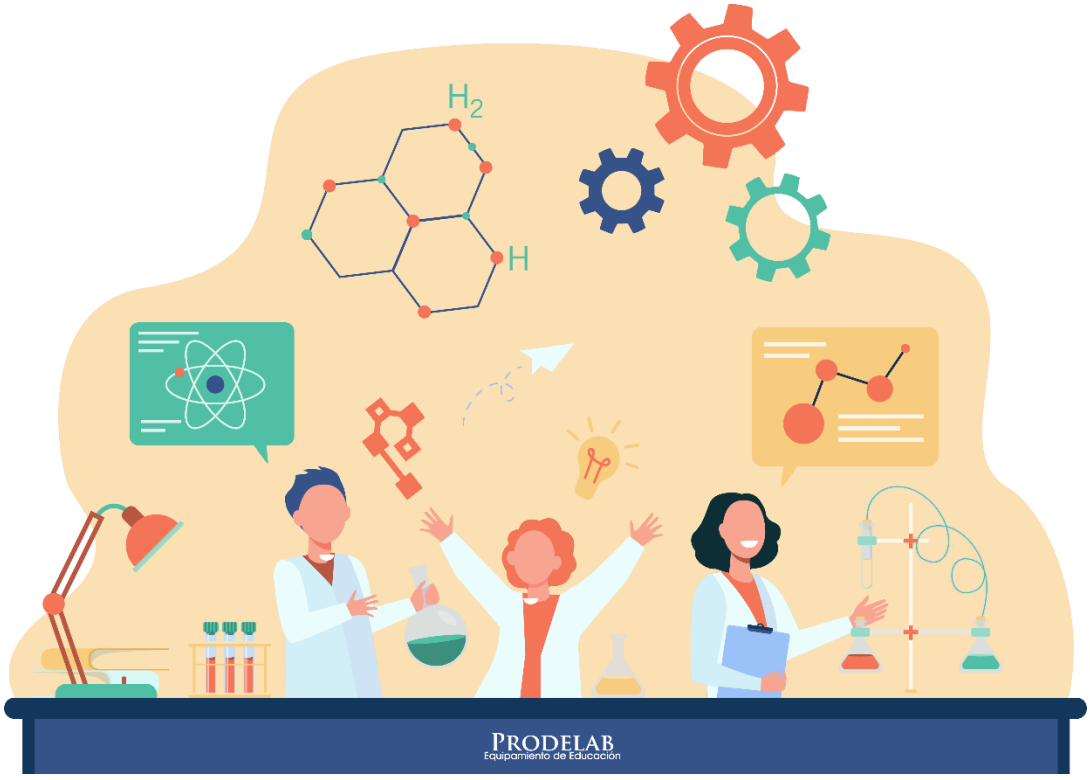
# GUIA DE ACTIVIDADES EN LABORATORIO




# Propiedades Físicas y Químicas

PRODELAB
Equipamiento de Educación

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Medio**

**Cambios Físicos y Cambios Químicos**

**Reconocimiento de las reacciones químicas**

Una reacción química es un cambio profundo de la materia, o sea, una o varias sustancias se transforman en otras sustancias diferentes debido a que su composición y propiedades se modifican. Las sustancias que se transforman, bajo determinadas condiciones, se llaman reactantes, y las que se producen se denominan productos.

**Señales para reconocer una reacción química**

**Emisión de luz:** El proceso de transformación en algunas reacciones químicas produce energía luminosa. Es el caso de los fuegos artificiales (o fósforo encendido).

**Liberación de gases:** Uno de los productos de una reacción química puede ser una sustancia gaseosa. En la fotografía, la efervescencia resulta de la liberación de dióxido de carbono ($CO_2$).

**Formación de un sólido:** Hay reacciones en las que se forma un sólido o precipitado, que no se disuelve y decanta. En este caso se produce carbonato de calcio ($CaCO_3$) por la reacción entre el CaO (disuelto en el agua) y el $CO_2$ (en el aire espirado).

**Liberación de energía térmica:** Además de los productos, en una reacción química puede liberarse energía térmica que se percibe al tocar el recipiente. Cuando el hidróxido de sodio se disuelve en agua, la temperatura aumenta, lo que indica que se libera energía térmica.

**Cambio de color:** También puede ocurrir que en una reacción haya un cambio perceptible de color. Por ejemplo, cuando se exprime un limón sobre jugo de betarraga.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Experimentar y analizar el desarrollo de algunos fenómenos para deducir si se trata de uno físico o químico.

**Conocimientos previos (Activación)**

Transformación — Materia— Energía — Cambio Físico.

**Materiales**

- 1 espátula.
- 1 pipeta de 5 ml.
- 1 tubo de ensayo de 13cm x 100 mm.
- 1 pinzas de crisol.
- 1 cucharilla de combustión.
- 1 mechero.
- 2 vasos de precipitados p.p. de 100 ml.
- 1 cápsula de porcelana.
- 1 soporte universal completo.
- 1 encendedor o cerillos.

**Reactivos**

- Tira de magnesio (Mg) 2 cm.
- Cloruro de sodio al 10 % (NaCl) 6 ml.
- Nitrato de plata al 4 % ($AgNO_3$) 6 gotas.
- Yodo ($I_2$) 0.5 g. o 2 cristales.
- Cloruro de sodio (sal) (NaCl) 2.5 g.
- Azúcar 0.5 g.
- Agua fría o hielo ($H_2O$).
- Arena.

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO** | Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento A.**
Toma la tira de magnesio (Mg) con las pinzas de crisol, observa su color, flexibilidad, etc. y llévala a la flama del mechero, y observa lo que acontece, analiza si el cambio es químico o físico.

**Experimento B.**
En una cucharilla de combustión coloca 0.5 g de cloruro de sodio (NaCl), calienta de 1 a 2 minutos y observa; realiza tus anotaciones.

**Experimento C.**
Con la cucharilla repite el experimento anterior usando en esta ocasión 0.5 g de azúcar; registra tus observaciones. Evita que el azúcar se derrame en el interior del mechero para que no se tape.

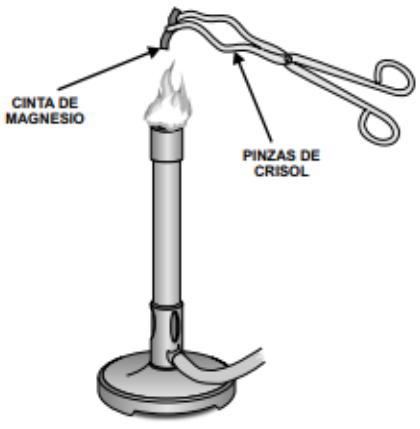
**Experimento D.**
Observa con detenimiento los cristales de yodo (I2) y enlista sus características. Coloca arena limpia hasta cubrir el fondo de un vaso de p.p. de 100 ml. Sobre ésta vacía unos cristales de yodo. (*) Tapa el vaso con una cápsula de porcelana que contenga agua fría y calienta a flama baja el vaso de 1 a 2 minutos. Espera hasta que desaparezcan los vapores antes de retirar la cápsula; observa lo ocurrido en el fondo externo de la misma. (*) Explica para qué se coloca la cápsula de porcelana con agua fría.

**Experimento E.**
Vacía 20 ml de agua en un vaso de p.p., agrega 2 g de sal (NaCl) y agita hasta disolver totalmente. Anota tus observaciones. Enseguida calienta la solución de 1 a 2 minutos en una cápsula de porcelana.

