

PROYECTO DE INVESTIGACIÓN

Corrosión del cobre y del hierro

1. Observación: recopilar información

PRUEBA 1 (Rita):

MATERIALES UTILIZADOS:

Vasos de plástico transparente (X5)

Monedas de 5 cent. (X5)

SUSTANCIAS EN LAS QUE HAN SIDO VERTIDAS LAS MONEDAS:

Sal

Agua (0,2L)

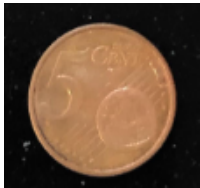
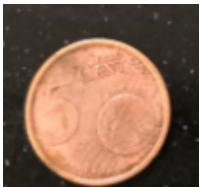
Vinagre (0,1L)

Ginebra (0,1L)

PROCEDIMIENTO:

1. Verter 1 dL de cada una de las sustancias dentro de cada vaso (en el caso del agua con sal añadir 4g de sal).
2. Pegar una pegatina en la parte exterior de cada vaso indicando el número correspondiente a la sustancia que contenga.
3. Sumergir una moneda de 5 céntimos en cada vaso y colocarlos en una estantería cercana a la ventana de la cocina.

FOTOGRAFÍAS DIARIAS DEL PROCEDIMIENTO:

	Grupo control	Grupo 1. (agua)	Grupo 2. (agua con sal)	Grupo 3. (vinagre)	Grupo 4. (ginebra)
DÍA 1					
DÍA 2					
DÍA 3					

OBSERVACIONES:

Ninguna observación fuera de lo normal, a parte del inusual color que tomó el agua con sal a partir del segundo día debido a sus altas capacidades corrosivas.



PRUEBA 2 (Lara):

MATERIALES UTILIZADOS:

Vasos de cristal transparente (X5)

Tornillos de hierro pulido (X5)

SUSTANCIAS EN LAS QUE HAN SIDO VERTIDAS LAS MONEDAS:

Sal

Agua (0,2L)

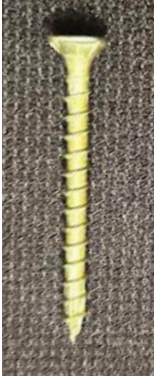
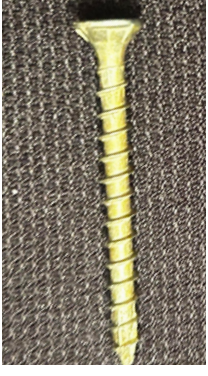
Vinagre (0,1L)

Cerveza (0,1L)

PROCEDIMIENTO:

1. Verter 1 dL de cada una de las sustancias dentro de cada vaso (en el caso del agua con sal añadir 4g de sal).
2. Pegar una pegatina en la parte exterior de cada vaso indicando el número correspondiente a la sustancia que contenga.
3. Sumergir un tornillo en cada vaso.

FOTOGRAFÍAS DIARIAS DEL PROCEDIMIENTO:

	Grupo control	Grupo 1. (agua)	Grupo 2. (agua con sal)	Grupo 3. (vinagre)	Grupo 4. (Cerveza)
DÍA 1					
DÍA 2					
DÍA 3					

OBSERVACIONES:

Se generaron parcialmente numerosos cúmulos de burbujas entorno al tornillo del grupo 4 a partir del 2º día.



2. Explica lo ocurrido

La Corrosión y su Prevención

a) ¿Qué es la corrosión?

La **corrosión** es un proceso natural mediante el cual los metales se deterioran al reaccionar con sustancias de su entorno, como el oxígeno o el agua. Este fenómeno provoca una pérdida gradual de las propiedades del metal, afectando su resistencia, apariencia y funcionalidad.

Por ejemplo, el hierro al oxidarse forma **óxido de hierro** (herrumbre), un compuesto rojizo que debilita la estructura metálica.

