

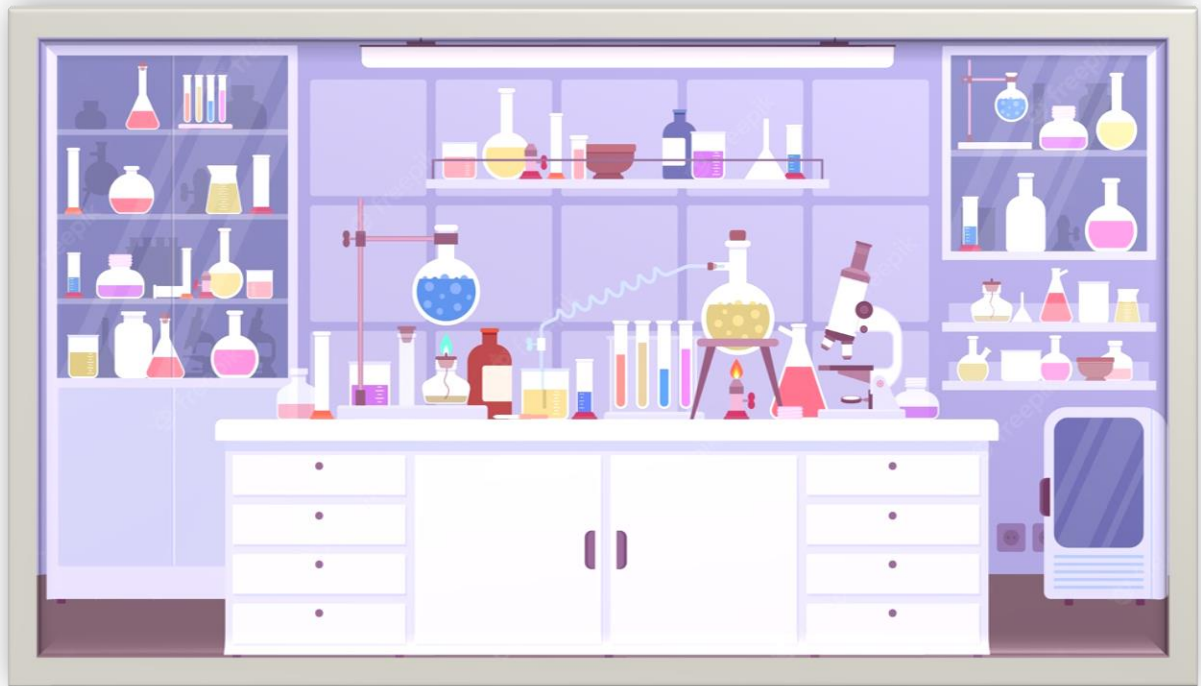


# QUÍMICA GENERAL

**GUÍA DE TRABAJOS PRÁCTICOS  
DE LABORATORIO  
2023**



# TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO



## PRESENCIALES

## ACTIVIDAD DE LABORATORIO N°1

### CONTENIDOS:

- **PARTE 1: Normas de Higiene y Seguridad.**
- **PARTE 2: Materiales de uso común en el laboratorio de Química.**
- **PARTE 3: Reacciones Químicas y Estequiometría.**

### IMPORTANTE

Previo a la realización del presente trabajo práctico de laboratorio es importante que haya realizado y completado en la Actividad Integradora de Laboratorio (AIL):

- **Primera parte: Reconocimiento del material de laboratorio.**
- **Segunda Parte: Estequiometría.**

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 MOODLE.

El trabajo práctico se desarrollará en los laboratorios 205 y 206 de la FCEN, 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. Leer periódicamente la cartelera de la Cátedra (oficina 201) y consultar periódicamente en la plataforma MOODLE, con el fin de estar informado acerca del cronograma de actividades, temas a desarrollar en el trabajo práctico, calificaciones, anuncios, etc.

### I. NORMAS DE SEGURIDAD Y PREVENCIÓN DE ACCIDENTES:

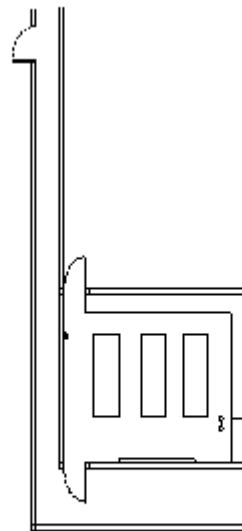
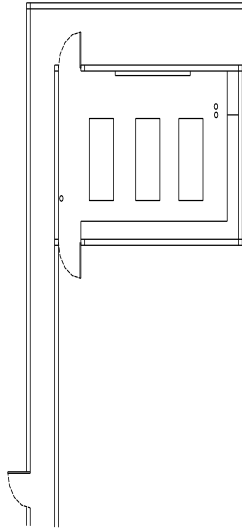
En el laboratorio se manipulan sustancias químicas, aparatos complejos, materiales de cierta peligrosidad, diversas muestras, etc., plausibles de riesgo de accidentes. Por lo tanto, es necesario establecer ciertas reglas de conducta, cuyo cumplimiento es fundamental para la seguridad de quienes realizan actividades en dicho ámbito.

***Las Normas de Seguridad son una doctrina de comportamiento encaminada a lograr actitudes y conductas que disminuyan el riesgo de estudiantes y/o trabajadores.***

- **NORMAS GENERALES**

1. El acceso al laboratorio está restringido al personal autorizado.
2. Trabajar con los elementos de protección personal (EPP), como guardapolvo, barbijo, guantes y gafas. Es indispensable ingresar al laboratorio vistiendo pantalones largos, calzado cerrado, guardapolvo largo y cabello recogido.
3. Se prohíbe fumar, comer, beber y aplicarse cosméticos en el ámbito del laboratorio.
4. Nunca pipetear con la boca.
5. Mantener la limpieza y el orden del laboratorio.
6. Los solventes inflamables deben mantenerse lejos de los mecheros encendidos. Nunca calentarlos a fuego directo.
7. Al calentar un tubo de ensayo, orientarlo evitando salpicaduras sobre las personas.
8. Evitar procedimientos que produzcan aerosoles o derrames de líquidos.
9. El material a centrifugar debe estar en tubo con tapón. La centrífuga permanecerá cerrada hasta que se detenga completamente.
10. Usar guantes en las prácticas que impliquen un contacto con sustancias potencialmente peligrosas.
11. Todo material deberá ser descontaminado antes de ser retirado del laboratorio, aun cuando se trate de material de desecho.
12. Se debe mantener una actitud serena y responsable dentro del laboratorio.
13. Identificar en el laboratorio salidas de emergencia, punto de encuentro, pictogramas y equipamiento destinado para el uso en caso de accidente: lava ojos, ducha, extintor.
14. Antes de retirarse del laboratorio cierre la llave de paso de gas general (debe quedar perpendicular a la cañería) y las llaves secundarias (conexiones a mechero).
15. Tener precaución en la manipulación de equipamiento de uso común, balanzas, centrífugas, microscopios, etc.
16. Evitar maniobras que provoquen el derrame de ácidos, álcalis o sustancias peligrosas sobre mesadas, materiales varios y/o sobre personas. En caso de derrame o exposición a las mismas reportar inmediatamente a la persona responsable.
17. Se recomienda realizar bajo campana extractora aquellas reacciones que involucren compuestos volátiles o que generen gases tóxicos.
18. Desplazarse dentro del laboratorio con el o los tubos de ensayo colocados en la gradilla portadora de tubos.
19. Evitar contaminar los reactivos. No pipetear del recipiente del reactivo puro. Rotular las pipetas y materiales a utilizar (vasos de precipitado, matraz, tubos de ensayo, etc.)
20. Tapar los reactivos inmediatamente finalizado su uso para evitar derrame, contaminación y absorción de humedad. *Reactivo usado reactivo tapado.*
21. Consultar al docente en donde descartar papeles, residuos sólidos (fósforos, guantes de látex, granallas de zinc, etc.) y las soluciones.
22. Lavar el material usado y guardarlo donde le indique el docente. Dejar la mesada limpia.
23. Lavar y desinfectar superficies de trabajo al final de la jornada.
24. Siempre lavarse las manos al sacarse los guantes y antes de abandonar el laboratorio.

- **CROQUIS DE LOS LABORATORIOS: UBICAR EN LAS FIGURAS QUE REPRESENTAN A LOS LABORATORIOS:**  
DUCHA DE EMERGENCIA, LAVAOJOS, CAMPANA, SALIDAS DE EMERGENCIA, PUNTO DE ENCUENTRO EN CASO DE EMERGENCIA, MATAFUEGO, CARTELERÍA, HOJAS DE SEGURIDAD, DE ACUERDO AL LABORATORIO EN EL QUE SE ENCUENTRE.



● **INTERPRETAR LA HOJA DE SEGURIDAD DE UN REACTIVO:**

1. Usando el compuesto cloruro de sodio, identificar los colores del rombo y qué significado tiene cada uno.  
Azul .....  
Rojo .....  
Amarillo .....  
Blanco .....
2. Seleccionar uno de los colores del rombo, y completar el significado que tienen los números.  
0 .....  
1 .....  
2 .....  
3 .....  
4 .....
3. Identificar el riesgo en cuanto a:  
Salud: .....  
Inflamabilidad: .....  
Reactividad: .....
4. Identifique tres efectos adversos potenciales para la salud:  
a. ....  
b. ....  
c. .....

**II. MATERIALES Y OPERACIONES FUNDAMENTALES DE LABORATORIO**

Observar y reconocer los materiales de uso común en el laboratorio a través del siguiente link:  
<https://www.youtube.com/watch?v=aXDjTjN1Alw>

Posteriormente:

1. Reconocer, nombrar y utilizar material de laboratorio de uso frecuente.
2. Diferenciar material graduado de no graduado.
3. Seleccionar el material adecuado para la operación de laboratorio a realizar.
4. Distinguir materiales de precisión.
5. Utilizar correctamente pipeta y propipeta.
6. Adquirir la capacidad de observar, analizar, interpretar, elaborar conclusiones y transferir lo desarrollado durante la aplicación de diferentes técnicas y operaciones experimentales.

### III. REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

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

Es importante destacar, que en la igualación de las reacciones químicas se usan los números más pequeños posibles. Estos coeficientes estequiométricos están relacionando cantidades definidas de átomos y/o moléculas y se denominan "mol". Ejemplo: Para completar la información brindada por la ecuación química, en algunas oportunidades se indica el estado físico (sólido, líquido, gaseoso, acuoso) de las sustancias participantes.

