QUÍMICA INORGÁNICA II
MANUAL DE PRÁCTICAS

ESCUELA PREPARATORIA: _____
NOMBRE DE ALUMNO: _____
PROFESOR: __

Consejo de Academia de Ingeniería y Ciencias Química

Edición: febrero 2026
Actualización Aprobada por el Consejo Académico del Bachillerato

Coordinación General de la División del Bachillerato UMSNH
© Universidad Michoacana de San Nicolás de Hidalgo Santiago Tapia 403, Centro C.P. 58000, Morelia, Michoacán

INDICE

I. Cationes y aniones _____ 7

II. Tipos de reacciones químicas I _____10

III Tipos de reacciones químicas II _____14

IV Electroquímica _____19

V Redox _____23

VI Estequiometría I_____ 28

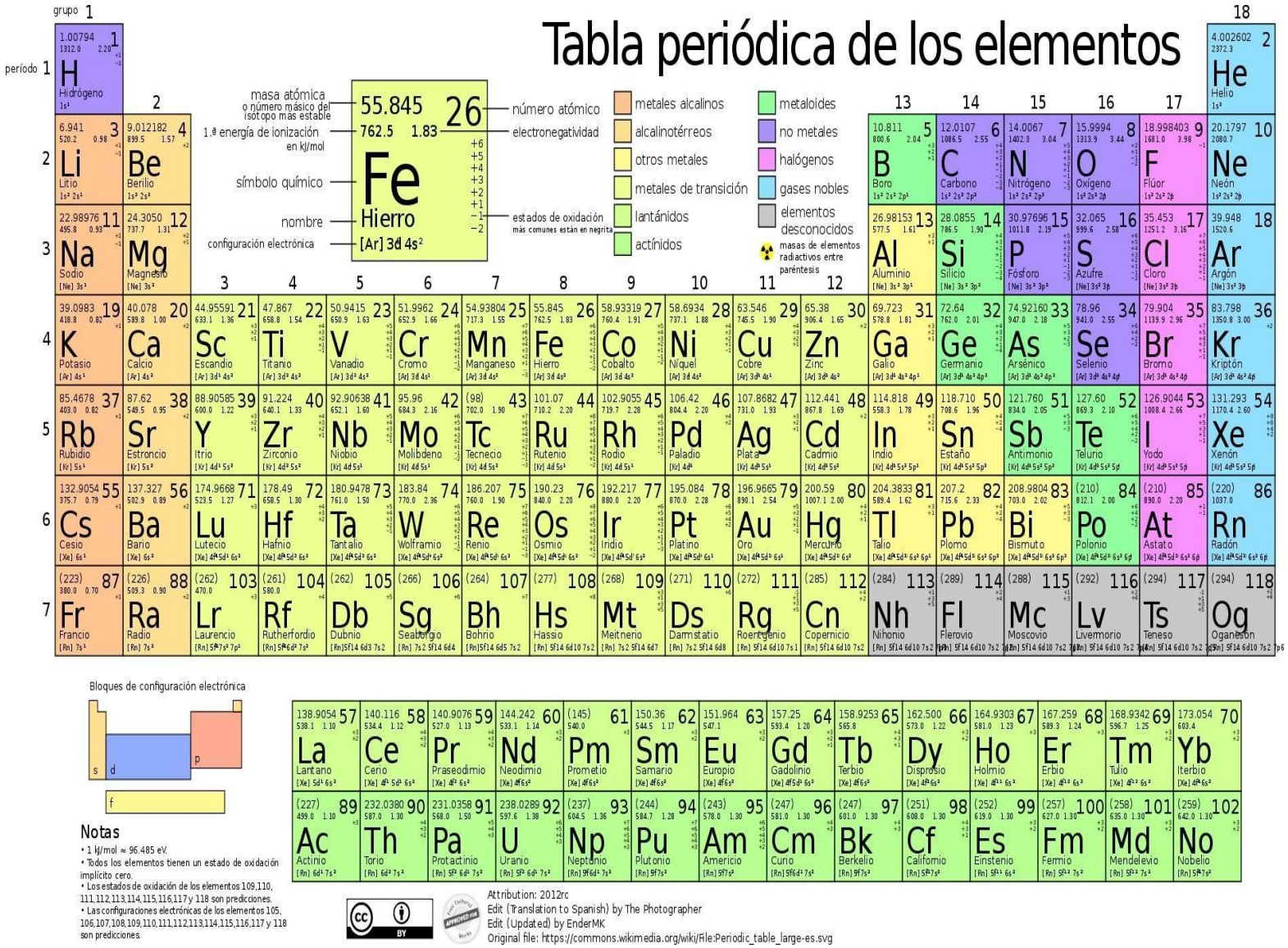
VII Estequiometría II _____31

VIII Tipos de soluciones _____33

IX Soluciones valoradas _____38

X PH, indicadores y soluciones buffer _____43

XI Neutralización, hidrólisis y electrólisis _____47



Notas

- 1 kJ/mol ≈ 96.485 eV.
- Todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.
- Los estados de oxidación de los elementos 109,110, 111,112,113,114,115,116,117 y 118 son predicciones.
- Las configuraciones electrónicas de los elementos 105, 106,107,108,109,110,111,112,113,114,115,116,117 y 118 son predicciones.

Attribution: 2012rc
Edit (Translation to Spanish) by The Photographer
Edit (Updated) by EnderMK
Original file: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_table_large-es.svg

Esta foto de Autor desconocido está bajo licencia CC BY-NC-ND

Reglamento del laboratorio

(para alumnos)

1. Para tener acceso al laboratorio, es indispensable que tenga su bata blanca (de preferencia de algodón) de trabajo, de manga larga, su instructivo y sus lentes de seguridad.

2. La entrada debe de ser ordenada, así como su permanencia dentro del laboratorio.

3. Queda estrictamente prohibido ingerir cualquier tipo de alimento o bebida dentro del Laboratorio.

4. Los útiles y pertenencias que no sean necesarias en la práctica, deberán ser colocados en el lugar indicado.

5. Deberán ocupar el lugar que se les asigne en las mesas de trabajo durante todo el curso y no deberán desplazarse hacia otras mesas ni intervenir en el trabajo de sus compañeros.

6. Se formarán equipos, con un responsable por equipo.

7. Todos los materiales, equipos y reactivos proporcionados, deberán ser utilizados de acuerdo a las indicaciones del manual de prácticas y de las recomendaciones del instructor; cualquier accidente por irresponsabilidad en el que resulten dañados materiales y/o equipo, deberán ser repuestos al laboratorio por todos los integrantes del equipo en un plazo no mayor a 8 días.

8. El ingreso al laboratorio requiere de un conocimiento previo al trabajo práctico que habrá de realizarse.

9. Durante el desarrollo de la práctica, el alumno anotará las observaciones del trabajo experimental que considere necesarias, por lo que se requiere de paciencia y capacidad de observación. Sus anotaciones, resolución de ecuaciones, diagramas, graficas, esquemas, conclusiones, etc., deberán quedar perfectamente claros y terminados en su manual de prácticas.

10. Al finalizar la práctica el equipo, material y mesa de trabajo, deberán ser entregados en perfecto estado de limpieza y en las mismas condiciones en que fueron proporcionados.

11. Para tener derecho a evaluación tanto teórica como práctica, el alumno deberá cumplir con un mínimo de 80% de asistencia. Para tener derecho a examen extraordinario deberá de cumplir con un mínimo de 60% de asistencia.

12. La calificación obtenida estará determinada por el examen departamental del laboratorio. El manual de prácticas y las asistencias son una responsabilidad que debe asumir el alumno.

13. Las faltas disciplinarias, según su gravedad, pueden ocasionar la suspensión temporal o definitiva del alumno en los siguientes casos:

a) No prestar atención al instructor.

b) No utilizar los reactivos, materiales y equipo, de acuerdo a las indicaciones.

c) Negarse a reponer materiales y equipo cuando este sea destruido y/o cuando las causas sean imputables a un uso inadecuado.

d) No observar buena conducta.

e) Las que considere fuera de orden, el personal de laboratorio.

