



COLEGIO CHAMPAGNAT

EDUCACIÓN EN LA FE

LABORATORIO: PORTAFOLIO DE TRBAJO (PRIMERA ENTREGA)

Profesora: Graciela María Vásquez de López

Alumno: Fernando José Fuentes Castillo #10

Grado: Segundo año

Sección: B

San Salvador, 12 de febrero de 2022

Índice

Práctica 1: Reacciones químicas	3
Hipótesis de la práctica	3
Materiales para la práctica.....	4
Sustancias para utilizar	5
Preparación	6
Obtención de óxidos	6
Verificación de la reacción	9
Contrastación de sustancias.....	9
Conclusiones	10
Respuestas de los expertos.....	11
Cuadro de conceptos	11
Segunda práctica – cinética química y velocidad de reacción	12
Marco teórico.....	12
Experimentación	12
Experimentando con los volúmenes de las sustancias (temperatura 25°)	12
Segunda parte del experimento (temperatura 35°)	14
Gráficos de cada experimento	16
Gráfico 1 (sustancia A 25°).....	16
Gráfico 2 (sustancia B 25°)	16
Gráfico 3 (sustancia A 35°).....	17
Gráfico 4 (sustancia B 35°)	17
Tercera práctica – Balanceo de ecuaciones	17
Desarrollo de los ejercicios	18
Ejercicio 1:.....	18
Experimento 1:	19
Experimento 2:	21
Experimento 3:	22
Experimento 4:	24
Experimento 5:	26
Cuarta práctica – Equilibrio químico y ecuaciones de velocidad	28
Experimento 1: Concentraciones 3.5ml y 2.5ml	28
Ejercicio 2: Utilizando las concentraciones 2ml y 3ml	29
Ejercicio 3: Utilizando las concentraciones 1ml y 4ml	29
Ejercicio 4: Construir la tabla de concentraciones de todos los elementos.....	30

Práctica 1: Reacciones químicas

En esta práctica de laboratorio se experimentará con las distintas **reacciones químicas** con diferentes elementos, y qué reacción tienen estos al calentarse.

Pasos de la práctica:

- Hipótesis
- Materiales
- Preparación del experimento
- Obtención de óxidos
- Verificación de la reacción
- Contrastación de sustancias.
- Conclusiones

Hipótesis de la práctica

"Antes de comenzar el experimento contesta la siguiente pregunta: **¿En qué categorías se clasifican los siguientes elementos químicos y qué reacción tendrán al calentarse?**

Escribe tu hipótesis en cada cuadro de texto."

Sodio Potasio Calcio Magnesio	Todos estos elementos son metales, por lo que las reacciones van a ser similares entre sí. Probablemente generen algún precipitado, y pueden liberar gases.
Azufre Carbono	Ambos elementos son no metales. A pesar de que pertenecen a familias distintas, las reacciones que puede generar probablemente sean similares, habiendo algún desprendimiento de gases.

Medidas de seguridad Hipótesis Material de trabajo Preparación del experimento Obtención de óxidos Verificación Contrastación Conclusiones Limpieza

Cuadro 1: Todos estos elementos son metales, por lo que las reacciones van a ser similares entre sí. Probablemente generen algún precipitado, y pueden liberar gases.

Cuadro 2: Ambos elementos son no metales. A pesar de que pertenecen a familias distintas, las reacciones que puede generar probablemente sean similares, habiendo algún desprendimiento de gases.

Materiales para la práctica



Además de todos los compuestos necesarios para las reacciones, los materiales de laboratorio a usarse durante esta práctica son:

- Vaso de precipitado.
- Tubo de ensayo.
- Gotero.
- Mechero Bunsen.
- Piseta con agua destilada.
- Indicador universal. (sustancia que sirve para identificar el pH de una sustancia).

Sustancias para utilizar

- Calcio

Calcio



El calcio es un elemento químico metálico alcalinotérreo color gris plateado bastante duro y que se encuentra dentro de los seres vivos, siendo un metal abundante contenido en minerales como la piedra caliza, yeso y fluorita.

El calcio es la base de la industria del cemento, pero también está presente en muchos productos lácteos o medicamentos para el refuerzo de los huesos humanos. Funciona como agente de aleación utilizado en la producción de aluminio, berilio, cobre, plomo y magnesio. Otros usos son el carbonato de calcio (CaCO_3) para la preparación de metales tales como el uranio torio, zirconio, etc

- Azufre

Azufre



Es un elemento químico no metal con un olor característico y de color amarillo o anaranjado. En la naturaleza se puede encontrar en regiones volcánicas y termales. Es un elemento químico esencial para todos los organismos y necesario para muchos aminoácidos y también para las proteínas.

Se usa principalmente como fertilizante y en la fabricación de pólvora, laxantes, cerillas e insecticidas.

- Carbono

Carbono



El carbono es un elemento químico no metal puede encontrarse en la naturaleza en distintas formas alotrópicas, carbono amorfo y cristalino en forma de grafito o diamante. Es el pilar básico de la química orgánica y forma parte de todos los seres vivos conocidos.

Es constituyente de los hidrocarburos del petróleo, con sus polímeros se hacen los plásticos, además es componente de la celulosa que es un polímero producido por las plantas, mientras que entre los polímeros con carbono de origen animal están la seda y lana. Se usa como lubricante, como pigmento, como electrodo, en los lápices y en muchas otras sustancias naturales y sintéticas.

- Potasio

Potasio



El potasio es un elemento químico metálico alcalino de color blanco plateado y suave. Es un constituyente esencial para el crecimiento vegetal y se encuentra en la mayoría de los suelos, pero no se encuentra de forma libre en la naturaleza. Se obtienen por electrólisis.

Es un elemento vital en la dieta humana, pero además, los fertilizantes lo contienen usualmente como cloruro (KCl), sulfato (K_2SO_4) o nitrato (KNO_3). El hidróxido de potasio (KOH) es usado en la preparación de detergentes líquidos. El nitrato de potasio (KNO_3) y el clorato de potasio (KClO_3) son usados en los fuegos artificiales.

- Sodio

Sodio



Es un elemento químico metálico alcalino blando, aceitoso, de color plateado, que no se encuentra de forma libre en la naturaleza, pero está presente en la sal marina y el mineral halita.

Además de encontrarse en la sal de común (NaCl) necesaria para la vida, el sodio metálico se emplea en síntesis orgánica como agente reductor. Sirve en la fabricación de desodorantes y de celdas fotoeléctricas, en la purificación de metales fundidos, mientras que los óxidos (Na_2O) generados por combustión controlada sirven para intercambiar el dióxido de carbono por oxígeno en espacios cerrados como los submarinos.

- Magnesio

Magnesio



Es un elemento químico metálico, alcalinotérreo, de color blanco plateado, ligero, medianamente fuerte, que no se encuentra de forma pura en la naturaleza. En forma pulverizada es extremadamente inflamable.

En la medicina, se emplea el cloruro, el hidróxido o leche de magnesia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) y el sulfato o sales Epsom (MgSO_4). El polvo de carbonato de magnesio (MgCO_3) es utilizado por gimnastas y levantadores de pesas para mejorar el agarre de los objetos. Otros usos incluyen: flashes fotográficos, pirotecnia y bombas incendiarias, debido a la luz que despiden su combustión.

Preparación

Para preparar el experimento, tenemos que poner una gota de indicador universal en 20 ml de agua, dentro del vaso de precipitado.

Luego, tenemos que colocar, con la espátula, una pequeña cantidad de la sustancia en la cápsula de porcelana, y calentarla con el mechero.



