

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL

CENTRO DE ESTUDIOS CIENTÍFICOS Y TECNOLÓGICOS

CECyT No 1 “GONZALO VÁZQUEZ VELA”



PRÁCTICAS DE QUÍMICA III

5TO SEMESTRE

ACADEMIA DE QUÍMICA TURNO VESPERTINO



**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
CECyT No.1
“GONZALO VÁZQUEZ VELA “
LABORATORIO DE QUÍMICA TURNO VESPERTINO**



Práctica No. 1

GASES

Práctica No. 2

ESTEQUIOMETRÍA

Práctica No.3

PESO EQUIVALENTE

Práctica No.4

SOLUCIONES, COLOIDES Y SUSPENSIONES

Práctica No.5

TITULACIÓN DE SOLUCIONES

Práctica No.6

SOLUCIONES VALORADAS

Práctica No.7

ÁCIDOS Y BASES

Práctica No.8

TITULACIÓN ÁCIDO BASE

Práctica No. 9

OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

Práctica No.10

ELECTROQUÍMICA



INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
CECyT No.1
“GONZALO VÁZQUEZ VELA “
LABORATORIO DE QUÍMICA TURNO VESPERTINO
REGLAMENTO DEL LABORATORIO DE QUÍMICA



1.-Para tener derecho a las sesiones de laboratorio, el alumno deberá cumplir con los siguientes requisitos:

- A) Causar alta en el grupo mediante un comprobante.
- B) Deberá vestir bata de trabajo.
- C) Contar con un instructivo de prácticas y un cuaderno de trabajo.

2.-La asistencia estará controlada al inicio de la práctica por medio de lista oral al finalizar la sesión de laboratorio. Se firmará o sellará el cuaderno de trabajo en forma individual.

3.-En ausencia del profesor titular la práctica por ningún motivo se suspenderá ya que se cuenta con profesores de laboratorio.

4.-En función del inciso anterior se sancionará con falta **la no asistencia** a la sesión correspondiente las siguientes causas:

- A) Viajes de prácticas en periodos de clases.
- B) Asambleas o mítines estudiantiles no autorizados oficialmente.

5.-En relación a la hora de entrada, sólo será permitida una tolerancia de 10 minutos de retraso.

6.-La forma de trabajo en el laboratorio se hará por medio de equipos integrados por tres o cuatro alumnos.

Cada equipo se hará responsable mediante un vale del material que se les proporcione para la sesión correspondiente en caso de ruptura o pérdida de este se sujetaran a la reposición en un término de 15 días al almacén del laboratorio.

7.-Al alumno que se le sorprenda sustrayendo material del laboratorio o de alguno de los otros equipos se hará acreedor a la expulsión definitiva de la escuela.

8.-Queda estrictamente prohibido en el laboratorio, que el alumno fume, ingiera alimentos o cualquier otra actividad semejante.

9.-Los alumnos deberán guardar la mejor disciplina posible dentro del laboratorio para evitar accidentes, ya que se trabajará con sustancias tóxicas y corrosivas, el alumno que sea expulsado durante el desarrollo de la práctica perderá el derecho a que ésta sea acreditada.

10.-Al finalizar la sesión del laboratorio, cada equipo se hará responsable del lavado del material utilizado.

11.-Como norma de seguridad el alumno al término de la práctica, revisará que las válvulas de gas, y de agua estén perfectamente cerradas.



INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
CECyT 1
“GONZALO VÁZQUEZ VELA “
LABORATORIO DE QUÍMICA TURNO VESPERTINO



ART 51 (LEY ORGÁNICA DEL INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL)

En las materias teórico-prácticas, sólo tendrán derecho a sustentar el examen final de la teoría, los alumnos que hayan cubierto por lo menos el 80% de las prácticas o ejercicios que establecen los problemas respectivos, siempre y cuando dichas prácticas tengan calificaciones aprobatorias.

CONSIDERACIONES TEÓRICAS QUE SE DEBEN TENER EN CUENTA PARA EL MEJOR DESARROLLO DE LAS PRÁCTICAS.

- A) Cada alumno estudiara de antemano la práctica programada.
- B) Un alumno por equipo deberá traer una caja de cerillos o encendedor.

ELABORACION DEL REPORTE DE PRÁCTICAS:

- 1.-El alumno al elaborar sus reportes puede hacer uso de computadora o máquina de escribir, en el caso de hacerlo a mano, deberá utilizar letra de molde.
- 2.-Debe copiar las preguntas y contestarlas ordenadamente.
- 3.-Puede anexar las hojas que sean necesarias y complementar la información con las notas tomadas durante el desarrollo de la práctica.
- 4.-Si realiza dibujos y respuestas deben ser a tinta y debidamente coloreados.
- 5.-Al entregar su reporte, utilice un fólder con sus datos personales en la parte frontal no se aceptaran hojas sueltas.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No 1

G A S E S

Material necesario

1 Vaso de precipitados de 500 mL.
Balanza Digital
1 Termómetro
1 Mechero de Bunsen
1 Cristalizador
1 Lata
1 Matraz Erlenmeyer de 50 mL.
1 globo del número 2

Reactivos

Alkaseltzer
Vela
Agua
Plastilina

OBJETIVO DE LA PRÁCTICA:

Que el alumno verifique las diferentes leyes de los gases experimentalmente.

GENERALIDADES:

Se puede decir que la tierra esta inmersa en una solución gaseosa que es la atmósfera.

