

PROPIEDADES DE LOS METALES

por Aurelio Gallardo

1 de diciembre de 2017



Propiedades de los Metales By Aurelio Gallardo Rodríguez, 31667329D Is Licensed Under A Creative Commons Reconocimiento-NoComercial-CompartirIgual 4.0 Internacional License.

Índice General

	PÁGINA
1. INTRODUCCIÓN	1
2. ESTRUCTURA INTERNA	2
2.1. ESTRUCTURA CRISTALINA	2
2.2. ESTRUCTURA CRISTALINA BCC	5
2.3. ESTRUCTURA CRISTALINA FCC	6
2.4. ESTRUCTURA CRISTALINA HEXAGONAL COMPACTA (HCP)	7
2.5. INTERSTICIOS CRISTALINOS	8
2.6. POLIMORFISMO O ALOTROPÍA	11
3. DEFECTOS EN LA ESTRUCTURA CRISTALINA	12
3.1. DEFECTOS ATÓMICOS PUNTUALES	12
3.2. DEFECTOS ATÓMICOS LINEALES	13
3.3. DEFECTOS ATÓMICOS SUPERFICIALES	13
4. SOLUCIONES SÓLIDAS	14
4.1. SOLUCIONES SÓLIDAS DE SUSTITUCIÓN	14
4.2. SOLUCIONES SÓLIDAS DE INSERCIÓN	15
5. MECANISMOS DE ENDURECIMIENTO DE LOS METALES	15
APÉNDICE A. ESTADO AMORFO	16
APÉNDICE B. VÍDEOS	16

1. Introducción

El progreso de la humanidad siempre ha ido en paralelo al desarrollo de la metalurgia. No en balde, las épocas prehistóricas han sido llamadas la Edad del Bronce o la Edad del Hierro. Abordaremos en este tema cuáles son las propiedades más sobresalientes de los metales, su importancia, y cómo podemos potenciar sus propiedades en base al estudio de su estructura interna.

Generalidades En general, los metales presentan una serie de características:

- Son buenos conductores térmicos y eléctricos.
- Suelen ser resistentes mecánicamente.
- Gran plasticidad, ductilidad y tenacidad: es decir, una gran capacidad de deformación antes de romperse.
- Muy maleables.
- Pueden ser reciclados, ya que se pueden fundir y conformar de nuevo.

2. Estructura interna

Los átomos en un metal se encuentran «muy empaquetados» o próximos entre sí, formando disposiciones geométricas en tres dimensiones que se repiten. Estas estructuras tridimensionales se denominan **cristales (estado cristalino)** de los metales. Además de los metales, forman estructuras cristalinas las aleaciones metálicas, algunas cerámicas y algunos polímeros (A).

Los átomos en una estructura cristalina se mantienen unidos gracias a un tipo de enlace llamado **enlace metálico** (los otros dos tipos de enlaces son el iónico y el covalente). En el enlace metálico los electrones de mayor energía de las últimas capas están deslocalizados, es decir, no pertenecen a ningún átomo concreto y son «compartidos» por toda la estructura cristalina (llamada **nube electrónica**). Los electrones así deslocalizados explican la alta conductividad térmica y eléctrica, ya que tienen mucha movilidad.

2.1. Estructura cristalina

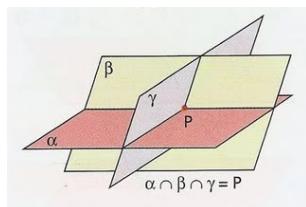


FIGURA 1: TRES PLANOS SE CORTAN EN UN PUNTO

consideramos se repite: es la **celda unidad**.

En la figura 1, podemos observar cómo tres planos en el espacio (α , β y γ) se cortan en un punto. Podemos pues considerar que en una estructura cristalina existen 3 familias de planos, paralelos, que se repiten indefinidamente en el espacio. Todos los puntos así formados es lo que llamamos una **red puntual tridimensional**. Una propiedad de esta red es que un punto cualesquiera tiene los mismos vecinos alrededor, dispuestos de la misma manera, por lo que podemos identificar a la red por simplemente una porción pequeña de la misma que

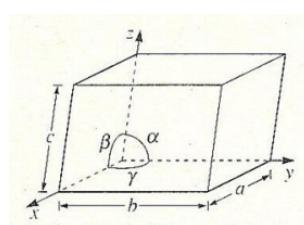


FIGURA 2: CELDA UNIDAD. VECTORES Y ÁNGULOS.

Matemáticamente la celda unidad queda definida por seis parámetros: tres vectores \vec{a} , \vec{b} y \vec{c} o ejes cristalográficos y tres ángulos (α , β y γ)¹ que forman los vectores entre sí. Modificando estos parámetros obtenemos los siete primeros tipos posibles de redes cristalinas.

¹No confundir con el nombre de los planos en la figura anterior.

Las redes cristalinas (celdas primitivas) son:

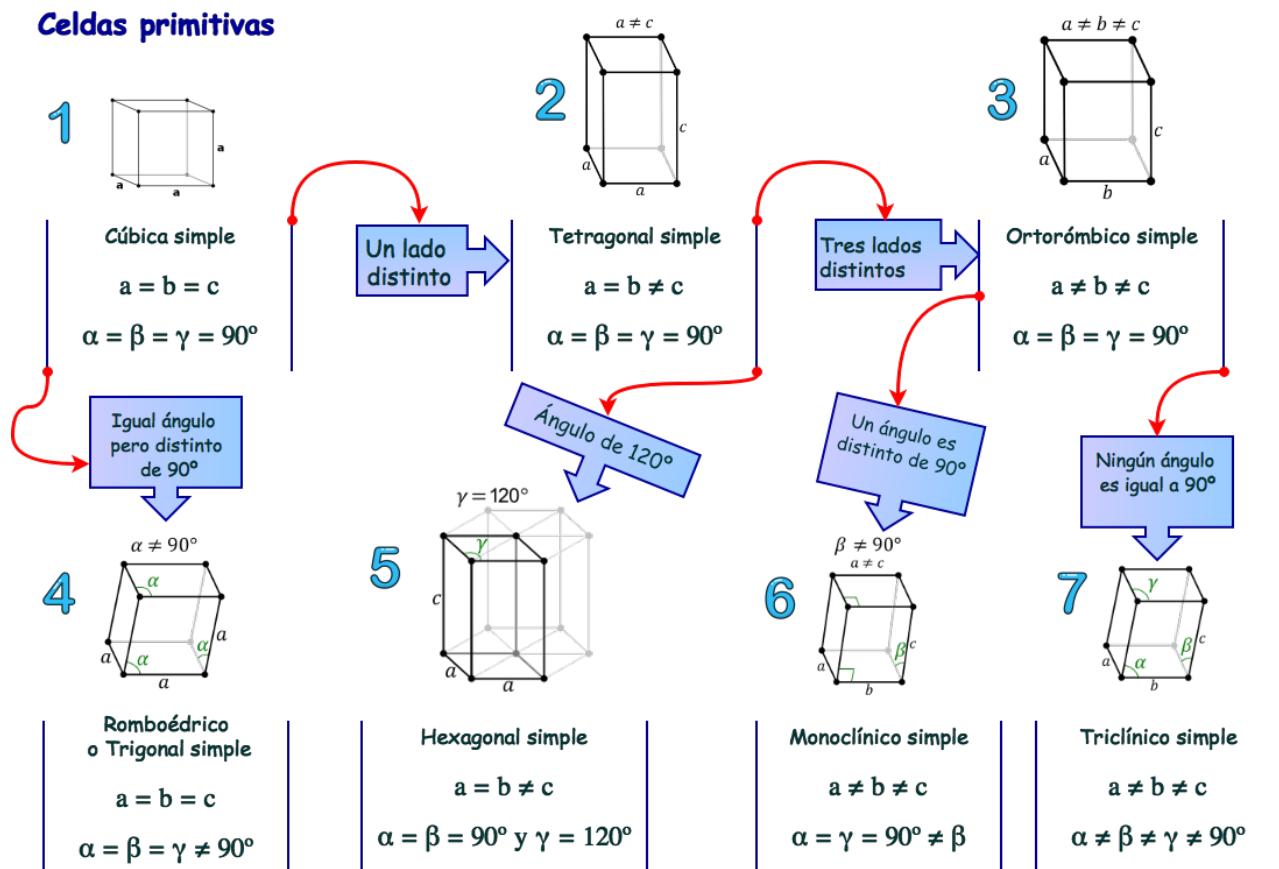


FIGURA 3: REDES CRISTALINAS: CELDAS PRIMITIVAS

Pero además, el físico y mineralogista francés Auguste Bravais , que estudió estas redes cristalinas encontró variaciones de las mismas que cumplían con las leyes de la vecindad. *En estos casos los átomos no se disponían sólo en los vértices, sino en otros lugares*. A las celdas de las redes cristalinas ya descubiertas las llamó **celdas primitivas** y a estas nuevas celdas **no primitivas**.

Podía existir un átomo justo en el centro de la celda (**centrada en el cuerpo**). Podía haber un átomo justo en el centro de cada cara (**centrada en las caras**) o podía haber un átomo centrado en caras opuestas (**centrada en la base**). En total se encontraron en la Naturaleza 14 redes cristalinas correspondientes a 14 celdas unidad, y son llamadas **redes de Bravais**. Además de las 7 celdas primitivas ya encontradas , las otras siete son:

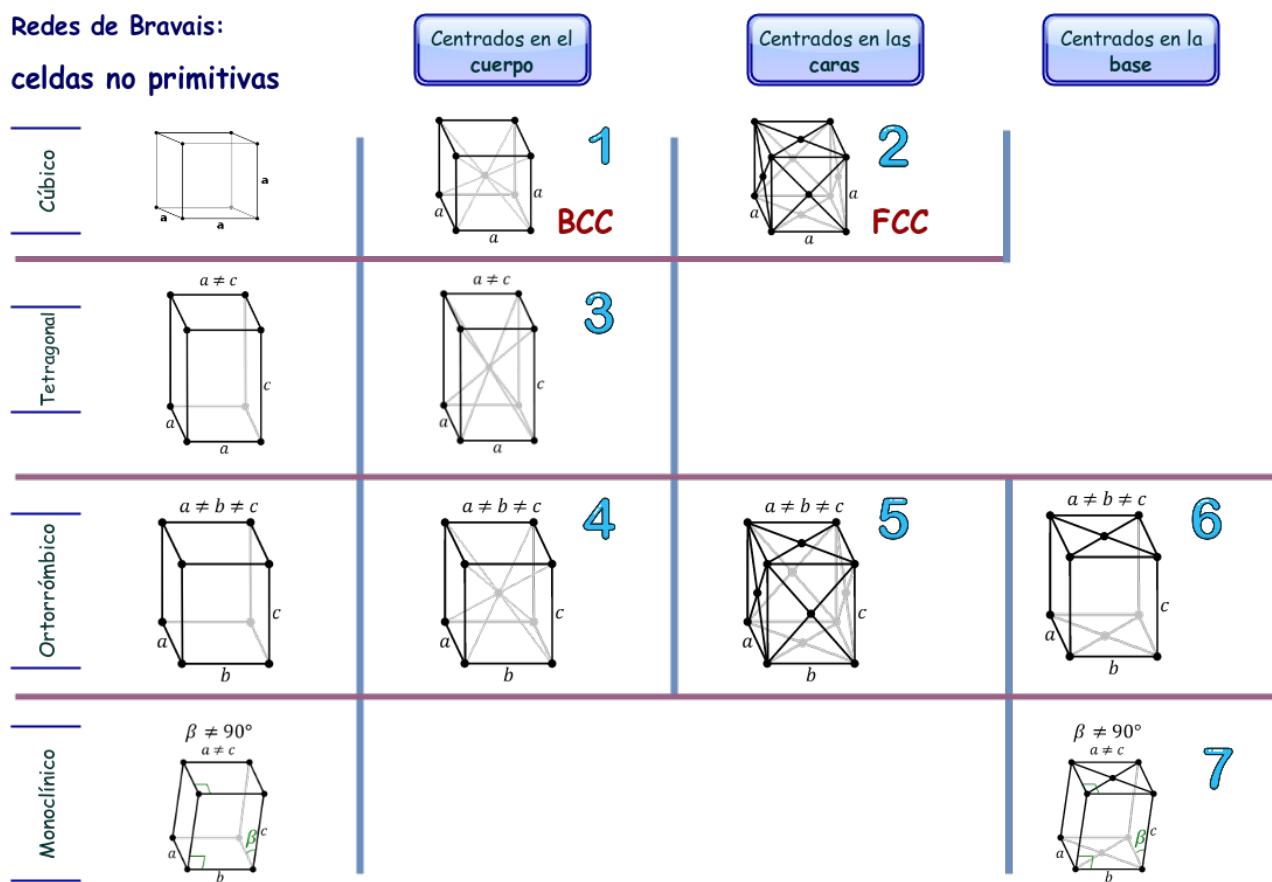


FIGURA 4: CELDAS NO PRIMITIVAS, QUE COMPLETAN LAS CATORCE REDES DE BRAVAIS

La mayor parte de los metales (aproximadamente un 90%) tienen una estructura cristalina correspondiente a dos redes cristalinas simples (de Bravais) y a una red cristalina más compleja. En una red cristalina compleja los átomos no se disponen exactamente en los lugares que antes hemos descrito sino en posiciones respecto a esos lugares.