Obtención de óxidos

Luego de observar la reacción, comprobamos que ocurre una reacción de síntesis entre los diferentes reactantes:

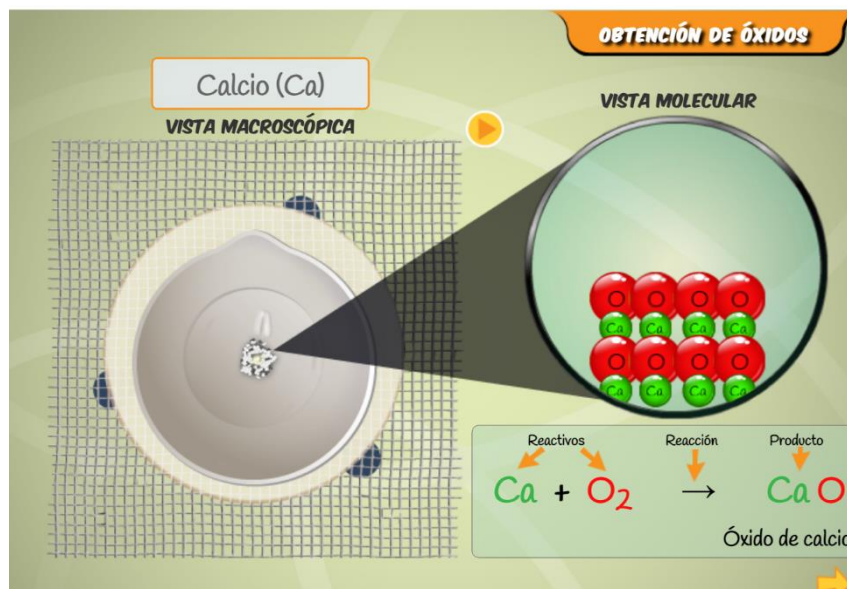


Ilustración 1 - Reacción entre calcio y oxígeno

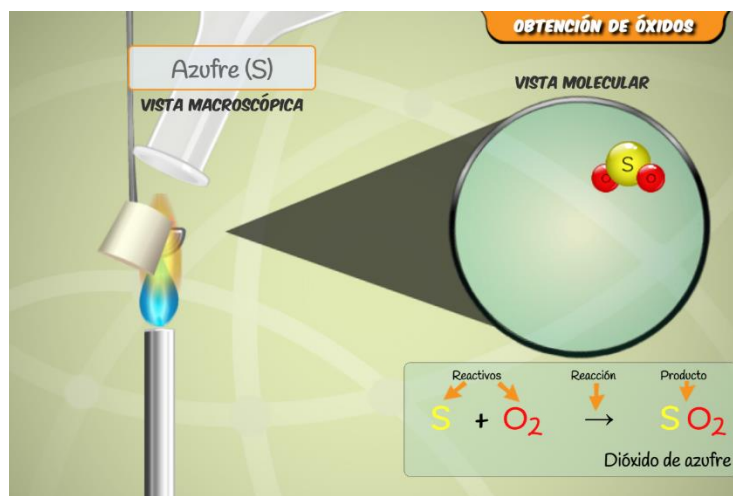


Ilustración 2 - Reacción entre azufre y oxígeno

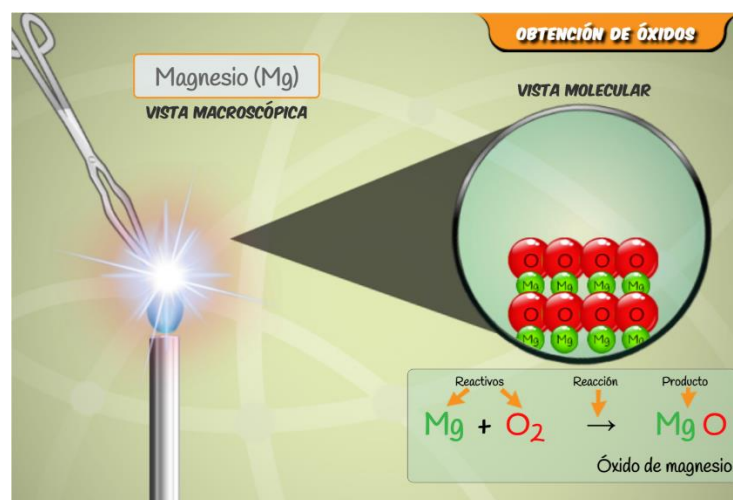


Ilustración 3 - Reacción utilizando magnesio

Para el carbono, se utiliza menor cantidad, pues lo que nos interesa es el gas que es liberado durante la reacción:

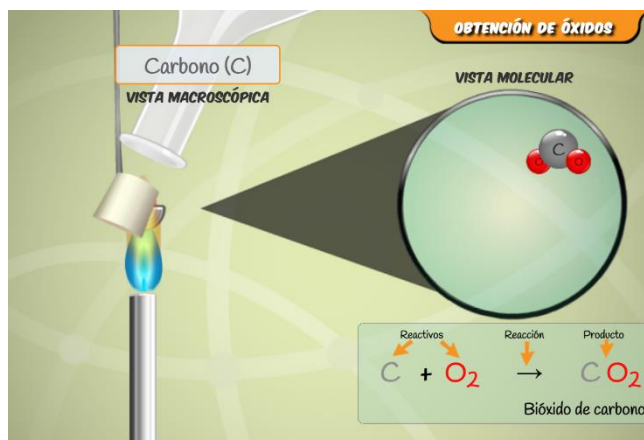


Ilustración 4 - Reacción del carbono

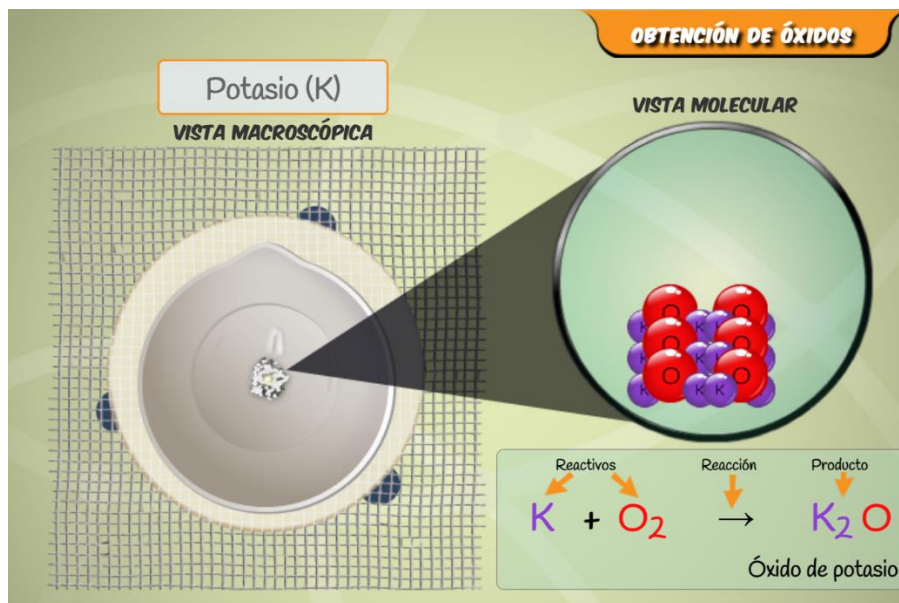


Ilustración 5 - Reacción del potasio con el oxígeno

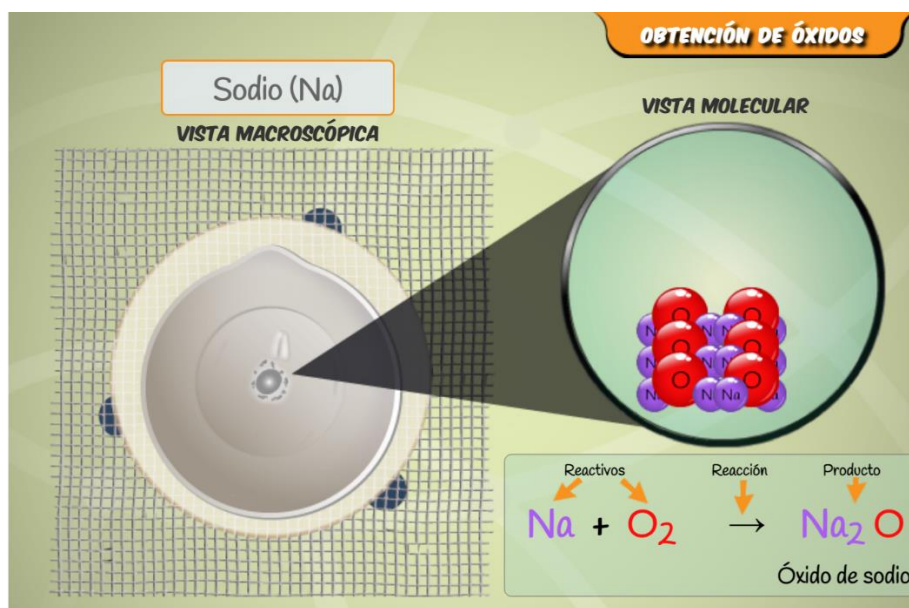


Ilustración 6 - Utilizando el sodio

Verificación de la reacción

Después de comprobar el tipo de reacción química, comprobamos el pH del producto.

Calcio (Ca)

PH

Reactivos

 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$

Reacción

 \rightarrow

Producto

 $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Hidróxido de calcio

VERIFICACIÓN

INSTRUCCIONES

VISTA MOLECULAR

PREPARACIÓN:

- ✓ Coloca la cápsula en la mesa cuando se enfríe.
- ✓ Deposita la sustancia en el vaso de precipitado.
- ✓ Vacía la sustancia en un tubo de ensayo.
- ✓ Verifica el color de la sustancia en la escala de PH.

Contrastación de sustancias

Para comparar los resultados, analizamos la naturaleza de cada sustancia, y el resultado del indicador universal para cada una.

Instrucciones: Completa la tabla con los resultados que obtuviste. Recuerda que debes experimentar con un metal y con un no metal.

CONTRASTACIÓN DE SUSTANCIAS

Sustancia	Calentamiento (oxígeno del medio ambiente O_2)	Agua destilada (H_2O)	Tipo de sustancia	Indicador Universal	Resultado final
Calcio (Ca)	Óxido de calcio CaO	Hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$	Metal	Morado	Base
Azufre (S)	Dióxido de azufre SO_2	Ácido sulfuroso H_2SO_3	No metal	Rojizo	Ácido
Magnesio (Mg)	Óxido de magnesio MgO	Hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Metal	Morado	Base
Carbono (C)	Bióxido de carbono CO_2	Ácido carbónico H_2CO_3	No metal	Rojizo	Ácido
Potasio (K)	Óxido de potasio K_2O	Hidróxido de potasio KOH	Metal	Morado	Base
Sodio (Na)	Óxido de sodio Na_2O	Hidróxido de sodio NaOH	Metal	Morado	Base

Sigue experimentando

Conclusiones

Conclusiones

Después de analizar todas las sustancias, podemos concluir lo siguiente:

CONCLUSIONES

Anota tus conclusiones acerca de las reacciones que obtuviste, además contrástalas con tu hipótesis y con la respuesta del experto

1. Los metales con el oxígeno y el agua
Los metales, como ha sido señalado en la hipótesis previa al experimento, han tenido reacciones similares entre sí. Todas las reacciones entre el oxígeno (calor) y el agua, dan como resultado una base, y también producen reacciones de síntesis.
2. Los no metales con el oxígeno y el agua
Por otro lado, los no metales también han tenido reacciones similares entre sí. Por ejemplo, tanto el carbono como el azufre, dan como resultado sustancias ácidas, así como también la liberación de gases que posteriormente son analizados.

Recuerda tu hipótesis

Ver respuesta del experto

Imprimir tus respuestas

Tabla de contrastación

1. Los metales y el oxígeno:

Los metales, como ha sido señalado en la hipótesis previa al experimento, han tenido reacciones similares entre sí.

Todas las reacciones entre el oxígeno (calor) y el agua, dan como resultado una base, y también producen reacciones de síntesis.

2. Los no metales con el oxígeno y el agua:

Por otro lado, los no metales también han tenido reacciones similares entre sí. Por ejemplo, tanto el carbono como el azufre dan como resultado sustancias ácidas, así como también la liberación de gases que posteriormente son analizados.

Respuestas de los expertos

RESPUESTA DEL EXPERTO

1. Reacciones de los metales con el oxígeno

Los óxidos metálicos son producto de la combinación del metal cuando se someten a calentamiento y están en contacto con el oxígeno del medio ambiente.

En este experimento se produjeron óxido de sodio, Na_2O ; óxido de potasio, K_2O ; óxido de calcio, CaO y óxido de magnesio, MgO .

Estos óxidos metálicos al combinarse con agua, generan por síntesis las bases o hidróxidos correspondientes como fueron hidróxido de sodio NaOH ; hidróxido de potasio KOH ; hidróxido de calcio Ca(OH)_2 e hidróxido de magnesio Mg(OH)_2 .

2. Reacciones de los no metales con el oxígeno

Los óxidos no metálicos son producto de la combinación de un no metal cuando se somete a calentamiento y están en contacto con el oxígeno del medio ambiente. En este experimento se produjeron óxido de azufre (IV), SO_2 y óxido de carbono (IV), CO_2 .

Estos óxidos no metálicos al combinarse con agua generan por síntesis los ácidos del tipo oxácidos, porque en su composición presentan oxígeno y la calidad ácido proporcionado por la presencia de protones hidrógeno. En esta actividad experimental se sintetizaron ácido sulfuroso, H_2SO_3 y ácido carbónico, H_2CO_3 .

Cuadro de conceptos

¿CUÁLES SON LAS CARACTERÍSTICAS DE LOS METALES Y NO METALES ?			CONCLUSIONES
Característica	Metales Ver ejemplo	No metales Ver ejemplo	<div>INSTRUCCIONES</div> <p>Esperamos te haya gustado estar en el laboratorio virtual de Reacciones de elementos metálicos y no metálicos con el Oxígeno. Si te quieres quedar para volver a experimentar con otra sustancia, sólo da clic en la flecha y accederás a la última fase. Ahí encontrarás la barra de la secuencia del experimento para que navegues por el laboratorio. ¡Hasta luego!</p> <div>Sigue experimentando ➔</div>
Brillo	Tienen brillo	Son opacos	
Maleabilidad	Se pueden convertir en láminas delgadas	No se pueden convertir en láminas delgadas	
Ductibilidad	Se pueden convertir en hilos	No se pueden convertir en hilos	
Conductor de calor y electricidad	Son excelentes conductores de electricidad y calor	Son aislantes o semiconductores	
Tenacidad	Son duros y resistentes	Son frágiles y quebradizos	
En contacto con O_2	Forman óxidos básicos	Forman óxidos ácidos	
Ejemplo de elemento	Ca(Calcio)	C(Carbono)	

Segunda práctica – cinética química y velocidad de reacción

En esta práctica se realizaron múltiples simulaciones con el fin de **comprobar la velocidad de reacción** entre el reactivo A y el reactivo B.

Marco teórico

Cuando a una reacción química se le añade una cierta cantidad de compuestos, el tiempo de esta puede reducir o aumentar. Esto depende de muchos factores; uno de ellos es la interacción de las **sustancias entre ellas**.

