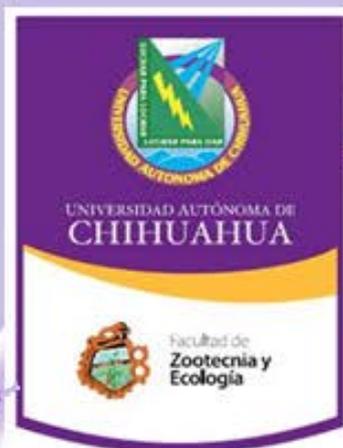


Universidad Autónoma de Chihuahua

Facultad de Zootecnia y Ecología

Código: INF 8.3 FZYE MP 01	Página 1 de 35
Fecha de Emisión: Febrero 2006	Fecha de Revisión: 13/06/2011
	N° de Revisión: 2
Elaboró:	Coordinador de Área
Aprobó:	Secretaría Administrativa

MANUAL DE PRÁCTICAS DEL CURSO DE QUIMICA AMBIENTAL I



*Manual de Prácticas del Curso de
QUÍMICA AMBIENTAL I*

ELABORADO POR:

M.C. CELIA HOLGUÍN LICÓN

FACULTAD DE ZOOTECNIA Y ECOLOGIA, UACH.

ENERO 2011

REGLAMENTO INTERNO DEL LABORATORIO

NUTRICION ANIMAL

ARTICULO 1. Este reglamento es aplicable a todos los usuarios del laboratorio que realicen trabajos tanto de docencia como de investigación.

ARTICULO 2. Es necesario que toda persona que trabaje en el laboratorio tenga conocimiento de lo siguiente: las normas de seguridad e higiene, rutas de evacuación, equipo de protección personal necesario en cada proceso y del equipo para combatir incendios.

ARTICULO 3. Todas las actividades que se realicen en el laboratorio deberán estar supervisadas por el responsable.

ARTICULO 4. Los alumnos que no tengan la capacitación adecuada para realizar sus análisis solos deberán trabajar en horario del personal.

ARTICULO 5. Los alumnos tienen la obligación al finalizar sus análisis de dejar limpia el área de trabajo, lavar el material que utilizó, apagar todos los aparatos y cerrar el laboratorio.

ARTICULO 6. Para trabajar en el laboratorio es obligatorio el uso de bata, y equipo de protección personal necesario, si no cuenta con lo necesario no podrá permanecer en el laboratorio.

ARTICULO 7. En el laboratorio queda prohibido: fumar, consumir alimentos o bebidas, tocar música.

ARTICULO 8. Todas las sustancias, equipos, materiales, etc. deberán ser manejados con el máximo cuidado, atendiendo a las indicaciones de seguridad.

ARTICULO 9. Las puertas de acceso y salidas de emergencias deberán de estar siempre libres de obstáculos, accesibles y en posibilidad de ser utilizadas ante cualquier eventualidad.

ARTICULO 10. En caso de emergencias, incendios, derrames o personas accidentadas, dirigirse a una zona de seguridad y/o hablar al servicio de emergencias o bomberos.

ARTICULO 11. Queda prohibido desechar sustancias al drenaje o por cualquier otro medio sin autorización del responsable.

ARTICULO 12. En el laboratorio deberá existir al alcance de todas las personas que en él trabajen, un botiquín de primeros auxilios.

ARTICULO 13. En el laboratorio deberá existir al menos un extintor de CO₂, y uno de polvo químico seco, deberán recargarse cuando sea necesario, o por haber sido utilizados.

ARTICULO 14. Para transferir líquidos deberá utilizarse la llenadora de pipetas correspondiente. Queda prohibido pipetear con la boca.

ARTICULO 15. Cualquier alteración en las condiciones de seguridad o en el cumplimiento del presente reglamento, deberá ser reportado al responsable correspondiente.

ARTICULO 16. A la persona que se le sorprenda haciendo mal uso de los equipos, materiales, o instalaciones propias del laboratorio, serán sancionados (Ver sanciones) según la gravedad de la falta cometida.

PRACTICA # 1

DIFERENCIA ENTRE MEZCLA Y COMPUESTO

OBJETIVO:

Establecer la diferencia entre mezcla y compuesto.

