



UNIVERSIDAD NACIONAL MAYOR DE SAN MARCOS

ESCUELA DE ESTUDIOS GENERALES

ÁREA DE INGENIERIA

**GUIA DE PRÁCTICA DE
LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL**

Semestre Académico 2019 – II

Ciudad Universitaria, Setiembre del 2019

UNIVERSIDAD NACIONAL MAYOR DE SAN MARCOS

ESCUELA DE ESTUDIOS GENERALES

GUÍA DE PRÁCTICA

I. CURSO : LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL

Código :

II. ESCUELA : ESTUDIOS GENERALES

III. SEMESTRE : 2019 – II

IV. DURACION : 2 HORAS

V. SISTEMA DE EVALUACIÓN : $PF = \frac{E_1 + E_2 + P_1}{3}$

PF = Promedio Final

E₁ = Primer Examen Parcial de Laboratorio

E₂ = Segundo Examen Parcial de Laboratorio

P₁ = Promedio de Informes

*** La asistencia a las prácticas de laboratorio son obligatorias.**

*** En el laboratorio no se considera examen sustitutorio.**

Mg. MANUEL BEJAR RAMOS
Dir. Dpto. Acad. de Quím. Inorgánica

Quim. ENRIQUE GUZMAN LEZAMA
Coordinador de Laboratorio

DEPARTAMENTO ACADÉMICO DE QUÍMICA INORGÁNICA

SECUENCIA DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO
QUÍMICA GENERAL

ESCUELA DE ESTUDIOS GENERALES

1.- REACCIONES QUÍMICAS Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

2.- ENLACE QUÍMICO

PRIMER EXAMEN PARCIAL

3.- ESTEQUIOMETRÍA

4.- PREPARACIÓN DE SOLUCIONES Y ESTANDARIZACION ACIDO - BASE

5.- EQUILIBRIO QUÍMICO

SEGUNDO EXAMEN PARCIAL

MATRIZ DE EVALUACIÓN

Nombre y apellido	Trabajo previo (4 p)	Trabajo experimental		Nota final
		Trabajo (6p)	Informe (10 p)	
		<ul style="list-style-type: none">- Puntualidad- Orden y limpieza.- Comportamiento adecuado.- Trabajo en equipo.	<ul style="list-style-type: none">- Registro y tratamiento adecuado de datos. (4 p)- Preguntas realizadas y respuestas dadas apropiadas al tema. (4 p)- Discusión y conclusiones (2 p)	

Ciudad Universitaria, Setiembre del 2019

INTRODUCCIÓN

La química es una ciencia básica, importante en el mundo moderno. Como ciencia experimental plantea ideas, modelos, teorías, hipótesis y leyes para explicar un gran número de hechos y observaciones experimentales. La observación de los fenómenos químicos se realiza en ambientes aislados y en condiciones controlables denominados Laboratorios. El conjunto de experimentos presentados en esta guía permite al estudiante observar, entender, aprender y recordar un determinado fenómeno químico. Para realizar una práctica satisfactoria el alumno deberá:

- Leer atentamente la guía
- Registrar los datos y las observaciones
- Realizar los cálculos y analizar lo observado en la experiencia.

Las prácticas de laboratorio de Química General tienen los siguientes objetivos:

1. Adquirir habilidad en las técnicas experimentales fundamentales de la química.
2. Trabajar de manera correcta, con las precauciones y medidas de seguridad de acuerdo al tipo de práctica que se realiza.
3. Desarrollar la capacidad de observación, análisis, orden, disciplina y seriedad en el trabajo experimental.
4. Reconocer y trabajar adecuadamente con los materiales de vidrio, equipos y reactivos.
5. Conocer las operaciones y reactividad de algunos elementos y compuestos químicos.

INSTRUCCIONES GENERALES

1. El alumno debe usar guantes, lentes de seguridad y mandil blanco.
2. Debe revisar que el material este limpio, seco y sin daños.
3. Antes de realizar alguna experiencia deberá estar seguro de lo que debe hacer, de lo contrario preguntar al profesor.
4. Debe de anotar todo lo observado en la práctica en un cuaderno, el cual será revisado por el profesor.
5. Se sugiere un comportamiento adecuado a la seriedad del trabajo científico. Se valorará el orden, la responsabilidad, la disciplina, el esmero, las ganas de trabajar, en decir, todas las actitudes y aptitudes de un buen científico. El alumno debe ser un buen observador, y estar pensando y razonando en lo que está haciendo. La práctica es la única oportunidad que tiene para familiarizarse con los cambios químicos.
6. Terminada la práctica el alumno debe devolver los materiales, reactivos y equipos así como dejar su área de trabajo limpio y ordenado.

SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

El profesional del área de ingeniería debe estar preparado para manejar con destreza todos los compuestos químicos que en la mayoría de los casos representan un peligro debido a que pueden ser explosivos, comburentes, inflamables, tóxicos, nocivos, irritantes, corrosivos, etc. Además, el material de vidrio al romperse puede ocasionar cortes. El riesgo es real, pero puede ser controlado. En la práctica la mayoría de los accidentes ocurren por negligencia, por ello, se deben seguir todas las medidas de seguridad que se indican.

Se debe cuidar ante todo la salud física del experimentador, más vale dejar de realizar una práctica que exponerse a un riesgo.