Experimentación

Experimentando con los volúmenes de las sustancias (temperatura 25°)

Volumen A (ml)	Volumen B (ml)	Tiempo (s)
10 ml	10 ml	60 s
15 ml	10 ml	35 s
20 ml	10 ml	27 s
25 ml	10 ml	25 s
30 ml	10 ml	12 s
25 ml	15 ml	24 s
20 ml	20 ml	29 s
15 ml	25 ml	35 s
10 ml	30 ml	60 s
10 ml	15 ml	55 s
10 ml	20 ml	28 s
10 ml	25 ml	56 s
10 ml	30 ml	60 s

CINÉTICA QUÍMICA

SH CINÉTICA QUÍMICA

Mecanismo 1

Temperatura **25 °C**

Volúmenes de los reactivos

A **10 mL**

B **25 mL**

Concentraciones de los reactivos

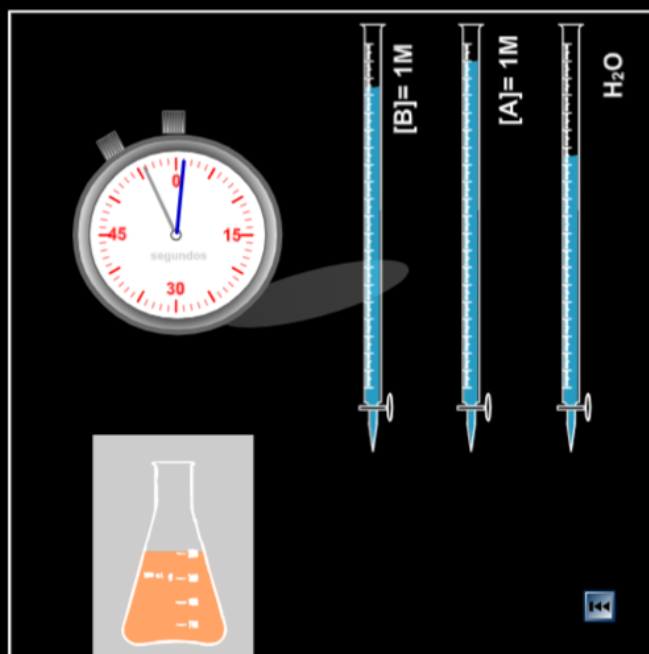
[A] **0.1 M**

[B] **0.25 M**

Pare el cronómetro cuando vea desaparecer la cruz



Salvador Hurtado Fernández 2010



CINÉTICA QUÍMICA

SH CINÉTICA QUÍMICA

Mecanismo 1

Temperatura **25 °C**

Volúmenes de los reactivos

A **10 mL**

B **30 mL**

Concentraciones de los reactivos

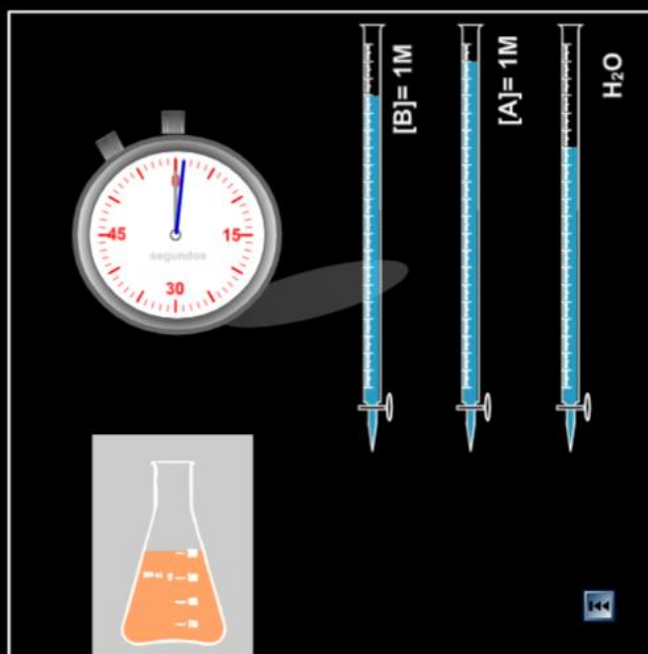
[A] **0.1 M**

[B] **0.3 M**

Pare el cronómetro cuando vea desaparecer la cruz



Salvador Hurtado Fernández 2010



Segunda parte del experimento (temperatura 35°)

Volumen A (ml)	Volumen B (ml)	Tiempo (s)
10 ml	10 ml	53 s
15 ml	10 ml	38 s
20 ml	10 ml	30 s
25 ml	10 ml	23 s
30 ml	10 ml	17 s
25 ml	15 ml	24 s
20 ml	20 ml	28 s
15 ml	25 ml	36 s
10 ml	30 ml	50 s
10 ml	15 ml	52 s
10 ml	20 ml	58 s
10 ml	25 ml	56 s
10 ml	30 ml	52 s

martes, 7 de diciembre de 2010

CINÉTICA QUÍMICA

SH CINÉTICA QUÍMICA

Mecanismo 1

Temperatura **35 °C**

Volúmenes de los reactivos

A **10 mL**

B **10 mL**

Concentraciones de los reactivos

[A] **0.1 M**

[B] **0.1 M**

Para el cronómetro cuando vea desaparecer la cruz

Salvador Hurtado Fernández 2010

SOME RIGHTS RESERVED

CINÉTICA QUÍMICA

SH CINÉTICA QUÍMICA

Mecanismo 1

Temperatura **35 °C**

Volúmenes de los reactivos

A **25 mL**

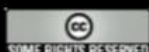
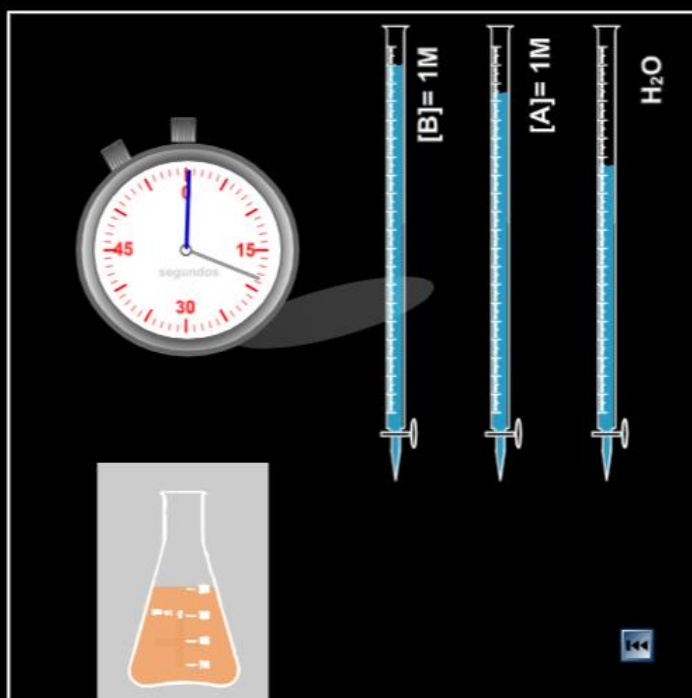
B **10 mL**

