



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FCEN FACULTAD DE CIENCIAS
EXACTAS Y NATURALES
Naturaleza - Ciencia - Humanismo

QUÍMICA GENERAL

GUÍA DE TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Mónica Godoy

Jefe de Trabajos Prácticos: Prof. Iris Dias

Jefe de Trabajos Prácticos: Técnica Universitaria Miriam
D. Fraile

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Profesora Asociada: Dra. Susana R. Valdez

Profesora Titular: Dra. N. Graciela Valente

Lea y complete la guía previa a realizar el laboratorio. Las observaciones derivadas de las experiencias las completará durante el trabajo práctico.

TRABAJO PRÁCTICO N° 1

Los docentes del curso Química General le dan la bienvenida y ponen a su disposición esta publicación que detalla las actividades de cada trabajo práctico de laboratorio.

Para el trabajo práctico a realizarse en los laboratorios 205 y 206 de la FCEN en ECT, es necesario que el alumno/a:

- 1- Use guardapolvo para evitar daños y/o contaminación de su ropa.
- 2- No use ojotas o sandalias ni pantalón corto o faldas.
- 3- **Concurra al laboratorio provisto de guantes, barbijo descartable, protector ocular, un elemento para recoger el cabello, un rollo de papel descartable (cocina), un repasador, rejilla y marcador indeleble.**
- 4- **Bolsa de higiene personal (jabón, toallas).**
- 5- Posea el conocimiento teórico indispensable y que haya leído la guía de trabajos prácticos para que aproveche esta instancia de aprendizaje.
- 6- Deje las mesadas y materiales limpios y ordenados al finalizar su tarea.
- 7- Reponga el material que rompa y/o deteriore.
- 8- Lea periódicamente la cartelera de la Cátedra (oficina 201) y el aula virtual a fin de estar informado sobre el cronograma de actividades, temas a desarrollar en el trabajo práctico, calificaciones, anuncios, etc.

NORMAS DE SEGURIDAD Y PREVENCIÓN DE ACCIDENTES:

En el laboratorio se manipulan sustancias químicas, aparatos complejos, materiales de cierta peligrosidad, diversas muestras, etc., instancias que aumentan el riesgo de accidentes. Por lo tanto es necesario establecer ciertas reglas de conducta, cuyo cumplimiento es fundamental para la seguridad de todos los participantes.

Las Normas de Seguridad son una doctrina de comportamiento encaminada a lograr actitudes y conductas que disminuyan el riesgo del alumno y/o trabajador.

NORMAS GENERALES

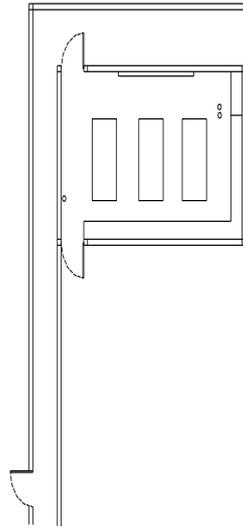
- 1- El acceso al laboratorio está restringido al personal autorizado.
- 2- Se debe trabajar con los elementos de protección personal (EPP), como guardapolvo, guantes y gafas. Es indispensable ingresar al laboratorio vistiendo pantalones largos, calzado cerrado, guardapolvo largo y cabello recogido.
- 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- Se debe 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, aún 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 en caso de accidente, 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- Se debe tener precaución en la manipulación de los elementos de uso diario (centrífugas, microscopios, y otros).
- 16- Evitar maniobras que provoquen el derrame de ácidos o álcalis sobre mesadas, materiales varios (hojas, lápices etc.) y sobre su persona o compañero. Se recomienda en aquellas reacciones que generen gases tóxicos o que se trabaje con compuestos volátiles corrosivos se realice bajo campana.
- 17- Desplazarse dentro del laboratorio con el o los tubos de ensayo colocados en la gradilla porta tubo.
- 18- 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.)
- 19- Tapar los reactivos inmediatamente finalizado su uso para evitar derrame, contaminación y absorción de humedad. Reactivo usado reactivo tapado.
- 20- Lavar y desinfectar superficies de trabajo al final de la jornada.
- 21- Siempre lavarse las manos al sacarse los guantes y antes de abandonar el laboratorio.

Todos los derrames, accidentes y exposiciones a material potencialmente peligroso deben reportarse al responsable del laboratorio en forma inmediata.

CROQUIS DE LOS LABORATORIOS

- I. UBICAR EN EL CROQUIS: DUCHA DE EMERGENCIA, LAVA OJOS, CAMPANA, SALIDAS DE EMERGENCIA, PUNTO DE ENCUENTRO EN CASO DE EMERGENCIA, MATA FUEGO, CARTELERÍA: HOJAS DE SEGURIDAD, EPTT.



II - Trabajamos con la hoja de Seguridad del reactivo **cloruro de sodio**.

1. Identifique los colores del rombo y qué significado tiene cada uno.
 - Azul.....
 - Rojo.....
 - Amarillo.....
 - Blanco.....
2. Seleccione uno de los colores del rombo, y complete el significado que tienen los números.
 - 0.....
 - 1.....
 - 2.....
 - 3.....
 - 4.....
3. Identifique el riesgo en cuanto a:
 - a) Salud:.....
 - b) Inflamabilidad.....
 - c) Reactividad.....
4. Identifique tres efectos adversos potenciales para la salud
 - 1.....
 - 2.....
 - 3.....

Lugar: Laboratorio 206 FCEN, UNCuyo.

TRABAJO PRÁCTICO N°1

MATERIALES Y OPERACIONES FUNDAMENTALES DE LABORATORIO

OBJETIVOS GENERALES:

Desarrollar habilidades para usar materiales e instrumentos en el laboratorio, lo que implica:

- Reconocer, nombrar y utilizar material de laboratorio de uso frecuente.
- Diferenciar material graduado de no graduado.
- Seleccionar el material adecuado a la operación de laboratorio a realizar.
- Distinguir materiales de precisión.
- Utilizar correctamente pipeta y propipeta.
- Mejorar la habilidad de observación y la capacidad de hacer transferencia desde la experimentación.
- Estudiar la llama del mechero de Bunsen.
- Usar la lupa para observar sistemas materiales.
- Aplicar métodos de separación de fases a sistemas materiales heterogéneos: disolución y filtración-
- Aplicar métodos de fraccionamiento de fase a sistemas materiales homogéneos: destilación simple

1- MATERIALES DE LABORATORIO DE USO FRECUENTE
Reconocerlos

MATERIAL BÁSICO DE LABORATORIO



Figura 1. Principales materiales de laboratorio

2- ESTUDIO DE LA LLAMA DEL MECHERO DE BUNSEN

Materiales:

- Mechero de Bunsen
- Cápsula de porcelana
- Pinza metálica
- Alambre de cobre de 5 cm
- Vaso de precipitación
- Fósforos

OBJETIVOS:

- a) Identificar el material a utilizar en la caja que se le entrega para trabajar.
- b) Identificar las diferentes partes del mechero de Bunsen y su uso.
- c) Identificar las zonas de la llama.

INTRODUCCIÓN:

El mechero de Bunsen es una fuente rápida de calor de uso frecuente en el laboratorio y su estudio revela aspectos interesantes del proceso de combustión. La válvula reguladora sirve para graduar la entrada de gas combustible (metano, propano, butano). Los orificios laterales regulan la entrada de aire. Al encender el gas con un fósforo y en exceso de aire ocurre el proceso de combustión completa:



E= Energía

PROCEDIMIENTO:

- 1- Examine el mechero de Bunsen y advierta las válvulas para gas y aire.
- 2- Maneje cada válvula antes de conectar el mechero a la toma de gas.
- 3- Conecte el mechero a la llave de gas por medio de una manguera de caucho. **Cierre la entrada de aire del mechero.**
- 4- Abra la llave del gas e inmediatamente encienda el mechero con un fósforo.
- 5- Abra gradualmente la válvula de gas del mechero, hasta obtener una llama de unos 10 cm de alto; observe la llama luminosa. **Ver figura 2 a**

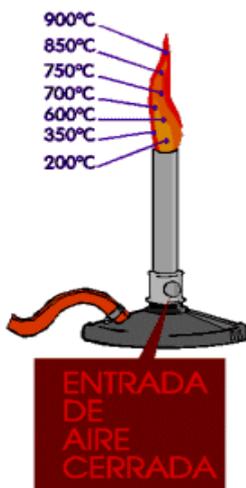


Figura 2 a: Combustión incompleta

- 6- Con la ayuda de la pinza para crisol sostenga sobre la llama, por un segundo, una cápsula de porcelana fría e invertida (boca abajo). Escriba lo observado:.....
- 7- Con la ayuda de la pinza para crisol sostenga sobre la llama, por unos segundos, una cápsula de porcelana (boca arriba).
- 8- Se observa un.....de color.....en la cápsula.
- 9- Ahora **abra la entrada de aire del mechero** y observe el color de la llama luminosa:.....

