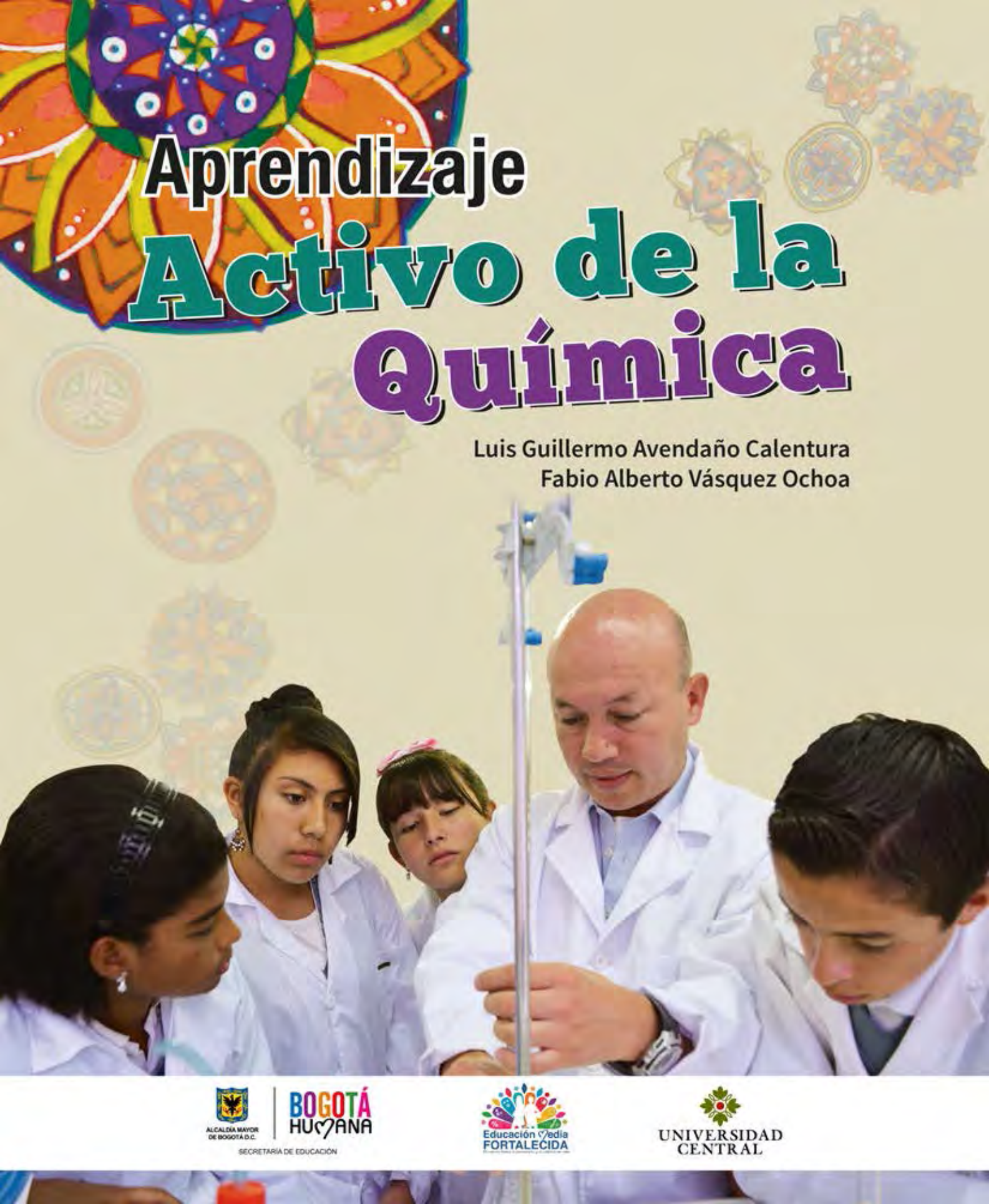




Aprendizaje Activo de la Química

Luis Guillermo Avendaño Calentura
Fabio Alberto Vásquez Ochoa



SECRETARÍA DE EDUCACIÓN

BOGOTÁ
HUMANANA



APRENDIZAJE ACTIVO DE LA **QUÍMICA**

Luis Guillermo Avendaño Calentura
Fabio Alberto Vásquez Ochoa



Consejo Superior

Fernando Sánchez Torres (presidente)
Rafael Santos Calderón
Jaime Arias Ramírez
Jaime Posada Díaz
Pedro Luis González (representante de los docentes)
Germán Ardila Suárez (representante de los estudiantes)

Rector

Rafael Santos Calderón

Vicerrector académico

Fernando Chaparro Osorio

Vicerrector administrativo y financiero

Nelson Gnecco Iglesias

Gustavo Francisco Petro Urrego
Alcalde

Óscar Gustavo Sánchez Jaramillo
Secretario de educación del Distrito

Nohora Patricia Buriticá
Subsecretaria de calidad y pertinencia

Pablo Fernando Cruz Layton
Director de educación media y superior

PUBLICACIÓN RESULTADO DEL CONVENIO 3351 SUSCRITO ENTRE LA SECRETARÍA DE EDUCACIÓN DISTRITAL Y LA UNIVERSIDAD CENTRAL

Aprendizaje activo de la química
ISBN: 976-958-26-0219-2
Primera edición: diciembre de 2014
© Luis Guillermo Avendaño Calentura
© Fabio Alberto Vasquez Ochoa
© Universidad Central
Carrera 5 No. 21-38, Bogotá, D. C. Colombia
Tels.: (57-1) 323 98 68, ext.: 1556
editorial@ucentral.edu.co

Preparación editorial

Dirección:	Héctor Sanabria Rivera
Diseño y diagramación:	Arturo Cortés y Patricia Salinas G.
Corrección de estilo:	Pablo H. Clavijo López
Impresión:	Xpress Estudio Gráfico y Digital

Impreso en Colombia-Printed in Colombia

Este libro se podrá reproducir o traducir siempre que se indique la fuente y no se utilice con fines lucrativos, previa autorización escrita de los editores.



INTRODUCCIÓN

Como parte del Proyecto 891, “Media fortalecida y mayor acceso a la educación superior”, la Universidad Central, comprometida con su función académica, investigativa e interacción social, asume decididamente su rol al aunar esfuerzos para realizar el diseño, implementación, acompañamiento y seguimiento del modelo de transformación de la educación media fortalecida con proyección a la educación superior, mediante una oferta diversa y electiva con el reconocimiento de créditos académicos.

De esta manera, en un lenguaje sencillo dirigido al profesor, la presente cartilla de química pretende servir de facilitadora en una metodología basada en el aprendizaje activo. Teniendo en cuenta el rol decisivo del docente en este proceso, como experto en la química, se le brindan algunas estrategias metodológicas a la hora de abordar contenidos programáticos de los grados 10° y 11 de la educación media.

Si bien esta cartilla fue pensada para, y dirigida a, los profesores, tiene actividades orientadas hacia los estudiantes, que, más que resolverles dudas, buscan generar en ellos un mayor interés por su entorno, por su comunidad, por incentivar un sentido global; de ahí que la cartilla busque reforzar el procedimiento del método científico aplicado mediante la predicción, la observación, la discusión y la síntesis.



Creemos necesario aclarar que en ningún momento esta cartilla ha sido siquiera imaginada como un recetario, ni mucho menos como una camisa de fuerza; más bien, ella constituye otro aporte a la inspiración de la didáctica ampliamente creativa de los docentes. Por lo mismo, están abiertos los canales para hacer de este recurso una mejor herramienta en el aula y el laboratorio. Bienvenidas sean, entonces, todas las sugerencias hechas en este sentido.





7

1. ¿CUÁL ES
LA IMPORTANCIA
DE LAS UNIDADES
DE MEDIDA?



19

2. ¿TODOS
LOS CAMBIOS
QUE OCURREN
A NUESTRO
ALREDEDOR
SON IGUALES?



29

3. ¿PUEDEN SER
SEPARADAS LAS
SUSTANCIAS QUE ESTÁN
EN NUESTRO ENTORNO?



37

4. ¿CÓMO SE
REPRESENTAN
LAS REACCIONES
QUÍMICAS?



49

5. UN COHETE
DE ALKA-SELTZER



57

6. ¿DISOLVER
O CONCENTRAR?
¡HE AHÍ
EL DILEMA!