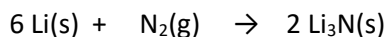
Ejemplo:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$



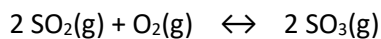
#### CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se pueden clasificar en distintos tipos según diversos parámetros:

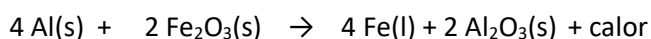
a. Reacciones irreversibles: transcurren en un solo sentido. Se representan con una flecha y por lo menos uno de los reactivos se consume totalmente.



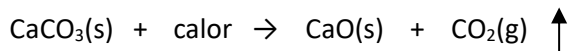
b. Reacciones reversibles: transcurren en ambos sentidos. Se representan con doble flecha. Ocurren por reacción de los productos y se vuelven a formar los reactivos, alcanzándose un equilibrio.



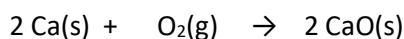
c. Reacciones exotérmicas: transcurren con desprendimiento de calor.



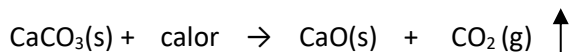
d. Reacciones endotérmicas: transcurren con absorción de calor.



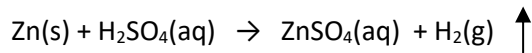
e. Reacciones de combinación: dos o más reactivos se combinan para dar un producto.



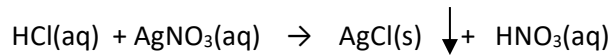
f. Reacciones de descomposición: a partir de un reactivo se obtienen dos o más productos.



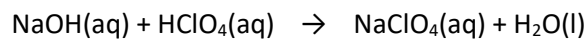
g. Reacciones de desplazamiento: una sustancia simple (metal) reacciona con un compuesto (ácido o sal) desplazando uno de los componentes (hidrógeno del ácido o catión metálico de la sal).



h. Reacciones de doble desplazamiento: dos sustancias reaccionan para dar otras dos sustancias de estructura similar.

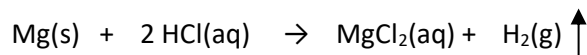


i. Reacciones de neutralización: la neutralización consiste en la unión de los protones ( $\text{H}^+$ ) del ácido con los oxhidrilos o hidroxilos ( $\text{OH}^-$ ) de la base para formar agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).



j. Reacciones de óxido-reducción: transcurren con transferencia de electrones ( $e^-$ ) entre los reactivos. La especie que pierde electrones se oxida y la que gana electrones se reduce. Esto resulta en cambios en los números de oxidación de las especies químicas involucradas.

En este punto es importante aplicar el método del ion electrón que puedes visualizar a través del siguiente link: <https://www.youtube.com/watch?v=moZG58Ki7B4&t=408s>



Nota: según los parámetros que se analicen, una misma reacción puede clasificarse en varios tipos. Por ejemplo, la reacción c. puede clasificarse como irreversible o exotérmica, según se considere el sentido de la reacción o el desprendimiento de calor respectivamente. Además, es ejemplo de una reacción redox.

Es importante reconocer:  $\uparrow$  Desprendimiento de gas.  $\downarrow$  Precipitado.

## DESARROLLO EXPERIMENTAL

### Objetivos:

- Reconocer y clasificar diferentes tipos de reacciones.
- Aplicar cálculos estequiométricos.

### MATERIALES:

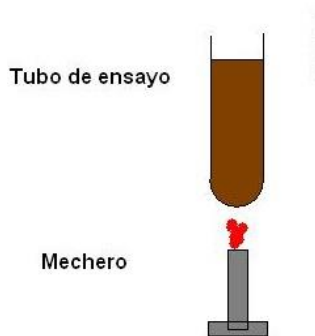
- Vaso de precipitación de 250 mL
- Vaso de precipitación de 100 mL
- Cuchara pequeña
- Espátula
- Malla de asbesto
- Mechero de Bunsen
- Pinza de madera.
- Agua destilada
- Trípode
- Varillas de vidrio
- Tubos de ensayo
- Pipetas y propipetas
- Reactivos sólidos y soluciones de acuerdo con cada experiencia.



Para el óptimo desarrollo de la actividad es importante trabajar de manera ordenada, siguiendo las instrucciones de la guía de trabajos prácticos de laboratorio y las recomendaciones del docente responsable de la comisión. Es importante registrar todo lo observado a lo largo del desarrollo de la actividad, ya que esto facilitará la tarea de elaboración del informe.

## REACCIONES DE COMBINACIÓN Y DE DESCOMPOSICIÓN

### a. Formación de Sulfuro Ferroso:



- Colocar azufre en polvo y limaduras de hierro en un tubo de ensayo.
- Observar el color y aspecto físico de la mezcla realizada y anotar: .....
- De acuerdo con el esquema, sujetar el tubo de ensayo con una pinza de madera y calentar el tubo directamente en la llama del mechero, teniendo precaución de no dirigir el extremo abierto del tubo hacia ninguna persona.
- El azufre y el hierro se combinan químicamente con desprendimiento de luz, calor e incandescencia. Escribir la reacción que se produce indicando los estados físicos en los que se encuentran reactivos y productos: .....
- Alejar el tubo de la llama y observar como la incandescencia se comunica al resto de la mezcla. Dejar enfriar el tubo y luego colocar en la gradilla.
- Observar y anotar el color de la masa obtenida: .....
- La reacción química realizada se puede clasificar como: .....

### b. Obtención de oxígeno:

Para realizar esta reacción intervendrán dos estudiantes.

- En un tubo de ensayo colocar una pequeña cantidad de la sal clorato de potasio  $\text{KClO}_3$ .
- Observar y registrar el aspecto físico de la sal: .....
- Un estudiante deberá sujetar el tubo de ensayo con una pinza de madera y calentar el tubo suavemente hasta fundir. Se trata de un proceso .....
- Al seguir calentando podrá observar el desprendimiento de un gas de color: .....
- El segundo estudiante acercará, con mucho cuidado, una astilla de ignición a la salida del tubo. Registrar lo observado: .....
- Escribir la reacción que ha tomado lugar, consignando los estados físicos de reactivos y productos: .....
- La reacción química realizada se puede clasificar como: .....

## REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO

### c. Sustitución de un metal por otro:

- Colocar en un tubo de ensayo 2 mL de solución de sulfato cúprico ( $\text{CuSO}_4$ ). Observar y anotar el color de la misma: .....
- Agregar una granalla de zinc.
- Sujetar el tubo de ensayo con una pinza de madera y calentar suavemente el tubo en la llama del mechero hasta la formación de una película recubriendo la granalla.
- Formular la reacción consignando los estados físicos en los que se encuentran reactivos y productos: .....
- Verificar el cambio de color de la solución, anotando el color final obtenido: .....
- Registrar las reacciones que ocurrirían si en lugar de zinc se utilizara magnesio o hierro: .....

### d. Sustitución del hidrógeno de un ácido por un metal:

- Colocar en un tubo de ensayo, una granalla de zinc y agregar 2 mL de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Trabajar bajo campana manipulando el tubo con cuidado ya que se trabaja con un ácido fuerte.
- Colocar un globo en la boca del tubo de ensayo. Anote y justifique lo observado: .....
- Esquematizar lo observado:

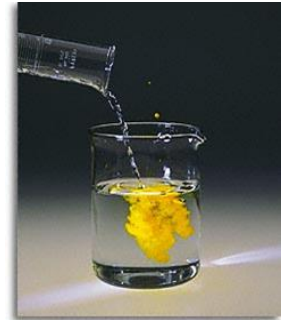
Antes de la reacción	Luego de la reacción
----------------------	----------------------

- Formular la reacción que se produce, consignando los estados físicos de reactivos y productos: .....
- Registrar las reacciones que ocurrirían si en lugar de zinc se utilizara magnesio o hierro: .....

## REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO

### e. Reacciones de una sal con otra sal:

- Colocar en un tubo de ensayo 1 mL de solución de yoduro de potasio (KI) utilizando una pipeta adecuada y una propipeta. Indicar el color y estado de agregación de KI: .....
- Adicionar 1 mL de solución de nitrato de plomo (II),  $(Pb(NO_3)_2)$ . Indicar el color y estado de agregación de  $Pb(NO_3)_2$ : .....
- Calentar suavemente el tubo de ensayo hasta conseguir que se disuelva el precipitado. Esto es debido a que la solubilidad de la sal formada se modifica con la temperatura.
- Colocar el tubo de ensayo en la gradilla y dejar que se enfríe. Si es posible enfriar en un baño de hielo molido. Al enfriarse aparecerá nuevamente el precipitado, al cual por su aspecto se lo conoce como "lluvia de oro".
- Escriba la reacción que se ha producido indicando los estados físicos en los que se presentan los reactivos y los productos:



.....

### f. Reacción de reconocimiento del ion sulfato y cálculos estequiométricos

- Colocar en un tubo de ensayo seis gotas de solución de sulfato de sodio.
- Agregar en el mismo tubo tres gotas de cloruro de bario.

**Dato:** Se conoce que veinte gotas representan aproximadamente un mililitro de solución. Es importante registrar de manera precisa el número de gotas descargada y saber que cada solución presenta una concentración del 2 % m/v (hay 2 gramos de soluto por cada 100 mL de solución).

- Realizar los cálculos correspondientes para determinar las masas de sulfato de sodio y de cloruro de bario agregadas:

Masa de sulfato de sodio:

Masa de cloruro de bario:

- Formular la reacción que se produce: .....
- Registrar el aspecto de las soluciones antes de producirse la reacción: .....
- .....
- Describir lo observado luego de la reacción: .....
- Indicar reactivo limitante y reactivo en exceso: .....



- Determinar la masa en gramos y los moles de los productos obtenidos. Calcular además la masa sobrante del reactivo en exceso:

Masa de sulfato de bario (sal que precipita) obtenido:

Moles:

Masa de cloruro de sodio obtenido:

Moles:

Masa de reactivo en exceso:

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

## ACTIVIDAD DE LABORATORIO N°2

### CONTENIDOS

Esta actividad propone integrar transversalmente contenidos abordados durante el curso y completar con actividades realizadas de manera remota. 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

Previo a la realización del presente trabajo práctico de laboratorio es importante que haya realizado y completado en la Actividad Integradora de Laboratorio (AIL):

- Tercera Parte: Preparación de soluciones y cálculo de concentraciones.
- Cuarta Parte: Valoración, normalización o titulación ácido-base.
- Quinta Parte: Curva de titulación ácido-base.

