



Universidad
Nacional
de Córdoba



FUNDAMENTOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS

INGENIERÍA QUÍMICA

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS Y NATURALES
UNIVERSIDAD NACIONAL DE CÓRDOBA

CONDICIONES y TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

Mg. Ing. Patricia O'Mill

Ing. Gonzalo Barbero Medina

Dr. Lucas Agazzi

Dr. Ing. Gerardo Pissoni

Ing. Esp. Carina Colasanto

Mg. Ing. Marcelo Gómez

Mg. Ing. Nancy Saldis

2025

PROGRAMA

Unidad 1. Aprender a aprender

Técnicas sencillas de estudio y aprendizaje de la ciencia y la tecnología. Aprendizaje colaborativo. El trabajo en equipo. Roles. La exposición oral. Elaboración de monografías. Redacción de informes. El vocabulario básico de la ingeniería química.

Unidad 2. Los Procesos Químicos.

Las operaciones básicas en el proceso productivo. Equipos de procesos químicos. Operaciones unitarias típicas: separación, filtrado, reactores, intercambiadores. Diagramas de proceso. Diferencia entre Operación de la industria química y Proceso de la industria química. Etapas genéricas de los procesos químicos. Industrias de procesos químicos. Procesos continuos y batch. Flujos en contracorriente, paralelos y cruzados. Representación de procesos: BFD (Diagrama de Flujo en Bloques), PFD (diagrama de Flujo de Proceso). Ejemplos de diagramas de procesos químicos.

Unidad 3. Equilibrio Químico

Conceptos específicos. Constante de equilibrio en función de las concentraciones, de las presiones y de las fracciones molares. Principio de Le Chatelier. Factores que influyen sobre el equilibrio. Gráficos. Equilibrio iónico. Ácido-base. Fuerza de ácidos y bases en disolución acuosa. Concepto de pH. Comportamiento ácido-base de las sales. Soluciones reguladoras. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Precipitación fraccionada. Precipitación simultánea. Efecto del pH. Redisolución de precipitados. Naturaleza de los iones complejos. Constante de equilibrio de los iones complejos.

Unidad 4. Introducción al balance de la materia.

El balance de materia como aplicación de la ley de conservación de la masa. Balance de masa en procesos unitarios.

Unidad 5. Electroquímica

Óxido-reducción. Fuerza directora de las reacciones químicas. Pilas y electrodos. Fem de una pila. Electrodo normal. Pila Daniell. Polarización de las pilas. Pila seca. Electrólisis. Leyes de Faraday. Electrodepositación. Acumuladores. Corrosión.

Unidad 6. Termodinámica

Sistemas. Estados de equilibrio. Variables de estado. Calor. Trabajo. Energía. Calor específico. Capacidad calorífica. Ley cero de la termodinámica. Primera ley de la termodinámica. Entalpía. Termoquímica. Calores de formación, de combustión, de cambio de fase, etc. leyes termoquímicas. Segunda ley. Entropía. Tercera ley. Energía libre de Gibbs. Espontaneidad.

Unidad 7. Cinética Química

Velocidad de reacción. Orden de reacción. Molecularidad. Constante de velocidad específica. Determinación experimental para una reacción de orden cero, uno y dos. Tiempo de vida media de una reacción. Teoría de las colisiones. Teoría del estado de transición. Factores que influyen en la velocidad de la reacción. Influencia de la concentración, de la temperatura, de catalizadores sobre la velocidad de la reacción.

ÍNDICE DE ACTIVIDADES PRÁCTICAS DE LABORATORIO

REQUISITOS Y OBJETIVOS PARA EL ABORDAJE DE LOS LABORATORIOS.....	4
CONOCIMIENTOS PREVIOS REQUERIDOS.....	4
Conocimientos previos necesarios de laboratorio: manejo de material de vidrio y balanza.....	6
Experiencia N° 1: Manejo de Pipetas. Prácticas de Enrase.....	6
Experiencia N° 2: Preparación de soluciones.....	6
Experiencia N° 3: Uso de balanza.....	7
Guía sintética para redactar un informe.....	9
TRABAJO PRÁCTICO N° 1: EQUILIBRIO QUÍMICO.....	16
Experiencia N° 1: Formación de complejos de Cobre.....	18
Experiencia N° 2: Influencia con los cambios en la concentración.....	19
TRABAJO PRÁCTICO N° 2: EQUILIBRIO IÓNICO ÁCIDO– BASE. Electrolitos fuertes y débiles	20
Experiencia N° 1: Determinación de pH en medio ácido.....	24
Experiencia N° 2: Determinación de pH en medio básico.....	25
TRABAJO PRÁCTICO N° 3: EQUILIBRIO IÓNICO ÁCIDO-BASE.....	27
Experiencia N° 1:.....	29
Experiencia N° 2: Buffer ácido.....	29
Experiencia N° 3: Buffer básico.....	30
Experiencia N° 4:.....	31
TRABAJO PRÁCTICO N° 4: ACTIVIDAD EXPERIMENTAL INDICADORES ÁCIDO-BASE.....	32
1- Obtención de pigmentos vegetales.....	33
2- Uso de los pigmentos como indicadores.....	33
3- Expresión de los resultados.....	33
TRABAJO PRÁCTICO N° 5 PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.....	34
Experiencia N°1:.....	35
Experiencia N°2:.....	36
TRABAJO PRÁCTICO N°6: ACTIVIDAD AUTÓNOMA DE ELECTROQUÍMICA.....	37
Electroquímica: conceptos generales.....	37
Celdas electrolíticas.....	37
Celdas galvánicas.....	38
Corrosión: La Electroquímica de la Degradación.....	40
Experiencia Autónoma.....	41
PROBLEMA 1:.....	42
PROBLEMA 2:.....	44
PROBLEMA 3:.....	45
TRABAJO PRÁCTICO N°7: TERMOQUÍMICA; CAPACIDAD CALORÍFICA.....	48
Uso de un calorímetro.....	50
Determinar la constante del calorímetro.....	50
Determinar el calor de reacción.....	51
TRABAJO PRÁCTICO N° 8: ACTIVIDAD INTEGRADORA CON SENSORES COMPUTARIZADOS... 52	
Procedimientos experimentales.....	53

Redacción de los informes.....	54
TRABAJO PRÁCTICO N° 9: CINÉTICA QUÍMICA.....	56
Estudio de los factores que modifican la velocidad de reacción:.....	58
Experiencia N°1: Efecto de la temperatura.....	59
Experiencia N° 2: Efecto de la presencia de un ácido.....	59
Experiencia N° 3: Efecto de las variaciones de concentración.....	60
ANEXO: Fichas de seguridad de los reactivos utilizados.....	62
• FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD - HCl.....	62
• FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD – H ₂ SO ₄	65
• FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD – K ₂ Cr ₂ O ₇	69
• FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD – Fe(NO ₃) ₃	72
BIBLIOGRAFÍA SUGERIDA PARA EL ESTUDIO DE LOS CONTENIDOS:.....	76

REQUISITOS Y OBJETIVOS PARA EL ABORDAJE DE LOS LABORATORIOS

Sólo podrán ingresar al laboratorio aquellas personas que cumplan con lo siguiente:

- Elementos de protección personal: Guardapolvo, guantes (mínimo 2 pares por cada práctico de laboratorio), gafas de protección.
- Calzado cerrado
- Personas con pelo largo, cabello recogido
- Libreta de laboratorio

Objetivos transversales al desarrollo de todos los prácticos:

- Adquirir independencia en el seguimiento de protocolos de laboratorio.
- Adquirir destrezas de trabajo en equipo.
- Registrar y analizar resultados de laboratorio, pudiendo elaborar informes concisos para transmitirlos.
- Desarrollar una actitud alerta y de trabajo seguro en el laboratorio.
- Desarrollar una actitud positiva hacia el aprendizaje autónomo y continuo

CONOCIMIENTOS PREVIOS REQUERIDOS

- UNIDADES DEL SI, PASAJE DE UNIDADES Y CIFRAS SIGNIFICATIVAS
- RECOMENDACIONES DE SEGURIDAD
- REDACCIÓN DE INFORMES
- USO DEL MATERIAL DE VIDRIO

NORMAS GENERALES DE SEGURIDAD

Siga atentamente las indicaciones del profesor encargado del práctico, sobre todo en lo referente al manejo de productos químicos y de las llaves de gas, electricidad, etc.

EVITE el contacto directo con cualquier reactivo. No quiera saber el olor que tienen una sustancia determinada oliéndola directamente. Es más seguro echar aire con la mano sobre la

sustancia y oler con precaución los vapores lleguen a su nariz.

Si ocurre un accidente, por pequeño que parezca, comuníquelo al encargado del práctico. Igualmente, alerte a sus compañeros y límpie inmediatamente de acuerdo a las instrucciones que reciba del encargado del práctico.

SI TIENE CONTACTO DIRECTO CON UN REACTIVO:

- Lave su cara y manos inmediatamente con abundante agua.
- Si parte de su cuerpo tuvo contacto con el reactivo es IMPORTANTE ACTUAR INMEDIATAMENTE. Quite la ropa contaminada y lave la zona afectada con abundante agua.

Si cae alguna gota de HNO_3 sobre la piel, puede dejar una mancha amarilla que es difícil de eliminar. El HNO_3 destruye también los tejidos. Lave las salpicaduras con abundante agua.

TENGA MUCHO CUIDADO con la dilución de una solución concentrada, especialmente ácidos o bases fuertes, por lo general libera gran cantidad de calor. Este puede vaporizar gotas de agua cuando caen en la solución concentrada y provocar salpicaduras peligrosas. Como medida de seguridad, las soluciones concentradas siempre se deben verter lentamente en el agua. Coloque una parte de agua en el recipiente, agregue el ácido como se indicó precedentemente y luego complete con agua hasta el enrarecimiento. Aun cuando los cálculos son más sencillos de visualizar si se supone que el agua se agrega a la solución concentrada, esta nunca se debe hacer en la práctica

Usted estará más seguro al trabajar en el laboratorio si usa: guardapolvo y zapatos cerrados (evite sandalias y zapatillas).

NO DEBE FUMAR, COMER NI BEBER dentro del Laboratorio.

Todos los solventes volátiles deben ser extraídos bajo la campana de extracción de aire. # Lávese las manos antes de abandonar el laboratorio.

NO PONGA EN RIESGO SU SEGURIDAD NI LA DE SUS COMPAÑEROS

Conocimientos previos necesarios de laboratorio: manejo de material de vidrio y balanza

Lxs estudiantes deben poseer estos conocimientos y habilidades, adquiridos previamente en Química General. Por favor, lea atentamente los siguientes protocolos en donde se explican cómo deberían ser las prácticas de laboratorio.

Experiencia N° 1: Manejo de Pipetas. Prácticas de Enrase.

a) Colocar agua destilada en una probeta, erlenmeyer o vaso de precipitado.

Pipetear de su contenido con pipetas de 2,00 mL; 5,00 mL y 10,00 mL hasta lograr un buen enrase (ver figura I.1). Escurrir en forma lenta y uniforme.

b) Repetir la misma operación con ball pipetas.

c) Repetir lo indicado en a) y b), pero usando una solución A (coloreada)

Experiencia N° 2: Preparación de soluciones.

a) Cuando el soluto es líquido.

Tomar una alícuota de 10,00 mL de la solución A y llevar a un matraz de 100 o 50 mL. Agregar agua destilada con piseta hasta aproximadamente un tercio del volumen y homogeneizar. Agregar nuevamente agua destilada con pipeta.

Repetir cuantas veces sean necesarias hasta lograr un enrase correcto.

Verificar la operación con el encargado del trabajo práctico.

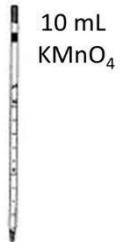


Figura 1. Experiencia N°2



b) Cuando el soluto es sólido.

1. Colocar con espátula en un vidrio de reloj una pequeña cantidad de NaCl.

Trasvasar cuantitativamente a un matraz de 100 o 50 mL utilizando embudo, varilla de vidrio y piseta.

Lavar cuidadosamente con agua destilada la varilla, el vidrio de reloj y el embudo antes de retirarlos. Completar la preparación de la solución como en el caso anterior.



Figura 2. Experiencia N° 2.b.1

2. Poner en un vidrio de reloj una cantidad de soluto B y trasvasar cuantitativamente a un vaso de precipitado de 250 mL. Disolver con la ayuda de una varilla de vidrio y trasvasar a un matraz de 250 mL, 100 mL o 50 mL. Enrasar correctamente.

NOTA: La **técnica 1** se usará cada vez que se trate de pequeñas cantidades de drogas fácilmente solubles; mientras que la **técnica 2** se reservará a cantidades mayores de soluto o de disoluciones más difíciles (Figura 3 y 5).

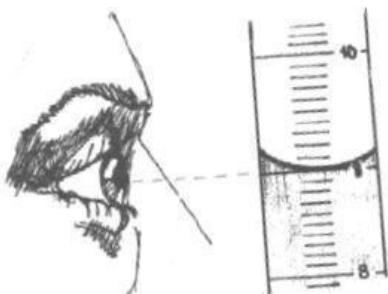


Figura 4. Nivel apropiado del ojo para el volumen

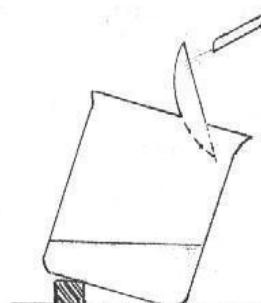


Figura 5. Trasvase cuantitativo de un vidrio de reloj a un vaso de precipitado

Experiencia N° 3: Uso de balanza

Es importante tener en cuenta las siguientes recomendaciones para utilizar las balanzas:

- a) Los objetos que se deseé pesar, deben estar a temperatura ambiente.
- b) Durante la pesada, las ventanillas laterales (en caso de tenerlas) deben permanecer cerradas.
- c) Los objetos a pesar deben colocarse en el centro del platillo.
- d) No se deben colocar directamente sobre el platillo drogas u objetos que puedan deteriorarlo.

Estas sustancias se pesan sobre vidrios de reloj o un papel.

- e) La balanza debe mantenerse bien nivelada y limpia y no se debe sobrecargar.
- f) La balanza es un instrumento de precisión por lo tanto debe ser tratada con sumo cuidado.

Las balanzas se caracterizan por su exactitud, por su precisión y por su sensibilidad. La primera cualidad, la exactitud, se refiere a cuán cerca del valor real se encuentra el valor medido. El término precisión es lo cerca que los valores medidos están unos de otros. La sensibilidad está determinada por la aptitud de determinar con exactitud resultados de valores muy reducidos, y puede expresarse como la diferencia entre valores extremos de varias medidas de la misma magnitud.

En general, para análisis químicos se utiliza una balanza analítica de precisión de 0,1 mg. En otras ocasiones no es necesario conocer la masa de una manera tan precisa, y entonces se utilizan balanzas monoplato que son más resistentes y de menor precisión.

Para pesar:

Se pesa el recipiente que ha de contener a la muestra (esto se llama tarar). Se retira de la balanza y una vez fuera se añade la sustancia que se quiere pesar con una espátula si es un sólido, o se adiciona con una pipeta, si es un líquido. Siempre se debe retirar el recipiente del plato de la balanza para adicionar el producto, para evitar que se nos caiga un poco sobre el plato y deteriore a la balanza. El recipiente con la muestra se vuelve a colocar en el centro del plato de la balanza y se efectúa la lectura de pesada. Hay que anotar el peso exacto, indicando todas las cifras decimales que dé la balanza utilizada. La diferencia entre este valor de pesada y la tara nos dará el peso del producto.

Actividad: Pesar en la balanza las muestras que se le proporcionen. Anote todo lo sea pertinente.

Guía sintética para redactar un informe

En este artículo se presentará un tema que no es ajeno a ninguna rama de la ingeniería, ya que en cualquier situación de trabajo técnico un ingeniero se encontrará en la necesidad de tener que redactar un informe.

Por otro lado, y como estudiantes todavía, seguramente deberán redactar muchos informes en su carrera, destacando sobre todo que ***su trabajo final requerirá de un informe*** que reúna todas estas características.

Intentaremos describir entonces los tipos de informes que pueden presentar de acuerdo a la situación que se tenga que enfrentar.

Concepto y definición

El informe es una ***comunicación escrita*** destinada a presentar, de manera ***clara, ordenada y pormenorizada***, el ***resumen de hechos o actividades*** (pasadas o presentes), y los ***datos ya comprobados*** durante el desarrollo de esas actividades.

Se distingue claramente de una monografía ya que es un trabajo escrito que estudia en forma exhaustiva un tema claramente delimitado, pero ***resulta de la búsqueda y síntesis bibliográfica***. Por lo tanto, un informe relata hechos y datos de una experiencia o análisis de un proceso, mientras que la monografía profundiza y sistematiza información ya existente en la bibliografía que se consulta, pero no incluye datos de ninguna experiencia.

Aunque esencialmente se componga de datos, el informe contiene con frecuencia la ***explicación del proceso*** de obtención de los ***datos***, la ***interpretación*** de los mismos, así como sus ***conclusiones y recomendaciones*** en torno al problema que lo motiva. Un informe es una respuesta a una pregunta de la cual podrían surgir nuevas preguntas a otras personas en busca de información. Por lo tanto, el ***objetivo*** de un informe es llegar a un conocimiento objetivo y completo de una situación, experiencia o proceso de una empresa o institución, ***sin que interfieran visiones personales subjetivas***.

Ventajas

La dirección, el gerenciamiento o en general la conducción de las empresas han impuesto el uso de informes escritos, que en el pasado, cuando las empresas o instituciones eran pequeñas y los procesos industriales, administrativos y legales eran menos complejos que en la actualidad, no tenían razón de ser. En consecuencia, hoy en día su uso está extendido por las mismas razones, en las reparticiones públicas, centros de investigación, organizaciones sindicales, cooperativas, instituciones culturales y, en general, en todo lugar en donde deban emitirse comunicaciones en las que se faciliten datos, situaciones, desarrollos y apreciaciones sobre un determinado asunto.

Entre las ventajas que pueden señalarse a los informes, destacamos las siguientes:

- Son muestras del trabajo que se ha efectuado. Se consideran como archivos esenciales de ese trabajo.
- Sirven de base para tomar decisiones.
- Proporcionan (a quienes los han de utilizar para tomar una decisión) la oportunidad de estudiar su contenido cuando más cómodo les resulte y en el momento que lo deseen.
- Pueden leerlos más personas y al mismo tiempo.
- Permiten al personal nuevo consultar los ejemplares que se guardan en los archivos para una mayor eficacia en su incorporación.
- Contribuyen al prestigio de una empresa o institución.

Tipos de informe

De acuerdo con sus contenidos y objetivos se distinguen tres clases de informes: expositivo, interpretativo y demostrativo.

Informe expositivo

Se limita a exponer o narrar una situación tal como ella es, sin que en su elaboración intervenga ningún proceso analítico o interpretativo, ni en modo alguno se sienten conclusiones o se hagan recomendaciones.

Un informe de este tipo debe empezar resumiendo la situación previa, el contexto, pues esa visión de conjunto ayuda al lector o receptor a captar los pormenores ulteriores con más comprensión y a seguirlos con más interés.

Un ejemplo típico de este informe será aquel en que se narra un proceso industrial, cuyo valor descansa únicamente sobre la información de la maquinaria utilizada, su secuenciación y control, información de la materia prima, etc., y la precisión en la descripción del mismo, pero no hay variables ni interpretación de resultados.

Informe interpretativo

Este es el tipo de informe solicitado por esta cátedra para los trabajos de laboratorio. Será aquel que sirva para aclarar el alcance y sentido de ciertos hechos y conceptos. Con frecuencia se da equivocadamente por supuesto que los receptores del informe van a interpretar determinadas situaciones igual que lo harán los emisores. Esta consideración es errónea, ya que una cosa puede tener sentido obvio para nosotros, y no tenerlo para otros, y este suele ser uno de los problemas más comunes en la comunicación de las empresas, y en nuestro caso, en la comunicación de los resultados y conclusiones de un trabajo experimental.

En este tipo de informe se debe precisar una distinción neta entre los datos y las conclusiones. Debe escribirse de tal manera que el lector no tenga ninguna duda si lo que está leyendo es la descripción objetiva de la experiencia, sus resultados o una conclusión u opinión del emisor.