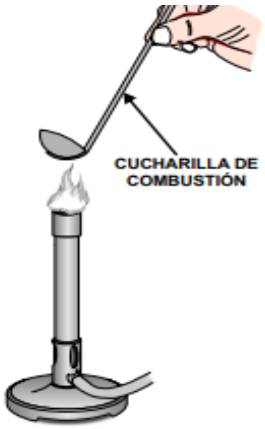
***NOTA:*** *Al evaporarse la solución, apaga inmediatamente el mechero para evitar que la cápsula se estrelle y observa lo ocurrido.*

**Experimento F.**
Coloca en un tubo de ensaye 2 ml de solución de cloruro de sodio (NaCl) al 10%; con una pipeta adiciona de 1 a 2 gotas de solución de nitrato de plata (AgNO3) observa si hubo cambio. El profesor te indicará cómo utilizar la pipeta.

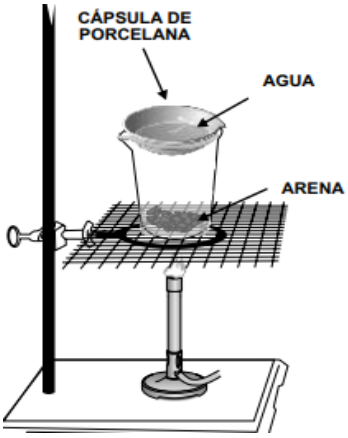
**Esquema Exp. A**




**Esquema Exp. B y C**




**Esquema Exp. D**



**Resultados / Notas / Tablas**

| Experiencia | Características Iniciales | Características Finales | Explicación | Tipo de Fenómeno |
|---|---|---|---|---|
| ***A*** | | | | |
| ***B*** | | | | |
| ***C*** | | | | |
| ***D*** | | | | |
| ***E*** | | | | |
| ***F*** | | | | |

**Evaluación /Autoevaluación**

¿Qué importancia tiene el identificar un fenómeno físico de uno químico?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Medio**

***Tema:*** **Enlace Químico**

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**
Demostrar la relación que existe entre el tipo de enlace y las propiedades de las sustancias.

**Conocimientos previos (Activación)**
Enlace iónico — Enlace covalente — Enlace metálico — Electronegatividad — Conductividad eléctrica — Soluciones electrolíticas.

**Materiales**

- 1 gradilla.
- 1 circuito eléctrico con foco e interruptor
- (BATERIA 9v-led-interruptor) o multímetro.
- 12 tubos de ensaye 13 x 100 mm.
- 2 pipetas de 5 ml. o probeta de 10 ml.
- 1 espátula.
- 1 mechero.
- 1 pinzas para tubo.
- 6 pocillos de tinción o vaso de p.p. de 20 ml.
- 1 piseta con agua.
- 1 cucharilla de combustión.
- 1 encendedor o cerillos.
- Toallas de papel de cocina.
- Cinta Masking-tape.

**Reactivos**

- Sulfato de cobre al 2% ($CuSO_4$) 10 ml.
- Ácido clorhídrico al 2% (HCl) 10 ml.
- Cloruro de sodio (NaCl) 3 g.
- Sulfato de cobre ($CuSO_4$) 2 g.
- Benceno ($C_6H_6$) o Xileno ($C_6H_4(CH_3)_2$) 6 ml.
- Agua destilada ($H_2O$) 25 ml.
- Ácido clorhídrico concentrado (HCl) 4 ml.
- Almidón al 2% $(C_6H_{10}O_5)n$ 10 ml.
- Sustancias que proporciona el alumno:
- Almidón $(C_6H_{10}O_5)n$. o azúcar 3 g.
- Jugo de naranja o leche 10 ml.
- Agua de mar filtrada 10 ml.

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tablas adjuntas.

**Experimento A. Solubilidad**

1. Usando cinta masking-tape rotula los tubos de ensaye con el nombre de la sustancia que contendrán; después prepara series de dos tubos con 1 ml de cada una de las sustancias líquidas y 1 g de las sólidas como se indica a continuación:

- 2 tubos con agua destilada: tubo A y tubo B.
- 2 tubos con cloruro de sodio: tubo A y tubo B.
- 2 tubos con sulfato de cobre: tubo A y tubo B.
- 2 tubos con almidón o azúcar: tubo A y tubo B.
- 2 tubos con ácido clorhídrico: tubo A y tubo B.
- 2 tubos con jugo de naranja o leche: tubo A y tubo B.

2. Enseguida agrega a los tubos A, 1 ml de agua destilada y a los tubos B, 1 ml de benceno o xileno.

3. Observa lo ocurrido en cada tubo y reporta en la Tabla de Resultados 1.

**Experimento B. Preparación de las soluciones de prueba.**

1. Con cinta masking-tape, rotula cada uno de los pocillos de tinción o vasos de precipitado con el nombre de la solución de prueba que contendrán, como se enlista enseguida.

Soluciones de prueba:

- Agua destilada.
- Solución de sulfato de cobre al 2 %.
- Solución salina (NaCl) o agua de mar.
- Solución de azúcar o de almidón.
- Solución de ácido clorhídrico al 2 %.
- Jugo de naranja o leche.

2. Coloca 10 ml de las soluciones ya preparadas en los pocillos.
3. Introduce los electrodos de cobre en el seno de cada una de las soluciones teniendo cuidado de no unirlos.
4. Después de cada prueba deberás desconectar la clavija del tomacorriente, enjuagar perfectamente con agua destilada los electrodos del circuito y secarlos con una toalla de papel.
5. Observa lo que ocurre al introducir los electrodos del circuito en cada una de las soluciones y posteriormente completa la Tabla de Resultados 2.

**Experimento C. Reacción al calor.**

1. Coloca la cantidad de sustancia que se indica en cada caso:
   - 1 g de sulfato de cobreen una cucharilla de combustión, calienta por 1 minuto y observa.
   - 1 g de cloruro de sodio en una cucharilla de combustión, calienta por 1 minuto y observa.
   - 1 g de almidón o azúcar en una cucharilla de combustión, calienta por 1 minuto y observa.

2. Reporta tus observaciones en la Tabla de Resultados 3.

**Resultados / Notas / Tablas**

***Tabla de Resultados - Experimento A***

| Sustancias de prueba | Solubilidad (*) | | Tipo de Enlace (**) |
|---|---|---|---|
| | En agua (tubos "A") | En Benceno o Xileno (tubos "B") | |
| Agua destilada | *(No agregar)* | | |
| Cloruro de sodio | | | |
| Sulfato de Cobre | | | |
| Almidón o Azucar | | | |
| Ácido Clorhídrico | | | |
| Jugo o Leche | | | |

* Reportar si la sustancia es soluble, insoluble o poco soluble.

** Reportar el tipo de enlace que presentan las sustancias de prueba de la primera columna.

*Tabla de Resultados - Experimento B*

| Tipo de Solución | Conductividad (*) | Tipo de Solución(**) | Tipo de Enlace (***) |
|---|---|---|---|
| Agua destilada | *(No agregar)* | | |
| Sulfato de Cobre | | | |
| Agua de Mar (NaCl) | | | |
| Almidón o Azucar | | | |
| Ácido Clorhídrico | | | |
| Jugo o Leche | | | |

(*) Si conduce o no conduce (**)Electrolítica o No Electrolítica (***) Covalente Polar. No Polar. Iónico.