Normas de seguridad

Para evitar cualquier imprevisto que se traduzca en accidente de trabajo, es indispensable tener siempre presentes las normas de seguridad que a continuación se enumeran:

1. Usar bata blanca dentro del laboratorio, manual de prácticas, lentes de seguridad, el cabello recogido y ropa protectora (pantalones largos y zapatos cerrados).

2. Seguir las instrucciones del Laboratorista y/o Profesor.

3. Nunca dejar sin vigilancia su equipo de trabajo.

4. Se debe utilizar la máxima ventilación posible durante la realización de las prácticas.

5. Tener conocimiento de donde se encuentran los implementos de seguridad.

6. Jamás emplear los reactivos sin tener la seguridad de que son los indicados.

7. Tener cuidado con el manejo de las sustancias proporcionadas debido a su riesgo (reactividad, inflamabilidad, toxicidad, explosividad).

8. Al calentar cualquier líquido, cuidar que la boca del tubo de ensaye, matraz o cualquier recipiente utilizado, no apunte hacia alguna persona, aplicando el calor en las paredes del recipiente y no en el fondo.

9. Nunca dejar líquidos volátiles cerca del mechero. Cuando se inflamen las sustancias contenidas en un recipiente, tapar la boca de este inmediatamente.

10. Nunca someta el material proporcionado a exceso de calentamiento, esfuerzo físico, presión, etc.

11. Para percibir el olor de alguna sustancia, no deberá hacerlo directamente sobre la boca del recipiente, es recomendable abanicar con la mano.

12. No verter agua sobre ácidos, metales alcalinos o cualquier otra sustancia que a su contacto pueda causar explosión.

13. No hacer mezclas que no hayan sido indicadas con las sustancias que estén utilizando. Los residuos sólidos deben ser desechados en el cesto de basura y los líquidos al vertedero bastante diluidos con agua o donde lo indique el Laboratorista y/o Profesor.

14. Cerciórese que las válvulas de gas estén bien cerradas cuando no se ocupen y aún antes de retirarse del laboratorio.

15. En el caso de cualquier accidente, avisar inmediatamente al Laboratorista y/o Profesor.

16. Siga siempre las indicaciones de su instructor.

He leído y me comprometo a cumplir totalmente el Reglamento del Laboratorio y las Normas de Seguridad:

_____

Nombre y Firma del Alumno

Práctica I Cationes y aniones

Objetivo general

Realizar la formación de compuestos iónicos.

Fundamento teórico

Las fórmulas químicas de los compuestos inorgánicos se forman a partir de unidades de iones positivos (cationes) y negativos (aniones). La unidad fórmula de un compuesto inorgánico es igual al número de valencias positivas y negativas. Para facilitar su estudio es necesario memorizar: el nombre, la fórmula y la carga iónica de cada uno de los iones más comunes.

Por ejemplo:

Fórmula del Catión	Nombre del Catión	Fórmula del Anión	Nombre del Anión
Ba2+	Ion Bario	Cl 1-	Ion Cloruro
Cd2+	Ion Cadmio	O 2-	Ion Óxido
Cu2+	Ion Cobre (II)	S 2-	Ion Sulfuro
Sn2+	Ion Estaño	CrO_4 2-	Ion Cromato
Sr2+	Ion Estroncio	OH 1-	Ion Hidróxido
Fe3+	Ion Hierro (III)	NO3 1-	Ion Nitrato
Hg2+	Ion Mercurio (II)	SO4 2-	Ion Sulfato
Ni2+	Ion Níquel (II)		
Ag1+	Ion Plata		
Pb2+	Ion Plomo (II)		

En cada fórmula se escribe primero al catión y luego al anión. Para dar el nombre del compuesto, primero se nombra el anión y luego el nombre del catión.

Ejemplos:

Fórmula del compuesto	Nombre del compuesto
Ag_{1+} Cl_{1-} = AgCl	Cloruro de Plata
Fe_{3+} O_{2-} = Fe_2O_3	Óxido de hierro (III)

Cuando la carga iónica del catión y anión son iguales se anulan y no es necesario escribirles subíndices a estos iones que componen la fórmula. Si es diferente la carga iónica del catión y del anión se cruzan ambas, colocándose como subíndices.

MATERIAL	REACTIVOS		
1 Acetato	Soluciones reactivas para cationes:		
1 Lupa	Cloruro de Cadmio		**$CdCl_2$ 0.1M**
Pañuelos desechables	Cloruro de Bario		**$BaCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Estaño	(II)	**$SnCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Estroncio		**$SrCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Fierro	(III)	**$FeCl_3$ 0.1M**
	Cloruro de Mercurio	(II)	**$HgCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Níquel	(II)	**$NiCl_2$ 0.1M**
	Nitrato de Plata		**$AgNO_3$ 0.1M**
	Sulfato de Cobre	(II)	**$CuSO_4$ 0.1M**
	Nitrato de Plomo	(II)	**$Pb(NO_3)_2$ 0.1M**
	Soluciones reactivas para aniones:		
	Ácido Clorhídrico	**HCl**	**1M**
	Ácido Sulfúrico	**H_2SO_4**	**1M**
	Cromato de Potasio	**K_2CrO_4**	**0.1M**
	Hidróxido de Sodio	**NaOH**	**1M**
	Tiocianato de Potasio	**KSCN**	**0.1M**
	Sulfuro de Sodio	**Na_2S**	**0.1M**
	Yoduro de Potasio	**KI**	**0.1M**

Experimento 1

Objetivo Específico: Realizar la formación de diferentes compuestos mediante la unión de un catión y de un anión mediante la formación de precipitados.

Secuencia:

16.1 Colocar un acetato sobre la tabla 1.1

16.2 Adicionar una gota de cada uno de los cationes sobre el acetato, en donde indique la tabla respectiva.

16.3 Anadir una gota de cada anión sobre la gota del catión que ya se ha adicionado, teniendo cuidado de no tocar la gota con la pipeta que está en el acetato.

16.4 Observar los compuestos formados que se demuestra por la formación de un precipitado.

16.5 Anotar en la tabla 1.1 la fórmula y el nombre de cada compuesto formado, indicar con el símbolo (↓) la presencia del precipitado.

16.6 Al terminar limpiar el acetato con un pañuelo desechable.

Tabla 1.1.

CATIONES / ANIONES	Ag^{+1}	Pb^{+4}	Hg^{+2}	Cu^{+2}	Fe^{+3}	Cd^{+2}	Sn^{+2}	Ba^{+2}	Sr^{+2}	Ni^{+2}
OH^-										
Cl^-										
I^-										
S^{-2}										
CrO_4^{-2}										
SO_4^{-2}										
SCN^-										

Práctica II Reacciones químicas I

Objetivo general

Identificar algunos tipos de reacciones y experimentar algunos factores que influyen en la velocidad de reacción.

Fundamento teórico

Existen otros tipos de reacciones. De acuerdo a su comportamiento energético son **exotérmicas y endotérmicas**; con respecto al sentido en que se efectúa una reacción se consideran **reversibles e irreversibles**.

Las reacciones químicas son procesos influenciables por factores externos que alteran la velocidad, entre éstos se encuentran: la temperatura, la concentración de los reactivos, el estado de los reactantes, la agitación y los catalizadores que se pueden definir como sustancias que aparecen en la ecuación de una reacción química y permanecen inalterables al final del proceso.

MATERIAL	REACTIVOS	
1 Agitador	Ácido Sulfúrico concentrado	**H_2SO_4**
Algodón	Alcohol Etílico	**CH_3-CH_2-OH**
1 Cápsula de porcelana	Agua destilada	**H_2O**
1 Gradilla	Cobre en Lámina	**Cuº**
1 Mechero Bunsen	Dióxido de Manganeso	**MnO_2**
Pajilla	S.R. Fenolftaleína 0.1%	
1 Pinzas para tubo de ensaye	S.R. Hidróxido de Calcio 0.5%	**$Ca(OH)_2$**
1 Pizeta	Hidróxido de Sodio	**NaOH**
Popotes	Nitrito de sodio	**$NaNO_2$**
1 Termómetro	Permanganato de Potasio	**$KMnO_4$**
6 Tubos de ensaye	Sulfato de Cobre Pentahidratado	**$CuSO_4.5H_2O$**

Experimento 1

Objetivo específico. Comprobar que existen reacciones químicas con desprendimiento o absorción de energía.