Informe demostrativo

Teniendo en cuenta que en toda demostración es esencial probar determinados hechos con certeza, es preciso que el lector o receptor del informe conozca con toda exactitud la tesis que pretende establecer el informante.

Es muy importante también que se presenten con toda claridad, por un lado, el proceso y/o datos obtenidos de la experiencia, y por otro lado, las conclusiones propias que saca el emisor o sus comentarios, las cuales deben ser terminantes e indudables.

El ejemplo típico de este tipo de informe es cuando se investigan medicamentos, luego se prueban en humanos y se determina con certeza que no haya efectos secundarios malignos.

Redacción y estilo

La redacción de un informe debe ser impersonal, directa y para que este sea eficaz ha de exigirse un gran esfuerzo de atención, objetividad y probidad profesional.

A continuación, se dan algunas pautas de orden práctico que se deben tener en cuenta en la elaboración de un informe.

La sobriedad: Esto no supone sequedad (áspero y duro) o laconismo (demasiado breve o conciso), en la redacción de un informe, no se deben emplear frases largas (de más de dos o tres líneas), de gramática complicada o lenguaje poco comprensible al receptor.

El orden en la información y en la descripción de los procesos, como también su **correcta secuencia** son muy importantes. Póngase en el lugar del lector y tenga en cuenta que el informe sea comprensible para él.

Se debe evitar abundar en la utilización de términos pocos comunes y sobre todo aquellos que no son sustanciosos.

Ser objetivo. El informador debe ser fiel al "sentido de los hechos" por medio de una documentación sólida y no cambiarlos para darles un matiz peyorativo (idea desfavorable) o laudatorio (alabanza), según las circunstancias.

Se eliminará todo signo de parcialidad y subjetividad. Nada de imaginaciones desbordadas, nada de sentimiento, ni lirismo entusiasta.

Evitar el servilismo. En ocasiones se le pide al informador —sin duda una práctica deshonesta— que en la preparación del informe beneficie determinados intereses o puntos de vista. El informador no puede prestarse a ello y esto no excluye fidelidad a la empresa o institución que le recomendó el trabajo.

Si debe haber conclusiones, se debe tomar todas las precauciones posibles para que su opinión esté fundamentada. Si no le fuese posible llegar a una certeza o conclusión fundamentada sobre un punto determinado, no vacile en señalar esta situación.

Mencionar el mayor número posible de datos pero *evitar saturar al lector*. Los números, tablas, gráficos, términos, porcentajes o citas son factores de máxima importancia, pero no deben dificultar la lectura y obstaculizar la comprensión del desarrollo.

Cuando el informe fuese muy extenso (como será el caso de su trabajo final para terminar la carrera), se debe *dividir en capítulos* e incluir un índice detallado. Con ello se puede acceder a un tema en particular con mayor celeridad. Y si hubiere datos en exceso, pueden ponerse en anexos o apéndices al final del trabajo.

Aquellos informes, de carácter técnico sobre todo, deben contener gráficos, croquis, diagramas de flujo y/o planos que contribuyan a una mejor y más fácil interpretación del texto.

En la redacción del informe debe evitarse:

- ❖ Falsear o exagerar los hechos u omitir algún pormenor determinante.
- ❖ Equivocar ciertos datos, fórmulas, términos o citas.
- ❖ Hacer demostraciones poco convincentes.
- ❖ Confundir los hechos con opiniones.
- ❖ Incurrir en contradicciones con la teoría.
- ❖ Desarrollar en forma incompleta algún punto.
- ❖ Emplear párrafos largos y complicados.
- ❖ Repetir innecesariamente la misma palabra, giro o información.
- ❖ Abusar de tecnicismos innecesarios.

Redacción y Presentación

Aunque un informe puede ser presentado en otras formas, en este caso nos estamos refiriendo a los que tienen una estructura más formal, ya sea porque son el resultado de un trabajo minucioso, o bien porque se refieren a problemas extensos, entendiendo que necesariamente requieren de una redacción larga.

No existe una guía tipo única para todos los casos, pero aun así, hay normas que se respetan en general. A título indicativo, y *para nuestra cátedra*, se sugiere el siguiente esquema:

1.- Cubierta o carátula: Debe contener el *título* del informe, el *nombre del autor/es*, su *filiación* (es decir la institución para la que trabajan o en la que se hizo el trabajo), *fecha* y es recomendable agregar una *imagen alusiva*, aunque esta no debe quedar despegada de la temática que se tratará.

2.- Introducción: Presentación del informe en la que deben exponerse sucintamente *el tema* de que se tratará, las *características más relevantes* del tema, el conocimiento más importante que se tiene hasta ahora sobre el asunto y *el objetivo del trabajo* motivo del informe.

Por tratarse de un *texto científico*, la información general seguramente será sacada

de algún texto, o buscador. **Es importante** tener en cuenta aquí que deben ser textos o sitios confiables (por ejemplo google académico, no cualquier página), y cuando utilicemos información que no ha sido creada por nosotros debemos usar citas o notas de una manera específica:

Las notas o citas del informe son textos que no pertenecen al autor y suelen ser el testimonio de alguna autoridad en la materia o la simple transcripción de una opinión distinta de quien la escribe. Se deben tener presentes las siguientes reglas para el **uso de las citas**:

Poner entre **comillas** para que se distingan fácilmente del texto del autor.

Nombrar al autor y seguirlo del **año de publicación** del libro, revista o página web de donde se hayan extraído. Por ejemplo:

Según Sigmund Freud (1890), “*La psicosis es una alteración de la conducta que suele*”.

Si se transcribe parcial o integralmente el texto cuya autoridad se invoca, úsese un tipo de letra cursiva, transcribase la cita con un margen mayor, para que se vea claramente que es un texto ajeno al del autor del trabajo. Por ejemplo:

“*A los efectos de no caer en lo que sería un plagio, y permitir al lector de nuestro trabajo la ubicación precisa de la bibliografía consultada, existe una manera estandarizada y aceptada por la comunidad científica mundial, de usar los conceptos desarrollados por otros investigadores, esto es de citarlos.*” (Gómez, M., 2020)

3.-Desarrollo: Aquí nos enfocamos en el trabajo en sí. Describiremos *el método* empleado, *las fuentes de información*, *el instrumental y material*, etc. Aquí pueden incluirse croquis, esquemas, diagramas de flujo, etc.

4.-Resultados: Aquí deben incluirse todos *los datos obtenidos* durante la experiencia en la forma más conveniente para facilitar la comprensión de los mismos, es decir, *gráficos*, *tablas*, etc. y *explicar* los aspectos más relevantes acaecidos durante el trabajo.

Sea durante el desarrollo o los resultados, si se utilizan esquemas, diagramas, gráficos, tablas, etc., deben ir numerados, y acompañados de su correspondiente título que aclare de qué se trata. Si el gráfico o tabla no fueran de nuestra autoría, habrá de aclararse la fuente al pie del mismo gráfico o tabla, incluidos en nuestro trabajo. Por ejemplo:

Tabla 2

Potencial de las revistas médicas españolas en la categoría epidemiología

Año	Revista	Citas	Artículos	FI	Posición
2001	Gaceta Sanitaria	73	172	0,584	8 ^a
	Revista Española de Salud Pública	34	152	0,330	18 ^a
	Sistema Sanitario de Navarra	10	231	0,059	67 ^a
2003	Gaceta Sanitaria	66	186	0,562	6 ^a
	Revista Española de Salud Pública	43	123	0,370	14 ^a
	Sistema Sanitario de Navarra	7	192	0,057	75 ^a

Nota. Fuente: Factor de Impacto Potencial de las Revistas Médicas Españolas del IHCD.

Es especialmente importante el *orden en la secuencia* de los hechos y los datos que se fueron obteniendo en el desarrollo y los resultados, ya que de ello dependerá la comprensión acabada de lo que se trata.

Una opción válida puede ser incluir los resultados en el desarrollo mientras se va relatando la secuencia de la experiencia.

5.-Conclusiones: En este apartado se *discuten los resultados* obtenidos, y se relacionan con la teoría y el conocimiento que se tiene sobre el tema del informe y que se expuso en la introducción. Se analiza aquí si se cumplieron los *objetivos* y las razones de ello. También aquí es recomendable hacer uso de notas o citas bibliográficas de la misma forma que en la introducción, y relacionarlas con los resultados de nuestro trabajo.

También se pueden hacer recomendaciones o sugerencias para futuros trabajos sobre el tema.

6.-Bibliografía: Al final del informe, en una hoja aparte, deberán listarse todas las fuentes bibliográficas que se consultaron para poder desarrollar el trabajo motivo del informe. Normalmente se utilizan normas para la confección de esta página. La más conocida y difundida es la norma APA.

Esta hoja con la información de las fuentes consultadas, se ordenará *alfabéticamente* de acuerdo al *apellido del autor* de cada fuente, por ejemplo en el caso de haber consultado un libro:

Yuni, J. y Urbano, C. (2003), “Técnicas para Investigar y formular proyectos de investigación”, Vol. I y II, Ed. Brujas, Córdoba, Argentina.

En el caso de consultar un artículo o video en una página web:

Sosa, S. (2020), Video: “Consejos oratoria”, <https://youtu.be/ehG9WHYcRYY>

7.- Anexos o apéndices: En tanto que todo informe es una *enumeración ordenada*

de hechos concretos que en algunos casos se refieren a cuestiones controvertidas en las que entran en juego intereses o interpretaciones contrapuestas, es necesario, en muchas ocasiones, que vaya acompañado de documentos que, por una parte, completan la información del texto y por la otra, le dan mayor valor, pero esta información no debe complicar la lectura y comprensión del informe.

Si hubiera tablas muy extensas, normativas implicadas o sobre abundancia de datos que puedan entorpecer la comprensión del desarrollo y los resultados del informe, esta información *no* se colocará en el cuerpo del trabajo, si no al final del mismo como un anexo, aclarando esto en el punto que corresponda (Por ejemplo: Ver Anexo 1)

Los apéndices o anexos deben estar *numerados*, para que se pueda comprobar alguna información del informe, acudiendo al apéndice de que se trata con poco esfuerzo. En el texto del informe y entre paréntesis, debe figurar la numeración que coincida con el apéndice.

Nota: La guía precedente debe ser tomada como una orientación práctica con el *mínimo indispensable* de ítems. En cada caso se analizará cuánto de cada uno de estos ítems es posible desarrollar o si es necesario agregar otros, de acuerdo a las circunstancias que se presenten o a las exigencias de la institución para la cual se redacta el informe.

TRABAJO PRÁCTICO N° 1: EQUILIBRIO QUÍMICO

Objetivos:

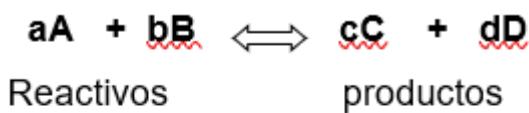
- Interpretar el concepto de equilibrio químico
 - Observar experimentalmente alteraciones de un sistema en equilibrio
 - Aplicar principio de Le Chatelier para predecir y analizar los cambios ante las distintas perturbaciones
 - Desarrollar una actitud positiva hacia el aprendizaje autónomo y contínuo, orientado por tus profesores.

Reactivos necesarios: agua destilada, KSCN, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$),

Conceptos teóricos:

El **equilibrio químico** existe cuando dos reacciones opuestas se efectúan simultáneamente a la misma velocidad. Los equilibrios químicos son de tipo dinámico, es decir, las moléculas individuales reaccionan en forma continua, aunque la composición total de la mezcla de reacción no cambia.

La *constante de equilibrio* para



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

La constante de equilibrio, K_c , se define como el producto de las **concentraciones (moles/litro)** en **el equilibrio de los productos**, elevada cada una a la potencia que corresponde al coeficiente estequiométrico de la ecuación balanceada, dividida por el producto de las **concentraciones en el equilibrio de los reactivos**, elevada cada una a la potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada.

Los valores numéricos para K_c , se obtienen experimentalmente. Para la siguiente reacción K_c es igual a:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$$

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = 4,5 \times 10^{-31}$$

Mientras que para:



$$K' = \frac{[NH_3][H_2S]}{[NH_4HS]}$$

$$K = K' [NH_4HS] = [NH_3][H_2S]$$

Las concentraciones de los sólidos y líquidos puros se consideran constantes y se incorporan en la constante de equilibrio. En toda constante de equilibrio hay involucrada valores de concentraciones, no número de moles.

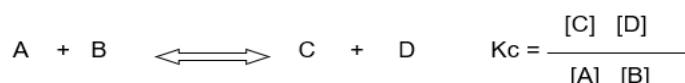
FACTORES QUE AFECTAN AL EQUILIBRIO

Principio de Le Chatelier: Cuando se efectúa un cambio de condiciones (tensión) en un sistema en equilibrio, dicho sistema responde de manera tal que tiende a reducir la tensión y a alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

Las alteraciones del sistema pueden ser por:

- a) Cambios de concentración.
- b) Cambios de temperatura.

a) Cambios de concentración: Considerando el siguiente sistema:



Si se **añade** más cantidad de cualquier reactivo o producto al sistema, la tensión se aliviará desplazando el equilibrio en la dirección en que se consuma parte de la sustancia adicional.

Cuando se **remueve** un reactivo o producto de un sistema en equilibrio, la reacción que produce esa sustancia se efectúa en mayor grado que la reacción inversa.

Tensión	Dirección de desplazamiento de $A + B \rightleftharpoons C + D$
Aumento de la concentración de A ó B	Derecha \longrightarrow
Aumento de la concentración de C ó D	Izquierda \longleftarrow
Disminución de la concentración de A ó B	Izquierda \longleftarrow
Disminución de la concentración de C ó D	Derecha \longrightarrow

b) **Cambios de temperatura:**

Aquí nos podemos encontrar con dos tipos de sistemas. En aquellos que correspondan a reacciones exotérmicas, un aumento de temperatura (al ser el calor uno de los “productos” de la reacción) se desplazará el equilibrio hacia reactivos.

Por el contrario, en los sistemas de reacciones endotérmicas un aumento de la temperatura (al ser el calor un “reactivo”) el equilibrio se desplazará hacia productos.

Asimismo, debe contemplarse que los valores de las constantes de equilibrio (K) cambian al variar la temperatura con el mismo criterio. Los valores de K para reacciones endotérmicas aumentan junto con la temperatura, mientras que para reacciones exotérmicas el comportamiento es inverso (aumenta la temperatura, disminuye K).

PARTE PRÁCTICA

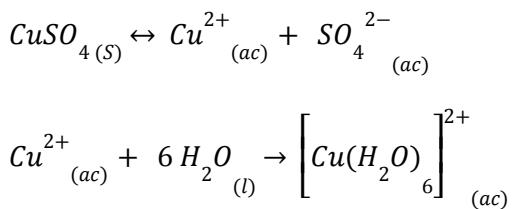
Experiencia N° 1: Formación de complejos de Cobre

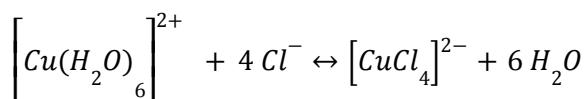
Un complejo de coordinación es una especie química que está formada generalmente por átomo o ión central (normalmente un metal) alrededor del cual se distribuyen una serie de moléculas denominadas ligandos. No se suele decir que es el producto de una reacción química como tal, puesto que en realidad se trata de un reordenamiento de especies en el espacio unidas de manera covalente coordinada, en donde los ligandos aportan los electrones y el metal los orbitales disponibles. Sin embargo, en la mayoría de los casos se establece un equilibrio y, como tal, es susceptible de ser modificado según varíen las condiciones del medio

Un ejemplo de formador de complejos es el Cu, tanto en su estado de oxidación I como II. Por ejemplo, al disolver CuSO_4 el ión Cu^{2+} se coordina con moléculas de agua alrededor adquiriendo el típico color azul.

Sin embargo, si añadimos iones cloruro al medio estos desplazan a los ligandos agua formándose otro complejo. Este nuevo complejo absorbe los tonos azules del espectro electromagnético, dando un color amarillo. Según la cantidad de cloruros, en solución quedan los dos complejos (el de agua y el de cloruros). Esta combinación de amarillo del nuevo complejo con el azul del complejo anterior genera como resultado una solución verdosa.

Si escribimos estas “reacciones” en ecuaciones, lo que vemos es lo siguiente:





Celeste

Verde

De esta manera, según el color preponderante de la solución sabemos hacia qué lado está desplazado el equilibrio.

Técnica:

Colocar 3 mL de CuSO₄ 0,2 M en cinco tubos de ensayo y enumerarlos de 1 a 5.

- 1- Al tubo 1 no agregar nada. Quedará como testigo de color
- 2- Al tubo 2 agregar un pico de espátula de NaCl
- 3- Al tubo 3 agregar una cucharada al ras de NaCl
- 4- Al tubo 4 y 5 agregar una o dos cucharadas colmadas de NaCl.

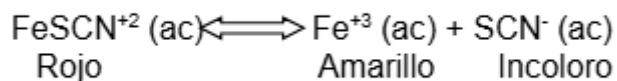
Tapar los tubos de ensayo y agitarlos vigorosamente. Dejar reposar y analizar los resultados.

Una vez estabilizados los resultados:

- añadir 1mL de agua a cada tubo y analizar los resultados.
- Luego añadir 1 mL de agua más al quinto tubo y comparar con el cuarto.

Experiencia Nº 2: Influencia con los cambios en la concentración

El tiocianato de hierro (III) [Fe(SCN)₃] se disuelve fácilmente en agua dando una solución de color rojo debido a la presencia del ion FeSCN⁺². El equilibrio entre los iones FeSCN⁺² sin disociar, el Fe⁺³ y el SCN⁻ está dado por la siguiente reacción:



Si se agrega a la solución original ácido oxálico (H₂C₂O₄), este se ioniza dando iones oxalato (C₂O₄⁻²).

Técnica:

- a)- Colocar 3 mL de KSCN 10⁻³ M en cuatro tubos de ensayo y enumerarlos.

b)- Agregar a los tubos dos a tres gotas de solución de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 10^{-3} M.

Ahora vamos a alterar el equilibrio químico que hay en estos tubos de ensayo, para ello vamos a agregar distintos reactivos a cada tubo (Figura 6).

1- Al tubo 1 agregar unas gotas de la solución de nitrato férrico.

2- Agregar al tubo 2 gotas de solución de sulfocianato de potasio.

3- Agregar al tercer tubo gotas de solución de ácido oxálico.

Usar el cuarto tubo de referencia de color.

Comparar los cuatro tubos y explicar los cambios observados.

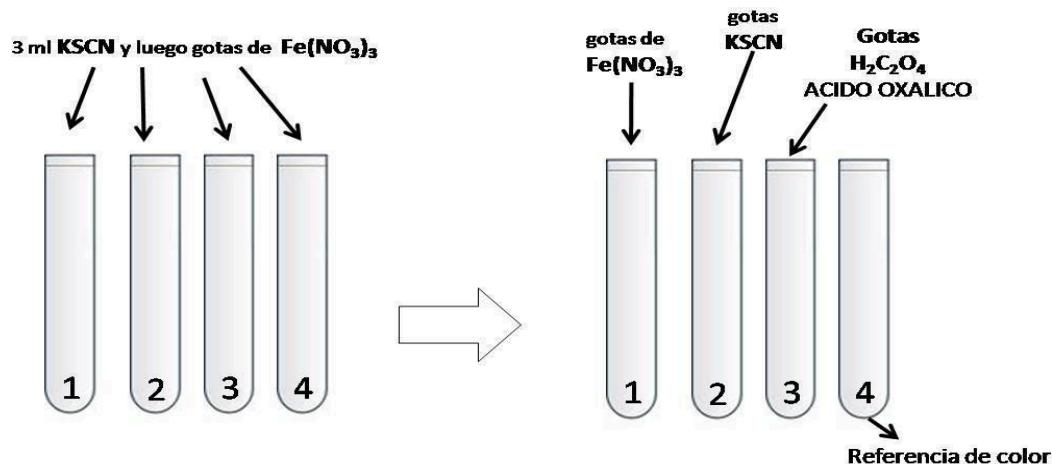


Figura 6. Experiencia N°1

TRABAJO PRÁCTICO N° 2: EQUILIBRIO IÓNICO ÁCIDO-BASE. Electrolitos fuertes y débiles

Objetivos:

- Comprender el funcionamiento y modo de uso de los elementos de medición de pH (peachímetro y/o cintas de pH)
- Entender los conceptos de precisión e incertidumbre asociados al instrumental
- Determinar concentraciones a partir del pH medido.
- Interpretar el concepto de pH de ácidos y bases fuertes y débiles

Reactivos necesarios: agua destilada, HCl, NaOH, NH₄OH, HAc, Sales 1 2 y 3.

