CECYTE Campeche

Trabajos Colegiados Estatales Virtuales

QUÍMICA II

Francisco de la Luz Villaseñor Montalvo
Cruz Gamaliel Centeno Naal
Sergio Manuel Moreno García

CECyTE Campeche

PRESENTACIÓN

Querido alumno:

En la familia CECyTEC tenemos un gran compromiso, la enorme tarea de que ustedes, nuestros alumnos, logren sus metas y sus objetivos. Con estos libros de trabajo estamos dándoles las herramientas que les permitan desarrollar sus conocimientos y habilidades para tener un buen desempeño académico.

Dedícate tiempo de manera inteligente para desarrollar tus habilidades y destrezas. Ten muy claras tus metas. Recuerda que solo con educación podemos construir un futuro prometedor, un mejor país, un mejor estado, un mejor municipio y una mejor familia.

Aprende a soñar. Lucha por tus sueños. Te auguro que serás siempre un triunfador.

¡Estás a muy poco de lograr el éxito!

Mtra. Margarita Nelly Duarte Quijano

Directora General del CECyTEC

Libro de Trabajo
Febrero - Julio 2022

Química II

Segundo Parcial

Plantel: _____

Nombre del Alumno: _____

Carrera: _____

Semestre:_____ Grupo:_____

Colegio de Estudios Científicos y Tecnológicos del Estado de Campeche

Eje:
Explica el comportamiento e interacción en los sistemas químicos, biológicos, físicos y ecológicos.

Componentes:
Comportamiento e interacción de los sistemas químicos.

Contenido central:
Modelos de ácidos base: ¿Por qué algunas sustancias son corrosivas?
La energía en las reacciones químicas.

Contenido específico:

- ¿Cómo se modela el comportamiento de un ácido y de una base?
- Modelos de Arrhenius y Brönsted-Lowry.
- ¿Qué indica el valor de pH?
- Sustancias indicadoras de pH.
- La característica logarítmica del pH.
- ¿Cómo se relaciona la fuerza de los ácidos y bases con el equilibrio dinámico?
- Ionización: diferencia entre los ácidos y bases fuertes y débiles.
- Reacciones ácido-base, energía y el equilibrio dinámico.
- Formación de sales.
- ¿Cuál es el costo energético de la formación y ruptura de enlaces químicos?
- ¿Qué es la energía de activación?
- Tipos de sistema interacción sistema-entorno.
- La importante diferencia entre temperatura y calor.
- Reacciones endotérmicas y exotérmicas.
- Energía de activación y energía de reacción.

Aprendizajes esperados:

- Reconoce la importancia de los modelos en la ciencia.
- Identifica las características de los ácidos y las bases y la relaciona con ejemplo de la vida cotidiana.
- Hace uso de forma diferenciada, de los modelos ácido - base de Arrhenius y Brönsted-lowry.
- Reconoce la cualidad logarítmica de la escala de pH y comprende su significado.
- Predice el valor de pH de disoluciones de uso cotidiano en función de su uso.
- Identifica las reacciones de neutralización y comprende el mecanismo químico correspondiente.
- Reconoce la ionización como el proceso mediante el cual se forma los iones.

- Caracteriza y diferencia los sistemas con base en las interacciones de estos con el entorno.
- Diferencia los conceptos de temperatura y calor.
- Distingue y caracteriza las reacciones endotérmicas y exotérmicas.
- Identifica reacciones endotérmicas y exotérmicas que ocurren en su entorno, así como su utilidad.

¿Agrio o amargo? ¿Caliente o frío?

La lengua de una persona puede distinguir diversos sabores. Cuando pruebas el jugo de un limón de seguro que aprietas la lengua y hasta los ojos, debido al sabor agrio; pero cuando muerdes una almendra el sabor es totalmente diferente, te hará abrir los ojos y cerrar los dientes ¿A qué se debe ese sabor característico de estos alimentos? Gracias a la Química se ha podido dar respuesta a esta cuestión.

Los alimentos que tienen un sabor agrio se debe a que dentro de su composición hay una o más sustancias (elementos o compuestos) que son **ácidos**; y en el caso de los alimentos con sabor amargo es porque dentro de su composición hay una o más sustancias que son **bases (alcalinas)**. Esta propiedad de la materia no está limitada a los alimentos, en todo lo que nos rodea hay cosas, objetos, productos y sustancias que tienen un carácter ácido y base. Es por esta razón que no se puede andar probando todo para saber si es ácido o base solo por su sabor agrio o amargo sin sufrir un posible envenenamiento y también porque hay sustancias que no tienen sabor agrio ni amargo pero pueden ser ácidas o básicas. Entonces, ¿Cómo saber que sustancias es ácida o básica sin probarla? De nuevo, que útil es la Química para responder a esta cuestión. En este segundo parcial se estudiará a dos grandes científicos que escribieron sus **Teorías** de ácidos y bases donde representaron a través de modelos el comportamiento de estas sustancias para identificarlas.

¿Quiénes son esos científicos? ¿Qué es una teoría? ¿Qué es un **modelo científico**? Para cada cuestión hay una respuesta, pero antes de contestar hablemos de la segunda interrogante del título ¿Caliente o frio? La lengua a parte de sentir lo agrio y amargo también siente lo caliente y lo frío ¿Por qué algo es caliente o frio? De nueva cuenta la Química nos ayuda a entender y responder esta pregunta, aunque en este caso no depende directamente de su composición sino de la **energía**. Como sabes toda la materia esta formada por átomos cargados eléctricamente que forman moléculas y que pueden moverse o desplazarse de un lugar a otro, formando o rompiendo enlaces químicos a través de reacciones químicas donde ese aumento de movimiento se convierte en energía química y que a su vez puede convertirse en **calor**; esto ocurre todo lo contrario para el frío, el movimiento de las moléculas puede disminuir o transferir su energía a otras moléculas y con ello enfriarse; todo esto por describir un caso.

Entonces, Cuándo caliento mi café por las mañanas ¿las moléculas de agua reaccionan con las moléculas de cafeína? Y ¿Cuándo dejo asentado por mucho tiempo mi café en la taza hasta enfriarse, las moléculas se vuelven a formar en agua y cafeína? No, no todo están fácil como parece, por eso la Química a encargado a un ayudante llamado Termodinámica para que enseñe el comportamiento de la energía en la materia a través de sus **Leyes**. Las Leyes de la Termodinámica utilizan **sistemas** y modelos para explicar como la energía puede transformarse en muchos tipos y como saber si una reacción

química necesitará (reacción **endotérmica**) o producirá energía (reacción **exotérmica**) para llevarse a cabo.

Así que si eliges agrio te gusta lo ácido, si te gusta lo amargo te gusta lo básico; si prefieres lo caliente necesitaras energía y si prefieres frio tendrás que quitarle energía, todo es cuestión de elección y claro ¡saber Química!

Antes de iniciar ¡con todo! a responder las preguntas que han surgido hasta ahora, escribe el significado o la definición de los siguientes conceptos que puedes buscar en un diccionario, en internet o en algún libro de Química de secundaria.

1. Ácido

2. Base

3. Teoría

4. Modelo científico

5. Energía

6. Calor

7. Ley

8. Sistema

9. Endotérmico

10. Exotérmico

1 ¿QUÉ ES ÁCIDO? ¿QUÉ ES BASE?

La gente acostumbra mucho en México agregar a sus comidas el jugo de limón porque les agrada el sabor que le da a su comida, sin embargo, a la gente no le gusta comer un limón solo, ya que pone de manifiesto su sabor y produce que la gente ponga caras graciosas.

Veamos algunas características de los ácidos:

1. Sabor agrio.
2. Tienden a reaccionar con el agua.
3. Corroe los metales y queman las células.
4. Tienen color fuerte e intenso.
5. Su olor es picante.
6. Es una disolución acuosa.
7. Ceden protones, realiza un enlace iónico.
8. Se usa en productos de limpieza.
9. Libera hidrógeno.
10. Cambia el papel tornasol a rojo.
11. Provoca lluvia ácida.
12. Su pH es menor de 7.

Figura 1: Limón, su jugo contiene ácido cítrico lo que le confiere el sabor agrio y el carácter ácido. Tomada del Universal.

¿Pero que tal cuando la gente come una almendra amarga? Experimenta una sensación diferente en su boca. ¿Has comido uno de ellos? Se experimenta una sensación como agarrosa, incluso se considera una fruta selecta y fina gracias a sus propiedades.

Ahora conozcamos las características de las bases:

1. Sabor amargo y consistencia arenosa
2. Produce iones de hidróxido.
3. Son resbalosos al tacto
4. Forman enlaces covalentes.
5. Su pH es mayor de 7
6. Tiende a cambiar de color.
7. Olor dulce
8. Estabiliza a los ácidos
9. Gana protones.
10. Se utiliza en medicamentos.
11. Forma y tiene óxidos.

Figura 2: Almendras, las amargas, al masticarlas se produce el benzaldehído que le confiere el sabor amargo y el carácter alcalino. Tomada de Dosfarma.

Cómo acabamos de ver los **ácidos** primero fueron reconocidos como sustancias que saben agrias. El vinagre sabe agrio debido a que es una disolución diluida de ácido acético; el ácido cítrico es responsable del sabor agrio de un limón. Las **bases**, en

ocasiones llamadas álcalis, se caracterizan por su sabor amargo y sensación resbaladiza. La mayoría de los jabones de mano y preparaciones comerciales de destapacaños son altamente básicos. Sin embargo, se indican otras características que no se perciben con simplemente probarlo, sino de conocimiento de su composición y comportamiento cuando interaccionan o reacción con otras sustancias.

El estudio de ácidos y bases es de vital importancia para la Química, puesto que la mayoría de los procesos químicos, ya sea en organismos vivos o en materia inerte, se dan a través de reacciones ácido-base. Como ejemplo, una sustancia química que ocupa el primer lugar en términos de la cantidad producida en Estados Unidos es el ácido sulfúrico, H_2SO_4. Treinta y seis mil millones de kilogramos de este material se utilizan cada año en la producción de fertilizantes, detergentes, plásticos, fármacos, baterías y metales.

