

Qui

3-5-99

1101001

nº 236

Química

Los metales; Els metalls.

Sig: CC 4

Registre: 60181

CRP del Segrià

LLEIDA
Departament d'Ensenya m. 7

LOS METALES

POR QUE SON UTILES LOS METALES?

Como sabes cientos de cosas de uso diario están hechas de metal - coches, barcos, puentes, tornillos y tuercas, clavos, agujas, muelles, etc. La lista es casi interminable. Diferentes metales son buenos para diferentes fines. Esto es porque todos tienen diferentes propiedades.

A) PUNTOS DE FUSION

Mira el diagrama de la fig. 3.1.1 que muestra los puntos de fusión de diferentes metales puros e intenta contestar las siguientes preguntas:

- P.1 Por qué el aluminio no se usa en los elementos de estufas eléctricas?
- P.2 Por qué muchos hornillos, hervidores y estufas son de hierro?
- P.3 Por qué el hierro no se utiliza para soldar?
- P.4 Qué metales son los más adecuados para hacer soldaduras?

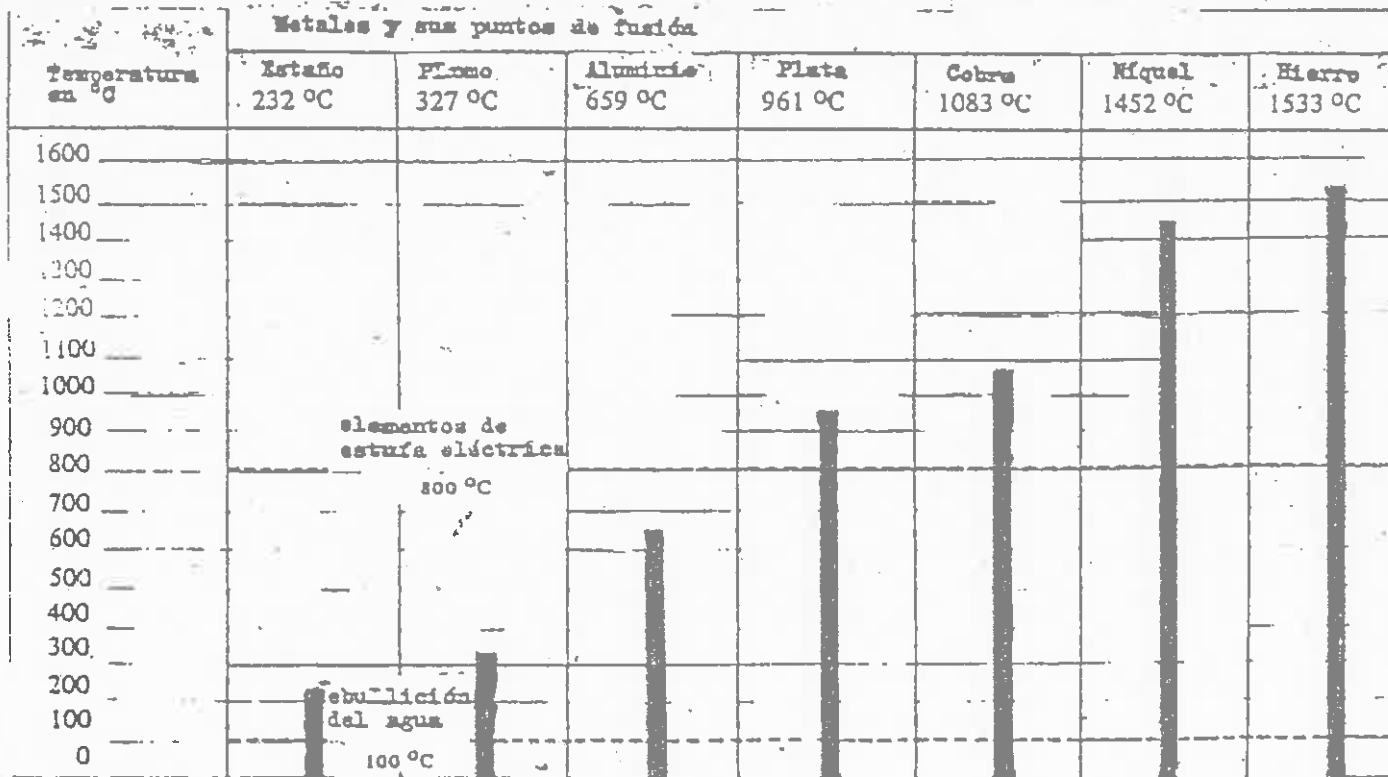


Fig. 3.1.1

B) OBTENCION DE UNA ALEACION

La mayor parte de los metales que usamos no son metales puros sino mezclas de diferentes metales. Las mezclas que contienen más de un metal se llaman aleaciones. Para comprender porque las aleaciones se usan tan a menudo vas a obtener una e investigarás sus propiedades.

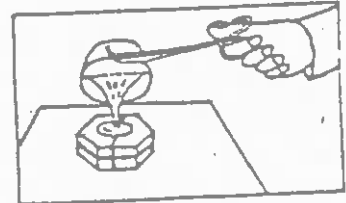
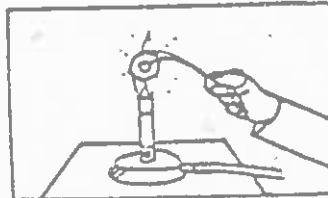
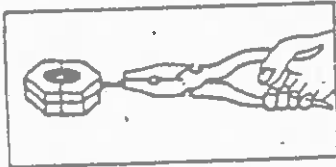
Necesitas:

3 crisoles	Papel
1 palito de madera	Cerillas
1 espátula	Alicates
1 mechero bunsen	gafas de seguridad
1 triángulo de tierra de pipa	200 g de estaño (lámina o granalla
1 pinzas	200 g de plomo (lámina)
1 rejilla de amianto	carbón en polvo
3 tuercas hexagonales (diámetro interno 1,2 cm)	alambre

Como hacerlo:

1. Pesa trocitos de plomo y ponlo en el crisol. Los trocitos no deben ocupar más de un tercio de su capacidad.
2. Pon el crisol en el triángulo asegurándote de que está bien sujeto y déjalo listo para calentar.
3. Pesa la misma cantidad de trocitos de estaño en un trozo de papel.
4. Calienta el crisol hasta que el plomo se funda.
5. Cuando el plomo esté fundido, añade el estaño lentamente, agitando la mezcla con el palito de madera. Sigue calentando el crisol para que la mezcla se mantenga fundida, pero con una llama lo más débil posible.
6. Cuando hayas añadido todo el estaño, espolvorea algo de carbón en polvo por encima de la mezcla para evitar que el metal caliente reaccione con el aire. Sigue calentando el crisol con una débil llama mientras preparas el molde.
7. Une las dos mitades de de una tuerca partida con un alambre ayudándote con unos alicates como te indica la fig. 3.1.2.
8. Sujeta la tuerca con unas pinzas y caliéntala fuertemente. Pon la tuerca

- caliente sobre una rejilla de amianto.
9. Cuidadosamente vierte la aleación fundida en el molde caliente. CUIDADO!
Los metales fundidos están muy calientes!
10. Funde estaño puro y plomo puro por separado usando crisoles limpios y viértelos en otras tuercas-molde.



C) POR QUE USAMOS ALEACIONES?

Para contestar a esta pregunta vas a comparar las propiedades de la aleación obtenida con las de los metales de que ha sido hecha.

