

Universidad Nacional de Cuyo
Facultad de Ingeniería

Aplicando conocimientos de Química.

Manual de Laboratorio para
Ingeniería Civil.



Facultad de Ingeniería - UNCUyo
Asignatura: Química General - Carrera: Ingeniería Civil
Manual de Laboratorio para Ingeniería Civil

MDLiC



Prólogo

La Química es una ciencia aplicada que estudia a la materia desde su composición, estructura, características y las modificaciones que pudiera sufrir por determinados procesos, permitiendo el desarrollo de nuevos materiales con propiedades específicas. Si bien los profesionales químicos tienen como objeto el estudio de los materiales, generalmente son los ingenieros los responsables de aprovechar estos conocimientos para caracterizar y diseñar un material en particular.

El abordaje de la Química, como disciplina científica, se basa en la observación e interpretación del mundo físico y en la interacción responsable con el medio natural, aplicar el razonamiento lógico y emplear herramientas matemáticas para describir, interpretar, predecir y representar los distintos fenómenos en estudio.

En miras de estos propósitos, consideramos que el estudiante necesita interactuar con un mismo concepto en escenarios diferentes para poder comprenderlo de manera integral. Es por ello, que la propuesta pedagógica proyectada en este libro intenta establecer un equilibrio entre los contenidos conceptuales, su razonamiento y aplicaciones.

Concibiendo que el aprendizaje de la química se concreta en el laboratorio, confiamos que este instrumento brindará al estudiante, la posibilidad de aprender algunas aplicaciones prácticas, que esperamos le permita aumentar su destreza en la resolución de problemas y su capacidad crítica, desarrollando aquellas competencias que involucren además de sus conocimientos, su ingenio, creatividad, curiosidad entre otras capacidades.

Sabemos que ni la enseñanza ni el aprendizaje de la Química constituyen una tarea fácil, no obstante, confiamos en que este instrumento de trabajo resultará de utilidad para nuestros estudiantes, para quienes de manera especial está dirigido.

COMPETENCIAS GENÉRICAS

El proyecto Alfa Tuning (2007) define competencia como las “capacidades que todo ser humano necesita para resolver, de manera eficaz y autónoma, las situaciones de vida. Se fundamentan en un saber profundo, no sólo saber qué y saber cómo, sino saber ser persona en un mundo complejo cambiante y competitivo.

Las características de la Educación Superior requieren que quien inicia una carrera universitaria deba poseer el dominio de una serie de competencias básicas entre las cuales cumple un papel muy importante el manejo de las formas más complejas del lenguaje. Asimismo, el aprendizaje constituye un proceso complejo que se compone de competencias diferentes que convergen en el resultado final formativo (CONFEDI 2009).

Este trabajo pretende ser un aporte para mejorar la enseñanza, en base a una programación y desarrollo de actividades prácticas que permitan a los estudiantes asimilar e internalizar una serie de competencias tendientes a fortalecer en forma integral su futuro desempeño laboral profesional, tanto en lo técnico como en valores y ética profesional.

Competencias tecnológicas

Contribuir, junto al resto de las asignaturas, a la adquisición de las competencias necesarias por parte de los estudiantes para alcanzar un pleno desarrollo profesional y la integración activa en la sociedad.

Competencias sociales, políticas y actitudinales en comunicación

Comunicarse con efectividad: la interpretación, organización y comprensión de la información le permitirá al estudiante desarrollar la capacidad de transmitir la información en datos y las conclusiones empleando una terminología específica y argumentando con rigor, precisión y orden adecuado en base a los conocimientos que vaya adquiriendo.

Actuar con ética, responsabilidad y compromiso social: potenciar la objetividad en las apreciaciones de los estudiantes, el rigor en sus razonamientos y la capacidad de argumentar con coherencia, para que ello impacte en la toma de decisiones, la resolución de problemas y conflictos de manera racional y reflexiva, desde la tolerancia y el respeto por el futuro profesional.

Aprender en forma continua y autónoma: estimulando la habilidad para iniciar, organizar y persistir en el aprendizaje. Aportes: material mediado de conceptos teóricos, informe pre-armado, normas y criterios de aceptación o cumplimiento, rúbricas de autoevaluación.

AGRADECIMIENTOS

Al equipo docente del espacio curricular Química General e Inorgánica.

A la Facultad de Ingeniería de la Universidad Nacional de Cuyo.

A la Secretaría de Investigación, Internacionales y de Posgrado (SIIP) de la Universidad Nacional de Cuyo por su apoyo financiero en el proyecto 06/B384.

AUTORES:

DRA. GRACIELA VALENTE,

DRA. CECILIA MEDAURA

Y DRA. REBECA PURPORA

ÍNDICE



I. Medidas Generales de Seguridad en el Laboratorio

1. Elementos de seguridad y vías de evacuación	7
2. Ropa adecuada	7
3. Protección de los ojos	7
4. Normas higiénicas	7
5. Condiciones del área de trabajo	7
6. Conducta en el laboratorio	8
7. Experimentos no autorizados	8
8. Utilización de equipos y aparatos	8
9. Manipulación de productos químicos	8
10. Recogida de residuos	8

II. Primeros auxilios en casos de accidentes

1. Fuego en el laboratorio	10
2. Quemaduras	10
3. Cortes	10
4. Derramamiento de productos químicos sobre la piel	10
5. Corrosión en los ojos	10
6. En caso de ingestión de productos	11
7. En caso de inhalación de productos	11

III. Materiales de Laboratorio

Tabla 1. Materiales de uso general	13
Tabla 2. Material de laboratorio graduado y de medidas	16
Tabla 3. Elementos de soporte y sujeción	17
Tabla 4. Material de limpieza	19

IV. Conceptos fundamentales para las prácticas de Laboratorio en Ingeniería Civil

1. Reacciones y ecuaciones químicas	21
2. Soluciones	22
3. Análisis volumétrico o titulación	25
4. Análisis colorimétrico	27
5. Medición de pH	30

V. Introducción teórica: polímeros y pinturas

1. Polímeros	34
2. Homopolímeros y copolímeros	34
3. Grado de polimerización	35
4. Estructura de la cadena	35
5. Clasificación de los polímeros	35
6. Origen de los polímeros	36
7. Polímeros naturales	36
8. Polímeros sintéticos	37
9. Propiedades de los polímeros	37
10. Ejemplos y aplicaciones	38
11. Propiedades mecánicas	39
12. Polimerización	39
13. Polimerización por adición	39
14. Polimerización por condensación	40
15. Polímeros inorgánicos	42
16. Vulcanización	42
17. Adhesivos	42
18. Aditivos para plásticos	42
19. Identificación de polímeros	43
20. Pinturas	44

VI. Actividad experimental: polímeros y pinturas

1. Objetivos	47
2. Materiales y reactivos	47
3. Polímeros	47
4. Pinturas	49
5. Conclusiones	50

VII. Introducción Teórica: Agua

1. Definición y Propiedades	53
2. Composición de aguas naturales	53
3. Deterioro de la calidad	54
4. Indicadores de calidad	54
5. Iones presentes en el agua	55
6. Agua para consumo humano	56
7. Agua para mezcla	56
8. Agua para curado	56

VIII. Actividad experimental: Agua

1. Objetivos	58
2. Materiales y reactivos	58
3. Caracteres físico-químicos	58
4. Análisis cualitativo	59
5. Análisis cuantitativo	60
6. Conclusiones	62

IX. Introducción Teórica: Metales

1. Reacciones con transferencia de electrones (redox)	64
2. Ajuste de las reacciones por el método del ión-electrón	64
3. Electroquímica	67
4. Celda electroquímica	67
5. Diagrama de celda	68
6. Potencial de pila	68
7. Celda electrolítica	68
8. Ley de faraday	69
9. Corrosión	69

X. Actividad Experimental: Metales

1. Objetivos	73
2. Materiales y reactivos	73
3. Estudio de algunas reacciones con metales	73
4. Pasivación del hierro	75
5. Corrosión en agua	75
6. Protección catódica	76
7. Conclusiones	77

XI. Introducción Teórica: Cemento, agregado fino y suelo

1. Concreto	79
2. Cemento	79
3. Composición de cemento	80
4. Hidratación del cemento	81
5. Sanidad del cemento	81
6. Agregados	82
7. Suelos	82

XII. Actividad experimental: Cemento, agregado fino y suelo

1. Objetivos	86
2. Materiales y reactivos	86
3. Cemento	86
4. Agregado fino	89
5. Suelo	90
6. Criterios de aptitud	91
7. Conclusiones	91

XIII. Apéndice

1. Preparación de soluciones para el trabajo práctico de laboratorio: Agua	94
2. Preparación de soluciones para el trabajo práctico de laboratorio: Cemento, agregado fino y suelo.	94

XIV. Bibliografía

1. Libros	97
2. Normas IRAM	97
3. Sitios web	98



I. Medidas Generales de Seguridad en el Laboratorio

I. Medidas Generales de Seguridad en el Laboratorio



En cada práctica de laboratorio estará presente un docente responsable quien dará las pautas de trabajo y las recomendaciones correspondientes.

1. Elementos de seguridad y vías de evacuación

Todos los estudiantes deben familiarizarse con los elementos de seguridad con los que se dispone para realizar los trabajos prácticos, siendo necesaria la localización de extintores, duchas de seguridad, así como las salidas sean o no de emergencia.

2. Ropa adecuada

El uso de guardapolvo es obligatorio para evitar posibles salpicaduras de productos químicos. Por el mismo motivo no se permite el ingreso con falda, pantalones cortos ni sandalias. Los cabellos largos suponen un riesgo que se puede evitar recogéndolos.

3. Protección de los ojos

El uso de las gafas de seguridad es obligatorio. Si utiliza lentes de contacto, es recomendable el uso de gafas de seguridad cerradas.

Si un producto químico le salpica los ojos informar de lo que ha ocurrido al profesor y lavar los ojos completamente. No tocarse los ojos sin lavarse bien las manos.

4. Normas higiénicas

No se debe comer ni beber en el laboratorio.

Lavarse siempre las manos después de realizar un experimento y antes de salir del laboratorio.

No inhalar, probar ni oler productos químicos.

Para la medida de ácidos, bases o cualquier tipo de soluciones y solventes no pipetear nunca directamente con la boca. Utilizar pipetas, empleando propipetas, o probetas.

5. Condiciones del área de trabajo

Mantener siempre limpia la mesada, libre de libros, abrigos y bolsos. Los productos derramados se tienen que limpiar inmediatamente.

En caso de rotura de termómetros, avisar inmediatamente al docente responsable.

6. Conducta en el laboratorio

No abandonar el sitio de trabajo mientras se esté realizando alguna reacción o destilación.

La conducta personal tiene que ser correcta y ejercitar el sentido común. No hacer bromas, correr, empujar, gritar.

7. Experimentos no autorizados

No se deben realizar nunca experimentos que no sean autorizados por el docente.

8. Utilización de equipos y aparatos

No utilizar nunca un equipo o aparato sin conocer perfectamente su funcionamiento. En caso de duda, preguntar siempre al docente responsable.

Los equipos y aparatos que se utilizan se deben dejar siempre limpios y en perfecto estado para ser utilizados nuevamente.

9. Manipulación de productos químicos

Los productos químicos pueden ser peligrosos por sus propiedades tóxicas, corrosivas, inflamables o explosivas, por lo cual se deben manipular con mucho cuidado.

El peligro más grande en el laboratorio es el fuego. Se debe evitar la presencia de llamas abiertas siempre y cuando sea posible. Si el uso de un mechero bunsen es inevitable, asegúrese de la no existencia de productos inflamables a su alrededor, en especial disolventes.

No inhalar los vapores de los productos utilizados y trabajar bajo campana, especialmente con productos tóxicos, irritantes, corrosivos o lacrimógenos.

Evitar el contacto de productos químicos con la piel. Utilizar guantes de un solo uso para manipular productos tóxicos o corrosivos.

Todos los productos deben estar correctamente etiquetados. No utilizar productos sin etiquetar.

No sustituya nunca un producto químico por otro en un experimento, a no ser que lo indique el docente.

Para calentar productos, dirigir la abertura de los recipientes en sentido contrario a uno mismo o a otras personas próximas. No calentar nunca un recipiente totalmente cerrado.

10. Recogida de residuos

Depositar el material de vidrio roto en los recipientes correspondientes. Los papeles se deben tirar a las papeleras.

No tirar directamente a la pileta más que disoluciones salinas neutras. Seguir las normas de eliminación de productos indicados por el docente.



II. Primeros Auxilios en casos de accidentes

II. Primeros auxilios en caso de accidentes



1. Fuego en el laboratorio

Si el fuego es pequeño y localizado, retirar los productos y materiales inflamables que haya a su alrededor. Apagarlo utilizando el extintor adecuado o ahogándolo. No utilizar nunca agua para apagar un fuego provocado por la inflamación de un disolvente.



Si no se puede controlar el fuego, avisar al docente responsable, accionar la alarma de fuego y evacuar el laboratorio con calma.

Ante ropa que se quema pedir ayuda, no correr, tirarse al suelo y rodar sobre sí mismo para apagar las llamas. No correr ni intentar llegar a una ducha de seguridad si no es que está muy cerca. No utilizar nunca un extintor sobre una persona.

QUEMADURAS >



2. Quemaduras

Lavar la zona afectada con agua fría durante 10-15 minutos. Si es extensa, utilizar las duchas de seguridad y pedir asistencia médica inmediata. No utilizar pomadas o cremas grasosas.

CORTES >



3. Cortes

Es necesario lavarlos bien con agua y después aplicar un apósito adecuado. Si son grandes y no paran de sangrar pedir asistencia médica inmediata.

4. Derrame de productos químicos sobre la piel

Todo producto químico derramado sobre la piel tiene que ser lavado inmediatamente con agua corriente durante 10-15 minutos. Si no es suficiente con el lavado de la pileta, utilizar la ducha de seguridad. Si el guardapolvo se ha contaminado, retirarlo rápidamente.

5. Corrosión en los ojos

Lavar los dos ojos con abundante agua corriente durante 15 minutos como mínimo. Es necesario mantener el ojo abierto y separar los párpados para facilitar el lavado. Pedir asistencia médica inmediata, por pequeña que parezca la lesión.



6. En caso de ingestión de productos

No provocar el vómito si el producto ingerido es corrosivo. Diluir el corrosivo bebiendo abundante cantidad de agua. Pedir asistencia médica inmediata.

7. En caso de inhalación de productos

Llevar inmediatamente a la persona afectada a un sitio con aire fresco. Pedir asistencia médica inmediata.



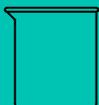
III. Materiales de Laboratorio

III. Materiales de Laboratorio

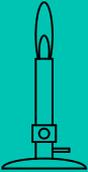


En las Tabla 1 a 4 se consignan los materiales de uso común en el laboratorio para las actividades prácticas propuestas, los materiales graduados y de medida, los elementos de soporte y sujeción, como así también los elementos utilizados para la limpieza del material de laboratorio. Se incluye una breve descripción del material, sus usos y características principales.

Tabla 1. Materiales de laboratorio de uso general

Figura	Nombre	Descripción
	Tubo de ensayo	Recipiente que sirve para realizar experimentos o ensayos. Están fabricados con vidrio incoloro, resistente al calor, con o sin borde y con fondo redondeado.
	Erlenmeyer	Es de forma cónica, cuello corto y fondo plano, resistente al calor. Por su forma, es ideal para agitar soluciones. Sin graduar o graduado, sólo da un volumen aproximado.
	Vaso de precipitado	Recipiente de vidrio con forma cilíndrica, se fabrican de distintos tamaños y capacidades. Sin graduar o graduado, sólo da un volumen aproximado. Se utiliza para disolver sólidos, preparar mezclas, calentar y trasvasar líquidos.
	Balón	Es un recipiente de forma esférica con cuello cilíndrico largo o corto, de tamaño y capacidad variables. Se usa para calentar sustancias directamente o a reflujo.
	Balón de destilación	Se emplea en destilación de líquidos. Posee un tubo lateral que se une a un refrigerante, la parte superior se tapa con un tapón perforado que lleva un termómetro cuyo bulbo debe estar a la altura del tubo lateral.

	<p>Ampolla de decantación</p>	<p>Su fin es separar líquidos no miscibles de diferente densidad. Cuando terminan de decantar dentro de la ampolla, se deja salir el líquido más denso abriendo la válvula inferior, finalmente se cierra para evitar que se mezclen.</p>
	<p>Liebig</p>	<p>Refrigerantes</p> <p>Están formados por dos tubos de vidrio concéntricos de longitud variable.</p> <p>El exterior sirve para la circulación del fluido refrigerante y por el interior pasan los vapores del líquido que se va a condensar.</p> <p>Existen de distinto tipo: Liebig, Allibn, Graham.</p>
	<p>Allibn</p>	
	<p>Graham</p>	
	<p>Embudo</p>	<p>Se coloca en orificios estrechos para facilitar el vertido de líquidos. Sirve de soporte para el papel de filtro.</p>
	<p>Papel de filtro</p>	<p>Es una lámina o disco de papel de celulosa pura, existen distintos tipos y calidades según el tipo de filtración a realizar. El papel se pliega, se coloca sobre el embudo y finalmente se vierte sobre el mismo el líquido a filtrar.</p>
	<p>Vidrio de reloj</p>	<p>Se utiliza para pesar sustancias o evaporar algunas gotas de líquidos a temperatura ambiente o calentados a baño maría o sobre estufa. Son discos ligeramente cóncavos de distinto diámetro de vidrio común.</p>
	<p>Desecador</p>	<p>Recipiente destinado a deshidratar sustancias. Son de vidrio grueso, con tapa esmerilada y llevan en su interior una sustancia que puede absorber agua.</p>
	<p>Cristalizador</p>	<p>Vaso de vidrio común o Pyrex, de paredes bajas. Se utiliza para evaporar líquidos. Vienen de distinto diámetro.</p>
	<p>Embudo Buchner</p>	<p>Es un embudo de porcelana, tiene una placa filtrante de agujeros grandes, por lo que se necesita colocar un papel de filtro circular que acople perfectamente para su uso. Se emplea para filtrar a presión reducida. Su uso va unido al Kitasato.</p>

	Kitasato	Recipiente de vidrio grueso con rama lateral para conectar con la bomba de vacío.
	Frasco con cuentagotas	Normalmente se utiliza para contener soluciones recién preparadas. El gotero sirve para manejar pequeñas dosis.
	Mechero Bunsen	Sirve para calentar sustancias en recipientes o a fuego directo. Está formado por un tubo metálico vertical que se ajusta a una base plana. En su parte inferior, por encima de la entrada de gas, posee un anillo con orificio para regular la entrada de aire. Se conecta a la toma de gas mediante una manguera.
	Cápsula	Recipiente cóncavo, de distintos diámetros, de material resistente al calor o a los agentes químicos: porcelana, cuarzo, platino, etc. Se usa para calcinar.
	Crisol	Recipiente en forma de cono truncado de diámetro variado, inferior al de las cápsulas y más profundos, provistos o no de tapa. Se usa para la calcinación.
	Mortero	Sirve para triturar y reducir a polvo sustancias sólidas. Con la maza no se golpea, sino que se presiona el sólido a triturar contra las paredes del mortero realizando un movimiento circular.
	Varillas de vidrio	Son tubos delgados de vidrio, de amplia aplicación en montajes. Se pueden cortar y doblar a la llama. Pueden ser huecas o macizas. Sirven para agitar soluciones, también en ciertas operaciones en que se necesita trasvasar un líquido, para evitar que éste se derrame.
	Tubo de desprendimiento	Tubo hueco de vidrio curvo que permite el escape de gas por un extremo afinado, el otro extremo se coloca en un tapón de goma perforado, que tapa un matraz.
	Cuchara de combustión	Posee forma de cucharón, pequeña, metálica, que se usa para quemar pequeñas cantidades de sustancia.

	Espátula	Puede ser de porcelana o acero inoxidable, se utiliza para el manejo de sólidos. También puede hacerse una espátula de vidrio calentando un trozo de varilla y dándole la forma deseada.
	Tapones	Son de corcho fino o de caucho, muchas veces se necesitan perforados. También hay de vidrio esmerilado.
	Propipeta	<p>Es un globo de goma que facilita el llenado y el vaciado de la pipeta. Se conecta en la parte superior de la misma.</p> <p>Forma de uso:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) Para expeler el aire presione la válvula A. 2) Succione el líquido hacia arriba presionando la válvula S. 3) Para descargar presione la válvula E.
	Papel tornasol	Indica el pH de una solución. Al mojarlo, cambia su color. El valor del pH depende del color y de la intensidad del mismo.

Tabla 2. Material de laboratorio graduado y de medidas

Figura	Nombre	Descripción
	Termómetro	Permite medir la temperatura de una sustancia en una escala graduada, se puede medir el aumento o descenso de la misma.
	Bureta	Tubo graduado con llave de paso en un extremo, que termina en un tubo fino de salida. Se usa para obtener volúmenes conocidos y muy precisos de un líquido. Su graduación corresponde al líquido que sale.
	Pipeta graduada	Tubo graduado que se usa para transferir volúmenes conocidos de líquidos con excelente precisión. La capacidad corresponde al líquido que sale. Su extremo inferior posee un orificio pequeño para que la salida del líquido no sea demasiado rápida.

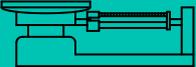
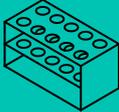
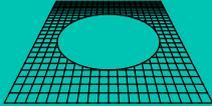
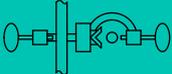
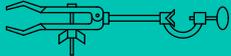
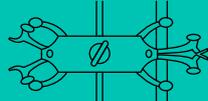
	Probeta	Tubo graduado que se usa para medir con precisión aceptable volúmenes de líquidos volcados al mismo.
	Matraces aforados	Son matraces de fondo plano y cuello largo y delgado provistos de tapa. En el cuello llevan una marca que indica exactamente su capacidad a la temperatura establecida, por lo general 20° C. La graduación es de contenido. Sólo se utilizan en la preparación de soluciones exactas.
	Densímetro	Instrumento que sirve para determinar la densidad relativa de los líquidos. Está hecho de vidrio y consiste en un cilindro que lleva la escala, y un bulbo pesado en su parte inferior para que flote derecho. La medición se lleva a cabo bajándolo gradualmente hasta que flote libremente en la superficie del líquido, luego se lee en la escala hasta donde llegó el líquido.
	Balanza Analítica	Dispositivo mecánico o electrónico empleado para determinar la masa de un objeto o sustancia con alto grado de precisión. Es un aparato que está basado en métodos mecánicos, tiene una sensibilidad de hasta una diezmilésima de gramo.
	Balanza Granataria	Instrumento para medir masas sin alto grado de precisión (sensibilidad de una décima de gramo). Estas son de uno o dos platillos, por lo general las balanzas de un platillo tienen ranuras en el brazo con graduaciones para pesas mayores o menores que equivalen a 200 gramos y una capacidad adicional proveniente de las pesas metálicas.