2. MODELANDO ÁCIDOS Y BASES CON LAS TEORÍAS

2.1 TEORÍA DE ARRHENIUS

El químicos sueco **Svante Arrehenius** en 1884 presentó su teoría de disociación iónica, la cual decía que muchas sustancias que se encuentran en disolución acuosa experimentaban una ruptura o disociación en iones positivos y negativos. De este modo, sales como el cloruro de calcio o el sulfato de litio se disocian de la siguiente forma:

$$CaCl_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2Br^{-1}$$
$$Li_2SO_4 \rightarrow 2Li^{+1} + (SO_4)^{-2}$$

Estas disociaciones iónicas, también conocidas como disociaciones electrolíticas, demuestran la conductividad eléctrica de las disoluciones en medio acuoso de muchas sustancias que reciben el nombre de electrólitos.

En esta Teoría, Arrhenius definió ácido y bases como:
Un ácido es:

Toda sustancia que puede liberar H+ al disolverse en agua

Ejemplos de ácidos: ácido clorhídrico (HCl) y el ácido nítrico (HNO_3)

$$HCl \rightarrow H^{+}_{(ac)} + Cl^{-1}_{(ac)}$$

$$HNO_3 \rightarrow H^{+}_{(ac)} + NO_3^{-1}{}_{(ac)}$$

Se observa como cada ácido al disolverse en agua se disocia en iones, ambos produciendo el ion hidrógeno (H^+).

Una base es:

Toda sustancia que puede liberar OH- al disolverse en agua

Ejemplos de bases: el hidróxido de sodio (NaOH) y el hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$)

$$NaOH \rightarrow Na^{+}_{(ac)} + OH^{-1}_{(ac)}$$

$$Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{+2}_{(ac)} + OH^{-1}_{(ac)}$$

Se observa como cada base al disolverse en agua se disocia en iones, ambos produciendo el ion hidroxilo (OH^{-1}).

Siguiendo la teoría, las reacciones de neutralización ácido-base tienen lugar cuando un ácido reacciona totalmente con una base, produciéndose una sal más agua.

ÁCIDO + BASE ⟶ SAL + AGUA

Se llega así a la conclusión de que una reacción de neutralización consiste en la combinación del ion H^+ (hidrógeno) del ácido, con el ion OH^- (hidroxilo) de la base para producir H_2O no disociada.

La teoría de Arrhenius, a pesar de constituir un gran avance, tiene grandes limitaciones, ya que reduce muchísimo los conceptos de ácido y base.

2.2 TEORÍA DE BRONSTED-LOWRY

En 1923, J. N. **Bronsted** y T. M. **Lowry** proponen por separado, pero casi simultáneamente, una teoría acerca de los ácidos y las bases que ampliaba considerablemente los conceptos anteriormente expuestos por Arrhenius.

Según su propuesta, “una sustancia se comportaba como un ácido cuando cedía protones y como base cuando aceptaba protones”. La tendencia a transferir protones era lo que caracterizaba a los ácidos, mientras que la tendencia a aceptarlos era algo característico de las bases según esta teoría.

Las ideas de ácido y base son complementarias. Los ácidos sólo actuarán como tales, como dadores de protones, si existe presencia de algunas sustancias capaces de aceptarlos, es decir, una base. De la misma manera, las bases sólo pueden aceptar algún protón si hay ácidos que les transfieren algunos protones.

La reacción general que ocurre cuando un ácido se disuelve en agua puede representarse mejor como un ácido (HA) donando un protón a la molécula del agua para formar un nuevo ácido (el ácido conjugado) y una nueva base (la base conjugada).

$$\underset{\text{Ácido}}{HA_{(ac)}} + \underset{\text{Base}}{H_2O_{(l)}} \rightarrow \underset{\text{Ácido conjugado}}{(H_3O)^{+1}_{(ac)}} + \underset{\text{Base conjugado}}{A^-_{(ac)}}$$

Así, por ejemplo, en una disolución acuosa de ácido nítrico, HNO_3, éste actuará como ácido y la base será el agua, ya que el ácido nítrico se ioniza, cediendo al agua un protón:

$$HNO_{3(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow (H_3O)^{+1}_{(ac)} + (NO)^{-3}_{(ac)}$$

Un ácido:

Es toda sustancia capaz de ceder uno o más protones a otra molécula.

Una base:

Es toda sustancia capaz de aceptar uno o más protones a otra molécula.

Se puede considerar a las reacciones ácido-bases como equilibrios, en los que las sustancias formadas pueden transferir también H+ entre ellas. En general, sí expresamos como un equilibrio la reacción ácido-base, tenemos:

ÁCIDO + BASE ⟶ ÁCIDO CONJUGADO DE LA BASE + BASE CONJUGADA DEL ÁCIDO

Siendo el ácido conjugado de la base, el que se forma cuando la base recibe un H+, y la base conjugada del ácido es la base formada cuando el ácido cede un H+.

Así, un par conjugado queda constituido por un ácido y su base conjugada, o viceversa.

Estas reacciones de ácidos-bases son las que en la teoría de Bronsted-Lowry se denominan reacciones de neutralización.

Por ejemplo: HF y F^-, y NH_4^+ y NH_3 son pares ácido – base conjugado,

$$HF \rightarrow H^+ + F^-$$

$$NH_4^+ \rightarrow H^+ + NH_3$$

es decir, tanto el F^- como el NH_3 son bases de Bronsted-Lowry

La teoría de Bronsted-Lowry tiene muchas mejorías con respecto a la teoría de Arrhenius, ya que las definiciones de ácidos-bases de Bronsted-Lowry no se limitan a las disoluciones acuosas, y son válidas para cualquier disolvente, pues se conocen abundantes sustancias con comportamientos ácidos y básicos en ausencia de agua. También, aunque las definiciones en ambas teorías de los conceptos ácido-base, pueden considerarse casi análogas las definiciones de Bronsted y Lowry para las bases permite incluir sustancias que no eran base para Arrhenius como: NH_3, S^{2-}, HCO^{3-}, CH_3NH_2, etcétera.

3. DETERMINACIÓN DE ÁCIDEZ O BASICIDAD

Para determinar o saber si una sustancia o producto que usamos en nuestras casas tienen compuestos con carácter ácido o base hay muchos métodos, uno de los más sencillos es el método colorimétrico. El método colorimétrico emplea sustancias llamadas indicadores ácido-base, las cuales tienen la propiedad de cambiar de color según se encuentren en un medio ácido o básico. Hay otros métodos que nos permiten determinar el pH, una escala numérica en la que se expresa la acidez o alcalinidad de una sustancia, pero eso lo aprenderemos en el siguiente aprendizaje.

Los indicadores ácido-base son pigmentos naturales o artificiales. El indicador más práctico y económico es el papel tornasol. El tornasol se extrae de diversas especies de líquenes y se impregna en tiras de papel poroso. Al exponerse el papel tornasol a la disolución problema, cambia de color: el papel tornasol azul, en presencia de una disolución ácida, cambia a rojo; el papel tornasol rojo, al ponerse en contacto con una base, se vuelve azul. Esto es porque los iones hidrógeno o hidroxilo presentes reaccionan cambiando el equilibrio de la ionización del indicador.

Hay otros indicadores naturales, pues se obtienen con infusiones de algunos vegetales que encontramos fácilmente en una frutería, como lo son: la jamaica, la col morada o la remolacha. Estos indicadores se obtienen, picando el vegetal y colocándolo en un recipiente como una cazuela, se le agrega un poco de agua hasta cubrirla y se calienta hasta que el agua hierva y adquiera un color purpura profundo, posteriormente se deja enfriar y se filtra para dejar solo el líquido. Listo tenemos un indicador ácido-base. En la siguiente tabla 1 se presenta una escala con la cual se puede determinar el grado de ácido o base que es una sustancia de acuerdo a la tonalidad final que adquiere dicha sustancia al añadirle unas gotas del indicador natural.

Tabla 1: Escala colorimétrica de un indicador natural con los grados de acidez y alcalinidad

Color del indicador	Grado de acidez o alcalinidad
Rojo brillante	Ácido fuerte
Rojo	Ácido moderado
Rojo púrpura	Ácido débil
Púrpura	Neutro
Azul verde	Base débil
Verde limón	Base moderada
Amarillo	Base fuerte

En la Sección de Cierre seguiremos hablando un poco más de los indicadores naturales y comprobaremos su efectividad en un experimento.

Descubre +
Visita el enlace
https://goo.gl/2Xfo6q

PRODUCTO DE APRENDIZAJE 1

1. Consigue en tu casa los siguientes alimentos y sustancias de uso doméstico: lechuga o repollo, carne, leche, vinagre, refresco, agua, sal, azúcar, jabón, pasta dental, leche de magnesia, jugo de limón, cebolla, cloro y con ayuda de la información 1 ¿QUÉ ES ÁCIDO? ¿QUÉ ES BASE? Vas a probar dependiendo sea el caso la mínima cantidad de cada uno (**OJO no pruebes el cloro**) y tocarlos colocando una mínima porción entre tus dedos y frotándolos. A completa el cuadro escribiendo el nombre donde determines que es, si es ácida o básica. No te preocupes si no consigues algunos, has la actividad con lo que tengas.

ÁCIDO	BASE

2. Lee detenidamente la información 2. MODELANDO ÁCIDOS Y BASES CON LAS TEORÍAS y a completa el cuadro

PREGUNTAS	TEORÍAS	
	ARRHENIUS	**BRONSTED-LOWRY**
¿En qué año se pronunció?		
¿Qué es un ácido?		
¿Qué es una base?		
¿En que se basa su teoría?		
¿Cuál es su reacción química?		
Escribe ejemplos de ácidos		
Escribe ejemplos de bases		

3. Para concluir esta actividad de aprendizaje realiza el experimento Ácido-Base siguiendo el procedimiento que se indica en la Sección de Cierre al final de este libro.