Necesitas:

- 1 cuchillo cortante
- 1 soporte con pinza y muez
- 1 tapa metálica
- 1 mechero bunsen y cerillas
- 1 cronómetro
- Muestras de plomo, estaño y aleación

Gafas de seguridad

Aspecto

- P.5 Describe la apariencia del plomo puro, del estaño puro y de la aleación.
- P.6 Presentan el plomo y el estaño un aspecto uniforme? Haz un corte en cada muestra para comprobarlo.
- P.7 Presenta la aleación un aspecto uniforme? Haz un corte en la muestra para comprobarlo.

Puntos de fusión

1. Monta el aparato de la fig. 3.1.3 y mide el tiempo que tarda cada muestra en fundirse.

2. Una vez se han fundido todas las muestras, déjalas enfriar y cronometra el tiempo que tarda cada una en solidificar.

P.8 Qué muestra funde antes? Qué muestra solidifica antes?

P.9 Es importante que todas las muestras estén a la misma distancia del punto en el cual la llama caliente a la lata? Explícalo.

P.10 Es importante que todas las muestras pesen igual? Pesan realmente igual? Explícalo.

P.11 Qué puedes decir del punto de fusión de la aleación obtenida comparándolo con los del estaño y del plomo?

P.12 Una aleación estaño-plomo (punto de fusión 203°C) se usa más para hacer soldaduras que el estaño o el plomo puros. Por qué?

D) ALGUNAS ALEACIONES UTILES

Utiliza la tabla 3.1.1 para contestar a las siguientes preguntas:

P.13 Por qué es más útil el duraluminio que el aluminio para construir aviones?

P.14 En la fig. 3.1.3 se representa esquemáticamente un extintor automático situado en un techo. Explica como entra en funcionamiento cuando un incendio hace que la temperatura supere los 70°C

P.15 Qué efecto produce el lavado sin secado posterior en cubiertos de acero ordinario, no inoxidable?

P.16 El acero al cromo-vanadio se usa para fabricar llaves inglesas. Por qué?

P.17 Qué le ocurre a la temperatura de la broca de un torno cuando este gira muy deprisa?

P.18 Qué aleación será adecuada para hacer brocas para tornos?

Aleación	Composición	Propiedades	Usos
Acero inoxidable	Acero (Fe con 0,2-1,5 % de C) con 18 % Cr y 8 % de Cr (18-8)	Muy resistente a la corrosión.	Utensilios de cocina, instrumentos quirúrgicos, ornamentación.
Acero rápido	Acero con 10-20 % W, 3-8 % Cr	Conserva el temple a altas temperaturas.	Herramientas cortantes.

Aleación	Composición	Propiedades	Usos
Acero al cromo-vanadio	Acero con 1-10 % Cr 0,15 % V	Gran resistencia a la tracción, a la compresión y a la torsión.	Ejes y otras piezas de automóviles, herramientas.
Bronce aluminio	10 % Al 90 % Cu	Más duro que el aluminio y más ligero que el cobre. Resistente a la corrosión.	Hélices de barcos.
Duraluminio	95,5 % Al 3 % Cu 1 % Mn 0,5 % Mg	Muy ligero.	Piezas de avión y coche
Latón amarillo	67 % Cu 33 % Zn	Más fuerte y más fuerte que el cobre.	Tubos, planchas.
Latón rojo	90 % Cu 10 % Zn	Menos duro y fuerte que el latón amarillo, pero más maleable.	Bisutería.
Metal Wood (Metal fusible)	50 % Bi 25 % Pb 12,5 % Sn 12,5 % Cd	Funde a 70°C	Extintores automáticos.
Soldadura: Blanda Media Dura	67 % Pb, 33 % Sn 50 % Pb, 50 % Sn 33 % Pb, 67 % Sn	Bajo punto de fusión.	Soldadura de lampistas y electricistas.

Tabla 3.1.1

DONDE Y COMO OBTENER METALESA) MENAS METALICAS

Los metales nos vienen siendo útiles desde hace miles de años. No obstante, muy pocos metales se encuentran como elementos. La mayoría de ellos se hallan combinados con otros elementos formando compuestos. Los depósitos de estos compuestos naturales o minerales, de los cuales extraemos los metales, se llaman menas metálicas.

Tu profesor te proporcionará muestras de las siguientes importante menas: galena (PbS), calcosina (Cu₂S), calcopirita (FeCuS₂), hematites (Fe₂O₃), blenda (ZnS) y bauxita (Al₂O₃·2H₂O). Obsérvalas con atención y contesta las siguientes preguntas:

P.1 Qué es una mena metálica?

P.2 Completa el siguiente cuadro con datos de las otras menas observadas:

Mena metálica	galena	
Elemento metálico	plomo	
Otros elementos	azufre	
Aspecto	color gris oscuro, brillante, cristales cúbicos.	

P.3 Infórmate y señala en un mapa del mundo donde se hallan los yacimientos mas importantes de hierro, plomo, cobre, cinc y aluminio.

P.4 Qué condiciones debe reunir un yacimiento para que sea explotable? Consulta a tu profesor de Geografía.

B) OBTENCION DE UN METAL A PARTIR DE SU MENA

Seguramente has oído hablar de "reducir" una mena metálica a metal puro. Como sabes, "reducir" significa "hacer más pequeño".

Ya los antiguos observaron que se podía obtener muy poca cantidad de metal a partir de una gran cantidad de mena. Por eso llamaron al correspondiente proceso "reducción" de la mena metálica, término que se usa aún hoy en día. Durante miles de años se han reducido las menas calentándolas con carbón. Esto es algo

difícil de hacer en el laboratorio. Por eso empezaremos por probar a reducir un óxido metálico (metal + oxígeno).

Necesitas:

- | | |
|-------------------------------|------------------------------------|
| 1 crisol con tapa | 1 espátula |
| 1 triángulo de tierra de pipa | carbón en polvo |
| 1 rejilla de amianto | trozos de carbón vegetal |
| 1 trípode | óxido de plomo (II) u óxido de |
| 1 mechero bunsen | cobre (II) u óxido de hierro (III) |
| 1 pinzas | u óxido de aluminio |
| Papel | gafas de seguridad |

Como hacerlo:

1. Pon 3 o 4 espátulas de óxido en un trozo de papel.
 2. Añade 1 espátula de carbón en polvo y mézclalo bien. Es importante no añadir demasiado carbón para que pueda verse bien lo que ocurre.
 3. Pon la mezcla en el crisol y cúbrela con trocitos de carbón vegetal para evitar que la mezcla entre en contacto con el aire.
 4. Pon el crisol en el triángulo, tápalo y calienta fuertemente durante cinco minutos.
 5. Deja enfriar el contenido del crisol y cuando este frío destápalo y tira a la basura el carbón vegetal.
 6. Mira el fondo del crisol. Qué ha quedado? Describe el aspecto del residuo.
 7. Si el residuo del crisol tiene aspecto metálico prueba a fundirlo y deja caer una gota del fundido sobre la rejilla de amianto.
- P.5 Infórmate de los resultados obtenidos por tus compañeros que han empleado diferentes óxidos y haz un resumen de lo ocurrido en cada caso.
- P.6 Estudia la tabla 3.2.1. Te parece que existe alguna relación entre los resultados obtenidos al tratar de reducir los diferentes óxidos y la energía necesaria para extraer los diferentes metales de sus óxidos? Explícalo.
- P.7 Estudia nuevamente la tabla 3.2.1. Te parece que existe alguna relación entre la energía necesaria para extraer un metal de su óxido y la fecha de su descubrimiento? Explícalo.