Los compuestos solubles en agua pueden ser clasificados en **electrolitos** y en **no**

electrolitos.

Los **electrolitos** son compuestos que en agua se ionizan (o se disocian en sus iones constituyentes), produciendo soluciones que conducen la corriente eléctrica. Los **electrolitos fuertes** se ionizan en su totalidad o casi totalmente en soluciones acuosas diluidas. Entre los mismos encontramos los ácidos fuertes, las bases solubles fuertes y la mayoría de las sales solubles. Por contraparte, los **electrolitos débiles** se disocian sólo de manera parcial, como por ejemplo ácidos y bases débiles y sales poco solubles.

Por otro lado, los **no electrolitos** solubles en agua en la solución existen en forma de moléculas en solución acuosa y no contribuyen a la conducción de la corriente eléctrica.

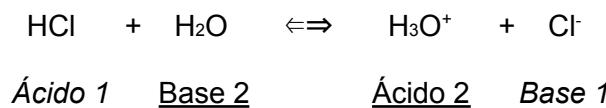
Los ácidos fuertes y las bases fuertes comunes se encuentran en la Tabla 1.

Tabla 1: Ácidos y bases fuertes más comunes

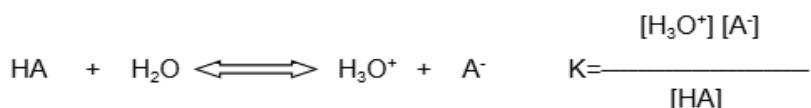
ÁCIDOS FUERTES	BASES FUERTES
HBr	LiOH
HI	NaOH
HNO ₃	KOH
HClO ₄	RbOH
HClO ₃	CsOH
H ₂ SO ₄	Ca(OH) ₂
	Sr(OH) ₂
	Ba(OH) ₂

Según Bronsted-Lowry un ácido fuerte tiene una gran tendencia a transferir un protón a otra molécula, y una base fuerte tiene una gran afinidad por los protones.

Por ejemplo:



La forma de cuantificar las fuerzas ácidas o básicas, según la especie, es la constante de disociación. Esto no es otra cosa que la constante de equilibrio de la reacción. Veamos el siguiente ejemplo, donde “HA” es la expresión genérica para referir a cualquier ácido:



Recordemos también el caso particular del agua, que puede actuar como ácido o como base. Se ioniza ligeramente según la reacción:



Teniendo en cuenta que el agua es pura no se incluye su concentración en la expresión de la constante de equilibrio. Esta constante se conoce como el producto iónico del agua y se representa:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

En agua pura $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ moles/L.

La escala de pH constituye una forma conveniente de expresar la acidez y basicidad de las soluciones acuosas diluidas. El pH de una solución se define como:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

El pOH se define como:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pKw} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C}).$$

Dado que los ácidos y bases fuertes se encuentran totalmente disociados, la concentración de sus iones en solución puede calcularse directamente a partir de la molaridad del electrolito fuerte.

Por ejemplo: Calcular la concentración de iones hidronios, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, y pH de una solución de HNO_3 0,1 M.

	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	H_3O^+	NO_3^-
Inicial	0,1	---	---
Cambio	- 0,1	+ 0,1	+ 0,1
Equilibrio	0	+ 0,1	+ 0,1

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M} \quad \text{pH} = 1 \quad \text{pOH} = 13$$

Los ácidos o bases débiles sólo se ionizan levemente en solución acuosa diluida. La clasificación de los ácidos o bases como fuertes se basa sólo "en el grado en el cual se ionizan

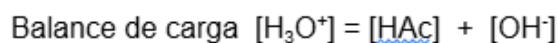
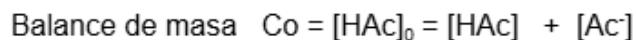
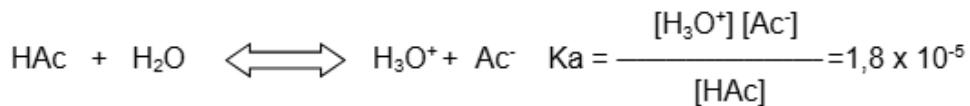
en solución acuosa diluida”.

En la Tabla 2 se muestran las constantes de ionización de algunos ácidos débiles monoprócticos.

Tabla 2: Algunos ácidos monoprócticos comunes con su constante de disociación a 25°C:

ÁCIDO	REACCIÓN DE IONIZACIÓN	K _a a 25°C
ÁCIDO FLUORHÍDRICO	HF + H ₂ O === H ₃ O ⁺ + F ⁻	7,2 x 10 ⁻⁴
ÁCIDO NITROSO	HNO ₂ + H ₂ O === H ₃ O ⁺ + NO ₂ ⁻	4,5 x 10 ⁻⁴
ÁCIDO ACÉTICO	CH ₃ COOH + H ₂ O === H ₃ O ⁺ + CH ₃ COO ⁻	1,8 x 10 ⁻⁵
ÁCIDO HIPOCLOROSO	HClO + H ₂ O === H ₃ O ⁺ + ClO ⁻	3,5 x 10 ⁻⁸
ÁCIDO CIANHÍDRICO	HCN + H ₂ O === H ₃ O ⁺ + CN ⁻	4,0 x 10 ⁻¹⁰

Por ejemplo, para calcular la [H₃O⁺] de una solución de un ácido débil 0,10 M como el ácido acético (CH₃COOH), también abreviado como HAc, se debe plantear la constante de ionización del ácido, el producto iónico del agua, el balance de masa y el de carga de los iones en solución.



Para Co = 0,10 M y Ka = 1,8 x 10⁻⁵ se puede despreciar:

- 1- La disociación del agua porque los hidronios aportados por el agua son despreciables, por lo tanto en el balance de carga queda [H₃O⁺] = [HAc]
- 2- La disociación del ácido, por lo tanto en el balance de masa se considera Co=[Ac⁻]. Al reemplazar en la Ka:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]}{C_0}$$

por lo tanto al despejar la concentración de hidronios queda

$$[H_3O^+] = (K_a \times C_0)^{\frac{1}{2}} = 0,0013 \text{ M} \quad \text{pH} = 2,89 \quad \text{pOH} = 11,11$$

Si ambas suposiciones no son válidas, para calcular $[H_3O^+]$ hay que plantear una ecuación de segundo grado.

PARTE PRÁCTICA

Como usar el peachímetro

1. Sumergirlo en la solución
2. Esperar que la medida se estabilice
3. Anotar pH
4. Luego de retirarlo de la solución enjuagarlo con agua destilada



Experiencia N° 1: Determinación de pH en medio ácido

Para el docente:

Preparar una solución de HCl concentrado

Para alumno:

Antes de comenzar cada experiencia, deberá limpiarse exhaustivamente el material de vidrio a utilizar.

Todas las soluciones preparadas deberán homogeneizarse por inversión antes de proceder a la determinación de pH.

Para todas las diluciones utilice agua destilada



Figura 7. Experiencia N° 1

- a) Determinar en forma experimental la **concentración**

de esta solución de HCl usando un peachímetro.

- b) Preparar 100 mL de solución HCl 10^{-3} M,

a partir de la solución anterior. Determinar el pH
experimentalmente y comparar con el teórico

NO OLVIDE ANOTAR LOS CÁLCULOS Y OBSERVACIONES EN SU LIBRETA DE
LABORATORIO

Experiencia N° 2: Determinación de pH en medio básico

Preparar una solución de **NaOH concentrado**

- a) Determinar en forma experimental la **concentración** de esta solución de NaOH usando
peachímetro.
- b) Preparar 100 mL de solución NaOH 10^{-3} M, a partir de la solución anterior.
Determinar el pH experimentalmente y comparar con el teórico.



Figura 8. Experiencia N° 2.

Experiencia N° 3: Deben haber realizado todos los cálculos antes de ingresar al laboratorio

Preparar 100 mL de solución de NH₄OH 0,5 M a partir de una solución de NH₄OH concentrado
de $\delta = 0.89$ g/mL y concentración 32 % P/P, MM = 34 g.

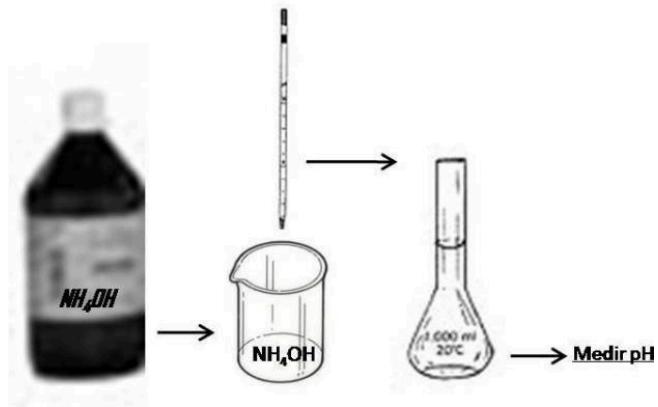


Figura 9. Experiencia N° 3

Determinar el pH de la solución y comparar con el valor obtenido mediante cálculos teóricos ($K_b \text{NH}_4\text{OH} = 2 \cdot 10^{-5}$).

TRABAJO PRÁCTICO Nº 3: EQUILIBRIO IÓNICO ÁCIDO-BASE

Hidrólisis. Soluciones reguladoras de pH.

Objetivos:

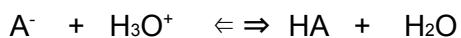
- Identificar el concepto de soluciones buffer
- Preparar soluciones buffer y utilizarlas correctamente

Reactivos necesarios: AcNa, HAc, NH₄Cl, NaOH, HCl, NH₄OH, Agua destilada.

Conceptos teóricos:

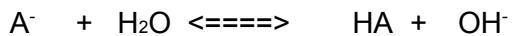
La **hidrólisis** es la reacción de una sustancia con el agua o sus iones. Un tipo de reacción de hidrólisis común es la combinación del anión de un ácido débil con el ion hidronio del agua para formar moléculas de ácido no ionizadas.

La eliminación del H₃O⁺ altera el equilibrio entre hidronio y oxidrilos y produce soluciones básicas.



anión de ác.débil ácido débil

Esta reacción se presenta como:



El exceso de iones oxidrilos hace que la solución sea básica.

$$K_b = K_h = \frac{K_w}{K_a (HA)} = \frac{[HA][OH^-][H_3O^+]}{[A^-][H_3O^+]} =$$

Según Bronsted-Lowry los aniones de los ácidos fuertes son bases extremadamente débiles, mientras que los aniones de los ácidos débiles y los cationes de bases débiles son ácidos más fuertes.

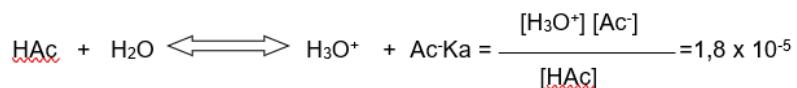
Según la clasificación anterior de ácidos y bases, se pueden identificar cuatro tipos diferentes de sales:

- 1- Sales de bases solubles fuerte y ácidos fuertes.
- 2- Sales de bases solubles fuertes y ácidos débiles.
- 3- Sales de bases débiles y ácidos fuertes.
- 4- Sales de bases débiles y ácidos débiles

La **solución reguladora de pH o Buffer**: es una solución que resiste el cambio de pH, está constituida por un ácido débil y una sal iónica soluble del ácido o por una base débil y su

sal.

Para calcular la concentración de H_3O^+ en soluciones que contiene un ácido débil y una sal del ácido débil, se puede simplificar escribiendo:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Ka} \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Ka} \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} \quad (1)$$

La relación (1) es válida sólo para soluciones que contienen un ácido monoprótico débil y una sal iónica soluble del ácido débil con un catión univalente, ambas en concentraciones mayores a 0,05 M.

Ecuación de Henderson-Hassenbalch

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \quad \text{o} \quad \text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

Las soluciones reguladoras pueden reaccionar con iones hidronios y oxidrilos. Así, estas reacciones resisten los cambios de pH. Cuando se añaden cantidades moderadas de base fuerte o ácido fuerte a estas soluciones, el pH varía muy poco.

Las soluciones buffer contienen pares conjugados ácido-base en concentraciones razonables, por lo cual los cambios de pH se reducen al mínimo, ya que el componente básico puede reaccionar con exceso de hidronios y componente ácido con exceso de oxidrilos.

PARTE PRÁCTICA

En este práctico se analizará el pH de soluciones salinas y soluciones buffer.

Experiencia N° 1:

1. Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de acetato de sodio (NaAc) 0,2 M. Determinar el pH experimental y calcular el pH teórico.
2. Colocar en otro tubo de ensayo 5 ml de cloruro de amonio 0,2M.
Determinar el pH experimental y calcular el pH teórico
3. En otro tubo de ensayo, mezclar 2,5 ml de cada una de las soluciones del punto a) y b), determinar el pH .

Explicar el resultado obtenido.

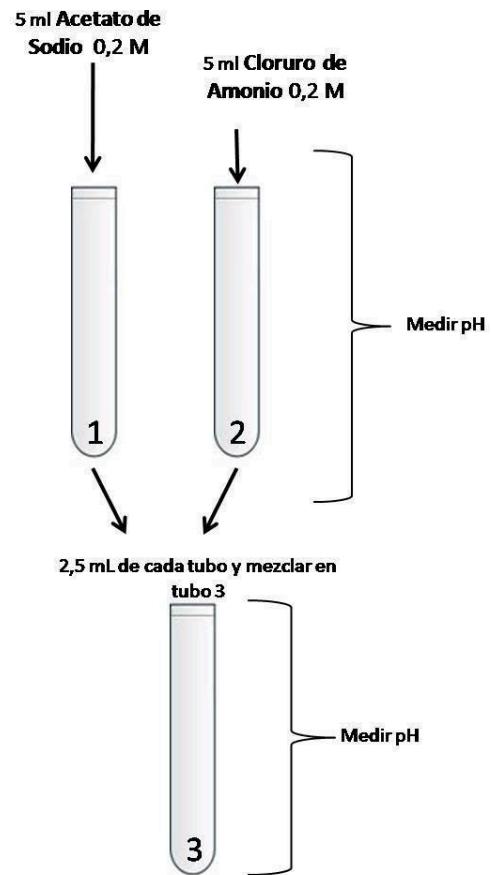


Figura 10. Experiencia N°1

Experiencia N° 2: Buffer ácido

1. Colocar en un tubo de ensayo 3 mL de ácido acético 0,2 M y 3 mL de acetato de sodio 0,2 M(con esta mezcla obtienen 6 mL del **buffer ácido**). Determinar el pH.
2. Tomar 2 mL del buffer ácido, diluir a la mitad con agua destilada. Determinar el pH. Compararlo con el teórico.
3. Tomar 2 mL del buffer ácido, agregar una gota de HCl 0,1 M. Determinar el pH. Compararlo con el teórico.
4. Tomar 2 mL del buffer ácido, agregar una gota de NaOH 0,1 M. Determinar el pH.
5. Compararlo con el teórico.

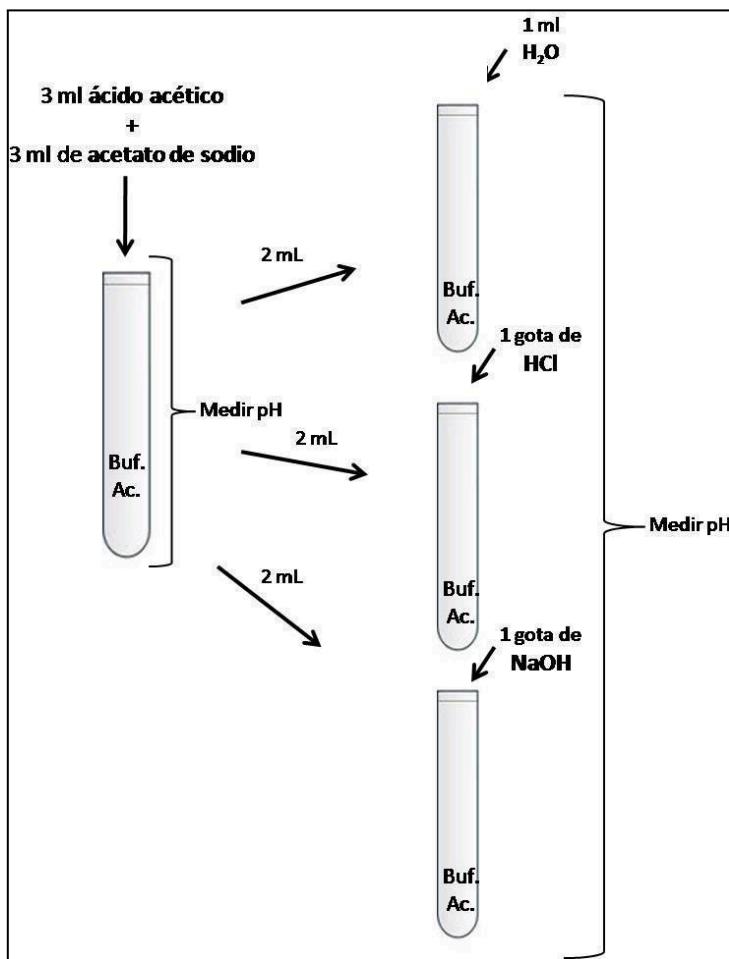


Figura 11. Experiencia N° 2

Experiencia N° 3: Buffer básico

- Colocar en un tubo de ensayo 3 mL de hidróxido de amonio 0,2 M y 3 mL de cloruro de amonio 0,2 M.(con esta mezcla obtienen 6 mL del **buffer básico**). Determinar el pH.
- Tomar 2 mL del **buffer básico**, diluir a la mitad con agua destilada. Determinar el pH. Compararlo con el teórico.
- Tomar 2 mL del **buffer básico**, agregar una gota de HCl 0,1 M. Determinar el pH. Compararlo con el teórico.
- Tomar 2 mL del **buffer básico**, agregar una gota de NaOH 0,1 M. Determinar el pH.
- Compararlo con el teórico

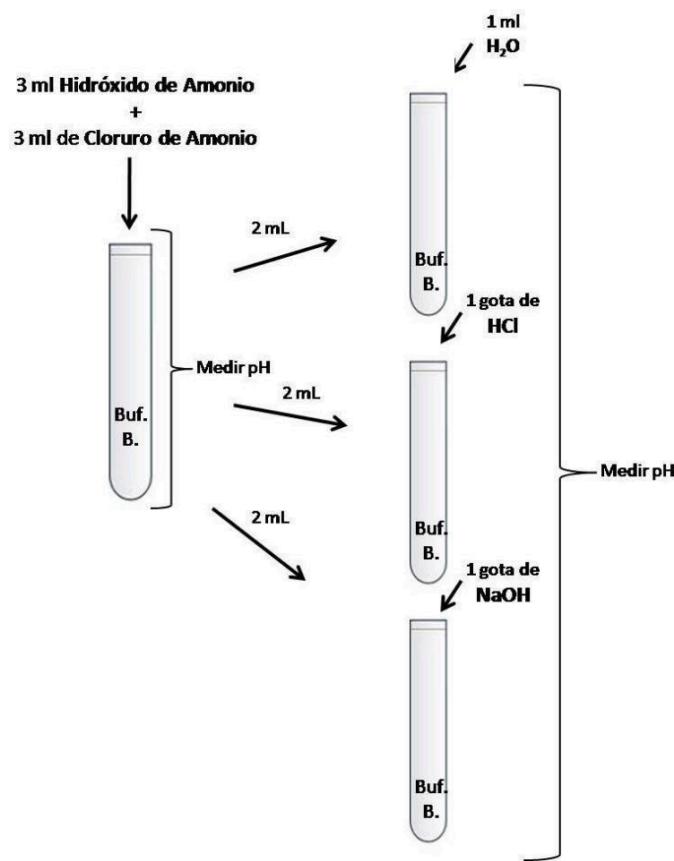


Figura 12. Experiencia N°3

Experiencia N° 4:

- a) Colocar en dos tubos de ensayo 4 mL de solución de NaCl. Determinar el pH. Agregar a uno una gota de HCl 0,1 M y al otro una gota de NaOH 0,1 M. Determinar el pH. Explicar los resultados y compararlo con los de las experiencias 1 y 2.

