

ESCUELA PREPARATORIA ESTATAL NÚMERO 6 “ALIANZA DE CAMIONEROS”

Página |
1



MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO

REACCIONES QUÍMICAS

SEMESTRE II

Febrero – Julio 2026

Nombre del docente de asignatura:

Nombre de los alumnos:

REGLAMENTO INTERNO DEL LABORATORIO MULTIDISCIPLINARIO DE CIENCIAS EXPERIMENTALES

El laboratorio multidisciplinario de ciencias experimentales es un lugar seguro para hacer experimentos de forma colaborativa. Se debe asumir la responsabilidad de la seguridad propia y la de tus compañeros durante la realización de las actividades experimentales.

Las siguientes son reglas que tienen la finalidad de ayudar y guiar las acciones del educando con el objetivo de evitar accidentes que puedan causar daño a cualquier persona. Para poder llevar a cabo lo anterior es necesario, leer, analizar y comprender cada una de las indicaciones para poder aplicarlas de forma óptima.

1. No se permitirá la entrada al laboratorio al alumno que no llegue en el horario establecido para sesión experimental.
2. No se permitirá el acceso al laboratorio al alumno que no porte la bata blanca, de manga larga y algodón.
3. El uso de la bata es obligatorio durante toda la estancia en las instalaciones del laboratorio.
4. No se permitirá la entrada al alumno (equipo) que no cuente con la práctica a realizar.
5. La práctica deberá estar previamente leída, comprendida para su aplicación en las instalaciones del laboratorio.
6. Los experimentos deberán ser realizados únicamente con autorización y en presencia del (de los) profesor (es) responsable (s).
7. Es requisito indispensable estudiar el procedimiento de la práctica antes de llegar al laboratorio. Si existen dudas sobre el proceso metodológico, consulta con algún docente antes de realizar cualquier acción.
8. No se permite la introducción al laboratorio de ningún tipo de alimento o bebida (a menos que se hay solicitado para la elaboración de la práctica, en ese caso no podrán por motivo alguno consumirlos).
9. Queda prohibido el consumo de cualquier alimento y/o bebida, incluyendo el mascar chicle y tomar agua (salir si existe la necesidad).
10. En caso de tener el cabello largo, éste deberá estar recogido (amarrado).
11. Es obligatorio el uso de calzado cómodo y cerrado.
12. Las personas con guantes están autorizadas de forma única a la manipulación adecuada de los reactivos.
13. Queda estrictamente prohibido realizar un experimento sin la autorización pertinente y/o vigila. Lo anterior incluye el mezclar sustancias, por curiosidad para ver que resultan.
14. Se debe prestar atención a todos los procedimientos realizados.
15. Se prohíbe jugar en el laboratorio, lo anterior incluye empujones, bromas, correr. Lo anterior incluye el uso no autorizado del celular (tomar selfis, grabar historias, hacer memes, etc....) y audífonos en cualquier modalidad.
16. El punto anterior incluye el uso de cualquier dispositivo de audio (audífono, etc....) alámbrico o inalámbrico.
17. Informar al (los) profesor (es) sobre algún accidente, lesión, procedimiento incorrecto, ingestión y alergia. Lo anterior con orden evitando HISTERIA COLECTIVA.
18. Cuando la sesión experimental termine es responsabilidad del equipo limpiar el área de trabajo, así como los materiales empleados, con base a las indicaciones proporcionadas. De no hacerlo tendrá sanción.
19. Lavarse las manos antes de retirarte del laboratorio y aplicar el gel antibacterial.
20. Retirarse de forma ordenada.
21. Cualquier duda o aclaración siempre acudir al profesor titular de la materia y/o al laboratorista.

ÍNDICE DE PRÁCTICAS EXPERIMENTALES

Número	Página	Nombre de la práctica	Fecha	Calificación
BLOQUE 1				
1	4	Identificación de compuestos orgánico e inorgánicos en productos de la vida cotidiana		
2	9	Ejemplificación del número de Avogadro y elaboración de un repelente casero.		
BLOQUE 2				
3	13	Las reacciones químicas en la vida cotidiana		
4	19	Molaridad y normalidad en las sustancias de uso doméstico.		
BLOQUE 3				
5	23	Cinética química I. Temperatura		
6	28	Cinética química II. Concentración		

Bibliografía:

- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Murphy, C. J. (2018). Chemistry: The Central Science. Pearson.
- Chang, R., & Goldsby, K. (2016). Chemistry. McGraw-Hill Education.
- Díaz Covián, R. I. (2025). *Material de Consulta. Bloque 1. Reacciones químicas. Conservación de la materia en la formación de nuevas sustancias*. Preparatoria Estatal Número 6. "Alianza de camioneros".
- Dingrando, L., Tallman, K., Hainen, N., & Wistrom, C. (2010). Chemistry: Matter and change. Glencoe/McGraw-Hill.
- Espriella, R. (2010). Química analítica: Fundamentos y aplicaciones. Editorial Reverté.
- Macías Guerra, P. L., et al. (2001). Mi contacto con la química. McGraw-Hill.
- Petrucci, R. H. (2003). Química general: Principios y aplicaciones modernas (8ª ed.). Pearson Educación.
- Phillips, J., Strobl, S., & Gilbert, T. (2000). Chemistry: The molecular nature of matter and change (3ª ed.). McGraw-Hill.
- Ramírez, F. (2007). Química orgánica (2ª ed.). Editorial Limusa.
- Rico, M., & Pérez, J. (2011). Química inorgánica avanzada. Editorial Síntesis.
- UNAM-Siglo XXI. (2010). Manual de prácticas de laboratorio de química. Universidad Nacional Autónoma de México.
- Barsa, C. S., Normand, M. D., & Peleg, M. (2012). On models of the temperature effect on the rate of chemical reactions and biological processes in foods. Food Engineering Reviews, 4(3), 191-202. <https://doi.org/10.1007/s12393-012-9056-x>
- Carvalho-Silva, V. H., Coutinho, N. D., & Aquilanti, V. (2019). Temperature dependence of rate processes beyond Arrhenius and Eyring: Activation and transitivity. Frontiers in Chemistry, 7, 380. <https://doi.org/10.3389/fchem.2019.00380>
- Temperature effect on reaction rate. (n.d.). In SpringerLink. Retrieved from https://link.springer.com/content/pdf/10.1007/978-1-4020-4547-9_2



PRÁCTICA No. 1.

IDENTIFICACIÓN DE COMPUESTOS ORGÁNICO E INORGÁNICOS EN PRODUCTOS DE LA VIDA COTIDIANA

PROGRESIÓN:

La atracción y repulsión entre cargas eléctricas a escala atómica explica la estructura, propiedades y transformaciones de la materia. Página | 4

CONCEPTO CENTRAL:

Comprende que la combinación y reacción de los diversos elementos químicos dan lugar a una variedad de compuestos que tienen una utilidad en la vida cotidiana.

CONCEPTO TRANSVERSAL:

CT2. Causa y efecto.

