



REPÚBLICA DE PANAMÁ
— GOBIERNO NACIONAL —

MINISTERIO DE
EDUCACIÓN

DIRECCIÓN NACIONAL DE CURRÍCULO Y TECNOLOGÍA EDUCATIVA
DIRECCIÓN NACIONAL DE EDUCACIÓN DE JÓVENES Y ADULTOS

MEDIA



Módulo Autoinstruccional
Modalidad Andragógica para Jóvenes y Adultos

Química

12°

Actualización 2020

AUTORIDADES

MARUJA GORDAY DE VILLALOBOS

Ministra de Educación

ZONIA GALLARDO DE SMITH

Viceministra Académica de Educación

JOSÉ PÍO CASTILLERO

Viceministro Administrativo de Educación

RICARDO SÁNCHEZ

Viceministro de Infraestructura de Educación

GUILLERMO ALEGRÍA

Director General de Educación

CARMEN REYES

Directora Nacional de Currículo y Tecnología Educativa

AGNES DE COTES

Directora Nacional de Jóvenes y Adultos

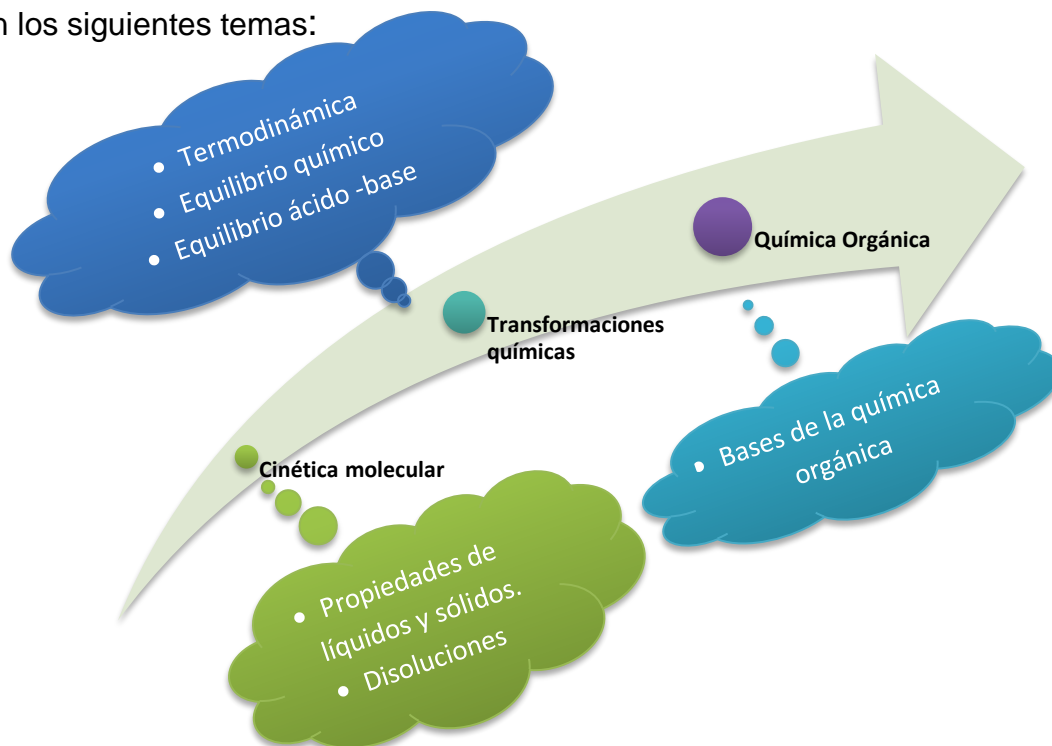
Presentación:

Distinguido (a) estudiante:

Bienvenido al módulo de Biología y continúa con ese entusiasmo.



Desde hoy hasta principio de octubre, podrás adquirir conocimientos en los siguientes temas:



Para ello debes cumplir las siguientes indicaciones:

- Ponte cómodo, en un lugar libre de ruido y distracciones.
- Prepárate para trabajar durante cuatro horas semanales el siguiente modulo autoinstruccional.
- Concéntrate y prepara tu mente para el trabajo. (No olvides tu tabla periódica)
- Repasa los temas de: estequiometria química, nomenclatura química, estructura de Lewis, configuración electrónica.
- Estudia cada información con detenimiento, máxime si representa conceptos nuevos para ti.
- Si se presenta alguna dificultad en el logro de los objetivos no te desanimes y lee nuevamente la información. Recuerda que utilizaremos la plataforma virtual para cualquier duda.
- En horario de 7:00 pm a 9:00 pm de lunes a viernes atenderé todas tus dudas y sugerencias
- Se le recomienda contestar cada prueba de forma individual.
- Asiste a las clases virtuales.
- Cumple con los horarios de entrega de asignaciones.

OBJETIVOS GENERALES

Serás capaz de vincular la estructura, la naturaleza de los enlaces y las fuerzas de interacción con los estados de agregación en que se presentan las sustancias químicas en la naturaleza.

Comprenderas el comportamiento de las disoluciones en función de las propiedades de los estados en que se presentan y de su composición química.

Comprenderas aspectos termodinamicos relacionados con las variaciones de energía y entropía de procesos físicos y químicos que ocurren en el entorno.

Comprenderas el comportamiento de los ácidos y las bases en función de las diversas teorías ácido - base

Interpretrarás las propiedades de las diversas familias de compuestos orgánicos según sus grupos funcionales

Tabla de contenido

Enlace químico y estados de agregación de la materia / cinética molecular.....	7
Autoevaluación diagnóstica	7
Teoría cinética molecular.....	7
Disoluciones.....	8
Tipos de soluciones:	8
Factores que afectan la solubilidad	8
Autoevaluación intermedia.....	9
Concentración de las disoluciones.....	9
Tipos de unidades de concentración.....	9
Evaluación sumativa	12
Materia, energía y sus cambios / transformaciones químicas	14
Autoevaluación Diagnóstica.....	14
Transformaciones de energía:.....	14
Conceptos:	14
Autoevaluación intermedia.....	15
Leyes de la termodinámica:.....	15
Calores de reacción y de formación.....	16
Calorimetría:.....	17
Evaluación sumativa.	17
Cinética Molecular / Transformaciones Químicas	19
Autoevaluación Diagnóstica.....	19
Equilibrio Químico.....	19
Reacciones reversibles.....	19
Principio de Le Châtelier	20
▪ Cambio de temperatura	20
Autoevaluación intermedia.....	21
Constante de equilibrio	22
Equilibrio homogéneo y heterogéneo	22
Evaluación sumativa	23
Cinética Molecular / Transformaciones Químicas	24
Autoevaluación diagnóstica	24
Definiciones y teorías	24
Autoevaluación intermedia.....	25

Auto ionización del agua.....	26
Concentraciones de iones hidronio e hidróxido	26
Escala de pH.....	27
Evaluación sumativa	27
El átomo constituyente fundamental de la materia / enlace químico y estados de agregación de la materia.	28
Autoevaluación diagnóstica	28
Bases de la química orgánica.....	28
Evaluación sumativa	30
Bibliografía.....	31

Autoevaluación diagnóstica

Repasemos los conceptos relacionados con estequiometría química:

1. Define los siguientes conceptos y expresa un ejemplo de cada uno de ellos (no olvides colocar sus unidades):
 - a. mol, b. masa molar, c. volumen molar
2. Explica con tus palabras la respuesta a la siguiente pregunta.
¿Por qué los gases se comprimen con facilidad a diferencia de sólidos y líquidos?

