

MANUAL DE PRACTICAS DE LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL II

3RA EDICIÓN
2010

MANUAL DE PRACTICAS DE LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL II

3ra edición
2010

Elaborado por:
Amelia García
Julia Jiménez
Eladia Colón
Maritza Martínez

Revisado por:
Santana Parra
Ramona Cuevas

ELABORADO POR:
Amelia García
Julia Jiménez
Eladia Colón
Maritza Martínez

REVISADO POR:
Santana Parra
Ramona Cuevas



SANTO DOMINGO, R.D.
2011

UNIVERSIDAD APEC

Santo Domingo, R.D.
Revisado 2010

INDICE	Pág.
PRESENTACIÓN -----	2
INTRODUCCIÓN -----	3
INSTRUCCIONES PARA EL LABORATORIO-----	4
PRACTICA No. 1 Parámetros que influyen en la solubilidad -----	13
PRACTICA No. 2 Preparación de soluciones -----	20
PRACTICA No. 3 Determinación de la concentración exacta de una solución por valoración volumétrica de soluciones preparadas -----	28
PRACTICA No. 4 Los ácidos y las bases (Primera parte) -----	33
PRACTICA No. 5 Los ácidos y las bases (Segunda parte) -----	47
PRACTICA No. 6 Cinética Química: La velocidad de las reacciones -----	52
PRACTICA No. 7 Reacciones de Oxidación - Reducción -----	58
PRACTICA No. 8 Pilas -----	68
PRACTICA No. 9 Dureza del agua -----	85
PRACTICA No. 10 Ablandamiento del agua -----	91
BIBLIOGRAFIA-----	95

PRESENTACION:

El manual – Guía del experimento de laboratorio de Química General II es un material de trabajo que será utilizado en el proceso de instrucción para objetivizar el contenido de la enseñanza de la misma y vincular la teoría con la práctica.

Con este instructivo se pretende desarrollar habilidades básicas y específicas al estudiante de Ingeniería en las diferentes especialidades que se ofrecen en UNAPEC.

Los experimentos de este manual proceden de diferentes fuentes adaptados a los objetivos que se propone alcanzar la asignatura Química General II y a los recursos didácticos disponibles en el laboratorio de la Universidad.

Las instrucciones para la realización de los experimentos están bien detalladas, las ideas conceptuales de cada experiencia vienen acompañadas de una breve introducción y se agrega un cuestionario de preguntas fundamentales, que deben ser contestadas por el estudiante en cada práctica.

Al estudiante se le requiere que antes de comenzar un experimento lea las instrucciones generales del manual, así también la exposición teórica para que alcance una comprensión clara de lo que va a hacer.

Se le recomienda, además que conserve un registro de la experiencia y de las medidas realizadas de suerte que en todo momento tenga los datos necesarios y la información suficiente para conocer los concernientes al experimento realizado.

INTRODUCCIÓN:

La Química es una ciencia experimental y para su comprensión y aprendizaje es necesario introducirnos al manejo de las técnicas más comunes dentro del laboratorio.

Este manual ha sido diseñado pensando en la educación del estudiante, adiestrándolo en el planteamiento y realización de sus experimentos, con ello obtendrá la habilidad necesaria para el manejo de material y equipo de laboratorio, además podrá comprobar hechos antes descritos en la clase teórica.

Uno de los requerimientos fundamentales en el laboratorio es la realización de por lo menos el 80% de los experimentos descritos, así como la entrega de un reporte por experimento.

El reporte deberá entregarse una semana después de haber realizado el experimento y el formato a seguir para la presentación será:

Hoja de presentación que contenga el nombre del experimento, el número de la práctica, matrícula, nombre del estudiante y la fecha.

INSTRUCCIONES PARA EL LABORATORIO:

En un laboratorio de química es absolutamente necesario establecer ciertas reglas de conducta, de cuyo cumplimiento dependen el orden en el trabajo, la comodidad y la seguridad de todos los participantes. A continuación se ofrecen algunas reglas generales que deben leerse cuidadosamente:

1. Prepárese siempre para cualquier experimento leyendo las instrucciones directrices del manual antes de ir al laboratorio. Tenga presente todas las precauciones indicadas en las guías.
2. No toque nunca los compuestos químicos con las manos a menos que se le autorice.
3. Deje pasar bastante tiempo para que se enfríe el vidrio y los objetos calientes. Todos los sólidos y papeles que sean desechados se deben arrojar a un recipiente adecuado para desechos. No arroje al sifón cerillas, papel de filtro o sólidos poco solubles.
4. Compruebe cuidadosamente los rótulos de los frascos de reactivos antes de usarlos.
5. No devuelva nunca a los frascos de origen los sobrantes de compuestos utilizados, a menos que se lo autorice el profesor.
6. La mesa y el equipo utilizado deben quedar limpio antes de salir del laboratorio. Los equipos se deben colocar nuevamente en sus armarios correspondientes. Cerciórese de que las llaves del gas y del agua queden perfectamente cerradas.
7. Para preparar una solución acuosa de un ácido (especialmente ácido Sulfúrico), vierta siempre lentamente el ácido concentrado sobre el agua. Nunca vierta agua sobre el ácido, pues puede producir un accidente.

NORMAS DE SEGURIDAD Y PREVENCIÓN DE ACCIDENTES:

Los descuidos o desconocimiento de posibles peligros en el laboratorio pueden originar accidentes de efectos irreversibles. Es importante, por lo tanto, que el alumno cumpla todas las instrucciones que le indique el profesor acerca del cuidado que debe tener en el laboratorio. A continuación se resumen algunas instrucciones prácticas y precauciones:

1. Si se produce un accidente, avise inmediatamente a su profesor.
2. Si alguna sustancia química le salpica y cae en la piel o en los ojos, láveselos inmediatamente con abundante agua y avise a su profesor.
3. No pruebe o saboree un producto químico o solución, sin la autorización del profesor.
4. Si se derrama un reactivo o mezcla, límpielo inmediatamente.
5. Cuando se caliente una sustancia en un tubo de ensayo, dirija el extremo abierto del tubo hacia un lugar que no pueda ocasionar daño a usted ni a sus compañeros.
6. No sitúe una llama cerca de un recipiente que contenga un material volátil o inflamable.
7. Si sus vestidos alcanzan llama por cualquier razón, no corra, cúbrase con una manta y pida el extintor de CO₂.
8. Los incendios pequeños se apagan con una toalla.
9. Si hay un principio de incendio, actúe con calma. Aplique el extintor y evite manifestaciones alarmistas innecesarias.
10. Evite las bromas y juegos en el laboratorio, así como comer y fumar.
11. No inhale los vapores de ninguna sustancia, si es necesario hacerlo, ventíle suavemente hacia su nariz los vapores de la sustancia.
12. Cuando trabaje con equipos de vidrio, como tubos y termómetros, preste mucha atención, pues el vidrio es frágil y se rompe fácilmente, este es un accidente que, con frecuencia, produce lesiones.

INFORMES DE LABORATORIO:

En este curso usted debe usar su libreta o cuaderno de laboratorio en la misma forma que lo hacen los investigadores. En la libreta debe anotar toda la información relativa al experimento realizado en una forma clara, ordenada y legible.

Para sacar el máximo provecho de los datos consignados en la libreta, se aconseja seguir las siguientes normas:

1. Anótese todos los datos tan pronto como sea posible, después de hacer las observaciones. Anote siempre el nombre, la fecha y el título de la experiencia.
2. Registre claramente todos los datos y observaciones. Use una forma tabular siempre que sea apropiada. Desarrolle el hábito de hacer diagramas claros.
3. El profesor ayudará a decidir que anotaciones son las más apropiadas para cada experiencia.
4. Indique las operaciones utilizadas, presentando un cálculo ordenado.
5. Anote las conclusiones y comentarios pertinentes. Cada informe contiene una serie de preguntas y ejercicios, los cuales se relacionan directamente con el experimento. Conteste todas las preguntas.
6. Elabore el informe inmediatamente después de la sesión de trabajo de laboratorio.

1. Sobre el contenido del reporte:

En los estudios y carreras profesionales, se requiere que el estudiante presente un reporte de actividades claro y conciso; para ello es necesario que contemple los siguientes aspectos:

- a) **Objetivo:** exponer brevemente y de manera concisa, la razón por la cual se realizó el experimento
- b) **Introducción:** Exponer claramente, los aspectos teóricos más importantes que expliquen el trabajo realizado en el laboratorio y los resultados obtenidos.
- c) **Procedimiento:** Hacer referencia al manual de laboratorio, si se hace alguna modificación del procedimiento original, describir la modificación que se aplicó.
- d) **Presentación de datos, Cálculos y resultados:** Escribir los datos de una manera clara en una tabla o figura que incluya absolutamente todo lo obtenido de la práctica. Hacer las operaciones necesarias y el análisis dimensional de sus resultados, especificando claramente las unidades.
- e) **Discusión:** Para hacer una buena discusión se hace necesario consultar publicaciones, libros o manuales ya elaborados para contrastar los resultados publicados con los obtenidos en la práctica.
- f) **Conclusión.** Expresar la conclusión o conclusiones de manera categórica e irrevocable respecto a los datos y objetivos desarrollados en la sesión.
- g) Preguntas finales.

- h) Referencias: Las referencias que se utilicen para el desarrollo del reporte deberán ser presentadas en una forma adecuada, en orden alfabético, por autor, año de edición, título del libro, páginas, casa editora y país.

Se recomienda que el alumno sea puntual a la hora de la práctica, ya que durante un periodo de 15 minutos solo tendrá derecho a retardo y una vez transcurrido este tiempo, no tendrá derecho a realizar la práctica.

El alumno tendrá la obligación de mantener un orden dentro del laboratorio y trabajar con el mayor cuidado posible, de no ser así, éste puede ser suspendido de la práctica.

RECOMENDACIONES GENERALES:

El uso de la bata en el laboratorio de Química es obligatorio.

A.- Protección personal:

- 1.- Nunca pruebe algún compuesto en el laboratorio.
- 2.- Para determinar el olor de un compuesto, lleve la botella con precaución hacia la nariz; no inhale.
- 3.- Evite el contacto de reactivos con la piel, especialmente la cara; lávese las manos tan pronto como sea posible después de hacer transferencias u otras manipulaciones.

B.- Pesado:

Es necesario pesar ciertos reactivos como carbón activado, sal, o agentes desecantes: la cantidad apropiada debe ser estimada al cálculo. Pequeñas cantidades de Hidróxido de sodio o potasio no necesitan ser pesadas. Las pastillas son bastante uniformes y pesan aproximadamente 0.1 g cada una. Si se requiere una medida más exacta de una cantidad pequeña, deberá de usarse una solución de concentración conocida. Nunca intente pesar pastillas de hidróxido de sodio sobre papel o vidrio de reloj; inevitablemente rodarán unas pocas y se licuificarán convirtiéndose en un líquido altamente corrosivo.

C.- Pipetas y pipeteado:

Comúnmente se utilizan diversos tipos de pipetas: volumétricas (no graduadas), terminales (graduadas hasta la punta) y no terminales (no graduadas hasta la punta).

Para agregar grandes volúmenes de solución con la mayor exactitud, se usan pipetas volumétricas. Estas son llenadas hasta arriba de la marca (línea de llenado), mientras se sostiene verticalmente, el exterior es limpiado cuidadosamente y la solución en exceso liberada hasta la línea de llenado. Mientras se sostiene verticalmente, el volumen especificado de solución es vaciado al recipiente deseado hasta que el flujo

cesa. Se espera aproximadamente 10 segundos para que la solución sobre las paredes de la pipeta se acumule en la punta y se desaloje la pipeta con un movimiento giratorio, manteniendo la punta contra el interior de la vasija receptora. No desaloje soplando el líquido que queda.

Para agregar volúmenes intermedios, use pipeta de punta larga. Use el tamaño apropiado de pipeta; no trate de medir, por ejemplo, muestras de 0.2 ml. con una pipeta de 5 ml.

Para agregar pequeños volúmenes, la punta de la pipeta deberá ser limpiada cuidadosamente y completamente después de cargar la pipeta. Después se insertará la punta limpia de la pipeta dentro de la solución receptora el volumen deseado liberado y la pipeta removida. Esté seguro de limpiar la punta de la pipeta de nuevo antes de reinsertarla en el reactivo.

Cualquier pipeta usada debe ser secada y limpiada; si no se hace se considera que está sucia y no deberá ser usada. Algunas pipetas están calibradas, estas deberán ser lavadas en la vasija receptora para transferir todo el contenido. Generalmente se considera que las pipetas terminales y no terminales están calibradas con menor exactitud que las pipetas volumétricas.

Para algunos experimentos, se deseará transferir soluciones con la mayor exactitud. Para otros, la precisión, más que exactitud puede ser de primera importancia.

D.- Buretas:

Estas liberan cantidades variables de líquido en una forma exacta, por lo cuál son usadas en titulaciones volumétricas. Como en las pipetas, cualquier líquido que quede en la punta deberá ser removido tocándola ligeramente en la pared interior de la vasija.

E.- Probetas graduadas:

La probeta graduada muy frecuentemente es más usada en los laboratorios de enseñanza y han ganado el nombre de la pipeta de los estudios apurados. No es un sustituto para la pipeta o bureta, ya que no puede liberar un volumen establecido, sino sólo medirlo. Puede sin embargo, ser usada para liberar volúmenes relativamente grandes cuando la exactitud no es importante.

F.- Matraces volumétricos:

Los matraces volumétricos están calibrados para contener el volumen especificado a una temperatura fija, usualmente 20° C. Un buen matraz tendrá un cuello angosto y una línea delgada que se extiende alrededor del cuello. Esto permite un adecuado ajustamiento del nivel de líquido y evita errores debido a paralaje. Las gotas del líquido adheridas al vidrio arriba de la marca de calibración, deberán ser removidas ya que esto conduce a errores.

Antes de llevar el disolvente hasta la marca, es importante ver que todo el sólido haya sido disuelto. Si se encuentra dificultad para disolver un compuesto, la suspensión primero deberá ser calentada en un vaso de precipitados y después enfriada a temperatura ambiente.

Una vez que un matraz volumétrico es calentado, se convierte simplemente en un frasco y ya no es volumétrico, así que nunca debe ser secado en un horno, sino enjuagado con pequeños volúmenes de alcohol, luego eter y finalmente secado con una corriente de aire caliente.

Los matraces volumétricos nunca deben usarse para almacenar reactivos; para eso existen envases adecuados.

G.- Reactivos Químicos:

Se debe agregar reactivos químicos puros a agua limpia para mejores resultados. La mayor parte de los reactivos inorgánicos pueden ser comparados con un análisis que establece cuáles son los principales contaminantes presentes y aproximadamente en cantidad. Sin embargo, muchos reactivos no vendrán con sus análisis y en estos casos es mejor dudar de su pureza. Algunos de estos compuestos, como el tris o acrilamida, pueden y deben ser recristalizados al menos una vez antes de usarlos.

Otros, el DPNH, pueden ser purificados por cromatografía. Generalmente pueden ser obtenidos resultados razonables en la mayoría de los experimentos con reactivos comerciales.

H.- Preparación de reactivos:

Al pesar material para un reactivo, algunas veces es conveniente pesar una cantidad relativamente grande del material y hacer una solución madre, de la cual se pueden tomar pequeñas cantidades a conveniencia. Además, algunos reactivos son más estables en soluciones más concentradas. Las soluciones madres también pueden ser usadas para acortar la cantidad de pipetas necesarias y al mismo tiempo reducir la variabilidad entre un número similar de mezclas en incubación, soluciones de ensayo, etc.

Para mayor exactitud, el estudiante deberá aprender la diferencia entre recipientes TC ("to contain" o "para contener") y TD ("to deliver" o "para entregar"). El primer recipiente contendrá, por ejemplo, 100 ml. si el líquido está en la marca de 100 ml. Dichas vasijas deben ser enjuagadas con el disolvente para obtener todo el reactivo. Los recipientes TD entregarán 100 ml. del líquido en otro recipiente, pero contendrán un poco más de 100 ml.

Los efectos de la temperatura sobre el volumen de las soluciones no son muy grandes en el caso del agua, pero puede ser significativa con otros disolventes. Efectos de la temperatura sobre el pH de buffers varían sobre el buffer.

El pH de buffers Tris (y probablemente también todos los buffers de las aminas primarias) son afectados marcadamente por la temperatura, disminuyendo casi una unidad de pH con un incremento de 30°C en la temperatura. El pH de buffers de fosfato muestra menos dependencia de la temperatura.

Diversos métodos son usados para evitar la contaminación de reactivos. El más obvio consiste en almacenarlos en recipientes limpios adecuados. Es absolutamente necesarios mantener los dedos lejos del contacto con reactivos, ya que las huellas digitales contienen no únicamente grasas y aceites, sino iones metálicos, fosfato, aminoácidos y al menos una enzima, la nucleasa. Sellar los recipientes para evitar vapores como dióxido de carbono, amoníaco y ácido clorhídrico puede ser hecho temporalmente con parafilm. Sin embargo, el parafilm es en si mismo una cera y es susceptible de ataque por vapores de Tolueno y Benceno.

Una precaución más en contra de la contaminación es no devolver el exceso de reactivo a la botella.

La mayor parte de los reactivos que se preparan son acuosos y éstos nos lleva a considerar críticamente la cantidad de agua que se usa. Mientras que el agua de la llave puede servir para unos pocos reactivos, la mayoría requerirán por lo menos agua desionizada o destilada.

El agua desionizada es la que ha sido pasada a través de una capa mezclada de resina de intercambio iónico y consecuentemente es muy baja en concentración de sustancias iónicas. Por otro lado las resinas usadas tienden a emitir sustancias que absorben luz ultravioleta y, por supuesto, las sustancias no iónicas no son removidas de la solución. Ya que algunos recipientes de plástico también tienden a producir sustancias que absorben la luz ultravioleta, y el vidrio tiende a emitir (intercambiar) iones, el recipiente de almacenamiento deberá ser escogido dependiendo del uso que se intente hacer del agua.

El agua destilada tiende a ser baja en iones y otras sustancias volátiles, como el dióxido de carbono, HCl y ácido acético, no serán removidas fácilmente por destilación.

Los compuestos aromáticos, que tienden a ser fluorescentes, también pueden pasar, pero en general, el agua destilada en un destilador de vidrio será adecuado para la mayor parte de los experimentos.

Si realmente se desea agua de alta calidad, debe ser destilada 1 g de permanganato

de potasio, más 1 ml de ácido fosfórico por litro de agua en un destilador limpio de vidrio. El permanganato caliente oxida todas las sustancias orgánicas, y el agua destilada resultante tiene una absorción ultravioleta y fluorescencia muy bajas.

I.- Eliminación de reactivos:

Los disolventes orgánicos no miscibles en agua y otros líquidos deberán ser descartados en un recipiente específico para deshechos de disolventes. Nunca

deberán ser vaciados en el lavadero. Si únicamente hay disponible un lavadero, enjuague abundantemente con agua; incluso entonces, los residuos permacerán en la trampa y los vapores pueden persistir en el lavadero por algún tiempo. Es más, cualquier reactivo descargado en un coladero eventualmente es un aporte más a la contaminación del medio ambiente.

Los sólidos insolubles en agua y vidrios deberán ser desechados en una vasija no metálica específica para desechos; no los tire al lavadero o al bote de basura.

Los reactivos que reaccionan vigorosamente con agua, como los ácidos clorados o álcalis del metal, deberán descomponerse en un recipiente y de una manera adecuada, por ejemplo, reacción con alcohol.

J.- Lavado de artículos de plástico:

El éxito de un experimento depende bastante de la libertad de contaminación de los reactivos y esto depende en parte de la limpieza de sus recipientes.

Sin embargo, ningún recipiente, sea éste de metal, orgánico, vidrio o cualquier plástico, es completamente inerte. Por ejemplo, las paredes de los recipientes hechos de plástico, tales como el polietileno, forman fases hidrocarbonadas separadas, a través de las cuales el agua se puede difundir lentamente (de tal forma que la concentración de reactivos acuosos tendrá a cambiar con el tiempo, o en las que los solutos o solventes no polares pueden disolverse. Cualquier cosa disuelta en las paredes de un recipiente de plástico es esencialmente imposible de remover por lavado. Hay que hacer notar que algunos cationes de metales pesados y aniones inhibitorios pueden formar complejos no polares con algunas sustancias, y contaminar un recipiente de plástico u otros artículos de plástico que hayan estado en contacto con dichos compuestos nunca deberán ser usados por otra cosa. Algunos gases como el amoníaco (encontrado en concentraciones crecientes en limpiadores comerciales para piso y ventanas), pueden penetrar los recipientes de plástico; éstos no deberán ser usados donde la contaminación con amoníaco, dióxido de carbono, etc., puede ser problemática.

El procedimiento para limpiar artículos de plástico depende del plástico. En el caso de los plásticos resistentes, se remoja el objeto a ser limpiado en urea 8 M la cual se lleva a pH 1 con HCl la úrea ácida es removida con agua destilada y el objeto lavado en KOH 1M, luego en agua, EDTA 10 M y finalmente varios enjuagues con agua destilada. Todo artículo de plástico adecuado (resistentes) deberá recibir dicho lavado inicial.

Posteriormente, un lavado con detergente diluido (usualmente SDS) deberá ser suficiente, aunque ocasionalmente deberán hacerse lavados a base de úrea ácida.

