

Los materiales:
 propiedades,
 Sig: CC 4
 Registre: 60188
 CRP del Segrià

C.C. LOS MATERIALES

 Apellidos _____ Nombre _____
 Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica nº 1.

LOS MATERIALES: PROPIEDADES, CLASIFICACION Y APLICACIONES.

Objetivos:

- Observar algunas propiedades de los materiales y clasificarlos en función de éstas.
- Constatar que la aplicación de los materiales depende de sus propiedades.

Material:

- Polímetro (usado como ohmímetro).
- Vaso de precipitados de 100 cc.
- Vaso de precipitados de 150 cc.
- Escala de dureza de Mohs.
- Papel de etiquetar.
- Mechero de butano.
- Pinzas de madera.
- Imán.

Materiales objeto de investigación:

- Agua destilada.
- Agua potable.
- Madera.
- Cobre.
- Vidrio.
- Plomo.
- Hierro galvanizado.
- Cera.

Procedimiento:

En esta práctica se trata de determinar, de forma cualitativa, las propiedades que se indican en la tabla 1 para cada uno de los materiales investigados.

Cumplimenta la tabla anotando un SI o un NO en el casillero correspondiente a la propiedad del material investigada, a excepción de la dureza en la que anotarás el resultado obtenido por medio de la escala de Mohs. Para ello procede del siguiente modo:

1. Observa el material y anota si su color es uniforme o no.
2. Investiga la conductividad eléctrica del material por medio del polímetro en la escala de resistencia.
3. Observa si el material tiene propiedades magnéticas acercándole el imán.
4. Investiga si el material es más o menos denso que el agua observando si flota o se hunde en él.

5. Determina la dureza del material por medio de la escala de Mohs. Esta escala está formada por diferentes materiales ordenados según su dureza de 1 a 10. A los materiales más duros les corresponde un número mayor en la escala. Para determinar la dureza del material objeto de investigación ten en cuenta que un material es más duro que otro si lo raya y no se deja rayar por él. Debes ir tanteando con los diferentes materiales de la escala de Mohs hasta determinar la dureza del material en cuestión.

6. Para investigar si un material es buen conductor del calor procede del siguiente modo:

- Pega un trozo de papel de etiquetar al material.
- Sujeta el material con las pinzas de madera y aproxímallo por el lado del papel a la llama del mechero. Mide el tiempo que el papel tarda en quemarse.
- Un material buen conductor transfiere rápidamente el calor de donde lo recibe a toda su masa, por tanto, se calentará más lentamente que un material mal conductor. En definitiva, en los buenos conductores el papel tardará más en quemarse que en los malos conductores, puesto que en éstos se produce un aumento localizado de la temperatura en la zona calentada, ya que no disipan fácilmente el calor.
- Anota el tiempo que tarda en chamuscarse el papel y determina los materiales buenos y malos conductores del calor.

MATERIAL	PROPIEDADES INVESTIGADAS					
	COLOR UNIFORME	CONDUCTOR ELECTRICO	INTERACCION CON IMANES	MAS DENSO QUE EL AGUA	DUREZA 1-10	CONDUCTOR TERMICO

En una hoja aparte anota todas las obsevaciones que hayas realizado y que no puedas poner en la tabla.

Cuestionario:

1. Teniendo en cuenta las propiedades investigadas, clasifica los materiales en función de éstas.
2. Los materiales que son buenos conductores del calor, ¿lo son también de la electricidad?
3. Si queremos aislar un congelador con uno de los materiales investigados, ¿cuál recomendarías? ¿por qué?
4. Ateniéndote a lo observado en la práctica ¿cómo definirías las propiedades investigadas?
5. Con la ayuda de un diccionario o de una enciclopedia define las propiedades que hemos investigado en esta práctica.

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica nº 2.

ACCION DEL CALOR SOBRE LOS MATERIALES.
CALENTAMIENTO Y COMBUSTION.

Objetivos:

- Investigar los efectos de la acción del calor sobre los materiales.
- Observar que el calor puede originar cambios permanentes o temporales en los materiales.
- Razonar que los dos tipos de cambios pueden ser útiles o perjudiciales para la sociedad en diferentes casos.
- Diferenciar calentamiento y combustión.
- Observar que en ausencia de Oxígeno no puede realizarse la combustión.
- Determinar aproximadamente el porcentaje de oxígeno que contiene el aire.

Material:

- Mechero de butano.
- Rejilla de amianto.
- Pinzas de madera.
- Tapadera de lata de bote de conservas.
- Lija para metales.
- Cápsula Petri.
- Vaso de precipitados de 100 ml.
- Vela de 3 cm. de longitud.
- Regla.

Materiales objeto de investigación:

- Cobre.
- Papel.
- Cera.
- Madera.
- Nylon.
- Hilo de soldar (estaño-plomo).

Procedimiento:

1. Procede del siguiente modo con cada uno de los materiales objeto de investigación, anotando en la tabla todas las observaciones que realices:
 - Observa y describe el material tal como lo tienes ahora, excepto el cobre que debes lijarlo para sacarle la capa de óxido que lo recubre.
 - Calienta con el mechero de butano el material colocado sobre la tapa de conservas y anota las observaciones que realices durante el calentamiento.
 - Retira con cuidado el material y observa su aspecto después de haber efectuado el calentamiento.

Tabla: Efectos del calor sobre los materiales.