*Tabla de Resultados - Experimento C*

| Sustancia de la Cucharilla | Reacción con el calor | Observaciones | Tipo de Enlace |
|---|---|---|---|
| Sulfato de Cobre | | | |
| Cloruro de sodio | | | |
| Almidón o azúcar | | | |

**Evaluación /Autoevaluación**

a) ¿Qué relación encuentras entre la capacidad de conducir electricidad de las sustancias y el tipo de enlace que éstas presentan?
b) ¿Cómo puedes relacionar la intensidad de luz que observaste en el foco (led) con el tipo de enlace de cada solución?
c) ¿Cuál fue el mejor disolvente para cada sustancia, y por qué?
d) ¿Con base en tus resultados menciona qué tipo de enlace presenta el jugo de naranja o leche, que utilizaste en los experimentos?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Medio**

**Cálculos Estequiométricos (Masa-Masa)**

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**
Determinar en forma teórica y práctica la cantidad de producto que se forma en una reacción.

**Conocimientos previos (Activación)**
Tabla Periódica — Peso molecular — Peso atómico — Número de Avogadro.

**Materiales**

- 1 guante de asbesto.
- 1 matraz Erlenmeyer de 250 ml.
- 1 balanza granataria.
- 1 probeta de 10 ml o una pipeta.
- 1 pinzas de electricidad.
- 1 tapón mono horadado de hule para el matraz.
- 1 tubo de vidrio en "L"
- 1 encendedor o fósforos
- 1 bolsa transparente de plástico, nueva, de 15 cm de ancho por 20 de largo.
- 1 bombilla de plástico (popote)
- 1 liga (elástico)

**Reactivos**

- 1g de alambre de cobre.
- 3 ml de ácido nítrico concentrado ($HNO_3$)

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento**

1. Monta el dispositivo que se observa en la figura 1; éste consiste en instalar el tapón de hule en el matraz, provisto de un tubo en "L" o popote al cual mediante una liga (elástico), se sujeta la bolsa de plástico. La bolsa deberá quedar bien sellada para evitar perdida de productos obtenidos en la reacción que se llevará a cabo.

2. Pesa el conjunto vacío y anota el dato: _____, pesa el matraz vacío y anota el dato: _____, pesa el matraz con ácido y anota el dato: _____.

3. Con ayuda de las pinzas de electricidad compacta a su mínima expresión un gramo del alambre de cobre.

4. Introduce el cobre en el matraz; posteriormente y siguiendo las recomendaciones de tu instructor para el manejo de ácidos, adiciona 3 ml de ácido nítrico al matraz y coloca rápidamente el tapón, bien apretado. Puedes pesar el ácido o calcular su peso mediante la fórmula: *densidad = masa / volumen*

   ***PRECAUCIÓN: Procura NO aspirar los vapores que se desprenden de la reacción.***

5. Cuando termine la reacción coloca el conjunto sobre la balanza y registra nuevamente su peso; si el matraz se calienta puedes sujetarlo con el guante de asbesto.

6. Describe lo observado:

| |
|---|
| |

7. Al concluir el experimento retira el popote del tapón doblando éste para evitar que el contenido de la bolsa se disperse dentro del laboratorio. Lleva la bolsa al patio y deja escapar el gas, evitando aspirarlo.

8. La ecuación química del experimento que realizaste es:

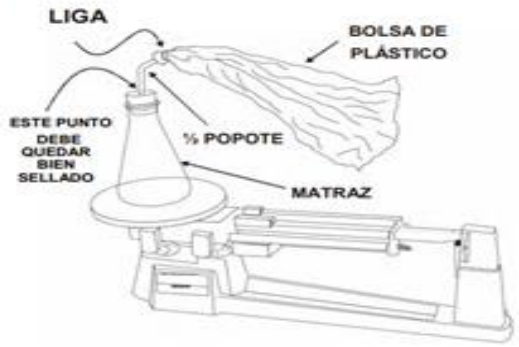
$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

9. Calcula la cantidad de nitrato cúprico $Cu(NO_3)_2$ obtenido en esta reacción en forma teórica y regístralo.

10. Compara los resultados con los obtenidos experimentalmente.

Imagen referencial

FIGURA 1



**Evaluación /Autoevaluación**

a) Reporta la cantidad de producto formado en el líquido(l) y gas(g)
b) Concuerda con la Ley de Lavoisier ¿Por qué?
c) ¿Qué estudia la Estequiometría?
d) ¿Qué dice la Ley de la Conservación de la Masa?
e) ¿Qué sucederá si las cantidades de cada uno de los reactivos del experimento que realizaste varían en la misma proporción?

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Medio**

**La química en nuestro hogar: Preparación de Jabón**

El jabón es un producto industrial fabricado para un consumo seguro. También se puede preparar de modo artesanal mezclando un aceite (manteca) con un compuesto de carácter básico, como el hidróxido de sodio, en un proceso llamado saponificación. Gracias a este proceso, las moléculas de jabón adquieren una estructura con una parte polar, que es hidrófila, atrae el agua, y otra parte apolar, que atrae la suciedad (comúnmente grasosa).

Muchas de las sustancias químicas solo se encuentran en la cocina y en el baño, donde se hace uso de detergentes, jabones y sustancias peligrosas; sin embargo, en otros lugares, como en los dormitorios, también se hace uso de distintos compuestos químicos.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

- Distinguir las etapas del proceso de fabricación del jabón.

Una reacción denominada "**saponificación**", en la que las grasas en presencia de un medio alcalino, como el generado por el hidróxido de sodio, se disocian en glicerina y ácidos grasos.

- Reconocer las transformaciones químicas de la materia, así como los compontes que intervienen para que estas ocurran.
- Distinguir los distintos tipos de reacciones químicas que se realizan en el laboratorio y que ocurren en la naturaleza

**Conocimientos previos (Activación)**

Tabla Periódica — Peso molecular — Peso atómico — Número de Avogadro.

**Materiales**

- 1 vaso de pp 300 mL
- 1 vaso de pp 50 mL
- 2 vasos de pp 100 mL
- Bagueta
- Pipeta
- Mechero Bunsen
- Trípode y rejilla
- Varilla de agitación
- Termómetro
- Cajita de cartón
- Pinzas de madera

**Reactivos**

- 5 g de hidróxido de sodio (soda cáustica)
- 20 g de manteca
- Disolución concentrada de cloruro de sodio (sal de mesa)

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO**

Experimento

1. Disuelve en el vaso el hidróxido de sodio con 25 mL de agua. Usa la pipeta para verter lentamente el agua dentro del vaso con el reactivo y emplea la bagueta para agitar de manera suave la mezcla.
2. Pon el vaso con la manteca sobre la rejilla del mechero y caliéntala hasta que adquiera consistencia líquida. Déjala enfriar **SIN** que llegue a endurecerse.
3. Vierte lentamente, ***y con agitación constante***, la disolución de hidróxido de sodio sobre la manteca fundida.
4. Coloca el vaso a baño María (50˚C) y sigue agitando la mezcla hasta que se vuelva espesa y cremosa (entre 15 y 20 minutos).
5. Retira el vaso con la mezcla y agrega 50 mL de disolución concentrada de sal de mesa.
6. Cuando observes la separación del jabón, viértelo en la cajita de cartón (que es el molde) y déjalo en reposo hasta el día siguiente.

