Guy **Murry**
Robert **Lévêque**

L'USINE NOUVELLE

AIDE-MÉMOIRE

Métallurgie

3e édition

DUNOD

Tout le catalogue sur
www.dunod.com

DUNOD
ÉDITEUR DE SAVOIRS

Graphisme de couverture : Nicolas Hubert

Photo de couverture : © Andriy Solovyov – Fotolia.com

Le pictogramme qui figure ci-contre mérite une explication. Son objet est d'alerter le lecteur sur la menace que représente pour l'avenir de l'écrit, particulièrement dans le domaine de l'édition technique et universitaire, le développement massif du photocopillage.
Le Code de la propriété intellectuelle du 1er juillet 1992 interdit en effet expressément la photocopie à usage collectif sans autorisation des ayants droit. Or, cette pratique s'est généralisée dans les établissements d'enseignement supérieur, provoquant une baisse brutale des achats de livres et de revues, au point que la possibilité même pour les auteurs de créer des œuvres nouvelles et de les faire éditer correctement est aujourd'hui menacée.
Nous rappelons donc que toute reproduction, partielle ou totale, de la présente publication est interdite sans autorisation de l'auteur, de son éditeur ou du Centre français d'exploitation du droit de copie (CFC, 20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris).

DANGER
LE PHOTOCOPILLAGE TUE LE LIVRE

© Dunod, 2004, 2010, 2015

5 rue Laromiguière, 75005 Paris
www.dunod.com

ISBN 978-2-10-070663-1

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 29

2.1 La déformation élastique 29
2.2 La déformation plastique 37
2.3 Les ruptures 44

3 ▪ Les propriétés des métaux 49

3.1 Les propriétés mécaniques 50
3.2 La résistance aux attaques chimiques 84

4 ▪ Les propriétés mécaniques des métaux purs – Le durcissement nécessaire 99

4.1 Les propriétés mécaniques des métaux purs 99
4.2 Le durcissement des métaux 101
4.3 La diffusion à l'état solide 115

5 ▪ Les alliages métalliques 129

5.1 Quelques définitions 129
5.2 La règle des phases 131
5.3 Les alliages binaires 133

5.4 Quelques notions sur les alliages plus complexes que les alliages binaires 163
5.5 Une remarque importante 167

6 ▪ Changements d'état des alliages métalliques 169

6.1 La solidification en conditions industrielles 169
6.2 Les transformations à l'état solide en conditions industrielles 179
6.3 Bilan de certaines connaissances acquises – Les traitements thermiques 193

7 ▪ Les traitements thermiques 199

7.1 Les opérations du traitement de durcissement 199
7.2 Les opérations des traitements d'adoucissement 216

8 ▪ L'aluminium et ses alliages 217

8.1 Généralités 217
8.2 Le durcissement des alliages d'aluminium 218
8.3 Les éléments d'alliage dans les alliages d'aluminium 221
8.4 Les différentes classes d'alliages d'aluminium 221
8.5 Les normes définissant les alliages d'aluminium 222
8.6 Les changements d'état des alliages d'aluminium 226
8.7 Aspects industriels sur les alliages d'aluminium 229

9 ▪ Le cuivre et ses alliages 245

9.1 Généralités 245
9.2 Le durcissement des alliages de cuivre 246
9.3 Les éléments d'alliage dans le cuivre 248
9.4 Les différentes classes d'alliages de cuivre 249
9.5 Les normes définissant les alliages de cuivre 250
9.6 Les changements d'état des alliages de cuivre 254
9.7 Aspects industriels sur les cuivres alliés et alliages de cuivre 257

10 ▪ Le nickel et ses alliages 271

10.1 Généralités 271

10.2 Le durcissement des alliages de nickel 272
10.3 Les éléments d'alliage dans les alliages de nickel 273
10.4 Les différentes classes d'alliages de nickel 274
10.5 Les normes définissant les alliages de nickel 275
10.6 Les changements d'état des alliages de nickel 277
10.7 Aspects industriels sur les alliages de nickel 280