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 MOODLE.

El trabajo práctico se desarrollará en los laboratorios 205 y 206 de la FCEN, 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. Leer periódicamente la cartelera de la Cátedra (oficina 201) y consultar periódicamente en la plataforma MOODLE, 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.
- Indicar en qué se diferencia un ácido fuerte de un ácido débil.
- Explicar brevemente el concepto de titulación o valoración.
- Representar e interpretar una curva de titulación entre ácidos y bases indicando dónde se ubicarían el punto final y el punto de equivalencia.
- Comprender la diferencia entre punto de equivalencia y punto final.
- Definir indicadores e indicar cuál es su función en una titulación.

## MATERIALES

### VIDRIO

Vidrio de reloj  
Vaso de precipitados  
Embudo  
Pipeta de 10 ml  
Bureta de 25 ml  
Matraz de 100 ml  
Matraz de 250 ml  
Matraz de Erlenmeyer de 250 ml

### EQUIPAMIENTO

pHmetro  
Balanza analítica  
Soporte universal  
Pinzas agarradoras  
Piseta

### REACTIVOS

Cloruro de níquel (II)  
Sulfato de cobre (II)  
Cloruro de sodio  
Hidróxido de sodio  
Ácido clorhídrico  
Ácido sulfúrico  
Ácido acético  
Solución indicadora  
Agua destilada

## DESARROLLO

**PRIMERA Y SEGUNDA PARTES: Repasar lo trabajado durante la primera actividad.**

### Primera parte: Conocer normas de higiene y seguridad en el laboratorio

El estudiante debe ingresar al laboratorio habiendo visto el documento de Higiene y Seguridad provisto por el equipo docente de Química General. Se recomienda también, visitar alguno de los siguientes enlaces en donde se muestran las normas de higiene y seguridad en el laboratorio:

<https://www.youtube.com/watch?v=X09tFwCCsY>

<https://www.youtube.com/watch?v=nT3Vk9Azpns>

<https://www.youtube.com/watch?v=gJnJr-W8gmE>

### Segunda parte: Reconocimiento del Material de Laboratorio

Reconocer y familiarizarse con los materiales de uso común en el laboratorio. Para ello contará con una muestra explicativa por parte del docente. Es conveniente además, que al momento de realizar la presente actividad, haya visitado el link: <https://www.youtube.com/watch?v=aXDjTjN1Alw>

### Tercera parte: 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. las fórmulas químicas correspondientes y la columna que indica la masa de soluto utilizada en la preparación de cada solución, con los resultados de los cálculos consignados en su informe de la actividad integradora.

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)
NOMBRE	FÓRMULA QUÍMICA			
Cloruro de níquel (II)		100	0,3	
Sulfato de cobre (II)		500	0,5	
Cloruro de sodio		100	0,4	

Tabla 1. Preparación de soluciones.

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

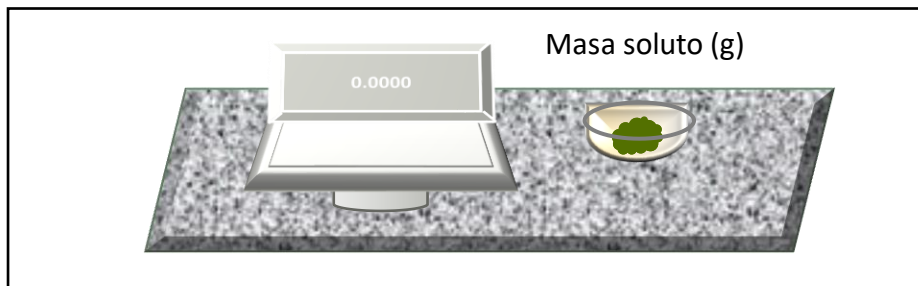


Figura 1. Medición de la masa necesaria de soluto (sal)

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 níquel (II) 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 hasta 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.

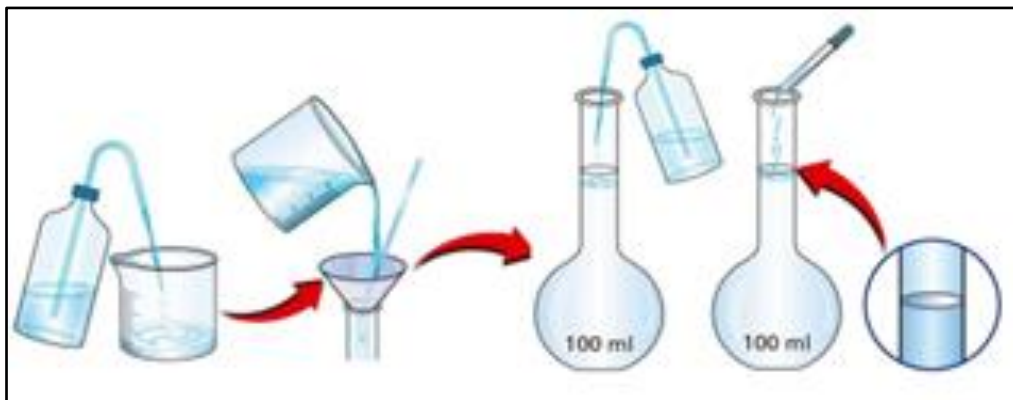


Figura 2. Preparación y obtención de la solución

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 500 ml y que el reactivo es sulfato cúprico pentahidratado, por ello deberá realizar los cálculos pertinentes para determinar la masa de sulfato cúprico puro.

#### Cuarta Parte: Dilución de soluciones

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

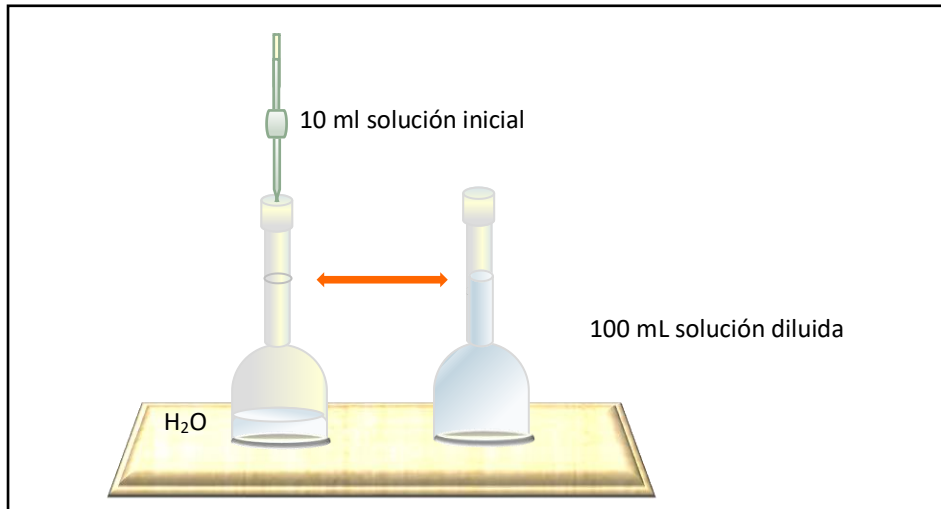


Figura 3. Proceso de dilución

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 250 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.

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 níquel (II)	10		100		
Sulfato de cobre (II)	10		250		
Cloruro de sodio	10		100		

Tabla 2. Preparación de soluciones diluidas.

### Quinta parte: 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).
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.

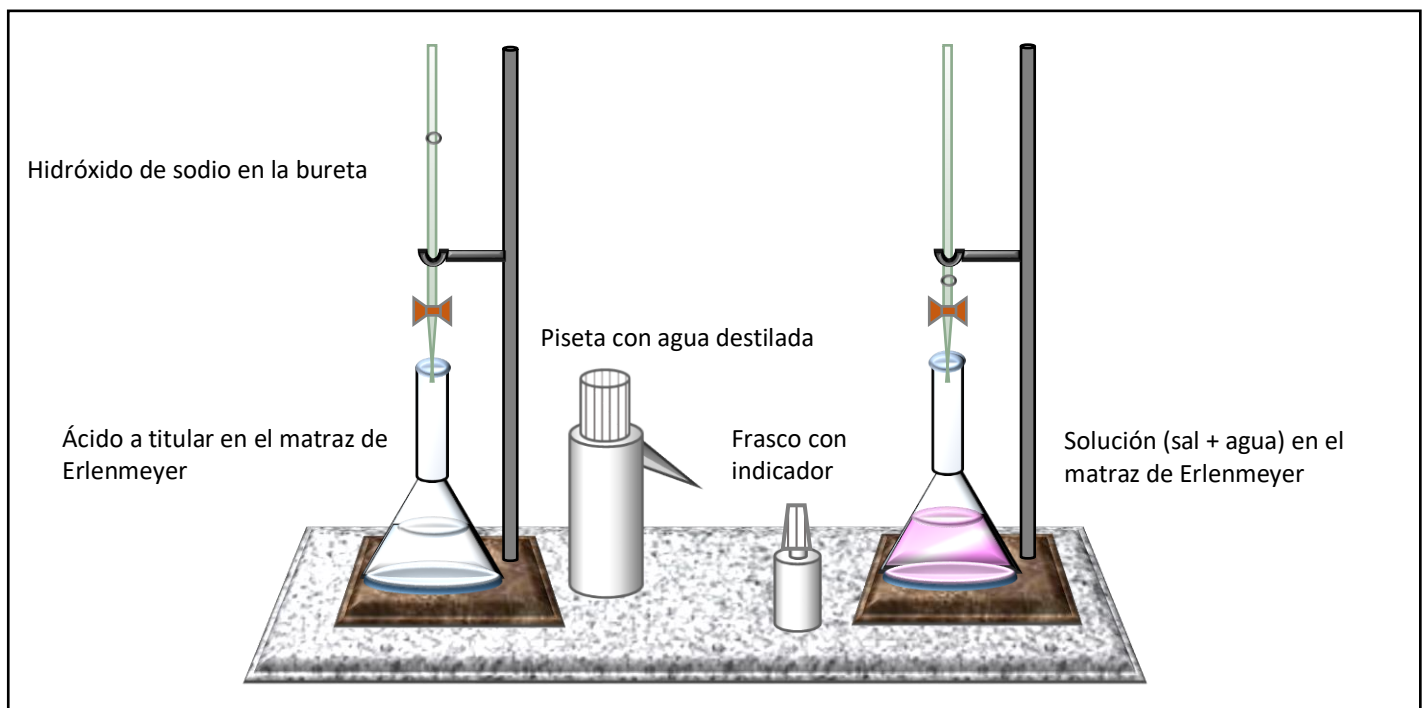


Figura 4. Proceso de titulación

6. Repetir los pasos anteriores para realizar la titulación de los compuestos: ácido sulfúrico y ácido acético.
7. Completar la Tabla 3 consignando los datos solicitados. Determinar la concentración de cada ácido utilizado y el pH correspondiente a cada uno de ellos.