**¡PRECAUCIÓN!**

*Los riesgos que tiene la realización de esta experiencia, dado que corresponde a una reacción exotérmica, es que puede liberar calor y, además se está utilizando una base fuerte, que es corrosiva y, por ende, hay que evitar tocarla.*
*En una primera instancia obtendrá una mezcla de color amarillento-café, para, posteriormente, identificar tres capas: una que contiene el hidróxido; otra, el jabón formado, y la tercera, el aceite que no ha reaccionado. El jabón formado debe estar por lo menos tres semanas en reposo, y sin uso, para asegurar que el hidróxido y el aceite han reaccionado completamente.*

**Evaluación /Autoevaluación**

a) ¿Qué características presenta un jabón?
b) ¿Qué componentes posee un jabón?
c) ¿De qué manera se producen los jabones?
d) ¿Qué sustancias son las materias primas en la industria del jabón?
e) ¿Qué riesgos se corren en una industria productora de jabón a partir de tus observaciones en el laboratorio? ¿Cuántas etapas puedes diferenciar en el proceso de fabricación del jabón?
f) ¿En qué etapa del proceso se podría agregar algún aromatizante para el jabón? Concluye.
g) ¿En cuál de las etapas del proceso hay transformación de la manteca en jabón?, ¿A qué crees que se debe esto?
h) Averiguar. ¿Qué otras materias primas se podrían utilizar en remplazo de la manteca para la elaboración de jabón?

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Medio**

**La Tabla Periódica**

Está ordenada siguiendo la Ley Periódica, que establece que las propiedades químicas y muchas de las propiedades físicas son funciones periódicas de los números atómicos.

La Tabla Periódica se divide en **dos grandes áreas**: los *metales*, que se ubican en la parte izquierda, que reaccionan con el oxígeno para formar óxidos básicos; y los *no metales*, ubicados en la parte derecha, y que reaccionan con el oxígeno para formar óxidos ácidos. En la interfaz entre los metales y los no metales se encuentran los *semimetales o metaloides*, los cuales presentan carácter anfótero, es decir, presentan **propiedades intermedias** entre metales y no metales.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

- Evidenciar algunas propiedades de los elementos que integran cada uno de estos bloques en la Tabla Periódica
- Determinar el comportamiento químico de los elementos metálicos, no metálicos y metaloides (semimetálicos).
- Relacionar la posición de cualquier elemento en la Tabla Periódica con sus propiedades químicas.

**Conocimientos previos (Activación)**

- Reconocimiento del orden en Tabla periódica: Metales, No metales y Metaloides.
- Como puede reconocer una reacción química (evidencias).

**Materiales**

- Mechero Bunsen o de alcohol
- Pinza para crisol o para tubo de ensayo
- Gradilla para tubos de ensayo
- Siete tubos de ensayo
- Varilla agitadora
- Cuchara de combustión
- Dos vasos p.p. de 100 mL
- Vidrio de reloj
- Papel tornasol rosado

**Reactivos**

- 25 mL de agua destilada
- 20 mL de HCl 3M
- 10 mL de NaOH 3M
- Cinta de magnesio
- Cinta de aluminio
- Clavo de hierro
- Granalla de zinc
- Fósforo
- Azufre

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO**

**Experimento A. Metales alcalinotérreos**

1. Con el cuidado necesario, enciende un mechero bunsen o de alcohol.
2. Auxiliándote de una pinza para tubo de ensayo o pinza para crisol, sostén un trozo de cinta de magnesio y caliéntala en la llama del mechero hasta que entre en combustión
3. Coloca el residuo (ceniza) que te haya quedado de la combustión en un tubo de ensayo.
4. Agrega 5 mL de agua destilada y luego agítalo con una varilla de vidrio o contra la palma de tu mano.
5. Introduce una pieza de papel tornasol rosado en la solución obtenida dentro del tubo de ensayo, y observa el color que éste toma.

**Experimento B. Metaloide -Semimetales**

1. Toma un pedazo de cinta de aluminio con una pinza y caliéntala directamente con la llama del mechero, tal como lo hiciste con la cinta de magnesio.
2. Observa lo que ocurre y responde.

**Experimento C. Comparación del carácter metálico**

1. Escribe en unas viñetas (o un pedazo de cinta adhesiva blanca) el símbolo de los siguientes elementos: magnesio, hierro, zinc y aluminio; luego pégalas a 4 tubos de ensayo (una a cada tubo).
2. Vierte 5 mL de ácido clorhídrico (HCl) 3M a cada uno de los 4 tubos de ensayo.

**¡Ten cuidado con los vapores que pueden emanar del ácido!**

3. Introduce la correspondiente muestra a cada tubo según los has rotulado (un pedazo de cinta de magnesio, un clavo de hierro, una granalla de zinc y un pedazo de cinta de aluminio, respectivamente).
4. Observa si ocurre alguna reacción en cada uno de los tubos de ensayo (Medio ácido).
5. Rotula otros 2 tubos de ensayo con los símbolos del magnesio y del aluminio, respectivamente.
6. Vierte ahora 5 mL de solución de hidróxido de sodio (NaOH) 3M a cada uno de los tubos de ensayo.
7. Introduce la correspondiente muestra a cada tubo según los has rotulado (un pedazo de cinta de magnesio y un pedazo de cinta de aluminio, respectivamente).
8. Observa si ocurre alguna reacción (Medio Alcalino).

**Experimento D. No metales**

1. Coloca 10 mL de agua destilada en un vaso de pp de 100 mL o en un frasco de boca ancha.
2. Introduce un pedazo de papel tornasol rosado dentro del agua destilada.
3. Coloca una pequeña cantidad de fósforo (aproximadamente 0.5 g) en una cuchara de combustión.
4. Calienta la cuchara directamente en la llama del mechero hasta el punto de ignición del fósforo.
5. Al iniciar la combustión, coloca dentro del vaso de pp con agua la cuchara de deflagración con el producto obtenido, tapándolo inmediatamente con un vidrio de reloj, de tal manera que los gases no se escapen y reaccionen con el agua.
6. Observa el color que ha tomado el papel tornasol.
7. Repite el mismo procedimiento para la combustión de una pequeña cantidad de azufre.
8. Una vez que entre en combustión, colócalo dentro de otro vaso de pp que contenga siempre 10 mL de agua destilada y un pedazo de papel tornasol rosado.
9. Observa el color que ha tomado el papel tornasol.

**Evaluación /Autoevaluación**

•Identifica correctamente los nombres, símbolos y características de algunos elementos químicos en la Tabla Periódica.
•Indica, representa y explica con seguridad la ubicación y las propiedades de los elementos en la Tabla Periódica.

Presentación de compuestos preparados

- 2 Mg (s) + O2 (g) → 2 MgO(s)

**El producto que se obtiene en la combustión es el óxido de magnesio (MgO), el cual es un óxido básico que al disolverse en agua origina el hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$), que es una base o hidróxido.**

- MgO (s) + H2O(l) → Mg(OH)2 (ac)

**Como la solución obtenida tiene carácter básico, el papel tornasol adquirirá un color azul. Recuerda que esto se debe a que los metales tienden a formar sustancias básicas.**

- Mg (s) + 2 HCl (ac) → MgCl2 (ac) + H2 (g)
- Fe (s) + 2 HCl (ac) → FeCl2 (ac) + H2 (g)
- Zn (s) + 2 HCl (ac) → ZnCl2 (ac) + H2 (g)
- 2 Al (s) + 6 HCl (ac) → 2 AlCl3 (ac) + 3 H2 (g)
- 2Al(s) + 2NaOH(ac) + 2H2O(l) → 2NaAlO2 (s) + 3H2 (g)
- P4 (s) + 5 O2 (g) → 2 P2O5 (s)
- P2O5 (s) + 3 H2O(l) → 2 H3PO4 (ac)

**Solución son ácida, el papel tendrá un color rosado.**

- S8 (s) + 8 O2 (g) → 8 SO2 (g)

**Solución son ácida, el papel tendrá un color rosado.**

- SO2 (g) + H2O(l) → H2SO3 (ac)

**Solución son ácida, el papel tendrá un color rosado.**

**Experimento A.**
a) ¿Qué producto se obtiene en la combustión del magnesio?
b) ¿Qué producto se obtuvo al disolver las cenizas en agua?
c) ¿Qué coloración presentó el papel tornasol?
d) ¿La solución obtenida es de carácter ácida o básica?
e) ¿A qué se debe que tenga ese carácter?
f) ¿En qué posición de la Tabla Periódica se encuentra el magnesio?