La atmósfera terrestre es una mezcla de gases que contiene principalmente Nitrógeno y Oxígeno; en menor cantidad: Argón, Bióxido de Carbono y Vapor de agua, trazas de Neón, Helio, Metano y Kriptón.

La atmósfera nos protege de las radiaciones dañinas del sol y mantiene caliente la tierra.

Los gases no tienen forma definida, ocupan todo el espacio disponible y se deforman con gran facilidad.

Al tener una energía cinética alta, manifiestan temperaturas relativamente altas. Tienen espacios intermoleculares grandes y sus fuerzas de cohesión son débiles.

Las variables que gobiernan el comportamiento de los gases son: presión, volumen y temperatura (la masa si se trata de un mismo sistema gaseoso, permanece constante).

Estas variables son dependiente entre sí, si alteramos el valor de una de ellas en un sistema gaseosos, las otras dos también sufrirán modificaciones.

Para el estudio de los gases se acostumbra mantener una de estas variables con un valor fijo (constante) y ver de qué manera se comportan las otras dos. Esto se realiza mediante el estudio de las diferentes leyes que rigen el estado gaseoso.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1.- DEMOSTRACIÓN DE LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA

Se coloca en una lata metálica vacía, 5 ml de agua y se calienta la lata hasta ebullición del líquido; la lata queda llena de vapor.

A continuación se sella perfectamente la salida de la tapa con plastilina suficiente para cubrir todo el contorno. Deja enfriar. Observe y anote.

2.-LEY DE BOYLE-MARIOTTE (PROCESO ISOTÉRMICO)

Pega la vela con su misma cera en el centro del cristizador. Coloca aproximadamente 3 centímetros de agua y acomoda las monedas sobre de las cuales apoyaras el vaso de precipitados. Prende la vela y coloca el vaso boca abajo, sobre las monedas, cuidando que pueda pasar el agua dentro del vaso. Espera a que se consuma el oxígeno y la vela se apague. Observa y anota

3.-LEY GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Coloca 20 ml de agua en un matraz Erlenmeyer de 50 ml y anota la temperatura a la que se encuentra. Pesa una pastilla de alkaseltzer y anota su valor. Coloca en la boquilla del matraz el globo e introduce la pastilla y observa lo que ocurre. Mide el radio del globo.

CUESTIONARIO:

- 1.-Explique de manera detallada porque la lata se aplasta.
- 2.- Explica el experimento 2 ¿Por qué el agua fluye al interior del vaso?
- 3.- Siguiendo la ecuación del gas ideal y con los datos obtenidos durante en experimento, calcula el volumen del gas CO₂ formado
- 4.- Calcula el volumen real del globo considerando que $v = \frac{3}{4} \pi r^3$
- 5.-Escriba la ecuación matemática de la ley de charles y resuelva el siguiente problema: a presión constante un gas ocupa un volumen de 300 ml a una temperatura de 45 °C ¿Qué volumen ocupara a 200 °F?

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No. 2

ESTEQUIOMETRÍA

Material necesario

Balanza analítica
Vidrio de reloj
Vaso de pp.de 100 ml.

Reactivos

Sodio Metálico

OBJETIVO DE LA PRÁCTICA:

Que el alumno compruebe experimentalmente las relaciones estequiométricas de las sustancias que intervienen en una reacción química, y pueda determinar además el rendimiento de la reacción.

GENERALIDADES:

La palabra Estequiometria deriva del griego, stoicheion: constituyente y metron: medida "medida de los constituyentes".

La estequiometria es el estudio cuantitativo de las reacciones químicas y nos permite predecir las cantidades exactas de reactivos o de productos ideales para cada caso.

La Estequiometria esta fundamentada en las leyes ponderales de la química

Existen algunas reacciones donde hay desprendimientos gaseosos en las que de hecho aparentemente no concuerdan las cantidades en peso de reactivos y productos, no por esto se dejan de cumplir las leyes del estado gaseoso.

Si antes de provocar una reacción química efectuamos cálculos teóricos y sucede que no coinciden esos valores con los reales obtenidos en la reacción, debemos determinar el rendimiento logrado en términos de porcentaje.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA.

- 1.-Pese en un vidrio de reloj limpio y seco un trozo pequeño de sodio metálico, coloque en el vaso de pp. 40 ml. de agua y péselo, anote los pesos (sodio y agua) en su cuaderno de trabajo.
- 2.- Coloque el trozo de sodio en el vaso de pp. que contiene agua, tenga cuidado ya que el sodio es extremadamente activo. Observe la reacción de desprendimiento de gas hidrógeno.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

3.- Cuando termine la reacción del sodio con el agua resuelva lo que se le pide a
Continuación

CUESTIONARIO:

1. Escriba la ecuación química de la reacción efectuada.
2. Determine el reactivo limitante y el reactivo en exceso.
3. Calcule la cantidad de agua necesaria para que reaccione el sodio.
4. Calcule la masa de hidróxido de sodio que se produjo.
5. Calcule el volumen de gas hidrogeno que se produjo.
6. En base a los datos teóricos y reales que obtuvo, determine el rendimiento de la reacción.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No. 3

EL PESO EQUIVALENTE

Material necesario

1 Cristalizador
1 Probeta
1 Balanza granataria

Reactivos

Acido Clorhídrico al 10%
Magnesio en tira 1 cm.

OBJETIVO DE LA PRÁCTICA:

Que el alumno, en forma experimental, compruebe matemáticamente el concepto de peso equivalente.