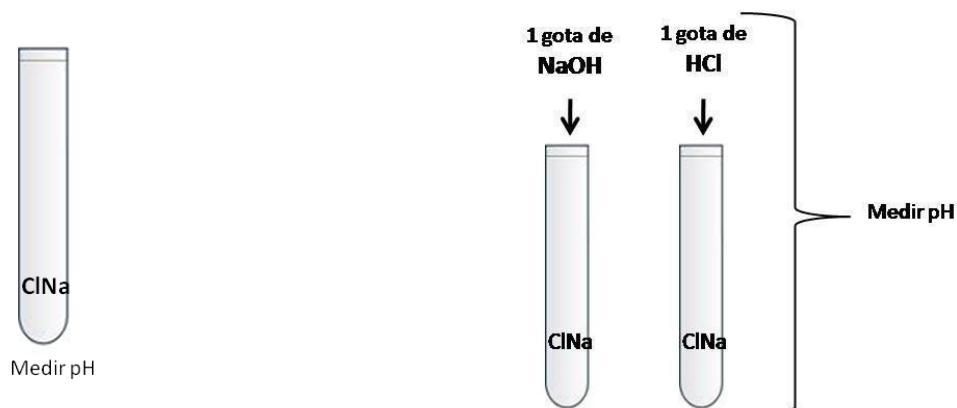


Figura 13. Experiencia N°4

TRABAJO PRÁCTICO N° 4: ACTIVIDAD EXPERIMENTAL

INDICADORES ÁCIDO-BASE

Objetivos:

- Utilizar pigmentos vegetales para preparar indicadores naturales
- Interpretar los cambios de color en función del pH

Reactivos necesarios: Indicador de repollo morado, Pétalos de flores, Cúrcuma, etc. Seleccione al menos 5 sustancias para realizar las experiencias.

Conceptos teóricos:

Los indicadores son ácidos orgánicos débiles (indicadores ácidos) o bases orgánicas débiles (indicadores básicos) cuyas formas ácido-base conjugadas tienen colores diferentes.

Usando el concepto de ácidos y bases de Brönsted, designamos a la forma **ácida** como **HIn** y la básica **In⁻**.

A un pH determinado el equilibrio entre HIn y In⁻ está dado por :



COLOR 1 COLOR 2

La característica fundamental de un indicador ácido-base es que HIn e In⁻ deben tener colores muy diferentes.

Las cantidades relativas de ambas especies determinan el color de la solución. Al agregar un ácido a la misma favorece la reacción hacia la producción de más moléculas de HIn. De modo contrario, al añadir una base, se favorece la reacción hacia In⁻.

$$\text{Si se ordena la } K_{\text{HIn}}, \quad [\text{In}^-] / [\text{HIn}] = K_{\text{HIn}} / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Esto indica de qué manera la proporción de [In⁻] / [HIn] depende de la concentración de iones hidronios y del valor de la constante del indicador.

Como regla general, cuando el cociente [In⁻] / [HIn] mayor ó igual a 1/10 se observa el color 2 y si el valor es menor o igual a 1/10 se observa el color 1.

PARTE PRÁCTICA

1- Obtención de pigmentos vegetales

- a) Triturar hojas de repollo morado. Agregarle agua y ponerlo a hervir por unos minutos hasta que se decolore.
- b) Dejar enfriar el líquido obtenido.
- c) Reservar como indicador de pH.

2- Uso de los pigmentos como indicadores

Colocar en diferentes recipientes transparentes (vasos o frascos) rotulados, aproximadamente unos 15 a 20 mL de las soluciones seleccionadas:

Agregar 5 a 10 gotas de la solución de uno de los pigmentos a cada recipiente y observar si hay cambios.

Busque información relacionada al patrón de colores que presenta la col morada y compare los colores obtenidos en cada una de sus muestras con el patrón.

3- Expresión de los resultados

Color del indicador del repollo:

- a) Reacciones con indicadores: (resumir en el cuadro las variaciones de color).

Indicadores	Solución 1	Solución 2	Solución 3	Solución 4	Solución 5	Solución 6
Color de la solución						
Valor de pH medido c/ indicador de repollo						

TRABAJO PRÁCTICO N° 5 PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Objetivos:

- Interpretar experimentalmente el concepto de equilibrio de solubilidad
- Desarrollar habilidades experimentales para la formación de precipitados

Reactivos necesarios: BaCl₂, H₂SO₄

Conceptos teóricos:

En los equilibrios en que participan compuestos poco solubles en agua, la constante de equilibrio recibe el nombre de **constante del producto de solubilidad, Kps**. Para una solución saturada de BaSO₄ sólido:



La constante del producto de solubilidad para el sulfato de bario es el producto de las concentraciones de sus iones constituyentes en la solución saturada.

Por lo general, la expresión del producto de solubilidad de un compuesto es el producto de las concentraciones de los iones que lo constituyen elevadas cada una a la potencia que corresponda al número de iones en una entidad fórmula del compuesto.

El valor de la Kps es el mismo a temperatura constante para una solución saturada del compuesto.



Solución saturada: es una solución en la cual ya no se puede disolver más soluto.

Cuando se conoce el Kps de un compuesto, se puede calcular su solubilidad en agua es decir, las concentraciones máximas de iones que pueden coexistir en solución.

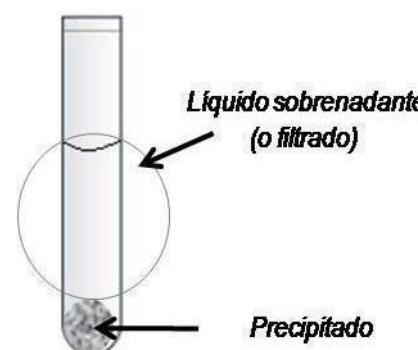
Mediante este cálculo se determina si se formará un precipitado en una solución dad comparando el Qps con el Kps.

Nota: Qps tiene la misma estructura que la constante de equilibrio, Kps, pero las concentraciones no son necesariamente iguales a las del equilibrio.

Cuando:

Qps < Kps Se favorece el proceso hacia la derecha. No hay precipitación. **Figura 14**

Qps = Kps La solución está saturada. No favorece el proceso hacia la derecha ni hacia la izquierda.



$Qps > Kps$ Se favorece el proceso inverso. Se produce la precipitación

El efecto del ión común tiene aplicación en los equilibrios de solubilidad. Una sustancia puede precipitar o mantenerse en solución según se regule la concentración de los productos de disociación.

El agregado de un electrolito capaz de proveer iones comunes con alguno de los productos de disociación de un precipitado reduce la solubilidad del mismo.

PARTE PRÁCTICA

En este práctico se estudiará el equilibrio de electrolitos poco solubles y el agregado de iones comunes y la variación solubilidad con la variación de la temperatura.

Experiencia Nº1:

- a) Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de cloruro de bario 0,1 M.
- b) Agregar gota a gota solución de ácido sulfúrico 0,1 M hasta que el agregado de una nueva gota del reactivo precipitante no produzca más precipitación. Dejar decantar durante 30 minutos a una hora. (Se les recomienda seguir con la siguiente experiencia, y luego que se observe que precipitó bien, continuar con los siguientes puntos).
- c) Separar cuidadosamente una porción (aproximadamente 2 mL) de líquido sobrenadante (o filtrado) y colocarlo en dos tubos de ensayo.
- d) A uno de los tubos agregarle 3 gotas de cloruro de bario y al segundo 3 gotas de solución de ácido sulfúrico. Dejar reposar por 15 minutos.
- e) Observar y anotar los resultados.
- f) Escribir la reacción química y plantear la constante de equilibrio para el sulfato de bario.

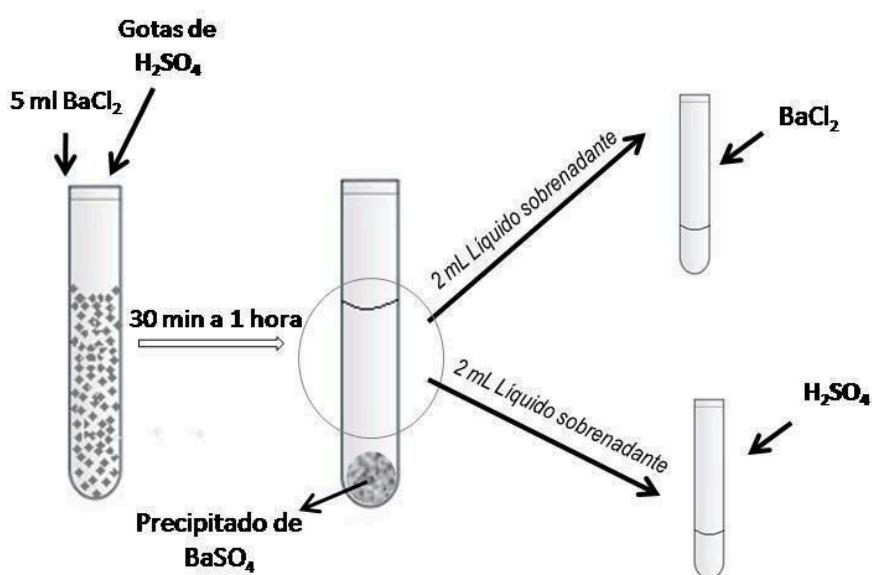


Figura 15. Experiencia N° 1

Experiencia N°2:

- a) Colocar en un tubo de ensayo 5 mL $MgCl_2$ 0,1M y agregar gota a gota una solución diluida de NaOH hasta observar cambios. Homogeneizar
- b) Revertir el proceso agregando gota a gota HCl diluido hasta volver al estado original.
- c) Analizar los resultados apreciados.

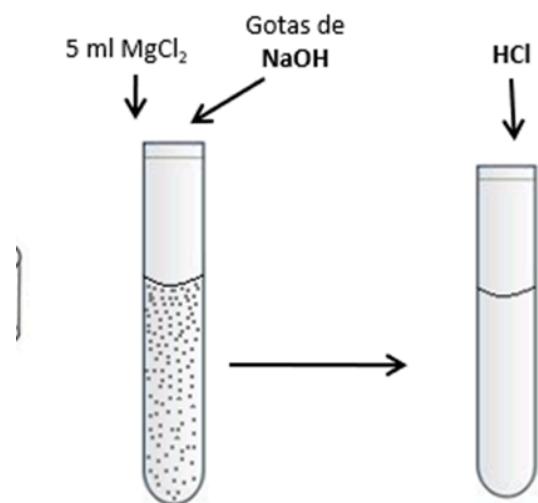


Figura 16. Experiencia N° 2

TRABAJO PRÁCTICO N°6: ACTIVIDAD AUTÓNOMA DE ELECTROQUÍMICA

(APRENDIZAJE BASADO EN PROBLEMAS)

OBJETIVOS: Al terminar esta práctica debes ser capaz de:

- Desarrollar una actitud ingenieril (para resolver problemas reales de la carrera).
- Desarrollar una actitud positiva hacia el aprendizaje autónomo y continuo, orientado por tus profesores.
- Desarrollar una actitud creativa hacia el armado de dispositivos para desarrollar pequeños procesos en ingeniería química.
- Comprender las diferencias entre celda galvánica y electrolítica y sus usos.
- Comprender el principio electroquímico de la corrosión.

Electroquímica: conceptos generales

La electroquímica estudia los cambios químicos que se producen debido a la corriente eléctrica (celda electrolítica) y la producción de electricidad en las reacciones químicas (celdas galvánicas). En todas estas reacciones hay transferencia de electrones y por lo tanto, son reacciones de óxido-reducción.

El sistema de reacción se encuentra dentro de una celda (recipiente, reactor, donde se produce la reacción), y los sitios donde se producen las semirreacciones de oxidación y de reducción dentro de las celdas se llaman **electrodos**, los cuales están separados físicamente de manera que la oxidación se produce en un electrodo, mientras que la reducción se produce en el otro.

Los electrodos pueden participar o no en las reacciones. Los que no reaccionan se denominan **electrodos inertes**. El **cátodo** es el electrodo donde se produce la reducción y el **ánodo** es aquel en donde se produce la oxidación.

Existen dos tipos de celdas electroquímicas:

Celdas electrolíticas

Son aquellas en las cuales la energía eléctrica que procede de una fuente externa provoca reacciones químicas no espontáneas.

El proceso en que se desarrollan estas reacciones químicas no espontáneas que se producen al proporcionarles energía eléctrica, se llama **electrólisis**.

Una **celda electrolítica** consta de un recipiente para el material de reacción con los electrodos sumergidos dentro de dicho material conectados a una fuente de corriente.

Ley de Faraday de electrólisis (para celdas electrolíticas):

"La cantidad de sustancia que experimenta oxidación o reducción en cada electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que atraviesa la celda."

Las leyes de Faraday para celdas electrolíticas, también conocidas como las leyes de la electrólisis de Faraday, describen la relación cuantitativa entre la cantidad de electricidad que pasa a través de una celda electrolítica y la cantidad de sustancia que se produce o se consume en los electrodos. Fueron formuladas por Michael Faraday en 1833 y son fundamentales en el campo de la electroquímica.

Para esta experiencia estudiaremos solo la primera de ellas:

1. Primera Ley de Faraday:

Enunciado: La masa de una sustancia que se deposita o se disuelve en un electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad (carga eléctrica) que pasa a través del electrolito.

Explicación: Esto significa que cuanto más tiempo y mayor intensidad de corriente eléctrica apliques a una celda electrolítica, mayor será la cantidad de sustancia que reaccione en los electrodos (ya sea que se deposite un metal, se libere un gas, etc.).

Fórmula matemática: $m=Z \cdot Q$ Donde:

m es la masa de la sustancia producida o consumida (en gramos).

Q es la cantidad total de carga eléctrica que pasó a través del sistema (en Coulombs, C).

Z es el equivalente electroquímico de la sustancia (en gramos por Coulomb, g/C). Es una constante de proporcionalidad que depende de la sustancia.

La carga Q se puede calcular como: $Q=I \cdot t$ Donde:

I es la intensidad de la corriente eléctrica (en Amperios, A).

t es el tiempo durante el cual se suministra la corriente (en segundos, s).

Un **faraday** es la cantidad de electricidad que reduce un peso equivalente de una sustancia en el cátodo, y oxida a un peso equivalente de la misma en el ánodo.

1 faraday = 96487 coulombs

Celdas galvánicas

Las **celdas galvánicas** son celdas (recipientes, reactores) electroquímicas en las cuales las reacciones espontáneas de óxido-reducción producen energía eléctrica.

Las celdas electroquímicas se pueden emplear para obtener información cuantitativa de las fuerzas oxidantes y reductoras.

El voltaje de una celda es una característica de las sustancias que intervienen en la reacción, como de sus concentraciones. Para facilitar su comparación de las distintas celdas se definen condiciones estándar:

- Concentración 1 M para especies solubles.
- 1 atmósfera para los gases.
- Para los sólidos su forma estable a 25°C.

Al voltaje así medido se lo llama **potencial estándar de la celda**, ΔE° .

Una celda se forma por dos hemiceldas, en cada una de las celdas ocurre una de las hemirreacciones, cada una con su correspondiente E° . El $E^\circ = 0$ volt es el valor del **electrodo normal de hidrógeno**.

Las celdas galvánicas (también conocidas como pilas voltaicas) son dispositivos electroquímicos que transforman energía química en energía eléctrica de forma espontánea. La generación de la diferencia de potencial (voltaje o fuerza electromotriz, FEM) en estas celdas se rige por varios principios y leyes fundamentales:

Reacciones Redox Espontáneas: La base del funcionamiento de una celda galvánica es una reacción de óxido-reducción (**redox**) espontánea. Esto significa que los electrones tienen una tendencia natural a fluir de un reactivo (que se oxida, cediendo electrones en el ánodo) a otro (que se reduce, aceptando electrones en el cátodo). Esta tendencia inherente a la transferencia de electrones es lo que impulsa la corriente eléctrica y genera la diferencia de potencial.

Potenciales de Electrodo Estándar (E°): Cada semicelda o hemicelda (donde ocurre la oxidación o la reducción) tiene un potencial inherente llamado **potencial de electrodo**. Estos potenciales se miden en condiciones estándar (1 M de concentración para iones, 1 atm de presión para gases, 25°C) y se tabulan como **potenciales de reducción estándar (E_{red}°)**.

- **El cátodo** es el electrodo donde ocurre la reducción, y tendrá un potencial de reducción más positivo.
- **El ánodo** es el electrodo donde ocurre la oxidación (que se considera la inversa de una reducción), y tendrá un potencial de reducción más negativo.

La diferencia de potencial de la celda en condiciones estándar (E_{celda}°) se calcula como: $E^\circ_{celda} = E^\circ_{cátodo} - E^\circ_{ánodo}$, equivalentemente, como la suma del potencial de oxidación del ánodo y el potencial de reducción del cátodo: $E^\circ_{celda} = E^\circ_{oxidación} + E^\circ_{reducción}$

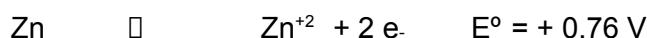
Un E° celda positivo indica que la reacción es espontánea en condiciones estándar.

No estudiaremos aquí lo que sucede si las condiciones no son estándar.

Por ejemplo, al considerar las siguientes hemirreacciones,

$Zn^{+2} + 2 e^- \rightarrow Zn$	$E^\circ = -0,76$	V
$Cu^{+2} + 2 e^- \rightarrow Cu$	$E^\circ = + 0,34$	V

El ión cobre tiene mayor tendencia a reducirse que el ión cinc para tener por tener mayor E° de reducción. Por lo tanto, las reacciones que ocurren son:



Si el $\Delta E^\circ > 0$, dirección de la reacción espontánea es de izquierda a derecha.

Corrosión: La Electroquímica de la Degradación

Uno de los fenómenos electroquímicos más omnipresentes y costosos es la corrosión. La corrosión es el deterioro de un material, generalmente un metal, debido a una reacción electroquímica con su entorno. Es un proceso espontáneo que busca devolver a los metales a un estado más estable, similar a los minerales de los que se trajeron.

El Proceso Electroquímico de la Corrosión

La corrosión, como una reacción redox, requiere de cuatro componentes esenciales:

1. **Ánodo:** Es la región del metal donde ocurre la oxidación (pérdida de electrones). El metal se disuelve en forma de iones, por ejemplo:
 $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$
2. **Cátodo:** Es la región donde ocurre la reducción (ganancia de electrones). En entornos acuosos y aireados, la reducción más común es la del oxígeno:
 $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$
O, en ambientes ácidos, la reducción de iones hidrógeno:
 $2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$
3. **Electrolito:** Un medio conductor de iones que conecta anódicamente y catódicamente. Para la mayoría de los metales expuestos, este es el agua (lluvia, humedad, agua de mar) que contiene iones disueltos, lo que aumenta su conductividad.
4. **Conexión Eléctrica:** El propio metal actúa como un conductor de electrones entre las zonas anódicas y catódicas.

Cuando estos cuatro componentes están presentes, se forma una "minicelda" electroquímica en la superficie del metal, donde una parte actúa como ánodo y otra como cátodo, provocando la disolución del metal en la zona anódica.

Factores que Afectan la Corrosión

Varios factores influyen en la velocidad y el tipo de corrosión:

- **Presencia de Oxígeno:** Es un oxidante clave en la corrosión de muchos metales. Mayor concentración de oxígeno suele significar mayor corrosión.
- **Humedad:** El agua actúa como electrolito, facilitando el movimiento de iones y el proceso electroquímico.
- **pH:** Los ambientes ácidos ($\text{pH} < 7$) generalmente aceleran la corrosión del hierro y muchos otros metales, ya que los iones H^+ pueden actuar como aceptores de electrones.
- **Sales Disueltas:** Los iones como Cl^- (cloruros) aumentan la conductividad del electrolito y pueden ser muy agresivos para la capa pasivante de algunos metales (como el acero inoxidable), promoviendo la corrosión por picaduras.
- **Temperatura:** Un aumento de temperatura generalmente acelera las reacciones electroquímicas de corrosión.
- **Heterogeneidades en el Metal:** Diferencias en la composición (aleaciones), el estado de tensión o las imperfecciones en la superficie del metal pueden crear pequeñas áreas anódicas y catódicas, iniciando la corrosión.