SUSTANCIA	ASPECTO			¿Qué propiedad ha cambiado?
	Antes	Durante	Después	

2. Coloca encendida la vela en posición vertical sobre la cápsula Petri.

- Cúbrela con el vaso de precipitados colocado en posición invertida. Anota tus OBSERVACIONES:

- Llena la cápsula Petri de agua y enciende de nuevo la vela. Cúbrela como en el apartado anterior con el vaso de precipitados. Anota tus OBSERVACIONES y mide la cantidad de agua que ha penetrado en el interior del vaso:

Cuestionario:

1. Clasifica los materiales investigados según cambien o no sus propiedades de forma permanente por efecto del calor.
2. Cita materiales en los que un cambio permanente de sus propiedades sea de provecho social, y otros en los que no lo sea.
3. ¿ Es perjudicial quemar un aceite ? ¿ Y desnaturalizarlo por calentamiento ? ¿ Por qué ?
4. ¿ Qué diferencia existe entre calentar y quemar ?
5. ¿ Podría encenderse una vela, quemar un trozo de papel o funcionar el motor de un coche a 3000 Km. de altura sobre la superficie de la Tierra ? ¿ Por qué ?
6. ¿ Cómo pueden funcionar los motores de los cohetes fuera de la atmósfera terrestre ?
7. ¿ Por qué asciende el agua en el interior del vaso de precipitados al combustir la vela en la última experiencia realizada ?
8. ¿ Mediante esta experiencia, podrías determinar aproximadamente el porcentaje de Oxígeno que contiene el aire ?

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica n° 3.

MEZCLAS, DISOLUCIONES Y SEPARACIÓN DE SUSTANCIAS PURAS.

Objetivos:

- Observar mezclas y disoluciones.
- Distinguir en una disolución entre soluto y disolvente.
- Conocer los conceptos de disolución diluida, concentrada y saturada.
- Investigar la influencia de la temperatura sobre la solubilidad del soluto.
- Conocer métodos de separación de sustancias tanto en mezclas como en disoluciones.

Material:

- Espátula doble plana.
- Tubo de ensayo.
- Muestra de granito.
- Cloruro de sodio (sal común): NaCl.
- Azufre: S.
- Embudo.
- Vaso de precipitados.
- Mechero de Butano.
- Papel de filtro.
- Cápsula Petri.
- Vaso de precipitados con hielo y agua.
- Cápsula de porcelana.
- Pinzas de madera.
- Gradilla.

PROCEDIMIENTO:

1. Observa la muestra de granito. Descríbela:

Indica si se trata de un material homogéneo o heterogéneo.
¿Por qué?

¿ Es una mezcla o una disolución ? ¿ Por qué ?

2. Toma el tubo de ensayo y ponle agua hasta una altura de unos 5 cm. Echa con la espátula una pequeña cantidad de sal. A continuación agita el tubo de ensayo hasta que toda la sal haya desaparecido a la vista. La materia que tienes ahora en el tubo de ensayo ¿ crees que es homogénea o heterogénea ? ¿ por qué ?

¿ Es una mezcla o una disolución ? ¿ por qué ?

¿ La disolución está saturada de sal a la temperatura ambiente ? ¿ Por qué ?

¿Cuál de las sustancias de la disolución es el soluto y cuál el disolvente ?

3. Añade a la disolución un poco de cloruro de sodio y agita de nuevo. Repite este proceso hasta que no puedas disolver toda la sal, quedando depositados cristales en el fondo por mucho que agites. ¿ Está el disolvente sobresaturado de soluto ? ¿ por qué ?

4. Coge el tubo de ensayo con las pinzas de madera y caliéntalo con el mechero hasta que la sal desaparezca por completo. Anota tus observaciones.

5. Enfía la disolución colocando el tubo de ensayo en un vaso de precipitados que contenga agua con hielo. Anota tus observaciones:

Por tanto ¿ Qué influencia tiene la temperatura sobre la solubilidad del soluto ?

6. Vacía la disolución y limpia el tubo de ensayo.
7. En la cápsula Petri tienes una mezcla de sal común y azufre. ¿ Por qué es una mezcla ?

Pon agua en el tubo de ensayo como en el caso anterior y una pequeña cantidad de la mencionada mezcla. Agita el contenido. ¿ Qué tienes ahora en el tubo de ensayo, una mezcla o disolución ? ¿ Por qué ?

8. ¿Qué entiendes por sustancia químicamente pura?

¿ Lo son el azufre, el agua y el cloruro de sodio ?
¿ por qué ?

9. Recupera el azufre y la sal , por separado, mediante una filtración y una evaporación. Previamente elabora un filtro en la forma que se indique. Anota todas tus observaciones y dibuja los dispositivos que utilices:

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica nº 4.

CAMBIOS DE ESTADO EN UNA SUSTANCIA PURA: EL AGUA.

Objetivos:

- Observar que al producirse un cambio de estado en una sustancia pura, la temperatura no varía mientras éste no haya acabado. El calor recibido o perdido se invierte en dicho cambio.
- Observar que un aumento de la temperatura en la sustancia implica una mayor movilidad de sus partículas.
- Observar que el flujo de calor siempre tiene lugar, de forma natural, en un solo sentido: de los cuerpos de mayor nivel térmico (temperatura) a los de menor.

Material:

- Vaso de precipitados.
- Mechero.
- Rejilla de amianto.
- Termómetro de -10° a 110° C.
- Soporte vertical para termómetro.
- Cubitos de hielo.
- Pinzas de madera.
- Varilla de vidrio.
- Matraz Erlenmeyer.
- Tubo de vidrio acodado y acabado en capilar.
- Soportes.

Procedimiento:

A) OBSERVACION DE LOS CAMBIOS DE ESTADO DEL AGUA.