Evaluación

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN PARA LA ASIGNATURA DE QUIMICA II

LISTA DE COTEJO

NOMBRE DEL ALUMNO:		
PLANTEL:	ESPECIALIDAD Y GRUPO:	
SEGUNDO PARCIAL		
APRENDIZAJES ESPERADOS: • Reconoce la importancia de los modelos en la ciencia. • Identifica las características de los ácidos y bases y los relaciona con ejemplos de la vida cotidiana. • Hace uso de forma diferenciada, de los modelos ácido - base de Arrhenius y Brönsted- Lowry.		
PONDERACIÓN: 30%	ENTE EVALUADOR: HETEROEVALUACIÓN	TIPO DE EVALUACIÓN: FORMATIVA/SUMATIVA

CRITERIOS A OBSERVAR	**CUMPLE**		**OBSERVACIONES**
	SI	**NO**	
1. Distingue una sustancia ácido.			
2. Distingue una sustancia basica			
3. Diferencia un ácido de Arrhenius			
4. Diferencia una base de Arrhenius			
5. Diferencia un ácido de Bronsted-Lowry			
6. Diferencia una base de Bronsted-Lowry			
7. Sigue las instrucciones paso a paso del experimento			
8. Anota sus observaciones			
9. Presenta sus fotos y el cuadro completo correctamente.			
10. Emite una conclusión respondiendo a las cuestiones expuestas			

RESULTADO DE EVALUACIÓN	PUNTAJE	CALIFICACIÓN
LOGRO ALTO	**8, 9, 10**	**8, 9, 10**
LOGRO MEDIO	**6, 7**	**6, 7**
LOGRO BAJO	**5**	**5**
COMPETENCIA GENERICA: 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.		

FECHA DE APLICACIÓN:

RESPONSABLE DE LA EVALUACIÓN

4. ¿QUÉ INDICA EL VALOR DE PH?

Ya aprendimos algunas características y métodos para determinar si una sustancia es ácida y basica, pero no son muy exactas, incluso las teorías ácido-base aplica para algunas sustancias pero no aplica en otras, hay que considerar todas las teorías para tratar de incluir a todas las sustancias ácidos y bases. Pero hay un método para determinar de una manera exacta, es mediante la determinación de pH.

El pH mide la acidez o alcalinidad de una sustancia a partir de la concentración molar de iones hidrógeno o hidronio (H^+ o H_3O^+) en ella. En la escala de pH los valores van de 0 a 14, un valor menor de 7 corresponde a una disolución ácida y un valor mayor de 7 indica que la disolución es básica o alcalina. ¿Cómo fueron asignados estos valores? ¿Cómo fueron calculados?

De acuerdo con la teoría de Bronsted-Lowry, el agua puede actuar como un ácido o como una base, puesto que es una sustancia anfótera. La molécula de agua que actúa como ácido dona un protón a la molécula de agua que actúa como base.

$$\underset{\text{ácido}}{H_2O_{(ac)}} + \underset{\text{base}}{H_2O_{(ac)}} \leftrightarrow \underset{\text{ácido}\ \text{ion hidronio}}{H_3O^+_{(ac)}} + \underset{\text{base}\ \text{ion hidroxilo}}{OH^{-1}_{(ac)}}$$

De acuerdo con la reacción anterior, la transferencia de un protón entre dos moléculas de agua produce igual número de iones hidronio (H_3O^+) que de iones hidroxilo o hidróxido (OH^-). Experimentalmente, se ha determinado que la concentración de iones hidronio y de iones hidroxilo en el agua pura a 25° C es de 1 x 10^{-7} mol/L:

$$[H_3O^+] = [H+] = 1 \times 10^{-7}\ \text{mol/L} \quad \text{y} \quad [OH^{-1}] = 1 \times 10^{-7}\ \text{mol/L}$$

Se emplean corchetes [ ] para representar la concentración en moles por litro. Análisis adicionales revelan que, en el agua pura, el producto de las concentraciones de iones

hidronio y de iones hidroxilo es igual a una constante denominada constante del producto iónico del agua (Kw). Ésta es igual a 1×10^{-14} 25° C:

$$Kw = [H+]\,[OH^{-1}] = (1 \times 10^{-7})\,(1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14}$$

Cuando en una disolución se tiene la misma concentración de iones $[H_3O^+]$ o $[H^+]$ que de iones $[OH^-]$, la disolución es neutra. Si se adiciona un ácido al agua, entonces aumenta la concentración de iones hidrógeno y la disolución es ácida. Si se adiciona una base al agua, aumenta la concentración de iones hidróxido y la disolución es básica.

La concentración de iones hidrógeno $[H^+]$ de una disolución determina su valor de pH. De forma que la solución será ácida o alcalina dependiendo de este valor. Estudia la tabla siguiente:

Solución ácida	pH < 7	$[H_3O^+]$ o [H+] > 1×10^{-7} M	[H+] > $[OH^-]$
Solución neutra	pH = 7	$[H_3O^+]$ o [H+] = 1×10^{-7} M	[H+] = $[OH^-]$
Solución básica	pH > 7	$[H_3O^+]$ o [H+] < 1×10^{-7} M	[H+] < $[OH^-]$

Las sustancias ácidas tienen valores de pH inferiores a 7 y las sustancias básicas mayores a 7. El pH de 7 indica que la disolución es neutra, Por cada unidad de cambio en el pH hay un cambio de diez veces en la magnitud de la acidez o la alcalinidad, Por ejemplo, un pH = 6 es diez veces más ácida que un pH = 7, mientras que un pH = 5 es 100 veces más ácido que un pH = 7.

Las concentraciones molares de los iones hidrógeno y de los iones hidróxido que se encuentran en las disoluciones ácidas o básicas generalmente son cantidades muy pequeñas, es aquí donde para facilitar el manejo de estos valores se aplica un **potencial o logaritmo** para convertirlo a un número entero, obteniendo la **escala logarítmica del pH** como se observa en la siguiente imagen:

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

Disoluciones ácidas — Disoluciones básicas

El pH juega un papel muy importante en Química y Biología, es decir, en nuestras vidas. Los niveles de acidez y alcalinidad son determinadas para que muchas reacciones se lleven a cabo, tanto en los procesos internos de los seres vivos como en la preparación de productos que utilizamos en nuestra vida cotidiana. Por ejemplo, se necesitan niveles adecuados de acidez, entre pH de 6 y 7, en el suelo para que las plantas puedan absorber los nutrientes y conseguir un óptimo crecimiento. En las albercas, el pH debe estar entre el 7.2 y 7.6 ya que si el valor está por debajo de 7.2 el agua provoca irritación en los ojos, la piel y las mucosas, y si el nivel supera 7.6 la acción del cloro se ve reducida,

favoreciendo a si la proliferación de algas y otros microorganismos patógenos. La medición de acidez en la sangre y la orina ayudan a detectar un mal funcionamiento de los riñones, el pH de la sangre debe estar entre 7.35 y 7.45. Las variaciones de pH en nuestro organismo pueden modificar ciertos procesos fisiológicos, como las reacciones enzimáticas o la asimilación de nutrientes en los diferentes niveles de nuestro aparato digestivo; por ejemplo el jugo gástrico tiene un pH entre 1.5 a 3.5 y el tejido mucoso del intestino delgado es alcalino con un pH de 8.5, si estos valores cambian el organismo pueden empezar a presentar diversas enfermedades.

4.1 CALCULO DE PH

La escala de acidez de Sörensen se dio a conocer como escala de pH del francés *pouvoir de l´hydrogéne*, que significa "potencial de hidrógeno"

El valor del pH se puede calcular mediante la ecuación matemática:

$$pH = - \log [H^+]$$

Así el pH de una disolución se define como el negativo del logaritmo de la concentración de iones hidrógeno en moles por litro.

A continuaciones analizaremos ejemplos para calcular el pH siguiendo los pasos con sumo cuidado. Para aplicar logaritmo necesitaras una calculadora que tenga esta función.

Ejemplo 1
¿Cuál es el pH de una solución de HCl que tiene una concentración de iones de hidrógeno de 2×10^{-4} mol/L? ¿Es un ácido o una base?

Datos:	Formula	Sustitución
pH = ¿? [H+] = 2×10^{-4} mol/L	pH = - log $[H^+]$	pH = - log (2×10^{-4})
Uso de la calculadora: ingresa oprimiendo cada tecla en el orden que se muestra		
Casio: (-) → log → 2 → EXP → (-) → 4 → = En algunos modelos de Casio u otras marcas, la tecla cambio de signo (-) aparece como ± o +/-; la tecla EXP aparece como $x10^x$		
Telefono celular: - → log → 2 → x → 1 → 0 → X^y → - → 4 → =		
Resultados: **3.69 = 3.7** **Es un ácido fuerte**		

Ejemplo 2

¿Cuál es el pH de una solución de NaOH que tiene una concentración de iones hidrógeno de 1.9×10^{-12} M? ¿Es un ácido o una base?

Datos:	Formula	Sustitución
pH = ¿? [H+] = 1.9×10^{-12} mol/L	pH = - log $[H^+]$	pH = - log (1.9×10^{-12})
Uso de la calculadora: ingresa oprimiendo cada tecla en el orden que se muestra		
Casio: (-) → log → 1 → . → 9 → EXP → (-) → 1 → 2 → = En algunos modelos de Casio u otras marcas, la tecla cambio de signo (-) aparce como ± o +/-; la tecla EXP aparece como $x10^x$		
Telefono celular: - → log → 1 → . → 9 → x → 1 → 0 → X^y → - → 1 → 2 → =		
Resultados: **11.7** **Es una base fuerte**		

Descubre +
Simulador Escala de pH
https://phet.colorado.edu/es/simulation/ph-scale
Khan Academy
https://es.khanacademy.org/science/chemistry/acids-and-bases-topic/acids-and-bases/v/ph-poh-of-strong-acids-and-bases?modal=1

Existen también diferentes métodos experimentales que permiten determinar el pH de las soluciones acuosas como las siguientes:

La forma más sencilla es utilizar las tiras reactivas de papel pH, las cuales se elaboran con una mezcla de indicadores y son expedidas comercialmente. Determinan el valor aproximado del pH.

Figura 3: Tiras reactivas para medir pH. Tomada de Onelab.

Otra forma mucho más exacta es mediante un potenciómetro o también conocido como pHmetro como el que se muestra en la imagen, es tan exacto que nos da hasta dos cifras después del punto.

Figura 4: Potenciómetro de pH. Tomada de Ogrosant.

5. REACCIÓN ÁCIDO-BASE, REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN

Los ácidos se han conocido desde hace cientos de años. Por ejemplo, los ácidos minerales ácido sulfúrico, H_2SO_4, y ácido nítrico, HNO_3, llamados así debido a que fueron obtenidos originalmente por medio del tratamiento de minerales, fueron descubiertos alrededor de 1300. Sin embargo, no fue hasta finales del siglo XIX que la naturaleza esencial de los ácidos fue descubierta por Svante Arrhenius, un físico sueco.