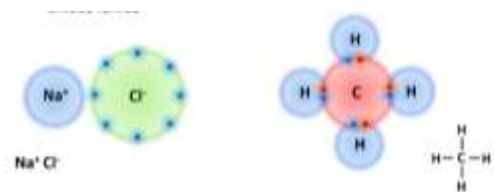
PROCESOS Y/O CONTENIDOS FUNDAMENTALES:

Clasificación de los compuestos por su naturaleza química: Orgánicos e inorgánicos

INTRODUCCIÓN:

La diversidad de compuestos químicos se puede clasificar en función de su naturaleza química, lo que permite una mejor comprensión de sus propiedades y aplicaciones. Los compuestos químicos se dividen principalmente en orgánicos e inorgánicos. Los compuestos orgánicos contienen carbono y se encuentran en todos los seres vivos. Ejemplos incluyen hidrocarburos, alcoholes, ácidos carboxílicos y aminoácidos. Estos compuestos son fundamentales en la bioquímica y la biotecnología debido a su papel en los procesos biológicos.

Por otro lado, los compuestos inorgánicos no contienen carbono-hidrógeno como base estructural. En este grupo se incluyen sales, óxidos, ácidos y bases. Dichos compuestos son esenciales en la química industrial y en la fabricación de materiales. Por ejemplo, el cloruro de sodio (sal común) y el dióxido de carbono son compuestos inorgánicos con aplicaciones cotidianas y en procesos industriales.



Propiedad	Compuestos Orgánicos	Compuestos Inorgánicos
Estructura	Basada principalmente en carbono e hidrógeno.	No basada principalmente en carbono e hidrógeno.
Tipo de enlace	Covalente.	Iónico o covalente.
Punto de fusión y ebullición	Generalmente bajos.	Generalmente altos.
Solubilidad	Solubles en solventes orgánicos; insolubles en agua.	Solubles en agua; insolubles en solventes orgánicos.
Conductividad eléctrica	Mala conductividad eléctrica.	Buena conductividad eléctrica en solución acuosa.
Reactividad química	Alta reactividad debido a la presencia de enlaces covalentes.	Varía; algunos son muy reactivos, otros son estables.
Presencia en la naturaleza	Producidos por organismos vivos y también sintetizados en laboratorios.	Formados a través de reacciones y fenómenos físicos en la naturaleza.
Ejemplos	Metano (CH ₄), etanol (C ₂ H ₅ OH), glucosa (C ₆ H ₁₂ O ₆).	Cloruro de sodio (NaCl),

MATERIALES:

- Circuito eléctrico
- 12 tubos de ensayo
- Pinza para tubo de ensayo
- Mechero de alcohol
- 3 cajas de Petri
- Guantes de calor.
- Termómetro
- Guantes de látex.
- Plumón permanente.
- **Cubre bocas. (cada alumno)**

Reactivos.

- Cloruro de sodio (sal de mesa) NaCl
- Amoniaco (Ajax limpia pisos) NH_3
- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
- Aceite $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$
- Manteca (sin sal) $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH}$
- Agua con azúcar.
- Benceno (C_6H_6) /tolueno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$) /thinner
- Piseta con agua purificada. H_2O

SEGURIDAD:

- ⚠ Cuidado al manipular los objetos calientes.
- ⚠ Manipular con cuidado el termómetro evitando de toque directo la flama.
- ⚠ Mantener la precisión al momento de usar la piza para tubo de ensayo.
- ⚠ Evitar empujar y generar histeria colectiva.
- ⚠ Cuidado al manipular el circuito eléctrico.

PROCEDIMIENTO:

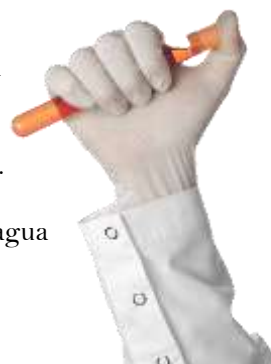
EXPERIMENTO 1. Punto de fusión y ebullición.

1. Marca los tubos de ensayo, coloca un número que corresponda a cada una de las sustancias otorgadas.
2. Agrega con una pipeta Pasteur, debidamente marcada, exclusiva para la sustancia, una muestra que cubra poco menos de la mitad del tubo de ensayo.
3. Para el caso de los sólidos, bastará con colocar un centímetro del tubo de ensayo.
4. Coloca los tubos de ensayo en la gradilla. Usa guantes de látex/nitrilo durante el proceso.
5. Enciende el mechero de alcohol, fuera de la charola y en el centro de la mesa.
6. En orden toma uno de los compuestos y somételo al fuego. Evita el contacto directo, oscila el tubo durante el calentamiento. Usa guantes térmicos.
7. Mantelo por un minuto o hasta que haya fusión o ebullición.
8. Apenas se demuestre la existencia de fusión o ebullición, con cuidado deberás medir la temperatura.
9. Al sacar el termómetro deberás limpiar el bulbo con cuidado con ayuda de sanitas.
10. Para el caso del aceite se verá un ligero burbujeo.
11. Registra tus resultados en la tabla.



EXPERIMENTO 2. Solubilidad

1. Realice los procesos del 1 al 4 del experimento 1, sólo que ahora los tubos los colocará en un vaso de precipitado.
2. A este grupo de tubos añadirás (mientras se enfrían los otros) 2 ml (media pipeta Pasteur) de un solvente (puede ser benceno, tolueno o thinner), precaución de no olerlo.
3. Con los guantes colocados agita cada una de las muestras y registra la solubilidad.
4. Ahora, con los tubos que están en la gradilla añadirá 2ml (media pipeta Pasteur) de agua destilada.
5. Con ayuda de los guantes agitar cada una de las muestras para diluir.
6. Registra la solubilidad.



EXPERIMENTO 3. Conductividad eléctrica

1. Separa las cajas Petri para tener 6 espacios disponibles; marca con ayuda del plumón los nombres de los 6 diferentes compuestos, omite el solvente y el agua.
2. Para la sal, el bicarbonato y el amoníaco, toma los tubos donde se mezcló/diluyó con agua y viértelos en la caja de Petri que les corresponde.
3. Para el azúcar, el aceite y la manteca toma los tubos donde se diluyó en el solvente y viértelos en la caja de Petri que les corresponde.
4. Con ayuda de guantes, precaución y cuidado prueba el circuito eléctrico pegando los electrodos.
5. Designe un compañero que realizará la inmersión de los electros, otro que acercará los compuestos y finalmente uno que se encargará coordinará para conectar y desconectar el circuito de la fuente de corriente.
6. Introduce los electrodos en las diferentes soluciones y observa lo que sucede con el foco.
7. Después de cada prueba limpiar bien los electrodos con sanitas, esto solo si el circuito está totalmente desconectado de la fuente eléctrica.
8. Registra los resultados de conductividad eléctrica en la tabla.



Página |
6

NOTAS:

Apóyate de la tabla de la introducción para comparar los resultados.

RESULTADOS:

1. Registre en la siguiente tabla las observaciones y eventos donde las sustancias interactuaron:

Sustancias de uso cotidiano	Punto de ebullición/fusión	Conductividad eléctrica (bueno, malo, regular)	Disolución en agua	Disolución en thinner/tolueno/benceno
Aceite				
Manteca				
Azúcar				
Bicarbonato				
Sal de mesa (cloruro de sodio)				
Limpia pisos (amoníaco)				

2. Responda de forma correcta las siguientes cuestiones.
 - A. ¿Qué principio científico explique unas sustancias permiten que el foco se encienda y en otras no?