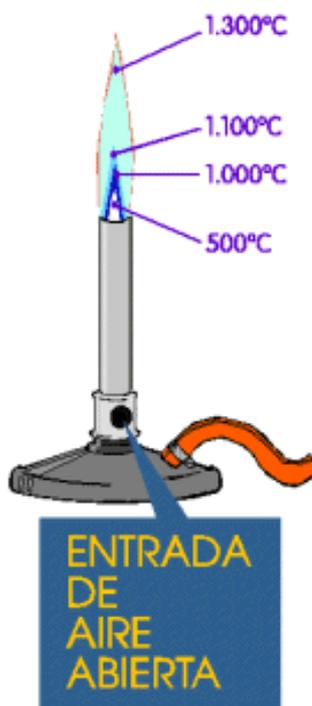


Figura 2 b: Combustión completa

- 10- Sostenga un alambre de cobre en la llama utilizando una pinza e identifique las partes más calientes y más frías de la llama, de acuerdo a la intensidad de la luz que desprende el cobre.

- 11- Coloque un palillo de fósforo acostado sobre la boca del tubo del mechero. Observe como se quema.

RESULTADOS Y BÚSQUEDA DE LA INFORMACIÓN

- 1- En el dibujo del mechero indique sus partes.

.....

- 2- Realice un esquema de la llama del mechero de Bunsen identificando cada zona en el mismo.



- 3- ¿Identifique el color de la llama la combustión cuando las entradas de aire están cerradas?

.....

- 4- ¿Qué esperarías observar en el interior de la cápsula de porcelana? Busque información y complete

.....

- 5- Al abrir las entradas de aire la luminosidad de la llama cambia. Anote sus observaciones.

.....

- 6- ¿Cómo se quema el palillo del fósforo?

.....

- 7- ¿Por qué la llama tiene forma cónica? Busque información y complete

.....

- 8- ¿Cuál es el nombre del gas que usó en el laboratorio? ¿Por qué huele? Busque información y complete.

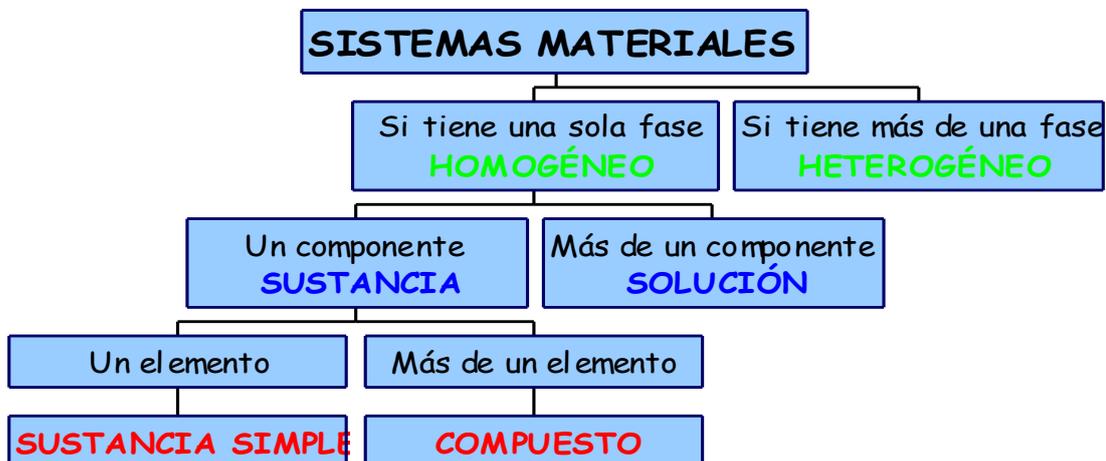
.....

- 9- ¿Qué reacción ocurre cuando la llama es amarilla? Identifique todos los tipos de reacciones a los que pertenece y escriba la ecuación química balanceada que la representa.

3- MEZCLAS HOMOGÉNEAS Y HETEROGÉNEAS

Antes de concurrir al laboratorio será necesario repasar sistemas materiales, métodos de separación de fases y de fraccionamiento de fase dados en las clases teóricas.

Título del organigrama



MATERIALES:

- Vaso de precipitación de 250 ml
- Vasos de precipitación de 100 ml
- Cuchara pequeña
- Lupa
- Espátula
- Papel de filtro
- Embudo
- Malla de asbesto o amianto
- Mechero de Bunsen
- Cápsula de porcelana
- Pinza metálica
- Arena limpia
- Sal de cocina
- Agua destilada
- Frasco lavador
- Trípode
- Varillas de vidrio
- Vidrio de reloj
- Triángulo o aro.
- Soporte universal
- Nuez doble
- Balón de destilación
- Refrigerante
- Termómetro

OBJETIVOS:

- a) Identificar el material a utilizar en la caja que se le entrega para trabajar.
- b) Diferenciar sistemas materiales homogéneos de heterogéneos.
- c) Identificar algunos métodos de separación de los componentes de una mezcla.
- d) Identificar un método de fraccionamiento de fase.

INTRODUCCIÓN:

Trabajaremos con sustancias comunes como agua, sal, azúcar y arena. La mayoría de los materiales que encontramos en la naturaleza son mezclas. La arena está constituida por cuarzo, feldespato, mica y algunos minerales de hierro. Sin embargo algunos materiales son relativamente puros. El agua es un compuesto constituido por hidrógeno y oxígeno. La sal de cocina, obtenida de salinas, es un compuesto constituido por sodio y cloro. El azúcar de mesa está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno.

En esta tarea nos proponemos distinguir mezclas homogéneas de heterogéneas y mezclas de sustancias.

PROCEDIMIENTO:

Parte 1

- 1.1 En un vaso de precipitación de 100 ml (marque con el número 2) coloque una cucharadita de arena limpia y seca.
- 1.2 En una hoja de papel se encuentra, en la mesada junto a la lupa, los granos de arena. Observe en la lupa la arena.

Responda:

1. ¿Cuántas fases puede identificar en la arena?
2. ¿La composición de la arena observada es constante?.....

Parte 2

- 2.1 En otro vaso de precipitación de 100 ml (marque con el número 1) coloque una cucharadita de sal de cocina (cloruro de sodio).
- 2.2 En una hoja de papel coloreado está, en la mesada junto a la lupa, la sal de cocina. Observe los cristales de la sal con una la lupa

Responda:

3. ¿Cuántas fases observa en la sal?
4. ¿La composición de la sal es constante?

Parte 3

- 3.1 En una hoja de papel coloreado, en la mesada junto a la lupa, se encuentra el azúcar. Con una la lupa observe los cristales de azúcar.

Responda:

5. ¿Cuántas fases observa en el azúcar?
6. ¿La composición del azúcar es constante?

Parte 4

- 4.1 Agregue sal del vaso de precipitación 1 al vaso de precipitación 2 que contiene la arena y mezcle con una espátula.
- 4.2 En un papel se encuentra un poco de la mezcla, en la mesada junto a la lupa, y observe bajo la lupa.

Responda:

7. ¿Cuántas fases definidas observa en la mezcla que ha preparado?

.....

Parte 5

- 5.1 Pase la mezcla anterior, sal y arena, a un vaso de precipitación de 250 ml
- 5.2 Agregue agua destilada hasta una tercera parte de su volumen.
- 5.3 Agite con una espátula durante unos minutos para que la sal se disuelva por completo en el agua.
- 5.4 Coloque un papel de filtro en un embudo
- 5.5 Monte el sistema de la **figura 3**, que se encuentra a continuación.
- 5.6 Vierta lentamente la mezcla sobre el embudo con filtro.
- 5.7 Utilice una varilla de vidrio para verter el líquido.
- 5.8 Use una espátula y agua para arrastrar toda la arena al filtro.
- 5.9 Al concluir la filtración, retire el papel de filtro con la arena del embudo
- 5.10 Colóquelo sobre una superficie limpia y seca.
- 5.11 La solución recolectada en el vaso de precipitación se llama filtrado, **figura 3**. Trasvase el filtrado dentro de una cápsula de porcelana, colóquela sobre una malla de asbesto o amianto y luego evapore hasta casi la sequedad. Esta operación se debe realizar utilizando el mechero y calentamiento suave, **figura 4**.