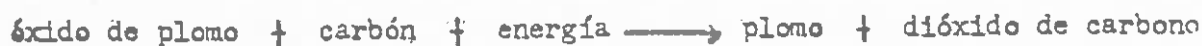
Fecha en que se descubrió	Metal	Energía necesaria para extraer 1 kg de metal de su óxido
6.000 a. de C. por el Hombre Paleolítico	oro	Ninguna, se encuentra libre
4.000 a. de C. en Egipto y Babilonia	cobre	$1,39 \cdot 10^3$ kJ
3.000 a. de C. en Egipto	plomo	$1,31 \cdot 10^3$ kJ
1.500 a. de C. en Egipto	estaño	$2,38 \cdot 10^3$ kJ
500 a. de C. en Oriente Medio (en Egipto el año 1500 a. de C.)	hierro	$7,43 \cdot 10^3$ kJ
1900 en Europa y Norteamérica	aluminio	$3,09 \cdot 10^4$ kJ

Tabla 3.2.1

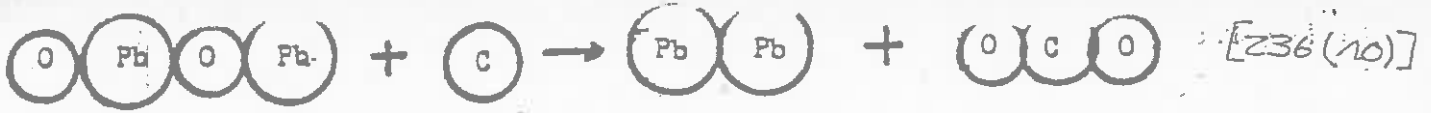
C) LA QUÍMICA DE LA REDUCCION

Unos óxidos metálicos se pueden reducir en el laboratorio mediante carbón, otros no. Qué creen los químicos que ocurre en el proceso de la reducción? Consideremos el caso del óxido de plomo cuya fórmula PbO nos dice que contiene un átomo de oxígeno por cada átomo de plomo. Para reducir este óxido a metal se le deben arrancar los átomos de oxígeno. Esto es lo que hace el carbón. Este elemento es muy poco activo normalmente pero a altas temperaturas tiene una gran apetencia por el oxígeno con el que se une para formar dióxido de carbono. La fórmula del dióxido de carbono es CO_2 , esto es cada átomo de carbono se une a dos átomos de oxígeno. Podemos expresar lo que ocurre:

a) En palabras: ?



b) Mediante un dibujo:



c) Por medio de una ecuación química:



P.8 Cuál de las representaciones anteriores te parece más ventajosa? Por qué?

P.9 El óxido de hierro no se puede reducir en el laboratorio pero sí en un alto horno. Por qué?

P.10 Haz un esquema de un alto horno e indica los procesos que tienen lugar en él.

P.11 Se obtiene el aluminio, industrialmente, por reducción de su óxido por carbón? Infórmate.

ALGUNAS PROPIEDADES MECANICAS DE LOS METALES

Por sus especiales propiedades mecánicas, gran cantidad de metales y aleaciones metálicas se emplean en la construcción de edificios y en la fabricación de maquinaria, automóviles, barcos y aviones. A continuación estudiarás y compararás algunas de estas propiedades de diferentes metales y aleaciones.

A) RESISTENCIA A LA TRACCION (DUCTILIDAD)

El dispositivo mostrado en la fig. 3.3.1 te permitirá comparar la resistencia a la tracción de varios metales y aleaciones.

<u>Necesitas:</u>	1 cubo de plástico	1 bloque de poliestireno
	15 pesas de 1 kg	1 dinamómetro de 250 N
	1 pesa de 0,5 kg	1 regla
	2 soportes	Trozos de hilo de cobre, bronce
	1 varilla	aluminio, acero, hierro, níquel
	2 tuercas	y nicrom, de 10-15 cm y de la
	1 tuerca con mordaza	misma sección.
	1 mordaza con cáncamo	

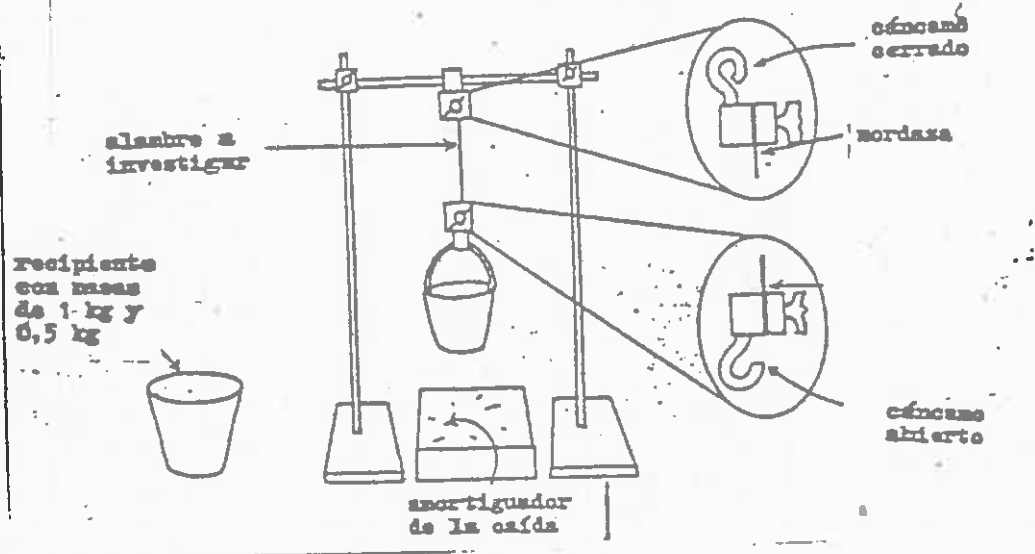
Cómo hacerlo:

1. Monta el dispositivo de la fig. 3.1.1. Por razones de seguridad el hilo metálico ensayado no debe ser de más de 12,5 cm de largo (podría ir como un látigo hacia tí al romperse, si fuese más largo) y debe colocarse un bloque de poliestireno debajo del cubo (para evitar dañar el suelo cuando caiga).
2. Añade pesas al cubo, aumentando el peso en 0,5 kg cada vez, hasta que el hilo se rompa. Mide la longitud del hilo después de cada adición. Anota los valores de pesos y longitudes en una tabla como la siguiente:

Alambre	Peso necesario para romperlo/N	Longitud inicial/m	Longitud final/m	Alargamiento/m

3. Repite la experiencia con los otros alambres.

[236(12)]



Preguntas:

- P.1 Es importante que todos los alambres sean igual de largos? Por qué?
- P.2 Es importante que todos los alambres tengan la misma sección? Por qué?
Qué quiere decir la misma sección?
- P.3 Ordena los alambres en orden creciente de resistencia a la tracción (del que necesita menos peso para romperse al que necesita más).
- P.4 Ordena los alambres en orden creciente de deformación. (del que se alarga menos al que se alarga más).
- P.5 Coinciden las dos deformaciones? Intenta dar una explicación.
- P.6 Infórmate y da el significado exacto del término ductilidad. Tiene algo que ver con las propiedades estudiadas?

B) RESISTENCIA AL DOBLADO (MALEABILIDAD)

Con el dispositivo mostrado en la fig. 3.2.2 puedes estudiar la resistencia al doblado de diferentes metales y aleaciones. Los doblados sucesivos debilitan el metal hasta que éste se rompe. Las alas de los aviones están sometidas a un constante doblado y flexionado por lo que deben ser revisadas regularmente a fin de detectar posibles fatigas en el metal.