B. En función de los datos obtenidos por los experimentos enlista ¿qué sustancias son inorgánica y cuáles orgánicas?

C. Después de analizar las sustancias y sus propiedades, ¿qué otras sustancias de tu hogar/vida cotidiana serían o estarían formados por compuesto inorgánicos? Enlista al menos 5

D. Después de analizar las sustancias y sus propiedades, ¿qué otras sustancias de tu hogar/vida cotidiana serían o estarían formados por compuestos orgánicos? Enlista al menos 5

3. Analiza las siguientes situaciones y genera una solución con los aprendizajes obtenidos, justifica tu respuesta con las evidencias científicas.

A. Al pintar las rejas de tu casa con esmalte de color negro te manchaste las manos, parte de las losas brillantes que conforman el piso de la terraza. ¿cómo lo limpias? Evita el mayor impacto.

B. En el proceso de hacer helado artesanal se añade sal al hielo ¿por qué? Explica.

- C. Para un proyecto de emprendimiento requieres fabricar velas artesanales con restos de velas que hay en casa, ¿qué proceso empleas? Explica.

- D. Si las drogas son en su mayoría compuestos orgánicos. Explica que pasará en el cuerpo al ser ingeridos.

REDACTE LAS CONCLUSIONES GENERADAS CON LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.

PRÁCTICA NO. 2

EJEMPLIFICACIÓN DEL NÚMERO DE AVOGADRO Y ELABORACIÓN DE UN REPELENTE CASERO.

PROGRESIÓN:

Es posible establecer relaciones cuantitativas proporcionales entre las masas de los elementos que conforman un compuesto.

Página |
9

CONCEPTO CENTRAL:

Estable las relaciones cuantitativas de los átomos de los diversos elementos que conforman los compuestos utilizando el concepto de mol y sus unidades de equivalencia como escala atómica. A partir de las relaciones cuantitativas establece el porcentaje de cada uno de los elementos presentes en un compuesto, así como a partir de datos cuantitativos de los elementos que conforman el compuesto determinar la fórmula empírica y molecular de los mismos.

CONCEPTO TRANSVERSAL:

CT3. Medición.

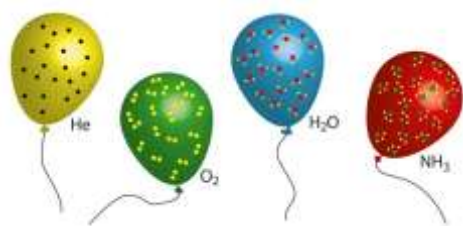
PROCESOS Y/O CONTENIDOS FUNDAMENTALES:

- Mol y número de Avogadro.
- Composición porcentual.

INTRODUCCIÓN:

El número de Avogadro, aproximadamente 6.022×10^{23} es una constante fundamental en la química que representa el número de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) en un mol de una sustancia. Esta constante, nombrada en honor al científico italiano Amedeo Avogadro, es crucial para entender y realizar cálculos en química.

Una de las aplicaciones más importantes del número de Avogadro es la determinación de la masa molar de una sustancia. La masa molar es la masa de un mol de una sustancia y se expresa en gramos por mol (g/mol). Por ejemplo, un mol de agua (H_2O) tiene una masa molar de aproximadamente 18 g/mol, lo que significa que 18 gramos de agua contienen 6.022×10^{23} moléculas de agua (Chang & Goldsby, 2016).



Otra aplicación, aunque indirecta, del número de Avogadro es el porcentaje presente de los componentes de los productos empleados en la vida cotidiana. Dicha composición permite ver la concentración del producto y con ello su calidad en función de la necesidad que se requiere satisfacer.

En la presente sesión experimental ejemplificaremos el número de Avogadro con una sencilla actividad y posteriormente crearemos un repelente casero empujando porcentajes, los cuales manipulando los instrumentos nos permitirán tener un producto efectivo y funcional.

MATERIALES

- 2 vasos de precipitado.
- Balanza granataria
- 3 cajas Petri.
- Semillas de frijol
- Semillas de maíz
- Semillas de garbanzo.
- Espátula.
- Alcohol etílico
- Etiquetas
- Papel aluminio
- Varita de vidrio.
- Guante térmico.
- Guantes de latex/nitrilo.
- 2 probetas graduada
- Termómetro.
- Parrilla eléctrica.
- Tela de alambre con centro de asbesto.
- Piseta con agua purificada.
- Clavos de olor
- Ramas de romero
- Mortero con mango.
- Plumón permanente.
- **Frasco de alcohol etílico de 250 ml**

SEGURIDAD:

- ◆ Cuidado al manipular los objetos calientes.
- ◆ Manipular con cuidado el termómetro evitando de toque directo el vaso.
- ◆ Evitar colocar vidrio caliente sobre superficies frías.
- ◆ Evitar empujar y generar histeria colectiva.

PROCEDIMIENTO:

EXPERIMENTO 1. Elaboración de un repelente casero.

Problemática:

En una comunidad de Yucatán se tiene una problemática recurrente de casos de dengue por picadura del mosquito. La comunidad no cuenta con recursos suficiente para adquirir caros productos que eliminen el mosquito o bien los proteja de su picadura. Así que en la clase de química en un proyecto Aula Escuela Comunidad decides emprender y solucionar el problema.

El emprendimiento se trata de la elaboración de un repelente casero, el cuál según la bibliografía este compuesto del 50% de alcohol etílico, el 30% de gua purificada, el 10% del clavo de olor y el 10% de romero. Se para un emprendimiento se quieren preparar 100 gramos de repelente ¿Qué masa de cada elemento se debe tener? Para lograr la efectividad. Toma como consideración los siguientes fundamentos fisicoquímicos:

1gr de agua es igual a 1ml de agua.

0.79 gr de alcohol etílico es igual 1ml de alcohol etílico.



Realiza los cálculos necesarios y regístralos en la tabla de resultados.

Posteriormente, empleando los instrumentos de medición realiza lo siguiente:

1. En una parrilla eléctrica con tela de alambre con centro de asbesto, pon a ebullición los mililitros de agua calculados, ayúdate de una probeta graduada y un vaso de precipitado.
2. Mientras llega a la ebullición el agua, la masa que calculada para el clavo de olor mézclala en la báscula digital, ayúdate de papel aluminio.
3. Después en un mortero con mango muele el clavo de olor.
4. Después de molerlo resérvalo en otro vaso de precipitado.
5. Realiza el mismo proceso con las hojas de romero.
6. Cuando el romero y el clavo de olor este molido añádelo con ayuda de la espátula al agua en ebullición.
7. Mezcla con la varita de vidrio.
8. Retira del calor, colocando el vaso de precipitado sobre un paño.
9. Deja reposar por 15 minutos.
10. Con ayuda de un colador pasa la mezcla de clavo y romero a otro vaso para eliminar residuos.
11. En el nuevo vaso añade el alcohol etílico calculado.
12. Mezcla con la varita de vidrio.
13. Vacía el contenido en tu recipiente con aspersor.
14. Realiza la etiqueta del producto indicando el porcentaje de los componentes y el gramaje presente.
15. Pega la etiqueta en el frasco con tus datos de identificación.



EXPERIMENTO 2. Ejemplificación del número de Avogadro.