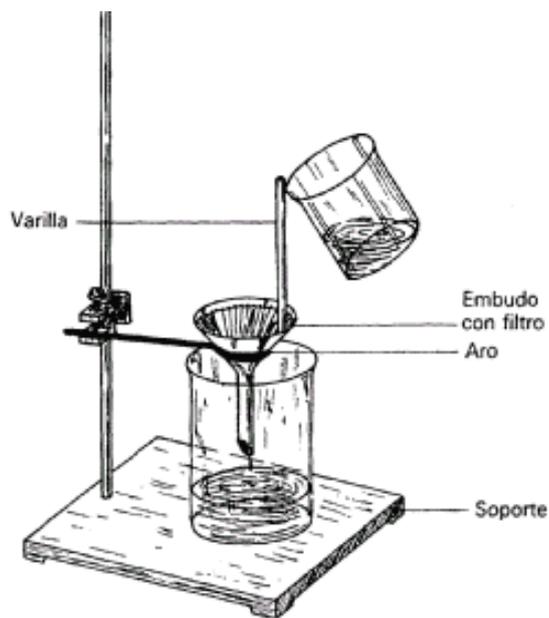


Figura 3: Filtración



Figura 4: Evaporación

- 5.12 Transfiera la arena retenida sobre el papel de filtro a una cápsula de porcelana.
- 5.13 Seque la arena calentando suavemente sobre el mechero
- 5.14 Observe macroscópicamente la arena y sal luego del secado.
- 5.15 Compruebe si el procedimiento efectuado le ha permitido separar estos componentes de la mezcla original.

Responda:

8. ¿La separación de la sal y la arena fue completa?

9. ¿Explique en qué se fundamenta la técnica de separación utilizada en esta experiencia?.....

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

10. ¿Para qué sirven los procesos de filtración, disolución y evaporación?

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

Parte 6

En el trabajo práctico de laboratorio trabajará con una solución al estado de agregación líquido. Para separar los componentes de la misma utilizará:

DESTILACIÓN SIMPLE

La destilación simple es un método de fraccionamiento de fase. Se utiliza para separar:

.....
.....

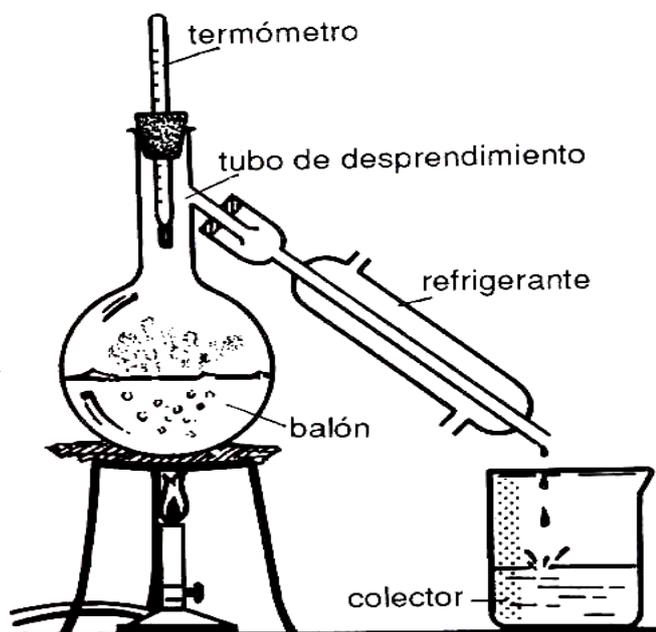


Figura 5: Esquema de un destilador simple

Una solución es un sistema material.....
Sus propiedades intensivas son.....en cualquier punto del mismo.



Universidad Nacional de Cuyo



Facultad de Ciencias Exactas y Naturales

- 6.1 Con la ayuda del Jefe de trabajo práctico realice el proceso de destilación.
- 6.2 Observe y anote las características del residuo que queda en el balón y el líquido que recoge en el vaso de precipitación.

Podemos concluir que la solución que destilamos estaba formada pory.....

Nombre y Apellido del Docente	Nombre y Apellido del Alumno
Firma	Firma
Fecha: Mendoza,.....de.....20..	

Química General

Año 2017

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Mónica Godoy

Jefe de Trabajos Prácticos: Prof. Iris Dias

Jefe de Trabajos Prácticos: Técnica Universitaria Miriam D. Fraile

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Profesora Asociada: Dra. Susana R. Valdez

Profesora Titular: Dra. N. Graciela Valente

Lugar: laboratorios 206 de la FCEN en ECT.

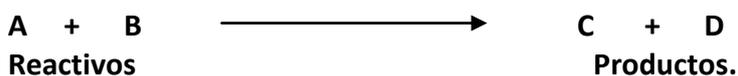
TRABAJO PRÁCTICO N°2

MEZCLAS Y COMBINACIONES QUÍMICAS

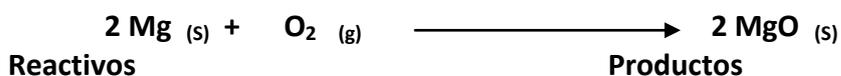
Las reacciones químicas son cambios que experimentan las sustancias, de los cuales resultan sustancias con propiedades físicas y químicas diferentes. Estos cambios ocurren por reagrupamiento o redistribución de los átomos del sistema. Las sustancias iniciales o reactivos dan lugar a la formación de otras sustancias llamadas productos.

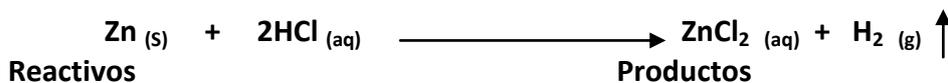
Una ecuación química es una representación gráfica, simbólica y convencional de una reacción química.

La ecuación consta de dos miembros separados por una flecha que indica el sentido de la reacción. Tanto los reactivos como los productos se representan mediante sus fórmulas respectivas.



Veamos algunos ejemplos:





Nota: entre paréntesis se indican los estados de agregación de las sustancias.

s: sólido

g: gaseoso

aq: acuoso

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

El estudio de las reacciones químicas nos permite clasificarlas en distintos grupos o 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.



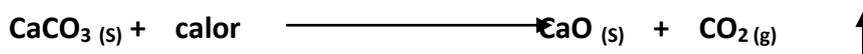
- B- **Reacciones reversibles:** transcurren en ambos sentidos. Se representan con doble flecha. Ocurren por reacción de los productos y se vuelven a formar los reactivos, alcanzándose un equilibrio.



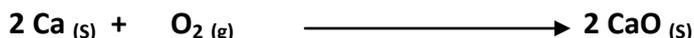
- C- **Reacciones exotérmicas:** transcurren con desprendimiento de calor



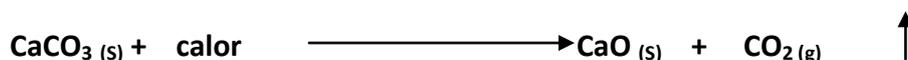
- D- **Reacciones endotérmicas:** transcurren con absorción de calor



- E- **Reacciones de combinación:** dos o más reactivos se combinan para dar un producto.



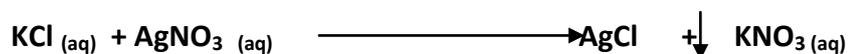
- F- **Reacciones de descomposición:** a partir de un reactivo se obtienen dos o más productos.



- 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).



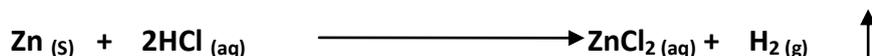
- H- **Reacciones de doble desplazamiento:** dos sustancias reaccionan para dar otras dos sustancias de estructura similar:



- I- **Reacciones de neutralización:** la neutralización consiste en la unión de los protones (H^+) del ácido con los oxhidrilos o hidroxilos (HO^-) de la base para formar agua (H_2O)



- 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.



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

IMPORTANTE: Para el trabajo de laboratorio repase las normas de Bioseguridad del laboratorio 1.

¿Cómo trabajaré en el laboratorio?