GENERALIDADES:

El peso de combinación se conoce también como **PESO EQUIVALENTE O EQUIVALENTE QUÍMICO** y se define como "el número de partes o cantidades en peso que desplazan o se combinan con 8 partes en peso de Oxígeno o con 1.008 parte en peso de Hidrógeno".

Si el peso de combinación se expresa en gramos para efectos estequiométricos tendremos entonces el **EQUIVALENTE QUÍMICO GRAMO**.

La forma empírica de calcular el peso equivalente de un elemento o de un compuesto, consiste en dividir el peso atómico o el peso molecular entre la valencia con que se combina en la reacción de que se trate.

$$\text{Peso Equivalente} = \frac{\text{Peso atómico o molecular}}{\text{Valencia}}$$

Algunos elementos como el Hierro pueden tener más de un estado de oxidación en este caso pueden tener un número variable de valencias, dependiendo de las condiciones en que se efectuó la reacción.

Ejemplifiquemos con el cobre y oxígeno que se combinan en dos reacciones distintas formando los compuestos CuO

Peso equivalente del cobre en Cu O = $63054/1=63.54$ g

Peso equivalente del cobre en CuO = $63054/2=31077$ g

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

Experimentalmente el peso equivalente puede calcularse de varias formas: por desplazamiento de Hidrogeno, por oxidación, método de los Cloruros, por electrolisis, etc.

DESARROLLO EXPERIMENTAL:

DESPLAZAMIENTO DE HIDROGENO:

Deposite agua de la llave en un cristalizador hasta la mitad.

Llene el eudiómetro con una solución al 10% de Acido Clorhídrico, hasta derramar una gota por el borde, tápelo con un pedazo de papel procurando que no entre aire (si observa una sola burbuja, repita la operación.)

Con sumo cuidado invierta la posición del eudiómetro, manteniendo el papel con la mano sumerja el eudiómetro dentro de l agua del cristalizador retirando luego el papel.

Levante un poco el eudiómetro, evitando sacarlo del agua, coloque dentro de el una tira de Magnesio previamente pesada y pulida.

Cuando el Magnesio comience a reaccionar con el Acido, desplazara al Hidrogeno produciendo el volumen de dicho gas que desalojara al liquido del eudiómetro; al completarse la reacción lea la cantidad de Hidrogeno obtenido y anote el volumen que ocupa.

En el barómetro y termómetro del laboratorio lea los datos de presión y temperatura del ambiente y anótelos

CUESTIONARIO:

1.-Escriba la reacción química del Magnesio con el Acido Clorhídrico

2.-Escriba los siguientes valores:

Volumen del Hidrógeno recogido en el eudiómetro_____

Peso de la tira de Magnesio_____

Presión atmosférica ambiental_____

Temperatura ambiental_____

3.-Calcule el peso equivalente del Magnesio tomando en cuenta:

a) Que la densidad del Hidrógeno es de $0.00009 \text{ gr. /cm}^3$

b) Debe convertir los centígrados a kelvin por tratarse de un gas.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

- c)** Debe de corregir el volumen de hidrógeno obtenido, usando la ecuación general de los gases puesto que no se trabaja en C.N.P.T.
- d)** Haga la comprobación Matemática del peso equivalente con la fórmula empírica.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No 4

SOLUCIONES, COLOIDES Y SUSPENSIONES

Material necesario

6 Tubos de ensaye
1 Embudo de filtración
1 Tripie
1 Triangulo de porcelana
1 Capsula de porcelana

Reactivos

Cloruro de Sodio
Alcohol Etílico
Permanganato de Potasio
Peróxido de Hidrogeno
Acido Sulfúrico
Hidróxido de Sodio
Fluoresceína
Azufre en polvo

OBJETIVO DE LA PRÁCTICA:

Que el alumno prepare y observe las propiedades de las soluciones, coloide y suspensiones.

GENERALIDADES

Una solución es una mezcla molecular homogénea compuesta de las soluciones, coloides y sustancias. Las partes que integran una solución reciben los nombres de soluto (lo que se disuelve) y solvente (el componente en el cual se dispersa el soluto y se encuentra en mayor proporción en la propia solución).

Un sistema coloidal se caracteriza por estar formado de dos o más fases. La partícula dispersa esta homogéneamente distribuida en el medio dispersor y el sistema parece constar de una sola fase, sin embargo la partícula tiene un tamaño intermedio, entre las partículas de una solución y las partículas de una suspensión. Este tamaño de partícula hace que los coloides sedimenten después de un tiempo.

Una suspensión se caracteriza por tener partículas más grandes que los casos antes mencionados. Estos sistemas son totalmente heterogéneos (2 fases).

En las soluciones las partículas dispersas tienen un diámetro de $A^{\circ} = 10^{-8}$ cm.), esta partícula de tamaño microscópico hace que las soluciones sean homogéneas, no sedimenten y atraviesen el papel filtro.

En los coloides las partículas son de tamaño medio entre 10 y 1000 A° . EL TAMAÑO DE ESTAS PARTÍCULAS HACEN QUE CONSTITUYAN UN SISTEMA HETEROGÉNEO.

Una suspensión es un sistema en el cual las partículas tienen un gran tamaño en relación con los dos casos anteriores, diámetros mayores de 1000 A° . las partículas si sedimentan y no atraviesan los filtros.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1.- En un tubo de ensaye coloque un gramo de Cloruro de Sodio adicione 10 ml de agua destilada. Agite perfectamente y proceda a filtrar, recoja el filtrado en una cápsula de porcelana y caliente una pequeña porción de este filtrado, suavemente, observe y anote los cambios.