1. Con ayuda de la báscula digital mida 15 gramos de semillas de frijol. Emplea la tapa de caja de Petri. No olvides eliminar la tara.
2. Con cuidado vierte las semillas de frijol en una probeta y registra el volumen que ocupan.
3. Esparce con cuidado las semillas de frijol
4. Cuenta las semillas de frijol presentes en cada una de las cajas Petri medidas.
5. Registra tus resultados, reflexiona y contesta las preguntas.
6. Realiza los mismos procesos para las semillas de maíz y de garbanzo.



NOTAS:

*Organízate con tu equipo para optimizar el tiempo y los recursos con los que cuentas en el laboratorio
Recuerda usar guantes en todo momento.*

RESULTADOS:

1. Registre en la siguiente tabla los valores calculados para los componentes del repelente casero.

Componente	Porcentaje	Masa calculada
Alcohol etílico	50%	
Agua purificada	35%	
Clavo de olor	10%	
Romero	5%	
Total=	100%	100 gr.

2. Registre en la siguiente tabla los valores y observaciones referentes al experimento 2.

Semilla	Masa	Volumen que ocupa en la probeta	Número de semillas
Frijol	15 gr.		
Maíz	15 gr.		
Garbanzo	15 gr.		

3. Responda de forma correcta las siguientes cuestiones.
 - A. En relación con el experimento 1. Si quisieras aumentar la concentración del romero a un 20% pues su efectividad contra los moscos es mayor, ¿qué adecuaciones deberás hacer si se debe conservar la proporción y no se debe descuidar la masa?

- B.** En relación con el experimento 1. Si se requiere por la comunidad la producción de 5 kilos del repelente ¿Cuántos gramos de cada insumo requerirías?

- C.** En relación con el experimento 2. ¿Cómo podrías comparar el aprendizaje obtenido al estudio de Avogadro a los elementos químicos?

- D.** En relación con experimento 2. ¿Cómo podrías explicar la famosa frase: “qué pesa más un kilo de plumas o un kilo de plomo”?

REDACTE LAS CONCLUSIONES GENERADAS CON LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.

PRÁCTICA No. 3. LAS REACCIONES QUÍMICAS EN LA VIDA COTIANA

PROGRESIÓN:

El hecho de que los átomos se conserven, aunado al conocimiento de las propiedades químicas de los elementos involucrados, puede usarse para describir y predecir reacciones químicas.

Página |
13

CONCEPTO CENTRAL:

Comprender los procesos químicos, sus velocidades y si la energía se almacena o libera, pueden comprenderlo en términos de moléculas y reordenamientos de átomos en nuevas moléculas, con los consiguientes cambios en la energía de enlace total. En diversas situaciones el equilibrio dinámico es dependiente de la condición entre una reacción y la reacción inversa determina el número de todos los tipos de moléculas presentes.

CONCEPTO TRANSVERSAL:

CT2. Causa y efecto.

CT5. Flujos y ciclos de la materia y la energía.

PROCESOS Y/O CONTENIDOS FUNDAMENTALES:

2. Tipos de reacciones químicas

2.1 Reacción de síntesis o combinación

2.2 Reacciones de descomposición o análisis

2.3 Reacciones de desplazamiento simple

2.4 Reacciones de desplazamiento doble

2.5 Reacciones de combustión

2.6 Reacciones de óxido reducción

2.7 Reacciones de neutralización

2.8 Ejemplos de tipos de reacciones en la vida cotidiana

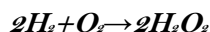
INTRODUCCIÓN:

Las reacciones químicas son procesos fundamentales en la química que implican la transformación de unas sustancias en otras mediante la reorganización de átomos y moléculas. Estas reacciones son esenciales para comprender cómo se producen los cambios químicos en la naturaleza y en diversas aplicaciones industriales y cotidianas. A continuación, se presentan los principales tipos de reacciones químicas, cada una con sus características y ejemplos específicos.



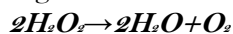
Reacción de Síntesis o Combinación (Petrucci, 2003).

Las reacciones de síntesis o combinación ocurren cuando dos o más reactivos se combinan para formar un solo producto más complejo. Estas reacciones son fundamentales en la formación de compuestos químicos a partir de elementos más simples. Un ejemplo clásico es la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno:



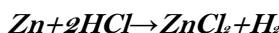
Reacciones de Descomposición o Análisis (Dingrando et al., 2010).

En las reacciones de descomposición, un compuesto se descompone en dos o más productos más simples. Estas reacciones son comunes en procesos industriales y en la descomposición de materiales orgánicos. Un ejemplo es la descomposición del peróxido de hidrógeno en agua y oxígeno:



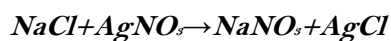
Reacciones de Desplazamiento Simple (Phillips et al., 2000).

Las reacciones de desplazamiento simple ocurren cuando un elemento reemplaza a otro en un compuesto. Estas reacciones son comunes en la metalurgia y en la obtención de metales a partir de sus minerales. Un ejemplo es la reacción entre el zinc y el ácido clorhídrico:



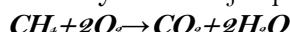
Reacciones de Desplazamiento Doble. (Ramírez, 2007).

En las reacciones de desplazamiento doble, dos compuestos intercambian iones para formar dos nuevos compuestos. Estas reacciones son comunes en soluciones acuosas y en la formación de precipitados. Un ejemplo es la reacción entre el cloruro de sodio y el nitrato de plata:



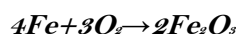
Reacciones de Combustión (Espriella, 2010).

Las reacciones de combustión son reacciones exotérmicas en las que un combustible reacciona con un oxidante, generalmente oxígeno, liberando energía en forma de calor y luz. Un ejemplo es la combustión del metano:



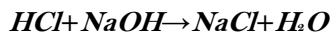
Reacciones de Óxido-Reducción (UNAM-Siglo XXI, 2010).

Las reacciones de óxido-reducción (redox) implican la transferencia de electrones entre reactivos, lo que resulta en cambios en los estados de oxidación. Estas reacciones son fundamentales en procesos biológicos y en la producción de energía. Un ejemplo es la oxidación del hierro:



Reacciones de Neutralización. (Rico & Pérez, 2011).

Las reacciones de neutralización ocurren cuando un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua. Estas reacciones son importantes en la química analítica y en el tratamiento de aguas. Un ejemplo es la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio:



MATERIALES:

- 4 tubos de ensayo mediano
- Caja de Petri
- Pipeta marcada para reactivo.
- Gradilla
- Varita de vidrio.
- Pinza para tubo de ensayo.
- Plumón permanente
- Guantes
- Cubrebocas (lo trae el alumno)
- Ajax con amoníaco (NH_3)
- Ácido muriático (HCl)
- Vinagre (CH_3COOH)
- Piedra (roca caliza) (CaCO_3)
- Bicarbonato (NaHCO_3)
- Papel aluminio. (Al)
- Leche ($(\text{C}_9\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_3)_n \cdot \text{Ca}$ y Cl)
- Coca-Cola (H_3PO_4)
- Leche magnesia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)

SEGURIDAD:

- ◆ Cuidado al manipular los objetos calientes.
- ◆ Mantener la precisión al momento de usar la piza para tubo de ensayo.
- ◆ Evitar empujar y generar histeria colectiva.
- ◆ Cuidado al manipular cristalería.
- ◆ Uso de guante ante sustancias corrosivas.