1. TOXICIDAD DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Los compuestos químicos pueden entrar el organismo por la piel, las mucosas, el aparato respiratorio y por vía parenteral. Una lista de la toxicidad de muchos compuestos se puede ver en los catálogos de reactivos químicos, en libros especializados, en [http :chemfinder.camsoft.com](http://chemfinder.camsoft.com), www.osha.gov/ y en otras páginas web. Para evitar este riesgo se tendrán en cuenta las siguientes recomendaciones:

- No debe probarse, ni tocarse reactivo químico alguno y nunca respirar los vapores. Cualquier envase con un compuesto volátil o uno desconocido debe destaparse con cuidado bajo la campana extractora.
- Debe usarse guantes y gafas de seguridad
- No se deben llenar las pipetas con la boca
- No está permitido consumir alimentos o bebidas en el laboratorio.
- En caso de que un producto químico salpicara en la piel deberá lavarse con agua durante quince minutos.

2. RIESGO DE INCENDIO Y QUEMADURAS

Uno de los peligros más habituales en un laboratorio es el fuego. Existe riesgo cuando se trabaja con líquidos inflamables como solventes (éter dietílico, hexano, acetona, etanol, metanol, etc) aceites y grasas, con gases inflamables como metano, butano, monóxido de carbono, hidrógeno, acetileno, y con sólidos que reaccionan violentamente con agua como los metales: sodio, potasio, magnesio, calcio, etc). El riesgo de explosión está asociado generalmente al del incendio.

Para evitar los incendios deben seguirse las siguientes normas:

- Cierre todas las válvulas de gas y agua, y desconecte los equipos, así como, la llave general de energía eléctrica.
- Controlar siempre los balones de gas, el mechero y las planchas de calentamiento.

- No fumar en el laboratorio
- Conocer la ubicación de extintores.
- En caso de quemaduras leves usar crema o ungüento. No aceite.

3. CORTES

Al romperse el material de vidrio puede ocasionar cortes, por ello se recomienda:

- No debe usarse material de vidrio dañado o roto
- Es preciso ajustar sin mucha opresión las piezas de vidrio. Para introducir un tubo de vidrio en un tapón de jebes, previamente deberá humedecerlo con agua y para proteger sus manos utilice los guantes especiales o una toalla, el tubo se ajusta y gira por ambos lados.
- Verificar que los bordes de todo material de vidrio estén pulidos y redondeados, en caso contrario utilizar el mechero para lograrlo.

No debe pensarse que entrar a un laboratorio es un peligro inminente, ya que en realidad no importa donde vivamos ni cual sea nuestra ocupación, estamos expuestos todos los días a algunas sustancias químicas peligrosas. Toleramos algunas porque el riesgo que presentan al parecer es menor que los beneficios que ofrecen.