11 ▪ Le titane et ses alliages 287

11.1 Généralités 287
11.2 Le durcissement des alliages de titane 289
11.3 Les éléments d'alliage dans les alliages de titane 291
11.4 Les différentes classes d'alliages de titane 294
11.5 Les normes définissant les alliages de titane 296
11.6 Les changements d'état des alliages de titane 298
11.7 Aspects industriels sur les alliages de titane 302

12 ▪ Le zirconium et ses alliages 307

12.1 Généralités 307
12.2 Durcissement des alliages de zirconium 308
12.3 Les éléments d'alliage dans les alliages de zirconium 309
12.4 Les différentes classes d'alliages de zirconium et leurs propriétés 310
12.5 Aspects industriels sur les alliages de zirconium 314
12.6 Perspectives 317

13 ▪ Le fer et ses alliages 319

13.1 Généralités 319
13.2 Le durcissement des alliages de fer 319
13.3 Les éléments d'alliage dans les alliages de fer 321
13.4 Les différentes classes d'alliages de fer 326
13.5 Les normes définissant les alliages de fer 330
13.6 Les changements d'état des alliages de fer 344
13.7 Aspects industriels 365

Index 401

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

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 troisième 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 $0{,}91 \cdot 10^{-27}$ 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 parties ;
ainsi 1 000 000 000 000 000 000 000 000 000 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 %.

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

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 :

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

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.

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

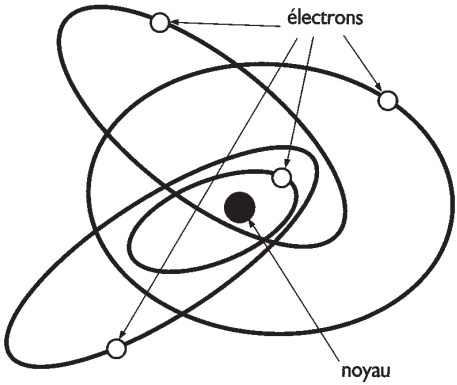


Figure 1.1 Représentation planétaire d'un atome.

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.

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

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 → charge négative → 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 → charge positive +++ → 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 → charge positive ++ → 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.

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

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.

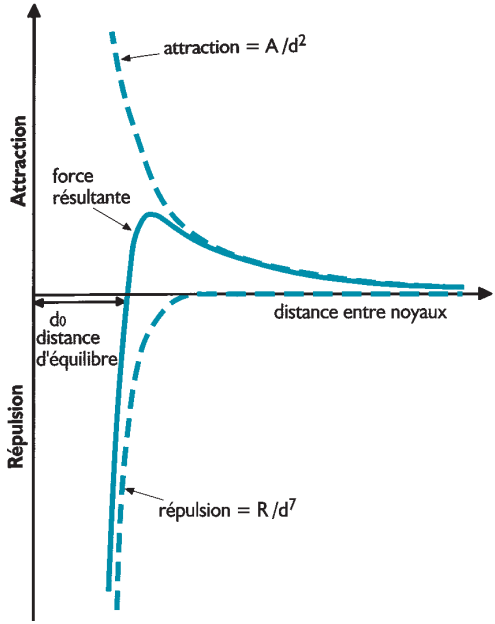


Figure 1.2 Schéma descriptif des efforts :
- d'attraction
- de répulsion
- résultant

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 ionosés 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 °C). Cette agitation, dont l'amplitude croit 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 ?

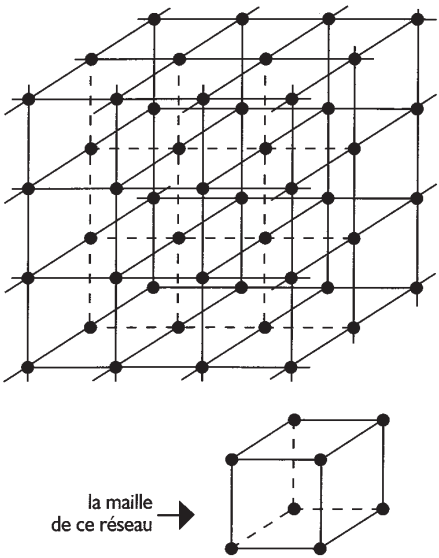


Figure 1.3 Réseau cristallin cubique le plus simple.