Necesitas:

- 1 dispositivo como el de la fig. 3.2.2
- Muestras de acero y aluminio del mismo espesor y anchura

Cómo hacerlo:

[236(13)]

1. Sujeta la lámina de acero en el aparato de la fig. 3.2.2, de modo que al doblarla lo haga siempre por el mismo sitio.
2. Dobla la lámina una y otra vez y toma nota del número de veces que se puede doblar hasta la rotura.
3. Repite con la lámina de aluminio.

Preguntas:

- P.7 Es importante que las dos láminas tengan el mismo espesor? Por qué?
- P.8 Es importante que las dos láminas tengan la misma anchura? Por qué?
- P.9 Infórmate del significado exacto de la palabra maleable.
- P.10 Qué metal es más maleable el acero o el aluminio?

C) RESISTENCIA AL RAYADO (DUREZA)

Vas a averiguar que metal es el más duro de un grupo dado por un procedimiento de eliminación parecido para obtener la copa del Rey en fútbol.

Necesitas:

Pequeñas láminas (5 cm²) de aluminio, acero, cobre, hierro, plomo, níquel, cinc y estaño.

Cómo hacerlo:

1. Prepara una tabla como la de la fig. 3.2.3.
2. Prueba a rayar el aluminio con el acero y el acero con el aluminio. Cuál raya a cuál? Cuál es más duro? Anótalo en la segunda columna de la tabla.
3. Repite la prueba anterior con cada par de metales de la columna primera de la tabla y anota los resultados en la columna segunda.
4. Repite ahora la prueba con cada par de metales de la segunda columna de la tabla y anota los resultados en la tercera columna.
5. Prueba a rayar uno con otro los dos metales de la tercera columna. Anota el resultado en la cuarta columna. El metal que figura en ésta y que no ha sido rayado es el más duro.

Preguntas:

- P.11 Qué metal es el más duro de los estudiados?

P.12 Idea un método para poder ordenar todos los metales dados de menor a mayor dureza y pónlo en práctica. [236(14)]

P.13 Infórmate de lo que es la escala de Mohs.

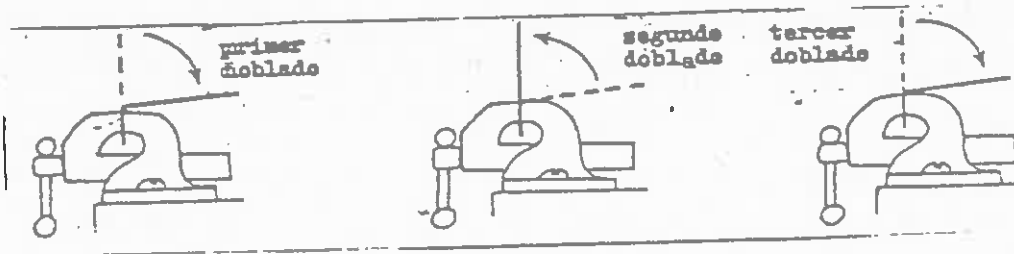
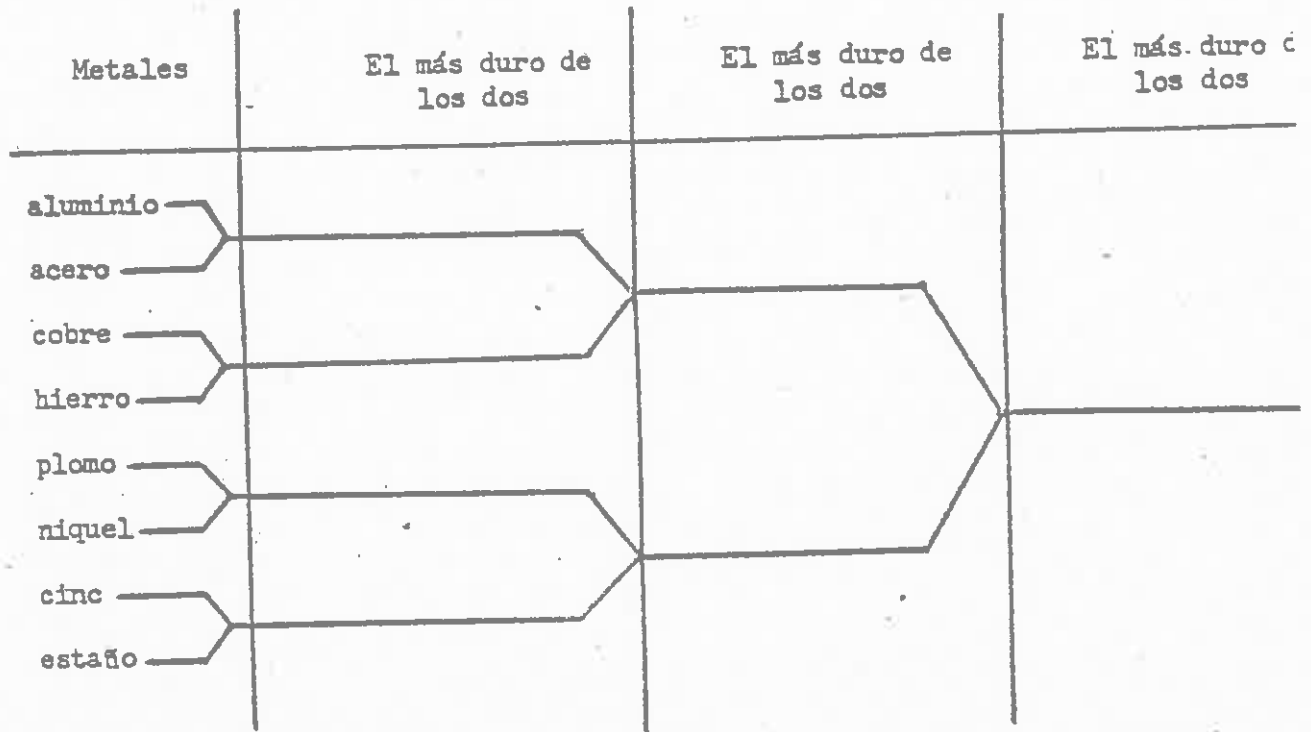


Fig. 3.2.3

LA CORROSION DE LOS METALESA) QUE ES LA CORROSION?

Qué les ocurre a los metales cuando están durante mucho tiempo en contacto con el aire y el agua? La mayor parte de ellos se corroen. Como has visto casi todos los metales se encuentran en la naturaleza combinados con oxígeno u otros elementos en las menas metálicas de las cuales se extraen mediante procesos químicos más o menos complicados. La corrosión es el proceso inverso por el cual el metal vuelve a su estado natural. Por tanto, los metales que se extraen más fácilmente de sus menas o bien se encuentran libres, serán, en principio, los más resistentes a la corrosión.

P.1 Ordena los siguientes metales de mayor a menor resistencia a la corrosión: hierro, oro, aluminio, plomo, cobre.

La corrosión del hierro y del acero tiene una particular importancia y es uno de los más costosos problemas común a todo tipo de industrias y que afecta tanto a grandes estructuras como a pequeñas piezas de sofisticadas máquinas. Por sus especiales propiedades mecánicas el hierro es insustituible para muchas de sus aplicaciones pero a diferencia de otros metales que al exponerse al aire y al agua se recubren de una capa de óxido protectora, el hierro se oxida progresivamente hasta quedar reducido a un polvo rojizo ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), conocido como herrumbre u óxido.