MATERIAL	REACTIVOS
Cápsula de porcelana	Limadura de hierro
Espátula	Azufre
Mechero	
2 Vidrios de reloj	
Agitador	
2 Vasos de precipitado de 250 ml	

PROCEDIMIENTO:

PREPARACION DE LA MEZCLA:

En una cápsula de porcelana, se mezclan unos 5 gramos de azufre en polvo y 5 gramos de limadura de hierro. Describa el aspecto de la mezcla:

PREPARACION DE UN COMPUESTO:

1. Una porción de la mezcla se calienta hasta obtener el compuesto (combinación química), se deja enfriar la sustancia resultante y se observa el cambio. ¿Se obtuvo un cambio físico o químico? ¿Por qué?:

SEPARACIÓN DE MEZCLAS

OBJETIVO:

El alumno aplicará sus conocimientos sobre métodos de separación de mezclas.

MATERIAL	SUSTANCIAS
Vaso de precipitado de 250 ml Agitador Matraz de 250 ml Embudo Papel filtro Cápsula de porcelana Soporte Anillo Tela de asbesto Mechero Imán	Agua destilada Arena y sal Hierro y Azufre Aceite y agua

EXPERIMENTO 1:

SEPARACIÓN DE UNA MEZCLA DE ARENA Y SAL

Aplique todos los métodos físicos de separación de mezclas que sean necesarios y anote en cada uno sus observaciones.

EXPERIMENTO 2

SEPARACIÓN DE UNA MEZCLA DE HIERRO-AZUFRE

Aplique los métodos físicos que sean necesarios y anote sus observaciones.

EXPERIMENTO 3:

SEPARACION DE UNA MEZCLA DE AGUA Y ACEITE

Aplique todos los métodos físicos de separación de mezclas que sean necesarios y anote en cada uno sus observaciones.

CUESTIONARIO:

1. Defina cambio químico:
2. Defina cambio físico:
3. ¿Por qué la fusión es un cambio físico?
4. ¿La evaporación es un cambio físico o químico? ¿Por qué?
5. ¿Qué es un compuesto?
6. ¿Qué es una mezcla?
7. ¿Cuál es la diferencia entre una mezcla y un compuesto?
8. ¿Se pueden separar las mezclas?. Mencione 5 métodos de separación:
9. ¿Cómo se clasifican las mezclas?
10. ¿Qué es una mezcla homogénea y de cinco ejemplos?
11. ¿Qué es una mezcla heterogénea y de cinco ejemplos?

PRACTICA # 2
EL VOLUMEN Y LA DENSIDAD DE
SOLIDOS Y LIQUIDOS

OBJETIVO:

Utilizar el volumen para medir la cantidad de materia de líquidos y sólidos y asociar la masa con el volumen de una sustancia para determinar la densidad.

PRINCIPIO:

El volumen y la masa de un cuerpo permite calcular la densidad mediante la ecuación **$D = \text{masa/volumen}$** .

El volumen es la extensión que cualquier cuerpo sólido, líquido o gaseoso ocupa en el espacio.

La masa es la cantidad de materia contenida en un cuerpo.

MATERIAL	REACTIVOS
1 Probeta de 100 ml	Agua destilada
Balanza de precisión	Alcohol
1 Probeta de 25 ml	
1 Tubo de ensayo	
1 Canica	
Papel Aluminio	

PROCEDIMIENTO:

1. Limpie perfectamente una probeta graduada y coloque en ella 20 ml de agua destilada; registre el volumen de ésta con un error menor de 0.1 ml.
2. Pese la probeta con el agua y registre la masa obtenida. Vierta luego el agua; mantenga la probeta invertida mínimo 10 segundos y determine su masa, pesándola de nuevo.

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

3. Calcule la densidad del agua.
4. Determine la densidad del alcohol utilizando el mismo procedimiento que el agua.
5. Registre los datos en la tabla.
6. Vierte 50 ml de agua en la probeta de 100 ml. Registra este volumen como V1.
7. Pon la canica en la probeta; procede con cuidado para no salpicar. Observa la forma en que aumenta el volumen y anótalo; este volumen será V2. Registra tus resultados.
8. Resta V1 a V2 y obtén el volumen del sólido. Anota en la tabla el valor obtenido.
9. Saca la canica de la probeta y sécala bien. Ahora, determina su masa con la balanza.
10. Repite los pasos del 6 al 9 con una bolita de papel aluminio. Anota los datos en la tabla.