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

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.

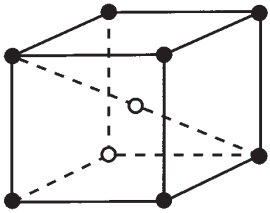


Figure 1.4 Maille cubique centrée.

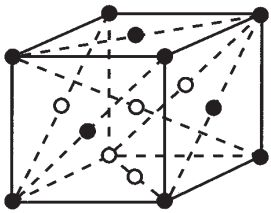


Figure 1.5 Maille cubique à faces centrées.

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.

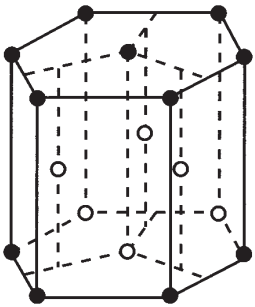


Figure 1.6 Maille Hexagonale compacte.

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

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

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

- 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).

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

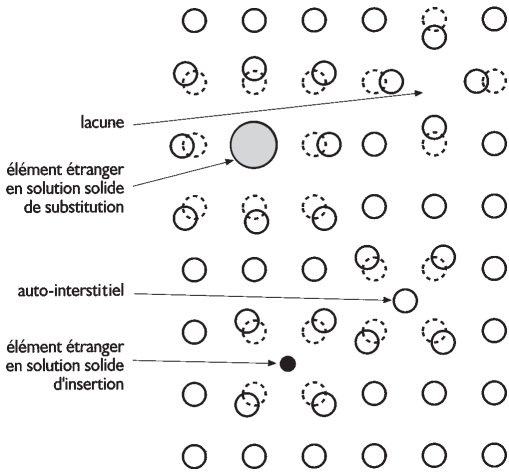


Figure 1.7 Schéma des défauts ponctuels d'un cristal
(les pointillés repèrent les positions des nœuds dans un cristal parfait).

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 recombiner avec une lacune ; les deux défauts cristallins disparaissent alors.

Un atome étranger occupe un nœud du réseau

Il s'agit d'une impureté au sens chimique du terme, mais on dit ici qu'il s'agit d'un élément d'alliage car cet atome étranger est dissous dans le métal de base : on parle alors de « solution solide de substitution ». La présence d'un tel atome étranger provoque de légers déplacements des atomes environnants.

Son existence exige que l'atome étranger ne soit pas très différent de l'atome du métal de base. C'est ainsi que les rayons atomiques ne doivent pas différer de plus de 20 à 30 %, il ne faut pas aussi que les deux éléments aient une grande affinité chimique l'un pour l'autre.

Le nombre d'atomes étrangers pouvant se placer dans un réseau donné (et donc entrer en solution solide), varie avec la nature du métal de base et avec celle de l'atome étranger. La solubilité peut être :

- totale ou illimitée : l'alliage est constitué de X % du métal M_1 et 100-X % du métal M_2 avec X variant continûment de 0 à 100. Ceci se produit lorsque les atomes ont la même structure cristalline et ont des propriétés très voisines :

  exemples : Au-Ag, Au-Cu, Ag-Pd, Fe-Ni

- limitée : il existe une limite de concentration au-delà de laquelle les atomes du soluté ne trouvent plus place dans le réseau du métal solvant. C'est en général le cas lorsque les deux métaux n'ont pas des propriétés très voisines. Plus les différences sont grandes plus la solubilité diminue ; elle peut devenir nulle (exemple Pb dans Fe). La limite de solubilité augmente en général avec une élévation de température selon une loi d'activation thermique :

$$C = C_0 \exp(-Q/RT)$$

avec :
C = solubilité ;
C_0 = constante ;
Q = enthalpie de dissolution ;
T = température absolue ;
R = constante des gaz parfaits.

