

Capítulo 2

Prácticas de química

William Fernando Patarroyo

Me levanto de un profundo sueño en un lugar donde no existe la química, no hay pesticidas, no hay contaminación, no hay centrales nucleares. Respiro aire puro. Parece un buen lugar, ¿No?

Hago mi cama, preparo mi mochila, tomo mi vaso de leche. ¡Espera! ¿Dónde está mi vaso de leche? Claro, no hay pasteurización, ni *bactofugación*, ni ningún proceso químico parecido. Bueno, puedo vivir sin leche, así que tomé mi tostada y me fui a lavar los dientes, pero sin pasta de dientes y sin jabón, sin ningún producto de limpieza: todos son fruto de la química.

Ya me estoy mosqueando, voy al colegio sin lavarme los dientes y sin un buen desayuno, pero bueno, me consuela que no hay radiación ni CO_2 en la atmósfera; quizá tenga que hacer ese sacrificio para vivir más sano. Espera. Llueve. ¿Dónde está mi paraguas de plástico? Plástico... hecho de polímeros y obtenido también por la química. ¡Otro utensilio de la ciencia que no voy a poder utilizar! Voy a mi instituto, con una hoja en la cabeza de la *cala* que tiene mi madre en el jardín. Algo evitará que me moje. Como llueva muchos días más, me voy a quedar sin maceta.

Llego al colegio, mojado, ¿por qué estamos solo cinco personas en clase? ¡El motor! El motor del autobús que trae a mis compañeros de los pueblos cercanos funciona mediante la combustión de la gasolina, pero claro, no hay combustión, no hay energía, no hay autobús.

Comienza la clase de matemáticas y cuando voy a escribir mi $2+2=4$, ¿por qué mi boli no pinta? Es nuevo, lo compré ayer, ¡Ah! la tinta está formada por colorante, resinas, disolventes y algunos aditivos, y todo eso es producto de la ciencia, así que, me quedo sin hacer mis deberes.

Vuelvo a casa una hora antes de lo normal, porque no existe la química y, por lo tanto, no tengo esa asignatura. ¡Menos mal, algo bueno debía tener este día!

Al llegar la tarde preparo mi bocadillo para merendar antes de irme a entrenar, y cuando lo voy a envolver me falta el papel de plata. Pues nada, a por la segunda hoja de la *cala* de mi madre.

Regreso de entrenar, cansado y sediento. Voy a la nevera a coger mi bebida energética: ¡Oh no! ¡Otro producto de la química! Me tengo que amorrar al grifo y a cenar.

Me voy a la cama y comienzo a pensar, ¿En mi cuerpo no ocurre la respiración celular?, ¿Mi cuerpo no realiza la glucólisis?, ¿Mi cuerpo no utiliza biocatalizadores?, ¿En mi cuerpo no hay enzimas?, ¿Todo esto no es químico?

Miro mi mano: ¡está desapareciendo! No noto mis pies, ¡se están gangrenando!, siento un dolor insoportable y una gran angustia. ¡Ayuda, ayuda! grito. Cierro mis ojos fuertemente. Es mi fin.

Pellizco fuerte mi brazo y despierto, voy corriendo al baño: está mi pasta de dientes. Miro mi garaje: está ahí mi paraguas. Y miro mi jardín: mi *cala* está sana y salva. Menos mal, ha sido toda una horrible pesadilla. No quiero volver a pasar un día sin química.

Tomado de Ángel Sanclemente Casermeiro. 2011 IES Mor de Fuentes. Monzón (Huesca)
Blog de divulgación del Instituto de Síntesis Química y Catálisis Homogénea

Práctica 1. Estructura atómica

Resultados de aprendizaje		
Actitudinal	Conocimiento	Desempeño
<ul style="list-style-type: none"> · Observar el experto de emisión de algunas sales mediante el color del elemento a la exposición en llama · Calcular la longitud de onda general para las sales utilizadas 	<ul style="list-style-type: none"> · Recordar el espectro electromagnético y la aplicación de cada zona · Discutir los espectros de emisión de los elementos 	<p>Crear estrategias que permitan aprovechar el potencial individual de los participantes de un grupo para solucionar un problema o terminar un objetivo</p>

Conocimientos previos

Newton demostró en el siglo XVII que la luz blanca está constituida por diversos componentes de color y que cada elemento en estado gaseoso tiene un espectro de emisión y absorción único. Esto llevó a estudiar la interacción de la radiación electromagnética con la materia, dando como resultado el descubrimiento de más elementos y el desarrollo de multitud de técnicas útiles para la identificación de elementos y compuestos.

Los espectros de absorción no muestran una distribución continua en las longitudes de onda entre el infrarrojo ($>700\text{nm}$) y el ultravioleta ($<400\text{nm}$), longitudes de onda donde se encuentra la luz visible. Más bien se observan líneas brillantes a determinadas longitudes de onda que son complementarias con las zonas oscuras en los espectros de emisión (Chang y Goldsby, 2013).

Tras la excitación electrónica inducida por el aumento de la temperatura, en este laboratorio los procesos de absorción y emisión del espectro electromagnético serán observados con el fin de entender su funcionamiento y la razón que lleva a las aplicaciones que se basan en este fenómeno.

Cuestionario pre-informe

1. Investigue las longitudes de onda de las ondas electromagnéticas de los colores primarios y secundarios (violeta, azul, verde, amarillo, naranja y rojo).
2. ¿Cómo se organizan los electrones en los niveles y subniveles del átomo?
3. ¿Cómo está dividido el espectro electromagnético?
4. ¿Cómo se descubrió la composición molecular del sol?
5. ¿Qué es espectro de emisión y espectro de absorción?
6. Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
7. Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar (H y P).
8. Diseñe las tablas para la toma de datos.

Materiales y recursos pedagógicos

Materiales

- Vasos de precipitado de 100mL.
- Espátula.
- Varillas de agitación.
- Pipeta de 10mL.
- Pipeteadores.

Reactivos

- Cloruro de potasio.
- Cloruro de sodio.
- Sulfato de sodio.
- Cloruro de estroncio.
- Cloruro de litio.
- Cloruro de potasio.
- Sulfato de cobre.
- Cloruro de bario.

Equipo de seguridad

- Bata de laboratorio blanca.
- Guantes quirúrgicos desechables.
- Gafas de protección.
- Tapabocas quirúrgicos.
- Kit de bioseguridad.