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:					
Ácido sulfúrico					
Escribe la reacción que se produce:					
Ácido acético (CH <sub>3</sub> COOH)					
Escribe la reacción que se produce:					

Tabla 3. Titulación de ácidos.

<b>Nombre y Apellido del alumno</b>	<b>Nombre y Apellido del docente</b>
<b>Firma</b>	<b>Firma</b>
<b>Fecha: Mendoza, ..... de ..... 2023</b>	

## ACTIVIDAD DE LABORATORIO N°3

### CONTENIDOS

Esta actividad propone integrar transversalmente contenidos abordados durante el curso y completar con actividades realizadas de manera remota. Para ello el estudiante debe contar con saberes previos en:

- Compuestos y fórmulas químicas.
- Reacciones Redox.
- Electroquímica.
- Pila galvánica.
- Electrólisis.

### IMPORTANTE

Previo a la realización del presente trabajo práctico de laboratorio es importante que haya realizado y completado la Actividad Integradora de Laboratorio (AIL):

- Sexta Parte: Electroquímica.

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 MOODLE.

El trabajo práctico se desarrollará en los laboratorios 205 y 206 de la FCEN, 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. Leer periódicamente la cartelera de la Cátedra (oficina 201) y consultar periódicamente en la plataforma MOODLE, con el fin de estar informado acerca del cronograma de actividades, temas a desarrollar en el trabajo práctico, calificaciones, anuncios, etc.

### OBJETIVOS

- Conocer procesos electroquímicos.
- Identificar especies oxidantes y reductoras.
- Interpretar el concepto de potencial de pila.
- Diferenciar el funcionamiento de celdas galvánicas y electrolíticas.

## MATERIALES

### VIDRIO

Vasos de precipitado  
Algodón  
Tubo en forma de U  
Cables conductores  
Pinzas cocodrilo  
Batería de 9 Voltios  
Electrodos de grafito

### EQUIPAMIENTO

Voltímetro

### REACTIVOS

Láminas de cobre  
Láminas de hierro  
Láminas de zinc  
Cinta de magnesio  
Sulfato cúprico 1M  
Sulfato de magnesio 1M  
Sulfato de zinc 1M  
Sulfato ferroso 1M  
Solución saturada de NaCl o KCl

## DESARROLLO

### Primera parte:

**Observar el funcionamiento de celdas galvánicas armadas con diferentes electrodos y registrar el potencial establecido para cada caso.**

#### Celda Galvánica N°1

Semicelda A. Electrolito: disolución de  $ZnSO_4$  1M; electrodo: Zn metálico.  
Semicelda B. Electrolito: disolución de  $CuSO_4$  1M; electrodo: Cu metálico.

#### Celda Galvánica N°2

Semicelda A. Electrolito: disolución de  $FeSO_4$  1M; electrodo: Fe metálico.  
Semicelda B. Electrolito: disolución de  $CuSO_4$  1M; electrodo: Cu metálico.

### Procedimiento para armar las celdas:

#### Celda Galvánica N°1

1. Tomar dos vasos de precipitado, en uno de ellos colocar solución de  $CuSO_4$  1M y en el otro, solución de  $ZnSO_4$  1M. Completar, en ambos casos, hasta aproximadamente la mitad del contenido de los vasos de precipitado.
2. Introducir en el vaso con solución de  $CuSO_4$  la lámina de Cu (electrodo de Cu) y en la que contiene la solución de  $ZnSO_4$  la lámina de Zn (electrodo de Zn).
3. Conectar el electrodo de Zn al polo negativo del voltímetro y el electrodo de cobre al polo positivo con los cables conductores, tal como se muestra en la Figura N°1. Observar que la aguja del voltímetro se mantiene en cero, indicando que no circula corriente porque el circuito está abierto.
4. Llenar el tubo en U con la solución de NaCl o KCl y tapar cada extremo con algodón.
5. Invertir el tubo en U e introducir un extremo en la solución de  $CuSO_4$  y el otro en la  $ZnSO_4$ , como muestra la Figura N°1, cuidando que no quede aire en su interior.
6. Anotar la lectura del voltímetro.
7. Repetir el procedimiento de armado (pasos 1 al 6) para la Celda Galvánica N°2.

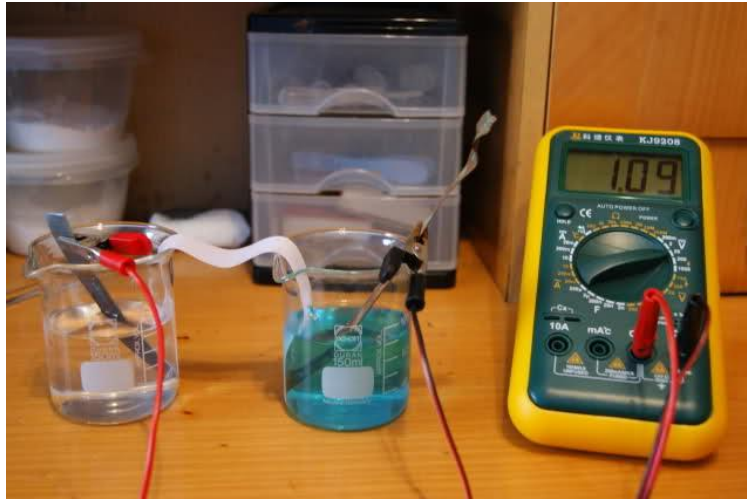


Figura N°1. Esquema armado de una celda galvánica.

### Actividades

- Realizar un esquema para cada pila, indicando ánodo y cátodo.
- Representar cada pila con el diagrama de barras.
- Indicar el sentido de circulación de los electrones en el esquema.
- Determinar el potencial de la celda.

Celda Galvánica Esquema N°1

Diagrama de barras:

Potencial de la Pila:

Celda Galvánica Esquema N°2

Diagrama de barras:

Potencial de la Pila:

### Segunda Parte:

Realizar la electrólisis de cloruro de sodio en solución acuosa y establecer las principales diferencias que existen con la pila galvánica.

### Procedimiento de electrólisis:

1. Armar el dispositivo de acuerdo a la Figura N°2.

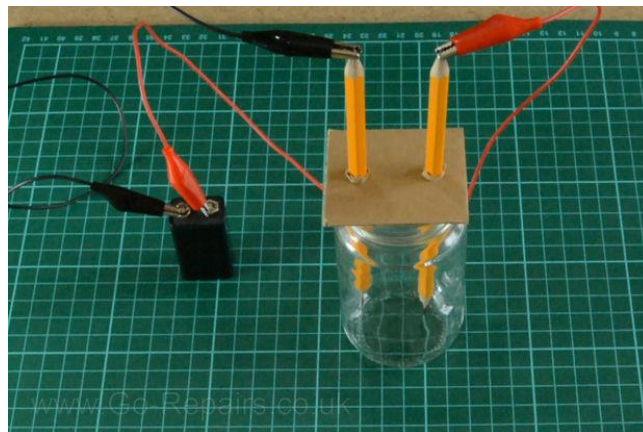


Figura N°2. Esquema armado de una celda electrolítica.

2. Colocar la solución acuosa de NaCl, agregar unas gotas de fenolftaleína e introducir los electrodos de grafito.
3. Conectar a cada electrodo de grafito los cables conductores utilizando las pinzas cocodrilo.
4. Cerrar el circuito con la batería y hacer circular la corriente por aproximadamente 10 minutos.
5. Registrar los cambios observados.
6. Desconectar la fuente, retirar los electrodos y observar si han cambiado de aspecto. Registrar.

**Actividades:**

- Escribir las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.

.....  
.....

- Consignar las principales diferencias entre una celda galvánica y una celda electrolítica.

.....  
.....  
.....  
.....

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





# ACTIVIDAD INTEGRADORA DE LABORATORIO



ENTORNOS NO PRESENCIALES

## ACTIVIDAD INTEGRADORA LABORATORIO

### Entornos virtuales

### 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.



La presente actividad surgió como alternativa viable a la necesidad de complementar aquellas actividades realizadas en el laboratorio, las cuales por el contexto de pandemia ocurrido por la COVID 19, no pudieron realizarse de manera presencial. Contamos que a partir de ella los estudiantes tuvieron la oportunidad de conocer, profundizar e integrar diferentes temas, realizando múltiples experiencias, en modalidad no presencial, en corto tiempo.

En el contexto actual, en donde la presencialidad es plena nuevamente, se plantea esta actividad como preparatoria y con fines de complementar, a la próxima actividad de laboratorio presencial. Es importante conocer que al finalizar la actividad es obligatorio completar el informe y entregarlo por PLATAFORMA a su profesor para la corrección correspondiente.

### Objetivo General

Se busca ampliar los conocimientos adquiridos a través del uso de las diferentes estrategias didácticas empleadas en el desarrollo del espacio curricular, interpretar y relacionar los contenidos estudiados y utilizar herramientas didácticas virtuales disponibles en la red para simular situaciones reales en un entorno controlado. Asimismo, se busca promover otros aspectos importantes como propiciar la comunicación entre los estudiantes como parte fundamental del trabajo cooperativo.

### Objetivos particulares

Que el estudiante sea capaz de:

- Reconocer material de uso común en el laboratorio.
- Escribir fórmulas y reacciones químicas.
- Reconocer reacciones que involucran procesos de óxido-reducción.
- Interpretar el significado de potenciales de reducción.
- Conocer el concepto de soluciones con sus unidades y expresiones de concentración.
- Conocer y aplicar el concepto de estequiometría.
- Preparar soluciones de concentraciones definidas.
- Aplicar la ley de la dilución.
- Identificar ácidos y bases.
- Indicar en qué se diferencia un ácido fuerte de un ácido débil.