OBJETIVOS GENERALES DEL TRABAJO PRÁCTICO:

Desarrollar habilidades de trabajo en el laboratorio, lo que implica:

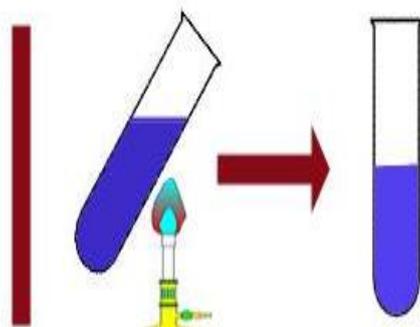
- Reconocer, nombrar y utilizar material de laboratorio de uso frecuente.
- Diferenciar material graduado de no graduado.
- Seleccionar el material adecuado para realizar la operación de laboratorio.
- Distinguir materiales de precisión.
- Utilizar correctamente pipeta y propipeta.
- Mejorar la habilidad de observación y la capacidad de hacer transferencia desde la experimentación.
- Diferenciar los distintos tipos de reacciones.

EXPERIENCIA DE LABORATORIO:

MATERIALES:

- Vaso de precipitación de 250 mL
- Vaso de precipitación de 100 mL
- Cuchara pequeña
- Espátula
- Malla de asbesto
- Mechero de Bunsen
- Cápsula de porcelana
- Pinza metálica y de madera.
- Agua destilada
- Trípode
- Varillas de vidrio
- Vidrio de reloj
- Triángulo o aro.
- Tubos de ensayo
- Pipetas y propipetas
- Diversos reactivos sólidos y soluciones (ver en cada experiencia).

- **OBJETIVO:** ejecutar una serie de reacciones químicas, y clasificarlas en el/los tipo/s correspondientes según las observaciones experimentales que realice.



A continuación le presentamos una serie de experimentos que deberá realizar según las instrucciones especificadas en la guía y las que el docente le proporcione durante el trabajo práctico de laboratorio. Deberá registrar sus observaciones. Basándose en las mismas clasificará las reacciones que realizó durante el trabajo práctico. En todas las experiencias anote el estado de agregación de los reactivos utilizados y de los productos obtenidos como también los colores y cambios observados.

Recomendación: consulte los colores de las imágenes de este archivo disponible en **Química General del aula virtual de la FCEN.**

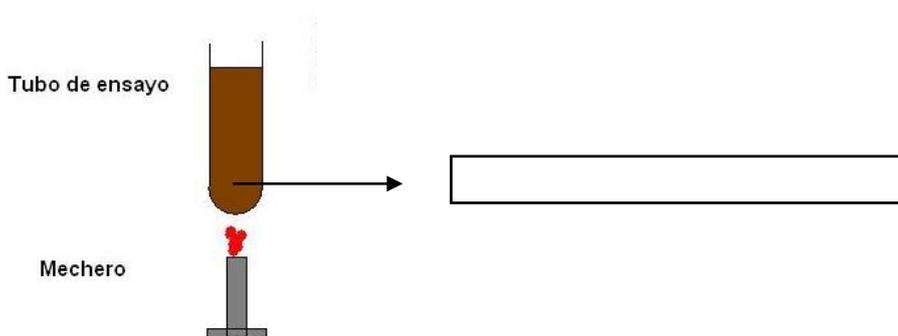
REACCIONES DE COMBINACIÓN Y DE DESCOMPOSICIÓN

a) Formación de Sulfuro Ferroso:

En un tubo de ensayo coloque el azufre en polvo y limaduras de hierro.

Observe el color y aspecto físico de la mezcla realizada:.....

.....



Sujete el tubo de ensayo con una pinza de madera y caliente el tubo directamente sobre la llama del mechero.

El azufre y el hierro se combinan químicamente con desprendimiento de luz, calor e incandescencia.

Aleje el tubo de la llama y observe como la incandescencia se comunica al resto de la mezcla. Deje enfriar el tubo y luego colóquelo en la gradilla.

Observe el color de la masa obtenida:.....



Reactivos

Productos

Agregue los estados de agregación de los reactivos y productos.

La reacción química realizada se puede clasificar como:
.....

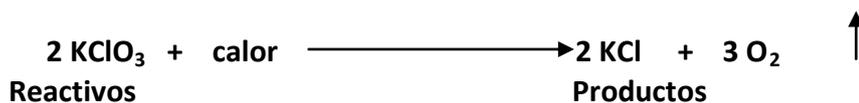
b) Obtención de oxígeno:

En un tubo de ensayo coloque una pequeña cantidad de la sal clorato de potasio KClO_3

Observe el aspecto físico de la sal:.....

Sujete el tubo de ensayo con una pinza de madera y caliente el tubo suavemente hasta fundir. Se trata de un proceso.....

Si sigue calentando observará el desprendimiento de humos color:.....



Agregue los estados de agregación de los reactivos y productos

Nota: La flecha con la cabeza hacia arriba indica desprendimiento de gas

La reacción química realizada se puede clasificar como:.....

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

Se puede observar.....y el desprendimiento de.....

Esta reacción también puede llevarse a cabo con magnesio o hierro. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes.

2- Esta reacción es demostrativa para varias comisiones bajo la supervisión del docente. Bajo la campana de extracción de vapores se coloca una moneda de cinco o diez centavos en la cápsula de porcelana, se agrega unos mililitros de ácido nítrico diluido (HNO_3)_d se observa y anota lo que ocurre. Se debe trabajar en orden y con mucho cuidado ya que se manipula un ácido fuerte.

Consigne los estados de agregación de los reactivos.

Observe la acción del ácido sobre la moneda y responda:

-¿Observa cambios de la moneda?.....

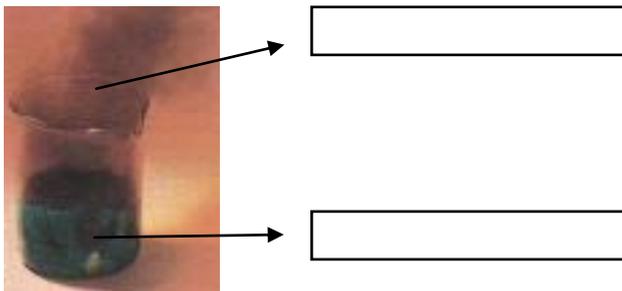
-¿Qué tipos de cambios?.....



La solución de $\text{Cu(NO}_3)_2$ es de color:

El NO se observa como:

Complete indicando colores y estado de agregación de los productos de reacción.



REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO

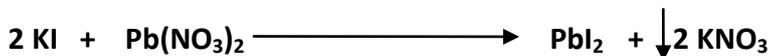
e) Reacciones de una sal con otra sal:

Lluvia de oro

Colocar en un tubo de ensayo 1 mL de ioduro de potasio (KI) utilizando una pipeta adecuada y una propipeta.

Indique color y estado de agregación de KI:.....

A continuación adicionar 1 mL de nitrato de plomo (II), (Pb(NO₃)₂).



Reactivos

Productos



Indique color y estado de agregación de Pb(NO₃)₂:.....

Luego calentar suavemente el tubo de ensayo hasta conseguir que se disuelva el precipitado. Esto es debido a que la solubilidad se modifica con la temperatura.

La solubilidad, ¿aumenta o disminuye con la temperatura?

.....

Luego 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 que se conoce como la “lluvia de oro”.

La “lluvia de oro” se observa como:.....

Hemos concluido el trabajo de laboratorio sobre reacciones químicas.

Nombre y Apellido del Docente	Nombre y Apellido del Alumno
Firma	Firma
Fecha: Mendoza,.....de.....20..	

Química General Año 2017

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Mónica Godoy

Jefe de Trabajos Prácticos: Prof. Iris Dias

Jefe de Trabajos Prácticos: Técnica Universitaria Miriam D. Fraile

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Profesora Asociada: Dra. Susana R. Valdez

Profesora Titular: Dra. N. Graciela Valente

Lugar: laboratorios 206 de la FCEN en ECT.

TRABAJO PRÁCTICO N° 3

SOLUCIONES

CONSIDERACIONES TEÓRICAS

1- CONCEPTO DE SOLUCIONES

Un compuesto tiene una composición fija, mientras que una mezcla puede presentar cualquier composición. Como los componentes de una mezcla están colocados unos junto a otros, retienen en ella sus propiedades químicas.

Los diferentes componentes de las mezclas se pueden identificar tanto con un microscopio óptico como incluso a simple vista. Cuando en una mezcla se pueden identificar diferentes fases se trata de una mezcla heterogénea.

En algunas mezclas, las moléculas o iones de los componentes están tan bien entremezclados que la composición es la misma en cada parte, sin importar la cantidad de muestra. Tal tipo de mezcla se denomina mezcla homogénea. Por ejemplo el jarabe es una mezcla homogénea de azúcar y agua. Las moléculas de azúcar están dispersas y mezcladas totalmente con el agua, por lo que no es posible distinguir regiones o partículas separadas. Aún, usando un microscopio, no se puede distinguir entre una sustancia pura y una mezcla homogénea.