1. ¿CUÁL ES LA IMPORTANCIA DE LAS UNIDADES DE MEDIDA?



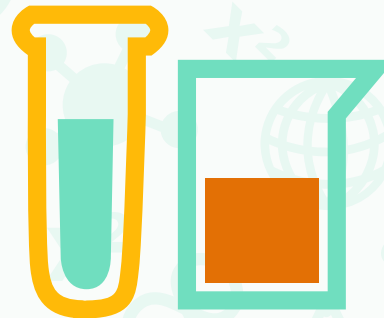
Propósito

Este capítulo busca que el estudiante identifique las diferentes unidades de medida, tenga claridad acerca de los instrumentos y su calibración, así como del error inherente a los mismos.



Introducción

Desde la prehistoria, la humanidad sintió la necesidad de medir para informar, ya desde aquel entonces, acerca de los resultados de las actividades de la recolección y de la caza.



Estos son algunos ejemplos notables de errores provocados por un control deficiente de las unidades:

- Una empresa nacional de energía en Estados Unidos padeció una confusión entre los precios cotizados en kilovatios-hora (kWh) y en termias. Se comprometió a pagar US\$ 800.000 por una cantidad de gas que tenía un valor de solo US\$ 50.000 en el mercado.
- En Canadá, un avión se quedó sin combustible porque el piloto confundió litros con galones. Los pasajeros tuvieron la suerte de que el capitán tuviera mejores habilidades como piloto de planeador que las que tenía con el manejo de unidades. En efecto, y por fortuna, hizo aterrizar el avión sin combustible en forma segura en una pista de aterrizaje de emergencia.

- Recientemente, el Mars Climate Orbiter, un vehículo espacial de la NASA, descendió demasiado cuando se dirigía a la órbita de Marte; entró muy profundo en la atmósfera y nunca se volvió a saber de él. Cuando un contratista de la NASA les dijo a los navegantes cuánta fuerza habían aplicado los propulsores a aquella nave espacial, se dio cuenta de que habían utilizado las libras como unidades, mientras que la NASA supuso que los datos estaban en newton.

A continuación, algunas definiciones que nos permitirán aclarar conceptos.

- **Error.** Determina hasta qué punto una medida se aproxima al valor que se considera, arbitrariamente, como verdadero.
- **Error absoluto.** Definimos error absoluto (E_x) como la diferencia:

$$E_x = X_m - X_{vc} \quad (1)$$

donde X_m es el valor medido y X_{vc} el valor verdadero que hemos adoptado convencionalmente. Es muy difícil conocer este último valor e, incluso, a veces no existe.

- **Error relativo.** Se define simplemente como el cociente del error absoluto dividido por el valor verdadero (o verdadero convencional, si aquel no se conociera).

Generalmente se expresa en términos de porcentaje (%).

$$e_x = (X_m - X_{vc}) / X_{vc} \quad (2)$$

- **Exactitud.** Es la cercanía con la cual la lectura de un instrumento se aproxima al valor verdadero convencional de la variable medida.
- **Precisión.** Es una medida de la repetición de las mediciones; es decir, dado un valor fijo de una variable, la precisión es una medida del grado con el cual las mediciones sucesivas difieren una de la otra.
- **Sensibilidad.** Es la relación de la señal de salida o respuesta del instrumento al cambio de la entrada o variable medida.
- **Cifras significativas.** Dan información respecto a la magnitud y la precisión de las mediciones de una cantidad. Cuantas más cifras significativas tenga la expresión del resultado de una medición, mayor es la precisión de la misma.

- **Desviación estándar.** (σ). Mide cuánto se separan los datos unos de otros; se determina hallando la raíz cuadrada de la varianza.
- **Varianza.** Se define como la media de las diferencias con la media elevadas al cuadrado.

Para calcular la varianza se debe:

- Calcular la media, que es el promedio de las mediciones.
- Ahora, por cada medición, restar la media y elevar ese resultado al cuadrado (la diferencia elevada al cuadrado).
- Ahora, calcular la media de esas diferencias al cuadrado.



Ideas previas

1.

En el siguiente cuadro, cada estudiante debe escribir algunos ejemplos de mediciones que se realicen en el hogar o en el entorno y sean de uso cotidiano.

Medidas de masa	Medidas de superficie	Medidas de volumen

2.

Los estudiantes deben reunirse por grupos y contestar las siguientes preguntas relacionadas con el tema de esta unidad.

- La medida del paso de Camilo es de 64 cm. ¿Cuántos pasos deberá dar para ir al colegio desde su casa, que está a 2 km, 1 hm, 7 dam y 5 m?
- Un barril contiene un volumen que es el triple del que guarda otro, y entre los dos contienen 180 litros. ¿Cuántos litros almacena cada uno?
- La longitud de 3 varillas es de 81 m. La segunda mide el doble que la primera y la tercera 10 dm más que la segunda. ¿Cuánto mide cada una? Exprese el resultado en metros.
- ¿Qué unidades cree usted convenientes para expresar la superficie de:
 - a. Un terreno
 - b. Un piso
 - c. Una hoja de papel
- Organice los siguientes valores de medida, de menor a mayor:
 - a. 0,5 l , 55 dl, 580 cm³
 - b. 25 m², 0,05 hectáreas, 281 580 cm²
 - c. 35,2 pulgadas, 0,125 km, 12 589 634 cm

Observación y experimentación



Calibración de material volumétrico

(es decir, para medición de volúmenes)

Objetivos

Los estudiantes deben:

- Determinar la desviación estándar que se presenta al realizar mediciones de material volumétrico durante el proceso de calibración.
- Aprender a calibrar material volumétrico antes de realizar una medición, para determinar el error relativo y el error absoluto en el laboratorio.

Reactivos y materiales

- 2 vasos de precipitados de 250 ml
- 1 bureta
- 1 probeta de 100,0 ml
- 1 termómetro de -10°C a 360°C
- 1 recipiente metálico, soporte universal, pinzas
- 1 balón aforado
- 1 manguera

Planteamiento del problema

Se presentan, con el fin de calibrarlos, diferentes materiales volumétricos. Luego de realizar diferentes mediciones, se busca averiguar cuál presentará un menor margen de error.

Predicciones individuales

¿Qué material presentará una menor desviación estándar?

Procedimiento



Calibración de una bureta

Cada estudiante debe:

- Medir la temperatura del agua. Registrar ese valor.
- Lavar la bureta con agua y jabón.
- Llenarla de tal forma que no quede ninguna burbuja y ajustar el nivel a cero. Para lograrlo, hay que mirar de frente la escala, de tal forma que se evite el error por paralaje.
- Determinar la masa de un vaso de 150 ml, limpio y seco.
- Sobre este vaso, hay que dispensar 10 ml de agua mediante la bureta. Anotar el valor que se observa en la bureta.
- Determinar la masa del vaso y del agua dispensada en el punto anterior.
- Sin desocupar el vaso ni la bureta, dispensar otros 10 ml (en la escala de la bureta serán entonces 20 ml). No se preocupe si se pasa del valor, lo importante es que lo registre. De nuevo hay que pesar.
- Repetir el paso anterior hasta que se llegue a la máxima escala de la bureta; recordar que no se debe nunca vaciar el vaso de precipitados.
- Repetir todo el experimento para obtener triplicados.

Calibración de una pipeta

Cada estudiante debe:

- Medir la temperatura del agua.
- Tomar un vaso de precipitados limpio, seco, y pesarlo.
- Pipetear el volumen que dispensa la pipeta, ajustar la marca de aforo y depositar el líquido en el vaso previamente pesado.
- Determinar la masa del vaso y del agua.
- Sin vaciar el vaso, repetir esta operación por lo menos tres veces.

Calibración de un balón aforado

Cada estudiante debe:

- Medir la temperatura del agua.
- Tomar un vaso de precipitados limpio, seco, y pesarlo.
- Llenar el balón aforado hasta la marca de aforo y depositar el líquido en el vaso previamente pesado.
- Determinar la masa del vaso y del agua.
- Sin vaciar el vaso, repetir esta operación por lo menos tres veces.



Resultados

Bureta

En esta parte de la observación y experimentación, cada estudiante debe:

1.

Registrar la marca, la temperatura de calibración y la incertidumbre de la bureta; estos datos están impresos en ella.