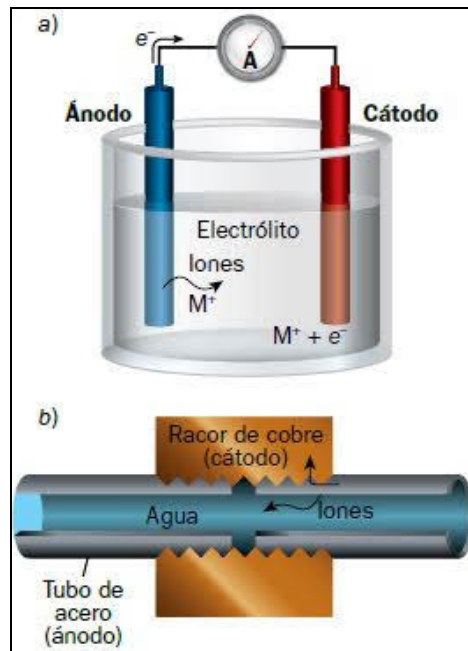
Ejemplo de corrosión en hierro:



b) ¿Qué son los procesos electroquímicos?

Los **procesos electroquímicos** son reacciones químicas en las que ocurre una transferencia de electrones entre sustancias. En el caso de la corrosión, el metal actúa como **ánodo**, liberando electrones, mientras que otra zona del mismo o del entorno actúa como **cátodo**, recibiendo los electrones. Este movimiento de electrones genera una corriente eléctrica que acelera el deterioro del metal.

Esquema de un proceso electroquímico de corrosión:

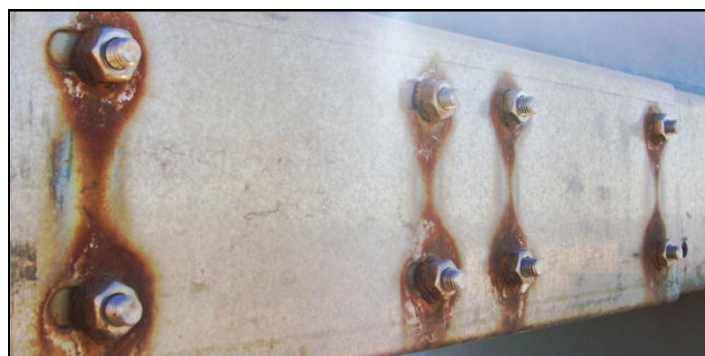


c) ¿Qué tipos de corrosión existen?

Existen varios tipos de corrosión, entre los cuales destacan:

- **Corrosión uniforme:** afecta toda la superficie del metal de manera pareja.
- **Corrosión localizada:** se concentra en zonas específicas, formando picaduras o perforaciones.
- **Corrosión galvánica:** ocurre cuando dos metales diferentes están en contacto en presencia de un electrolito (como el agua salada).
- **Corrosión intergranular:** afecta los límites de los granos del metal, debilitándolo internamente.

Ejemplo de corrosión galvánica:



d) ¿Qué agentes pueden producir corrosión?

Los principales agentes que provocan corrosión son:

- El **oxígeno** del aire.
- El **agua**, especialmente si contiene **sales disueltas**.
- Los **ácidos** y **gases contaminantes** (como el dióxido de azufre o el cloro).

- La **humedad** y las **temperaturas extremas**, que aceleran las reacciones químicas.

e) ¿Dónde puede aparecer la corrosión?

- La corrosión puede manifestarse en numerosos lugares:
- En **metales expuestos al aire o al agua salina**, como barcos o puentes.
- En el **interior de tuberías y depósitos metálicos**, donde el agua o productos químicos circulan constantemente.
- En el **exterior de infraestructuras metálicas**, como torres eléctricas, barandillas o estructuras industriales.

Corrosión en estructuras metálicas:



f) Costo industrial de la corrosión

La corrosión supone un **alto costo económico para la industria**, ya que provoca pérdidas de material, fallos estructurales, paradas en la producción y necesidad de mantenimiento continuo. Se estima que el costo global de la corrosión representa **más del 3% del PIB mundial**.

g) Impacto ambiental de la corrosión

El deterioro de los metales por corrosión está **directamente relacionado con el aumento del consumo de materias primas** para fabricar reemplazos. Esto implica **mayor extracción de minerales, gasto energético y contaminación**, lo que tiene un **impacto ambiental negativo** sobre los ecosistemas y los recursos naturales.