Secuencia:

1.1 Colocar en dos tubos de ensaye 10 gotas de Agua destilada en cada uno.

1.2 Tomar la temperatura del agua con un termómetro y anotarla.

1.3 Agregar a uno de ellos 0.5 g de Nitrito de Sodio, inmediatamente tomar la temperatura y anotarla.

1.4 Adicionar al otro tubo de ensaye 3 gotas de Ácido Sulfúrico concentrado, tomar inmediatamente la temperatura y anotarla.

Cuestionario

¿Qué temperatura registró el agua?

_____

¿Cuál fue la temperatura al agregar Nitrito de Sodio?

_____ ¿Qué tipo de reacción es?

_____

¿Cuál fue la temperatura al adicionar Ácido Sulfúrico?

_____ ¿Qué tipo de reacción es?

_____

Experimento 2

***OBJETIVO ESPECÍFICO**. Diferenciar las reacciones en base al sentido en que se efectúa una reacción.*

Experimento 2.1 Secuencia:

2.1.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.5 g de Sulfato de Cobre Pentahidratado.

2.1.2 Calentar el tubo sobre la flama del mechero, hasta que se note un cambio.

2.1.3 Dejar enfriar y observar.

2.1.4 Adicionar 1 gota de agua destilada y observar.

Cuestionario

Anotar la ecuación de la reacción y los nombres de los productos formados.

¿Cuáles fueron los cambios observados?

_____ ¿Qué tipo de reacción es?

_____

¿Por qué?

_____

Experimento 2.2

Secuencia:

2.2.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Hidróxido de Calcio al 0.5% filtrada.

2.2.2 Adicionar 1 gota de indicador de Fenolftaleína al 0.1%.

2.2.3 Soplar con ayuda de un popote, hasta que desaparezca la coloración rosa de la solución.

Cuestionario

Escribir la ecuación de la reacción química que se efectúa en este experimento y el nombre de los productos formados.

De acuerdo con los productos formados y al planteamiento del objetivo, ¿a qué tipo de reacción pertenece? _____

¿Por qué? _____

Experimento 3

Objetivo específico. Diferenciar entre una reacción catalizada y otra sin catalizar.

Secuencia:

3.1 Colocar en dos tubos de ensaye 0.5 g de cristales de Permanganato de Potasio a cada uno.

3.2 Adicionar a uno de los tubos, 0.5 g de Dióxido de Manganeso.

3.3 Encender una astilla de madera y dejarla en punto de ignición.

3.4 Llevar el tubo a la flama del mechero y calentar.

3.5 Introducir la astilla con punto de ignición dentro del tubo de ensaye sin tocar las paredes del tubo y reactivos hasta observar algún cambio.

3.6 Repetir los puntos 3.3, 3.4 y 3.5 de la secuencia con el segundo tubo.

Cuestionario

Escribir las ecuaciones de las reacciones y el nombre de los productos formados.

¿Observó diferencias en la velocidad de las reacciones?

_____

¿Son iguales los productos al final de la reacción?

_____

¿Alguna de las reacciones fue catalizada?

_____

Indique cual _____

Sello de Laboratorio

Práctica III

Reacciones químicas II

Objetivo general

Realizar e identificar diferentes tipos de reacciones por la forma en que se efectúan.

Fundamento teórico

Las reacciones químicas son procesos en los cuales las sustancias se transforman en otras diferentes.

Las reacciones químicas por la forma como se realizan se clasifican en: descomposición, combinación, sustitución simple y sustitución doble o metátesis.

Reacciones de descomposición: son aquellas en las que un solo compuesto AB se descompone en dos o más sustancias simples.

$$AB \longrightarrow A + B$$

Reacciones de combinación (síntesis), cuando dos o más sustancias se combinan para formar un solo compuesto.

$$A + B \longrightarrow AB$$

Reacciones de sustitución simple, un elemento A reacciona con compuesto BC sustituye a uno de los componentes del compuesto.

$$AB + C \longrightarrow AC + B \quad ò \quad AB + C \longrightarrow BC + A$$

Reacciones de sustitución doble, a partir de dos compuestos AB y CD intercambian sus iones para formar dos compuestos diferentes AD y CB.

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

MATERIAL	REACTIVOS
1 Cazuela de barro	S.R. Acetato de Plomo 0.5% **$(CH_3\text{-}COO)_2Pb$**
1 Gradilla	Ácido clorhídrico concentrado **HCl**
1 Mechero Bunsen	Azufre **S**

Pajilla	S.R. Azul de Bromotimol 0.1%
Papel pH hydrión	Cloruro de amonio **NH_4Cl**
1 pinzas para tubo de ensaye	S.R. Cloruro de Bario 3% **$BaCl_2$**
Popotes	S.R. Cloruro de Sodio 3% **NaCl**
1 Rejilla con asbesto	Cobre en limadura **Cu**
1 Tripie	S.R. Cromato de Potasio 0.5% **K_2CrO_4**
13 Tubos de ensaye	Dióxido de manganeso **MnO_2**
	S.R. Fenolftaleína 0.1%
	Hierro en limadura **Fe**
	S.R. Nitrato de Plata 1% **$AgNO_3$**
	Oxido de calcio **CaO**
	Peróxido de Hidrógeno **H_2O_2**
	S.R. Sulfato de cobre Pentahidratado 5% **$CuSO_4.5H_2O$**
	S.R. Sulfato de Sodio 0.5% **Na_2SO_4**
	S.R. Yoduro de Potasio 0.5% **KI**
	Zinc en polvo **Zn** Zinc en viruta **Zn**

Experimento 1

Objetivo específico. Realizar y observar la formación de compuestos diferentes mediante reacciones de descomposición.

$$AB \longrightarrow A + B$$

Secuencia:

1.1. Colocar en un tubo de ensaye 0.5 g de Dióxido de Manganeso.

1.2. Añadir 10 gotas de Peróxido de Hidrógeno.

1.3. Introducir el punto de ignición de una astilla de madera al tubo sin que toque la mezcla y observar.

Cuestionario

Escribir la ecuación de la reacción química correspondiente al experimento y anotar el nombre de los compuestos formados.

¿Qué elemento se desprendió?

_____ ¿Cómo se explica que se avive el punto de ignición de la astilla cuando se introduce al tubo de ensaye?

_____

_____ ¿Por qué se dice que la anterior reacción es de descomposición?

_____

_____

Experimento 2

Objetivo específico. Identificar reacciones de combinación a partir de elementos diferentes.

A + B → **AB Secuencia:**

2.1 Colocar en dos tubos de ensaye 1 ml de agua destilada respectivamente.

2.2 Soplar a uno de los tubos durante un minuto con la ayuda de un popote.

2.3 Agregar a los dos tubos de ensaye 3 gotas de indicador Azul de Bromotimol al 0.1% y observar la diferencia.

Cuestionario

¿Anotar el nombre de las sustancias que intervinieron en la reacción química?

_____

¿Por qué se dice que la reacción es de combinación?

_____

_____

Experimento 3

***Objetivo específico**. Identificar por los productos obtenidos, algunas reacciones de sustitución simple.*

AB + C → **AC + B ò AB + C** → **BC + A**

Secuencia:

3.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de Ácido Clorhídrico concentrado.

3.2 Añadir una viruta de Zinc.

3.3 Tapar por unos instantes la boca del tubo con el dedo pulgar hasta sentir una pequeña presión.

3.4 Acercar el tubo con la boca tapada a la flama del mechero y destapar para escuchar una pequeña detonación.

Cuestionario

Escribir la ecuación correspondiente a la reacción anterior

¿Qué sucede al acercar y destapar la boca del tubo a la flama?

_____

¿Por qué ocurre esto?

_____

¿Cuál elemento se sustituye?

_____

¿Cómo se llama el compuesto formado?

_____

Experimento 4

***Objetivo específico**. Comprobar mediante la obtención de los productos, reacciones de doble sustitución.*

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

4.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Cromato de Potasio al 0.5%

4.2 Adicionar 2 gotas de S.R. de Nitrato de Plata al 1%. Observar lo ocurrido.

4.3 Colocar en otro tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Yoduro de Potasio al 0.5%

4.4 Adicionar 2 gotas de S.R. de Acetato de Plomo II al 0.5%. Observar lo ocurrido.

Cuestionario

Escribir las ecuaciones de las reacciones y el nombre de los productos formados.