Teoría cinética molecular

La teoría cinética molecular nos dice que la materia está formada por partículas muy pequeñas (átomos, iones, moléculas) que ejercen fuerzas de atracción entre

- Partículas prácticamente independientes (fuerzas de unión muy débiles) y se mueven continuamente y con desorden

SÓLIDO

- Las partículas están muy próximas, aunque hay huecos entre ellas
- Partículas fuertemente unidas. (fuerzas de cohesión muy fuertes)
- Ocupando posiciones fijas (solo puedes vibrar alrededor de estas posiciones)

GAS

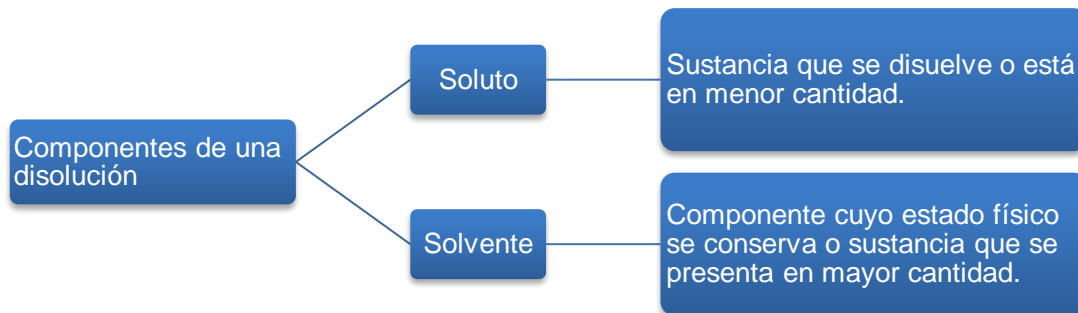
LÍQUIDO

- Partículas fuertemente unidas, pero menos que en estado sólido. (Las distancias entre ellas son mayores que en estado sólido y menores que en estado gaseoso.)
- Mayor movilidad que en estado sólido, pero menos que en gas.

Propiedades características de los gases, líquidos y sólidos				
Estado de la materia	Volumen / Forma	Densidad	Compresibilidad	Movimiento de partículas
Gas	Adopta el volumen y la forma de su contenedor	Baja	Muy compresible	Movimiento muy libre
Líquido	Tiene un volumen definido, pero adopta la forma de su contenedor	Alta	Sólo ligeramente compresible	Se desliza entre sí libremente
Sólido	Tiene un volumen y forma definido	Alta	Virtualmente incompresible	Vibran en torno a posiciones fijas

Disoluciones

Una **disolución o solución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.



Tipos de soluciones			
Sóluto	Solvente	Solución	Ejemplo
Sólido	Líquido	Líquido	Salmuera (sal en agua)
Líquido	Líquido	Líquido	Anticoagulante (alcohol en agua)
Gas	Líquido	Líquido	Sodas (dióxido de carbono en agua)
Líquido	Gas	Gas	Aire húmedo (vapor de aire)

Tipos de soluciones:

- **Moleculares:** podemos citar como ejemplo la mezcla que compone el aire, un conjunto de diferentes gases, como el oxígeno, nitrógeno y demás
- **Iónicas:** en este caso citaremos una mezcla de sal común y agua. En este tipo de mezcla podremos encontrar iones de sodio y demás.

Factores que afectan la solubilidad

1. **Tamaño de las partículas:** En la medida que el tamaño de las partículas del soluto sea más pequeño, tendrán mayor superficie expuestas al solvente y, en consecuencia, la velocidad de la disolución será más rápida.

2. **Agitación mecánica:** la agitación mecánica también puede aumentar la velocidad de la disolución, porque incrementa el contacto directo de las moléculas del disolvente que aún no está en contacto con el soluto
3. **Temperatura:** la velocidad de disolución puede también verse afectada por los aumentos de temperatura.
4. **Presión:** cambios leves en la presión tienen un efecto débil en la solubilidad de sólidos en líquidos, pero tienen un gran efecto en la solubilidad de gases en líquidos. “La solubilidad de un gas en un líquido es directamente proporcional a la presión del gas sobre la solución” ley de Henry.

Autoevaluación intermedia

I- En las soluciones siguientes, ¿Cuál sustancia es el disolvente?

- a) 2 onzas de aceite y 2 galones de gasolina _____
- b) 70 mL de alcohol isopropílico y 30 mL de agua _____
- c) 25 % de Ni y 75% de Cu (Níquel de acuñación) _____

II- Cita un ejemplo de solución en la que:

- d) El disolvente sea un líquido y el soluto un gas _____
- e) El disolvente sea un líquido y el soluto un líquido _____
- f) El disolvente sea un líquido y el soluto sea un sólido _____

III- Contesten el siguiente cuestionario

- a) ¿Cómo diferencian en la práctica una muestra homogénea de una heterogénea?
- b) ¿Por qué deben agitar inmediatamente antes de su uso los medicamentos que se presentan como suspensiones (por ejemplo, un antibiótico para un niño)?
- c) Si ponen dos ollas a hervir, una con agua sola y otra con agua, más una abundante porción de sal común: ¿Cuál esperan que hierva primero? Y si colocan un poco de estos sistemas en el congelador, ¿Cuál se congelará primero? Fundamenten sus respuestas.

Concentración de las disoluciones.

La concentración de una solución “*es una medida de la cantidad de soluto que hay en una cantidad específica de disolvente*”, (Burns, 2011, p 418).

Tipos de unidades de concentración.

- ✓ **Porcentaje en masa** (también llamado porcentaje en peso o peso porcentual). Esta función expresa la masa porcentual del soluto presente en una masa dada de la solución.

$$\text{Porcentaje (\%)} \text{ en masa} = \frac{\text{gramos del soluto (g)}}{\text{gramos del soluto} + \text{gramos del solvente}} * 100$$

Ejemplo:

1. ¿Cuál será el porcentaje en masa de una solución formada por 8 gramos de NaCl disuelto en 50 gramos de H₂O para cocinar con arroz?

Datos

masa del soluto = 8.00 gramos de NaCl

masa del solvente = 50.00 gramos de H₂O

% en masa = X

Reemplazando

$$\text{Porcentaje (\%)} \text{ en masa} = \frac{8 \text{ gramos}}{8 \text{ gramos} + 50 \text{ gramos}} * 100 = 13.8\%$$

$$\% \text{ en masa} = 13.8\%$$

El porcentaje de NaCl en la solución es de 13.8%

- ✓ **Fracción Molar (X):** es una forma de medir la concentración que expresa la proporción en que se encuentra una sustancia respecto a los moles totales de la disolución.

Para determinar la fracción molar (X) de los componentes de un sistema se divide las moles del soluto (n_A) entre las sumas de las moles del soluto y las moles del solvente (n_B). La representación matemática de la fracción molar será:

$$\text{Para el soluto: } X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$\text{Para el solvente: } X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

Ejemplo:

1. Si disolvemos 10 g de NaCl en 40 g de H₂O, ¿Cuál será la fracción molar de los componentes?

Datos:

Gramos de NaCl = 10 g

PM de NaCl = 58 g/mol

Gramos de agua = 40 g

PM de agua = 18 g/mol

Cantidad de moles

$$n_A = \frac{\# \text{ g } A}{P.M.A} = \frac{10 \text{ g}}{\frac{58 \text{ g}}{\text{mol}}} = 0.17 \text{ mol}$$

$$n_B = \frac{\# \text{ g } B}{P.M.B} = \frac{40 \text{ g}}{\frac{18 \text{ g}}{\text{mol}}} = 2.22 \text{ mol}$$

Fracción molar

$$NaCl = X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{0.17 \text{ mol}}{0.17 \text{ mol} + 2.22 \text{ mol}} = 0.17 \text{ mol}$$

$$H_2O = X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{2.22 \text{ mol}}{0.17 \text{ mol} + 2.22 \text{ mol}} = 0.93 \text{ mol}$$

✓ **Molaridad (M):** número de moles de soluto en 1 L de disolución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{n}{v}$$

Cuando la cantidad de soluto se da en gramos, tenemos que buscar moles (n), usando la siguiente ecuación:

$$\text{moles (n)} = \frac{\# \text{ de g del soluto}}{\text{peso molecular del soluto}}$$

$$M = \frac{\# \text{ de gramos del soluto}}{P.M. \text{ soluto} * V (\text{en litros})} = \frac{n}{v}$$

Ejemplo:

1. ¿Cuándo se disuelven 100 g de NaCl en agua hasta hacer 1 L de solución, ¿Cuál es la molaridad resultante de la solución?