Material por parte del estudiante

- 1 atomizador pequeño.
- 200mL de alcohol (por grupo).
- Fósforos.
- Cinta de enmascarar o marcador para rotular.
- Jeringa de 10mL.

Procedimiento

1. Preparar 50mL de solución saturada de cada una de las sales.
2. Pasar la solución al atomizador verificando que el recipiente esté completamente limpio.
3. Encender el mechero y graduar la llama hasta que se torne completamente azul, o encienda el mechero de alcohol.
4. Presionar el atomizador ubicándolo de abajo hacia arriba en un ángulo aproximado de 45° en dirección a la llama. Hacerlo a 15cm de esta. Repetir el procedimiento con cada sal y observar el fenómeno en cada caso.
5. Tener cuidado de que al otro lado del mechero no se encuentre nadie ni haya algún elemento que pueda ser dañado.

6. Este procedimiento se realizará con la ayuda de su profesor.
7. Registrar los fenómenos observados para cada sal.

Actividad 9

Análisis de datos

Realice la discusión de los resultados obtenidos. Para una mejor comprensión de la información use tablas y gráficas de ser posible.

Recomendaciones para la presentación de los resultados y la discusión

Coloque (si es preciso) en tablas o cuadros sus resultados o gráfíquelos, esto le permitirá describirlos mejor y compararlos. Puede incluir los resultados de sus otros compañeros de clase. La discusión debe hacerse con base en sus resultados y los obtenidos por otros autores o compañeros de clase. Siempre debe darle un sustento bibliográfico a su discusión.

Cuestionario informe

- ¿Qué produce que el color de la llama sea específico en cada sustancia?
- ¿De acuerdo con el color de la llama observado, diga aproximadamente en qué longitud de onda emite cada sal y haga los cálculos para indicar su frecuencia y su energía? Realice los cálculos usando la ecuación:

$$E = h \cdot \nu \quad E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \quad (4)$$

Ecuación de Planck (1).

Donde h es la constante de Planck= $6,63 \cdot 10^{-34}$ J.S

C es la velocidad de la luz = $3,00 \cdot 10^8$ m/s

ν es la frecuencia de la honda

λ es longitud de onda

¿Cuál sal emitió radiación con mayor energía y por qué?

¿Qué relación tiene la energía con la longitud de onda?

Conclusiones

Elabore tres (3) conclusiones respecto a sus hallazgos en la práctica.

1. _____

2. _____

3. _____

Entregable (informe)

Ver la información al respecto ubicada al inicio de este manual.

Referencias

Chang, R. y Goldsby, K. (2013). *Química*. McGraw-Hill.

Práctica 2. Leyes de los gases

Resultados de aprendizaje		
Actitudinal	Conocimiento	Desempeño
Asumir la responsabilidad pertinente para el trabajo en laboratorio con el fin de disminuir el riesgo de cualquier accidente	Explicar las leyes de los gases	Aplicar la ley de los gases para la solución de problemas cotidianos. Manipular diferentes instrumentos teniendo en cuenta el comportamiento de los gases

Conocimientos previos

La relación entre la temperatura y el volumen de un gas a presión constante fue estudiada por primera vez en 1787 por el francés Jacques Charles, quien encontró que el aumento de la temperatura de un gas causaba su expansión. Desde la teoría cinética esta conexión, denominada Ley de Charles por Gay-Lussac en honor al trabajo no publicado de Jacques, significa que con el incremento de la temperatura la velocidad de colisión de las moléculas aumenta y el volumen ocupado por el gas es mayor (Brady, 1988).

Un ejemplo de esta ley en la vida cotidiana se puede observar en la preparación de crispetas, que ocurre por el calentamiento del agua presente en los granos. Esto produce su expansión, aumentando la presión en el centro del grano hasta lograr romper su corteza, exponiendo el almidón del interior.

En esta práctica se comprobará experimentalmente la ley de Charles, mediante la medición de la expansión de un gas por medio del desplazamiento de un líquido.

Cuestionario pre-informe

1. ¿En qué consiste la teoría cinético molecular de los gases ideales?
2. ¿Que explica la ley de Charles?
3. ¿De qué está compuesto el aire y en qué concentración se encuentra cada gas?
4. ¿A qué temperatura se condensa cada uno de los gases presentes en el aire?
5. ¿Qué otras leyes describen el comportamiento de los gases ideales?
6. Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
7. Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar (H y P).
8. Diseñe las tablas para la toma de datos.

Materiales y recursos pedagógicos

Materiales

- Vaso de precipitado 1L.
- Termómetro.
- Pinzas para soporte universal.
- Tubo de desprendimiento lateral.
- Tapones para cada tubo.
- Probeta.
- Soporte universal.
- Mangueras.
- Vasija grande.

Equipos

- Plancha de calentamiento.

Equipo de seguridad

- Bata de laboratorio blanca.
- Guantes quirúrgicos desechables.
- Gafas de protección.
- Tapabocas quirúrgicos.
- Kit de bioseguridad.

Material por parte del estudiante

- Una taza ancha.
- Cinta de enmascarar o marcador para rotular.
- Jeringa de 10mL.
- Botella de vidrio.
- Bombas.
- Alcohol.

Procedimiento

Efecto de la presión y la temperatura en los líquidos

1. Con la jeringa tomar 5mL de alcohol.
2. Con un dedo o silicona sellar la entrada de la jeringa y halar el embolo.
3. Observar el comportamiento del líquido.

Expansión de los gases por temperatura

Realizar el montaje observado en la figura 1.