Las mezclas homogéneas son también llamadas soluciones. La mayor parte de los materiales de la naturaleza son soluciones. El agua de mar filtrada es una solución de sal común y otras sustancias disueltas en agua. Cuando se utiliza el término "disolver" se alude al proceso de producción de una solución. Generalmente, el componente de la solución presente en mayor proporción se denomina solvente o disolvente y las sustancias disueltas en él se llaman solutos. No obstante, en el caso de que uno de los componentes sea el agua, independientemente de cuál sea la cantidad en la que se encuentre, se la considera como disolvente. Normalmente, el solvente determina el estado físico de la solución.

Las soluciones acuosas son muy comunes en la vida diaria y en los laboratorios químicos, y serán objeto de estudio en este práctico. Las soluciones no acuosas son soluciones en donde el solvente no es agua. Existen también soluciones sólidas en las cuales el solvente es un sólido, como por ejemplo el latón. Aunque las soluciones gaseosas también existen, normalmente se las conoce como mezclas gaseosas, como por ejemplo la atmósfera.

2- UNIDADES Y EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN

La concentración de una solución indica la cantidad de soluto disuelto en una cantidad determinada de solvente.

Las unidades en las cuales se expresa la concentración de las soluciones, pueden clasificarse en físicas y químicas. Las unidades físicas más comunes que se utilizarán en este curso son: gramo (g), kilogramo (Kg), litro (L), mililitro (mL), centímetro cúbico (cm^3) y decímetro cúbico (dm^3). En tanto que la unidad química por excelencia es el mol.

Las expresiones de la concentración, derivan de las diferentes relaciones entre las unidades, por lo que se tienen expresiones físicas y expresiones químicas de la concentración.

Las expresiones derivadas de las unidades físicas son:

- Por ciento en masa (% m/m): Cantidad en masa de un componente en 100 partes en masa de solución. Ejemplo: una solución acuosa al 5 % de NaCl contiene 5 gramos de sal en 100 g de solución. Es frecuente designar a esta unidad como porcentaje en peso.
- Por ciento en volumen (% v/v): Cantidad en volumen de un componente en 100 partes de volumen de la solución. Ejemplo: una solución acuosa de propanol al 20 % v/v contiene 20 cm^3 de propanol por 100 cm^3 de solución.
- Por ciento masa en volumen (% m/v): Cantidad en masa de un componente en 100 partes en volumen de solución. Ejemplo: Una solución acuosa al 10 % m/v de alcohol etílico, contiene 10 g de alcohol por cada 100 cm^3 de solución.
- Parte por millón (ppm): Cantidad en masa de un componente en g y/o mL en 10^6 partes en masa y/o volumen respectivamente. Ejemplo: concentración de ozono en el aire, 4ppm, ello quiere decir que hay 4 g de dicho componente en 10^6 cm^3 de aire.

Las expresiones derivadas de las unidades químicas son:

- a. Molaridad (M): número de moles de soluto presentes por litro (L) de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen solución (L)}}$$

- b. Normalidad (N): número de equivalentes-gramo de soluto que hay por litro de solución.

$$N = \frac{\text{equivalentes-gramo de soluto}}{\text{Volumen solución (L)}}$$

- c. Molalidad (m): número de moles de soluto que hay en 1000 gramos (1 Kg) de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg (1000 g) disolvente}}$$

- d. Fracción molar: Relación entre el número de moles de un componente y el número total de moles de solución. Se representa como **X** y es adimensional.

Dilución: Una práctica común en química es almacenar una solución en forma concentrada, llamada **solución madre**, y luego **diluir**la, o reducir su concentración, para alcanzar una menor concentración.

Para diluir una solución madre a una concentración deseada, primero se debe usar una pipeta para transferir el volumen apropiado de la solución madre a un matraz aforado. Luego se debe adicionar el solvente suficiente para aumentar el volumen de la solución a su valor final.

La expresión que permite realizar los cálculos de dilución es la siguiente, donde C y V son la concentración y el volumen respectivamente.

$$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$$

3- SOLUBILIDAD

A medida que un soluto sólido comienza a disolverse en un disolvente, aumenta la concentración de partículas de soluto en la solución. Una solución que está en equilibrio con un soluto no disuelto se describe como **saturada**. No se disolverá soluto adicional si se agrega a una solución que ya se encuentra saturada. La máxima cantidad de soluto que es capaz de disolverse en una cantidad dada de solvente para formar una solución saturada a una temperatura determinada se conoce como **Solubilidad** de ese soluto. Por

ejemplo la solubilidad del cloruro de sodio a 0°C es de 35,7 g por cada 100 mL o 100 g de agua (considerando que la densidad del agua es de 1 g mL⁻¹ a dicha temperatura). Esta es la máxima cantidad de cloruro de sodio que se puede disolver en agua para dar una solución estable, a esa temperatura.

Es posible disolver menos soluto que el necesario para formar una solución saturada, en ese caso la solución es **insaturada**.

En condiciones apropiadas es posible formar soluciones que contienen una cantidad mayor de soluto que la necesaria para formar una solución saturada. En estas condiciones la solución se denomina **sobresaturada**. Es posible preparar una solución de este tipo, saturando una solución a temperaturas más elevadas, para luego enfriarla cuidadosamente hasta una temperatura en la que el soluto es menos soluble, no obstante, el mismo permanece en solución.

4- FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE DISOLUCIÓN

Los factores que afectan la velocidad de disolución de un soluto son:

- Naturaleza de soluto y disolvente: El grado en que una sustancia se disuelve en otra depende de la naturaleza tanto del soluto como del disolvente. Cumpliéndose la regla que expresa “lo similar disuelve a lo similar”.
- Temperatura: El factor más importante que influye sobre la solubilidad es la temperatura. En el caso de la mayoría de las sales inorgánicas, un aumento en la temperatura implica mayor solubilidad de las mismas, si bien existen algunas pocas excepciones, tal como el sulfato de cerio. En tanto que para los gases, la solubilidad disminuye al incrementarse la temperatura.
- Presión: El efecto de la presión es más notable en el caso de gases, notándose un aumento de la solubilidad con el incremento de la presión.
- Agitación: la agitación permite mayor contacto entre las partículas del soluto con el disolvente favoreciendo la disolución en menor tiempo.
- Tamaño de partícula: al disminuir el tamaño de partícula de soluto se aumenta la superficie de contacto entre el soluto y el disolvente. Como resultado se logra la disolución en menor tiempo.

OBJETIVOS:

- a. Identificar los factores que influyen en la solubilidad y en la velocidad de disolución de un soluto.
- b. Obtener solución saturadas de sal inorgánica.
- c. Identificar y aplicar en cálculos las principales formas de expresar la concentración de las soluciones.
- d. Preparar soluciones acuosas de distintas concentraciones.
- e. Aplicar el concepto de dilución para preparar soluciones.

EXPERIENCIA DE LABORATORIO:

MATERIALES Y REACTIVOS:

- Balanza.
- Matraz aforado 250 mL
- Tubos de ensayo
- Erlenmeyer 250 mL
- Pipeta
- Pro-pipeta de goma
- Vaso de precipitación
- Varilla de vidrio
- Vidrio de reloj
- Tubos de Kahn
- Plancha calefactora
- Piseta o frasco lavador
- Pinza de madera
- Probeta
- Agua destilada
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Lentejas de hidróxido de sodio $\text{Na}(\text{OH})$
- Ácido clorhídrico HCl

I) FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE DISOLUCIÓN

a. Efecto de la agitación:

1. Coloque pequeñas cantidades de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)}$ pulverizado en dos tubos de Kahn (tubos de ensayo de menor diámetro y menor altura) o dos tubos de ensayo según disponibilidad, conteniendo 2 mL de agua destilada.
2. Tape y agite uno de ellos, mientras el otro tubo permanece en reposo.

Anote sus observaciones:

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

Conclusión:

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

b. Efecto del tamaño de las partículas:

1. Coloque agua destilada hasta aproximadamente 2 cm de altura en dos tubos de Kahn o en dos tubos de ensayo (según material disponible).
2. Tome el frasco rotulado como $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)}$ y seleccione un cristal grande de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)}$
3. Al tubo de Kahn o tubo de ensayo, rotulado como 1. Agregue el cristal grande de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}_{(s)}$
4. Al tubo de Kahn o tubo de ensayo, rotulado 2. Agregue una cantidad aproximadamente igual a la de la sal agregada al tubo 1 pero pulverizada.