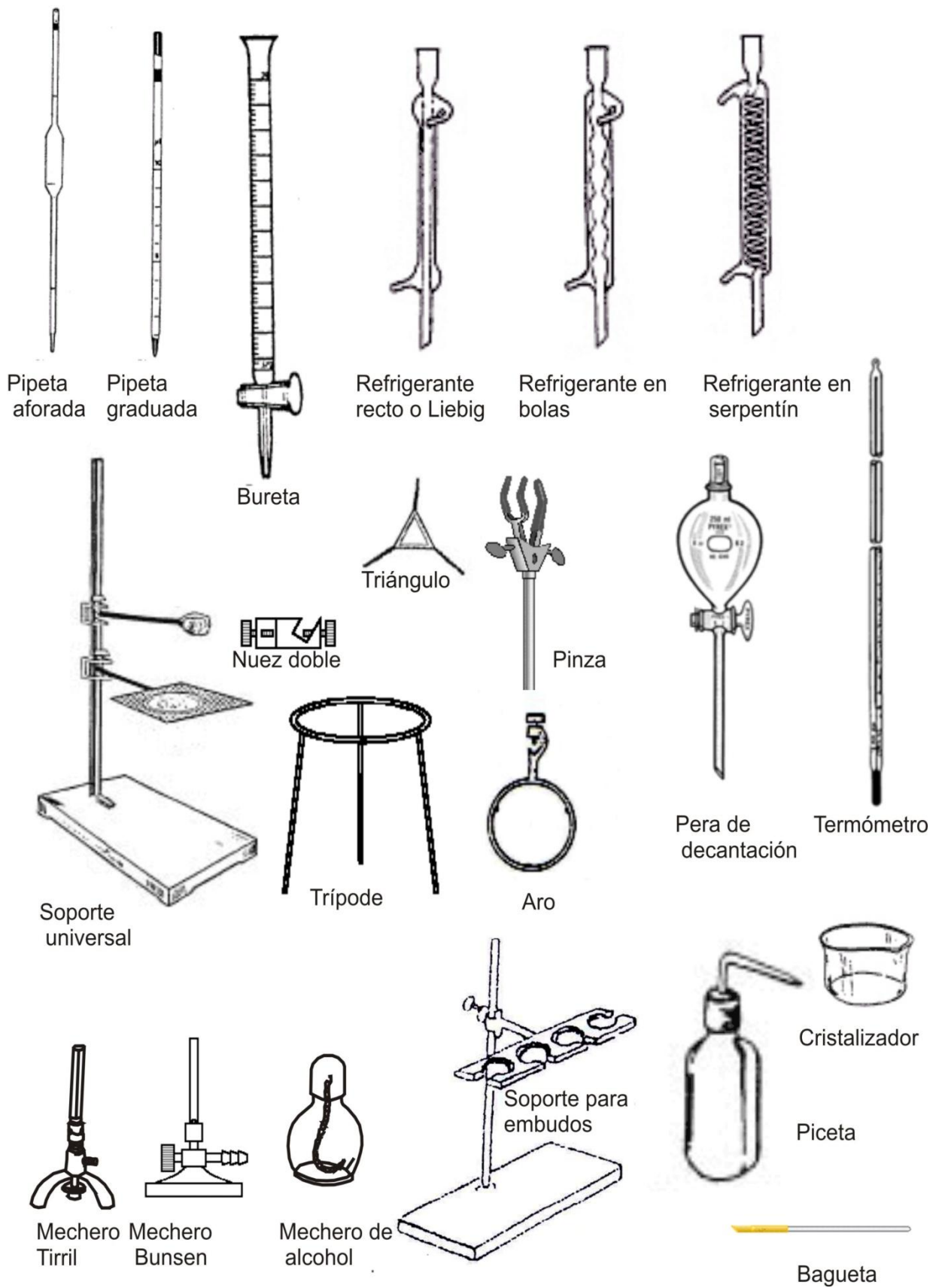


Fig. 1 Materiales comunes de laboratorio

PRÁCTICA Nº 1
REACCIONES QUÍMICAS Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

1.- OBJETIVOS

- Observar las propiedades de los elementos y de los compuestos.
- Diferenciar las mezclas homogéneas de las heterogéneas.
- Ensayar y observar la periodicidad de los halógenos.

2.- TRABAJO PREVIO

Deberá ser presentado al ingresar al laboratorio en forma manuscrita en su cuaderno de apuntes de laboratorio.

- (a) Definición de elemento, compuesto, mezcla homogénea y heterogénea;
- (b) Escribir las ecuaciones químicas involucradas en el procedimiento experimental;
- (c) tipos de reacciones químicas, mencione un ejemplo para cada una.
- (d) Mencione las propiedades periódicas.

3.- PRINCIPIOS TEÓRICOS

La materia es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa. Por su composición se puede clasificar como sustancias y mezclas.

Las sustancias tienen composición definida y propiedades distintivas, se clasifican en elementos y compuestos.

Un elemento no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos, ejemplos: Magnesio (Mg), Cobre (Cu), Oxígeno (O₂); los compuestos son sustancias formadas por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Cloruro de sodio (NaCl), sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁).

La mezcla es una combinación de dos o más sustancias, tienen composición variable, pueden ser homogéneas o heterogéneas. A las mezclas homogéneas se les llama soluciones y las mezclas heterogéneas presentan más una fase.

Las variaciones periódicas de las propiedades de los átomos de los elementos, se manifiesta a través de la configuración electrónica, del tamaño atómico, energía de ionización, electronegatividad y afinidad electrónica.

4.- MATERIALES Y REACTIVOS

4.1 MATERIALES

Mechero, bagueta, pinza metálica, pinza para tubo, probeta 10 mL, 8 tubos, probeta 25 mL, gradilla, vaso de 50 mL, vaso de 150 mL, tubos de ensayo (1,3x10 cm), espátula, pinza de metal, luna de reloj, goteros, piceta, bagueta, probeta.

4.2 REACTIVOS

Lámina de Magnesio, alambre de cobre, fenolftaleína, CuSO₄(s), AgNO₃ 1%, CaCO₃(s), HCl 1M, NaCl(s), sacarosa(s), NaCl 2%, KBr 2%, KI 2%, agua de bromo, agua de cloro, amoníaco 7M, tetracloruro de carbono (CCl₄)

5.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

5.1 Elementos y compuestos

5.1.1. Coger con una pinza metálica una lámina de magnesio y poner sobre la zona externa de la llama del mechero, observar y anotar.

5.1.2 Medir en una probeta de 10 ml de HCl 1M y verter en un tubo de ensayo, introducir un trozo pequeño de la lámina de magnesio, observar.

5.1.3. Propiedades de los compuestos: Cloruro de sodio y sacarosa.

Probar la solubilidad de ambos compuestos en agua, medir en una probeta 10 mL de agua destilada, verterlo en un tubo, introducir en este una pequeña cantidad de cloruro de sodio, con la ayuda de la bagueta agitar para que se disuelva el sólido. Repetir el experimento utilizando una cantidad similar de sacarosa.

5.1.4. Probar el efecto del calor, poner una pequeña cantidad de sacarosa sobre una espátula metálica vieja y en otra espátula seca una pequeña cantidad de cloruro de sodio.

Sujetar y exponerla a la llama del mechero, observar y comparar.

5.1.5. Diferenciar mezclas homogéneas de mezclas heterogéneas.

En un vaso de 50 mL poner una pequeña cantidad del CuSO_4 y medir en una probeta 25 mL de agua destilada, verter el agua sobre el sólido, agitar con una bagueta, observar y anotar.