Temperatura del agua: _____

Densidad del agua a esta temperatura: _____

		1	2	3	1	2	3
A	Volumen registrado en la bureta (ml)						
B	Masa de agua (g)						
C	Volumen calculado mediante la densidad ($V = m/d$)						
D	Desviación del volumen (ml) $D = C - A$						

2.

Graficar la desviación del volumen vs. volumen dispensado (ambos en ml)



Pipeta y balón aforados

3.

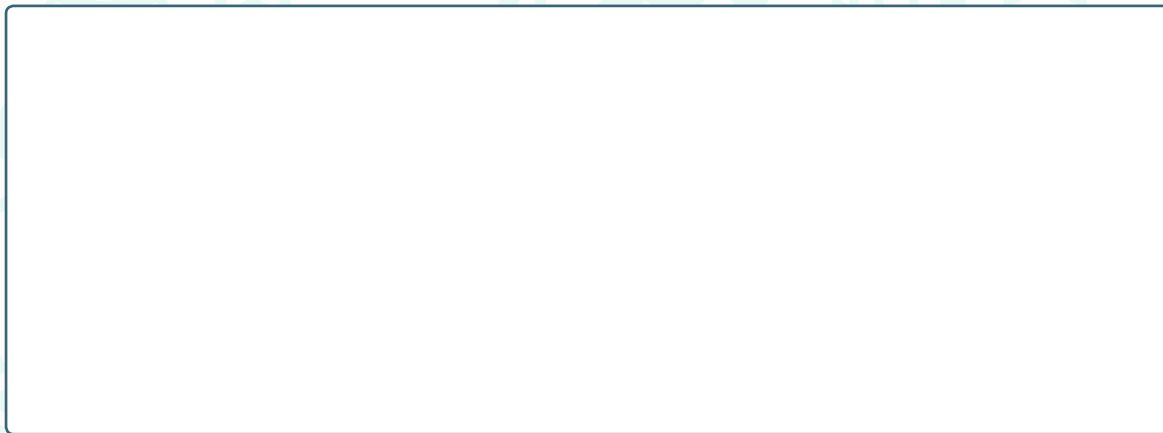
Registrar la marca, la temperatura de calibración y la incertidumbre de la bureta. Estos datos están impresos sobre el balón o la bureta.

Temperatura del agua: _____

Densidad del agua a esta temperatura: _____

	A	B	C	D
	Volumen registrado en la pipeta (ml)	Masa de agua (g)	Volumen calculado mediante la densidad (v = m/d)	Desviación del volumen (ml) D = C-A
Promedio				
Desviación estándar				

Análisis de resultados



Conclusiones



Actividades complementarias

1.

Nueve estudiantes han pesado un objeto en la clase de ciencias, usando la misma escala. Los pesos registrados por cada estudiante (en gramos) se muestran a continuación: 9,5 / 9,3 / 9,1 / 9,2 / 9,0 / 9,5 / 9,2 / 9,3 / 9,2

- Esos estudiantes quieren determinar con la mayor precisión posible el peso real de ese objeto. ¿Qué haría usted para calcularlo?

- Determine el error absoluto de cada una de las medidas y la desviación estándar.

2.

Por grupo, ideen una unidad de medida de longitud, y realicen la medición de estatura de cada integrante del mismo.

- Determinen el error absoluto de cada una de las medidas y la desviación estándar. Hallen la equivalencia en metros.

3.

Exprese en metros (m) las siguientes longitudes:

- 48,9 km
- 36,875 hm
- 846,1 mm
- 159'856 345 nm

4.

Exprese en segundos (s) los siguientes intervalos de tiempo:

- 45 min
- 7 h
- 1 día
- 2 semanas

5.

Juliana sale a trotar diariamente 12,6 km y en su recorrido tarda 1 hora y media.

- ¿Cuántos metros trota Juliana en una hora?
- ¿Cuántos segundos trota Juliana diariamente?
- ¿Cuántas millas recorre Juliana en una semana?
- ¿Cuántos km recorre Juliana en un mes?

6.

Calcule el área de una cancha de fútbol de salón, que tiene 10 m de largo y 5000 mm de ancho. Exprese el resultado en m^2 , mm^2 y km^2 .

7.

Convertir:

- a. 680,7 km/h, a mph y a cm/s
- b. 0,15 kg/m^3 , a g/mm^3
- c. 20,76 yd a cm
- d. 9.150,25 lb a kg
- e. 1025 $\text{g}\cdot\text{cm}/\text{min}^2$ a N



1. ¿CUÁL ES
LA IMPORTANCIA
DE LAS UNIDADES
DE MEDIDA?

7



2. ¿TODOS
LOS CAMBIOS
QUE OCURREN
A NUESTRO
ALREDEDOR
SON IGUALES?

19



3. ¿PUEDEN SER
SEPARADAS LAS
SUSTANCIAS QUE ESTÁN
EN NUESTRO ENTORNO?

29



2. ¿TODOS LOS CAMBIOS QUE OCURREN A NUESTRO ALREDEDOR SON IGUALES?



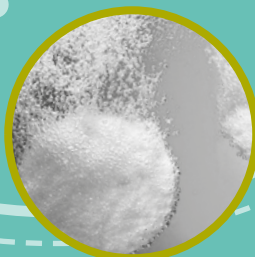
4. ¿CÓMO SE
REPRESENTAN
LAS REACCIONES
QUÍMICAS?

37



57

6. ¿DISOLVER
O CONCENTRAR?
¡HE AHÍ
EL DILEMA!



49

5. UN COHETE
DE ALKA-SELTZER



Propósito

Con la presente unidad, se pretende que el estudiante diferencie entre un cambio físico y un cambio químico. Un criterio de evaluación al finalizar todas las actividades es precisamente si se distinguen estos dos tipos de cambio.



Introducción

En nuestro diario vivir y en la naturaleza, podemos observar constantemente diferentes clases de reacciones, que representan fenómenos físicos y fenómenos químicos.



Cambios físicos

Son procesos reversibles en los que no se altera la composición de las sustancias involucradas, es decir, no se generan nuevas sustancias. A continuación, algunos ejemplos de cambios físicos:

Cambios de estado. Si a una cantidad de agua se le suministra energía en forma de calor de manera constante, el agua hierve y poco a poco se transforma en vapor. En este caso, la sustancia sigue siendo agua, pero pasó del estado líquido al estado gaseoso; la diferencia está en el ordenamiento de las moléculas.



Mezclas. Si se adiciona sal al agua y se disuelve, la disolución resultante presenta una sola fase con un sabor salado, pero las sustancias se pueden separar. Así, si se calienta esta mezcla hasta que se evapore el agua, la sal queda depositada en el fondo del recipiente.

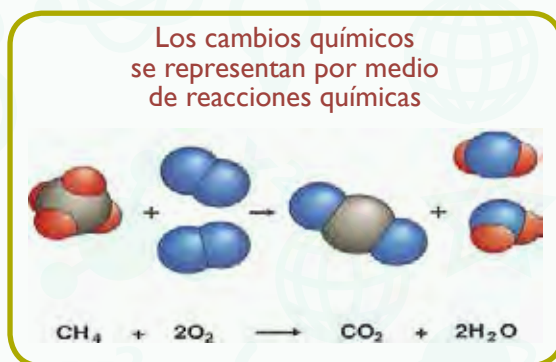
Estos son ejemplos de cambios físicos, porque las sustancias son las mismas, antes y después de la acción realizada.

Cambios químicos

Son procesos irreversibles en los que cambia la composición y la estructura de las sustancias, tras lo cual se forman otros nuevos compuestos.

A continuación, algunos ejemplos de cambios químicos:

Combustión. Si quemamos un trozo de madera o de papel, este se transforma en cenizas y durante el proceso se desprende dióxido de carbono. En este caso la madera o el papel se transforman en compuestos diferentes, las cenizas y el CO_2 .



Corrosión. Si exponemos un trozo de hierro o acero común a la intemperie, este se oxida y cambia sus propiedades iniciales. En este caso las sustancias iniciales serían el hierro y el oxígeno; la sustancia final es óxido de hierro, con unas propiedades totalmente diferentes a las de los materiales del comienzo.





Ideas previas

1.

A continuación se enumera una serie de cambios que ocurren comúnmente a nuestro alrededor. El estudiante debe clasificarlos como cambios físicos o químicos y explicar el porqué de dicha clasificación.