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

En général les atomes de solutés sont répartis au hasard aux nœuds du réseau du métal solvant, mais parfois on constate qu'ils peuvent se ranger préférentiellement sur certains sites et donc respecter un certain ordre ; de telles solutions solides sont alors dites « ordonnées ».

Un atome étranger occupe un emplacement hors des nœuds du réseau

C'est encore une impureté qui apparaît comme un élément d'alliage dissous puisqu'il reste à l'état atomique ; il est dit en « solution solide d'insertion ». Son existence exige que l'atome soluté soit très petit, ce qui limite cette forme de solubilisation aux éléments H, O, N, C et B (il faut pratiquement que le rayon atomique du soluté ne soit pas supérieur à 6/10 du rayon atomique du solvant).

Dans un réseau les sites que vont occuper ces éléments interstitiels dépendent des espaces existant entre atomes ; ainsi, par exemple on trouvera dans le réseau CC (figure 1.8) :

- des sites dits « octaédriques » qui sont les milieux des arêtes et les centres de faces (place disponible pour une sphère dont le rayon est au plus égal à 0,067 fois l'arête du cube) ;
- des sites dits « tétraédriques » qui sont au quart des médianes des faces en partant des arêtes (place disponible pour une sphère dont le rayon est au plus égal à 0,126 fois l'arête du cube).

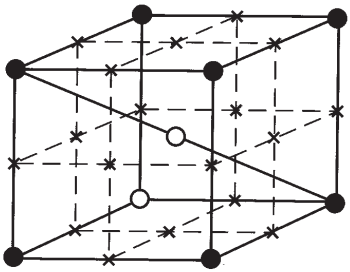
Dans le réseau CFC, on trouve de même :

- des sites dits « octaédriques » qui sont les milieux des arêtes et le centre du cube (place disponible pour une sphère dont le rayon est au plus égal à 0,147 fois l'arête du cube) ;
- des sites dits « tétraédriques » qui sont à mi-distance entre les centres de deux faces adjacentes (place disponible pour une sphère dont le rayon est au plus égal à 0,080 fois l'arête du cube).

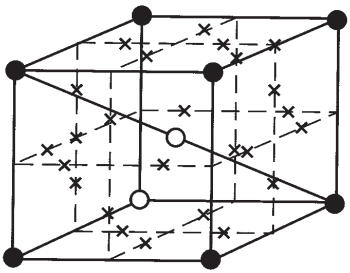
On trouve des sites identiques dans le réseau HC.

En général ces insertions amènent des perturbations du réseau du métal solvant. On constatera souvent qu'un interstitiel peut être piégé par

une lacune ce qui diminue les distorsions du réseau introduites par ces deux types de défauts.



sites octaédriques



sites tétraédriques

Figure 1.8 Positions que peuvent prendre les atomes en solution solide d'insertion : cas de la structure CC.

1.6.2 Les défauts linéaires

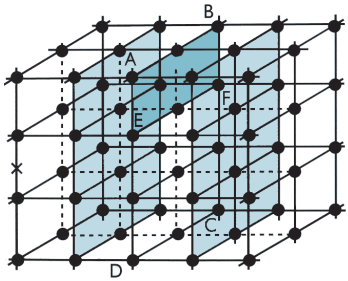
Ces défauts appelés dislocations sont des perturbations importantes du réseau cristallin. Bien qu'ils se ramènent à deux types fondamentaux nous ne décrirons ici que le plus simple qui est dénommé « dislocation coin » ; à lui seul il permet de décrire simplement mais néanmoins correctement le très grand rôle joué par ce type de défaut dans le comportement mécanique d'un métal.