- Coloca el termómetro en el soporte vertical en la forma que se te indique.
- Toma el vaso de precipitados; ponle agua hasta una altura de 1 cm y dos cubitos de hielo.
- Agita con la varilla el agua con hielo durante un minuto. Mide la temperatura colocando el termómetro durante 30 s. Apunta el resultado en la tabla.
- Calienta el agua con hielo durante un minuto, aparta el vaso de la llama y agita el contenido un minuto. Mide la temperatura durante 30 s. Apunta el resultado en la tabla.
- Repite el proceso mientras no se haya completado la fusión del hielo.
- A continuación calienta el agua hasta la ebullición con el termómetro dentro, pendiendo del soporte vertical. Anota en la tabla la temperatura del agua cada dos minutos.
- Anota todas las observaciones que realices a lo largo del proceso.

TABLA

TIEMPO	
TEMPERATURA	

B) OBSERVACION DE LA MOVILIDAD DE LAS PARTICULAS DEL AGUA EN FUNCION DE LA TEMPERATURA.

- Dibuja y describe el dispositivo que permite realizar este apartado:

(Mechero, matraz Erlenmeyer, tubo acodado, molinillo, etc.)

- Anota las consecuencias del aumento de la Energía Cinética de las partículas del agua debido a la aportación de Energía Calorífica.

Cuestionario:

1. Realiza una gráfica en papel milimetrado de la temperatura en función del tiempo de calentamiento, explicando las diferentes fases.
2. ¿ Por qué no aumenta la temperatura cuando calentamos la mezcla de hielo y agua ?
3. ¿ Qué entiendes por fusión de una sustancia ?
4. ¿Tienes alguna evidencia experimental que te permita decir que un aumento de la temperatura del agua está ligado a una mayor movilidad de sus partículas ?
5. ¿ Qué diferencia encuentras entre los términos evaporación y ebullición?
6. ¿ Por qué no aumenta la temperatura del agua cuando comienza la ebullición ?

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica n° 5.

EL AGUA, UN BUEN DISOLVENTE.- LA DIFUSION.

Objetivos:

- Constatar que el agua es un buen disolvente de muchas sustancias.
- Observar que el agua potable contiene sales disueltas.
- Razonar la procedencia de las sales disueltas en el agua potable y en el agua del mar.
- Razonar la importancia del agua como disolvente para la vida y los procesos industriales.
- Observar el fenómeno de la difusión y su dependencia de la movilidad de las partículas.

Material:

- Sulfato de cobre (II): CuSO_4 .
- Vidrio de reloj de 60 mm de diámetro.
- Vasos de precipitados de 50 y 100 cc.
- Pinzas de madera.
- Mechero.
- Rejilla de amianto.
- Pintura acrílica.
- Tubo de ensayo.

Procedimiento:

1. Comprueba que el vidrio de reloj esté totalmente limpio.
 - Pon agua potable en el vaso de precipitados hasta la mitad de su altura. Colócalo sobre la rejilla de amianto para ser calentado.
 - Coloca sobre el vaso de precipitados el vidrio de reloj y pon en éste unas gotas de agua potable (del grifo).
 - Pon a calentar el agua del vaso hasta que se haya evaporado toda el agua del vidrio de reloj. Apaga el mechero. Separa del vaso el vidrio de reloj con las pinzas y déjalo sobre un trozo de papel.
 - Cuando se haya enfriado el vidrio de reloj y hayas secado el agua de su cara inferior, míralo y anota tus observaciones:

2. Ya tienes un vaso de precipitados con agua caliente.
- Pon en el otro vaso aproximadamente la misma cantidad de agua del grifo.
 - Moja la punta de dos trozos de palillo de dientes en la pintura acrílica y DEJALOS CON SUMO CUIDADO SOBRE LA SUPERFICIE DEL AGUA DE CADA VASO.
 - OBSERVA DETENIDAMENTE LO QUE OCURRE EN CADA VASO Y ANOTA TUS OBSERVACIONES:

Al fenómeno que acabas de ver, se le llama DIFUSION.

3. Llena de agua aproximadamente la cuarta parte del tubo de ensayo. Añádele unos cristallitos de sulfato de cobre (II), agita, y observa como se disuelven.

Questionario:

1. ¿ Qué conclusiones has sacado de las anteriores experiencias ?
2. Mira la etiqueta de una botella de agua mineral y apunta todas las sustancias disueltas en ella.
3. ¿ Por qué el agua de los ríos no tiene sabor salado, en cambio sí lo tiene la del mar, si las aguas de los ríos van a parar al mar.
4. El agua potable, ¿ es una sustancia pura ? ¿ Por qué?
5. ¿ Qué entiendes por difusión ?
6. ¿Cómo influye la temperatura en la difusión ?
7. El perfume que se pone una persona ¿ sufre un proceso de difusión? Razona la respuesta.
8. Indica cinco ejemplos de difusión de sustancias que tú conozcas.

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica nº 6.

CROMATOGRAFIA SOBRE PAPEL. OBSERVACION DE LAS SUSTANCIAS QUE COMPONEN LA TINTA DE DIFERENTES COLORES DE ROTULADOR.

Introducción:

- La cromatografía es una técnica de laboratorio que se utiliza para separar e identificar mezclas de sustancias coloreadas, o bien, que éstas puedan ser coloreadas por algún mecanismo. Como técnica de identificación de sustancias puras tiene muchísima importancia en Bioquímica.