Fenómeno ocurrido	Clase de cambio	Por qué
Romper papel		
Quemar papel		
Combustión en motor de auto		
Digestión de los alimentos		
Preparación de alimentos		
Calentar agua		
Atraer aguja con imán		
Respirar		
Preparar hielo		
Hacer limonada		

2.

Agrupar los cambios ocurridos en el siguiente cuadro, teniendo en cuenta las características de la materia antes de la reacción, y las características finales después de ocurrido el fenómeno.

Sin cambio en la materia	Con cambios en la materia

3.

Los estudiantes deben reunirse por grupos y debatir con los compañeros la anterior clasificación, los cambios de la materia (si se presentaron) y cómo se relacionan.

Observación y experimentación



La materia y sus cambios

Objetivo

Por medio de la experimentación, los estudiantes deben reconocer y diferenciar un cambio físico de un cambio químico.

Reactivos y materiales

- Papel, azúcar, cloruro de sodio, limaduras de hierro, vela, fósforos, azufre, nitrato de plata, ácido clorhídrico, tira de magnesio, arena.
- Mechero, vidrio de reloj, tubos de ensayo, imán, pinza para tubo, gotero, pipeta y gradilla.

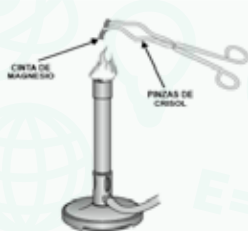
Planteamiento del problema

Existen diferentes clases de materia y se van a someter a diferentes pruebas.

Predicciones individuales

¿Qué sucederá con la materia al someterla a diferentes ensayos?

Procedimiento (para cada estudiante)



1. Tome una tira de magnesio (Mg) y sujétela con las pinzas, como se observa en la figura. Observe las características iniciales, como color, flexibilidad, etc. Coloque la tira en la llama del mechero y observe lo que acontece.

2. En una cuchara de combustión, ponga una pequeña cantidad de azúcar, caliéntela durante unos minutos y observe.



3. Repita el procedimiento con cloruro de sodio (NaCl) y observe.

4. Mezcle en el vidrio de reloj, o en una hoja de papel, limaduras de hierro con arena; luego pase el imán por encima de la mezcla y observe.

5. Coloque en un tubo de ensayo aproximadamente 2 ml de cloruro de sodio (NaCl) disuelto en agua; con una pipeta adicione 2 gotas de solución de nitrato de plata (AgNO_3) y observe qué ocurre.



Resultados



Etapas	Características iniciales	Características finales	Explicación	Fenómeno ocurrido
1				
2				
3				
4				
5				

Análisis de resultados

Conclusiones



Actividades complementarias

1.

Cada estudiante debe identificar cinco cambios físicos y cinco cambios químicos que ocurren a su alrededor, explicar cómo ocurren, y qué productos iniciales y finales se obtienen. Además, cada estudiante debe integrarlos a otras asignaturas, como la biología, la educación física, etc.

2.

Analizar la siguiente lectura:

El gourmet y la química

La química también alimenta. En el gran laboratorio que es la cocina de cada hogar, se puede apreciar que en la cocción de cualquier alimento hay muchos cambios físicos y químicos. Uno de ellos, la reacción de Maillard, es responsable de algunos de los olores y sabores más destacados de la cocina. ¿En qué consiste esta reacción?

Se trata de un conjunto complejo de reacciones que se producen entre las proteínas y los azúcares, y ocurre al calentar los alimentos. Los principales productos de estas reacciones son moléculas cíclicas, que aportan sabor y aroma a los alimentos.

A este conjunto de reacciones se debe el color dorado de las carnes, el de las cebollas cocidas en una sartén, el color oscuro amarronado del dulce de leche, y el olor y color de las tortas y galletas. Durante esas reacciones aparece primero una coloración amarillenta, que se convierte luego en dorado-amarronada, y se generan sustancias aromáticas (aldehídos de bajo peso, volátiles) que se detectan fácilmente con el olfato.

Otro cambio muy común en la cocina es la desnaturalización de las proteínas. Las proteínas se desnaturalizan cuando modifican su plegamiento, con lo cual cambian su estructura.



En algunos casos de desnaturalización, el proceso es reversible; esto depende del grado de modificación de las estructuras de las proteínas; de todas maneras, este proceso puede tardar horas o incluso días. Un ejemplo es la desnaturalización de las proteínas del pelo, que se produce cuando se hace una permanente (en ella, el agente desnaturalizante es de pH básico)

3.

A continuación, cada estudiante debe describir, en un texto breve, tres cambios físicos y tres cambios químicos que generen problemáticas ambientales en el barrio o la ciudad.



29

3. ¿PUEDEN SER
SEPARADAS LAS
SUSTANCIAS QUE ESTÁN
EN NUESTRO ENTORNO?



37

4. ¿CÓMO SE
REPRESENTAN
LAS REACCIONES
QUÍMICAS?



49

5. UN COHETE
DE ALKA-SELTZER



57

6. ¿DISOLVER
O CONCENTRAR?
¡HE AHÍ
EL DILEMA!



19

2. ¿TODOS LOS CAMBIOS
QUE OCURREN
A NUESTRO ALREDEDOR
SON IGUALES?



7

1. ¿CUÁL ES
LA IMPORTANCIA
DE LAS UNIDADES
DE MEDIDA?



3. ¿PUEDEN SER SEPARADAS LAS SUSTANCIAS QUE ESTÁN EN NUESTRO ENTORNO?



Propósito

Esta unidad busca proveer insumos al docente a la hora de hablar acerca de soluciones, mezclas, técnicas de separación, soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas, y de dependencia de la solubilidad respecto a la temperatura.



Introducción

Existen formas sencillas de abordar los temas desde los preconceptos de los estudiantes y, con la argumentación adecuada, conducirlos a la rigurosidad de la ciencia.

Ante la pregunta de cuántos son los estados de la materia, es común que las personas respondan que tres: sólido, líquido y gaseoso. Y cuando se pregunta si han oído hablar acerca de otros estados de la materia, es casi seguro que algunos evoquen el “estado coloidal”. Esta respuesta brinda una buena oportunidad para aclarar los conceptos

En forma general, para empezar desde lo sencillo y cotidiano, podemos referirnos a las mezclas y a las disoluciones como a combinaciones de dos o más sustancias. Si el resultado final tiene solo una fase, tendremos entonces una disolución; si tiene más de una fase tendremos entonces una mezcla. De esta sencilla implicación se derivan más consecuencias. Así, el que como resultado final aparezca solo una fase implica que las propiedades físicas y químicas son homogéneas; en el mismo orden de ideas, el que exista más de una fase se interpreta en el sentido de que las propiedades físicas y químicas no son homogéneas.

Existe una situación especial que separa a las mezclas de las disoluciones. Se trata precisamente de los coloides. Además de ser un estado intermedio entre ellas, el criterio ahora es más técnico y tiene que ver con el tamaño de las partículas, es decir, si están entre 1 nm y 1 μm . Ampliemos entonces la definición: coloide es la dispersión de una fase en otra. Si consideramos por un momento los tres estados sólido, líquido y gaseoso de la materia (lo cual, valga decirlo ahora, no es correcto, pues existen más estados) y, además, sabiendo que un gas se mezcla siempre perfectamente en otro gas, es decir, que los gases son solubles entre sí, tendremos solo 8 sistemas diferentes de coloides, resumidos en la tabla siguiente.

Medio dispersante	Fase dispersa	Coloide	Ejemplo
Gas	Sólido	Aerosol sólido	Humo
	Líquido	Aerosol líquido	Nubes, niebla
Líquido	Sólido	Sol	Jugos, pinturas, jalea
	Líquido	Emulsión	Mayonesa
	Gas	Espuma	Cremas, espuma de afeitar
Sólido	Sólido	Sol sólido	Gemas, aleaciones
	Líquido	Emulsión sólida	Queso, mantequilla
	Gas	Espuma sólida	Poliuretano, espumas rígidas, piedra pómez

Ideas previas



Los estudiantes deben consultar algunas técnicas de separación de mezclas y de soluciones, y enunciar el principio básico bajo el cual operan.

Técnica	Principio
Destilación	
Cristalización	
Evaporación	

En el siguiente cuadro, cada estudiante debe completar, frente a cada situación, si se trata de una mezcla, una solución, un coloide, una sustancia pura, y señalar, si es el caso, el método apropiado de separación de sus componentes.