Datos

V = 1 L

10 g de NaCl

PM de NaCl	
Elemento	Masa
Na	22.99
Cl	35.453
Total (P.M.)	58.44 g/mol

P.M. de NaCl = 58 g/mol

$$n = \frac{\# \text{ g NaCl}}{P.M. NaCl} = \frac{10 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 0.17 \text{ mol de NaCl}$$

$$M = \frac{m}{v} = \frac{0.17 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0.17 \text{ moles/L}$$

$$\text{Otro método } M = \frac{\# \text{ g NaCl}}{P.M. NaCl * l} = \frac{10 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 1} = 0.17 \text{ moles/L}$$

La Molaridad es 0.17 moles/L de NaCl

✓ **Molalidad (m):** número de moles de soluto disuelto en 1 kg (1 000 g) de un disolvente.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{moles del soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

$$\text{molalidad} = \frac{n \text{ del soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

$$\text{molalidad} = \frac{\# g \text{ del soluto}}{P.M \text{ soluto} * kg \text{ solvente}}$$

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la molalidad (m) de una solución que tiene disuelta 2 moles de NaCl en 0.5 kg de solvente?

Datos

Moles de NaCl = 2 moles

Kg de solvente = 0.5 kg

$$\text{molalidad} = \frac{n \text{ del soluto}}{\text{kilogramos de solvente}} = \frac{2}{0.5} = 4 m$$

Evaluación sumativa

I. Llene los espacios

1. Mezclas homogéneas de dos o más sustancias: _____
2. Estas de la materia en que podemos encontrar las disoluciones: _____, _____, _____.
3. La concentración de las disoluciones se puede expresar en: _____, _____, _____.
4. Factores que afectan la disolución: _____, _____, _____.
5. Número de moles de soluto en 1 L de disolución: _____.
6. Es una medida de la cantidad de soluto que hay en una cantidad específica de disolvente: _____.
7. ¿De qué manera se ve afectada la disolución debido a la presión?

_____.
8. Especifique las unidades de las siguientes medidas de concentración: porcentaje en masa: _____, fracción molar: _____, molalidad: _____, molaridad: _____.

II. Resuelva los siguientes problemas

1. Una muestra de 0.892 g de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en 54.6 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de KCl en la disolución?
2. Calcule la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 24.4 g de ácido sulfúrico en 198 g de agua. La masa molar del ácido sulfúrico es de 98.09 g.
3. Calcule el porcentaje en masa de soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas: a) 5.50 g de NaBr en 78.2 g de disolución, b) 31.0 g de KCl en 152 g de agua.
4. Indica cuantos gramos de soluto y cuantos gramos de agua se deben emplear para preparar las siguientes soluciones acuosas: a) 800 g de solución de sacarosa al 25% (p/p), b) 800 g de solución de KCl al 0.25% (p/p).
5. Calcular la molaridad de una disolución de 250 ml en la que está disueltos 30 gramos de cloruro sódico (NaCl).
6. Calcular los gramos de hidróxido de sodio (NaOH) de 350 ml de disolución 2 M.
7. ¿Qué cantidad de glucosa, $C_6H_{12}O_6$ se necesitan para preparar 100 cm^3 de disolución 0,2 molar?
8. calcular la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico H_2SO_4 siendo la masa del disolvente de 600 gramos y la cantidad de ácido de 60 gramos.
9. Calcular la fracción molar de cada componente de una disolución de 40 gramos de alcohol etílico (CH_3CH_2OH) y 100 gramos de agua.
10. Calcula el porcentaje en masa de una disolución de 45 gramos de amoníaco NH_3 en 500 gramos de agua.

Autoevaluación Diagnostica.

Realice el siguiente test de conocimientos:

1. Es la capacidad para efectuar un trabajo.
 - a. Fuerza
 - b. Energía
 - c. Átomo
 - d. Disolución

2. Energía disponible en función de la posición de un objeto
 - a. Energía química
 - b. Energía térmica
 - c. Energía radiante
 - e. Energía potencial

3. La energía total del universo permanece constante.
 - a. Ley de la conservación de la energía
 - b. Cambios de energía
 - c. Energía química
 - d. Energía Potencial

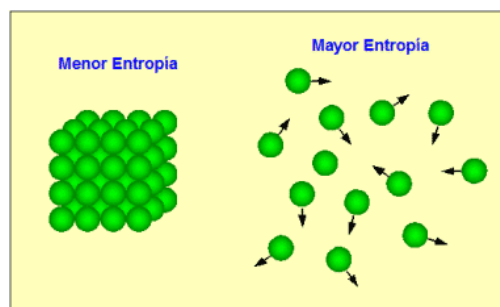
Transformaciones de energía:

Conceptos:

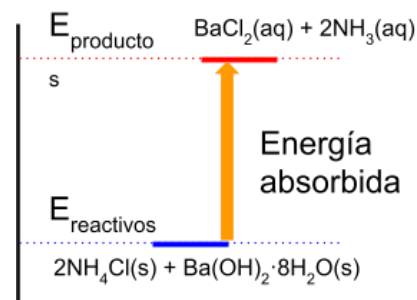
- **Entalpía:** Cantidad de energía que un sistema termodinámico intercambia con su medio ambiente en condiciones de presión constante, es decir, la cantidad de energía que el sistema absorbe o libera a su entorno en procesos en los que la presión no cambia. Se representa mediante la siguiente ecuación: $H = E + PV$; donde E es la energía interna del sistema y P y V son la presión y el Volumen del sistema, respectivamente.

- **Energía libre:** La energía libre de un sistema es una medida de la cantidad de energía utilizable (energía que puede realizar un trabajo) en ese sistema.

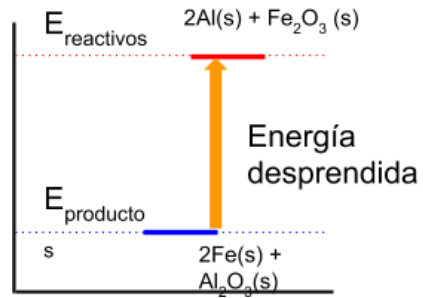
- **Entropía:** Medida de grado de dispersión de la energía en un sistema entre las diferentes posibilidades en que ese sistema puede contenerla. A mayor grado de dispersión, mayor entropía. La mayoría de los procesos están acompañados por cambios en la entropía. Una taza de agua caliente tiene cierta cantidad de entropía debido a la dispersión de la energía entre los diferentes estados de energía de las moléculas de agua (por ejemplo, los estados de energía asociados con los movimientos rotacionales, de translación y de vibración de las moléculas de agua). Si se deja sobre la mesa, el agua pierde calor hacia el entorno. Por ende, existe un incremento general en la entropía debido a dispersión de calor a través de los numerosos estados de energía que guardan las moléculas de aire.



- **Reacciones endotérmicas:** La energía consumida en la rotura de enlaces es mayor que la energía liberada al formarse nuevos enlaces, el balance energético es que absorben energía.



- **Reacciones exotérmicas:** La energía consumida en la rotura de enlaces es menor que la energía liberada al formarse nuevos enlaces, el balance energético es que desprenden energía.
- **Termoquímica:** parte de la termodinámica, que estudia la conversión del calor y otras formas de energía.



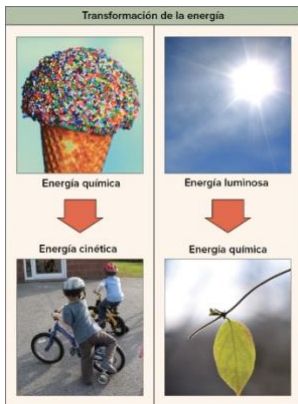
- El calor, q , es energía térmica que se transfiere de un sistema más caliente a un sistema más frío que están en contacto.
- La temperatura es una medida de la energía cinética promedio de los átomos o moléculas en el sistema.
- La ley del cero de la termodinámica dice que no se transfiere calor entre dos objetos en equilibrio térmico; por lo tanto, están a la misma temperatura.

Autoevaluación intermedia.

Explique con sus palabras y ejemplos el entendimiento de los conceptos anteriores, de ser necesario realice una investigación.

Leyes de la termodinámica:

La **primera ley de la termodinámica** se basa en la ley de conservación de la energía, establece que la energía no se puede crear ni destruir, solo puede cambiarse o transferirse de un objeto a otro.