PROCEDIMIENTO:

Problemática:

Elaborado para el manual de prácticas 2026
Lic. Roger Iván Díaz Covián

Muchos de los compuestos que se te presentan son parte de tu uso cotidiano, parte de tu medio o empleado en actividades del hogar. Se sabe que la mayoría, a pesar de estar diluidos, presentan diversas propiedades fisicoquímicas en función de su naturaleza química, que pueden ser benéficas o tóxicas. Algunos compuestos al unirlos pueden ocasionar la liberación de gases tóxicos, otros pueden dañar diversos materiales y unos más pueden servir de remedio ante el contacto con otros compuestos. Por tanto, en la presente práctica se busca que al realizar el análisis de la naturaleza química de cada uno de los productos que se te proporcionan se hagan reaccionar para ejemplificar las diversas reacciones químicas presentes en el medio para, posteriormente, evaluar sus productos y extrapolar su uso en otros contextos.



Página |
15

Análisis de las reacciones químicas que ocurren en la cotidianeidad

Previo: etiqueta cada uno de los tubos y cajas Petri en función del experimento que le corresponde.

EXPERIMENTO 1. El ácido y la roca caliza.

1. Coloca en una caja de Petri la roca caliza.
2. Con ayuda de una espátula realiza un ligero raspado de sus superficies.
3. Añádele con una pipeta Pasteur aproximadamente 5 ml de ácido muriático verificando que se cubra todo.
4. Observa los resultados, analizando evidencias de una reacción química.



EXPERIMENTO 2. El vinagre y el papel aluminio.

1. Sujetar la pista para tubo de ensayo.
2. Coloca en un tubo de ensayo grande una tira de papel aluminio que llegue hasta el borde del tubo.
3. Añádele, con ayuda de una pipeta, 5 ml de vinagre.
4. Déjalo reposar por 5 minutos.
5. Compara la parte del aluminio expuesta al vinagre con la que no.
6. Registra tus observaciones.



EXPERIMENTO 3. El ácido muriático y el limpiador de piso con amoníaco.

1. En un tubo de ensayo grande coloca, con ayuda de una pipeta, 2 ml de limpiador de piso con amoníaco (aprox. 2 dedos).
2. Posteriormente añade 2 ml de ácido muriático.
3. Retira de la nariz de cualquier compañero.
4. Agita ligeramente y observa. De ser necesario podrás agregar más ácido.
5. Observa y registra tus resultados.



EXPERIMENTO 4. Coca-Cola y leche

1. En un tubo de ensayo coloque, con ayuda de una pipeta, 2 ml de Coca – Cola (aprox. 2 dedos).
2. De forma posterior añadir la misma cantidad, pero de leche entera.
3. Agita ligeramente y observa los resultados.
4. Registra la información.



EXPERIMENTO 5. El ácido estomacal y la leche magnesia

1. Coloca en un tubo de ensayo, con ayuda de una pipeta, 2 ml de ácido muriático (simulando el ácido estomacal).
2. De forma posterior con otra pipeta añade la misma cantidad de leche magnesia.
3. Observa lo que sucede y registra tus resultados.



EXPERIMENTO 6. Vinagre y bicarbonato de sodio

1. Coloca en una caja de Petri una cucharada de bicarbonato de sodio.
2. Añadir, con ayuda de una pipeta, 3 ml de vinagre.
3. Observa lo que sucede y registra tus resultados.

NOTAS:

Apóyate de la tabla de la introducción para comparar los resultados.

RESULTADOS:

1. Registre en la siguiente tabla la sustancia, fórmula química, naturaleza química y su uso.

Sustancias de uso cotidiano	Fórmula química	Naturaleza química (clasificación)	Usos
Limpiador de pisos			
Ácido muriático			
Piedra caliza			
Vinagre			
Coca cola			
Leche magnesia			
Leche			
Aluminio			
Bicarbonato de sodio			

2. Para cada uno de los experimentos contesta lo siguiente:

Experimento 1:	
Represente la ecuación química.	
Clasificación de la reacción química	
Observaciones.	
Aplicación en la vida:	

Experimento 2:	
Represente la ecuación química.	
Clasificación de la reacción química	
Observaciones.	
Aplicación en la vida:	

Experimento 3:	
Represente la ecuación química.	
Clasificación de la reacción química	
Observaciones.	
Aplicación en la vida:	

Experimento 4:	
Represente la ecuación química.	
Clasificación de la reacción química	
Observaciones.	
Aplicación en la vida:	

Experimento 5:	
Represente la ecuación química.	
Clasificación de la reacción química	
Observaciones.	
Aplicación en la vida:	

Experimento 6:	
Represente la ecuación química.	
Clasificación de la reacción química	
Observaciones.	
Aplicación en la vida:	

3. En función de los experimentos realizados, conteste lo siguiente:

A. ¿Qué reacciones tiene como productos compuestos tóxicos?

B. ¿En qué reacciones neutralizaron los efectos de algunas sustancias?

C. ¿En qué reacciones tuvieron como resultados sales?

D. ¿En qué reacciones se tuvo liberación de gas?

E. ¿Qué sucede si en casa se combina ácido muriático y cloro (hipoclorito de sodio)?

F. ¿Cómo se explica la erosión del suelo en función del experimento 1?

G. ¿Qué sustancias podrían reducir la acidez estomacal?

H. ¿Qué tan viable es tapar con aluminio marinados y sustancias que tienen cítricos en la cocina?

REDACTE LAS CONCLUSIONES GENERADAS CON LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.

PRÁCTICA No. 4.

MOLARIDAD Y NORMALIDAD EN SUSTANCIAS DE USO DOMÉSTICO

PROGRESIÓN:

Es posible establecer relaciones proporcionales entre las masas de los átomos en los reactivos y los productos, y la traducción de estas relaciones a la escala macroscópica usando el concepto de mol como la conversión de la escala atómica a la escala macroscópica.

Página |
19

CONCEPTO CENTRAL:

Comprender los procesos químicos, sus velocidades y si la energía se almacena o libera, pueden comprenderlo en términos de moléculas y reordenamientos de átomos en nuevas moléculas, con los consiguientes cambios en la energía de enlace total. En diversas situaciones el equilibrio dinámico es dependiente de la condición entre una reacción y la reacción inversa determina el número de todos los tipos de moléculas presentes.

CONCEPTO TRANSVERSAL:

CT5. Flujos y ciclos de la materia y la energía

CT6. Estructura y función

CT7. Estabilidad y cambio

PROCESOS Y/O CONTENIDOS FUNDAMENTALES:

4. Reacciones que involucran disoluciones

5. Unidades de concentración.

5.1 Molaridad.

5.2 Normalidad.

5.3 Ejercicios de molaridad y normalidad.

INTRODUCCIÓN:

En el campo de la química, la preparación y el análisis de soluciones son fundamentales para una amplia variedad de aplicaciones, desde la investigación científica hasta la industria. Dos conceptos clave para describir la concentración de soluciones son la **molaridad** y la **normalidad**.

