

# **QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA**

## **GUÍA DE TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO 2023**

## ACTIVIDAD DE LABORATORIO N°2

### CONTENIDOS

Esta actividad propone integrar transversalmente contenidos abordados durante el curso. Para ello el estudiante debe contar con saberes previos en:

- Compuestos y fórmulas químicas.
- Reacciones Químicas.
- Soluciones.
- Estequiometría en reacción y en solución.
- Equilibrio Químico y Equilibrio Iónico.

### IMPORTANTE

Concurra a la práctica de laboratorio habiendo leído y completado la guía propuesta para el desarrollo del tema. Las observaciones derivadas de las experiencias las completará durante la realización del trabajo práctico.

Además, es muy importante que vea el documento de Higiene y Seguridad 2023 preparado por el equipo docente y que está visible en la plataforma.

El trabajo práctico se desarrollará en el laboratorio de docencia de la DETI I en la FI, en el horario establecido de acuerdo a la comisión asignada. Es necesario que cada estudiante cumpla con las siguientes consignas:

1. Usar guardapolvo para evitar daños y/o contaminación de su ropa.
2. Asistir con calzado o vestimenta adecuada, evitando llevar ojotas, sandalias, pantalón corto o faldas.
3. Contar con elementos de uso personal como guantes, barbijo descartable, protector ocular, elemento para recoger el cabello, rollo de papel descartable, repasador, rejilla, marcador indeleble y bolsa de higiene personal.
4. Conocer los contenidos disciplinares indispensables que le permitan optimizar esta instancia de aprendizaje.
5. Dejar las mesadas y materiales limpios y ordenados al finalizar la actividad.
6. Reponer el material que rompa y/o deteriore.
7. Consultar periódicamente en la plataforma, con el fin de estar informado acerca del cronograma de actividades, temas a desarrollar en el trabajo práctico, calificaciones, anuncios, etc.

### OBJETIVOS

#### General:

- Propiciar un aprendizaje autónomo que permita al estudiante aplicar los conocimientos adquiridos en diferentes contextos, desarrollando las capacidades de análisis y síntesis que le proporcionen un pensamiento crítico y la suficiencia para abordar la resolución de situaciones problema de índole científico-tecnológico.

### Específicos

Que el estudiante sea capaz de:

- Reconocer material de uso común en el laboratorio.
- Escribir fórmulas y reacciones químicas.
- Conocer el concepto de soluciones con sus unidades y expresiones de concentración.
- Preparar soluciones de concentraciones definidas.
- Aplicar la ley de la dilución.
- Identificar ácidos y bases.
- Explicar brevemente el concepto de titulación o valoración.
- Representar e interpretar una curva de titulación entre un ácido y una base, e indicar puntos de equivalencia y final.
- Comprender la diferencia entre punto de equivalencia y punto final.
- Definir indicadores e indicar cuál es su función en una titulación.
- Determinar una concentración desconocida a partir de la aplicación de una titulación. Identificar los iones presentes.

### MATERIALES

#### VIDRIO

Vidrio de reloj  
Vaso de precipitados  
Embudo  
Pipeta de 10 ml  
Bureta de 25 ml  
Matraz de 50 ml  
Matraz de 100 ml  
Matraz de Erlenmeyer de 250 ml  
Tubos de ensayo y gradilla

#### EQUIPAMIENTO

pHmetro  
Balanza analítica  
Soporte universal  
Pinzas agarradoras  
Piseta

#### REACTIVOS

Cromato de potasio  
Sulfato de cobre (II)  
Cloruro de sodio  
Cloruro de magnesio  
Ácido clorhídrico  
Ácido acético  
Solución indicadora  
Cloruro de bario  
Carbonato ácido de sodio  
Nitrato de plata  
Hidróxido de sodio  
Solución EDTA  
Solución amortiguadora pH 10  
Agua destilada

## DESARROLLO

### I. Preparación de soluciones y cálculo de concentraciones

Haciendo uso del informe confeccionado durante la realización de la actividad integradora en modalidad no presencial, en donde constan los cálculos necesarios, deberá preparar las siguientes soluciones de acuerdo a los pasos que a continuación se detallan:

1. Completar en la Tabla 1. con las fórmulas químicas correspondientes y la columna que indica la masa de soluto utilizada en la preparación de cada solución.