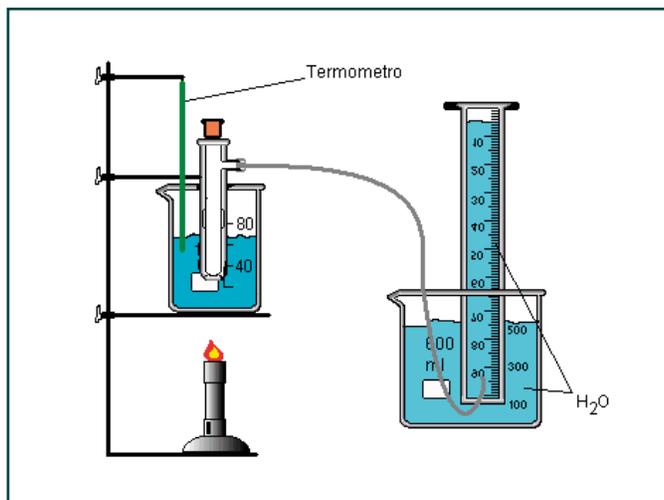


Figura 1 Montaje ley de charles

Fuente: elaboración propia

1. Tapar herméticamente el tubo de ensayo vacío. Verificar que no queden escapes en la manguera ni el tapón. De lo contrario el experimento no funcionará.
2. Llenar una probeta con agua casi hasta su totalidad. Invertir sobre el vaso de precipitados y registrar la cantidad de aire atrapado.
3. Iniciar el calentamiento lentamente. Controlar la temperatura (siendo la temperatura inicial la temperatura ambiente) y observar el cambio en el volumen de aire en la probeta.
4. Finalizar el experimento cuando la temperatura de ebullición sea constante (punto de ebullición del agua).
5. Realizar una tabla donde tome la temperatura y la cantidad de aire expandida.
6. Para saber el volumen inicial del aire llenar el tubo con desprendimiento y la manguera con agua. Luego verter el agua en una bureta y anotar el volumen. Este será el volumen inicial del gas.

Actividad 10

Análisis de datos

1. Realice una gráfica de temperatura (K) versus Volumen (L). Con ayuda de la regresión lineal de esta gráfica indique cuál será el volumen del gas a tres diferentes temperaturas.
2. Discuta por qué el gas se expande y explique cuál es el comportamiento de las moléculas en relación con la temperatura.

Recomendaciones para la presentación de los resultados y la discusión

Coloque (si es preciso) en tablas o cuadros sus resultados o gráfíquelos, esto le permitirá describirlos mejor y compararlos. Puede incluir los resultados de sus otros compañeros de clase. La discusión debe hacerse con base en sus resultados y a los obtenidos por otros autores o compañeros de clase. Siempre debe darle un sustento bibliográfico a su discusión.

Cuestionario informe

1. Calcule la cantidad de moles de aire presentes en el tubo de ensayo o la botella.
2. Calcule la constante universal de los gases R teniendo en cuenta los datos obtenidos en el laboratorio y la ecuación de los gases reales, usando la ecuación 2.
3. ¿Cuál es la diferencia entre gases reales y gases ideales?
4. ¿Cuántas moles hay en 1L de aire a 18 °C y la presión atmosférica de Bogotá?
5. Escriba por lo menos una ecuación que describa el comportamiento de los gases reales.

$$PV = nRT$$

(2)

Ley de los gases reales (2).

Donde P es la presión.

V es el volumen.

n es mol.

R es la constante universal de los gases = 0.08216 atm.L/mol.K.

T es la temperatura.

Conclusiones

Elabore tres (3) conclusiones respecto a sus hallazgos en la práctica.

1. _____

2. _____

3. _____

Entregable (informe)

Ver la información al respecto ubicada al inicio de este manual.

Referencias

Brady, J. (1988). *Química básica*. Limusa.

Bibliografía complementaria

Castellan, G. (1987). *Fisicoquímica* (2ª ed.). Pearson.

Práctica 3. Medición de la densidad de líquidos y sólidos

Resultados de aprendizaje		
Actitudinal	Conocimiento	Desempeño
Asumir responsabilidad en cuanto al trabajo en grupo	Explicar el uso práctico de una ecuación	<ul style="list-style-type: none"> Despejar ecuaciones matemáticas básicas Emplear el uso de herramientas para la toma de datos en laboratorio

Conocimientos previos

Las propiedades físicas de la materia pueden ser medidas, alteradas o modificadas sin que su estructura atómica sufra ningún tipo de cambio, debido a que no hay cambios químicos durante la medición (Tipler y Mosca, 1999).

Las propiedades medibles se denominan magnitudes. Si estas se miden directamente con un patrón de referencia se dice que son fundamentales. Ahora, si las propiedades se miden a partir de las fundamentales son llamadas propiedades derivadas.

Los materiales tienen propiedades físicas que son invariables de la cantidad de materia que se tenga. Sin embargo, algunas propiedades como la masa y el volumen son extrínsecas, ya que dependen de la cantidad de materia y no permiten la caracterización de materiales o elementos (Patiño, 2010).

La densidad de una propiedad física específica que es propia de cada sustancia y no varía con la modificación de la masa o el volumen. En la práctica se identificarán las densidades de diferentes sustancias y se verá su diferencia con relación con el método utilizado.

Cuestionario pre-informe

- ¿Qué es la densidad?, ¿Cuál es su fórmula matemática y sus unidades?, ¿Es una propiedad extensiva o intensiva?
- Investigue las metodologías para determinar la densidad de líquidos y sólidos.
- ¿Cómo se usa el principio de Arquímedes para determinar la densidad de sólidos irregulares?
- ¿Cómo se relaciona la temperatura y la densidad?
- Averigüe las propiedades físicas de las sustancias que se van a utilizar.
- Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
- Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar.
- Diseñe las tablas para la toma de datos.

Materiales y recursos pedagógicos

Materiales

- 2 probetas de 25 y 50mL.
- 2 pipetas de 1 y 5mL.
- Vaso de precipitados 100mL.
- 1 termómetro y picnómetro.

Reactivos

- Agua.
- Etanol.
- Aceite.

Equipos

- Balanza analítica.
- Balanza de brazo.

Equipo de seguridad

- Bata de laboratorio blanca.
- Guantes quirúrgicos desechables.
- Gafas de protección.
- Tapabocas quirúrgicos.
- Kit de bioseguridad.

Material por parte del estudiante

- 4 piezas pequeñas (aproximadamente 2cm de longitud) de diferentes metales conocidos (hierro, cobre, bronce, estaño y acero).
- 1 jeringa de 10mL.
- Gotero.
- Cinta de enmascarar o marcador para rotular.

Procedimiento

Densidad de líquidos

1. Pesar un vaso de precipitado de 100mL limpio y seco en una balanza de precisión. Registrar la masa.
2. Añadir 5mL de agua usando una de las pipetas de 10mL y volver a pesar el vaso (tener precaución de no regar líquido).
3. Repetir el procedimiento agregando 5mL cada vez hasta completar 25mL. Pesar el vaso cada vez que se añada 5mL más de volumen. El último peso será para el volumen de 25mL.
4. Vaciar y limpiar el vaso de precipitado. Repetir el procedimiento anterior con el etanol y el aceite. Registrar los datos en tablas para la entrega del informe.