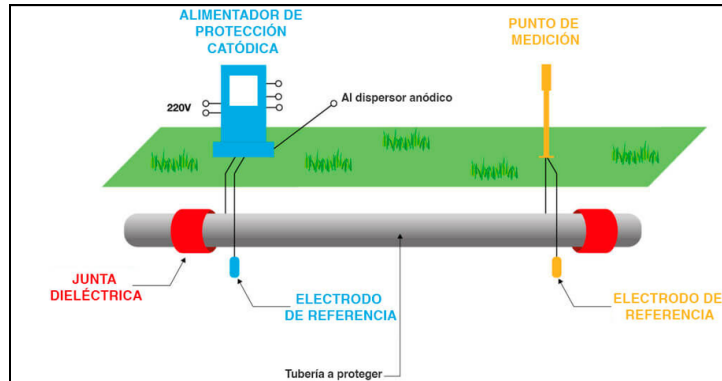
h) Prevención de la corrosión

Prevenir la corrosión es muy importante para **ahorrar recursos, proteger el medio ambiente y aumentar la vida útil de las estructuras metálicas**.

Algunos métodos de prevención son:

- Aplicar **recubrimientos protectores** (como pinturas, barnices o galvanizados).
- Emplear **metales resistentes** o **aleaciones** especiales.
- Controlar la **humedad y la ventilación** en las instalaciones.
- Usar **protección catódica**, que consiste en conectar el metal a otro más reactivo que se corroa en su lugar.

Ejemplo de protección catódica:



i) Inhibidores de corrosión

Los **inhibidores de corrosión** son sustancias químicas que, añadidas en pequeñas cantidades a un medio corrosivo, **ralentizan o detienen las reacciones de corrosión**.

Algunos ejemplos conocidos son:

- **Cromatos y fosfatos**, que forman capas protectoras.
- **Aminas y nitritos**, usados en sistemas de refrigeración.
- **Silicatos**, que se aplican en pinturas y recubrimientos.

Conclusión

La corrosión no solo afecta la durabilidad de los metales, sino que también genera un **gran impacto económico y ambiental**. Por ello, **prevenirla mediante técnicas adecuadas e inhibidores específicos es fundamental** para mantener la seguridad y sostenibilidad en las industrias modernas.

3. Crea una hipótesis y compruébala

Hipótesis según los datos adquiridos

Según la información recopilada en los apartados de experimentación y explicación de lo ocurrido, la hipótesis más cercana a los resultados adquiridos anteriormente sería la siguiente:

a) Sustancias que más favorecen la oxidación de metales

1. Agua salada (soluciones con cloruro de sodio)

- La combinación de **agua + oxígeno + sales** acelera mucho la corrosión.
- Los iones cloruro rompen la capa protectora del metal.

2. Ácidos (de forma general)

- Los **ácidos fuertes** reaccionan con muchos metales liberando hidrógeno y oxidándolos rápidamente.
- Ejemplos comunes en entornos cotidianos:
 - Ácido clorhídrico diluido (en limpiadores de baño)
 - Ácido sulfúrico (en baterías, pero es peligroso)
 - Ácido acético (vinagre), más suave, pero corrosivo con ciertos metales.

(No doy instrucciones prácticas de uso para evitar riesgos, pero sí la explicación química general.)

3. Agua oxigenada (peróxido de hidrógeno)

- En concentraciones elevadas es un **agente oxidante** fuerte.
- Puede acelerar la oxidación del hierro y otros metales cuando hay impurezas o catalizadores.

4. Humedad ambiental + dióxido de carbono

- Produce **corrosión atmosférica**, formando carbonatos u óxidos.
- Lenta, pero constante.

5. Sales metálicas oxidantes (como nitratos)

- Sustancias que contienen iones muy oxidantes pueden "robar" electrones al metal.

b). Sustancias que evitan o reducen la oxidación de los metales

Las siguientes sustancias actúan formando capas protectoras, absorbiendo oxígeno o neutralizando agentes corrosivos.

1. Aceites y grasas

Forman una **barrera física** entre el metal y el aire/humedad.

- Aceite mineral
- Grasa lubricante
- Aceite de máquina

Cómo funcionan:

Evitan el contacto del metal con el oxígeno y el agua, deteniendo el inicio de la corrosión.

2. Antioxidantes orgánicos (inhibidores de corrosión)

Se utilizan industrialmente en aceites, combustibles y sistemas de enfriamiento.

- Aminas
- Tiofosfatos

- Benzotriazol (especial para cobre y bronce)

Cómo funcionan:

Se adsorben en la superficie del metal y forman una **película protectora molecular**.