No se crea ni se destruye energía durante los procesos químicos

Ejemplos:

- Los focos transforman energía eléctrica en energía luminosa (energía radiante).
- Una bola de billar golpea a otra, lo que transfiere energía cinética y hace que la segunda bola se mueva.
- Las plantas convierten la energía solar (energía radiante) en energía química almacenada en moléculas orgánicas.
- Tú estás transformando la energía química de tu última comida en energía cinética cuando caminas, respiras y mueves tu dedo para desplazarte hacia arriba y hacia abajo por esta página

Calores de reacción y de formación

La entalpía de formación o calor de formación de una sustancia, ΔH_f , es la cantidad de calor que se libera o absorbe cuando se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos en una reacción química.

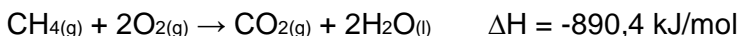
En las reacciones químicas, los enlaces entre átomos pueden romperse, reconstituirse o experimentar ambos procesos, ya sea para absorber o liberar energía. El resultado es un cambio de la energía potencial del sistema. El calor que absorbe o libera un sistema sometido a presión constante se conoce como entalpía, y el cambio de entalpía que se produce en una reacción química es la entalpía de reacción. La entalpía de reacción se escribe como ΔH_{reac}

Se representa mediante la siguiente ecuación: $\Delta H = H(\text{productos}) - H(\text{reactivos})$

Diferencia entre las entalpías de los productos y las entalpías de los reactivos.

Cuando se forma un compuesto con una alta entalpía de formación negativa, se libera una cantidad considerable de energía. Cuando se quiere descomponer este compuesto en los elementos que lo forman, es necesario suministrarle la misma cantidad de energía para que se efectúe la reacción.

Como ejemplo y aplicación consideremos la combustión del metano (CH_4):

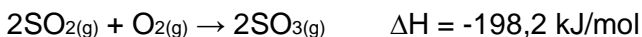


Por experiencia sabemos que la combustión del gas natural libera calor hacia los alrededores, por lo que se trata de un proceso exotérmico. En condiciones de presión constante este cambio de calor es igual al cambio de entalpía y ΔH debe tener un signo negativo. El valor de ΔH se refiere a todas las especies que reaccionan en cantidades molares. Por lo tanto, se pueden crear los siguientes factores de conversión:

$$\frac{-890,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_4} \quad \frac{-890,4 \text{ kJ}}{2 \text{ moles O}_2} \quad \frac{-890,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}_2} \quad \frac{-890,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

Ejemplo:

Dada la ecuación térmica



Calcule el calor emitido cuando 87,9 g de SO_2 (masa molar = 64,07 g/mol) se convierte en SO_3 .

Solución: factores de conversión:

$$\frac{-198,2 \text{ kJ}}{2 \text{ moles SO}_2} \quad \frac{-198,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol O}_2} \quad \frac{-198,2 \text{ kJ}}{2 \text{ moles SO}_3}$$

¿Cuántos moles de SO_2 hay en 87,9 g de SO_2 ?

$$\Delta H = 87,9 \text{ g SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{64,07 \text{ g SO}_2} \times \frac{-198,2 \text{ kJ}}{2 \text{ moles SO}_2} = -136 \text{ kJ}$$

El calor liberado a los alrededores es de 136kJ

Calorimetría: medición de los cambios de calor.

Calor específico (s) es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de la sustancia. Sus unidades son J/g·°C.

Capacidad calorífica (C) de una sustancia es la cantidad de calor de la sustancia. Sus unidades son J/°C.

El calor específico es una propiedad intensiva, en tanto que la capacidad calorífica es una propiedad extensiva.

La relación entre capacidad calorífica y calor específico de una sustancia se da mediante:

$$C = ms$$

Donde m es la masa de la sustancia en gramos.

Por ejemplo: el calor específico del agua es 4,184 J/g·°C y la capacidad calorífica del agua de 60,0 g de agua es:

$$(60,0 \text{ g})(4,184 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}) = 251 \text{ J/}^{\circ}\text{C}$$

Si conocemos el calor específico y la cantidad de una sustancia, entonces el cambio en la temperatura de la muestra (Δt) indicara la cantidad de calor (q) que se ha absorbido o liberado en un proceso particular. Las ecuaciones son las siguientes:

$$q = ms\Delta t$$

$$q = C\Delta t$$

Ejemplo: Una muestra de 466 g de agua se calienta desde 8,50°C hasta 74,60°C. Calcule la cantidad de calor en (kilojoules) absorbido por el agua.

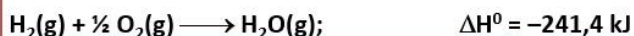
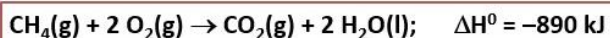
Solución: utilizamos la siguiente ecuación $q = ms\Delta t$

$$q = (466\text{g})(4,184 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C})(74,60^{\circ}\text{C} - 8,50^{\circ}\text{C}) = 1,29 \times 10^5 \text{ J}$$

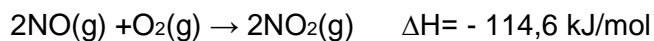
Evaluación sumativa.

I- Desarrolle las siguientes preguntas y problemas:

1. Defina los siguientes términos: entalpía, entalpía de reacción.
2. Explique el significado de las siguientes ecuaciones termoquímicas



3. Determine la cantidad de calor liberado (kJ) cuando se producen $1,26 \times 10^4$ g de NO_2 de acuerdo a la ecuación:



Preguntas y repaso calorimetría

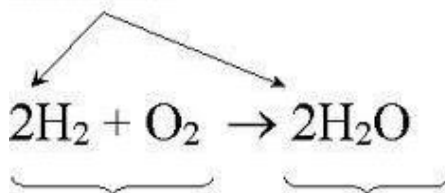
1. ¿Cuál es la diferencia entre calor específico y capacidad calorífica? ¿Cuáles son las unidades de estas cantidades? ¿Cuál es propiedad extensiva y cual es intensiva?

Realice los siguientes problemas de calorimetría:

1. ¿Qué cantidad de calor absorbe una masa de 50 g de acero que pasa de 50°C hasta 140°C ?
2. Un trozo de plata con una masa de 362g tiene una capacidad calorífica de $85,7 \text{ J/}^\circ\text{C}$. ¿Cuál es el calor específico de la plata?
3. Un trozo de 6,22 kg de cobre metálico se calienta desde $20,50^\circ\text{C}$ hasta $324,3^\circ\text{C}$. Calcule el calor absorbido en kJ por el metal.
4. Calcule la cantidad de calor liberado en kJ por 366 g de mercurio cuando se enfría desde $77,0^\circ\text{C}$ hasta $12,0^\circ\text{C}$.

Autoevaluación Diagnóstica.

Identifica y define productos, coeficientes, reactivos en la siguiente reacción química:

**Equilibrio Químico****Reacciones reversibles**

Las reacciones reversibles son aquellas que pueden llevarse a cabo en uno u otro sentido. En una reacción reversible, los reactivos se convierten en productos, pero también los productos se convierten en reactivos. Las ecuaciones generales de las reacciones directa e inversa se pueden escribir como sigue:



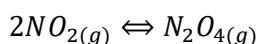
Estas dos ecuaciones se pueden escribir como una sola con flechas que apuntan en ambas direcciones (\rightleftharpoons) para indicar que la reacción es reversible.



Conforme la reacción avanza se alcanza un punto en el que ya no se detectan los cambios netos de concentración; las concentraciones de reactivos y productos se estabilizan en valores específicos. En este punto, se ha establecido un **equilibrio químico**.

Cada reacción tiene su punto de equilibrio característico, que podemos describir con un número llamado la **constante de equilibrio**.

Ejemplo. Cuando se enfría dióxido de nitrógeno gaseoso, NO_2 , de color pardo, en un tubo herméticamente cerrado, se forma Tetróxido De dinitrógeno gaseoso, N_2O_4 , que es incoloro. Si se calienta el tubo cerrado, el color pardo se intensifica conforme en $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ se convierte en $\text{NO}_{2(g)}$. Cuando se mantiene la reacción a una temperatura determinada, el color ya no cambia porque las concentraciones de la mezcla de $\text{NO}_{2(g)}$ y $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ dejan de cambiar. La reacción ha alcanzado el equilibrio: la velocidad de la reacción inversa es igual que la velocidad de la reacción directa.



En resumen:

En equilibrio de reacción:

1. Las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.
2. Las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes.