2.-A un tubo de ensaye que contiene 8 ml de agua destilada agregue 8 ml de Alcohol Etílico observe y anote los cambios.

3.-A un tubo de ensaye que contiene una solución Ácida de Permanganato de Potasio se le agrega gota a gota Peróxido de Hidrógeno, hasta que desaparezca el color violeta. Observe y anote.

4.-A un tubo de ensaye que contiene 8 ml de solución de Hidróxido de Sodio al 0.5% se le deja caer una partícula de fluoresceína. Agite y observe los cambios.

5.-En un tubo de ensaye que contenga una pequeña cantidad de Azufre en polvo se le adicionan 10 ml de agua, agite perfectamente y proceda a filtrar. Haga sus anotaciones de lo observado.

CUESTIONARIO:

1.-Explique detalladamente que ocurrió en el experimento no, 1.

2.-Clasifique los cuatro experimentos mencionando de que tipo de dispersión se trata en cada caso, explique por qué.

3.-Escriba la ecuación química del experimento 3

4.-Al componente de una solución que se encuentra en mayor proporción, se llama :

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

5.-Investigue los siguientes conceptos: solución concentrada, solución diluida, solución saturada, solución sobresaturada, efecto Tyndall.

6.-Proporcione cuando menos dos ejemplos de cada tipo de dispersión, vistos en esta práctica, que usted haya observado en la vida cotidiana.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No. 5

TITULACIÓN DE SOLUCIONES

- OBJETIVOS:** 1) Establecer el volumen equivalente químico de titulación para soluciones de ácido Y bases.
2) Realizar titulación de las soluciones preparadas en la sesión anterior (**DILUCIÓN DE SOLUCIONES**).

MATERIAL:

4 Matraces Erlenmeyer de 50 ml
2 Buretas de 25 ml

SUSTANCIAS:

Solución problema de HNO_3
NaOH 0.1N
Solución problema de H_2SO_4
Solución problema de NH_4OH
Solución problema de KOH
HCl 0.1N
Fenolftaleína
Agua destilada

CONSIDERACIONES TEÓRICAS:

En la Química Analítica se usan diversos métodos analíticos, uno de los cuales es el volumétrico, que se basa en la reacción que se lleva entre el **ANALITO** (sustancia que se va analizar), con otro reactivo que usualmente se encuentra en solución acuosa y cuya concentración se conoce (solución patrón) y el **ANALITO** tenemos **ACIDO-BASE** (neutralización; de precipitación, de óxido reducción y de formación de complejos).

Es recomendable que en estos casos de análisis volumétrico se emplee como unidad de concentración la **NORMALIDAD** ya que como se sabe que **UN GRAMO EQUIVALENTE DE CUALQUIER SUSTANCIA REACCIONA CON UN GRAMO EQUIVALENTE DE OTRA SUSTANCIA.**

Si las sustancias se encuentran en solución se puede establecer que los gramos equivalentes pueden expresarse en el producto **VN** por lo que tenemos:

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

$$V_1N_1 = V_2N_2$$

Donde:

V_1 = Volumen de solución patrón

N_1 = Normalidad de solución patrón

V_2 = Volumen de la solución del analito

N_2 = Normalidad de la solución del analito

La titulación ácido base es una **reacción de neutralización** que requiere una sustancia **INDICADORA** que por medio de un cambio nos indicará el momento en el cual se termina el proceso de titulación. Los indicadores más utilizados son: **FENOLFTALEINA, ANARANJADO DE METILO, ALIZARINA, ROJO CONGO, ETC.**

DESARROLLO:

- 1) En un matraz Erlenmeyer coloca 25 ml de solución problema de HNO_3 agregar 2 gotas de fenolftaleína y titular con solución 0.1N DE NaOH con pipeta gota a gota, hasta que al agregar una gota aparezca una coloración violeta que perdure 30 segundos. **ANOTE EL VOLUMEN GASTADO.**
- 2) Colocar en un matraz Erlenmeyer de 25 ml, 2 ml de solución problema de H_2SO_4 , añadir 2 gotas de fenolftaleína y titular con solución 0.010 de NaOH gota a gota hasta la aparición de color violeta.
- 3) Colocar 2 ml de solución problema de NH_4OH en un matraz Erlenmeyer de 25 ml añadir 2 gotas de fenolftaleína, titular gota a gota con solución 0.10 N de HCl hasta la desaparición del color. **ANOTE EL VOLUMEN GASTADO Y CALCULAR LA NORMALIDAD DEL NH_4OH CON LA EXPRESIÓN**

$$V (\text{NH}_4\text{OH}) N (\text{NH}_4\text{OH}) = V (\text{HCl}) N (\text{HCl})$$

- 4) Colocar 2 ml de solución problema de KOH en un matraz erlenmeyer de 25 ml y agregar 2 gotas de fenolftaleína, titular gota a gota con solución 0.10N de HCl hasta desaparición de color. **ANOTAR EL VOLUMEN GASTADO Y CALCULAR LA NORMALIDAD DEL KOH.**

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

$$V (\text{KOH}) N (\text{KOH}) = V (\text{HCl}) N (\text{HCl})$$

CUESTIONARIO:

- 1) ¿Qué es la titulación?
- 2) ¿Qué utilidad tiene el proceso de titulación en química?
- 3) Calcule las concentraciones de las soluciones tituladas.
- 4) **CONCLUSIONES.**

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No. 6

SOLUCIONES VALORADAS

Material necesario

1 Vaso de precipitados. De 250 ml
2 Vasos de precipitados. De 50 ml
1 Balanza granataria
1 Probeta de 100 ml
1 Agitador
1 Espátula
3 Matraces volumétricos de 100 ml
1 Embudo

Reactivos

Cloruro de Sodio
Agua destilada
Hidróxido de Sodio

OBJETIVO DE LA PRÁCTICA:

Que el alumno prepare soluciones y exprese las concentraciones de estas con una buena precisión

GENERALIDADES:

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

Por ejemplo el porcentaje en peso y el porcentaje en volumen son métodos convenientes y muy comunes de expresar concentraciones para propósitos comerciales; pero para propósitos químicos las concentraciones se expresan en **PORCENTAJE EN PESO**. Se refiere al peso del soluto en gramos por cada 100 g de peso de solución (soluto más solvente).