P.2Cuál o cuáles de los metales de P.1 se recubren de una capa de óxido protector?

P.3 Qué factores ambientales favorecen la corrosión?

B) SE PUEDE EVITAR LA CORROSION?

Cuando dos metales están en contacto el metal menos activo químicamente - tabla 3.4.1 - no se corroe porque es el otro metal el que se oxida. Esta es la base

de la protección catódica. Las figuras 3.4.1 y 3.4.2 muestran el casco de un barco y una tubería subterránea protegidos por bloques recambiables de cinc y magnesio respectivamente. Este fenómeno deberá también tenerse en cuenta al unir dos metales diferentes que deberán aislarse uno de otro - con plástico por ejemplo - para evitar que la unión favorezca la corrosión del más activo.

Otra manera de evitar la corrosión de los objetos de hierro y acero consiste en aislar el metal del aire y de la humedad recubriéndolo de una superficie protectora. Este recubrimiento puede hacerse con otro metal ya sea por inmersión del objeto en el metal fundido o bien mediante un baño electroli- tico.

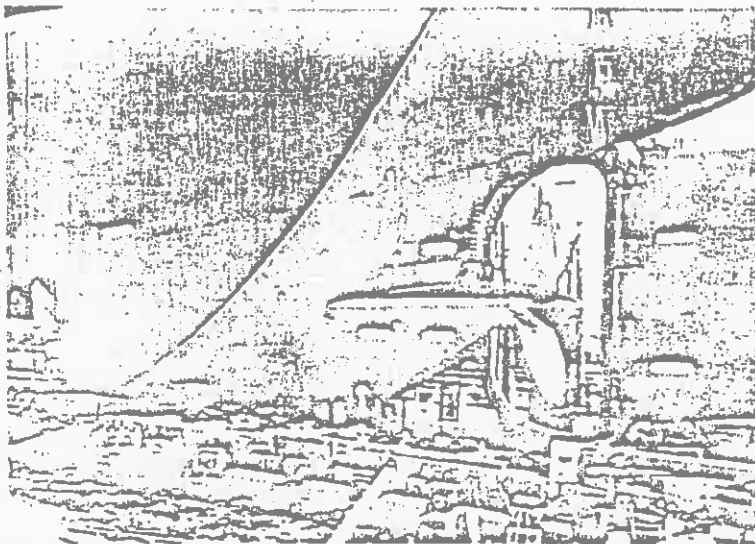


Fig. 3.4.1

P.4 Una lata, la carrocería de un coche y un alambre de un tendero de ropa están hechos de acero. Cómo se han protegido en cada caso de la corrosión?

Así en el hierro galvanizado el recubrimiento es de cinc, en la hoja-lata de estaño, de romo y níquel en los objetos cromados o niquelados. El metal del recubrimiento se cubre de una capa de óxido protector que impide que la corrosión progrese.

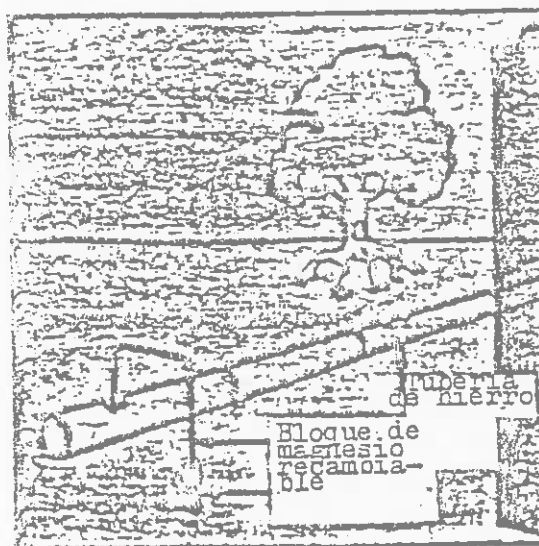


Fig. 3.4.2

SERIE GALVANICA EN AGUA DE MARExtremo corroído (ánodo)

magnesio
aleación de magnesio
zinc
acero galvanizado
hierro fundido
acero 18-8 (activo)
plomo
estaño
níquel (activo)
latón (cobre/zinc)
bronce (cobre/estaño)
cobre
níquel (pasivado)
acero 18-8 (pasivado)
plata
titanio
oro

Extremo protegido (cátodo)

Tabla 3.4.1

P.5 Consulta la tabla 3.4.1. Qué ocurre si un objeto de hierro galvanizado [236(18)] pierde su protección por algún punto? Y si el objeto es de hojalata?

P.6 Consulta la tabla 3.1.1 de puntos de fusión de diferentes metales. Qué recubrimientos metálicos se podrán hacer por inmersión en el metal fundido y cuáles por electrólisis?

No siempre los recubrimientos protectores son metálicos. Se puede utilizar también el engrasado, el pintado o el recubrimiento con plástico.

P.7 Indica dos objetos de acero que se protejan engrasándolos, dos por pintado y dos por recubrimiento plástico.

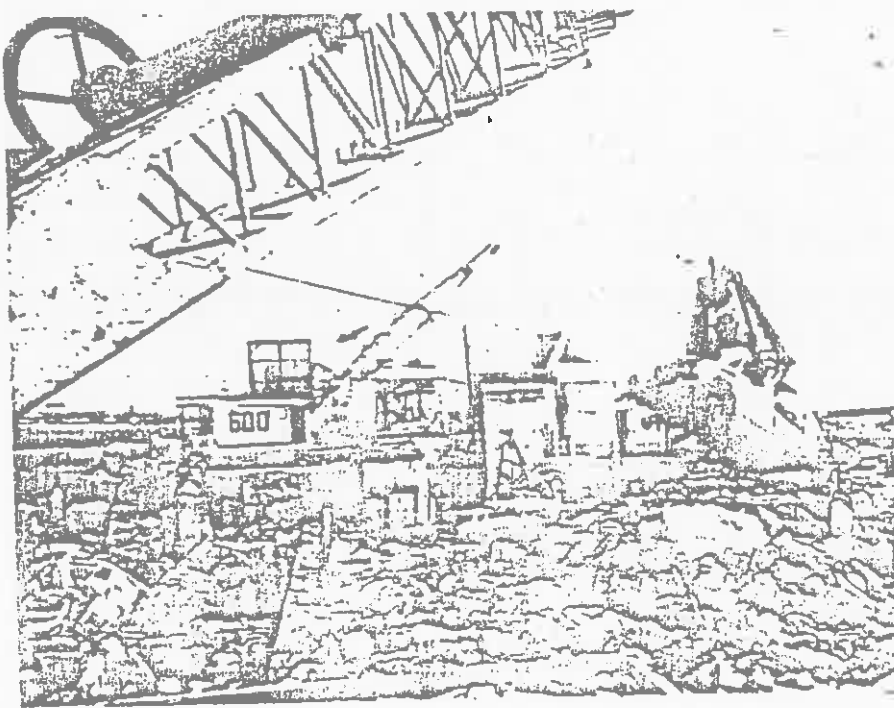


Fig. 3.4.3 El problema de la corrosión

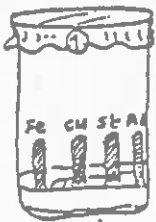
EXPERIMENTOSA) FACTORES QUE AFECTAN A LA CORROSION DE LOS METALES

Se necesita:

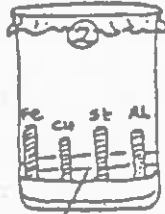
- 4 vasos de 100 cm³
- Película plástica
- 4 trozos iguales de cada uno de los siguientes metales: aluminio, hierro, cobre y acero.
- Disolución de metabisulfito de sodio
- Lana de acero
- Cloruro de calcio anhidro
- Plastelina
- Agua de mar
- Agua del grifo
- Papel de periódico
- Papel de lija
- Rotulador

Cómo hacerlo:

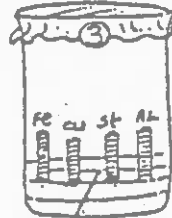
- Limpiar los trozos de metal con el papel de lija hasta que estén lo más brillantes posible. Cogerlos con el papel de periódico evtando tocarlos con los dedos para no engrasarlos.
- Etiquetar los vasos de 1 a 4 y poner en el fondo un trozo de plastelina.
- Clavar en la plastelina de cada vaso un trozo de cada clase de metal. Escribir el nombre de cada metal sobre el vaso con el rotulador. Al para el aluminio, Fe para el hierro, Cu para el cobre, Ac para el acero.
- Poner el líquido o el sólido adecuados en cada vaso como muestra la figura. No cubrir completamente los trozos de metal. Tapar el vaso con la película plástica.
- Esperar una semana y entonces examinar los vasos y contestar a las preguntas.



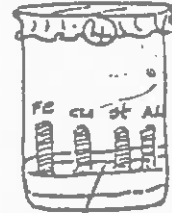
Agua de mar



Agua del grifo



Metabisulfito
de so dio



Cloruro de calcio
anhidro

[236(20)]

Preguntas:

1. Dónde se han corroído más los metales en vaso con agua de mar o en el de agua del grifo?
2. Qué metal se ha corroído más en agua de mar?
3. Qué metal se corroe menos en agua de mar?
4. El metabisulfito de sodio da dióxido de azufre lo mismo que las chimeneas de las industrias. Qué metal se ha manchado más (se ha vuelto mate)?
- 5.Cuál es el objeto de las películas de plástico?
6. El cloruro de calcio anhidro absorbe la humedad del aire. Por qué no se correen o pierden el brillo los metales del vaso que lo contiene?

B) UN METODO PARA PROTEGER LOS METALES DE LA CORROSION

Se necesita:

Gradilla

Solución de sal

papel de lija

láminas delgadas de cinc, estaño, cobre y magnesio

5 tubos de ensayo

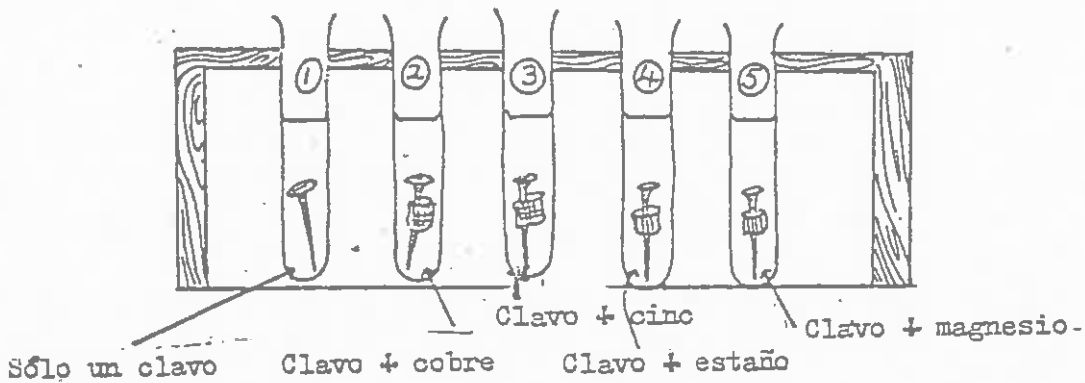
clavos de hierro

Papel de periódico

Cómo hacerlo:

- Usar el papel de lija par limpiar las láminas de metal y los clavos hasta dejarlos brillantes. No tocarlos con los dedos sino con el papel de periódico.
- Etiquetar los tubos de 1 a 5 y ponerlos en la gradilla. Llenarlos hasta la mitad de agua salada.
- En el tubo 1 poner un clavo.

- en el tubo 2 poner un clavo con una lámina de cobre alrededor de modo que estén en perfecto contacto.
- En el tubo 3 poner un clavo con una lámina de cinc alrededor.
- En el tubo 4 poner un clavo con una lámina de estaño alrededor.
- En el tubo 5 poner un clavo con una lámina de magnesio alrededor.
- Observar los tubos al cabo de media hora y contestar a las preguntas.



Preguntas:

1. En algún tubo se ha producido efervescencia?
2. Que metal parece haber producido más efervescencia?

Dejar los tubos en la gradilla una semana. Entonces observarlos y contestar la siguiente serie de cuestiones.

3. En que tubo se ha oxidado más el hierro?
4. Qué le ha ocurrido a la envoltura de magnesio?
5. Qué le ha ocurrido al clavo que tenía la envoltura de cobre?
6. La chapa de hierro ondulada para tejados tiene una delgada capa de cinc sobre ella para protegerla. Este procedimiento de protección se llama galvanizado. Piensas que una lata es solo de hierro?
7. Por que se ponen grandes bloques de magnesio en las torres de hierro de los pozos de petróleo del mar del Norte?

ACTIVIDAD 3.5

SON LOS METALES SUSTANCIAS CRISTALINAS?

No es corriente observar cristales metálicos. Esto se debe a que los metales son sustancias policristalinas, formadas por un gran número de pequeños cristales individuales unidos entre sí. Los metalúrgicos llaman a estos cristales "granos" y a las superficies de separación entre ellos "superficies granulares".

La formación de un cristal metálico empieza por un núcleo que se forma al unirse ordenadamente unos pocos átomos. Este núcleo crece con la adición de más y más átomos a su superficie. El crecimiento no es uniforme en todas direcciones sino que puede ser mucho mayor en una de ellas formándose cristales en forma de aguja. A lo largo de esta dirección tienen lugar crecimientos secundarios dando lugar a un cristal ramificado conocido como dendrita. La fig. 3.5.1 representa el esquema de una dendrita y la fig. 3.5.2 muestra las diferentes etapas del crecimiento de un cristal metálico:

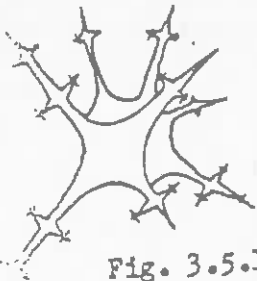


Fig. 3.5.1

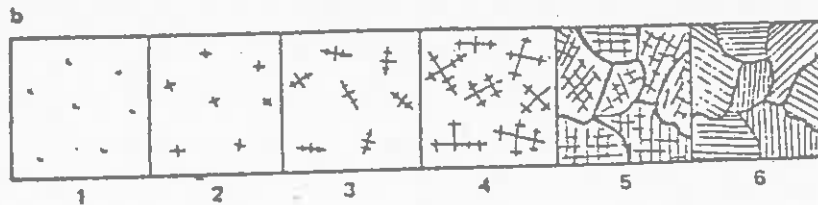


Fig. 3.5.

etapas en el crecimiento del cristal:

1. Formación de núcleos al enfriarse el metal fundido.
2. Crecimiento de cristales a partir de los núcleos.
3. Los cristales dendríticos se hacen mayores.
4. Los brazos de las dendritas se encuentran y para su crecimiento. Se establecen los límites de los granos.
5. El líquido entre los brazos de las dendritas cristaliza.
6. Se han formado granos homogéneos y se muestra la orientación de cada cristal y las superficies granulares entre los diferentes cristales.