- **BCC:** cúbica centrada en el cuerpo.
- **FCC:** cúbica centrada en las caras.
- **HCP:** hexagonal compacta.

Estas estructuras son densamente empaquetadas y los átomos están muy próximos entre sí. La energía liberada por los átomos al formar el cristal es mayor si el empaquetamiento es denso.

En lo que sigue siempre consideraremos que los átomos son esferas rígidas situados en puntos de una red tridimensional. Esta simplificación es útil para escribir las estructuras cristalinas aunque no es exacta.

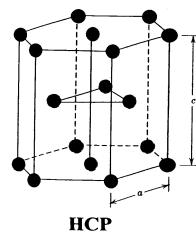


FIGURA 5: HCP

Elemento	Red cristalina	Radio atómico (Å)	Dimensión de la red a (Å)
Aluminio	FCC	1,431	4,049
Berilio	HCP	1,142	2,286
Cromo	BCC	1,249	2,884
Cobalto	HCP	1,254	2,507
Cobre	FCC	1,278	3,615
Oro	FCC	1,441	4,079
Hierro	BCC	1,241	2,866
Pbomo	FCC	1,75	4,951
Magnesio	HCP	1,604	3,209
Níquel	FCC	1,246	3,524
Paladio	FCC	1,375	3,89
Platino	FCC	1,388	3,923
Potasio	BCC	2,312	5,334
Plata	FCC	1,444	4,086
Titanio	HCP	1,475	2,95
Vanadio	BCC	1,316	3,039
Cinc	HCP	1,332	2,665

CUADRO 1: TABLA DE METALES CON SUS REDES, RADIO ATÓMICO Y DIMENSIÓN DE LA RED

2.2. Estructura cristalina BCC

En la estructura cristalina BCC (body centered cubic - cúbica centrada en el cuerpo) los átomos se encuentran en los vértices y en el centro del cubo. El átomo central está rodeado por 8 átomos, luego su **índice de coordinación** es 8.

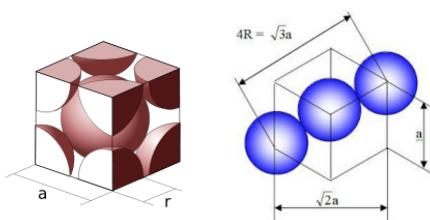
2.2.1. Número de átomos por celda.

- Cada átomo de cada vértice pertenece a 8 celdas, luego a cada celda corresponde un átomo de ocho: $N_v/8$
- Cada átomo de cada cara pertenece a 2 celdas, luego a cada celda corresponde un átomo de dos: $N_c/2$
- El átomo central o interior pertenece a la celda: N_i
- Luego en general, el número de átomos que pertenece a una celda es: $N = N_i + N_c/2 + N_v/8$

En el caso de una red BCC tenemos que son **2 átomos por celda**: $N = N_i + N_c/2 + N_v/8 = 1 + 0/2 + 8/8 = 2$

2.2.2. Tamaño de la celda unidad según el radio atómico

De la figura se desprende fácilmente que el tamaño de la celda (a) en función del radio atómico (R) es $a = \frac{4R}{\sqrt{3}}$

FIGURA 6: BCC. CÁLCULO DEL TAMAÑO $a = \frac{4R}{\sqrt{3}}$

2.2.3. Factor de empaquetamiento atómico

La relación entre el volumen ocupado por los átomos en la celda unidad y el volumen de la celda. Recordemos que la celda unidad BCC tiene 2 átomos.

$$FEA_{BCC} = \frac{2 \cdot \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot R^3}{a^3} = \frac{2 \cdot \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot R^3}{\left(\frac{4R}{\sqrt{3}}\right)^3} = \frac{2 \cdot 4 \cdot \pi \cdot 3^{3/2}}{3 \cdot 4^3} = \frac{\pi \cdot \sqrt{3}}{8} = 0,68$$

Lo cual nos da una relación de compactación de un 68 %. Los espacios huecos representan el 32 %. No es la estructura más compactada; hay una en la que se pueden compactar aún más.

2.3. Estructura cristalina FCC

En esta estructura cada átomo se rodea por 12 vecinos más próximos. **Su índice de coordinación es 12.**

2.3.1. Número de átomos por celda.

- Tenemos 8 átomos en los vértices, ninguno en el interior y 6 en cada una de las seis caras.
- En el caso de una red FCC tenemos que son **4 átomos por celda**: $N = N_i + N_c/2 + N_v/8 = 0 + 6/2 + 8/8 = 4$

2.3.2. Tamaño de la celda unidad según el radio atómico

De la figura se desprende fácilmente que el tamaño de la celda (a) en función del radio atómico (R) es $a = \frac{4R}{\sqrt{2}}$

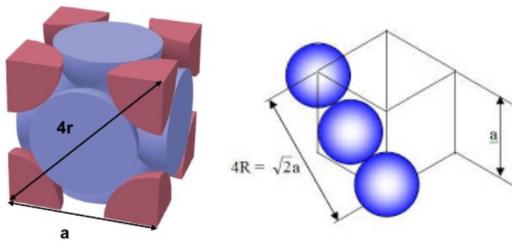


FIGURA 7: FCC. CÁLCULO DEL TAMAÑO $a = \frac{4R}{\sqrt{2}}$

2.3.3. Factor de empaquetamiento atómico

La relación entre el volumen ocupado por los átomos en la celda unidad y el volumen de la celda. Recordemos que la celda unidad FCC tiene 4 átomos.

$$FEA_{FCC} = \frac{4 \cdot \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot R^3}{a^3} = \frac{4 \cdot \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot R^3}{\left(\frac{4R}{\sqrt{2}}\right)^3} = \frac{4 \cdot 4 \cdot \pi \cdot 2^{3/2}}{3 \cdot 4^3} = \frac{\pi \cdot \sqrt{2}}{6} = 0,74$$

Lo cual nos da una relación de compactación de un 74 %. Los espacios huecos representan el 26 %. Esta estructura es la más compactada, ya que los átomos considerados como esferas rígidas ya no pueden estar más próximos entre sí.

Forma de empaquetarse Imagina una mesa de billar y las llenas de bolas. Esta capa de bolas la llamamos capa A. Ahora, en los intersticios de las bolas dejamos caer otra nueva capa de bolas (capa B) y sobre ella otra capa (capa C). A partir de la tercera capa, vuelve a repetirse ABCABCABC... Esta imagen visual representa muy bien la estructura FCC.

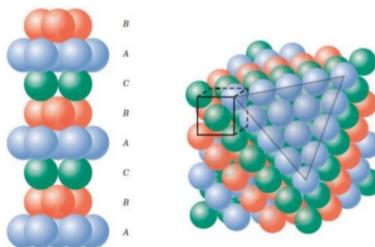


FIGURA 8: SECUENCIA DE PLANOS FCC

2.4. Estructura cristalina hexagonal compacta (HCP)

En esta estructura tenemos un átomo en cada vértice de la celda, en el centro de las bases y tres átomos más. Al igual que la FCC cada átomo se rodea por 12 vecinos más próximos y por tanto su **índice de coordinación es también 12**.