Arrhenius, quien estaba tratando de descubrir por qué sólo ciertas disoluciones podían conducir una corriente eléctrica, encontró que la conductividad surgía de la presencia de iones. En sus estudios sobre las disoluciones, el sueco observó que cuando se disolvían en agua las sustancias HCl, HNO_3 y H_2SO_4, se comportaban como electrolitos fuertes. Sugirió que esto era resultado de las reacciones de ionización en el agua.

$$HCl \rightarrow H^+_{(ac)} + Cl^{-1}_{(ac)}$$
$$HNO_3 \rightarrow H^+_{(ac)} + NO_3^{-1}{}_{(ac)}$$

Arrhenius propuso que un **ácido** es una sustancia que produce iones H^+ (protones) cuando se disuelve en agua.
Los estudios muestran que cuando se colocan en agua el HCl, el HNO_3 y el H_2SO_4, virtualmente cada molécula se disocia para formar iones. Esto significa que cuando se disuelve en agua 100 moléculas de HCl, se producen 100 iones H^+ y 100 iones Cl^-. Virtualmente no existen moléculas de HCl en disolución acuosa. Debido a que estas sustancias son electrolitos fuertes que producen iones H^+, se les llaman ácidos fuertes.

Arrhenius también encontró que las disoluciones acuosas que exhiben un comportamiento básico siempre contienen iones hidroxilo. Definió una **base** como una sustancia que produce iones hidroxilo (OH^-) en agua. La base más comúnmente utilizada en el laboratorio de química es el hidróxido de sodio, NaOH, el cual contiene los iones Na^+ y OH^- y es muy soluble en agua. Éste, como todas las sustancias iónicas, produce cationes y aniones separados cuando se disuelve en agua.

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(ac)} + OH^{-1}_{(ac)}$$

Aunque el hidróxido de sodio disuelto por lo regular se representa como NaOH(ac), debe recordar que la disolución en realidad contiene los iones separados Na^{+} y OH^{-}. De hecho, por cada 100 unidades de NaOH disueltas en agua, se producen 100 iones Na^{+} y 100 iones OH^{-}.

El hidróxido de potasio (KOH) posee propiedades notablemente similares a las del hidróxido de sodio. Es muy soluble en agua y produce iones separados.

$$KOH_{(s)} \rightarrow K^{+}_{(ac)} + OH^{-1}_{(ac)}$$

Debido a que estos compuestos hidróxido son electrolitos fuertes que contienen iones OH^{-}, se les llaman bases fuertes.

Cabe señalar que las sustancias ácidas y basicas que no forman en su totalidad iones al disolverse en agua, son llamadas ácidos débiles y bases débiles

Cuando se mezclan ácidos fuertes y bases fuertes (hidróxidos), el cambio químico fundamental que siempre ocurre es que los iones H^{+} reaccionan con los iones OH^{-} para formar agua.

$$H^{+}_{(ac)} \rightarrow OH^{-}_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

El agua es un compuesto muy estable, como es evidente por su abundancia en la superficie terrestre. Por tanto, cuando se mezclan sustancias que pueden formar agua, existe una fuerte tendencia a que ocurra la reacción. En particular, el ión hidróxido OH^{-} tiene una afinidad alta para los iones H^{+}, debido a que se produce agua en la reacción entre estos iones.

La tendencia a formar agua es la segunda de las fuerzas conductoras para las reacciones que se mencionaron. Cualquier compuesto que produce iones OH^{-} en el agua reacciona de manera vigorosa con cualquier compuesto que pueda proveer iones H^{+} para formar H_2O. Por ejemplo, la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio acuoso se representa por medio de la siguiente ecuación molecular:

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

A estas reacciones también se les llama reacciones de neutralización, debido a que al reaccionar el ácido fuerte con la base fuerte el producto es el agua y una sal, neutralizando el pH de la solución a 7.

$$\text{ácido} + \text{base} \rightarrow \text{sal} + \text{agua}$$

Este tipo de reacciones de neutralización son especialmente útiles como técnicas de análisis cuantitativo en análisis volumétrico y se conocen como valoraciones ácido-base.

En este caso se puede usar una disolución indicadora para conocer el punto en el que se ha alcanzado la neutralización completa. Algunos indicadores son la fenolftaleína (si las sustancias reaccionantes son ácido clorhídrico e hidróxido de sodio), azul de safranina, el azul de metileno, etc. Existen también métodos electroquímicos para lograr este propósito como el uso de un pH-metro o la conductimetría.

- Reacción de neutralización entre una base fuerte y un ácido débil. El anión del ácido sufre una hidrólisis produciéndose aniones hidróxido, por lo que el pH es > 7.

- Reacción de neutralización entre una base débil y un ácido fuerte. El catión de la base sufre una hidrólisis produciéndose cationes hidronio, por lo que el pH es < 7.

- Reacción de neutralización entre una base débil y un ácido débil. El anión del ácido sufre una hidrólisis al igual que el catión de la base, por lo que el pH es < 7 si es más débil la base y es >7 si es más débil el ácido.

La elección del indicador adecuado para determinar el punto de equivalencia dependerá del pH final, que tiene que estar dentro del intervalo en el que el indicador sufre el cambio de color.

Ejemplos:

- Hidróxido de sodio con ácido carbónico que forma carbonato de sodio y agua:
- Ácido nítrico con hidróxido de aluminio que forma nitrato de aluminio y agua:

Experimentalmente en el laboratorio se lleva a cabo de la siguiente manera como se observa en la siguiente imagen.

Descubre +
Simulador PHET: Solución ácido base
https://phet.colorado.edu/es/simulation/acid-base-solutions

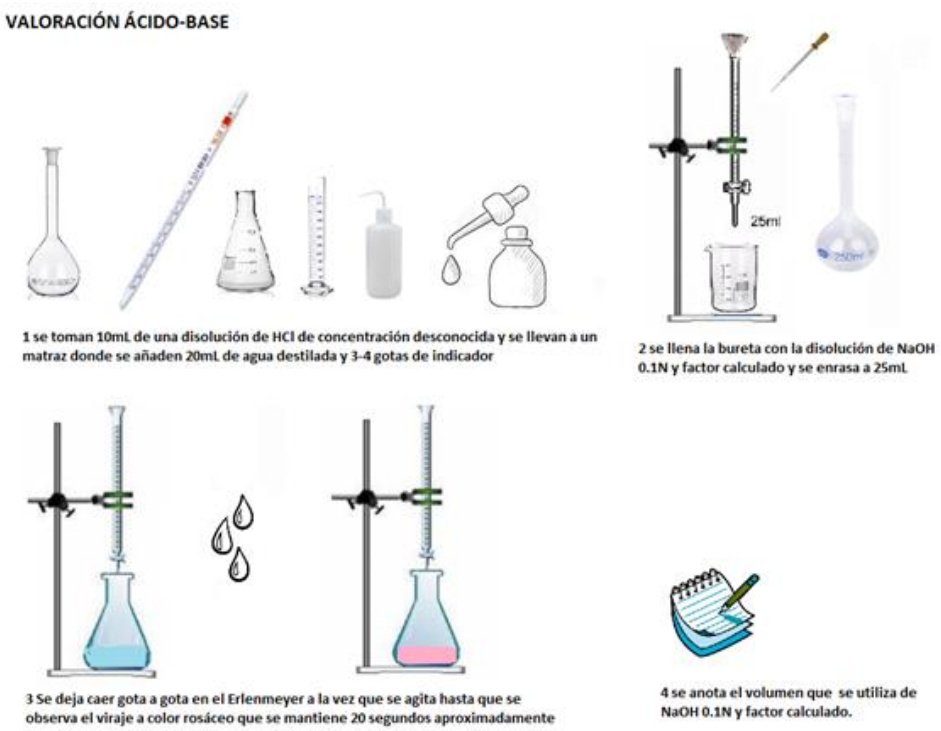


Figura 5: Practica de laboratorio donde se lleva a cabo una reacción de neutralización. Tomada de Brainly.

En un matraz Erlenmeyer ponemos una disolución de ácido clorhídrico y añadimos unas gotas del indicador fenolftaleína. La fenolftaleína es un indicador que en medio ácido es incoloro, mientras que en medio básico adquiere un color rosa, cambiando de color entre pH 8 y 9.8. En principio la disolución es ácida e incolora.

Ahora colocamos en una bureta una disolución de hidróxido de sodio y abrimos la llave poco a poco. A medida que cae hidróxido de sodio, este va reaccionando con el ácido clorhídrico para formar cloruro de sodio y agua, con lo que la concentración del ácido disminuye y el pH aumenta. Cuando se ha consumido todo el ácido, la siguiente gota de base que se añade vuelve a la disolución básica, y el indicador cambia al color rosa. En ese momento sabemos que todo el ácido ha sido neutralizado.

Las neutralizaciones ácido-base se producen "equivalente a equivalente", es decir, un equivalente de ácido es completamente neutralizado por un equivalente de base. Estos equivalentes de la base o el ácido están dados por la Normalidad (N) que es una unidad de concentración de soluciones.

La fórmula que permite calcular el volumen necesario para neutralizar un ácido a partir de una base o viceversa, viene dada por la expresión:

$$Na \times Va = Nb \times Vb$$

Siendo:
Na y Va la normalidad y el volumen del ácido y,
Nb y Vb la normalidad y el volumen de la base

Si se conocen tres de los datos anteriores se puede determinar el cuarto. Por tanto si se prepara una disolución de concentración conocida de la base y se añade cierto volumen conocido de esta a un Erlenmeyer, se podría determinar la normalidad del ácido determinando en una valoración el volumen gastado de este para neutralizar completamente la base anterior.

A continuaciones analizaremos ejemplos para calcular la concentración o el volumen de los ácidos o bases, siguiendo los pasos con sumo cuidado.

Ejemplo 1
Si se necesitan 25 ml de solución de hidróxido de sodio (NaOH) con una concentración de 0.2N para neutralizar 55 ml de una solución de ácido clorhídrico (HCl) hasta el punto final de la fenolftaleína, calcule la Normalidad de la solución de HCl.