Los metales fundidos solidifican tan rápidamente que no es posible observar el

crecimiento de las dendritas. Limpiando una superficie metálica y atacándola con un ácido se puede ver su estructura cristalina pero no la forma original de las dendritas. Por eso vas a obtener cristales metálicos por otros procedimientos.

A) DENDRITAS DE PLATA

Necesitas:

1 pipeta	1 trozo pequeño de lámina de cobre
1 microscopio <i>10x40 aumento</i>	Disolución de nitrato de plata _ 0,05 mol/l
Algodón en rama	Acetona (OJO: INFLAMABLE!)
Papel de lija	Pinzas

Cómo hacerlo:

1. Limpia el trozo de lámina de cobre con el papel de lija y luego con el algodón embebido en acetona. Cuida luego de cogerlo por los bordes o con pinzas.
2. Coleca el trozo de cobre bajo el microscopio, ilumínalo bien y enfoca.
3. Con la pipeta echa una gota de nitrato de plata sobre el cobre y observa atentamente el crecimiento de las dendritas que tiene lugar rápidamente.

P.1 Qué metal se ha formado? Por qué?

P.2 Dibuja lo observado en varias etapas.

B) DENDRITAS DE PLOMO

Necesitas:

Fuente de alimentación 0-10 V c.c.	2 electrodos de plomo
4 cables de conexión	1 resistor de 10 ohm
Vaso de precipitados de 500 cm ³	Electrolito (disolución en 100 cm ³ de agua de 5 cm ³ de ácido nítrico concentrado, 10 g de acetato de plomo, y 10 g de acetato de plomo)
Interruptor	<i>resistor</i>

Cómo hacerlo:

1. Monta el circuito de la fig. 3.5.3.
2. Observa el crecimiento de las dendritas. Su velocidad puede regularse con

el reostato.

- 3. No dejes que las dendritas crezcan tanto que se unan los dos electrodos.
- 4. Invierte el sentido de la corriente.

P.3 En que electrodo se forman las dendritas?

P.4 Per qué se puede cambiar la velocidad de crecimiento de los cristales con el reostato?

P.5 Qué ocurriría si llegasen a tocarse los electrodos?

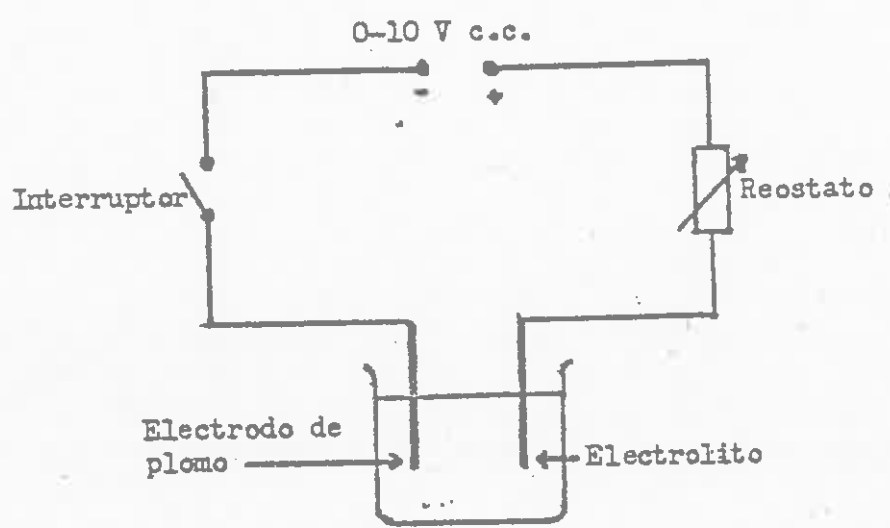


Fig. 3.5.1

LA ESTRUCTURA DE LOS METALES

Antes de empezar este tema ya conocías algunas propiedades de los metales:

- . los metales son elementos
- . casi todos los metales son densos
- . los metales son brillantes
- . son buenos conductores del calor y de la electricidad.

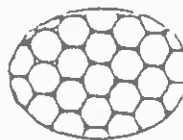
Ahora puedes ampliar algo esta lista:

- . los metales son maleables
- . los metales son dúctiles
- . forman cristales
- . mezclando dos o más metales se modifican sus propiedades.

Por qué los metales tienen estas propiedades? Los científicos creen que las propiedades de los materiales están relacionadas con su estructura, es decir con la forma en que están unidas las partículas que los constituyen.

P.1 Los metales son elementos. Qué puedes decir acerca de las partículas de que están hechos?

P.2 Los metales son en general densos. Cuál de los siguientes dibujos representa mejor la disposición de los átomos de un metal?



P.3 Los metales forman cristales. Puedes decir algo más respecto a la disposición o empaquetamiento de los átomos de un metal? Estarán empaquetados regularmente o de cualquier manera?

Es difícil imaginar lo que ocurre en el mundo de los átomos. Para hacerlo más fácil los científicos hacen uso de "modelos". Recuerda que para explicar los

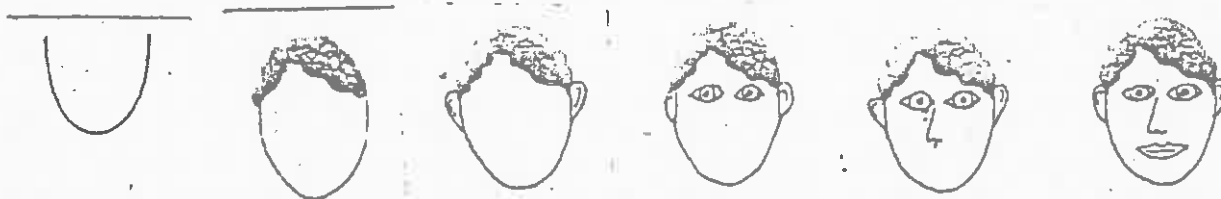
estados de la materia y los cambios de estado utilizaste el "modelo cinético":

sólidos - partículas ordenadas, juntas y vibrando;

líquidos - partículas desordenadas, juntas, vibrando y resbalando unas sobre las otras;

gases - partículas desordenadas, muy separadas unas de otras, vibrando y moviéndose libremente en todas direcciones.

Podemos materializar este modelo por medio de bolas de poliestireno o de metal, pero no debemos perder de vista que un modelo es sólo una ayuda para comprender mejor la realidad. La construcción de un modelo se parece a la elaboración de un "retrato robot" hecho para identificar a un criminal. En sucesivas etapas se van perfilando los rasgos del delincuente hasta que éste resulta reconocible:



También al construir un modelo se van añadiendo más y más detalles para conseguir que nos describa lo mejor posible la realidad.

Un bonito y útil modelo para los metales se debe a uno de los más grandes científicos de este siglo: Sir Lawrence Bragg. Bragg tuvo la idea de representar cada átomo de metal por una burbuja de jabón. En efecto, observa la fig. 3.6.2. Un montón de pequeñas burbujitas flotando en un líquido se comportan en muchos aspectos como suponemos que lo hacen los átomos de un metal:

- forman un empaquetamiento compacto
- se disponen regularmente por zonas que corresponden a los granos de un cristal metálico
- presentan huecos al igual que ocurre con los metales
- resbalan unas sobre otras al ser perturbadas, es decir son maleables.