Tabla 3. Elementos de soporte y sujeción

Figura	Nombre	Descripción
	Gradilla para tubos	Soporte que permite ordenar y mantener en posición vertical los tubos de ensayo.

	<p>Trípode</p>	<p>Consta de tres patas metálicas unidas a un anillo. Debajo del mismo se coloca el mechero. Sobre el trípode se coloca algún balón o un elemento para sostener el recipiente a calentar, como una rejilla metálica o un triángulo de pipa.</p>
	<p>Rejilla metálica</p>	<p>Es un cuadrado de malla metálica con un disco central de amianto para impedir el contacto directo del material de vidrio con la llama de gas. Se coloca encima del trípode o de un aro del soporte universal. Sobre la rejilla se ubica el recipiente a calentar por el mechero.</p>
	<p>Triángulo de pipa</p>	<p>Son alambres unidos en forma de triángulo, en la parte central llevan un revestimiento de material refractario. Se coloca sobre el trípode para calentar sustancias en la cápsula de porcelana o en un crisol.</p>
	<p>Soporte universal</p>	<p>Consta de una base en la que está empotrada una varilla vertical. Sobre esta varilla se ajustan, mediante tornillos a presión, pinzas de sujeción (agarraderas) para matraces, anillos y otros accesorios. El soporte y los accesorios son de hierro.</p>
	<p>Nuez o portapinzas</p>	<p>Sirve para sujetar pinzas, extensiones y otros elementos al soporte universal.</p>
	<p>Pinza para balones</p>	<p>Sirve para sostener balones por su cuello, así como otros materiales de laboratorio. La agarradera para sujetar los materiales varía dependiendo de la forma y tamaño de cada uno.</p>
	<p>Anillo de hierro</p>	<p>Sirve como soporte para embudo, balón de destilación. Se ajusta a presión mediante un tornillo.</p>
	<p>Doble soporte Fisher</p>	<p>Son pinzas especiales que se utilizan para sujetar buretas y forman parte del equipamiento necesario para realizar titulaciones.</p>

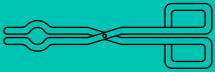
	<p>Pinza metálica</p>	<p>Pinza larga de metal. Se utiliza para el manejo de cápsulas o crisoles que han sido sometidos a altas temperaturas. También hay para vasos de precipitado y tubos de ensayo.</p>
	<p>Pinza de madera</p>	<p>Sirve para manipular tubos de ensayo calientes.</p>

Tabla 4. Material de limpieza

Figura	Nombre	Descripción
	<p>Piseta</p>	<p>Recipiente en general de plástico, con tapa y un tubo fino y doblado que se usa para contener agua destilada. Se emplea para dar el último enjuague al material de vidrio después de lavado y al preparar soluciones.</p>
	<p>Escobillón</p>	<p>Material fabricado con mechón de pelo natural, según el diámetro se usan para lavar: tubos de ensayo, vasos de precipitado, erlenmeyer, etc.</p>



IV. Conceptos fundamentales para las prácticas de Laboratorio en Ingeniería Civil

IV. Conceptos fundamentales para las prácticas de Laboratorio en Ingeniería Civil



1. Reacciones y ecuaciones químicas

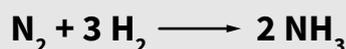
Cuando una o más sustancias sufren cambios para formar sustancias diferentes se está en presencia de una “reacción química”. Las sustancias reactivas, o simplemente reactivos, se transforman en otras distintas, los productos, como consecuencia de una redistribución de átomos, iones o moléculas.

Las ecuaciones químicas se escriben colocando las fórmulas de las sustancias reaccionantes, separadas de los productos por una flecha que simboliza la transformación.

El método de prueba y error es una aplicación de la Ley de Lavoisier o de la conservación de la materia: “En un sistema cerrado en el que se produce una reacción química, la masa total se mantiene constante”. Se debe cumplir que el número de cada clase de átomo, debe ser igual a la izquierda y a la derecha de la flecha en la ecuación química. Esto se puede lograr a través del uso de coeficientes, números enteros, que no modifiquen la fórmula química de la sustancia.

Los coeficientes numéricos que se colocan delante de las fórmulas para equilibrar la ecuación y, de esta manera, obtener una descripción cuantitativa que cumpla el principio de conservación de la masa, se denominan coeficientes estequiométricos, debido a que las relaciones de cantidades de combinación en una reacción química se denomina estequiometría, del griego *stocheion*: elemento, *metron*: medida.

Es importante destacar, que en la igualación de las reacciones químicas se usan los números más pequeños posibles. Estos coeficientes estequiométricos están relacionando cantidades definidas de átomos, en el caso de que sean elementos puros, y/o moléculas denominadas “mol”. Ejemplo:



Para completar la información brindada por la ecuación química, en algunas oportunidades se indica el estado físico de las sustancias participantes, lo que se realiza mediante el uso del siguiente simbolismo:

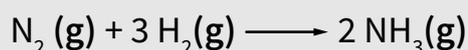
• **Gases:** Se indica que una sustancia se encuentra en estado gaseoso colocando el símbolo **(g)** a continuación de su fórmula, o bien, si la reacción se verifica en el seno de una solución y se forma un producto gaseoso, mediante una flecha en sentido ascendente (**↑**), que representa su desprendimiento.

• **Líquidos:** Colocando la letra **(l)** a continuación de su fórmula.

. **Sólidos:** Mediante **(s)**, o bien, con flecha hacia abajo (**↓**) si el sólido precipita desde una solución.

. **Sustancia disuelta en solución acuosa:** Se simboliza **(ac)**.

Para el ejemplo anterior:



2. Soluciones

Una solución o disolución es una mezcla homogénea formada por dos o más componentes en proporciones variables.

A. Clasificación de soluciones de acuerdo a su concentración, cuantitativamente.

- Expresiones físicas de concentración: % masa (m/m), % masa en volumen (m/v), % volumen (v/v), partes por millón (ppm).
- Expresiones químicas de concentración: molaridad, molalidad, fracción molar, normalidad.

Las unidades de concentración más utilizadas en el laboratorio son: % masa, % masa en volumen, molaridad y normalidad.

B. Procedimiento para la preparación de soluciones en el laboratorio

- A partir de una sustancia sólida (Figura 1.)

Ejemplo: Preparar 100 ml de solución de BaCl_2 0,1 M.
Considerando que la pureza del reactivo es del 98%
Realizamos los cálculos correspondientes:

$$100 \text{ ml de solución BaCl}_2 \times \frac{0,1 \text{ mol BaCl}_2}{1000 \text{ ml de solución BaCl}_2} \times \frac{208,23 \text{ g BaCl}_2 \text{ puro}}{1 \text{ mol BaCl}_2} \times \frac{100 \text{ g BaCl}_2 \text{ impuro}}{98 \text{ g BaCl}_2 \text{ puro}} = 2,12 \text{ g BaCl}_2 \text{ impuro}$$

Pasos para la preparación de la solución en el laboratorio:

1. Pesar en un vidrio de reloj la cantidad de soluto calculado.

- La masa a pesar, dependiendo del material disponible, podrá ser de 2,00 a 2,12 g.
- Siempre registrar la masa de soluto y si es necesario recalcular la concentración de la solución preparada.

2. Disolver el soluto en un volumen pequeño de agua destilada contenida en un vaso de precipitados.

3. Trasvasar cuantitativamente el soluto disuelto al matraz correspondiente.

4. Enrasar con agua destilada al volumen final.

5. Conservar la solución preparada en una botella limpia y rotulada: indicando concentración de la solución y fecha de preparación.

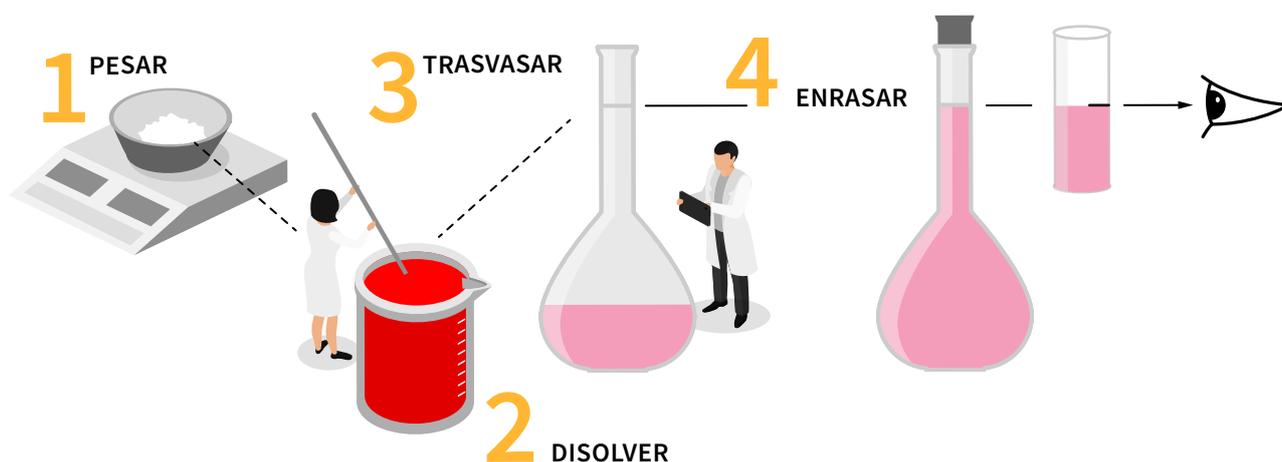


Figura 1. Preparación de una solución a partir de un reactivo sólido.

• A partir de una **sustancia líquida** (Figura 2.)

Ejemplo: Preparar 500 ml de solución de HCl 0,1 M.

Considerando que la solución comercial tiene una concentración de 37% (m/m) y una densidad de 1,184 g/ml.

Realizamos los cálculos correspondientes:

$$500 \text{ ml de solución HCl} \times \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ ml de solución HCl}} \times \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{100 \text{ g de solución}}{37 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ ml de solución}}{1,184 \text{ g solución}} = 4,17 \text{ ml solución}$$

Pasos para la preparación de la solución en el laboratorio:

1. Medir con pipeta el volumen de soluto calculado.

- La palabra “solución” en el cálculo representa la solución comercial, que se encuentra con un porcentaje de agua (indicado en el % m/m).
- El volumen a medir podrá ser 4,2 ml ó 4,17 ml, dependiendo del material disponible. Para volúmenes pequeños se utilizan pipetas y para volúmenes mayores se utilizan probetas.
- Siempre se debe registrar el volumen medido y si es necesario recalculan la concentración de la solución preparada.

2. Disolver el volumen medido de la solución comercial en un volumen pequeño de agua destilada contenida en un vaso de precipitados.

3. Trasvasar cuantitativamente la solución al matraz correspondiente.

4. Enrasar con agua destilada al volumen final.

5. Conservar la solución preparada en una botella limpia y rotulada: indicando concentración de la solución y fecha de preparación.

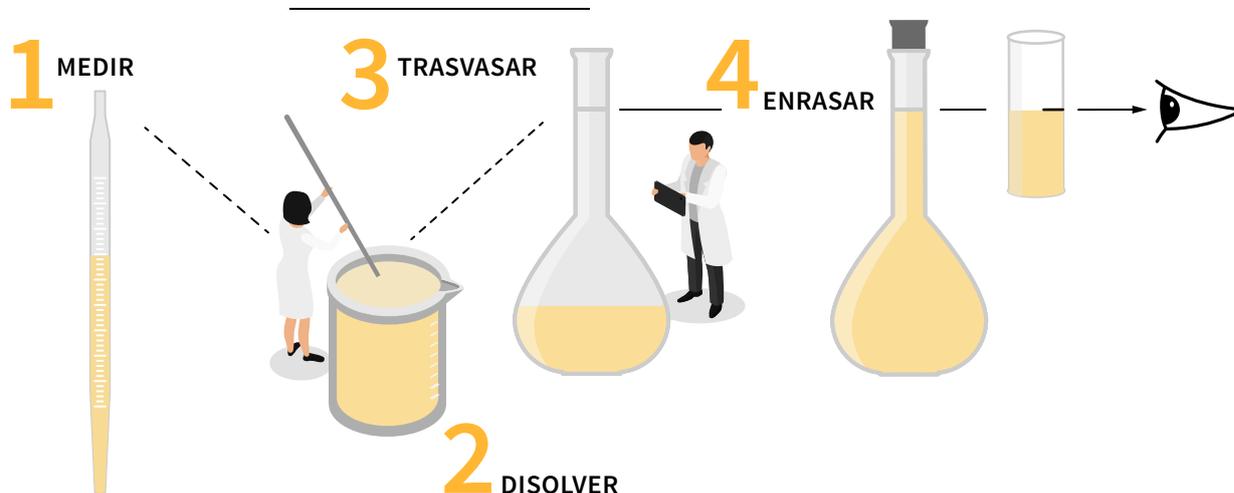


Figura 2. Preparación de una solución a partir de un reactivo líquido.

C. Dilución de soluciones

Una solución diluida se puede preparar a partir de disoluciones concentradas. Para ello se transfiere un volumen de la solución concentrada a un matraz y se lleva a volumen final con agua destilada. Según:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Donde:

C_1 y V_1 = representan los valores de concentración y volumen para la solución concentrada.
 C_2 y V_2 = representan los valores de concentración y volumen para la solución diluida.

Para la preparación de esta nueva solución en el laboratorio, se procede de la forma indicada para la preparación de una solución a partir de una **sustancia líquida** (Figura 3.). El volumen a medir de “soluto” corresponde a V_1 del cálculo anterior.

Ejemplo: Preparar 1 L de solución de CuSO_4 0,5 M a partir de la solución de CuSO_4 5 M

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$5 \text{ M} \times V_1 = 0,5 \text{ M} \times 1 \text{ L}$$

$$V_1 = (0,5 \text{ M} \times 1 \text{ L}) / 5 \text{ M}$$

$$V_1 = 0,1 \text{ L} = 100 \text{ ml}$$

Para la preparación de esta nueva solución en el laboratorio, se procede de la forma indicada para la preparación de una solución a partir de una **sustancia más concentrada** (Figura 3.). El volumen a medir de “solución concentrada” corresponde a V_1 del cálculo anterior.

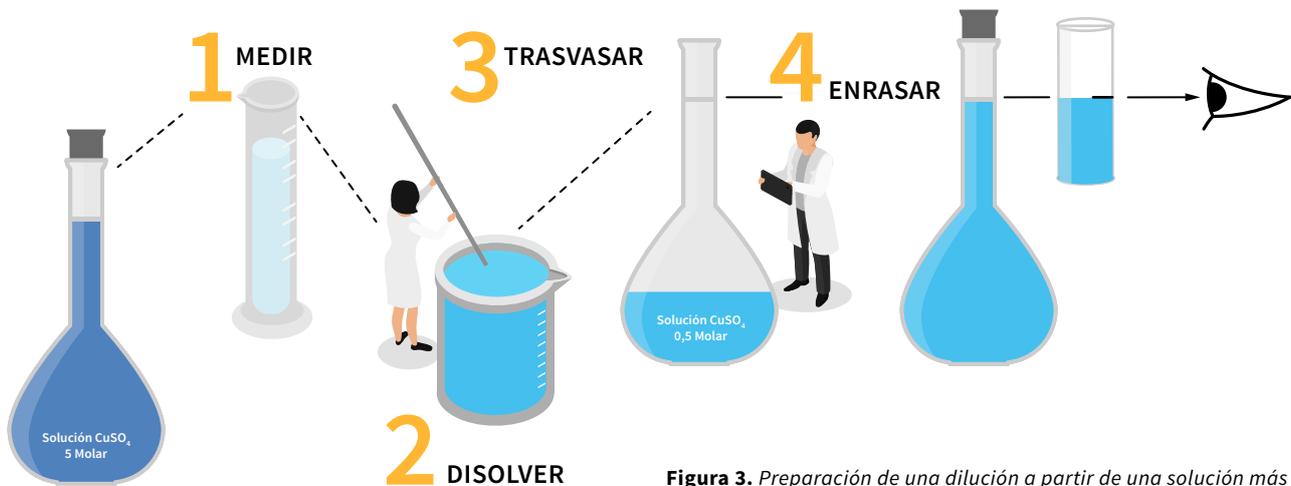


Figura 3. Preparación de una dilución a partir de una solución más concentrada.

3. Análisis volumétrico o titulación

El análisis volumétrico es cualquier procedimiento basado en la medida del volumen de reactivo necesario para que reaccione con el analito (especie que se analiza).

La titulación es el procedimiento para analizar el contenido de una sustancia determinando el volumen requerido de una solución estándar para completar una reacción química de una cantidad conocida de la muestra. Una solución estándar es una solución cuya concentración es exactamente conocida. Para determinar el punto final de una titulación se utilizan indicadores o métodos eléctricos. El punto final de la titulación debe ser lo más próximo posible al punto de equivalencia de la reacción, donde se tiene el mismo número de equivalentes en los reactivos.

Actualmente todas las soluciones se preparan en concentración molar, por lo que es necesario plantear la reacción química y la estequiometría correspondiente.

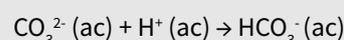
A. Valoraciones ácido-base.

Este método se utiliza para determinar la concentración de un ácido por su reacción de neutralización con una base de concentración conocida y viceversa.

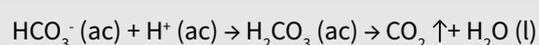
Se utilizan distintos indicadores como la fenolftaleína cuyo rango de pH en el que vira el color de este indicador es 8,0 a 9,6 lo que se utiliza para la detección del punto final de la titulación. Si se titula un ácido con una base la fenolftaleína inicialmente será incolora y luego cambiará a un color rosa suave. Otro indicador utilizado es el naranja de metilo con un rango de viraje de pH de 3,1 a 4,4.

Ejemplo: **determinación de carbonatos y bicarbonatos en agua** (Figura 4).

• *Primera titulación de la muestra con ácido, utilizando fenolftaleína como indicador. Punto final: decoloración del indicador.*



• *Segunda titulación de la muestra con ácido, utilizando naranja de metilo como indicador. Punto final: cambio de color amarillo suave a rojo anaranjado.*



En la primera titulación se valoran los carbonatos presentes inicialmente en la muestra y en la segunda los bicarbonatos que existen en la muestra más los carbonatos que se transformaron en bicarbonatos.

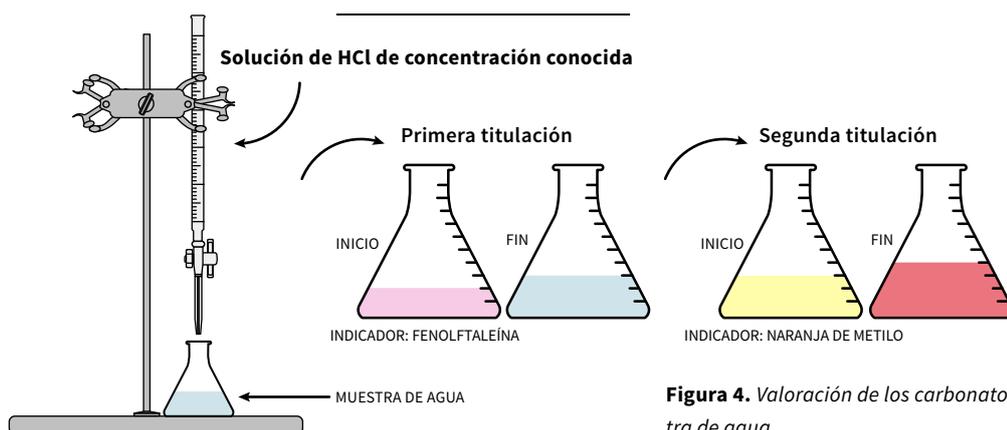
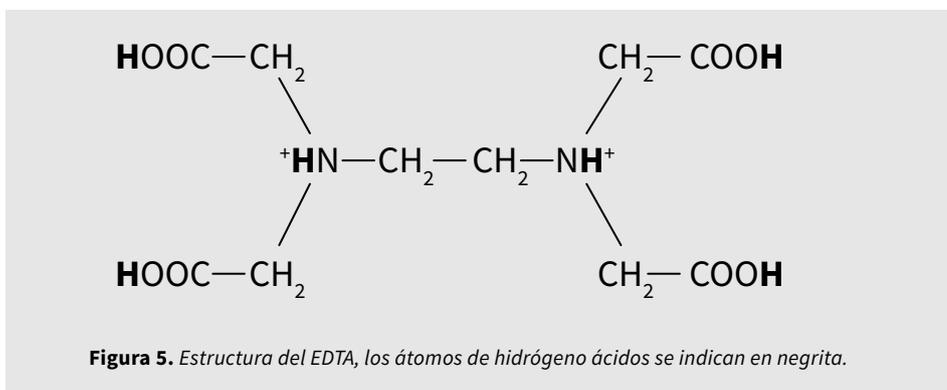


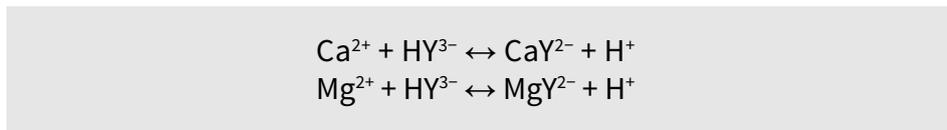
Figura 4. Valoración de los carbonatos y bicarbonatos de una muestra de agua.

B. Valoraciones con EDTA.

El ácido etilendiaminotetraacético (EDTA) cuya estructura se muestra en la Figura 5, forma complejos fuertes uno a uno (1 a 1) con la mayoría de los iones metálicos como el Ca^{2+} , Mg^{2+} y el Sr^{2+} .



Se emplean las abreviaturas habituales H_6Y^{2+} , H_5Y^+ , H_4Y , H_3Y^- , H_2Y^{2-} , HY^{3-} para hacer referencia a las especies iónicas del EDTA con distinto grado de disociación (desprotonación).



Los indicadores que pueden utilizarse para la determinación de estos iones son negro de eriocromo T o murexida.

Ejemplo: **determinación de la dureza total en agua** (Figura 6).