3. Fosfatos

Los fosfatos forman una **capa pasiva** sobre el metal, especialmente hierro y acero.

- Fosfato de zinc
- Fosfato de manganeso

Usos comunes:

- Pinturas anticorrosivas
- Tratamientos previos de metales industriales

4. Cromatos (ya poco usados por toxicidad)

- Los cromatos y dicromatos son excelentes inhibidores de corrosión.
- Actualmente se usan menos por razones ambientales.

Se encuentran en algunos recubrimientos metálicos.

5. Silicatos

Usados como inhibidores en sistemas de refrigeración y calderas.

Funcionan creando una fina capa de silicio protector que bloquea la oxidación.

6. Pinturas y recubrimientos poliméricos

Aunque no son una "sustancia química" aislada, químicamente funcionan como antioxidantes al **encapsular** el metal.

Ejemplos:

- Pinturas epóxicas
- Barnices
- Recubrimientos de poliuretano

7. Galvanización (zinc)

El zinc "se oxida primero", protegiendo al metal inferior.

Esto se llama **protección catódica por sacrificio**.

8. Pasivadores específicos

Algunos metales se protegen mediante sustancias que refuerzan su capa natural de óxido:

- Aluminio → se pasiva con óxidos propios (anodizado)
- Acero inoxidable → capa de óxido de cromo
- Cobre → benzotriazol

9. Sustancias o materiales que cubren los metales

Algunos metales se protegen mediante sustancias o materiales que cubren la superficie:

- El caso de los cables eléctricos que se recubren con materiales plásticos, que además de ser no conductores, protegen de la oxidación.
- Recubrimiento con sustancias ceras para evitar la exposición de las superficies a las sustancias corrosivas.

c) Hipótesis I

Según toda esa información, una de las preguntas que podemos hacernos es: ¿En qué medida se **frena la corrosión** en comparación con lo que tardan en actuar las **sustancias corrosivas**?

d) Experimento: Efecto de pintar monedas con spray sobre su corrosión en agua salada

Objetivo: comparar si una pintura en spray (azul) protege o favorece la corrosión de monedas de 5 céntimos sumergidas en solución salina durante 4 días.

Materiales

- **3 monedas** de 5 céntimos idénticas (misma acuñación/estado).
- **Pintura en spray** azul (una pintura para metal; un solo lote/bote para todas).
- 3 recipientes transparentes iguales (**vasos de cristal**).
- Agua destilada.
- **Sal de mesa** (NaCl) para preparar la solución salina.
- Balanza digital (precisión 0,01 g o).
- Guantes desechables, gafas de **protección**, mascarilla y ventilación adecuada (para aplicar spray).
- **Pinzas o guantes** para manipular monedas.
- Etiquetas y marcador permanente.
- Móvil con buena **cámara** (estabilizador o trípode si).
- Regla o **cinta métrica** para escala en las fotos.
- **Calendario** para registro diario.
- Libreta o tabla electrónica (Excel/Google Sheets) para **anotar datos**.

Preparación de la solución salina

- Preparar solución salina al 3,5 % en masa (aprox. igual a agua de mar): 35 g de NaCl por cada 1 L de agua destilada.
- Para pequeñas cantidades: 3,5 g de NaCl por 100 mL de agua destilada.
- Mezclar hasta disolver y verter la misma cantidad (por ejemplo 100 mL) en cada recipiente.

Preparación y control inicial

1. Identificar las 3 monedas como M1, M2, M3.
2. Limpiar suavemente las monedas con agua destilada y secar con papel de cocina para eliminar polvo y grasas superficiales. No usar ácidos.
3. Pesar cada moneda con la balanza y anotar la masa inicial (m_0) con al menos dos decimales si la balanza lo permite.
4. Fotografiar cada moneda antes de pintar (foto “pre-pintado”) con escala (regla) y buena iluminación. Nombrar archivos: M1_pre.jpg, M2_pre.jpg, M3_pre.jpg.

Pintado (misma técnica para las tres monedas)

Hazlo en un lugar ventilado o al aire libre, con guantes y mascarilla.