Datos:	Formula y despeje	Sustitución
Na = ¿? Va = 55ml Nb = 0.2N Vb = 25ml	Na x Va = Nb x Vb $\mathrm{Na} = \frac{\mathrm{Nb\ x\ Vb}}{\mathrm{Va}}$	$\mathrm{Na} = \frac{0.2\mathrm{N\ x\ 25ml}}{55\mathrm{ml}}$
Uso de la calculadora: Primero realiza la multiplicación y por ultimo la división		
Resultados: La concentración del HCl es **0.09 N**		

Ejemplo 2
Calcular el volumen necesario de una disolución de NaOH 0.4 N para neutralizar 250 mL de una disolución de HCl 0.2 N

Datos:	Formula y despeje	Sustitución
Na = 0.2 N Va = 250ml Nb = 0.4N **Vb = ¿?**	Na x Va = Nb x Vb $\mathrm{Vb} = \frac{\mathrm{Na\ x\ Va}}{\mathrm{Nb}}$	$\mathrm{Vb} = \frac{0.2\mathrm{N\ x\ 250ml}}{0.4\mathrm{N}}$
Uso de la calculadora: Primero realiza la multiplicación y por ultimo la división		
Resultados: El volumen de NaOH debe ser de **125ml**		

Actividades de aprendizaje

PRODUCTO DE APRENDIZAJE 2

1. Dibuja y colorea una escala de pH y después investigas el pH de diferentes productos de uso doméstico como el cloro, el ácido muriático, el detergente, perfume; y de alimentos que consumimos como la leche, la miel, refrescos, lechuga, naranja, limón, huevos, zanahoria, papa, yogurt y el agua. También en tu mismo dibujo escribe el pH óptimo: del suelo para que crezcan las plantas, de la sangre para estar saludables, del jugo gástrico para digerir correctamente los alimentos, del intestino delgado para absorber los

nutrientes y señálalas en la escala. No te olvides de leer 4. ¿QUÉ INDICA EL VALOR DE PH? allí podrás hallar algunos pH.

Mi escala de pH

2. Lee la información 4.1. CALCULO DE PH y siguiendo paso a paso los ejemplos para calcular el pH, resuelve los siguientes ejercicios:

a). La concentración de ion hidrógeno en el vinagre es de 7.9×10^{-4} mol/L. Calcule el pH ; y determine si el vinagre es ácido, básico o neutro.

Datos:	Formula	Sustitución
pH = ¿? [H+] =	pH = - log $[H^+]$	pH = - log ( )
Resultados:		

b). La concentración del $[H^+]$ en el refresco Coca-cola es de 4.8×10^{-3} M. Calcule el pH y determine si la Coca-cola es ácida, básica o neutra.

Datos:	Formula	Sustitución

Resultados:

c). La concentración de ion hidrógeno en los suelos varía mucho. En los bosques, la concentración de ion hidrógeno en el suelo es de alrededor de $3.2x10^{-5}$ mol/L, mientras que en los suelos desérticos la concentración de ion hidrógeno es de casi $1.5x10^{-10}$ mol/L. La mayor concentración de ion hidrógeno en el suelo de los bosques ocurre debido a que la descomposición de la materia orgánica da como resultado la formación de dióxido de carbono. Calcule el pH para (i) el suelo de los bosques, y (ii) el suelo de los desiertos.

Datos:	Formula	Sustitución
(i) (ii)		
Resultados: (i) (ii)		

3. Lee la información detenidamente de 5. REACCIÓN ÁCIDO-BASE, REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN y siguiendo paso a paso los ejemplos para calcular la concentración normal o el volumen de un ácido o base en una reacción de neutralización, resuélvelos.

a). Si se necesitan 35 ml de solución de hidróxido de sodio (NaOH) con una concentración de 0.1 N para neutralizar 75 ml de una solución de ácido clorhídrico (HCl) hasta el punto final de la fenolftaleína, calcule la Normalidad de la solución de HCl.

Datos:	Formula y despeje	Sustitución
Na = ¿? Va = Nb = Vb =	Na x Va = Nb x Vb $Na = \frac{Nb \text{ x } Vb}{Va}$	$Na = \frac{N \text{ x } ml}{ml}$
Resultados:		

b). El amoniaco de uso doméstico es una solución diluida de amoniaco en agua. Al titular 2 ml de amoniaco casero, se necesitaron 34.9 mL de HCl con concentración de 0.11 N, para neutralizar la solución hasta el punto final del indicador rojo de metilo. Calcule la normalidad de la solución de amoniaco casero.

Datos:	Formula y despeje	Sustitución
Resultados:		

c). ¿Qué volumen de Al(OH)3 a 0.4 N se requiere para neutralizar 22 ml de H3PO4 a 0.5 N?

Datos:	Formula y despeje	Sustitución
Na = Va = Nb = Vb = **¿?**	Na x Va = Nb x Vb $Vb = \frac{Na \times Va}{Nb}$	
Resultados:		

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN PARA LA ASIGNATURA DE *QUIMICA II*

LISTA DE COTEJO

NOMBRE DEL ALUMNO:		
PLANTEL:	ESPECIALIDAD Y GRUPO	
SEGUNDO PARCIAL		
PONDERACIÓN: 40 %	ENTE EVALUADOR: HETEROEVALUACIÓN	TIPO DE EVALAUCIÓN FORMATIVA

APRENDIZAJE ESPERADO:
-Reconoce la cualidad logarítmica de la escala de pH y comprende su significado.
-Predice el valor de pH de disoluciones de uso cotidiano en función de su uso.
-Identifica las reacciones de neutralización y comprende el mecanismo químico correspondiente.
-Reconoce la ionización como el proceso mediante el cual se forma los iones.

CARACTERÍSTICAS A EVALUAR	CUMPLE		OBSERVACIONES
	SI	NO	
1. La escala de pH fue dibujada y pintada a mano y presenta imágenes de los productos y alimentos.			
2. Presenta los valores de pH de cada producto, alimento y pH óptimos de importancia para salud			
3. Identifica, en más de la mitad de los ejercicios de pH, los datos proporcionados para darle solución.			
4. Sigue el procedimiento del Método de resolución de pH, paso a paso en más de la mitad de los ejercicios.			
5. Aplica la fórmula de pH y determina el pH solicitado en más de la mitad de los ejercicios.			
6. Específica si la sustancia es ácida o básica de acuerdo al pH calculado.			
7. Identifica, en más de la mitad de los ejercicios de Neutralización, los datos proporcionados para darle solución.			
8. Sigue el procedimiento del Método de resolución de Neutralización, paso a paso en más de la mitad de los ejercicios.			
9. Determina el volumen o concentración solicitado en más de la mitad de los ejercicios.			
10. Establece el resultado y la solución a los problemas correctamente.			

RESULTADO DE EVALUACIÓN	PUNTAJE	CALIFICACIÓN
LOGRO ALTO	**8, 9, 10**	**8, 9, 10**
LOGRO MEDIO	**6, 7**	**6, 7**
LOGRO BAJO	**5**	**5**

COMPETENCIA GENERICA: 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.

FECHA DE APLICACIÓN:

NOMBRE Y FIRMA

RESPONSABLE DE LA EVALUACIÓN

6. TERMOQUÍMICA: LA ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICA

Las reacciones químicas son procesos de transformación que implican cambios en la materia (reactivos trasformados en productos), así como en la energía química que contiene las sustancias, que puede transformarse en energía calórica, eléctrica, luminosa y mecánica.

La energía generalmente se define como la capacidad para efectuar un trabajo. Todas las formas de energía son capaces de efectuar un trabajo, pero todas ellas tienen la misma importancia para la química. La energía tiene que ver mucho con la química. Casi toda la energía de la cual dependemos se obtiene a partir de reacciones químicas. Los procesos químicos no simplemente generan calor, también pueden efectuar trabajo, como impulsar un taladro o dar marcha al motor de arranque de un auto.

Pensemos en procesos químicos que observamos en un día ordinario:

- Comemos alimentos con el fin de producir la energía necesaria para mantener nuestras funciones biológicas.
- Quemamos combustibles fósiles como la hulla, petróleo, gas natural con objeto de producir energía eléctrica abastece nuestros hogares y oficinas, y nos lleva desde un lugar a otro en auto, avión o tren.
- Utilizamos teléfonos celulares personales donde vemos videos o escuchamos música que tienen baterías.

La ciencia que estudia los cambios de calor (energía) en las reacciones químicos se llama termoquímica. Para el estudio de estos procesos químicos de trasformación de la energía y de la materia, los fenómenos, se agrupan en sistemas. Un sistema es la parte del universo que se va a estudiar. Al resto de las condiciones como el entorno que rodea al sistema, la llamaremos Alrededores. De esta manera:

Universo = sistema + alrededores o entorno

La transferencia de energía asociada a una reacción química va del sistema a los alrededores o viceversa. Por ejemplo el gas LP (gas licuado de petróleo, mezclas de los hidrocarburos propano y butano principalmente), que se consume en hogares y laboratorios, se encuentra condensado (en estado líquido) porque ha sido comprimido y enfriado. Al salir de los tanques donde se almacena, cambia a fase gaseoso y su combustión en los quemadores de estufas, calderas y mecheros se utiliza para obtener energía. Para fines de estudio, la reacción se describe a continuación como si el gas solo consistiera en propano:

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O + \Delta \text{ (Energía en forma de calor)}$$

En este caso, y suponiendo que la combustión se realice en el quemador de una estufa, el quemador, el combustible y el oxígeno del aire son el sistema; el resto de la materia y energía del universo que lo rodea constituyen los alrededores.

Los sistemas se delimitan en su entorno y contemplan solo la materia involucrada en la reacción química (reactivos y productos) y los intercambios de energía. En el ejemplo, la energía liberada durante la reacción de combustible del gas proviene del cambio en la energía potencial (energía química) que poseían los reactivos y la que finalmente tienen los productos.

Para su estudio, es importante determinar cuáles son los límites del sistema. Esto permite analizar los intercambios de materia entre reactivos y productos, así como la energía absorbida hacia adentro del sistema o liberada hacia afuera del sistema.

Los sistemas se clasifican como abiertos, cerrados y aislados:

- **Sistemas abiertos**. Tanto la materia como la energía (generalmente en forma de calor) pueden entrar o salir libremente del sistema hacia los alrededores, hacia el entorno. La interacción del sistema con el entorno es totalmente abierta. Por ejemplo, una taza de café caliente, es un recipiente abierto que contiene agua cerca de su punto de ebullición. Así, la energía en forma de calor se trasfiere a los alrededores de la taza y trasforma el agua líquida en vapor, el cuál es liberado hacia el entorno.
- **Sistema cerrado**. La materia contenida en el sistema no puede salir, ni tampoco puede entrar materia de los alrededores del sistema. En otras palabras no existe intercambio de materia. Sin embargo, si existe intercambio de energía a través de las paredes del recipiente o de los límites del sistema. La interacción del sistema con el entorno se encuentra limitada para la materia, pero abierta para el intercambio de energía. Son ejemplos de este tipo de sistema una olla exprés tapada, un termómetro de mercurio o un foco.
- **Sistemas aislados**. En estos sistemas, tanto la materia como la energía permanecen constantes dentro del sistema. La interacción del sistema con el entorno se encuentra limitada tanto para la materia como para la energía. Un ejemplo de este tipo de sistemas, es el recipiente conocido como termo, que se

utiliza para conservar las bebidas calientes o frías. El termo es un sistema aislado mientras permanezca cerrado.