DATOS DE LIQUIDOS

Sustancia	Volumen	Peso Probeta + Muestra	Peso Probeta	Densidad
AGUA				
ALCOHOL				

DATOS DE SOLIDOS

SOLIDO	Volumen 1	Volumen 2	V2 - V1	Masa (g)	Densidad (g/ml)
CANICA					
PAPEL ALUMINIO					

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué diferencia hay entre peso y masa?
2. Son las unidades más comunes para medir la densidad:
3. El volumen es una magnitud derivada de:
4. La masa es una magnitud derivada de:
5. ¿Qué es la densidad específica?.

PRACTICA # 3

FAMILIAS Y PERIODOS QUIMICOS

OBJETIVO:

- Deducirá las propiedades periódicas de los elementos, en función de su colocación en la tabla.
- Comprobará la semejanza de las propiedades de una familia química.

PRINCIPIO:

La periodicidad establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian a medida que aumenta el número atómico y se repiten en intervalos iguales.

Los elementos que se encuentran dentro de un mismo grupo tienen propiedades físicas y químicas semejantes.

MATERIAL	SUSTANCIAS
2 Vasos de precipitado de 250 ml. 1 Espátula 1 Lámpara de alcohol o mechero 1 Tela de asbesto 3 Tubos de ensaye 1 Lupa 1 Cucharilla de combustión 3 Vidrios de reloj.	0.5 g de Sodio Magnesio en cinta 4 Tiras de papel tornasol azul y rosa 0.5 g Cloruro de sodio 0.5 g Yoduro de sodio 0.5 g Bromuro de sodio Sol. De nitrito de plata al 10% Azufre en polvo 0.5 g Calcio

EXPRIMENTO 1

Poner en un vaso de precipitado de 250 ml. aproximadamente 100 ml. de agua a temperatura ambiente. Añada un pedazo de sodio y cubra el vaso con la tela metálica o con el vidrio reloj, tome el tiempo transcurrido para efectuar la reacción. Cuando la reacción haya terminado, humedezca un trozo

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

de papel tornasol azul y uno rosa en la solución final. Observe el cambio de color.

Repita el experimento con otros metales (Calcio y Magnesio).

PRECAUCION: El sodio, potasio, litio, son de difícil manejo, no deben tocarse directamente con las manos, en caso de que entre en contacto con la piel, lávese con una solución de carbonato de sodio al 5%. Las reacciones con estos metales deben de hacerse con cuidado.

- 1) Que elemento presentó la reacción más violenta? _____
- 2) ¿Qué coloración dio con el papel tornasol? _____
- 3) ¿Cuáles sustancias dan esta coloración? _____
- 4) Indique las masas atómicas de los elementos empleados.:

EXPERIMENTO 2:

PROPIEDADES FÍSICAS DE COMPUESTOS DE HALÓGENOS.

Propiedades físicas de diferentes compuestos de los halógenos:
Examine con una lupa, cristales de cloruro de sodio, bromuro de sodio y yoduro de sodio, anote la forma y el color.

COMPUESTO	COLOR	FORMA DEL CRISTAL
Cloruro de sodio		
Bromuro de sodio		
Yoduro de sodio		

EXPERIMENTO 3:

PROPIEDADES QUIMICAS DE COMPUESTOS DE HALOGENOS:

Colocar un poco de las sustancias anteriores en tubos de ensaye y agregar 2 ml de agua destilada y 5 gotas de solución de nitrato de plata. Observar el producto formado en cada caso.

1.- Qué analogía se observa en las tres reacciones: _____

2.- Qué familias constituyen el cloro, bromo y yodo: _____

CUESTIONARIO DE EVALUACION

1.- Los metales del primer grupo, (Li, Na, K) de acuerdo con su estructura electrónica, al reaccionar, cuántos electrones pueden perder: _____

2.- Los metales del segundo grupo (Ca, Mg) de acuerdo con su estructura electrónica, al reaccionar, Cuántos electrones pueden perder: _____

3.- Comparando los metales del primer grupo con los del segundo grupo, Cuáles son más activos: _____

4.- Qué elemento del primer grupo será más electronegativo, el que presenta mas niveles electrónicos o el que presenta menos: _____

PRACTICA # 4
METALES Y NO METALES
PROPIEDADES QUIMICAS

OBJETIVO:

Identificar algunas propiedades químicas de los metales y no metales.