- Si la separación se hace sobre un papel especial, llamado de cromatografía, al proceso se le conoce con el nombre de cromatografía sobre papel. La separación se realiza debido a la diferente solubilidad de las sustancias en un disolvente (agua, alcohol, acetona, éter, etc.). Este asciende por capilaridad por el papel cromatográfico colocado en posición vertical. A medida que asciende el disolvente, arrastra con él las sustancias coloreadas solubles. La velocidad de ascenso de cada sustancia por el papel es proporcional a su solubilidad en el disolvente, dando lugar como resultado a una separación entre dichas sustancias.

Material:

- Papel de cromatografía. El papel de filtro sirve también.
- Cápsula Petri.
- Lápiz.
- Rotuladores de diferentes colores.

Procedimiento:

1. Pon agua en la cápsula Petri hasta una altura de unos 3 mm.
2. Toma un trozo de papel de filtro de forma rectangular de 6x8 cms. aproximadamente. Traza con el lápiz una línea paralela a una de las aristas de 6 cm. y separada de ésta 1,5 cm. Pinta sobre la línea un punto con cada rotulador de forma que quede una separación de unos 1,5 cm entre ellos. Anota con lápiz el color de cada punto en el margen que hay entre la línea de lápiz y el extremo próximo del papel.
3. Dobla el papel en forma de V por el centro de la línea de lápiz. Coloca el papel en posición vertical en la cápsula de Petri, tomando como base el lado más próximo a la línea.

4. Cuando observes que el pigmento que más ha ascendido ya no asciende más, saca el papel de la cápsula Petri y déjalo secar. Una vez seco, pégalo o grápalo en el margen izquierdo de esta práctica y ANOTA TODAS TUS OBSERVACIONES:

5. Repite toda la experiencia utilizando otro disolvente (alcohol, acetona, etc.) en vez de agua. ANOTA DE NUEVO TUS OBSERVACIONES Y COMPARALAS CON LAS DEL APARTADO ANTERIOR:

Questionario:

1. Enumera en orden de solubilidad creciente los pigmentos de la cromatografía para cada color de rotulador.
2. ¿ Por qué mecanismo asciende el disolvente por el papel secante ?
3. ¿ Qué diferencias has observado al utilizar uno u otro disolvente ? ¿ A qué pueden ser debidas ?

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica nº 7.

PURIFICACION DEL AGUA.

Introducción:

- En la práctica nº 5 has visto que el agua contiene sustancias disueltas y que éstas pueden obtenerse efectuando una evaporación de la misma.

¿ Cómo podría recuperarse el agua evaporada?

- El procedimiento que observarás para purificar agua es similar al que tiene lugar en la atmósfera y que tú ya has estudiado en Ciencias Naturales. Consiste en generar, en un recipiente, una atmósfera saturada de vapor de agua a elevada temperatura (100 °C) y pasar ésta a otro recipiente, que está a T_a ambiente, donde se sobresatura por enfriamiento. El agua líquida originada se recoge en un vaso de precipitados.

Procedimiento:

- Dibuja el dispositivo experimental que permite purificar el agua. Explica su funcionamiento y anota todas tus OBSERVACIONES:

Cuestionario:

1. Haz un esquema de los cambios de estado que tienen lugar en el agua en su proceso de purificación.
2. ¿ Por qué se condensa el vapor de agua al enfriarse ?
3. Explica cómo se originan las lluvias en la naturaleza y de dónde procede el agua que portan.

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica nº 8.

ELECTROLISIS DEL AGUA.

Introducción:

En la práctica nº 5 hemos comprobado que el agua es un buen disolvente, y es por ello que encontramos siempre sustancias disueltas, en mayor o menor proporción, en el agua presente en la naturaleza. El agua de los ríos, el agua del mar y el agua potable de uso cotidiano no son, por tanto, sustancias puras. En la práctica nº 7 hemos visto un método para purificar el agua separándola de las sustancias que lleva disueltas. El método de destilación empleado se basa en las diferentes temperaturas de ebullición del agua y de las sales que ésta disuelve. Así al evaporarse el agua y condensarla posteriormente conseguimos agua destilada.

El agua destilada es una sustancia pura formada por dos elementos: Hidrógeno y Oxígeno, combinados en una proporción de dos átomos de H por uno de O. Es por tanto una sustancia compuesta. Su fórmula química es H_2O .

La electrólisis es un método para descomponer una sustancia por medio de la electricidad. En esta práctica realizaremos la electrólisis del agua, es decir la descompondremos obteniendo los dos elementos que la forman.

Material:

- Vaso de precipitados de 500 cc.
- Tubos de ensayo.
- Electrodo de carbono. (Preferiblemente de Platino).
- Cables y conectores eléctricos.
- Fuente de alimentación de corriente continua.
- Acido Sulfúrico: H_2SO_4 .

Procedimiento:

- Monta, dibuja y describe el dispositivo experimental que permite realizar la electrólisis del agua:

- Conecta los electrodos a la fuente de alimentación y anota todas las OBSERVACIONES que realices a partir de este momento:

- Saca uno de los tubos de ensayo y ponlo boca arriba. Antes de que el gas tenga tiempo de salir, acerca una cerilla a la boca del tubo y anota tus observaciones:

- Repite el apartado anterior con el otro tubo y anota las diferencias que hayas observado:

Questionario:

1. ¿ Por qué se ha recogido más cantidad de gas en un tubo de ensayo que en el otro ?
2. ¿ De qué gas se trata en cada caso ?
3. ¿Cuál de ellos se ha desprendido del electrodo positivo y cuál del negativo ?

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica nº 11. OXIDOS METALICOS: FORMACION Y PROPIEDADES.