**Experimento B.**
a) ¿Le ocurre lo mismo a la cinta de Aluminio que a la cinta de magnesio al llevarla a la llama?
b) Si no ocurre lo mismo, ¿a qué se debe esa diferencia?
c) ¿Cómo se relaciona su comportamiento con su posición en la Tabla Periódica?

**Experimento C.1**

a) ¿Quiénes reaccionaron con HCl?
b) ¿Cuál es la evidencia de reacción observada?
c) ¿Cuál de ellos reacciona más rápidamente con el HCl?
d) ¿Cuál de ellos presenta menor reactividad con el HCl?
e) ¿Qué es el carácter metálico y cómo varía su comportamiento en la Tabla Periódica?
f) ¿Cómo se relaciona el carácter metálico con el orden de reactividad obtenido con los metales utilizados?

**Experimento C.2**

a) ¿Cuál de ellos reaccionó con NaOH?
b) ¿Cuál es la evidencia de reacción observada?
c) ¿A qué se debe que uno de ellos reaccione con NaOH mientras que el otro no reacciona?

**Experimento D.1**

a) ¿Qué producto se obtiene con la combustión del fósforo?
b) ¿Qué producto se obtuvo luego de disolverlo en agua?
c) ¿Qué coloración presentó el papel tornasol?
d) ¿La solución obtenida es de carácter ácida o básica?
e) ¿A qué se debe que tenga ese carácter?
f) ¿Cómo se compara con el comportamiento del magnesio?
g) ¿Qué relación existe entre el comportamiento del fósforo con su posición en la Tabla Periódica?

**Experimento D.2**

a) ¿Qué producto se obtiene en la combustión del azufre?
b) ¿Qué producto se obtuvo luego de disolverlo en agua?
c) ¿Qué coloración presentó el papel tornasol?
d) ¿La solución obtenida es de carácter ácida o básica?
e) ¿A qué se debe que tenga ese carácter?
f) ¿Cómo se compara con el comportamiento del magnesio y del fósforo?
g) ¿Qué relación existe entre el comportamiento del azufre con su posición en la Tabla Periódica?

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**TIPOS DE REACCIONES 1**

En cualquier reacción química, los átomos de las sustancias que reaccionan, llamadas reactivos, se **reorganizan** para formar nuevas sustancias llamadas **productos**. Una reacción química se representa mediante una ecuación química. Al escribir una ecuación química, las fórmulas de los reactivos se escriben a la izquierda, y las de los productos a la derecha, considerando el número de átomos de cada elemento, separadas ambas por una flecha que indica el sentido de la reacción.

REACTIVOS → PRODUCTOS

Muchas reacciones químicas presentan evidencias de reacción que podemos apreciar con nuestros sentidos. Entre ellas están: cambio de color, formación de un precipitado, liberación de un gas, desprendimiento o absorción de calor. En otras ocasiones pueden usarse sustancias indicadoras para evidenciar la reacción.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Conocer diferentes tipos de reacciones químicas y clasificarlas.

**Conocimientos previos (Activación)**

Reacción Química — Reactantes — Productos — Ecuación química — Reacción química —
Reacción de síntesis o formación — Reacción de simple sustitución y Reacción de doble sustitución — Reacción de descomposición.

**Materiales**

- 1 gradilla.
- 1 espátula.
- 1 pinza de bureta.
- 1 soporte universal.
- 4 tubos de ensayo 15cm x 125 mm.
- 1 mechero.
- 1 pinza de crisol.
- 1 encendedor o cerillos.
- 1 hoja blanca.
- Lápices de colores.

**Reactivos**

- Nitrato de plata al 4% ($AgNO3$) 3 mL.
- Ácido clorhídrico 1:4 ($HCl$) 1 mL.
- Óxido de mercurio ($HgO$) 1 g.
- Agua destilada ($H_2O$) 5 mL.
- Alambre de cobre ($Cu$) 2 cm.
- Fierro en limaduras ($Fe$) 1 g.

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento A.**

1. Toma un trozo de cobre con una pinza de crisol y llévalo a la flama del mechero durante 2 minutos y observa lo que sucede.

**Experimento B.**

1. En un tubo de ensaye limpio y seco, coloca 1 g de óxido de mercurio ($HgO$) sujétalo en el soporte universal.
2. Enciende el mechero e inicia el calentamiento, a flama media, por espacio de 1 a 3 minutos procurando que el calor llegue a la base del tubo.
3. Describe lo observado y anota la ecuación de la reacción que se llevó a cabo.

**Experimento C.**

1. Retira del soporte el tubo del experimento anterior y coloca otro que contenga 2 mL de solución de nitrato de plata al 4% ($AgNO_3$) y alambre de cobre (Cu).
2. Deja reposar el tubo por espacio de 20 minutos y continúa con el siguiente experimento.
3. Después de transcurridos los 20 minutos describe lo ocurrido en el tubo y anota la ecuación de la reacción.

**Resultados / Notas / Tablas**

| Tipo de Reacción | Ecuación Química | Nombre de los Productos Formados |
|---|---|---|
| Síntesis o formación | | |
| Descomposición | | |
| Simple sustitución | | |
| Doble sustitución | | |

**Evaluación /Autoevaluación**

A. ¿Cómo puedes saber que se ha producido una reacción química?
B. ¿Qué función tiene el calor en el experimento D?

_____

_____

_____

_____

_____

C. Una propiedad del oxígeno es la de ser... (encierra la respuesta correcta)

a) Combustible.
b) Insoluble en agua
c) Comburente
d) Incoloro.

D. Clasifica las siguientes reacciones según el tipo al cual pertenecen

1. Mg + calor → MgO
2. $H_2SO_4$ + Zn → $ZnSO_4$ + $H_2$
3. HCl + NaOH → H2O + NaCl
4. $2KClO_3$ + calor → $2KCl + 3O_2$

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**TIPOS DE REACCIONES 2**

En cualquier reacción química, los átomos de las sustancias que reaccionan, llamadas reactivos, se **reorganizan** para formar nuevas sustancias llamadas **productos**. Una reacción química se representa mediante una ecuación química. Al escribir una ecuación química, las fórmulas de los reactivos se escriben a la izquierda, y las de los productos a la derecha, considerando el número de átomos de cada elemento, separadas ambas por una flecha que indica el sentido de la reacción.

REACTIVOS → PRODUCTOS

Muchas reacciones químicas presentan evidencias de reacción que podemos apreciar con nuestros sentidos. Entre ellas están: cambio de color, formación de un precipitado, liberación de un gas, desprendimiento o absorción de calor. En otras ocasiones pueden usarse sustancias indicadoras para evidenciar la reacción.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Conocer diferentes tipos de reacciones químicas y clasificarlas.

**Conocimientos previos (Activación)**

Reacción Química — Reactantes — Productos — Ecuación química — Reacción química —
Reacción de síntesis o formación — Reacción de simple sustitución y Reacción de doble sustitución — Reacción de descomposición.