En la vida común, este tipo de sistemas se podrían representar con los ejemplos de la ilustración siguiente:

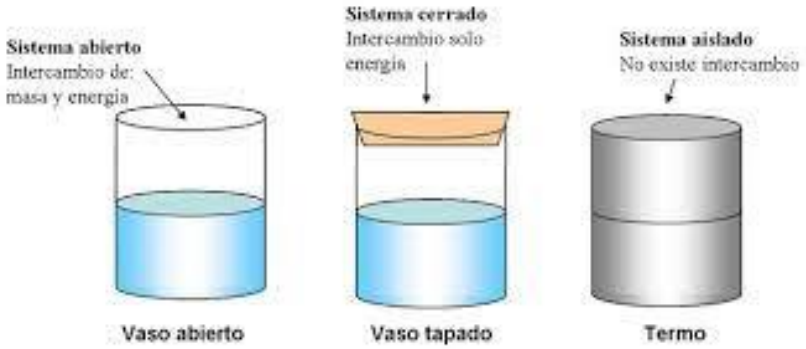


Figura 7: Sistemas donde se observa las características de cada una. Tomada de Google sites.

Otros conceptos importantes para comprender la energía en las reacciones químicas y en nuestro entorno son los siguientes:

Energía cinética: Las moléculas que constituyen a la materia no se encuentran estáticas, sino que se mueven de forma rotacional, traslacional y vibracional. Esto significa que todos los cuerpos están internamente en movimiento. A la energía asociada a este movimiento se le conoce como energía cinética.

Energía potencial: Está definida como la energía que posee un cuerpo en virtud de las siguientes situaciones:1) La posición que guarda un cuerpo con respecto a la superficie de la tierra. Por ejemplo, el agua contenida en una presa que fluye hacia abajo y durante su paso es capaz de mover las turbinas y generar electricidad. 2) La composición de una sustancia. Por ejemplo, la energía que contiene el gas natural y que se libera en forma de calor durante la reacción de combustión, también llamada energía potencial química.

Energía térmica: Es la suma de la energía cinética y la energía potencial química. Es una propiedad extensiva, ya que depende de la cantidad de materia presente. Representa la energía interna total de un sistema.

Energía de activación: Es la energía cinética (de colisión) mínima que las moléculas reaccionantes deben poseer para que empiece la reacción. Es la cantidad mínima de energía necesaria para que empiece la reacción.

Temperatura: Es una magnitud física que refleja la cantidad de calor, ya sea de un cuerpo, de un objeto o del ambiente.

Calor: Es un tipo de energía que se produce por la vibración de moléculas y que provoca la subida de temperatura. La unidad de energía calorífica es llamada caloría.

Caloría: Una caloría es la cantidad de calor necesario para elevar un grado centígrado la temperatura de un gramo de agua.

Flujo calórico: Es la cantidad de calor perdido así como ganado en la reacción (Q).

Reacción exotérmica: Es cuando la reacción química tiene perdida de calor (Q-).

Reacción endotérmica: Es cuando la reacción tiene ganancia de calor (Q+).

Entalpía: Es el cambio de calor de una reacción química y se representa con el símbolo ΔH.

Entalpía positiva: El cambio de calor de los productos es mayor al de los reactivos $\Delta H+$ (reacción endotérmica).

Entalpía negativa: El cambio de calor de los productos es menor al de los reactivos $\Delta H-$ (reacción exotérmica).

Primer Ley de la Termodinámica: La energía no se crea ni se destruye, es decir, la cantidad de materia-energía en el universo es constante, el calor producido en una reacción exotérmica se debe a que una pequeña cantidad de materia se ha convertido en energía.

Segunda Ley de la Termodinámica: El calor no puede pasar de un cuerpo a otro más caliente, a menos que reciba ayuda del exterior.

Descubre +
Videos Termodinámica
https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/thermodynamics-ap

Simulador PHET: Formas y cambios de energía
https://phet.colorado.edu/es/simulations/energy-forms-and-changes

7. ENERGÍA DE REACCIÓN

Casi todas las reacciones químicas implican una pérdida o ganancia de energía. Para medir este intercambio de calor entre productos y reactivos, se emplea una magnitud termodinámica, la entalpía, que se representa con la letra H. Así, no interesa conocer la energía de los productos o de los reactivos, sino la transferencia de calor entre ambos, conocida como cambio de entalpia (ΔH). Ésta es la cantidad de calor que se absorbe o se desprende durante una reacción química.

Hay varios tipos de entalpía, dependiendo del momento que ocurren: la entalpía estándar de reacción y la entalpía estándar de formación.

La entalpía estándar de formación ($\Delta H°f$) es el calor necesario para formar un mol de una sustancia a partir de los elementos que la constituyen bajo condiciones de presión y temperatura conocidas como estándares (1 atm y 25°C). Este valor se determina experimentalmente a partir de datos termoquímicos.

La entalpía estándar de reacción ($\Delta H°r$) se define como la cantidad de calor que se desprende o absorbe durante una reacción química, en condiciones estándares de presión y temperatura, de acuerdo con las cantidades de reactivos y productos. Se calcula a partir de las entalpías estándar de formación mediante la siguiente ecuación

$$\Delta H°_r = \sum n_p \Delta H°_f \text{ de los productos} - \sum n_r \Delta H°_f \text{ de los reactivos}$$

Donde:

$\Delta H°r$: es la entalpía estándar de reacción.

np: son los moles de cada uno de los productos, los coeficientes estequiométricos o numero enteros que están delante de cada formula de los productos

$\sum\Delta H°f$ de los productos: Es la sumatoria del calor de formación de todos los compuestos que están del lado de los productos en la reacción.

np: son los moles de cada uno de los reactivos, los coeficientes estequiométricos o numero enteros que están delante de cada formula de los reactivos.

$\sum\Delta H°f$ de los reactivos: Es la sumatoria del calor de formación de todos los compuestos que están del lado de los reactivos en la reacción.

Cabe mencionar que la entalpía de formación de un elemento químico o una molécula como el O_2 antes de la reacción es 0.

El signo negativo en la **$-\Delta H°r$** muestra que la reacción es **exotérmica**; esto quiere decir que durante la reacción de libera una considerable cantidad de calor a los alrededores.

El signo positivo en la **$+\Delta H°r$** indica que la reacción es **endotérmica**; lo que quiere decir que durante la reacción se requirió suministrar energía o la absorbió de los alrededores.

Para calcular la entalpía estándar de reacción es necesario tomar los valores de entalpía estándar de formación de la siguiente tabla:

Entalpías normales o estándar de formación, ΔH^o_f, en kJ/mol

Fórmula	Nombre compuesto	ΔH^o_f
$CO_{(g)}$	Monóxido de carbono	-110,4
$CO_{2\ (g)}$	Dióxido de carbono	-393,5
$NO_{(g)}$	Monóxido de nitrógeno	90,3
$NO_{2\ (g)}$	Dióxido de nitrógeno	33,2
$N_2O_{4\ (g)}$	Tetróxido de dinitrógeno	9,7
$SO_{2\ (g)}$	Dióxido de azufre	-296,9
$SO_{3\ (g)}$	Trióxido de azufre	-394,8
$C_{(grafito)}$	Carbono grafito	0,0
$C_{(diamante)}$	Carbono diamante	1,9
$O_{2\ (g)}$	Oxígeno	0,0
$O_{3\ (g)}$	Ozono	142,0
$S_{(rómbico)}$	Azufre rómbico	0,0
$S_{(monoclínico)}$	Azufre monoclínico	0,3
$CS_{2\ (l)}$	Disulfuro de carbono	-110,5
$NH_{3\ (g)}$	Amoníaco (gas)	-46,2
$NH_{3\ (l)}$	Amoníaco (líquido)	-67,2
$PCl_{3\ (g)}$	Tricloruro de fósforo	-306,4
$PCl_{5\ (g)}$	Pentacloruro de fósforo	-398,9
$PH_{3\ (g)}$	Fosfina	9,3
$AsH_{3\ (g)}$	Arsina	41,0
$H_3PO_{4\ (s)}$	Ácido fosfórico	-1281,1
$HNO_{3\ (l)}$	Ácido nítrico	-173,2
$H_2SO_{4\ (l)}$	Ácido sulfúrico	-811,3
$HCl_{(g)}$	Cloruro de hidrógeno	-92,3
$HBr_{(g)}$	Bromuro de hidrógeno	-36,2
$HI_{(g)}$	Yoduro de hidrógeno	25,9
$HCN_{(l)}$	Cianuro de hidrógeno	109,0
$H_2O_{(g)}$	Agua (gas)	-241,6
$H_2O_{(l)}$	Agua (líquida)	-285,5
$H_2O_{(s)}$	Agua (sólida), hielo	-292,6
$H_2S_{(g)}$	Sulfuro de hidrógeno	-20,2
$H_2Se_{(g)}$	Seleniuro de hidrógeno	85,6
$H_2O_{2\ (l)}$	Peróxido de hidrógeno	-186,3
$CH_{4\ (g)}$	Metano	-74,8
$C_2H_{6\ (g)}$	Etano	-84,4
$C_2H_{4\ (g)}$	Eteno o etileno	52,2
$C_2H_{2\ (g)}$	Etino o acetileno	226,9
$C_3H_{8\ (g)}$	Propano	-103,8
$C_4H_{10\ (g)}$	Butano	-124,7
$C_5H_{12\ (l)}$	Pentano	-173,1
$C_6H_{14\ (l)}$	Hexano	-198,7
$C_7H_{16\ (l)}$	Heptano	-187,8
$C_6H_{6\ (l)}$	Benceno	82,8
$C_6H_5\text{-}CHO_{(l)}$	Benzaldehído	-88,8
$CH_3OH_{(l)}$	Metanol	-236,7