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

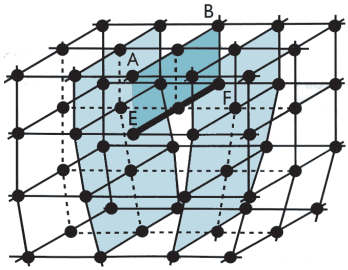
On peut décrire une dislocation coin en partant d'un cristal parfait dans lequel on considère le plan ABCD (figure 1.9a) contenant le segment EF ; on crée une dislocation coin en retirant le demi-plan EFCD d'atomes ordonnés selon la maille du réseau, demi-plan qui s'arrête sur la ligne EF appelée ligne de dislocation. Les atomes du réseau initial se réarrangent au voisinage de la ligne de dislocation pour rééquilibrer les forces de liaison (figure 1.9b).

Ces dislocations naissent :

- dès la solidification ;
- mais aussi au cours des déformations plastiques subies par les cristaux.



(a) cristal parfait



(b) cristal avec dislocation coin

Figure 1.9 Description d'une dislocation-coin.

Ces dislocations sont toujours présentes en grand nombre dans les cristaux. On mesure leur importance, dans le cas considéré ici, en évaluant la longueur de la ligne de dislocation c'est-à-dire de l'arête CD du demi-

plan excédentaire et on détermine leur densité en calculant la longueur cumulée de toutes les lignes de dislocations contenues dans l'unité de volume de métal considéré ; cette densité peut varier de 10^6 cm/cm^3 à 10^{11} cm/cm^3 environ.

1.6.3 **Les défauts plans**

Il existe un certain nombre de défauts plans parmi lesquels nous ne citerons que ceux ayant, pour ce qui suit, une importance particulière, à savoir :

- les joints de grains : ce sont les zones de grand désordre (ayant une épaisseur de l'ordre de quelques distances interatomiques) séparant les cristaux dans un même solide polycristallin (figure 1.10). Ces joints ont une grande importance dans le comportement d'un corps polycristallin car ils constituent des espaces où l'ordre naturel est perturbé et où les atomes ne sont donc pas en position stable ;

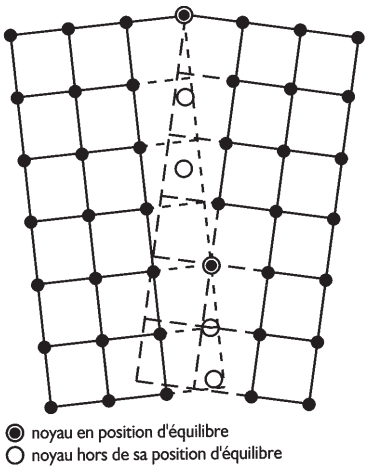


Figure 1.10 Description d'un joint de grains.

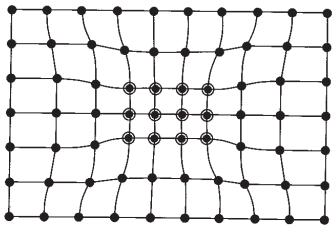
- les joints de macles : un joint de macle est un plan (dans lequel les nœuds restent correctement ordonnés selon le système cristallin du métal) de part et d'autre duquel les réseaux des deux cristaux sont

© Dunod – Toute reproduction non autorisée est un délit.

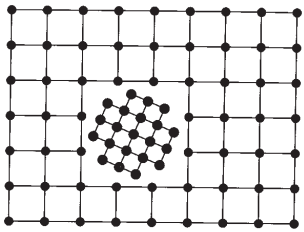
symétriques (et non pas alignés comme ce serait le cas dans un cristal unique). Les macles apparaissent fréquemment au cours de la déformation plastique des métaux CFC.

1.6.4 Les défauts en volume

Il s'agit ici de petites particules de corps étrangers apparus au sein d'un métal homogène ; ce sont généralement des composés chimiques formés par un métal avec certains métalloïdes (souvent oxygène, soufre, azote, carbone…) et parfois des composés chimiques formés par les métaux entre eux.



(a) précipité cohérent



(b) précipité incohérent

Figure 1.11 Description des deux états des précipités.

On distingue :

- les « précipités » qui sont formés volontairement pour agir sur les propriétés d'un métal et que l'on classe en :
  - précipités cohérents pour lesquels il existe une relation d'orientation cristallographique définie entre la particule précipitée et la matrice