PRINCIPIO:

Cuando los metales se combinan con el oxígeno, forman óxidos básicos o alcalinos; cuando reaccionan con el agua, los óxidos producen hidróxidos o bases.

Los no metales, cuando se combinan con el oxígeno, forman óxidos ácidos o anhídridos; estas sustancias tienen la propiedad de que cuando reaccionan con el agua forman compuestos ácidos.

MATERIAL	REACTIVOS
1 Cucharilla de combustión	Azufre en polvo
1 Mechero	Indicador de fenolftaleína
1 Vaso de precipitado de 100 ml	Cinta de magnesio
1 Gotero	Agua destilada
	Papel tornasol rojo y azul

PROCEDIMIENTO:

1. Coloca la cinta de magnesio en una cucharilla de combustión; acércala a la flama del mechero hasta que comience la reacción (sustancia 1).

Precaución: no observes directamente la luz que se produce, ya que puede dañar permanentemente tus ojos; ¿Qué se obtiene? ¿Qué aspecto tiene? _____

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

2. Introduce la cucharilla de combustión, con el óxido que acabas de obtener, en un vaso de precipitado con 50 ml de agua. Agita vigorosamente para obtener la sustancia 2. ¿Qué se formó ahora? ¿Qué aspecto tiene?.

3. Agrega tres gotas de indicador preparado de fenolftaleína en el vaso con el hidróxido (sustancia 2) del paso anterior. Anota tus observaciones.

4. Limpia la cucharilla de combustión y coloca en ella un poco de azufre; caliéntalo intensamente en la flama del mechero. Durante la combustión se obtiene un polvo negro (sustancia 3). ¿Qué óxido se formó?. Retira la cucharilla del mechero y vierte en ella una gotas de agua; ten cuidado de que la disolución formada (sustancia 4) en agua no se derrame ni toque tu ropa o tu piel. ¿Qué sustancia se acaba de formar? ¿Porqué debes tener tantas precauciones con ella?.

5. Introduce la punta de una tira de papel tornasol azul en la sustancia obtenida; fíjate en la coloración que adquiere el papel. ¿Corroboras esta coloración tu teoría respecto a la sustancia 4?.

6. ¿Qué cambios observaste al agregar las gotas de fenolftaleína a la sustancia 2?.

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

7. ¿Qué le ocurrió al papel tornasol azul al introducirlo en la disolución de la sustancia 4?. _____

8. Los metales al reaccionar con el oxígeno, forman: _____

9. Cuando los óxidos de los metales reaccionan con el agua se forman: _____.

10. Los no metales al reaccionar con el oxígeno forman: _____

11. Los oxiácidos se forman al reaccionar el agua con: _____

COMPLETA EL CUADRO

SUSTANCIA	Reacción con el oxígeno	Reacción con el agua
Magnesio		
Azufre		

PRACTICA # 5

DETERMINACION DE UN NO METAL (FÓSFORO)

METODO DEL MOLIBDOVANADATO

PRINCIPIO:

Este método determina el fósforo de rocas fosfóricas, Harina de hueso, fosfatos de sodio, de calcio, alimentos concentrados, etc.

REACTIVOS

- 1) Solución de Molibdo-Vanadato: Disolver 40 gramos de Molibdato de Amonio en 400 ml de agua destilada caliente, dejar enfriar.
- 2) Disolver 2 gramos de Metavanadato de Amonio en 250 ml de agua caliente, dejar enfriar y añadir 450 ml de Acido Perclórico al 70%.
- 3) Añadir gradualmente y con agitación constante la solución de Molibdato sobre la de Vanadato y finalmente diluir a 2 litros.
- 4) Solución estándar de fósforo; Disolver 8.788g de KH_2PO_4 en agua y diluir a un litro.

PROCEDIMIENTO:

- 1) Pesar 2 gramos de muestra e incinerar a 600°C durante 3 horas.
- 2) Enfriar, y añadir 40 ml de HCl (1-3), y 4 gotas de ácido nítrico concentrado y calentar a ebullición.
- 3) Enfriar, y transferir a un matraz volumétrico de 100 ml, aforar con agua hasta la marca.
- 4) Transferir una alícuota del filtrado a un matraz volumétrico de 50 ml.