1. Colocar una superficie protegida (cartón) y alinear las 3 monedas separadas.
2. Pulverizar la pintura en spray a la misma distancia (ej.: 20–25 cm) y con el mismo número de pasadas para cada moneda. Mantén el gesto y la distancia constantes.
3. Aplicar capas finas y dejar secar el tiempo recomendado por el fabricante entre capas. Usar exactamente el mismo número de capas en las tres monedas.
4. Dejar curar completamente según indicaciones del spray (mínimo el tiempo que recomienda el fabricante; anotar la hora de pintado).
5. Pesar de nuevo las monedas pintadas y anotar la masa con la pintura (m_{pintada}). Esto te permitirá ver masa añadida por pintura.
6. Hacer fotos “post-pintado” idénticas a las pre-pintado (misma iluminación, distancia, orientación): M1_post.jpg, etc.

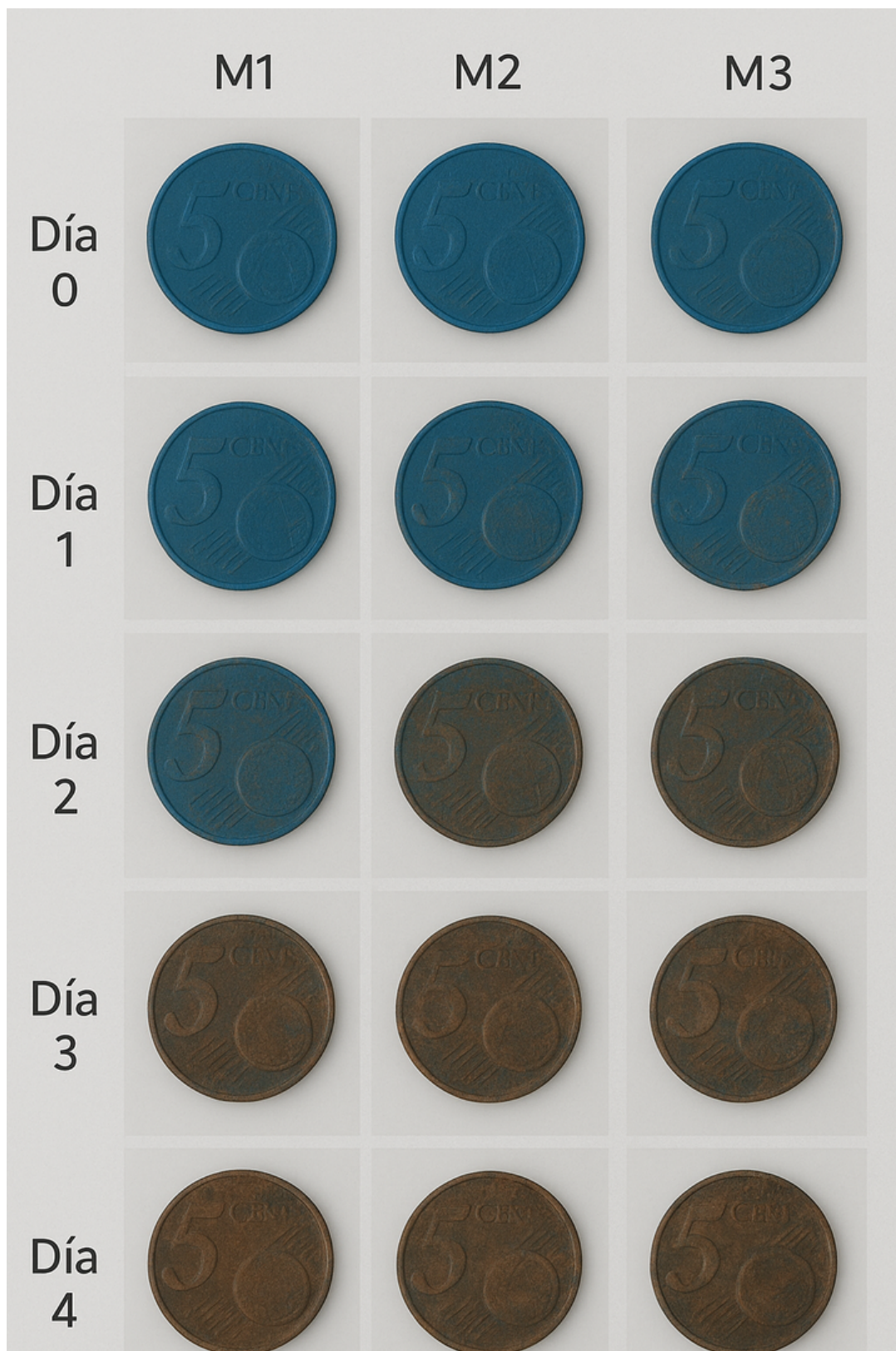
Colocación en recipientes (día 0 → inicio)