Objetivos:

- Observar que la formación de un óxido de metal activo químicamente es un proceso espontáneo.
- La oxidación de metales se activa con el aumento de la Tª.
- Observar que los óxidos metálicos tienen propiedades físicas muy diferentes a los metales origen.
- Observar las diferencias entre las propiedades físicas de unos cuantos óxidos y sus metales base.

Material:

- Metales: cobre, plomo, hierro y aluminio.
- Mechero.
- Lija de metales.
- Pinzas de madera.
- Soplete de butano.
- Bombillas eléctricas.
- Portabombillas con clavija de enchufe a la red.

Procedimiento:

1. Toma de uno en uno los metales, Cu, Pb, Fe y Al. Observa detenidamente la superficie; lija un extremo y observa nuevamente. Realiza una tabla para anotar tus observaciones de la superficie de cada metal antes y después de lijar, y al cabo de una semana.

ANTES	DESPUES	DESPUES DE UNA SEMANA

2. Toma el tubo de cobre, líjalo por los dos extremos.
- Anota los cambios observados en la superficie lijada en relación con la no lijada:

- Coge por un extremo, con la pinza de madera, el tubo de cobre y calienta el otro extremo por la zona lijada, durante 2 minutos, a T_a elevada (superior a $300\text{ }^{\circ}\text{C}$). Déjalo enfriar bajo la mesa unos 5 minutos. A continuación, anota los efectos de elevar la T_a en la oxidación del Cu, comparando la zona lijada y calentada con la lijada y no calentada.

3. En este apartado observarás una experiencia-demostración, consistente en perforar el vidrio de una bombilla eléctrica por calentamiento (para que el oxígeno de la atmósfera llegue al filamento de wolframio). A continuación se introduce la bombilla en un vaso de precipitado de 200 cc con aproximadamente 50 cc de agua y observa como el agua del vaso no entra por el agujero practicado en la bombilla . Se conecta a la red. ANOTA TODO LO OBSERVADO:

- Seguidamente, rompiendo con cuidado el vidrio de la lámpara, observa el filamento y compáralo con el de una lámpara que no se haya usado. ¿ Tienen igual color ?
 ¿Cuál de los dos ha perdido el brillo metálico? _____ Indica el motivo _____

¿ Tienen los dos filamentos las mismas propiedades mecánicas? _____ ¿ Por qué ? _____

4. Observa las características eléctricas de los óxidos metálicos de los siguientes metales: Fe, Cu, Pb y Al. Prueba con el polímetro si los óxidos metálicos anteriores son buenos conductores de la electricidad. Anota tus observaciones en la tabla.

BUEN CONDUCTOR				
MAL CONDUCTOR				

Resumen teórico: Corrosión

El hierro se oxida. El cobre, en contacto con el aire, se vuelve verde. La plata se pone negra. Etc.

Los metales experimentan cambios por la acción del aire. Otros materiales pueden alterar también a los metales de forma similar. Estos procesos reciben el nombre de corrosión (del latín separar).

Por corrosión de un material metálico se entiende la descomposición perjudicial de su superficie con tendencia destructiva.

El proceso de corrosión del hierro se conoce como formación de herrumbre.

En la práctica anterior has visto que los metales se encuentran combinados en la naturaleza con otros elementos no metálicos. Los metales se corroen debido a una reacción espontánea con aquellos elementos que fueron extraídos del mineral durante el proceso de separación. Estos elementos se encuentran en el aire, vapor de agua y agua.

Las combinaciones más frecuentes son los óxidos:



El hierro forma, en contacto con el aire, una capa de óxido, que por la acción del agua (vapor de agua del aire) se convierte en herrumbre (Fe (OH)3). El cobre reacciona con el dióxido de carbono del aire para formar el carbonato de cobre, llamado pátina, que es impermeable y protege al cobre situado debajo, evitando el avance de la corrosión. El aluminio, tántalo, plomo y cinc forman también capas impermeables de óxido.

La mayoría de óxidos son aislantes o muy poco conductores de la electricidad. Esta propiedad se hace servir para la fabricación del dieléctrico de los condensadores electrolíticos de aluminio y tántalo. (El dieléctrico es la capa que separa y aísla eléctricamente las dos superficies conductoras del condensador).

C.C. LOS MATERIALES

Apellidos _____ Nombre _____
Fecha _____ Curso _____ Grupo _____

Práctica n° 12.

CORROSION HUMEDA DE LOS METALES (corrosión electroquímica).

Objetivos:

- Observar que la corrosión se intensifica en las zonas húmedas de los metales.
- Observar que en las uniones entre dos metales diferentes, bañadas por un líquido conductor (electrolito), se forma una pila eléctrica cuyos electrodos son los propios metales.

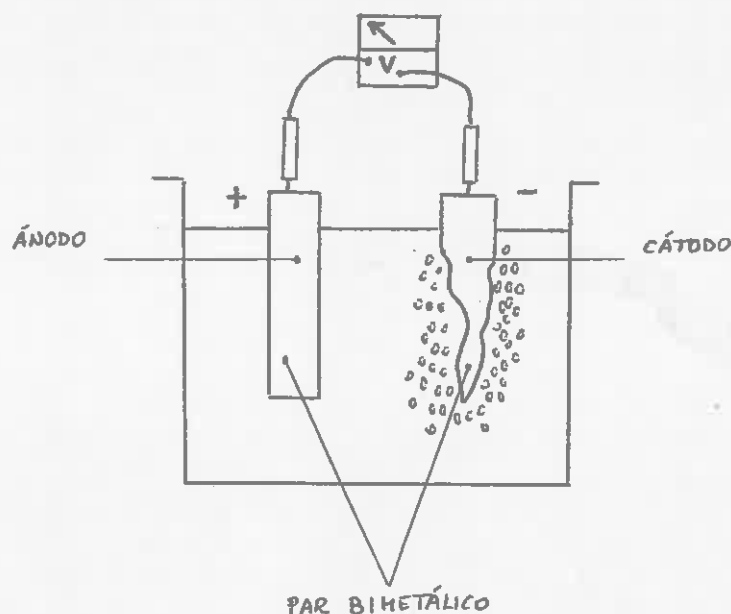
Material:

- Cápsula Petri de 10 cm de diámetro.
- Chapas de: Fe, Zn, Al, Sn, Pb y Cu.
- Cloruro de sodio.
- Acido clorhídrico diluido al 10 % (HCl).
- Lija para metales.
- Polímetro.
- Acetona.

Introducción teórica:

En la práctica nº 11 has visto un proceso de destrucción espontánea de metales por acción del oxígeno de la atmósfera. En esta práctica observarás un nuevo proceso de corrosión espontánea, más importante que el anterior, de origen electroquímico:

- Si se introducen dos metales diferentes (par bimetálico) en un líquido conductor de la electricidad y se unen mediante un conductor eléctrico, tal y como se indica en la figura, circula corriente eléctrica. Se ha originado una pila eléctrica.



Cuestionario:

1. Cuando has lijado la superficie de un metal, habrás observado que aparece un brillo que es característico de los metales. ¿ Por qué no se mantiene el brillo metálico de forma indefinida ? ¿Se mantendría a 1000 Km de altura sobre la superficie de la Tierra ?
2. ¿Qué inconveniente tienen los óxidos para que la sociedad trate de evitar que aparezcan en la superficie de los metales.
3. En las lámparas eléctricas ¿ qué utilidad tiene aislar su filamento de la atmósfera con vidrio?
4. El aluminio es un metal más activo que el hierro y habrás observado que, en sus diferentes aplicaciones, no necesita ser pintado para protegerlo de la oxidación atmosférica. ¿Por qué ?

- Al líquido conductor se le conoce con el nombre de electrolito y a los metales sumergidos electrodos. Al electrodo (+) se le llama ánodo y al (-) cátodo.
- La corriente que genera la pila se origina a costa del paso de partículas del cátodo al líquido conductor. Este electrodo, por tanto, sufre la corrosión, mientras que el metal que realiza la función de ánodo queda protegido. Cuanta mayor corriente eléctrica circule por la pila, mayor será la corrosión.
- En un par bimetálico en disolución conductora se corroe siempre el metal menos noble, que es el polo (-) de la pila formada. La corrosión es tanto más intensa cuanto más separados están los materiales metálicos, que forman los electrodos, en la serie galvánica. Esta es una ordenación de los metales en orden de nobleza creciente.

Serie galvánica de ciertos metales y aleaciones en agua de mar.

(La nobleza del metal aumenta al descender en la tabla).

Magnesio.
 Cinc.
 Aluminio.
 Acero dulce.
 Hierro colado.
 Plomo.
 Estaño.
 Metal Muntz (60 % de Cu y 40 % de Zn).
 Latón alfa (70 % de Cu y 30 % de Zn).
 Cobre.
 Níquel.
 Plata.
 Titanio.
 Mercurio.
 Platino.
 Oro.

- Los materiales metálicos industriales raramente son metales puros, ya que, o bien son aleaciones o bien contienen un elevado número de impurezas metálicas en su estructura. En consecuencia, si estos materiales han de ser utilizados en un ambiente donde le puedan caer gotas o ser bañados por un líquido conductor, se verán sometidos a corrosión entre las partes de diferente nobleza. A este tipo de corrosión se le llama intercrystalina.

Procedimiento:

1. Toma una chapa de Fe y otra de Pb. Lija bien una de sus superficies. Coloca en cada chapa, por separado, una gota de cada uno de los componentes siguientes : ácido clorhídrico (al 10 %), agua con sal común, y agua potable. Anota en la tabla tus OBSERVACIONES durante la evaporación de los líquidos y después de que se hayan evaporado.

* Nota: Ten mucho cuidado de que no te caiga ninguna gota de ácido en la piel o en la ropa. En caso de que suceda, se ha de lavar rápidamente con agua abundante.

Chapa de Hierro:

	H Cl	Agua con sal	Agua potable
Durante			
Después			

Chapa de Plomo:

	H Cl	Agua con sal	Agua potable
Durante			
Después			

Anota cualquier otra OBSERVACION que creas oportuno:

2. Toma los siguientes metales : Al, Cu, Sn y Zn. Líjalos por una cara en caso de estar oxidados. Llena la mitad de la cápsula de Petri con una disolución de sal común en agua que se te suministrará. Determina con el voltímetro, en la forma que se te indique, el metal corroído y el protegido en los siguientes pares bimetálicos, introducidos en la disolución uno a uno: Al/Cu, Al/Zn, Al/Sn, Cu/Zn, Cu/Sn y Zn/Sn.

- Anota los resultados en la tabla siguiente:

Electrolito + par bimetálico	ánodo	cátodo

- Anota las observaciones que realices sobre la corrosión originada en los pares bimetálicos: Pb/Cu, Al/Cu y Cu/Fe tras permanecer varias semanas en agua potable en un vaso de precipitados.

3. Toma el par bimetálico Pb/Al. Cada metal del par ha de tener al menos una de sus superficies limpia de óxido y de grasa. Para ello, en caso de estar oxidado has de lijar una cara, y en caso de que tenga grasa debes de limpiarla con acetona.