¿A qué tipo de reacción corresponden?

_____

¿Cuáles son los elementos que se sustituyen?

_____

¿Por qué son de doble sustitución las reacciones de estos experimentos?

Sello de laboratorio

Práctica IV

Electroquímica

Objetivo general

Comprobar que a partir de las reacciones químicas se produce electricidad y se aprovecha para descomponer una sustancia en otras más simples por medio de procesos de óxido reducción.

Fundamento teórico

La electroquímica es un área de la química que se encarga de estudiar los fenómenos químicos causados por una corriente eléctrica y la producción de energía eléctrica.

Todas las reacciones electroquímicas ocurren por transferencia de electrones entre el electrodo positivo (ánodo) y el electrodo negativo (cátodo), razón por la cual son procesos de óxido reducción.

El estudio práctico de la electroquímica tiene muchos usos como en la separación y purificación de elementos conocido como electrólisis, en la fabricación de pilas y acumuladores, así como también en la técnica de galvanoplastia para revestir la superficie de un objeto con un recubrimiento metálico (esto se puede ver en la joyería, rines para autos, entre otros).

MATERIAL	REACTIVOS
2 Lápices de grafito con doble punta	Ácido Acético diluido al 5% (Vinagre)
1 Vaso de precipitados de 100ml	2 Limones
1 Pila eléctrica de 9V	2 Láminas de Cobre Cu
3 Cables caimán-caimán	2 Tornillos galvanizados de Zinc Zn
1 Reloj digital sin batería	1 Llave
	Solución de Sulfato de Cobre (II) 2M

Experimento 1

Objetivo Específico: *Conocer el proceso de electrólisis del agua.*

Secuencia:

1.1 En un vaso de precipitados de 100 ml agregar 30 ml de ácido acético (vinagre).

1.2 Sumerja la punta de dos lápices de grafito en la solución anterior.

1.3 Por el otro extremo de ambos lápices hacer contacto con una pila de 9v.

1.4 Observar en cada punta de los lápices la formación de burbujas.

Completa la reacción química del fenómeno ocurrido.

H_2O Electrólisis

Cuestionario:

¿En cuál de los dos electrodos se observa mayor burbujeo _____

¿A qué elemento corresponde? _____

¿Qué elemento se oxida? _____

¿Qué elemento se reduce? _____

Experimento 2

Objetivo Específico: *Comprobar la generación de electricidad a partir de una reacción óxido reducción.*

Secuencia:

2.1. Unir dos limones en serie, ver figura 1, insertar un tornillo y una lámina de Cobre en cada uno.

2.2. Con un cable caimán unir la lámina de Cobre de uno de los limones al tornillo del otro limón.

2.3. Con otro cable caimán unir la lámina de Cobre libre con el polo positivo de un reloj digital.

2.4. Con un tercer cable caimán se une el tornillo del otro limón que queda libre al polo negativo del reloj digital, ver la siguiente figura.

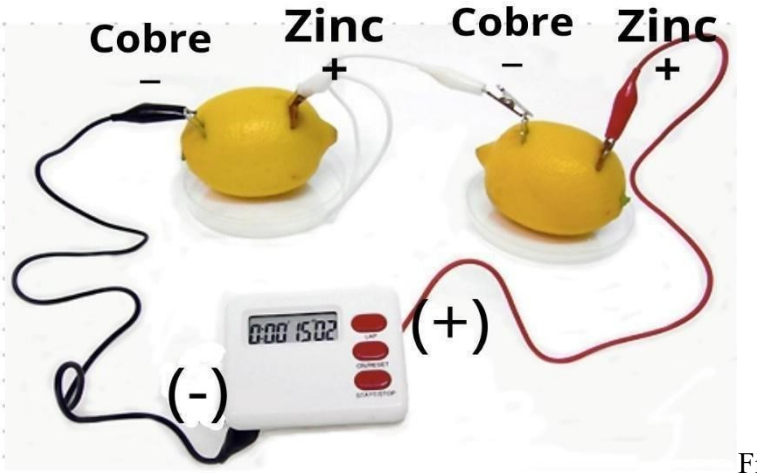


Figura 1

Cuestionario:

¿Se generó corriente eléctrica? _____

A partir de lo observado genere su conclusión _____

_____

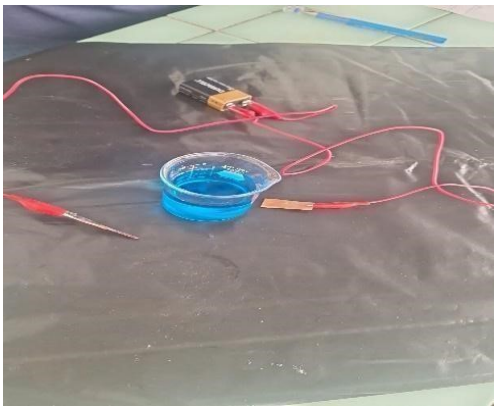
Experimento 3

Objetivo Específico: *Aplicar la técnica de galvanoplastia a un objeto metálico*.

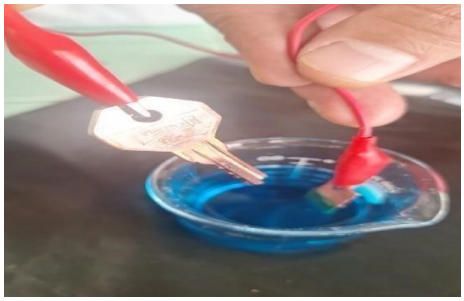
Secuencia:

3.1. En un vaso de precipitados de 100 ml colocar 30 ml de S.R de Sulfato de Cobre (ll) 2M.

3.2. Colocar a uno de los extremos de un cable caimán una lámina de Cobre, mientras que el otro extremo del mismo cable sujetarlo al polo positivo de una batería de 9v; con otro cable caimán, en uno de sus extremos colocar un objeto metálico por ejemplo una llave, y el otro extremo del mismo cable conectarlo al polo negativo de la pila eléctrica. véase la siguiente figura.



3.3. Sumergir la llave y la lámina de Cobre a la S.R de Sulfato de Cobre, durante un minuto, cuidando de que no se unan los dos polos, como se muestra en la siguiente figura.



3.4 Sacar la llave de la solución y observar lo ocurrido.

Cuestionario:

¿Qué explicación se da al cambio ocurrido?

_____

Sello del Laboratorio

Práctica V Procesos redox

Objetivo general

Realizar reacciones de óxido-reducción, así como identificar el agente oxidante y el agente reductor.

Fundamento teórico

En química se dice que un elemento se oxida cuando pierde electrones y se reduce cuando los gana, todos los procesos de óxido–reducción o REDOX son reacciones opuestas que ocurren simultáneamente. Es importante resaltar que el número de electrones perdidos es igual al número de electrones ganados durante la reacción. Este fundamento se aplica a la pila eléctrica o batería y es de gran utilidad para la vida diaria, basta mencionar también que todas las reacciones asociadas con el metabolismo son de este tipo. En la práctica estas reacciones químicas se utilizan para suministrar energía eléctrica a los automóviles, aviones y muchos otros tipos de vehículos y aparatos.

Por la importancia de estas reacciones es conveniente definir los siguientes términos:

Oxidación: Es el aumento algebraico en el número de oxidación o proceso en el que se pierden electrones.

Reducción: Es la disminución algebraica en el número de oxidación o proceso en el que se ganan electrones.

Agente oxidante: Elemento que experimenta una disminución en su número de oxidación (gana electrones) y oxida otros elementos. Los agentes oxidantes siempre se reducen.

Agentes reductores: Sustancias que experimentan un aumento en su número de oxidación (ceden electrones) y reducen otras sustancias. Los agentes reductores siempre se oxidan.

Una manera muy sencilla de entender los procesos de óxido reducción, es utilizando una escala numérica para ver qué elemento se oxida, qué elemento se reduce y con cuántos electrones.