$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{gr. de soluto}}{\text{gr. de soluto} + \text{gr. de solvente}} \times 100$$

MOLARIDAD: La molaridad representada por m expresa el número de moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{No. de moles de un soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{litro}}$$

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

NORMALIDAD: La normalidad representada por N expresa el número de peso equivalentes gramo de soluto por litro de solución.

$$N = \frac{\text{No. de equivalentes-gr soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Esta unidad de concentración es muy conveniente para medir volúmenes de soluciones que contienen cantidades de soluto necesarias para reaccionar completamente entre sí.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

1.-Preparación de 100 ml de una solución al 10% en peso de NaCl.

Pese un vaso de 150 ml en la balanza con una precisión adecuada, anote el peso adicione al vaso porciones de NaCl hasta que el peso agregado corresponda a 10 gr. en una probeta mida 90 ml de Agua destilada y se agregan al vaso con NaCl para formar la solución. Agite para ayudar al proceso de disolución.

2.-Preparación de 100 ml de una solución 2 M de NaCl.

Es necesario pesar 0.2 moles de NaCl, lo cual corresponde a $0.2 \text{ mol} \times 58.44 \text{ g/mol} = 11.69 \text{ gr}$.

Primero se pesa un vaso pequeño de 50 ml en la balanza, al vaso se le agregan porciones de NaCl con una espátula hasta que el peso adicionado corresponda a 11.69 gr. Se transfiere el soluto a un matraz volumétrico a través de un embudo con cuidado de no derramarla. Luego cuidadosamente, se agrega agua hasta la marca del matraz.

3.-Preparación de 100 ml de una solución 0.1 N de Hidróxido de Sodio.

Para este caso podemos considerar la pureza del Hidróxido de Sodio de 100 % pero se debe trabajar rápidamente para evitar que este compuesto se carbonate con el aire.

Pese con precisión 0.4 gr. de NaOH y disuelva en un vaso con un volumen pequeño de agua destilada coloque esta cantidad de solución en un matraz volumétrico de 100 ml. y agite hasta total disolución, después adicione agua suficiente con la piseta hasta la marca del aforo.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

CUESTIONARIO:

1.- ¿Por qué las soluciones preparadas de una concentración conocida se deben guardar en frascos tapados?

2.- ¿Cuál es el porcentaje en peso de Hidróxido de Sodio en una solución que se prepara disolviendo 8.0 gr. de NaOH en 50.0 gr. De agua?

3.- ¿Qué peso de NaOH se necesita para preparar 500 ml de una solución 0.1 M?

4.-Muestre los cálculos completos para cada una de las preparaciones hechas.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No. 7

ÁCIDOS Y BASES

OBJETIVO

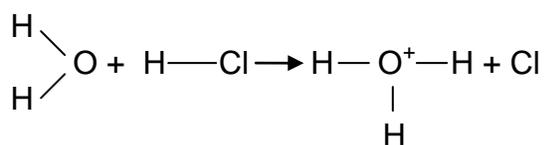
El alumno observará experimentalmente las propiedades químicas de los ácidos y las bases.

Material	sustancias
6 Tubos de ensayo	Ácido Sulfúrico a 20%
2 Agitadores de vidrio.	Ácido Clorhídrico a 20%
1 Gradilla	Ácido Nítrico a 20%
1 Pinza para tubo de ensaye	Hidróxido de Sodio 1.0 n
1 Mechero de bunsen	Hidróxido de Potasio 1.0 n
2 Vasos de precipitados de 50 ml	Hidróxido de Calcio 1.0 n
1 Vaso precipitado de 100 ml	Granalla de Zinc
1 Vidrio de reloj	Solución de fenolftaleína
1 Potenciómetro	Hidróxido de Amonio
Papel tornasol azul	Ácido Acético
Papel tornasol rojo	
Papel pH universal	

CONSIDERACIONES TEÓRICAS

Por separado en 1923 el químico Danés J. N. Bronsted y el químico Inglés T. M. Lowry introdujeron nuevas definiciones conceptuales de ácidos y bases.

Cuando una molécula de un ácido se ioniza es transferido un protón desde la molécula de agua, (entendiendo por protón el átomo de hidrógeno ionizando H y no al protón como una partícula nuclear).

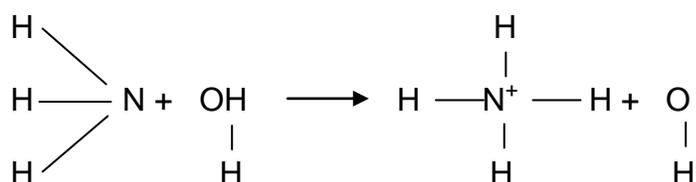


**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

Considerando lo anterior **UN ÁCIDO ES UNA SUSTANCIA QUE CEDE PROTONES A OTRA QUE LAS ACEPTA.**

Cuando una molécula como el NH₃ se ioniza se transfiere un protón del agua a la molécula de amoníaco.