Determinación de la densidad usando picnómetro

El picnómetro es un instrumento volumétrico de laboratorio de vidrio de volumen fijo, exacto y conocido (V_p). Para la determinación de la densidad de líquidos este se pesa vacío (w_p), luego se llena (incluido el capilar) con el líquido cuya densidad se desea saber, finalmente se pesa (w_{pl}). Con estos datos se calcula la densidad del líquido:

$$P = \frac{|w_{pl} - w_p|}{V_p} \quad (3)$$

Ecuación de la densidad usando picnómetro (3).

Donde W es presión.

P es presión.

V es volumen.

Para determinar la densidad de un líquido realice el siguiente procedimiento:

1. Pesar el picnómetro limpio y seco en una balanza de precisión.
2. Llenar el picnómetro con el líquido problema. Taparlo cuidando que el tubo capilar quede lleno y no haya burbujas de aire en el interior.
3. Secar el picnómetro por fuera y pesar en la balanza analítica.
4. Repetir cada pesada tres veces y calcular la densidad del líquido problema.
5. Registrar la temperatura del líquido problema.

Densidad en sólidos

Mida el volumen de varios sólidos irregulares. Pese cada pieza de metal tres veces y registre los datos.

1. Colocar 20mL de agua, suficiente hasta cubrir la pieza en una probeta graduada. Registrar el volumen de agua con precisión de 0,1mL.
2. Agregar la pieza de metal y registrar el volumen nuevamente.
3. Repetir el procedimiento anterior para cada uno de los demás metales y registrar los datos obtenidos.

Actividad 11

Análisis de datos

1. Para los líquidos elabore una gráfica: volumen (mL) versus masa (g). Puede utilizar una gráfica para los tres líquidos. Determine la pendiente de cada líquido para hallar la densidad.
2. Usando la ecuación 3 calcule la densidad de los líquidos con los datos tomados del picnómetro.
3. Busque las densidades teóricas de las sustancias usadas, compárelas con la densidad obtenida experimentalmente y calcule el error en cada caso.

4. A partir de los errores calculados en los líquidos indique cuál método es más eficiente para determinar la densidad.
5. ¿Qué puede concluir de lo anterior si se presenta una variación muy amplia entre los datos experimentales y los teóricos?

Recomendaciones para la presentación de los resultados y la discusión.

Coloque (si es preciso) en tablas o cuadros sus resultados o gráfíquelos, esto le permitirá describirlos mejor y compararlos. Puede incluir los resultados de sus otros compañeros de clase. La discusión debe hacerse con base en sus resultados y a los obtenidos por otros autores o compañeros de clase. Siempre debe darle un sustento bibliográfico a su discusión.

Cuestionario informe

1. ¿La densidad puede ser usada para determinar la pureza o identificación de un material?
2. ¿Se afecta la densidad de un líquido con los cambios de temperatura o de presión?
3. En el caso de los líquidos ¿Qué método permite tener mayor precisión para la determinación de densidad: a través de la regresión lineal o a través del cálculo masa sobre volumen?
4. ¿Cómo se relaciona la densidad y la temperatura?

Referencias

Patiño, M. y Valdés, N. (2010). *Química Básica* (2a ed.). Instituto Tecnológico Metropolitano.

Tipler, P. y Mosca, G. Tipler. (1999). *Física para la ciencia y la tecnología*. Reverté.

Bibliografía complementaria

Addleson, L. (1983). *Materiales para la construcción. Aspectos físicos y químicos de la materia y estructura de los materiales*. Reverté.

Atkins, J. (2006). *Principios de química: los caminos del descubrimiento* (3a ed.). Editorial Médica Panamericana.

Centro de Estudios Vector. (2004). *Matemáticas. Parte específica. Prueba de acceso a la universidad para mayores de 25 años*. Editorial MAD.

Engel, T., Reid, P. y Hehre, W. (2007). *Introducción a la fisicoquímica: termodinámica* (1ª ed.). Pearson.

Gillespie, R. (1990). *Química*. Reverté.

Profe Alfaro Cultura y Más. (2017, noviembre 5). *Indicador de pH casero/Repollo morado* [YouTube]. https://www.youtube.com/watch?v=s_ck4BCu25c&t=1s

Vera, K. (2018). *Diseño de un sistema para tratamiento de aguas residuales industriales, para el subproceso de elaboración de adhesivo de almidón (goma) en la industria "Cartones Nacionales Cartopel S.A."* [Trabajo de grado, Universidad Técnica Estatal De Quevedo]. Repositorio institucional UTEQ. <https://repositorio.uteq.edu.ec/items/00195177-de76-48b2-ac05-9682506f245f>

Práctica 4. Determinación de pH y caracterización de ácidos y bases

Resultados de aprendizaje		
Actitudinal	Conocimiento	Desempeño
Asumir responsabilidad en cuanto al trabajo en grupo	<ul style="list-style-type: none"> Diferenciar la clasificación del pH: ácido, neutro y básico Aprender a usar indicadores pH 	<ul style="list-style-type: none"> Manipular sustancias químicas corrosivas, teniendo las precauciones pertinentes Experimentar con indicadores de pH

Conocimientos previos

El pH, definido en 1909 por el químico danés Sorensen, es el logaritmo negativo de la concentración molar de los iones hidrógeno (H^+) o hidronio (OH_3^+). Con esta definición se evita el uso de números largos en la descripción de las condiciones de reacciones químicas. La definición logarítmica emplea números entre 0 y 14, siendo los valores cercanos a cero las máximas concentraciones de H^+ y los valores cercanos a 14 las máximas concentraciones de iones hidroxilo (OH^-), es decir que a mayor concentración de H^+ menor concentración de OH^- ; a pH 7 se habla de igual concentración de OH^- y H^+ . La formación de estos iones proviene de la disociación de sales, ácidos o bases; significa que en determinadas soluciones las moléculas pueden separarse en los cationes o aniones que las conforman; si en este proceso se liberan iones OH^- o H^+ modifican el pH de manera reversible (Tipler y Mosca, 1999; Patiño, 2010).

La medida y el control del pH es de suma importancia ya que es una variable que altera de manera significativa la mayoría de las reacciones químicas a nivel inerte y biológico por lo que se han estudiado diferentes maneras de medirlo. En este laboratorio se identificarán sustancias ácidas y básicas de uso común e industrial, teniendo en cuenta su reactividad con indicadores de pH y se investigarán los cambios químicos en los indicadores que conllevan a su diferenciación.