Situación	Clasificación (sustancia pura, mezcla, solución, coloide)	Forma de separación (si es el caso)
Sal y arena		
Etanol		
Vinagre		
Mantequilla		
Niebla		
Azúcar		
Cemento		
Jugo de mora		

Actividad previa del profesor

La actividad es sencilla. Se trata de preparar una disolución acuosa sobresaturada de acetato de sodio (CH_3COONa). Para ello, el docente puede tomar 100 ml de agua en un vaso de precipitados de 250 ml y poco a poco ir agregando el pulverizado blanco; hay que agitar con la varilla hasta asegurarse de que el soluto está completamente disuelto. Para incrementar la cantidad de acetato que se solubiliza, la disolución se deberá calentar y se agregará más soluto, al tiempo que se continúa con la agitación. Recuerde que la solubilidad del acetato a 25°C es de 45 g por cada 100 ml de agua, por lo que ahora se requiere una cantidad superior a esa masa, que casi iguale a la masa de agua. Se sabrá que la proporción de acetato es la suficiente en el momento en el que el acetato se solubilice más difícilmente en la disolución. Al final, esta última vuelve a ser completamente transparente e incolora. Con la ayuda de una cubeta con agua se puede ayudar a enfriar el exterior del vaso de precipitados hasta que alcance la temperatura ambiente.

Planteamiento del problema

Se dispone de un líquido mágico que va a ser agitado por una varilla de vidrio.

Predicción individual

¿Qué sucedería si a un líquido acuoso, incoloro, se le agita con una varilla de vidrio?

Para esta actividad se dispone de 5 minutos.

Predicción grupal

Se socializan en el grupo las predicciones y se argumentan, con el fin de escoger la que consideren más pertinente, y la escriben como predicción del grupo.

Socialización de las predicciones grupales

Por grupos, se leen las predicciones que los estudiantes escogieron, y se escriben en el tablero.

El docente realiza la demostración

El docente toma el vaso de precipitados que contiene el líquido que había preparado previamente. Frente a los estudiantes, corrobora la fluidez del líquido y delante de ellos vierte, en otro recipiente, una pequeña cantidad del líquido; en seguida, con una varilla de vidrio, agita suavemente el fluido. Los estudiantes observarán cómo se forman cristales en el interior del líquido, incluso en el que queda en el vaso de precipitados.

Para tener una mayor recordación de la práctica, es conveniente que el profesor le dé un nombre alusivo.

La actividad anterior sirve para abordar temas como disoluciones; unidades de concentración; soluciones saturadas y sobresaturadas; procesos de separación de mezclas; y diferencia entre mezcla, solución y coloide.

Formato para la práctica de los estudiantes

Práctica n.º:
Nombre de la práctica:
Curso:
Estudiantes:
Planteamiento del problema: Se dispone de un cohete que empleará agua como impelente. ¿Qué sucederá cada vez que se añada una cantidad diferente de agua?
Predicción individual:
Predicción grupal:

Actividades complementarias



Se mencionó que no solo existen tres estados de la materia. Ahora bien, hasta el momento se reconocen otros 4 estados:

- Haga una breve reseña sobre los siguientes estados de la materia:

- Plasma _____

Fuente consultada:

- Condensados Bose-Einstein (BEC) _____

Fuente consultada:

- Condensado de Fermi _____

Fuente consultada:

- Plasma nuclear _____

Fuente consultada:

- De los 7 estados anteriores, ¿cuál es el más abundante en...

En la Tierra	
En el Sol	
En el universo	
En el Polo Sur	

4. ¿CÓMO SE REPRESENTAN LAS REACCIONES QUÍMICAS?



7. ¿CUÁL ES LA IMPORTANCIA DE LAS UNIDADES DE MEDIDA?



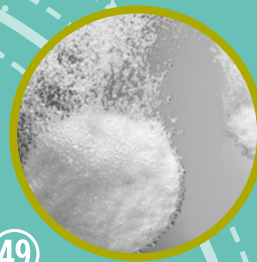
2. ¿TODOS LOS CAMBIOS QUE OCURREN A NUESTRO ALREDEDOR SON IGUALES?



3. ¿PUEDEN SER SEPARADAS LAS SUSTANCIAS QUE ESTÁN EN NUESTRO ENTORNO?



4. ¿CÓMO SE REPRESENTAN LAS REACCIONES QUÍMICAS?



5. UN COHETE DE ALKA-SELTZER



6. ¿DISOLVER O CONCENTRAR? ¡HE AHÍ EL DILEMA!



37

29

49

19

57



Propósito

La presente unidad busca ampliar la comprensión y representación de las reacciones químicas, así como la manera de realizar los cálculos estequiométricos según diferentes reacciones químicas. El estudiante estará en la capacidad, además, de saber, en una reacción determinada, qué es y cuál es el reactivo límite. Precisamente, una de las formas de evaluar esta guía es si cada estudiante logra la correcta determinación de las cantidades de productos formadas en una reacción química.

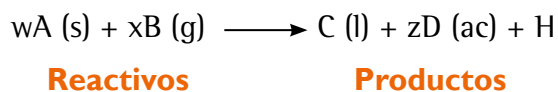


Introducción

Las reacciones químicas se representan con ecuaciones que contienen, en la parte izquierda, las fórmulas de los reactivos, y en la derecha, las fórmulas de los productos. Estas dos partes están separadas (y vinculadas) por una flecha que indica el sentido en el que se produce la reacción.



La reacción química se representa a través de una ecuación química, en la que las sustancias iniciales se llaman reactivos y las finales reciben el nombre de productos.



La ecuación química anterior nos permite conocer la siguiente información:

- Los reactivos: en este caso son las sustancias A y B.
- Los productos: en esta ecuación son las sustancias C y D.
- Coeficientes estequiométricos: se encuentran representados por las letras minúsculas w, x, y, z. Indican la cantidad de cada una de las sustancias que participan en la reacción; generalmente son números enteros pequeños o números racionales sencillos.
- Estados de agregación: se escriben como subíndices e indican en qué estado está cada sustancia, por ejemplo, (s): sólido, (l): líquido, (g): gaseoso, (ac): en disolución acuosa.
- Energía de la reacción: se representa como ΔH y generalmente se escribe al lado derecho de la ecuación. Si este valor es negativo, nos indica que la reacción es exotérmica, es decir, que libera energía; si el valor es positivo, significa que la reacción es endotérmica y por lo tanto absorbe energía.
- Sentido de la reacción: se representa con una flecha horizontal ($\longrightarrow$) e indica el sentido en el que se desarrolla la reacción y cuáles son los productos formados. En algunas ocasiones, sobre ella se anota el catalizador, si la reacción lo requiere para favorecer la formación de los productos.

Cálculos estequiométricos

Para realizar un cálculo estequiométrico, los estudiantes deben tener claro lo siguiente:

- Partir de una ecuación balanceada.
- Conocer la pureza de cada uno de los compuestos que intervienen en la reacción.
- Saber el reactivo límite, el cual nos determina qué cantidad de producto podemos obtener.
- La cantidad de productos que se pueden obtener a partir de ciertas cantidades conocidas de reactivos.
- La eficiencia de la reacción.



Ideas previas

Materiales

- 7 tornillos, 10 tuercas redondas, 8 tuercas cuadradas y 14 arandelas.

1.

¿Qué símbolo le asignaría a cada uno de estos objetos?

Tornillos: _____

Tuercas redondas: _____

Tuercas cuadradas: _____

Arandelas: _____



2.

Cada estudiante debe unir los diferentes objetos y, a partir de esta labor, debe deducir la fórmula que le corresponde a cada uno.

3.

Para la siguiente actividad se toman 4 tornillos, 4 tuercas cuadradas y 6 arandelas, y se obtiene un producto formado por 2 tornillos, 1 tuerca cuadrada y 3 arandelas.

- Representar la “reacción” teniendo en cuenta la cantidad de cada clase de objetos, tanto en los reactivos como en los productos.
- Solicitar que se realicen tres reacciones similares y se determine qué objeto se agota primero.



Representación de la reacción

Los estudiantes deben reunirse por grupos y debatir con los compañeros acerca de la clasificación y las “reacciones” realizadas, y de cómo se relacionan ellas con la química.