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

- 5) Añadir 20 ml de la solución de Molibdo-Vanadato, aforar con agua a 100 ml y homogeneizar.
- 6) Dejar reposar 10 minutos y determinar la Densidad Optica a 400 nm en el Espectrofotómetro.
- 7) Poner un blanco y un estándar.

CALCULOS:

MUESTRA	PESO MUESTR A SECA	ALICUOT A	DILUCIO N FINAL	ABS. MUES.	ABS. PATRON	mg % P	% P

$$\text{mg\% P} = \frac{\text{ABS. MUESTRA} \times \text{CONC. PATRON en mg\%}}{\text{ABSORBANCIA DE PATRON}}$$

$$\text{\% P} = \frac{\text{mg \% P} \times \text{DILUCION}}{\text{mg de muestra seca}}$$

PRACTICA #6
DETERMINACION DE UN METAL (CALCIO)
POR ABSORCION ATOMICA

PRINCIPIO:

Se basa en la producción de átomos de una muestra líquida los cuáles absorben la luz generada por una lámpara de cátodo hueco, y se mide su absorbancia.

MATERIAL Y EQUIPO:

Aparato de absorción atómica

Matraces aforados

Pipetas volumétricas

REACTIVOS:

Solución de lantano de 10,000 p.p.m.

Patrones de Calcio

PROCEDIMIENTO:

- 1) La muestra de grano se muele y se le determina Humedad y Materia seca.
- 2) Se pone en la mufla para incinerar la muestra a 600 ° C por 4 horas, después de ese tiempo se enfría y se le hace una digestión en una estufa con Acido Clorhídrico y Nítrico para solubilizar los minerales.
- 3) Después de solubilizar los minerales se enfría y se filtra en un matraz aforado a un volumen determinado dependiendo del tipo de muestra, generalmente a 100 ml.
- 4) Se toma una alícuota de la muestra aforada y se diluye con lantano a un volumen determinado y se agita.

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

- 5) Calentar la lámpara de Calcio del aparato de Absorción Atómica y ajustar la longitud de onda necesaria.
- 6) Se leen los patrones en absorbancia, y se hace una curva de calibración y se comparan con las lecturas de absorbancia de la muestra.

DETERMINACION DE CALCIO POR ABSORCIÓN ATOMICA

Muestra	Peso Seco mg	1ª Dilución	2ª Dilución	Dilución final	Absorb. De muestra	% Calcio b.s.

CALCULOS

$$\text{mg \% Ca} = \frac{\text{Absorbancia muestra}}{\text{Absorbancia patrón}} \times \text{Conc. Patrón en mg\%}$$

$$\text{\% Ca base seca} = \frac{\text{mg\% Ca}}{\text{mg muestra seca}} \times \text{Dilución final}$$

PRACTICA # 7
ENLACE QUIMICO

1.- OBJETIVOS:

- El alumno aplicará sus conocimientos de configuraciones electrónica para explicar los enlaces químicos.

2.- CONCEPTOS ANTECEDENTES.

Atomo, elemento, electrones, polaridad, afinidad electrónica, regla del octeto, conductividad, punto de fusión, punto de ebullición, potencial de ionización, electronegatividad.

3._ PREGUNTAS PARA EVALUACION DIAGNOSTICA:

- Es la parte más pequeña de la materia que mantiene ciertas propiedades de la sustancia pura._____
- Sustancias cuyas moléculas están constituidas por mas de una clase de átomos._____
- Son partículas subatómicas de carga negativa._____
- Es la energía necesaria para que un átomo aislado en estado gaseoso pierda un electrón_____
- Ordene los siguientes elementos de mayor a menor electronegatividad: S, Rb, O, F, P, Li._____
- Es la temperatura a la cual un liquido empieza a hervir._____

MATERIALES	SUSTANCIAS
1 Circuito eléctrico con foco	Urea
Cucharilla de combustión	Azúcar
8 vasos de precipitado de 100 ml	Dicromato de potasio
2 Pipetas de 5 ml	Cloruro de sodio
1 Lámpara de alcohol	agua destilada y agua de la llave
1 Pinza para crisol	Tetracloruro de carbono
	Benceno

MEDICION DE LA CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

En el aparato del circuito eléctrico checarlo conectando la corriente eléctrica y uniendo las barras de cobre (electrodos).