Cuestionario pre-informe

- ¿Cuál es la teoría de Brønsted-Lowry?
- ¿Qué es el potencial de hidrógeno?
- Explique dos métodos para medir el pH.
- Investigue sobre cálculos de pH en ácidos y bases débiles y fuertes.
- ¿Cuál es la importancia del pH en su profesión?
- Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
- Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar (H y P).
- Diseñe las tablas para la toma de datos.

Materiales y recursos pedagógicos

Materiales

- Tubo de ensayo.
- Gradilla.
- Frasco lavador.
- Papel indicador.
- Bureta.
- Vaso de precipitado.
- Pipeta.
- Papel de filtro.
- Embudo.

Reactivos

- Ácido clorhídrico.
- Ácido acético.
- Amoniaco.
- Agua destilada.
- Hidróxido de sodio.
- Fenoltaleína.

Equipos

pHmetro.

Equipo de seguridad

- Bata de laboratorio blanca.
- Guantes quirúrgicos desechables.
- Gafas de protección.
- Tapabocas quirúrgicos.
- Kit de bioseguridad.

Material por parte del estudiante

- Papel indicador de Cúrcuma y de repollo rojo (El procedimiento se encuentra en la guía).
- Jugo de limón.
- Vinagre.
- Café.
- Aspirina.
- Gaseosa.
- Gotero.
- Cinta de enmascarar o marcador para rotular.
- Jeringa de 10cm.
- Limón.
- Tomate.
- Tierra.
- Bicarbonato de sodio.

Procedimiento

Preparación del papel indicador de cúrcuma y repollo

Previamente al desarrollo de la práctica, se debe preparar el papel indicador de pH con cúrcuma y repollo morado de la siguiente manera:

- **Cúrcuma:** en 20mL de alcohol antiséptico agregar cúrcuma en pequeñas cantidades hasta obtener una solución sobresaturada. Luego, para hacer el *papel indicador* cortar tiras de 1cm por 10cm de papel Bond y sumergir en la solución de cúrcuma por un minuto. Al cabo de este tiempo colgarlas y dejarlas secar 15 minutos; después sumergir las tiras de nuevo en la solución y repetir este proceso al menos tres veces. Dejar secar completamente (ocho horas) repetir este proceso unas (Ruiz, 2017). Filtrar la solución restante y llevar 10mL al laboratorio.
- **Repollo:** cortar finamente 50g de repollo morado y agregarle agua hasta cubrir el repollo. Luego hervir por un minuto y dejar reposar hasta que se enfríe. Finalmente filtrar (Profe Alfaro Cultura y Más, 2017) y hacer el *papel indicador* de la misma manera que se hizo con la cúrcuma. Llevar 10mL de la solución restante al laboratorio.

Determinación del pH y caracterización ácido-base.

1. En varios tubos de ensayos limpios y rotulados verter en cada uno 2mL de cada una de las siguientes soluciones preparadas en el laboratorio y traídas por parte del estudiante. Sobre cada uno de los papeles indicadores (papel indicador universal, de cúrcuma y de repollo morado) agregar unas gotas. Observar si hay cambio de coloración y registrar las observaciones.
2. Verificar el pH de todas las soluciones utilizando el pH-metro.
3. Agregar una gota de fenolftaleína a cada uno de los tubos de ensayo y agitar.
4. Registrar el color obtenido.

Actividad 12

Análisis de datos

Con las reacciones químicas correspondientes responda: ¿a qué se debe el cambio de coloración de cada uno de los indicadores usados en la práctica y en cada caso? Adicionalmente, explique el porqué del pH de cada sustancia.

Recomendaciones para la presentación de los resultados y la discusión

Coloque (si es preciso) en tablas o cuadros sus resultados o gráfíquelos, esto le permitirá describirlos mejor y compararlos. Puede incluir los resultados de sus otros compañeros de clase. La discusión debe hacerse

con base en sus resultados y los obtenidos por otros autores o compañeros de clase. Siempre debe darle un sustento bibliográfico a su discusión.

Cuestionario informe

1. ¿En qué se diferencia un ácido o base fuerte de uno débil?
2. Ordene las muestras utilizadas de la más ácida a la más básica, diga su pH y el color que se obtuvo con cada indicador.
3. Indique cuáles son ácidos fuertes, ácidos débiles, bases débiles y bases fuertes de las muestras utilizadas.

Conclusiones

Elabore tres (3) conclusiones respecto a sus hallazgos en la práctica.

1. _____

2. _____

3. _____

Entregable (informe)

Ver la información al respecto ubicada al inicio de este manual.

Referencias

Patiño, M. y Valdés, N. (2010). *Química Básica* (2a ed.). Instituto Tecnológico Metropolitano.

Profe Alfaro Cultura y Más. (2017, noviembre 5). *Indicador de pH casero/Repollo morado* [YouTube]. https://www.youtube.com/watch?v=s_ck4BCu25c&t=1s

Tipler, P. y Mosca, G. Tipler. (1999). *Física para la ciencia y la tecnología*. Reverté.

Bibliografía complementaria

Addleson, L. (1983). *Materiales para la construcción. Aspectos físicos y químicos de la materia y estructura de los materiales*. Reverté.

Atkins, J. (2006). *Principios de química: los caminos del descubrimiento* (3a ed.). Editorial Médica Panamericana.

Centro de Estudios Vector. (2004). *Matemáticas. Parte específica. Prueba de acceso a la universidad para mayores de 25 años*. Editorial MAD.

Engel, T., Reid, P., Hehre, W. (2007). *Introducción a la fisicoquímica: termodinámica* (1ª ed.). Pearson.

Gillespie, R. (1990). *Química*. Reverté.

Vera, K. (2018). *Diseño de un sistema para tratamiento de aguas residuales industriales, para el subproceso de elaboración de adhesivo de almidón (goma) en la industria "Cartones Nacionales Cartopel S.A."* [Trabajo de grado, Universidad Técnica Estatal De Quevedo]. Repositorio institucional UTEQ. <https://repositorio.uteq.edu.ec/items/00195177-de76-48b2-ac05-9682506f245f>

Práctica 5. Métodos de separación

Resultados de aprendizaje		
Actitudinal	Conocimiento	Desempeño
Respetar las opiniones diferentes que pueden surgir en los trabajos grupales	<ul style="list-style-type: none"> · Identificar los tipos de mezclas · Enumerar los métodos de separación de soluciones 	<ul style="list-style-type: none"> · Proponer técnicas que permitan la separación de soluciones · Manipular las técnicas de separación

Conocimientos previos

La materia se clasifica en sustancias puras y mezclas, donde las primeras se caracterizan por tener composición fija y no pueden ser separadas por métodos físicos en sustancias más simples. Las mezclas están compuestas por diferentes componentes y sí pueden llevarse a sustancias más simples que las conforman (Correa, 2007).