Repetir el experimento anterior utilizando CaCO_3 .

5.2. Propiedades periódicas

5.2.1. Reacciones con formación de un precipitado.

Poner en tres tubos limpios 1mL (20 gotas) de solución de KCl, KBr y KI respectivamente, luego añadir a cada uno 10 gotas solución AgNO_3 al 1%. Observar y anotar.

5.2.2. Reacciones de desplazamiento simple

En un tubo de ensayo seco agregar 10 gotas de KBr 2%, añadir 5 gotas de agua de cloro y luego 10 gotas de CCl_4 o cloroformo, agitar golpeando suavemente el tubo sobre la palma de la mano, observar detenidamente y anotar.

Repetir el experimento sustituyendo la solución de KBr por la de KI al 2 %. Observar y anotar.

REACCIONES QUÍMICAS Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

6. REPORTE DE DATOS, OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Nombres y Apellidos	Trabajo previo(4 p)	Trabajo en laboratorio(6 p)	Reporte (10 p)	Nota

6.1 Anotar sus observaciones para cada experimento:

6.2 Reacciones químicas, escriba las ecuaciones químicas, Incluya el estado físico de las sustancias involucradas.

Ecuación química (5.1.1)

Ecuación química (5.1.2)

Ecuación química (5.1.4)

6.2.1 ¿De dónde proviene el oxígeno para la combustión del magnesio y de las sales metálicas?

6.2.2 ¿Cómo sabemos que una reacción química ha ocurrido? Explique con dos de las reacciones efectuadas en este laboratorio.

6.3. PROPIEDADES PERIÓDICAS

6.3.1 Escriba las reacciones químicas involucradas en 5.2.1 y 5.2.2

Ecuación química (5.2.1)

Ecuación química 5.2.2:

7.- DISCUSIÓN DE RESULTADOS

8.- CONCLUSIONES.

PRÁCTICA Nº 2

ENLACE QUÍMICO

1.- OBJETIVOS

- Determinar el tipo de enlace de algunas sustancias por medio de la conductividad eléctrica en estado sólido, líquido o solución.
- Encontrar una relación entre la solubilidad y la polaridad de una sustancia con respecto a un solvente determinado
- Establecer la diferencia entre un electrolito fuerte, electrolito débil y no electrolito.

2.- TRABAJO PREVIO:

Deberá ser presentado al ingresar al laboratorio en forma manuscrita en su cuaderno de apuntes de laboratorio.

2.1 Defina los siguientes términos, explique características y de dos ejemplos para cada caso:

(a) Enlace covalente; (b) Enlace iónico; (c) Enlace metálico;

(d) Electrolito fuerte y débil; (e) No electrolito; (f) Conductividad eléctrica de electrolitos fuertes y débiles.

3.- FUNDAMENTO TEÓRICO

Enlace Químico:

Los enlaces químicos son fuertes atracciones eléctricas que mantienen unidos entre sí a los átomos o iones para formar moléculas o cristales.

Los tipos de enlaces presentes en las sustancias son responsables en gran medida de las propiedades físicas y químicas de las mismas. Los enlaces químicos son también responsables de la atracción que ejerce una sustancia sobre otra.

¿Se puede probar una sustancia para establecer el tipo de enlace que está presente? Sí, es posible. Tanto las pruebas de conductividad eléctrica como la de la solubilidad de las sustancias, pueden ofrecer importantes indicios acerca de las características de sus enlaces. Por ejemplo; si una pequeña cantidad de materia se disuelve en agua (solvente polar), y la solución resultante conduce la electricidad, cabe suponer que el material es una sustancia iónica. Si la solución no conduce la electricidad es covalente apolar. Si el material que se prueba es un sólido que conduce la electricidad y tiene una apariencia brillante, se puede suponer que la sustancia es un metal. Los tres principales tipos de enlaces son:

- Enlace iónico
- Enlace covalente: a) polar, b) apolar c) coordinado, d) simple, y/o e) múltiple.
- Enlace metálico.

4.- MATERIALES Y REACTIVOS.

4.1 MATERIALES

Equipo de conductividad, trípode, vaso de precipitados, bagueta, pinza aislante, piceta.

4.2 REACTIVOS

NaCl (s) y solución 0,1 M, CuSO₄ (s) y solución 0,1 M, NaOH (ac) 0,1 M, NH₃ (ac) 0,1 M, NH₄Cl (ac) 0,1 M, CH₃COOH concentrado, CH₃COOH (ac) 0,1 M, H₂SO₄ concentrado, H₂SO₄ (ac) 0,1 M, Sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁(s), aceite, Cu (lámina o alambre), C (grafito), H₂O potable, H₂O destilada.