**Materiales**

- 1 gradilla.
- 1 espátula.
- 1 pinza de bureta.
- 1 soporte universal.
- 4 tubos de ensayo 15cm x 125 mm.
- 1 mechero.
- 1 pinza de crisol.
- 1 encendedor o cerillos.
- 1 hoja blanca.
- Lápices de colores.

**Reactivos**

- Nitrato de plata al 4% ($AgNO3$) 3 mL.
- Ácido clorhídrico 1:4 ($HCl$) 1 mL.
- Óxido de mercurio ($HgO$) 1 g.
- Agua destilada ($H_2O$) 5 mL.
- Alambre de cobre ($Cu$) 2 cm.
- Fierro en limaduras ($Fe$) 1 g.

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento A.**

1. Observa las características que tiene el fierro.
2. Coloca el mechero sobre una hoja blanca, conéctalo y enciéndelo.
3. Con una espátula, arroja una pizca de fierro en polvo a la flama del mechero; inclina el mechero para evitar que se introduzca en el orificio de salida del gas.
4. Dibuja lo observado.
5. Frota entre tus dedos el compuesto que se encuentra sobre la hoja, observa sus características y anótalas.
6. Escribe la reacción efectuada.

**Experimento B.**

1. Coloca 5 ml de agua destilada en un tubo de ensayo.
2. Agrega de 6 a 8 gotas de nitrato de plata al 4% ($AgNO_3$) y agita el tubo.

**IMPORTANTE: El nitrato de plata causa quemaduras en la piel, manéjalo con precaución.**

3. Enseguida coloca de 6 a 8 gotas de ácido clorhídrico 1:4 (HCl).
4. Dibuja lo observado en el tubo, ANTES - DESPUÉS de la reacción
5. Escribe la ecuación de la reacción.
6. Escribe el nombre del precipitado formado

**Resultados / Notas / Tablas**

| Tipo de Reacción | Ecuación Química | Nombre de los Productos Formados |
|---|---|---|
| Síntesis o formación | | |
| Descomposición | | |
| Simple sustitución | | |
| Doble sustitución | | |

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**Enlace Químico (Covalente – Iónico)**

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**
Explicar las características de los enlaces químicos a partir del modelo de compartición (covalente) y de transferencia de electrones (iónico). Deducir las propiedades de conductividad, de un compuesto iónico y un compuesto covalente.

**Conocimientos previos (Activación)**
Tipos de enlace químico ¿Cuál es su principal diferencia?

**Materiales**

- 6 vasos de vidrio o plástico transparente
- 6 etiquetas auto adheribles
- Circuito eléctrico simple

**Reactivos**

- 5 g. de cloruro de sodio
- 5 g. de azúcar
- 50 mL alcohol
- 50 mL de agua destilada
- 5 g. de bicarbonato de sodio
- 20 mL de ácido clorhídrico al 50 %

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO** | Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento**

1. Etiqueta los vasos del 1 al 6 con el nombre de cada una de las sustancias que utilizarás.
2. A los vasos que contienen cloruro de sodio, azúcar y bicarbonato de sodio; agrega 50 mililitros de agua.
3. Introduce las terminales del circuito eléctrico a cada uno de los vasos y anota tus observaciones.

**Resultados / Notas / Tablas**

| Sustancia | Solubilidad en agua | Conductividad (Estado sólido) | Conductividad (Solución acuosa) | Tipo de compuesto (Iónico o Covalente) |
|---|---|---|---|---|
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |

**Evaluación /Autoevaluación**

a) ¿Cuál de las sustancias utilizadas presentan propiedades que explican el modelo de enlace iónico?
b) ¿Cuál de las sustancias utilizadas presentan propiedades que explican el modelo de enlace covalente?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**Enlace Químico (Covalente – Iónico)**

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**
Explicar las características de los enlaces químicos a partir del modelo de compartición (covalente) y de transferencia de electrones (iónico). Deducir las propiedades de conductividad, de un compuesto iónico y un compuesto covalente.

**Conocimientos previos (Activación)**
Tipos de enlace químico ¿Cuál es su principal diferencia?

**Materiales**

- 6 vasos de vidrio o plástico transparente
- 6 etiquetas auto adheribles
- Circuito eléctrico simple

**Reactivos**

- 5 g. de cloruro de sodio
- 5 g. de azúcar
- 50 mL alcohol
- 50 mL de agua destilada
- 5 g. de bicarbonato de sodio
- 20 mL de ácido clorhídrico al 50 %

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO** | Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento**

4. Etiqueta los vasos del 1 al 6 con el nombre de cada una de las sustancias que utilizarás.
5. A los vasos que contienen cloruro de sodio, azúcar y bicarbonato de sodio; agrega 50 mililitros de agua.
6. Introduce las terminales del circuito eléctrico a cada uno de los vasos y anota tus observaciones.

**Resultados / Notas / Tablas**

| Sustancia | Solubilidad en agua | Conductividad (Estado sólido) | Conductividad (Solución acuosa) | Tipo de compuesto (Iónico o Covalente) |
|---|---|---|---|---|
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |

**Evaluación /Autoevaluación**

c) ¿Cuál de las sustancias utilizadas presentan propiedades que explican el modelo de enlace iónico?
d) ¿Cuál de las sustancias utilizadas presentan propiedades que explican el modelo de enlace covalente?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**Cómo diferenciar compuestos iónicos de compuestos covalentes**

Los enlaces son uniones entre átomos. El enlace iónico se forma por la unión de cargas de signo contrario. Una sustancia conduce la corriente eléctrica en la medida que produce iones o posee electrones que se mueven a través del sólido.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Identificar algunas sustancias iónicas y covalentes.

**Conocimientos previos (Activación)**

Definición y conceptos básicos de enlace iónico y enlace covalente, circuito eléctrico y conductividad eléctrica.

**Materiales**

- 6 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 balanza
- 1 mechero Bunsen
- 3 cables de cobre con
- pinzas caimán de 30 cm de largo
- 1 bombilla de linterna de 3 voltios
- 1 porta bombilla de 3 voltios
- 3 probetas graduadas de 100 mL
- 2 pilas de 1,5 voltios
- 2 cucharas para combustión
- 1 fuente de alimentación de corriente continua
- Láminas de cobre de 2x10 cm de largo
- Fósforos
- Aceite de cocina
- Reloj

**Reactivos**

- Sal común, NaCl
- Azúcar en cubos, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Glicerina, $C_3H_5(OH)_3$
- Etanol al 98%, $C_2H_5OH$
- Agua destilada

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento A. Descomposición y fuerza de enlace**

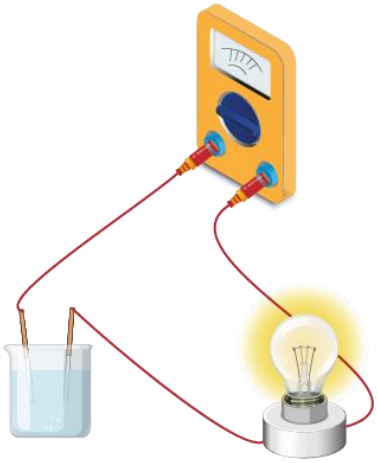
1. Pon en la cuchara de combustión un cubo de azúcar. Introduce la cuchara en la zona azul de la llama del mechero Bunsen. Observa los cambios ocurridos después de 1 segundo, 5 segundos, 30 segundos y 60 segundos.
2. Realiza el paso 1 nuevamente, utilizando sal común.