- Explicar brevemente el concepto de titulación o valoración.
- Representar e interpretar una curva de titulación entre ácidos y bases indicando dónde se ubicarían el punto final y el punto de equivalencia.
- Comprender la diferencia entre punto de equivalencia y punto final.
- Definir indicadores e indicar cuál es su función en una titulación.

### Desarrollo de la actividad

La actividad está propuesta para ser realizada en la plataforma virtual para lo cual se deberá acceder a diferentes simulaciones a través de aquellos links que se irán presentando a medida que se avance en la realización de la misma. Una vez que se haya finalizado, cada estudiante o comisión, deberá entregar un informe en donde conste:

- El procedimiento seguido.
- Los cálculos realizados.
- Los gráficos o figuras solicitados.
- La respuesta a las preguntas consignadas.
- Las conclusiones alcanzadas.
- Los comentarios que se consideren pertinentes.

### Primera parte: Reconocimiento del Material de Laboratorio

Antes de comenzar a realizar experiencias de laboratorio es fundamental conocer las normas de higiene y seguridad para el trabajo de laboratorio. Para ellos te recomendamos que veas el documento denominado HIGIENE Y SEGURIDAD que se encuentra en el espacio correspondiente a QUÍMICA GENERAL en la plataforma MOODLE.

Esta actividad, presentada en un entorno virtual a través de un video, inicia desde la presentación de los materiales de uso común para la preparación de soluciones en el laboratorio.

Para ello, se solicita abrir el siguiente link, el mismo se puede copiar y pegar en un buscador tipo Google o directamente posicionarse sobre el link y hacer click con el botón derecho y abrir como hipervínculo.

<https://www.youtube.com/watch?v=aXDjTjN1Alw>

Luego de ver el video te solicitamos que indiques con cuáles materiales de laboratorio deberías contar para preparar soluciones de concentración definida.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

## Segunda parte: Estequiometría

La palabra estequiometría proviene del griego: Stoicheion (elemento) y Métron (medida). Estudia las relaciones cuantitativas entre los elementos que forman parte de los compuestos y entre las sustancias cuando sufren cambios químicos. Una de las aplicaciones prácticas más importantes de la estequiometría es permitir predecir la cantidad de producto que puede formarse en una reacción química.

Permite establecer relaciones entre las masas, número de moléculas, número de moles, volúmenes y concentraciones de reactivos y/o productos.

Algunos conceptos importantes involucrados a la estequiometría son:

- **Reactivo limitante:** Es la sustancia que determina estequiométricamente la máxima cantidad de producto que se puede formar en una reacción química.
- **Rendimiento teórico de un producto:** Es el rendimiento calculado estequiométricamente considerando que la reacción termina o se completa. Es decir, la máxima cantidad de producto que puede obtenerse a partir de una cantidad dada de reactivo. El Rendimiento Real se utiliza para indicar cuánto producto deseado se obtiene experimentalmente en una reacción química.
- **Rendimiento Porcentual** =  $\text{Rendimiento Real del producto} \times 100 / \text{Rendimiento Teórico del producto}$ .
- **Pureza:** Es la cantidad de un compuesto de interés presente en una muestra impura. Se expresa como porcentaje, es decir, que es la cantidad en gramos del compuesto de interés en 100 gramos de muestra impura.

### Objetivos:

- Determinar experimentalmente la estequiometría de diferentes compuestos.
- Repasar el concepto de reactivo limitante.

### Materiales:

- 2 Buretas
- Tubos de ensayo
- Regla graduada
- Cronómetro
- Soluciones 1M de diferentes reactivos

Se empleará una simulación que permitirá interpretar aquellos conceptos inherentes a la estequiometría. El link para acceder a la misma es:

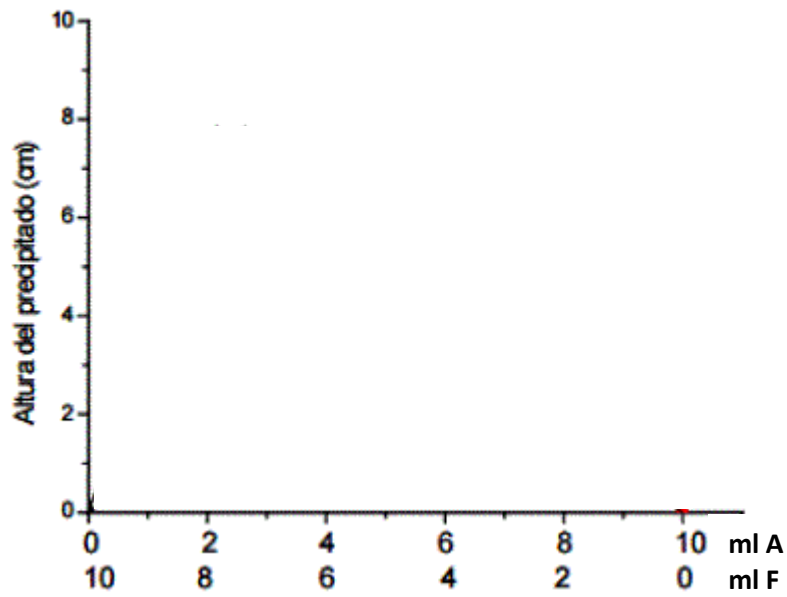
<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/Estequiometr%C3%ADa>

Al ingresar al link, y navegar por la pantalla se observará lo siguiente:





7. Representar los datos obtenidos en la gráfica que se muestra a continuación:



8. Ajustar los datos a dos rectas y determinar el punto de corte entre ambas.

9. Determinar la estequiometría de la sustancia no soluble formada utilizando los siguientes cálculos:



$$\frac{x}{y} = \frac{\text{número de moles de } A}{\text{número de moles de } F} = \frac{M(A).V(A)}{M(F).V(F)}$$

10. Repetir la experiencia utilizando otras combinaciones de reactivos.

### Tercera parte: Preparación de soluciones y cálculo de concentraciones

Una solución es una mezcla homogénea, a nivel molecular, de dos o más sustancias. Por lo general, las sustancias simples constan de una sustancia, el soluto, disuelta en otra sustancia, el disolvente o solvente. Por ejemplo, las soluciones de ácido clorhídrico pueden prepararse a partir de cloruro de hidrógeno (gas) en agua. Las soluciones de hidróxido de sodio se preparan disolviendo hidróxido de sodio (sólido) en agua. Las soluciones que se emplean en el laboratorio suelen ser líquidas y el disolvente casi siempre es agua y por ello reciben el nombre de soluciones acuosas.

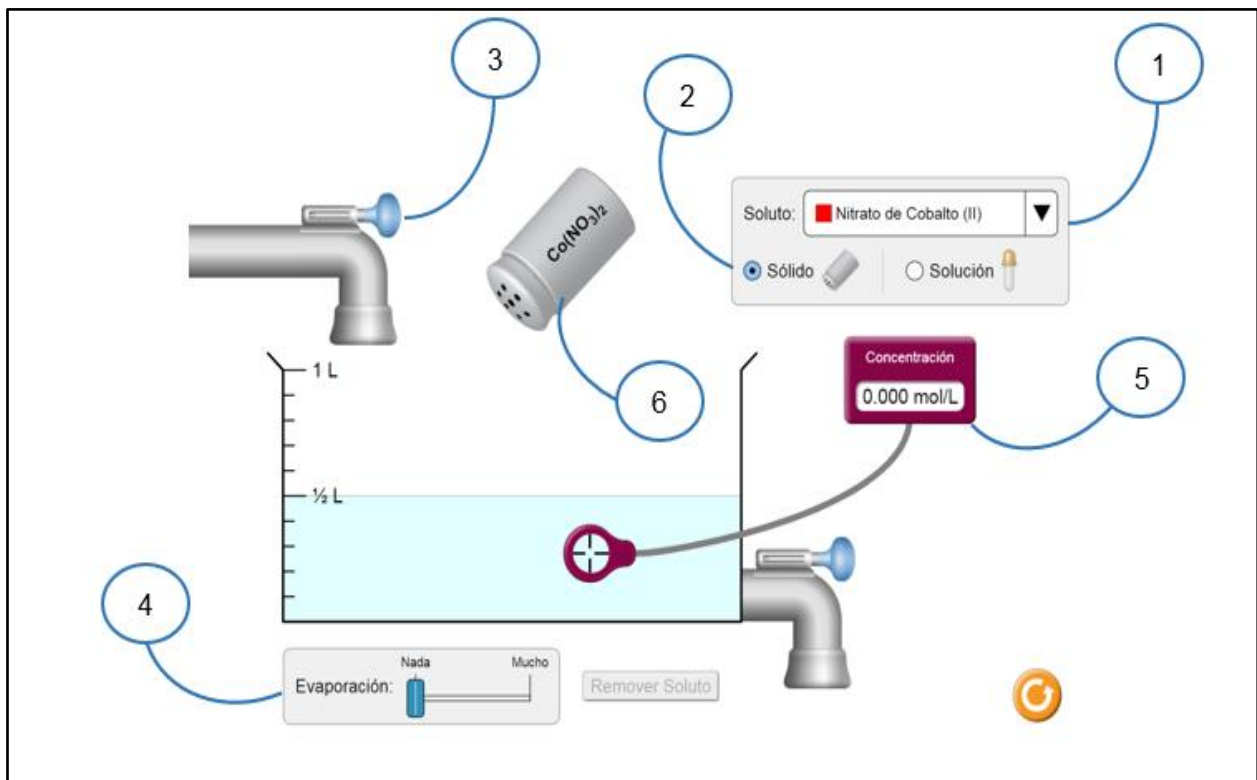
Comúnmente las soluciones se utilizan para llevar a cabo las reacciones químicas y resulta importante ajustar la concentración de las soluciones para acelerar o retardar la velocidad de una reacción. Por ello es importante conocer los métodos para expresar las cantidades de los diferentes componentes presentes en una cantidad dada de solución.

La concentración de las soluciones se expresa en términos de cantidad de soluto disuelto en una masa o volumen de solución, o bien, de la cantidad de soluto disuelta en una masa o volumen de disolvente.