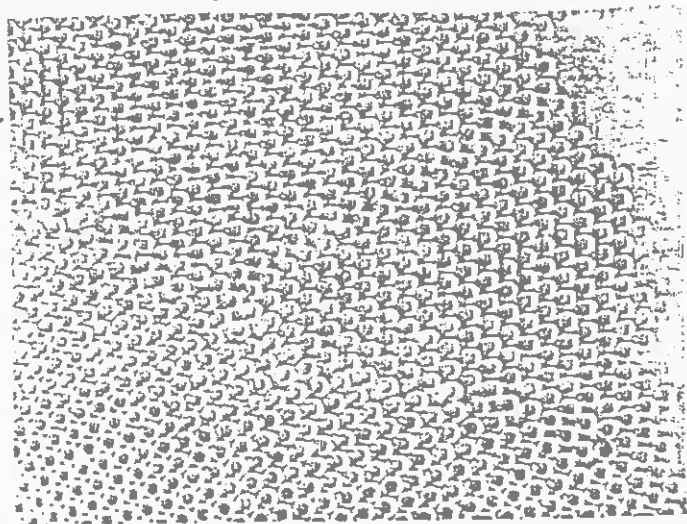


Fig. 3.6.2

Un buen modelo debe ser capaz de permitirnos hacer predicciones. Ocurre esto con nuestro modelo metálico? Qué ocurrirá si unos pocos átomos extraños se introducen entre los átomos del propio metal? Observa la fig. 3.6.4.

Al ser de tamaño diferente los átomos invasores impiden que las capas de átomos del metal puedan deslizarse unas sobre otras con lo cual disminuirá su maleabilidad y el metal será más fuerte y más duro. Esto es en realidad lo que ocurre en las aleaciones.

Por supuesto que este modelo no explica todas las propiedades de los metales. La conductividad térmica y eléctrica por ejemplo son otra historia.

Pero es un comienzo para nuestro retrato robot. En él se ve claramente que los átomos de los metales forman estructuras tridimensionales en las que cada átomo está unido a los que le rodean. Una estructura de este tipo se llama estructura gigante o macromolécula. Otros muchos materiales no metálicos también forman estructuras gigantes pero con otras características que las de los metales.

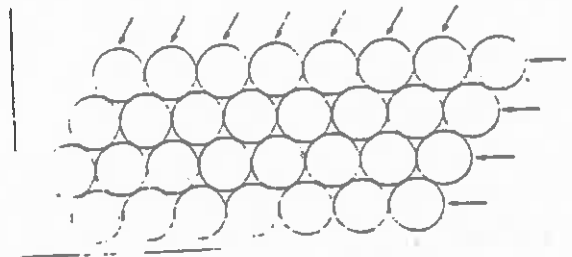


Fig. 3.6.3

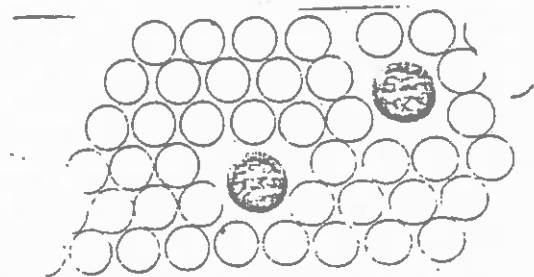
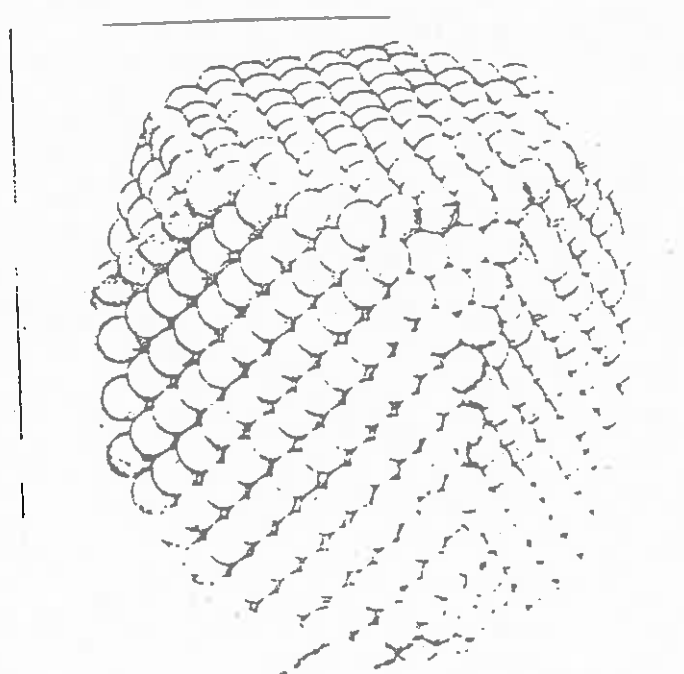


Fig. 3.6.3



ANODIZADO DEL ALUMINIO

Algunos metales resultan difíciles de pintar. El anodizado deposita una fina capa de óxido sobre el metal y esta capa se puede teñir. En este experimento anodizarás aluminio.

Necesitas:

2 trozos de aluminio de 5 cm x 8 cm	Acido sulfúrico (15 % w/v)
1 vaso de 250 cm ³	Pinzas de cocodrilo y cables
1 cilindro de aluminio	Fuente de alimentación c.c. 15-20 V
1 pinzas	Reloj
Disolución caliente (40-50°C) de NaOH	Guantes de goma
(1 M - 2 M) o disolución jabonosa	Tinte

Como hacerlo:

1. Ponte los guantes. Pon el cilindro en el vaso de precipitados.
2. Lava en la disolución desengrasante caliente uno de los trozos de aluminio. Aclara a continuación. Procura coger la muestra con las pinzas.
3. Conecta el cilindro de aluminio al terminal - de la fuente de c.c. y la muestra al terminal + tal como indica la fig. 1. No conectes aún la fuente.
4. Vierte cuidadosamente el ácido sulfurico en el vaso hasta que la muestra de aluminio este casi cubierta.
5. Pon la fuente de alimentación a 6 V y conéctala.
6. Mira el cilindro. Cuando empiecen a aparecer burbujas aumenta la tensión a 12-15 V. Continúa anodizando 15-30 min.
7. Después de ese tiempo quita la muestra y aclárala bajo el grifo.
8. Sumerge la muestra con ayuda de las pinzas en el tinte caliente (aproximadamente 60°C) al 1 % en agua, unos 10 minutos.
9. Fija el tinte sumergiendo la muestra en agua hirviendo otros 10 minutos.
10. Puedes intentar teñir otra muestra de aluminio sin anodizar y comparar los resultados.

Preguntas:

- P.1. ¿Qué significa la palabra "ánodo"?
- P.2. ¿Qué se ha usado como ánodo en este experimento?
- P.3. ¿Quién es el electrolito en este experimento?
- P.4. ¿Qué gases cabría esperar que se desprendiesen en los electrodos en este experimento?
- P.5. ¿Qué efecto producirá el gas desprendido en el ánodo sobre el metal activo?
¿Qué sustancia se formará?
- P.6. El aluminio está naturalmente cubierto de una delgada capa de óxido. ¿Qué efecto producirá la reacción del ánodo sobre esta capa?
- P.7. ¿Por qué la capa absorbe más tinte en unos sitios que en otros?
- P.8. Da dos ventajas del proceso de anodizado.