**Experimento B. Conductividad eléctrica y tipo de enlace**

1. Realiza el montaje del circuito eléctrico que se muestra en la figura.
2. Agrega 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados y adiciona 5 g. de sal común. Agita la mezcla hasta que los cristales se disuelvan.
3. Repite el paso 2, utilizando cristales de azúcar.

**Resultados / Notas / Ilustraciones**

**Diagrama para conducción eléctrica**



**Evaluación /Autoevaluación**

a) ¿Cómo se relaciona el tipo de enlace con la conductividad eléctrica de las sustancias?
b) ¿Por qué las sustancias que presentan enlaces covalentes no son buenas conductoras de la electricidad?
c) ¿Por qué un ave parada en un cable de alta tensión no se electrocuta?
d) ¿Por qué el agua de mar es buena conductora de la electricidad?
e) ¿Por qué el agua pura no conduce la corriente eléctrica?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**CÓMO SE CALCULA UN MOL DE SUSTANCIA**

¿Qué hacer para contar cantidades tan grandes como un mol de átomos y moléculas que son tan pequeñas? La siguiente actividad práctica sirve para ayudar a comprender cómo se cuenta un mol de sustancia.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Relaciona la masa de las sustancias con el mol, para determinar la cantidad de sustancia

**Conocimientos previos (Activación)**

Número de Avogadro – Mol.

**Materiales**

- 1 tapa de refresco
- 1 vaso transparente pequeño (250 ml)
- 1 balanza granataria

**Reactivos**

- Arroz crudo

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento**

1. Pesa cuidadosamente el vaso y la tapa de refresco que utilizarás.
2. Llena la tapa de refresco con arroz. Pesa (masa) el contenido. Registren los datos.
3. Cuente cuidadosamente los granos contenidos en la tapa. Registre el dato en la tabla de abajo.
4. Utilizando la tapa como unidad de medida, llena el vaso. Anoten cuántas tapas de arroz completas llenaron el vaso. Registra el dato.
5. Realice los cálculos necesarios para saber cuántos granos de arroz están contenidos en el vaso.
6. Pese el contenido del vaso y registre este dato. No olvide restar el peso del vaso al total

**Resultados / Notas / Ilustraciones**

| | Cantidad | Peso |
|---|---|---|
| Tapa de arroz | | |
| Vaso de arroz | | |
| Granos de arroz en un kilogramo | | 1000g |
| Masa de un grano de arroz | 1 | |
| Mol de granos de arroz | | |

**Evaluación /Autoevaluación**

a) ¿Cómo se imaginan que pesan un mol de átomos de carbón?
b) ¿Compare los resultados con sus compañeros

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**Métodos de Separación de Sustancias**

Existe una serie de métodos de separación de sustancias, dichos métodos son aplicables según el tipo de impurezas y el nivel de pureza que se requiere alcanzar, normalmente existe una combinación de ellos.

Entre los más empleados se encuentran: Filtración, destilación, sublimación, adsorción, sedimentación, coagulación, extracción, cristalización y cromatografía.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Purificar una muestra de agua sucia para producir agua limpia (tanto como sea posible), utilizando los métodos de separación de sustancias más comunes y con ello reconocer la gran importancia que representa conocer estos métodos de separación.

**Conocimientos previos (Activación)**

Mezclas homogéneas y heterogéneas – Separación de mezclas.

**Materiales**

- Vasos de precipitado de 100 mL (3).
- Mechero con Soporte universal.
- Papel filtro común.
- Papel filtro fino
- Embudo tallo largo.
- Aro metálico.
- Agitador

**Reactivos**

- Sulfato de aluminio y potasio
- Vainilla (solución comercial)
- Carbón activado
- Solución al 2% de azul de metileno

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento**

1.- Coloca en un vaso de precipitados: Agua (aprox. 100 mL), tierra, 2 gotas de azul de metileno y vainilla.

2.- Mide con ayuda de una probeta graduada aproximadamente 80 mL del agua que preparaste y transfiérelos a un vaso de precipitado. Examina sus propiedades olor, color, temperatura, presencia de sólidos y anota tus observaciones. *¿Cómo podrías lograr limpiar el agua de una manera natural donde no intervinieran sustancias químicas?*

3.- Agrega 3 gramos de sulfato de aluminio y potasio, agita y deja que la muestra se sedimente.

4.- Coloca el material de la forma adecuada para filtrar (pide ayuda a tu profesor), coloca el papel filtro común en el embudo.

5.- Procede a verter la muestra con un agitador en el embudo recogiendo el filtrado en otro vaso de precipitado. Observa lo que sucede. *¿Quedó limpio? ¿Tiene olor? ¿Tiene color?*

6.- Agrega 3g de carbón activado a tu filtrado y agita y procede a calentar suavemente con la ayuda de un mechero durante 5 min.

7.- Procede a filtrar nuevamente tu muestra con la ayuda de un papel filtro fino, observa lo que sucede *¿Tu muestra tiene olor, color, sabor? ¿Está limpia?*

**Resultados / Notas / Ilustraciones**

*Tabla de Resultados - Experimento*

| | Agua antes de tratar | Agua después de tratar |
|---|---|---|
| Olor | | |
| Color | | |
| Sabor | | |
| Partículas | | |
| Transparencia | | |
| Polvos | | |

**Evaluación /Autoevaluación**

a) ¿En qué industrias se emplean los métodos de separación antes mencionados?
b) ¿De qué depende la velocidad de filtración de la sustancia?
c) ¿Qué entiendes por destilación simple?
d) ¿Qué entiendes por destilación fraccionada?
e) ¿Qué sustancias conoces que sean adsorbentes?
f) ¿Cuáles son tus observaciones y conclusiones de este trabajo práctico?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**Reacciones de Precipitación (Ley de Lavoisier)**

Lavoisier comprobó que al calentar metales como el estaño y el plomo en recipientes cerrados con una cantidad limitada de aire, estos se recubrían con una capa de calcinado hasta un momento determinado en que ésta no avanzaba más. Si se pesaba el conjunto (metal, calcinado, aire, etc.) después del calentamiento, el resultado era igual al peso antes de comenzar el proceso. Si el metal había ganado peso al calcinarse, era evidente que algo del recipiente debía haber perdido la misma cantidad de masa. Ese algo era el aire.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Aplicar la ley de la conservación de la materia (Ley de Lavoisier), a través de reacciones de precipitación

**Conocimientos previos (Activación)**

Ley de Lavoisier.

**Materiales**

- Balanza.
- Embudo
- 2 Tubos de ensayo.
- Gradilla.
- 2 pipetas graduadas.
- Pinzas para tubo de ensayo.

**Reactivos**

- Disolución de KI (0.1M)
- Disolución de $Pb(NO_3)_2$ (0.1M)

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento**

1. Coloca los dos tubos de ensayo vacíos dentro del vaso de precipitado y pésalos (anota el peso)
2. Pon 10 mL de una de la disolución de Ioduro de potasio en un tubo de ensayo y 10 mL. de la disolución de Nitrato de Plomo en el otro tubo de ensayo.
3. Introducir ambos tubos de ensayo en el vaso de precipitado y pesar el conjunto. (anotar el peso, y etiqueta los tubos para su fácil identificación).
4. Vierte, con cuidado, el contenido de uno de los tubos en el interior del otro tubo, introducir los dos tubos de ensayo en el vaso de precipitado y pesar. (anotar el peso)
5. Calienta con cuidado el tubo de ensayo que contiene la mezcla de las disoluciones hasta que se disuelva totalmente el precipitado formado. Una vez disuelto, deja enfriar el tubo y ponlo después debajo del chorro de agua fría (cuidando que no entre agua dentro).