Para desarrollar esta parte se utilizará una simulación cuyo link de ingreso es el siguiente. Para acceder al mismo se debe proceder de igual manera que en el caso anterior.

[https://phet.colorado.edu/sims/html/concentration/latest/concentration\\_es.html](https://phet.colorado.edu/sims/html/concentration/latest/concentration_es.html)

Haciendo uso de esta aplicación se realizarán diferentes operaciones. Al ingresar a la página de la simulación es posible observar en la pantalla, la siguiente figura:



### Preparación de soluciones diluidas

Una vez ingresado el link, se procederá a realizar las siguientes acciones para trabajar diferentes aspectos de las soluciones. Un punto importante a considerar es ir completando la tabla de datos a medida que se avanza en la simulación. Comenzamos...

1. Selecciona el soluto de la lista desplegable, según lo indicado en la tabla.
2. Selecciona la condición de “sólido”.
3. Agrega agua al recipiente contenedor, según lo indicado en la tabla, accionando la perilla celeste del grifo superior. En caso de ser necesario puedes dejar salir el excedente de agua accionando la perilla del grifo inferior.
4. Selecciona nivel de evaporación “nada”.
5. Coloca el medidor de concentración en el seno del líquido. La lectura inicial debe ser 0.000 mol/L ya que sólo hay agua.
6. Agrega el soluto, agitando el recipiente que lo contiene, hasta alcanzar la concentración indicada en la tabla.
7. Realiza los cálculos correspondientes en la tabla.

**Nota importante: Como las soluciones que se desea preparar son diluidas y el agregado de soluto es pequeño, consideraremos como volumen de solución final al volumen de agua indicado para cada caso.**

SOLUTO		VOLUMEN DE AGUA (mL)	CONCENTRACIÓN DE LA SOLUCIÓN (mol/L)	MASA DE SOLUTO UTILIZADA EN LA PREPARACIÓN DE LA SOLUCIÓN (g)
NOMBRE	FÓRMULA QUÍMICA			
Nitrato de cobalto (II)		100	0,3	
Cloruro de níquel (II)		100	0,3	
Sulfato de cobre (II)		500	0,5	
Cloruro de sodio		100	0,4	



- **Soluciones saturadas y solubilidad**

1. Selecciona el soluto de la lista desplegable, según lo indicado en la tabla.
2. Selecciona la condición de "sólido".
3. Agrega al recipiente contenedor un volumen de agua cualquiera, accionando la perilla celeste del grifo superior. En caso de ser necesario puedes dejar salir el excedente de agua accionando la perilla del grifo inferior.
4. Selecciona nivel de evaporación "nada".
5. Coloca el medidor de concentración en el seno del líquido. La lectura inicial debe ser 0.000 mol/L ya que sólo hay agua.
6. Agrega el soluto, agitando el recipiente que lo contiene, hasta alcanzar la concentración de saturación (**en el seno de la solución aparecerá una leyenda indicando SATURADO**).
7. Registra los datos y realiza los cálculos en la tabla, según corresponda.

SOLUTO		SOLUBILIDAD EN AGUA A 20° C (g/L) *	CONCENTRACIÓN DE LA SOLUCIÓN SATURADA (mol/L de agua)	SOLUBILIDAD EN AGUA EXPERIMENTAL (g/L de agua)
NOMBRE	FÓRMULA QUÍMICA			
Cloruro de cobalto (II)		530		
Dicromato de potasio		120		
Cromato de potasio		629		
Permanganato de potasio		64		

\*Fuente: [https://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.listcards3?p\\_lang=es](https://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.listcards3?p_lang=es)

- **Dilución de una solución concentrada**

1. Selecciona el soluto de la lista desplegable, según lo indicado en la tabla.
2. Selecciona la condición de "solución" (refiere al soluto en solución inicial).
3. Agrega agua al recipiente contenedor, según lo indicado en la tabla, accionando la perilla celeste del grifo superior. En caso de ser necesario puedes dejar salir el excedente de agua accionando la perilla del grifo inferior.
4. Selecciona nivel de evaporación "nada".
5. Coloca el medidor de concentración en el seno del líquido. La lectura inicial debe ser 0.000 mol/L ya que sólo hay agua.
6. Agrega el volumen de solución (soluto al estado líquido) indicado en la tabla.
7. Realiza los cálculos correspondientes y completa la tabla.

SOLUTO	VOLUMEN DE AGUA (mL)	VOLUMEN DE SOLUCIÓN INICIAL (SOLUTO EN SOLUCIÓN) (mL)	VOLUMEN FINAL DE LA SOLUCIÓN (mL)	CONCENTRACIÓN DE LA SOLUCIÓN FINAL (mol/L)	CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE LA SOLUCIÓN INICIAL (CONCENTRADA) (mol/L)
Nitrato de cobalto (II)	500	100			
Cromato de potasio	200	100			
Sulfato de cobre (II)	500	500			
Permanganato de potasio	700	200			

#### **Cuarta parte: Valoración, normalización o titulación ácido – base**

Este procedimiento se utiliza para determinar la concentración de una disolución utilizando otra utilizada como patrón de referencia. En el caso particular de una titulación ácido–base, una disolución de concentración conocida de base (o ácido) se hace reaccionar con una disolución de ácido (o de base) de concentración desconocida.

Consiste en colocar en un matraz Erlenmeyer un volumen conocido de la sustancia que se desea titular o valorar, titulado o analito, y se agregan gotas de indicador. Un indicador es una sustancia que tiene la capacidad de cambiar de color dependiendo si el medio en el que se encuentra es ácido o básico.

Se carga la bureta con la solución del reactivo titulante, cuya concentración es conocida. Se descarga lentamente sobre la disolución de concentración desconocida más el indicador, contenida en el matraz Erlenmeyer, hasta que se observe el cambio de color. Se mide en la bureta el volumen de la disolución de base (o ácido) utilizado para la neutralización de todo el ácido (o base). Finalmente, con los datos obtenidos, se calcula la concentración desconocida, considerando la relación estequiométrica establecida entre el titulante y el titulado o analito.

#### **Objetivos:**

- Conocer el material necesario y su uso en la técnica de valoración ácido-base.
- Adquirir destreza en la técnica de valoración ácido-base.
- Realizar cálculos estequiométricos.

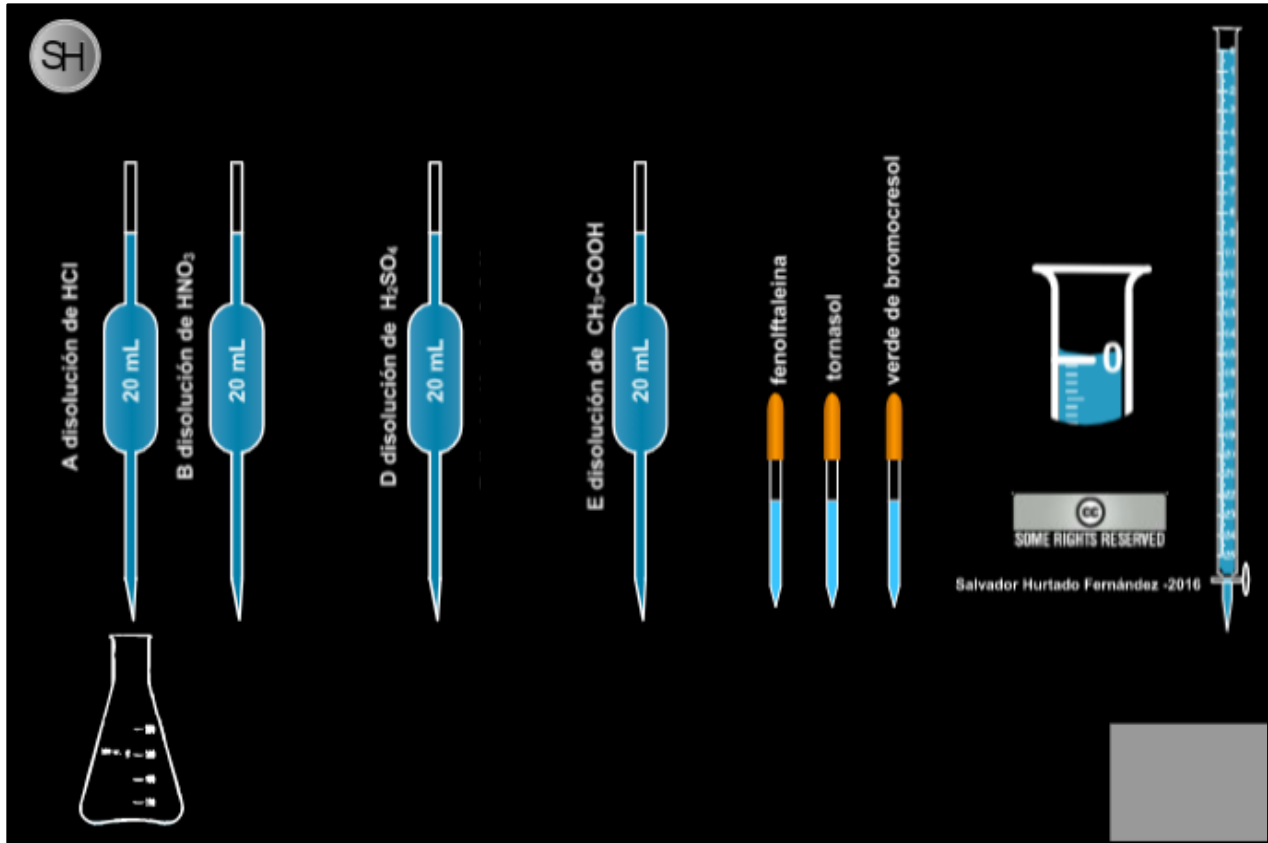
#### **Material:**

- Pipetas aforadas de 20 ml
- Matraz Erlenmeyer
- Gotero
- Bureta
- Solución de hidróxido de sodio 0,2M
- Fenolftaleína
- Tornasol
- Solución de ácido clorhídrico de concentración desconocida
- Solución de ácido nítrico de concentración desconocida
- Solución de ácido sulfúrico de concentración desconocida
- Solución de ácido acético o etanoico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) de concentración desconocida

Para visualizar el proceso de titulación se utilizará una simulación a la cual se puede acceder con siguiente Link:

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/valoraci%C3%B3n%20%C3%A1cido-base>

Una vez ingresado al simulador y navegando por la pantalla se llegará a la experiencia propiamente dicha. Se indica seguir los pasos consignados en el apartado Procedimiento para realizar la simulación utilizando diferentes ácidos:



### Procedimiento:

1. Selecciona una alícuota de clorhídrico haciendo clic sobre la bureta correspondiente.
2. Selecciona el indicador ácido-base pulsando sobre el dedal de goma del cuentagotas.
3. Coloca el mouse sobre la llave de la bureta para dejar caer la solución valorante o titulante.
4. El agregado de la solución debe continuar hasta observar cambio de color dentro del matraz.
5. Agitar constantemente durante el procedimiento hasta comprobar que el cambio de color en el matraz sea permanente.
6. Repetir el procedimiento para los ácidos nítrico, sulfúrico y acético.