Observación y experimentación



Contrastación de datos experimentales en la determinación de la cantidad de bicarbonato de sodio en una pastilla de Alka-Seltzer

Objetivos

1. Determinar, mediante dos métodos diferentes, la cantidad de dióxido de carbono liberado luego de la reacción del bicarbonato de sodio con el ácido acético.
2. Relacionar los resultados para determinar la cantidad de bicarbonato de sodio presente en una pastilla de Alka-Seltzer y expresarla como porcentaje en peso.

Materiales y reactivos

- 1 vaso de precipitados de 250 ml
- 1 vidrio de reloj
- 1 probeta de 100,0 ml
- 1 termómetro de -10°C a 360°C
- 1 recipiente metálico, soporte universal, pinzas
- 1 balón redondo con desprendimiento lateral y manguera
- 1 regla de 30 cm
- 1 tableta de Alka-Seltzer
- Vinagre comercial (típicamente, ácido acético acuoso al 5%)

Planteamiento del problema

Los estudiantes utilizarán dos métodos para determinar la cantidad de bicarbonato en una pastilla de Alka-Seltzer. Se plantea averiguar cuál de ellos se acercará más al dato teórico que se puede calcular a partir de la información suministrada en el empaque.

Predicciones individuales

¿Qué método, cree usted, se acercará más al valor teórico y por qué?



Procedimiento

Primera parte: por pérdida de masa

Estos son los pasos que debe seguir cada estudiante:

1. Con los datos del empaque del Alka-Seltzer, calcule el porcentaje teórico de NaHCO_3 .

2. Divida la pastilla de Alka-Seltzer en 4 partes, no necesariamente iguales.
3. Pese una de esas partes del Alka-Seltzer (W_1).
4. En el vaso de precipitados de 100 ml, vierta 20 ml de ácido acético.
5. Pese el vaso de precipitados cubierto con un vidrio de reloj, y además el pedazo de Alka-Seltzer, pero sin dejarlo caer dentro del ácido (W_2).
6. Adicione la parte de pastilla al ácido acético del vaso y deje reaccionar hasta que finalice la efervescencia.
7. Cubra el vaso con el vidrio de reloj y péselo (W_3).
8. Por diferencia de masa, calcule los gramos de CO_2 ; y por estequiometría, los gramos de NaHCO_3 en la pastilla.
9. Calcule el porcentaje.

Segunda parte: porcentaje de NaHCO_3 por desplazamiento de agua

Estos son los pasos que debe seguir cada estudiante:

1. Pese una parte del Alka-Seltzer (W_1).
2. En un balón con desprendimiento, adicione 20 ml de ácido acético.
3. Llene una probeta con agua e introdúzcala invertida en una cubeta.
4. Adicione la parte de pastilla al ácido y tápelo. Déjelo reaccionar y observe el volumen de agua desplazado de la probeta.
5. Por ecuación de estado, calcule los moles de CO_2 recogido, y por estequiometría los gramos de NaHCO_3 en la pastilla.
6. Calcule el porcentaje.



Resultados

Primera parte

	Primer ensayo		Segundo ensayo	
	Masa (g)	Incertidumbre (g)	Masa (g)	Incertidumbre (g)
Peso del vaso de precipitados + 20,0 ml de vinagre + vidrio de reloj				
Muestra de Alka-Seltzer				
Peso del vaso de precipitados + vinagre + vidrio de reloj + residuos de la pastilla después de la reacción				
Masa de CO ₂ desprendido				

Segunda parte

	Primer ensayo		Segundo ensayo	
	Masa (g)	Incertidumbre (g)	Masa (g)	Incertidumbre (g)
Masa de pastilla de Alka-Seltzer				
Temperatura del baño (°C)				
Volumen de CO ₂ y vapor de agua recogido (ml)				
Altura de la columna de agua (mm)				
Presión de vapor de agua tomada de tablas (mm Hg)				
Presión de CO ₂ (mm Hg)				
Moles de CO ₂ recogidos				
% NaHCO ₃				

Análisis de resultados

Conclusiones



Actividades complementarias

La química de la casa

1.

La cocina de cada uno de nuestros hogares es una fuente de continuas reacciones químicas y de una serie de relaciones entre cantidades de sustancias. Por ejemplo, elaborar un buen arroz con pollo requiere de una serie de ingredientes y combinaciones, con una determinada cantidad de cada uno. Por grupos de trabajo, los estudiantes deben elaborar la lista de todos los ingredientes necesarios para preparar arroz con pollo y contestar las siguientes preguntas:

- ¿Qué ingredientes son fundamentales para preparar arroz con pollo?

- ¿Qué ingredientes se pueden considerar como secundarios (condimentos) para preparar este tipo de plato?

- ¿Debe haber algún tipo de relaciones o proporciones entre los ingredientes para preparar el arroz con pollo? Contesten sí o no y justifiquen su respuesta.

- Den cinco ejemplos de preparación de alimentos y resuelvan los anteriores cuestionamientos.

2.

Un fabricante de bicicletas tiene 6050 ruedas, 4023 cuadros y 3155 manubrios. ¿Cuántas bicicletas pueden fabricarse usando estos componentes? ¿Cuántos componentes de cada tipo sobran? ¿Cuál componente es el “reactivo” límite, en cuanto determina la cantidad máxima de bicicletas que se pueden producir?

3.

El amoníaco gaseoso puede prepararse haciendo reaccionar un óxido metálico (por ejemplo el óxido de magnesio) con cloruro de amonio.



- Si mezclamos 150 g de MgO del 95 % de pureza con 250 g de NH_4Cl del 92 % de pureza, complete el siguiente cuadro:



49

**5. UN COHETE
DE ALKA-SELTZER**



37

**4. ¿CÓMO SE
REPRESENTAN
LAS REACCIONES
QUÍMICAS?**



29

**3. ¿PUEDEN SER
SEPARADAS LAS
SUSTANCIAS QUE ESTÁN
EN NUESTRO ENTORNO?**



19

**2. ¿TODOS LOS CAMBIOS
QUE OCURREN
A NUESTRO ALREDEDOR
SON IGUALES?**



57

**6. ¿DISOLVER
O CONCENTRAR?
¡HE AHÍ
EL DILEMA!**



7

**1. ¿CUÁL ES
LA IMPORTANCIA
DE LAS UNIDADES
DE MEDIDA?**

5. UN COHETE DE ALKA-SELTZER



Propósito

La siguiente unidad pretende que el estudiante integre conceptos de la química y de la física. Se impulsará un cohete sencillo mediante una reacción química, y se le pedirá al estudiante que identifique qué variables y de qué manera afectarán estas al cohete, para que logre una altura máxima.



Introducción

Para que un cohete pueda salir impulsado de su plataforma deberá recibir un empuje mayor que su propio peso. Para lograr un empuje mayor, tendrá que experimentar una presión de escape suficiente para elevarlo por el aire algunos metros. Aquí hay una convergencia de dos áreas de la ciencia. Por un lado, la parte química, en la que se genera un gas mediante una reacción química; este gas, al ser confinado en una pequeña recámara, hará que la presión en su interior sea superior a la que puede soportar el sello creado con la tapa en el recipiente. De otro lado, está la parte física, que ayudará a determinar las condiciones para que el cohete logre una altura máxima. Por ello es conveniente dar una mirada por separado a cada uno de los aspectos, como efectivamente se hará a continuación.

Aspectos físicos: el cohete se eleva al recibir una aceleración inicial. Para hallar esta aceleración, se debe tomar en cuenta la definición de presión como fuerza / área. La fuerza que se va a vencer debe ser el peso del cohete, que incluye el agua contenida inicialmente en el tanque del mismo. Con medidas sencillas se puede determinar el diámetro y, con este, el área del tubo. La aceleración será la división de la fuerza calculada, dividida entre la masa del conjunto cohete-agua-Alka-Seltzer. Por conservación de energía (potencial, cinética, mecánica), se podrá determinar la energía potencial almacenada instantes antes de que se libere la presión del frasco, y determinar así la altura máxima a la que llegará todo el conjunto del cohete. Otra alternativa es suponer un impulso generado por el alivio de presión. Ese impulso sería tomado como la presión del gas por el área transversal del frasco, que se convertiría en fuerza, y esta, multiplicada por un delta de tiempo que puede asumirse en 100 milisegundos.