Concentraciones de los reactivos

[A] **0.25 M**

[B] **0.1 M**

Pare el cronómetro cuando vea desaparecer la cruz



Salvador Hurtado Fernández 2010

SH CINÉTICA QUÍMICA

Mecanismo 1

Temperatura **35 °C**

Volúmenes de los reactivos

A **10 mL**

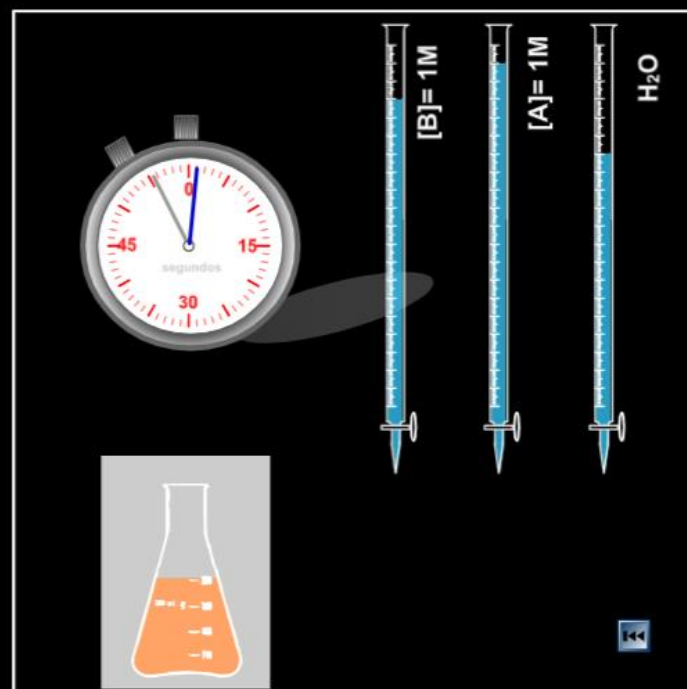
B **30 mL**

Concentraciones de los reactivos

[A] **0.1 M**

[B] **0.3 M**

Pare el cronómetro cuando vea desaparecer la cruz



Salvador Hurtado Fernández 2010

Gráficos de cada experimento

Gráfico 1 (sustancia A 25°)

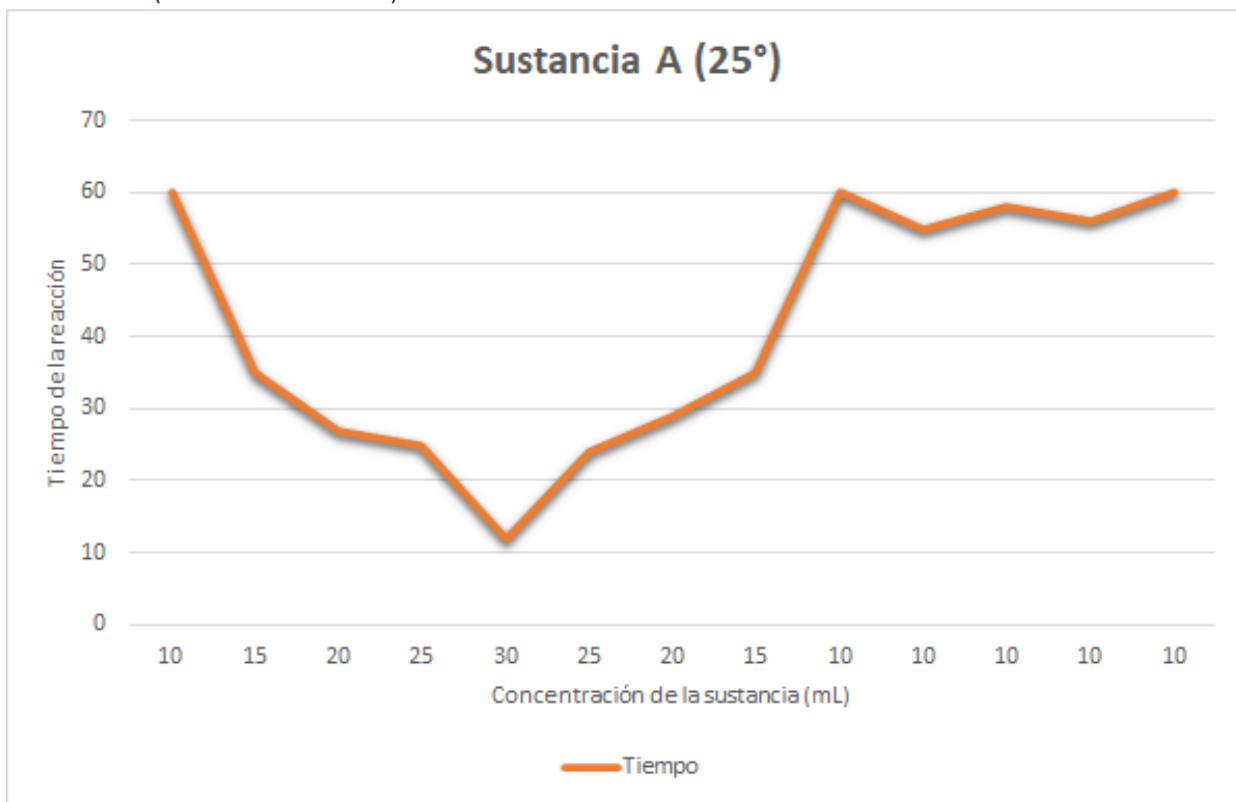


Gráfico 2 (sustancia B 25°)

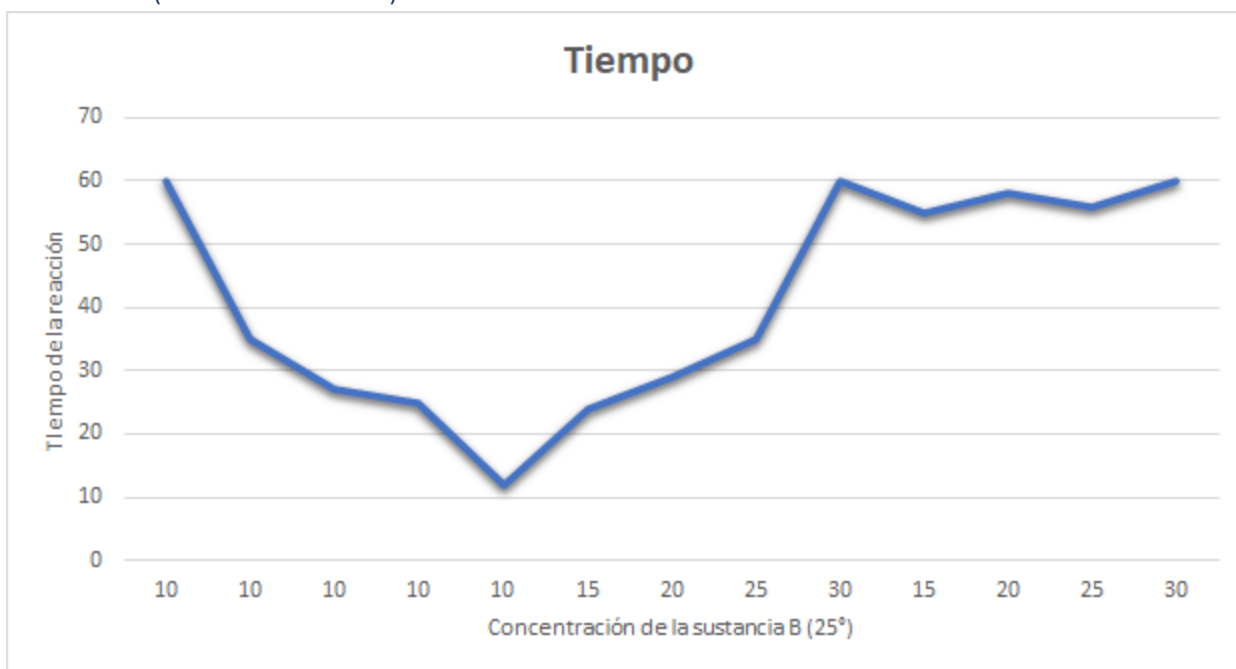


Gráfico 3 (sustancia A 35°)