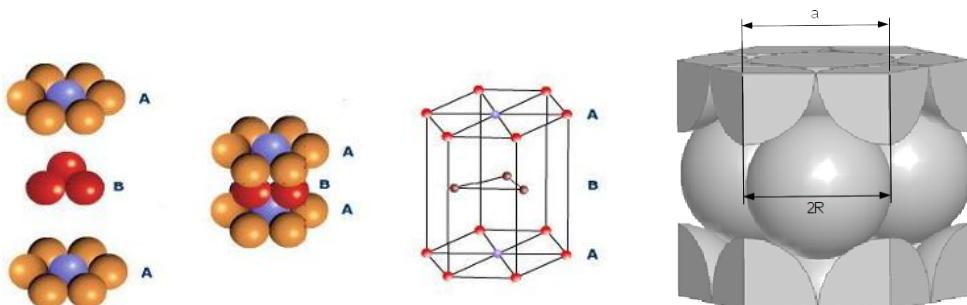


FIGURA 9: RED HCP

2.4.1. Número de átomos por celda.

- Tenemos en el interior de la celda 3 átomos, 2 átomos en las caras base compartidos con dos celdas, y 12 átomos en los vértices compartidos con seis celdas.
- En el caso de una red HCP tenemos que son **6 átomos por celda**: $N = N_i + N_c/2 + N_v/6 = 3 + 2/2 + 12/6 = 6$

2.4.2. Tamaño de la celda unidad según el radio atómico

De la figura (9) se desprende fácilmente que el tamaño de la celda (a) en función del radio atómico (R) es $a = 2 \cdot R$; para ello nos fijamos en la base. La máxima compactación se da cuando dos átomos ocupan los vértices de la base y «se tocan».

2.4.3. Factor de empaquetamiento atómico

Tendríamos que realizar una serie de cálculos...

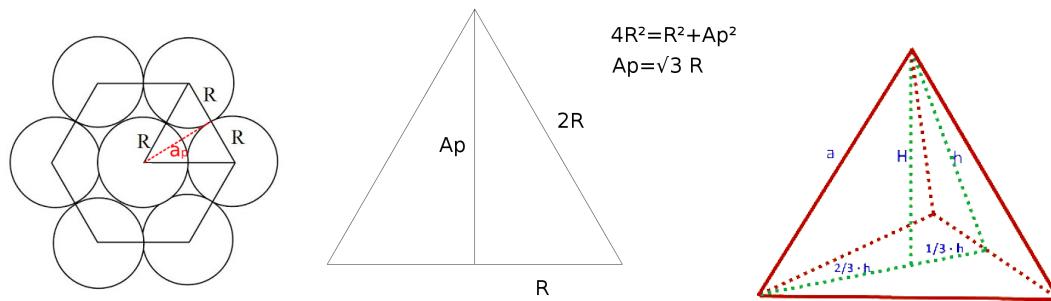


FIGURA 10: ÁREA DE LA BASE. CÁLCULO DE LA APOTEMA. ALTURA DE UN TETRAEDRO REGULAR.

1. **Volumen de los átomos de la celda:** hemos considerado que tenemos 6 átomos por celda luego $V_{átomos} = 6 \cdot \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot R^3 = 8 \cdot \pi \cdot R^3$
2. **Volumen de la celda:**
 - a) **Área de la base hexagonal:** El área de la base de un hexágono sería 6 veces el área del triángulo de la figura 10 donde tenemos la apotema (10). Luego calculamos el área como $A = 6 \cdot 2 \cdot \frac{b \cdot h}{2} = 6 \cdot 2 \cdot \frac{R \cdot \sqrt{3} \cdot R}{2} = 6\sqrt{3}R^2$
 - b) **La altura de un tetraedro regular,** una figura geométrica de 4 triángulos iguales de arista **a**, sería:
 - 1) La altura **h** de una de sus caras: $h^2 = a^2 - (\frac{a}{2})^2 = \frac{3}{4} \cdot a^2$
 - 2) La altura **H** del tetraedro: $H^2 = h^2 - (\frac{h}{3})^2 = \frac{8}{9} \cdot h^2 = \frac{8}{9} \cdot \frac{3}{4} \cdot a^2 = \frac{2}{3} \cdot a^2$ luego tenemos que $H = \sqrt{\frac{2}{3}} \cdot a$
 - c) **La altura de la celda sería $2H$,** ya que forma un tetraedro cada uno de los átomos centrales con tres átomos de las caras tanto arriba como abajo. $H_{celda} = 2H = 2 \cdot \sqrt{\frac{2}{3}} \cdot a$ y si la arista a equivale a $2R$, tendremos que $H_{celda} = 4 \cdot \sqrt{\frac{2}{3}} \cdot R = \frac{4R\sqrt{6}}{3}$
 - d) Por fin el volumen de la celda es área por altura: $V_{celda} = A \cdot H_{celda} = (6\sqrt{3}R^2) \cdot \left(\frac{4R\sqrt{6}}{3}\right) = 24 \cdot \sqrt{2} \cdot R^3$
3. **El factor de empaquetamiento atómico es:** $FEA_{HCP} = \frac{V_{átomos}}{V_{celda}} = \frac{8 \cdot \pi \cdot R^3}{24 \cdot \sqrt{2} \cdot R^3} = \frac{\pi}{3 \cdot \sqrt{2}} = 0,74$, un factor de empaquetamiento muy parecido al de la red FCC. Ambas estructuras son densamente empaquetadas.

En la siguiente imagen se muestran bien los planos de apilamientos en las redes FCC y HCP. En esta última aparece una secuencia ABAB... mientras que en la red FCC es del tipo ABCABC...

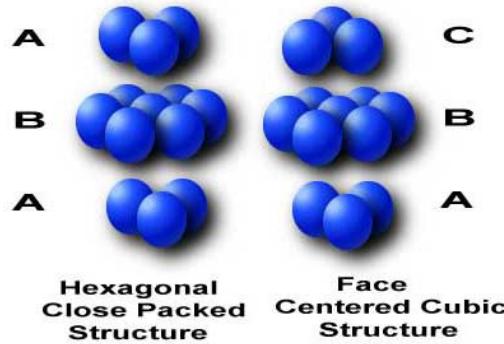


FIGURA 11: PLANOS DE APILAMIENTO, ESTRUCTURAS FCC Y HCP

2.5. Intersticios cristalinos

El volumen de las celdas es siempre mayor que el volumen de los átomos, luego en las mismas existen huecos o **intersticios**. Estos huecos pueden ser de dos tipos:

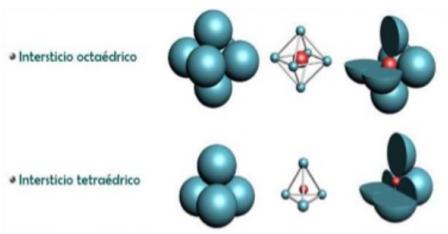


FIGURA 12: INTERSTICIOS TIPOS

- a) Octaédricos: rodeados por seis átomos.
- b) Tetraédricos: rodeados por cuatro átomos.