Estrategias de Control de la Corrosión

Como ingenieros químicos, una parte importante de nuestro trabajo es prevenir o mitigar la corrosión:

- **Recubrimientos Protectores:** Pinturas, polímeros o capas metálicas (galvanizado, cromado) que actúan como barrera física entre el metal y el ambiente corrosivo.
- **Aleaciones Resistentes a la Corrosión:** El acero inoxidable, por ejemplo, forma una capa pasivante de óxido de cromo que lo protege.
- **Inhibidores de Corrosión:** Sustancias químicas que se añaden al medio para reducir la velocidad de corrosión, ya sea formando una capa protectora o interfiriendo con las reacciones anódicas o catódicas.
- **Protección Catódica:** Una técnica donde el metal que se desea proteger se convierte en el cátodo de una celda electroquímica, forzando la corrosión a ocurrir en un "ánodo de sacrificio" (un metal más reactivo) o aplicando una corriente externa.

Experiencia Autónoma

Cada equipo de trabajo deberá estar formado por los mismos estudiantes que constituyeron los equipos de trabajo en el laboratorio.

Los docentes indicarán a cada grupo cuál es el problema que deben resolver.

El equipo tendrá que **buscar, seleccionar, preparar, realizar y fundamentar (mediante ecuaciones y fórmulas)** una **experiencia práctica de electroquímica** que permita solucionar el problema planteado. Las experiencias deben estar relacionadas a los contenidos estudiados en la asignatura pero no se podrá presentar alguna ya trabajada en clase.

Los/as docentes estarán a disposición para orientarlos/as y guiarlos/as para que lleguen a una solución, pero no proporcionarán métodos ni procedimientos, ya que el desarrollo de estos se espera del equipo de estudiantes.

Lugar: Una vez que el equipo haya estudiado y preparado el dispositivo que permitirá dar solución al problema planteado, la experiencia se desarrollará completamente en la Planta piloto de Ingeniería Química. FCEFyN, UNC, en los días y horarios que los docentes indicarán oportunamente.

Materiales: Los materiales (recipientes, cables, broches para sostener electrodos, etc.) deberán ser sencillos para que puedan ser conseguidos por los integrantes del equipo de manera autónoma pues **no serán provistos por la cátedra**. Si fuera necesario algún reactivo particular, el equipo deberá solicitarlo con el tiempo suficiente a los docentes, de manera que al momento de desarrollar la actividad se les haya informado si dispondrán o no de ese material, o si deberán replantear la solución.

PROBLEMA 1:

Contexto: Imagina que eres parte de un equipo de consultores especializados en sostenibilidad y manufactura avanzada. Una pequeña empresa local en Córdoba, Argentina, que fabrica herramientas y piezas metálicas, enfrenta un problema significativo. Sus productos de hierro, aunque funcionales, son susceptibles a la corrosión y no tienen un acabado estético duradero, lo que limita su vida útil y su atractivo en el mercado. La empresa ha escuchado sobre la galvanoplastia como una solución, pero les preocupa el costo, la toxicidad de algunos procesos y la complejidad de implementar esta tecnología de manera eficiente y sostenible a nivel industrial.

Tu equipo ha sido contratado para investigar, diseñar y proponer una solución de **galvanoplastia** que no solo mejore la durabilidad y la apariencia de sus productos, sino que también sea **económicamente viable y respetuosa con el medio ambiente**.

Problema: "¿Cómo podemos diseñar y optimizar un proceso de galvanoplastia en celdas electrolíticas para aplicar un recubrimiento protector (por ejemplo, níquel, cobre o zinc) sobre piezas metálicas, minimizando el impacto ambiental y los costos, mientras se asegura la calidad y durabilidad del acabado?"

Para resolver este desafío, tu equipo deberá explorar a fondo las siguientes áreas (no es un cuestionario, son conocimientos a explorar para poder resolver el problema):

Ciencia (S):

- ¿Cuáles son los principios electroquímicos fundamentales de la galvanoplastia? (Electrólisis, reacciones de oxidación-reducción, leyes de Faraday, migración iónica).
- ¿Qué factores influyen en la **adherencia**, el **espesor** y la **uniformidad** del recubrimiento?
- ¿Cómo se seleccionan los **electrolitos** y los **electrodos** adecuados para diferentes metales de recubrimiento y sustratos (hierro en este caso)?
- ¿Qué **reacciones secundarias** pueden ocurrir en la celda electrolítica y cómo pueden minimizarse?
- ¿Qué **análisis químicos** son necesarios para controlar la composición del baño de galvanoplastia?

Tecnología (T):

- ¿Qué **equipos** son esenciales para un proceso de galvanoplastia (fuente de poder, cubas, agitadores, filtros, termostatos)?
- ¿Cómo se **monitorean y controlan** variables como la corriente, el voltaje, la temperatura y

el pH para asegurar un proceso óptimo?

- ¿Cómo se manejan y tratan los **residuos** generados por la galvanoplastia para cumplir con las normativas ambientales?

Ingeniería (E):

- Deben **diseñar un prototipo de celda electrolítica** a nivel experimental en el laboratorio y evaluar su eficiencia para las piezas de la empresa (tamaño, configuración de electrodos, sistemas de agitación)?
- ¿Qué **materiales** son los más adecuados para la construcción de la cuba y otros componentes, considerando la corrosión y el costo?
- ¿Cómo se puede **optimizar el proceso** para reducir el consumo de energía y los tiempos de producción?
- ¿Qué **métodos de pre-tratamiento** de las piezas son necesarios para asegurar un recubrimiento de calidad (limpieza, desengrasar, decapado)?
- ¿Cómo se pueden **escalar** los resultados del laboratorio a una producción industrial?

Arte/Diseño (A):

- ¿Cómo el proceso de galvanoplastia puede **mejorar la estética** de los productos (brillo, color, textura)?
- ¿Qué **consideraciones de diseño** deben tenerse en cuenta para asegurar un recubrimiento uniforme en piezas con geometrías complejas?
- ¿Cómo se puede **presentar** la solución propuesta a la empresa de manera clara, visualmente atractiva y persuasiva?
- ¿Qué **implicaciones éticas** tiene el uso de ciertos materiales o procesos en la galvanoplastia?

Matemáticas (M):

- ¿Cómo se utilizan las **leyes de Faraday** para predecir el espesor del recubrimiento en función del tiempo y la corriente?
- ¿Cómo se puede **cuantificar** la reducción de residuos o el ahorro de energía logrado por el diseño optimizado?
- ¿Cómo se mide la **eficiencia de corriente** y se utiliza para optimizar el proceso?

Evaluación: El equipo deberá presentar una exposición oral, apoyada con presentación multimedia y, si es posible. La presentación debe incluir:

- **Fundamentación científica:** Explicación clara de los principios electroquímicos involucrados.
- **Diseño y construcción del prototipo:** Descripción de los materiales utilizados, el proceso de construcción y los desafíos encontrados.
- **Resultados y análisis:** Mediciones de voltaje, corriente y potencia generada, junto con un análisis de la eficiencia y las limitaciones.
- **Optimización y mejoras:** Propuestas para mejorar el rendimiento, la sostenibilidad y la viabilidad económica del diseño.
- **Consideraciones de implementación:** Reflexiones sobre cómo esta solución podría

integrarse en una comunidad rural y su impacto potencial.

Criterios de Evaluación:

- Profundidad de la investigación científica.
- Originalidad y creatividad en el diseño de la celda.
- Funcionalidad y rendimiento del prototipo (si aplica).
- Claridad y coherencia de la presentación.
- Consideración de la sostenibilidad y la viabilidad.
- Ajuste a las consideraciones de oralidad y presentaciones audiovisuales estudiados.

PROBLEMA 2:

Contexto: Son un equipo de ingenieros jóvenes en un país en desarrollo que enfrenta un desafío crítico: muchas comunidades rurales carecen de acceso confiable a la electricidad, lo que limita su progreso en educación, salud y economía. Las fuentes de energía tradicionales son costosas, contaminantes o difíciles de implementar en áreas remotas.

Problema: "¿Cómo podemos diseñar, construir y optimizar una celda galvánica (o un sistema de celdas galvánicas) que sea capaz de generar suficiente energía eléctrica de manera sostenible y económica para alimentar dispositivos esenciales en una comunidad rural (por ejemplo, una bombilla LED, un pequeño cargador de teléfono o un sensor básico), utilizando materiales accesibles y/o de bajo costo?

Para resolver este desafío, tu equipo deberá considerar las siguientes preguntas y explorar diferentes aspectos (no es un cuestionario, son conocimientos necesarios para desarrollar la experiencia)

- Ciencia (S):
 - ¿Cuáles son los principios fundamentales de las celdas galvánicas (reacciones redox, flujo de electrones, potencial de reducción, puente salino, etc.)?
 - ¿Qué pares de metales y electrolitos son los más efectivos para generar un alto voltaje y corriente?
 - ¿Cómo influyen la concentración de los electrolitos y la temperatura en el rendimiento de la celda?
 - ¿Qué reacciones químicas específicas ocurren en los ánodos y cátodos?
- Tecnología (T):
 - ¿Qué materiales son los más adecuados para los electrodos y el electrolito, considerando su disponibilidad, costo y seguridad?
 - ¿Cómo se construye físicamente una celda galvánica? ¿Qué componentes son esenciales y por qué?
 - ¿Qué instrumentos de medición (multímetro, amperímetro) son necesarios para evaluar el rendimiento de la celda?
 - ¿Cómo se puede conectar varias celdas para aumentar el voltaje o la corriente (conexión en serie/paralelo)?
- Ingeniería (E):
 - Deben diseñar un prototipo de celda galvánica (a nivel experimental en laboratorio) que sea fácil de replicar y mantener.
 - ¿Cómo podemos optimizar el diseño de la celda para maximizar la eficiencia y la vida útil?
 - ¿Qué factores limitan la cantidad de energía que se puede generar?

- ¿Cómo se puede hacer el sistema más robusto y duradero para un entorno rural?
- Arte/Diseño (A):
 - ¿Cómo presentarías tu solución de manera clara y atractiva a la comunidad o a potenciales inversores? (Diagramas, maquetas, presentaciones visuales).
 - ¿Cómo podrías hacer que el diseño sea estéticamente agradable y funcional al mismo tiempo?
 - ¿Qué consideraciones éticas y sociales debe tener tu solución (acceso equitativo, impacto ambiental, seguridad)?
- Matemáticas (M):
 - ¿Cómo se calcula el potencial de celda (Ecelda)?
 - ¿Cómo se relaciona la corriente y el voltaje con la potencia ($P=V \cdot I$)?
 - ¿Cómo se puede estimar la duración de la celda basándose en la cantidad de reactivos disponibles?

Evaluación: El equipo deberá presentar una exposición oral, apoyada con presentación multimedia y, si es posible, un prototipo funcional de su celda galvánica. La presentación debe incluir:

- **Fundamentación científica:** Explicación clara de los principios electroquímicos involucrados.
- **Diseño y construcción del prototipo:** Descripción de los materiales utilizados, el proceso de construcción y los desafíos encontrados.
- **Resultados y análisis:** Mediciones de voltaje, corriente y potencia generada, junto con un análisis de la eficiencia y las limitaciones.
- **Optimización y mejoras:** Propuestas para mejorar el rendimiento, la sostenibilidad y la viabilidad económica del diseño.
- **Consideraciones de implementación:** Reflexiones sobre cómo esta solución podría integrarse en una comunidad rural y su impacto potencial.

Criterios de Evaluación:

- Profundidad de la investigación científica.
- Originalidad y creatividad en el diseño experimental.
- Funcionalidad y rendimiento del prototipo.
- Claridad y coherencia de la presentación.
- Consideración de la sostenibilidad y la viabilidad.
- Ajuste a las consideraciones de oralidad y presentaciones audiovisuales estudiados.

PROBLEMA 3:

Contexto: Imagina que sos parte de un equipo de jóvenes investigadores y conservadores del patrimonio en Córdoba. La ciudad, rica en historia y cultura, cuenta con numerosas estructuras metálicas emblemáticas como las rejas coloniales de la Manzana Jesuítica. Sin embargo, estas estructuras están constantemente expuestas a un enemigo silencioso y destructivo: **la corrosión**.

Hemos notado que el ambiente de Córdoba, con sus cambios de humedad, la exposición al sol y, en algunas zonas, la cercanía a fuentes de contaminación o la presencia de sales en el suelo, acelera el deterioro de estos metales. La corrosión no solo afecta la estética, sino que

compromete la integridad estructural y genera altos costos de mantenimiento y reemplazo.

Tu equipo ha sido convocado para comprender a fondo esta "enfermedad del metal" y proponer soluciones innovadoras basadas en la **electroquímica** para proteger nuestro patrimonio y las infraestructuras futuras.

Problema: "¿Cómo podemos identificar los principales factores electroquímicos que aceleran la corrosión de diferentes metales (solo hierro en este caso) expuestos al ambiente de Córdoba, y qué estrategias de protección innovadoras, basadas solo en principios electroquímicos, podemos diseñar e implementar para prolongar significativamente la vida útil de estas estructuras metálicas?"

Para abordar este desafío complejo, tu equipo deberá explorar las siguientes áreas interdisciplinarias (no se trata de un cuestionario, si no de temas que deben explorar para poder resolver el problema):

Ciencia (S):

- ¿Qué es la **corrosión electroquímica** y cuáles son los mecanismos fundamentales (ánodo, cátodo, electrolito, circuito externo)?
- ¿Cómo influyen factores ambientales específicos de Córdoba (humedad, temperatura, contaminantes atmosféricos, presencia de sales, pH del suelo o agua) en la velocidad y el tipo de corrosión de metales como el hierro, el acero, el cobre y el aluminio?
- ¿Qué son los **pares galvánicos** y cómo se forman en estructuras metálicas heterogéneas? ¿Qué metales son más susceptibles a corroerse en presencia de otros?
- ¿Cómo podemos medir la **velocidad de corrosión** en laboratorio y en campo? (Técnicas electroquímicas como polarización, o métodos de pérdida de peso).
- ¿Qué **tipos de corrosión** (galvánica, por picaduras, por hendiduras, etc.) son más relevantes para las rejas jesuíticas de Córdoba?

Tecnología (T):

- ¿Qué **técnicas de recubrimiento** (pinturas, polímeros) se utilizan actualmente y cómo se pueden mejorar con un entendimiento electroquímico?
- ¿Qué **innovaciones tecnológicas** recientes existen en el campo de la protección catódica o anódica?

Ingeniería (E):

- Deben **diseñar un prototipo de sistema de protección catódica**, a nivel experimental de laboratorio, para proteger estructuras metálicas de hierro como las rejas de la manzana jesuítica
- ¿Cómo se **diseñan y aplican recubrimientos protectores** para asegurar su durabilidad y eficacia en el tiempo?
- ¿Cómo se implementan sistemas de **inhibidores de corrosión** en ambientes específicos?

Arte/Diseño (A):

- ¿Cómo la corrosión afecta la **estética** y el **valor cultural** de edificios históricos, esculturas o monumentos en Córdoba?
- ¿Qué **consideraciones de diseño** se deben tener en cuenta al crear nuevas estructuras metálicas para asegurar su durabilidad estética frente a la corrosión?

Matemáticas (M):

- ¿Cómo se **cuantifica la velocidad de corrosión** y se expresan las leyes electroquímicas (por ejemplo, las leyes de Faraday para la pérdida de masa)?
- ¿Cómo influyen **las corrientes y voltajes** necesarios para la protección catódica de una estructura dada?
- ¿Cómo se interpretan y grafican los **datos experimentales** de corrosión para extraer conclusiones significativas?

Evaluación: Al finalizar este proyecto, tu equipo deberá presentar oralmente, con apoyo de una presentación audiovisual, una **propuesta integral y creativa** para la protección contra la corrosión de las rejas de la manzana jesuítica en Córdoba, justificada con base en la investigación realizada. Esta exposición debe incluir:

- **Fundamentación científica:** Explicación clara de los principios electroquímicos involucrados.
- **Diseño y construcción del prototipo:** Descripción de los materiales utilizados, el proceso de construcción y los desafíos encontrados.
- **Resultados y análisis:** Mediciones de voltaje, corriente y potencia generada, junto con un análisis de la eficiencia y las limitaciones.
- **Optimización y mejoras:** Propuestas para mejorar el rendimiento, la sostenibilidad y la viabilidad económica del diseño.
- **Consideraciones de implementación:** Reflexiones sobre cómo esta solución podría integrarse en una comunidad rural y su impacto potencial.

Criterios de Evaluación:

- Profundidad de la investigación científica.
- Originalidad y creatividad en el diseño experimental.
- Funcionalidad y rendimiento del prototipo.
- Claridad y coherencia de la presentación.
- Consideración de la sostenibilidad y la viabilidad.
- Ajuste a las consideraciones de oralidad y presentaciones audiovisuales estudiados.

TRABAJO PRÁCTICO N°7: TERMOQUÍMICA; CAPACIDAD CALORÍFICA

Objetivos:

- Determinar experimentalmente la capacidad calorífica de un calorímetro
- Utilizar el calorímetro para medir calores de reacción
- Interpretar el funcionamiento del calorímetro, pérdidas de calor y errores experimentales

Reactivos necesarios: Agua destilada, NaOH 0.5 M, HCl concentrado.

La **capacidad calorífica** de un cuerpo es la cantidad de calor necesaria para elevar su temperatura en 1°C. La capacidad calorífica de un cuerpo es igual al producto de su masa en gramos por su calor específico.

El **calor específico** es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de sustancia en un grado Celsius.

La **caloría** es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua de 14,5°C a 15,5°C.

$$1 \text{ caloría} = 4,184 \text{ joules}$$

Siempre que ocurre una reacción química se absorbe o se desprende calor. Esto es debido a que los compuestos químicos poseen diferentes cantidades de energía asociadas a ellas, y como la energía de los productos de reacción no es nunca igual a la de los reactivos, se desprenden o se absorbe calor al ocurrir una reacción.

La medición de intercambio calórico que acompaña a una reacción química se realiza empleando **calorímetros**.

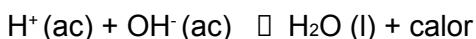
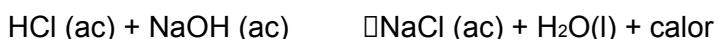
Los calorímetros utilizados para la determinación de los calores de reacción se dividen en general en dos tipos: la bomba calorimétrica para reacciones de combustión y el frasco de Dewar para reacciones en soluciones.

La **bomba calorimétrica** o **calorímetro** de bomba (Fig.I.a) es un dispositivo que mide la cantidad de calor que se desprende o se absorbe en una reacción que se efectúa a volumen constante.

El frasco de Dewar es un tipo de calorímetro que mide la transferencia de calor de una reacción que ocurre a presión constante. Se elige la reacción de tal manera que no haya reactivos y productos gaseosos. Así, todos los reactivos y productos permanecen en el recipiente durante el experimento.

Este calorímetro se emplea para medir el calor de reacción en solución. Ej.: el calor de neutralización de un ácido (HCl) por una base (NaOH).

Las ecuaciones molecular y iónica netas de la neutralización del HCl y el NaOH son:



La cantidad de calor que se desprende en la reacción se relaciona con la elevación de la temperatura de la masa conocida de la solución y con la cantidad previamente determinada de calor que absorbe el mismo calorímetro.

El vaso de Dewar es un recipiente de vidrio de paredes aisladas del exterior, con lo cual se disminuyen las pérdidas de calor. Estas pérdidas se deben determinar experimentalmente. La manera más común es mediante el método de mezcla:

Consiste en verter dentro del calorímetro una determinada masa de agua (m_1) a temperatura ambiente (t_1). En otro recipiente se deja estabilizar una masa de agua (m_2) a temperatura (t_2), por ejemplo 70°C, y luego se mezcla con el agua dentro del frasco. Se agita suavemente hasta mezclar bien y se lee en el termómetro la temperatura máxima alcanzada (t_3), que corresponde al estado de equilibrio. La ecuación del balance calórico es:

$$m_1 c_{\text{H}_2\text{O}} (t_3 - t_1) + m_2 c_{\text{H}_2\text{O}} (t_3 - t_2) + K (t_3 - t_1) = 0$$

El último término corresponde al calor que se desprende por causa de las paredes, termómetro, agitador, etc.