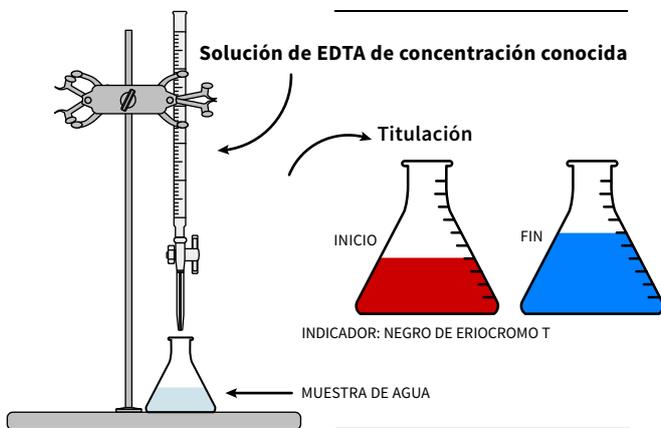


Figura 6. Valoración de la dureza total de una muestra de agua.

Método de Mohr

Este método se utiliza para determinar la concentración de iones cloruro mediante una valoración de precipitación. El ión cloruro precipita como cloruro de plata, utilizando como patrón una solución de nitrato de plata de concentración conocida y como indicador el cromato de potasio que en el punto inicial comunica a la solución una coloración amarilla y en el **punto final** forma un precipitado de color rojo ladrillo correspondiente al cromato de plata. La solubilidad del cromato de plata es mayor que la de del cloruro de plata, lo que asegura que en estas condiciones precipite primero el cloruro de plata.

Ejemplo: **determinación de cloruros en agua** (Figura 7).

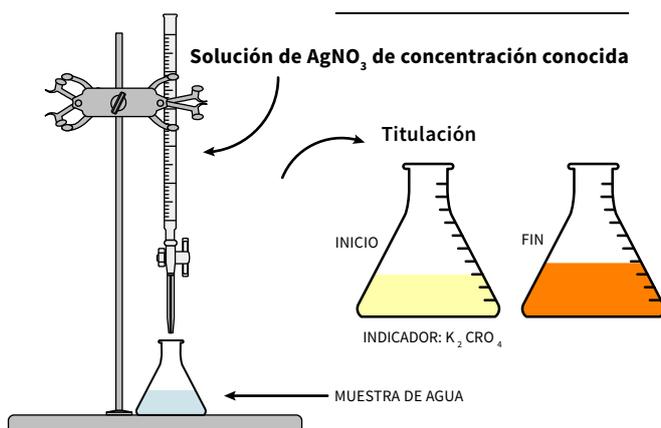
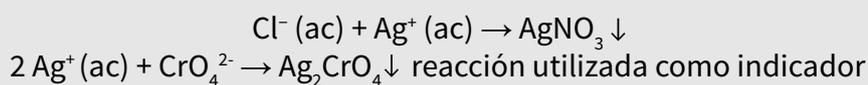


Figura 7. Valoración de cloruros en una muestra de agua.

4. Análisis colorimétrico

En el análisis colorimétrico la sustancia forma un compuesto con características de color definido y en magnitud directamente proporcional a la concentración de la sustancia que se desea cuantificar. Las soluciones del compuesto coloreado deben cumplir con la Ley de Lambert.

La Ley de Lambert relaciona la absorción de luz con el espesor de la solución coloreada. Esta ley establece que cada capa de igual espesor absorbe una fracción igual de la luz que la atraviesa.

Ley de Beer relaciona la concentración de la solución con la absorción de la luz. Esta ley establece que la intensidad de un rayo de luz monocromática decrece exponencialmente con el aumento de la concentración del medio absorbente. Es decir:

$$T = I / I_0 = 10^{-kc}$$
$$A = \log (I_0/I) = kc = abc$$

Donde:

T = transmitancia

A = absorbancia

I = intensidad saliente

I₀ = intensidad entrante

k = constante para la solución

c = concentración de la solución

a = absortividad, constante para una la solución y una longitud de onda específica

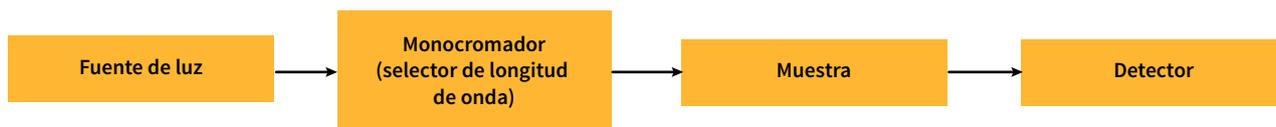
b = longitud de la trayectoria de luz

En general todo elemento homogéneo obedece la ley de Lambert, para determinar si obedece la ley de Beer se preparan una serie de estándares en el intervalo de concentración deseada y se someten a ensayo en un colorímetro fotoeléctrico o espectrofotómetro. Al graficar el porcentaje de transmisión de luz (escala log) contra la concentración se obtiene una recta si el compuesto o solución obedece la ley de Beer.

Los fotómetros tienen escala en términos de absorbancia o densidad óptica. Las lecturas para las muestras se realizan contra una curva de calibración y son más exactas si caen dentro del 10 al 80% de transmitancia (1 a 0,1 de absorbancia) con respecto a un testigo ajustado para dar una lectura de 100 % de transmitancia o absorbancia.

La curva de calibración representa la respuesta del método analítico en función de cantidades conocidas del analito.

En un espectrofotómetro de simple haz el circuito es el siguiente:



En la Figura 8. se muestra el espectrofotómetro visible con el que se realizarán las experiencias en el laboratorio.

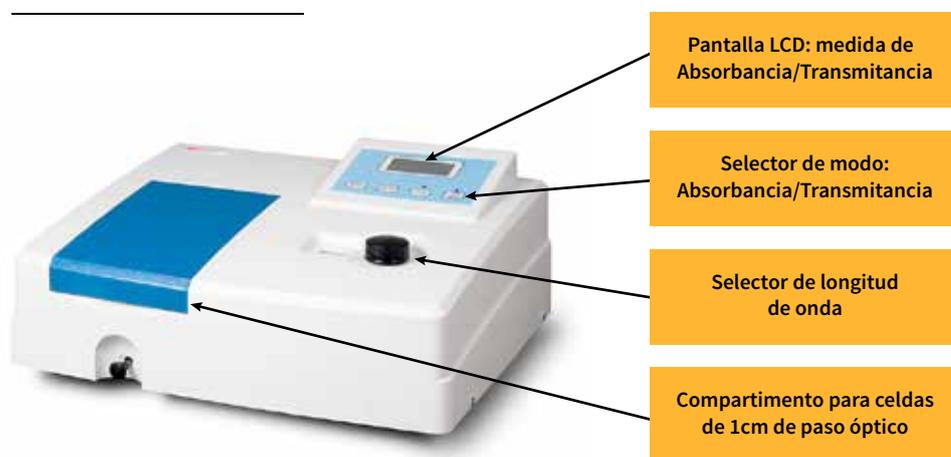


Figura 8. Espectrofotómetro "Exylon" 721 VISIBLE (360 a 1000 nm) disponible en Laboratorio de Química General para estudiantes.

Instrucciones de operación para Espectrofotómetro "Exylon" 721 VISIBLE (Figura 8) o similar.

- *Seleccionar el tipo de medición: absorbancia o transmitancia (también determinar concentraciones usando un estándar conocido o un factor de conversión).*
- *Ajustar la longitud de onda.*
- *Medir el blanco.*
- *Medir los patrones. El equipo también permite ingresar el valor del estándar o el factor si se está usando el modo de concentración (C).*
- *Medir la muestra.*
- *Calcular el valor de concentración del analito en la muestra.*

Con los datos obtenidos para la determinación de sulfatos en agua por turbidimetría utilizando el Espectrofotómetro "Exylon" (Tabla 5.) se realiza la curva de calibración correspondiente que se muestra en la Figura 9. En una turbidimetría se mide la transmitancia de la luz a través de una suspensión del precipitado que se forma durante la reacción química entre el analito y el reactivo.

Tabla 5. Datos de absorbancia, para las distintas soluciones patrón, obtenidos con el Espectrofotómetro "Exylon" 721 VISIBLE, para construir la curva de calibrado para la determinación de sulfatos en agua.

Concentración SO_4^{2-} [mg/l]	Absorbancia
0 (Blanco)	0,000
10	0,170
15	0,273
20	0,340

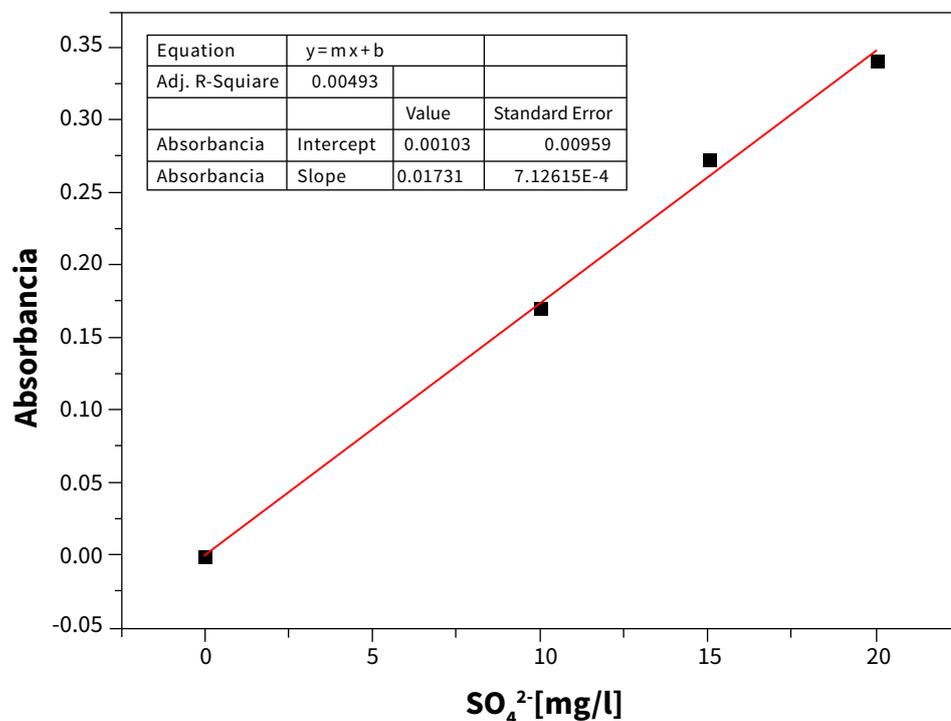


Figura 9. Curva de calibrado para la determinación de sulfatos en agua y ecuación de la recta que mejor se ajusta a los datos, incluido el blanco.

5. Medición de pH

Son dos los métodos utilizados para determinar el valor del pH. El método colorimétrico, que utiliza indicadores, y un método electrométrico en el cual se mide el potencial de un electrodo sensitivo al pH con referencia a un electrodo estándar.

El método colorimétrico no requiere de equipamiento costoso pero está sujeto a interferencias causadas por la existencia de color, turbiedad, alto contenido de sales, material coloidal, cloro libre y otros oxidantes o agentes reductores. Se utilizan soluciones de indicadores, sustancias orgánicas que cambian de color con el pH, o bandas de papel embebidas en las mismas. Es un método adecuado para estimaciones aproximadas.

El método electrométrico es el más utilizado en el laboratorio. Los equipos actuales utilizan un electrodo de vidrio en combinación con un electrodo de calomel, usado como electrodo de referencia. La calibración del peachimetro se realiza con soluciones de pH conocido.



Figura 10. Medidor de pH y conductividad eléctrica de sobremesa disponible en Laboratorio de Química General para estudiantes.

Instrucciones de operación medidor de pH

- . Desconectar la celda de conductividad.
 - . Conectar el electrodo de vidrio para determinación de pH que incluye un sensor de temperatura.
 - . Para calibrar pH deberá quitarse el capuchón de humectación de la parte inferior del electrodo.
 - . Introducir el electrodo en la solución patrón (buffer) de pH = 7,00 esperar que se establezca la lectura.
 - . Confirmar “CFN” la medida de la solución patrón.
 - . Retirar el electrodo de la solución, enjuagar con agua destilada y secar con papel absorbente.
 - . Introducir el electrodo en una segunda solución patrón cuyo punto de calibración no debe estar más alejado que ± 3 unidades de pH de la solución problema a analizar. Por ejemplo, si la solución problema tiene un pH de aproximadamente 9, el segundo punto se debe calibrar con un buffer de pH = 10,00; en cambio, si la solución problema tiene un pH de aproximadamente 3, el segundo punto se debe calibrar con un buffer de pH = 4,00.
 - . Confirmar, presionando la tecla “CFN”, la medida de la segunda solución patrón.
 - . Retirar el electrodo, enjuagar con agua destilada y secar con papel absorbente.
- Para medir el pH de las soluciones desconocidas introducir el electrodo en el seno de la solución y registrar la medida.
- . Retirar el electrodo, enjuagar, secar y repetir mediciones.

Conductividad

- . Desconectar el electrodo de pH.
- . Instalar la celda de conductividad con el sensor de temperatura.
- . Para calibrar sumergir la celda en la solución estándar. El nivel del líquido debe estar 1 cm arriba de los agujeros de ventilación de la celda.
- . Agitar la celda de arriba hacia abajo para desalojar las burbujas de aire que pueden haber quedado atrapadas en la celda.
- . Confirmar, presionando la tecla “CFN”, la medida de la solución estándar
- . Retirar la celda de la solución, enjuagar con agua destilada y secar con papel absorbente.
- . Para medir la conductividad de las soluciones desconocidas introducir la celda en el seno de la solución, con las precauciones indicadas para el estándar, y registrar la medida.
- . Retirar la celda, enjuagar, secar y repetir mediciones. |



V. Introducción teórica: polímeros y pinturas



V. Introducción teórica: polímeros y pinturas.



La materia está formada por moléculas que pueden ser de tamaño normal o moléculas gigantes llamadas polímeros. Los polímeros provienen de las palabras griegas Poly y Mers, que significa muchas partes, son grandes moléculas formadas por la unión de muchas pequeñas moléculas.

Los polímeros son la base de los procesos de la vida, y nuestra sociedad tecnológica es dependiente en gran medida de los polímeros.

1. Polímeros

Los polímeros se producen por la unión de cientos de miles de moléculas pequeñas denominadas monómeros que forman enormes cadenas de las formas más diversas. Algunas parecen fideos y otras tienen ramificaciones. Si hay un monómero único o varios, se forman homopolímeros o heteropolímeros, respectivamente (Figura 11)

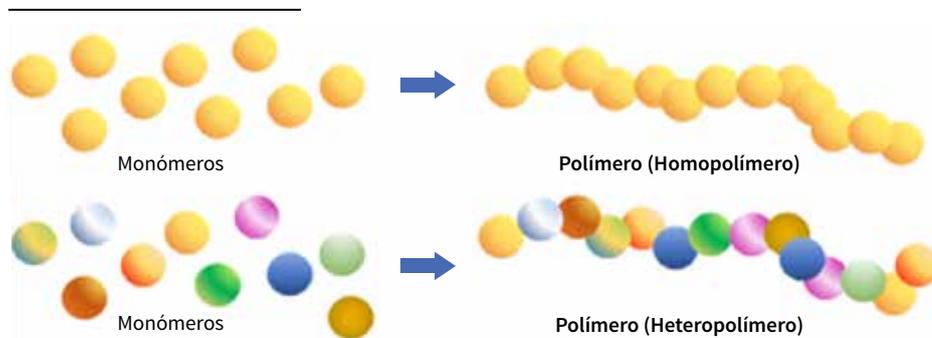


Figura 11. Monómeros y polímeros.

De acuerdo con el número de monómeros (n) se pueden clasificar en:

- $n = 1$ monómeros
- $n = 2$ dímeros
- $n = 3$ trímeros
- $n = 4$ a 20 oligómeros
- $n > 20$ polímeros

2. Homopolímeros y copolímeros

Las unidades que constituyen un polímero pueden ser iguales, en cuyo caso la macromolécula formada será un **homopolímero**, como por ejemplo el polietileno; o pueden ser de diferente tipo, en cuyo caso estaremos en presencia de un **copolímero** (Figura 11.).

Según como se ordenen los monómeros de diferente tipo, se forman distintos copolímeros. Estas posibilidades se representan a continuación en forma genérica, empleando los monómeros A y B:

A-A-A-A-A-A-A-A-A-A-A-	Homopolímero
A-B-A-B-A-B-A-B-	Copolímero regular
A-B-A-A-B-B-A-B-A-A-A-	Copolímero aleatorio
A-A-A-A-A-B-B-B-B-B-B-	Copolímero en bloque
A-A-A-A-A-A	Copolímero de inserción
\ B - B - B	

3. Grado de polimerización

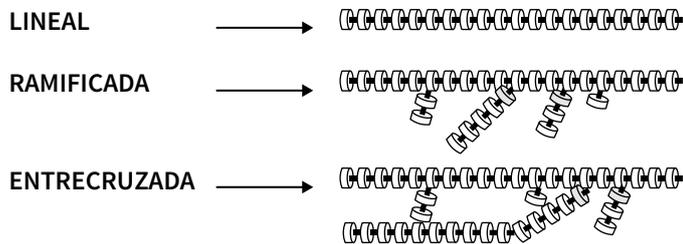
La longitud promedio de un polímero lineal se representa por su grado de polimerización, el cual es el número de unidades de repetición dentro de la cadena. El grado de polimerización también se puede definir como:

$$\text{GRADO DE POLIMERIZACIÓN} = \text{Masa molar del polímero} / \text{Masa molar de la unidad repetida}$$

Si el polímero contiene un solo tipo de monómero, la masa molar de la unidad de repetición es el mismo del monómero. Si el polímero contiene más de un tipo de monómeros, la masa molar de la unidad de repetición será la suma de las masas molares de los monómeros, menos la masa molar del subproducto.

4. Estructura de la cadena

Las cadenas de polímeros pueden clasificarse según su estructura en:



5. Clasificación de los polímeros

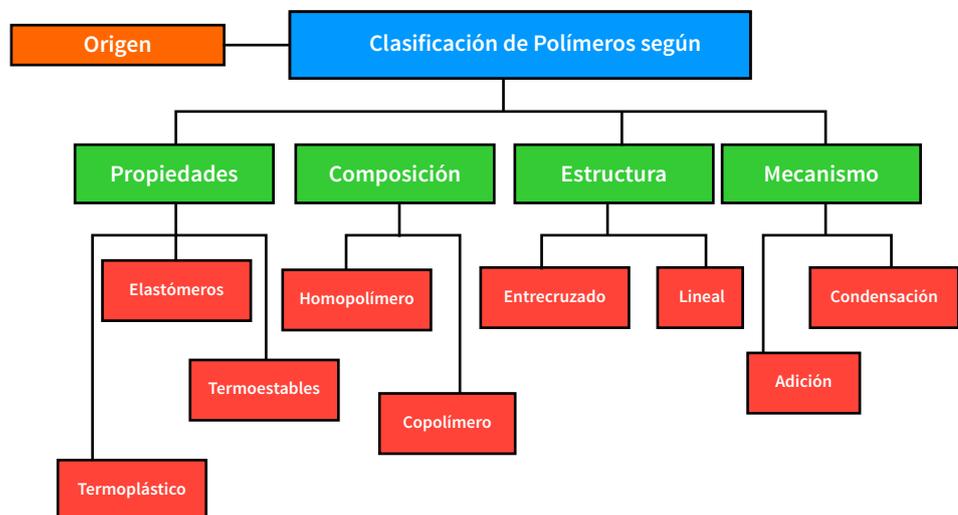


Figura 12. Clasificación de los polímeros.

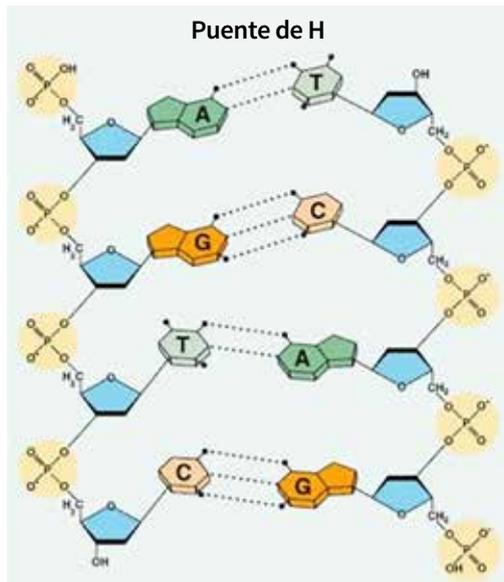
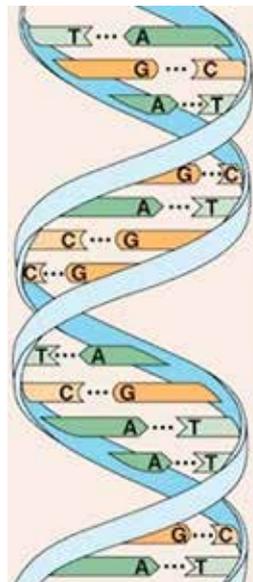
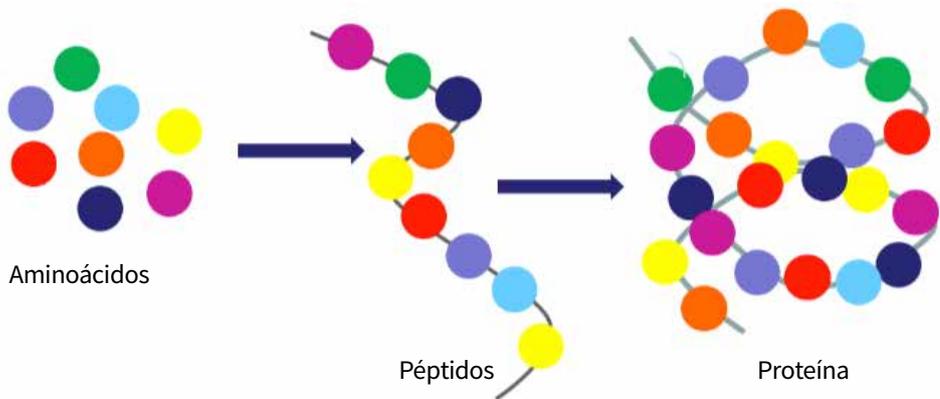
6. Origen de los polímeros

Los polímeros pueden ser de origen natural, es decir, sintetizados (fabricados) por la naturaleza, o bien, pueden ser hechos por el hombre, y en ese caso, se les denomina polímeros sintéticos.

Naturales: proteínas, polisacáridos (almidón), ácidos nucleicos, el caucho natural, etc.
Sintéticos: nylon, teflón, polietileno, PVC, poliestireno, poliéster, etc.

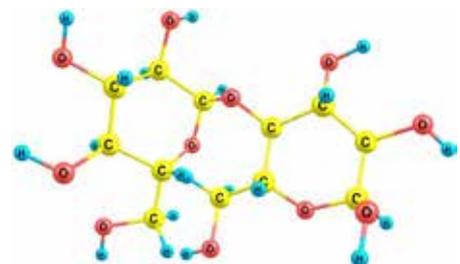
Una tercera posibilidad es que el hombre modifique un polímero natural, con el fin de obtener un producto con determinadas propiedades. Tal es el caso, por ejemplo, del acetato de celulosa, una fibra semi-sintética ampliamente empleada en la industria textil.