Principio de Le Châtelier

Un sistema en equilibrio mantiene las concentraciones mientras no se alteren las condiciones del sistema (Presión, temperatura, concentración), cuando alguna de estas condiciones varía, el equilibrio se desplaza para alcanzar nuevamente un estado de equilibrio.

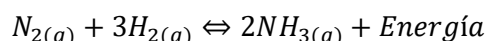
Henri Louis Le Châtelier (1850-1936) planteo el siguiente principio: "Si se aplica una perturbación (como un cambio de concentración, presión o temperatura) a un sistema en equilibrio, el sistema se desplaza en el sentido que alivie la perturbación.

▪ Cambio de concentración:

Cuando aumenta la concentración de una sustancia que se encuentra en un sistema en equilibrio, el sistema se desplazará de modo que utiliza parcialmente la sustancia que se adicionó.

La disminución de la concentración de una sustancia que se encuentra en un sistema en equilibrio, ocasionará que el sistema se desplace en el sentido que le permita reemplazar parcialmente la sustancia que se removió.

Ejemplo: utilicemos la reacción de hidrogeno y nitrógeno para producir amoniaco



Prediga el efecto si se incrementa la concentración de N_2 .

Si se incrementa el N_2 el equilibrio se desplaza hacia la derecha para consumirlo.

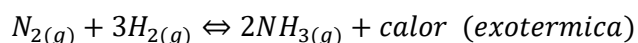
La extracción de amoniaco del sistema cerrado también desplaza el equilibrio hacia la derecha. Sin embargo, una extracción de cualquiera de los dos reactivos o un aumento en la concentración de amoniaco desplazará el equilibrio hacia la izquierda y favorecerá la reacción.

▪ Cambio de temperatura

Si disminuimos la temperatura la manera que el sistema tiene de anular la perturbación introducida (Le Chatelier) es desplazando el equilibrio en el sentido en el que la reacción libera calor (para elevar la temperatura).

Por el contrario, si se aumenta la temperatura, el sistema evoluciona en el sentido de consumir calor (lo que provocará una disminución de la temperatura).

Ejemplo: para el ejemplo anterior, prediga el efecto si la temperatura aumenta.



El equilibrio se desplaza en favor de la formación de mas reactivos.

▪ Cambio de volumen y presión

Si disminuimos la presión el sistema se desplazará en el sentido en el que aumente el

número de moles gaseosos, generando de esta manera más gas para provocar una subida de

la presión. En este caso hacia la izquierda.

Si aumentamos la presión el sistema evoluciona en el sentido de disminuir el número de moles gaseosos (provocando una disminución de la presión. En este caso hacia la derecha.

Ejemplo: ¿Qué efecto tendrá, en su caso, cada uno de estos cambios en la reacción siguiente en equilibrio?



- a) Adición de CO, b) extracción de O₂, c) Enfriar el sistema de reacción, d) Aumentar la presión.

Solución:

- a) El equilibrio se desplaza hacia la derecha para consumir el CO adicional
- b) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda para reponer el O₂ que ha sido extraído
- c) El equilibrio se desplaza hacia la derecha para reponer el calor perdido
- d) El equilibrio se desplaza hacia la derecha para aliviar la presión transformando 3 mol de reactivos gaseosos en 2 mol de productos gaseosos.

Autoevaluación intermedia

Resuelve los siguientes problemas:

1. El tricloruro de fósforo reacciona con cloro para dar pentacloruro de fósforo según la siguiente reacción: $PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)} \quad = -88 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Una vez alcanzado el equilibrio químico, explica cómo se modificará el mismo si:

- a) Se aumenta la temperatura.
 - b) Se disminuye la presión total.
 - c) Se añade gas cloro.
2. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, ¿qué efecto tendría un aumento de temperatura en los equilibrios siguientes?
- a. $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrow 2HCl_{(g)} + \text{Energía}$
 - b. $2CO_{2(g)} + \text{Energía} \leftrightarrow 2CO_{(g)} + O_2$
 - c. $3O_2 + \text{Energía} \leftrightarrow 2O_3$
3. Que efectos provocara las siguientes perturbaciones en la síntesis de amoníaco.
- $$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} \quad -92.4Kj$$
- a. Un aumento en la presión del reactor
 - b. Emplear un exceso de nitrógeno

- c. La retirada continua del amoniaco formado
- d. Un aumento de la temperatura

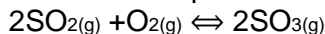
Constante de equilibrio

Para la reacción $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ la constante de equilibrio K_c también llamada K o K_{eq} , se define como sigue: $K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$

En donde los paréntesis cuadrados indican molar (mol/L) de los productos entre la concentración molar de los reactivos, elevados a los coeficientes en la ecuación y la K_e se denomina constante de equilibrio.

Ejemplo

Calcular K_c a partir de las concentraciones en el equilibrio



La reacción está en equilibrio a una cierta temperatura, T, midiéndose las siguientes concentraciones en el equilibrio:

$$[SO_2] = 0,90 \text{ M}$$

$$[O_2] = 0,35 \text{ M}$$

$$[SO_3] = 1,1 \text{ M}$$

Podemos calcular K_{eq} resolviendo la siguiente expresión

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

$$K_c = \frac{[1,1]^2}{[0,90]^2[0,35]} = 4,3$$

Equilibrio homogéneo y heterogéneo

Equilibrio homogéneo: Se aplica a las reacciones en las que todas las especies reactivas se encuentran en las mismas fases. Por ejemplo, la disociación del N_2O_4 en fase gaseosa es un equilibrio homogéneo, ocurre en una fase. $N_2O_{4(g)} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$

Así, la constante de equilibrio para el proceso es el siguiente:

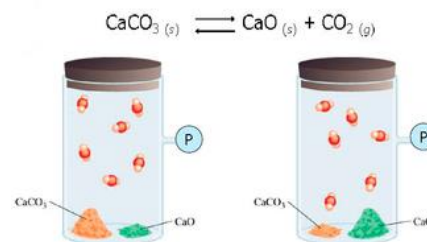
$$K_{eq} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

El equilibrio heterogéneo se produce en una reacción en la cual los reactivos y productos intervienen en distintas fases.

por ejemplo: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

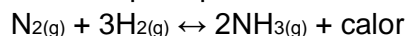
De acuerdo a la reacción, los dos sólidos y el gas constituyen tres fases distintas, la constante de equilibrio puede expresarse:

$K_{\text{eq}} = [\text{CO}_2]$



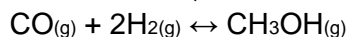
Evaluación sumativa

1. Utiliza el principio de Le Châtelier para predecir el efecto en la siguiente reacción:



- se extrae amoníaco
- se adiciona nitrógeno
- se extrae calor

2. ¿Cuál será el efecto de las acciones siguientes en el equilibrio de la síntesis de metanol, CH_3OH (también conocido como alcohol metílico)?



- Extraction de CH_3OH
- Un aumento en la presión
- Reducción de la concentración de H_2

3. Escribe la expresión de la constante de equilibrio de las reacciones siguientes:

- $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
- $(\text{NH}_4)_2\text{Se}(\text{s}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{Se}(\text{g})$
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
- $\text{P}_4(\text{s}) + 6\text{Cl}_2(\text{g}) \leftrightarrow 4\text{PCl}_3(\text{l})$
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

4. Para las reacciones anteriores identifique las que están en equilibrio homogéneo y equilibrio heterogéneo.

Autoevaluación diagnóstica

Define según nomenclatura química los términos ácido, sales e hidroxidos

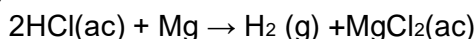
Definiciones y teoríasDefinición de ArrheniusÁcidos

En general, se reconocen los ácidos como sustancias que, en una solución acuosa:

1. Tienen sabor agrio si se diluyen lo suficiente para poderlos probar.
2. Hacen que el tornasol cambie de azul a rojo.
3. Reaccionan con los metales reactivos, como el magnesio, el zinc y el hierro, y producen hidrogeno gaseoso, $H_2(g)$.

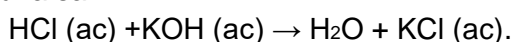
Ejemplo:

El ácido clorhídrico, HCl, reacciona con el magnesio metálico y forma hidrogeno gaseoso y cloruro de magnesio.