Molaridad (M) se refiere al número de moles de soluto disueltos en un litro de solución. Es una medida de concentración que se utiliza comúnmente en química para expresar la cantidad de una sustancia en una solución. La fórmula para calcular la molaridad es:

Molaridad (M) = moles de soluto / litros de solución.

Por ejemplo, una solución 2 M de hidróxido de sodio (NaOH) contiene 2 moles de NaOH disueltos en un litro de solución.

Normalidad (N), por otro lado, es una medida de concentración que se basa en el número de equivalentes de soluto por litro de solución. Un equivalente es la cantidad de una sustancia que reacciona con una cantidad fija de otra sustancia. La normalidad se utiliza a menudo en reacciones de neutralización y en análisis volumétricos. La fórmula para calcular la normalidad es:

Normalidad (N) = equivalentes de soluto / litros de solución.

La relación entre normalidad y molaridad depende del tipo de reacción química y del número de equivalentes que el soluto puede proporcionar.

Una **solución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. En una solución, el soluto es la sustancia que se disuelve, mientras que el solvente es la sustancia que disuelve al soluto. Las soluciones pueden ser líquidas, sólidas o gaseosas, y su concentración puede expresarse en términos de molaridad, normalidad u otras unidades de medida.

Comprender estos conceptos es esencial para realizar cálculos precisos y preparar soluciones adecuadas para experimentos y aplicaciones prácticas en química.



MATERIALES:

- Soporte universal
- Pinza para bureta
- Bureta graduada
- Vaso de precipitado de 200 ml
- Matraz Erlenmeyer de 250 ml
- Fenolftaleína en gotero.
- Ácido clorhídrico comercial (HCl)
- Hidróxido de sodio (NaOH)
- Agua purificada.

SEGURIDAD:

- ◆ Cuidado al manipular los objetos calientes.
- ◆ Mantener la precisión al momento de usar la piza para tubo de ensayo.
- ◆ Evitar empujar y generar histeria colectiva.
- ◆ Cuidado al manipular cristalería.
- ◆ Uso de guante ante sustancias corrosivas.

PROCEDIMIENTO:

Problemática:

Muchos de los productos que se emplean en el hogar presentan diferente efectividad según la marca que se consuma, a pesar de ser el mismo compuesto, la concentración varía. ¿cómo poder determinar si la concentración que indica la etiqueta es correcta. Existen métodos químicos donde se involucra la estequiometría como lo es la titulación. Tratemos de obtener la concentración a la que esta disuelta un ácido comercial.



Análisis de las reacciones químicas que ocurren en la cotidianeidad

Previo: Se sabe que para un litro de solución al 1Molar de Hidróxido de sodio (NaOH) es el siguiente:

- La molaridad (M) se define como los moles de soluto por litro de solución.
- Para una solución 1 M en 1 litro (1000 ml), necesitas:
$$\text{Moles de NaOH} = \text{Molaridad} \times \text{Volumen (en litros)} = 1 \text{ mol/L} \times 1 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$
- La masa molar del NaOH es aproximadamente **40 g/mol**.
- Entonces, la masa de NaOH necesaria es:

$$\text{Masa de NaOH} = \text{Moles} \times \text{Masa molar} = 1 \text{ mol} \times 40 \text{ g/mol} = 40 \text{ g}$$

EXPERIMENTO.

1. Coloque en un soporte universal y con ayuda de una pinza una bureta graduada.
2. Realice los cálculos necesarios para preparar 100 ml de solución al 2 Molar de Hidróxido de Sodio (NaOH)
3. Coloque en un vaso de precipitado 100 ml de ácido muriático.
4. Coloque la solución en un matraz Erlenmeyer de 250 ml.
5. Añada a la solución unas dos gotas de fenolftaleína (indicador de alcalinidad).
6. Observe la coloración.
7. Coloque la solución con fenolftaleína debajo de la probeta graduada, verifique que la llavecilla este cerrada.
8. Llene la bureta hasta aforar a 25 ml con ácido muriático.
9. Abra la llave de la bureta y deje caer el ácido con cuidado, lo anterior a goteo rápido.
10. Después de momentos considerables de tiempo, cierre la llave y agite el matraz para verificar que se mantenga el color.
11. Continúe añadiendo ácido hasta que la solución quede totalmente incolora.
12. Determine el volumen del ácido consumido.



13. Con esos datos determine la molaridad del ácido muriático comercial.
14. Registre sus resultados y conteste las cuestiones.

NOTAS:

Apóyate de una calculadora, fórmulas y proporciones.

RESULTADOS:

1. Registre en la siguiente tabla los procesos para el cálculo para obtener 2 Molar del NaOH.

Concentración	
Volumen	
Gramos de NaOH	
Masa molecular de NaOH	
Proceso:	

2. Registre los volúmenes empleados.

Volumen de NaOH	Volumen del HCl

3. Calcule la concentración molar del ácido clorhídrico empleado.

Tome la referencia siguiente:

Si conoces el volumen de la solución de HCl (V_1) y el volumen de la solución de NaOH (V_2) que se usaron en la titulación, puedes reorganizar la fórmula para encontrar M_1 :

$$M_1 = (M_2 \times V_2) / V_1$$

Por ejemplo, si usaste 50 ml de HCl para titular 25 ml de NaOH al 2M, la concentración de HCl sería:

$$M_1 = (2M \times 25 \text{ ml}) / 50 \text{ ml} = 1M$$

Esto significa que la solución de HCl tiene una concentración de:

4. Responda las siguientes cuestiones:

A. En relación con el volumen de ácido empleado se puede decir que esta marca esta ¿concentrada, ¿diluida...?

B. ¿Con qué otras sustancias podrías aplicar el experimento?

C. ¿Cuáles fueron los productos de mezclar el ácido muriático con el hidróxido de sodio?

REDACTE LAS CONCLUSIONES GENERADAS CON LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.

PRÁCTICA No. 5 CINÉTICA QUÍMICA I: TEMPERATURA

PROGRESIÓN:

Los procesos químicos, sus velocidades y si requieren energía o la liberan, pueden entenderse en términos de colisiones de átomos o moléculas y reordenamiento de átomos para formar distintas sustancias, con los consiguientes cambios en la suma de las energías de enlace de todas las moléculas y los cambios correspondientes en la energía cinética.

Página |
23

CONCEPTO CENTRAL:

Comprender los procesos químicos, sus velocidades y si la energía se almacena o libera, pueden comprenderlo en términos de moléculas y reordenamientos de átomos en nuevas moléculas, con los consiguientes cambios en la energía de enlace total. En diversas situaciones el equilibrio dinámico es dependiente de la condición entre una reacción y la reacción inversa determina el número de todos los tipos de moléculas presentes.

CONCEPTO TRANSVERSAL:

- CT1. Patrones.
- CT2. Causa y efecto.
- CT3. Medición.
- CT4. Sistemas.
- CT5. Flujos y ciclos de la materia y la energía
- CT6. Estructura y función
- CT7. Estabilidad y cambio

PROCESOS Y/O CONTENIDOS FUNDAMENTALES:

- 2. Rapidez de reacción
- 7. Relación entre velocidad de reacción y temperatura
- 8. Teoría de las colisiones

INTRODUCCIÓN:

La velocidad de las reacciones químicas es un aspecto fundamental en la química, ya que determina la rapidez con la que los reactivos se transforman en productos. Comprender los factores que afectan esta velocidad es crucial para diversas aplicaciones industriales, biológicas y ambientales. Uno de los factores más influyentes en la velocidad de las reacciones químicas es la temperatura. Este escrito se enfoca en explicar cómo la temperatura afecta la velocidad de las reacciones químicas, respaldado por fundamentos científicos.