7. Polímeros naturales

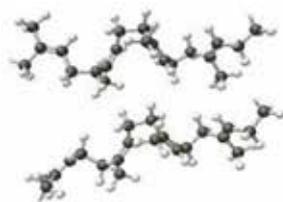


ALMIDÓN

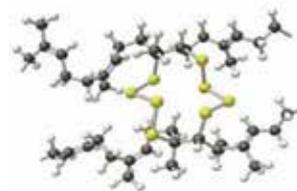
Carbohidrato formado por Glucosa (azúcar) y que se utiliza como fuente de energía. Está presente en organismos vegetales.



HULE NATURAL
Hule + Azufre → Caucho



Antes de vulcanización



Después de vulcanización

FIBRAS NATURALES



BIPOLÍMEROS

Las moléculas más importantes para la vida son: hidratos de carbono, ácidos nucleicos, lípidos y proteínas. Todos ellos conformados por monómeros.

Tabla 6. Algunos biopolímeros y sus monómeros.

POLÍMERO	MONÓMERO
Proteínas	Aminoácido
Ácidos nucleicos	Nucleótido
Hidratos de carbono	Monosacárido

8. Polímeros sintéticos

Los primeros polímeros sintéticos fueron los plásticos, hechos a partir de la celulosa a mediados del siglo XIX (1865). Luego, en el siglo XX, se logró sintetizar fibras que imitaban la seda, por ejemplo el nylon. Otros polímeros son el teflón, polietileno, poliuretano, etc.



9. Propiedades de los polímeros

A. TERMOPLÁSTICOS

Se componen de largas cadenas producidas al unir moléculas pequeñas o monómeros y típicamente se comportan de una manera plástica y dúctil. Al ser calentados a temperaturas elevadas se ablandan y se amoldan por flujo viscoso. Entre los átomos de cadenas diferentes existe interacción de van der Waals. Los polímeros termoplásticos se pueden reciclar con facilidad.

B. TERMOESTABLES

Están compuestos por largas cadenas de moléculas con fuertes enlaces cruzados entre las cadenas para formar estructuras de redes tridimensionales. Estos polímeros generalmente son más resistentes, aunque más frágiles, que los termoplásticos. Los termoestables no tienen una temperatura de fusión fija y es difícil reprocesarlos una vez ocurrida la formación de enlaces cruzados.

C. ELASTÓMEROS

Este tipo de polímeros, incluyendo el caucho, tienen una estructura intermedia, en la cual se permite que ocurra una ligera formación de enlaces cruzados entre las cadenas. Los elastómeros tienen la capacidad de deformarse elásticamente en grandes cantidades sin cambiar de forma permanentemente.

10. Ejemplos y aplicaciones

A. TERMOPLÁSTICOS

- Polietileno de alta presión como material rígido aplicado para cubiertas de máquinas eléctricas, tubos, etc.
- Polietileno de baja presión como material elástico usado como aislamiento de cables eléctricos, etc.
- Poliestireno aplicado para aislamiento eléctrico, empuñaduras de herramientas.
- Poliamida usada para la fabricación de cuerdas, correas de transmisión, etc.
- PVC o cloruro de polivinilo para la fabricación de materiales aislantes, tubos, envases, etc.

B. TERMOESTABLES

- Resinas epoxi usadas como materiales de pintura y recubrimientos, masillas, fabricación de materiales aislantes, etc.
- Resinas fenólicas en empuñaduras de herramientas, bolas de billar, ruedas dentadas, materiales aislantes, etc.
- Resinas de poliéster insaturado en la fabricación de plásticos reforzados de fibra de vidrio conocidos comúnmente como poliéster, masillas, etc.

C. ELASTÓMEROS

- Goma natural usado en la fabricación de juntas, tacones y suelas de zapatos.
- Poliuretanos usados en el sector textil para la fabricación de prendas elásticas como la lycra, también se utilizan como espumas, materiales de ruedas, etc.
- Polibutadieno utilizado en las ruedas o neumáticos de los vehículos dadas la extraordinaria resistencia al desgaste.
- Neopreno usado en la fabricación de trajes de buceo, como aislamiento de cables, etc.
- Silicona usada en una gama amplia de materiales y áreas dado a sus excelentes propiedades de resistencia térmica y química, las siliconas se utilizan en la fabricación de chupetes, prótesis médicas, lubricantes, moldes, etc.

La gran variedad de polímeros que existe hace imposible definir características comunes para todos ellos, debido a que, dependiendo de su proceso de producción y de las materias primas usadas, los polímeros pueden tener características muy diversas como: resistencia a los golpes, al calor, a los cambios de temperatura, a la oxidación, a los ácidos, biodegradabilidad, maleabilidad, flexibilidad, suavidad, dureza, elasticidad, impermeabilidad, mayor o menor densidad, etc.

Las propiedades físicas y químicas de los polímeros (dureza, rigidez, viscosidad, densidad, masa molecular, solubilidad, reactividad, etc.) y sus usos, difieren notablemente de los que poseen las pequeñas moléculas que se utilizan en su fabricación (síntesis). Tienen una alta masa molecular (Ej: C 2 000H 4 00 2 polietileno 28000 g/mol).

Tienen una excelente resistencia mecánica ya que las cadenas poliméricas se atraen. Las fuerzas de atracción dependen de la naturaleza del polímero. A temperaturas más bajas, los polímeros tienden a endurecerse. La mayoría de los polímeros son malos conductores de la electricidad.

11. Propiedades mecánicas

Los materiales poliméricos presentan tres tipos distintos de comportamiento esfuerzo- deformación: frágil, dúctil y totalmente elástico. En los polímeros, el módulo de elasticidad, resistencia a la tracción y ductilidad se determina de la misma forma que en las aleaciones metálicas.

Se puede observar cuatro tipos de polímeros reales y sus propiedades mecánicas ante la exposición Tensión-Estiramiento (Figura 13).

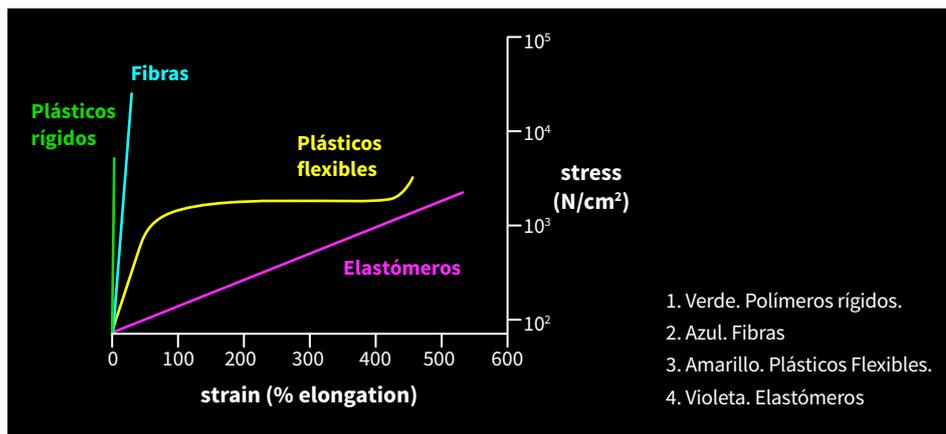


Figura 13. Propiedades mecánicas de los polímeros. Fuente: After Odian, George. Principles of Polymerization, 3rd edition. J. Wiley, New York 1991, p 34.

12. Polimerización

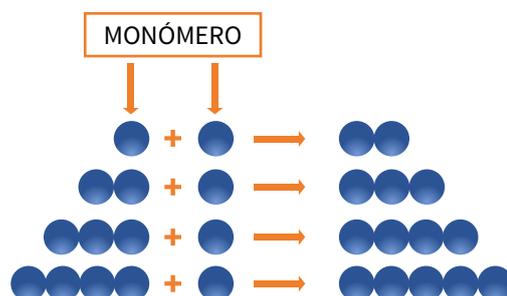
Los polímeros se obtienen industrialmente por procesos de polimerización a partir de materias primas de bajo peso molecular. El campo de los polímeros sintéticos ha tenido un gran desarrollo en este siglo. Para ello basta mencionar cinco clases de polímeros, ampliamente usados en la actualidad con fines muy diversos: los plásticos, fibras, elastómeros, adhesivos y recubrimientos. Todos ellos son polímeros sintéticos orgánicos derivados del petróleo y gas natural. También el hombre ha desarrollado polímeros de origen inorgánico, como la fibra de vidrio, fibra de carbono, el Nylon, PVC, el poliestireno, polietileno, el teflón, etc.

La polimerización es un proceso que permite la formación de polímeros tanto naturales como sintéticos, a partir de monómeros. Puede efectuarse mediante dos procesos: adición y condensación.

En la industria el término polimerización tiene como propósito el desarrollo de polímeros útiles pero que no impacten en la contaminación.

13. Polimerización por adición

La polimerización comienza por un radical, un catión o anión.

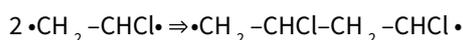


Se produce en tres etapas:

Iniciación: Provocada por la acción de peróxidos orgánicos, estos mediante calor o radiación rompen su estructura para dar lugar a radicales libres (con electrones libres) que obligan al desdoblamiento del doble enlace.



Propagación o crecimiento: Se produce el crecimiento de la cadena de un modo espontáneo.



Terminación: El crecimiento de la cadena acaba cuando se produce la unión del extremo de la cadena en crecimiento con un radical libre (finalizador) o por la unión de los extremos de dos cadenas en crecimiento simultáneo.

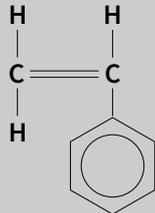
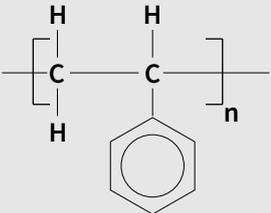
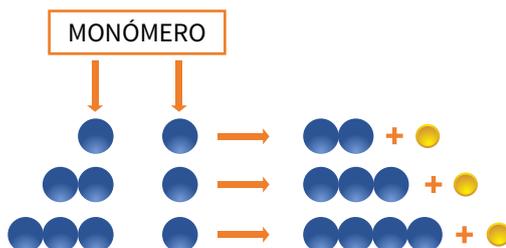
Monómero	Polímero	Usos principales
Etileno $\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Polietileno $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-$	Bolsas, botella, juguetes
Cloruro de vinilo $\text{CH}_2=\text{CHCl}$	Policloruro de vinilo $-\text{CH}_2\text{CHCl}-\text{CH}_2-\text{CHCl}$	Ventanas, aislantes, sillas
Tetrafluoroetileno $\text{CF}_2=\text{CF}_2$	PTFE (Teflón) $-\text{CF}_2\text{CF}_2\text{CF}_2\text{CF}_2-$	Antiadherente, aislante
Estireno 	Poliestireno 	Aislante, envases desechables

Tabla 7. Algunos ejemplos de polímeros obtenidos por adición.

14. Polimerización por condensación

La polimerización por condensación corresponde aquellos procesos donde se produce la eliminación de una molécula ligera como agua, amoníaco o HCl. El producto resultante tiene una composición centesimal del monómero o monómeros de partida, ya que el mismo puede ser un homopolímero o un copolímero.



Entre los diferentes procesos de condensación uno de los principales lo constituye el de las reacciones que conducen a la formación de los denominados copolímeros sintéticos, que son:

Poliamidas, poliésteres, resinas fenólicas y siliconas

La formación del Nylon 6,6 es un ejemplo de este tipo de polimerización (Figura 14).

15. Polímeros inorgánicos

El Silicio forma una variedad de polímeros naturales inorgánicos, como los silicatos que contienen unidades de SiO_4

Las siliconas son materiales poliméricos sintéticos que se forman con silicio en lugar de carbono. Consisten en largas cadenas $-\text{O}-\text{Si}-\text{O}-\text{Si}-$ con las dos uniones remanentes en cada átomo de silicio ocupadas con grupos orgánicos como el metilo.



Aplicaciones: Tapas de bujías. Cables. Mangueras de calefacción. Tubos para diálisis y transfusiones. Catéteres. Implantes.

16. Vulcanización



La vulcanización, que utiliza átomos de azufre, es un método común para formar enlaces cruzados. Los pasos de la formación de enlaces cruzados pueden incluir el reacomodamiento de un átomo de hidrógeno y el reemplazo de uno o más de los enlaces dobles por enlaces sencillos. El proceso de ligadura no es reversible. En consecuencia, el elastómero no es fácilmente reciclable.

17. Adhesivos

Los adhesivos son polímeros que se utilizan para unir otros polímeros, metales, materiales cerámicos, compuestos o combinaciones de todos los anteriores. Los adhesivos se utilizan para una diversidad de aplicaciones. Entre ellos, los más críticos son los “adhesivos estructurales”; utilizados en la industria automotriz, aeroespacial, de aparatos domésticos, electrónica, de la construcción y de artículos deportivos.



18. Aditivos para plásticos

Rellenos: Uno de los ejemplos más conocidos es la adición de negro de humo al caucho, para conseguir la resistencia al desgaste de las llantas. Algunos rellenos, como las fibras cortas o escamas de materiales inorgánicos mejoran las propiedades mecánicas del polímero. Otros, que se llaman extensores permiten que se produzcan grandes volúmenes de material polimérico con muy poca resina, reduciendo así el costo.

Plastificantes: Moléculas o cadenas de bajo peso molecular, conocidas como plastificantes reducen la temperatura de transición vítrea, proporcionando lubricación interna y mejorando las características de conformado del polímero. Los plastificantes son de particular importancia para el cloruro de polivinilo, que tiene una temperatura de transición vítrea muy por encima de la temperatura ambiente.

Reforzantes: La resistencia y rigidez de los polímeros se mejora al introducir filamentos de vidrio, polímeros o grafito como reforzantes. Por ejemplo, la fibra de vidrio está hecha de filamentos cortos de vidrio en una matriz de polímero.

Pigmentos: Utilizados para producir colores en polímeros y pinturas, los pigmentos son partículas finamente molidas que quedan uniformemente dispersas en el polímero.

Estabilizadores: Impiden el deterioro del polímero debido a efectos del entorno.

19. Identificación de polímeros

Los materiales termoplásticos pueden ser reutilizados mediante diferentes procesos de reciclaje, para los cuales, el paso más importante lo constituye la clasificación de los materiales. Las pruebas de laboratorio pueden servir para determinar los componentes de un material desconocido. Algunos métodos de pruebas muy sencillas se muestran a continuación con el fin de dar las pautas necesarias para identificar fácilmente los tipos básicos de polímeros termoplásticos.

Las resinas de polímeros pueden identificarse por las siguientes pruebas fundamentales:

Marca normalizada: La Sociedad de la Industria de Plásticos (SPI) introdujo el código para la identificación de las resinas en 1988 en el afán de reciclar y dejar de contribuir a la contaminación y así establecer un sistema uniforme para todo Estados Unidos. Este código, identifica los termoplásticos del 1 al 7 dentro de un triángulo de flechas, como se muestra en la Figura 1, refiriéndose a cada plástico con propiedades y aplicaciones específicas. Los códigos son moldeados o impresos sobre el fondo de la mayoría de contenedores plásticos, sin embargo, para la clasificación a gran escala, la identificación visual no es lo suficientemente práctica.

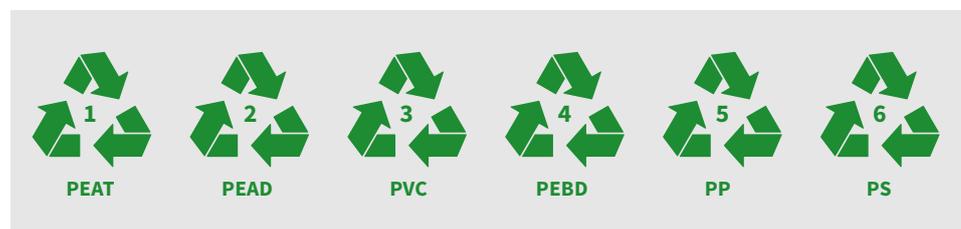


Figura 15. Sistema de clasificación de plásticos.

Aspecto físico: El aspecto físico o visual puede dar una pista para identificar los materiales plásticos. Es más difícil identificar los plásticos como materia prima sin mezclar, o en pellets, que los productos acabados. Los termoplásticos se producen generalmente en forma de pellets, granulados. Los materiales termoestables se suelen obtener como polvos o resinas. De las resinas termoplásticas más comunes, el Polietileno tereftalato (PET) y Polipropileno (PP) tienen una textura translúcida, cerosa. Los métodos de fabricación y aplicación del producto también describen un plástico. Habitualmente, los materiales termoplásticos se extruyen o se someten a conformado por inyección, calandrado, moldeo por soplado y moldeo al vacío. El Polietileno (PEAD, PEBD), el Poliestireno (PS) y los celulósicos se suelen emplear en la industria de recipientes y envasados. Las sustancias como polietileno, Politetrafluoretileno, Poliacetales y Poliamidas tienen un tacto ceroso característico. Los plásticos termoendurecibles se suelen moldear por compresión (por transferencia).

Efectos del calor: Cuando se calientan muestras de plástico en tubos de ensayo, se pueden identificar los olores característicos de determinados plásticos. La manera particular de quemarse puede dar una pista al respecto. El PET se quema rápidamente, y expide olores a parafina y cuando se extingue la llama, produce un humo blanco. El polietileno se consume con una llama azul transparente y gotea al fundirse. El Cloruro de polivinilo (PVC) puede encenderse pero él mismo se extinguirá en cuanto la fuente de fuego esté alejada. El PVC tiene un olor muy agrio al quemar porque el cloruro de hidrógeno es un derivado ardiente. El PP, por otro

El PP, por otro lado, se consume más lentamente, los gases alimentan la llama. El PS y sus copolímeros desprenden humo negro (carbono), se quema rápidamente, tiene un olor de gas fuerte, y produce grandes cantidades de hollín.

El punto de fusión real es otro elemento identificador. Los materiales termoestables no se funden. Algunos termoplásticos en cambio, funden a menos de 195°C. También se puede presionar sobre la superficie de un plástico con un soplete de soldadura eléctrica. Si el material se ablanda y la punta caliente se hunde, será un termoplástico. Si sigue duro y se carboniza simplemente se tratará de un termoestable. El riesgo de incendio en determinadas aplicaciones (construcción, transporte, electrónica) ordenado en cinco niveles puede evaluarse con el comportamiento de los plásticos a la llama.

Niveles de riesgo de incendio:



- **plásticos fácilmente combustibles (PS).**
- **plásticos combustibles (PE, PP, ABS, PET).**
- **plásticos difícilmente combustibles (EP).**
- **plásticos autoextinguibles (PVC, PC).**
- **plásticos no combustibles (LPC).**

Prueba de Beilstein: La prueba de Beilstein es un método simple para determinar la presencia de un halógeno (cloro, flúor, bromo, yodo). Para esta prueba hay que calentar un alambre de cobre limpio en una llama de Bunsen hasta que se ponga incandescente. Después se pone en contacto rápidamente el alambre caliente con la muestra de ensayo y se retorna el alambre a la llama. Una llama verde demuestra la presencia de halógeno. Uno de los plásticos que contiene cloro como es el PVC que da positivo en el ensayo de halógeno. Si la prueba es negativa, es posible que el polímero esté compuesto solamente de carbono, hidrógeno, oxígeno o silicio.

Solubilidad: Las pruebas para determinar la solubilidad o insolubilidad de los plásticos son métodos sencillos de identificación. Con la excepción de las poliolefinas, los acetales, las poliamidas y los fluorplásticos, se puede considerar que todos los materiales termoplásticos son solubles a temperatura ambiente, el PET por ejemplo es impenetrable a los solventes químicos mientras el PP se disuelve en tolueno caliente. Los termoestables por su parte, son resistentes a los disolventes.

Densidad relativa: La clasificación por densidad con un sistema de flotación se realiza comparando las densidades del material plástico y sustancias líquidas de densidad conocida. Si un plástico flota en una solución con una densidad de 0,94 g/cm³, puede ser un plástico de polietileno de densidad media o baja. Si la muestra flota en una solución de 0,92 g/cm³, puede tratarse de un polietileno de baja densidad o polipropileno. Si se hunde en todas las soluciones por debajo de una densidad de 2,00 g/cm³, la muestra será un plástico de fluorcarbono. La presencia de cargas u otros aditivos y el grado de polimerización pueden dificultar la identificación de los plásticos por la densidad relativa, porque pueden hacer que cambie la densidad de un plástico. Poliolefinas, ionómeros y poliestirenos de baja densidad flotarán en el agua (que tiene una densidad de 1,00 g/cm³).

20. Pinturas

Los componentes de una pintura son:

- **El vehículo**
- **El pigmento**
- **Los aditivos**

El vehículo consta de un **aglutinante** (forma el recubrimiento fino adherente, da cuerpo, dureza y durabilidad a la pintura) y de un **disolvente** (facilita la extensión, a veces disolución del aglutinante, sirve para fluidificar y es generalmente volátil).

Hay varios tipos de **aglutinantes**: cal apagada, yeso, cemento, ceras, parafinas, colas animales o vegetales, gomas (como la goma arábica que es muy soluble en agua), caucho, aceites (de lino, de soja, de nuez, etc.), resinas (goma laca y betún de Judea y aglutinantes proteicos (caseína, clara y yema de huevo).

Los **disolventes** pueden ser: agua, alcohol metílico, etílico y amílico (para las resinas), aguarrás (esencia de trementina), acetona (disuelve resinas, grasas, gomas, etc.), benceno (buen disolvente para aceites y grasas). El disolvente o el diluyente para pinturas de aceite secante es generalmente el aguarrás (una mezcla de hidrocarburos cíclicos) o una mezcla de hidrocarburos derivados del petróleo que se volatilizan adecuadamente. El disolvente para la mayoría de los aglutinantes orgánicos es un alcohol, una cetona o un éster.

El **pigmento** da a la película terminada su color y su poder cubriente. Los pigmentos blancos más corrientes son óxidos inorgánicos, como el dióxido de titanio (TiO_2), el óxido de antimonio (Sb_2O_3) y el óxido de cinc (ZnO). Se usa también el sulfuro de cinc (ZnS), el sulfato de bario (BaSO_4) y otros compuestos de plomo. Para dar color amarillo, rojo o color tierra el óxido férrico (Fe_2O_3) y para color verde el óxido crómico (Cr_2O_3). Los cromatos de plomo, cinc, estroncio y níquel producen distintas gamas de amarillo y anaranjado. También se utilizan sólidos orgánicos para obtener otros colores.