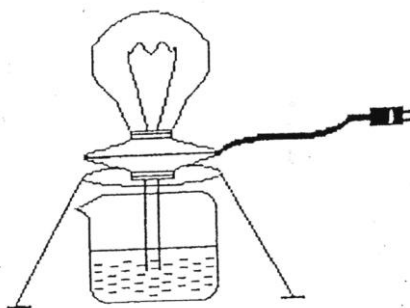


Fig. 1 Equipo de conductividad eléctrica

5.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

5.1 Enlace químico

- 5.1.1 Llenar con agua potable hasta la mitad del volumen del vaso de 100 mL, introducir los electrodos del equipo hasta la mitad del líquido y ensayar la conductividad.
- 5.1.2 Repetir la experiencia anterior, pero ahora usando agua destilada.
- 5.1.3 Comparar estos dos resultados y dar una explicación de sus comportamientos.
- 5.1.4 Agregar al vaso que contiene agua destilada, más o menos 1 g de NaCl , e introducir lentamente los electrodos desde la superficie exterior hacia la parte media de la solución. (sin tocar el fondo del recipiente). Anote y explique sus observaciones.
- 5.1.5 Retire el equipo de conductividad y agite la solución con una bagueta a fin de que todo el NaCl se disuelva. Ahora todos los iones se han distribuido homogéneamente por toda la solución.
- 5.1.6 Introduzca nuevamente los electrodos del aparato de conductividad. Anote y explique sus observaciones.
- 5.1.7 Ensayar la solubilidad de cada una de las muestras entregadas por su profesor (a excepción del cobre metálico y el carbón), con los respectivos solventes y averiguar si conducen la corriente eléctrica.
- 5.1.8. Para el caso del cobre y carbón, tome la muestra con una pinza aislante y conectar directamente a los electrodos cerrando el circuito.

ENLACE QUÍMICO

6. REPORTE DE DATOS, OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Nombres y Apellidos	Trabajo previo (4 p)	Trabajo en laboratorio (6p)	Reporte (10 p)	Nota

6.1 ENLACE QUÍMICO.

Muestra	Electrolito ¿débil o fuerte?	No electrolito	Conductividad	Tipo de enlace
Agua potable				
Agua destilada				
Cloruro de sodio				

6.- DISCUSIÓN DE RESULTADOS

7.- CONCLUSIONES

PRÁCTICA Nº 3

ESTEQUIOMETRÍA

1.- OBJETIVOS:

Determinar el número de moles de agua en la fórmula de una muestra de $\text{CuSO}_4 \cdot X \text{H}_2\text{O}$.

2.- TRABAJO PREVIO

Deberá ser presentado al ingresar al laboratorio en forma manuscrita en su cuaderno de apuntes de laboratorio.

2.1 Defina los siguientes términos, explique características y de dos ejemplos para cada caso:

(a) Sales, tipos de sales; (b) Sal hidratada y sal anhidra ejemplo de cada una; (c) ¿A qué se denomina agua de cristalización y cómo se puede calcular?

3.- PRINCIPIOS TEÓRICOS:

La ESTEQUIOMETRÍA es parte de la química que se encarga de medir la cantidad de sustancia a través del MOL

MOL.- Es unidad de medida básica del Sistema Internacional (SI) y es equivalente a un número igual a $6,02 \times 10^{23}$ unidades, a una masa atómica, a una masa fórmula o a una masa molecular expresada en gramos (g) o al volumen de 22,4 L de un gas medido a condiciones normales (CN), es decir 0°C o 273 K y 1 atm de presión.

Los elementos o compuestos están formados por moles de átomos o moles de moléculas o moles de unidades fórmulas, así tenemos, como ejemplos:

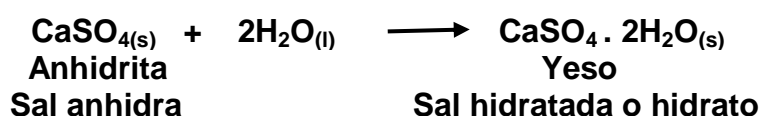
1 mol de $\text{O}_3 = 3$ moles de átomos = $3 (6,02 \times 10^{23})$ átomos de O = $3 (16)$ g de $\text{O}_3 = 22,4$ L O_3 medidos a CN.

1 mol $\text{H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua = 18 g de agua.

1 mol de $\text{CaSO}_4 = 6,02 \times 10^{23}$ unidades fórmulas de $\text{CaSO}_4 = 136$ g de CaSO_4 .

1 mol de $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 1$ mol de unidades fórmulas de $\text{CaSO}_4 = 2$ moles de moléculas de agua = 172 g de $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Por lo general, las sales y algunas sustancias al cristalizar incluyen una o varias moles de moléculas de agua dentro de la red cristalina, la que se conoce como agua de cristalización, y al producto final como HIDRATO, es el caso del yeso cuya fórmula química es $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, el cual por calentamiento genera una sal anhidra denominada anhidrita.



Un compuesto dado a menudo forma más de un hidrato, por ejemplo: la hidratación del sulfato de sodio puede dar: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (decahidratado) o $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (monohidratado).

En las fórmulas de hidratos, la adición de moléculas de agua está indicada

convencionalmente por un punto que separa al compuesto del número de moléculas de agua.

El agua de hidratación se elimina por calentamiento, quedando el compuesto anhidro. El mismo que si permanece en una atmósfera húmeda al enfriarse absorbe nuevamente agua del medio ambiente.

3.- MATERIALES Y REACTIVOS

Mechero Bunsen, tubo de ensayo pírrex, pinza para tubos, desecador conteniendo una sustancia anhidra (el docente le indicará), sulfato de cobre hidratado: $\text{CuSO}_4 \cdot X \text{H}_2\text{O}$.