Para que una reacción química ocurra, las moléculas de los reactivos deben colisionar con suficiente energía y en la orientación correcta. Esta idea se conoce como la teoría de las colisiones. La energía mínima necesaria para que una colisión resulte en una reacción se llama energía de activación (E_a).

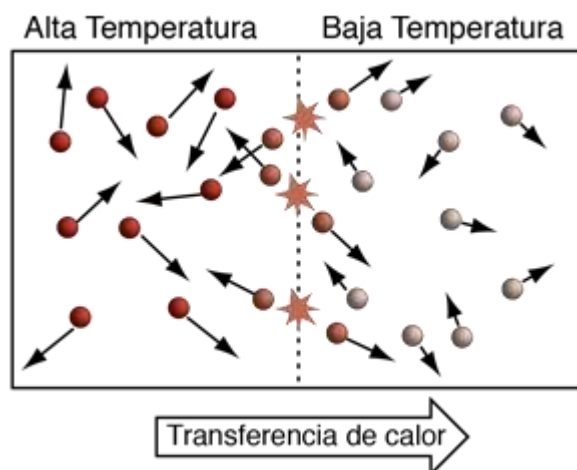
Efecto de la Temperatura

La temperatura tiene un impacto significativo en la velocidad de las reacciones químicas debido a su influencia en la energía cinética de las moléculas. A medida que la temperatura aumenta, las moléculas se mueven más rápidamente y colisionan con mayor frecuencia y energía. Esto incrementa la probabilidad de que las colisiones superen la energía de activación, resultando en una mayor velocidad de reacción.

MATERIALES:

- 3 vasos de precipitado de 150 ml.
- 2 matraces Erlenmeyer de 250 ml.
- Pinza
- Guantes para calor

Elaborado para el manual de prácticas 2026
Lic. Roger Iván Díaz Covián



- Cronómetro
- Probeta graduada.
- 2 cajas Petri.
- Tela de alambre con centro de asbesto.
- Parrilla eléctrica.
- Plumón permanente.
- 100 ml Ácido clorhídrico.
- Porción pequeña de proteína.
- 3 pastillas de Alka-Seltzer® (el alumno lo traerá por mesa)

SEGURIDAD:

- ◆ Cuidado al manipular objetos calientes.
- ◆ Precaución y cuidado al manipular la cristalería.
- ◆ Cuidado al inhalar los gases desprendidos del calentamiento del ácido.
- ◆ No probar, ni consumir ninguno de los reactivos.

PROCEDIMIENTO:

Problemática:

Te ha pasado que quieras preparar refrescos, sueros o medicamentos disueltos en agua y estos no logran disociarse del todo, ¿a qué se debe? Claramente se sabe que mientras más caliente este el agua mejor disolución, sino basta con leer los instructivos de sopas instantáneas, arroz, café soluble y demás productos que requieren hidratarse. Entonces...la temperatura será un factor en la velocidad de la reacción química, ¿Qué conviene más?

Las pastillas efervescentes como el Alkaseltzer son ampliamente empleados para tratar diversas molestias, desde dolores de cabeza, hasta agruras estomacales, ¿dónde sería más efectiva disolverlas? Comprobemos...



EXPERIMENTO 1.

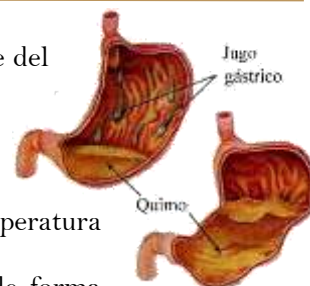
1. Con el plumón permanente rotula cada uno de los vasos de precipitados con la leyenda, FRIO, AMBIENTE y CALIENTE.
2. Con ayuda de la probeta coloca 100 ml de agua a temperatura AMBIENTE en el vaso correspondiente. El agua será tomada del grifo. Registrar la temperatura.
3. Realiza el mismo procedimiento, sólo que ahora se colocará en el vaso que indica CALIENTE. Este vaso será llevado a la parrilla eléctrica con tela de alambre con centro de asbesto para calentarse por 5 minutos. Registrar la temperatura.
4. Así como se realizó el proceso 2 y 3 se medirán 100 ml de agua fría, proporcionada por el técnico de laboratorio, en una probeta graduada y se colocará en el vaso con la leyenda de FRIO. Registrar la temperatura.
5. Cuando los tres vasos estén listos, al mismo tiempo se les arrojarán una pastilla de Alka-Seltzer® y se da por iniciado el cronómetro. Hay que asegurar que cada integrante del equipo tenga una función efectiva en el experimento.
6. Registra el tiempo, sin detener el cronómetro, que tardará en diluirse la pastilla en agua caliente, fría y a temperatura ambiente.
7. Analiza los resultados con el equipo y establece conclusiones.



EXPERIMENTO 2.

Has escuchado aquí en Yucatán que la comida en tiempos de calor se hecha a perder más rápido o que no te hace digestión la comida y quedas “emposmado”, será verdad ¿por qué lo dirán?

1. Marcar los matraces Erlenmeyer con la leyenda, Tem. Ambiente y Caliente, ayúdate del plumón.
2. Medir, con ayuda de la probeta graduada medir 50ml de ácido clorhídrico y colocarlo en un matraz Erlenmeyer.
3. Calentar el matraz por 3 minutos, cuidado no inhalar los gases desprendidos.
4. Medir nuevamente 50ml de ácido clorhídrico y añadirlo al otro matraz que indica temperatura ambiente.
5. Cuando se haya calentado el matraz con la leyenda caliente, retire del fuego y de forma inmediata añada la proteína con ayuda de la pinza.
6. Agite el matraz con cuidado por tres minutos.
7. Al finalizar el tiempo, retire con ayuda de las pinzas la proteína, colóquela en las cajas Petri (debidamente marcadas)
8. Observe y describa lo acontecido.



NOTAS:

Organicen su tiempo para concluir en tiempo y forma.

Tome evidencias si el docente así lo requiere y anéxelas a su reporte.

RESULTADOS:

1. Registre en la siguiente tabla las temperaturas y tiempos de disolución de los Alka-Seltzer®

Tratamiento	FRIO	AMBIENTE	CALIENTE
Temperatura			
Tiempo			

2. Registre en la siguiente tabla registre las observaciones del experimento dos.

Tratamiento	AMBIENTE	CALIENTE
Proteína		

3. Responda las siguientes cuestiones:

A. ¿A qué se refiere el concepto de cinética química?

B. Representa en el modelo corpuscular la cinética química de las moléculas del Alka-Seltzer®

FRIO	AMBIENTE	CALIENTE
		

Página |
26

C. En función de los experimentos ¿consideras que la temperatura es un factor relevante en la disolución de sustancias y en las reacciones químicas? Si, no, ¿por qué?