Los **aditivos** modifican algunas propiedades de la pintura, entre ellos hay aceleradores, dispersantes, antiapelmazantes, estabilizadores de envases, espesantes, ignífugos e intumescentes, fungicidas y alguicidas.

A. TIPOS DE PINTURAS SEGÚN SU COMPOSICIÓN:

- *Pinturas de emulsión al agua: al temple, a la cal, al cemento, al silicato, plásticas o acrílicas.*
- *Pinturas de emulsión al aceite: alquídicas, esmaltes (grasos, sintéticos y acrílicos).*
- *Lacas y barnices.*
- *Bituminosos.*
- *Con reacción química de sus componentes: poliméricas, clorocauchos, epoxi, poliuretanos y reacciones metálicas.*

B. TIPOS DE PINTURAS SEGÚN SUS PROPIEDADES:

Antioxidantes y anticorrosivas, ignífugas y/o intumescentes, impermeables, lavables, submarinas, antiácidos, entre otras.

La **pintura al temple** es una pintura al agua, que usa como ligante colas. Para cubrir se usan pigmentos inertes o cargas. Se utilizan para superficies de interior a base de yeso, no expuestas a condensaciones.

La **pintura a la cal** es una pintura al agua, cuyo aglutinante y pigmento es la cal. Se colorean con pigmentos sólidos alcalinos. Tiene buena adherencia en cemento, cal y ladrillos porosos. No se aplica sobre yeso, madera, metal u otras pinturas.

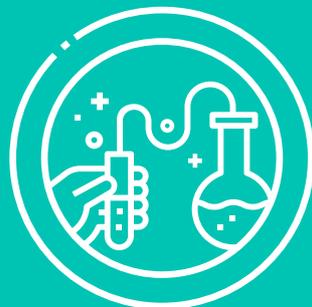
La **pintura al cemento** es una pintura a base de cemento blanco y pigmentos resistentes a la alcalinidad. Se utilizan para superficies de exterior de cemento o ladrillos porosos.

Las **pinturas plásticas** usan como ligantes dispersiones poliméricas (plásticos sólidos) que al secar dejan un residuo transparente, flexible similar a un plástico. Se utilizan para exteriores e interiores sobre yeso y cemento o sus derivados, también sobre madera o acero previa imprimación.

Las **pinturas al aceite** usan como ligantes aceites secantes (linaza), para conseguir más cuerpo y más brillo se disuelven en hidrocarburos (white spirit) o en aguarrás. Admiten toda clase de pigmentos y secan por evaporación del disolvente. Su uso está reducido a la imprimación anticorrosiva de metales ya que sus cualidades de penetración y humectación *permiten su aplicación en hierros oxidados en los que no puede prepararse adecuadamente la superficie.*



VI. Actividad experimental: polímeros y pinturas



VI. Actividad experimental: polímeros y pinturas.



1. Objetivos

- > Identificar plásticos desconocidos por sus propiedades.
- > Obtener pigmentos inorgánicos por medio de reacciones químicas para ser utilizados en pinturas.
- > Obtener distintos aglutinantes a partir de polímeros naturales.
- > Formular pinturas utilizando pigmentos y aglutinantes obtenidos en esta actividad experimental.

2. Materiales y reactivos

Aro de metal	Aceite vegetal
Embudo	Acetona
Erlenmeyer	Agua destilada
Gradilla	Almidón
Mechero	CaCl ₂
Papel absorbente	Cloroformo
Papel de filtro	Etanol
Pincel	Goma arábiga
Pinza metálica	Hexano
Pipeta graduada de 5 y 10 ml	KI
Soporte universal	Leche
Superficie para pintar	Na ₂ CO ₃
Tela de amianto	NaHCO ₃
Trípode	Pb(NO ₃) ₂
Tubos de ensayo	Solución de ácido acético 5% v/v
Varilla de vidrio	Solución de CaCl ₂
Vaso de precipitado 100 y 250 ml	Solución de HCl 5% v/v
	Solución de NaOH 5% m/v
	Solución de CuSO ₄

3. Polímeros

A. Densidad relativa

1. Realizar una observación visual de cada una de las muestras, determinando características como transparencia u opacidad, color, etc. Registrar las observaciones en la tabla.
2. Verter 5 ml de cada líquido, indicados en la tabla, en tubos de ensayo numerados del 1 al 3.
3. Agregar a cada tubo las muestras y observar.
4. Registrar en la tabla el comportamiento de cada muestra en presencia de cada uno de los líquidos, es decir, si flota o no en las sustancias donde ha sido sumergido.

Muestra	OBSERVACIONES FÍSICAS (Transparencia u opacidad, color, etc.)	Densidad de cada polímero	LÍQUIDOS (flota o no flota)		
			Agua destilada Densidad	Etanol Densidad	Aceite vegetal Densidad
PS expandido					
PET					
PVC					
PLA					
PP					
PS					
PEBD					
PEAD					
ABS					

B. Propiedades químicas: solubilidad, resistencia a hidrocarburos, ácidos y álcalis.

1. Verter 5 ml de cada líquido indicado en la tabla en distintos tubos de ensayo (numerarlos del 1 al 6).
2. Agregar una muestra de cada polímero en los distintos tubos y observar comportamiento.
3. Registrar en la tabla el comportamiento de cada muestra.
 - En agua destilada indicar: soluble/ insoluble.
 - En los otros solventes o soluciones indicar: resiste/ no resiste.

Muestra	Agua destilada	Hexano	Cloroformo	Acetona	NaOH 5% m/v	HCl 5% v/v
PS expandido						
PET						
PVC						
PLA						
PP						
PS						
PEBD						
PEAD						
ABS						

C. Efectos del calor: no se realizará en el laboratorio, buscar datos en bibliografía y completar el cuadro.

1. Tomar cada muestra con pinza metálica.
2. Acercar a la llama del mechero y registrar las observaciones (color de llama, color del humo, olor de gases expeditos, etc.).

Muestra	COMPORTAMIENTO AL CALOR		
	Color de llama	Color del humo	Olor de gases
PS expandido			
PET			
PVC			
PLA			
PP			
PS			
PEBD			
PEAD			
ABS			

4. Pinturas

A. Obtención de pigmentos

1. Numerar tres tubos de ensayo y proceder según lo indicado:
 - . **Tubo 1:** Colocar 1 g de cloruro de calcio en un tubo de ensayo. Adicionar agua caliente hasta la mitad del tubo y agitar suavemente hasta que el sólido se disuelva. Añadir 1 g de carbonato de sodio al tubo, tapar y agitar vigorosamente.
 - . **Tubo 2:** Colocar 1 g de nitrato de plomo (II) en un tubo de ensayo. Adicionar agua caliente hasta la mitad del tubo y agitar suavemente hasta que el sólido se disuelva. Añadir 1 g de yoduro potasio al tubo, tapar y agitar vigorosamente.
 - . **Tubo 3:** Colocar 60 ml de sulfato cúprico en un Erlenmeyer, añadir 1 g bicarbonato de sodio y calentar. Se obtiene $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$.
2. Filtrar, agitando previamente, y guardar el pigmento (precipitado) en el papel de filtro. Descartar los líquidos de filtración de acuerdo a las indicaciones del docente.
3. Plantear las ecuaciones químicas correspondientes, indicando el estados de agregación de reactivos y productos.

4. Indicar el color del precipitado en cada una de las reacciones.

. Tubo 1: _____

. Tubo 2: _____

. Tubo 3: _____

B. Obtención de un aglutinante natural (a base de proteínas)

1. Colocar 200 ml de leche en un vaso de precipitado de 250 ml.
2. Calentar suavemente hasta ebullición.
3. Suspender el calentamiento y adicionar 10 ml de ácido acético 5 % v/v, agitando continuamente hasta la formación de un precipitado.
4. Dejar en reposo durante unos minutos. Si el líquido es todavía blanco, añadir 5 ml de ácido acético 5 % v/v hasta que el líquido sea claro.
5. Separar el precipitado y reducir el agua con papel absorbente.
6. Conservar el precipitado (caseína).

Obtención de un aglutinante natural (a base de hidratos de carbono)

1. Disolver 5 a 6 g de almidón en 30 ml de agua.
2. Calentar agitando constantemente la suspensión de almidón hasta que se forma una pasta.
3. Dejar enfriar y conservar.

C. Formulación de una pintura

1. Colocar una pequeña cantidad de aglutinante un vaso de precipitados de 100 ml.
2. Incorporar el pigmento.
3. Mezclar hasta obtener un color uniforme. En este momento se puede corregir la cantidad de aglutinante y/o de pigmento, para obtener la consistencia apropiada para pintar.
4. Pintar el material correspondiente y completar la tabla consignando observaciones como brillo, poder cubritivo y adherencia de la pintura fresca. Dejar secar y registrar nuevamente en observaciones los resultados obtenidos.

Aglutinante	Solvente	Pigmento (Fórmula y color)	Observaciones de la pintura

5. Conclusiones

Para emitir una conclusión en referencia a los ensayos realizados en este práctico de laboratorio deberá:

- . Comparar las densidades de los líquidos y los polímeros utilizados en la práctica para realizar su identificación, indicando si lo observado en la práctica se corresponde con los datos de la bibliografía.

. Evaluar y comparar las diferentes formulaciones de pinturas realizadas en cuanto a tiempo de secado, poder cubritivo, adherencia e impermeabilidad, entre otros. |



.....

Firma del alumno

.....

Fecha y firma del profesor



VII. Introducción teórica: agua



VII. Introducción teórica: agua.

1. Definición y Propiedades



El agua es esencial para la vida. Se define como un líquido transparente, incoloro, inodoro e insípido, sin embargo es capaz de disolver sustancias que pueden modificar alguna o todas estas propiedades a la vez.



Existe en las tres fases, sólida, líquida y gaseosa dentro de los límites de temperatura y presión naturales en la tierra. Posee propiedades únicas que la hacen esencial para la vida. Puede cumplir innumerables funciones: es un solvente extraordinario, un reactivo indispensable en procesos inorgánicos y orgánicos y actúa sobre el metabolismo de los seres vivos. Debido a su gran capacidad calorífica funciona como regulador térmico y tiene la propiedad de expandirse cuando se congela permitiendo que el hielo flote en agua líquida. Su alta constante dieléctrica permite la disolución de sustancias iónicas y favorece su ionización. Posee altos calores latentes de fusión y de vaporización y su alta tensión superficial es responsable de la acción capilar que permite al agua moverse.

2. Composición de aguas naturales

La salinidad total de las aguas superficiales continentales está determinada normalmente por la presencia de los cationes sodio, calcio, magnesio y potasio y de los aniones cloruros, sulfato y bicarbonato-carbonato. La composición del agua se debe principalmente a los procesos de disolución, hidrólisis, de óxido reducción y de formación de complejos con sustancias inorgánicas u orgánicas de las rocas presentes en las cuencas de los ríos, a la precipitación atmosférica y al equilibrio que se establece entre precipitación-evaporación.

Las concentraciones de HCO_3^- , el SO_4^{2-} y el Ca^{2+} dependen de procesos de precipitación-disolución, del metabolismo microbiano y de cambios climáticos. Algunos elementos minoritarios como el silicio, el nitrógeno, el fósforo, el hierro, de importancia biológica, no influyen en forma significativa en la salinidad del agua.

Los recursos hídricos se obtienen de aguas superficiales o de aguas subterráneas. La disponibilidad de agua es de suma importancia para la vida y el desenvolvimiento económico de cualquier región del mundo. Aproximadamente las dos terceras partes de los recursos hídricos se destinan al uso agrícola, con una demanda creciente para el turismo, usos urbanos e industriales, compitiendo por un acceso a un recurso cada vez menos disponible.

El aprovisionamiento de agua para uso doméstico es el más exigente, en términos de calidad y seguridad del suministro. La calidad de agua tiene consecuencias directas en la salud humana, situación que se torna más grave por la demanda creciente. El agua potable es necesaria para la vida, para la salud y para una existencia productiva. La Asamblea General de las Naciones Unidas, en 2010, estableció el derecho al agua potable y saneamiento como un derecho humano esencial para el pleno disfrute de la vida y de todos los derechos humanos.

Particularmente, la calidad del agua influye sobre la resistencia del concreto ya que las impurezas que pueda contener pueden afectar negativamente sobre su resistencia u ocasionar el manchado de su superficie, así como llevar a la corrosión del refuerzo.

3. Deterioro de la calidad

El deterioro de la calidad del agua es un problema que va en aumento considerado como uno de los principales problemas ambientales cuyas causas son los vertidos incontrolados de las aguas residuales urbanas e industriales, las prácticas agrícolas deficientes, la contaminación atmosférica, la acumulación de sustancias químicas en suelos y sedimentos, etc. Los principales efectos que produce el agua contaminada en el medio ambiente son: contaminación microbiológica del agua, con la transmisión hídrica de enfermedades, pérdida de los ecosistemas acuáticos, pérdida de la capacidad productiva en suelos regados, pérdida de suelos por erosión, etc.

4. Indicadores de calidad

Los indicadores de calidad son aquellos parámetros que permiten realizar una evaluación tanto cualitativa como cuantitativa de una muestra de agua. Se los puede clasificar en parámetros físicos, químicos y biológicos.

Entre los indicadores físicos es posible mencionar: turbidez, sólidos en suspensión, color, olor y sabor, temperatura y conductividad.

Entre los indicadores químicos se mencionan: pH, dureza, oxígeno disuelto, materia orgánica, nutrientes, plaguicidas y metales pesados.

Conocer el **pH** ($-\log [H_3O^+]$) del agua es muy importante por cuanto la acidez cumple un rol importante sobre los equilibrios establecidos en diferentes sustancias, fundamentalmente en la solubilidad de los metales. Se considera como un intervalo de pH del agua apto para la vida entre 6 y 9.

Otra propiedad importante es la dureza del agua, definida como la suma de los cationes presentes en el agua, siendo los más importantes para determinar la dureza los cationes calcio y magnesio. Se expresa como mg/L (ppm) de carbonato de calcio considerando como si todo el calcio estuviese en forma de carbonato de calcio y el magnesio también fuese carbonato de calcio.

En general el agua con una dureza de 0 a 50 mg/L de $CaCO_3$ se considera blanda y por encima de 200 mg/L de $CaCO_3$ el agua es dura.

La manifestación más evidente de la dureza del agua es la precipitación de sales insolubles de los jabones. La dureza se determina mediante una valoración con EDTA. Si fuera necesario determinar calcio y magnesio individualmente se recomienda realizar las determinaciones por absorción atómica.



Figura 17. Depósito de carbonato de calcio proveniente de aguas duras.

El **oxígeno disuelto** es uno de los indicadores más utilizados para el medio fluvial ya que participa en un gran número de procesos que tienen lugar en el medio acuático. Es aportado por intercambio con la atmósfera y por la acción fotosintética de los productores primarios. Es consumido por los microorganismos en los procesos de oxidación de la materia orgánica e inorgánica y en los de respiración. Se determina por el método de Winkler.

Se define como **materia orgánica** a un conjunto de compuestos de composición y estructura química bastante diferente, pero que presentan una característica común: su capacidad para reaccionar con el oxígeno en un proceso de oxidación.

Las aguas naturales ligeramente ácidas son inofensivas, pero las que contengan ácidos húmicos u otros ácidos orgánicos pueden afectar negativamente el endurecimiento del concreto.

La **conductividad** evalúa la capacidad del agua para conducir la corriente eléctrica. Es una medida indirecta de la cantidad de iones en solución (fundamentalmente Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , Na^+ , Mg^{2+} y Ca^{2+}). La unidad básica para medir la conductividad es el siemens por centímetro. El agua destilada tiene una conductividad en el rango de 0,5 a 3 $\mu\text{Siemens/cm}$.

En soluciones acuosas la conductividad es directamente proporcional a la concentración de **sólidos disueltos**, por lo tanto cuanto mayor sea dicha concentración mayor será la conductividad. La relación entre conductividad y sólidos disueltos es $2 \mu\text{S/cm} = 1 \text{ ppm}$ (mg/l de CaCO_3). Utilizando medidores de conductividad es posible estimar el valor de la dureza del agua, incluso en grados Franceses ($1^\circ\text{F} = 10 \text{ ppm}$ de CaCO_3), $1^\circ\text{F} = 20 \mu\text{S/cm}$.

La **corrosividad del agua** resulta favorecida cuando el agua presenta:

- > *Valores de pH bajos.*
- > *Alto contenido de oxígeno disuelto.*
- > *Alto contenido de cloro residual libre.*
- > *Alcalinidad baja.*
- > *Concentración de sólidos disueltos alta.*
- > *Dureza por calcio baja.*
- > *Temperatura alta.*

5. Iones presentes en el agua

A pesar de la definición química del agua como una sustancia constituida exclusivamente por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, en la naturaleza no se encuentra nunca en ese grado de pureza sino que está siempre impurificada con una serie de componentes inorgánicos y orgánicos.

En numerosos procesos de distinta índole es indispensable la intervención del agua y es por ello que resulta indispensable conocer su composición. En el presente trabajo práctico se analizará en particular las condiciones del agua para elaborar hormigón.

Resulta obvio decir que sin agua no se puede elaborar hormigón o morteros, más aún, ni siquiera puede elaborarse una pasta de cemento. Por otra parte, se debe tener en cuenta que el agua y el hormigón son dos de los materiales más utilizados por la humanidad, el agua ocupa el primer lugar y el hormigón el segundo. Así, el agua cobra importancia en la fabricación del hormigón como: agua de mezclado, agua de curado y agua de lavado. Han de tenerse en cuenta también, los efectos que pueda producir como agua de contacto.

Si bien el agua es el componente de más bajo costo para la elaboración del hormigón, es un componente tan importante como el cemento, ya que la variación de su contenido en una mezcla, permite realizar la dosificación del hormigón variando su resistencia, plasticidad, asentamiento, manejabilidad y permeabilidad. Además, cuando se desconoce la calidad del agua utilizada, su procedencia y composición química, se corre un gran riesgo, no se sabe si en el interior del hormigón el agua provocará un beneficio o un inconveniente.

Las impurezas del agua pueden presentarse disueltas o en forma de suspensión y pueden ser: carbonatos o bicarbonatos, cloruros, sulfatos, sales de hierro, sales inorgánicas, ácidos, materia orgánica, aceites, o sedimentos y pueden interferir en la hidratación del cemento, producir modificaciones del tiempo de fraguado, reducir la resistencia mecánica, causar manchas en la superficie del hormigón y aumentar el riesgo de corrosión de las armaduras.

En general, se establece que si el agua es potable, es adecuada para agua de mezclado, y una gran parte de los hormigones se elaboran con agua potable. Sin embargo, muchas aguas no aptas para beber son satisfactorias para el mezclado. En todo caso, las especificaciones establecen las cantidades máximas de impurezas que pueden ser aceptadas, dependiendo del tipo de hormigón a elaborar. Cuando existen dudas acerca de la calidad del agua de mezclado, se deben extraer muestras para someterlas a ensayos de laboratorio.

6. Agua para consumo humano

El Código Alimentario Argentino para el agua potable de suministro público y agua potable de uso domiciliario establece:

pH: 6,5 - 8,5.

Cloruro (Cl⁻) máx.: 350 mg/l.

Dureza total (CaCO₃) máx.: 400 mg/l.

Sulfatos (SO₄²⁻) máx.: 400 mg/l.

Los mismos parámetros figuran en las especificaciones para agua de bebida establecidas en la Ley de higiene y seguridad en el trabajo.

7. Agua para mezcla

Puede utilizarse agua potable o no, la bibliografía indica que un agua adecuada es aquella que cumple:

pH 6 a 8.

Cl⁻ < 500 ppm.

SO₃ < 1000 ppm.

HCO₃⁻ y CO₃²⁻ < 1000 ppm.

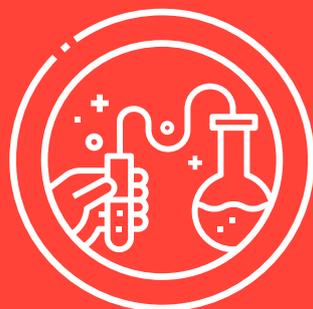
Sólidos disueltos < 1000 ppm.

8. Agua para curado

En general es adecuada la misma que para la mezcla, sin embargo la presencia de hierro y de materia orgánica pueden ocasionar manchas en el concreto. |



VIII. Actividad experimental: agua



VIII. Actividad experimental: agua.



1. Objetivos

- > Comprender la importancia del agua, sus propiedades y aplicaciones.
- > Realizar análisis de agua de procedencias diferentes y reconocer la presencia de iones.
- > Determinar la concentración a partir de técnicas de titulación.
- > Interpretar datos y elaborar conclusiones.

2. Materiales y reactivos

Aro de metal	Agua destilada
Balanza	Solución de NaHCO_3 al 10% m/v
Bureta de 50 ml	Solución de K_2CrO_4 al 5% m/v
Doble soporte Fisher	Solución de fenolftaleína
Embudo	Solución de naranja de metilo
Erlenmeyer de 250 ml	Solución de rojo de metilo
Espectrofotómetro Visible	Amortiguador de pH 10
Gradilla	Negro de eriocromo T (sólido o en solución)
Matraz de 50 ml	Solución de Na_2SO_4 de 1000 ppm (para curva de calibración)
Mechero	Solución de goma arábica al 5%
Papel absorbente	Solución de BaCl_2 al 10% estabilizada en solución de goma arábica
Papel de filtro	Solución de BaCl_2 0,1 M
Peachímetro-conductímetro	Solución de AgNO_3 0,1 M
Pie universal	Solución de HCl 0,1 M
Pinza metálica	Solución de NaOH 0,1 M
Pipetas graduadas de 1, 5 y 10 ml	Solución de EDTA 0,01 M
Probetas de 25 y 100 ml	Solución de ácido acético al 5% v/v; dilución ácido acético 1/10
Tela de amianto	
Trípode	
Tubos de ensayo	
Vaso de precipitado 50 y 100 ml	

3. Caracteres físico-químicos

A. Determinación de pH, temperatura y conductividad

- 1- Colocar en un vaso de precipitado 50 ml del agua a analizar.
- 2- Medir el pH con el peachímetro, introduciendo el electrodo y el sensor de temperatura en el seno de la muestra de agua.
- 3- Registrar los valores.

4. Introducir la sonda de conductividad en el seno de la muestra de agua.
5. Registrar el valor.
6. Interpretar los resultados con los valores de sólidos disueltos y dureza del agua.

Muestra	pH	T [°C]	Conductividad [μS/cm]	Sólidos disueltos (*) [ppm]	Dureza(*) [°F]
MUESTRA "A"					
MUESTRA "B"					
Agua destilada					

(*) Estimados a partir del valor de conductividad.