Anote sus observaciones:.....

.....

Conclusión:.....

.....

c. Efecto de la temperatura:

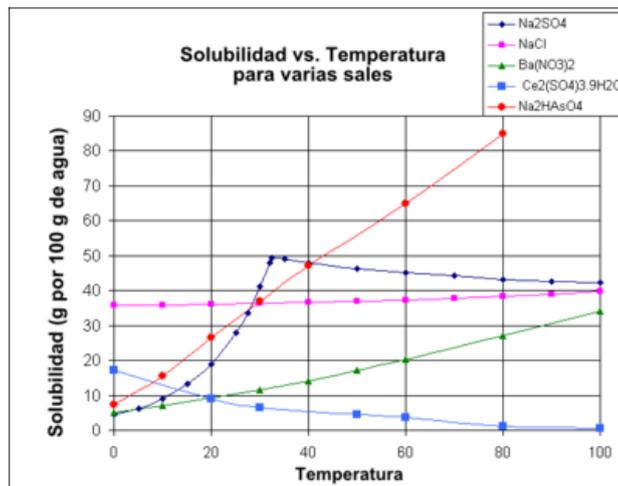
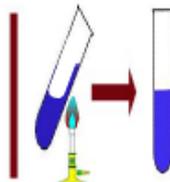


Figura 1: Curva de solubilidad de sales inorgánicas¹

¹ obtenida de upload.wikimedia.org.

En esta experiencia se trabaja con sulfato cúprico:

1. Prepare dos tubos de Kahn o dos tubos de ensayo (según material disponible) con agua destilada hasta aproximadamente 2 cm de altura.
2. Utilizando un mechero de Bunsen **caliente sólo uno** de los tubos hasta que hierva el agua. **El otro tubo permanecerá sin calentar.**
3. *Precaución: tomar el tubo con pinzas, calentarlo evitando las proyecciones y orientarlo hacia donde no se encuentren operarios o alumnos.*
4. Agregue a cada tubo cristales de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ que sean aproximadamente del mismo tamaño y observe la velocidad de disolución de cada uno de ellos.
5. Identifique si obtuvo una solución saturada, insaturada o sobresaturada de acuerdo a la gráfica de la figura 1.

Anote sus observaciones:.....

.....
.....

Conclusión:.....

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

II) PREPARACIÓN DE UNA SOLUCIÓN SÓLIDO-LÍQUIDO.

Preparación de 0,25 L de una solución 0,1 N de hidróxido de sodio, Na(OH).

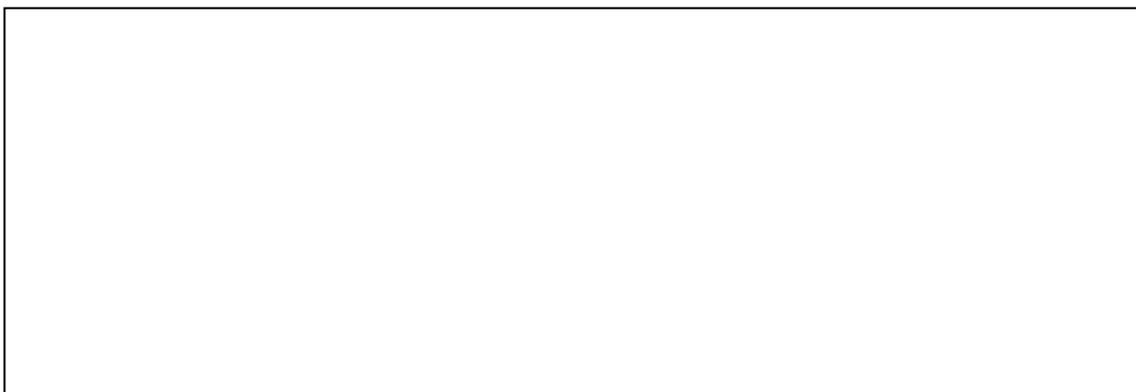
INTRODUCCIÓN:

Para preparar una solución de una sustancia de concentración determinada es necesario seleccionar el disolvente que en nuestra experiencia será agua destilada y calcular teóricamente la cantidad de sustancia o soluto a pesar para obtener la concentración deseada. La solución que vamos a preparar tiene su concentración expresada en Normalidad.

$$N = \frac{\text{equivalentes-gramo soluto}}{\text{Volumen solución (L)}}$$

PROCEDIMIENTO:

1. Calcule la cantidad de Na(OH) en gramos que se debe pesar para preparar 0,25 L de una solución 0,1 N. Luego proceda a pesar el Na(OH) en la balanza utilizando un cuadrado de papel de 4cm x 4cm, que previamente habrá sido pesado y agregue la cantidad calculada de hidróxido.



2. Tener precaución al manipular las lentejas de Na(OH). En un vaso de precipitación disuelva el Na(OH) pesado con 100 mL de agua destilada.
3. Deje enfriar, dado que la preparación de la solución es un proceso exotérmico, hasta la temperatura ambiente.
4. Trasvase el contenido del vaso de precipitado al matraz con la ayuda de una varilla de vidrio y el embudo.
5. Enjuague el vaso de precipitado con el agua destilada que se encuentra contenida en otro vaso, empleando para ello la descarga de la pipeta Pasteur.
6. **Repita el paso 5 diez veces** y luego deje sobre la mesada el vaso que contenía originalmente la solución.
7. Utilice la pipeta Pasteur para enjuagar con el agua destilada la varilla de vidrio y el embudo, repitiendo este procedimiento dos veces y viértala en el matraz.
8. Retire el embudo.
9. Agregue agua destilada al matraz hasta que observe por primera vez el menisco.
10. Luego use una pipeta o un frasco lavador para agregar agua hasta el enrase. Pruebe con cuál de los dos puede descargar gota a gota para que no supere el enrase. Tal como muestra la figura 2.



Figura 2

11. Coloque el tapón y homogeneíce.

12. Rotule el recipiente donde va a descargar la solución preparada, tal como se indica a continuación.

NaOH
0,1 N
Fecha:
(Nombre y Apellido de un integrante de la comisión).....

III) PREPARACIÓN DE UNA SOLUCIÓN LÍQUIDO-LÍQUIDO.

Preparación de 0,25 L de una solución 0,1 N de ácido clorhídrico, HCl (aq).

INTRODUCCIÓN:

Cuando dos líquidos son miscibles entre sí se produce una solución líquido-líquido.

El líquido que se encuentra en mayor proporción es el llamado solvente y el que se encuentra en menor proporción es el llamado soluto. La concentración puede expresarse en cualquiera de las formas vistas previamente.

Precisamos calcular los gramos necesarios de soluto HCl para preparar la solución de la concentración deseada, en nuestro caso 0,25 L de concentración 0,1 N. Pero en esta experiencia el soluto (HCl) es líquido. Por lo tanto debemos averiguar el volumen en mL de solución de ácido que contiene los gramos de soluto necesarios utilizando el dato de densidad.

PROCEDIMIENTO:

1. Calcule teóricamente el volumen de HCl que se necesita para preparar 0,25L de una solución 0,1 N.

Datos que se encuentran especificados en la etiqueta de la botella de HCl:

MM= 36,46 g/mol

Concentración= 35 % m/m

Densidad a 20 °C= 1,17 g/mL

--

2. El volumen de ácido clorhídrico calculado se toma del vaso de precipitado que contiene una porción de la botella de ácido comercial con ayuda de una pipeta de vidrio utilizando propipeta. Precaución al manipular el ácido.
3. El volumen de ácido (mL) se trasvasa a un vaso de precipitado **QUE CONTIENE UN POCO DE AGUA DESTILADA. Nunca debe dar de beber a un ácido.** Con la ayuda de una varilla de vidrio y un embudo se vierte el contenido en un matraz aforado de 250 mL.
4. Para enjuagar el vaso que contenía la solución, agregue agua destilada con la pipeta Pasteur, enjugando con cuidado toda la pared del mismo dos veces con agua destilada.
5. Sin retirar el embudo del matraz y con la ayuda de la pipeta Pasteur que contiene agua destilada, enjuague la varilla de vidrio dos veces y luego el embudo.
6. Retire el embudo.
7. Agregue agua destilada empleando la piseta o frasco lavador al matraz hasta que observe por primera vez el menisco en el vástago del matraz.
8. Luego use una pipeta graduada, pipeta Pasteur o piseta para agregar agua hasta el enrase. Pruebe con cuál de los dos puede descargar gota a gota para que no supere el enrase. Tal como muestra la figura 2.