Despejando queda:

$$K = -c_{\text{H}_2\text{O}} (m_1 + m_2 (t_3 - t_2 / t_3 - t_1))$$

Al realizar las determinaciones con el frasco de Dewar cuya K se determina de la manera descripta, se debe emplear la misma masa de líquido, de lo contrario no se reproducen las pérdidas que involucra la constante.

Para la determinación del calor de reacción entre una masa m_1 de una solución de un reactivo a la temperatura t_1 y una masa m_2 de una solución de un reactivo a la temperatura t_2 se procede de manera análoga. Al mezclar las soluciones de los reactivos, la temperatura se estabiliza a t_3 , por lo que se tiene:

$$m_1 c_1 (t_3 - t_1) + m_2 c_2 (t_3 - t_2) + K (t_3 - t_1) + Q = 0$$

Despejando Q (calor de reacción):

$$Q = -[m_1 c_1 (t_3 - t_1) + m_2 c_2 (t_3 - t_2) + K (t_3 - t_1)] \quad (1)$$

Al trabajar con soluciones diluidas se considera que los calores específicos de estas (c_1 y c_2) iguales al del agua (1 cal / g °C).

PARTE PRÁCTICA

Uso de un calorímetro

Materiales:

- Recipiente de poliestireno expandido (telgopor).
- Vaso de precipitados de 250 cc.
- Termómetro 0-100°C. (sensor de temperatura)
- Varilla de vidrio o alambre.
- Probetas de 10 y 100 mL

Técnica:

- a) Armar un calorímetro como indica la figura 17.

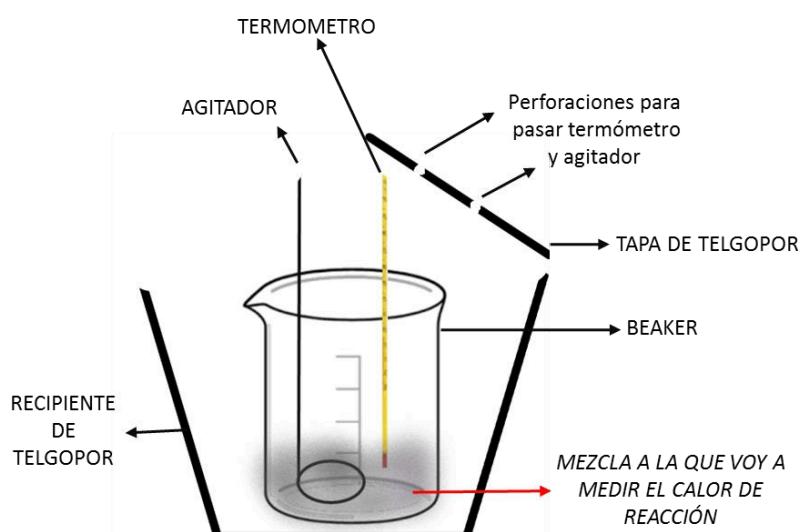


Figura 17. Vaso de Dewar

Determinar la constante del calorímetro.

- 1- Colocar dentro del calorímetro 25 g de agua, tapar y agitar durante 30 segundos a 1 minuto.
Determinar la temperatura t_1 .
- 2- Calentar 25 g de agua a 70°C (t_2) e introducirla rápidamente dentro del calorímetro. Tapar y agitar durante 30 segundos. Tomar la temperatura (t_3).

- 3- Repetir la experiencia y comparar los resultados. Enfriar el recipiente con agua. 4- Calcular la constante del calorímetro K.

Determinar el calor de reacción.

- I.1. Agregar en el vaso del calorímetro 25 ml de agua y a dicha cantidad 25 ml de NaOH 0,5 M. Medir T₁.
- I.2. Colocar 5 ml de HCl concentrado en un calorímetro (t₂). Tapar y agitar durante algunos segundos. Registrar la t₃ correspondiente al equilibrio térmico.
- I.3. Repetir la experiencia.

Como el calor desprendido no sólo se debe al calor de reacción, sino también al calor de dilución del HCl en agua, para calcular el calor de reacción se debe descontar este calor de disolución. Esto puede determinarse de la siguiente manera:

1. Agregar 50 ml de agua. Tapar y agitar, medir la temperatura t₁.
2. Agregar 5 ml de HCl concentrado a t₂. Tapar y agitar durante 30 segundos a 1 minuto y registrar la temperatura de equilibrio térmico (t₃).
3. Repetir la experiencia.

Calcular el calor de reacción, tal como en (1) y restarle el valor debido a la dilución del HCl en agua.

TRABAJO PRÁCTICO N° 8: ACTIVIDAD INTEGRADORA CON SENSORES COMPUTARIZADOS

TERMOQUÍMICA: REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS

Objetivos: Al terminar este trabajo práctico deben ser capaces de:

- Interpretar los conceptos de transformaciones ***exotérmicas*** y ***endotérmicas***.
- Comprender el significado físico de ***sistema adiabático***.
- Distinguir los conceptos de ***calor y temperatura***, y sus unidades de medición.
- Adquirir habilidad para el uso de la ***tecnología computarizada*** de medición.
- ***Interpretar las gráficas*** trazadas por el software.
- Construir ***modelos matemáticos*** a partir de la lectura de las gráficas.
- Adquirir experiencia en la ***redacción de informes***.

Material y equipo necesario

Vaso de café con tapa de "telgopor" (poliestireno expandido) con dos pequeñas perforaciones: una para introducir el sensor y la otra para el embudo (Fig. 1).

Vaso de telgopor con tapa y "ventanita" (Fig. 2).

Probetas de 50 mL.

Ácido sulfúrico.

Nitrato de potasio.

Pipeta de 5 o 10 mL

Interface con sensor temométrico.

Interface USB Link- Netbook con software DataStudio o Capstone.

Video informativo sobre sensores: <https://youtu.be/Hf9YrCc2Dko>

Tutorial uso del software Capstone: <https://youtu.be/quCQP5V-Agc>

Tutorial uso del software Data Studio: <https://youtu.be/i0nBXmkq3bc>

Tutorial conexión de sensores Pasco ®: <https://youtu.be/yYK61GB5198>



Fig. 1: montaje para experiencia 1



Fig. 2: montaje para experiencia 2

Recomendaciones generales:

+Mantengan y respeten todas las **medidas de seguridad** en el laboratorio (usen guantes de látex, guardapolvo, cabello atado, calzado cerrado, etc.)

+Conformen un **equipo de trabajo** tal como aprendieron en esta materia, es decir, dialoguen previamente, determinen quién será el/la encargado/a de llevar la bitácora, sacar fotografías, quién operará la computadora y tomará las impresiones de pantalla necesarias, quién operará el sistema con sensores y recipientes, etc. Recuerden que luego, para redactar el informe, necesitarán este material.

+Recuerden que ***quien toca reactivos no puede tocar la computadora!***

Procedimientos experimentales

Experiencia 1:

- Arme un sistema según la **Fig. 1**
- Conecte el sensor a la interfase y ésta a la PC. Abra el programa con las opciones gráfico y tabla.
- Coloque 30 mL de agua destilada en el vaso, comience a agitarlo de forma homogénea.
- Inicie la medición en el programa y mida la temperatura con el sensor.
Agregue rápidamente 1 mL de ácido sulfúrico por el embudo y continúe agitando suavemente el vaso.
Observe detenidamente el gráfico. Cuando la reacción haya terminado detenga la medición.
- Selecciónen la parte más importante de la curva, es decir, desde que comienza hasta que termina la reacción.
- Determinen el modelo matemático más apropiado, de acuerdo a lo aprendido en los videos adjuntos en este tema. Hagan impresión de pantalla.
- Utilizando el programa obtengan la derivada al menos en tres puntos distintos y relevantes de la curva. Hagan impresión de pantalla.
- Determinen los parámetros estadísticos de la curva seleccionada, mínimo, máximo, media, desviación estándar. Hagan impresión de pantalla.

- Calcule mediante el programa la superficie bajo la curva seleccionada. Hagan impresión de pantalla.
- Copie la tabla de valores y péguela en un Excel. Guarde la experiencia y el Excel en y envíesela por mail, o guárdela en un pendrive o la nube, pero asegúrense de tenerlas disponibles.
- **Experiencia 2:**
Repita el procedimiento anterior pero ahora utilice el vaso con la tapa “ventanita” de la **Fig. 2**.
 - Coloque 30 mL de agua destilada en el vaso, comience a agitarlo de forma homogénea.
 - Inicie la medición en el programa y mida la temperatura con el sensor en forma de tabla y gráfico.
 - Agregue a través de la ventanita una cucharadita de café al ras de nitrato de amonio, baje la pestaña y agite suavemente.
 - Observe detenidamente el gráfico. Cuando la reacción haya terminado detenga la medición.
 - Seleccionen la parte más importante de la curva, es decir, desde que comienza hasta que termina la reacción.
 - Determinen el modelo matemático más apropiado, de acuerdo a lo aprendido en los videos adjuntos en este tema. Hagan impresión de pantalla.
 - Utilizando el programa obtengan la derivada al menos en tres puntos distintos y relevantes de la curva. Hagan impresión de pantalla.
 - Determinen los parámetros estadísticos de la curva seleccionada, mínimo, máximo, media, desviación estándar. Hagan impresión de pantalla.
 - Calcule mediante el programa la superficie bajo la curva seleccionada. Hagan impresión de pantalla.
 - Copie la tabla de valores y péguela en un Excel. Guarden la experiencia y el Excel en y envíesela por mail, o guárdela en un pendrive o la nube, pero asegúrense de tenerlas disponibles.

Redacción de los informes

Redacten **dos informes** (uno para la reacción endotérmica y otro para la reacción exotérmica), respetando todo lo que hemos aprendido en esta materia al respecto de cómo deben redactarse los informes y los ítems que deben contener.

Dentro del **desarrollo** incluyan **dos** (no más) fotografías del experimento donde se vea el dispositivo, la computadora y también a los integrantes del grupo.

Dentro de los **resultados** incluyan gráficos y tablas con su correspondiente título e identificación (usen las impresiones de pantalla adquiridas). Muestren el/los **modelo/s matemático/s** que representan la variación de la temperatura en función del tiempo en cada experiencia.

Plantee las ecuaciones químicas que representan cada experiencia.

Observando los gráficos, valores de los resultados, modelos matemáticos, valores estadísticos obtenidos etc. redacten las **conclusiones o análisis de resultados**, y expliquen los valores obtenidos. Den su interpretación de los mismos. Verifiquen si son acordes a la teoría que ya conocen y expliquenlo.

No se trata de respuestas a un cuestionario, es un escrito donde se **reflexione** y se tengan en cuenta, para cada caso, en cada informe, cuestiones como:

¿Cuál es la experiencia **endotérmica** y cual la **exotérmica**? ¿Por qué?

¿Cuál es la **temperatura ambiente** a la que se iniciaron las experiencias?

¿Cuál es el ΔT en cada experiencia?

¿Cuál es la diferencia entre calor y temperatura?

¿En cuál experiencia se **absorbe calor** y en cuál se **libera calor**? ¿Cómo relaciona esto con las temperaturas medidas?

¿Cuál es el ΔQ en cada experiencia?

¿Cuál es la **explicación a nivel molecular** que puede dar en cada caso?

Se dice que el sistema donde se pusieron en contacto las sustancias es **adiabático**. ¿Qué significa esto? ¿El sistema que usaron es totalmente adiabático? ¿Por qué?

¿En qué puede haber afectado los resultados el haber agitado manualmente el vaso?

¿Qué hubiera pasado en cada reacción si hubiera agregado **mayor cantidad de reactivo**? ¿Por qué?

¿Con qué nivel de exactitud (o cuál es el error) que cometan con el modelo matemático seleccionado? ¿Cómo lo saben? ¿Qué recomiendan?

¿Qué pueden deducir de los valores estadísticos obtenidos? ¿Qué les está indicando la desviación estándar en este caso?

¿Qué representan los valores de derivada obtenidos con el programa? ¿Por qué?

¿Qué representa el área bajo la curva calculada con el programa? ¿Por qué?

Realicen los cálculos matemáticos (derivadas en cada punto medido e integral bajo la curva) utilizando el modelo matemático adoptado y comparen los resultados con los obtenidos por el programa. ¿Son los mismos? ¿Por qué?

¿Qué recomendaciones pueden hacer para mejorar la experiencia y que los resultados sean más exactos y precisos?

TRABAJO PRÁCTICO N° 9: CINÉTICA QUÍMICA

Objetivos,

- **Observar experimentalmente cómo la variación de determinados parámetros afecta la velocidad de una reacción química**
- **Interpretar los factores que modifican la velocidad de una reacción química**
- **Implementar técnicas simples para medir los tiempos en que se producen las reacciones químicas**

Reactivos necesarios: Agua destilada, KIO_3 0,020 M, NaHSO_3 0,25 g/L acidificada con ácido sulfúrico, Solución almidón 0,2 g%, Hielo.

Conceptos teóricos:

La **cinética química** estudia las velocidades de las reacciones químicas y los mecanismos por los cuales se producen.

La **velocidad** de una reacción es proporcional al aumento de concentración de un reactivo por unidad de tiempo.

El mecanismo de una reacción es la ruta (o serie de pasos) por lo cual se efectúa.

Existen cuatro factores que afectan las velocidades de reacción:

1- Naturaleza de los reactivos.

2- Concentración de los reactivos.

3- Temperatura.

4- Catalizadores.

Para la reacción: $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$

La velocidad a la que se efectúa la reacción puede medirse en términos de la velocidad de desaparición de uno de los reactivos, o la velocidad de aparición de uno de los productos. Las concentraciones de los reactivos A y B disminuyen en el intervalo de tiempo

La velocidad de reacción se puede escribir basándose en la velocidad de cambio de concentración de cada especie.

Velocidad de reacción:

$$-\Delta[\text{A}] \quad -\Delta[\text{B}] \quad \Delta[\text{C}] \quad \Delta[\text{D}]$$

$$\Delta t_a \quad \Delta t_b \quad \Delta t_c \quad \Delta t_d$$

Velocidad de disminución Velocidad de incremento

Reactivos

Productos

Si se cambian las concentraciones iniciales de reactivos a temperatura constante, la velocidad varía.

La ley de velocidad, tiene la siguiente forma general:

$$\text{Velocidad} = k [A]^x [B]^y \dots$$

k es la constante de velocidad específica o constante de velocidad, para la reacción a determinada temperatura.

Los valores de “ x ”, “ y ” y “ k ” sólo puede determinarse experimentalmente, no guardan relación con los coeficientes de la ecuación química balanceada de la reacción.

Se dice que el valor de “ x ” es el orden de la reacción con respecto a A e “ y ” es el orden de la reacción con respecto a B.

El orden total de la reacción es “ $x + y$ ”.

Ejemplo:



velocidad = $k [\text{NO}_2][\text{F}_2]$ Primer orden en NO_2 y F_2 .

Segundo orden de la reacción general.

Cuando una reacción es de **orden cero** en un reactivo, su velocidad no depende de la concentración del mismo.

La k no cambia con la concentración, sólo pueden hacerlo un cambio de temperatura o la introducción de un catalizador.

Existen reacciones químicas donde las moléculas de reactivos se convierten en moléculas de productos, en un solo paso.

Ejemplo:



Otras reacciones consisten en varios procesos elementales sucesivos. Los procesos elementales se clasifican según el número de moléculas que en ellas intervienen, por ejemplo, unimolecular, bimolecular, etc.

En los procesos elementales, la molecularidad y el orden son iguales.

En muchos mecanismos de reacción, un paso es más lento que otro, a este paso lento se lo llama **etapa determinante** (paso que determina la reacción). La velocidad a la cual se efectúa el paso más lento determina la **velocidad de la reacción total**.

Cuando se produce una reacción química, la energía (E) del sistema cambia al pasar de reactivos a productos.

En el siguiente gráfico vemos un ejemplo de ello, donde E_a se denomina a la

energía de activación.



Especies activadas

Reactivos

Usando la ecuación de Arrhenius, se puede calcular la Ea, la cual relaciona la constante de velocidad con la temperatura.

$$(e^{-E_a/RT} = 1/e^{E_a/RT}) \quad k = A e^{-E_a/RT}$$

A = constante de la naturaleza de la reacción.

En general, si T aumenta, Ea/RT disminuye, $e^{-E_a/RT}$ aumenta, k aumenta

⇒ **LA REACCIÓN SE ACELERA**

Catalizador es una sustancia que altera (por lo general, aumenta) la velocidad a la cual se efectúa una reacción química. Este cambia el mecanismo de reacción, lo que proporciona un mecanismo de baja energía para la formación de productos. La Ea disminuye,

Si Ea disminuye, Ea/RT disminuye, $e^{-E_a/RT}$ aumenta, k aumenta

⇒ **LA REACCIÓN SE ACELERA**

PARTE PRÁCTICA:

Estudio de los factores que modifican la velocidad de reacción:

Se estudiará aquí los factores que modifican la velocidad de reacción. Los factores son: temperatura, concentración, catalizadores.

Estos factores se observarán con una reacción llamada **reacción reloj de yodo**.

Para establecer en forma independiente la influencia de cada uno de los factores, primeramente se modificará la concentración de uno de los reactivos, luego la temperatura y por último se suprimirá el catalizador. En cada caso, las demás variables (las restantes), se mantendrán constantes.

La reacción se realizará mezclando las siguientes soluciones:

1- **Solución A:** solución de iodato de potasio (KIO_3) 0,020 M.

2- **Solución B:** solución de bisulfito de sodio ($NaHSO_3$) 0,25 g/L, acidificada con ácido

sulfúrico. Mas almidón **Solución de almidón**: 0,2 g%.

Reacciones:

- 1- $\text{IO}_3^- + 3 \text{HSO}_3^- \rightarrow \text{I}^- + 3 \text{SO}_4^{2-} + 3 \text{H}^+$
- 2- $8 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ + \text{IO}_3^- \rightarrow 3 \text{I}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 3- $\text{I}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{HSO}_3^- \rightarrow 3 \text{I}^- + \text{SO}_4^{2-} + 3 \text{H}^+$
- 4- $\text{I}_3^- + \text{almidón} \rightarrow \text{solución de color azul}$

Sólo cuando las reacciones 1, 2 y 3 han consumido el bisulfito, el triyoduro reacciona con el almidón dando la reacción 4. La aparición de color azul indica que todo el bisulfito se consumió y que en la solución existe el triyoduro.

Se puede medir el tiempo que transcurre desde la mezcla de las soluciones hasta la aparición de color azul.

Experiencia Nº1: Efecto de la temperatura

Para investigar el efecto de la temperatura en la velocidad de reacción, se determina el tiempo que tarda la reacción en producirse a diferentes temperaturas: 0°C, 5°C, 10°C, 20°C y 30°C. **Técnica:**

- 1- Colocar 5 mL de la solución A en un tubo de ensayo.
- 2- Colocar 5 mL de la solución B.
- 3- Los tubos deben llevarse a la misma temperatura a la cual se realizará la experiencia antes de mezclarlos. Para ello, se colocan ambos tubos de ensayo en un vaso de precipitados de 250 ml donde se le agregará agua o hielo o ambas según el caso.
- 4- Verter el contenido del tubo preparado en el punto 1 al tubo del punto 2. Homogeneizar la mezcla. Tomar el tiempo desde que se ponen en contacto ambas soluciones hasta la aparición de color azul.

Experiencia Nº 2: Efecto de la presencia de un ácido

La solución B con la cual se trabajó en la experiencia Nº1, contiene H_2SO_4 en baja concentración.

Se trabajará aquí con otra solución B sin ácido sulfúrico, para observar qué sucede con la reacción en ausencia de un ácido.

Técnica:

- 1- Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de la solución A.
- 2- Colocar en otro tubo 5 mL de solución B sin ácido sulfúrico
- 3- Verter el contenido del tubo preparado en 1, en el tubo preparado en 2. Homogeneizar la mezcla. Anotar el tiempo en que las soluciones se ponen en contacto. Si al cabo de unos minutos no se observa cambio, agregar con una pipeta limpia una gota de ácido sulfúrico 1M y agitar.
- 4- Observar y anotar sus apreciaciones.