Ningún plástico deberá ser tratado con dicromato o cualquier agente oxidante, ya que tenderá a producir grupos carboxilos libres sobre las paredes del artículo de plástico.

K.- Lavado de artículos de vidrio:

El vidrio se comporta como una capa mezcladora de resina de intercambio iónico, aunque de muy baja capacidad. Las superficies de vidrio fijarán una variedad de aniones y cationes y cuando se trabaja con enzimas, especialmente de las sensitivas a metales, este hecho puede tener consecuencias desafortunadas.

La mayor parte de los tratamientos para cristalería, más allá de los lavados usuales con detergentes y agua destilada (se prefiere alcohol al 0.5%), involucra la remoción de los iones absorbidos no deseados limpiando el vidrio con ácidos o bases muy fuertes, o con ambos.

El vidrio se deberá lavar primero con KOH etanólico.

Este remueve cualquier tipo de grasas o aceites y una monocapa de vidrio, así que un enjuague es suficiente.

El KOH etanólico es removido con agua destilada.

Algunas sustancias que no deberán ser expuestas a esta solución son: fibra de vidrio, vidrio carbonatado o vidriería normal o de cuarzo como las cubetas que tienen una superficie óptica altamente pulida. La base carcomerá las superficies pulidas o debilitarán las delgadas fibras de vidrio.

Un enjuague en solución limpiadora de dicromato de potasio, removerá cualquier material orgánico que quede, si es suficientemente prolongado.

El material que quede puede requerir que la solución limpiadora se caliente para un mayor efecto.

El lavado con dicromato dejará una película de dicromato absorbido sobre el vidrio. Después de enjuagar con agua destilada, esta película será removida, junto con cualquier catión no deseado que quede, con un enjuague posterior de ácido nítrico concentrado (se prefiere porque también es un agente oxidante). Enseguida se lava el vidrio con agua destilada. Si no hay material orgánico presente sobre el vidrio, únicamente es necesario usar los lavados de KOH y ácido nítrico.

El lavado de ácido nítrico removerá solamente los cationes superficiales del vidrio. Después de varios días, cationes nuevos localizados originalmente en las capas debajo de la superficie, migrarán a la superficie y el vidrio tendrá que ser lavado otra vez. Estos cationes (como el calcio) están normalmente presentes en todo el cristal, proviniendo del material usado por el fabricante. Se ha encontrado que las soluciones de acetato, de alguna manera retardan esta migración.

El vidrio puede ser considerado limpio cuando el agua se distribuye uniformemente sobre la superficie y no tiende a formar parches o gotas.

LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL II PRACTICA No. 1

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES Y PARÁMETROS QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD Y CONDUCTIVIDAD DE LAS SOLUCIONES

MATERIALES Y EQUIPOS:

Equipos:

Vasos de precipitados
Probeta
Agitadores de Vidrio
Termómetro
Tubos de Ensayos
Gradilla

Reactivos:

Hidróxido de sodio (NaOH)
Cloruro de amonio (NH₄Cl)
Benceno, Sal Gema (NaCl)
NaCl pulverizado
Azúcar, Acetona, Yoduro de Potasio
Yodo
Alcohol

OBJETIVOS:

1. Explicar los efectos del tamaño de las partículas, temperatura y agitación en una solución sólido-líquido.
2. Explicar los efectos de la temperatura, agitación y presión de un gas en solución.

Concepto de Disolución:

Una disolución es un sistema homogéneo, molecular o iónico, homogéneo de composición variable dentro de ciertos límites y su composición es tal que solo puede variar mediante un cambio de estado.

Las disoluciones pueden clasificarse según el número de componentes en: Binarias, Terciarias según contengan dos, tres componentes y según el estado de agregación en: líquida, sólidas y gaseosas y de acuerdo a las condiciones de temperatura y presión.

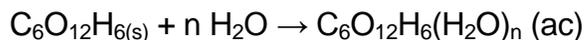
Cuando un componente es un gas o sólido y el otro un líquido, a los primeros se les denomina soluto y al segundo disolvente, cuando ambos son líquidos se considera como soluto al que está en menor proporción.

El estudio de las disoluciones es importante, ya que en ellas se basan las reacciones químicas, es decir al efectuarse las disoluciones se provocan y se controlan reacciones químicas, así como también las propiedades físicas y químicas de las mismas. Las disoluciones están presentes en fenómenos y procesos vitales de la industria.

¿En qué consiste el proceso de disolución? Este es un proceso en equilibrio dinámico, que significa la dispersión del soluto en el seno del disolvente y lo inverso la separación del soluto del seno de la disolución.

Ejemplo: Cuando el soluto es una molécula que no se disocia en sus iones, la

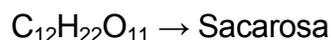
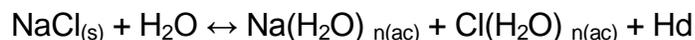
molécula del soluto es rodeada por la del disolvente.



Glucosa

Si la disolución se forma a partir de solutos polares las moléculas del agua hidratan a los iones del soluto, se disuelve el soluto y se obtiene la solución.

Grafica:



En una solución hay una sustancia llamada soluto que se distribuye uniformemente en otra sustancia llamada solvente. Existen diferentes formas de clasificar las soluciones: una de ellas es considerando la relación soluto y solvente: diluida, concentrada, saturada y sobresaturada.

Otra clasificación está basada en el estado físico original de los componentes, las que se encuentran con más frecuencia son: a) un gas disuelto en un líquido, (H_2 en agua), b) un líquido disuelto en un líquido (H_2SO_4 en H_2O) y c) un sólido disuelto en un líquido ($AgNO_3$ en H_2O). A menos que se especifique otra cosa, vamos a suponer que en las soluciones a que nos referimos el solvente es agua.

Atendiendo al equilibrio de la disolución esta se pueden clasificar en: disoluciones Saturadas, No saturadas y sobresaturadas. Cuando la cantidad de soluto sin disolver es igual al soluto disuelto, la disolución es saturada; su condición permanece invariable si no cambian las condiciones del sistema. No saturadas cuando todo el soluto se ha disuelto y no hay equilibrio. Y por último sobresaturada si la cantidad de soluto es mayor.

La solubilidad: se expresa como la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en un sistema soluto-disolvente en equilibrio, a una temperatura y presión constante.

La solubilidad depende de los siguientes factores:

1. La naturaleza de las sustancias.
2. La Temperatura.
3. La presión.
4. Grado de división de las partículas.

La naturaleza de las sustancias:

Los disolventes polares disuelven más fácilmente los solutos polares.

Ej. El NaCl en agua, la solubilidad es prácticamente nula y en alcohol es de 0.015 moles/L.

El agua es considerada el solvente universal, puede disolver casi todo, sin embargo no disuelve el aceite mineral, barniz, pintura, las grasas ya que son compuestos orgánicos. Los solventes orgánicos tales como éter, acetona y el alcohol pueden disolver los solutos orgánicos, esto es por la naturaleza de los enlaces que mantiene unido a los compuestos de las sustancias. La mayoría de las sustancias orgánicas son compuestos con enlaces covalentes no polares y se mantienen unidos por las débiles fuerzas de Vander Walls. Los solventes con enlaces polares ejemplo el agua, son atraídos hacia los solutos iónicos, los solventes no polares no son atraídos por los iónicos o polares. Lo semejante disuelve lo semejante.

La influencia de la temperatura:

La variación de la solubilidad de una sustancia con la temperatura, se relaciona con su calor de disolución. Si este es positivo es endotérmico, aumentara la solubilidad al aumentar la temperatura de la disolución. Si el calor de disolución es exotérmico, un aumento de temperatura, desplazará el equilibrio de disolución, decreciendo la solubilidad a esta nueva temperatura.

La influencia de la presión:

La solubilidad de los sólidos y líquidos es prácticamente independiente de las variaciones de la presión esto es por la poca compresibilidad y expansibilidad de estos estados de la materia.

La solubilidad de un gas aumenta al aumentar la presión.

Grado de División de las Partículas: Este es un factor que afecta la velocidad de dilución.

La velocidad de disolución de un soluto en un disolvente dado depende de tres factores: Tamaño de la partícula del soluto, velocidad de agitación y Temperatura.

Coefficiente de Solubilidad:

La solubilidad de los sólidos en los líquidos se expresa por el número de gramos de sustancia anhidra que pueden disolverse en 100 gramos de disolvente a una temperatura dada.

Para las disoluciones de gases en líquidos, el coeficiente de solubilidad indica el volumen de gas, medido a la temperatura y presión a las cuales se disuelve dicho gas,

que satura un litro de disolvente.

Para utilizar en la práctica las soluciones, es indispensable saber cómo se expresa la relación soluto/solvente; ya que las concentraciones de las soluciones suelen expresarse de distinta manera:

PROCEDIMIENTOS:

A-Clasificación de soluciones desde el punto de vista energético:

- Añadir 25 ml de H₂O destilada en 2 vasos de precipitado de 100 mL. A continuación medir la temperatura de la misma y anotarla.
- Analizar ¿cómo se puede aumentar la solubilidad de cada sustancia en agua con variación de la temperatura?
- Adicionar a un vaso 3 perlas de NaOH y a otro NH₄Cl.
- Medir nuevamente la temperatura de ambos líquidos.
- Calienta la que se favorezca con un aumento de temperatura.

B- NATURALEZA DE LOS COMPONENTES (SOLUTO Y SOLVENTE).

– Disolvente polar- soluto polar.

Toma en un tubo de ensayo unos mililitros de agua. Agrega un poco de azúcar, agita. Anota lo observado.(Fórmula del azúcar : C₁₂H₂₂O₁₁)

– Disolvente polar- soluto no polar

Coloca en un tubo de ensayo un poco de yodo y añade unos mililitros de agua. Agita fuertemente tratando de homogenizar la mezcla. Deja en reposo unos minutos. Observar que ocurre. A continuación añadir solución de yoduro de potasio. ¿Por qué se disuelve el yodo en presencia de yoduro de potasio (KI)?

- Disolvente no polar - soluto polar.

Añade en un tubo de ensayo seco aproximadamente 2 ml de Benceno (C₆H₆) y a continuación unos cristales de Cloruro de Sodio (NaCl). Agita la mezcla fuerte y anota lo ocurrido.

- Disolvente no polar - soluto no polar.

Coloca en un tubo de ensayo un poco de benceno, agrega unos mililitros de acetona y anota lo ocurrido.

C- EFECTO DEL TAMAÑO DE UNA PARTÍCULA, AGITACIÓN Y TEMPERATURA EN UNA SOLUCIÓN SÓLIDO LÍQUIDO.

- 1- Tamaño de la partícula: -En un tubo de ensayo agregue 2g de CuSO₄ o (NaCl) granulado y 10mls de agua, en otro añada 2g de CuSO₄ o (NaCl) pulverizado y 10mls de agua. En ambos casos mueva los tubos y observe donde se disuelve más rápido.

- 2- Efecto de la agitación. En otros dos tubos de ensayo repita el caso 1, pero esta vez, además de moverlo agítelos. Observe los resultados.
- 3- Efecto de la temperatura sobre la disolución. Toma dos vasos de precipitado y en cada uno de ellos añada 50 mls de H_2O y 5g de $CuSO_4$ (sulfato de cobre) o cloruro de sodio pulverizado y en otro 5g de $CuSO_4$ granulado. Calienta suavemente ambos hasta su disolución. Anota las observaciones sobre las velocidades de disolución del sólido.

D- GAS EN SOLUCIÓN:

- Utiliza (3) tres vasos de precipitado y márcalos A, B, C. Toma una botella de soda sin destapar y evitando moverla, obsérvala. Destapa la botella y observa de nuevo, anota tus observaciones.
- Coloca alrededor de 25 ml de soda a cada vaso: El vaso A es el control.
- Agite la soda en el vaso B.
- Coloca la soda del vaso C en un beaker con agua caliente.
- Observa la cantidad de burbujas en cada vaso. Anota tus observaciones

PRACTICA No. 1
EVALUACION
PARAMETROS QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO _____ **PROF.** _____ **FECHA** _____

Ensayo A. Clasificación de las soluciones desde el punto de vista energético.

Ensayo	Temp.1	Temp.2	Endotérmico / Exotérmico
Agua H ₂ O + Hidróxido de sodio NaOH			
Agua H ₂ O + Cloruro de amonio NH ₄ Cl			

ACTIVIDADES:

- Clasifica ambas soluciones desde el punto de vista energético.
- Resume la relación de la solubilidad de las sales con la temperatura.
- Representa mediante ecuaciones las disoluciones obtenidas.

Ensayo B. Naturaleza de los componentes

Ensayo	Observación	Explique
Agua + Azúcar		
Agua + Yodo		
Agua + Yodo + Yoduro de Potasio (KI)		
Benceno + Cloruro de sodio		
Benceno + Acetona		

ACTIVIDADES:

- 1- Según sus observaciones señala si hubo o no disolución.
- 2- Investiga el tipo de enlace presente en los siguientes ejemplos de mezcla y predice si se formará o no solución en los siguientes casos, justificando adecuadamente.

Aceite + Alcohol
 Azufre + Agua
 Gasolina + Agua
 Azúcar + Trementina

- 3- ¿Por qué se usa acetona para retirar el esmalte de las uñas? Ten en cuenta la naturaleza (polaridad) de los enlaces en las sustancias implicadas.

Preguntas:

- 1- ¿Qué pasa con la presión dentro de la botella de soda cuando se remueve la tapa?
- 2- ¿Cuando se destapa la botella de soda, el gas CO₂, se hace entrar o salir de la solución?
- 3- ¿Cuáles factores aumentan la presión de burbujas?
- 4- Muchas bebidas refrescantes tienen CO₂ disueltas. ¿Cómo clasifica desde el punto de vista energético y qué ley obedece?. Si usted agita la botella y luego la destapa, el refresco se dispara. Explica por qué?

C. Efecto del grado de división de las partículas, la agitación y la temperatura.

Ensayo	Tiempo Disolución	Conclusión
H ₂ O + Cloruro de Sodio (NaCl)		
H ₂ O + Cloruro de Sodio (NaCl) + calor		
H ₂ O + Cloruro de Sodio (NaCl) cristal		
H ₂ O + Cloruro de Sodio (NaCl) polvo		
H ₂ O + (NaCl) cristal + agitación		

D. Gas en solución.

Ensayo	Cantidad de burbujas observadas	Conclusión
Vaso A (control)		
Vaso B (soda + hielo)		
Vaso C (soda + calor)		
Vaso D (soda caliente + hielo)		

LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL II PRACTICA No. 2

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES:

MATERIALES Y EQUIPOS:

Equipos

Vaso de 250 mL
Vaso de 50ml
Espátula
Balanza
Probeta de 100 mL
Pipeta de 100 mL
Varilla de agitación
Dos (2) matraces volumétricos de 100 mL y sus tapas
Embudo pequeño.

Reactivos

NaCl comercial
Agua destilada
Hidróxido de Sodio
Etanol

Objetivos:

- Identificar las principales formas de expresar la concentración de las soluciones.
- Aplicar los métodos más comunes para preparar soluciones de cierta concentración.
- Utilizar algunos aparatos de medición de volúmenes tales como la probeta, la pipeta y el matraz volumétrico.

INTRODUCCION:

La concentración de una solución nos da información acerca de la cantidad de soluto disuelto en un volumen unitario de solución. Puesto que las reacciones generalmente se llevan a cabo en solución, es importante conocer las diferentes maneras de expresar la concentración y aprender a preparar soluciones de una determinada concentración.

Dependiendo de la cantidad de soluto presente en la solución, ésta se puede calificar de “concentrada” o diluida. Estos términos a veces se emplean para expresar concentración, pero son cualitativos.

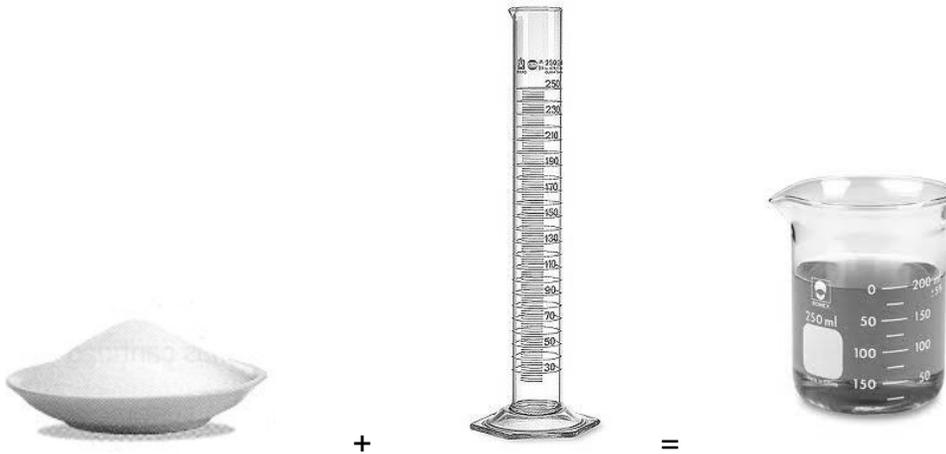
Los métodos cuantitativos más comunes para expresar la concentración de las soluciones son:

1- Porcentaje referido a masa.

El porcentaje referido a la masa de un soluto en una solución es igual a los gramos de soluto presentes cada 100 gramos de solución.

La masa de la solución es igual a la masa del soluto más la masa del disolvente.

Ejemplo: Solución acuosa del sulfato de sodio al 20.0 %



20.0 g Na_2SO_4

+

80.0 g H_2O

=

100 g de solución
de Na_2SO_4 al 20.0 %

Para el cálculo de por ciento en masa se puede utilizar la siguiente expresión

A= gramos del soluto, B= gramos del solvente

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{A \text{ (gramos de soluto)}}{A \text{ (gramos del soluto) + B (gramos del disolvente)}} \cdot 100. \%$$

2- Porcentaje referido a volumen

Se refiere a volumen de soluto líquido en 100 mililitros de solución.

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{Volumen de Soluta}}{\text{Volumen de soluto + Volumen de solvente}} \cdot 100 \%$$

Molaridad: Es el número de moles de soluto en un litro de solución. La molaridad se expresa por M.

$$M = \frac{\text{Cantidad de Solute en mol}}{1 \text{ Litro de solución}}$$

La cantidad de soluto en mol se obtiene dividiendo la masa en gramos del soluto entre el peso molecular del mismo. El número de moles se representa por **n**. Para el cálculo de **n** se tiene en cuenta la cantidad de sustancia disuelta en la solución, la masa expresada en gramos (m(gr)) y su masa molecular (M(X)) o peso molecular (PM) como en la siguiente expresión:

$$n = \frac{\text{Masa en gramos}(gr)}{\text{masa molar o peso molecular } \left(\frac{gr}{mol}\right)}$$

Ejemplo: Preparar una solución acuosa de sulfato de sodio uno molar (1M).

Solución: La fórmula del sulfato de sodio sería= Na₂SO₄, se busca el peso atómico de cada uno de los elementos en la fórmula, en la tabla periódica y se multiplica por sus subíndices si los tienen y sumando estos pesos atómicos se consigue el peso molecular o masa molar.

Na=22.9898X2=45.9796

S=32.066

O=15.9944X4=63.9776, entonces la sumatoria sería=142.0232= PM.

La pregunta sería. ¿Qué cantidad de sustancia se necesitaría para preparar una solución 1M? Para preparar un litro de una solución de 1.00 Molar se pesan los gramos correspondientes a un mol de la sustancia a usar, se disuelve en agua y luego se adiciona agua suficiente para completar el volumen de la solución hasta un "litro" en un matraz volumétrico.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Cantidad de soluto en mol}}{1 \text{ litro de Solución}}$$

Sustituyendo el equivalente de mol en la fórmula:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\text{Masa en gramos}}{\text{Masa molar o Peso Molecular (g/mol)}} \cdot \frac{1}{V=1 \text{ litro de solución}}$$

Masa de 1 mol. *M(Na₂SO₄), 142.1g (Na₂SO₄) + Agua de 1 litro = 1.00 litro de solución Na₂ SO₄ 1.00 M

4.- Normalidad:

Es la medida de concentración que se expresa en equivalentes por litro de solución. Un equivalente puede definirse como el número de moles “reactivos” en un compuesto (sinónimos: equivalente gramo, equivalente químico, peso equivalente). Un equivalente puede reaccionar o tomar el lugar de un mol de iones hidrógeno. La normalidad está determinada por el valor del equivalente gramo, y éste es el resultado de dividir el peso molecular o masa molecular (PM) entre la carga iónica.

$$N = \frac{\text{No. equivalentes de soluto}}{\text{Litro de solución}} = \frac{\text{No. Eq.}}{V}$$

El número de equivalentes se calcula teniendo en cuenta la cantidad de sustancias en gramos(gr) y el valor del Equivalente gramo de la sustancia(Eq-gr):

$$\text{No. Eq.} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Eq.-gr.}}$$

Los equivalentes gramos se determinan :

$$\text{Eq-gr} = \frac{\text{Peso Molecular del soluto}}{\text{Carga iónica}}$$

Ahora, como determinamos la carga iónica:

1. **Para los ácidos:** Es la cantidad de iones hidrógeno presentes en la molécula.
Ej: Para el H₂SO₄ la carga iónica es 2
Para el H₃PO₄ la carga iónica es 3
2. **Para las bases o hidróxidos:** Es la cantidad de OH⁻ presente en el compuesto.
Ej: Para el NaOH la carga iónica es 1
Para el Ca(OH)₂ la carga iónica es 2
3. **Para las sales:** Es la multiplicación de la carga total negativa y positiva presente en el compuesto

Ej: Para el Na_2S (Sulfuro de Sodio) la carga iónica es $2 \times 1 = 2$

Para el AlF_3 (Trifloruro de Aluminio) la carga iónica es $1 \times 3 = 3$

Para el AgNO_3 (Nitrato de Plata) la carga iónica es $1 \times 1 = 1$

Para el $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ la carga iónica es $2 \times 3 = 6$

Es importante determinar la relación existente entre la molaridad (M) y la normalidad (N)

*La relación entre N y M viene expresada por

$$N = M * \text{Carga Iónica}$$

De donde la Molaridad será igual

$$M = \frac{N}{\text{Carga Iónica}}$$

Ejemplos:

•HCL

•1 M de HCl = 1 N de HCl, porque un mol de HCl por litro proporciona 1 mol de iones hidrógeno por litro, lo cual es lo mismo que un equivalente por litro. 1 mol de HCl, nos da un mol de unidades reactivas (los iones hidrógeno)

Ejemplos:

• H_2SO_4

•1 mol de ác. sulfúrico = 2 N de ác. sulfúrico, porque 1 mol proporciona 2 equivalentes de iones hidrógeno por litro

•Un mol de cloruro de calcio dará un mol de iones de calcio, pero el calcio es divalente.