4. Análisis cualitativo

B. Reconocimiento de iones cloruros en agua

- 1 - En un tubo de ensayo colocar 5 ml del agua que se debe analizar.
- 2 - Agregar 4 gotas de solución de nitrato de plata. La formación de un precipitado blanco indica la presencia de Cl⁻.
- 3 - Escribir la ecuación química que representa la reacción observada, indicando los estados de agregación y la formación de precipitado.

Ecuación química _____

Color inicial _____ Color final _____

Presencia de cloruros MUESTRA "A": **negativo** / **positivo** (rodear la opción)

Presencia de cloruros MUESTRA "B": **negativo** / **positivo** (rodear la opción)

C. Reconocimiento de iones sulfatos en agua

1. En un tubo de ensayo colocar 5 ml del agua que se debe analizar.
2. Agregar 4 gotas de cloruro de bario. La formación de un precipitado blanco indica la presencia de SO₄²⁻.
3. Escribir la ecuación química que representa la reacción observada, indicando los estados de agregación y la formación de precipitado.

Ecuación química _____

Color inicial _____ Color final _____

Presencia de sulfatos MUESTRA "A": **negativo** / **positivo** (rodear la opción)

Presencia de sulfatos MUESTRA "B": **negativo** / **positivo** (rodear la opción)

5. Análisis cuantitativo

D. Determinación de iones cloruros: Método de Mohr

- 1 - En un vaso de precipitados de 100 ml controlar el pH del agua usando un peachímetro. Si el pH no está dentro del rango 6-9, se lo lleva a esos valores agregando gotas de la solución de ácido acético si el pH está por encima de 9 o con gotas de NaHCO_3 si se encuentra por debajo de 6.
- 2 - Medir con probeta 100 ml de agua (cuyo pH se controló) y trasvasarlos a un erlenmeyer de 250 ml. Si el agua está turbia, filtrar porque podría contener materias en suspensión.
- 3 - Adicionar 3 gotas de solución indicadora de K_2CrO_4 con lo que el agua tomará una coloración amarillenta.
- 4 - Colocar la solución de AgNO_3 0,1 M (titulante) en la bureta.
- 5 - Agregar gota a gota solución titulante, hasta aparición de un precipitado de color rojo ladrillo correspondiente al Ag_2CrO_4 .
- 6 - Anotar el volumen de AgNO_3 gastado en la titulación.
- 7 - Escribir la ecuación química correspondiente indicando los estados de agregación y la formación de precipitado.
- 8 - Calcular la concentración Molar de NaCl y expresar el resultado como Cl en ppm (mg/L).

Ecuación química

MUESTRA "A"

M _____

ppm _____

MUESTRA "B"

M _____

ppm _____

E. Determinación turbidimétrica de sulfatos

- 1 - Medir con pipeta no más de 5 ml de la muestra de agua y trasvasarlos a un matraz de 50 ml.
- 2 - Preparar un blanco de reactivos utilizando 5 ml de agua destilada en lugar de la muestra.
- 3 - En cada matraz incorporar 20 ml de agua destilada, 1 ml de solución de ácido acético y 5 ml de solución de cloruro de bario estabilizada.
- 4 - Agitar energéticamente 2 ó 3 veces.
- 5 - Dejar reposar 15 minutos.
- 6 - Agitar nuevamente.
- 7 - Leer la absorbancia, frente al blanco, a 650 nm.
- 8 - Determinar la concentración de sulfatos en la muestra de agua a partir de la curva de calibración realizada con patrones de 0 a 20 mg/l de SO_4^{2-} .
- 9 - Expresar la concentración de sulfatos como mg de SO_4^{2-} /litro agua.

PATRONES	Concentración [ppm]	Absorbancia
	0	
	20	

CURVA DE CALIBRACIÓN

Ecuación de la recta: $y = m x + b$

MUESTRA "A"

Absorbancia _____

mg/L _____

MUESTRA "B"

Absorbancia _____

mg/L _____

F. Determinación de carbonatos y bicarbonatos

- 1 - Colocar la solución de HCl 0,1 M (titulante) en la bureta.
- 2 - Trasvasar de 10 a 25 ml de la muestra de agua a un erlenmeyer de 250 ml.
- 3 - Adicionar 3 a 4 gotas del indicador ácido-base fenolftaleína.
- 4 - Si la muestra con el indicador se torna rosa, titular hasta decoloración del indicador y anotar el volumen de HCl gastado. Si la solución no se torna color rosa no hay presencia de CO_3^{2-} .
- 5 - Una vez producido el cambio de color de la fenolftaleína, agregar 3 a 4 gotas del indicador naranja de metilo con lo que la muestra tomará una coloración amarilla.
- 6 - Continuar titulando con HCl hasta la aparición de una coloración rojo-naranja.
- 7 - Escribir la ecuación química correspondiente indicando los estados de agregación. Determinar la alcalinidad en mg de CaCO_3 /L agua.

Ecuación química _____

MUESTRA "A"

mg/L _____

MUESTRA "B"

mg/L _____

G. Determinación de dureza

- 1 - Colocar la solución de EDTA 0,01 M (titulante) en la bureta.
- 2 - Colocar 25 ml de la muestra en un erlenmeyer.
- 3 - Agregar 1 ml de amortiguador pH 10 y 3 a 4 gotas del indicador negro de eriocromo T.
- 4 - Titular hasta un cambio de color rojo a azul definido.
- 5 - Determinar la dureza en mg de CaCO_3 /L agua.

MUESTRA "A"

mg/L _____

MUESTRA "B"

mg/L _____

H. Requisitos químicos de agua para mezcla según NORMA IRAM 1601

Residuo sólido	< 5000 mg/dm ³
Materia orgánica, expresada en oxígeno consumido	< 3 mg/dm ³
pH	5,5 a 8
SO ₄ ²⁻	< 1000 mg/dm ³
Cl ⁻ (para emplear en hormigón simple)	< 2000 mg/dm ³
Cl ⁻ (para emplear en hormigón armado convencional)	< 700 mg/dm ³
Cl ⁻ (para emplear en hormigón pretensado)	< 500 mg/dm ³
Fe	< 1 mg/dm ³

6. Conclusiones

Para emitir una conclusión en referencia a las muestras de agua ensayadas en este práctico de laboratorio deberá:

- . Comparar el valor de dureza del agua determinado por titulación con el valor estimado a partir del valor de conductividad.
- . Estimar el riesgo de corrosividad del agua en base a los resultados obtenidos de pH, alcalinidad, sólidos disueltos, dureza y temperatura.
- . Analizar los resultados obtenidos, comparar con la reglamentación e indicar si el agua ensayada podrá o no ser utilizada como agua para mezcla.

.....
Firma del alumno

.....
Fecha y firma del profesor



IX. Introducción teórica: metales



IX. Introducción teórica: metales.



1. Reacciones con transferencia de electrones (redox)

Son aquellas reacciones en las cuales existe transferencia de electrones entre los compuestos intervinientes produciéndose en consecuencia, cambios en los números de oxidación.

OXIDACIÓN: Pérdida de electrones (aumento del número de oxidación).

Ejemplo: $\text{Cu}^{\circ} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

REDUCCIÓN: Ganancia de electrones (disminución del número de oxidación).

Ejemplo: $\text{Ag}^{+} + 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}^{\circ}$

Una oxidación siempre debe ir acompañada de una reducción. Cada una de estas reacciones se denomina semirreacción o hemirreacción.

En las reacciones REDOX existen dos clases de agentes, dependiendo del proceso (oxidación o reducción) en el que intervienen.

OXIDANTE: Es la sustancia capaz de oxidar a otra, reduciéndose.

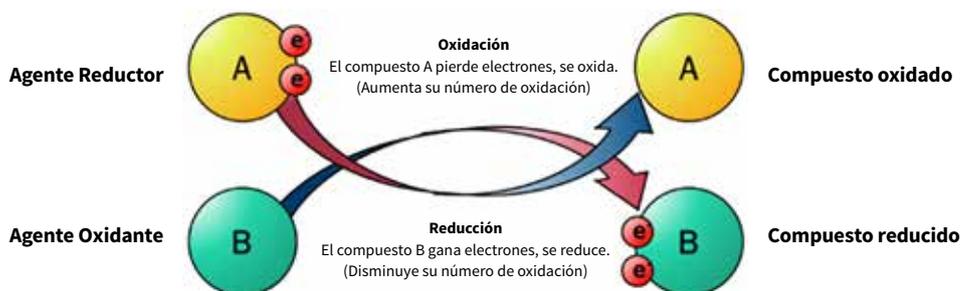
REDUCTOR: Es la sustancia capaz de reducir a otra, oxidándose.

Ejemplo:

$\text{Zn} + 2\text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$

Oxidación: Zn° (Agente reductor) $\rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Reducción: Ag^{+} (Agente oxidante) $+ 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}^{\circ}$



2. Ajuste de las reacciones por el método del ión-electrón

Se basa en la conservación tanto de la masa como de la carga de las especies intervinientes, los electrones que se pierden en la oxidación son los mismos que los que se ganan en la reducción.

Se escriben las dos hemirreacciones que tienen lugar, se igualan másica y eléctricamente y luego se afectan ambas hemirreacciones por un número entero que permita igualar el número de electrones, de manera tal que al sumarlas para obtener la ecuación global, los electrones puedan ser cancelados.

Aplicación del método

1- Identificar los átomos que cambian su estado de oxidación.

2- Escribir las hemirreacciones consignando las moléculas o iones presentes en disolución y que participan del proceso, ajustando el número de átomos.

3- Ajustar el número de electrones de forma que al sumar las dos hemirreacciones los mismos puedan ser cancelados.

5- Las reacciones podrán ser ajustadas másicamente, de acuerdo al medio en el cual se encuentra la reacción, teniendo en cuenta lo siguiente:

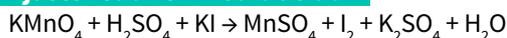
En medio ácido

- Los átomos de oxígeno que se pierdan en la reducción van al agua, los que se ganen en la oxidación provienen del agua.
- Los átomos de hidrógeno como H^+ provienen del ácido.

En medio básico

- Los átomos de oxígeno que se ganan en la oxidación (o pierdan en la reducción) provienen de los OH^- , necesitando tantas moléculas de H_2O como átomos de oxígeno se ganen o pierdan.

Ajuste redox en medio ácido



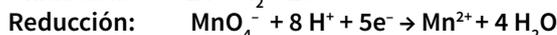
1- Identificar los átomos que cambian su estado de oxidación:



Moléculas o iones presentes en disolución:

- $KMnO_4 \text{ (ac)} \rightarrow K^+ \text{ (ac)} + MnO_4^- \text{ (ac)}$
- $H_2SO_4 \text{ (ac)} \rightarrow 2 H^+ \text{ (ac)} + SO_4^{2-} \text{ (ac)}$
- $KI \text{ (ac)} \rightarrow K^+ \text{ (ac)} + I^- \text{ (ac)}$
- $MnSO_4 \text{ (ac)} \rightarrow Mn^{2+} \text{ (ac)} + SO_4^{2-} \text{ (ac)}$
- $K_2SO_4 \text{ (ac)} \rightarrow 2 K^+ \text{ (ac)} + SO_4^{2-} \text{ (ac)}$
- $I_2 \text{ (s)}$ y $H_2O \text{ (l)}$ están sin disociar.

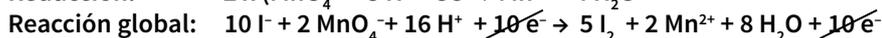
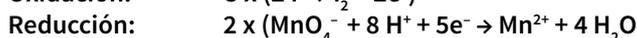
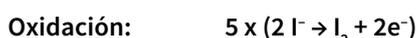
2- Escribir las hemirreacciones con moléculas o iones que muestren cambios en los números de oxidación ajustando los átomos (balance de masa) y con electrones las cargas de cada lado de la ecuación (balance electrónico).



Para realizar el balance de masa, en el lado que falte oxígeno, se sumará tantas moléculas de agua como de oxígeno faltaren, mientras que al otro lado se sumará el doble de protones.

En este ejemplo, los 4 átomos de oxígeno del MnO_4^- han sido balanceados con el agregado de 4 moléculas de H_2O en la parte derecha de la igualdad, pero para formar ésta se han necesitado además 8 H^+ que se han sumado en la parte izquierda.

3- Ajustar el número de electrones de forma que al sumar las dos hemirreacciones puedan cancelarse.

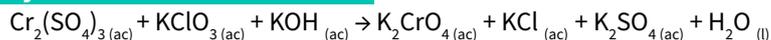


4- Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:

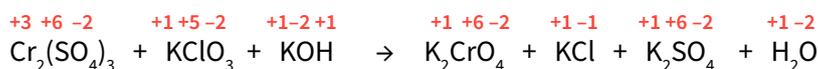


Las 6 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo, teniendo en cuenta que los H^+ vienen del ácido.

Ajuste redox en medio básico



1- Identificar los átomos que cambian su estado de oxidación:



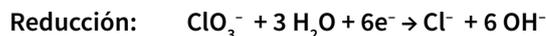
Moléculas o iones existentes en la disolución:

- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$
- $\text{KClO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{K}^+(\text{ac}) + \text{ClO}_3^-(\text{ac})$
- $\text{KOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{K}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$
- $\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{K}^+(\text{ac}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac})$
- $\text{KCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{K}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
- $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{K}^+(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ está sin disociar.

2- Escribir hemirreacciones con moléculas o iones que cambiaron su número de oxidación ajustando el número de átomos (balance de masa) y ajustar las cargas con electrones.



Donde sobran átomos de oxígeno se suma igual número de moléculas de agua que de oxígeno sobrantes (en el ejemplo en el lado derecho de la igualdad) y en el otro lado se suma el doble de OH^- .



Se suman tantas moléculas de H_2O como átomos de oxígeno sobren y al otro lado el doble de OH^- .

3- Ajustar el número de electrones de forma tal que al sumar las dos hemirreacciones puedan ser cancelados.

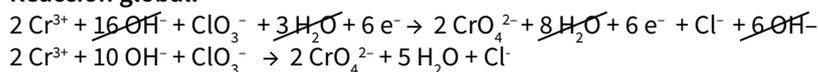
Oxidación:



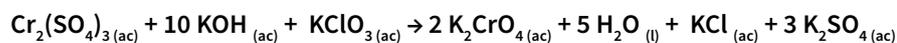
Reducción:



Reacción global:



4- Escribir la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Las 3 moléculas de K_2SO_4 (sustancia que no interviene en la reacción redox) se obtienen por tanteo.

3. Electroquímica

Electroquímica ha sido definida clásicamente como la ciencia que estudia los cambios químicos producidos por la corriente eléctrica y de la producción de electricidad a partir de reacciones químicas.

La electroquímica brinda también técnicas que permiten realizar un seguimiento de las reacciones químicas, como también para medir las propiedades de las soluciones, como por ejemplo el pH de una solución y el pKa de un ácido. Permite incluso monitorear la actividad del cerebro y del corazón, el pH de la sangre y la presencia de sustancias contaminantes en el agua.

Si una diferencia de potencial eléctrico es creada como consecuencia de una reacción química se está ante un proceso espontáneo, electrogénesis, dando lugar a un "acumulador de energía eléctrica", también llamado batería o celda galvánica.

Por el contrario, si una reacción química es provocada por una diferencia de potencial aplicada externamente, se hace referencia a una electrólisis y el proceso no es espontáneo.

Las reacciones químicas donde se produce una transferencia de electrones entre moléculas se conocen como reacciones redox, y su importancia en la electroquímica es vital, pues mediante este tipo de reacciones se llevan a cabo los procesos que generan electricidad o, en caso contrario, son producidos como consecuencia de ella.

4. Celda electroquímica

Es un dispositivo experimental utilizado para generar electricidad mediante una reacción redox espontánea. Se la conoce también como celda o pila galvánica o voltaica (Figura 18.).

Está constituida por dos compartimientos con sendas soluciones electrolíticas de concentración 1 M, en donde se encuentran sumergidos dos electrodos metálicos los cuales ofician como ánodo y cátodo respectivamente. Ambas soluciones están conectadas a través de un puente salino responsable de mantener la electroneutralidad de las soluciones. Por último, ambos electrodos (desde y hacia donde circulan los electrones) se encuentran conectados a través de un circuito externo provisto de un detector.

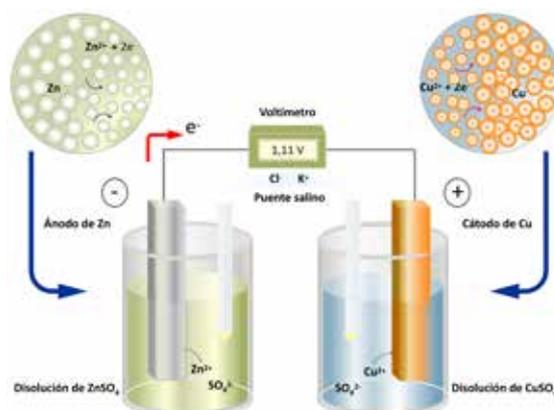


Figura 18. Celda Galvánica.

5. Diagrama de celda

Una celda electroquímica puede ser representada a través de un diagrama de pila como se muestra en el Figura 19. y que obedece a las convenciones establecidas por IUPAC.

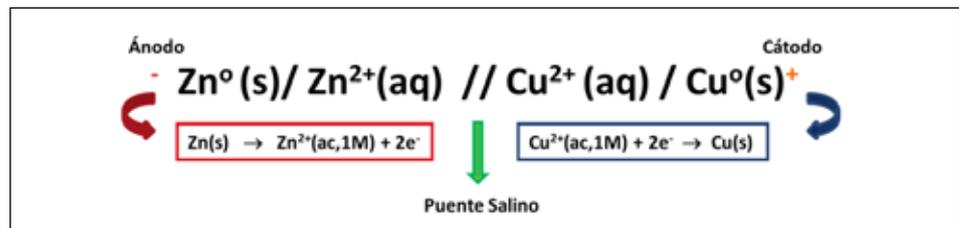


Figura 19. Diagrama de celda para la Pila de Daniell.

6. Potencial de pila

El potencial de pila, E, es una medida de la capacidad de la reacción en la pila de forzar electrones a través de un circuito. La unidad en SI para el potencial es el volt (V). Un volt se define de manera tal que la carga de un coulomb (1 C) que cae a través de una diferencia de potencial de un volt (1 V) libera un joule (1 J) de energía.

El potencial de una pila puede determinarse, utilizando la Tabla de Potenciales de Reducción, como:

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Cátodo}} (\text{especie que se reduce}) - E^{\circ}_{\text{Ánodo}} (\text{especie que se oxida})$$

7. Celda electrolítica

Es un dispositivo, Figura 20., en el cual la energía eléctrica de una fuente externa hace que se produzca una reacción redox no espontánea, electrólisis. Para que se produzca el proceso de electrólisis las sustancias deben estar fundidas o en solución.

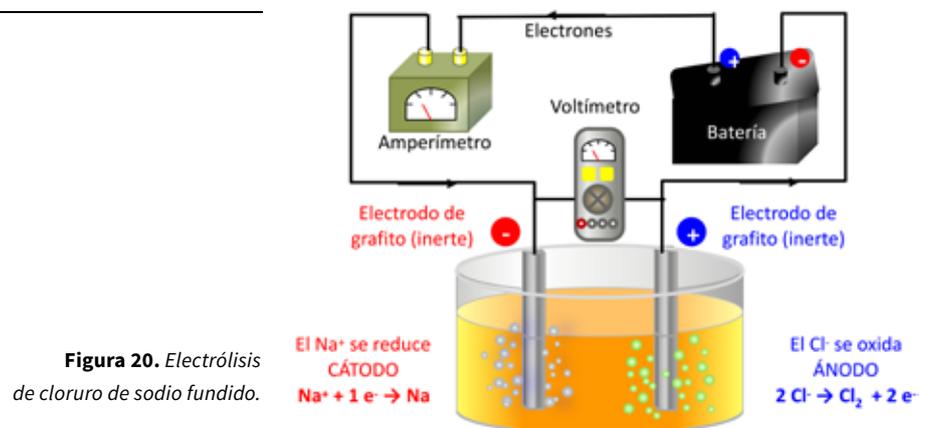


Figura 20. Electrólisis de cloruro de sodio fundido.

El proceso de electrólisis se utiliza industrialmente para obtener metales a partir de sales de dichos metales utilizando la electricidad como fuente de energía. Otra de las aplicaciones se conoce como galvanoplastia que es el proceso de recubrir un objeto metálico con una capa fina de otro metal.

8. Ley de faraday

La cantidad de sustancia oxidada o reducida durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de corriente eléctrica continua que pasa a través de la celda electrolítica. Es decir que el número de moles de producto formado por el paso de una corriente eléctrica es estequiométricamente equivalente al número de moles de electrones suministrados.



Figura 21. Cálculo de la cantidad de producto obtenido en una electrólisis.

Un **faraday (F)** es la cantidad de electricidad que corresponde a la ganancia o pérdida de un mol de electrones, por tanto al paso de $6,02 \times 10^{23}$ electrones.

Un **coulomb (C)** se define como la cantidad de carga que pasa por un punto dado cuando **1 ampere (A)** de corriente eléctrica fluye por **1 segundo (s)**.

Un **ampere** de corriente es igual a **1 coulomb por segundo: $1 A = 1C/s$** .

9. Corrosión

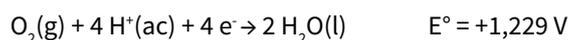
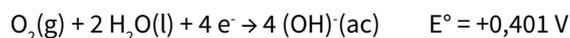
De acuerdo con lo expuesto en los puntos anteriores, es posible notar la importancia de las reacciones de óxido reducción y de sus aplicaciones cuando se lleva a cabo de forma controlada en celdas voltaicas o en celdas electrolíticas, constituyendo fuentes de electricidad o una valiosa herramienta en electrorrefinado de metales. La corrosión es un proceso similar, pero con consecuencias negativas.

La corrosión es el deterioro oxidativo de un metal y se puede considerar como el proceso de reconversión de los metales al estado natural de sus minerales más estables, de los cuales previamente se obtuvieron. Dicha corrosión se produce en los materiales por acción de agentes externos tales como la atmósfera, el aire húmedo, el agua o cualquier otra disolución que se encuentre en contacto con los mismos. No obstante ello, todos los metales pueden ser utilizados siempre que su velocidad de deterioro sea aceptablemente baja, es así, que el estudio de la corrosión involucra conocer la velocidad con que se deterioran los metales y la forma en que esta velocidad puede ser controlada.

La corrosión lleva consigo la pérdida de la integridad estructural del metal y, por lo tanto, las cualidades por las cuales fue elegido en un determinado uso, implicando un proceso con alto impacto económico. Aproximadamente una quinta parte de hierro y acero que se producen en el mundo, se destina a reemplazar el material destruido por corrosión. Este proceso puede prevenirse, pero para ello es necesario conocer cómo se origina.