Fórmula	Nombre compuesto	ΔH^o_f
$CH_3CH_2OH_{(l)}$	Etanol	-277,7
$HCHO_{(g)}$	Formaldehído	-117,2
$HCOOH_{(l)}$	Ácido fórmico o metanoico	-424,7
$CH_3COOH_{(l)}$	Ácido acético	-484,5
$CCl_{4\ (l)}$	Tetracloruro de carbono	-138,7
$CH_3Cl_{(g)}$	Clorometano	-81,9
$CHCl_{3\ (l)}$	Cloroformo	-131,8
$CH_2Cl\text{-}CH_{3\ (g)}$	Cloroetano	-105,0
$C_6H_{12}O_{6\ (s)}$	Glucosa	-1274,4
$C_{12}H_{22}O_{11\ (s)}$	Sacarosa	-2221,2
$CH_3CHO_{(l)}$	Acetaldehído	-166,4
$CH_3COCH_{3\ (l)}$	Acetona	-216,7
$CH_3CH_2CH_2OH_{(l)}$	1-Propanol	-255,0
$CH_3CH{=}CH_{2\ (g)}$	Propeno o propileno	20,4
$C_6H_5\text{-}CH_{3\ (l)}$	Tolueno	50,0
$AgCl_{(s)}$	Cloruro de plata	-127,0
$Ca(OH)_{2\ (s)}$	Hidróxido de calcio	-352,0
$CaCO_{3\ (s)}$	Carbonato cálcico (calcita)	-1207,6
$CaO_{(s)}$	Óxido de calcio	-635,0
$CaSO_{4\ (s)}$	Sulfato cálcico	-1430,0
$CuO_{(s)}$	Óxido de cobre (II)	-155,0
$FeCl_{2\ (s)}$	Cloruro de hierro (II)	-342,7
$FeCl_{3\ (s)}$	Cloruro de hierro (III)	-403,3
$Fe_2O_{3\ (s)}$	Óxido de hierro (III)	-829,7
$KCl_{(s)}$	Cloruro potásico	-437,1
$MgCl_{2\ (s)}$	Cloruro de magnesio	-641,8
$MgO_{(s)}$	Óxido de magnesio	-601,8
$Mg(OH)_{2\ (s)}$	Hidróxido de magnesio	-924,7
$NaOH_{(s)}$	Hidróxido sódico	-425,6
$NaF_{(s)}$	Fluoruro sódico	-571,0
$NaCl_{(s)}$	Cloruro sódico	-410,6
$NaBr_{(s)}$	Bromuro sódico	-359,0
$NaI_{(s)}$	Yoduro sódico	-286,0
$NaCN_{(s)}$	Cianuro de sodio	-89,8
$NaHCO_{3\ (s)}$	Bicarbonato sódico	-945,6
$NaNO_{3\ (s)}$	Nitrato sódico	-466,7
$NaNO_{2\ (s)}$	Nitrito sódico	-359,0
$NH_4NO_{3\ (s)}$	Nitrato amónico	-366,1
$NH_4Cl_{(s)}$	Cloruro amónico	-314,4
$PbO_{2\ (s)}$	Dióxido de plomo	-276,3
$SiO_{2\ (s)}$	Óxido de silicio (sílice)	-851,0
$XeF_{4\ (s)}$	Tetrafluoruro de xenón	-284,2
$XeF_{6\ (s)}$	Hexafluoruro de xenón	-401,3
$ZnO_{(s)}$	Óxido de zinc	-347,8
$ZnS_{(s)}$	Sulfuro de zinc	-202,7

Tomada de Quimitube

Ejemplo 1:
Calcula la ΔH°r de la reacción de combustión del metanol e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.

$$2CH_3OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 4H_2O(l)$$

Datos:	Formula	Sustitución
Productos **$\Delta H°f_{CO2}$ = -**393.5 kJ/mol $\Delta H°f_{H2O}$ = -285.5 kJ/mol **Reactivos** **$\Delta H°f_{CH3OH}$**=-236.7kJ/mol **$\Delta H°f_{O2}$** = 0	**ΔHr = ∑npΔHf de los productos - ∑nrΔHf de los reactivos**	**ΔHr = ∑[2(-393.5)+4(-285.5)] - ∑[2(-236.7)+3(0)]** **ΔHr = [-787 - 1142] - [-473.4]** **ΔHr = - 787 - 1142 + 473.4**
Todos los datos son tomados de la tabla y note que tienen signo negativo. El oxígeno como es un elemento su valor es 0.	Todos los calores de formación **ΔHf** tienen que tener las mismas unidades.	Los coeficientes estequiometricos (en rojo) que son los números enteros que se colocan enfrente de la formula de los compuestos para balancearlos en la reacción se multiplican primero con sus valores de **ΔH°f.** En el caso del Oxígeno al multiplicar 3 por 0 es igual a 0. Recuerda aplicar la ley matematica de los simbolos + y -.
Resultados: ΔH°r = -1455.6 kJ/mol es una reacción exotérmica ya que el valor tiene signo negativo.		

Ejemplo 2:
Calcula la ΔH°r de la reacción de síntesis o formación del agua e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.

$$2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

Datos:	Formula	Sustitución
Productos **$\Delta H°f_{H2}$**= 0 **$\Delta H°f_{O2}$** = 0 **Reactivos** **$\Delta H°f_{H2O}$** = -285.5 kJ/mol	**ΔHr = ∑npΔHf de los productos - ∑nrΔHf de los reactivos**	**ΔHr = ∑[2(0)+0] - ∑[2(-285.5)]** **ΔHr = [0] - [-571]** **ΔHr = + 571**

El oxígeno y el hidrógenos tienen valor de 0.		Recuerda aplicar la ley matematica de los simbolos + y -.
Resultados: ∆H°r = 571 kJ/mol es una reacción endotérmica ya que el valor es positivo. El simbolo no se escribe		

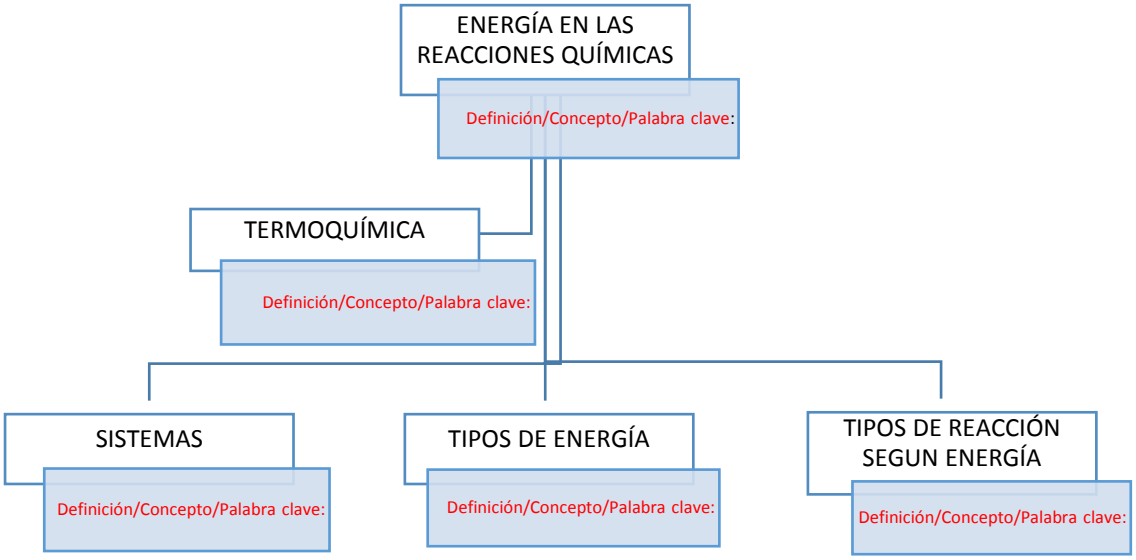
Actividades de aprendizaje

1 Lee detenidamente la información de los tipos de sistemas en 6. TERMOQUÍMICA: LA ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICA y dibuja tres ejemplos de la vida cotidiana donde hay un sistema abierto, uno cerrado y uno aislado y explica porque de tu elección.

Sistema 1:
Sistema 2:

Sistema 3:

2. Lee detenidamente la información 6. TERMOQUÍMICA: LA ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICA y elabora un mapa conceptual con todos los conceptos importantes, escribe brevemente su definición de cada uno o palabras claves que los define como su simbología. Puedes basarte en la siguiente plantilla y seguir acompletandola.



3 Lee detenidamente la información 7. ENERGÍA DE REACCIÓN y siguiendo paso a paso la resolución de los ejemplos para calcular la $\Delta H°r$ resuelve los siguientes ejercicios indicados a continuación. Los datos de $\Delta H°f$ están en la Tabla Entalpías normales o estándar de formación del mismo tema.

a) Calcula la $\Delta H°r$ de la reacción de Fotosíntesis realizada por las plantas con la energía solar e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.

$$6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$$

Datos:	Formula	Sustitución
Productos **$\Delta H°f_{C_6H_{12}O_6}$ =** **$\Delta H°f_{O_2}$ =** **Reactivos** **$\Delta H°f_{CO_2}$=** **$\Delta H°f_{H_2O}$ =**	**$\Delta Hr = \sum np\Delta Hf$ de los productos - $\sum nr\Delta Hf$ de los reactivos**	**$\Delta Hr = \sum[(\quad)+6(\quad)] - \sum[6(\quad)+6(\quad)]$** **$\Delta Hr =$** **$\Delta Hr =$**
Resultados: $\Delta H°r$ =		

b) Calcula la $\Delta H°r$ de la combustión del etano (C_2H_6) e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.

$$2C_2H_6(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(l)$$

Datos:	Formula	Sustitución
Productos **$\Delta H°f_{CO_2}$ =** **$\Delta H°f_{H_2O}$ =** **Reactivos** **$\Delta H°f_{C_2H_6}$=** **$\Delta H°f_{O_2}$ =**	**$\Delta Hr = \sum np\Delta Hf$ de los productos - $\sum nr\Delta Hf$ de los reactivos**	
Resultados:		

c) Calcula la $\Delta H°r$ en la síntesis de amoniaco (NH_3) un compuesto usado para la producción de fertilizantes agrícolas e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$

Datos:	Formula	Sustitución
Productos **Reactivos**		
Resultados:		