2.5.1. Red FCC. Intersticios o huecos octaédricos

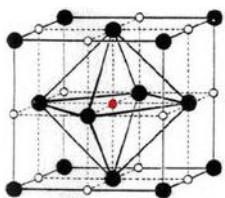


FIGURA 13: FCC. INTERSTICIOS OCTAÉDRICOS

Se sitúan en el centro del cubo y en el centro de las aristas. En cada celda existe un hueco interior y doce aristas (compartida cada arista por cuatro celdas) luego corresponden 4 huecos por celda.

Fijémonos en el hueco central: El tamaño de la celda a debe ser igual al tamaño de dos radios «R» de los átomos de la misma más el tamaño del hueco $2R_i$, por lo tanto:

$$2R + 2R_i = a$$

Y como sabíamos que para la red FCC el tamaño de la celda es de $a = \frac{4R}{\sqrt{2}}$, podemos deducir la relación entre los radios del átomo y del hueco.

$$\frac{R_i}{R} = \sqrt{2} - 1 = 0,41$$

Por lo tanto cabe preguntarse... ¿Podría caber en ese hueco un átomo distinto al de la red cristalina de tamaño un 41 % menor que los de la red?

2.5.2. Red FCC. Intersticios o huecos tetraédricos

Los huecos tetraédricos se forman entre tres átomos del centro de las caras y uno de las aristas. Si cada celda se subdivide en 8 cubos, existirán 8 huecos de este tipo. En la figura, los huecos se representan por círculos blancos.

Como teníamos en la red FCC 4 átomos por celda y hay 8 huecos tetraédricos, tenemos dos huecos por átomo.

- De esquina a esquina en la celda FCC, la diagonal del cubo es $\sqrt{3} \cdot a$
- En esa diagonal, a un cuarto de la misma encontramos el primer hueco. Luego la distancia $R + R_i = \frac{\sqrt{3}}{4} \cdot a = \frac{\sqrt{3}}{4} \cdot \frac{4R}{\sqrt{2}}$
- Y tenemos que: $\frac{R_i}{R} = \frac{\sqrt{3}}{\sqrt{2}} - 1 = 0,225$

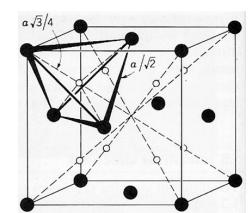


FIGURA 14: INTERSTICIOS TETRAÉDRICOS FCC

2.5.3. Red HCP

Sin entrar en más detalles, los huecos o intersticios tanto octaédricos como tetraédricos tienen el mismo comportamiento que en la red FCC, con la misma relación de tamaño: $R_i/R = 0,41$ para los octaédricos y $R_i/R = 0,225$ para los tetraédricos.

2.5.4. Red BCC

Recordamos primero que el número de átomos por celda es 2. Además, en una red BCC $a = \frac{4R}{\sqrt{3}}$.

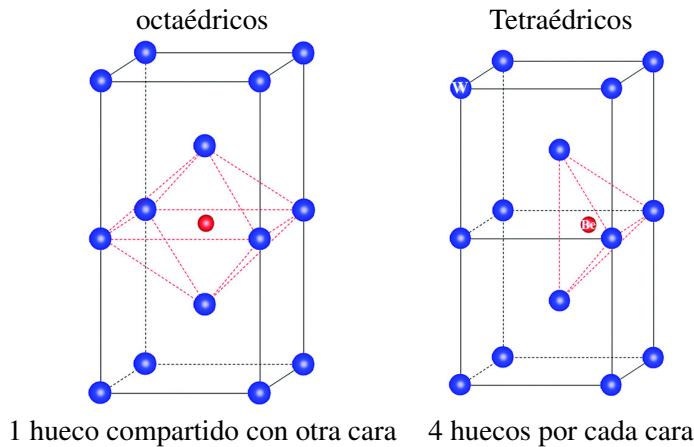


FIGURA 15: INTERSTICIOS OCTAÉDRICOS Y TETRAÉDRICOS EN UNA RED BCC

Red BCC. Intersticios octaédricos

1. \Rightarrow Tenemos 6 huecos octaédricos (uno por cada cara) compartido con otra celda, luego son 3 huecos octaédricos por celda.
2. \Rightarrow Además tenemos en los centros de las aristas otros 12 posibles huecos octaédricos compartidos cada uno con 4 celdas, así que 3 huecos octaédricos más por celda.
3. \Rightarrow **En total tenemos 6 huecos octaédricos.** Si el número de átomos por celda es 2, tenemos que por **átomo existen 3 huecos octaédricos.**
4. \Rightarrow Cada hueco octaédrico está rodeado de un átomo superior e inferior, luego está a una distancia $a/2 = 0,5a$ de cada uno; y en la base del octaedro, están a una distancia menor $\frac{a\sqrt{2}}{2} = 0,707a$. Tomando la distancia menor, $a/2$, tenemos que $2R + 2R_i = a = \frac{4R}{\sqrt{3}}$ con lo que $\frac{R}{R_i} = \frac{2}{\sqrt{3}} - 1 = \mathbf{0,155}$

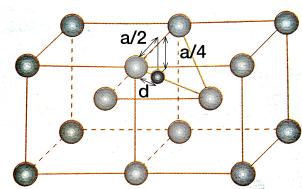


FIGURA 16: HUECO TETRAÉDRICO EN RED BCC. DISTANCIA AL HUECO.

Red BCC. Intersticios tetraédricos

1. \Rightarrow Por otra parte, en cada cara BCC tenemos cuatro huecos tetraédricos, por lo que corresponden a dos huecos por cada cara de una celda, en total **12 huecos tetraédricos por celda.**
2. \Rightarrow Como tenemos 2 átomos por celda, corresponde a **6 huecos tetraédricos por átomo.**
3. \Rightarrow La distancia entre un vértice y el hueco es de $d^2 = (\frac{a}{2})^2 + (\frac{a}{4})^2$ luego $d = \frac{\sqrt{5}}{4}a = \frac{\sqrt{5}}{4} \cdot \frac{4R}{\sqrt{3}} = \sqrt{\frac{5}{3}}R$
4. \Rightarrow Por otra parte, $d = R + R_i = \sqrt{\frac{5}{3}}R$ luego tenemos que $\frac{R_i}{R} = \frac{\sqrt{5}}{\sqrt{3}} - 1 = \mathbf{0,291}$

Como conclusión de la red BCC, podemos decir que aunque el factor de empaquetamiento es menor $FEA_{BCC} = 0,68$, los huecos son menores (aunque hay más).