PRECAUCIÓN :

Enjuagar y secar con una toalla de papel las barras de cobre al cambiarlas de sustancia (de preferencia desconectar el circuito).

No tocar las barras (electrodos) con las llaves de agua ni con otro objeto metálico.

PROCEDIMIENTO

- 1) Introducir las barras de cobre en un vaso con 10 ml de agua destilada y observar la conductividad eléctrica. Repetir el experimento con 10 ml de agua de la llave.
- 2) En un vaso de precipitado limpio y seco, colocar 0.5 g de NaCl, introducir las barras de cobre y observar la conductividad eléctrica.
- 3) Repetir esta operación con dicromato de potasio, urea, azúcar, cada una en un vaso.

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

- 4) Agregar 5 ml de agua destilada a cada vaso, introducir los electrodos y observar la conductividad.
- 5) Colocar en un vaso de precipitado 5 ml de Benceno y prueba su conductividad, repite esta operación con tetracloruro de carbono (conservar las sustancias).
- 6) En una cápsula de porcelana colocar 0.5 g de Dicromato de potasio, calentar hasta fusión, introducir las barras observar la conductividad eléctrica.
- 7) Llena el cuadro siguiente.

Sustancias sólidas	Conductividad eléctrica	Sustancias en solución	Conductividad eléctrica
Cloruro de sodio		Cloruro de sodio	
Dicromato de potasio		Dicromato de potasio	
Azúcar		Azúcar	
Urea		Urea	
LIQUIDOS			
Agua destilada			
Agua de la llave			
Benceno			
Tetracloruro de carbono			
Dicromato de potasio fundido			

PRACTICA # 8
ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVO:

Conocer y aplicar todos los cálculos basados en las leyes ponderales que pueden llevarse a cabo en una reacción química.

MATERIALES	SUSTANCIAS
1 Balanza granataria	Sulfato de cobre
1 Probeta de 50 ml	Limadura de hierro
1 Estufa	Agua destilada
2 vasos de precipitado de 100 ml	Solución jabonosa
1 Mechero	
1 pinza para crisol	
1 soporte universal con anillo de hierro	
1 agitador de vidrio	

PROCEDIMIENTO

- Determinar en la balanza, lo más exacto posible, la masa de un vaso de precipitado; sin retirarlo del platillo agregue 5 g de Sulfato de cobre y determine la masa total. Registre estos datos:

Masa del vaso solo = _____

Masa del vaso con Sulfato de cobre = _____

- Pese otro vaso y anote su peso; añada 1g de limadura de hierro, anote el peso del vaso con hierro:

Masa del vaso solo = _____

Masa del vaso con hierro = _____

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

- Al vaso que contiene el Sulfato de cobre, agréguele 25 ml de agua y caliente hasta disolver los cristales en la solución. Hierva a baja temperatura.
- Cuando esto ocurra, suspenda el calentamiento y vierta lentamente la limadura de hierro; antes de agregar más espere a que disminuya la reacción producida. Observe lo que ocurre.
- Deje el vaso en reposo y agregue 2 gotas de solución jabonosa, así evitará que las partículas floten en la superficie. Después separe con cuidado el líquido transparente.
- Introduzca en la estufa el vaso con el sólido y mientras se seca, puede calcular teóricamente cuanto cobre se debería producir y compare resultados con el producto experimental; si hay diferencia explique a que se debe.
- Una vez seco y frío, determine la masa del producto:

Masa del vaso con el producto seco _____g

Masa del producto = Masa del vaso con producto seco - Masa del vaso

solo

Masa del producto = _____g

- Complete y balancee la reacción efectuada:



9. ¿Cuánto Cu se produce experimentalmente? _____g

10. ¿Cuánto Cu se produce teóricamente? _____g

11. ¿Cuáles pueden ser las causas de la pérdida de Cu?

PRACTICA # 9

CONCENTRACION EXPRESADA EN

PORCIENTO EN MASA Y PORCIENTO EN VOLUMEN

OBJETIVO:

Preparar soluciones con una determinada concentración porcentual en masa y volumen.