- Pon agua destilada en la cápsula Petri hasta la mitad de su altura.

a) Introduce los metales en ella con las superficies limpias enfrentadas. Observa con el polímetro si la corriente que circula en la pila formada depende de la distancia que separa los electrodos. Anota tus OBSERVACIONES:

b) Fija una separación entre los metales y anota la corriente que circula:

c) Sustituye el agua destilada de la cápsula por agua potable. Repite el apartado b) para la misma separación entre los metales. Anota si la corriente tiene ahora un valor superior o inferior al del apartado anterior:

¿ A qué es debido ?

d) Repite el apartado a) con el agua potable como electrolito. Anota tus OBSERVACIONES:

Cuestionario:

1. Para el par Al/Pb ¿ existe alguna diferencia entre la magnitud de la corriente que circula por el agua destilada y por el agua potable ? ¿ En qué electrolito se corroerá antes el metal menos noble ?
2. La distancia entre los dos metales dentro del electrolito ¿ ejerce alguna influencia en la magnitud de la corriente que circula ?
3. ¿ Qué electrodo del par se disuelve o corroe ? ¿ Se produce algún ataque en el otro electrodo ?
4. Ordena los metales dados en orden de nobleza creciente, teniendo en cuenta los resultados experimentales.
5. ¿ Por qué un cubo de Fe galvanizado (Fe con recubrimiento superficial de Zn) no muestra signos de oxidación durante muchos años ?
6. El estaño ¿ paraliza o acelera la corrosión del hierro ? ¿ Por qué ?
7. Has visto que el estaño es más noble que el hierro. ¿ Es peligroso utilizar chapa de Fe estañada (conocida como hojalata, que es una chapa de acero dulce con recubrimiento de estaño) para envasar alimentos ? Ten en cuenta que las sales de Fe son venenosas y que es fácil que se forme una grieta al doblarse fortuitamente el envase ? Razona la respuesta.
8. ¿ Por qué las tapas de los botes de conserva, que son de hojalata, llevan un recubrimiento interior de plástico ?
9. El acero es una aleación de Fe y carburo de hierro. Ambos materiales poseen diferente nobleza, siendo el hierro menos noble que el carburo de hierro. Dibuja un esquema que explique la corrosión de una lámina de acero con agua de lluvia.
10. ¿ Es adecuado unir dos chapas de cobre con tornillos de acero a la intemperie ? ¿ Por qué ?

La corrosión, una fuerza "malévola" de la Naturaleza

ES difícil que el hombre de la calle tome conciencia del costo económico y social que la corrosión comporta. En alguna ocasión habrá oído hablar de ella, quizá incluso habrá oído comentar su relación con la contaminación ambiental o quizá habrá leído acerca de ella a consecuencia de algún grave accidente que apareció en las primeras páginas de los periódicos. Pero, indudablemente, la corrosión no es un concepto que suela emplear ni que le preocupe excesivamente en su quehacer diario, sumergido en otros temas más acuciantes o simplemente más "actuales". Y, sin embargo, la corrosión es bien actual y, de manera directa o indirecta, le pasa factura cada día.

Los fallos producidos por la corrosión prematura pueden traducirse —y se traducen— en unas pérdidas económicas sustanciales para un país y, por tanto, para el ciudadano. Por de pronto, grandes o medianas estructuras metálicas, tales como puentes, edificios, recipientes de almacenaje, oleoductos, vehículos, etc., pueden requerir una anticipada reparación para disminuir los destrozos de la corrosión. Y, por otra parte, los fallos inducidos por corrosión de una gran cantidad de pequeños artículos, tales como instrumentos electrónicos, pueden ocasionar la pérdida de información vital o de archivos importantes, sin mencionar la posible —y significativa— pérdida del propio aparato o equipo. En el caso de equipo electrónico de muy alta fiabilidad, como el que se utiliza en navegación o control aeronáutico, incluso vidas humanas pueden estar en serio riesgo debido a fallos inducidos por corrosión. En consecuencia, es lógico que el hombre intente paliar sus efectos...

Cuantiosas pérdidas

La utilización por parte del hombre de medios para prevenir la corrosión se remonta a muchísimas décadas atrás. Así, la capacidad de ciertos metales para proteger a otros ya era conocida quinientos años antes de la era

cristiana, cuando sobre objetos de hierro se aplicaba metalúrgicamente una capa de estaño. Sin embargo, casi dos mil años después, concretamente en el año 1975, en la nación tecnológicamente más avanzada de la Tierra, uno de sus organismos técnicos más representativos, el National Bureau of Standards, estimaba que las pérdidas ocasionadas por la corrosión en Estados Unidos alcanzaba la considerable suma de 70.000 millones de dólares, de los cuales unos 10.000 millones habrían podido ser ahorrados si se hubieran usado técnicas de prevención perfectamente conocidas. Seis años después, en 1986, un informe publicado en la "ASTM's Standardization News" elevaba la cifra de pérdidas ocasionadas por corrosión total anual en ese país a la astronómica cantidad de 160.000 millones de dólares! Esto indica que la corrosión va avanzando a pasos agigantados, pero no la prevención de la misma.