Estructuras cristalinas			
Red	BCC	FCC	HCP
Relación	$a = \frac{4R}{\sqrt{3}}$	$a = \frac{4R}{\sqrt{2}}$	$a = 2R$
Índice de coordinación	8	12	12
Átomos por celda	2	4	6
FEA	0,68	0,74	0,74
Huecos Octaédricos	$R_j/R = 0,155$	$R_j/R = 0,414$	$R_j/R = 0,414$
Huecos Tetraédricos	$R_j/R = 0,291$	$R_j/R = 0,225$	$R_j/R = 0,225$

CUADRO 2: TABLA RESUMEN DE LAS ESTRUCTURAS CRISTALINAS CON SUS DATOS.

2.6. Polimorfismo o allotropía

A diferentes presiones o temperaturas un elemento químico que forma una estructura cristalina puede cristalizar de otra. Este fenómeno es la **allotropía**. En caso de tener no elementos químicos sino compuestos, se le denomina **polimorfismo**.

Por ejemplo, el hierro alfa (ferrita) a presión atmosférica presenta una estructura BCC desde los -273°C, pero entre los 910°C y los 1394°C, su estructura alotrópica es FCC (hierro gamma). Y desde los 1394°C hasta la temperatura de fusión de 1538°C vuelve a tener una estructura BCC (hierro delta), pero con un tamaño mayor de celda.

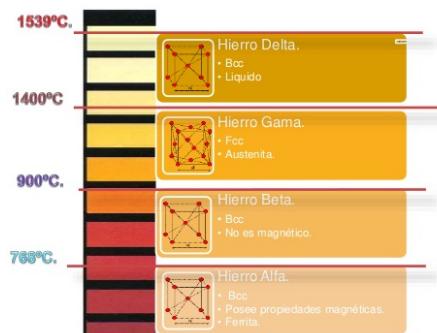


FIGURA 17: ESTADOS ALOTRÓPICOS DEL HIERRO.

3. Defectos en la estructura cristalina

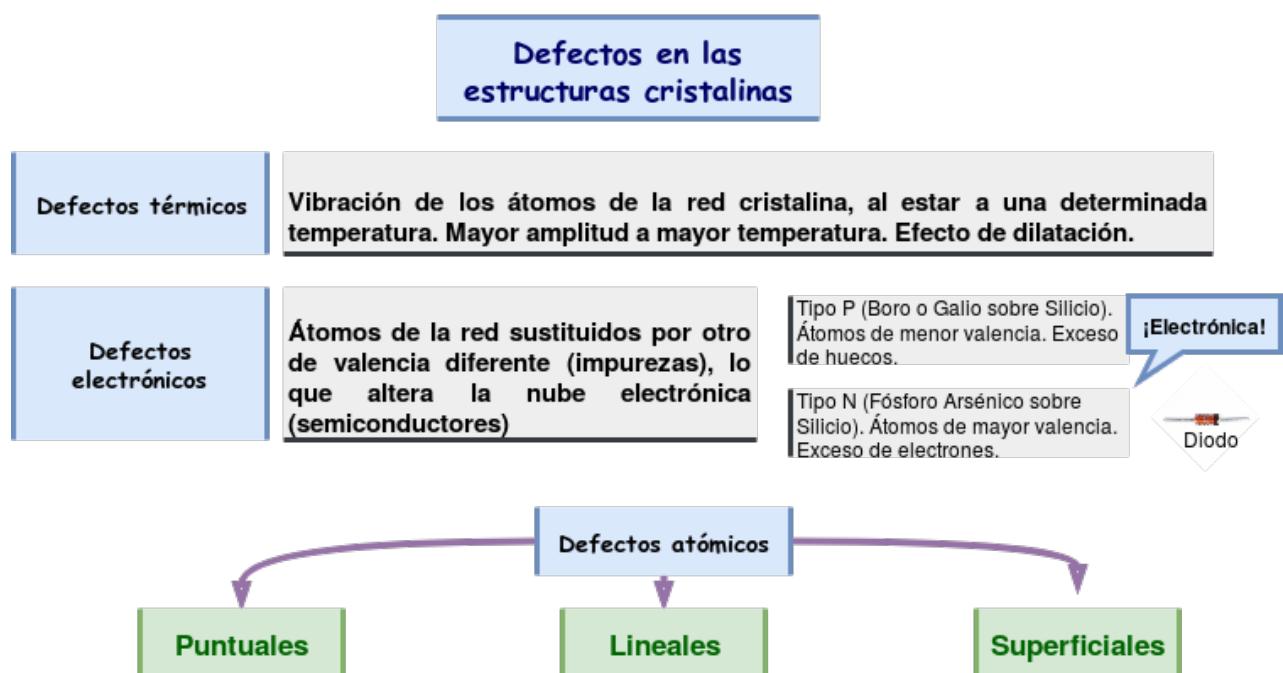


FIGURA 18: DEFECTOS EN LA ESTRUCTURA CRISTALINA

3.1. Defectos atómicos puntuales

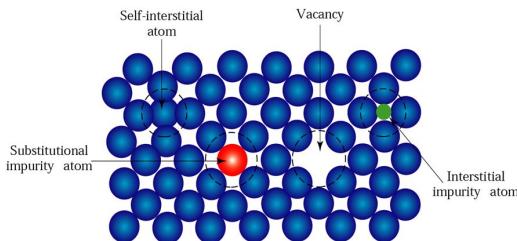


FIGURA 19: DEFECTOS PUNTUALES

1. ⇒ **Átomos intersticiales:** átomos que ocupan intersticios o huecos en las redes BCC, FCC o HCP.
2. ⇒ **Vacantes o lagunas:** puntos de la red vacíos, sin ningún átomo.
3. ⇒ **Átomos extraños:** átomos que no forman parte de la red cristalina, y que pueden estar en vértices de la red o en los huecos (impureza).

En un metal puro sin impurezas, la existencia de átomos intersticiales o lagunas no es extraña. Es más, confiere las propiedades macroscópicas del metal y le da mayor estabilidad que si la red fuese perfecta. Al aumentar la temperatura del metal, aumenta la agitación térmica, y la concentración de átomos intersticiales y de lagunas aumenta. En el cobre, a temperatura ambiente, hay un $10^{-13}\%$ de este tipo de defectos y cerca de su punto de fusión aumenta al 0.1 %.