4. Reaccionan con los compuestos llamados bases (contienen iones hidróxido, OH^-) para formar agua y compuestos conocidos como sales.

Ejemplo: el ácido clorhídrico, HCl (ac), reacciona con el hidróxido potasio, una base, para formar agua y cloruro de potasio, una sal.



5. Arrhenius propuso que las propiedades características de los ácidos son en realidad propiedades del ion hidrogeno, H^+ , y que los ácidos son compuestos que liberan iones hidrógenos en solución acuosa

Ácidos y bases de Arrhenius:

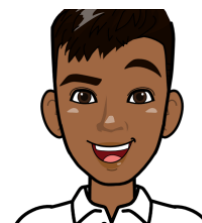
Los ácidos liberan iones hidrógeno en el agua.

Las bases liberan iones hidróxido en el agua

Bases

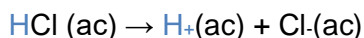
Sustancias que en una solución acuosa:

1. Tienen sabor amargo.
2. Se sienten resbalosas o jabonosas al tacto
3. Hacen que el tornasol cambie de rojo a azul
4. Reaccionan con los ácidos para formar agua y sales.

Teoría de Arrhenius

La teoría de ácidos y bases de Arrhenius fue propuesta originalmente por el químico sueco Svante Arrhenius en 1884, quien sugirió clasificar ciertos compuestos como ácidos o bases de acuerdo con el tipo de iones que se forman cuando el compuesto se añade al agua.

Un ácido de Arrhenius es cualquier especie que aumenta la concentración de iones H^+ . Por ejemplo, consideremos la reacción de disociación para el ácido clorhídrico, HCl, en agua:



Cuando hacemos una solución acuosa de ácido clorhídrico, el HCl se disocia en iones H^+ y Cl^- . Ya que esto resulta en un aumento en la concentración de iones H^+ en solución, el ácido clorhídrico es considerado un ácido de Arrhenius.

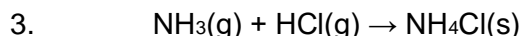
Definición de Brønsted -Lowry

1. Un ácido de Brønsted-Lowry es cualquier especie capaz de donar un protón, H^+
2. Una base de Brønsted-Lowry es cualquier especie capaz de aceptar un protón, lo que requiere un par solitario de electrones para enlazarse a H^+

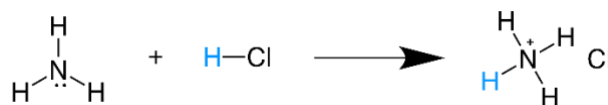
Teoría ácido-base de Brønsted-Lowry

La teoría de Brønsted-Lowry describe las interacciones ácido-base en términos de transferencia de protones entre especies químicas.

Según la definición de Brønsted-Lowry, una reacción ácido-base es cualquier reacción en la cual se transfiere un protón de un ácido a una base. Podemos utilizar las definiciones de Brønsted-Lowry para discutir las reacciones ácido-base en cualquier disolvente, así como las que ocurren en fase gaseosa. Por ejemplo, consideremos la reacción del gas del amoníaco, $NH_3(g)$ con cloruro de hidrógeno gaseoso, $HCl(g)$, para formar cloruro de amonio sólido, $NH_4Cl(s)$:



Esta reacción también puede representarse utilizando las estructuras de Lewis de los reactivos y productos:

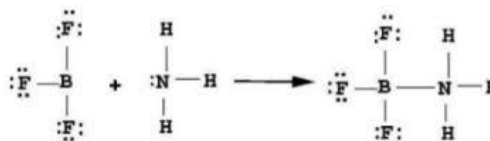


En esta reacción, el HCl dona su protón

(en azul) al NH_3 . Por lo tanto, el HCl está actuando como un ácido de Brønsted-Lowry. Como el NH_3 tiene un par solitario de electrones que utiliza para aceptar un protón, NH_3 es una base de Brønsted-Lowry.

Definición de Lewis

1. Un ácido de Lewis es una sustancia capaz de aceptar (y compartir) un par de electrones.
2. Una base de Lewis es una sustancia capaz de donar (y compartir) un par de electrones.



Autoevaluación intermedia

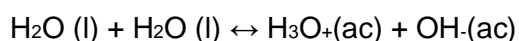
1. ¿Qué teoría se necesita para clasificar cada caso como una reacción ácido-base? Identifica qué reactivos son los ácidos y cuáles son las bases.
 - a. $AlCl_3 + Cl^- \rightarrow AlCl_4^-$
 - b. $HCN(ac) + H_2O \leftrightarrow H_3O^+(ac) + CN^-(ac)$
 - c. $H_2SO_4(ac) + Ca(OH)_2(s) \rightarrow CaSO_4(s) + 2H_2O$

2. ¿De acuerdo con cuales teorías se clasifica el FeCl₃ como ácido?
3. ¿De acuerdo con cuales teorías se clasifica el H₂O como ácido?
4. ¿De acuerdo con cuales teorías se clasifica el HCl como ácido?

Auto ionización del agua

Dado que los ácidos y bases reaccionan entre ellos, se da a entender que el agua puede reaccionar con ella misma. Aunque pudiera resultar extraño, sí sucede que las moléculas de agua intercambien protones entre ellas de manera muy limitada. Este proceso se conoce como autoionización o autodisociación del agua.

El intercambio de protones puede expresarse con la siguiente ecuación balanceada:



Una molécula de agua dona un protón y actúa como un ácido de Bronsted-Lowry, mientras que otra molécula de agua acepta el protón y se comporta como una base de Bronsted-Lowry. El resultado es la formación de los iones hidronio e hidróxido. En cualquier muestra de agua pura, las concentraciones molares de hidronio H₃O⁺ e hidróxido OH⁻ deben ser iguales.

Concentraciones de iones hidronio e hidróxido

La concentración de iones de hidronio en el agua pura a 25°C es 1,0X10⁻⁷ M, y la concentración de iones de hidróxido también es 1,0X10⁻⁷ M.

Es decir: en el agua pura la concentración de iones hidronio es igual que la concentración de iones hidróxido. El producto de la concentración de iones hidronio por la concentración de iones hidróxido a 25°C es: (1,0X10⁻⁷)(1,0X10⁻⁷) = 1,0X10⁻¹⁴

Este producto, conocido como producto iónico del agua, siempre es igual a una constante, que se conoce como

constante del producto iónico del agua, Kw, y es igual a 1,0X10⁻¹⁴ M.

En las soluciones ácidas, la [H⁺] es mayor que 1,0X10⁻⁷
 En las soluciones alcalinas, la [H⁺] es menor que 1,0X10⁻⁷
 En las soluciones neutras, la [H⁺] es igual que 1,0X10⁻⁷

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0\text{X}10^{-14} \text{ M}$$

Podemos utilizar la ecuación anterior para calcular iones de hidronio o hidróxido.

Ejemplo:

Un jugo de limón tiene una [H⁺] de 1,0X10⁻² M. ¿Cuál es la [OH⁻]?

Podemos utilizar la ecuación de constante del producto iónico del agua.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0\text{X}10^{-14} \text{ M}$$

Reemplazando

$$[1,0 \times 10^{-2}][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

Despejando para hidróxido

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-2}} = 1,0 \times 10^{-12}$$

Respuesta:

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-12} \text{ M}$$

Escala de pH

El pH para una solución acuosa se calcula a partir de H^+ utilizando la siguiente ecuación:

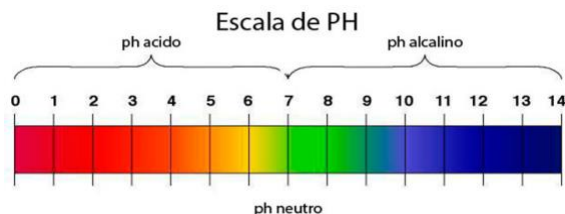
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

La p minúscula representa $-\log_{10}$.