Una vez obtenido el volumen de hidróxido de sodio 0,2 M y conociendo que el volumen titulado para cada ácido es de 20 ml, es posible calcular la concentración molar de todos ellos.

En esta experiencia te solicitamos que trabajes solamente con los ácidos que se muestran en estas imágenes: ácido clorhídrico, ácido nítrico, ácido sulfúrico y ácido acético. Completa la siguiente tabla con los datos obtenidos en la simulación y luego realiza los cálculos correspondientes. Adelante con la tarea....



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:					
Ácido nítrico					
Escribe la reacción que se produce:					
Ácido sulfúrico					
Escribe la reacción que se produce:					
Ácido acético (CH <sub>3</sub> COOH)					
Escribe la reacción que se produce:					

### Quinta parte: Curva de titulación ácido – base

Una curva de titulación es una gráfica de pH en función de la cantidad (generalmente volumen) de ácido o base agregada, mostrando el cambio de pH ocurrido durante el proceso de titulación.

El punto de equivalencia es el punto en el que han reaccionado cantidades químicamente equivalentes de ácido y base. El punto en el que cambia de color el indicador en una titulación se conoce como punto final (es un rango de puntos, depende de varios factores, pericia del técnico, indicador utilizado, etc.). En la práctica se recomienda seleccionar un indicador cuyo intervalo de cambio de color contenga el punto de equivalencia. En una situación ideal, el punto de equivalencia y el punto final deben coincidir. Un método más preciso para realizar la curva de titulación y determinar el punto de equivalencia es utilizar un dispositivo, que mide los cambios de pH punto a punto, denominado peachímetro (pH-metro).

#### Objetivos:

- Determinar experimentalmente diferentes curvas de valoración ácido-base.
- Determinar el pH del punto de equivalencia de diferentes valoraciones ácido-base.
- Determinar el indicador más adecuado para cada valoración.

#### Materiales:

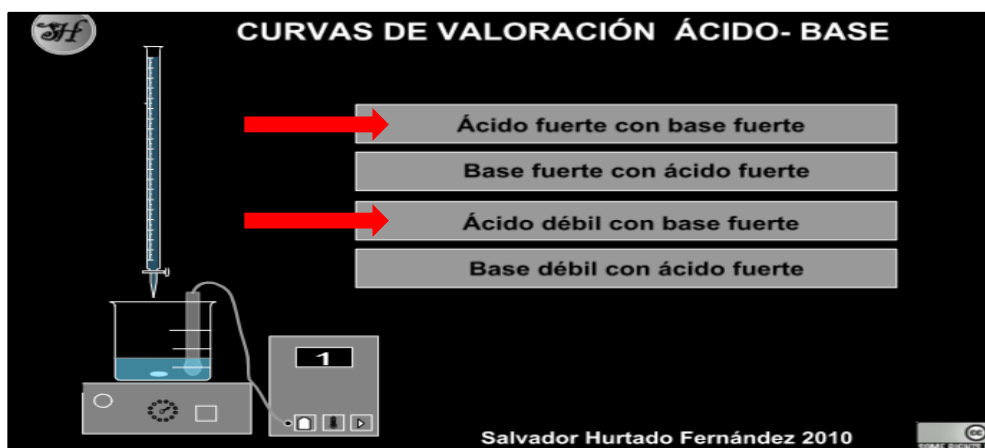
- Matraz Erlenmeyer
- Bureta
- pH-metro
- Agitador magnético
- Solución de hidróxido de sodio 0,1M
- Solución de ácido clorhídrico 0,1M
- Solución de ácido acético o etanoico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 0,1M

Para construir las curvas de titulación se utilizará una simulación a la cual se puede acceder con el siguiente Link:

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/Curvas%20de%20valoraci%C3%B3n%20de%20%C3%A1cido-base>

Ingresa y continuar navegando por la pantalla hasta llegar a la presentación de la actividad. A los fines de esta práctica, se titularán dos ácidos diferentes con una misma base fuerte, con el objetivo que puedas diferenciar lo que ocurre en la titulación cuando se trata de ácidos con diferente comportamiento:

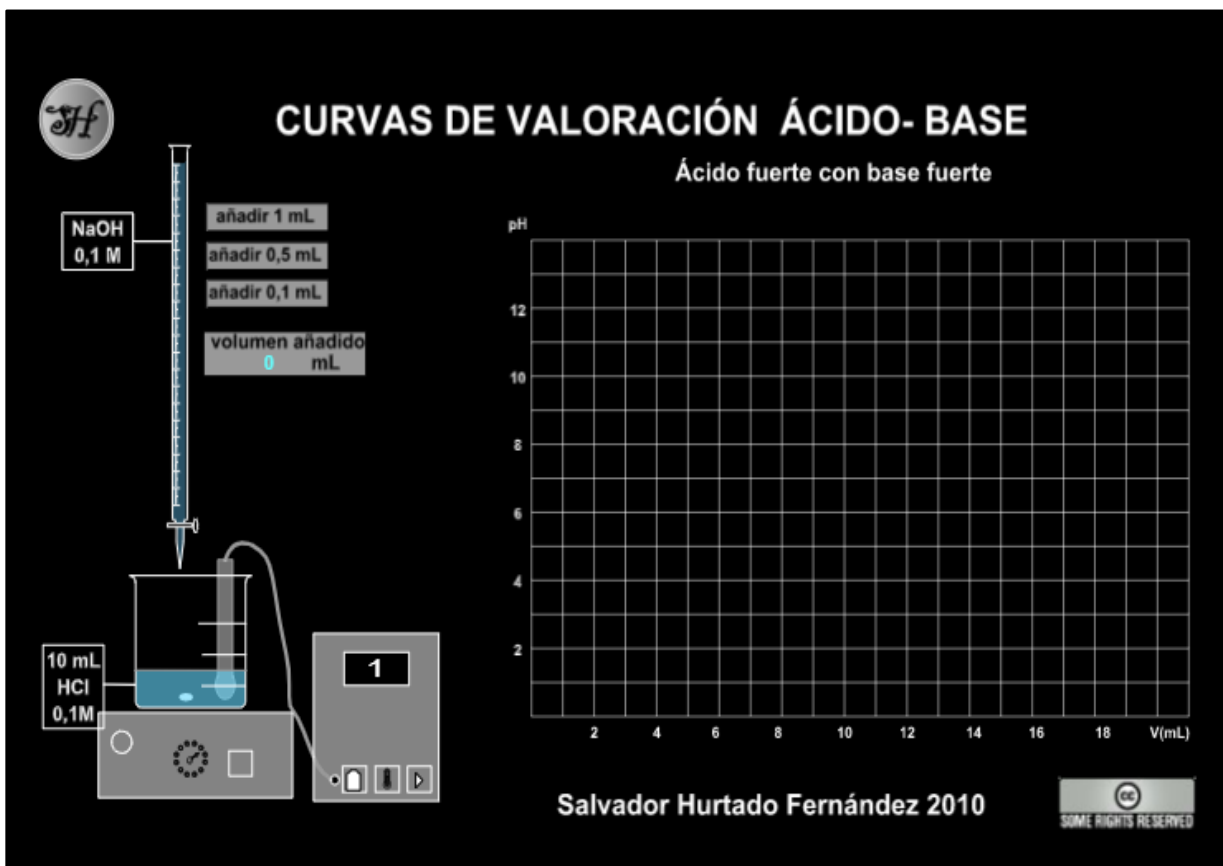
- Titulación de un ácido fuerte con una base fuerte.
- Titulación de un ácido débil con una base fuerte.



**Procedimiento:**

1. Seleccionar el tipo de titulación o valoración.
2. Determinar el punto de equivalencia, comenzando por añadir reactivo titulante desde la bureta observando en la figura como se va construyendo la curva del volumen de reactivo añadido frente al pH de la solución formada.
3. Cuando se encuentre aproximadamente a 3 ml del punto de equivalencia, se deben añadir volúmenes pequeños de 0,5 ml y cuando el punto de equivalencia se encuentre a 0,5 ml, los agregados deben ser de 0,1 ml.
4. Al sobrepasar el punto de equivalencia, se deben agregar volúmenes de reactivo titulante de 0,1 ml hasta haber sobrepasado en 0,5 ml. A partir de ahí, los próximos 2 ml deben hacerse agregando volúmenes de 0,5 ml. A partir de ese momento se debe finalizar la titulación agregando volúmenes de 1 ml.

Al seleccionar cada una de las opciones señaladas, se comenzará a desarrollar la titulación. Al finalizar la primera, luego de consignar los datos obtenidos, es necesario volver a iniciar la simulación cliqueando en la pantalla Curvas de Valoración ácido-base, opción ácido débil con base fuerte para llevar a cabo la segunda. Para construir la curva es importante seguir las indicaciones. Comenzamos...





Copia el gráfico de la curva para cada titulación que genera el simulador e indica a que corresponden los distintos puntos y zonas.

ÁCIDO FUERTE CON BASE FUERTE

ÁCIDO DÉBIL CON BASE FUERTE



## Sexta Parte: Electroquímica

El potencial de reducción es una medida de la tendencia que tiene una especie química a tomar electrones, en acuerdo con un proceso de reducción. Para que esto ocurra, debe estar presente otra especie capaz de ceder electrones, oxidándose. Las medidas de los potenciales de reducción se realizan utilizando como referencia al electrodo normal de Hidrógeno, al cual se le asigna de forma arbitraria, un valor de potencial de reducción igual a cero,  $E^\circ \text{H}^+(\text{ac}, 1\text{M})/\text{H}_2 (1 \text{ atm}) = 0 \text{ V}$ . El signo del potencial depende del sentido en que transcurre la reacción del electrodo. Por convención, los potenciales de electrodo de reducción están tabulados puesto que se utilizan para determinar el potencial normal de una pila. El potencial es positivo, cuando la reacción que se da en el electrodo (enfrentado al de referencia) es la reducción, y es negativo cuando es la oxidación.