Los métodos de separación aprovechan las diferentes propiedades físicas (densidad, temperatura de ebullición, solubilidad, estado de agregación, etc.) de los elementos o compuestos que componen la mezcla, usándolas para su separación sin provocar ningún cambio en sus propiedades químicas (Cases y Hens, 1994).

Las separaciones de mezclas son usadas principalmente como métodos de extracción en productos de origen natural y como medios de purificación de compuestos.

Con el fin de conocer y diferenciar los métodos de separación se aislarán los componentes de tres mezclas: sólido-sólido, líquidos inmiscibles y líquidos miscibles.

Cuestionario pre-informe

1. ¿En qué consisten cada uno de los siguientes métodos de separación: filtración, decantación, destilación y cromatografía? Dé un ejemplo de su uso.
2. ¿Qué son los líquidos miscibles? Dé tres ejemplos.
3. Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
4. Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar.
5. Diseñe las tablas para la toma de datos.
6. Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
7. Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar (H y P).
8. Diseñe las tablas para la toma de datos.

Materiales y recursos pedagógicos

Materiales

- Balón con desprendimiento lateral.
- Condensador.
- Erlenmeyer.
- Aro metálico.
- Embudo de vidrio.
- Cápsula de porcelana.
- Embudo de decantación.
- Vaso de precipitados de 100mL.
- Vidrio de reloj.
- Agitador de vidrio.
- Probeta de 100mL.
- Pipeta de 10mL.

Reactivos

Agua destilada.

Equipos

Plancha de calentamiento.

Equipo de seguridad

- Bata de laboratorio blanca.
- Guantes quirúrgicos desechables.
- Gafas de protección.
- Tapabocas quirúrgicos.
- Kit de bioseguridad.

Material por parte del estudiante

- 5g arena.
- 5g de sal de cocina.
- 50mL de vino tinto.
- 10g de canela.
- 10mL de aceite.
- Vaselina.
- Cinta de enmascarar o marcador para rotular.
- Jeringa de 10mL.

Procedimiento

Separación de mezclas

1. En un vaso de precipitado pesar 5g de sal y 5g de arena.
2. Adicionar 10mL de agua a la mezcla de sal y arena con el agitador. Observar cómo cambia la apariencia de la arena y el cloruro de sodio al combinarlos con agua.

3. Doblar el papel de filtro previamente pesado en cuartos. Abrirlo formando un cono y colocarlo en el embudo humedecido con agua para fijarlo.
4. Colocar el embudo en el porta embudos e introducir el tallo en un vaso de precipitado.
5. Verter cuidadosamente la mezcla preparada sobre el papel filtro y transferir todos los residuos de arena arrastrando con agua.
6. Al final verter agua sobre el papel de filtro.
7. Verter el líquido filtrado en una cápsula de porcelana pesada previamente y evaporar hasta secar. Llevar a la estufa para que termine de secar. Dejar enfriar la cápsula y pesar.
8. Colocar el papel filtro que contiene la arena en otra cápsula de porcelana previamente pesada. Llevarlo a la estufa hasta que seque. Dejar enfriar y pesar.
9. Anotar todas sus observaciones.

Separación de una mezcla de aceite y agua

1. En un vaso de precipitado colocar 10mL de aceite vegetal y 20mL de agua. Agitar cuidadosamente con el agitador y registrar sus observaciones.
2. Transferir la mezcla a un embudo de separación.
3. Tapar el embudo de separación y dejar reposar por 15 minutos. Luego quitar la tapa, abrir la llave del embudo y dejar salir el agua.
4. Cuando solo quede aceite en el embudo, transferirlo a una probeta y anotar el volumen obtenido.

Separación de líquidos miscibles

1. Tomar el balón de destilación y untar el extremo de la rama lateral con vaselina. Colocar el tapón de manera que el extremo de la rama sobresalga un poco.
2. Colocar el balón sobre la plancha de calefacción y con ayuda de una pinza procurar que quede completamente vertical y bien agarrado.
3. Colocar sobre la otra pinza el refrigerante y ajustar bien al tapón del balón, de tal forma que no se escapen vapores.
4. Conectar la manguera inferior del refrigerante a la alimentación de agua y la otra manguera en el recirculador.
5. Abrir con cuidado la llave del agua. Observar que el agua fluye por el refrigerante y colocar un Erlenmeyer debajo del extremo libre del refrigerante.
6. Medir 50mL de la muestra a destilar y con ayuda de un embudo depositarla en el interior del balón de destilación. Colocar el tapón con el termómetro en la parte superior del balón.
7. Cuando todo esté listo, encender la estufa de calefacción.
8. A partir del momento en el que se coloque debajo del balón de la estufa de calefacción, comenzar a tomar temperaturas cada tres minutos.

9. Registrar los datos en una tabla de tiempo contra temperatura.
10. Medir la cantidad de destilado en una probeta y calcular el porcentaje de rendimiento.

Actividad 13

Análisis de datos

1. Realice el análisis de los datos discutiendo acerca del porcentaje de rendimiento de recuperación de la sal y aceite de las mezclas de puntos 1 y 2. Tenga en cuenta las propiedades de la materia que se están usando para poder realizar las separaciones.
2. Sobre la tercera extracción responda ¿Qué sustancias se extrajeron y cuál debería ser el volumen extraído del vino, asumiendo una extracción del 100%?

Recomendaciones para la presentación de los resultados y la discusión

Coloque (si es preciso) en tablas o cuadros sus resultados o gráfíquelos, esto le permitirá describirlos mejor y compararlos. Puede incluir los resultados de sus otros compañeros de clase. La discusión debe hacerse con base en sus resultados y a los obtenidos por otros autores o compañeros de clase. Siempre debe darle un sustento bibliográfico a su discusión.

Cuestionario informe

1. ¿Cuál es la función del refrigerante en la destilación?
2. De las propiedades de la materia que usted conoce ¿Cuáles se usan en esta práctica?, ¿Cuáles de estas varían entre los componentes de cada parte del procedimiento?
3. ¿Cómo se puede obtener sal industrialmente, a partir del agua de mar?