Ejemplo, si tenemos una solución con $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$, entonces podemos calcular pH:

$$\text{pH} = -\log[1 \times 10^{-5}] = 5,0$$

En comparación la escala de pH se da de la siguiente manera



Evaluación sumativa

I. Responde las siguientes preguntas:

1. Menciona cuatro propiedades generales de los ácidos según Arrhenius.
2. Menciona cuatro propiedades generales de las bases según Arrhenius
3. ¿A cuál ion atribuyó Arrhenius las propiedades de las soluciones ácidas?
4. ¿A cuál ion atribuyó Arrhenius las propiedades de las soluciones básicas?
5. Cita las definiciones de Brønsted-Lowry y de Lewis de los ácidos.
6. Cita las definiciones de Brønsted-Lowry y de Lewis de las bases.

II. Realiza los siguientes problemas:

1. Una bebida carbonatada tiene una $[\text{H}^+]$ de $1,0 \times 10^{-4} \text{ M}$. ¿Cuál es la $[\text{OH}^-]$?
2. El jugo de encurtidos tiene una $[\text{H}^+]$ de $1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$. ¿Cuál es la $[\text{OH}^-]$?
3. Una solución de amoníaco tiene una $[\text{OH}^-]$ de $1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$?
4. Un limpiador para pisos tiene una $[\text{OH}^-]$ de $1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$?
5. Una muestra de bilis tiene una $[\text{OH}^-]$ de $1,0 \times 10^{-6} \text{ M}$. ¿Cuál es la $[\text{H}^+]$?

El átomo constituyente fundamental de la materia / enlace químico y estados de agregación de la materia.

Autoevaluación diagnóstica

Representa la estructura de Lewis de a. Cl_2 , b. H_2O , c. CH_4 , d. CO_2

Bases de la química orgánica

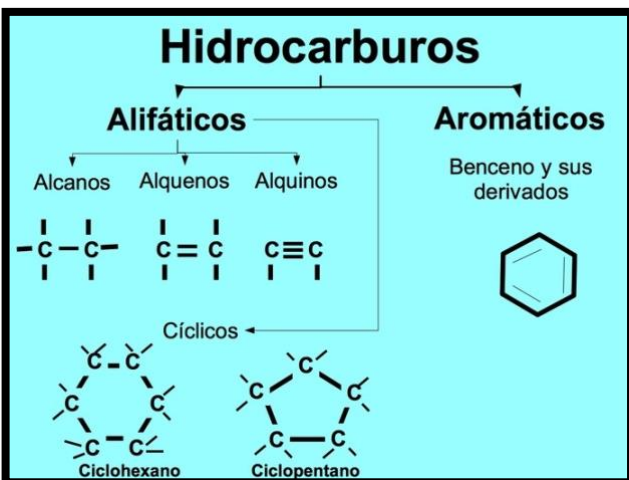
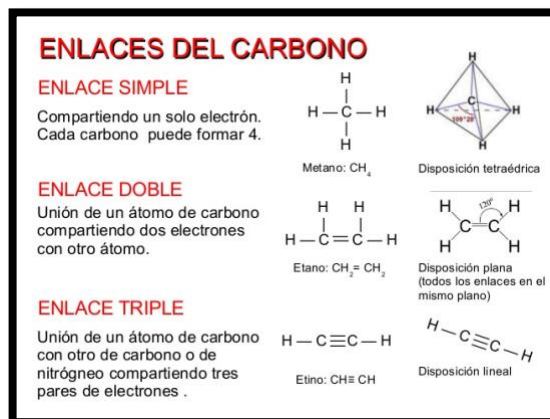
La química orgánica estudia los compuestos del carbono.

En la actualidad se conocen más de 24 millones de compuestos que contienen carbono.

Tipos de enlaces del carbono

El carbono puede constituir más compuestos que ningún otro elemento, porque los átomos de carbono tienen la capacidad de formar enlaces carbono-carbono sencillos, dobles y triples, y también de unirse entre sí formando cadenas o estructuras cíclicas.

Las clases de compuestos orgánicos se distinguen de acuerdo con los grupos funcionales que contienen. Un grupo funcional es un grupo de átomos responsable del comportamiento químico de la molécula que lo contiene.



La mayor parte de los compuestos orgánicos se derivan de un grupo de compuestos conocidos como hidrocarburos, debido a que están formados solo por hidrógeno y carbono. Con base en la estructura, los hidrocarburos se dividen en dos clases principales: alifáticos y aromáticos. Los hidrocarburos alifáticos no contienen benceno o anillo bencénico, en tanto que los hidrocarburos aromáticos contienen uno o más de ellos.

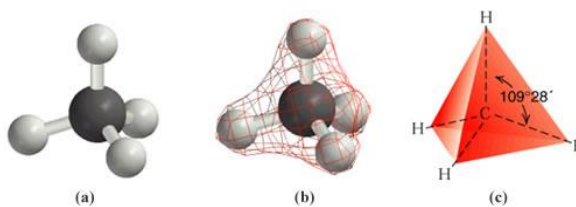
Hibridación del carbono

La hibridación consiste en una mezcla de orbitales puros en un estado excitado para formar orbitales híbridos equivalentes con orientaciones determinadas en el espacio.

Hibridación sp_3 o tetraédrica

Para los compuestos en los cuales el carbono presenta enlaces simples, hidrocarburos saturados o alcanos, se ha podido comprobar que los cuatro enlaces son iguales y que están

dispuestos de forma que el núcleo del átomo de carbono ocupa el centro de un tetraedro regular y los enlaces forman ángulos iguales de $109^{\circ} 28'$ dirigidos hacia los vértices de un tetraedro. Esta configuración se explica si se considera que los tres orbitales 2p y el orbital 2s se hibridan para formar cuatro orbitales híbridos sp^3 .

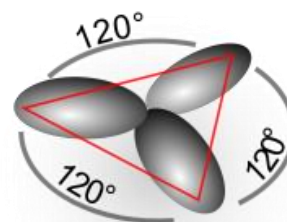


Hibridación sp^2

Es la combinación de un orbital s con dos orbitales p (p_x y p_y) para formar tres orbitales híbridos sp^2 . Los orbitales híbridos sp^2 forman un triángulo equilátero.

Los átomos de carbono también pueden formar entre sí enlaces llamados insaturaciones:

- Dobles: donde la hibridación ocurre entre el orbital 2s y dos orbitales 2p, quedando un orbital p sin hibridar, se producirán 3 orbitales sp^2 . A esta nueva estructura se la representa como un octeto de johnson $2p_6$ y octavalente $2p^1$



Al formarse el enlace doble entre dos átomos, cada uno orienta sus tres orbitales híbridos en un ángulo de 120° , como si los dirigieran hacia los vértices de un triángulo equilátero. El orbital no hibridado p queda perpendicular al plano de los 3 orbitales sp^2

Evaluación sumativa

Investiga la importancia de la química orgánica y da ejemplos de los diferentes tipos de hidrocarburos alifáticos.

Estructura tu investigación de la siguiente manera: hoja de presentación, introducción, contenido, conclusión, bibliografía.

Toma en cuenta la siguiente rubrica

Criterio	Excelente	Bueno	suficiente
	5	3	1
Cantidad de información.	El trabajo refleja una amplia diversidad de argumentos, puntos de vista y fuentes de información relacionados con la investigación.	El trabajo refleja algunos argumentos, puntos de vista y fuentes de información relacionados con la investigación pero también incluye otra información poco pertinente.	El trabajo refleja una cantidad insuficiente de información relacionada con la investigación.
Calidad de información	La información está muy bien sustentada en periodicos, revistas, libros, internet y perspectiva personal.	La información muestra poco sustento bibliografico.	La información carece de sustento bibliografico.
Organización de la información.	La inforamación está muy bien organizada con párrafos bien redactados.	La información está bien organizada pero los párrafos no están bien redactados.	La información proporcionada no está organizada.
Gramática y ortografía.	No hay errores de gramática, ortografía o redacción.	Unos pocos errores de gramática, rtografía o redacción.	Muchos errores de gramática, ortografía o puntuación.
Introducción.	La información esta estructurada de la siguiente manera: temas del trabajo de investigación, importancia del tema, metodología de investigación y breve descripción de los temas.	La introducción presenta estructura insuficiente.	La introducción no presenta una estructura correcta.
Conclusiones.	Presenta una reflexion llamada a la toma de consciencia de los problemas ambientales.	No presenta llamado a la toma de consciencia con respecto a problemas ambientales.	Es una simple copia de algún parrafo del trabajo.