MATERIAL	SUSTANCIAS
1 Matraz Erlenmeyer de 250 ml	Sal o común o NaCl
1 Balanza	Agua destilada
1 Pizeta de 500 ml	Alcohol etílico
1 Vidrio de reloj	
2 Probetas de 100 ml	
1 Gotero	
2 Vasos de precipitado de 250 ml	
1 Matraz aforado de 100 ml	

PROCEDIMIENTO:

1. Pese en la balanza 10g de sal común y, sin que se tire, pásala al matraz Erlenmeyer de 250 ml.
2. Calcula la cantidad de agua que debes pesar para preparar 100 ml de una disolución al 10% en masa de cloruro de sodio. Anota el resultado.
3. Agrega el agua a la sal y disuelve completamente con una varilla de vidrio, guarda la solución y etiquétala.
4. Mida en la probeta 20 ml de alcohol y viértelo en el matraz aforado de 100 ml. Agrega, con la piseta, agua hasta el aforo.
5. Calcula la concentración en por ciento en volumen resultante. Anota los cálculos en el lugar correspondiente.

CUESTIONARIO:

1. La cantidad de agua para preparar 100 ml de una disolución al 10% en masa de NaCl es: _____.
2. La cantidad que contiene un litro de una disolución al 90% en volumen de alcohol es: _____.
3. El uso de la concentración expresada en por ciento en volumen es adecuada sólo cuando el soluto es _____.
4. La cantidad de soluto que se necesita pesar para preparar 150 g de una disolución acuosa al 3% en masa es: _____.
5. La cantidad de soluto que contienen 1000g de una disolución acuosa al 30 % en masa es: _____.

PREPARACION Y DILUCION DE SOLUCIONES

OBJETIVO:

Que el alumno aprenda a preparar soluciones y a diluirlas.

PREPARACION 1: Prepare 100 ml de una solución de Hidróxido de sodio 0.1N:

Podemos considerar la pureza del Hidróxido de sodio de 100%, se calcula la masa de hidróxido de sodio que se necesita con la fórmula:

$$N = \frac{\text{masa}}{(\text{Vol})(\text{Peq})}$$

Peso equivalente = Peso molecular / Número de OH-

Datos

Normalidad de la solución (N) = _____

Peso equivalente del NaOH = _____

Volumen de la solución = _____

Masa de NaOH necesario = _____

De la fórmula se despeja la masa de Hidróxido de sodio necesario para preparar los 100 ml de la solución 0.1N.

Se pesa con precisión la masa de Hidróxido de sodio que se calculó y se disuelve en un vaso con un volumen pequeño de agua destilada, una vez que se haya disuelto agréguela al matraz de 100 ml, agite para disolver completamente el soluto, después, añada agua suficiente con la piseta hasta la marca de aforo.

PREPARACION 2: Prepare 1 Litros de solución de Cloruro de sodio 3M:

Se determina la cantidad de Cloruro de Sodio necesario para preparar la solución con la fórmula:

$$M = \frac{\text{número de moles de NaCl}}{\text{No. de litros}}$$

Se calcula el número de moles de NaCl necesario para preparar 1 litro de la solución y después se calcula los gramos de Cloruro de sodio que se deben de pesar para considerando que un mol de Cloruro de sodio es igual al peso molecular gramo de soluto.

Ya calculado los gramos de Cloruro de sodio que se deben de pesar, se disuelvan en una pequeña cantidad de agua destilada, se colocan en un matraz aforado de un litro, se sigue agitando para disolver, se lleva al aforo con agua destilada.

DILUCION DE SOLUCIONES

PREPARACION 3: Prepare 100 ml de una solución 1M de Cloruro de sodio a partir de la solución 3M.

DATOS

$$M_1 = 3 \text{ M}$$

$$V_1 = X$$

$$M_2 = 1 \text{ M}$$

$$V_2 = 100 \text{ ml}$$

A partir de la fórmula $M_1V_1 = M_2V_2$ calcule el volumen de solución 3M que se tiene que tomar para hacer la solución 1M:

CALCULOS

PREPARACION 4: Prepare 50 ml de una solución de calcio de 100 ppm a partir de una solución de 1000 ppm de Calcio.

DATOS

$$C_1 = 1000 \text{ ppm}$$

$$V_1 = X$$

$$C_2 = 100 \text{ ppm}$$

$$V_2 = 50 \text{ ml}$$

Calcule el volumen necesario a partir de la fórmula $C_1V_1 = C_2V_2$, mida los mililitros necesarios póngalos en un matraz aforado de 50 y aforre con agua destilada.