Rotule el recipiente donde va a descargar la solución preparada, tal como se indica a continuación.

HCl
0,1 N
Fecha:
(Nombre y Apellido de un integrante de la comisión).....

VI) REGLA DE DILUCIÓN

Preparar 100 mL de una solución de Na(OH) 0,05N a partir de la solución 0,1 N de Na(OH).

FUNDAMENTO:

Si contamos con una solución de concentración conocida (solución inicial o solución 1) podemos diluirla con agua destilada para preparar una nueva solución que tenga una concentración menor y deseada (solución final o solución 2). En el laboratorio es frecuente almacenar soluciones concentradas con el fin de ahorrar espacio y tiempo en las operaciones del laboratorio.

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

Esta ecuación se emplea cuando deseamos preparar diluciones.

C= concentración en cualquiera de sus formas de expresión, Ej. M, N, % m/m, etc.

V= Volumen

V_1 y V_2 = deben estar expresados en las mismas unidades.

C_1 y C_2 = deben estar expresadas en las mismas unidades.

PROCEDIMIENTO

1. Calcule teóricamente el volumen de Na(OH) de concentración 0,1 N que se necesita para preparar 0,1 L o 100 mL de una solución 0,05 N.

Solución concentrada, inicial o solución 1: $C_1= 0,1\text{ N}$ $V_1= \text{¿? L}$

Solución deseada, final o solución 2: $C_2= 0,05\text{ N}$ $V_2= 0,1\text{ L}$

2. Coloque en una probeta el volumen calculado de la solución concentrada (C_1).
3. Trasvase el contenido con la ayuda de la varilla de vidrio y el embudo a un matraz aforado de 100 mL.
4. Enjuague la probeta empleando la piseta con agua destilada y vierta en el matraz.
5. Sin retirar el embudo del matraz y con la ayuda de la piseta, enjuague la varilla de vidrio dos veces y luego el embudo.
6. Retire el embudo.
7. Agregue agua destilada al matraz hasta que observe por primera vez el menisco en la base del vástago del matraz.
8. Luego use una pipeta o un frasco lavador para agregar agua hasta el enrase. Pruebe con cuál de los dos puede descargar gota a gota para que no supere el enrase. Tal como muestra la figura 2
9. Coloque el tapón y homogeneice.
10. Rotule el recipiente donde va a descargar la solución preparada, tal como se indica a continuación.

NaOH

0,05 N

Fecha:

(Nombre y Apellido de un integrante de la comisión).....

11. Obtendrá la solución diluida o final 2

ATENCIÓN

LAS SOLUCIONES PREPARADAS DEBE GUARDARLAS PARA SER USADAS EN EL PRÁCTICO N°4 SEGÚN LA INDICACIÓN DE LA DOCENTE A CARGO.

Nombre y Apellido del Docente	Nombre y Apellido del Alumno
Firma	Firma
Fecha: Mendoza,.....de.....20..	

Química General Año 2017

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Mónica Godoy

Jefe de Trabajos Prácticos: Prof. Iris Dias

Jefe de Trabajos Prácticos: Técnica Universitaria Miriam D. Fraile

Profesora Adjunta: Dra. Cecilia Medaura

Profesora Asociada: Dra. Susana R. Valdez

Profesora Titular: Dra. N. Graciela Valente

Lugar: laboratorio 206 de la FCEN en ECT.

TRABAJO PRÁCTICO N° 4

TITULACIÓN DE ÁCIDO FUERTE CON BASE FUERTE

Punto estequiométrico o de equivalencia

Uso de indicadores ácido-base

INTRODUCCIÓN

Reacciones de neutralización

Una reacción de neutralización es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, un ejemplo es el producto de la reacción ácido-base del HCl con NaOH



Titulación

La titulación o también denominada valoración es una técnica usual en química analítica para la determinación de la concentración de sustancias en solución (analito). El conocimiento de esta técnica es esencial en el laboratorio químico.

En general las titulaciones son ácido-base, en las cuales un ácido reacciona con una base. Pero también pueden ser redox, en las cuales un agente reductor reacciona con un oxidante.

En una titulación, el volumen de una de las soluciones es conocido (aunque se desconoce su concentración) y se mide el volumen de otra solución de concentración conocida (solución patrón o estándar) necesario para completar la reacción. La solución que está siendo analizada (concentración desconocida) se denomina analito. Mientras que la solución cuya concentración se conoce y de la cual se utiliza un determinado volumen para que reaccione todo el analito se denomina solución titulante. La determinación de la concentración de una solución a través de la medición de un volumen se denomina análisis volumétrico.

Dado un volumen determinado de una solución ácida, puede determinarse su concentración conociendo el volumen requerido de una solución básica de concentración conocida (solución patrón) para neutralizarlo o viceversa. A este procedimiento se lo llama titulación ácido-base.

Para reconocer el punto final de la titulación se puede utilizar un indicador que cambie de color al pasar de una solución básica a una neutra.

Los indicadores ácido-base son compuestos orgánicos que presentan la particularidad de variar su color dependiendo de la concentración de protones de la solución. Para determinar el pH se observa el color que toman los distintos indicadores en la solución. Conociendo el rango en que vira cada indicador es posible ubicar el pH de la solución entre dos valores próximos.

Los indicadores que indican el punto de equivalencia no son igual de útiles para todas las reacciones.

La elección del indicador adecuado para determinar el punto de equivalencia dependerá del pH final, que tiene que estar dentro del intervalo en el que el indicador sufre el cambio de color. Cuando un ácido fuerte se neutraliza con una base fuerte, el pH experimenta una brusca variación justamente en el punto de equivalencia.

Para el presente trabajo de laboratorio utilizaremos un indicador de uso frecuente como la fenolftaleína, que pasa de color rosa o fucsia en medio básico a incolora en medio neutro o ácido. El punto en el cual la concentración de protones es igual a la concentración de hidroxilos se denomina "punto de equivalencia". El momento en que el indicador cambia de color se denomina "punto final", que puede ser ligeramente diferente del verdadero punto de equivalencia, debido a que esa gotita de más agregada hizo que virara el indicador y podamos percibir el cambio de color. Sin embargo, a los fines prácticos, se considera que en ese momento el número de moles de ácido monoprótico y de base monohidroxílica que han reaccionado es el mismo. Así podemos hacer los cálculos, pero debemos tener en cuenta que siempre hay un error. Midiendo los volúmenes de ambas soluciones y conociendo la concentración de una de ellas, se puede conocer la concentración de la otra solución (analito).

Uso correcto de la bureta

Las buretas deben estar perfectamente limpias para que las mediciones de volúmenes sean reproducibles en todas las titulaciones. Si la llave es de teflón debe extraerse y limpiarse perfectamente, tanto la llave como la superficie de vidrio, eliminando las partículas de polvo que podrían rayar la superficie de teflón al girar la llave. Al insertar la llave debe obtenerse un ajuste correcto, ya que si queda demasiado floja puede haber pérdidas.

La bureta debe estar limpia. Lavarla con pequeños volúmenes de solución titulante antes de llenarla, descartando la solución en un vaso. Utilizar un embudo apropiado y verificar antes de los lavados o el llenado que la llave esté cerrada. Finalmente, llenar la bureta con solución titulante hasta sobrepasar el enrase. Colocar un recipiente bajo la bureta y abrir la llave por completo permitiendo que el líquido fluya rápidamente. Con esto se logra que la porción debajo de la llave se llene completamente, sin que queden burbujas de aire atrapadas. Cuando esto se logra, cerrar rápidamente la llave y enrasar en cero ml.

Al terminar el uso de la bureta debe lavarse y enjuagarse con agua corriente y luego con agua destilada. En el caso de emplear soluciones alcalinas, asegure la limpieza de la llave.

La posición correcta para utilizar la bureta es sujetarla sobre el soporte de manera que podamos ver la escala graduada

OBJETIVOS

Usar una solución de ácido clorhídrico de concentración conocida titulada contra un patrón primario.

Determinar la concentración de una base, por medio de una reacción de neutralización, con un ácido de concentración conocida.