MATERIAL	REACTIVOS	
Gradilla	Permanganato de potasio 0.1N	$KMnO_4$
Mechero Bunsen	Ácido Clorhídrico	HCl
Pinzas para tubo de ensaye	Hidróxido de sodio 6 N	NaOH
1 matraz Erlenmeyer 200 ml	Sacarosa	$C_6H_6O_6$
3 tubos de ensaye	Ácido Sulfúrico	H_2SO_4
	Sulfuro de sodio 5%	Na_2S

Experimento 1

Objetivo Específico. Realizar una reacción de óxido-reducción, identificar cual es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

Secuencia:

1.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.5 ml de S.R. de Permanganato de Potasio 0.1N.

1.2 Agregar 0.5 ml de Ácido Clorhídrico concentrado

Abanicar con la mano en la boca del tubo de ensaye para percibir el olor del gas desprendido. En caso de no percibir el olor calentar cuidadosamente.

La reacción efectuada fue la siguiente, completa su balance.

$$KMnO_4 + HCl \longrightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

Cuestionario:

¿A qué sustancia corresponde el olor del gas desprendido? _____

¿Qué elemento se oxidó? _____

¿Qué elemento se redujo? _____ ¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor? _____ ¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante?

_____

¿Qué cambios observaste en la reacción?

_____

Experimento 2

Objetivo Específico. Realizar una reacción de óxido-reducción, identificando cual es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

Secuencia:

2.1 Colocar en dos tubos de ensaye 0.5 ml de S.R. de Permanganato de Potasio 0.1N, el tubo 1 servirá de testigo y el tubo 2 para realizar la reacción.

2.2 Al tubo 2 agregar 0.3 ml de Ácido Sulfúrico concentrado.

2.3 Adicionar al tubo 2, 0.5 ml de S.R. de Sulfuro de Sodio al 5% 2.4 Esperar 5 minutos, comparar con el testigo y registrar.

La reacción efectuada fue la siguiente, completa su balance.

$$KMnO_4 + H_2SO_4 + Na_2S \longrightarrow K_2SO_4 + Na_2SO_4 + MnO_2 + H_2O$$

CUESTIONARIO

¿Qué elemento se oxidó? _____ ¿Qué elemento se redujo? _____ ¿Cuál fue el agente reductor? _____¿Por qué se considera agente reductor? _____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____¿Por qué se considera agente oxidante? _____ ¿Qué cambios observaste en la reacción? _____

Experimento 3

Objetivo Específico. Realizar una reacción de óxido-reducción, identificando cual es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

Secuencia:

3.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Nitrato de Plomo (II) 0.01N.

3.2 Agregar 10 gotas de S.R. de Sulfuro de Sodio al 0.1N.

3.3 Agregar 5 gotas de Peróxido de Hidrógeno.

3.4 Observar lo ocurrido.

Balancear por el método Redox, la reacción entre el Sulfuro de Plomo y el Peróxido de Hidrógeno.

$$PbS + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + H_2O$$

Cuestionario:

¿Qué elemento se oxidó? _____

¿Qué elemento se redujo? _____ ¿Cuál fue el agente reductor?
¿Por qué se considera agente reductor?

_____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____¿Por qué se considera agente oxidante?

_____ ¿Qué cambios observó en la reacción?

_____

Experimento 4

Objetivo Específico. Realizar una reacción de óxido-reducción, identificando cual es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

4.1 En un tubo de ensaye adicionar 0.5 g de sulfato ferroso.

4.2 Posteriormente agregar 2 ml de la S.R. de permanganato de potasio 0.1N

4.3 Agregar 2 gotas de ácido sulfúrico concentrado

La reacción efectuada fue la siguiente, completa su balance.

$$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

Cuestionario:

_____

¿Qué cambios observó en la reacción?

_____

Sellode laboratorio

Práctica VI

Estequiometría I

Objetivo general.

Calcular las relaciones cuantitativas implicadas en una reacción química y realizar la

¿Qué elemento se oxidó?
¿Qué elemento se redujo?
¿Cuál fue el agente reductor?
¿Por qué se considera agente reductor?

¿Cuál fue el agente oxidante?
¿Por qué se considera agente oxidante?
demostración experimental.

Fundamento teórico.

La palabra estequiometria deriva del vocablo griego *Stoicheion* - elemento y *Metría* - medida, se refiere a las relaciones de peso y volumen en las reacciones químicas.

Las cantidades que se expresan en las relaciones cuantitativas de la reacción pueden ser: gramos, volúmenes, concentraciones, moléculas, moles.

Algunas de las leyes que determinan la estequiometria son:

1. Ley de la Conservación de la masa. "En toda reacción química, las cantidades en masa de los reactivos son iguales a las de los productos" 2. Ley de las proporciones constantes o Ley de Proust. "Cuando dos o más elementos se unen para formar un mismo compuesto, lo hacen siempre en una relación ponderal constante".

Reactivo Limitante. Es aquella sustancia que se encuentra en menor proporción estequiométrica y es el reactivo que determina la cantidad de producto que se forma.

Reactivo en Exceso. Es una sustancia que se encuentra en mayor proporción estequiométrica y es necesario para que se consuma todo el reactivo limitante.

Experimento 1

Objetivo Específico. Determinar la cantidad de Yoduro de plomo (II) que se obtiene como producto de una reacción.

MATERIAL	REACTIVOS
2 Vasos de precipitados	Yoduro de Potasio KI
1 Balanza digital	Nitrato de Plomo (II) $Pb(NO_3)_2$
1 Embudo	
1 Papel filtro	
1 Parrilla eléctrica	
1 Pizeta	

Secuencia:

1.1. Colocar en la balanza, un vaso de precipitados de 50 ml y a continuación medir con precisión 0.5 gr de Yoduro de Potasio KI.

1.2. Colocar un segundo vaso de precipitados en la balanza y agregar

0.25 gr de Nitrato de Plomo (II) $Pb(NO_3)_2$.

1.3. Agregar agua suficiente a los dos vasos, hasta disolución total. (10 mL aprox) 1.4. Agregar el contenido del vaso 2 al vaso 1 y agitar hasta observar algún cambio.

1.5. Al vaso 2 agregar un poco de agua destilada para que se enjuague y nuevamente vaciar el contenido en el vaso 1.

1.6. Tomar la masa de un papel filtro.

1.7. Con la ayuda de un embudo filtrar la solución (Usar el papel filtro recién pesado) y enjuagar en dos ocasiones el precipitado.

1.8. Secar el papel filtro con el precipitado con ayuda de una parrilla eléctrica.

1.9. Medir la masa del papel filtro con el precipitado seco y repetir la secuencia hasta obtener una masa constante.

Masa del Sulfato de Bario obtenida: _____

Cálculos:

La reacción que se lleva a cabo es:

$$KI + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow KNO_3 + PbI_2$$

Realiza el balanceo de los componentes de la reacción.

Determina cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso.

Determina la cantidad teórica que se produce de PbI_2

Cuestionario: ¿La masa teórica y experimental del Yoduro de Plomo es la misma? Explica.

_____

_____

___ _____

Sello del Laboratorio

PRÁCTICA VII

Estequiometria II

Objetivo General: Que el alumno aplique las relaciones cuantitativas en una reacción química, para determinar la masa de un gas y el porcentaje de rendimiento.

Fundamento teórico

El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de un gas ideal en ciertas condiciones de presión y temperatura.

Se considera que el volumen molar de cualquier gas en condiciones normales (1 atm de presión y una temperatura de 0° C) es de 22,4 L.

La eficiencia o rendimiento de una reacción es el grado o porcentaje de conversión de reactivos a productos. No todas las reacciones se llevan a cabo al 100%.

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real en gramos}}{\text{Rendimiento teórico en gramos}} (100)$$

MATERIAL	REACTIVOS
1 Balanza de precisión	Ácido acético **CH_3-COOH**
1 Contratapa	Bicarbonato de sodio **$NaHCO_3$**
1 Embudo	
1 Jeringa con un tapón sellado	

Experimento 1

Objetivo Específico: El alumno determinará la masa de un gas y el porcentaje de rendimiento de una sustancia, ayudándose de datos experimentales.

Secuencia:

. Pesar en una balanza de precisión, 0.05 g de Bicarbonato de Sodio en una contratapa de un tamaño adecuado al tamaño de la jeringa.