•Esta carga $2+$ significa que un ión calcio podría tomar el lugar de dos átomos de hidrógeno.

•Haciendo uso de la definición, podemos ver que un mol de cloruro de calcio darán 2 equivalentes de iones cloruro o dos equivalentes de iones de calcio.

Problemas:

•¿Cuántos gramos se necesitan para preparar una solución 1.5 N de NaOH?

•Peso molecular: 40

•Peso equivalente: 40/1

•40 gr ----- 1 N

X ----- 1.5 N

X= 60

¿Y si sólo se necesita 1 ml?

Soluciones porcentuales

•Son soluciones cuya medida es la cantidad de mililitros o gramos referidos a 100 ml de solución (NO DE SOLVENTE)

•**Ejemplo:** Una solución al 10% (de lo que sea) contendrá 10 gr ó 10 ml y aforados a 100 ml de solución.

Ejemplos:

•Para preparar una solución al 25%, entonces pesaremos 25 gr de la sustancia o mediremos 25 ml y se aforan hasta 100 ml.

Es la cantidad de “equivalentes” de soluto por litro de solución.

Para preparar una solución 1 normal se calcula el “Equivalente” de la sustancia. Se pesa, esta cantidad y se procede igual que para preparar la solución molar.

Ej : Solución acuosa de sulfato de sodio normal (1.00N).

Ejemplo: Solución acuosa de sulfato de sodio uno normal (1.00 N)

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{142\text{g/mol}}{2} = 71\text{g/mol- Eq}$$

Observa que la carga iónica es 2.

Se pesa 71g de Na_2SO_4 , se diluye en una cantidad mínima de agua, y se traslada al volumétrico de 1 litro, se completa con agua hasta el enrase; de este modo se han preparado una solución 1N en un litro de solución.

En los ejemplos anteriores, una solución 1M de sulfato de sodio, tendrá una concentración 2N porque el Eq-g del sulfato de sodio (Na_2SO_4) es igual a la mitad de su masa molecular, pues su carga iónica es 2 (2 iones $\text{Na}^+ = 2(1+) = 1(2) = 2$). Fíjate que en los ejemplos expuestos, la masa molecular del compuesto es 142, 1g/mol y su Eq-g es 71.g/mol.Eq.

PROCEDIMIENTOS:

1- Preparación de 500 ml (250ml) de una solución al 1% en masa de NaCl.

Realiza los cálculos de cantidad de NaCl necesario para preparar una solución al 1 % en masa en volumen de 500ml.

- 1-Se pesa un vaso de 150ml en la balanza de un platillo con una precisión de $\pm 0,1$ g.
- 2-Se anota el peso;
- 3-se agrega al vaso porciones de NaCl hasta que el peso adicional corresponda al cálculo con una precisión de $\pm 0,1$ g.
- 4-Se mide 50ml de agua con una probeta (la densidad del agua es de 1g /ml) y se agregan al vaso con el NaCl para formar la solución.
- 5-Agita con una varilla de vidrio para ayudar al proceso de la disolución. Una vez disuelto todo el NaCl se puede trasvasar la solución al volumétrico de 100 mls enjuaga el vaso con pequeñas porciones de agua y adiciónalos al volumétrico dos veces; completar con agua hasta el enrase; se tapa el volumétrico y se agita con cuidado.

2- Preparación de 100 ml de una solución al 1% en volumen de alcohol etílico.

Se mide con una pipeta 1 ml de etanol, teniendo el cuidado de enrasar la pipeta y que no queden gotas de aire ocluida dentro de ellas. Se descarga la pipeta en el volumétrico de 100ml. Pegando la punta de la misma en la pared interna del volumétrico. A continuación se añade agua destilada hasta el enrase.

3-Preparación de 100ml de solución 1M de hidróxido de sodio (NaCl)

Realice el cálculo del NaCl necesario para preparar 100ml de solución de NaOH 1M. Pesa la cantidad calculada en un beaker de 100 ml previamente tarado. Luego adiciona unos 25ml de agua y agita la solución hasta que se disuelva todo el sólido. Trasvasar la solución 2 veces con 5ml de agua destilada cada vez y adicionar cada enjuague al volumétrico (trasvase cuantitativo). Finalmente completa el volumen del volumétrico con agua hasta el enrase, tapa el volumétrico y mueve la solución para homogenizar.

Disolución del soluto en un pequeño volumen de agua hasta ser $\frac{1}{4}$ del volumen total	Trasvase de la solución al volumétrico	Enrase del volumétrico con agua(aforo)
---	--	--

NOTA: Esta solución debe ser entregada al profesor para ser utilizada en la próxima práctica.

PRACTICA No. 2
EVALUACION
PARAMETROS DE SOLUCIONES

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO _____ **PROF.** _____ **FECHA** _____

Actividades:

Responde:

1.- Se disuelven 180 gramos de NaOH en 400 gramos de agua, resultando un volumen de 432,84 ml. Determinar:

- 1- La densidad de la disolución
- 2- La concentración de NaOH en gramos por litro
- 3- La concentración molar de NaOH
- 4- La concentración normal de NaOH
- 5- La concentración de NaOH en % en peso
- 6- La concentración molal de NaOH
- 7- Las fracciones molares del soluto y disolvente.

II. Contesta:

1. ¿Cuál es el porcentaje en masa de hidróxido de sodio de una solución que se prepara disolviendo 8,00 g de NaOH en 50,0 g de agua?
2. ¿Qué peso de NaOH se necesita para preparar 500ml de solución 0,1 M?
3. ¿Qué cuidado se debe tener en la preparación y conservación de una solución de NaOH de concentración conocida?
4. Describa el procedimiento que utilizará en la preparación de una solución 1N (normal) de ácido sulfúrico.
Si de esta solución se desprende gran cantidad de calor al disolverse el ácido en el agua. ¿Qué tipo de reacción se produce?
5. Determina la normalidad de la solución preparada en el punto 3.

LABORATORIO DE QUIMICA GENERAL II PRACTICA No. 3

DETERMINACION DE LA CONCENTRACION EXACTA DE UNA SOLUCION POR VALORACION O TITULACION VOLUMETRICA DE SOLUCIONES PREPARADAS

MATERIALES Y EQUIPOS:

Equipos:

Bureta de 25 mL ó 50 mL
Soporte Universal
Pinzas para Bureta
Erlenmeyers de 50 mL
Pipeta Volumétrica de 10 mL

Reactivos:

Hidróxido de sodio aproximadamente 1 M
Acido clorhídrico exactamente 1 M
Indicador de Fenolftaleína

OBJETIVOS:

- Preparación de soluciones diluidas a partir de estándares
- Ilustrar los conceptos de neutralización, titulación y punto final.
- Desarrollar destrezas para usar la bureta y para realizar una titulación ácido-base.

INTRODUCCION:

Es una práctica común de Laboratorio preparar soluciones por el método de dilución. Esto consiste en preparar soluciones diluyendo a la que se le llama solución patrón o estándar, a la cual se le conoce su concentración exacta.

Para calcular el volumen de solución patrón de concentración conocida necesaria se utiliza la siguiente expresión conocida como Ley de la Volumetría:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

Donde $V_1 C_1$ son el volumen y la concentración de la solución estándar, y $C_2 V_2$ corresponde la concentración y volumen a los cuales se preparará la solución diluida. Esta relación permite calcular la normalidad de una de las dos soluciones, si se conoce la de otra y es una relación fundamental en las técnicas de volumetría de la química analítica.

Otra aplicación de la ley de la volumetría es la determinación de la concentración de una base (ácido) mediante una reacción de neutralización. Un volumen exactamente medido del ácido (base) de concentración conocida se hace reaccionar con la base (ácido) de concentración desconocida, el cual se adiciona desde una bureta, según lo muestra la figura

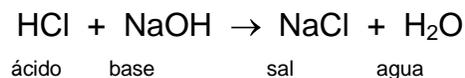


Fig. 5

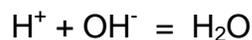
En general, cuando en química se habla de una reacción ácido-base se hace referencia al tipo de cambio que ocurre cuando se mezclan soluciones ácidas y básicas.

La titulación ácido-base es una de las técnicas más importantes de la química analítica. El procedimiento general consiste en determinar la cantidad de un ácido por la adición de una cantidad equivalente de una base o viceversa.

¿Qué ocurre cuando se mezcla una solución de un ácido fuerte como HCl con la solución de una base fuerte como NaOH? El resultado es el siguiente:



Tanto HCl como NaOH son electrolitos fuertes disociados en un 100%; NaCl es una sal neutra. En consecuencia, se puede considerar que en realidad lo que se añade es una solución de H^+ a otra de OH^- que se neutraliza según la reacción.



Esta reacción se llama a menudo reacción de **neutralización** ya que si se añade justamente la cantidad suficiente de base para reaccionar con todo el ácido, la solución se vuelve neutra, por ejemplo, se mezcla exactamente 100 ml de HCl 0.005 m, con exactamente 100 ml de NaOH, 0,500m, el ion H^+ del ácido se neutralizará exactamente por el ion OH^- de la base y la solución final tendrá un pH igual a 7,0 (solución neutra). Naturalmente que no es necesario que se mezclen cantidades iguales de ácido y base para que ocurra una reacción en muchos casos se usa uno u otro en exceso y la solución final contendrá una sal y el reactivo en exceso.

Al ácido se le ha añadido previamente unas gotas de fenofaleina; cuando el mismo haya reaccionado totalmente con la base una gota de la base hará cambiar el indicador a rosado, lo que indicará el punto final de la valoración. (Punto de equivalencia) El volumen de la base de concentración desconocida mediante la ecuación anterior, que para este caso se expresa:

$$\begin{array}{ccccccc} N & \cdot & V & = & N & \cdot & V \\ \text{Ácido} & & \text{ácido} & & \text{base} & & \text{base} \end{array}$$

Permitirá determinar la concentración de la base (ácido), mediante el despeje adecuado de la ecuación anterior.

Cuando es el ácido el que se añade desde la bureta, la solución de hidróxido de sodio se torna rosada con la fenofaleina. El punto final de la valoración sería la desaparición del color rosado.

PROCEDIMIENTOS:

A- Cálculo de la Normalidad de una solución de NaOH 1M

Mediante la expresión:

$$V_A N_A = V_B N_B$$

Calcule la normalidad de la solución de NaOH aproximadamente 1M preparada en la práctica anterior.

Arma el conjunto para titulación que se muestra en la figura 5.

1-En el Erlenmeyer vierta 10 ml de HCl (medidos con una pipeta) unas gotas de fenofaleina y se agita.

2-Coloca un papel blanco debajo del Erlenmeyer.

3-En la bureta coloca 25 ml de hidróxido de sodio (se debe tener el cuidado de agregar solución hasta que la base del menisco coincida exactamente con la marca del 0 (cero).

4-Deja caer poco a poco la solución básica de la bureta (NaOH) sobre la solución del Erlenmeyer (ácida) agitando a cada caída de NaOH. Maneja la llave de la bureta con la mano izquierda y con la derecha agita cuidadosamente el Erlenmeyer (véase figura). Observa la aparición de un color rojo, el cual desaparece al agitar la disolución. Continúa agregando la solución básica cada vez con más lentitud y

agitando. Observa que el color desaparece cada vez más lentamente a medida que se agita la disolución. Sigue agregando solución básica, pero ahora gota a gota, y agita hasta observar que la adición de una gota produce una coloración que permanece varios segundos. Cuando se ha alcanzado el punto de equivalencia es suficiente una gota de base para cambiar la solución de incolora a rosada. Anota la

lectura final de la bureta. Calcula la normalidad de la base a partir de la normalidad de la solución ácida (0,1 N) y los datos de la titulación.

B- Mediante la expresión

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

Determina el volumen de NaOH 0,1 N que debes medir para preparar una solución 0,05N. en 100 ml de solución. Trasvasa el volumen calculado o medido con una pipeta a un volumétrico de 100 ml y envasa el mismo con agua. Procede a valorar la solución así obtenida para determinar su concentración exacta, utilizando el ácido de concentración conocida.

**PRACTICA No. 3
EVALUACION**

**DETERMINACION DE LA CONCENTRACION EXACTA DE UNA SOLUCION POR
VALORACION O TITULACION VOLUMETRICA DE SOLUCIONES PREPARADAS**

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO _____ **PROF.** _____ **FECHA** _____

1. Cálculo de la normalidad del NaOH inicial

- Lectura final de la bureta _____ mL
- Lectura inicial de la bureta _____ L
- Volumen de NaOH utilizado _____ mL = V_b
- Volumen de HCl de normalidad 0,1 $N=10 \text{ ml} = V_a$
De la ecuación $V_a N_a = V_b N_b$ se calcula la normalidad de la base:

$$M_b = \frac{V_a N_a}{V_b} = \frac{10 * 0,1}{V_b}$$

2. Cálculo del volumen para la preparación de la solución 0,05 N NaOH

De la solución

$$V_1 = \frac{V_2 N_2}{N_1}$$

Desaparece al agitar la disolución. Continúa agregando la solución básica cada vez con más lentitud y agitando. Observa que el color desaparece cada vez más lentamente a medida que se agita la disolución. Sigue agregando solución básica, pero ahora gota a gota, y agita hasta observar que la adición de una gota produce una coloración que permanece varios segundos.

Cuando se ha alcanzado el punto de equivalencia es suficiente una gota de base para cambiar la solución de incolora a rosada. Anota la lectura final de la bureta. Calcula la normalidad de la base a partir de la solución ácida (0,1 N) y los datos de la titulación. Recuerda que:

LABORATORIO DE QUIMICA II PRACTICA No. 4

LOS ACIDOS Y LAS BASES PRIMERA PARTE

MATERIALES Y EQUIPOS:

Equipos:

Gradilla Tubos de ensayo
Vaso de precipitado de 100 mL
Agitador de vidrio
Papel indicador universal de PH

Reactivos:

Solución de fenoftaleina
Solución de anaranjado de metilo
Vinagre
Jugo de naranja o limón
Gaseosa Carbonatada
Leche magnesia
Amoniaco
Limpiador de cristales
Acido muriático
Desinfectante
Hidróxido de Sodio
Cloro
Agua corriente
Agua Destilada

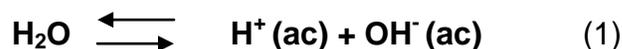
OBJETIVOS:

- Observar los cambios de colores de los indicadores y relacionarlos con el cambio de pH.
- Relacionar el PH con la concentración del ion hidrogeno de la soluciones.
- Determinar el grado de fortaleza de ácidos y bases y relacionarlo con el valor del PH de las sustancias.

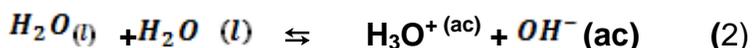
INTRODUCCIÓN:

Los Ácidos y las Bases. Generalidades

Se ha determinado por experimentos muy precisos que el agua pura es capaz de conducir muy débilmente la corriente eléctrica. Esto pone de manifiesto que en el agua existen iones en cantidades extremadamente pequeñas, provenientes de su disociación. La misma puede presentarse del siguiente modo:



Se ha investigado que el ion hidrógeno, que sería simplemente un protón, no existe libre en las disoluciones sino que se une por medio de un par de electrones a una molécula de agua para formar el ion hidronio, que al originarse conserva la carga positiva del H^+ . Por tanto, una representación más correcta de la disociación del agua será:



Para simplificar, como ya sabemos, en la práctica se representa el ion hidronio (H_3O^+) sin su molécula de agua, con lo que queda solamente el ion hidrógeno (H^+), pero es bien entendido que el H^+ no puede existir libre en una disolución acuosa, sino en su forma hidratada formando el ion H_3O^+ , aunque por conveniencia se representa sencillamente por H^+ .

El agua es un compuesto dipolar; esta polaridad conduce a la hidratación de los iones haciendo posible que cationes y aniones se disuelvan en el agua. La autoionización del agua es pequeña pero de suma importancia; hace que se formen los iones hidronio H_3O^+ e iones hidroxilo OH^- . Por lo anterior, el H_2O es simultáneamente un ácido y una base.

Se puede definir un ácido como una sustancia que al reaccionar con el agua forma iones hidronio (H_3O^+), y base a la que forma iones hidroxilo (OH^-). La reacción de autoprotólisis o autoionización representa la reacción clásica ácido-base. En esta reacción se observa que hay equilibrio entre ambos iones.

Los iones H^+ y OH^- están en igual concentración, por lo que el agua es una sustancia neutra. Se ha comprobado experimentalmente:

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ moles/litro}; [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ moles/litro.}$$

La constante de ionización del H_2O es: $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \times 10^{-14}$ a 25°C

Cuando una sustancia está disuelta en agua, y la concentración de H^+ y OH^- es igual, la solución es neutra. Si hay una concentración ligeramente superior de OH^- , la solución es básica; por ejemplo, NaOH en agua. Pero si hay exceso de iones H^+ , la solución es ácida; por ejemplo, H_2SO_4 en agua.

Existen tres teorías que definen a ácidos y bases. En el siguiente cuadro se muestra un resumen de ellas, y de las propiedades generales de ácidos y bases.

Teoría de	Ácidos	Bases
Arrhenius	Sustancia que, en solución acuosa, deja en libertad iones hidrógeno (H^+)	Sustancia que, en solución acuosa, deja en libertad iones hidroxilo OH^-
Brønsted-Lowry	Toda sustancia que dona protones (H^+)	Toda sustancia que acepta protones (H^+)
Lewis	La sustancia que acepta pares de electrones	La sustancia que aporta pares de electrones
Resumen de las propiedades de ácidos y bases		
Ácidos		Bases
<ul style="list-style-type: none"> - Sabor agrio - Reaccionan con las bases - Ceden protones o dejan en libertad iones hidrógeno (H^+) - Cambian el papel tornasol de azul a rojo - Tienen pH bajo (de 1 a 6) - Neutralizan las bases formando sal y agua 		<ul style="list-style-type: none"> - Sabor amargo - Reaccionan con los ácidos - Ganan protones de los ácidos - Cambian el papel tornasol de rojo a azul - Vuelven básicas las soluciones con alto pH (8 a 14) - Neutralizan los ácidos formando sal y agua

Concepto elemental del pH (Potencial de Hidrógeno)

¿Cómo podemos conocer el grado de acidez de una solución?

El grado de acidez o basicidad de una solución se expresa por un número que recibe el nombre de **pH** y depende de la acidez iónica, es decir, de la concentración de iones H^+ en la disolución.

En la práctica el pH se determina por medio de indicadores o usando ciertos aparatos que miden la concentración de iones H^+ , (**pH-metros**). Muchas reacciones

químicas, industriales y biológicas que ocurren en soluciones acuosas, requieren medidas precisas de la concentración de iones hidrógeno.

Mediante la conductividad eléctrica del agua y de las soluciones diluidas y valoradas, tales como el HCl, NaCl, se puede investigar la concentración de iones H^+ mediante la escala de **Sorensen**, quien asignó el término de pH a la concentración de iones H^+ en el agua pura. Esta escala lo define como el logaritmo negativo de la concentración de iones H^+ , o **potencial de hidrógeno**.

Matemáticamente se expresa así:

$$pH = -\log[H_3O^+] \text{ o } pH = -\log[H^+]$$

[] Significa concentración

Como la definición indica el valor del logaritmo negativo, el resultado es positivo. Considerando que el agua pura tiene una concentración de iones $H^+ = 10^{-7}$ mol/L de acuerdo a la escala puede determinarse que para el $H_2O = pH_{H_2O} = 7$

Si la solución es **neutra**

$$\begin{aligned} [H^+] &= [OH^-] \\ [H^+] &= 1 \times 10^{-7} \\ [OH^-] &= 1 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

Si la solución es **ácida**

$$\begin{aligned} [H^+] &> [OH^-] \\ [H^+] &> 1 \times 10^{-7} \\ [OH^-] &< 1 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

Si la solución es **básica**

$$\begin{aligned} [OH^-] &> [H^+] \\ [OH^-] &> 1 \times 10^{-7} \\ [H^+] &< 1 \times 10^{-7} \end{aligned}$$

El esquema siguiente explica los valores de pH y su relación con la acidez y la alcalinidad de las sustancias a las que están referidos.