POR CONSIGUIENTE UNA BASE ES UNA SUSTANCIA QUE ACEPTA PROTONES DE OTRA SUSTANCIA DONADORA.

Concluyendo llegamos al principio básico de la teoría de Bronsted – Lowry:

TODO ÁCIDO, POR TRANSFERENCIA DE UN PROTÓN, SE CONVIERTE EN UNA BASE.



ACIDO 1

BASE 1

Esta base al aceptar al protón, se transforma en el ácido base original.



BASE 1

ACIDO 1

El par ácido – base, HA (Aq) A(Aq) se llama par ácido base, y usada extensamente, es la propuesta por G. GN. Lewis químico americano. Lewis definió a un ácido como **ACEPTOR DE UN PAR DE ELECTRONES** y a una base como **DADOR DE UN PAR DE ELECTRONES.**

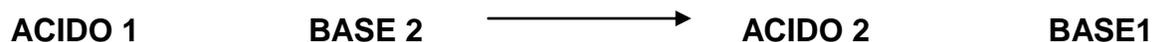
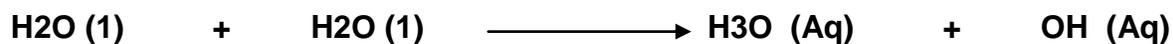
Significado de pH.

El agua es de por sí, un electrolito muy débil y le podemos considerar como un anfótero.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

Este anfoterismo del agua explica la escasa conductividad del agua pura.



De la ecuación anterior podemos representar la constante de ionización del agua.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}] [\text{OH}]$$

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ \text{ C})$$

Después de la ionización, deberá hacer cantidades iguales de los iones H_3O y OH por tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}] = [\text{OH}] = [X]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}] [\text{OH}]$$

$$K_w = [X] [X]$$

$$1.0 \times 10^{-14} = [X]^2$$

$$\sqrt{1.0 \times 10^{-14}} = X$$

$$X = 1 \times 10^{-7} \text{ iones / l}$$

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	1	1	1	1
										1	2	3	4

ÁCIDOS

N

BASES

1 A 3.5	ÁCIDO FUERTE
3.6 A 6.4	ÁCIDO DÉBIL
7.1 A 10.5	BASE DÉBIL
10.6 A 14	BASE FUERTE

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

El pH es el logaritmo negativo (base 10) de la concentración de iones hidrónio a partir de la disociación del agua, de acuerdo al resultado obtenido, el pH del agua pura es igual a 7. Por lo tanto cualquier solución acuosa de pH= 7, es neutra, si el pH es menor de 7 es ácida y si es mayor que 7 es básica.

DESARROLLO:

1.- En 3 tubos de ensayo ponga respectivamente 3 ml de
a) Ácido Clorhídrico b) Ácido Nítrico c) Ácido Sulfúrico.

Lavando en cada ocasión el agitador, tome una gota de cada uno de esos Ácidos y pruebe su reactividad frente al papel tornasol azul.
Anote sus observaciones en su cuaderno de trabajo.

2.- Dentro de los tubos de ensayo conteniendo los Ácidos Clorhídrico, Nítrico y Sulfúrico de la experiencia No. 1 coloque una granalla de Zinc para que reaccione entre sí.

Haga sus observaciones y concluya sobre la reactividad de los ácidos frente a los metales.

3.- En un vaso de precipitados ponga 10 ml de Ácido Acético, con el agitador tome una gota y pruebe su reactividad frente al papel perhidron, anote el valor de su pH. Pase con un vaso a la mesa del maestro y con el aparato analítico llamado potenciómetro valore el pH del Ácido Acético.

Haga comparaciones de un valor (perhidron) con respecto a otro

4.- En otros 3 tubos de ensayo ponga 5 ml de:

a) Hidróxido de Sodio b) Hidróxido de Potasio c) Hidróxido de Calcio

Con otro agitador y lavándolo en cada ocasión, tome una gota de cada una de dichas sustancias, y determine su carácter químico con papel tornasol rojo.

A) Ponga una gota de cada una de las soluciones en el dedo índice y frote con el dedo pulgar. Anote la sensación al tacto.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

B) Añada 2 gotas de fenolftaleína a cada tubo de ensayo y anote sus observaciones.

5.- En un vaso de precipitados ponga 10 ml de hidróxido de amonio, con el agitador tome una gota y pruebe su reactividad frente al papel perhidron, anote el valor de su pH.

Pase con un vaso a la mesa del maestro con el aparato analítico llamado potenciómetro valore el pH del hidróxido de amonio.

Haga comparaciones de un valor (perhidron) con respecto a otro.

CUESTIONARIO

1.- Anote los cambios producidos en el papel tornasol por cada uno de los Ácidos.

2.- Escriba las reacciones de estos con el Zinc.

3.- Anote el valor del pH determinado el Ácido Acético

Papel perhidron _____

Potenciómetro _____

4.- Que coloración produce las bases al papel tornasol rojo y a la Fenolftaleína.

5.- Diga que sensación al tacto produjo las bases.

6.- Anote el valor del pH determinado al hidróxido de amonio.