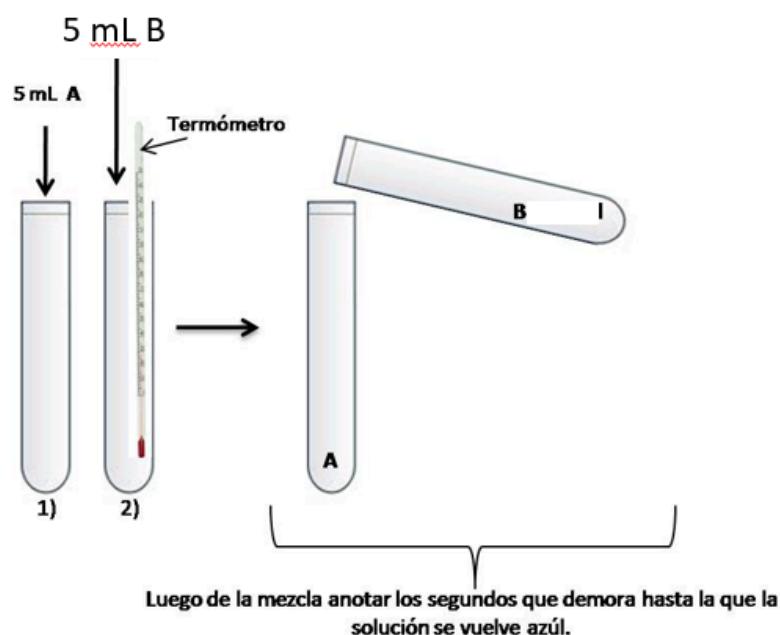


Fig. 18: Experiencia N° 2

Experiencia N° 3: Efecto de las variaciones de concentración

Para estudiar el efecto de la variación de las concentraciones sobre el tiempo en que la reacción tarda en producirse, se preparan distintas diluciones de la solución de iodato original. La concentración de los iones bisulfito se mantiene constante. La temperatura de las soluciones debe ser la ambiente.

Técnica:

- 1- Colocar en una serie de 5 tubos de ensayo: 5, 4, 3 2 y 1 m L de solución A.
- 2- Agregar a cada tubo agua destilada, cantidad necesaria para alcanzar un volumen total de 5 mL; o sea 1, 2, 3 y 4 mL respectivamente.

3- Preparar otra serie de 5 tubos y colocar en cada uno de ellos 5 ml de solución B.

Verte el contenido del tubo Nº 1 del punto 1, en un tubo con solución B. Agitar vigorosamente para homogenizar la mezcla. Anotar la hora en que las soluciones se ponen en contacto. Observar cuidadosamente y cuando aparezca la coloración azul, anotar el tiempo transcurrido.

1- Repetir el procedimiento con los demás tubos. Confeccionar una tabla:

Tubo Nº	Volumen de sol. A	Volumen de agua	Volumen total (A+B+agua+almidón)	Tiempo reacción	Molaridad de KIO_3

Graficar el tiempo de reacción en función de la concentración de KIO_3 .

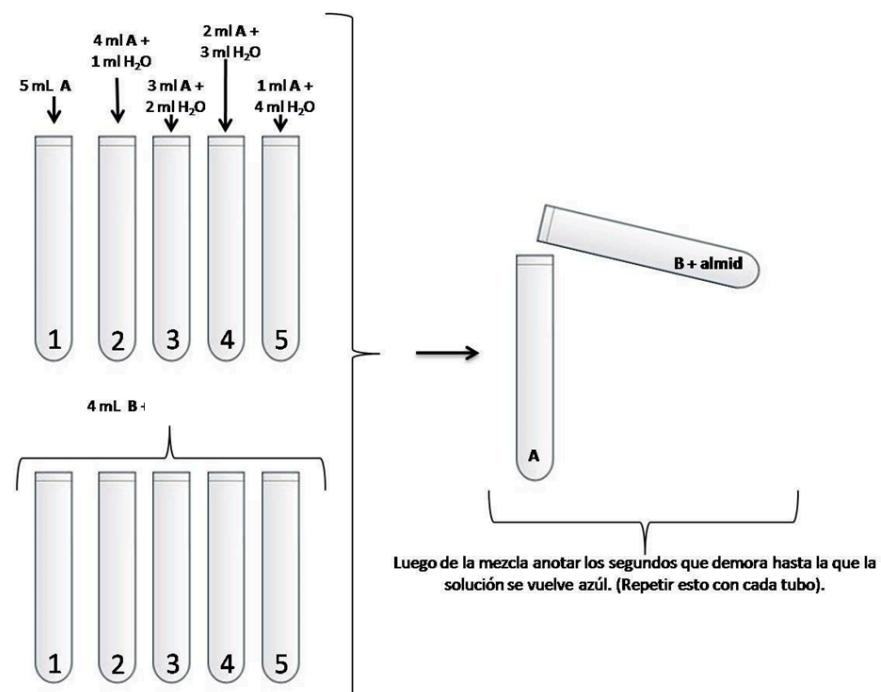


Figura 19. Experiencia Nº 3

ANEXO: Fichas de seguridad de los reactivos utilizados

• FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD - HCI

1. Identificación de la sustancia

Denominación del producto: Ácido clorhídrico, 32%, puro, envasado en plástico (UHDPE)

Uso de la sustancia o el preparado: reactivo de laboratorio, agente acidificante, en la producción de cloruros, síntesis de productos orgánicos.

2. Composición/información sobre los componentes

Descripción: Solución acuosa.

Identificación y cantidad de los componentes:

Componentes peligrosos:

Producto: Ácido clorhídrico

EC no. (EINECS) 231-595-7 CAS: 7647-01-0 EC Index: 017-002-01-X

R: 34-37 Pictograma: C (Corrosivo)

Contenido: 32%

3. Identificación de peligros

Peligros que presenta la sustancia según las directivas europeas:

Provoca quemaduras. Irrita las vías respiratorias.

4. Primeros auxilios

Tras inhalación: Tomar aire fresco. Llamar al médico.

Tras contacto con la piel: aclarar con abundante agua. Utilizar un algodón impregnado con polietilenglicol 400 para extraer el producto. Cambiar enseguida la ropa contaminada.

Tras ingestión: beber mucha agua; no vomitar (existe riesgo de perforación). Llamar enseguida al médico. Lavado de estómago.

Tras contacto con los ojos: enjuagar con mucha agua, conservando los párpados bien abiertos (como mínimo durante 10 minutos). Avisar inmediatamente al oftalmólogo.

5. Medidas de lucha contra incendios

Medios de extinción adecuados: Adecuados a las condiciones del medio ambiente.

Riesgos especiales particulares: Incombustible. Al entrar en contacto con metales puede desprenderse hidrógeno gas (H₂): ¡Peligro de explosión!. En caso de incendio es posible la formación de vapores peligrosos.

En caso de incendio puede formarse: cloruro de hidrógeno.

Equipo de protección especial para el personal de lucha contra incendios: No permanecer en

la zona de peligro sin ropa protectora adecuada y sin sistemas de respiración artificiales e independientes del ambiente.

Información adicional: Precipitar vapores emergentes con agua. Procurar que el agua de extinción no penetre en acuíferos superficiales o subterráneos.

6. Medidas a tomar en caso de vertido accidental

Precauciones individuales: No inhalar los vapores/aerosoles. Procurar no entrar en contacto con la sustancia. Ventilar bien los lugares cerrados.

Precauciones para la protección del medio ambiente: No verter por el sumidero.

Procedimientos de limpieza: Recoger con materiales absorbentes. Eliminar los residuos. Aclarar. Eliminación del efecto nocivo: Neutralizar con cal, sosa cáustica diluida, arena de cal o carbonato sódico.

7. Manipulación y almacenamiento

Manipulación: Sin más exigencias.

Almacenamiento: Almacenar bien cerrado, en lugar bien ventilado. Por debajo de +25°C (se puede llegar a 40 °C hasta 48 horas). No almacenar en recipientes de metal.

8. Controles de exposición/protección personal

Valores límite de la exposición: (MAK, Alemania): 5 ml/m³ , 7,6 mg/m³

Controles de la exposición profesional: Los equipos de protección personal deben elegirse según el puesto de trabajo, en función de la concentración y cantidad de la sustancia peligrosa. El suministrador debería facilitar la estabilidad de los equipos de protección personal frente a los productos químicos.

Protección respiratoria: imprescindible cuando se generen vapores/aerosoles.

Protección de las manos: necesaria

Protección ocular: necesaria

Protección cutánea: Ropa resistente a los ácidos. Aplicar protección cutánea.

Medidas de higiene particulares: Cambiar enseguida la ropa contaminada. Lavar cara y manos tras trabajar con la sustancia.

9. Propiedades físicas y químicas

Información general:

Aspecto: líquido

Color: incoloro

Olor: penetrante

Información importante en relación con la salud, la seguridad y el medio ambiente: Valor de pH: (20 °C) < 1

Punto/intervalo de ebullición: 84 °C

Punto de destello: ---

Límites de explosión (bajo): --- Límites

de explosión (alto): --- Presión de

vapor: (20 °C) 21,3 hPa Densidad (20

°C): 1,15 g/cm³ Solubilidad en agua:

(20 °C): miscible Viscosidad: ---

Índice de refracción: ---

Punto/intervalo de fusión: -40 °C

Punto de ignición: ---

10. Estabilidad y reactividad

Condiciones a evitar: Calentamiento

Materias a evitar: aluminio, aminas, carburos, hidruros, flúor, metales, permanganato de potasio, soluciones de hidróxidos alcalinos, halogenatos, ácido sulfúrico concentrado, óxidos de semimetales, hidruros de semimetales, aldehídos, sulfuros, litio silicuro, éter vinilmetílico.

Productos de descomposición peligrosos: En caso de incendio: véase capítulo 5.

Información adicional:

Materiales inadecuados: metales, aleaciones metálicas.

11. Información toxicológica

Toxicidad aguda:

CL50 (inhalación, rata): 3124 ppm(V) /1h.

Informaciones complementarias sobre toxicidad:

Tras inhalación: Irritación de las mucosas, dificultad para respirar y tos.

Tras contacto con la piel: quemaduras

Tras contacto con los ojos: quemaduras. Peligro de ceguera.

Tras ingestión: Perjudicial para: boca, faringe, esófago y tracto gastrointestinal. Hay peligro de perforación intestinal y de esófago.

Tras un periodo de latencia: paro cardiovascular.

Información adicional:

No pueden descartarse propiedades peligrosas adicionales.

Este producto debe manejarse con los cuidados especiales de los productos químicos.

12. Informaciones ecológicas

Ecotoxicidad: Desconocemos los datos cuantitativos sobre los efectos ecológicos de este producto. Efecto tóxico sobre peces y plancton. Forma mezclas causticas con el agua incluso a baja concentración. Perjudicial para el crecimiento de las plantas.

Observaciones ecológicas adicionales: Para ácido clorhídrico en general: Tóxico para los organismos acuáticos. Perjudicial por desviación del pH.

Toxicidad para los peces: resulta letal para los peces desde: 25 mg/l. Leuciscus idus CL50 : 862 mg/l (Solución 1N). Límite de toxicidad (Plantas): 6 mg/l. No causa demanda biológica de oxígeno.

¡No incorporar a suelos ni acuíferos!

13. Consideraciones relativas a la eliminación

Producto: Los criterios homogéneos para la eliminación de residuos químicos no están regulados, por ahora, en la Unión Europea. Los residuos, procedentes del uso habitual de los productos químicos, poseen, generalmente, el carácter de residuos especiales. Existen leyes y disposiciones locales que regulan la eliminación de estos residuos en los países de la UE. Para informarse sobre su caso particular, rogamos que se ponga en contacto con la Administración Pública, o bien con una Empresa autorizada para la gestión de residuos.

Envases: Se procederá según las disposiciones oficiales para eliminarlos. Los embalajes contaminados deberán ser sometidos a las mismas medidas aplicadas al producto químico contaminante. Los embalajes no contaminados serán tratados como material recicitable o como residuos domésticos.

14. Información relativa al transporte

Transporte por carretera:

Número UN: 1789

Clasificación ADR: 8 C1 II

Nombre técnico correcto: ÁCIDO CLORHÍDRICO

Transporte por mar:

Número UN: 1789

Clasificación IMDG: 8 II

Nombre técnico correcto: ÁCIDO CLORHÍDRICO

Transporte por aire:

Número UN: 1789

Clasificación IATA/ICAO: 8 II

Nombre técnico correcto: ÁCIDO CLORHÍDRICO

15. Información reglamentaria

Clasificación CE: Este producto está incluido en el índice de sustancias peligrosas con su número de índice CE correspondiente, por lo que ha sido clasificado según la directiva 67/548/CEE y sus adaptaciones posteriores.

Pictograma: C (Corrosivo)

Frases R: 34-37 Provoca quemaduras. Irrita las vías respiratorias.

Frases S: 26-36/37/39-45 En caso de contacto con los ojos, lávense inmediata y abundantemente con agua y acúdase a un médico. Usen indumentaria y guantes adecuados y protección para los ojos/la cara. En caso de accidente o malestar, acuda inmediatamente al médico (si es posible, muéstrelle la etiqueta).

Nº de índice CE: 017-002-01-X

16. Otras informaciones

Textos de las frases R de los componentes peligrosos de la mezcla:

Producto: Ácido clorhídrico

R34: Provoca quemaduras. R37: Irrita las vías respiratorias.

● FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD – H₂SO₄

1. Identificación de la sustancia o del preparado y de la sociedad o empresa

Identificación de la sustancia o del preparado:

Referencia del producto: AC2065

Denominación del producto: Ácido sulfúrico, 95 - 97%, para síntesis

Uso de la sustancia o el preparado:

química analítica, reactivo de laboratorio, agente acidificante, síntesis de productos orgánicos, determinación de nitrógeno.

2. Composición/información sobre los componentes

Identificación y cantidad de los componentes:

Componentes peligrosos:

Producto: Ácido sulfúrico

EC no. (EINECS) 231-639-5 CAS: 7664-93-9 EC Index: 016-020-00-8

R: 35 Pictograma: C (Corrosivo)

Contenido: > 95%

3. Identificación de peligros

Peligros que presenta la sustancia según las directivas europeas:

Provoca quemaduras graves.

4. Primeros auxilios

Tras inhalación: Tomar aire fresco. Avisar al médico.

Tras contacto con la piel: aclarar con abundante agua. Utilizar un algodón impregnado con polietilenenglicol 400 para extraer el producto. Deshacerse rápidamente de la ropa contaminada.

Tras ingestión: beber mucha agua; no vomitar (existe riesgo de perforación). Llamar enseguida al médico. No intentar realizar medidas de neutralización.

Tras contacto con los ojos: enjuagar con mucha agua, conservando los párpados bien abiertos (como mínimo

durante 10 minutos). Avisar inmediatamente al oftalmólogo.

5. Medidas de lucha contra incendios

Medios de extinción adecuados: Adecuados a las condiciones del medio ambiente.

Medios de extinción que no deben utilizarse por razones de seguridad: agua

Riesgos especiales particulares: Incombustible. En caso de incendio es posible la formación de vapores peligrosos. Al entrar en contacto con metales puede desprenderse hidrógeno gas (H₂): ¡Peligro de explosión! En caso de incendio puede formarse: sulfóxidos

Equipo de protección especial para el personal de lucha contra incendios: No permanecer en la zona de peligro sin ropa protectora adecuada y sin sistemas de respiración artificiales e independientes del ambiente.

6. Medidas a tomar en caso de vertido accidental

Precauciones individuales: No inhalar los vapores/aerosoles. Procurar no entrar en contacto con la sustancia. Ventilar bien los lugares cerrados.

Precauciones para la protección del medio ambiente: No verter por el sumidero.

Procedimientos de limpieza: Recoger con materiales absorbentes. Eliminar los residuos. Aclarar.

Observaciones adicionales: Eliminación del efecto nocivo: Neutralizar con cal, sosa cáustica diluida, arena de cal o carbonato sódico.

7. Manipulación y almacenamiento

Manipulación: Sin más exigencias.

Almacenamiento: Bien cerrado, alejado de fuentes de ignición y de calor. En lugar donde haya buena ventilación. Almacenar entre +15°C y +25°C. Sólo accesible a personas autorizadas, expertas.

8. Controles de exposición/protección personal

Valores límite de la exposición: (MAK, Alemania): 0,1 mg/m³

Controles de la exposición profesional: Los equipos de protección personal deben elegirse según el puesto de trabajo, en función de la concentración y cantidad de la sustancia peligrosa. El suministrador debería facilitar la estabilidad de los equipos de protección personal frente a los productos químicos.

Protección respiratoria: imprescindible cuando se generen vapores/aerosoles.

Protección de las manos: necesaria

Protección ocular: necesaria

Protección cutánea: Ropa resistente a los ácidos. Se recomienda protección cutánea preventiva . **Medidas de higiene particulares:** Cambiar la ropa contaminada y sumergir en agua. Lavar cara y manos tras trabajar con la sustancia.

9. Propiedades físicas y químicas

Información general:

Aspecto: líquido

Color: incoloro

Olor: inodoro

Información importante en relación con la salud, la seguridad y el medio ambiente: Valor

de pH: (49 g/l H₂O, 25 °C) 0,3

Punto/intervalo de ebullición: ~ 310 °C

Punto de destello: ---

Límites de explosión (bajo): ---

Límites de explosión (alto): ---

Presión de vapor: (20 °C) ~ 0,0001 hPa

Densidad (20 °C): 1,84 g/cm³
Solubilidad en agua: (20 °C): miscible
Solubilidad en: etanol: miscible
Viscosidad: ---

Densidad de vapor relativa: ~ 3,4
Índice de refracción: ---
Punto/intervalo de fusión: ~ -15 °C
Punto de ignición: ---

10. Estabilidad y reactividad

Condiciones a evitar: Calentamiento fuerte.

Materias a evitar: agua, metales alcalinos (sodio, litio, potasio...), compuestos alcalinos, amoníaco, metales alcalinotérreos (magnesio, calcio...), soluciones de hidróxidos alcalinos, ácidos, compuestos alcalinotérreos, metales, aleaciones metálicas, óxidos de fósforo, fósforo, hidruros, halogenuros de halógeno, halogenatos, permanganatos, nitratos, carburos, sustancias inflamables, disolventes orgánicos, acetiluros, nitrilos, nitrocompuestos orgánicos, anilinas, compuestos peróxidos, picratos, nitruros, litio siliciuro.

Productos de descomposición peligrosos: En caso de incendio: véase capítulo 5.

Información adicional: higroscópico (capta moléculas de agua). Corrosivo; incompatible con varios metales, tejidos de plantas/animales.

11. Información toxicológica

Toxicidad aguda:

DL50 (oral, rata): 2140 mg/kg

CL50 (inhalación, rata): 510 mg/m³ /2h. (sustancia pura).

Síntomas específicos en estudios con animales:

Ensayo de irritación ocular (conejos): quemaduras

Ensayo de irritación de la piel (conejos): quemaduras

En base a otras características peligrosas del producto, no se presentan otros val ores toxicológicos.

Toxicidad de subaguda a crónica:

Actividad mutagénica: Mutagenicidad bacteriana: Test de Ames negativo

Actividad teratógena: No teratógeno en experimentos con animales.

Informaciones complementarias sobre toxicidad:

Tras inhalación: Después de la inhalación del producto en forma de aerosol se dañan las mucosas implicadas.

Tras contacto con la piel: graves quemaduras con ulceraciones.

Tras contacto con los ojos: quemaduras. Riesgo de lesiones oculares graves.

Tras ingestión: fuertes dolores (peligro de perforación), malestar general, vómito, diarreas. Después de un periodo de latencia de varias semanas puede aparecer una estenosis del píloro.

Información adicional:

Este producto debe manejarse con los cuidados especiales de los productos químicos.

12. Informaciones ecológicas

Ecotoxicidad: Perjudicial para los organismos acuáticos. Efecto nocivo por alteración del pH. Efecto tóxico sobre peces y algas. No causa demanda biológica de oxígeno. No es de esperar un enriquecimiento en los organismos. Si penetra en suelos o acuíferos, resulta peligroso para el agua potable. Puede darse una neutralización en las depuradoras.

Toxicidad de dafnia: Daphnia magna CE50: 29 mg/l /24h.

Persistencia y degradabilidad:

Biodegradabilidad: Para las sustancias inorgánicas no podemos aplicar los métodos para la determinación de la biodegradabilidad.

Observaciones ecológicas adicionales: ¡No incorporar a suelos ni acuíferos!