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14		
REACCION DE LA SOLUCION	muy ácido							modera do		débil		base débil		modera do		muy básico	
								NEUTRALIDAD									

Escala de pH

Todas las soluciones neutras tienen un pH de 7, mientras que en las soluciones ácidas es menor que 7, en las soluciones básicas es mayor que 7. Los valores de pH, ya sea en medio neutro, ácido o básico, varían según la temperatura que se midan los iones.

Al igual que se establece para la concentración de iones H_3O^+ y OH^- , el producto de sus concentraciones tiene un valor constante, que para la temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$ (298 K) será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

De dicha expresión se obtiene: **pH + pOH = 14**

En toda disolución acuosa a la temperatura de 298 K ($25\text{ }^\circ\text{C}$), la suma del pH y el pOH es igual a 14.

Ejemplo: Encontrar el pH de una solución de NaOH 0.10M.

Solución: El NaOH es un electrolito fuerte, por lo que casi todos los iones OH^- de la solución los aporta el NaOH.

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log 1 \times 10^{-1} \\ \text{pOH} &= -(-1) = 1 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} = 14 - 1 \\ \text{pH} &= 13 \end{aligned}$$

Ejemplo: ¿Cuál es la concentración del ion hidrógeno H^+ de una solución de H_2SO_4 cuyo pH es de 3?

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$3 = -\log[\text{H}^+]$$

$$10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{H}^+]$$

Por lo que la concentración del ion hidrógeno $[\text{H}^+]$ es = 10^{-3} mol/L

Ejemplo: Para hacer un litro de solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4), se utilizan 3 g de ácido sulfúrico 100% puro; en esta forma se supone que el ácido está totalmente ionizado. Encuentra el pH de la solución.

Solución: Masa molecular del ácido sulfúrico: 98 u.m.a.

$$1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$n = \frac{gr}{PM} = \frac{3}{98} = 0.0306 \text{ moles}$$

n es el N° de moles

Puesto que la molécula de H_2SO_4 proporciona dos iones hidrógeno, la concentración de iones H^+ en moles por litro es $0.0306 \times 2 = 0.0612$ mol/litro.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[0.0612] = -(0.82 - 2.0) = 1.21$$

$$\text{O bien, } [\text{H}^+] = 6.12 \times 10^{-2}$$

$$\text{pH} = -\log(6.12 \times 10^{-2}) = -(-2) \log 6.12 =$$

$$\text{pH} = 2 - 0.7867 = 1.2133$$

La regla práctica para hallar el pH, dada la concentración de iones hidrogeno en potencias de 10, señala que basta restar al exponente de 10 el logaritmo del coeficiente.

Ejemplo: Calcular el pH y el pOH de una disolución que contiene una concentración de iones $\text{H}_3\text{O}^+ = 5 \times 10^{-3}$ mol/L. ¿Se trata de una disolución ácida o básica?

Solución: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L.}$
 $\text{pH} = -\log [5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}]$
 $\text{pH} = -\log 5 \times 10^{-3} = -(\log 5 + \log 10^{-3})$
 $\text{pH} = -(0,669-3) = -(- 2,301)$
 $\text{pH} = 2,301$ Disolución ácida
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
 $\text{pOH} = 14 - 2,301$
 $\text{pOH} = 11.69$

IMPORTANCIA DEL pH

La acidez o basicidad de los suelos es un importante factor para el cultivo de las diferentes plantas, ya que cada una de ellas requiere un pH determinado en el suelo para su mejor desarrollo.

Hay plantas, como la papa, que requieren un suelo ácido (pH de 4,8 a 5,4); muchas otras necesitan un pH cercano a la neutralidad, por ejemplo, la caña de azúcar (pH de 6 a 8).

La cantidad de sustancias nutritivas asimilables por las plantas también dependen de la acidez o basicidad del suelo.

De todo lo anterior se desprende que el pH del suelo debe ser cuidadosamente controlado a fin de facilitar a las plantas un medio óptimo para su desarrollo. Para aumentar el pH de un suelo ácido, es decir, para hacerlo más básico, se pueden añadir compuestos de calcio en forma de polvo, como son la cal viva, CaO ; la cal apagada, Ca(OH)_2 y la caliza pulverizada, CaCO_3 . A esta operación se le da el nombre de **en calado** del suelo.

En muchos procesos industriales el control del pH es de extrema importancia. Por ejemplo, es bien conocido que en la industria azucarera el rendimiento de sacarosa depende, entre otros factores del control del pH en el guarapo, que debe estar neutro. Otros procesos industriales como en la industria textil, de pintura, del papel y fotográfica, en medicina y muchos otros campos. Los medicamentos deben tener un riguroso control del pH, ya que en los organismos cada órgano y tejido se caracteriza por un pH determinado. A la vez, el pH es una medida de la estabilidad de muchas sustancias.

Las fórmulas y las propiedades químicas:

Con sólo conocer la fórmula química de un compuesto no siempre es posible deducir sus propiedades químicas, por ejemplo, saber si es un ácido o una base, pues existen también ciertas sustancias que sin tener H^+ u OH^- en su constitución, al disolverse en agua aumentan la concentración de los iones H^+ o de los iones OH^- , y por lo tanto pueden clasificarse como ácidos o como bases.

Ejemplo 1: El trióxido de azufre, es ácido porque al disolverse en agua se produce un aumento en la concentración de iones H^+ como se observa en la siguiente ecuación:



Ejemplo 2: El óxido de sodio, es básico porque al disolverse en agua produce un aumento en la concentración de iones OH^- .



En resumen, según las definiciones dadas anteriormente, **podemos considerar como ácido, tanto al SO y al CO_2 como al HCl y CH_3COOH_3 , porque todos aumentan la concentración del ion H^+ . Podemos considerar como bases sustancias tales como al Na_2O y el NH_3 , que al igual que el $NaOH$ y el $Ca(OH)_2$, aumentan la concentración del ion hidroxilo(OH).**

Fortaleza de Ácidos y Bases:

Existen diferentes grados en la disociación de los ácidos, y la mayor o menor extensión en que ésta se produzca depende principalmente de la concentración de la disolución, de la temperatura y de la naturaleza de la sustancia que se disuelve.

De ahí que no todas las moléculas presentes en la disolución se disocian; si no que lo harán parcialmente, y por tanto, los iones H^+ pueden estar presentes en mayor o menor cantidad, dando lugar a disoluciones con acidez más o menos marcada; de donde surge el concepto de **acidez iónica**, conocida también como acidez real,

efectiva o actual, que depende de los iones H^+ presentes en la disolución que se estudia.

Tomemos, por ejemplo, 1 litro de disolución en que se disuelve un mol de HCl a la temperatura de $18\text{ }^\circ\text{C}$; su grado de disociación, es de un 80%. Esto quiere decir que de cada 100 moléculas de HCl, sólo 80 se encuentran disociadas y, por lo tanto, sólo tales moléculas disociadas son causantes del carácter ácido de la disolución. El 20% restante del HCl está en forma molecular y constituye la acidez potencial o de reserva:



De todo lo expuesto anteriormente, podemos decir que:

Acidez iónica es la acidez que corresponde a la parte disociada del ácido disuelto, que es precisamente la activa, o sea, la que está inmediatamente dispuesta a reaccionar.

Acidez potencial o de reserva es la que corresponde a las moléculas no disociadas, pero capaces de suministrar oportunamente nuevos iones H^+ .

Acidez total es la que corresponde a la suma o conjunto de la acidez iónica más la acidez potencial y se determina mediante la neutralización de un ácido por una base.

Ácidos (bases) Fuertes y Débiles

La fortaleza de los distintos ácidos (bases) ha sido determinada comparando sus disoluciones acuosas de igual concentración. La mayor parte de estas

determinaciones se han basado en la conductividad eléctrica de dichas disoluciones, ya que ésta depende del número de iones que existan en la disolución.

Según el concepto ya mencionado de ácido (base), serán ácidos (bases) fuertes aquellos que dan origen a iones H^+ (OH^-) en gran proporción y ácidos débiles, los que originan pocos.

Así, la disolución de HCl (NaOH) es un ácido más fuerte que una disolución de H_2S (NH_3); lo que se aprecia porque, además de otras propiedades, la conductividad

eléctrica de la disolución acuosa de cloruro de hidrógeno (NaOH) es alta, ya que sus moléculas están muy disociadas; mientras que en las disoluciones de sulfuro de hidrógeno (NH₃) están disociadas muy pocas moléculas y, por tanto, es poca su conductividad eléctrica.

Tabla I				
Grado de Disociación de Algunos Acidos (a 18 °C)				
Acido	Fórmula	Concentrac ión	Ecuación de disociación	Grado de Disociación (%)
Clorhídrico	HCl	0.1N	$\text{HCl} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+$	92
Nítrico	HNO ₃	0.1N	$\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}^+$	90
Sulfurico	H ₂ SO ₄	0.1N	$\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}^+$	90
Sulfurico	H ₂ SO ₄	0.1N	$\text{HSO}_4^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$	60
Fosforico	H ₃ PO ₄	0.1N	$\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+$	27
			$\text{H}_2\text{PO}_4^- \longrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$	0.1
			$\text{HPO}_4^{2-} \longrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$	0.00001
Carbónico	H ₂ CO ₃	0.1N	$\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{HCO}_2^- + \text{H}^+$	0.17
			$\text{HCO}_2^- \longrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$	0.0023
Sulfhidrico	H ₂ S	0.1N	$\text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{HS}^- + \text{H}^+$	0.07
			$\text{HS}^- \longrightarrow \text{S}^{2-} + \text{H}^+$	0.0001

Tabla II		
La Fuerza de Algunas Bases		
	Fuertes	Débiles
	hidróxido de sodio, NaOH	amoniaco, NH ₃
Bases	hidróxido de calcio, Ca(OH) ₂	hidróxido de hierro (III), Fe(OH) ₃
	hidróxido de potasio, KOH	hidróxido de aluminio, Al(OH) ₃

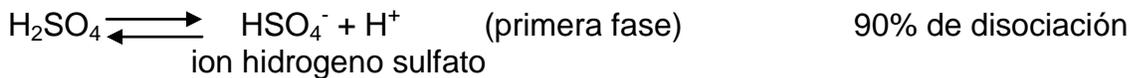
Disociación de los Ácidos Polipróticos:

Las sustancias ácidas que al disociarse en disolución acuosa producen un solo H⁺, es decir, un solo protón que se hidrata, son conocidas por ácidos monopróticos. Así, las sustancias HCl, HNO₃ y CH₃COOH (ácido acético), etc., son ácidos monopróticos.

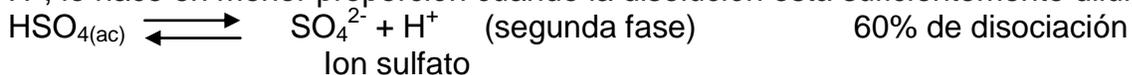
Las sustancias como H_2CO_3 , H_2S y H_2SO_4 , etc., cada una de las cuales puede ceder dos protones por molécula, son ácidos dipróticos. Las sustancias como H_3PO_4 , etc., que pueden ceder tres protones son ácidos tripróticos.

La disolución de los ácidos polipróticos se realiza por pasos y siempre se produce de una misma manera para un ácido determinado. Cada paso tiene lugar en menor extensión que el precedente. Así, en el caso del ácido sulfúrico cuya disociación se

realiza en dos pasos (ya que cada molécula cede dos protones), el primer paso predomina en una disolución



En el segundo paso, el ion hidrógeno-sulfato que tiene menos facilidad para ceder un H^+ , lo hace en menor proporción cuando la disolución está suficientemente diluida.



PROCEDIMIENTOS:

A. Medida del pH de ácidos y bases.

1. Preparar una gradilla con tubos de ensayo seco y limpio.
2. Rotula cada uno de los tubos de ensayo como sigue:
 - a) Agua destilada
 - b) Agua corriente
 - c) Acido clorhídrico
 - d) Vinagre
 - e) Jugo de naranja
 - f) Leche
 - g) Gaseosa carbonatada

 - h) Leche de magnesia
 - i) Hidróxido de amonio (amoniaco)
 - j) Limpia-cristales
 - k) Hidróxido de Sodio

l) Cloro

m) Desinfectante

3. Mide aproximadamente 2mL de cada sustancia y viértelos en los correspondientes tubos de ensayo rotulados.

4. Corta pequeños trocitos del papel indicador universal y utilizando una varilla agitadora de vidrio mide el pH a cada sustancia. Compara el cambio de color del papel con la carta de pH para determinar el valor del mismo en cada solución.

5. Reporta en la casilla correspondiente el valor encontrado para cada sustancia.

6. Realiza el mismo procedimiento utilizando ahora papel tornasol azul o rojo y anota la coloración tomada por el papel en cada caso.

7. Teniendo en cuenta que la fenoftaleina es un indicador típico para bases, así como lo es el anaranjado de metilo para los ácidos, de acuerdo al pH de las soluciones del experimento anterior, añadir la fenoftaleina

**PRACTICA No. 4
EVALUACION**

DETERMINACION DE LA CONCENTRACION EXACTA DE UNA SOLUCION POR VALORACION O TITULACION VOLUMETRICA DE SOLUCIONES PREPARADAS

NOMBRE _____ MATRICULA _____

GRUPO _____ PROF. _____ FECHA _____

A. Medida del PH con Papel Indicador Universal

Solución Media	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J	K	L	M
Resultado Obtenido													

B. Resultado con papel tornasol, Fenolftaleína y Anaranjado de Metilo.

Solución	Papel Tornasol Azul	Papel Tornasol Rojo	Fenolftaleina	Anaranjado de Metilo
A				
B				
C				
D				
E				
F				
G				
H				
I				
J				
K				
L				
M				

C. Clasifica cada sustancia como Acida o Básica según el pH que presenta cada una.

D. Ordena en orden creciente de acidez las sustancias anteriores.

SOLUCIONES ACIDAS		SOLUCIONES BASICAS	
Solución	No. De Orden	Solución	No. De orden

LABORATORIO DE QUIMICA II PRACTICA No. 5

LOS ACIDOS Y LAS BASES SEGUNDA PARTE

MATERIALES Y EQUIPOS:

Equipos:

Gradilla
Tubos de ensayo
Vaso de precipitados de 100 ml
Agitador de vidrio
Papel indicador universal de PH
Papel tornasol azul
Papel tornasol rojo

Reactivos:

Solución de fenoftaleina
Acetato de amonio
Solución de anaranjado de metilo
Cloruro de amonio 1 M
Cloruro de aluminio
Cloruro de potasio, 1 M
Bicarbonato de sodio 0,1 M
Acido clorhídrico, 0,1 M
Hidróxido de sodio, 0,1 M
Hidróxido de amonio, 0,1 M
Vinagre
Jugo de naranja
Gaseosa Carbonatada
Agua

OBJETIVOS:

- 1) Observar los cambios de color de algunos indicadores.
- 2) Reconocer la acidez o la basicidad de una sustancia mediante el uso de indicadores.
- 3) Relacionar el pH con la concentración del ion hidrógeno de las soluciones y con los cambios de color de indicadores ácido-base común.
- 4) Determinar el grado de fortaleza de ácidos y bases y relacionarlo con el valor del pH de las sustancias.
- 5) Determinar la conductividad eléctrica de electrolitos débiles y fuertes.
- 6) Comprobar la hidrólisis de algunas sales
- 7) Comprobar la efectividad de las soluciones tampones.
- 8) Comprobar las características ácido-base de una sustancia.

PROCEDIMIENTOS:

A. Medida del pH de ácidos y bases.

1- Preparar una gradilla con tubos de ensayo seco y limpios

2- Rotular cada uno de los tubos de ensayo como sigue :

- a) Agua destilada
- b) Agua corriente
- c) Acido clorhídrico
- d) Vinagre
- e) Jugo de naranja
- f) Leche
- j) Gaseosa carbonatada
- h) Leche de magnesia
- i) Hidróxido de amonio (amoníaco)
- j) Limpia-vidrio
- k) Hidróxido de sodio
- l) Lejía

3. Mide aproximadamente 2 ml de cada sustancia y viértelos en los correspondientes tubos de ensayo rotulados.

4. Prepara una tabla de datos en tu cuaderno de laboratorio según el modelo siguiente:

Tabla de datos I

Solución	A	b	c	d	e	f	g	h	i	j	k	L
PH												
Papel Indicador Universal												
Papel Tornasol azul												
Papel Tornasol rojo												

5. Para el uso del papel indicador de pH (bien sea indicador universal, tornasol azul o tornasol rojo), siga el siguiente procedimiento:

- a) Pedir al profesor una pequeña tira de 1 cm de papel indicador.
- b) Humedecer una varilla de vidrio por un extremo con la solución a investigar y transferir una gota a la tira de papel. Si usa papel universal de pH, compare el cambio de color del papel con la carta de pH para determinar el valor del mismo en cada solución.

- c) Teniendo en cuenta que la fenoftaleina es un indicador típico para bases, así como lo es anaranjado de metilo para los ácidos, de acuerdo al pH de las soluciones del experimento anterior, añadir la fenoftaleina a las que tienen un pH mayor de 7 y el anaranjado de metilo a aquellas de pH menor que 7; anotar los cambios de color observados en cada caso.

ACTIVIDADES:

1. Relacionar el grado de acidez de cada sustancia con el pH que presenta cada una.
2. Ordena en orden creciente de acidez las sustancias anteriores.

B. Determinación de la fortaleza de ácidos y bases mediante la conductividad eléctrica.

1. Introduce los electrodos del equipo de conductividad en cada una de las soluciones anteriores.
2. Determina la fortaleza de ácidos y bases de acuerdo al grado de iluminación del bombillo. Anota lo observado en cada caso.

ACTIVIDADES:

1. Relaciona el valor del pH con el grado de fortaleza de ácidos y bases.
2. Clasifica en ácidos y bases fuertes y débiles las sustancias responsables de las características ácido-base en cada caso.
3. ¿Cuáles son las sustancias que le confieren las características ácido-base al vinagre, jugo de naranja, leche, gaseosa, limpia vidrio, lejía y leche de magnesia.

C. Acción de los buffers y los tampones.

- Añadir a un tubo de ensayo aproximadamente 2 ml de solución de HCL y 2 ml de buffer pH=1
- Medir el pH de la solución con papel universal y anotarlo.
- Añadir 2 gotas de NaOH; medir a continuación el pH.
- Añadir 2 gotas de HCl y medir a continuación el pH.

ACTIVIDADES

Describir la función del buffer de acuerdo a tus observaciones.

D. Hidrólisis de sales

- Añade en cada uno de los 4 tubos de ensayo la cuarta parte de una espátula de las siguientes sales.
- NaCl (cloruro de sodio)
- NaHCO₃ (bicarbonato de sodio)
- NH₄Cl (cloruro de amonio)
- NH₄ COO (acetato de amonio)

- Disolver cada una de las sales añadiendo aproximadamente 2 ml de agua destilada.
- Utilizar el papel de pH universal para determinar el pH de cada una de las soluciones.
- Completa la siguiente tabla

Sal	pH	Origen ácido	Origen Básico	Clasificación de hidrólisis
NaCl				
NaHCO ₃				
NH ₄ Cl				
NH ₄ CO ₂				

ACTIVIDADES

- Clasifica las sales según el tipo de hidrólisis
- Relaciona la procedencia de las sales con las características ácido-base de los ácidos y bases de que provienen.
- Clasifica las siguientes sales según el tipo de hidrólisis:
 1. (NH₄)₂ CO₃
 2. (NH₄) NO₃
 3. K F
 4. Na₂ SO₄
 5. Na₂CO₃

E. Carácter de anfótero del Al(OH)₃

1. Añadir alrededor de 2 mls de solución de cloruro de aluminio [Al (Cl)₃] en un tubo de ensayo.
2. A continuación añadir a la solución anterior gota a gota solución de hidróxido de sodio hasta que se forme un precipitado de color blanco correspondiente al hidróxido de aluminio Al (OH)₃.
3. Dividir el sólido entre dos tubos de ensayos
4. A uno de ellos añadir hidróxido de aluminio hasta que se disuelva el sólido.
5. Añadir al otro tubo de ensayo con sólido solución de HCl hasta disolución del mismo.

ACTIVIDADES:

- 1-Comenta el carácter anfótero del Al(OH)₃
- 2- Escribe las reacciones químicas que demuestra el carácter anfótero del Al(OH)₃

**PRACTICA No. 5
EVALUACION**

ACIDOS Y BASES PARTE II

NOMBRE _____ MATRICULA _____

GRUPO _____ PROF. _____ FECHA _____

- I. Clasifica en ácidos y bases fuertes y débiles las sustancias responsables de las características acido-base en cada caso.

Solución	Intensidad de la luz	Acido Fuerte	Base Fuerte	Acido Débil	Base Débil
A					
B					
C					
D					
E					
F					
G					
H					
I					
J					
K					
L					
M					

- II. **Acción de Buffers o tampones**
1. **Reporta resultado obtenidos**

- a. pH de la solución de HCl _____
- b. pH de la solución + Buffer _____
- c. pH solución + Buffer + NaOH _____
- d. pH solución + Buffer + HCl _____

- III. **Describir la función del buffer de acuerdo a tus observaciones**

LABORATORIO DE QUIMICA II PRACTICA No. 6

CINETICA QUIMICA: LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS.