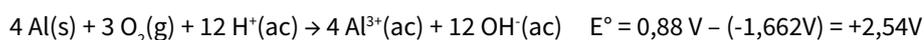
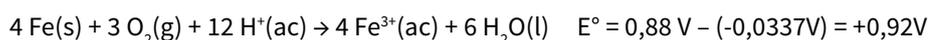
La corrosión no es un proceso directo, sino que se trata de una reacción electroquímica en la que el agente oxidante es el oxígeno del aire. En la tabla de potenciales estándar de reducción es posible observar que la hemirreacción O_2/H_2O se encuentra situada por encima de las hemirreacciones M^{n+}/M de la mayoría de los metales, lo que implica que el oxígeno es capaz de oxidar prácticamente a todos los metales, exceptuando a algunos pocos como el oro y el platino.

El oxígeno es un potente agente oxidante, sobre todo en un medio acuoso ácido:



El oxígeno en la atmósfera tiene una presión parcial de 0,21 atm y el vapor de agua de la atmósfera se encuentra saturado de H_2CO_3 que genera iones H_3O^+ en concentración aproximada de $2,0 \times 10^{-6} \text{ M}$. En estas condiciones el potencial de reducción del O_2 es 0,88 V. Por lo tanto, en presencia de aire húmedo ocurrirá el proceso de oxidación espontáneamente, en todos aquellos metales cuyos potenciales estándar de reducción sean inferiores a 0,88 V.

El aluminio y el hierro son ampliamente usados en las estructuras metálicas y son oxidados según las siguientes ecuaciones:



Tanto el catión Fe^{3+} como el catión Al^{3+} forman óxidos poco solubles que precipitan de la disolución en forma de los óxidos correspondientes. Si bien la corrosión de estos metales ocurre de manera espontánea, ambos resisten la exposición durante períodos de tiempo prolongados en presencia de aire seco. La reacción directa de estos metales con el oxígeno gaseoso tiene una energía de activación muy elevada, que hace que su proceso de oxidación sea lento en ausencia de humedad. Por otra parte, la velocidad de corrosión se incrementa dramáticamente en contacto con el agua.

En la Figura 22. se ilustra el mecanismo posible de oxidación del hierro. La superficie del hierro y una gota de agua constituyen una pequeña celda galvánica, en la cual diferentes regiones de la superficie actúan como cátodo y ánodo mientras que la fase acuosa oficia de electrolito. El hierro se oxida más fácilmente en algunas zonas (región anódica) que en otras (región catódica) porque a nivel molecular, composición del metal no es homogénea.

Figura 22. Mecanismo electroquímico de corrosión del hierro

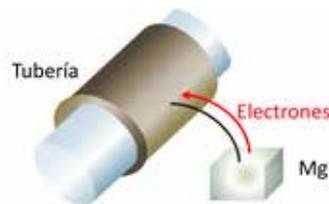


El mecanismo electroquímico de la corrosión permite explicar por qué las chapas de los automóviles se oxidan con mayor facilidad en los climas marítimos que en los mediterráneos.

Si bien el aluminio es más reactivo que el hierro, más oxidable, es posible observar en las construcciones, que las aberturas de este metal mantienen su rigidez y resisten la oxidación por un tiempo prolongado. Esto se debe a que el metal aluminio en contacto con el aire forma sobre su superficie óxido de aluminio, que se adhiere fuertemente formando una capa que lo protege de su oxidación posterior. Este proceso recibe el nombre de **pasivación**.

En el caso del hierro se puede prevenir la corrosión utilizando una capa de pintura, no obstante ello un método mucho más eficaz es cubrirlo con otro metal más activo, tal como cromo, zinc o estaño. Este proceso recibe el nombre de galvanizado.

Los objetos de hierro y de acero con gran tamaño como el casco de los barcos, buques, depósitos o tuberías enterrados bajo tierra, se pueden proteger de la corrosión al ser conectados a metales más activos como magnesio, aluminio o zinc. Este procedimiento conocido como **protección catódica** consiste en una reacción de reducción en el cátodo y ya que el metal hierro no se puede reducir, es el oxígeno disuelto quien se reduce. El metal que actúa como ánodo (Mg, Zn, Ti) se va consumiendo gradualmente y de ahí deriva su nombre: ánodo de sacrificio.



La corrosión se puede clasificar de acuerdo con su morfología o según el medio en el que se desarrolla. Según la apariencia del material corroído, la corrosión puede clasificarse en:

Corrosión uniforme: Es la forma más común en que suele presentarse la corrosión. Se trata de un tipo de corrosión que produce una pérdida general de masa del metal, extendiéndose de manera homogénea sobre toda la superficie. Representa la mayor parte en las pérdidas medibles en toneladas de materiales metálicos. No obstante ello es la más fácil de prevenir y controlar.

Corrosión localizada: En sus distintas manifestaciones es la que más abunda, constituyendo un tipo de ataque muy dañino y difícil de controlar, ocasionando pérdidas enormes. El ataque no se produce en forma homogénea, sino que ataca lugares puntuales destruyendo el material en esos puntos. Tiene lugar en donde se producen las reacciones químicas, de esta manera la corrosión localizada se caracteriza por presentar zonas anódicas y catódicas bien definidas que no cambian con el tiempo.

De acuerdo al medio en el que tiene lugar la corrosión puede ser **química o electroquímica**.

Es posible concluir que la corrosión es un proceso destructivo en cuanto a la industria y a la ingeniería se refiere, representa anualmente enormes pérdidas económicas a nivel mundial. Se trata solamente de reacciones de óxido - reducción, es decir, procesos electroquímicos donde alguna sustancia se oxida a la vez que otra se reduce.



X. Actividad experimental: metales



X. Actividad experimental: metales.



1. Objetivos

- > Observar el desplazamiento de algunos metales de sus soluciones, por otros de menor potencial de reducción.
- > Interpretar el concepto de pasivación y conocer sus aplicaciones.
- > Observar y analizar el efecto de corrosión sobre metales utilizados en las construcciones.
- > Interpretar el concepto de protección catódica y conocer sus aplicaciones.

2. Materiales y reactivos

Bandas de pH	Agua destilada
Cristalizadores	Alambre de Cu
Gradilla	Calvos de Fe
Marcador de tinta permanente	Cinta de Mg
Papel de lija	Solución de AgNO_3 0,1 M
Pipeta graduada de 5 y 10 ml	Solución de CuSO_4 0,5 M
Tubos de ensayo	Solución de fenolftaleína
	solución de H_2O_2 al 3% v/v
	Solución de HCl 0,1 M
	Solución de HNO_3 al 30% v/v
	Solución de $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ al 0,1% m/v
	Solución de NaCl al 3% m/v

3. Estudio de algunas reacciones con metales

A. Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de solución de AgNO_3 y añadir un trozo de alambre de Cu.

. Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:

Color inicial de la solución:

Color final de la solución:

Aspecto/color inicial del alambre de Cu:

Aspecto/color final del alambre de Cu:

• *Buscar el potencial estándar de reducción para las especies:*

$E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} =$ _____

$E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} =$ _____

• *Indicar:*

Hemirreacción de reducción: _____

Hemirreacción de oxidación: _____

Reacción global (indicando los estados de agregación para los reactivos y los productos):

Potencial de la celda: _____

• *Se trata de una celda electroquímica / electrolítica (rodear la opción correcta).*

B. Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de solución de CuSO_4 y añadir un clavo de hierro limpio.

• *Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:*

Color inicial de la solución: _____

Color final de la solución: _____

Aspecto/color inicial del clavo: _____

Aspecto/color final del clavo: _____

• *Buscar y analizar el potencial estándar de reducción para las especies:*

$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} =$ _____

$E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} =$ _____

• *Indicar:*

Hemirreacción de reducción: _____

Hemirreacción de oxidación: _____

Reacción global (indicando los estados de agregación para los reactivos y productos):

Potencial de la celda: _____

• *Se trata de una celda electroquímica / electrolítica (rodear la opción correcta).*

4. Pasivación del hierro

1- Limpiar con papel de lija la superficie de los clavos y lavarlos con agua. Luego secarlos bien.

2- Colocar solución de HNO_3 al 30% en un tubo de ensayo e introducir uno de los clavos. Dejarlo durante 2 minutos.

3- Sacar el clavo y lavarlo con agua. Continuar los lavados hasta que el agua presente un pH neutro (verificar con banda de pH).

• Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:

Color inicial de la solución: _____

Color final de la solución: _____

Liberación de gases: **negativo** / **positivo**
(rodear la opción correcta)

Color de los gases: _____

Aspecto inicial del clavo: _____

Aspecto final del clavo: _____

• Considerando el potencial estándar de reducción para cada especie, $E^\circ \text{Fe}^{3+}/\text{Fe} = -0,037 \text{ V}$; $E^\circ \text{NO}_3^-/\text{NO}_2 = 0,78 \text{ V}$, indicar:

Hemirreacción de reducción: _____

Hemirreacción de oxidación: _____

Reacción global (indicando los estados de agregación para los reactivos y los productos:

Potencial de la celda: _____

4- Colocar solución de H_2O_2 al 3% en dos tubos de ensayo. Rotularlos. Colocar un clavo limpio en uno de los tubos y el clavo donde el hierro fue pasivado en el otro. Señalar la diferencia de comportamiento.

• Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:

Clavo sin pasivar: _____

Clavo pasivado: _____

5. Corrosión en agua

1. Tomar 4 tubos de ensayo e introducir un clavo en cada uno.

2. Cubrir los clavos con agua destilada, agua hervida, solución de cloruro de sodio y solución de ácido clorhídrico.

3. Completar el cuadro.

	Observaciones
Calvo + H ₂ O destilada	
Calvo + H ₂ O destilada hervida	
Calvo + solución de NaCl	
Calvo + solución de HCl	

6. Protección catódica

1- Mezclar en dos cristalizadores solución de NaCl y solución de K₃Fe(CN)₆ (hexaciano ferrato (III) de potasio) en partes iguales y 5 ó 6 gotas de fenolftaleína.

2- En uno de los cristalizadores introducir un clavo sin modificaciones y otro doblado. En el otro cristalizador introducir dos clavos (uno arrollado con alambre de Cu y otro con cinta de Mg) teniendo la precaución que no se toquen.

3- Notar los cambios de color y de apariencia en los clavos y en el medio que los rodea.

4- Si se observara la aparición de un color azul intenso es debido a la presencia del compuesto denominado azul de Turnbull, Fe₃[Fe(CN)₆]₂ que permite reconocer la presencia de iones Fe²⁺.

5- Completar el cuadro.

Sistema	Hemirreacciones y Observaciones
CLAVO SIN MODIFICAR	Hemirreacción de reducción: _____ Hemirreacción de oxidación: _____ Potencial de la celda: _____ Reconocimiento zona anódica Color: _____ Partes del clavo: _____ Reconocimiento zona catódica Color: _____ Partes del clavo: _____
CLAVO DOBLADO	Hemirreacción de reducción: _____ Hemirreacción de oxidación: _____ Potencial de la celda: _____ Reconocimiento zona anódica Color: _____ Partes del clavo: _____ Reconocimiento zona catódica Color: _____ Partes del clavo: _____

**CLAVO
CON
ALAMBRE
DE
COBRE**

Hemirreacción de reducción:
Hemirreacción de oxidación: _____
Potencial de la celda: _____
Reconocimiento zona anódica
Color: _____
Partes del clavo: _____
Reconocimiento zona catódica
Color: _____
Partes del clavo: _____

**CLAVO
CON
ALAMBRE
DE
MAGNESIO**

Hemirreacción de reducción:
Hemirreacción de oxidación: _____
Potencial de la celda: _____
Reconocimiento zona anódica
Color: _____
Partes del clavo: _____
Reconocimiento zona catódica
Color: _____
Partes del clavo: _____

7. Conclusiones

Para emitir una conclusión en referencia a los procesos de óxido-reducción para los metales ensayados en este práctico de laboratorio deberá:

- *Evaluar la espontaneidad de las reacciones de acuerdo con el potencial de la celda calculado y las observaciones experimentales.*
- *Evaluar y comparar los métodos ensayados para el control de la oxidación de metales.*

.....
Firma del alumno

.....
Fecha y firma del profesor



XI. Introducción teórica: cemento, agregado fino y suelo



XI. Introducción teórica: cemento, agregado fino y suelo.



1. Concreto

El concreto es un producto o masa conformada por un medio aglutinador. Generalmente este medio es el producto de la reacción entre cemento hidráulico y agua. Sin embargo, esta definición abarca una amplia gama de productos, dando lugar a concretos hechos con diferentes tipos de cemento: puzolana, ceniza, escoria de alto horno, aditivo dosificado, sulfuro, ingredientes para mezcla, polímeros y fibras, entre otros.

Para explicar el comportamiento del concreto es necesario analizar tres aspectos:

1- Considerar los aglutinadores, es decir los productos de la hidratación del cemento.

2- Considerar el agregado grueso como una especie de minimampostería que se mantiene unida al con mortero, es decir, con una mezcla de cemento hidratado y agregado fino.

3- Considerar que el concreto está constituido por dos fases: pasta de cemento hidratado y agregado y, en consecuencia, las propiedades del concreto estarían definidas por las propiedades de estas dos fases y de la interfase presente entre ambas.

En términos generales, es posible decir que un concreto de mayor resistencia es el que cuenta con las mejores propiedades.

Para establecer la calidad de un concreto resulta de gran importancia conocer los ingredientes a partir de los cuales fue obtenido, para lo cual se aplican diferentes técnicas de análisis. De esta manera, se contaría con las herramientas necesarias para seleccionar la mezcla adecuada destinada a un trabajo específico.

2. Cemento

Probablemente fueron los antiguos romanos los precursores en el uso de concreto, basados en cemento hidráulico, un material que endurece con el agua y que tiene la propiedad de no sufrir cambio químico por la acción del agua en su vida posterior.

El cemento es un material cerámico, que en su composición intervienen metales y no-metales unidos mediante enlaces mixtos, además de que se debe preparar a muy altas temperaturas. Se clasifican también como cristales mixtos, ya que su estructura presenta la combinación de enlaces iónicos y covalentes. La fuente principal de las materias primas cerámicas es la corteza terrestre, que se caracteriza por contener en orden de abundancia: oxígeno (50%), silicio (26%) y aluminio (8%). Como consecuencia de esto, los silicatos, los aluminatos y los silico-aluminatos, son las materias primas más utilizadas para preparar materiales cerámicos, puesto que son las más abundantes.

Debido a la alta energía de sus enlaces iónicos y covalentes, los materiales cerámicos son químicamente muy resistentes y estables. Esto también da como resultado que presenten altos puntos de fusión, gran dureza pero alta fragilidad y como no existen electrones libres, se caracterizan por ser malos conductores del calor y de la electricidad.

Entre las muchas clases de cementos, el más importante es el Portland, que toma su nombre de la pequeña península de la costa de Inglaterra, y describe a un cemento obtenido por la mezcla de materiales calcáreos (piedra caliza y yeso) y arcillosos u otros materiales asociados con sílice (SiO_2), alúmina (Al_2O_3) y óxido de hierro. Las materias primas no son compuestos puros y como se usan tal como se extraen de las minas, siempre contienen pequeñas cantidades de otros componentes naturalmente asociados a ellas, como sales de potasio, de sodio, de magnesio, etc.

El proceso de la manufactura consiste en moler las materias primas hasta lograr un polvo muy fino, mezclarlas en proporciones establecidas y quemarlas en un horno a temperaturas de aproximadamente $1400\text{ }^\circ\text{C}$. El material se incrusta y se funde parcialmente en escoria, la cual una vez enfriada, se muele a polvo y se le agrega yeso. Este cemento Portland constituye el producto comercial usado en todo el mundo.

3. Composición de cemento

Los componentes principales del cemento son cuatro y se presentan en la Tabla 7, junto con sus fórmulas abreviadas. Estas abreviaturas, empleadas por los químicos del cemento, describen cada óxido con una letra, por ejemplo CaO : C; SiO_2 : S; Al_2O_3 : A y Fe_2O_3 : F. Para el caso del H_2O en el cemento hidratado se utiliza la letra H.

Tabla 7. Principales componentes el Cemento Portland.

NOMBRE DEL COMPONENTE	COMPOSICIÓN ÓXIDA	ABREVIATURA
Silicato tricálcico	$3\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$	C_3S
Silicato dicálcico	$2\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$	C_2S
Aluminato tricálcico	$3\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$	C_3A
Ferritoaluminato tetracálcico	$4\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$	C_4AF

Los silicatos C_2S y C_3S son los componentes más importantes y los causantes de la resistencia de la pasta hidratada de cemento.

La presencia de C_3A no es deseable ya que prácticamente no contribuye a la resistencia del cemento, no obstante ello, resulta beneficioso durante la elaboración del cemento porque favorece la combinación entre cal y sílice.

El C_4AF está presente en bajas cantidades, no influye significativamente en el comportamiento del cemento, sin embargo reacciona con el yeso, acelerando la hidratación de los silicatos.

La cantidad de yeso añadida a la escoria es fundamental y dependerá del contenido de C_3A y del álcali presente en el cemento. El incremento en la finura del cemento

aumenta la cantidad de C_3A disponible en las primeras etapas, así como los requerimientos de yeso, no obstante ello, el exceso de yeso lleva a la expansión y consecuen- te ruptura de la pasta de cemento.

Además de los componentes mencionados (Tabla 7.) existen otros minoritarios tales como MgO , TiO_2 , Mn_2O_3 , K_2O y Na_2O , siendo estos dos últimos conocidos como álcalis del cemento. Se conoce que reaccionan con algunos agregados, originando productos de la reacción álcali-agregado, los cuales causan desintegración del concreto. En la Tabla 8, es posible observar la composición aproximada del cemento y los límites de composición de óxido de los cementos Portland.

Tabla 8. Límites aproximados de la composición del cemento Portland.

ÓXIDO	CONTENIDO [%]
CaO	60 – 67
SiO ₂	17 – 25
Al ₂ O ₃	3 – 8
Fe ₂ O ₃	0,5 - 6
MgO	4
Alcalinos	0,2 - 1,3
SO ₃	1 – 3

4. Hidratación del cemento

En presencia de agua, los silicatos y aluminatos del cemento Portland forman productos de hidratación o hidratos que resultan en una masa firme y dura, la pasta endurecida del cemento. Como ya se expuso, los dos silicatos de calcio (C_3S y C_2S) son los principales compuestos aglutinantes en el cemento, de los cuales el primero se hidrata más rápidamente que el segundo. El producto de la hidratación del C_3S es el hidrato microcristalino $C_3S_2H_3$ con un poco de cal separada como $Ca(OH)_2$ cristalino. El C_2S tiene un comportamiento similar pero con menor contenido de cal.

La reacción de C_3S puro con agua es muy rápida y podría conducir a un fraguado instantáneo que se evita al agregar yeso a la escoria el cemento.

La hidratación de los compuestos del cemento constituye una reacción exotérmica y la cantidad de calor, Joules/gramo de cemento no hidratado, desarrollada hasta una hidratación total a una temperatura dada, se define como calor de hidratación.

5. Sanidad del cemento

La condición de sanidad de un cemento, se refiere a la estabilidad dimensional y durabilidad de la pasta endurecida con el tiempo, la cual tiende a experimentar cambios de volumen por efecto de variaciones de humedad y temperatura.

Hay ocasiones, no obstante, en que la pasta de cemento presenta expansiones importantes que no tienen relación con cambios de humedad o de temperatura, pero que pueden llegar a ocasionar la desintegración del cemento. Estos casos pueden relacionarse con deficiencias originales del cemento tales como exceso de cal libre, de magnesio o presencia de sulfatos.

6. Agregados

Algunos compuestos minoritarios del cemento como Na_2O y K_2O (álcalis) pueden reaccionar con los agregados y formar productos expansivos que pueden contribuir a la desintegración del hormigón. En esos casos el uso de cemento con bajo contenido de álcalis puede ser especificado. Cementos con un contenido de álcalis expresado como equivalente de Na_2O por debajo del 0,6% normalmente son considerados como bajos en álcalis.

Los agregados son potencialmente dañinos si contienen compuestos que reaccionen químicamente con el concreto de cemento Portland y que produzcan:

- Cambios significativos en el volumen de la pasta o del agregado o de ambos (por ejemplo por la presencia de álcalis).
- Interferencia en la hidratación normal del cemento (por presencia de materia orgánica).
- Otros productos secundarios dañinos (presencia de cloruros, que puede inducir la corrosión del acero de refuerzo o causar depósitos blancos eflorescentes en la superficie del concreto).

7. Suelos

El color del suelo es producido principalmente por óxidos de hierro y materia orgánica. La materia orgánica produce los tonos más o menos grises hasta el negro. Sin embargo, no debe confundirse este color oscuro con el que puede provenir de la propia roca madre del suelo. Los óxidos de hierro dan las coloraciones desde rojas, pasando por las amarillas, hasta las verdosas. El que sean unas u otras depende del grado de oxidación del hierro. La caliza, el cuarzo o los feldespatos le dan al suelo color blanco. La intensidad de blanco tiene bastante relación con el contenido en caliza dentro de una misma zona.

El pH del suelo (Tabla 9.) y la concentración de carbonatos totales (Tabla 10.) están relacionados, en los suelos ácidos no hay presencia de carbonatos. Los suelos ricos en carbonatos y con pH próximos a 8 suelen contener carbonato de calcio, mientras que los suelos ricos en carbonatos y con pH próximos a 8,5 el carbonato suele ser de sodio.

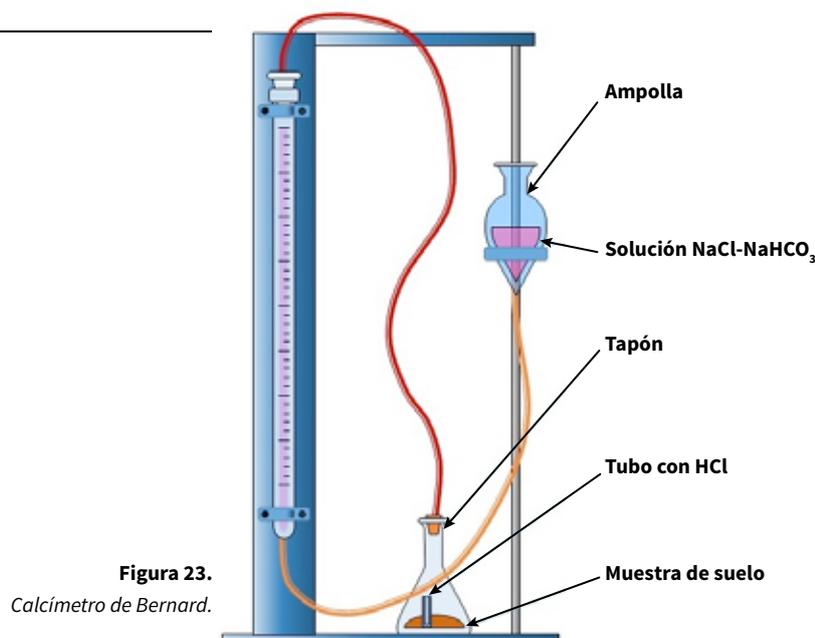
Tabla 9.
Evaluación del suelo según el pH.

pH	Clasificación
3-4	Muy ácidos
4-5	Fuertemente ácidos
5-6	Moderadamente ácidos
6-7	Ligeramente ácidos
7-8	Ligeramente alcalinos
8-9	Moderadamente alcalinos
9-10	Fuertemente alcalinos
10-11	Muy alcalinos

Tabla 10.
Niveles de carbonato de calcio.