4.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- 4.1. Pesar el tubo de prueba limpio y verificar que se encuentre completamente seco.
- 4.2. Introducir en el tubo de prueba aproximadamente 2 a 3 g de cristales del hidrato y volver a pesar (por diferencia encontrará el peso real de la muestra).
- 4.3. Llevar el tubo a la llama y calentar suavemente, hasta desaparición del color azul (pasar la llama por todo lo largo del tubo hasta eliminar completamente el agua de las paredes del tubo).
- 4.4. Pasar el tubo al desecador, esperar que se enfríe completamente.
- 4.5. Finalmente pesar. La diferencia entre pesadas nos dará el contenido original de agua.

4.6. Cálculo

1. Peso del tubo seco y limpio:g
2. Peso del tubo más el hidrato:g.
3. Peso del tubo más la sal anhidra:g.
4. Peso del agua (2) – (3)g
5. Peso de la sal anhidra (3) – (1)g
6. N° de moles de agua: (4)/18 (3 cifras decimales moles
7. N° de moles del CuSO_4 : (5)/159.5..... moles
8. X (moles de agua): (6)/(7)

El valor de X se aproxima al entero más próximo y se reemplaza en la fórmula:

$\text{CuSO}_4 \cdot X \text{H}_2\text{O}$, (P.F. CuSO_4 : 159.5 g/mol.)

ESTEQUIOMETRÍA

5.- REPORTE DE DATOS, OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Nombres y Apellidos	Trabajo previo(4 p)	Trabajo en laboratorio(6 p)	Reporte (10 p)	Nota

5.1 Anotar sus observaciones para cada experimento:

5.2 Realice el cálculo de número de moléculas de agua "X" y escriba la fórmula química completa de la sal hidratada.

5.3 ¿Porque la sal anhidra es blanca y la sal hidratada es azul?

5.5 ¿Cuántas moles de agua y cuantos gramos de sal anhidra hay en 86 gramos de yeso?

Rpta 1 mol H₂O y 68 g de CaSO₄

6.- DISCUSIÓN DE RESULTADOS

7.- CONCLUSIONES

PRÁCTICA Nº 4

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES Y ESTANDARIZACIÓN ÁCIDO-BASE

1.- OBJETIVOS

- Preparar soluciones de ácidos, bases y sales.
- Comprender los fundamentos de las reacciones entre ácidos y bases.
- Aprender a realizar valoraciones y mejorar la capacidad para interpretar los valores numéricos obtenidos, así como conocer las aplicaciones de valoraciones.

2.- TRABAJO PREVIO

- 2.1. Defina los términos: (a) soluciones acuosas (b) reacción de neutralización (c) valoración ácido-base (d) patrón primario escriba 02 ejemplos (e) patrón secundario escriba 02 ejemplos.
- 2.2. Elabore un dibujo que represente el equipo de titulación e indique sus partes.
- 2.3. ¿Qué son los indicadores? ¿Cuál es su papel en una valoración (titulación)? De 4 ejemplos de indicadores, su coloración y su rango de viraje.

3.- FUNDAMENTO TEÓRICO

Cuando una sustancia se disuelve en otra, el soluto se distribuye a través del solvente. En un líquido, las moléculas interactúan fuertemente unas con otras, de manera que la mayor o menor facilidad con la que una molécula de soluto reemplaza a una de solvente depende de:

- Fuerzas relativas de atracción entre moléculas del solvente.
- Fuerzas relativas de atracción entre moléculas del soluto.
- Fuerzas de interacción entre moléculas del solvente y soluto.

Las sustancias con fuerzas atractivas semejantes tienen tendencia a ser solubles, así: **“lo semejante disuelve a lo semejante”**

La solubilidad de un soluto depende de varios factores:

Naturaleza de los componentes; mientras más semejantes sean en estructura y propiedades, habrá mayor probabilidad de que formen una solución.

Temperatura; por lo general la solubilidad aumenta con la temperatura, aunque hay algunas sales que son más solubles en frío. Por el contrario, generalmente los gases son más solubles en los líquidos a menor temperatura.

Presión; los cambios en la presión son muy importantes si se trata de un gas en un líquido, por lo general al aumentar la presión se incrementa la solubilidad. Si se trata de líquidos y sólidos, la solubilidad es prácticamente independiente de la presión.

En el laboratorio y en la industria es frecuente necesitar soluciones con una concentración conocida, se denominan disoluciones estandarizadas o normalizadas.

En una valoración ácido-base se toma una cantidad determinada del ácido o base de concentración desconocida, se añaden unas gotas de indicador ácido-base y se hace reaccionar completamente con una disolución de base o ácido de concentración conocida. La reacción se produce con una determinada estequiometría, podemos averiguar el número de moles presentes en la muestra problema y de allí su concentración. Supongamos que se valora una solución de un ácido HA de concentración desconocida (M_A) y se va a emplear una solución de NaOH de concentración conocida (M_B), la reacción:



Se toma un volumen conocido de ácido (V_A) que se sitúa en un matraz, se añade la base gota a gota hasta reacción completa y se mide el volumen de base usado para alcanzar el punto de equivalencia. La concentración del ácido puede obtenerse de:

$$n_A = V_A M_A$$

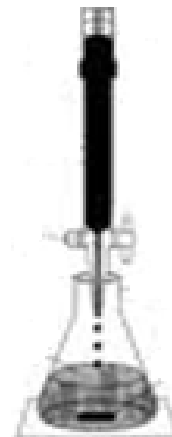
La estequiometría de la reacción es 1:1, por tanto $n_A = n_B$

Luego:

$$V_A M_A = V_B M_B \quad \text{y} \quad M_A = \frac{V_B M_B}{V_A}$$

Y trabajando con número de equivalentes:

$$N_a \times V_a = N_b \times V_b$$



4. MATERIALES Y REACTIVOS

Fiolas, baguetas, vasos, matraces de 125 mL, buretas de 50 mL, probetas de 25 mL, NaOH, HCl, indicadores ácido-base: fenolftaleína, anaranjado de metilo.

5. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Preparación de soluciones

5.1. Preparación de una solución de 50 mL de NaCl 1% m/v.

- 5.1.1. Calcular la masa que necesita de NaCl.
- 5.1.2. Disolver el NaCl con una mínima cantidad de agua y trasvasar a una fiola de 50 mL.
- 5.1.3. Enrasar la fiola con agua destilada, tapar y homogenizar.

5.2. Preparación de 100 mL de una solución de NaOH aproximadamente 0,1M.

- 5.2.1. Pesar en un vaso de 50 mL la cantidad necesaria de NaOH (hacer los cálculos)
- 5.2.2. Disolver el NaOH con una mínima cantidad de agua y trasvasar a la fiola de 100 mL.
- 5.2.3. Enrasar la fiola con agua destilada, tapar y homogenizar.
- 5.2.4. Trasvasar la solución preparada a un recipiente y rotúlelo.

5.3. Preparación de 100 mL de una solución de HCl aproximadamente 0,1M.

- 5.3.1. Calcular el volumen de HCl 6 M que necesitará, medir con su pipeta y trasvasar a una fiola de 100 mL.
- 5.3.2. Enrasar la fiola con agua destilada, tapar y homogenizar.
- 5.3.3. Trasvasar la solución preparada a un recipiente y rotúlelo.

5.4 Estandarización de HCl aproximadamente 0,1 M con carbonato de sodio (patrón primario).

- 5.4.1. Enrasar la bureta con HCl aproximadamente 0,1M preparado anteriormente.
- 5.4.2. En un erlenmeyer de 125 mL pesar 0,1 g carbonato de sodio y disolver con 20 mL de agua destilada.
- 5.4.3. Agregar 2 gotas de anaranjado de metilo y agitar.
- 5.4.4. Abrir la bureta y agregar en forma continua gota a gota el HCl sobre el erlenmeyer

agitando vigorosamente para homogenizar, cuando observe el primer tono anaranjado cierre la llave de la bureta y anote el volumen gastado.

$$N_a \times V_a = N_b \times V_b$$

5.5 Estandarización de NaOH aproximadamente 0,1 M con HCl de estandarizado en 5.4 (patrón secundario)

- 5.5.1. Enrasar la bureta con HCl estandarizado en 5.4.
- 5.5.2. Coloque en un matraz erlenmeyer, 10 mL de solución de NaOH preparado en 5.2.
- 5.5.3. Agregue a la solución contenida en el matraz, 1 o 2 gotas de indicador fenolftaleína.
- 5.5.4. Dejar caer lentamente el ácido al matraz Erlenmeyer, mezclando continuamente.
- 5.5.5. Detenga la titulación tan pronto vire el color de rojo-grosella a incoloro.
- 5.5.6 Anote el volumen HCl gastado.
- 5.5.7 Calcular la normalidad de la base.

$$N_a \times V_a = N_b \times V_b$$

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES Y ESTANDARIZACIÓN ÁCIDO - BASE

6. REPORTE DE DATOS, OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Nombres y apellidos	Trabajo previo (4 p)	Trabajo en laboratorio (6 p)	Reporte (10 p)	Nota

6.1. Preparación de 50 mL de NaCl 1% m/v .

Cálculos:

6.2. Preparación de 100 mL de una solución de NaOH aproximadamente 0,1M.

Cálculos:

6.3. Preparación de 100 mL de una solución de HCl aproximadamente 0,1M a partir de HCl 6M.

Cálculos:

6.4. Estandarización de HCl aproximadamente 0,1 M con carbonato de sodio (patrón primario).

Cálculos:

Reacción: -----

6.5. Estandarización de NaOH aproximadamente 0,1 M con HCl estandarizado en 5.4 (patrón secundario)

Cálculos:

Reacción: -----

7.- DISCUSIÓN DE RESULTADOS

8.- CONCLUSIONES

PRÁCTICA Nº 5

EQUILIBRIO QUÍMICO

1.- OBJETIVOS

Observar experimentalmente el cumplimiento del “Principio de Le Chatelier” en el desplazamiento del equilibrio químico según la variación de las concentraciones de las sustancias participantes en una reacción.

2.- TRABAJO PREVIO:

Deberá ser presentado al ingresar al laboratorio en forma manuscrita en su cuaderno de apuntes de laboratorio.

Desarrolle lo siguiente:

(a) Diferencias entre equilibrio químico y equilibrio físico; (b) iones cromato y dicromato; (c) complejo $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$; (d) Principio de Le Chatelier, modificaciones del equilibrio químico.