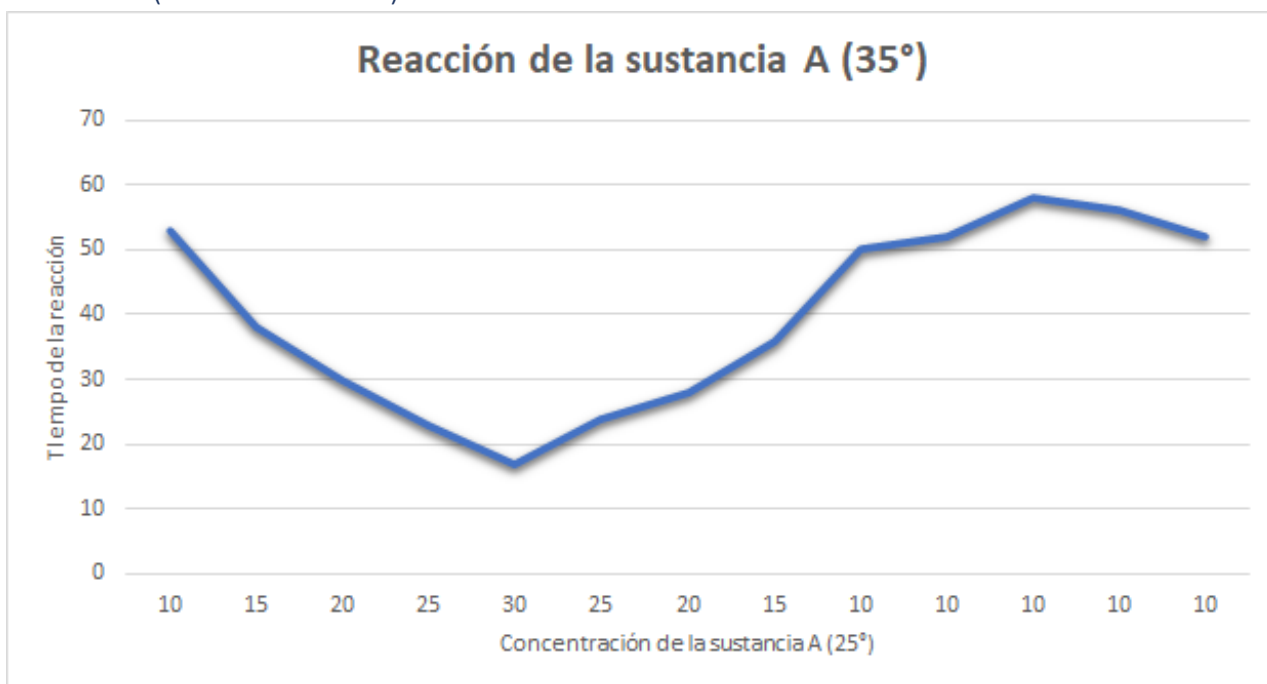
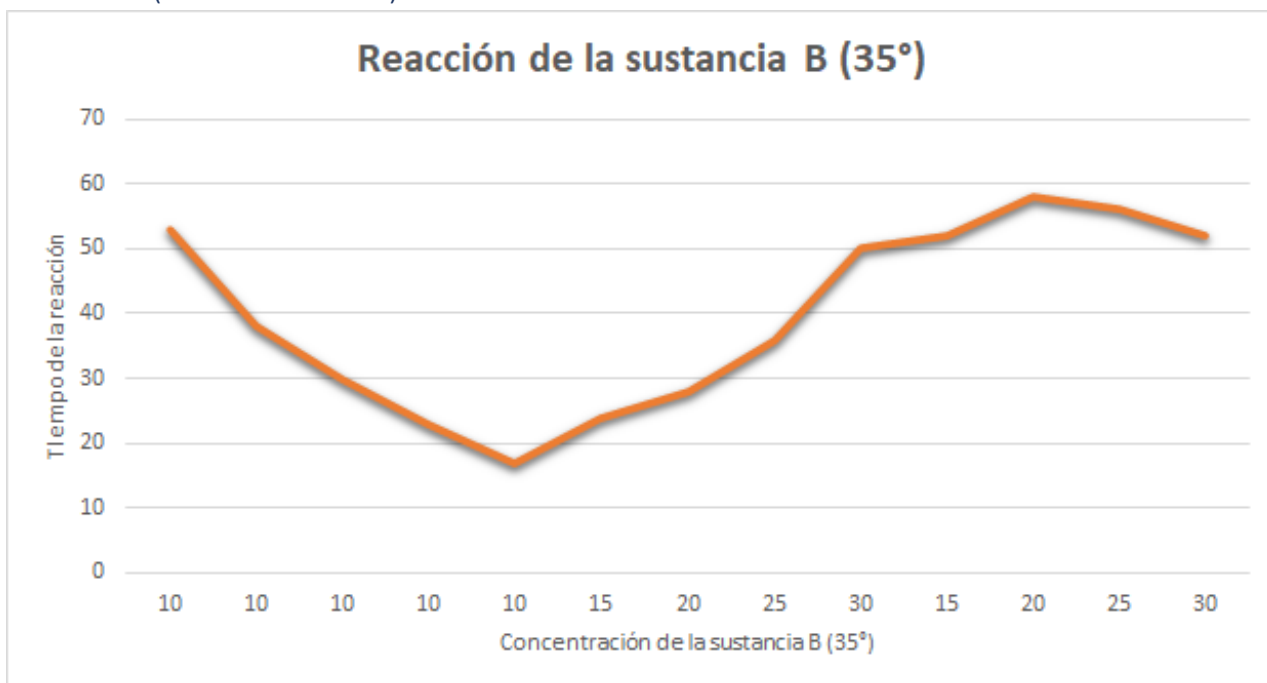


Gráfico 4 (sustancia B 35°)



Tercera práctica – Balanceo de ecuaciones

Zinc + HCl. Esta reacción produce gases (hidrógeno)

Para producción de oxígeno, se usa agua oxigenada y óxido de manganeso (MnO_2). Esta reacción produce gases de manera inmediata (oxígeno).

Desarrollo de los ejercicios

Ejercicio 1:

1. HCl
2. Debido a que el MnO_2 acelera la reacción (catalizador).
3. A las condiciones en las que se encuentran, no se puede formar agua.
4. Explosión (agua en forma de gas); La flama actúa como catalizador.

Reacción química a nivel molecular

$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

¿Qué sustancia de las que se mezclaron crees que contiene al hidrógeno que se produjo? Ácido clorhídrico (HCl) o Zinc (Zn).

HCl

Correcto, cada ácido clorhídrico contiene un hidrógeno, el coeficiente del compuesto indica que reaccionan dos de ácido clorhídrico por una de Zinc. Al reaccionar se produce el hidrógeno gaseoso.

En la ecuación química sobre el video no aparece el manganeso

Reacción química a nivel molecular

$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

oxigenada.

¿Había O_2 gaseoso disuelto el MnO_2 , el cual se libera al entrar en contacto con la disolución.

El MnO_2 ayudó a que se lleve a cabo la reacción de manera mas rápida.

Muy bien, precisamente esa es la función de los catalizadores, aceleran la velocidad de las reacciones químicas, pero no son un reactivo ni producto de la reacción.

¿Por qué el oxígeno y el hidrógeno

Reacción química a nivel molecular

$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

EXPLOSIÓN

La explosión indica que se liberó energía de manera súbita, misma que se produjo debido a la reacción química.

La reacción se llevó a cabo al poner el oxígeno y el hidrógeno en contacto con la flama. ¿Qué función crees que tiene la flama?

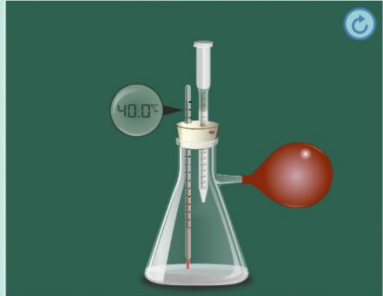
CATALIZADOR

revisar

Experimento 1:

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5




$2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2(\text{ac})$

requerida para romper los enlaces de los reactivos es (2) menor que la (3) energía que libera la formación de nuevos enlaces en los productos.