1. Etiquetar los tres recipientes como R1, R2, R3 (correspondientes a M1–M3).

- 2. Colocar cada moneda en el fondo de su recipiente con la solución salina preparada (mismo volumen por frasco). Asegúrate de que están completamente sumergidas.
- 3. Tomar la foto del día 1 (ver sección de fotografía abajo) que muestre las 3 monedas sumergidas en la misma toma si quieres comparar visualmente; o toma individual por frasco si prefieres. Nombre sugerido si haces una foto con las 3 juntas: dia1_tres_monedas.jpg.
- 4. Anotar la hora y la temperatura ambiente. Si es posible, medir y anotar la conductividad o el pH de la solución.

e). Resultados

Día	Hora	Temp (°C)	Observaciones visuales	pH	Masa M1	Masa M2	Masa M3
0 (pre)	09:00	22	Pintado, seco	7.0	2.34 g	2.35 g	2.34 g
1	09:00	21.5	...	...	—	—	—
...	...	...	...	...	...	...	...
4 (final)	09:00	22	...	...	2.31 g	2.30 g	2.32 g



f) Hipótesis II

Según toda esa información, otra de las preguntas que podemos hacernos es: ¿En qué medida se **frena la corrosión con un material de recubrimiento** en comparación con lo que tardan en actuar las **sustancias corrosivas**?

g) Experimento: Efecto de cubrir con cera clavos de hierro para su corrosión en agua salada y vinagre

Objetivo: comparar si una cobertura de cera protege o favorece la corrosión de clavos sumergidos en solución salina durante 4 días.

Materiales

- **9 clavos de hierro** en el mismo estado de conservación.
- **Cera de vela.**
- 3 recipientes transparentes iguales (**vasos de cristal**).
- Agua destilada.
- **Sal de mesa** (NaCl) para preparar la solución salina.
- **Vinagre.**
- **Pinzas o guantes** para manipular los clavos y la cera.
- Etiquetas y marcador permanente.
- Móvil con buena **cámara**.
- **Calendario** para registro diario.

Preparación de la solución salina

- Preparar solución salina al 3.5 % en masa (aprox. igual a agua de mar): 35 g de NaCl por cada 1 L de agua destilada.
- Para pequeñas cantidades: 3.5 g de NaCl por 100 mL de agua destilada.
- Mezclar hasta disolver y verter la misma cantidad (por ejemplo 100 mL) en cada recipiente.

Preparación y control inicial

1. Identificar los 9 clavos en grupos de 3 muestras: M1, M2 y M3
2. Lijar suavemente los clavos para eliminar cualquier impureza u oxidación anterior.
3. Limpiar con agua destilada y secar con papel de cocina para eliminar polvo y grasas superficiales. No usar ácidos.

Cobertura de cera de los tres clavos

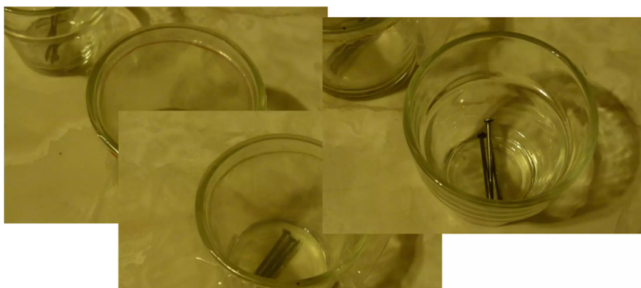
Hazlo en un lugar seguro donde no haya sustancias inflamables.

1. Colocar una superficie protegida (tabla de cocina) y preparar los 3 clavos.
2. Utilizar un mechero de cocina y una vela grande.
3. Aplicar capas finas y dejar enfriar.