SOLUTO		VOLUMEN FINAL DE LA SOLUCIÓN (ml)	CONCENTRACIÓN DE LA SOLUCIÓN (mol/L)	MASA DE SOLUTO PURO UTILIZADA EN LA PREPARACIÓN DE LA SOLUCIÓN (g) (Cálculos)
NOMBRE	FÓRMULA QUÍMICA			
Cloruro de magnesio		100		
Sulfato de cobre (II)		50	0,5	
Cloruro de sodio		50	0,4	

Tabla 1. Preparación de soluciones.

2. Utilizando una balanza de precisión medir la masa de soluto necesaria de cloruro de magnesio para preparar una solución 0,3 M.

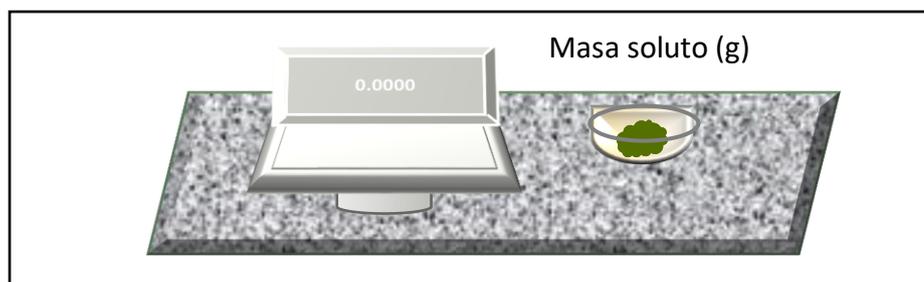


Figura 1. Medición de la masa necesaria de soluto (sal)

3. Trasvasar el sólido a un vaso de precipitados y agregar con piseta un pequeño volumen de agua destilada, suficiente para lograr la disolución del sólido. Transferir cuantitativamente, con la ayuda de un embudo, la solución de cloruro de magnesio a un matraz volumétrico de 100 ml. Enjuagar el embudo utilizando una piseta con agua destilada

4. Agregar más agua destilada con un vaso de precipitados hasta estar próximos a la marca del aforo y desde allí completar el volumen final indicado por el enrase, agregando agua, cuidadosamente, desde una piseta. Agitar el matraz para mezclar perfectamente su contenido y obtener una solución homogénea.

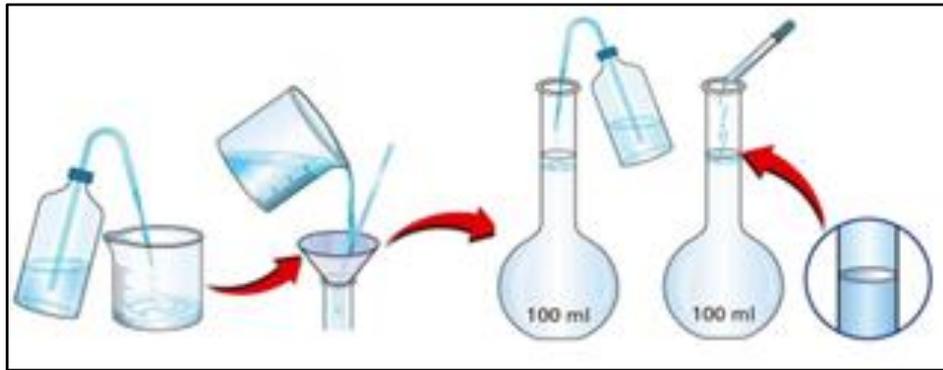


Figura 2. Preparación y obtención de la solución

5. Repetir el proceso para las sales inorgánicas: sulfato de cobre (II) y cloruro de sodio. Considerar que en el caso de sulfato de cobre (II) debe utilizar un matraz de 50 ml y que el reactivo es sulfato cúprico pentahidratado, debiendo realizar los cálculos pertinentes para determinar la masa de sulfato cúprico puro.