Aspectos químicos: para poder elevarse, el cohete necesita que se generen gases a presión en su interior, los cuales en este caso se forman por una reacción

química entre el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) y el ácido cítrico, y se liberan al poner en contacto la tableta de Alka-Seltzer con el agua. La etiqueta indica las cantidades de bicarbonato y, por lo tanto, se puede encontrar el número de moles de dióxido de carbono desprendidos en la reacción; asimismo, se puede determinar con una pipeta el volumen disponible para el gas, conocer la temperatura ambiente, la presión de vapor de agua a esa presión y, en últimas, la presión máxima que lograría almacenarse en el recipiente. Hay que tener en cuenta que, en este experimento, la tapa se libera espontáneamente de forma no controlada, y que la presión dependerá del sello que esta realice con el frasco. Con una serie de experimentos adicionales se podría determinar exactamente en qué rango de presiones se libera la tapa.

Ideas previas

En el siguiente cuadro, cada estudiante debe hacer una lista de cada variable o parámetro que, considere, afecta la altura máxima que alcanza el cohete propulsado con CO_2 .

Variable	Naturaleza física o química	Cómo afecta esta variable al experimento	Valores en la segunda prueba

A continuación, por grupos, los estudiantes deben hacer una socialización, buscando predecir de la mejor manera el comportamiento que posteriormente evaluarán mediante la experimentación.



Observación y experimentación

Actividad previa del profesor

Los “cohetes” que usaremos son pequeños recipientes plásticos, por ejemplo los tarritos de Redoxón o los recipientes plásticos en donde vienen los rollos de fotografía; en todo caso, lo que se necesita es que la tapa sea de ajuste a presión y no de rosca. Además, se necesitan una toalla absorbente de cocina y un par de tabletas de Alka-Seltzer. El ejercicio inicial es hacer los cohetes colocando cartón o papel grueso alrededor del tarrito, teniendo cuidado que la tapa del frasco quede hacia abajo y, con más papel, hacerles una punta cónica en el extremo opuesto del tarro. Lo que se va a hacer, una vez terminado cada cohete, es agregarle una cantidad de agua hasta la mitad del recipiente, introducirle una tableta de Alka-Seltzer y tapar de inmediato para que acumule la mayor cantidad de gas; después, colocarlo en posición vertical, listo para que, apenas haya alivio de presiones, salga lanzado hacia arriba.

Planteamiento del problema

Se dispone de un recipiente que hace parte de un cohete, al cual se le agregará agua como impelente.

Predicción individual

¿Qué sucederá si se agrega cada vez una cantidad diferente de agua al recipiente?

Para esta actividad se dispone de 5 minutos.

Predicción grupal

Se socializan en el grupo las predicciones y se argumentan, con el fin de escoger la que consideren más pertinente, y la escriben como predicción del grupo.

Socialización de las predicciones grupales

Por grupos, se leen las predicciones que escogieron, y se escriben en el tablero.

El docente realiza la demostración

El profesor toma el recipiente, que puede tener forma o no de cohete; pesa todo el conjunto (frasco + armazón de papel). Le agrega una cantidad definida de agua, equivalente a la mitad de la capacidad del recipiente, le añade una tableta de Alka-Seltzer y de inmediato pone la tapa, teniendo cuidado de que esta última quede orientada hacia abajo, de manera que los presentes no queden expuestos a algún accidente que afecte su integridad física. Previamente se ha colocado una toalla absorbente de cocina en lo que sería la “plataforma de lanzamiento” del cohete, con el fin de recoger el agua y los restos de la reacción derivada del Alka-Seltzer. Una vez se impulse el cohete por la liberación de los gases a presión en su interior, este alcanzará una altura máxima, la cual deberá ser medida con la mayor precisión posible. Sería conveniente lanzarlo cerca de una pared para poder establecer esa altura por comparación.

El docente debe realizar una segunda prueba, variando la cantidad de agua dentro del recipiente. Hay que tener en cuenta que la cantidad de Alka-Seltzer debe permanecer igual.



Formato para la práctica de los estudiantes

Práctica n.º:
Nombre de la práctica:
Curso:
Estudiantes:
Planteamiento del problema: Se dispone de un cohete que empleará agua como impelente. ¿Qué sucederá cada vez que se añada una cantidad diferente de agua?
Predicción individual:
Predicción grupal:

Actividades complementarias



1.

El estado gaseoso relaciona cuatro parámetros: n que representa la cantidad de materia o masa; P presión; T temperatura; y V volumen. Es frecuente que no se tenga claridad sobre lo que es un gas ideal. El ejercicio siguiente busca precisamente afianzar este concepto. “Un gas ideal es aquel que en todo momento cumple con la ecuación de estado de gases ideales”.

En el siguiente cuadro, cada estudiante debe completar las casillas faltantes (aparecen sombreadas entre los datos) según la ecuación de estado de gases ideales, y expresar su respuesta en las unidades que se solicitan.

Gas	Temperatura	Presión	Volumen	Masa
Ne	[°F]	50,7 MPa	400 m ³	95,76 kg
O ₂	300 °C	[kPa]	1500 l	178,45 lb
H ₂ O	550 °K	350,89 Pa	[m ³]	267,54 moles
CH ₄	900 °F	780,5 MPa	5000 l	[lb]
CO ₂	630 °K	75,00 psi	99,87 m ³	[kg]
N ₂	150 °C	[kPa]	350 l	350 moles

2.

Con frecuencia se suele emplear un único valor de la constante universal R de los gases. La situación se complica algo cuando se requieren otras unidades. En el siguiente ejercicio se busca conocer diferentes valores de R , que dependerán únicamente de las unidades en las que se trabaje.

Cada estudiante debe determinar el valor de R en las siguientes unidades:

6. ¿DISOLVER O CONCENTRAR? ¡HE AHÍ EL DILEMA!



7

1. ¿CUÁL ES LA IMPORTANCIA DE LAS UNIDADES DE MEDIDA?

19

2. ¿TODOS LOS CAMBIOS QUE OCURREN A NUESTRO ALREDEDOR SON IGUALES?

29

3. ¿PUEDEN SER SEPARADAS LAS SUSTANCIAS QUE ESTÁN EN NUESTRO ENTORNO?

37

4. ¿CÓMO SE REPRESENTAN LAS REACCIONES QUÍMICAS?

49

5. UN COHETE DE ALKA-SELTZER

57

6. ¿DISOLVER O CONCENTRAR?
¡HE AHÍ EL DILEMA!





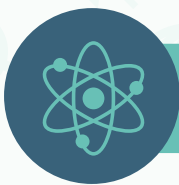
Propósito

En este capítulo se busca identificar las diferentes unidades con las que se puede expresar la concentración de una disolución, entre las cuales se encuentran las unidades de concentración química y las de concentración física.



Introducción

En la vida cotidiana se maneja de manera prácticamente automática la proporción existente de una sustancia en otra, como ocurre por ejemplo cuando se preparan unos huevos revueltos. En efecto, no es lo mismo adicionar una pizca de sal a un par de huevos revueltos que adicionar un gramo a una docena de huevos. Igualmente, la inmensa mayoría de alimentos industriales preparados, listos para consumir, traen diferentes unidades que expresan la concentración de sus ingredientes.



Ideas previas

En el cuadro siguiente, cada estudiante debe clasificar la mayor cantidad de unidades de concentración, según sean químicas o físicas, y dar al menos un ejemplo de la vida cotidiana en el que se use dicha unidad de concentración.

Unidad de concentración química	Nombre	Ejemplo cotidiano en la que aparece

Unidad de concentración física	Nombre	Ejemplo cotidiano en la que aparece

Observación y experimentación



Actividad previa del profesor

Se requiere que el docente previamente prepare unas disoluciones acuosas con una sal, como el CaCl_2 , a partir de las cuales se determinarán las diferentes unidades de concentración, agrupándolas en unidades químicas y unidades físicas.

Una forma muy didáctica e ilustrativa es separar disoluciones que contienen un soluto no volátil. Una solución acuosa como la del CaCl_2 , entre otras, resulta muy útil y de bajo costo, y permite ejemplificar un buen número de posibles unidades de concentración.

Como actividad previa de cada estudiante, se propone hacer una clasificación sencilla de las unidades de concentración más frecuentes, separándolas entre unidades físicas y unidades químicas, y tratando de ejemplificar cada una de ellas con una situación de la vida cotidiana.