13. Consideraciones relativas a la eliminación

Producto: Los criterios homogéneos para la eliminación de residuos químicos no están regulados, por ahora, en la Unión Europea. Los residuos, procedentes del uso habitual de los productos químicos, poseen, generalmente, el carácter de residuos especiales. Existen leyes y disposiciones locales que regulan la eliminación de estos residuos en los países de la UE. Para informarse sobre su caso particular, rogamos que se ponga en contacto con la Administración Pública, o bien con una Empresa autorizada para la gestión de residuos.

Envases: Se procederá según las disposiciones oficiales para eliminarlos. Los embalajes contaminados deberán ser sometidos a las mismas medidas aplicadas al producto químico contaminante. Los embalajes no contaminados serán tratados como material recicitable o como residuos domésticos.

14. Información relativa al transporte

Transporte por carretera:

Número UN: 1830

Clasificación ADR: 8 C1 II

Nombre técnico correcto: ÁCIDO SULFÚRICO

Transporte por mar:

Número UN: 1830

Clasificación IMDG: 8 II

Nombre técnico correcto: ÁCIDO SULFÚRICO

Transporte por aire:

Número UN: 1830

Clasificación IATA/ICAO: 8 II

Nombre técnico correcto: ÁCIDO SULFÚRICO

15. Información reglamentaria

Clasificación CE: Este producto está incluido en el índice de sustancias peligrosas con su número de índice CE correspondiente, por lo que ha sido clasificado según la directiva 67/548/CEE y sus adaptaciones posteriores.

Pictograma: C (Corrosivo)

Frases R: 35 Provoca quemaduras graves.

Frases S: 26-30-36/37/39-45 En caso de contacto con los ojos, lávense inmediata y abundantemente con agua y acudase a un médico. No echar jamás agua al producto. Usen indumentaria y guantes adecuados y protección para los ojos/la cara. En caso de accidente o malestar, acuda inmediatamente al médico (si es posible, muéstrelle la etiqueta).

Nº de índice CE: 016-020-00-8

16. Otras informaciones

Textos de las frases R de los componentes peligrosos de la mezcla:

Producto: Ácido sulfúrico

R35: Provoca quemaduras graves.

● **FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD – K₂Cr₂O₇**

Identificación de la sustancia o del preparado y de la sociedad o empresa

Identificación de la sustancia o del preparado:

Referencia del producto: PO0218

Denominación del producto: Potasio dicromato, solución 1/120 mol/l (0,05 N)

Uso de la sustancia o el preparado:

química analítica, valorante en análisis volumétrico, agente oxidante.

1. Composición/información sobre los componentes

Descripción: Solución acuosa.

Identificación y cantidad de los componentes:

Componentes peligrosos:

Producto: Potasio dicromato

EC no. (EINECS) 231-906-6 CAS: 7778-50-9 EC Index: 024-002-00-6

R: 49-46-E21-E25-E26-37/38-41-43-50/53 Pictograma: T+ (Muy tóxico); N (Peligroso para el medio ambiente)

Contenido: 0,2 - 0,5%

2. Identificación de peligros

Peligros que presenta la sustancia según las directivas europeas:

Puede causar cáncer por inhalación. Puede causar alteraciones genéticas hereditarias. Nocivo para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático. Evítese la exposición - recábense instrucciones especiales antes del uso.

3. Primeros auxilios

Tras inhalación: Tomar aire fresco.

Tras contacto con la piel: aclarar con abundante agua. Quitar la ropa contaminada.

Tras ingestión: beber abundante agua, provocar vómitos. Avisar al médico.

Tras contacto con los ojos: aclarar con abundante agua, con los párpados bien abiertos. Si no desaparecen las molestias, llamar al oftalmólogo.

4. Medidas de lucha contra incendios

Medios de extinción adecuados: Agua, espuma.

Riesgos especiales particulares: Incombustible

Equipo de protección especial para el personal de lucha contra incendios: No permanecer en la zona de peligro sin ropa protectora adecuada y sin sistemas de respiración artificiales e independientes del ambiente.

Información adicional: Procurar que el agua de extinción no penetre en acuíferos superficiales o subterráneos.

5. Medidas a tomar en caso de vertido accidental

Precauciones individuales: No inhalar los vapores/aerosoles. Procurar no entrar en contacto con la sustancia. Ventilar bien los lugares cerrados.

Precauciones para la protección del medio ambiente: No verter por el sumidero.

Procedimientos de limpieza: Recoger con materiales absorbentes. Eliminar los residuos. Aclarar.

6. Manipulación y almacenamiento

Manipulación: Trabajar bajo una vitrina extractora. No inhalar la sustancia. Evitar la formación de vapores o aerosoles.

Almacenamiento: Almacenar bien cerrado, en lugar bien ventilado. Almacenar entre +15°C y +25°C. No puede ser almacenado indefinidamente (tiempo de almacenaje limitado).

7. Controles de exposición/protección personal

Valores límite de la exposición: (MAK, Alemania):

Controles de la exposición:

Cancerígeno. Categoría 2: Sustancias que pueden considerarse como carcinogénicas para el hombre. Se dispone de suficientes elementos para suponer que la exposición del hombre a tales sustancias puede producir cáncer. Dicha presunción se fundamenta generalmente en:

- estudios apropiados a largo plazo en animales,
- otro tipo de información pertinente.

- Mutagénico. Categoría 2: Sustancias que pueden considerarse como mutagénicas para el hombre. Se dispone de suficientes elementos para suponer que la exposición del hombre a tales sustancias puede producir alteraciones genéticas hereditarias. Dicha presunción se fundamenta generalmente en:

- estudios apropiados en animales,
- otro tipo de información pertinente.

Controles de la exposición profesional: Los equipos de protección personal deben elegirse según el puesto de trabajo, en función de la concentración y cantidad de la sustancia peligrosa. El administrador debería facilitar la estabilidad de los equipos de protección personal frente a los productos químicos.

Protección respiratoria: imprescindible cuando se generen vapores/aerosoles.

Protección de las manos: necesaria

Protección ocular: necesaria

Protección cutánea: Aplicar protección cutánea.

Medidas de higiene particulares: Cambiar enseguida la ropa contaminada. Lavar cara y manos tras trabajar con la sustancia. No comer ni beber en el lugar de trabajo en ningún caso. Trabajar bajo una vitrina extractora. No inhalar la sustancia.

8. Propiedades físicas y químicas

Información general:

Aspecto: líquido

Color: naranja

Olor: inodoro

Información importante en relación con la salud, la seguridad y el medio ambiente: Valor de pH: ---

Punto/intervalo de ebullición: ---

Punto de destello: ---

Límites de explosión (bajo): ---

Límites de explosión (alto): ---

Presión de vapor: ---

Densidad (20 °C): ---

Solubilidad en agua: (20 °C): miscible

Viscosidad: ---

Índice de refracción: ---

Punto/intervalo de fusión: ---

Punto de ignición: ---

9. Estabilidad y reactividad

Condiciones a evitar: Calentamiento

Materias a evitar: Los reaccionantes con agua conocidos.

Productos de descomposición peligrosos: No disponemos de información.

10. Información toxicológica

Toxicidad aguda:

DL50 (oral, rata): 25 mg/kg (toxiccomponent)

CL50 (inhalación, rata): 0,094 mg/l /4h. (componente tóxico)

DL50 (dermal, conejo): 1640 mg/kg (componente tóxico)

Toxicidad de subaguda a crónica:

Possible sensibilización en personas predispuestas.

Actividad carcinogénica: El producto resultó cancerígeno en experimentos con animales efectuados en condiciones parecidas a las del lugar de trabajo.

Actividad mutagénica: Hay indicios de alteraciones genéticas hereditarias en experimentos con animales.

Informaciones complementarias sobre toxicidad:

Propiedades previsibles de acuerdo con los ingredientes del preparado:

Para compuestos de cromo (VI) inhalables:

Efectos sistémicos:

Tras absorción: Riesgo de methemoglobinemia. Después de absorber la sustancia pueden aparecer daños en el hígado y en los riñones.

Tras inhalación: absorción; quemaduras de las mucosas; afecciones en las mucosas nasales (riesgo de perforación). Irritación de las vías respiratorias.

Tras contacto con la piel: quemaduras, graves quemaduras con ulceraciones. En caso de que la sustancia penetre en heridas abiertas, se producen ulceraciones de difícil curación. Posibilidad de sensibilización en contacto con la piel.

Tras contacto con los ojos: quemaduras **Tras ingestión:** quemaduras. importantes trastornos en el tracto gastrointestinal y descomposiciones sangrientas, espasmos, vómito (¡neumonía aspiratoria!), paro circulatorio, pérdida del conocimiento, afecciones cardiovasculares.

Efectos sistémicos: Riesgo de methemoglobinemia. Después de absorber la sustancia pueden aparecer daños en el hígado y en los riñones.

11. Informaciones ecológicas

Ecotoxicidad: Nocivo para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.

Toxicidad para los peces:

Leuciscus idus CL50 : 272 mg/l

P. promelasCL50 : 176 mg/l

GambusiaaffinisCL50 : 140 mg/l /96h.

Toxicidad de dafnia: Daphnia magna CE50: 0,89 mg/l

Observaciones ecológicas adicionales:

¡No incorporar a suelos ni acuíferos!

12. Consideraciones relativas a la eliminación

Producto: Los criterios homogéneos para la eliminación de residuos químicos no están regulados, por ahora, en la Unión Europea. Los residuos, procedentes del uso habitual de los productos químicos, poseen, generalmente, el carácter de residuos especiales. Existen leyes y disposiciones locales que regulan la eliminación de estos residuos en los países de la UE. Para informarse sobre su caso particular, rogamos que se ponga en contacto con la Administración Pública, o bien con una Empresa autorizada para la gestión de residuos.

Envases: Se procederá según las disposiciones oficiales para eliminarlos. Los embalajes contaminados deberán ser sometidos a las mismas medidas aplicadas al producto químico contaminante. Los embalajes no

contaminados serán tratados como material recicitable o como residuos domésticos.

13. Información relativa al transporte

Exento de las normas de transporte.

14. Información reglamentaria

Clasificación CE: Este producto está incluido en el índice de sustancias peligrosas con su número de índice CE correspondiente, por lo que ha sido clasificado según la directiva 67/548/CEE y sus adaptaciones posteriores.

Pictograma: T (Tóxico)

Frases R: 49-46-52/53 Puede causar cáncer por inhalación. Puede causar alteraciones genéticas hereditarias. Nocivo para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.

Frases S: 53-45-61 Evítese la exposición-recábense instrucciones especiales antes del uso. En caso de accidente o malestar, acuda inmediatamente al médico (si es posible, muéstrela la etiqueta). Evítese su liberación al medio ambiente. Recábense instrucciones específicas de la ficha de datos de seguridad. **Nº de índice CE:** 024-002-00-6

15. Otras informaciones

Textos de las frases R de los componentes peligrosos de la mezcla:

Producto: Potasio dicromato

R49: Puede causar cáncer por inhalación. R46: Puede causar alteraciones genéticas hereditarias. RE21: También nocivo en contacto con la piel. RE25: También tóxico por ingestión. RE26: También muy tóxico por inhalación. R37/38: Irrita las vías respiratorias y la piel. R41: Riesgo de lesiones oculares graves. R43: Posibilidad de sensibilización en contacto con la piel. R50/53: Muy tóxico para los organismos acuáticos, puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio ambiente acuático.

● FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD – Fe(No3)3

1. Identificación de la sustancia o del preparado y de la sociedad o empresa

2. Identificación de la sustancia o del preparado:

Referencia del producto: HI0340

Denominación del producto: Hierro(III) nitrato nonahidrato, purísimo

Uso de la sustancia o el preparado: química analítica, agente oxidante, reactivo de laboratorio.

3. Composición/información sobre los componentes

Identificación y cantidad de los componentes:

CAS: 7782-61-8

Peso molecular: 404.00

Número CE: 233-899-5

Formula: Fe(No3)3·9H2O

4. Identificación de peligros

Peligros que presenta la sustancia según las directivas europeas:

Peligro de fuego en contacto con materias combustibles. Irrita los ojos y la piel.

5. Primeros auxilios

Tras inhalación: Tomar aire fresco.

Tras contacto con la piel: Aclarar con abundante agua. Quitar la ropa contaminada.

Tras ingestión: Beber abundante agua, provocar vómitos. Avisar al médico.

Tras contacto con los ojos: Aclarar con abundante agua, con los párpados bien abiertos. Si no desaparecen las molestias, llamar al oftalmólogo.

6. Medidas de lucha contra incendios

Medios de extinción adecuados: Adecuados a las condiciones del medio ambiente.

Riesgos especiales particulares: Incombustible. Favorece un incendio. Mantener alejado de sustancias combustibles.

En caso de incendio es posible la formación de gases de combustión o vapores peligrosos. En caso de incendio puede formarse: gases nitrosos.

Equipo de protección especial para el personal de lucha contra incendios: No permanecer en la zona de peligro sin ropa protectora adecuada y sin sistemas de respiración artificiales e independientes del ambiente.

Información adicional: Precipitar vapores emergentes con agua.

Procurar que el agua de extinción no penetre en acuíferos superficiales o subterráneos.

7. Medidas a tomar en caso de vertido accidental

Precauciones individuales: Procurar no entrar en contacto con la sustancia. Procurar que no se forme polvo; intentar no inhalar el polvo. Ventilar bien los lugares cerrados.

Precauciones para la protección del medio ambiente: No verter por el sumidero.

Procedimientos de limpieza: Recoger en seco y eliminar los residuos. Aclarar.

8. Manipulación y almacenamiento

Manipulación: Sin más exigencias.

Almacenamiento: Almacenar bien cerrado, seco. Alejado de sustancias inflamables, de fuentes de ignición y de calor. Temperatura de almacenamiento: sin limitaciones.

9. Controles de exposición/protección personal

Valores límite de la exposición: (MAK, Alemania):

Controles de la exposición:

Controles de la exposición profesional: Los equipos de protección personal deben elegirse según el puesto de trabajo, en función de la concentración y cantidad de la sustancia peligrosa. El suministrador debería facilitar la estabilidad de los equipos de protección personal frente a los productos químicos.

Protección respiratoria: necesaria cuando se genera polvo.

Protección de las manos: necesaria

Protección ocular: necesaria

Protección cutánea: Se recomienda protección cutánea preventiva .

Medidas de higiene particulares: Cambiar la ropa contaminada. Lavarse las manos tras trabajar con la sustancia.

10. Propiedades físicas y químicas

Información general:

Aspecto: sólido
Color: violeta azulado
Olor: a nítrico

Información importante en relación con la salud, la seguridad y el medio ambiente: Valor de pH: (100 g/l H₂O, 20 °C) ~ 1,3

Punto/intervalo de ebullición: ---

Punto de destello: ---

Límites de explosión (bajo):

Límites de explosión (alto):

Presión de vapor:

Densidad (20 °C): ---

Solubilidad en agua: (20 °C): soluble

Solubilidad en:

etanol: soluble

acetona: soluble

Viscosidad: ---

Índice de refracción: ---

Punto/intervalo de fusión: 47 °C (decomposes)

Punto de ignición: ---

11. Estabilidad y reactividad

Condiciones a evitar: No disponemos de información.

Materias a evitar: compuestos inflamables orgánicos, agentes reductores. **Productos de descomposición peligrosos:** En caso de incendio: véase capítulo 5. **Información adicional:** oxidante, sensible a la humedad.

12. Información toxicológica

Toxicidad aguda:

DL50 (oral, rata): 3250 mg/kg

Informaciones complementarias sobre toxicidad:

Tras inhalación: Irritación de las mucosas, dificultad para respirar y tos.

Tras contacto con la piel: Fuerte irritación.

Tras contacto con los ojos: Fuerte irritación.

Tras ingestión: Irritaciones de las mucosas en la boca, faringe, esófago y tracto gastrointestinal, dolores de estómago, náuseas, vómito, diarrea sanguinaria, colapso.

Información adicional:

Para nitritos/nitratos en general:

Tras absorber cantidades importantes: methemoglobinemia.

No pueden descartarse propiedades peligrosas adicionales.

Este producto debe manejarse con los cuidados especiales de los productos químicos.

13. Informaciones ecológicas

Ecotoxicidad:

Toxicidad para los peces: Leuciscus idus CL50 : 10-20 mg/l.

Persistencia y degradabilidad: Para las sustancias inorgánicas no podemos aplicar los métodos para la determinación de la biodegradabilidad.

Observaciones ecológicas adicionales:

Para compuestos solubles de hierro: Toxicidad para los peces: tóxico desde 0,9 mg/l (pH = 6,5 - 7,5); resulta letal para los peces desde 1mg/l (pH 5,5 - 6,7). El límite superior para la supervivencia de los peces es 50 mg/l Fe.

Cuando precipitan escamas de iones de hierro en medio básico, se daña automáticamente a los organismos acuáticos.

Para nitratos en general:

Pueden contribuir a la eutrofia de acuíferos. Peligrosos para el agua potable.

Toxicidad para los peces CL50 :> 500 mg/l.

¡No incorporar a suelos ni acuíferos!

14. Consideraciones relativas a la eliminación

Producto: Los criterios homogéneos para la eliminación de residuos químicos no están regulados, por ahora, en la Unión Europea. Los residuos, procedentes del uso habitual de los productos químicos, poseen, generalmente, el carácter de residuos especiales. Existen leyes y disposiciones locales que regulan la eliminación de estos residuos en los países de la UE. Para informarse sobre su caso particular, rogamos que se ponga en contacto con la Administración Pública, o bien con una Empresa autorizada para la gestión de residuos.

Envases: Se procederá según las disposiciones oficiales para eliminarlos. Los embalajes contaminados deberán ser sometidos a las mismas medidas aplicadas al producto químico contaminante. Los embalajes no contaminados serán tratados como material recicitable o como residuos domésticos.

15. Información relativa al transporte

Transporte por carretera:

Número UN: 1466

Clasificación ADR: 5.1 O2 III

Nombre técnico correcto: NITRATO FÉRRICO III

Transporte por mar:

Número UN: 1466

Clasificación IMDG: 5.1 III

Nombre técnico correcto: NITRATO FÉRRICO III

Transporte por aire:

Número UN: 1466

Clasificación IATA/ICAO: 5.1 III

Nombre técnico correcto: NITRATO FÉRRICO III

16. Información reglamentaria

Clasificación CE: Este producto no está incluido en el índice de sustancias peligrosas con su número de índice CE correspondiente, por lo que ha sido clasificado siguiendo el anexo VI de la directiva 2001/59/CE.

Pictograma: O (Comburente), Xi (Irritante)

Frases R: 8-36/38 Peligro de fuego en contacto con materias combustibles. Irrita los ojos y la piel.

Frases S: 26 En caso de contacto con los ojos, lávense inmediata y abundantemente con agua y acúdase a un médico

BIBLIOGRAFÍA SUGERIDA PARA EL ESTUDIO DE LOS CONTENIDOS:

- WHITTEN K., DAVIS R., PECK M. (2015) *Química*. 10º edición. Editorial Cengage Learning. México.
- FELDER, R.M. Y ROUSSEAU, R.W. (2015). Elementary Principles of chemical processes, John Wiley and Sons, 4 th Edition.
- ATKINS Y JONES (2013). Principios de Química. Los caminos del descubrimiento. 5º edición. Editorial Médica Panamericana.
- BROWN T. y col.(2011). Química: La ciencia central. 9º edición. Pearson Educ.
- CALLEJA PARDO (2016) Nueva Introducción a la Ingeniería Química. Ed. Síntesis. España.
- Material didáctico preparado especialmente por la cátedra (Revisado y actualizado anualmente)

Para consulta en biblioteca:

- MAHAN – MYERS. (1980) Química. Curso Universitario.
- MAHAN – MCCLELLAN – MCNAB – NICHOLSON (1985) Chemistry–An experimental science – Chemical Education Material Study
- REBOIRAS M. (2006). *Química, La Ciencia Básica*. Editorial Thomson. España.
- UMLAND J., BELLAMA J. (2000). *Química General*. Editorial Thomson. (México)
- CALLEJA G., GARCÍA, F., DE LUCAS, A., PRATS, D., RODRÍGUEZ, J.M. "Introducción a la Ingeniería Química" Ed. Síntesis (2004).
- HEIN M. ARENA S. (2005). *Fundamentos De Química*. Editorial Thomson. México.

Este material se terminó de revisar en Julio de 2025.