ;
- ▶ lors d'une irradiation par des particules de haute énergie.

Ils peuvent disparaître à travers différents processus qui seront évoqués plus loin.

Ces défauts correspondent à 4 situations (figure 1.7).

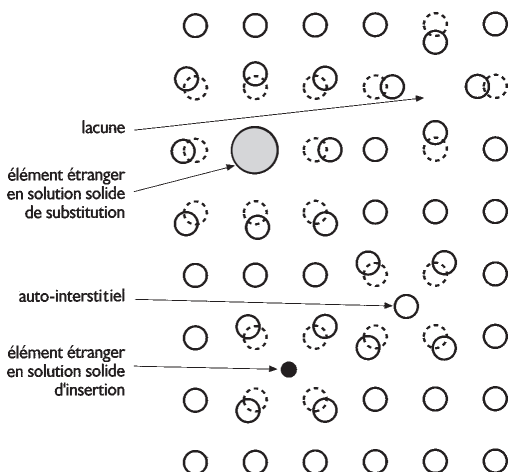


Figure 1.7 Schéma des défauts ponctuels d'un cristal
(les pointillés repèrent les positions des nœuds dans un cristal parfait).

■ Il manque un atome à l'emplacement d'un nœud du réseau

Lors de la formation du cristal un atome n'a pas occupé un des sites du réseau qui reste alors vacant ; ceci crée une « lacune ». La présence d'une telle lacune provoque des distorsions du réseau dans son voisinage ; les atomes proches se déplacent vers le vide ainsi créé pour rétablir un équilibre des forces de liaison.

Ces lacunes sont assez fréquentes dans les métaux industriels. On donne souvent l'ordre de grandeur suivant : une lacune pour 10^4 à 10^8 atomes (ce qui représente de l'ordre de 10^{14} à 10^{19} lacunes par cm^3 de Al, Fe ou Ti !). Le nombre de ces lacunes diminue quand la température s'élève.

■ Un atome du métal occupe un emplacement hors des nœuds du réseau

On dit alors qu'il constitue un « auto-interstitiel » et sa présence provoque localement des déplacements des atomes voisins (ils s'éloignent) pour rétablir un équilibre des liaisons. Un auto-interstitiel peut se recombinaison avec une lacune ; les deux défauts cristallins disparaissent alors.