3.- FUNDAMENTO TEÓRICO

El estudio de una gran cantidad de sistemas químicos ha demostrado que en un estado de equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos ya no cambian con el tiempo.

En 1864, los químicos noruegos Cato Gulberg y Meter Waage observaron experimentalmente que a una temperatura dada, un sistema químico alcanza un estado en el cual una proporción particular de los términos de concentración de reactivo y producto tienen un valor constante. Esta es una manera de enunciar la Ley del equilibrio químico o la Ley de acción de las Masas.

Por ejemplo, un sistema consiste de dos gases, tetróxido de dinitrógeno incoloro y dióxido de nitrógeno café:



El N_2O_4 tiene un punto de ebullición de 21°C así es que podemos introducir una alícuota en un frasco sellado y mantenerlo a 100°C de tal manera que el líquido se evapora inmediatamente. Cuando comienza el experimento la mezcla de la reacción consiste en su mayor parte de N_2O_4 incoloro. A medida que el N_2O_4 se descompone a NO_2 café rojizo, el color de la mezcla se vuelve café pálido. Cuando se alcanza el equilibrio, las concentraciones de N_2O_4 y NO_2 son constantes, y el color alcanza su tono final.

Así tenemos que la constante de equilibrio K a una temperatura particular es:

$$K_t = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

La característica más notable de un sistema en equilibrio es su habilidad para regresar al equilibrio después de que un cambio de condiciones lo sacan de este estado. Este impulso para conservar el estado de equilibrio se llama principio de Le Chatelier: cuando un sistema químico en estado de equilibrio es perturbado, mantiene el equilibrio al experimentar una reacción neta que reduce el efecto de la perturbación.

4.- MATERIALES Y REACTIVOS.

Vaso de 100 mL, tubos de ensayo, bagueta, piceta.

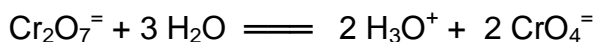
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaOH y HCl aproximadamente 6M, FeCl_3 , KSCN , KCl .

5.- PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

5.1 Equilibrio entre el ion cromato (CrO_4^{2-}) y el ión dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)

En una solución acuosa existe un equilibrio entre los iones CrO_4^{2-} (solución de color amarillo) y $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (solución de color anaranjado) lo cual depende de la concentración del ion hidrógeno (H^+). Estas especies iónicas difieren en sus colores.

El ion dicromato reacciona con el agua de la siguiente manera:

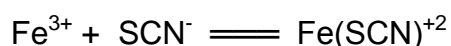


Observaremos cómo se desplaza el equilibrio con los siguientes experimentos:

- 5.1.1 Prepare una serie de 3 tubos de ensayos de 13 x 100 con 1 mL de cromato de potasio (K_2CrO_4) 0,1 M y de igual manera 3 tubos con 1 mL de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) 0,1M. Los tubos número 1 sirven como patrón. A las parejas N° 2 y 3 añada los siguientes reactivos y anote las observaciones.
- 5.1.2 A los tubos N° 2 añada gota a gota hidróxido de sodio (NaOH) 1,0M hasta que se observe un cambio de color en uno de ellos.
- 5.1.3 De igual manera añada a los tubos N° 3 ácido clorhídrico (HCl) 1,0M.
- 5.1.4 Después del paso 2 añada a los mismos tubos N° 2 ácido clorhídrico hasta que se observe un cambio.
- 5.1.5 De igual manera añada a los tubos N° 3 hidróxido de sodio.

5.2 Equilibrio de formación del complejo $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$

El ion hierro (III), Fe^{3+} , y el ion tiocianato, SCN^- , se combinan formando $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ hidratado, según la siguiente ecuación:



El equilibrio de formación o de disociación respectivamente puede observarse fácilmente por el intenso color rojo del complejo (mientras el ion SCN^- es incoloro y el ion Fe^{3+} es ligeramente amarillo).

En los siguientes experimentos se estudiará el efecto de la variación de las concentraciones de Fe^{3+} y SCN^- :

- 5.2.1 Coloque 20 mL de agua destilada en un vaso de 50 mL. Agregarle 10 gotas de solución de cloruro férrico 0,2 M y luego 20 gotas de una solución de tiocianato potásico 0,002 M. Agite.
- 5.2.2 Distribuya la solución preparada en 1, en 4 tubos de 13 x 100 mm. El primer tubo úselo como referencia.
- 5.2.3 Al segundo tubo agregar 20 gotas de la solución de tiocianato potásico 0,002 M.
- 5.2.4 Añada al tercer tubo 20 gotas de la solución cloruro férrico 0,2 M.
- 5.2.5 Añada al cuarto tubo unos pocos cristales de cloruro de potasio, KCl . Agite, observe y anote.

EQUILIBRIO QUÍMICO

6. REPORTE DE DATOS, OBSERVACIONES Y CONCLUSIONES.

Nombres y Apellidos	Trabajo previo (4 p)	Trabajo en laboratorio (6p)	Reporte (10 p)	Nota

6.1. Equilibrio químico.

Escriba sus observaciones para cada experimento, explique de qué manera se comprueba el principio de Le Chatelier.

7.- DISCUSIÓN DE RESULTADOS

8.- CONCLUSIONES