## II. Dilución de soluciones

1. Tomar, haciendo uso de una pipeta graduada, 10 ml de la solución de cloruro de magnesio preparada en el punto anterior (solución inicial).

2. Agregar la solución de cloruro de magnesio en un matraz de 100 ml por las paredes del mismo y añadir agua destilada desde una piseta hasta estar próximos a la marca del aforo, agitar suavemente.

3. Completar con agua destilada, usando la piseta, hasta el enrase del matraz de manera de obtener 100 ml de una solución diluida.

4. Hacer los cálculos correspondientes para determinar la concentración molar de la solución diluida y consignarla en la Tabla 2.

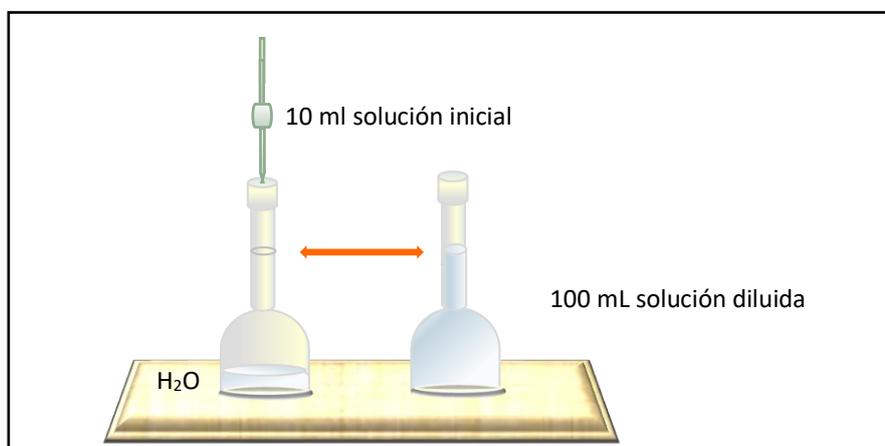


Figura 3. Proceso de dilución

5. Repetir los pasos anteriores utilizando las soluciones de sulfato de cobre (II) y cloruro de sodio. En el caso de la solución de sulfato de cobre (II) utilizar un matraz de 50 ml para obtener la solución diluida correspondiente.

6. Completar la Tabla 2 con el volumen de agua agregada y el valor de la concentración de la solución diluida.

7. Reservar las soluciones de sulfato de cobre (II) y rotular a la solución concentrada como S-1 y a la solución diluida como S-2.

SOLUTO	VOLUMEN DE SOLUCIÓN INICIAL (ml)	VOLUMEN DE AGUA AGREGADA (ml)	VOLUMEN FINAL DE LA SOLUCIÓN (ml)	CONCENTRACIÓN DE LA SOLUCIÓN FINAL (mol/L)	CÁLCULOS
Cloruro de magnesio	10		100		
Sulfato de cobre (II)	15		50		
Cloruro de sodio	10		100		

Tabla 2. Preparación de soluciones diluidas

### III. Determinación de la densidad

1. En sendas probetas de 250 ml cada una rotuladas como S-1 y S-2 recolectar, de todas las comisiones, las soluciones de sulfato cúprico concentradas y diluidas obtenidas anteriormente.

2. Determinar la densidad mediante el uso de un aerómetro o densímetro, colocando el mismo dentro de la probeta y haciendo una torsión sin que toque las paredes de la misma.

3. Dejar estabilizar y realizar la lectura de la densidad.

#### IV. Valoración, normalización o titulación ácido-base

1. Cargar en una bureta de 25 ml, por medio de un embudo y con el debido cuidado, hidróxido de sodio cuya concentración es 0,2 M. Proceder a enrasar la bureta.
2. Colocar 20 ml de solución de ácido clorhídrico de concentración desconocida en un matraz de Erlenmeyer, utilizando una pipeta graduada. Agregar 2-3 gotas del indicador adecuado y agitar, observándose que la solución permanece incolora.
3. Realizar la titulación, descargando el hidróxido de sodio sobre el ácido clorhídrico que se encuentra en el matraz de Erlenmeyer, abriendo lentamente el robinete de la bureta, de manera que la descarga sea controlada, gota a gota, hasta que se observe el cambio de color en la solución obtenida (el viraje de color debe ser de incoloro a rosado claro).