3.1.1. Difusión

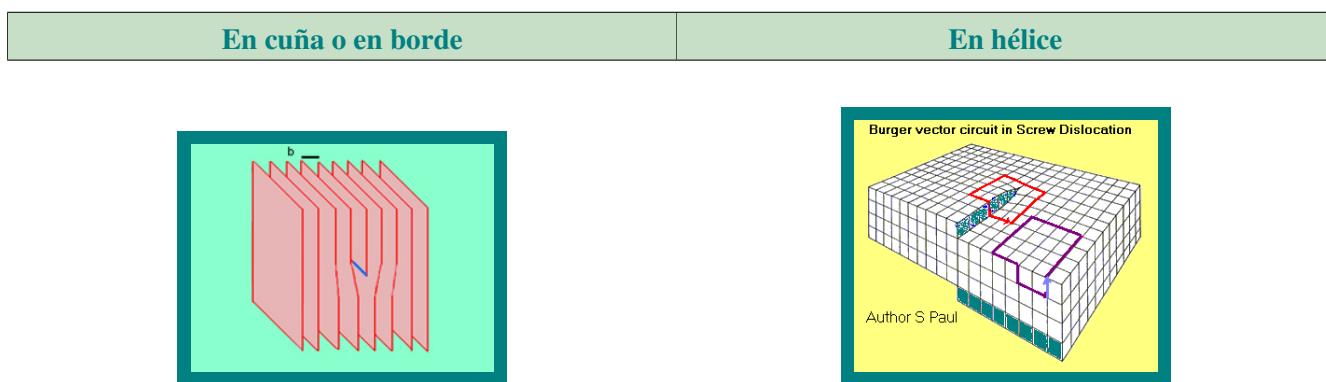
Consiste, en los metales, el desplazamiento de átomos de sus posiciones de equilibrio a otras posiciones, al existir una diferencia de concentraciones atómicas. Los átomos suelen alcanzar una nueva posición de equilibrio en el que la concentración atómica se homogeneiza.

Al aumentar la temperatura e incrementar la agitación térmica, se producen diferencias locales de concentración y se favorece la difusión atómica. También favorece la difusión atómica la presencia de vacantes, ya que la energía necesaria que necesita un átomo para moverse a la posición de un átomo de la red es mucho mayor que la que necesita para moverse a una vacante o laguna.

Los átomos intersticiales (pequeños en comparación con los átomos de la red) también pueden moverse de hueco en hueco. Por ejemplo, en el acero, los átomos de carbono más pequeños que los de hierro, se difunden entre los intersticios de los mismos.

3.2. Defectos atómicos lineales

Son defectos de la red cristalina en los que la longitud es mucho mayor que la anchura. Los defectos más importantes se llaman **dislocaciones**, y pueden ser de dos tipos:



De Wikityke de la Wikipedia en inglés, CC BY-SA 3.0 http://education.spotech.xyz/screw_dislocation.gif

CUADRO 3: TIPOS DE DISLOCACIONES

La existencia de dislocaciones no se sostiene bajo un punto de vista energético, luego se producen por desequilibrios tales como **tensiones de origen térmico, deformaciones en frío o existencia de átomos extraños en la red**.

Las dislocaciones no acaban en un punto interno del cristal. O se **cierran sobre sí mismas, o acaban en la superficie del cristal o en otra dislocación**. Pueden llegar a formar una estructura lineal tridimensional muy grande en relación al volumen del mismo.

Las dislocaciones pueden hacer disminuir muy notablemente la resistencia mecánica de un material (relación entre su límite elástico y el módulo de elasticidad longitudinal).

Por otra parte, la presencia de dislocaciones y sus movimientos en las aleaciones metálicas explican su deformación plástica, y la capacidad de los mismos de ser conformados mediante laminación, forja , etc.

3.3. Defectos atómicos superficiales

Este tipo de defectos consiste en una falla en la secuencia de los planos cristalográficos; son defectos cuya profundidad es muy pequeña en relación a su largo y ancho. Por ejemplo, si tenemos una red FCC con secuencia de planos ABCABCABC... y falla un plano «A» tendremos una secuencia ABCBCABC. La secuencia BCBC sigue el patrón de la compactación HCP. Tendríamos por tanto una lámina delgada de red HCP dentro de una red FCC. Este es un **defecto de apilamiento**.

Además, cuando un metal en estado líquido se enfria empieza a cristalizarse. La red empieza a ordenarse en múltiples puntos del mismo, y los cristales crecen en direcciones aleatorias entre sí. Cada zona de crecimiento es un **cristal o grano** (zona ordenada) (B). Cuando las fronteras entre dos granos se «juntan» se suele crear una zona de imperfección superficial llamada **junta de grano** (zona desordenada).

Al igual que en el caso de los defectos atómicos lineales, no se explican los defectos atómicos superficiales en base a un punto de vista energético, sino al proceso de formación de cristales.

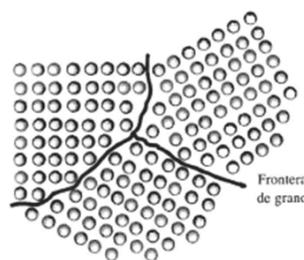


FIGURA 20: GRANOS

La micro-estructura de un metal o una aleación depende de tres factores:

1. \Rightarrow **Tamaño del grano:** las juntas de grano interrumpen el movimiento de las dislocaciones; por lo tanto, si los granos son pequeños aumenta la resistencia del material.
2. \Rightarrow **Forma de los granos:** suele ser equiáctica, es decir, los granos en cualquiera de las tres dimensiones suelen tener la misma longitud. Aunque si el material se deforma en frío, podemos tener granos de formas alargadas.
3. \Rightarrow **Orientación de los granos:** suelen ser isótropos (los granos se orientan en direcciones aleatorias) lo que resulta en propiedades que no dependen de la orientación. En ocasiones, debido a procesos de conformado con deformación plástica producimos anisotropía (una orientación preferente).

4. Soluciones sólidas

Los metales son raramente usados en un estado puro. Son muchas más las **aleaciones**: mezcla de dos o más elementos en los que uno es un metal. Pero con dos condiciones:

1. Los elementos deben ser miscibles en estado líquido, para que al solidificar la estructura sea homogénea.
2. La estructura interna de la aleación debe ser idéntica a la de los metales.

En las aleaciones solemos indicar las concentraciones de cada metal en % de masa, o en % de volumen o masa atómica.

Las aleaciones pueden ser simples, como el latón (cobre más cinc) o el bronce (cobre más estaño), o complejas, con más de diez elementos.

Una mezcla de metales en estado líquido, que después d^e lugar por cristalización a una aleación, no deja de ser una solución. Tenemos dos casos:

- a) **En caso de que los metales de la aleación cristalicen según la misma red tridimensional:** llamaremos disolvente al compuesto de mayor proporción y soluto al de menor proporción.
- b) **En caso de que los metales de la aleación no cristalicen según la misma red tridimensional:** llamaremos disolvente al compuesto que cristalice según la misma red tridimensional de la aleación, y solutos al resto, independientemente de su proporción.