MATERIALES Y EQUIPOS:

Equipos

Tubos de ensayo
Quemadores de bunsen
Pinza para tubos de ensayo
Probeta de 10 ml
Vasos de precipitado
Mortero con pístela
Espátula

Reactivos

Solución HCl 1:1
Granallas de zinc
Hierro en polvo
CaCO₃ (tiza)
MnO₂ (sólido)
Solución de H₂O₂ al 2%

OBJETIVO:

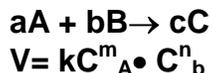
Comprobar la influencia de algunos factores sobre la velocidad de las reacciones químicas: tamaño de partícula, naturaleza de reactivos, temperatura, catalizador.

INTRODUCCION:

En una reacción química los reactivos se van transformando a productos en el transcurso del tiempo. Algunas reacciones se producen muy rápidamente, pero otras son muy lentas.

El concepto de velocidad de reacción se utiliza para indicar la rapidez con que los reactivos se transforman a productos. Se define como la cantidad de sustancia (reactivo o producto) transformada en la unidad de tiempo. La ley de acción de masa establece la relación entre la velocidad de la reacción y las concentraciones de los reactivos.

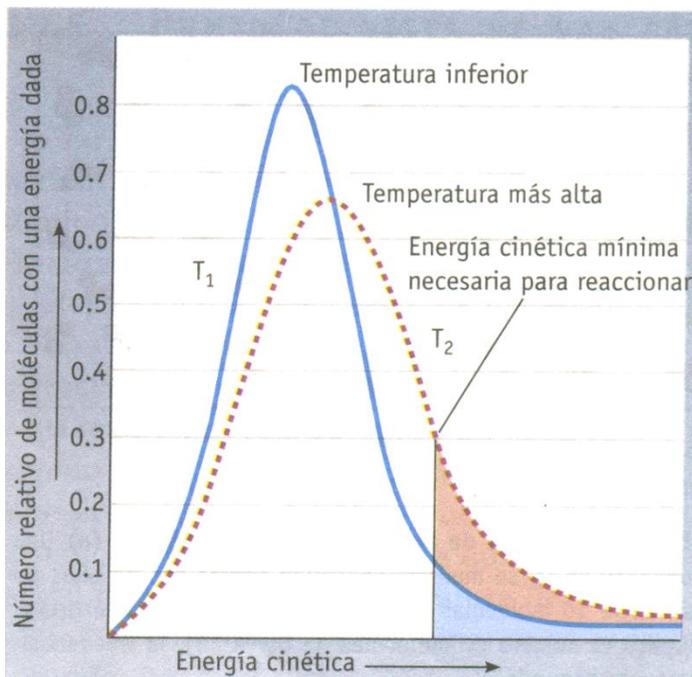
La temperatura constante, la velocidad de una reacción es directamente proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactivos. Esto se puede expresar matemáticamente, dada la reacción:



Donde $V \rightarrow$ velocidad de reacción
 $k \rightarrow$ Constante de velocidad específica, que depende de la temperatura.
 C_A y $C_B \rightarrow$ concentración de A y B respectivamente.
 m y $n \rightarrow$ órdenes de reacción

La producción de una reacción química puede interpretarse como el resultado de los choques entre las moléculas de los reactivos. Cuando estos choques son de energía suficiente para romper los enlaces de las moléculas que tienen altas velocidades, y poseen suficiente energía, producen moléculas activadas.

Estas ideas se explican en la teoría de las colisiones: se plantea que producto del choque se forma un compuesto intermediario o complejo activado. Que dará lugar a los nuevos productos. Se requiere una energía mínima, llamada energía de activación, para que se verifique la reacción.



Del libro Química y reactividad Química de John C.

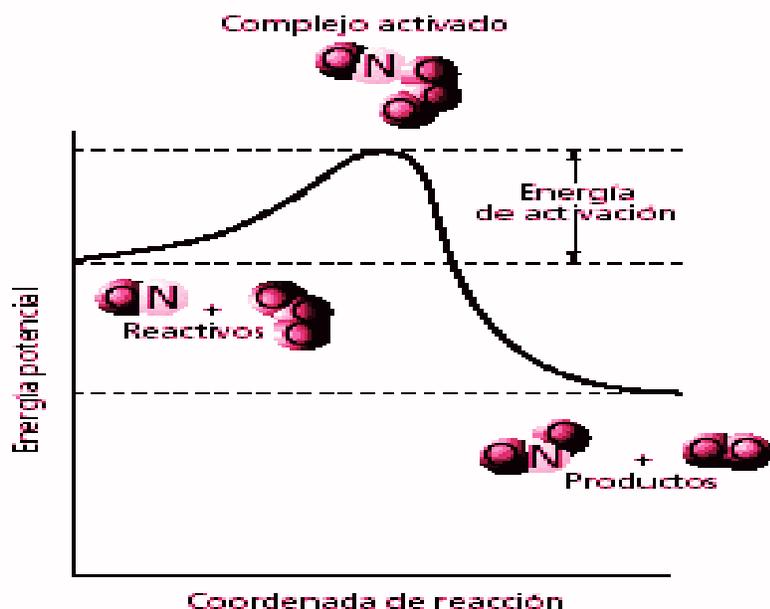
Kotz y Paul M. Treichel

Curva de distribución de la energía cinética. En el eje vertical se indica el número relativo de moléculas que se indica que tienen la energía indicada en el eje horizontal. La grafica indica la energía mínima necesaria para una reacción arbitraria. A temperatura más alta, un número mayor de moléculas tienen la suficiente energía como para reaccionar. Función de distribución de Boltzmann para un conjunto de

moléculas. Los factores que determinan la velocidad de las reacciones pueden explicarse teniendo en cuenta estos criterios.

Concentración: Un aumento de la concentración de los reaccionantes, hay un mayor número de moléculas por unidad de volumen, aumenta la probabilidad del número de choques efectivos y con ello mayor evento de reacción.

Temperatura: A mayor temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas, con lo que también incrementa la probabilidad de que las colisiones sean más energéticas y sea mayor el # de moléculas que producto del choque alcance la E_a .



Grado de división de los reactivos: Si las sustancias se encuentran finalmente dividida presentan mayor superficie de contacto, con lo que aumenta con ello la velocidad de reacción.

Presencia de catalizadores; los catalizadores son sustancias que aceleran (positivas) o disminuyen (catalizador negativo) la velocidad de las reacciones sin consumirse durante el transcurso de ésta.

Ellos aceleran la reacción porque crean una nueva ruta de la reacción cuya energía de activación es menor. En la figura anterior E_a corresponde a la energía de activación en presencia de un catalizador positivo.

PROCEDIMIENTOS:

A. Influencia de la concentración

- 1- añade aproximadamente 2 ml de HCl 1:1 en volumen en dos tubos de ensayos diferentes.
- 2- Añade a uno de ellos 2 ml de agua destilada.
- 3- A continuación añade ambos 2 granallas de Zn; observa lo que ocurre.

ACTIVIDADES:

- 1- ¿En cuál de los tubos se observa un mayor burbujeo de gas hidrógeno?
- 2- Escribe la ecuación de la reacción que tiene lugar ¿Cuál es el indicio de la reacción?
- 3- ¿Cómo se disminuyó la concentración del HCl?

B. Influencia de la temperatura

- 1- Añade dos mL de solución de HCl 1:1 en dos tubos de ensayos; a continuación añadir en ambos tubos 2 mL de agua destilada y una pizca de hierro (Fe) en polvo.
- 2- Calienta uno de los tubos de ensayos.
- 3- Observa la diferencia en cuanto al tiempo de aparición del burbujear y la cantidad de burbujas en cada tubo de ensayo.

ACTIVIDADES:

- 1- Escribe la ecuación de la reacción que tiene lugar.
- 2- ¿Cómo influye en la velocidad de la reacción el aumento de la temperatura?
- 3- ¿Por qué los alimentos que se guardan en las neveras tardan más tiempo en descomponerse que fuera de ellas?

C. Grado de división del soluto.

- 1- Añade en un tubo de ensayo un trozo de tiza (CaCO_3) y en otra la tiza previamente pulverizada.
- 2- Deja gotear en ambos tubos de ensayo solución de HCl 1:1. Observa lo que ocurre.

ACTIVIDADES:

- 1- Escribe la ecuación de la reacción
- 2- ¿A qué se debe el burbujeo que se observa?
- 3- ¿Dónde es mayor el burbujeo, por qué?
- 4- ¿Cómo influye el tamaño de las partículas de soluto en la velocidad de la reacción?

D. ACCION DE LOS CATALIZADORES

- 1- Añade en un tubo de ensayo 2 mls de solución de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) llamada también agua oxigenada.
- 2- Acerca un fósforo encendido, sin llama a la boca del tubo de ensayo, introduciéndolo algo en él.
- 3- Retira el fósforo y añade una pizca de MnO_2 (óxido de manganeso (IV)). Observa lo que ocurre.

ACTIVIDADES:

- 1- Escribe la ecuación de la reacción que tiene lugar.
- 2- ¿A qué se debe el burbujeo?
- 3- ¿Cómo actúa el MnO_2 ?
- 4- ¿Por qué un material de hierro expuesto al sol y la humedad, se oxida rápidamente pero si se aísla de la humedad no. Esta ocurre lentamente?
- 5- ¿Qué tipo de catalizador se le añade a los medicamentos para su conservación?
- 6- ¿Cuáles son los catalizadores biológicos de los organismos vivos?

**Practica No. 6
EVALUACION**

CINETICA QUIMICA: LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS.

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO _____ **PROF.** _____ **FECHA** _____

A. Influencia de la concentración:

Ensayo	Observación
HCl puro + Zn	
HCl + agua + Zn	

Actividades:

- 1- ¿En cuál de los tubos se observa un mayor burbujeo de gas hidrogeno?
- 2- Escribe la ecuación de la reacción que tiene lugar. ¿Cuál es el indicio de la reacción?
- 3- ¿Cómo disminuyo la concentración del HCl?

B. Influencia de la temperatura:

Ensayo	Observación
HCl + Fe en polvo (con calentamiento)	
HCl + Fe en polvo (si calentamiento)	

Actividades:

- 1- Escribe la ecuación de la reacción que tiene lugar.
- 2- ¿Cómo influye en la velocidad de la reacción el aumento de la temperatura?
- 3- ¿Por qué los alimentos que se guardan en las neveras tardan más tiempo en descomponerse que fuera de ellas?

C. Grado de división de las Partículas:

Ensayo	Observación
CaCO ₃ (entera) + HCL	
CaCO ₃ (en polvo) + HCL	

Actividades:

- 1- Escribe la ecuación de la reacción.
- 2- ¿A qué se debe el burbujeo que se observa?
- 3- ¿Donde es mayor el burbujeo, por qué?
- 4- ¿Cómo influye el tamaño de las partículas de soluto en la velocidad de la reacción?

D. Acción de los Catalizadores:

Ensayo	Observación
H ₂ O ₂ sin MnO ₂ + palo fosforo encendido	
H ₂ O ₂ con MnO ₂ + palo fosforo encendido	

Actividades

- 1- Escribe la ecuación de la reacción que tiene lugar.
- 2- ¿A qué se debe el burbujeo?
- 3- ¿Cómo actúa el MnO₂?
- 4- ¿Por qué un material de hierro expuesto al sol y la humedad, se oxida rápidamente, pero si se aísla de la humedad, esta ocurre lentamente?
- 5- ¿Qué tipo de catalizador se le añade a los medicamentos para su conservación?
- 6- ¿Cuáles son los tipos de catalizadores biológicos de los organismos vivos?

LABORATORIO QUIMICA GENERAL II PRACTICA NO. 7

REACCIONES DE OXIDACION -REDUCCION

Equipos

Cuba o bandeja de cristal
Tubos de ensayo
Pipeta
Papel de lija
Clavos de hierro

Reactivos

Sulfato de cobre, (CuSO_4) 0.1 M
Nitrato de zinc, ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$) 0.1 M
Nitrato de cobre, ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$), 0.1M
Nitrato de plomo, ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), 0.1M
Sulfato de hierro (II), (FeSO_4) 0.1M
Acido sulfúrico diluido (H_2SO_4) 3 M
Acido clorhídrico (HCl) 1 :1
Solución de Hidróxido de sodio 0,1 M.
Trozos de Mg
Trozo de cinc
Trozo de cobre
Trozo de plomo
Trozos de Fe (Hierro)
Permanganato de potasio, (KMnO_4)
Agua destilada
Grasa sólida
Solución de Cloruro de Sodio

OBJETIVOS:

- Demostrar el poder oxidante del permanganato de potasio KMnO_4 .
- Analizar la oxidación del hierro de Fe^{2+} a Fe^{3+} y la reducción del manganeso de Mn^{7+} a Mn^{2+} en un medio Acido.
- Determinar los poderes relativos de los metales como agentes reductores
- Efectuar el cuprizado de una pieza de hierro sin corriente eléctrica.
- Analizar la corrosión como proceso REDOX.

INTRODUCCION:

El estudio de las disoluciones comprende también el de las propiedades de las mismas relacionadas con la conductividad eléctrica. Aunque ellas no son tan buenas conductoras como los metales, estas propiedades son importantes, por cuanto al paso de la corriente eléctrica a través de las disoluciones, se producen reacciones químicas.

Las leyes de la interacción y correlación entre los fenómenos químicos y los eléctricos son el objeto de estudio de la Electroquímica, parte de la Química-Física, que es una de las ramas de la química, que estudia el tránsito recíproco entre las formas químicas y físicas del movimiento.

Las Reacciones Electroquímicas se caracterizan por el intercambio de electrones entre las sustancias participantes, las que cambian su carga eléctrica. Para asignar cargas eléctricas a las sustancias participantes en estas reacciones, se utilizan varios convenios. Uno de ellos considera el carácter covalente del enlace y se basa en la asignación de cargas formales. Otro considera el carácter iónico y las cargas que se conocen como números de oxidación, que representan los estados de oxidación de los iones. Puesto que la mayoría de los enlaces no son covalentes ni iónicos puros, ninguna de las cargas asignadas es real; no obstante, se siguen usando los números de oxidación, por su utilidad en el ajuste de ecuaciones redox y en la química descriptiva, donde se correlacionan el comportamiento químico de las sustancias y el estado de oxidación.

El número de oxidación es el número entero positivo o negativo que representa la cantidad de electrones que un átomo le cede o recibe de otro átomo para formar un compuesto. El cálculo del número de oxidación requiere un conocimiento previo de las estructuras electrónicas de Lewis, las que pueden llegar a ser bastante complicadas cuando contienen elementos de transición. Esta dificultad se puede salvar por el uso de reglas prácticas que se derivan del método de cálculo planteado.

Las Reglas Prácticas para determinar el número de oxidación de un elemento en un compuesto dado son:

- 1- La suma de los números de oxidación de todos los átomos de una molécula neutra es **cero**.
- 2- El número de oxidación de un átomo en su estado elemental, en cualquier forma alotrópica, es **cero**.
- 3- El número de oxidación de un ión elemental, **es igual a su carga**.
- 4- Si un ión está formado por más de un átomo, **la suma de los números de oxidación de todos ellos es igual a la carga del ión**.
- 5- En los compuestos hidrogenados, el número de oxidación del hidrógeno es **+1** excepto en los hidruros metálicos, donde es **-1**.
- 6- En los compuestos oxigenados, el número de oxidación del oxígeno es **-2**, excepto en los peróxidos donde es **-1** y en los superóxidos donde es **-1/2**.
- 7- En los haluros ionizables, el número de oxidación del halógeno es **-1**.

Así, el número de oxidación del oxígeno en el O_2 y en el O_3 es **cero (0)**, en los óxidos CuO y Na_2O es **-2**, en el peróxido (Na_2O_2) es **-1** y en el superóxido NaO_2 es **-1/2**, ello obliga a que para que la suma de los números de oxidación de la molécula sea cero, el número de oxidación del cobre sea **+2** y el del sodio sea **+1**.

El número de oxidación en el H_2 (hidrógeno) es **cero**; en el agua (H_2O) y en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), es **+1**, pero en el hidruro (NaH) es **-1**.

Ejemplos:

Determina el número de oxidación, usando las reglas prácticas:

a) Del azufre en el ácido sulfúrico (H_2SO_4)

b) del manganeso en el ión permanganato (MnO_4^{2-})

- a) La molécula del ácido sulfúrico tiene la fórmula H_2SO_4 y puesto que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2, para que se cumpla la neutralidad en la molécula:

$H_2^{+1}S^XO_4^{-2}$ entonces: 2 por 1+ X por 1 + 4 por (-2)= 0, luego X = 6 que es el número de oxidación con el que trabaja el azufre 6.

- b) En el ión permanganato, MnO_4^{2-} , la suma de los números de oxidación debe ser igual a -1. $Mn_1^{7+}O_4^{-2} = (1 \text{ por } 7) + [4 \text{ por } (-2)] = 7 - 8 = -1$

Debe diferenciarse el concepto de número de oxidación del de valencia, ya que éste último se refiere a la **capacidad numérica de los átomos para combinarse con otros átomos**, la que se calcula teniendo en cuenta el Grupo de la Tabla Periódica a que pertenece el elemento y el tipo de elemento de que se trata, no estando en ningún caso asociado a un signo o carga. La valencia resulta igual al número de electrones no pareados que hay en el átomo del elemento.

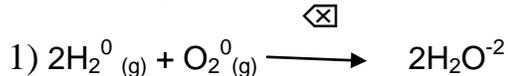
Conceptos de Oxidación y de Reducción, agente reductor, agente oxidante, par redox, autooxidación- reducción.

Las reacciones en las que ocurren cambios en los estados de oxidación de algunas de las sustancias que intervienen en ellas, se denominan **REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION O REACCIONES REDOX**. En toda reacción redox, hay al menos una sustancia que pasa de un estado de oxidación a otro **mayor**, en tanto que otra pasa a la disminución en el estado de oxidación. Así, una sustancia que se **oxida pierde aparentemente electrones mientras que la que se reduce gana**.

La relación de combinación entre la sustancia oxidada y la reducida es tal, que el número de electrones perdidos por la primera es igual al número de electrones ganados por la segunda.

Se llama **AGENTE OXIDANTE** aquella sustancia que por poseer una fuerte afinidad por los electrones provocan la **pérdida de los mismos** y la **oxidación** de la que lo pierde. Se llama **AGENTE REDUCTOR** aquella sustancia que **cede fácilmente electrones y causa que otras sustancias se reduzcan al aceptar los electrones de ellos**. En toda reacción redox, el **agente oxidante** es la sustancia que se **reduce**, en tanto que **el agente reductor** es la que se **oxida**.

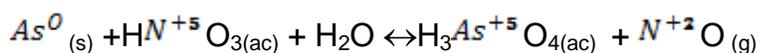
Veamos algunos ejemplos de procesos redox.



Observa como varían los # de oxidación del H y el O

H $0 \rightarrow +1$ Aumenta su valor, el H se oxida, actúa como agente reductor.

O $0 \rightarrow -2$ Disminuye su valor de 0 a -2, se reduce, actúa como agente oxidante.



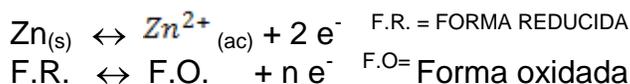
El arsénico ha cambiado en cinco unidades su estado de oxidación y el nitrógeno, en tres.

As; $0 \rightarrow +5$, se oxida, luego As es agente reductor

N^{5+} ; $+5 \rightarrow +2$, se reduce, luego $\text{N}^{5+}(\text{HNO}_3)$ actúa como agente oxidante.

Tanto la ganancia aparente de electrones por una sustancia, (su reducción) como la pérdida aparente de electrones por otra, (su oxidación) puede ser representada por una ecuación parcial ajustada, que recibe el nombre de MEDIA ECUACION REDOX, En toda media ecuación redox, la FORMA REDUCIDA corresponde al estado de oxidación menor de cada sustancia y la FORMA OXIDADA al estado de oxidación mayor.

En una media ecuación de oxidación, la forma reducida se considera como reaccionante, en tanto que la forma oxidada y los electrones cedidos, aparecen como productos, así



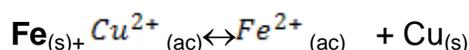
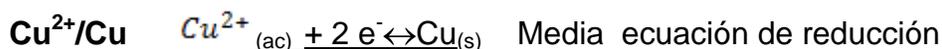
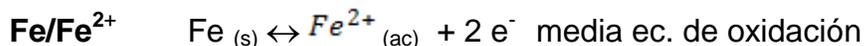
Si la media ecuación es de reducción, se escribirá en sentido inverso a la anterior, así,



Las medias ecuaciones redox deben estar ajustadas material y eléctricamente y en ellas se deben indicar el estado de agregación, de disociación, el carácter ácido-base del medio y cualquier otro dato que sea necesario.

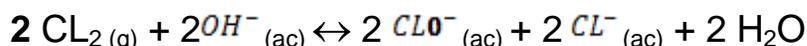
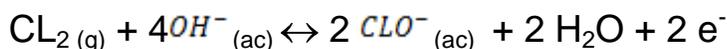
Un **par redox** está constituido por una misma sustancia en dos estados de oxidación y se representará **F.R. /F.R.** si se refiere a una media ecuación de oxidación, por ejemplo, Zn/Zn^{2+} , Fe^{2+}/Fe^{3+} ó **F.O./F.R.** si se refiere a una media ecuación de reducción, Zn^{2+}/Zn , H_2/H_2O , MnO_2/Mn^{2+} .

Toda reacción redox puede representarse por la suma de las dos media ecuaciones de sus pares redox, por ejemplo



Observa que se han cancelado los electrones en ambos miembros. En esta reacción, el hierro metálico es agente reductor y el ión cobre (II) es el agente oxidante.