1.2 Colocarla dentro de la jeringa como lo muestra en la figura 7.1.

1.3 Adicionar a la jeringa 3 ml de Ácido acético, tapar inmediatamente y observar el volumen del gas producido.

1.4 Registrar el volumen que desplazó el émbolo de la jeringa, cuando ya no se libere más gas.

Completar y balancear la reacción efectuada:

$$NaHCO_3 + CH_3\text{-}COOH \text{ -------❼ } CH_3\text{-}CO.\ ONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

Cuestionario:

Masa del $NaHCO_3$:_____g Volumen del gas: _____ ml

Temperatura ambiente _____ºC ¿Cuál es el nombre del gas que se produce? _____

Transformar el volumen de gas producido a condiciones normales de presión y temperatura.

Condiciones en el laboratorio:

Temperatura ambiente en ºK=_____

Presión de la ciudad= _____

Figura 7.1

Volumen del gas producido=_____ml

T_n = 273ºK P_n= 760 mm Hg

$$V_n = \frac{T_n V P}{T P_n}$$

V_n= _____ml

Calcular la masa de este volumen.

Masa del CO_2 = V_n (44g)/22400ml = _____ g de CO_2

Calcular su eficiencia o rendimiento.

Sello del laboratorio

PRÁCTICA VIII Tipos de soluciones

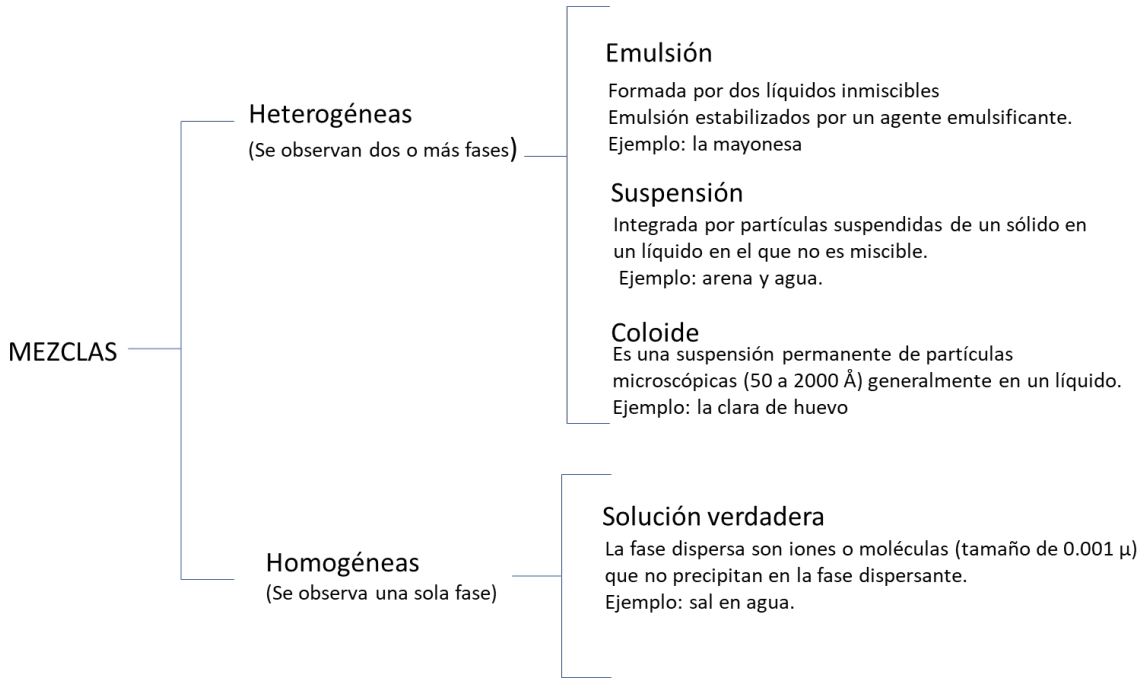
Objetivo general

Conocer la composición de las soluciones químicas, así como los diferentes tipos que de ellas existen.

Fundamento teórico

Las soluciones son muy importantes en la química, lo cual se constata por el hecho de que la mayoría de las reacciones químicas que se realizan, tanto en la naturaleza como en la industria química, ocurren en solución.

Las soluciones son mezclas y tienen dos componentes fundamentales, la fase dispersa (soluto) y la fase dispersante (solvente). Se las puede clasificar de la siguiente manera:



Es posible obtener nueve tipos de soluciones (considerando el estado de agregación del soluto y el solvente):

Líquido-líquido	Gas-Gas	Sólido-Sólido
Líquido-sólido	Gas-Sólido	Sólido-Gas
Líquido-gas	Gas-Líquido	Sólido-Líquido

MATERIAL	REACTIVOS	
1 Agitador de vidrio	Aceite vegetal	
1 Gradilla	Agua destilada	H_2O
1 Pizeta	Alcohol Etílico	CH_3-CH_2-OH
1 Mechero Bunsen	Almidón	$(C_6H_{10}O_5)n$
1 Pinzas para tubo de ensaye	S.R. Almidón 1%	$(C_6H_{10}O_5)n$
10 Tubos de ensaye	Sacarosa (azúcar de mesa)	$C_{12}H22O_{11}$
2 Vasos de precipitados de 100 ml	Yeso	$CaSO_4$
	S.R. Cloruro de sodio 1%	NaCl
	Cloruro de Sodio	NaCl
	Harina	
	Yoduro de Potasio	KI

Experimento 1

Objetivo Específico: Identificar los componentes principales de una solución.

Secuencia:

1.1 Añadir en un tubo de ensaye 0.1 g de Yoduro de Potasio (tubo l) 1.2 Agregar 1 ml de agua destilada y observar.

1.3 Colocar en otro tubo de ensaye 0.5 ml de Alcohol Etílico (tubo 2)

1.4 Añadir 1ml de agua destilada y observar

1.5 Completar la tabla 8.2

No. de tubo	Estado de agregación del Soluto	Estado de agregación del Solvente	Estado de agregación de la solución resultante
1			
2			

Tabla 8.2

Experimento 2

Objetivo Específico: *Identificar una solución verdadera por su relación soluto-solvente.*

Secuencia:

2.1 Colocar 0.5 g de yeso en un vaso de precipitados (vaso 1).

2.2 Adicionar a otro vaso de precipitados 0.5 g de sacarosa (azúcar) (vaso 2).

2.3 Añadir a cada uno de los vasos de precipitados 5 ml de agua, mover con el agitador de vidrio y anotar inmediatamente las observaciones en la tabla 8.3

2.4 Dejar reposar hasta observar cambios en las soluciones y anotarlos en la tabla 8.3

No. de vaso	EN AGITACIÓN	EN REPOSO
1		
2		

Tabla 8.3

Cuestionario:

Selecciona la opción correcta.

¿Cuál de las dos soluciones formadas es una solución verdadera?

a) La que contiene el yeso
b) La que tiene sacarosa
c) Las dos mezclas **¿Por qué?**

a) Porque sedimenta
b) Debido a que no sedimenta

Experimento 3

***Objetivo Específico**: Comprobar algunos efectos físicos en la formación de soluciones.*

Secuencia:

1.1 Efecto del movimiento de agitación:

1.1.1 Colocar en dos tubos de ensaye 0.1 g de Sulfato de Cobre Pentahidratado.
1.1.2 Agregar 1 ml de agua destilada a cada tubo.
1.1.3 Agitar vigorosamente uno de los tubos, el otro tubo dejarlo en reposo.

1.1.4 Observar la velocidad de dilución en cada uno de los tubos.

1.2 **Efecto de la temperatura:**

1.2.1 Colocar en dos tubos de ensaye 1 ml de Agua destilada.
1.2.2 Agregar a los dos tubos de ensaye 0.1g de Sulfato de Cobre Pentahidratado. Calentar uno de los tubos hasta ebullición.
1.2.3 Observar la velocidad de disolución en los dos tubos. **Cuestionario:**

Selecciona la opción correcta.

¿Qué sucede al agitar la solución?

a) El soluto se disuelve más rápido que en reposo.
b) El soluto se disuelve a la misma velocidad que en reposo.
c) El soluto no se disuelve.