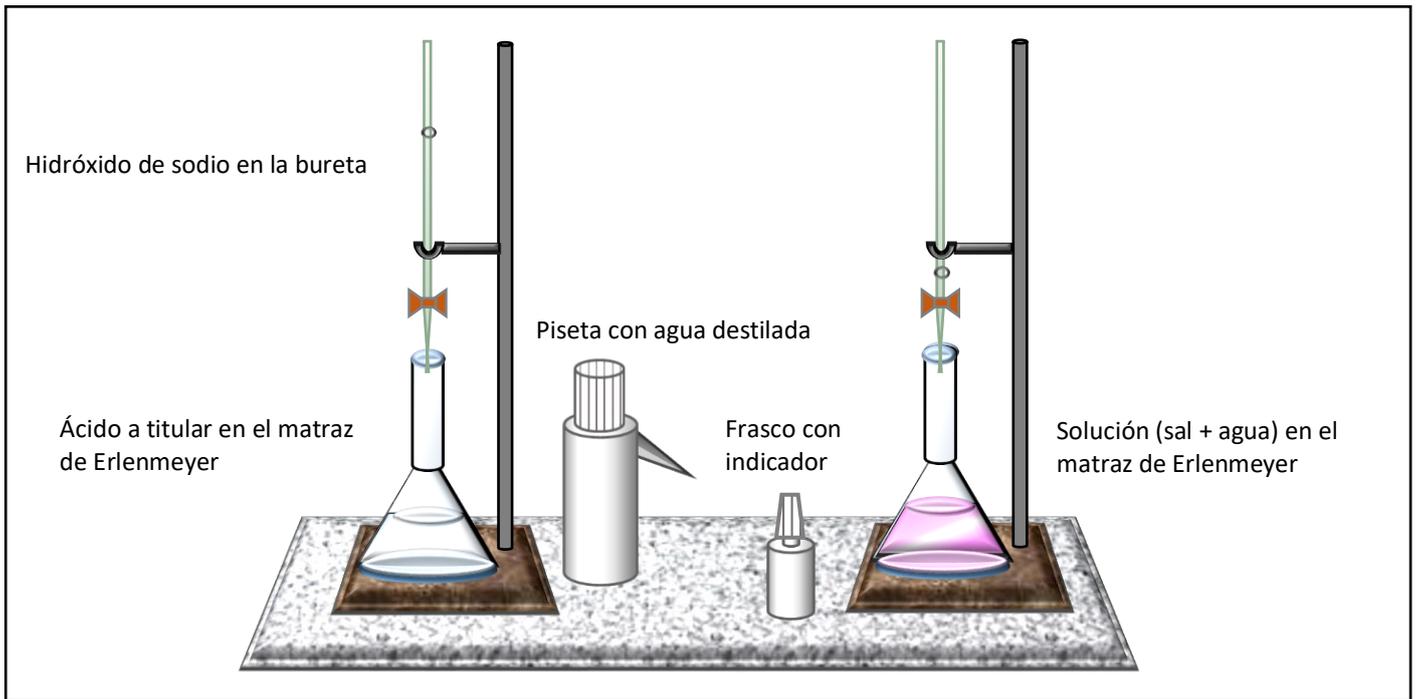


Figura 4. Proceso de titulación

4. Registrar en la Tabla 3 el volumen de hidróxido de sodio utilizado.
5. Realizar los cálculos pertinentes para determinar la concentración molar del ácido.

ÁCIDO TITULADO	VOLUMEN DE ÁCIDO	INDICADOR UTILIZADO	VOLUMEN DE NaOH 0,2 M UTILIZADO	CONCENTRACIÓN DEL ÁCIDO (mol/L) CÁLCULOS	pH DEL ÁCIDO CÁLCULOS
Ácido clorhídrico					
Escribe la reacción que se produce:					

Tabla 3. Titulación de ácidos.