CONCLUSIONES:

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No. 8

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE

Material necesario

1 Bureta de 25 ml
1 Matraz Erlenmeyer de 250 ml
1 Soporte universal
1 Pinza para bureta
1 Pipeta de 5 ml
1 Probeta

Reactivos

Vinagre (comercial)
Agua destilada
Solución de NaOH 0.1 N
(Sugerimos la obtenida en la anterior)
Fenolftaleína

OBJETIVO DE LA PRÁCTICA:

Que el alumno determine la cantidad de Ácido Acético en un Vinagre mediante una titulación alcalino métrica.

GENERALIDADES:

El procedimiento que utilizaremos para esta determinación se llama análisis volumétrico y consiste en enfrentar una solución patrón o estándar contra una sustancia en el análisis de concentración desconocida. Este procedimiento recibe el nombre de Titulación.

El fin de la reacción entre la solución estándar y la sustancia en el análisis se conoce como momento de equivalencias. Es el punto en que ambas soluciones tienen el mismo potencial químico, es decir, se encuentran en equilibrio y son mutuamente equivalentes. El momento de equivalencia se puede determinar o indicar mediante diferentes indicadores, por ejemplo fenolftaleína, naranja de metilo, etc.

Para realizar los cálculos de esta determinación utilizaremos Ley de equivalencia, considerando que las dos soluciones A y B en el punto de equivalencia tienen la misma cantidad de pesos equivalentes en el volumen V_a y V_b .

$$V_a N_a = V_b N_b$$

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

Coloque en un matraz una muestra de 3 ml de vinagre comercial y diluya con agua destilada hasta 50 ml.

Agregue tres gotas de fenolftaleína y valore con una solución de NaOH de concentración conocida.

Consulte con su maestro para efectuar los cálculos correspondientes al porcentaje de Ácido Acético, CH_3COOH , en el vinagre.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

CUESTIONARIO:

1.-Escriba la ecuación de la reacción efectuada.

2.- ¿Qué volumen de la solución de NaOH fue necesario para neutralizar el Ácido Acético contenido en el Vinagre?

3.-Anote los cálculos que realizó para determinar el % masa del Ácido Acético en el Vinagre.

4.-Investigue por que usamos en este caso el indicador fenolftaleína.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

1.- OXIDO-REDUCCIÓN POR DESPLAZAMIENTO

1) En un tubo de ensaye que contiene 5 ml. De solución de Nitrato Cúprico, deje caer una cinta de Magnesio pulida. Observe y anote.

2) En otro tubo de ensaye que contenga 5 ml. De solución de Nitrato de Plata, deje caer una laminilla de Cobre observe y anote.

REACCIONES ENTRE PARES REDOX

3) Oxidación Ion Crómico (Cr^{+3}) a Ion Cromato (Cr^{+6}).

En un tubo de ensaye coloque 2 ml de solución de cloruro crómico y adicione

3 ml de solución de Hidróxido de Sodio, lentamente. Tome el tubo con unas pinzas y agregue 4 gotas de Peróxido de Hidrógeno, calentando suavemente. Observe y anote.

4) Reducción de Ion Cromato (Cr^{+6}) a Ion Crómico (Cr^{+3}) a 5 ml de solución de Cromato de Potasio contenidos en un tubo de ensaye, adicione 1 ml de Ácido Nítrico (vea si hay cambio de color). Luego agregue 3 gotas de Peróxido de Hidrógeno. Observe y anote.

REDUCCIÓN DEL ION PERMANGANATO

5) Reducción del Ion Permanganato (Mn^{+7}) a Mn^{+4} en medio básico.

Coloque en un tubo de ensaye 5 ml de solución de Permanganato de Potasio en solución, adicione 0.5 ml de Ácido Sulfúrico (precaución, resbálo por las paredes del tubo). Posteriormente adicione 5 gotas de Peróxido de Hidrógeno. Observe y anote.

6) Reducción del Ion permanganato (Mn^{+7}) a (Mn^{+2}) en medio ácido.

Coloque en un tubo de ensaye 5 ml. de solución de permanganato de potasio, adicione 0.5 ml de Ácido sulfúrico (**precaución resbálo por las paredes del tubo**) posteriormente adicione 5 gotas de peróxido de hidrógeno. Observe y anote.

CUESTIONARIO

1.-Escriba las dos ecuaciones químicas que corresponden a las reacciones de desplazamiento llevadas a cabo, como un ejercicio balancéelas por el método de REDOX, indique los agentes oxidantes y reductores.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

2.-Consulte en un libro de química los potenciales de los elementos que intervinieron en la oxido-reducción por desplazamiento, Cu, Mg y Ag. Anotando sus respectivos valores. Con estos valores explique lo sucedido en cada caso.

3.-Escriba las dos ecuaciones químicas de los experimentos realizados entre pares Redox, en cada caso anote los agentes oxidantes y reductores. Como un ejercicio adicional balancee estas ecuaciones por el método Redox.

4.-Escriba las dos ecuaciones químicas de los procesos de reducción del Ion permanganato, en cada caso anote los agentes oxidantes y reductores. Balancee las dos ecuaciones utilizando el método Redox.

INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III

PRÁCTICA No. 10

**ELECTROQUÍMICA
(ELECTRO DEPÓSITOS)**

Material necesario

2 Vasos de precipitados de 50 ml
1 Vaso de precipitados de 250 ml
1 Electrodo de carbono (grafito)
1 Electrodo de zinc
1 Electrodo de cobre
1 Fuente de poder
1 Amperímetro
1 Interruptor
1 Alambre conductor de cobre
1 Tubo de vidrio en U
3 Micros pipetas
1 Liga
1 Pila de 9 v
1 Conector p/la pila con caimanes

Reactivos

Solución al 0.2 M de AgNO_3
Solución al 10% de CuSO_4
Alambre de Cobre pulido
Laminilla de Zinc
Solución Preparada (180 g/l) Acido Sulfúrico
Solución preparada de Sulfato de Zinc
Solución de fenolftaleína
Indicador de Almidón

OBJETIVO DE LA PRÁCTICA:

Estudiar el efecto de la electricidad sobre las sustancia electrolíticas y la obtención de electro depósitos.