En otros países industriales avanzados, como el Reino Unido, la Unión Soviética y Japón, el costo de la corrosión registra, asimismo, cifras verdaderamente escalofriantes. Por ejemplo, en el año 1969, en el Reino Unido los costes de la corrosión fueron equivalentes al 3,5 % del Producto Nacional Bruto; en la Unión Soviética, en el año 1975, las pérdidas directas ocasionadas por la corrosión equivalían al 1,73 % del Producto Nacional Bruto, y en Japón, en el año 1976, el costo anual de la corrosión se calcula que alcanzaba la cifra de 9.200 millones de dólares. El coste directo de la corrosión en España, en el año 1976, se suponía que ascendía a unos 150.000 millones de pesetas, es decir, aproximadamente al 2 % del Producto Nacional Bruto.

Como consecuencia de varios estudios realizados para conocer más a fondo el problema de las pérdidas ocasionadas por la corrosión, uno de ellos (el informe Hoar, llevado a cabo en el Reino Unido) concluía afirmando que era factible ahorrar alrededor de un 25 % de los costos actuales de la corrosión simplemente haciendo un mejor uso de los conoci-

nómeno natural que transforma a los metales, podemos definirla como la interacción destructiva de un metal con el medio ambiente que le rodea. Esta interacción puede ocurrir por inmersión del metal en un ácido o por exposición —según sea el tipo de medio ambiente— a la humedad atmosférica o a uno o varios agentes contaminantes, tales como cloruros, polvo, dióxidos de azufre o combinaciones de varios de ellos. Así, la decorativa pátina de color verde presente en una gran parte de tejados de cobre de numerosos edificios de diversas ciudades nórdicas y centroeuropeas está constituida esencialmente por sulfato básico de cobre. Si la estructura construida con material de cobre está expuesta a un medio más agresivo, como un ambiente marino, esa pátina puede contener también oxiclóruo. Habitualmente, en zonas urbanas industrializadas, la atmósfera presente contendrá diversos productos de combustión (preferentemente dióxido de azufre), los cuales incrementarán apreciablemente la formación de la mencionada pátina. Un ejemplo de ello nos lo ofrece la pátina formada sobre la estatua de la Libertad, de Nueva York.

Hemos hablado de un aspecto de la corrosión que ha producido una transformación no demasiado peligrosa y hasta cierto punto decorativa. Pero ello no siempre es así, sino precisamente lo contrario. La corrosión, desde ese otro punto de vista, hay que considerarla como una fuerza "malévola" que convierte los objetos metálicos que habitualmente nos rodean en parcial o completamente inservibles para el fin para el cual se proyectaron y construyeron, manifestándose exteriormente esa corrosión por un cambio en su aspecto: pérdida de brillo en algunos casos, cambio de color, aparición de pequeños puntos de óxido o de grandes desconchaduras, o incluso aparición de agujeros más o menos profundos, en el peor de los casos. Esta fuerza "malévola", en términos científicos, la entendemos como la tendencia de un metal a pasar, mediante el concurso de una serie de fuerzas ambienta-

les o climáticas que lo rodean, de un nivel de energía superior a un nivel de energía inferior, es decir, al estado de óxido o compuesto análogo (como antes decíamos), estado en el cual se encontraba primitivamente, en gran parte de los casos, en la Naturaleza.

Todos los esfuerzos realizados por el hombre para extraer el metal bajo su condición de óxido o compuesto de las minas, de purificarlo y separarlo de otros elementos en las refineries y de manipularlo y darle formas bellas en los talleres y fábricas de manufacturación, quedan reducidas a la nada por obra y gracia de ese conjunto de fuerzas naturales concidas con el nombre general de "corrosión". Parece como si, en el desafío del hombre a la Naturaleza, el éxito inicial de aquél lo borrara después ésta restableciendo el equilibrio modificado y diciéndole al metal manipulado como Dios le dijo al hombre: "Fuiste óxido (polvo) y en óxido (polvo) te convertirás".

Muchos medios tiene la Naturaleza para lograr esa corrosión o destrucción de la obra del hombre, no sólo en lo que a metales se refiere sino a otros materiales descubiertos y utilizados por él. Puede decirse, sin exageración, que existen tantos tipos de corrosión como situaciones se plantean y tantos agentes como elementos primordiales de la Naturaleza citaron los antiguos filósofos griegos, es decir: aire, tierra, agua y fuego. No existe, pues, la mejor posibilidad de que, a la larga, un metal escape al ataque de uno o de varios de esos agentes corrosivos.

Ahora bien, el hombre, afortunadamente, cada vez dispone de mayor número de medios para combatir esa corrosión o, en el peor de los casos, de paliarla. Para ello, simplemente, debe conocer qué material hay que proteger, cuándo hay que aplicar la protección, qué condiciones ambientales ha de soportar ese material en su utilización y, finalmente, de qué modo hay que aplicar el método protector escogido.

ENRIQUE JULVE

Departament de Química
Universitat Autònoma de Barcelona



mientos y técnicas existentes en la mayor parte de países para prevenirla.

Sólo los metales más nobles, como la plata, el oro o los metales del grupo del platino (platino, paladio, iridio, rutenio, osmio y rodio) existen sobre la superficie de la Tierra en estado inalterado. La mayor parte de los metales, sin embargo, tienden a pasar a una forma combinada más estable, hecho que ocurre cuando el metal reacciona con algún constituyente no metálico existente en el medio ambiente. La forma exacta com-

binada que adoptarán esos metales dependerá de los constituyentes de ese medio ambiente determinado, aunque cabe indicar que las formas combinadas más habituales en que los hallaremos serán como óxidos, como sulfuros o como sales de metal. Por ejemplo, los minerales más comunes del hierro son: carbonatos, óxidos, magnetita y pirita. En el caso de otro metal muy común, el cobre, la forma más frecuente de hallarlo en la naturaleza es como calcopirita (sulfuro de cobre y hierro).

La corrosión metálica, este fe-