6. Tomando las medidas de pH para cada agregado de hidróxido de sodio, confeccionar la curva de titulación correspondiente.

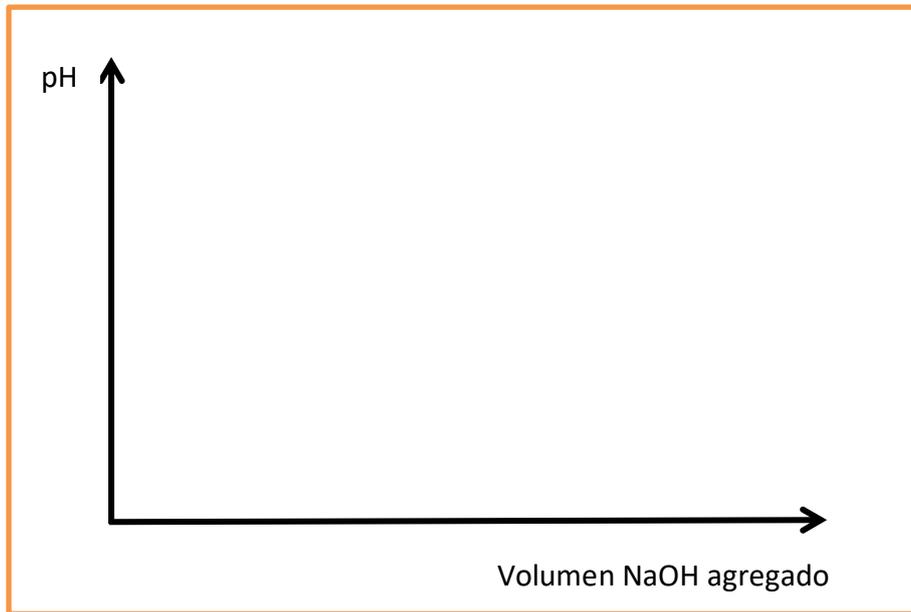


Figura 5. Curva de titulación ácido fuerte – base fuerte

#### V. Aplicaciones: Análisis de agua

El agua se encuentra en la naturaleza formando parte fundamental de numerosos ecosistemas, es esencial para el sostenimiento y la reproducción de la vida en el planeta ya que forma parte de procesos fisicoquímicos y/o biológicos que la hacen posible.

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

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

Entre los indicadores físicos es posible mencionar: turbidez, sólidos en suspensión, color, olor y sabor, temperatura y conductividad. Entre los indicadores químicos se mencionan: pH, dureza, oxígeno disuelto, materia orgánica, nutrientes, plaguicidas y metales pesados. Conocer el pH del agua es muy importante por cuanto la acidez cumple un rol importante sobre los equilibrios establecidos en diferentes sustancias, fundamentalmente en la solubilidad de los metales. Se considera como un intervalo de pH del agua apto para la vida entre 6 y 9. Otra propiedad importante es la dureza del agua, definida como la suma de los cationes presentes en el agua, siendo los más importantes para determinar la dureza los cationes calcio y magnesio. Se expresa como mg/L (ppm) de carbonato de calcio considerando como si todo el calcio estuviese en forma de carbonato de calcio y el magnesio también fuese carbonato de calcio.

El deterioro de la calidad del agua es un problema que va en aumento considerado como uno de los principales problemas ambientales cuyas causas son los vertidos incontrolados de las aguas residuales urbanas e industriales, las prácticas agrícolas deficientes, la contaminación atmosférica, la acumulación de sustancias químicas en suelos y sedimentos, etc.

El agua forma parte de numerosos procesos industriales donde es fundamental conocer su composición ya que, dependiendo de su calidad, puede resultar corrosiva, incrustante o equilibrada, independientemente de que sea potable. Cuando es corrosiva, afecta a los metales más fácilmente oxidables, como es el caso del acero galvanizado o el cobre. Su tendencia a corroer o a incrustar depende del tipo y la cantidad de compuestos inorgánicos disueltos, por ello la importancia de conocer las características del agua que forma parte de los procesos.