Puede ocurrir que una misma especie química aparezca en los dos pares redox de una reacción, siendo **la forma reducida** en uno de ellos y la **forma oxidada** en el otro, actuando en ese caso a la vez, **como agente reductor y oxidante**, por ejemplo :



En este caso se dice que el cloro se autooxida-reduce, se desproporciona o se dismuta, en medio básico. Este tipo de reacción se conoce como **de auto-redox, desproporcionamiento o dismutación**.

Resulta de especial interés las propiedades reductoras de los metales. Esta propiedad varía según la actividad química del metal, lo que está relacionado

con sus potenciales de reducción. De acuerdo con esto se tiene una lista de los metales en orden decreciente de su actividad reductora.

La actividad reductora de los metales se debe a que ceden sus electrones, por ello sólo participan en reacciones de sustitución o combinación manifestando esta propiedad. En forma general, este hecho puede representarse de la siguiente manera:



Donde M es un metal como sustancia simple, y M^{n+} es un catión metálico que forma parte de un compuesto químico.

Los metales son capaces de entregar sus e de valencia a los átomos de no metales, a los iones hidrogeno y a los iones de otros metales, pero su capacidad reductora es distinta, pues es una función de sus potenciales de reducción. Además, la composición de los productos de la reacción de los metales con distintas sustancia depende de la capacidad oxidante de ellas y de las condiciones en que se desarrolla la reacción.

La serie electroquímica de los metales está organizada teniendo en cuenta la capacidad de los metales de desalojar a los metales que le siguen de las disoluciones acuosas de sus sales.



Los metales dispuestos en esta serie, comenzando por el Mg y más a la derecha, son capaces de desalojar los metales que les siguen de las disoluciones de sus sales. Los metales alcalinos K y Na y el metal calcio Ca, que preceden al magnesio poseen la más alta actividad química, reaccionan violentamente con el agua y por ello no pueden emplearse para desalojar metales menos activos a partir de las disoluciones acuosas de sales. Está incluido el hidrógeno en esta serie como único no metal que comparte con los metales una propiedad común, forma ion positivo H^+ , por lo que sustituye algunos metales de sus sales y él mismo es susceptible de sustituirse por muchos metales en los ácidos, por ejemplo:



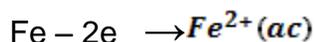
Los metales que en la serie electromotriz preceden al hidrogeno lo desalojan de sus ácidos (clorhídrico, sulfúrico, etc.). Los que están situados después, como el cobre (Cu) no lo desalojan. Estos resultados se pueden verificar a través de los potenciales de reducción, que permiten analizar la ocurrencia o no de un proceso redox.

La corrosión, un proceso redox.

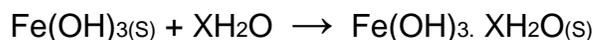
Los artículos fabricados de metales y de sus aleaciones, a excepción del oro y del platino, bajo la acción de la lluvia y la humedad del medio se destruyen poco a poco como resultado de reacciones químicas que se desarrollan espontáneamente entre los metales y las sustancias contenidas en dicho medio ambiente. Una acción destructora especialmente fuerte sobre los metales la ejerce el oxígeno disuelto en el agua. La destrucción de los metales y de las aleaciones como consecuencia de la

interacción química con el medio ambiente lleva el nombre de corrosión (del latín corroyere), que significa corroer.

La corrosión de los metales es un proceso de oxidación-reducción en la cual lo átomos de metal se oxidan, transformándose en iones:



Como oxidante de ordinario intervienen el oxígeno (O₂), así como los iones **H⁺** que se forman, por ejemplo, durante la disociación de las moléculas del ácido sulfúrico, del sulfuro de hidrógeno y de otros compuestos disueltos en el agua. A la corrosión se someten diferentes metales y aleaciones, pero en la mayoría de los casos nos encontramos con la corrosión del metal hierro y sus aleaciones, pues es el metal más difundido. Para que ocurra la corrosión del hierro y sus aleaciones es necesaria la presencia de humedad:



La reacción del oxígeno disuelto en agua con el hierro da lugar a la formación de la costra de óxido (herrumbre) cuya composición es variable; de modo aproximado puede expresarse por la fórmula Fe(OH)₃ · XH₂O.

La corrosión del hierro se intensifica bruscamente con la presencia de otras sustancias como el cloruro de sodio y el contacto del hierro con un metal menos activo que él, por ejemplo el cobre. Sin embargo, algunas sustancias inhiben su corrosión, por ejemplo el zinc. Es por esa razón que algunas veces

para proteger de la corrosión las tuberías metálicas y los cascos de los barcos se valen de la acción protectora de metales más activos.

PRINCIPALES AGENTES REDOX

Los principales agentes Redox son sustancias que se oxidan o que se reducen fácilmente y cumplen además con los requisitos de ser abundantes, baratos y de fácil manipulación.

Son comunes como agentes oxidantes, los halógenos, las disoluciones de sales de metales de transición y de ácidos, metales activos como el sodio, el hierro, el zinc.

En general, las disoluciones de agentes reductores se usan menos frecuentemente que las de agentes oxidantes debido en parte a su baja estabilidad. El carácter ácido-base del medio puede hacer variar las especies a obtener y el potencial de oxidación del agente redox.

PROCEDIMIENTOS:

Parte I. Acción reductora de los metales.

A. Acción de los metales sobre el agua.

- a) En distintos tubos de ensayo se ponen por separado los siguientes metales: sodio(Na), magnesio(Mg), hierro(Fe), plomo(Pb) y cobre(Cu).
- b) Añade a cada tubo 5mL de agua destilada. Anota los resultados en cada tubo.
- c) Calienta los tubos donde no haya reacción hasta que el agua hierva. Anota los tubos en los que se observe reacción al calentarlos.
- d) Según lo sucedido en b y c organiza a los metales según la actividad decreciente de los metales con respecto al agua.

B. Acción del ácido clorhídrico sobre los metales.

- a) En diferentes tubos de ensayos se ponen por separado los metales siguientes: Na(sodio), Mg(magnesio), Fe(hierro), Cu(cobre), Pb(plomo).
- b) Añade a cada tubo 5mL de ácido clorhídrico. Donde no se observe reacción calienta suavemente hasta ebullición. Anota los resultados de las pruebas, en frío y en caliente. Anota tus observaciones. Con los resultados elabora una lista de los metales según el orden de actividad de los mismos con ácido clorhídrico (descendente).

C. Acción de los metales sobre otros iones.

- a) Añade en dos tubos de ensayos soluciones de nitrato de zinc y nitrato de plomo(II) respectivamente.
- b) Añadir una granalla de zinc a la solución de nitrato de plomo (II).
- c) Añadir un trozo de plomo a la solución con nitrato de zinc.
- d) Añadir unos dos (2)mL de sulfato de cobre(II) en un tubo de ensayo e introducir un clavo de hierro con la superficie limpia de óxido.
- e) Observa en todos los casos las superficies de los metales al cabo de unos minutos.

D. Parte II. Corrosión de los metales.

- a) Tomar cinco clavos y limpiar su superficie con papel de lija para eliminar cualquier herrumbre depositada en sus superficies.
- b) Pasar aceite o grasa sólida a la superficie de uno de los clavos e introducirlo en un tubo de ensayo o cualquier otro recipiente seco. Taparlo herméticamente con un tapón.
- c) Introducir tres clavos en tres beakers añadirles respectivamente agua, solución de NaCl, solución de NaOH/NaCl 1:1 en volumen.
- d) Introducir boca abajo cada tubo de ensayo en los recipientes con sus soluciones respectivas, asentar sus bocas en el fondo del recipiente como lo

e) muestra la figura, dejando salir agua o solución hasta que se asienten de forma estable. Deben marcarse los volúmenes de agua o solución en cada tubo de ensayo. $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}^+ \uparrow$

- f) Tomar otros clavos con sus superficies limpias, unir a la cabeza de uno de ellos una lámina de cobre; al otro un pedazo de zinc. Introducir cada uno en sendos beakers que contienen soluciones de cloruro de sodio.
- g) Observa las diferencias en la cantidad de sólido en cada beaker al cabo de una semana. Nota la diferencia en cuanto al color del sólido formado en el beaker donde se encuentra.

**PRACTICA No. 7
EVALUACION**

REACCIONES DE OXIDACION - REDUCCION

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO _____ **PROF.** _____ **FECHA** _____

Preguntas y ejercicios

1. En la parte I, ¿Cuál de los metales ensayados se oxidó por acción de las disoluciones de los iones?
2. Escribe las reacciones totales completas para los casos en que se noten reacciones de oxidación-reducción entre metales y las soluciones de iones metálicos.
3. Escribe la ecuación química de la reacción de cuprizado.
4. Según lo experimentado, ¿Cuáles son los metales que descomponen al agua en frío?
5. ¿Qué metales descomponen al agua al calentarla, según lo comprobado?
6. Según las respuestas anteriores, organiza los metales en orden decreciente de su actividad química respecto al ácido clorhídrico y el agua en frío y en caliente.
7. ¿Qué metales no han sido atacados por el ácido clorhídrico ni en frío ni en caliente? Trata de dar una explicación.

Revisa la serie electroquímica de los metales y responde:

8. ¿Qué metales son desplazados por el zinc y cuáles no?
9. ¿Qué metales son desplazados por el hierro y cuáles no?
10. ¿Qué metales son desplazados por el cobre y cuáles no?
11. ¿Qué metales son desplazados por el magnesio y cuáles no?
12. Resumiendo todo lo comprobado en la práctica, organiza en orden creciente de actividad química los metales estudiados.
13. Investiga en una tabla de potenciales de reducción los potenciales de los pares redox que involucra a los metales de la serie electroquímica, relaciona la variación de sus correspondientes potenciales y la posición de ellos en dicha serie.
14. ¿Cuál sustancia desempeña el principal papel como agente oxidante durante la corrosión del hierro en medio acuoso?
15. ¿Qué factores dan lugar a la aceleración o inhibición de la corrosión?

LABORATORIO DE QUIMICA II PRACTICA No. 8

PILAS ELECTROQUIMICAS

Equipos:

Voltímetro y cables de conexión
3 vasos de precipitados
Láminas o alambre limpio de cobre,
cinc, plomo, hierro, aluminio y magnesio.
Tubo de vidrio curvo en forma de U

Reactivos:

Solución de sulfato de cinc 0.5 M
Solución de sulfato de cobre (II) 0.5 M
Solución de nitrato de plomo (II) 0.5 M
Solución saturada de cloruro de sodio

OBJETIVOS

- Construir una pila voltaica y medir el voltaje que produce.
- Demostrar la producción de corriente eléctrica a partir de una reacción química.
- Comprobar la ocurrencia de una reacción química por electrólisis.

INTRODUCCION:

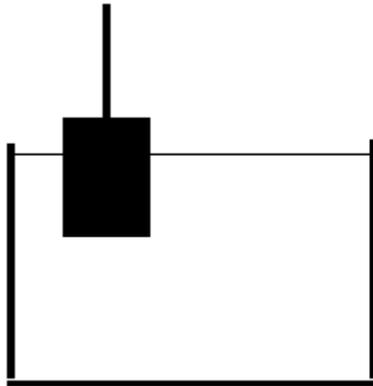
Como conocemos, la electroquímica estudia la interconexión entre la energía química y la energía eléctrica, proceso que ocurre a través de oxidación-reducción (redox) en virtud de la transferencia de electrones. Como estos procesos ocurren en celdas electroquímicas, debemos revisar todo lo relacionado con ella.

Concepto de Electrodo. Electrodo normal de hidrógeno. Potencial de electrodo.

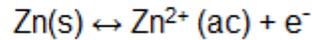
Todo par redox puede constituir un electrodo de oxidación-reducción. El electrodo propiamente dicho es la parte del mismo que presenta conducción electrónica, es decir, la parte por donde la corriente eléctrica se efectúa debido al flujo de electrones, pero con frecuencia cuando se usa el término, se incluye también la solución en la cual está sumergido, etc., los electrodos inertes y los electrodos de gas con el que

pueden estar en contacto, sales fundidas etc., en los que se presenta la conducción iónica.

Los tipos más comunes de electrodos son: los electrodos activos, los electrodos inertes, y los electrodos de gas. Los electrodos activos consisten en una lámina o barra de metal activo sumergida en dilución de sus iones.

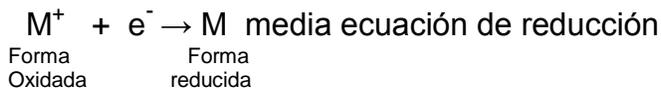


Electrodo activo de
zinc: Zn/Zn^{2+}



En un electrodo activo, entre la barra metálica y la disolución se crea una diferencia de potencial, la que depende de la semirreacción que se produzca en la disolución y de la temperatura. Los valores de esta magnitud nos indica la capacidad para oxidarse (potenciales de oxidación) de la forma reducida o de reducirse (potenciales de reducción) de la forma oxidada.

Recuerda que:



El potencial de electrodo puede variar bajo influencia de la corriente eléctrica y en ese caso se dice que el electrodo está polarizado. Cuando más fácilmente intercambie iones un electrodo metálico con la disolución, menor será la polarización. Así, un conductor metálico sumergido en una disolución de sus propios iones, es poco polarizable.

No es posible medir la diferencia de potencial existente entre la barra metálica y la disolución de sus iones. Para dicho cálculo, el patrón que se toma como referencia es el electrodo normal de hidrógeno, el que consiste en una lámina de platino recubierta de polvo negro de platino, que tiene la propiedad de adsorber el gas de hidrógeno. Cuando se hace burbujear H_2 a 1 atm de presión y $25^{\circ}C$, este se pega al metal formando una capa gaseosa. Este electrodo se sumerge en una disolución 1 molal de iones H^{+} , en estas condiciones se le asigna arbitrariamente el valor de 0 al potencial creado.

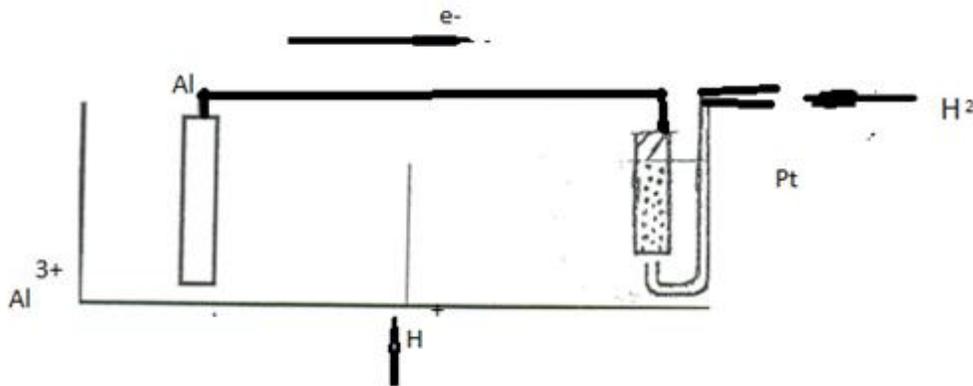
La media ecuación de reducción correspondiente se representa de la siguiente manera:



Determinación de los potenciales normales: Para medir los potenciales normales de un electrodo cualquiera solo tenemos que conectar dicho electrodo con el electrodo normal de hidrógeno y medir con un voltímetro la diferencia de potencial entre ambos.

Como para el hidrógeno se ha establecido un valor de cero, el potencial corresponde al del electrodo en cuestión.

En la siguiente figura se muestra la determinación del potencial de reducción del electrodo $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$:



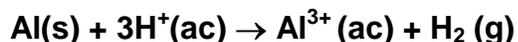
Determinación del potencial de reducción del aluminio

En este caso, el voltímetro indica un valor de -1.67 voltio, el cual corresponderá al potencial de reducción normal de Al. La media reacción será:

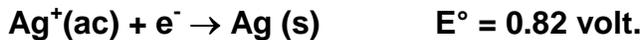


La aguja del voltímetro nos indica el sentido en que viajan los e^{-} y por lo tanto la capacidad de oxidarse al frente del hidrógeno.

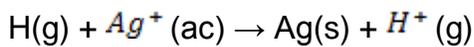
El aluminio tiene mayor capacidad para oxidarse (el Al es más activo, según la serie electroquímica y su potencial de reducción es negativo, lo que significa que su tendencia será la oxidación); los e^{-} viajarán desde el electrodo de Al, que se oxida (pierde e^{-}) hacia el electrodo de hidrógeno como H^{+} que se reduce (gana e^{-}). La ecuación iónica del proceso redox sería:



Por convenio se establece que los potenciales de reducción son negativos cuando se trata de una semirreacción de oxidación que ocurre con mayor facilidad que la del hidrógeno, en caso contrario, los E° serán positivos, y la tendencia es la oxidación de H_2 , en este caso los e^- viajarán hacia el electrodo del metal, como en el par Ag^+/Ag , el cual posee un potencial normal de reducción de 0.8 volt. Pero como en este caso, los e^- viajan del H al Ag, esto significa que el Ag se oxida con menos facilidad que el H_2 . Por lo tanto se le asigna signo positivo al E° de la Ag, para así manifestar este hecho. La media reacción será:



La ecuación única de la pila de Ag será:



Es importante no olvidar el signo de E° , que nos dice en qué sentido ocurre la semirreacción. Cuando es positivo, corresponde a la reducción, es decir, la tendencia de la forma oxidada a reducirse. Cuando es negativo, corresponde a la oxidación, o sea, la tendencia de la forma reducida hacia la forma oxidada:

Forma oxidada + $e^- \rightarrow$ Forma reducida $E^\circ < 0$ (OXIDACION)

Forma oxidada + $e^- \rightarrow$ Forma reducida $E^\circ > 0$ (REDUCCION)

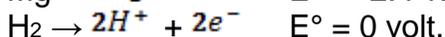
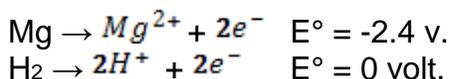
Las condiciones para el establecimiento de los E° deben ser:

Temperatura: $25^\circ C$; concentración de las disoluciones: 1 molar. Presión de los gases: 1 atm. Las sustancias deben encontrarse puras.

De acuerdo con la tabla de potenciales de reducción se llegan a las conclusiones siguientes:

- **La forma reducida de una semirreacción reduce a la forma oxidada de otra cuyo potencial de reducción sea mayor.**
- **La forma oxidada de una semirreacción oxida a la forma reducida de otra, cuyo potencial de reducción sea menor.**

Ejemplo: El Mg reduce al H_2+O_2



El Mg es la forma reducida de su semirreacción, y reducirá (al oxidarse a Mg^{2+}) al H^+ , que es la forma oxidada del H_2 , porque el potencial del metal es menor y presenta una mayor capacidad para oxidarse. También, en este ejemplo podemos decir que el H^+ oxida al Mg.

Cuando dos semirreacciones presentan igual signo, siempre ocurrirá la oxidación en aquella que tenga el menor valor. En la otra ocurrirá la reducción.

Ejemplo:

Si se conectan dos electrodos en condiciones normales, uno de Zn y otro de Ni.

¿Hacia dónde viajarán los e^- ?

Las semirreacciones son:



Como el E° del Zn es menor que el E° del Ni, la oxidación ocurrirá en el primer caso: Los electrones irán del Zn al Ni. La reducción se presentará en el segundo caso.

El valor de un potencial de electrodo depende de las concentraciones de los iones que toman parte en la reacción electrónica. Si estas son 1 Molar, el potencial será el valor normal dado en la tabla de potenciales. Pero si las concentraciones no son 1 M, el potencial puede calcularse mediante la ecuación de Nernst. Esta es:

$$E = E^\circ - \frac{0.06}{n} \log \frac{(\text{Cforma oxidada})}{(\text{Cforma reducida})}$$

Puesto que todos los E° están dados a la temperatura de 25°C , esta ecuación solo permitirá calcular valores no normales a esa temperatura. En la ecuación:

E: -----representa potencial del electrodo no estándar

E° : -----representa potencial estándar normal

n: -----representa número de e^- en las semirreacción

Cforma oxidada -----representa la concentración de la forma oxidada

Cforma reducida: ---representa la concentración de la forma reducida.

Ecelda varía con la concentración

Las concentraciones de la forma oxidada y reducida son molares y se elevan a los coeficientes que presenten en la semirreacción.

Pilas

Cualquier reacción redox que se produzca espontáneamente puede utilizarse como fuente de energía eléctrica. La condición fundamental para que esto sea posible es mantener separados los reactivos de forma tal que la transferencia de electrones se haga forzosamente por un alambre o hilo conductor. El dispositivo ideado para este fin se llama pila o celda galvánica.

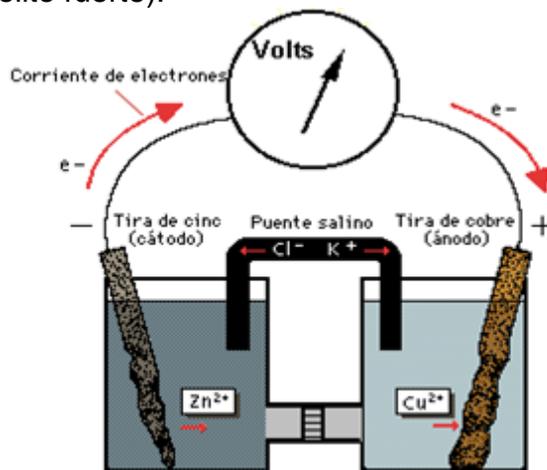
Una celda galvánica está constituida por dos electrodos conectados de forma tal que fluyan los electrones por el circuito externo desde el ánodo o electrodo de oxidación hasta el cátodo o electrodo de reducción. Este flujo de electrones constituye una corriente eléctrica que puede utilizarse en la realización de un trabajo. La cantidad de trabajo que puede obtenerse, a medida que una cierta cantidad de carga pasa de un electrodo a otro se determina por la diferencia de potencial entre los dos electrodos y constituyen una medida de la fuerza impulsora de la reacción.