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN PARA LA ASIGNATURA DE QUIMICA II

LISTA DE COTEJO

NOMBRE DEL ALUMNO:		
PLANTEL:	ESPECIALIDAD Y GRUPO:	
SEGUNDO PARCIAL		
APRENDIZAJES ESPERADOS: Caracteriza y diferencia los sistemas con base en las interacciones de estos con el entorno. Diferencia los conceptos de temperatura y calor. Distingue y caracteriza las reacciones endotérmicas y exotérmicas. Identifica alguno de los equilibrios dinámicos en nuestro entorno. Identifica a la combustión como una reacción química en la que una sustancia se combina con oxígeno, liberando energía.		
PONDERACIÓN: 30%	ENTE EVALUADOR: HETEROEVALUACIÓN	TIPO DE EVALUACIÓN: FORMATIVA

CRITERIOS A OBSERVAR	**CUMPLE**		**OBSERVACIONES**
	SI	**NO**	
1. Dibuja sus tres sistemas respetando la definición de cada uno.			
2. Explica porque eligió las cosas u objetos para cada tipo de sistema			
3. Elabora su Mapa conceptual usando más de la mitad de los conceptos que aparecen en la información			
4. El mapa conecta de forma jerárquica, conceptos generales hacia conceptos específicos			
5. El mapa presenta definiciones breves o símbolos de más de la mitad de los conceptos			
6. Los ejercicios presentan todos los datos necesarios para su resolución			
7. Sigue las instrucciones paso a paso del método de resolución			
8. Realiza la mayoría de las operaciones matemáticas correctamente			
9. Expresa la mayoría de los resultados correctamente			
10. Indica en los resultados si la reacción es exotérmica o endotérmica			

RESULTADO DE EVALUACIÓN	PUNTAJE	CALIFICACIÓN
LOGRO ALTO	**8, 9, 10**	**8, 9, 10**
LOGRO MEDIO	**6, 7**	**6, 7**
LOGRO BAJO	**5**	**5**

COMPETENCIA GENERICA: 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.

FECHA DE APLICACIÓN:

RESPONSABLE DE LA EVALUACIÓN

Cierre

EXPERIMENTO ÁCIDO-BASE

¿Qué nos pueden indicar las flores acerca de los ácidos y bases? En realidad, algunas pueden indicar si el suelo en el que están creciendo es ácido o básico. Por ejemplo, en el suelo ácido, las flores de la hortensia de hoja grande serán azules; en un suelo básico (alcalino), serán rojas. ¿Cuál es el secreto? El pigmento en la flor es un indicador ácido-base.

En general, los indicadores ácido-base son tintes que son ácidos débiles. Debido a que los indicadores por lo regular son moléculas complejas, con frecuencia se simbolizan como HIn. La reacción del indicador con agua puede escribirse como:

$$HIn(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + In^-(ac)$$

Para trabajar con un indicador ácido-base, la forma ácido-base conjugada de estos tintes debe tener colores diferentes. El nivel de acidez de la disolución se determinará si el indicador está presente principalmente en su forma ácida (HIn) o en su forma básica (In^-).

Cuando se coloca en una disolución ácida, la mayoría de la forma básica del indicador se convierte en la forma ácida por medio de la reacción:

$$In^-(ac) + H^+(ac) \rightarrow HIn(ac)$$

Cuando se coloca en una disolución básica, la mayoría de la forma ácida del indicador se convierte en la forma básica por medio de la reacción:

$$HIn(ac) + OH^-(ac) \rightarrow In^-(ac) + H_2O(l)$$

Resulta que muchas frutas, vegetales y flores pueden actuar como indicadores ácido-base. Las plantas rojas, azules y púrpura con frecuencia contienen una clase de sustancias químicas llamadas antocianinas, las cuales cambian de color con base en el nivel de acidez del entorno. Quizás la más famosa de estas plantas es la col roja o col morada. Ésta contiene una mezcla de antocianinas y otros pigmentos que le permiten servir como un "indicador universal". El jugo de la col roja parece rojizo oscuro a un pH de 1-2, púrpura a un pH de 4, azul a un pH de 8 y verde a un pH de 11.

Figura 8: Col roja o morada. Tomada de Ecured

Figura 9: Remolacha. Tomada de Bigstock

Otros indicadores naturales incluyen las cortezas de las remolachas (las cuales cambian de rojo a púrpura en disoluciones muy básicas), del arándano (cambian de azul a rojo en disoluciones ácidas) y una amplia variedad de pétalos de flores, incluyendo la flor de jamaica, los delfinios, los geranios, las glorias de la mañana y, por supuesto, las hortensias.

Estos indicadores se obtienen, picando el vegetal y colocándolo en un recipiente como una cazuela, se le agrega un poco de agua hasta cubrirla y se calienta hasta que el agua hierva y adquiera un color purpura profundo, posteriormente se deja enfriar y se filtra para dejar solo el líquido. Listo tenemos un indicador ácido-base. En la siguiente Tabla se presenta una escala con la cual se puede determinar el grado de ácido o base que es una sustancia de acuerdo a la tonalidad final que adquiere dicha sustancia al añadirle unas gotas del indicador casero.

Figura 10: Flor de jamaica. Tomada de revista semana

Hagamos un indicador ácido-base y comprobemos su uso aplicándolo a productos que tenemos en el hogar. Sigue los pasos para lograrlo.

I. Consigue los siguientes materiales y sustancias

Materiales	Sustancias
1 Cazuela o recipiente de peltre o aluminio	Flores de jamaica o col morada o remolacha
1 Cuchillo	Jugo de limón
1 Tela blanca o colador	Leche o refresco de sabor fresa o naranja
1 Estufa o parilla electrica o fogon	Vinagre
1 Frasco de vidrio (de café o mayonesa con tapa)	Ácido muriatico (para lavar baños)
6 vasos desechables o de vidrio transparentes	Cloro
	Sal de uvas disuelto en poca agua

II. Realizar un extracto de Jamaica (col morada o remolacha) colocando un puño (si es la col y la remolacha hay que picarla) de Jamaica en un recipiente y añadirle agua hasta que se cubra toda, luego ponerla a calentar hasta que hierva; posteriormente se cuela y se deposita en un frasco. Se mete al refrigerador hasta su uso.

III. En 6 vasos transparentes añadir en cada uno hasta la mitad: jugo de limón, leche, cloro, vinagre, ácido muriático y sal de uvas, marca o enumera cada uno.

IV. Con ayuda de un vaso añadir el extracto de Jamaica a los vasos con las sustancias cotidiana de los 6 vasos. Añadir lentamente agitando el vaso con la sustancia y observar como adquiere una coloración, dejar de añadir hasta q el color se mantenga y no desaparezca al agitar.

V. Anota en la siguiente sección el color que tiene cada vaso considerando las tonalidades de rojo y azul.

VI. A completa el cuadro de reporte del experimento ayudándote con la información 3. DETERMINACIÓN DE ÁCIDEZ O BASICIDAD y EXPERIMENTO ÁCIDO-BASE.

REPORTE EXPERIMENTO ÁCIDO-BASE

Introducción	
Objetivo	
Procedimiento	
Observaciones	Menciona a que retos te enfrentaste para hacer el experimento:

Resultados	Pega aquí la foto de tus vasos antes y despues de añadirles el indicador ácido-base. Escribe tus resultados en el siguiente cuadro:

SUSTANCIA	COLOR	ACIDO/BASE
Jugo de limón		
Vinagre		
Ácido muriático		
Sal de uvas o antiácido		
Leche o refresco		
Cloro		

Conclusiones	¿Cuál método fue mas efectivo para determinar si una sustancia es ácida o basica: probar y tocar o mediante un indicador ácido-base? Explica ¿Cómo nos ayudan las Teorías de Arrhenius y de Bronted-Lowry a identificar a sustanicas ácidas y bases? ¿Porqué crees que es importante saber cuales sustancias, alimentos o productos son ácidos y bases?

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN PARA LA ASIGNATURA DE QUIMICA II

LISTA DE COTEJO

NOMBRE DEL ALUMNO:	
PLANTEL:	ESPECIALIDAD Y GRUPO:
SEGUNDO PARCIAL	
APRENDIZAJES ESPERADOS: • Reconoce la importancia de los modelos en la ciencia. • Identifica las características de los ácidos y bases y los relaciona con ejemplos de la vida cotidiana. • Hace uso de forma diferenciada, de los modelos ácido - base de Arrhenius y Brönsted- Lowry.	

PONDERACIÓN: 30%	ENTE EVALUADOR: HETEROEVALUACIÓN	TIPO DE EVALUACIÓN: FORMATIVA/SUMATIVA

CRITERIOS A OBSERVAR	CUMPLE		OBSERVACIONES
	SI	NO	
1. Distingue una sustancia ácido.			
2. Distingue una sustancia basica			
3. Diferencia un ácido de Arrhenius			
4. Diferencia una base de Arrhenius			
5. Diferencia un ácido de Bronsted-Lowry			
6. Diferencia una base de Bronsted-Lowry			
7. Sigue las instrucciones paso a paso del experimento			
8. Anota sus observaciones			
9. Presenta sus fotos y el cuadro completo correctamente.			
10. Emite una conclusión respondiendo a las cuestiones expuestas			

RESULTADO DE EVALUACIÓN	PUNTAJE	CALIFICACIÓN
LOGRO ALTO	**8, 9, 10**	**8, 9, 10**
LOGRO MEDIO	**6, 7**	**6, 7**
LOGRO BAJO	**5**	**5**

COMPETENCIA GENERICA: 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.

FECHA DE APLICACIÓN:

RESPONSABLE DE LA EVALUACIÓN

Referencias Bibliográficas

Christine Villarmet Framery/Jaime López Ramírez. Química II. (2018) Book Mart

Gutiérrez, E., Ramírez, A., Carmona, C., & Flores, A. (2018). *Química 2.* México: Editoriales e Industrias Creativas de México SA de CV Aulativa.

Khan Academy. Química Avanzada. Obtenido de https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry

Martínez, C. (2015). Química II. México: Gafra Editores.

Qumitube. Termodinámica Teoría 10. Obtenido de https://www.quimitube.com/videos/termodinamica-teoria-10-definicion-de-entalpia-de-formacion-y-ejemplos/

Zumdahl, S. S. (2012). *Principios de Química.* México: Cengage Learning Editores, S.A. de C.V.