D. Sabiendo que el cuerpo no tolera temperaturas tan altas y un exceso podría afectar algunos compuestos químicos, ¿a qué temperatura debería ser, de forma adecuada, la disolución de la mayoría de los medicamentos? Explica.

E. Teniendo en cuenta que el cuerpo es un gran sistema químico y presenta una serie de reacciones químicas ¿qué le sucede al cuerpo en tiempos de frío? Explica.

F. En función de lo observado en el experimento ¿qué sucedería en tu estómago si consumen mucha fruta y sales a caminar al centro de la ciudad de Mérida en estas épocas de calor? Explica.

G. Además de la temperatura ¿qué otros factores afectan la velocidad de una reacción química?

Página |
27

REDACTE LAS CONCLUSIONES GENERADAS CON LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.

PRÁCTICA No. 6 CINÉTICA QUÍMICA II: CONCENTRACIÓN

PROGRESIÓN:

Si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio.

Página |
28

CONCEPTO CENTRAL:

Comprender los procesos químicos, sus velocidades y si la energía se almacena o libera, pueden comprenderlo en términos de moléculas y reordenamientos de átomos en nuevas moléculas, con los consiguientes cambios en la energía de enlace total. En diversas situaciones el equilibrio dinámico es dependiente de la condición entre una reacción y la reacción inversa determina el número de todos los tipos de moléculas presentes.

CONCEPTO TRANSVERSAL:

CT1. Patrones.

CT2. Causa y efecto.

CT3. Medición.

CT5. Flujos y ciclos de la materia y la energía

CT7. Estabilidad y cambio

PROCESOS Y/O CONTENIDOS FUNDAMENTALES:

Variaciones que afectan el estado de equilibrio

2.3 Variación de concentración

2.4 Ejemplos de la vida cotidiana

INTRODUCCIÓN:

En las reacciones químicas, diversos factores influyen en la velocidad y el resultado de las mismas. Entre estos factores, la concentración de los reactivos juega un papel crucial. Este documento explora cómo la variación en la concentración de los reactivos afecta la velocidad de las reacciones químicas, basándose en principios fundamentales de la química.

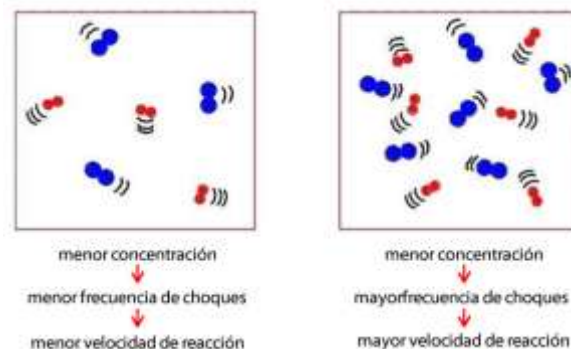
La concentración se refiere a la cantidad de una sustancia presente en una unidad de volumen de solución. Se expresa comúnmente en moles por litro (Molaridad, M). La concentración de los reactivos es un factor determinante en la frecuencia de colisiones entre las moléculas, lo cual es esencial para que ocurra una reacción química.

La teoría de colisiones establece que para que una reacción química tenga lugar, las partículas de los reactivos deben colisionar con suficiente energía y en la orientación correcta. La velocidad de reacción depende de la frecuencia y efectividad de estas colisiones.

Aumentar la concentración de los reactivos generalmente incrementa la velocidad de reacción. Esto se debe a que una mayor concentración implica un mayor número de partículas en un volumen dado, lo que aumenta la probabilidad de colisiones exitosas entre las partículas.

Ejemplos Prácticos

- **Reacción entre Magnesio y Ácido Clorhídrico:** Cuando se incrementa la concentración de ácido clorhídrico, la velocidad de reacción con el magnesio aumenta, ya que hay más iones de HCl disponibles para reaccionar con el magnesio.
- **Reacción entre Carbonato de Calcio y Ácido Clorhídrico:** Similarmente, aumentar la concentración de HCl acelera la reacción siempre que haya suficiente carbonato de calcio disponible



MATERIALES:

- 4 vasos de precipitado
- 4 Matraz Erlenmeyer
- Probeta graduada.
- Agua
- Mortero con mango
- Naranja de metilo.
- Pipeta Pasteur.
- Plumón permanente
- 100 ml de ácido clorhídrico (HCl)
- **25 ml de Subsalicilato de bismuto (genérico)***
- **Pepto-Bismol® (original)***
- **25 ml de leche magnesia. (Mg(OH)₂)***
- **25 Pastillas antiácidas de carbonato de calcio (CaCO₃)***

Página |
29

* Este material será traído por los alumnos. Organizarse para traer un frasco de cada cosa por grupo.

SEGURIDAD:

- ◆ Cuidado al manipular la cristalería y los ácidos.
- ◆ Manipular y cuidar el uso de reactivos.

PROCEDIMIENTO:

Problemática:

Uno de los problemas de salud más común es la acidez estomacal debido a la mala alimentación de los yucatecos y mexicanos en general. La acidez estomacal corresponde a un aumento en la producción ácidos estomacales, cuyo componente principal es el ácido clorhídrico, por tanto, para minimizar los efectos se consumen los llamados antiácidos, los cuales tienen una naturaleza química alcalina. Es por esta razón que podemos encontrar en el mercado una serie de antiácidos, de diferentes marcas y diferentes compuestos y, por ende, diferente concentración. Comprobemos ¿cuál es el mejor?



EXPERIMENTO.

1. Rotula cada uno de los vasos de precipitado con ayuda del plumón permanente con el nombre del antiácido que e le colocará.
2. Con ayuda de la probeta graduada coloca en cada uno de los vasos de precipitado 25 ml de ácido clorhídrico comercial.
3. Con ayuda de una pipeta Pasteur agrega 1ml de naranja de metilo. (marcado en la pipeta). Agita.
4. Con las pipetas mide 2ml de cada uno de los antiácidos.
5. Al mismo tiempo añádele el antiácido a la muestra de ácido clorhídrico y observa. Registra tus apreciaciones.

NOTAS:

Para el caso de las pastillas antiácido primero deberán molerse 5 pastillas finamente en el mortero con mango y añadir agua para lograr tener una suspensión.

RESULTADOS:

1. Registre en la siguiente tabla las observaciones.

HCl + Subsalicilato de bismuto (genérico)	HCl + Pepto-Bismol®	HCl + leche magnesia	HCl + Pastillas antiácidas.

2. Responda las siguientes cuestiones:

- A) En función del experimento ¿cuál funciona mejor como antiácido?
- B) ¿A qué crees que se debe? Explica
- C) En relación con los dos antiácidos con el mismo principio activo ¿cuál es mejor, el original o el genérico?
- D) ¿Qué tipo de reacción química esta desarrollándose en los experimentos? Explica.
- E) ¿Cómo percibiste que la acidez se equilibró al colocarle el antiácido? Explica
- F) ¿Hubo variedad en respecto al tiempo y la acción química? Explica
- G) ¿Qué otros antiácidos conoces? Mencione al menos 3
- H) ¿Consideras que es importante la concentración de un compuesto químico para su reacción química? Sí, no ¿por qué?

REDACTE LAS CONCLUSIONES GENERADAS CON LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.