Una reacción redox es la suma de dos hemirreacciones, la de reducción que se produce en el cátodo y la de oxidación que ocurre en el ánodo. El potencial estándar de una pila ( $E^\circ$ ) vendrá dado por:

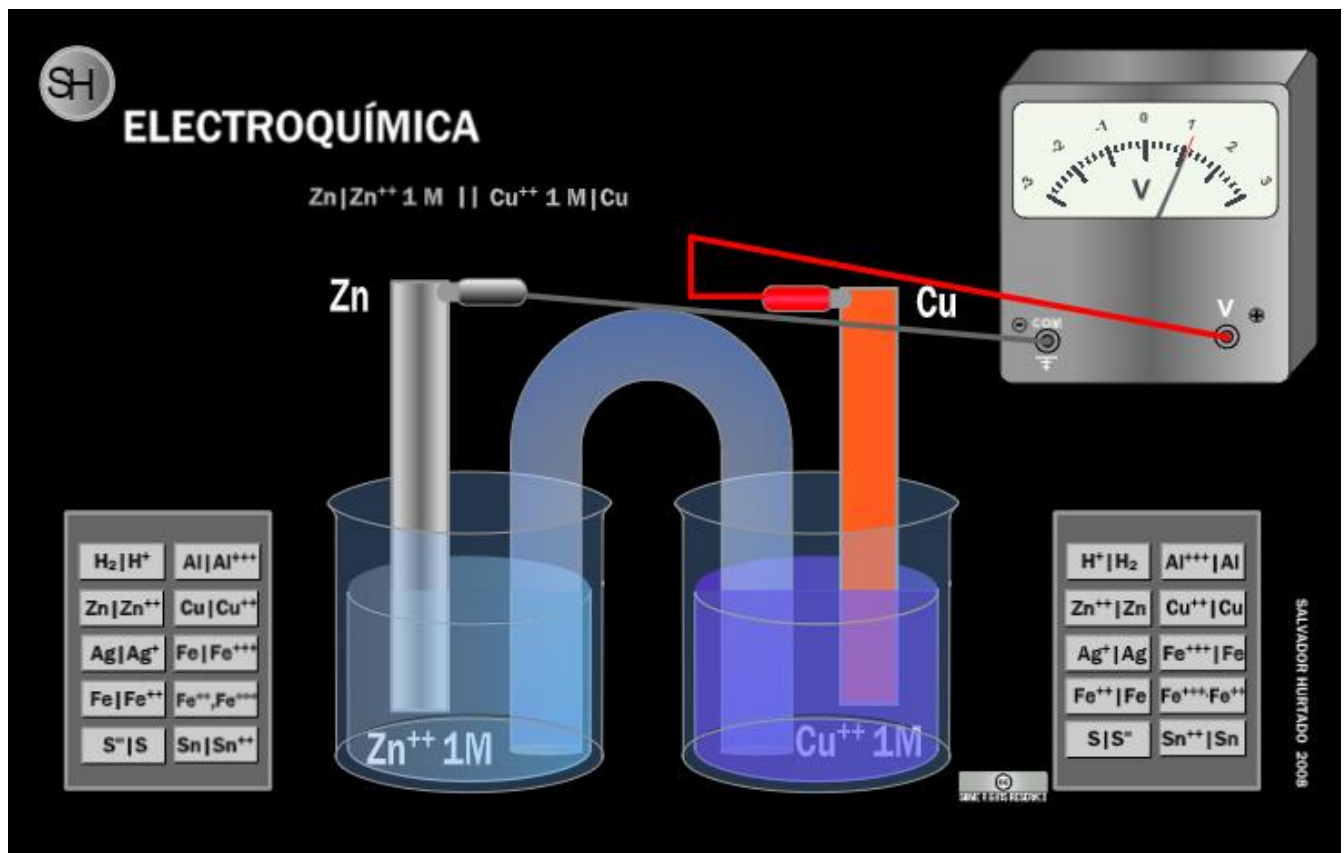
$$E^\circ \text{ pila} = E^\circ \text{ cátodo} - E^\circ \text{ ánodo}$$

### Objetivos:

- Reconocer un proceso electroquímico.
- Confeccionar la tabla de potenciales de reducción.
- Determinar el potencial de una pila.

Para acceder a la simulación que permita construir una Tabla de Potenciales de Reducción, se debe visitar el siguiente link. Emplear la simulación siguiendo los pasos establecidos en el apartado Procedimiento.

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/Escala%20de%20potenciales%20de%20reducci%C3%B3n>



**SH ELECTROQUÍMICA**

$\text{Zn}|\text{Zn}^{++} 1 \text{ M} || \text{Cu}^{++} 1 \text{ M}|\text{Cu}$

Zn Cu

$\text{Zn}^{++} 1\text{M}$   $\text{Cu}^{++} 1\text{M}$

V

$\text{H}_2 \text{H}^+$	$\text{Al} \text{Al}^{+++}$
$\text{Zn} \text{Zn}^{++}$	$\text{Cu} \text{Cu}^{++}$
$\text{Ag} \text{Ag}^+$	$\text{Fe} \text{Fe}^{+++}$
$\text{Fe} \text{Fe}^{++}$	$\text{Fe}^{++},\text{Fe}^{+++}$
$\text{S}^{--} \text{S}$	$\text{Sn} \text{Sn}^{++}$

$\text{H}^+ \text{H}_2$	$\text{Al}^{+++} \text{Al}$
$\text{Zn}^{++} \text{Zn}$	$\text{Cu}^{++} \text{Cu}$
$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	$\text{Fe}^{+++} \text{Fe}$
$\text{Fe}^{++} \text{Fe}$	$\text{Fe}^{+++},\text{Fe}^{++}$
$\text{S} \text{S}^{--}$	$\text{Sn}^{++} \text{Sn}$

SALVADOR HURTADO 2008

**Procedimiento:**

- Colocar el electrodo normal de hidrógeno en el ánodo (semicelda conectada al polo negativo del voltímetro). Posteriormente disponer en el cátodo cada uno de los electrodos y consignar, en la siguiente tabla, el valor del potencial de la pila. De esta manera se obtendrá una tabla de los potenciales normales de reducción.

POTENCIALES NORMALES DE REDUCCIÓN			
$H^+ (1M)   H_2$	0 V	$Al^{+++} (1M)   Al$	
$Zn^{++} (1 M)   Zn$		$Cu^{++} (1 M)   Cu$	
$Ag^+ (1 M)   Ag$		$Fe^{+++} (1 M)   Fe$	
$Fe^{++} (1 M)   Fe$		$Fe^{+++} (1M)   Fe^{++} (1M) (Pt)$	
$S   S^{=} (1 M)$		$Sn^{++} (1M)   Sn$	

**Actividades:**

- A partir de los valores consignados en la anterior tabla, determinar el potencial de las siguientes pilas:
  - $Fe | Fe^{++} (1 M) || Cu^{++} (1 M) | Cu$
  - $Fe | Fe^{++} (1 M) || Ag^+ (1 M) | Ag$
  - $Zn | Zn^{++} (1 M) || S | S^{=} (1 M) | (Pt)$
  - $Al | Al^{+++} (1 M) || Zn^{++} (1 M) | Zn$
  - $Fe | Fe^{+++} (1 M) || Fe^{++} (1 M) | Fe$
- Verificar si los resultados obtenidos son similares a los establecidos en la bibliografía.
- Si se tomase otro electrodo como referencia en lugar del electrodo de hidrógeno ¿los valores obtenidos serían los mismos?
- ¿Cómo sería el potencial de una pila si los potenciales de reducción de cada electrodo se obtuviera tomando un electrodo de referencia diferente al electrodo de hidrógeno?



### Séptima Parte: Conclusiones

Es importante interpretar, analizar e intercambiar opiniones con el grupo de estudiantes, acerca de los procedimientos realizados y los resultados obtenidos, para finalmente hacer una puesta en común y exponer las conclusiones pertinentes. Para ello, responde las siguientes cuestiones.

- ¿Por qué es importante la estequiometría?  
.....  
.....
- ¿Cuál de los reactivos define la cantidad de producto a obtener?  
.....  
.....
- ¿Las reacciones siempre se producen con un rendimiento del 100%?  
.....  
.....
- ¿Un reactivo impuro puede formar parte de una reacción química? ¿Qué se debe tener en cuenta en el proceso estequiométrico?  
.....  
.....
- ¿Cómo se define una solución? ¿Cómo está compuesta?  
.....  
.....
- ¿Con qué materiales de laboratorio se debe contar al preparar una solución de concentración definida?  
.....  
.....
- ¿Qué implica la Ley de la Dilución? ¿Cómo y cuándo se aplica?  
.....  
.....
- ¿Dos soluciones ácidas de igual concentración tendrán siempre el mismo pH?  
SI – Justifica .....  
NO – Justifica .....
- ¿Qué tipo de reacción se produce durante el proceso de titulación ácido-base?  
.....  
.....
- ¿Para qué sirve una titulación ácido-base y en qué consiste?  
.....  
.....

- ¿Qué función cumple el compuesto denominado indicador en una titulación?  
.....  
.....
- ¿Cuál es la diferencia entre punto de equivalencia y punto final?  
.....  
.....
- ¿Cuál de los dos métodos aplicarías para determinar el punto de equivalencia en una titulación, utilizando indicadores o con la aplicación de un pH-metro?  
.....  
.....
- ¿Cómo se construye la tabla de potenciales de reducción?  
.....  
.....
- ¿Cómo se llama el electrodo en donde se produce el proceso de oxidación? ¿Y el de reducción?  
.....  
.....
- ¿Cómo se representa una pila de Zn-Cu por el diagrama de barras?  
.....  
.....

<b>Nombre y Apellido del alumno</b>	<b>Nombre y Apellido del docente</b>
<b>Firma</b>	<b>Firma</b>
<b>Fecha: Mendoza, ..... de ..... 2023</b>	