Muy bien, a este tipo de reacciones químicas se les conoce como reacciones exotérmicas. Si la energía que requieren los reactivos para romper sus enlaces fuera mayor a la liberada por los enlaces formados en los productos, la temperatura del sistema hubiera disminuido y tendría el nombre de reacción endotérmica.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



$2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2(\text{ac})$

productos, la temperatura del sistema hubiera disminuido y tendría el nombre de reacción endotérmica.

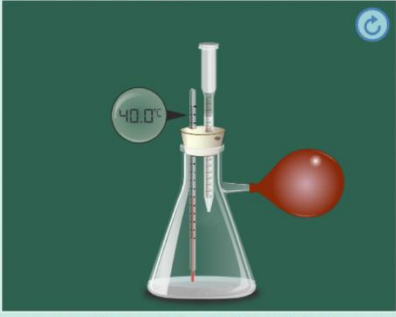
¿Observaste qué pasó con la sustancia en estado sólido en el matraz?

Se disolvió.

La sustancia sólida dentro del matraz parece que está desapareciendo, pero en realidad, tanto el sólido como la sustancia líquida, se están transformando en otras sustancias.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



$2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2(\text{ac})$

La sustancia sólida dentro del matraz parece que está desapareciendo, pero en realidad, tanto el sólido como la sustancia líquida, se están transformando en otras sustancias.

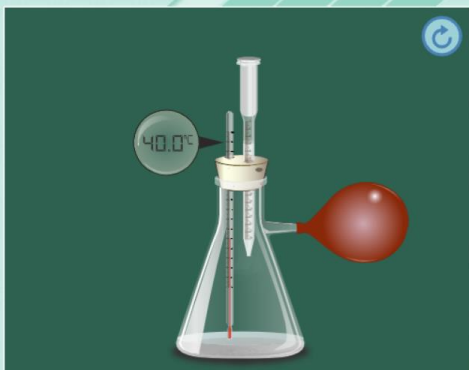
¿Eso quiere decir que la sustancia sólida es un reactivo o un producto de la reacción?

Reactivo

Los sólidos son un reactivo, ya que se consumen conforme va avanzando la reacción.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



$2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{ZnCl}_2(\text{ac})$

¿Infló durante la reacción química?

Liberación de gases.

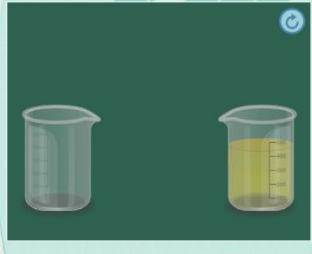
La sustancia en estado sólido (zinc), reacciona con el líquido (ácido clorhídrico), que se agrega generando el gas (hidrógeno), que llena el globo. La reacción generó la producción de dos nuevas sustancias que no había inicialmente: el hidrógeno, que es el gas que infló el globo, y el cloruro de zinc que queda disuelto en el agua presente.

La clasificación de las reacciones químicas es muy amplia y depende del enfoque del estudio para escoger la clasificación más adecuada. En este caso nos enfocamos a lo que ocurre con la reacción en términos energéticos.

Experimento 2:

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



dentro de los vasos de precipitado. Ambas son incoloras. Con esta información, ¿puedes concluir que se trata solamente de agua?


No

Correcto, de hecho son disoluciones muy diferentes como lo verás a continuación.

En los laboratorios, hay que etiquetar todas las disoluciones aunque sean incoloras ya que pueden tratarse de sustancias diferentes al agua.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



En los laboratorios, hay que etiquetar todas las disoluciones aunque sean incoloras ya que pueden tratarse de sustancias diferentes al agua.


¿Crees que el color azul se debe a que ocurrió una reacción química?

Sí

El color de la sustancia líquida dentro del vaso precipitado cambió del verde que tenía la sustancia en el tubo de ensaye, a azul. Lo que parece indicar que ocurrió una reacción química.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



cambió del verde que tenía la sustancia en el tubo de ensaye, a azul. Lo que parece indicar que ocurrió una reacción química.


¿Crees que hubo una reacción química?

Sí

Exacto, claramente hubo una reacción debido al cambio de color en la disolución, no es ni incolora ni de color verde como la del tubo de ensayo, quiere decir que se produjo algo completamente diferente.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



¿En cuál de los vasos crees que se forma el compuesto más estable?


- Vaso de precipitado del lado izquierdo.
- Vaso de precipitado del lado derecho.

Como pudiste observar, al mezclar ambas disoluciones, el color azul desaparece, lo cual nos indica que el compuesto responsable de este color ya no está. Por tanto, el más estable (con menor energía), es el responsable del color amarillo.

En el tubo de ensayo hay una disolución que contiene el ion níquel (II); en el vaso de precipitado de la izquierda hay una disolución con ion cianuro (CN⁻) y en el vaso de precipitado de la derecha hay una disolución que contiene amoníaco (NH₃).

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



En el tubo de ensayo hay una disolución que contiene el ion níquel (II); en el vaso de precipitado de la izquierda hay una disolución con ion cianuro (CN⁻) y en el vaso de precipitado de la derecha hay una disolución que contiene amoníaco (NH₃). Ahora oprime el botón reproducir para verter la sustancia del tubo de ensayo al vaso de precipitado de la izquierda.

Conclusión:

En las reacciones químicas se ve favorecida la formación de los compuestos más estables. Cuando se tienen dos o más reactivos que pueden reaccionar con la misma especie química, la especie reaccionará primero con el reactivo o los reactivos con el que forme el compuesto más estable.

Es por esto por lo que, por ejemplo, una botella de agua no reacciona con el agua que contiene, debido a que tanto el agua como el plástico son compuestos estables, lo cual no da lugar a que se den otras reacciones fácilmente.

Experimento 3:



Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas



Experimentos

1 2 3 4 5



¿Qué le ocurrió al azúcar cuando cayó dentro del vaso?

Se disolvió

El azúcar se disolvió en el agua. La agitación ayudó a que este proceso se lleve a cabo de manera más rápida.



Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas



Experimentos

1 2 3 4 5



Se disolvió

El azúcar se disolvió en el agua. La agitación ayudó a que este proceso se lleve a cabo de manera más rápida.

¿Crees que hubo una reacción química?

Sí

Continúa con la siguiente parte del ejercicio para ver si lo que contestaste estuvo bien.



Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



del ejercicio para ver si lo que contestaste estuvo bien.

¿Qué es lo que hay en el fondo del vaso de precipitado?

Azúcar

Sí, en el fondo hay azúcar. Lo que significa que el azúcar nunca cambió a pesar de disolverlo en agua. Una característica importante de las reacciones químicas, es que se transforma la materia. Los reactivos se transforman en otras sustancias que son los productos.

Conclusión:

Podemos decir que una reacción química se ha llevado a cabo, cuando una o más sustancias han perdido su identidad y han asumido una nueva forma, debido a un cambio en el tipo o número de átomos en la sustancia, o por un cambio en la estructura o configuración de estos átomos. Es decir, se ha formado al menos una sustancia completamente nueva.

Experimento 4:

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



¿Sigue siendo azúcar lo que hay dentro del vaso?

No

Correcto, se llevó a cabo una reacción química y el producto de la reacción es lo que observas.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



hidrógeno, oxígeno y carbono. Eso negro que ves, es alguno de estos tres elementos. ¿De qué elemento crees que se trata?