¿Qué efecto tiene el aumento de temperatura del solvente (agua)?

a) El soluto se disuelve con lentitud.
b) El soluto se disuelve con rapidez.
c) No se observa ningún cambio respecto al testigo.

Experimento 4

Objetivo Específico: Preparar y diferenciar los distintos tipos de mezclas (soluciones, suspensiones, emulsiones y coloides).

Secuencia:

4.1 Agregar a un tubo de ensaye 0.1 g de Cloruro de Sodio.
4.2 Agregar a un segundo tubo de ensaye 0.1 g de Harina.
4.3 Agregar a un tercer tubo de ensaye 0.5 ml de Aceite Vegetal.
4.4 Agregar a un cuarto tubo de ensaye 0.1 g Almidón.
4.5 Añadir a cada tubo de ensaye 1 ml de Agua destilada y agitar.
4.6 Calentar ligeramente el tubo con Almidón, hasta ebullición.
4.7 Anotar las observaciones en la tabla 8.4

No. de Tubo	Soluto	Solvente	Mezcla formada (solución, suspensión, emulsión o coloide)

Tabla 8.4

Sello del Laboratorio

Práctica IX

Soluciones valoradas

Objetivo general

Preparar soluciones con concentración conocida.

Fundamento teórico

Una solución verdadera es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Una de estas sustancias se denomina soluto, la cual se disuelve en otra, llamada solvente. Las soluciones se pueden clasificar según su naturaleza química (polares y no polares), estado físico (solidas, liquidas y gaseosas) y concentración (valoradas y no valoradas).

Las soluciones valoradas son aquellas que tienen una concentración conocida, que se expresa de manera cuantitativa o cualitativa y representa la cantidad de soluto disuelto en una solución determinada.

La concentración de una solución se puede expresar cualitativamente como diluida o concentrada, al igual que saturada, no saturada y sobresaturada. Mientras la concentración reportada cuantitativamente es expresada en unidades físicas (porcentuales y partes por millón) y químicas (molar, molal y normal).

La preparación de soluciones valoradas implica el uso de cantidades precisas tanto de soluto como de solvente, por lo que, es esencial contar con el equipo necesario, el material adecuado y realizar los cálculos pertinentes.

La estimación del contenido de soluto y solvente, se basan en el tipo de solución, tal como se describe en las siguientes fórmulas: **1-**. **Solución porcentual**: Pueden ser en volumen o masa

$$\boldsymbol{Porcentaje\ en\ masa/volumen} = \left(\frac{\boldsymbol{masa\ de\ soluto}}{\boldsymbol{volumen\ de\ solucion}}\right) * \mathbf{100}$$

2-. Solución molar (M): Es el número de moles de soluto por litro de solvente

$$M = \frac{moles}{L\ de\ solución}$$

3-. Solución molal (m): es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente

$$m = \frac{moles}{kg\ de\ solvente}$$

4-. Solución normal (N): Es el número de pesos equivalentes de soluto por litro de solución.

$$N = \frac{masa\ de\ soluto}{Volumen\ de\ solución\ *\ P.E.}$$

$$P.E.\ (ácidos\ y\ bases) = \frac{Peso\ molecular\ (g)}{No.\ de\ H\ u\ OH}$$

$$P.E.\ (sales) = \frac{Peso\ molecular\ (g)}{Valencia\ sustituida}$$

Material	Reactivos
1 Balanza	Agua destilada
2 Espátulas	Óxido de calcio (CaO)
1 Gradilla	Sulfato de sodio (Na_2SO_4)
2 Matraz aforado de 100 mL	
1 Pipeta	
1 Pizeta	
2 Tubos de ensaye grande	
3 Vidrios de reloj	

Experimento 1

Objetivo específico: Diferenciar una solución diluida de una solución concentrada Secuencia

1.1. Colocar en un tubo de ensaye 0.01 g de CaO

1.2. Medir con una probeta 3 mL de agua destilada, agregar al tubo anterior y agitar hasta disolución completa (solución A)

1.3. Colocar en otro tubo de ensaye 0.1 g de CaO

1.4. Agregar 3 mL de agua destilada y agitar hasta disolución completa (solución B)

1.5. Observar y contestar el siguiente cuestionario

Cuestionario ¿Cuál es la solución diluida?

_____

¿Cuál es la solución concentrada?

_____ ¿Qué

características presentan las soluciones?

_____

Experimento 2

Objetivo Específico: *preparar 100 mL de una solución de Na_2SO_4 al 0.1 M*

Peso molecular de Na_2SO_4 = 142.00g/mol

Solución molar =No. De moles expresada en g disueltos en 1 L de solución

Secuencia

2.1. Realiza los cálculos:

$$Na_2SO_4\ al\ 0.1\ M\ \left(\frac{142.00g\ Na_2SO_4}{1\ M\ de\ Na_2\ SO_4}\right)\left(\frac{100\ mL}{1000\ mL}\right) = __g\ de\ Na_2SO_4$$

2.2. Pesar _____ de Na_2SO_4

2.3. Colocar en un matraz aforado de 100 mL

2.4. Añadir al matraz una porción de agua destilada para disolver el Na_2SO_4

2.5. Aforar a 100 mL con agua destilada

Experimento 3

Objetivo Específico*:* Realizar los cálculos para preparar 250 mL de una solución de sacarosa al 1.5%

Secuencia

3.1. Realiza los cálculos:

$$Porcentaje\ en\ masa/volumen = \left(\frac{masa\ de\ soluto}{volumen\ de\ solucion}\right) * 100$$

Despejar fórmula:

$$Masa\ de\ soluto = \left(\frac{volumen\ de\ solución}{\qquad\qquad}\right) Porcentaje\ en\ masa/volumen\ 100$$

Sustituir:

$$Masa\ de\ soluto = \left(\frac{250}{100}\right) 1.5$$

Resultado:

$$Masa\ de\ soluto = \underline{\qquad\qquad} g \text{ sacarosa}$$

Experimento 4

***Objetivo Específico**: realizar los cálculos para preparar 100 mL de una solución de Na_2CO_3 al 0.1 N*

Secuencia

4.1. Realiza los cálculos:

$$P.E.(sales) = \frac{Peso\ molecular\ (g)}{Valencia\ sustituida}$$

Sustituir:

$$P.E.\ Na_2CO_3 = \frac{105.9888\ g}{2}$$

$$P.E.\ Na_2CO_3 = 52.9944\ g$$

$$N = \frac{masa\ de\ soluto}{Volumen\ de\ solución\ (L) * P.E.}$$

Despejar fórmula:

$$Masa\ de\ soluto = Volumen\ de\ solución\ (L) * P.E. * N$$

Sustituir:

$$Masa\ de\ soluto = (0.1\ L)\ (52.9944\ g)\ (0.1\ N)$$

Resultado

:

$$Masa\ de\ soluto = _____ g\ Na_2CO_3$$

3.2. Pesar _____de soluto

3.3. Colocar en un matraz aforado de 100 mL

3.4. Añadir al matraz una porción de agua destilada para disolver el soluto

3.5. Aforar a 100 mL con agua destilada

Sello de Laboratorio

Práctica X

PH, indicadores y soluciones buffer

Objetivo general

Diferenciar los indicadores ácido-base, así como las soluciones buffer.

Fundamento teórico

El pH, es la medida de concentración de los iones hidrógeno o hydrión de una solución, basado en una escala numérica que permite valorar la acidez de las soluciones acuosas.

La importancia de la medida y control de esta acidez radica, en que muchas reacciones bioquímicas indispensables para la vida y otras de aplicación industrial, se realizan únicamente a un pH específico.

Para conocer el pH de una sustancia existen dos métodos: los colorímetros que utilizan soluciones que exhiben diferentes colores dependiendo de la acidez o basicidad de la solución con la que se ponen en contacto, a estos se llaman indicadores y pueden estar en solución o sobre papel; y los métodos potenciométricos en los que se mide el pH con toda precisión, por medio de un aparato llamado Potenciómetro.

Una de las formas de controlar el pH es por medio de las soluciones Buffer o reguladoras, que son aquellas soluciones que soportan los cambios de pH cuando se diluyen o cuando se les agregan pequeñas cantidades de ácido o base; de éstas existen dos tipos: las formadas por un ácido débil mezclado con una de sus sales o las formadas por una base débil.