Bibliografía

Garzón G Guillermo, (1994), Fundamentos de Química General, México, McGraw-Hill

Burns Ralph A, (2011), Fundamentos de Química, Mexico, Pearson

Chang Raymond y Goldsby Kenneth A, (2013) Química, Mexico, McGraw-Hill

es.khanAcademy.org

Tabla periódica de los elementos

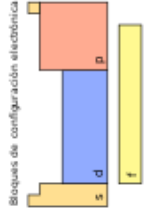
grupo 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
período 1	1.00794 H [1] 1.008 1.008																4.002602 He [2] 4.002602	
período 2	6.941 Li [2] 6.941 6.941	9.012182 Be [2] 9.012182 9.012182											12.0107 C [2] 12.0107 12.0107	14.0067 N [2] 14.0067 14.0067	15.9994 O [2] 15.9994 15.9994	18.998403 F [2] 18.998403 18.998403	20.1797 Ne [2] 20.1797 20.1797	
período 3	22.98976 Na [3] 22.98976 22.98976	24.3050 Mg [3] 24.3050 24.3050										26.981538 Al [3] 26.981538 26.981538	28.0855 Si [3] 28.0855 28.0855	30.973762 P [3] 30.973762 30.973762	32.065 S [3] 32.065 32.065	35.453 Cl [3] 35.453 35.453	39.948 Ar [3] 39.948 39.948	
período 4	39.0983 K [4] 39.0983 39.0983	39.0983 Ca [4] 39.0983 39.0983	44.95591 Sc [4] 44.95591 44.95591	47.88 Ti [4] 47.88 47.88	50.9415 V [4] 50.9415 50.9415	54.9380425 Cr [4] 54.9380425 54.9380425	55.845 Mn [4] 55.845 55.845	58.933197 Fe [4] 58.933197 58.933197	58.933197 Co [4] 58.933197 58.933197	58.933197 Ni [4] 58.933197 58.933197	63.546 Cu [4] 63.546 63.546	65.38 Zn [4] 65.38 65.38	69.723 Ga [4] 69.723 69.723	72.64 Ge [4] 72.64 72.64	74.92160 As [4] 74.92160 74.92160	78.96 Se [4] 78.96 78.96	79.904 Br [4] 79.904 79.904	83.798 Kr [4] 83.798 83.798
período 5	85.4678 Rb [5] 85.4678 85.4678	87.62 Sr [5] 87.62 87.62	88.90585 Y [5] 88.90585 88.90585	91.224 Zr [5] 91.224 91.224	92.90638 Nb [5] 92.90638 92.90638	95.96 Mo [5] 95.96 95.96	101.07 Ru [5] 101.07 101.07	102.9055 Rh [5] 102.9055 102.9055	106.42 Pd [5] 106.42 106.42	107.8682 Ag [5] 107.8682 107.8682	112.414 Cd [5] 112.414 112.414	114.818 In [5] 114.818 114.818	118.710 Sn [5] 118.710 118.710	121.760 Sb [5] 121.760 121.760	127.60 Te [5] 127.60 127.60	126.9044 I [5] 126.9044 126.9044	131.293 Xe [5] 131.293 131.293	132.9054 Cs [6] 132.9054 132.9054
período 6	132.9054 Cs [6] 132.9054 132.9054	137.327 Ba [6] 137.327 137.327	174.9668 Lu [6] 174.9668 174.9668	178.49 Hf [6] 178.49 178.49	180.9478 Ta [6] 180.9478 180.9478	183.84 W [6] 183.84 183.84	186.207 Re [6] 186.207 186.207	192.222 Os [6] 192.222 192.222	195.084 Pt [6] 195.084 195.084	196.9665 Au [6] 196.9665 196.9665	200.59 Hg [6] 200.59 200.59	204.3833 Tl [6] 204.3833 204.3833	207.2 Pb [6] 207.2 207.2	208.9804 Bi [6] 208.9804 208.9804	208.9804 Po [6] 208.9804 208.9804	210 At [6] 210 210	210 Rn [6] 210 210	223.0185 Fr [7] 223.0185 223.0185
período 7	223.0185 Fr [7] 223.0185 223.0185	227.0287 Ra [7] 227.0287 227.0287	261.103 Lr [7] 261.103 261.103	261.103 Rf [7] 261.103 261.103	261.103 Db [7] 261.103 261.103	261.103 Sg [7] 261.103 261.103	261.103 Bh [7] 261.103 261.103	261.103 Hs [7] 261.103 261.103	261.103 Mt [7] 261.103 261.103	261.103 Ds [7] 261.103 261.103	261.103 Rg [7] 261.103 261.103	261.103 Cn [7] 261.103 261.103	261.103 Nh [7] 261.103 261.103	261.103 Fl [7] 261.103 261.103	261.103 Mc [7] 261.103 261.103	261.103 Lv [7] 261.103 261.103	261.103 Ts [7] 261.103 261.103	261.103 Og [7] 261.103 261.103

Fe
Hierro
[Ar] 3d⁶ 4s²

masa atómica: 55.845
energía de ionización: 762.5 kJ/mol
simbolo químico: Fe
nombre: Hierro
configuración electrónica: [Ar] 3d⁶ 4s²

estados de oxidación: +2, +3
n.º de oxidación más frecuente: +2

propiedades físicas:
número atómico: 26
electronegatividad: 1.83
alcalinotermos: no
metales alcalinos: no
metales de transición: sí
halógenos: no
gases nobles: no
elementos desordenados: no
actínidos: no



Notas

- 1. El nivel f = 96.485 eV
- Todos los elementos tienen un estado de oxidación impar y/o cero.
- Los elementos con configuración de los elementos 101-110 son los actínidos.
- Las configuraciones electrónicas de los elementos 108-118 son por defecto.

138.90549 La [5] 5d ¹ 6s ²	140.116 Ce [5] 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	140.90765 Pr [5] 4f ³ 6s ²	144.242 Nd [5] 4f ⁴ 6s ²	150.36 Pm [5] 4f ⁵ 6s ²	151.964 Eu [5] 4f ⁶ 6s ²	157.25 Gd [5] 4f ⁷ 6s ²	158.9253 Tb [5] 4f ⁸ 6s ²	162.50 Dy [5] 4f ⁹ 6s ²	164.93033 Ho [5] 4f ¹⁰ 6s ²	167.259 Er [5] 4f ¹¹ 6s ²	168.9342 Tm [5] 4f ¹² 6s ²	173.054 Yb [5] 4f ¹³ 6s ²	173.054 Lu [5] 4f ¹⁴ 6s ²
227.0287 Ac [5] 6d ¹ 7s ²	232.0377 Th [5] 6d ² 7s ²	231.03689 Pa [5] 5f ² 6d ¹ 7s ²	238.02891 U [5] 5f ³ 6d ¹ 7s ²	237.04817 Np [5] 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	237.04817 Pu [5] 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	237.04817 Am [5] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	243.06138 Cm [5] 5f ⁷ 6d ² 7s ²	247.07125 Bk [5] 5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	247.07125 Cf [5] 5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ²	251.07958 Es [5] 5f ¹¹ 6d ¹ 7s ²	257.1037 Fm [5] 5f ¹² 6d ¹ 7s ²	257.1037 Md [5] 5f ¹³ 6d ¹ 7s ²	257.1037 No [5] 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²

Original file: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Periodic_table_large-es.svg

CREDO DE LA EDUCACIÓN DE JÓVENES Y ADULTOS

Creo en la alfabetización como instrumento, para empoderar a las personas, comunidades y las sociedades.

Creo en el Rol como formadores en valores y constructores de paz, para la convivencia pacífica y democrática en mi país.

Creo en la metodología andragógica, para ofrecer un modelo educativo con estrategias y técnicas adecuadas que respondan a EDJA.

Creo en la transparencia, liderazgo, gestión, evaluación y rendición de cuentas de EDJA.

Creo que puedo contribuir con estrategias de divulgación, para lograr que más personas tengan la oportunidad de acceder a los servicios educativos de EDJA.

Creo y confío en la oportunidad que la vida me brinda, para hacer de mí una persona de bien, con metas, aspiraciones y sentido de pertenencia.

Autora: Agnes de Cotes.



REPÚBLICA DE PANAMÁ

— GOBIERNO NACIONAL —

MINISTERIO DE EDUCACIÓN