Carbono

Muy bien. El líquido dentro del vaso es ácido sulfúrico, un compuesto muy corrosivo. La reacción queda representada por la siguiente ecuación química:

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) + 2H_2SO_4(ac) \rightarrow 11C(s) + CO_2(g) + 13H_2O(l) + 2SO_2(g)$$

En esta puedes apreciar el carbono que se produjo.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5



$C_{12}H_{22}O_{11}(s) + 2H_2SO_4(ac) \rightarrow 11C(s) + CO_2(g) + 13H_2O(l) + 2SO_2(g)$ En esta puedes apreciar el carbono que se produjo.

¿Cómo se le llama a un proceso químico donde se retira agua en forma de productos?

Deshidratación

Correcto, algunas reacciones en las cuales se forma agua como producto, se les conoce como deshidratación. En este caso es la deshidratación de la sacarosa.

Conclusión:

Podemos decir que una reacción química se ha llevado a cabo, cuando una o más sustancias han perdido su identidad y han asumido una nueva forma, debido a un cambio en el tipo o número de átomos en la sustancia, o por un cambio en la estructura o configuración de estos átomos. Es decir, se ha formado al menos una sustancia completamente nueva.

Experimento 5:

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5

YODURO DE PLOMO (II) + NITRATO DE POTASIO

$Pb(NO_3)_2$ NITRATO DE PLOMO (II) KI YODURO DE POTASIO $PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$

$Pb(NO_3)_2(ac) + 2KI(ac) \rightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$

- Líquido
- Gas
- Sólido
- Disolución de otro color

¿Estás seguro lo que contestaste?
Si es así, escribe "sí" y si no,
escribe la respuesta que creas correcta.

Al formarse el plomo sólido en forma de precipitado, creo que el producto de la reacción correspondería, mayormente, a la mezcla de plomo y yodo

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5

YODURO DE PLOMO (II) + NITRATO DE POTASIO

$Pb(NO_3)_2$ NITRATO DE PLOMO (II) KI YODURO DE POTASIO $PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$

$Pb(NO_3)_2(ac) + 2KI(ac) \rightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$

de la reacción correspondería, mayormente, a la mezcla de plomo y yodo

Correcto, cuando se forma un sólido en una disolución, producto de mezclar disoluciones, se trata de una reacción química. A este tipo de reacciones se les conoce como reacciones de precipitación. Estas reacciones son de mucha utilidad para separar iones de una disolución. En este caso podríamos precipitar PbI_2 (yoduro de plomo (II)), y filtrarlo de la disolución para separar el plomo de la disolución.

Causas, efectos y cómo identificar las reacciones químicas

Experimentos 1 2 3 4 5

YODURO DE PLOMO (II) + NITRATO DE POTASIO

$Pb(NO_3)_2$ NITRATO DE PLOMO (II) KI YODURO DE POTASIO $PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$

$Pb(NO_3)_2(ac) + 2KI(ac) \rightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(ac)$

- Debido a que es el proceso más viable en términos energéticos.
- La energía del sistema aumenta.

Muy bien, como vimos en experimentos anteriores, la reacción formará el compuesto más estable. Esta estabilidad está dada por la energía, pero no es la entalpía, es la Energía Libre de Gibbs. Esta determina si un proceso es viable o no (espontaneidad).

La energía libre involucra la entalpía y la entropía (aumento del desorden del sistema).

Conclusión:

La termodinámica nos indica si una reacción puede llevarse a cabo o no. Tan solo el cambio de entalpía no nos da información suficiente para hacer una conclusión. El parámetro es la energía libre de Gibbs. Este no solo determina si una reacción química es posible de manera natural, si no para cualquier sistema (físico o químico) en el que se esté llevando un cambio. Este tema es muy amplio y sumamente interesante, se recomienda consultar un buen libro de texto de fisicoquímica.

Cuarta práctica – Equilibrio químico y ecuaciones de velocidad

Primero, simplemente tenemos que escribir la concentración (moles) de cada uno de los compuestos en la tabla de concentraciones (en el caso de los productos, tenemos que la concentración inicial es 0, ya que no se ha producido ningún compuesto). Posteriormente, vemos la concentración final (equilibrio) del producto, la cual también nos otorga el programa. Finalmente, sólo debemos repartir la concentración final entre los dos reactivos, para que se cumpla la **ley de conservación de la materia**, y para que la ecuación cumpla su equilibrio químico.

Para calcular el coeficiente de equilibrio (K_c) debemos aplicar la fórmula otorgada. En este caso, prescindimos de los volúmenes, ya que siempre serán constantes a lo largo de la práctica (10 ml por todos los compuestos, incluyendo el agua).

Experimento 1: Concentraciones 3.5ml y 2.5ml

✓ Ejercicio 1

Utilizando las concentraciones $SCN = 3.5$ ml y $Fe = 2.5$ ml

	SCN	Fe^{3+}	\rightarrow	$FeSCN^{2+}$
Inicio	0.035 M	0.025M		0
Reaccionan	0.00925	0.00925		0.0185M
Equilibrio	0.02575M	0.01575M		0.0185M

Ahora, calculamos el coeficiente:

$$K_c = \frac{\frac{[productos]}{v} * \frac{[productos]}{v}}{\frac{[reactantes]}{v} * \frac{[reactantes]}{v}}$$
$$K_c = \frac{[0.0185]}{[0.02575] * [0.01575]}$$
$$K_c = 45.61$$

Ejercicio 2: Utilizando las concentraciones 2ml y 3ml

✓ Ejercicio 2

Utilizando las concentraciones $SCN = 2 \text{ ml}$ y $Fe = 3 \text{ ml}$

	SCN	Fe^{3+}	\rightarrow	$FeSCN^{2+}$
Inicio	0.02M	0.03M		0
Reaccionan	0.008	0.008		0.016M
Equilibrio	0.012	0.022		0.016M

Ahora, calculamos el coeficiente:

$$K_c = \frac{\frac{[productos]}{v} * \frac{[productos]}{v}}{\frac{[reactantes]}{v} * \frac{[reactantes]}{v}}$$
$$K_c = \frac{[0.016]}{[0.012] * [0.022]}$$
$$K_c = 60.61$$

Ejercicio 3: Utilizando las concentraciones 1ml y 4ml

✓ Ejercicio 3

Utilizando las concentraciones $SCN = 1 \text{ ml}$ y $Fe = 4 \text{ ml}$

	SCN	Fe^{3+}	\rightarrow	$FeSCN^{2+}$
Inicio	0.01M	0.04M		0
Reaccionan	0.0045	0.0045		0.009M
Equilibrio	0.0055	0.0355		0.009M

Ahora, calculamos el coeficiente:

$$K_c = \frac{\frac{[productos]}{v} * \frac{[productos]}{v}}{\frac{[reactantes]}{v} * \frac{[reactantes]}{v}}$$
$$K_c = \frac{[0.009]}{[0.0055] * [0.0355]}$$
$$K_c = 46.1$$

Ejercicio 4: Construir la tabla de concentraciones de todos los elementos

Para la siguiente tabla, simplemente debemos completar con los datos que se nos solicitan. Las primeras dos filas corresponden a los estados iniciales de los reactantes, y la tercera fila corresponde al estado de equilibrio del producto, la cuarta y quinta fila corresponde al estado de equilibrio de los reactantes, y la última fila corresponde al coeficiente de equilibrio de todas las operaciones. (Todas las concentraciones de las sustancias están en moles)

[SCN-]_i (M)	0.01	0.02	0.03	0.04	0.05	0.02	0.02
[Fe3+]_i (M)	0.01	0.01	0.01	0.01	0.01	0.02	0.03
[FeSCN2+]_e (M)	0.006	0.008	0.0085	0.0095	0.01	0.013	0.016
[SCN-]_e (M)	0.007	0.016	0.02575	0.03525	0.045	0.0135	0.012
[Fe3+]_e (M)	0.007	0.006	0.00575	0.00525	0.005	0.0135	0.022
K_c	122.45	83.33	57.41	51.33	44.44	71.33	60.61