EXPERIENCIA DE LABORATORIO:

MATERIALES

- Soporte universal
- Pinza para bureta
- Varilla de vidrio
- Embudo
- Vaso de precipitación de 50 ml
- Erlenmeyer de 100 ml y 250 ml
- Bureta de 25 ml
- Pipeta graduada de 10 ml

REACTIVOS

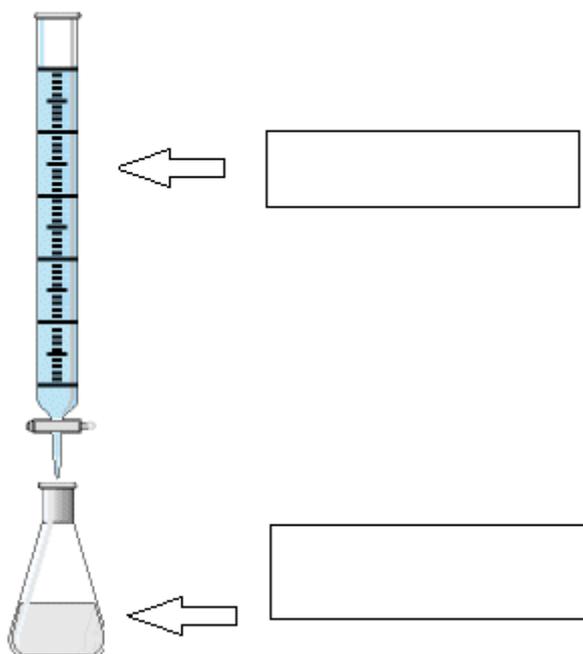
- Solución de hidróxido de sodio preparada en el práctico anterior (Laboratorio número 3).
- Solución de ácido clorhídrico de concentración conocida y verificada, 0,1 N contra patrón primario provista por el docente.
- Fenolftaleína.

Consideraciones para esta experiencia:

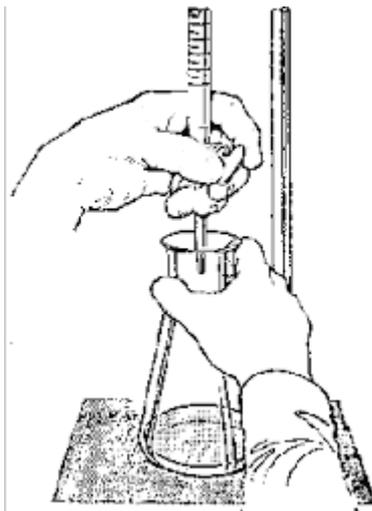
1. En la titulación ácido-base que se realizará en este trabajo práctico se utilizará como analito la solución básica de hidróxido de sodio preparada por los estudiantes en el trabajo práctico de laboratorio anterior.
2. Se utilizará una solución de ácido clorhídrico como solución titulante.
3. El uso de un indicador hidrosoluble ayudará a detectar el punto final.
4. Si se titula hidróxido de sodio que contiene una gota de fenolftaleína, al principio la solución será rosa o fucsia.
5. Después del punto estequiométrico (etapa en que todos los oxhidrilos de la base han sido neutralizados por reacción con los protones aportados por el ácido) cuando hay un discreto exceso de ácido, la solución en el matraz será ligeramente ácida y el indicador será incoloro.
6. El cambio de color del indicador es repentino permitiendo detectar visualmente el punto final.

PROCEDIMIENTO:

1. Tener dos vasos de precipitado uno para colocar el ácido que se descarta porque se usó para enjuagar y el segundo vaso para cargar la bureta.
2. Usar la varilla de vidrio y el embudo para cargar la bureta.
1. Tomar en un vaso de precipitado 10 mL de solución de ácido clorhídrico que se utilizará para enjuagar la bureta el embudo y la varilla y se descarta en otro vaso.
2. Teniendo en cuenta que se usa unos dos mililitros por vez.
3. Agregar unos 5 mililitros de ácido y verificar que no queda burbuja en el vástago de la bureta.
4. Si queda burbuja debe inclinar la bureta, girarla, abrir el robinete, descargar parte del ácido en el vaso que contiene el ácido que descarta.
5. Se repite este procedimiento hasta que no quede burbujas
6. Verificar que no tiene pérdida la bureta.
- 7. Retirar el embudo y la varilla de vidrio.**
8. Enrasar a cero respetando los cuidados que trabajó en el laboratorio N° 3 con respecto a la técnica del enrase correcto.
9. Tomar 10 mililitros de la solución de NaOH preparada en el Trabajo Práctico de Laboratorio N°3, con una pipeta graduada, (es preferible el uso de una pipeta doble aforo si tuviera) colocarla en un erlenmeyer de 100 o 250 mililitros (según disponibilidad) y agregar dos gotas de fenolftaleína. Identifique en el siguiente esquema analito y solución titulante.



10. CUIDADO. Debe comprobar el buen manejo del robinete. Para ello debe tomar el robinete de la bureta con la mano izquierda con el dedo meñique y anular sostener el vástago de la bureta por la parte de adelante y con el dedo medio, índice y pulgar girar el robinete.



11. Verifique y pregunte si está procediendo en forma correcta al docente antes de continuar.
12. **Cuidado** debe descargar hasta los 4 mililitros con descarga de 0,5 mililitro por vez girando el erlenmeyer que sostiene con su mano derecha y observando si el color fucsia permanece.
13. Después de ese volumen debe realizar descarga de una gota y agitar el erlenmeyer comprobando que aún permanece el color fucsia.
Cuidado ya que es sólo una gota la que le permite comprobar que viró la fenolftaleína a incoloro.
14. Se mide el volumen de la solución de ácido clorhídrico consumido para la reacción completa con el hidróxido de sodio.

Medir el volumen gastado:.....

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

V_1 = Volumen de ácido gastado

C_1 = Concentración de ácido clorhídrico conocida.

V_2 = Volumen de hidróxido de sodio utilizado= 10 mL

C_2 = concentración del hidróxido de sodio calculada.

Determinar la concentración de la base desconocida:

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

Autoevaluación: compare el valor de C_2 con la concentración de la solución que preparó en el TP de laboratorio Nro 3. ¿Cómo trabajó al preparar la solución de hidróxido de sodio 0,1 N en el laboratorio anterior?

.....

La concentración averiguada por titulación fue muy diferente a la concentración de la solución que se propuso preparar en el laboratorio 3?

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

VIRAJE DE INDICADORES

OBJETIVO

Observar el viraje de algunos de los indicadores de uso más frecuente en el laboratorio.

INTRODUCCIÓN:

Los indicadores son sustancias que tienen la propiedad de cambiar de color. Cuando se hallan en presencia de un ácido muestran un color y en presencia de una base o álcalis otro color; indicando la mayor o menor concentración de hidrogeniones o protones. Generalmente son sustancias colorantes orgánicas.

El intervalo de pH en que los indicadores cambian de color se llama rango de viraje y es diferente para cada indicador.

MATERIALES

- Gradilla
- Tubos de ensayos
- Gotero

REACTIVOS

- Ácido clorhídrico
- Hidróxido de sodio
- Indicadores

PROCEDIMIENTO:

1. Prepare un set de 5 tubos con 2 ml de ácido cada uno.
2. Prepare otro set de 5 tubos con 2 ml de base cada uno.
3. Enumerar los tubos de las soluciones ácidas y las soluciones básicas según se indica en la tabla.
4. Agregar una gota del indicar en el tubo correspondiente según tabla. Proceda a completar la misma consignando los colores que observa.



INDICADOR	NÚMERO DE TUBO	MEDIO ÁCIDO	NÚMERO DE TUBO	MEDIO ALCALINO
FENOLFTALEÍNA	1		2	
AZUL DE BROMOTIMOL	3		4	
AZUL DE BROMOFENOL	5		6	
VERDE DE BROMOCRESOL	7		8	
FLUORESCÉINA	9		10	

Responda las siguientes preguntas antes de asistir al trabajo práctico de laboratorio. Para ello consulte la bibliografía de referencia y a sus Profesores en clase de consulta.

1- ¿Qué es el punto estequiométrico o de equivalencia?

.....

2- ¿Qué es el punto final?

.....

3- ¿A qué se le llama solución titulante?

.....

4- ¿Qué entiende por indicador ácido-base?

.....

5- Cite un ejemplo de un indicador ácido-base y busque en la bibliografía su estructura química. Transcriba la misma al presente informe y describa como actúa.

.....

6- ¿Qué criterios se utilizan para seleccionar un indicador para una determinada reacción? Cite un ejemplo.

.....

7- ¿Para qué se utilizan las reacciones de titulación?

.....

Nombre y Apellido del Docente	Nombre y Apellido del Alumno
Firma	Firma
Fecha: Mendoza,.....de.....20..	