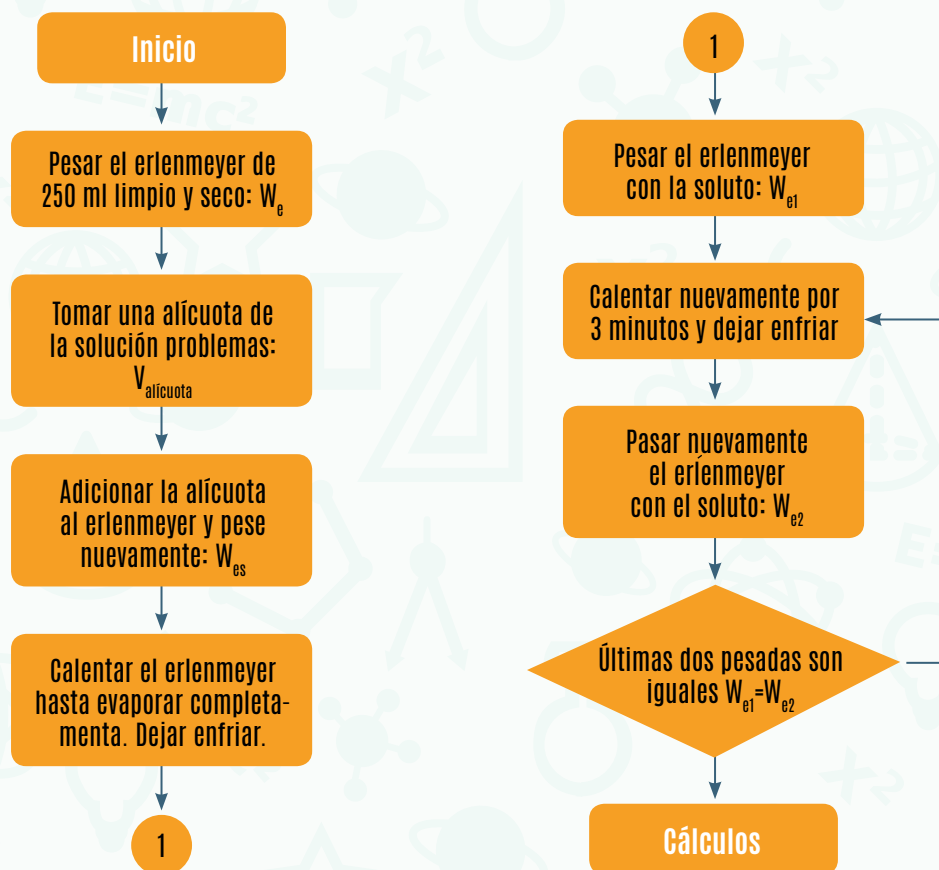
La segunda actividad, experimental, consiste en separar una disolución acuosa de CaCl_2 previamente preparada por el profesor. Para ello, los estudiantes deberán disponer de los siguientes materiales sugeridos, o reemplazarlos por el instrumental que permita encontrar los parámetros que se quieren determinar.

Materiales, equipos y reactivos

- 1 pipeta aforada de 10,0 ml o de 25,0 ml.
- 1 pipeteador o pera de succión
- 2 erlenmeyer de 250 ml.
- 1 balanza, de ser posible semianalítica, idealmente de 3 decimales.
- 1 placa de calefacción o una plancha de calentamiento (1 mechero, en caso de no disponer de la plancha de calentamiento).
- Disoluciones acuosas de CaCl_2 de diferentes concentraciones.

El procedimiento que los estudiantes deben seguir es muy sencillo: consiste en tomar un volumen exacto conocido de la muestra problema asignada, volumen al que se le llama alícuota, y que para este caso puede ser de 10,0 ml, medido con la pipeta aforada. Este volumen es llevado a un erlenmeyer seco y previamente pesado. Una vez que contenga la disolución acuosa, se pesará nuevamente el erlenmeyer, ahora con el líquido. A continuación se lleva el erlenmeyer a evaporación total sobre la plancha de calefacción o sobre el mechero, teniendo cuidado de no perder el soluto hacia el final de la evaporación. Una vez se enfríe de forma natural el erlenmeyer, se pesará y se anotará este valor. Para asegurarse de una desecación completa, es necesario proceder a un nuevo calentamiento del erlenmeyer por 3 minutos más; hay que esperar luego a que se enfríe a temperatura ambiente y nuevamente pesarlo. Si las dos últimas lecturas coinciden, no es necesario un tercer calentamiento. Una vez concluida esta etapa, se procederá a repetir todo el procedimiento anterior para un segundo ensayo. Se podría cambiar el volumen de la alícuota pero no es necesario.

El esquema siguiente facilitará el desarrollo de la práctica.



Actividad

Con base en el desarrollo del procedimiento según el diagrama de flujo anterior, cada estudiante debe completar la siguiente tabla:

Datos adquiridos

Peso de erlenmeyer vacío: W_e (g)	
Alícuota (ml)	
Peso de erlenmeyer y alícuota: W_{es} (g)	
Peso del erlenmeyer después del 1er. calentamiento: W_{e1} (g)	
Peso del erlenmeyer después del 2o. calentamiento: W_{e2} (g)	
Peso de erlenmeyer después del 3er. calentamiento: W_{e3} (g)	

Cálculos Preliminares

Masa de CaCl_2 (g)	$(W_{e3} - W_e)$	
Volumen disolución (l)	$V_{\text{alícuota}} / 1000$	
Moles de CaCl_2	$(W_{e3} - W_e) / 111$	
Masa de disolución (g)	$(W_{es} - W_e)$	
Masa de disolvente (g)	$(W_{es} - W_{e3})$	

Unidades físicas de concentración

% w/w	$(W_{e3} - W_e) / (W_{es} - W_e) * 100$	
% w/v	$(W_{e3} - W_e) / V_{\text{alícuota}} * 100$	

Unidades químicas de concentración

M	$[(W_{e3} - W_e)/111] / V_{(alícuota)} * 1000$	
N	$[(W_{e3} - W_e)/111] / V_{(alícuota)} * 1000 * 3$	
m	$[(W_{e3} - W_e)/111] / (W_{es} - W_e) * 1000$	
ppm (1)	$(W_{e3} - W_e) / (W_{es} - W_e) * 10^6$	
ppm (2)	$(W_{e3} - W_e) * 103 / V_{(alícuota)} * 10^{-3}$	



Actividades complementarias

1.

La concentración de algunas vitaminas y antibióticos se expresa en UI. ¿Qué representa esta unidad?

2.

Para los gases se suele expresar la concentración de contaminantes en ppm o, en algunos casos, en mg / m³ ¿Cómo se pasa de una unidad a otra, para el caso del monóxido de carbono?

- ¿Qué nombre recibe la operación de añadir más solvente?

- ¿Qué nombre recibe la operación de añadir más soluto?

- ¿En qué consiste el proceso de cristalización?

Referencias bibliográficas

- Atkins, W.; Jones, L. (2006). *Principios de química*. 3ª. ed. Buenos Aires: Panamericana.
- Brown, T.; Lemay, E.; y Burten, B. (2004). *Química, la ciencia central*. 9ª. ed. México: Prentice Hall.
- Chang, R. (2002). *Química general*. 7ª. ed. México: McGraw Hill.
- Dean, J.A. (1990). *Lange Manual de Química*, México: McGraw Hill.
- Hernández, L.; Avendaño, L.; Vásquez, Y. (2011). *Laboratorios de química para ingenieros*. 1ª ed. Bogotá: Universidad Central.
- Kotz, J.; y Treichel, P. (2005). *Química y reactividad química*. 6ª. ed., México: Thomson.
- Petrucci, R.; Harwood, W. (1999). *Química general*. 7ª ed. Madrid: Prentice Hall Iberia.
- Torres, M. (2004). *Lo esencial sobre las reacciones químicas*. Madrid: Anaya.
- Whitten, K. (2009). *Química*. 8ª ed. México: Cengage Learning.



Aprendizaje activo de la química es una cartilla que brinda a los docentes algunas estrategias metodológicas a la hora de abordar contenidos programáticos de los grados 10.º y 11.º de la educación media.

Si bien esta cartilla fue pensada para los profesores, tiene actividades orientadas a los estudiantes, que, más que resolverles dudas, buscan generar en ellos un mayor interés por su entorno, por su comunidad, por incentivar un sentido global; de ahí que busque reforzar el procedimiento del método científico mediante la predicción, la observación, la discusión y la síntesis.