*El sólido amarillo cristalino que aparece en suspensión se llama, metafóricamente, "Lluvia de oro".*

**Resultados / Notas / Ilustraciones**

**Evaluación /Autoevaluación**

a) Fórmular y ajustar la ecuación de reacción involucrada.
b) ¿Qué producto de los formados en la reacción es el que precipita?
c) ¿Qué cantidad de KI ha reaccionado? Nº moles: _____ Nº gramos:_____
d) ¿Qué cantidad de PbI2 se obtiene? Nº moles: _____ Nº gramos:_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

**Oxidación de un compuesto orgánico (etanol)**

La oxidación es una reacción química donde un metal o un no metal cede electrones, y por tanto aumenta su estado de oxidación. La reacción química opuesta a la oxidación se conoce como reducción, es decir cuando una especie química acepta electrones. Estas dos reacciones siempre se dan juntas, es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce. Una cede electrones y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones redox. La propia vida es un fenómeno redox. El oxígeno es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace) y sin embargo es muy electronegativo, casi como el flúor.

Los alcoholímetros más básicos son constituidos por un tubo transparente relleno con dicromato de potasio en medio ácido el cual, al ser soplado, cambia de color, y de acuerdo con una escala comparativa, indica el nivel de alcohol ingerido por el conductor. Este cambio de color es resultado de la oxidación del etanol por el dicromato de sodio, en el cual el Cr+6, de color anaranjado, es reducido hasta $Cr^{+3}$, de color verde. La reacción de oxidación del etanol puede ser representado por:

$$C_2H_6O + [O] \rightarrow C_2H_4O + [O] \rightarrow C_2H_4O_2$$

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Verificar la oxidación de un compuesto orgánico (etanol).

**Conocimientos previos (Activación)**

- Que significa la oxidación de un alcohol
- Compuestos derivados de la oxidación de un alcohol.

**Materiales**

- Espátula
- Pipeta
- Frasco de plástico con tapa
- Agitador de vidrio

**Reactivos**

- Ácido sulfúrico concentrado $H_2SO_4$
- Dicromato de potasio $K_2Cr_2O_7$
- Etanol
- Agua

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO** | Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento**

1. Colocar 2 cucharas de $K_2Cr_2O_7$ en un frasco de plástico y agregar 7 mL. de agua. Tapar el frasco y agitar hasta disolver la sal.
2. Agregar 10 gotas de esa solución en cada pocillo de la placa de reacciones, de acuerdo con la tabla anexa.
3. Colocar $H_2SO_4$ 6M en los pocillos, de acuerdo con la tabla a continuación. Agitar cada pocillo con el agitador y observar la coloración en cada celdilla.
4. Añadir 1 gota de etanol en cada pocillo y observar el cambio de coloración. Humedecer un pedazo de papel en el pocillo, donde la coloración verdosa sea más intensa y, a través del olfato, identificar el compuesto formado.

**Resultados / Notas / Ilustraciones**

*Tabla para preparación de mezclas de reacción*

| **Pocillo** | A1 | A2 | A3 | A4 | A5 | A6 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $K_2Cr_2O_7$ | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 |
| $H_2SO_4$ (gotas) | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |

La concentración ideal en términos generales para el alcoholímetro es la encontrada en el pocillo A6, por haber sido la más rápida. El producto de la oxidación final del etanol es el ácido acético (vinagre). Todavía podemos encontrar el aldehído acético (etanol), lo que explicaría la falta de pureza del olor analizado.

**Evaluación /Autoevaluación:**

Responde:

a) ¿Cuál pocillo es el más indicado para determinar la cantidad de alcohol presente en el organismo de una persona? Justifica.
b) ¿Cuál es producto final de la oxidación del etanol?
c) ¿Qué otro compuesto puede ser encontrado?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

**Banco de Actividades Ciencias**

**Nombre/s:**

**Fecha:** **Nivel: Básico**

## Preparación y Disolución de Soluciones

La concentración es la magnitud química que expresa la cantidad de un elemento o un compuesto por unidad de volumen. En el SI se emplean las unidades mol · $m^{-3}$. Cada sustancia tiene una solubilidad que es la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una disolución, y depende de condiciones como la temperatura, presión, y otras substancias disueltas o en suspensión. En química, para expresar cuantitativamente la proporción entre un soluto y el disolvente en una disolución, se emplean distintas unidades:
Molaridad, normalidad, molalidad, formalidad, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción molar, partes por millón, partes por billón, partes por trillón, etc. También se puede expresar cualitativamente empleando términos como diluido, para bajas concentraciones, o concentrado, para altas.

**Objetivo de Aprendizaje (OA):**

Aplicar conceptos de concentración de soluciones a partir de la preparación de una solución de concentración y volúmenes conocidos y una solución diluida

**Conocimientos previos (Activación)**

Concentración de una solución | Molaridad | Molalidad | Normalidad

**Materiales**

- Matraz volumétrico (100 mL)
- Probeta (10mL)
- Balanza
- Vidrio reloj
- Etiquetas
- Piseta (frasco limpiador)
- Bagueta de vidrio
- Vaso de precipitado
- Frascos para guardar soluciones
- Embudo

**Reactivos**

- Cloruro de sodio (NaCl)
- Ácido clorhídrico (HCl),6M
- Agua destilada

**PROCEDIMIENTO Y DESARROLLO |** Escribe tus comentarios y resultados en la tabla adjunta.

**Experimento A.**

**1.- Preparación de una Solución 0,1 M de NaCl**

1) Pesa aproximadamente 0.6 gr. de cloruro de sodio, colócalo en un matraz volumétrico.
2) Agrega 60 mL. de agua destilada y agita hasta la completa disolución de la sal.
3) Agrega agua destilada hasta la marca de 100 mL. del balón. Transfiérela a un frasco con la ayuda de un embudo y rotula:

*Solución de NaCl 0,1 M.*

**2.- Solución de NaCl 0,02 M**

1) Mide en una probeta 20 mL. de la solución preparada en el *Paso 1* y transfiere a un balón volumétrico.
2) Completa el volumen con agua destilada hasta 100 mL. y sacúdelo. Transfiere a un frasco y rotula:

*Solución de Cloruro de Sodio (NaCl) 0,02 M.*

**Experimento B. Preparación de una solución diluida de Ácido Fuerte**

1.- Coloca 30 mL de agua en un vaso de precipitado.

2.- Mide en una probeta aproximadamente 0.85 mL de ácido clorhídrico y agrega, cuidadosamente y con auxilio del agitador de vidrio, el agua contenida en el vaso de precipitado. Agita la solución y pasa este volumen para un balón volumétrico usando el embudo y con ayuda de la vara de vidrio.

3.- Completa el volumen del balón con agua destilada y sacúdelo. Transfiere la solución a un frasco y rotula:

*Ácido Clorhídrico (HCl) – 0,1 M.*

**Nota: Siempre agregue el ácido al agua y nunca, al contrario**

**Resultados / Notas / Ilustraciones**

**Evaluación /Autoevaluación:**

a) Calcular la masa necesaria para preparar una solución 0,5 M de cloruro de sodio (NaCl).
b) ¿cuántos mililitros de solución 0,5 M de NaCl se necesitan para conseguir 50 ml. de solución 0,05 M se esa sal?
c) ¿Por qué siempre agregamos el ácido al agua y nunca al contrario?
d) El tipo de material volumétrico es adecuado para la preparación de esta solución. ¿Qué otro material volumétrico se puede emplear?

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____