Conclusiones

Elabore tres (3) conclusiones respecto a sus hallazgos en la práctica.

1. _____

2.

3.

Entregable (informe)

Ver la información al respecto ubicada al inicio de este manual.

Referencias

Correa, M. (2007). *Manual de prácticas química general*. Universidad de Medellín.

Valcárcel, M. y Gómez, A. (1988). *Técnicas analíticas de separación*. Reverté.

Práctica 6. Reacciones químicas

Resultados de aprendizaje		
Actitudinal	Conocimiento	Desempeño
Respetar las opiniones diferentes que pueden surgir en los trabajos grupales	Identificar los diferentes tipos de reacciones químicas	Formular experimentos que permitan la explicación de las reacciones químicas

Conocimientos previos

Una reacción química es el proceso en el que una sustancia cambia rompiendo sus enlaces y formando nuevos para producir una o más sustancias diferentes. Con el fin de entender y globalizar el conocimiento, con respecto a las reacciones químicas, se ha desarrollado una forma estándar para representarlas mediante ecuaciones químicas (Brown et al., 2007).

Las reacciones químicas suceden cuando las moléculas chocan entre sí, para que logren realizar el intercambio atómico y la generación de los productos. En este choque es necesario tener en cuenta la energía involucrada y la orientación de los átomos. Las condiciones óptimas de dichas colisiones se conocen como choques efectivos (Chang y Goldsby, 2013). En esta práctica se llevarán a cabo diferentes reacciones para identificar su tipo y las características que poseen.

Cuestionario pre-informe

1. Consultar el significado de los siguientes términos: reducción, oxidación, agente oxidante y agente reductor.
2. ¿Cómo se clasifican las reacciones químicas? dar un ejemplo específico de cada una de ellas.
3. Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
4. Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar (H y P).
5. Diseñe las tablas para la toma de datos.

Materiales y recursos pedagógicos

Materiales

- Vasos de precipitado de 50mL y 100mL.
- Tubos de ensayo.
- Agitador de vidrio.
- Termómetro.
- Multímetro.

Reactivos

- Agua destilada.
- Óxido de Calcio.
- Hidróxido de Bario.
- Nitrato de Amonio.
- Solución de Yoduro de Potasio.
- Solución de Acetato de Plomo.
- Solución de Sulfato de cobre.
- Ácido sulfúrico concentrado.
- Granallas de Zinc.
- Carbonato de Calcio.
- Ácido Clorhídrico concentrado.

Equipo de seguridad

- Bata de laboratorio blanca.
- Guantes quirúrgicos desechables.
- Gafas de protección.
- Tapabocas quirúrgicos.
- Kit de bioseguridad.

Material por parte del estudiante

- Vinagre.
- Bicarbonato de sodio.
- Halls.
- Cobre.
- Algodón.
- 1 pitillo.
- Zinc.
- Lija.
- 4 cables de conexión con caimán.
- Cinta de enmascarar o marcador para rotular.
- Jeringa de 10mL.

Procedimiento

Observe y anote cuidadosamente cada uno de los resultados que se presentan en las siguientes reacciones.

Reacción 1

Agregar 5mL de vinagre en un tubo de ensayo, luego agregar 0,5g de bicarbonato de sodio. Observar la reacción.

Reacción 2

Pesar una pieza de cobre de no más de 2g. Luego con unas pinzas coger el cobre y someterlo al fuego durante unos 15 segundos. Observar lo sucedido y volver a pesar la pieza.

Reacción 3

En un vaso de precipitado agregar 50mL de agua, tomar la temperatura, luego triturar dos halls y agregarlos en la solución. Tomar la temperatura periódicamente.

Reacción 4

En dos vasos de precipitado agregar vinagre hasta la mitad, luego introducir algodón dentro del pitillo, mojar el algodón dentro del pitillo e introducir cada entrada en uno de los vasos de precipitado con vinagre. Colocar el alambre de cobre en uno de los vasos de precipitado y el de zinc en el otro. Unirlos con un cable de conexión de caimán y medir la corriente y el voltaje con el multímetro.

Reacción 5

En un tubo de ensayo agregar aproximadamente 0,25g de óxido de calcio. Agregar 1mL de agua y tomar la temperatura tanto ambiental como de la reacción, luego agitar el contenido del tubo con cuidado.

Reacción 6

Con ayuda de un agitador de vidrio, disolver 0,5g de hidróxido de bario en 5mL de agua (determinar la molaridad de la solución). Tomar la temperatura ambiental y de la solución. Agregar 0,5g de nitrato de amonio, agitar y tomar la temperatura nuevamente.

Reacción 7

En un tubo de ensayo agregar 0,5g de acetato de plomo en 2mL de agua, agitar y observar el color de la solución. En otro tubo de ensayo repetir el procedimiento, pero sustituyendo la sal por yoduro de potasio. Verter el contenido de los dos tubos en un vaso de precipitados.

Reacción 8

Colocar 5mL de sulfato de cobre en solución en un vaso de precipitado y adicionar seis gotas de ácido sulfúrico concentrado. Agregar al vaso una granalla o lámina de zinc y dejar reposar.

Actividad 14

Análisis de datos

Para cada reacción escriba la ecuación química correctamente balanceada, clasifíquela según su tipo y determine si hay (o no) transferencia de electrones.

Recomendaciones para la presentación de los resultados y la discusión

Coloque (si es preciso) en tablas o cuadros sus resultados o gráfíquelos, esto le permitirá describirlos mejor y compararlos. Puede incluir los resultados de sus otros compañeros de clase. La discusión debe hacerse con base en sus resultados y a los obtenidos por otros autores o compañeros de clase. Siempre debe darle un sustento bibliográfico a su discusión.

Cuestionario informe

1. Identifique el agente oxidante y el agente reductor en las reacciones de oxidorreducción. Adicionalmente, indique las semirreacciones.
2. ¿Qué usos en la industria o en la investigación pueden tener los diferentes tipos de reacciones químicas?
3. ¿Cómo ayudan acciones (como la agitación o el calentamiento) para que se lleven a cabo las reacciones químicas o sucedan a mayor velocidad?

Conclusiones

Elabore tres (3) conclusiones respecto a sus hallazgos en la práctica.

1. _____

2. _____

3.

Entregable (informe)

Ver la información al respecto ubicada al inicio de este manual.