GENERALIDADES:

La electrolisis consiste en la aplicación de una corriente eléctrica a fin de llevar a cabo una reacción química. Una celda electroquímica consiste de cuatro elementos básicos que son:

- a)** Dos electrodos (en donde se lleva a cabo el intercambio de electrones).
- b)** Un conductor electrónico que conecte a los electrodos (normalmente un alambre metálico).
- c)** Un conductor iónico o electrolito (que cierra el circuito eléctrico mediante la transferencia de carga debida al movimiento de iones).

La donación de electrones desde un electrodo hacia un electrolito origina en este una reacción de reducción y el electrodo se llama cátodo. Asimismo la donación de electrones desde el electrolito hacia un electrodo origina una oxidación y el electrodo se llama ánodo.

Existen dos tipos de celdas electroquímicas, que son: Galvánicas y Electrolíticas.

DESARROLLO DE LA PRÁCTICA:

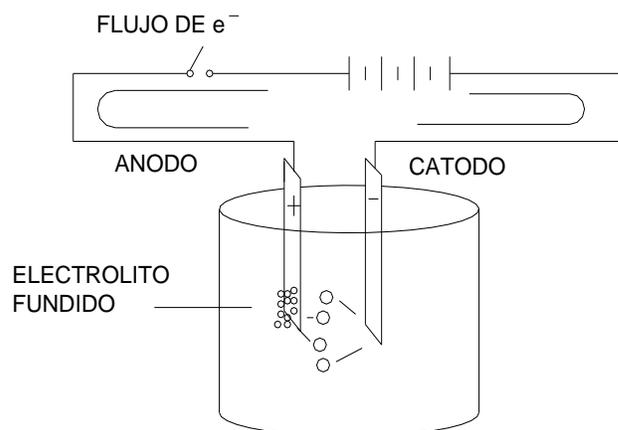
1.-Depósitos por potenciales de oxidación

Tendiendo a la vista una tabla de potenciales de oxidación, efectué las experiencias que se indican.

- a) Mida 20 ml de solución de Nitrato de Plata en una probeta, colóquelos en un vaso de precipitados e introduzca un alambre de Cobre pulido.
- b) B) Mida igual cantidad de solución de Sulfato Cúprico, colóquelo en un vaso de precipitados y adicione una laminilla de Zinc pulida

2.-Formación de un electro deposito

Monte el circuito eléctrico de la figura:



**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

a) Cobrizado.

Coloque 200 ml de solución preparada de Sulfato Cúprico con Ácido Sulfúrico, axial como los electrodos de cobre y de carbono.

Cierre el interruptor y permita el paso de corriente durante unos minutos, registre la intensidad de corriente que marca el amperímetro. Observe y anote

b) Zincado.

Efectué el mismo procedimiento usando esta vez solución preparada de Sulfato de Zinc con Ácido Sulfúrico, y electrodos de Zinc y de Cobre registre la intensidad de corriente que marca el amperímetro. Observe y anote

3.-Electrolisis de una sal inorgánica, KI (Yoduro de Potasio).

Esta electrolisis la realizaremos desde el punto de vista del microanálisis, utilizando el paso de una pequeña cantidad de corriente a través de una solución que contiene la sal Yoduro de Potasio. Se utilizaran diferentes indicadores para identificar la presencia de iones o de elementos en los productos de la reacción que lleven al entendimiento de los procesos parciales y del proceso global.

Coloque el tubo en U verticalmente, fijando mediante una liga a un vaso de precipitados. Lleno el tubo en U hasta el tope con una solución 0.5 M ml mediante una micro pipeta.

Deje caer dos gotas de la solución de fenolftaleína en cada brazo del tubo U una coloración rosa-roja es indicativa de la presencia de una solución básica.

Coloque una punta de los alambres del conector de la pila en cada brazo del tubo. Asegúrese de que le solución de cubre por lo menos 0.5 cm. de cada alambre.

Coloque la pila acostada encima del vaso de precipitados y conéctela. Permita el paso de la corriente durante 10 min. Anote cualquier cambio observado durante este proceso. Una coloración azul oscura del indicador de almidón es indicativa de la presencia molecular.

**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL
C. E. C. y T. No. 1
"GONZALO VÁZQUEZ VELA"**

**LABORATORIO DE QUÍMICA
TURNO VESPERTINO
QUÍMICA III**

CUESTIONARIO:

- 1.-Escriba las ecuaciones de las reacciones entre Nitrato de Cobre y Plata.

- 2.-Escribe la ecuación química correspondiente al Cobrizado.

- 3.-Escriba la ecuación química correspondiente al Zincado.

- 4.- ¿Cómo calcularía la cantidad de Zinc o Cobre depositado?

- 5.-En la electrolisis del KI ¿en cuál electrodo ocurrió la reducción? Escriba la ecuación.

- 6.-En la electrolisis de KI ¿en cuál electrodo ocurrió la oxidación? Escriba la ecuación

- 7.-Diga que entiende por equivalente electroquímico.

- 4.- Conclusión.