MATERIAL	REACTIVOS	
Gradilla	Acetato de Sodio	$C_2H_3O_2Na$
Tubos de ensaye	Ácido Clorhídrico	HCl
Papel pH Universal	S.R. Ácido Sulfúrico	H_2SO_4 0.15M
	Agua destilada	
	Agua mineral	
	Solución de lejía	
	S.R. Cloruro de Sodio 10 %	$NaCl$
	S.R. Fenolftaleína 0.5%	
	S.R. Hidróxido de Calcio 10%	$Ca(OH)_2$

	S.R. Hidróxido de Sodio 30% **NaOH**
	Jugo de Limón
	Refresco de cola
	Rojo de Congo 0.1%
	Rojo de metilo 0.1%

Experimento 1

Objetivo Específico. Que el alumno conozca el uso de los indicadores en papel y aprenda a usar la escala comparativa.

Secuencia:

1.1 Colocar en seis tubos de ensaye 0.5 ml las siguientes soluciones: Jugo de limón, ácido clorhídrico 0.1N, lejía, Hidróxido de calcio, cloruro de sodio, refresco de cola y agua mineral embotellada respectivamente.

1.2 Tomar ocho trocitos de papel pH universal, humedecerlos previamente en agua y poner en contacto cada uno, con las soluciones indicadas en la tabla 9.

1.3 Observar si hay algún cambio de color y anotar el pH en la tabla 9.

Experimento 2

Objetivo Específico. *Conocer el uso de diferentes indicadores en solución.*

Secuencia:

2.1 Colocar 1 gota de indicador de fenolftaleína a cada uno de los tubos de las soluciones utilizadas en el experimento 1.

2.2 Observar si ocurre algún cambio de color y anotarlo en la tabla

2.3 Repetir el punto 1.1 de la secuencia con el resto de los indicadores en solución y anotarlos en la tabla 9.

2.4 Anotar en la tabla si las sustancias son de carácter ácido o básico.

2.5 Determinar si el indicador es específico para ácidos o para bases.

INDICADORES	SOLUCIONES							
	Jugo de Limón	HCl 0.1N	Sol. Lejía	Sol. $Ca(OH)_2$	Sol. NaCl	Refresco de cola	Agua mineral	Indicador específico para:
Papel pH Universal								
Fenolftaleína								
Rojo de Metilo								
Rojo de Congo								
Carácter de la sustancia								

Tabla 9

Cuestionario:

¿Cuál es el objetivo de utilizar un indicador?

a) Colorear la solución
b) Cuantificar el pH de la solución
c) Indicar si la solución es ácida, básica o neutra.

¿Cuáles indicadores se utilizan para identificar sustancias con pH ácido? _ y ¿Cuáles con pH básico?

Experimento 3

Objetivo Específico. Preparar y comprobar una solución buffer.

Secuencia:

3.1 Colocar en un tubo de ensaye 1 ml de agua destilada.
3.2 Agregar 0.5 ml de ácido acético y 0.5 g de acetato de sodio y agitar.
3.3 Medir el pH de la solución con un papel pH universal.
3.4 Dividir la solución en dos tubos de ensaye.
3.5 Añadir a uno de los tubos una gota de ácido clorhídrico concentrado.
3.6 Agregar al otro tubo 3 gotas de S.R de hidróxido de sodio al 30%.
3.7 Medir el pH de las dos soluciones con papel pH universal.
3.8 Comparar los tres valores de pH obtenidos y sacar conclusiones.

Cuestionario:

¿Qué valores de pH se obtuvieron?

_____

¿En qué grado se alteraron estos valores al agregar las soluciones ácida y básica?

_____

En base al fundamento teórico ¿Cómo explicarías lo sucedido?

_____

Sello del Laboratorio

Práctica XI Neutralización

Objetivo general

Conocer las reacciones de neutralización, así como el proceso de titulación.

Fundamento teórico

El agua es un disolvente muy común en la naturaleza, está constituida por iones **H^{+1}** y iones **OH^{-1}**. La reacción de neutralización consiste en igualar la cantidad de estos iones en una solución.

Los indicadores son ácidos o bases débiles que se emplean para detectar esos iones H^{+1} y iones OH^{-1}. Estos indicadores en presencia de ácidos dan una coloración y en presencia de bases producen otra coloración.

MATERIAL	REACTIVOS
6 Tubos de Ensaye	S.R de Hidróxido de Sodio NaOH 0.1N
1 Matraz Erlenmeyer de 125 ml	S.R de Ácido Clorhídrico HCl 0.1N
1 Bureta de 25 ml	S. R de indicador de Azul de bromotimol al 0.1%
Papel pH Hydrión	S.R de indicador de fenolftaleína al 0.1%
1 Soporte universal	
1 Pinzas de doble bureta	
1 Gradilla	

Experimento 1

Objetivo Específico*:* Identificar una reacción de neutralización.

Secuencia:

1.1 Tomar tres tubos de ensaye y enumerarlos.

1.2 Al primer tubo adicionar 1 ml de S.R. de ácido clorhídrico 0.1N.

1.3 Al segundo tubo adicionar 1 ml de agua destilada.

1.4 Al tercer tubo adicionar 1 ml de S.R. de hidróxido de sodio 0.1N.

1.5 Medir y registrar el pH al contenido de los tres tubos de ensaye.

1.6 Añadir a los tres tubos de ensaye 1 gota de indicador de fenolftaleína. Observar,

1.7 Tomar otros tres tubos de ensaye y repetir las secuencias 1.2 al 1.4. y adicionar 1 gota de indicador de azul de bromotimol. Observar en cual tubo cambió la coloración del indicador. Registrar tus resultados en la siguiente tabla:

	HCl	AGUA	NaOH
pH			
Con fenolftaleína			
Con Azul de Bromotimol			

Demostrar la neutralización de la base con la decoloración del indicador de la fenolftaleína.

1.8 Añadir al tubo que contiene hidróxido de sodio y fenolftaleína gota a gota de ácido clorhídrico hasta que se decolore. Medir el pH con papel hydrión.

1.9 Añadir al tubo que contiene ácido clorhídrico y azul de bromotimol gota a gota de hidróxido de sodio hasta que el indicador regrese a su color original. Agitar y Medir el pH con papel hydrión.

Cuestionario:

¿Logró demostrar la neutralización de un ácido a partir de una base?

_____ ¿Logró

demostrar la neutralización de una base a partir de un ácido?

_____

Escriba la reacción de neutralización que se efectúa en el experimento

_____

Experimento 2

Objetivo Específico: Determinar por titulación la concentración desconocida de una base por medio de la reacción de neutralización.

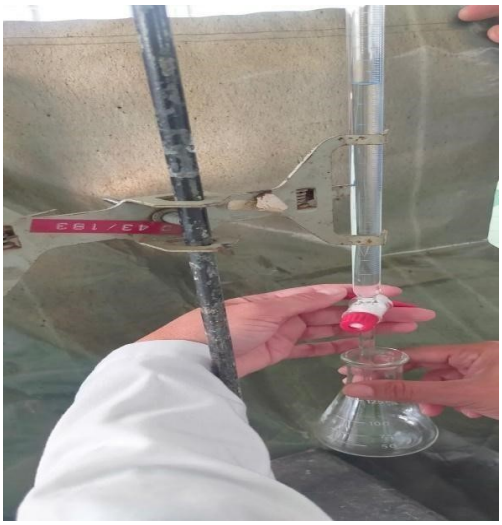
Secuencia:

2.1 Aforar una bureta de 25 ml con S.R. de ácido clorhídrico 0.1N.

2.2 En un matraz Erlenmeyer de 125 ml, colocar 10 ml de una solución de hidróxido de sodio desconocida. Y adicionar 2 gotas de indicador de fenolftaleína.

2.3 Llevar a titulación colocando el matraz Erlenmeyer con la solución y abrir con cuidado la llave de la bureta para que gotee en la solución del matraz y agitar continuamente hasta que desaparezca el color de la fenolftaleína.

2.4 Revisar el volumen gastado de la solución del ácido clorhídrico en la bureta.



Realizar el siguiente cálculo

$N_{ácido} \times V_{ácido} = N_{ba}$

Normalidad de NaOH = _____

Sello de Laboratorio