Referencias

Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. y Burdge, J. (2007). *Química. La ciencia central*. Pearson.

Chang, R. y Goldsby, K. (2013). *Química*. McGraw-Hill.

Práctica 7. Propiedades coligativas

Resultados de aprendizaje		
Actitudinal	Conocimiento	Desempeño
Asumir la responsabilidad pertinente para el trabajo en laboratorio con el fin de disminuir el riesgo de cualquier accidente	<ul style="list-style-type: none"> Entender el efecto de la concentración de los solutos en los solventes Identificar el impacto de la concentración en las propiedades físicas 	Diferenciar las soluciones dependiendo de la concentración de solutos que contiene

Conocimientos previos

Muchas disoluciones constan de solutos no volátiles que tienen solubilidad limitada en un disolvente volátil. Por ejemplo, las diluciones de sacarosa o cloruro de sodio en agua. Se observa que propiedades importantes de dichas soluciones, incluyendo el incremento del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación, y presión osmótica, dependen solamente de la concentración del soluto, no de su naturaleza. Estas se denominan propiedades coligativas (Engel, 2007).

En este laboratorio se realizará un experimento con el fin de observar la variación del punto de ebullición de soluciones con concentraciones y solutos diferentes. Además, se determinará la constante ebulloscópica y el peso molecular de los solutos usados

Cuestionario pre-informe

- ¿Qué es presión de vapor?
- ¿Qué es una propiedad coligativa?
- ¿Cuántos mililitros de ácido sulfúrico son necesarios para preparar 50mL de una solución 6m?
- Realice los cálculos para las soluciones de la tabla I.
- Realice un flujograma que describa el proceso a seguir en la práctica.
- Escriba las frases R y S de los reactivos a utilizar (H y P).
- Diseñe las tablas para la toma de datos.

Materiales y recursos pedagógicos

Materiales

- Matraz aforado.
- Termómetro.
- Espátula.
- Vaso de precipitado.
- Agitador de vidrio.

Reactivos

- Agua destilada.
- Cloruro de sodio.
- Sacarosa.

Equipo de seguridad

- Bata de laboratorio blanca.
- Guantes quirúrgicos desechables.
- Gafas de protección.
- Tapabocas quirúrgicos.
- Kit de bioseguridad.

Material por parte del estudiante

- Sacarosa.
- Sal de cocina (Cloruro de sodio).
- Cinta de enmascarar o marcador para rotular.
- Jeringa de 10mL.

Procedimiento

1. Realizar los siguientes cálculos (tabla 1) para preparar 25mL de las siguientes soluciones de sacarosa y cloruro de sodio.
2. Determinar el punto de ebullición del agua destilada pura usando un termómetro y colocándola sobre una plancha de calefacción, luego establecer el punto de ebullición de cada una de las soluciones. Registrar los datos.

Tabla 1 Concentraciones para preparar

%w/v NaCl	%w/v Sacarosa
5	7
10	14
20	28
40	45

Actividad 15

Análisis de datos

A partir de las concentraciones de la tabla 1 calcule la molalidad de cada una de ellas.

1. Calcule la (K_e) constante ebulloscópica del solvente graficando la concentración molal vs temperatura, esta resulta de la pendiente de la regresión lineal de la gráfica.

$$m = \frac{W}{PM \cdot Kg_{solvente}} \text{ Molalidad} \quad (4)$$

En donde:

m: molalidad [mol/kg]

W: Peso sustancia [g]

PM: Peso molecular [g/mol]

2. Con ayuda de las ecuaciones 4 y 5 calcule el peso molecular de los solventes. Escriba de manera organizada las ecuaciones.

$$\Delta T = K_e \cdot m \quad \text{Variación de la temperatura en función del soluto} \quad (5)$$

En donde:

ΔT : diferencia entre la temperatura de ebullición del solvente puro y la solución

K_e : Constante ebulloscópica del solvente. Para el agua es de $0,52 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{Kg/mol}$

m: molalidad [mol/kg]

3. Compare y discuta los datos obtenidos para los dos solutos.

Recomendaciones para la presentación de los resultados y la discusión

Coloque (si es preciso) en tablas o cuadros sus resultados o gráfíquelos, esto le permitirá describirlos mejor y compararlos. Puede incluir los resultados de sus otros compañeros de clase. La discusión debe hacerse con base en sus resultados y a los obtenidos por otros autores o compañeros de clase. Siempre debe darle un sustento bibliográfico a su discusión.

Cuestionario informe

1. Describa cada una de las propiedades coligativas.
2. ¿Qué es una constante crioscópica y una constante ebulloscópica?
3. Averigüe la importancia o utilidad de las propiedades coligativas en su carrera.

Conclusiones

Elabore tres (3) conclusiones respecto a sus hallazgos en la práctica.

1. _____

2. _____

3. _____

Entregable (informe)

Ver la información al respecto ubicada al inicio de este manual.

Referencias

Engel, T., Reid, P. y Hehre, W. (2007). *Introducción a la fisicoquímica: termodinámica* (1ª ed.). Pearson.

Bibliografía complementaria

Addleson, L. (1983). *Materiales para la construcción. Aspectos físicos y químicos de la materia y estructura de los materiales*. Reverté.

Atkins, J. (2006). *Principios de química: los caminos del descubrimiento* (3a ed.). Editorial Médica Panamericana.

Centro de Estudios Vector. (2004). *Matemáticas. Parte específica. Prueba de acceso a la universidad para mayores de 25 años*. Editorial MAD.

Gillespie, R. (1990). *Química*. Reverté.

Patiño, M. y Valdés, N. (2010). *Química básica* (2a ed.). Instituto Tecnológico Metropolitano.

Profe Alfaro Cultura y Más. (2017, noviembre 5). *Indicador de pH casero/Repollo morado* [YouTube]. https://www.youtube.com/watch?v=s_ck4BCu25c&t=1s

Tipler, P. y Mosca, G. Tipler. (1999). *Física para la ciencia y la tecnología*. Reverté.

Vera, K. (2018). *Diseño de un sistema para tratamiento de aguas residuales industriales, para el subproceso de elaboración de adhesivo de almidón (goma) en la industria "Cartones Nacionales Cartopel S.A."* [Trabajo de grado, Universidad Técnica Estatal De Quevedo]. Repositorio institucional UTEQ. <https://repositorio.uteq.edu.ec/items/00195177-de76-48b2-ac05-9682506f245f>