Colocación en recipientes (día 0 → inicio)

1. Etiquetar los tres recipientes como R1, R2, R3 (correspondientes a M1–M3).
2. Colocar los 9 clavos en el fondo de su recipiente: los 3 con cobertura de cera en solución salina, 3 sin cobertura en solución salina, y 3 con cobertura en vinagre, (mismo volumen por frasco). Asegúrate de que están completamente sumergidos.
3. Tomar la foto del día 1 que muestre los 9 clavos sumergidos en la misma toma si quieres comparar visualmente; o toma individual por frasco si prefieres.



h) Resultados

Día	Hora	Temp (°C)	Observaciones visuales	Masa M1	Masa M2	Masa M3
0 (preparación)	17:00	15	Con/sin cera, con/sin corrosión	Sin corrosión	Sin corrosión	Sin corrosión
1	17:00	14,5	Con/sin cera, con/sin corrosión	Sin corrosión	Inicio de corrosión	Inicio de corrosión
2	17:00	12	Con/sin cera, con/sin corrosión	Sin corrosión	Poca corrosión	Poca corrosión
3	17:00	13	Con/sin cera, con/sin corrosión	Sin corrosión	Bastante corrosión	Bastante corrosión
4 (final)	17:00	11	Con/sin cera, con/sin corrosión	Sin corrosión	Mucha corrosión	Mucha corrosión

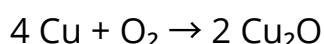
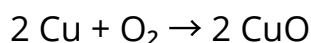


4. CONCLUSIONES

Conclusión según los datos adquiridos

PRUEBA 1 - Según la información recopilada en el experimento de corrosión del **cobre**:

En ausencia de oxígeno, el cobre es un metal estable en medio acuoso. Sin embargo, el oxígeno atmosférico disponible en las disoluciones es capaz de oxidar al cobre, dando lugar a los óxidos de cobre CuO y Cu₂O, de color negro y rojo, respectivamente.

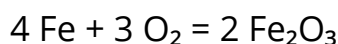


La corrosión del cobre es bastante lenta. De hecho, transcurridos tres días no se observa una corrosión significativa del cobre en las monedas.

El cobre es un metal más noble que el hierro, por lo que es más resistente a la oxidación.

PRUEBA 2 - Según la información recopilada en el experimento de corrosión del **hierro**:

La corrosión es una **reacción redox** donde el hierro (Fe) dona electrones (se oxida) y el oxígeno (O₂) los acepta (se reduce), formando óxido de hierro (Fe₂O₃), óxido=corrosión.



La **velocidad** de este proceso varía mucho según el metal y las condiciones ambientales, siendo acelerado por la humedad, sales y ácidos, y **prevenible o mitigable** con barreras protectoras con recubrimientos como cera, pinturas o aceites, que actúan como barrera física.

La presencia de **sales** (como en agua salada) o **ácidos** (vinagre) aumenta significativamente la velocidad de corrosión.

Cubrir el hierro **con cera** y por tanto eliminar el oxígeno en contacto con el hierro detiene la oxidación.

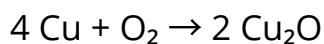
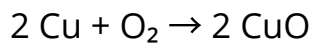
- Un clavo en agua sin oxígeno se oxida poco o nada.
- Un clavo en agua con aire se oxida rápidamente.
- Un clavo en agua salada se oxida aún más rápido, (electrolitos, iones, aceleran la corrosión).
- Un clavo en vinagre se oxida aún más rápido, (el vinagre es un ácido y aumenta la corrosión).

- Un clavo cubierto de cera apenas se oxida, (por ser barrera física frente al oxígeno).

En resumen, el experimento demuestra que la oxidación es un proceso natural inevitable que da como resultado la degradación de muchos materiales, fenómeno conocido como corrosión, impulsada por agentes oxidantes y el medio ambiente, pero controlable, esencial para entender la degradación de materiales y aplicar métodos de protección efectivos. Demostrando la importancia de controlar estos factores para preservar el metal.

Según la información recopilada en el experimento de corrosión del **cobre**:

En ausencia de oxígeno, el cobre es un metal estable en medio acuoso. Sin embargo, el oxígeno atmosférico disponible en las disoluciones es capaz de oxidar al cobre, dando lugar a los óxidos de cobre CuO y Cu₂O, de color negro y rojo, respectivamente.



La corrosión del cobre es bastante lenta. De hecho, transcurridos tres días no se observa una corrosión significativa del cobre en las monedas.

El cobre es un metal más noble que el hierro, por lo que es más resistente a la oxidación.