% de carbonato	Clasificación
< 5	Muy bajo
5-10	Bajo
10-20	Normal
20-40	Alto
> 40	Muy alto

Para la **determinación de caliza total** en suelos se utiliza el método llamado del Calcímetro de Bernard. Es un método sencillo que determina el porcentaje en peso de caliza en el suelo. Al tratar un suelo, que contenga carbonato, con ácido clorhídrico se desprende CO_2 . Si la reacción se produce dentro de un dispositivo cerrado, calcímetro (Figura 23.), a presión y temperaturas constantes y no se desprenden otros gases, el volumen de CO_2 desprendido permitirá calcular el contenido de carbonatos.



La USDA (Departamento de Agricultura de los Estados Unidos) clasifica a los suelos por un sistema taxonómico en base a estándares establecidos internacionalmente, el mismo es reconocido sobre todo en países de América Latina y Asia. Establece 12 tipos de órdenes para el suelo: Alfisol, Andisol, Aridisol, Entisol, Espodosol, Gelisol, Histosol, Inceptisol, Mollisol, Oxisol, Ultisol y Vertisol.

En Mendoza predominan de los órdenes Entisol, suelos de climas áridos-semiáridos, predominantemente arenosos, desarrollados sobre sedimentos depositados por ríos y Aridisol, suelos de climas áridos, con acumulación de carbonato de calcio y a veces algo de carbonato de magnesio.

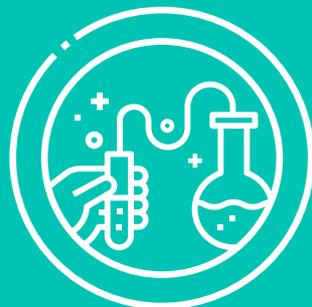
La conductividad eléctrica se usa para indicar la concentración total de componentes ionizados en una solución y es proporcional al contenido de sales disueltas, por lo que constituye una medida indirecta de la cantidad de sales que contiene un suelo.

Tabla 11.
*Salinidad del suelo según
la conductividad eléctrica.*

Conductividad [mS/cm]	Clasificación
0-2	No salino
2-4	Ligeramente salino
4-8	Moderadamente salino
8-16	Fuertemente salino
> 16	Muy salino



XII. Actividad experimental: cemento, agregado fino y suelo



XII. Actividad Experimental: cemento, agregado fino y suelo.



1. Objetivos

- > Identificar y cuantificar el hierro presente en muestras de cemento.
- > Comparar los tiempos de endurecimiento de las muestras de cemento fraguadas con las diversas calidades de agua usadas.
- > Estimar la dureza, fragilidad y consistencia de las muestras de cemento fraguadas con las diversas calidades de agua.
- > Identificar la presencia de impurezas orgánicas en los agregados utilizados.
- > Determinar la concentración de cloruros en los agregados utilizados.
- > Determinar la concentración de carbonato de calcio en el suelo analizado.

2. Materiales y reactivos

Aro de metal	Agua destilada
Balanza	CaCO ₃ seco
Bureta de 50 ml	Solución de clorhidrato de hidroxilamina 5% m/v
Calcímetro de Bernard	Solución de NaOH 3% m/v
Doble nuez	Solución patrón para impurezas orgánicas
Doble soporte Fisher	Solución de ácido acético al 5% v/v
Embudo	Solución de NaHCO ₃ al 10% m/v
Erlenmeyer de 250 ml	Solución de K ₂ CrO ₄ al 5% m/v
Espectrofotómetro Visible	Solución patrón de 100 ppm de hierro (II) (para curva de calibración)
Gradilla	Solución de HCl concentrado, 10% v/v y 1 M
Matraz de 100 ml	Solución de NH ₄ SCN 0,1 M
Papel de filtro	Solución de FeCl ₃ 0,1 M
Peachímetro - conductímetro	Solución de CH ₃ COONa 1 M
Pie universal	Solución de AgNO ₃ 0,1 M
Pipeta graduada de 1, 5 y 10 ml	Solución de 1-10 fenantrolina
Probetas de 50 y 250 ml	
Tubos de ensayo	
Vaso de precipitado 50 y 100 ml	

3. Cemento

A. Determinación cualitativa de hierro

- 1- Colocar en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de cemento (aproximadamente un gramo).

- 2- Agregar 5 ml de agua destilada y mezclar hasta que se moje todo el cemento.
3- Acidular la mezcla con 5 gotas de HCl diluido al 10 % y volver a mezclar.
4- Agregar 2 gotas de solución de tiocianato de amonio (NH_4SCN) 0,1 M.
Agitar levemente para mezclar el reactivo.
5- Preparar una solución testigo colocando en un tubo de ensayo 1 ml de FeCl_3 0,1 M + 5 ml de agua destilada + 2 gotas de solución de NH_4SCN 0,1 M.
6- Observar y registrar cualquier cambio de coloración. La aparición de una coloración roja intensa indica la presencia de hierro, por la formación del ión complejo $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$.
7- Escribir la ecuación iónica que representa a esta reacción reversible, indicando los estados de agregación.

Ecuación química: _____

SOLUCIÓN TESTIGO

Color inicial: _____

Color final: _____

MUESTRA DE CEMENTO

Color inicial: _____

Color final: _____

Presencia de hierro en cemento: (-) / (+) (rodear la opción)

B. Determinación cuantitativa de hierro: pasos 1 a 6 a realizar por el docente

- 1- Pesar 0,5 g de cemento y trasvasarlo a un vaso de precipitados de 100 ml.
- 2- Adicionar 10 ml de agua destilada y 3 ml de ácido clorhídrico concentrado.
- 3- Realizar la digestión ácida calentando durante 15 minutos a 60 °C.
- 4- Una vez frío diluir con 25 ml de agua destilada.
- 5- Filtrar recogiendo el filtrado en un matraz de 100 ml. Lavar 2 veces el residuo del filtro con agua destilada acidulada con gotas de ácido clorhídrico concentrado.
- 6- Llevar a volumen final de 100 ml con agua destilada.
- 7- Trasvasar 10 ml de la muestra procesada previamente a un matraz de 100 ml.
- 8- Realizar un blanco de reactivos con 10 ml de agua destilada en lugar de la muestra.
- 9- Incorporar a la muestra y al blanco de reactivos: 2 ml de solución de clorhidrato de hidroxilamina + 5 ml de solución de 1-10 fenantrolina + 5 ml de solución de acetato de sodio.
- 10- Medir el pH, debe estar entre 3 y 8. Si fuera necesario ajustar con solución de hidróxido de amonio.
- 11- Agitar y llevar a volumen final, 100 ml, con agua destilada.
- 12- Homogeneizar y dejar en reposo, 15 a 30 minutos. Este tiempo permitirá el desarrollo del complejo entre el Fe^{2+} y 1,10-fenantrolina de color rojo anaranjado.
- 13- Leer la absorbancia, frente al blanco, a 505 ó 510 nm.
- 14- Determinar la concentración de hierro a partir de la curva de calibración realizada con patrones de 0 a 3 mg/l de Fe^{2+} .
- 15- Expresar la concentración de hierro como mg de Fe^{2+} /litro.

PATRONES

Concentración [ppm]	Absorbancia
0	
3	

CURVA DE CALIBRACIÓN

Ecuación de la recta: $y = m x + b$ _____

CEMENTO

Absorbancia muestra: _____

Absorbancia duplicado: _____

mg/L: _____

mg/L duplicado: _____

C. Fraguado

- 1- Pesar no más 130 g de cemento en un vaso de precipitados y registrar el valor en la tabla.
- 2- Calcular la masa de agua (MUESTRA "A" o MUESTRA "B") necesaria para que se mantenga la relación agua/cemento = 0,4.
- 3- Convertir el valor de masa de agua en volumen de agua, considerando la densidad del agua como 1 g/ml. Registrar el volumen de agua en la tabla.
- 4- Agregar el volumen de agua calculado al cemento y mezclar hasta obtener una pasta homogénea. En caso de ser necesario se puede adicionar más agua para obtener la pasta, registrar el volumen de agua adicionado.
- 5- Colocar la pasta en un molde, golpear suavemente sobre la mesada para que la pasta se asiente, se distribuya uniformemente y se elimine el aire.
- 6- Dejar fraguar.
- 7- Controlar la consistencia de la pasta, introduciendo una aguja o alambre cada 30 minutos, hasta que la pasta endurezca. Registrar el tiempo que le toma a la pasta de cemento endurecer.
- 8- Completar la tabla.

Tipo de agua	Volumen de agua [ml]	Volumen extra de agua [ml]	Hora Inicial	Hora Final	Tiempo de fraguado
MUESTRA "A"					
MUESTRA "B"					

4. Agregado fino

A. Materia orgánica

1- Colocar el agregado seco en una probeta de 250 ml, hasta enrasar la marca correspondiente a 150 ml.

2- Agregar solución de NaOH 3% hasta completar 235 ml.

3- Tapar y agitar enérgicamente.

4- Dejar en reposo durante 24 hs.

5- Comparar el color del líquido de la probeta que contiene la muestra de agregado fino con una solución testigo preparada como se indica en el apéndice. El color de la solución testigo es equivalente al que se produce cuando se somete a ensayo un agregado que contiene como mínimo 500 mg/Kg de materia orgánica.

SOLUCIÓN TESTIGO

Color: _____

MUESTRA DE AGREGADO FINO

Color final del líquido: _____

Presencia de materia orgánica: (-) / (+) (rodear la opción)

Cantidad de materia orgánica: (>) / (<) / (=) 500 mg/Kg (rodear la opción)

B. Determinación de cloruros: Método de Mohr

1- Pesar 100 g de agregado fino en un vaso de precipitados y agregar 100 ml de agua (MUESTRA "A" o MUESTRA "B").

2- Dejar reposar por un lapso de 60 minutos.

3- Filtrar y reservar el sobrenadante para realizar la determinación de iones cloruros.

4- Determinar el pH con el peachímetro. Si el mismo no está dentro del rango 6-9, se lo lleva a esos valores agregando gotas de la solución de ácido acético al 5% si el pH está por encima de 9 o con gotas de NaHCO₃ 10% si se encuentra por debajo de 6.

5- Medir con probeta 50 ml del filtrado (cuyo pH se controló) y trasvasarlos a un erlenmeyer de 250 ml.

6- Adicionar 3 gotas de solución indicadora de K₂CrO₄ al 5% con lo que el agua tomará una coloración amarillenta.

7- Colocar la solución de AgNO₃ 0,1 M (titulante) en la bureta.

8- Agregar gota a gota solución titulante, hasta aparición de un precipitado de color rojo ladrillo correspondiente al Ag₂CrO₄.

9- Anotar el volumen de AgNO₃ gastado en la titulación.

10- Escribir la ecuación química correspondiente indicando los estados de agregación y la formación de precipitado.

11- Calcular la concentración molar de NaCl y expresar el resultado como Cl⁻ en ppm (mg/L).

12- Comparar la concentración de Cl⁻ para el agregado y la concentración de Cl⁻ para la las muestras de agua (MUESTRA "A" y MUESTRA "B") completando el cuadro.

13- Calcular la concentración de Cl⁻ en % m/m (g/g). De ser necesario deberá restar el aporte de Cl⁻ del agua utilizada.

Ecuación química: _____

AGREGADO CON AGUA MUESTRA "A"

M: _____

ppm: _____

	M	ppm (mg/L)
MUESTRA "A"		
AGREGADO + MUESTRA "A"		

Cl sólo del agregado (mg/L): _____

Cl % m/m: _____

AGREGADO CON AGUA MUESTRA "B"

M: _____

ppm: _____

	M	ppm (mg/L)
MUESTRA "B"		
AGREGADO + MUESTRA "B"		

Cl del agregado: _____

% m/m: _____

5. Suelo

A. pH

- 1- Pesar 10 g de suelo y adicionar 25 ml de agua destilada.
- 2- Agitar 10 minutos (agitación mecánica) o 5 minutos con agitador magnético.
- 3- Dejar reposar 30 minutos.
- 4- Posteriormente agitar la suspensión e introducir el electrodo de pH.
- 5- Registrar el valor de pH obtenido.

6- pH: _____ Clasificación del suelo: _____

B. Conductividad eléctrica

- 1- Pesar 10 g de suelo seco al aire en un vaso de precipitados de 250 ml.
- 2- Agregar 50 ml agua destilada.
- 3- Agitar 5 min con agitador magnético.
- 4- Dejar en reposo unos minutos para favorecer la sedimentación.
- 5- Filtrar el sobrenadante, desechando los primeros filtrados.

6- Medir la conductividad introduciendo el electrodo en el vaso de precipitados que contiene al filtrado.

7- Registrar el valor de conductividad obtenido.

Conductividad: _____ Clasificación del suelo: _____

C. Determinación de caliza total: Calcímetro de Bernard

1- Llenar la bureta del calcímetro con la solución de NaCl-NaHCO₃.

2- Pesar de 0,5 a 1 g de suelo mortarizado en el erlenmeyer del calcímetro.

3- Introducir el tubo con HCl 1 M, cuidando que no se derrame.

4- Tapar el erlenmeyer con el tapón conectado al calcímetro.

5- Descolgar la ampolla del calcímetro e igualar niveles con la bureta graduada. Registrar el volumen.

6- Dejar volcar el ácido del tubo en el erlenmeyer para que reaccione con la muestra.

7- Agitar el erlenmeyer hasta que termine la reacción por agotamiento de los carbonatos.

8- Leer en la bureta el volumen de CO₂ desprendido (V₁).

9- Repetir el ensayo con 0,5 g de CaCO₃ puro y seco. Registrar el volumen de CO₂ desprendido (V₂).

10- Escribir la ecuación química correspondiente indicando los estados de agregación y el desprendimiento de gas.

11- Calcular la concentración en % de CaCO₃.

Ecuación química: _____

Masa de suelo [g]	V ₁ [ml]	Masa de CaCO ₃ [g]	V ₂ [ml]

$$\% \text{ CaCO}_3 = (V_1 \times \text{masa de carbonato} / V_2 \times \text{masa de suelo}) \times 100$$

Clasificación del suelo: _____

6. Criterios de aptitud

. **Agregados finos:** Cloruros (solubles en agua) máx. 0,04 g/100 g (Norma IRAM 1857).

Materia orgánica máx. 500 mg/Kg (Norma IRAM 1647).

7. Conclusiones

Para emitir una conclusión en referencia a los materiales ensayados en este práctico de laboratorio deberá:

. Comparar las técnicas (cuali y cuantitativa) para la determinación de hierro en cemento. Explicar por qué se podría cuantificar la concentración de hierro cuando la identificación del mismo pudo ser negativa.

. Analizar los resultados obtenidos para agregado fino comparándolos con la reglamentación (consignarlos) y determinar si el agregado es apto.

. Analizar los resultados obtenidos para suelos (consignarlos) y relacionarlos estimando el riesgo de daño al concreto.



.....
Firma del alumno

.....
Fecha y firma del profesor



XIII. Apéndice

XIII. Apéndice



1. Preparación de soluciones para el trabajo práctico de laboratorio: Agua

A. Solución de indicadores:

. Fenolftaleína: disolver 0,05 g en 50 ml de etanol y enrasar con agua destilada hasta 100 ml.

. Naranja de metilo: pesar 0,01 g y enrasar con agua destilada hasta 100 ml.

. Rojo de metilo: pesar 0,02 g 60 ml de etanol y enrasar con agua destilada hasta 100 ml.

B. Amortiguador de pH 10: disolver 7 g de NH_4Cl en un volumen de agua destilada que contiene 57 ml de NH_3 . Enrasar a 100 ml con agua destilada.

C. Solución de Na_2SO_4 de 1000 ppm (disolución madre): disolver 1,4792 g de sulfato sódico anhidro en agua destilada y enrasar hasta 1 litro.

D. Solución de goma arábica al 5% m/v: disolver 5 g en agua caliente. Enrasar a 100 ml con agua destilada.

E. Solución de BaCl_2 al 10% estabilizada en goma arábica: disolver 10 g en 20 ml de disolución de goma arábica y enrasar hasta 100 ml. Dejar reposar durante 1 hora, filtrar.

F. Disolución de ácido acético 1/10: medir 1 ml ácido acético glacial y enrasar a 10 ml con agua destilada.

2. Preparación de soluciones para el trabajo práctico de laboratorio: Cemento, agregado fino y suelo.

A. Solución de 1,10 – fenantrolina 1 hidrato: disolver aproximadamente 0,2 g en un pequeño volumen de etanol 96% para facilitar la solubilidad. Enrasar a 100 ml con agua destilada en matraz aforado.

B. Solución de clorhidrato de hidroxilamina: disolver 5 gramos del reactivo en agua destilada. Enrasar a 100 ml con agua destilada en matraz aforado.

C. Solución de acetato de sodio 1 M: disolver 14,0 gramos de acetato de sodio 3 hidrato en agua destilada. Enrasar a 100 ml con agua destilada en matraz aforado.

- D.** Solución patrón de 100 ppm de hierro (II): pesar 0,7020 g de sulfato de hierro (II) y amonio hexahidratado $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, disolver en agua destilada y adicionar aproximadamente 0,1 mol de ácido sulfúrico concentrado. Enrasar a 1000 ml con agua destilada en matraz.
- E.** Solución patrón para materia orgánica en agregados finos: disolver 9 g de cloruro férrico hexahidratado y 1 g de cloruro de cobalto (II) hexahidratado en 100 ml de agua destilada a la que se le agrega un tercio de su volumen de ácido clorhídrico. Se coloca la solución en una probeta de 250 ml, se tapa, se agita enérgicamente y se deja en reposo durante 24 hs.
- F.** Solución de llenado del Calcímetro de Bernard: disolver 100 g de NaCl y 1 g de NaHCO_3 en 350 ml de agua destilada. A esa solución agregar, poco a poco, H_2SO_4 1 M hasta débil reacción ácida (comprobando con rojo de metilo). Agitar hasta eliminación del exceso de CO_2 .



XIV. Bibliografía

XIV. Bibliografía



1. Libros

- American Public Health Association (APHA), American Water Works Association (AWWA), Water Pollution Control Federation (WPCF). (1992) **MÉTODOS NORMALIZADOS PARA EL ANÁLISIS DE AGUAS POTABLES Y RESIDUALES**. Ediciones Díaz de Santos.
- ALONSO FELIPE, J. V (2016). **Prácticas con técnicas instrumentales de análisis físico-químico en laboratorios industriales** Escuela Técnica Superior de Ingenieros Industriales Universidad Politécnica de Madrid. Disponible en: http://oa.upm.es/42341/1/JOSE_VICENTE_ALONSO_FELIPE.pdf
- CHANG Raymond. (2007) **Química**. 9ª Edición. Mc GRAW HILL/INTERAMERICANA EDITORES.
- GONZÁLES ARIAS Antonio. (2008). **LABORATORIO DE ENSAYOS INDUSTRIALES. METALES**. 14ª Edición. Editorial Nueva Librería S.R.L.
- HARRIS DANIEL C. (2007) **Análisis químico cuantitativo**. 3ª Edición. Editorial Reverté.
- MARIN GARCIA MARÍA LUISA. (2003) **ANÁLISIS QUÍMICO DE SUELOS Y AGUAS: TRANSPARENCIAS Y PROBLEMAS**. Ed. Editorial UPV.
- NEVILLE A. M. y BROOKS J. J. (1998) **TECNOLOGÍA DEL CONCRETO**. 1ª Edición. Editorial Trillas.
- ORTUÑO Ángel Vian. (2006). **INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA INDUSTRIAL**. Editorial Reverté.
- REBOIRAS M.D. (2006) **QUÍMICA. La ciencia básica**. Thomson Editores Spain. Paraninfo.
- ROMERO ROJAS JAIRO ALBERTO. (1999) **CALIDAD DEL AGUA**. 2ª Edición. Escuela Colombiana de Ingeniería. ALFAOMEGA GRUPO EDITOR.

2. Normas IRAM

- NORMA IRAM 1601. (1986). AGUA PARA MORTEROS Y HORMIGONES DE CEMENTO PÓRLAND. TABLA I: REQUISITOS QUÍMICOS.

- NORMA IRAM 1647. (1994). AGREGADOS PARA HORMIGÓN DE CEMENTO PÓRLAND. Métodos de ensayo. Materia Orgánica.
- NORMA IRAM 1857. Hormigón de cemento pórtland. Determinación del contenido de ion cloruro en el hormigón.

3.Sitios web

- ENSAYOS DE MATERIALES DE CONSTRUCCIÓN. CAPÍTULO III: CONCRETO Y LEY DE LA RELACION AGUA: CEMENTO. bdigital.unal.edu.co. UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA. Disponible en:
<http://bdigital.unal.edu.co/53316/78/Cap%C3%ADtulo%20III.pdf>
- Ley 18.284. **Código Alimentario Argentino**. Decreto 2126/71. CAPÍTULO XII BEBIDAS HÍDRICAS, AGUA Y AGUA GASIFICADA AGUA POTABLE. Disponible en:
<https://www.argentina.gob.ar/anmat/codigoalimentario>
- Ley Nº 19.587/72. **LEY DE HIGIENE Y SEGURIDAD EN EL TRABAJO**. Decreto 351/79. CAPITULO 6: Agua potable. Disponible en:
http://www.afam.org.ar/textos/27_09/ley_19587_y_decreto_351_79_de_higiene_y_seguridad.pdf
- REGAIRAZ, María Cecilia. **CATÁLOGO DE RECURSOS HUMANOS E INFORMACIÓN RELACIONADA CON LA TEMÁTICA AMBIENTAL EN LA REGIÓN ANDINA ARGENTINA. CAP. 6 SUELOS DE MENDOZA**. Disponible en:
<https://www.mendoza-conicet.gob.ar/ladyot/catalogo/cdandes/cap06.htm>
- **Relación agua-cemento**. EcuRed. Enciclopedia colaborativa en la red cubana. Disponible en:
https://www.ecured.cu/Relaci%C3%B3n_agua-cemento