Como ya se explicó, cada electrodo está constituido por una barra metálica en contacto con sus disoluciones respectivas:

Ánodo: zona donde ocurre la oxidación

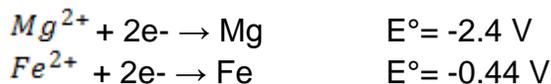
Cátodo: zona donde ocurre la reducción

En la siguiente figura se representa una pila formada por electrodos de Mg y Fe en sus disoluciones correspondientes (1 M). En lugar de un tabique poroso se emplea un puente salino (tubo de vidrio acodado en forma de U, que contiene solución saturada de un electrolito fuerte).



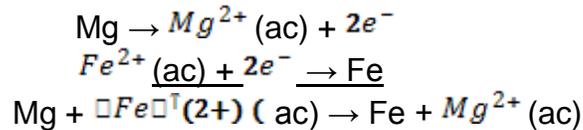
Siempre los electrones (e^-) viajarán del Ánodo hacia el cátodo.

Para poder establecer en cuál electrodo ocurre la oxidación (ánodo) y en cuál la reducción (cátodo), debemos comparar el valor de los potenciales. Estos son:



El ánodo será el electrodo de Mg y el cátodo, el de Fe, o sea el ánodo será el que tenga menor potencial de reducción, el otro será el cátodo, por lo tanto los e^- viajarán del Mg al Fe.

La reacción total, así como la diferencia de potencial que establece, puede calcularse restándole a la semirreacción de menor potencial de reducción la de mayor potencial de reducción:



Observa que la semirreacción de la oxidación se ha invertido. La fem, que es la fuerza electromotriz nos indica la cantidad de energía en forma de corriente eléctrica que podemos obtener de esta pila se puede calcular:

$$E_{\text{fem}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

El signo de la Fem nos indica la espontaneidad de proceso, o sea, si funciona o no la pila. Para que la reacción sea espontánea, o sea, que pueda obtener energía eléctrica, la Fem debe ser mayor que cero ($E_{\text{fem}} > 0$). Cuando la Fem es negativa, la reacción inversa es la espontánea. Esto se deduce a partir de que la Fem de una

celda está asociada con la variación de energía del proceso que en ella ocurre, según la expresión:

$$\Delta G^{\circ} = nFE^{\circ}$$

Donde:

ΔG -- variable termodinámica que informa acerca de la espontaneidad de los procesos.

n -- el número de moles de electrones que pasa a través del circuito.

F -- constante de Faraday.

E° -- diferencia de potencial relativo de la celda o Fem ($E = E_{\text{fem}}$).

Esta relación es válida también para cada Media celda y para condiciones no normales. Cuando ΔG es negativa el proceso es espontáneo, cuando es positivo no ocurre el proceso en la dirección calculada. De su expresión es obvio que para que ΔG sea menor que 0 ($\Delta G < 0$), la Fem, debe ser positiva ($E_{\text{fem}} > 0$).

Toda pila electroquímica puede representarse mediante la siguiente expresión:

ANODO// CATODO: $FR_1 / FO_1 // FO_2 // FR_2$

FR_1 → forma reducida en el ánodo

FO_1 → forma oxidada en el ánodo

FO_2 → forma reducida en el cátodo

FR_2 → forma oxidada en el cátodo

En el ejemplo anterior: **$Mg/Mg^{2+} // Fe^{2+} / Fe$**

Cuando no se indican las concentraciones de los iones, se consideran que son molares, o sea 1 M.

¿Qué se observa en los electrodos de una pila durante su funcionamiento?

Como del ánodo se escapan los cationes producto de la oxidación, este se disolverá y puede observarse su disminución de tamaño a medida que avanza la reacción. Al cátodo llegan los cationes para reducirse, lo que hace que este vaya aumentando de tamaño progresivamente.

¿Hasta cuándo estará funcionando una pila?

De acuerdo con lo analizado en el ejemplo anterior, podemos llegar a la conclusión de que esta dejará de funcionar cuando se consuma el ánodo o cuando se agoten los cationes que se reducen en el cátodo.

LA ELECTROLISIS:

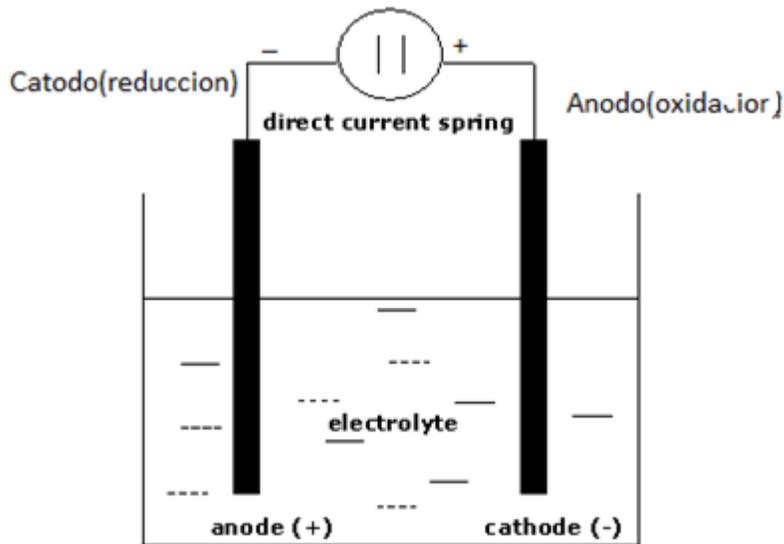
Las reacciones redox espontaneas pueden utilizarse como fuentes de energía eléctrica en las pilas. Por el contrario, las reacciones no espontáneas necesitan para producirse, energía de fuente exterior.

La electrolisis es una reacción redox no espontanea, provocada por el paso de una corriente eléctrica continua a través de un disolución o de un electrolito fundido, entre dos electrodos.

Los electrones viajan desde el electrodo negativo de la fuente a su electrodo positivo.

La fuente suministra la diferencia de potencial o fem necesaria para impulsar los electrones a través del circuito; en cierto sentido, sirve de bomba de electrones. Una pila o una batería (pilas conectadas en serie), pueden servir de fuente.

Para producir la electrólisis, la fuente se conecta a los dos electrodos que se sumergen en la disolución de un electrolito o en este fundido.



En la figura anterior la fuente es una pila, indicada por la representación convencional de líneas paralelas larga y corta.

Los electrones se impulsan desde el polo negativo de la pila, hacia el cátodo, y hacia el polo positivo de la pila, desde el ánodo. Mediante este proceso, el ánodo se carga positivamente y el cátodo negativamente.

Los aniones y los cationes existen en la disolución o en el electrolito fundido, serán atraídos por el ánodo y el cátodo respectivamente. Esta emigración de iones constituye la corriente iónica, la cual sirve de medio de transporte a los electrones a través de la fase líquida.

En la electrólisis, al igual que en las pilas, se cumple que:

Ánodo = zona de oxidación

Cátodo = zona de reducción

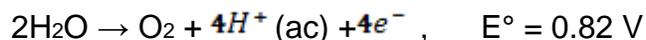
Durante la electrólisis, es posible que se presente más de una sustancia en condiciones de reaccionar. En tales casos, primero reaccionará a aquella que posea mayor capacidad para oxidarse (en el ánodo), o para reducirse (en el cátodo).

En el ánodo; se producirá primero la semirreacción que presente menor potencial de reducción. En el cátodo; primero ocurre la semirreacción que tenga el mayor potencial de reducción.

Las posibilidades que pueden representarse en cada electrodo, son las siguientes:

En el ánodo:

- 1) Oxidación del anión.
- 2) Oxidación del agua, según la semirreacción:

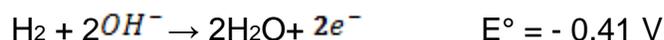


- 3) Oxidación del electrodo, cuando éste sea activo.

Si se desea que el electrodo no intervenga en el proceso, se emplean los llamados electrodos inertes, por ejemplo de Pt o de carbón.

En el cátodo:

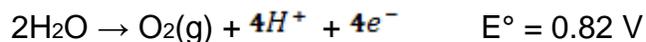
- 1) Reducción del catión.
- 2) Reducción del agua, según la semirreacción:



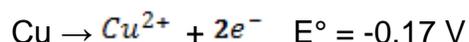
Ejemplo: ¿Qué reacciones tiene lugar en cada electrodo, cuando se electroliza una disolución 1m de CuSO_4 , empleando electrodos de Cu?

En el ánodo:

El SO_4^{2-} va hacia el ánodo, pero no tiene posibilidades de oxidarse, ya que el S se encuentra en su máximo estado de oxidación (+6).
El agua puede oxidarse según:

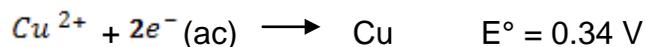


El electrodo de Cu puede oxidarse según

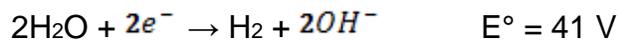


Ocurrirá la reacción del mayor potencial, en este caso la oxidación de Cu.

En el cátodo el Cu^{2+} puede reducirse según:



El agua puede reducirse según



El Cu se ve imposibilitado de reducirse pues el 0 es su menor estado de oxidación posible, por lo tanto ocurre la reducción del H^{1+}

TABLA DE POTENCIALES DE REDUCCION:Potenciales estándar de reducción a 25⁰C

TABLA DE POTENCIALES DE REDUCCIÓN		
Electrodo	Proceso catódico de reducción	E°(volt)
Li ⁺ Li	Li + e ⁻ = Li	-3,045
K ⁺ K	K ⁺ + e ⁻ = K	-2,925
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ = Ca	-2,866
Na ⁺ Na	Na ⁺ + e ⁻ = Na	-2,714
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ = Mg	-2,363
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ = Al	-1,662
Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ = Mn	-1,179
OH ⁻ H ₂ (Pt)	2H ₂ O + 2e ⁻ = H ₂ + 2OH ⁻	-0,828
Zn ²⁺ Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ = Zn	-0,763
S ²⁻ S (Pt)	S + 2e ⁻ = S ²⁻	-0,479
Fe ²⁺ Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ = Fe	-0,44
Cr ³⁺ ,Cr ²⁺ Pt	Cr ³⁺ + e ⁻ = Cr ²⁺	-0,408
Cd ²⁺ Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ = Cd	-0,403
Tl ⁺ Tl	Tl ⁺ + e ⁻ = Tl	-0,336
Co ²⁺ Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ = Co	-0,277
Ni ²⁺ Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ = Ni	-0,250
Sn ²⁺ Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ = Sn	-0,136
Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ = Pb	-0,126
Fe ³⁺ Fe	Fe ³⁺ + 3e ⁻ = Fe	-0,037
H ⁺ H ₂ (Pt)	2H ⁺ + 2e ⁻ = H ₂	0,000
Sn ⁴⁺ ,Sn ²⁺ Pt	Sn ⁴⁺ + 2e ⁻ = Sn ²⁺	+0,150
Cu ²⁺ ,Cu ⁺ Pt	Cu ²⁺ + e ⁻ = Cu ⁺	+0,153
Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ = Cu	+0,336
OH ⁻ O ₂ (Pt)	O ₂ + 2H ₂ O + 4e ⁻ = 4OH ⁻	+0,401

Cu ⁺ Cu	Cu ⁺ + e ⁻ = Cu	+0,520
I ⁻ I ₂ (Pt)	I ₂ + 2e ⁻ = 2I ⁻	+0,535
Fe ³⁺ , Fe ²⁺ Pt	Fe ³⁺ + e ⁻ = Fe ²⁺	+0,770
Hg ₂ ²⁺ Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ = 2Hg	+0,788
Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ + e ⁻ = Ag	+0,799
Hg ²⁺ Hg	Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg	+0,854
Hg ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ Pt	2Hg ²⁺ + 2e ⁻ = Hg ₂ ²⁺	+0,919
Br ⁻ Br ₂ (Pt)	Br ₂ + 2e ⁻ = 2Br ⁻	+1,066
H ⁺ O ₂ (Pt)	O ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻ = 2H ₂ O	+1,229
Tl ³⁺ , Tl ⁺ Pt	Tl ³⁺ + 2e ⁻ = Tl ⁺	+1,252
Cr ₂ O ₇ ²⁻ , H ⁺ , Cr ³⁺ Pt	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ⁺ + 6e ⁻ = 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+1,333
Cl ⁻ Cl ₂ (Pt)	Cl ₂ + 2e ⁻ = 2Cl ⁻	+1,359
Au ³⁺ Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ = Au	+1,497
MnO ₄ ⁻ , H ⁺ , Mn ²⁺ Pt	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e ⁻ = Mn ²⁺ + 4H ₂ O	+1,507
Au ⁺ Au	Au ⁺ + e ⁻ = Au	+1,691
Pb ⁴⁺ , Pb ²⁺ Pt	Pb ⁴⁺ + 2e ⁻ = Pb ²⁺	+1,693
Co ³⁺ , Co ²⁺ Pt	Co ³⁺ + e ⁻ = Co ²⁺	+1,808
F ⁻ F ₂ (Pt)	F ₂ + 2e ⁻ = 2F ⁻	+2,865

Los potenciales de reducción suelen aparecer tabulados en orden decreciente, referidos a medias ecuaciones de reducción y tomando como referencia al hidrógeno.

F.O. + n e⁻ → F.R. E° en volt.

Mientras menor es el potencial de reducción, más fácilmente se oxida la forma reducida del par y mientras mayor es el potencial de reducción, más fácilmente se reduce la forma oxidada del par.

La forma reducida de menor potencial de reducción serán los mejores agentes reductores y podrán reducir a todas las formas oxidadas que aparezcan por debajo de ellas en la tabla de potenciales de reducción. La forma oxidada de mayor

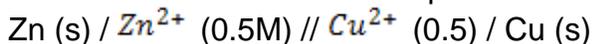
potencial de reducción será el mejor agente oxidante y podrá oxidar a las formas reducidas que estén por encima de ellas en la tabla. Así, en el fragmento de la tabla anterior el mejor agente reductor es el sodio metálico y el agente oxidante es el cloro molecular. El sodio metálico podrá reducir a las sales de Zinc (II), cúpricas, ferrosas, así como a los halógenos y al ion hidronio. El hierro metálico podrá reducir al cobre (II) y a los halógenos, pero no al Zinc (II). A su vez, los halógenos y sales cúpricas podrán oxidar a los metales sodio, zinc y hierro.

Las tablas de potenciales pueden estar también ordenadas en orden alfabético. Las tablas de potenciales sirven para seleccionar procesos de electrodos durante la electrolisis. En estos casos se consideran todas las posibles reacciones anódicas y catódicas, incluyendo al electrodo y al disolvente, si es necesario, seleccionar las que más tendencia tengan a ocurrir en cada electrodo, según sus potenciales. La reacción anódica más probable es la del menor potencial de reducción.

En la electrolisis, el potencial total es menor que cero, pues la reacción total que representa al proceso, no es espontánea. Para que la reacción ocurra es necesario suministrarle una energía equivalente al potencial total, como mínimo. En las celdas galvánicas, el potencial total es mayor que cero, por ser estos procesos redox espontáneos. La reacción de la celda suministra energía eléctrica en cantidad equivalente a su potencial total.

PROCEDIMIENTOS:

Parte I. Pila voltaica formada por las semipilas o electrodos



1. En un vaso de precipitado se vierte aproximadamente hasta la mitad una solución de sulfato de cobre (II), CuSO_4 0.5 M. Coloca una placa de cobre en la solución y conecta el electrodo al terminal positivo del voltímetro (fig. 1).
2. A otro vaso de precipitados agrega aproximadamente hasta la mitad una solución de sulfato de Zinc, ZnSO_4 0.5 M. Coloca una lámina limpia de Zinc en la solución y conéctala al terminal negativo del voltímetro. Anota la lectura del voltaje si es que se lee alguno.
3. Coloca entre los dos vasos el tubo de U invertido (conteniendo solución de cloruro de sodio y tapando los extremos con trocitos de algodón), que sirve como puente salino para conectar las dos soluciones (fig. 2). Anota la lectura.
4. Quita el puente salino. Conserva el vaso con la solución de sulfato de cobre y el electrodo de cobre. Evita que se contamine la solución.

Escribe tus observaciones y los cálculos que se te plantean en las actividades.

Parte II. Pila voltaica formada por las semipilas

$\text{Pb(s)} \mid \text{Pb}^{2+} \text{ (0.5 M)}$ y $\text{Cu(s)} \mid \text{Cu}^{2+} \text{ (0.5 M)}$

1. Usa un vaso de precipitado limpio. Construye esta pila como en la parte I, colocando la solución de nitrato de plomo II, $\text{Pb(NO}_3)_2$ 0.5 M en el vaso de la izquierda y una lámina limpia de plomo en la solución conectada al voltímetro.
2. La semipila de la derecha está formada por el vaso con la solución de nitrato de cobre y la placa de cobre utilizada en la parte II.
3. Cambia la solución del puente salino así como los algodones, conecta ambos electrodos con el mismo y conecta el tester entre ambos electrodos. Anota la lectura del voltaje.

Parte III. Electrólisis

Coloca una solución de NaCl en una fuente cuyos electrodos son de cinc. Añade tres gotas de fenoftaleína. Observa el burbujeo en cada electrodo y el cambio de color de la solución.

**Práctica No.8
EVALUACION**

PILAS ELECTROQUIMICAS

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO _____ **PROF.** _____ **FECHA** _____

ACTIVIDADES:

1. ¿Podrá funcionar la pila cuando se dispone como el punto 3? Explica tu respuesta.
2. ¿Cuál es el propósito del puente salino?

Teniendo en cuenta las características de la pila descrita en la parte I:

1. Escribe las semirreacciones que tiene lugar en las semipilas Zn (s) / Zn^{2+} (0.5 M) y Cu (s) / Cu^{2+} (0.5 M)
2. Escribe la reacción total.
3. ¿Cuál es la dirección del flujo de electrones a través del alambre que conecta los electrodos de cinc y de cobre?

Con relación a la parte I y II

1. ¿Cuál es el ánodo y cuál es el cátodo? ¿Cuál es la dirección del flujo de electrones?
2. ¿Dónde se realiza la oxidación? ¿Dónde la reducción? Escriba las ecuaciones correspondientes.
3. De acuerdo con los voltajes obtenidos, construye una tabla de potenciales de reducción para lo cual deberás ordenar los metales empleados de mayor a menor con tendencia a reducirse.
4. ¿Cuál es la dirección del flujo de iones negativos del puente salino?
5. ¿Qué indica la variación en el voltímetro?
6. ¿Qué cambios se pudo observar en el ánodo y en el cátodo de las dos pilas voltaicas construidas?
7. ¿Qué observaciones puede hacer sobre el aspecto final de los electrodos?
8. A) Calcular el valor de la fem para la pila construida en las partes I y II. Usa la tabla de potenciales de reducción del apéndice.
b) ¿Cuáles son los resultados experimentales comparados con los valores calculados?
Analiza las diferencias encontradas.

TRABAJO DE INVESTIGACION (10 PUNTOS)

Parte I. Responde las siguientes preguntas:

- 1) ¿Cuál es la diferencia entre una pila voltaica y una pila electrolítica?
- 2) ¿En qué consiste una pila seca y una pila de mercurio?
- 3) ¿Qué tipo de pila es la batería de un automóvil? Explica tu respuesta.

Parte II. Utilizando la tabla de potenciales de reducción, explique:

- a) ¿Puede el H^+ oxidar el Fe^{2+} ?
- b) Reduce el Mg (s) al Ni^{2+} ?
- c) ¿Qué ion metálico es capaz de oxidar al Zn(s)?
- d) ¿Ocurre reacción entre el Pb(s) y los iones Sn^{2+} ?
- e) ¿Qué sucederá si se hace burbujear $Cl_2(g)$ en presencia de los iones F^- y Br^- ?

Parte III. Formula y explica:

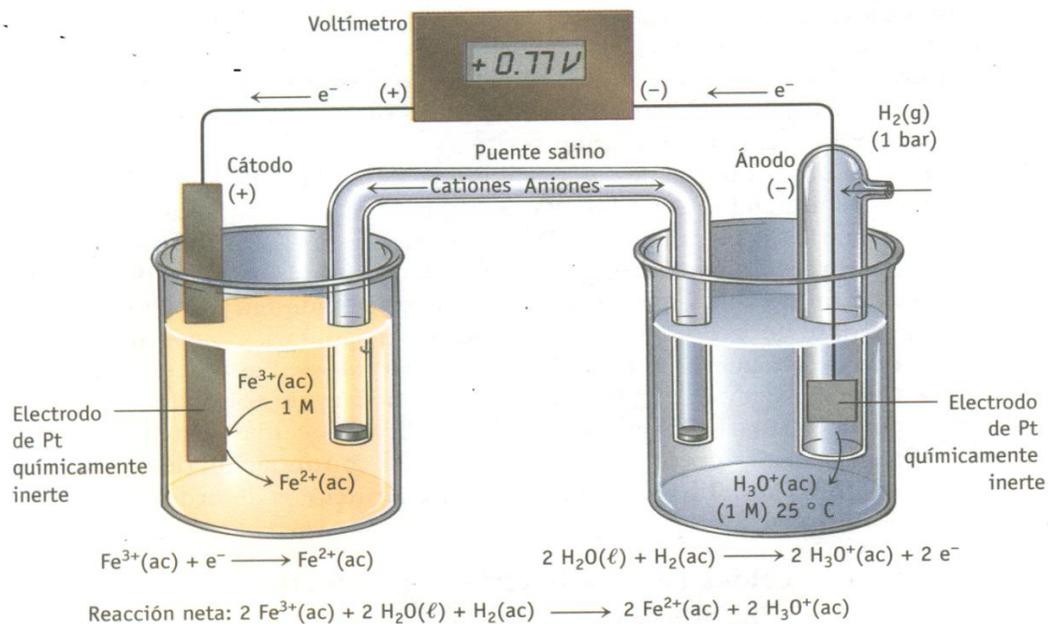
Haz el esquema de las siguientes pilas:

- a) Electrodo de Zn y Ag en disoluciones de 1M de sus iones.
- b) Electrodo de Al en disoluciones 1M de Al^{3+} + plomo y solución de plomo II
- c) Electrodo de Zn y Cr en disoluciones de 1M de Zn^{2+} y 1M de Cr^{3+} .

Ahora contesta estas preguntas:

- 1-Señala ánodo y cátodo.
- 2-Calcula la fem
- 3-Indica el sentido de la corriente
- 4-Escribe la reacción total.

Parte IV. En el esquema:



- Señala la polaridad de la pila, donde ocurre oxidación y reducción
- Indica el sentido de la corriente
- Indica la efectividad del proceso
- Calcula la fem de la pila
- Representa de forma escrita

LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL II
PRACTICA No. 9
Dureza del agua

Equipos

Vidrio de reloj o tapa de crisol
Mechero de Bunsen
Soporte universal
Matraz Erlenmeyer
Vaso de precipitado
Tela de amianto
Anillo de hierro
Embudo de filtración

Papel de filtro
5 tubos de ensayo
Gradilla para tubos de ensayo

Reactivos

Solución de jabón (ver procedimiento)
Agua destilada
Muestras de agua :
potable
de pozo
destilada
muestra de agua desconocida
Solución de bicarbonato de sodio e hidróxido de sodio
Varilla de vidrio (agitador)
Solución de bicarbonato de calcio

OBJETIVOS

- a) Reconocer los tipos de dureza en las aguas: temporal y permanente.
- b) Identificar los distintos métodos de eliminación de la dureza del agua.

INTRODUCCION;

En la naturaleza el agua, antes de ir a parar a un pozo o a la res de abastecimiento, se filtra a través del suelo y se satura en éste de sales solubles.

Las aguas naturales contienen sulfatos e hidrogeno carbonato de calcio y de magnesio, es decir los cationes Ca^{2+} y Mg^{2+} , así como los aniones SO_4^{2-} y HCO_3^- . El agua en que el contenido de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} es insignificante se denomina blanda, y el agua con un contenido elevado de estos iones dura. En ocasiones también la dureza es debido a la presencia de sales de hierro (III).

La dureza del agua puede ser:

- a) **Temporal:** Producida por carbonatos y bicarbonatos. Se puede eliminar por ebullición.
- b) **Permanente:** Producida por sulfatos y cloruros. Se elimina mediante métodos químicos como la utilización de resinas de intercambio iónico.

En el proceso de ebullición del agua dura los hidrogeno carbonatos se descomponen, formándose carbonatos insolubles, por ejemplo:



Los carbonatos se sedimentan y la dureza del agua disminuye. La dureza producida por el contenido en el agua de carbonatos de calcio y de magnesio se denomina dureza debida a carbonatos o temporal. La dureza condicionada por la presencia de otras sales de calcio y de magnesio, y que se conserva después de hervir el agua lleva el nombre de dureza *no debida a carbonatos o permanente*. Fundamentalmente son los iones cloruro y sulfato los que acompañan a los iones Ca^{2+} , Mg^{2+} e hierro (II) como sulfatos y cloruros de calcio, hierro y magnesio.

Es de amplio conocimiento que el jabón se disuelve mal en agua dura, o sea, enjabona mal. Estudiemos este fenómeno experimentalmente, tomando como agua dura artificial una disolución de yeso, por ejemplo. Vamos a verter en una bureta una disolución diluida de jabón y seguidamente, añadámosla en pequeñas cantidades, por porciones, al agua dura, sacudiendo cada vez con fuerza, después de haber añadido la porción de turno, el vaso con el agua dura. Las primeras porciones de jabón se consumirán para la formación de un sedimento grumoso, además, en este caso, al sacudir, no aparecerá espuma,. La espuma aparecerá solamente después de que haya cesado la formación del sedimento.

Los jabones son sales sódicas (a veces, potásicas) de ácidos orgánicos, y su composición puede expresarse por la fórmula NaR o KR , donde R es el radical ácido. Los aniones R forman con los cationes de calcio y de magnesio sales insolubles CaR_2 . Precisamente para formar estas sales insolubles CaR_2 y MgR_2 . Se gasta inútilmente el jabón. De este modo, valiéndonos de la disolución jabonosa, podemos apreciar la dureza general del agua y el contenido general en ésta de iones calcio y magnesio.

Para las necesidades económicas y de vida cotidiana se necesita agua con dureza insignificante, por cuanto al hervir agua dura se forma incrustaciones. Las incrustaciones dificultan el calentamiento del agua, provocan el aumento del consumo de combustible y aceleran el desgaste de las paredes de las calderas (fig.). Para disminuir la dureza del agua se recurre a métodos químicos que conducen al paso de los iones calcio y magnesio a la composición de sales insolubles, ordinariamente, de carbonatos.

En química el **agua calcárea** o **agua dura** —por contraposición al agua blanda— es aquella que contiene un alto nivel de minerales, en particular sales de magnesio y calcio. A veces se da como límite para denominar a un agua como dura una dureza superior a 120 mg CaCO_3/L .

La dureza es una característica química del agua que está determinada por el contenido de carbonatos, bicarbonatos, cloruros, sulfatos y ocasionalmente nitratos de calcio y magnesio. La dureza es indeseable en algunos procesos, tales como el lavado doméstico e industrial, provocando que se consuma más jabón, al producirse sales insolubles.

En calderas y sistemas enfriados por agua, se producen incrustaciones en las tuberías y una pérdida en la eficiencia de la transferencia de calor. Además le da un sabor indeseable al agua potable.

Grandes cantidades de dureza son indeseables y debe ser removida antes de que el agua tenga uso apropiado para las industrias de bebidas, lavanderías, acabados metálicos, teñido y textiles.

El agua dura puede volver a ser blanda, con el agregado de carbonato de sodio y potasio, para precipitarlo como sales de carbonatos, o por medio de intercambio iónico con salmuera en presencia de zeolita o resinas sintéticas.

En el análisis de dureza del agua se usa una solución reguladora del pH. También se la llama solución o disolución amortiguadora, tampón o buffer. Sirve para mantener el pH (el grado de acidez o alcalinidad) estable mientras se hace la reacción.

En el análisis de la dureza del agua se emplea una solución amortiguadora de pH 10 comúnmente hecha de Cloruro de amonio (NH_4Cl) y Amoníaco (NH_3).

El negro de eriocromo T se usa como indicador visual de la presencia de los iones Calcio y Magnesio en el agua, que son los responsables de la dureza del agua. Este colorante forma a pH 10 un compuesto con el calcio y el magnesio de color rojo vino. Si no están presentes esos iones el eriocromo T es azul.

La forma más común de hacer el análisis es con un ácido débil llamado etilen diamino tetraacético (EDTA) que a ese pH está ionizado y actúa como un fuerte "quelante" del calcio y magnesio (quelante es una sustancia que se une a metales).

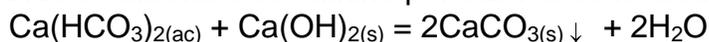
Cuando el agua dura se mezcla con la solución reguladora que contiene eriocromo T, la mezcla toma un color rojo vino. Si ahora se le agrega EDTA, esta sustancia "secuestra", le quita el calcio y magnesio al colorante indicador que vira al azul.

Para determinar la presencia de los iones responsables de la dureza del agua se pueden realizar análisis cualitativos que permiten determinar su presencia y además análisis cuantitativos que con el cual se determina la cantidad total de dureza.

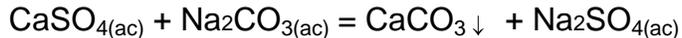
Sección del tubo de calefacción por agua.

La luz casi queda atascada por la incrustación

La dureza debida a carbonato se elimina por adición de lechada de cal :

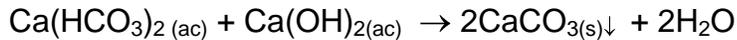


La dureza no debida a carbonatos se elimina añadiendo sosa :

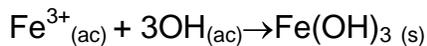
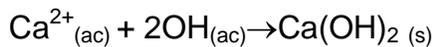


Existen también otros métodos para eliminar la dureza del agua.

Cuando el agua es excepcionalmente dura se debe tratar con agua de cal o amoníaco. Estas bases neutralizan los bicarbonatos solubles y originan la precipitación de carbonato de calcio, magnesio y hierro (III).



De este modo se eliminan la dureza en forma de carbonato o bicarbonato, y también parte de la dureza debida a sulfatos y cloruros ; si el medio es suficientemente alcalino también se logra la precipitación de los cationes como hidróxidos, para ello se añade un exceso de soda. ($\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$)



Con tratamientos continuos de alcalinización con sodas y filtración posterior para eliminar los hidróxidos, se puede lograr disminuir la dureza hasta una concentración aceptable, que permita el uso del agua para diversos fines.

También se usan otros productos como bórax y silicatos para eliminar la dureza del agua por medios químicos.

El agua ablandada químicamente presenta un pH alcalino; otros tratamientos como técnicas de cambio de catión mediante el empleo de zeolitas, también proporcionan un agua blanda alcalina.

También se emplean agentes quelantes para preparar aguas blandas. Estas sustancias generalmente eliminan la dureza sin que ocurra precipitación, pues los cationes endurecedores quedan inactivos como resultado de la quelación, o sea que forman compuestos tan estables que no interfieren en los procesos para los que usualmente se usa en el agua.

Uno de estos agentes quelantes comunes son el etilendiametracetato de sodio o ácido etilendiametracético (EDTA).

Sea cual fuera el agente empleado, el agua desendurecida por estos métodos es alcalina, y su grado de alcalinidad depende de la dureza original, por lo cual las aguas muy duras producen un agua muy alcalina como consecuencia del tratamiento. Este tipo de agua no ofrece problemas para lavado y limpieza, pues los

jabones y detergentes son más eficaces en medios alcalinos, eso no es satisfactorio para su empleo general en usos domésticos.

Para determinar la presencia de los iones responsables de la dureza del agua se pueden realizar análisis cuantitativos que permiten determinar su presencia.

PROCEDIMIENTOS:

- 1- Escoja 4 tubos de ensayo y añada a cada uno 7mL de agua destilada, agua de pozo, agua de mar y agua potable respectivamente, luego agregue 5mL de agua de jabón anotar las observaciones.
- 2- Añadir agua de jabón en la misma cantidad a 5mL de solución de carbonato de calcio. Compara las observaciones de este experimento con las del anterior.
- 3- Añadir 50mLs de solución de carbonato de calcio en un Erlenmeyer; y poner a hervir la solución durante 15 minutos con llama baja. Para evitar la pérdida de agua por evaporación se debe tapar el recipiente con un vidrio de reloj o las cápsulas de porcelana.
- 4- Preparar el equipo de filtración a gravedad; filtrar la solución en caliente.
- 5- Tomar 2 mL de solución en un tubo de ensayo, mezclarlo con agua de jabón y agitar fuertemente; compara las observaciones actuales con las del punto 2.
- 6- Añadir a la solución restante Ca(OH)_2 y soda (mezcla de NaOH con solución saturada de NaHCO_3) y hervirla durante 10 minutos ; al cabo, filtrar en caliente.
- 7- Toma 2 mL del filtrado y mezclarlo con 2 mL. de agua de jabón, agitar fuertemente. Compara la espumosis de esta mezcla con la del punto 5. Anota tus observaciones.
- 8- Realiza los puntos 2, 3, 4, 5, 6, 7 a la muestra de agua dura que te dará el facilitador.

**PRACTICA No.9
EVALUACION**

DUREZA DEL AGUA

NOMBRE _____ **MATRICULA** _____

GRUPO _____ **PROF.** _____ **FECHA** _____

ACTIVIDADES DE EVALUACION:

- A. Escribir las reacciones que tienen lugar en el procedimiento de ablandamiento del agua utilizado en el laboratorio.
- B. Responde las siguientes preguntas :
- 1- ¿Qué sucede al agregar a la solución de bicarbonato de calcio la solución de jabón?
 - 2- ¿Qué tipo de dureza se elimina al hervir el agua y cómo se comprueba?
 - 3- ¿Que se entiende por suavizador?
 - 4- En el paso 6 la dureza del agua se eliminó agregando un suavizador; entonces diga si se trata de agua con dureza temporal o permanente.
 - 5- ¿Cuáles son las agua desendurecidas por medios químicos?
 - 6- ¿Qué agua es más dura, la de lluvia o la de los ríos ¿por qué?
 - 7- Explica por qué el agua de los ríos contiene hidrogenocarbonatos de calcio y magnesio.
 - 8- ¿Por qué al adicionar hidróxido de calcio solamente al agua dura no se elimina la dureza permanente, condicionada por la presencia de sulfatos y cloruros?
 - 9- Señala los inconvenientes industriales y domésticos del agua dura.

LABORATORIO DE QUIMICA II
PRACTICA No. 10

ABLANDAMIENTO DEL AGUA

Materiales

Vidrio de reloj
Mechero de Bunsen
Soporte universal
Matraz Erlenmeyer
Vasos de precipitados
Tela de amianto
Anillo de hierro
Embudo de filtración
Papel de filtro
5 tubos de de ensayo

Equipos

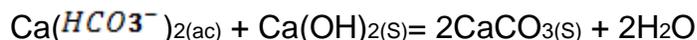
Muestra de agua dura
Solución de cloruro de bario
Solución de tiocionato de potasio
Solución de bicarbonato de calcio
Solución de bicarbonato de sodio
Solución de Hidróxido de sodio.

OBJETIVOS:

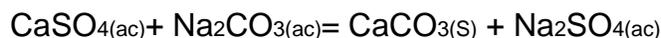
- a) Eliminar la dureza del agua mediante un proceso químico.
- b) Comprobar mediante pruebas cualitativas y cuantitativas la eliminación de la dureza-

INTRODUCCION:

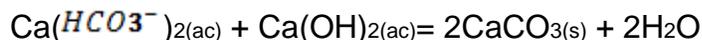
La dureza debida a carbonatos se elimina por adición de lechada de cal (Bicarbonato de calcio e hidróxido de calcio)



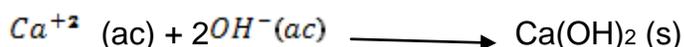
La dureza no debida a carbonatos se elimina añadiendo carbonato de calcio (soda):

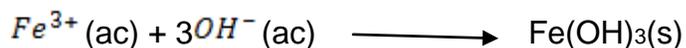


Cuando el agua es excepcionalmente dura se debe tratar con agua de cal o amoniaco. Estas bases neutralizan los bicarbonatos solubles y originan la precipitación de carbonatos de calcio, magnesio y hierro (III).



De este modo se eliminan la dureza en forma de carbonatos o bicarbonatos, y también parte de la dureza debida a sulfatos y cloruros; si el medio es suficientemente alcalino también se logra la precipitación de los cationes como hidróxidos, para ello se añade un exceso de soda. ($\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$):





Con tratamientos continuos de alcalinización con soda y filtración posterior para eliminar los hidróxidos, se puede lograr disminuir la dureza hasta una concentración aceptable, que permita el uso del agua para diversos fines. También se usan otros productos como bórax y silicatos para eliminar la dureza del agua por medios químicos.

El agua ablandada químicamente presenta un pH alcalino; otros tratamientos como técnicas de cambio de catión mediante el empleo de zeolitas, también proporcionan un agua blanda alcalina. También se emplean agentes quelantes para preparar aguas blandas. Estas sustancias generalmente eliminan la dureza sin que ocurra precipitación, pues los cationes endurecedores quedan inactivos como resultado de la quelación, o sea que forman compuestos tan estables que no interfieren en los procesos para los que usualmente se usan en el agua. Uno de estos agentes quelantes comunes son el etilendiamintetracetato de sodio o ácido etilendiamintetracético (EDTA). Sea cual fuere el agente empleado, el agua desendurecida por estos métodos es alcalina, y su grado de alcalinidad depende de la dureza original, por lo cual las aguas muy duras producen un agua muy alcalina como consecuencia del tratamiento. Este tipo de agua no ofrece problemas para lavado y limpieza, pues los jabones y detergentes es más eficaz en medios alcalinos pero, eso no es satisfactorio para su empleo general en usos domésticos e industriales.

PROCEDIMIENTOS:

A. Ablandamiento del agua por medios químicos.

1. Tome una muestra de agua que resulto de mayor dureza en la practica 9 y ponga a hervir 100mL en un beaker de capacidad adecuada durante 15 minutos. Al cabo de ese tiempo observar la formación de partículas solidas que se adhieren alza paredes del beaker.
2. Preparar el equipo de filtración a gravedad; filtrar en caliente.
3. Enfriar la mitrad del agua filtrada y comprobar la dureza aplicando los dos métodos conocidos en la práctica No. 9.
4. Añadir a la solución restante 10mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ con soda y 25mL de la mezcla de (NaOH con la solución saturada de NaHCO_3^{-}) y hervirla durante 10 minutos; luego, filtrar en caliente.
5. Enfriar el agua filtrada y comprobar la dureza aplicando los dos métodos conocidos en la práctica No. 9 (ver paso No.3 de este procedimiento). Anota tus observaciones.
6. Toma 2 mL de agua destilada en cada uno de 5 tubos de ensayo y hazle las siguientes pruebas:
 - a) Prueba de agua de jabón.
 - b) Determinación cuantitativa de la dureza del agua con EDTA.
 - c) Prueba de iones Cl^{-} , SO_4^{-2} , Ca^{+2} , Fe^{+3}
 Anota tus observaciones y realiza tus conclusiones.

**EVALUACION
PRACTICA No. 10
ABLANDAMIENTO DEL AGUA**

NOMBRE _____ MATRICULA _____
 PROFESOR _____ GRUPO _____ FECHA _____

A. Agua hervida. Identificación y determinación de la dureza en el agua.

Muestra	Cantidad de espuma	Dureza expresada como CaCO ₃	Conclusión
Agua antes de hervir			
Agua después de hervir.			

B. Agua tratada con Ca(OH)₂. Identificación y determinación de la dureza en el agua.

Muestras	Cantidad de espuma	Dureza expresada como CaCO ₃	Conclusión
Agua antes de ablandar			
Agua después de ablandada			

C. Agua tratada con Ca(OH)₂.

Identificación de iones responsables de la dureza.

Pruebas	Agua antes de ablandar	Agua después de ablandar
Ion	Presente/ ausente	Presente/ ausente.
Cloruro Cl^-		
Sulfato SO_4^{-2} ,		
Calcio Ca^{+2}		
Hierro Fe^{+3}		

D. Agua destilada.

Pruebas	Observación
Cantidad de espuma	
Dureza como CaCO_3	
Iones	
Cloruro Cl^-	
Sulfato SO_4^{2-}	
Calcio Ca^{+2}	
Hierro Fe^{+3}	

PREGUNTAS

A. Responde las siguientes preguntas:

1. ¿Qué tipo de dureza se elimina al hervir el agua y cómo se comprueba?
2. ¿Qué se entiende por suavizador o ablandador?
3. En el paso 4 la dureza del agua se eliminó agregando un suavizador o ablandador; entonces diga si se trata de agua de dureza temporal o permanente?
4. ¿Cuáles son las características del agua desendurecida o blanda por medios químicos?
5. ¿Qué agua es más dura, la de lluvia o la de los ríos, por qué?
6. ¿Por qué al adicionar hidróxido de calcio solamente al agua dura no se elimina la dureza, condicionada por la presencia de sulfatos y cloruros?
7. Escribe todas las ecuaciones de las reacciones que han tenido lugar en el proceso de ablandamiento o suavización del agua.

INVESTIGACION: REALIZA UNA INVESTIGACION SOBRE:

1. La dureza del agua, definición e inconvenientes de su uso
2. Iones responsables de la dureza
3. Clasificación de la dureza
4. Eliminación de la dureza a escala de laboratorio.
5. Eliminación de la dureza a escala industrial: resinas de intercambio iónico, zeolitas, acomplexantes, etc.

Esta investigación será presentada en equipos de no más de 4 estudiantes, se entregará un informe escrito.

Bibliografía Consultada:

1. Química. Raymod Chang, 2da ed.
2. Química Zundhal, 2da ed.
3. Química y reactividad química por John C. Kotz y Paul M. Treichel, 5ta edición.

Bibliografía Electrónica Consultada:

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/gases.htm

<http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico>

<http://es.wikipedia.org>

<http://www.construaprende.com/>

<http://www.monografias.com>