4.1. Soluciones sólidas de sustitución

Los átomos de soluto sustituyen a algunos átomos de disolvente en la red cristalina. En general, dos metales A y B deben cumplir varias condiciones:

1. Los metales A y B deben actuar con la misma valencia, cediendo así el mismo número de electrones a la nube electrónica.
2. Ambos deben tener electronegatividades muy semejantes, porque si no formarían enlaces covalentes, no metálicos.
3. Sus diámetros no deben diferir en más de un 15 %.
4. Cristalizar en el mismo sistema (ambos BCC, ambos FCC o ambos HCP).
 - a) Si el metal A cristaliza en un sistema y B en otro, cierta proporción de átomos de B podrán pertenecer a la red de A, pero hasta un límite.
 - b) Al contrario, otra proporción de átomos de A podrá pertenecer a la red de B, pero hasta un límite.
 - c) Esos límites proporcionales se denominan **límites de solubilidad**.

Cumpliendo estas condiciones, los metales A y B son ilimitadamente solubles (teóricamente, porque en la práctica es imposible una solubilidad ilimitada). Pueden cumplirlo las mezclas de **oro y plata**, **cobre con níquel u oro**, etc.

4.2. Soluciones sólidas de inserción

Los átomos de soluto se insertan en los intersticios o huecos de la red cristalina del disolvente.

1. Diferencia de tamaños muy grande: los átomos de soluto deben tener tamaños parecidos a los de los huecos.
2. Los átomos de soluto suelen ser un «no metal» pequeño como el carbono, hidrógeno, oxígeno o nitrógeno.
3. Los átomos del disolvente suelen ser metales de transición: hierro, cobalto, níquel, manganeso, cromo...
4. Un ejemplo es el hierro γ (gamma) en red FCC. En él, el radio atómico del hierro es de 0.129nm y del carbono 0.075nm. A pesar de la diferencia de tamaños, a 1148°C sólo se disuelve un 2.08% de carbono ya que el tamaño del hueco es menor que el tamaño del átomo de carbono. Los átomos que logran ocupar esas posiciones distorsionan la red cristalina del hierro γ .

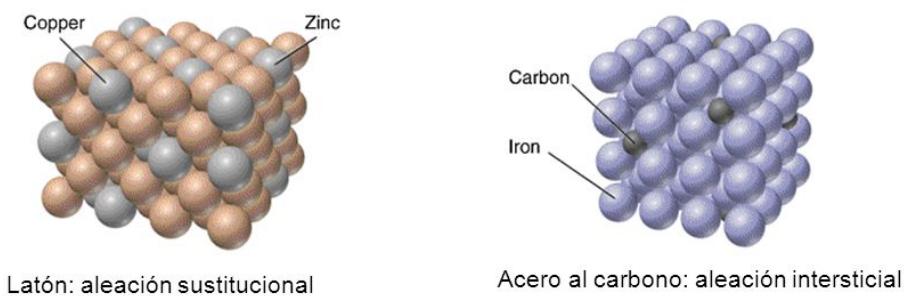


FIGURA 21: SOLUCIONES SÓLIDAS DE SUSTITUCIÓN Y DE INSERCIÓN

5. Mecanismos de endurecimiento de los metales

De forma general, y como vimos, el que un material sea más o menos resistente o duro depende del movimiento de las dislocaciones bajo una fuerza exterior. Cuanto menor sea la **movilidad de esas dislocaciones, mayor será la resistencia mecánica del material**.

Para endurecer las aleaciones metálicas podemos:

1. **Deformación en frío (a temperatura ambiente):** al deformar plásticamente un material aumenta la densidad de dislocaciones; las interacciones entre estas dislocaciones disminuye su movilidad, por lo que aumenta su resistencia mecánica, baja la ductilidad pero aumenta su fragilidad. Es un estado del metal llamado **agrio** o **con acritud**. Es frecuente que un material deformado plásticamente en frío se someta a un **recocido** (tratamiento térmico) que el devuelva su plasticidad.
2. **Afino de grano:** las juntas de grano actúan como barreras para el movimiento de las dislocaciones, con lo que si el tamaño de grano es menor, más difícil es que estas se muevan y mayor será la resistencia del material. De hecho, se puede expresar el límite elástico de una material en función del tamaño medio de grano «d» como $\sigma_E = \sigma_0 + \frac{K}{\sqrt{d}}$, siendo σ_0 y K dos constantes que dependen de cada material y de la temperatura. El tamaño de grano de un material depende de las características del proceso de solidificación del mismo.
3. **Solución sólida:** normalmente una solución sólida, sea de inserción o de sustitución, es más dura que la estructura del metal original. Normalmente hay deformaciones mecánicas: en las de sustitución porque los tamaños de los átomos no son iguales y en las de inserción porque los átomos insertados son mayores que los huecos. Estas deformaciones evitan el movimiento de las dislocaciones. En el caso de inserción, además, los átomos de soluto son atraídos por las dislocaciones, lo cual hace que éstas también se estabilicen.

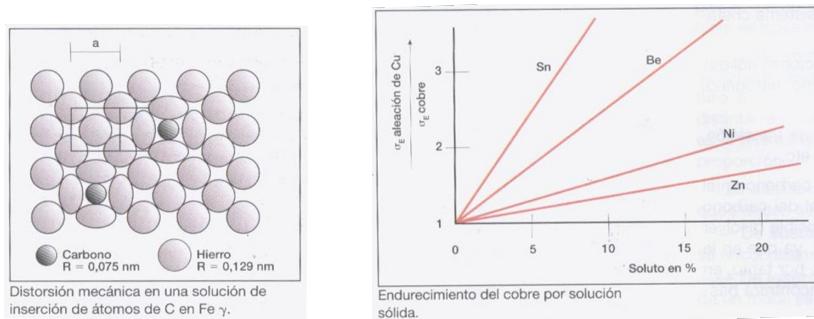


FIGURA 22: DISTORSIÓN MECÁNICA CU EN FE γ ; ENDURECIMIENTO DEL COBRE POR SOLUCIÓN SÓLIDA

A. Estado amorfo

Otros sólidos no presentan estado cristalino; su regularidad en la disposición espacial se limita a muy pocos átomos. Este estado es típico de los vidrios y polímeros vítreos.

B. Vídeos

- Repaso general: <https://www.youtube.com/watch?v=hd4unkd5Y-c>
- Crecimiento de un cristal al microscopio: https://youtu.be/gPYc7_rFuW4 y la dirección: <https://youtu.be/RSrLwG25euc>
- Haciendo zoom en el acero: https://youtu.be/g05gPdJxe_o