Figura 6. Ejemplos de corrosión

A pesar de la definición química del agua como una sustancia constituida exclusivamente por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, en la naturaleza no se encuentra nunca en ese grado de pureza sino que siempre se encuentran presentes una serie de componentes inorgánicos y orgánicos. En numerosos procesos de distinta índole es indispensable la intervención del agua y es por ello que resulta indispensable conocer su composición.

### V.I. Determinación de temperatura, pH

El pH mide la concentración de iones hidronio ( $H_3O^+$ ) que se disocian al estar disueltos en el agua. Puede tomar valores entre 0 y 14. Un pH de 7 indica neutralidad. Un pH menor a 7 corresponde a un agua ácida y un pH mayor a 7 corresponde a un agua alcalina. Mientras menor es el pH, el agua es más ácida, y, por lo tanto, más corrosiva. Y viceversa, a mayor pH el agua es más incrustante.

1. Se cuenta con agua destilada y diferentes muestras de agua provenientes de procesos industriales. Colocar 50 ml de cada muestra de agua en diferentes vasos de precipitados.
2. Introducir en cada muestra el electrodo del pHmetro y tomar la lectura del valor registrado.
3. De igual manera, medir la temperatura usando el sensor correspondiente.
4. Completar con los datos obtenidos la siguiente tabla.

Muestra	pH	T (°C)
Agua Destilada		
Muestra de agua		

Tabla 4. Valores de pH

## V.II. Determinación de $\text{CO}_3^{2-}$ y $\text{HCO}_3^-$

La alcalinidad total es una medida de la concentración de carbonatos y bicarbonatos (carbonato ácido) en el agua. Todos estos tienden a incrustar, por lo que un agua con una alcalinidad total alta, tiende a ser incrustante (superior a  $200\text{mg/L CO}_3^{2-}$ )

1. Colocar la solución de HCl 0,1 M (titulante) en la bureta.
2. Trasvasar de 10 a 25 ml de la muestra de agua a un erlenmeyer de 250 ml.
3. Adicionar 3 a 4 gotas del indicador ácido-base fenolaleína.
4. Si la muestra con el indicador se torna rosa, titular hasta decoloración del indicador y anotar el volumen de HCl gastado. Si la solución no se torna color rosa no hay presencia de  $\text{CO}_3^{2-}$ .
5. Una vez producido el cambio de color de la fenolaleína, agregar 3 a 4 gotas del indicador naranja de metilo con lo que la muestra tomará una coloración amarilla.
6. Continuar titulado con HCl hasta la aparición de una coloración rojo-naranja.
7. Escribir la ecuación química correspondiente indicando los estados de agregación. Determinar la alcalinidad en mg de  $\text{CaCO}_3/\text{L}$  agua.

## V. III. Determinación de dureza

La dureza es una medida de la concentración de calcio y magnesio disuelto en el agua. Estos cationes tienden a incrustar más que cualquier otro, por lo tanto, a mayor dureza se incrementa la tendencia incrustante del agua.

1. Colocar la solución de EDTA 0,01 M (titulante) en la bureta.
2. Colocar 25 ml de la muestra en un matraz Erlenmeyer.
3. Agregar 1 ml de amortiguador pH 10 y 3 a 4 gotas del indicador negro de eriocromo T.
4. Titular hasta un cambio de color rojo a azul definido.
5. Determinar la dureza en mg de  $\text{CaCO}_3/\text{L}$  agua

## V.IV. Reconocimiento de iones sulfatos en el agua

1. En un tubo de ensayo colocar 5ml de la muestra de agua.
2. Agregar 5 gotas de cloruro de bario. La aparición de un precipitado de color blanco indicará la presencia de iones sulfato.
3. Indicar la ecuación química correspondiente a la reacción.

Conclusión:



Nombre y Apellido del alumno	Nombre y Apellido del docente
Firma	Firma
Fecha: Mendoza, ..... de ..... 2023	