CALCULO

PRACTICA # 10

ACIDOS Y BASES

OBJETIVO

El alumno observará algunas de las propiedades que presentan los ácidos y las bases.

EXPERIMENTO 1

MATERIAL	SUSTANCIAS
4 Tubos de ensaye	Ácido clorhídrico al 10 %
1 Varilla de vidrio	Ácido sulfúrico al 10 %
1 Gradilla	Hidróxido de sodio al 10 %
	Hidróxido de amonio al 10 %
	Papel pH
	Fenolftaleína

PROCEDIMIENTO

1. Coloque en 4 tubos de ensaye respectivamente 5 ml de cada una de las siguientes sustancias (Acido clorhídrico, Acido sulfúrico, Hidróxido de amonio, Hidróxido de sodio).
2. Agregue a cada uno de los tubos dos gotas de fenolftaleína (indicador), y observe lo que ocurre.
3. Tome con la varilla una gota de cada uno de los tubos y llévelo a un papel pH amarillo y a un papel pH Baker que tiene escala de pH, lave en cada ocasión la varilla, observe lo que ocurre.

COMPLETE EL CUADRO:

SUSTANCIA	EFEECTO DE LA FENOLFTALEÍNA	VIRE DEL PAPEL AMARILLO	pH EN EL PAPEL BAKER
HCl			
H ₂ SO ₄			
NH ₄ OH			
NaOH			

CUESTIONARIO

1) Mencione el concepto de ácido: _____

2) Mencione el concepto de base: _____

3) Mencione el concepto de pH: _____

4) ¿Qué característica presenta la fenolftaleína en un medio ácido?

5) ¿Qué característica presenta la fenolftaleína en un medio básico?

6) ¿Qué es la neutralización?

REACCIONES DE NEUTRALIZACION

OBJETIVO:

Efectuar algunas reacciones de neutralización.

PRINCIPIO:

Una reacción de neutralización se lleva a cabo cuando se combina un ácido con una base. En general, una reacción de neutralización entre un ácido y un hidróxido produce agua y una sal.

MATERIAL Y SUSTANCIAS

MATERIAL	SUSTANCIAS
2 Tubos de ensayo	5 ml de solución de NaOH 0.2 M
2 Goteros	5 ml de solución Ca(OH)_2 0.1 M
1 Soporte para anillo	0.5 ml de fenolftaleína
! Tela de alambre	10 ml de HCl 0.2 M
2 Cápsulas de porcelana	10 ml de H_2SO_4 0.2 M
2 Pipetas	
1 Mechero	

PROCEDIMIENTO:

1. Mida con la pipeta 2 ml de solución de Hidróxido de Sodio y viértala en un tubo de ensayo. **Precaución: nunca debes usar la pipeta con la boca, usa siempre una perilla.**
2. Agrega una gota de fenolftaleína al tubo de ensayo. Observa lo que ocurre y anótalo.
3. Usa el gotero para añadir a la solución anterior, gota a gota, el ácido clorhídrico 0.2 M hasta observar que se decolora la solución. **Precaución: el ácido es corrosivo.** Cada vez que agregues una gota, agita el tubo.
4. Vierta en una cápsula de porcelana bien limpia la solución obtenida en el paso anterior. Calienta la cápsula hasta que se evapore el agua de la

PRÁCTICAS DE QUÍMICA AMBIENTAL I

solución. Observa la sustancia que quedó en la cápsula; fíjate en su color, en su estado físico y prueba su sabor. Anota en el cuadro el resultado de tus observaciones.

5. Repite los tres procedimientos anteriores, pero ahora utiliza la solución de hidróxido de calcio Ca(OH)_2 y el ácido sulfúrico H_2SO_4 . **Precaución: son sustancias corrosivas.**

SUSTANCIA	COLOR	ESTADO FISICO	SABOR
NaCl			
CaSO_4			

CUESTIONARIO:

1. ¿Qué le ocurre a la disolución de NaOH cuando se le agrega fenolftaleína?

_____.

2. ¿Qué le ocurre a la disolución cuando se agrega el HCl?.

_____.

3. Una neutralización se lleva a cabo entre:

_____.

4. Los productos de neutralización son:

_____.

5. Completa las siguientes reacciones y balancéalas:

