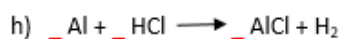
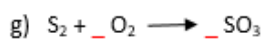
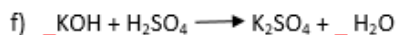
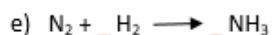
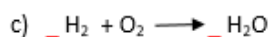
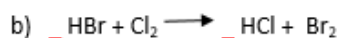
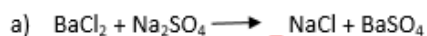


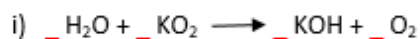
ACTIVIDADES DE RECURSAMIENTO DE QUIMICA II

Profesora:

Maria del Carmen Fernández R.

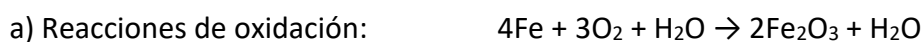
1. Realiza un **mapa conceptual** que incluya los conceptos: ecuación química, reacción química, evidencias de que ha ocurrido una reacción química, simbología de una ecuación química, tipos de reacciones químicas y organízalos de manera que pueda dar constancia de la comprensión del tema.
2. **Balancea** las siguientes ecuaciones químicas empleando el método de tanteo.





3. Lee con atención la lectura “Cuantificación de las reacciones químicas. ¿Cómo contamos lo que no podemos ver?”, analiza la información y **escribe** en tu cuaderno las ideas principales.

4. **Comprueba** en cada una de las siguientes reacciones la ley de la conservación de la masa, calculando la masa de cada una de las sustancias y verifica que de el mismo valor en ambos lados de la igualdad.



5. **Calcula** los moles en cada uno de los siguientes casos:

a) 57.3 gr de Na_3PO_4 (fosfato de sodio)

b) 120 gr de Na_2SO_4 (sulfato de sodio)

c) 165 gr de NaHCO_3 (bicarbonato de sodio)

6. **Resuelve** los siguientes problemas planteados de estequiometria masa-masa.

a) Corrosión de metales: Uno de los metales que se oxida fácilmente es el hierro (Fe), se nota cuando se forma una capa (óxido) de color rojizo llamado herrumbre.

Determina la cantidad de Oxido férrico que se obtiene si se oxidan 10 g de hierro.

Considera que la reacción química presente es: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

b) Fermentación: Los azúcares frutales se fermentan y se transforman en diversos alcoholes. La fermentación es causada por mohos, bacterias y levaduras, que se encuentran en el aire, el proceso químico de la fermentación alcohólica se representa de la siguiente manera:

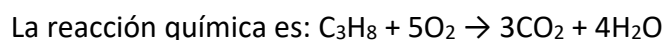


Glucosa

alcohol etílico

Si se desea preparar 500 gramos de alcohol etílico ¿Cuántos gramos de glucosa se deben poner a fermentar?

c) Combustión: Cada vez que enciendes la estufa lo que ocurre es la combustión de un hidrocarburo. Combustión es en palabras simples quemar, en este caso el hidrocarburo del gas con el oxígeno del aire.



Hidrocarburo

¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen si se quema 40 gramos del hidrocarburo

7. **Resuelve** los siguientes ejercicios:

a) ¿Calcular el pH y el pOH de una solución de ácido clorhídrico (HCl) cuya concentración es de 3.2×10^{-4} M?

b) Calcula el pOH y el pH de una solución 0.025 M de KOH.

c) ¿Cuál es el pH de una solución 0.03 M de ácido sulfúrico?

d) ¿Cuál es el pOH de una solución cuyo valor de pH es 3.6?

8. Describe que es una reacción exotérmica y escribe 5 ejemplos.

9. Describe una reacción endotérmica y escribe 5 ejemplos.

10. Escribe qué es la velocidad de reacción y cuáles son los 4 factores que la afectan.

TEORIA PARA RESPONDER LA PREGUNTA 1.

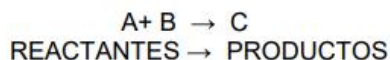
LAS REACCIONES QUÍMICAS EN NUESTRO ENTORNO.

En la naturaleza, en la vida diaria, en nuestro propio cuerpo, se llevan a cabo una serie de fenómenos que tienden a modificar lo que originalmente se tiene y pueden proporcionarnos algún producto que sea de interés económico; de salud (como lo es la producción de energía para realizar los procesos vitales en nuestro cuerpo o transformar el ambiente (de manera positiva o negativa), etc. Esos fenómenos reciben el nombre de reacciones químicas. Cuando se enciende una vela, cuando la masa se transforma en pan, cuando se enciende un cerillo o cuando se quema el papel, se comienza inicialmente con unas sustancias y éstas se transforman en otras sustancias diferentes.

Una reacción química es un proceso mediante el cual una o más sustancias (elementos o compuestos) denominadas reactivos o reactantes, sufren una transformación para dar lugar a sustancias diferentes denominadas productos. Para su desarrollo se deben reconocer dos tipos de componentes:

Reactivos o Reactantes: Es la o las sustancias iniciales que participan en una reacción química. Se escriben a la izquierda de la ecuación química. También se define como dos o más sustancias químicas necesarias para un cambio químico. Al combinarse, dan origen al producto del cambio químico.

Producto: Es la o las sustancias que resultan de la combinación de otras, con características completamente diferentes de las originales. Se anotan a la derecha de la ecuación química. Ambas especies se describen por medio de símbolos (símbolos de los elementos o fórmulas de los compuestos) y se separan con una flecha (siguiendo el sentido del cambio)

**Evidencias de que ha ocurrido una reacción química:**

El burbujeo y el cambio de color son algunos signos de que dos o más sustancias no sólo se mezclaron, sino que reaccionaron. El burbujeo significa que algunas moléculas fueron liberadas en forma de gas. El cambio de color significa que las sustancias originales ya no se encuentran presentes. El resultado es algo nuevo, hecho de los componentes químicos originales y no necesariamente van a ser totalmente visibles o aparentes, ya que no todas las reacciones darán origen a burbujas y a espuma, y no todas resultan en colores vistosos o llamativos. Otra evidencia de que ha ocurrido una reacción química esta la producción de un precipitado, la absorción o producción de energía, producción de algún olor característico.

Ecuación Química:

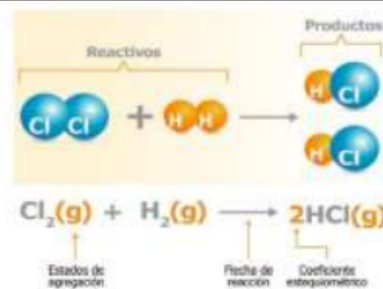
Una ecuación química es la representación matemática de lo que ocurre en una reacción química, utilizando símbolos y/o fórmulas para representar los reactivos y productos.

Simbología

- (s) la sustancia está en estado sólido
- (l) La sustancia está en estado líquido
- (g) La sustancia está en estado gaseoso
- (aq) La sustancia está en solución o diluida en agua

Subíndices son los números que se encuentran después de un símbolo (indican la cantidad de átomos del elemento que está a su izquierda).

Coefficientes: Son los números que se utilizan para balancear la ecuación y representan los moles (moléculas o átomos) de la sustancia que está a la derecha, según sea el punto de vista macroscópico o microscópico

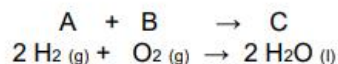


Símbolo	Descripción
↑	Se desprende un gas
↓	Se forma un precipitado
→	Significa produce
Δ	La reacción se lleva a cabo en presencia de calor
Pt →	La reacción se lleva a cabo en presencia de un catalizador

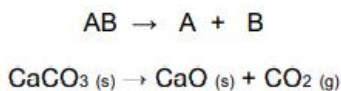
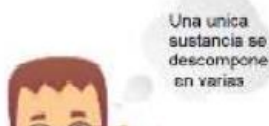
Tipos de Reacciones

Podemos clasificar las reacciones químicas en seis grandes grupos

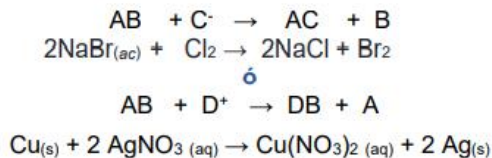
1.- Reacciones de síntesis:



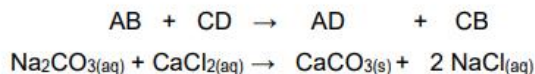
2.- Reacciones de descomposición o análisis:



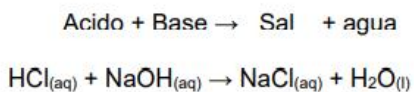
3.- Reacciones de simple desplazamiento o simple sustitución.



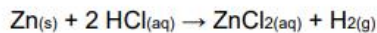
4.- Reacciones de doble desplazamiento:



5.- Reacciones de neutralización, o ácido-base:



6.- Reacciones Redox:



TEORIA PARA RESPONDER LA PREGUNTA 3 Y LA PREGUNTA 4.

**CUANTIFICACION DE LAS REACCIONES QUIMICAS:
¿CÓMO CONTAMOS LO QUE NO PODEMOS VER?**

Seguramente has notado que en nuestra vida cotidiana normalmente utilizamos diferentes formas de pesar y de medir y las expresamos con ciertas unidades; por ejemplo, si vamos a la tienda pedimos que nos den un kilogramo de huevo, un litro de leche o un kilogramo de azúcar. Al usar un termómetro podemos presentar la temperatura con 3 diferentes unidades que son: Kelvin, Celsius y Fahrenheit, cuando hablamos de tiempo decimos que una hora equivale a 60 minutos, pero te imaginas si quisiéramos medir un átomo de oxígeno, ¿Qué unidades utilizarías?

En química la unidad de medida de la cantidad de sustancia (reactivos o productos) es el **mol**. Esta unidad sirve para medir enormes cantidades de átomos, moléculas o iones contenidos en una muestra.

Un mol siempre contiene el mismo número de partículas, sin importar de qué sustancia se trate, por ejemplo 1 mol de agua tiene 6.023×10^{23} átomos de agua, 1 mol de N_2O_3 tiene 6.023×10^{23} átomos de trióxido de dinitrógeno.



Ahora bien, si pensamos en las sustancias surge la interrogante ¿cómo podríamos pesar un mol de agua? No existen instrumentos para cuantificar directamente los moles de sustancia (no podemos contar una a una tantas partículas); pero sí podemos medir la masa.

La masa de la mayoría de los objetos se mide tomando como unidad el kilogramo. Así, las cantidades que resultan de esta medición son manejables; es decir, no son muy grandes ni muy pequeñas.

Cuando en la tabla periódica se lee masa atómica, se habla de una masa atómica relativa de los elementos, ya que se obtiene en base a una comparación con una unidad de referencia. No se puede pesar la masa del átomo individualmente; lo que se puede hacer es calcular la abundancia relativa de cada isótopo. Todos los elementos de la tabla periódica se derivan de sus isótopos que se forman en la naturaleza.

Para determinar las masas atómicas de los elementos se toma como base el carbono 12 (el isótopo más abundante del carbono), al que se le asigna un valor exacto de 12. Esto quiere decir que la unidad a utilizar corresponde a la doceava parte de la masa del átomo de dicho isótopo. Esta unidad de referencia se llama **uma**, que quiere decir **unidad de masa atómica**.

Para los químicos es importante determinar las cantidades de masa de las sustancias que intervienen en los procesos químicos para hacer más eficiente las reacciones, por lo que se recurren a diversos cálculos. Para estos cálculos se emplearán los siguientes factores:

Masa fórmula: es la suma de las masas atómicas expresada en unidades de masa atómica (uma) de los elementos indicados en la fórmula química. Por ejemplo, la fórmula del agua H_2O expresa que hay 2 átomos de Hidrogeno y un átomo de Oxígeno, si queremos conocer la masa fórmula debemos sumar la masa atómica (establecida en la tabla periódica) de cada átomo, para el cálculo puedes seguir la siguiente secuencia:

$$\begin{aligned} H &= 1.0 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = 2.0 \text{ uma} \\ O &= 16.0 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = \underline{16.0 \text{ uma}} \\ &= 18.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

Como las masas atómicas son números fraccionarios, para facilitar su manejo se redondea el valor obtenido de la tabla periódica, al entero más próximo.

Como se observa al sumar ambas masas atómicas la masa molecular del agua queda en 18.0 uma, solo ten presente que también puedes expresar este resultado en gramos.

Calculemos ahora la masa fórmula del sulfato de níquel (III) $Ni_2(SO_4)_3$:

$$\begin{aligned} Ni &= 59 \text{ gr} \times 2 \text{ átomos} = 118 \text{ gramos} \\ S &= 32 \text{ gr} \times 3 \text{ átomos} = 96 \text{ gramos} \\ O &= 16 \text{ gr} \times 12 \text{ átomos} = \underline{192 \text{ gramos}} \\ &= 406 \text{ gramos} \end{aligned}$$

TEORIA PARA RESPONDER LA PREGUNTA 5 Y LA PREGUNTA 6.

Ahora que ya sabes calcular la masa molar, veamos como calcular las masas de las sustancias en un proceso químico.

Para los químicos es importante conocer con exactitud la cantidad requerida de reactivos para obtener determinada cantidad de los productos esperados en una reacción química, sin desperdiciar materiales, para ello se recurre a la estequiometría.

Para entender como aplicaríamos la estequiometría acudiremos a una actividad de tu vida diaria, el desayuno, pensemos que regularmente tu mamá te prepara el desayuno con dos huevos y para freírlos ocupa 2 cucharadas de aceite ya que con esa cantidad se obtiene la mejor textura y el sabor deseado, ahora imagínate que pasaría si tú al preparar los 2 huevos usas 1 litro de aceite, probablemente obtendrás el producto esperado pero estarás desperdiciando mucho aceite, ahora piensa que a los 2 huevos le pones menos cantidad de aceite, seguramente no obtendremos el producto deseado.

La estequiometría se encarga de la cuantificación de la masa de las sustancias que intervienen en un cambio químico.

Para realizar cálculos estequiométricos de relación masa-masa se debe considerar la masa fórmula de cada sustancia que interviene en la reacción.

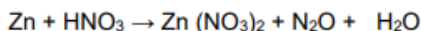
- ☞ Recuerda que el coeficiente estequiométrico indica el número de moles de la sustancia, por lo que si existiera más de un mol debes multiplicar la masa molecular por el número de moles.
- ☞ Ten presente que 1 mol de X sustancia es igual a su masa fórmula.

Al realizar los cálculos estequiométricos puedes seguir el siguiente procedimiento:

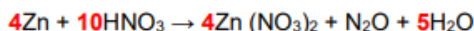
1. Balancea la ecuación
2. Lee con atención el problema e identifica las sustancias que intervienen
3. Establece la relación
4. Realiza las operaciones

Veamos ahora unos ejemplos de su aplicación:

Ejemplo 1. ¿Cuántos gramos de ácido nítrico (HNO_3) se requieren para producir 8.75 g de anhídrido hiponitroso (N_2O) de acuerdo con la siguiente ecuación?



Paso 1. Balancear ecuación:



Paso 2. Identificar las sustancias que intervienen, para resolver el problema, esto es identifica las variables que intervienen en la posible resolución del problema:

10 moles de HNO_3 y 1 mol de N_2O

Paso 3. Convierte los gramos de la sustancia de interés a moles, esto se logra por medio de una regla de tres

$$1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O} \rightarrow 44 \text{ g } \text{N}_2\text{O}$$

$$X \leftarrow 8.75 \text{ g } \text{N}_2\text{O}$$

$$X = \frac{(1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O})(8.75 \text{ g } \text{N}_2\text{O})}{(44 \text{ g } \text{N}_2\text{O})} = 0.199 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}$$

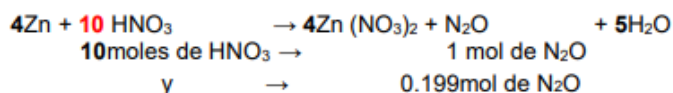
Calculo masa molecular

N: 14×2 átomos = 28 gramos
O: 16×1 átomos = 16 gramos
44 gramos

Este valor nos indica que:

8.75g de N_2O equivalen a 0.199 moles de N_2O

Paso 4. Con la ecuación balanceada se establece la relación con las sustancias que intervienen en la relación mol y el valor obtenido en moles del dato proporcionado, como 8.75g de N₂O son 0.199mol de N₂O, establecemos la relación y la regla de tres que se forma se resuelve obteniendo así los moles formados de HNO₃ (las otras sustancias no intervienen en el cálculo).



$$y = \frac{(0.199\text{mol N}_2\text{O})(10\text{moles HNO}_3)}{1\text{mol N}_2\text{O}} = 1.99\text{moles HNO}_3$$

Ahora solo debes convertir los moles de HNO₃ a gramos:

$$1 \text{ mol de HNO}_3 \rightarrow 63 \text{ gramos de HNO}_3$$

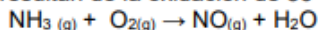
$$1.99 \text{ moles HNO}_3 \rightarrow W$$

$$W = \frac{(1.99\text{mol HNO}_3)(63\text{g HNO}_3)}{1\text{mol HNO}_3} = 125.37 \text{ gramos de HNO}_3$$

Por lo tanto, se interpreta que se requieren 125.37 g de ácido nítrico (HNO₃) para obtener 8.75 g de anhídrido hiponitroso (N₂O)

Cálculo de masa formula
 H: 1 x 1 átomos = 1 gramos
 N: 14 x 1 átomos = 14 gramos
 O: 16 x 3 átomos = 48 gramos
 63

Ejemplo 2 ¿Cuántos gramos de NO (g) resultan de la oxidación de 36 gramos de amoníaco?



Paso 1. Balancear ecuación: 4 NH₃ (g) + 5 O₂(g) → 4NO(g) + 6H₂O

Paso 2. Identificar las sustancias que intervienen: 4 mol de NO y 4 mol de NH₃

Paso 3. Convierte los gramos de la sustancia de interés a moles:

$$1 \text{ mol de NH}_3 \rightarrow 17.0 \text{ g de NH}_3$$

$$x \leftarrow 36.0 \text{ g de NH}_3$$

$$x = \frac{(36.0\text{g NH}_3)(1\text{mol NH}_3)}{17\text{g NH}_3} = 2.11 \text{ moles de NH}_3$$

Cálculo de masa formula
 N: 14 X 1 átomos = 14 gramos
 H: 1 X 3 átomos = 3 gramos
 17 gramos

Paso 4. De acuerdo con la ecuación balanceada se establece la relación con las sustancias que intervienen:



$$y = \frac{(2.1\text{mol NH}_3)(4\text{mol NO})}{4 \text{ mol NH}_3} = 2.11 \text{ moles de NO}$$

Ahora solo debes convertir los moles de NO a gramos:

$$1 \text{ mol de NO} \rightarrow 30 \text{ g NO}$$

$$2.1 \text{ mol de NO} \rightarrow X$$

$$y = \frac{(2.1\text{mol NO})(30\text{g NO})}{1\text{mol NO}} = 63\text{g NO}$$

Por lo tanto, se interpreta al hacer reaccionar 36g de amoníaco (NH₃) con oxígeno, se obtendrán 63 g de óxido nítrico (NO)

Cálculo de masa formula
 N: 14 X 1 átomos = 14 gramos
 O: 16 X 1 átomos = 16 gramos
 30 gramos

ACIDOS, BASES Y PH.

Existen una gran cantidad de sustancias tanto naturales como sintéticas con las cuales estamos en contacto continuo, todas ellas formadas por los elementos químicos que ya conoces, dentro de las cuales se encuentran las llamadas ácidos o bases. Los ácidos y las bases son sustancias que comúnmente utilizamos en nuestra vida diaria; pueden estar en la cocina, en tu auto, en el baño, en el lavadero e incluso en tu organismo. Los ácidos y bases son importantes en numerosos procesos químicos que se llevan a cabo a nuestro alrededor, desde procesos industriales hasta biológicos y desde reacciones que se efectúan en el laboratorio hasta las que tiene lugar en nuestro entorno. El tiempo que se requiere para que un objeto sumergido en agua se corra, la capacidad de un entorno acuático para sustentar la vida de peces y plantas acuáticas, el destino de los contaminantes que la lluvia —lava o arrastra del aire, e incluso la velocidad de las reacciones que sostienen nuestra vida, todo ello depende de manera crítica de la acidez o basicidad de las soluciones. Algunas de sus características pueden observarse en el siguiente cuadro

ACIDOS		BASES	
Características	Ejemplos	Características	Ejemplos
Tienen sabor agrio	Tomates	Tienen sabor amargo	Amoniaco
Cambian el color de los indicadores.	Frutos cítricos	Cambian el color de los indicadores.	Disolución de bicarbonato de sodio.
Cambian el color del papel tornasol de azul a rojo.	Vinos	Hacen que el papel tornasol cambie de rojo a azul.	Leche de magnesia.
Reaccionan con algunos metales desprendiendo hidrógeno.	Bebidas carbónicas	Poseen sensación al tacto jabonosa o de una grasa.	Jabón.
Las propiedades de los ácidos desaparecen al reaccionar con las bases.	Café negro	Las propiedades básicas desaparecen al reaccionar con los ácidos.	Detergentes
En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica.	Aspirina	En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica.	Lejía (KOH)

¿Dónde podemos encontrarlos? Aquí tienes un pequeño ejemplo

ÁCIDO O BASE	DONDE SE ENCUENTRA
Ácido acético	Vinagre
Ácido acetilsalicílico	Aspirina
Ácido ascórbico	Vitamina C
Ácido cítrico	Jugo de cítricos
Ácido clorhídrico	sal fumante para limpieza, jugos gástricos, muy corrosivo y peligroso, ácido muriático.
Ácido sulfúrico	baterías de coches, corrosivo y peligroso
Amoniaco	Limpiadores caseros
Hidróxido de magnesio	leche de magnesia (laxante y antiácido)

POTENCIAL DE HIDRÓGENO (pH). ¿Qué es el pH? Los químicos usan el pH para indicar de forma precisa la acidez o basicidad de una sustancia. Normalmente oscila entre los valores de 0 (más ácido) y 14 (más básico). El término significa potencial de hidrógeno, definido por el químico danés Sorensen como el logaritmo negativo de la concentración molar de los iones Hidronio $[H_3O^+]$ o hidrógeno $[H^+]$. Las concentraciones deben ser molares

Matemáticamente representado el pH con la siguiente ecuación

$$pH = -\log [H_3O^+].$$

En la tabla siguiente aparece el valor del pH para algunas sustancias comunes:

SUSTANCIA	PH	SUSTANCIA	PH
jugos gástricos	2.0	amoníaco casero	11.5
limones	2.3	leche de magnesia	10.5
vinagre	2.9	pasta de dientes	9.9
refrescos	3.0	solución saturada de bicarbonato sódico	8.4
vino	3.5	agua de mar	8.0
naranjas	3.5	huevos frescos	7.8
tomates	4.2	sangre humana	7.4
lluvia ácida	5.6	saliva (al comer)	7.2
orina humana	6.0	agua pura	7.0
leche de vaca	6.4	saliva (reposo)	6.6

Aquí se observan sustancias comunes y su pH en una escala de colores que pronto aprenderemos



El pH típicamente va de 0 a 14 en disolución acuosa, siendo ácidas las disoluciones con pH menores a 7, y básicas las que tienen pH mayores a 7. El pH = 7 indica la neutralidad de la disolución (siendo el disolvente agua).

Puesto que el agua está disociada en una pequeña extensión en iones OH^- y H^+ , tenemos que la constante de ionización del agua es:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

Por lo tanto, $\log K_w = \log [H^+] + \log [OH^-]$

$$-14 = \log [H^+] + \log [OH^-]$$

$$14 = -\log [H^+] - \log [OH^-]$$

$$14 = pH + pOH$$

Donde:

$[H^+]$ = concentración de iones de hidrógeno.

$[OH^-]$ = concentración de iones hidróxido.

K_w = constante de ionización del agua

2. ¿Calcular el pH y el pOH de una solución de HCl 4.9×10^{-4} M?

Datos

pH = ?

$$H_3O^+ = 4.9 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$$

pOH =

Fórmula y desarrollo

$$pH = -\log H_3O^+$$

$$pH = -\log 4.9 \times 10^{-4} \quad pH = -\log 4.9 + \log 10^{-4}$$

$$pH = \log 10^{-4} - \log 4.9 \quad -4 \log 10$$

$$pH = 4 - \log 4.9$$

$$pH = 4 - 0.69$$

$$pH = 3.31$$

$$pOH = pK_w - pH$$

$$pOH = 14 - 3.31$$

$$pOH = 10.69$$

3. Calcular el pOH y el pH de una solución 0.0016 M de KOH.

Datos

$$OH^- = 0.0016 \text{ mol/l}$$

$$OH^- = 1.6 \times 10^{-3}$$

pOH =

pH =

Fórmula y desarrollo

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log 1.6 \times 10^{-3}$$

$$pOH = -\log 1.6 - \log 10^{-3}$$

$$pOH = 3 - \log 1.6$$

$$pOH = 3 - 0.204$$

$$pOH = 2.796$$

$$pH = pK_w - pOH$$

$$pH = 14 - 2.796$$

$$pH = 11.204$$

TEORIA PARA RESPONDER LA PREGUNTA 8 Y LA PREGUNTA 9.

Reacciones endotérmicas y exotérmicas.

¿Qué son las reacciones endotérmicas?

Las reacciones endotérmicas son reacciones químicas que necesitan el suministro de energía calórica para que ocurran. Para que los reactivos se transformen en productos, estas reacciones absorben calor, lo que hace que los productos obtenidos queden con mayores niveles de energía que los reactivos iniciales.

Estas reacciones son de uso común en la industria del hielo químico y del enfriamiento, ya que pueden generarse en ambientes controlados para retirar calor de los ambientes o de otras sustancias. Algunas de sus aplicaciones fueron reemplazadas con el frío generado por los equipos de enfriamiento.

En las reacciones endotérmicas se absorbe energía para transformar los reactivos en productos. En este tipo de reacciones, los enlaces de las moléculas que constituyen los reactivos se rompen para formar nuevos componentes. Este proceso de ruptura de enlaces necesita la energía en cuestión. Un ejemplo de esto es el proceso de electrólisis del agua, donde se le suministra energía eléctrica a la molécula de agua para romperla y transformarla en los elementos que la constituyen. En toda reacción química la energía se conserva. Esto constituye la ley de conservación de la energía: "La energía no se crea ni se destruye, solo se transforma



Las reacciones endotérmicas absorben energía, como el hielo químico.

¿Qué es una reacción exotérmica?



Las reacciones exotérmicas liberan energía.

Una reacción exotérmica es aquella que cuando ocurre libera energía en forma de calor o luz al ambiente. Cuando este tipo de reacción ocurre, los productos obtenidos tienen menor energía que los reactivos iniciales.

Las reacciones exotérmicas son muy importantes en las ciencias bioquímicas. Mediante reacciones de este tipo, los organismos vivos obtienen la energía necesaria para sostener la vida en un proceso llamado metabolismo.

La mayoría de las reacciones exotérmicas son de oxidación, y cuando son muy violentas pueden generar fuego, como en la combustión. Otros ejemplos de estas

reacciones son las transiciones de la materia de un estado de agregación a otro de menor energía, como de gas a líquido (condensación), o de líquido a sólido (solidificación).

De hecho, muchas reacciones exotérmicas son peligrosas para la salud porque la energía liberada es abrupta y sin control, lo que puede producir quemaduras u otros daños a los seres vivos.

Características de las reacciones endotérmicas y exotérmicas.

Las reacciones químicas por sus necesidades energéticas se clasifican en endotérmicas y exotérmicas.

Las **reacciones endotérmicas** no pueden ocurrir de forma espontánea. Se debe trabajar con el fin de conseguir estas reacciones ocurran. Cuando las reacciones endotérmicas absorben energía, una caída de temperatura se mide durante la reacción. Las reacciones endotérmicas se caracterizan por flujo positivo de calor (en la reacción) y un aumento de la entalpía, (**calor absorbido o desprendido en dicha reacción química cuando ésta transcurre a presión constante**) ($\Delta H +$).



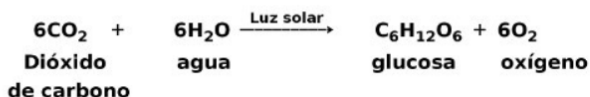
La **reacción endotérmica** requiere de una determinada energía de activación (E_a) para alcanzar el **complejo activado** y espontáneamente transformarse en productos. La energía de los reactivos es mínima y la de activación grande, por lo que necesita energía o calor para reaccionar.

Las **reacciones exotérmicas** pueden ocurrir de forma espontánea y resultar en una mayor aleatoriedad o entropía del sistema. Ellos se indican mediante un flujo de calor negativo (se pierde calor a los alrededores) y disminuyen en entalpía ($\Delta H-$). En el laboratorio, las reacciones exotérmicas producen calor o incluso pueden ser explosivos. Esta reacción necesita una determinada energía de activación (E_a) para alcanzar el **complejo activado** y espontáneamente transformarse en productos. Los reactivos tienen suficiente energía para reaccionar.

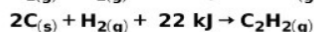
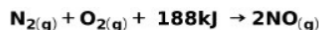


	Reacción endotérmica	Reacción exotérmica
Definición	Reacción química donde se absorbe energía.	Reacción química donde se libera energía en forma de calor.
Procedencia de la energía	Del entorno	Del sistema
Energía potencial	Menor en los reactantes que en los productos.	Mayor en los reactantes que en los productos.
Producción	No espontánea	Espontánea
Cambio de energía interna	$\Delta E > 0$; cambio de energía interna mayor que cero.	$\Delta E < 0$; cambio de energía interna menor que cero.
Temperatura	Disminuye	Aumenta
Ejemplos	Reacciones en la fotosíntesis y síntesis en general.	Una cerilla quemándose, reacciones de combustión.

Por ejemplo, la **fotosíntesis es un proceso endotérmico**, donde las plantas captan la energía solar para producir glucosa a partir del dióxido de carbono y el oxígeno:



Los productos de la reacción de fotosíntesis, glucosa y oxígeno, poseen mayor cantidad de energía potencial con respecto a los reactantes, dióxido de carbono y agua. Otros ejemplos de reacciones químicas endotérmicas con la cantidad de energía utilizada:



Ejemplos de reacción endotérmica

No sólo en el laboratorio de química se producen reacciones. En el día a día también encontramos situaciones donde se presentan reacciones endotérmicas.

Cocción de los alimentos

Aunque no lo parezca, el proceso de cocinar los alimentos es endotérmico. Para poder consumir ciertos alimentos, debemos proporcionar calor.

Bolsa fría instantánea

Las bolsas frías que se usan para tratar golpes o torceduras están llenas de agua, pero cuando se agitan o golpean, se rompe en su interior una capsula que contiene nitrato de amonio. La mezcla de nitrato de amonio con agua es una reacción endotérmica, lo que hace que se enfríe la bolsa.

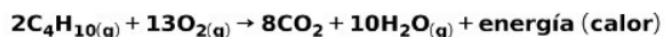
Ejemplos de reacción exotérmica

El detergente para lavar ropa

Cuando disolvemos un poco de detergente en polvo con agua en la mano podemos sentir un leve calentamiento.

Combustión del gas doméstico

La combustión de gases para uso doméstico, como el metano o el butano, involucra la reacción química con oxígeno con la formación de dióxido de carbono y agua, y liberación de energía. Esta es una típica reacción exotérmica de uso cotidiano:



La energía liberada en el proceso de combustión la usamos para cocinar los alimentos.

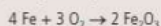
“ALGUNAS REACCIONES QUÍMICAS DE INTERÉS”

Tanto en la industria como en los laboratorios se producen un gran número de reacciones químicas. Por su importancia, destacan las reacciones con el oxígeno.

Formación de un óxido

Lavoisier calculó la masa de un alambre de hierro, lo calentó al rojo y lo pesó de nuevo.

Observó que su masa había aumentado. Este aumento era consecuencia de la unión entre el metal y el oxígeno según la reacción:



A este proceso lo llamó oxidación.

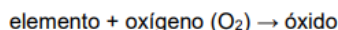
Reacciones con el oxígeno

El oxígeno es el elemento químico más abundante de la corteza terrestre. La mayoría de dichos elementos reaccionan con el oxígeno dando lugar a una **reacción de oxidación**. Un caso particular de la reacción de oxidación es la denominada **reacción de combustión**.

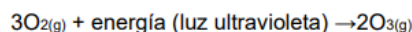
Reacciones de oxidación

En las reacciones de oxidación el oxígeno se une al elemento de forma lenta y sin gran

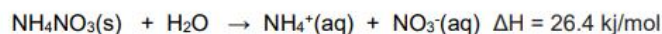
desprendimiento de energía, y se forma un compuesto llamado **óxido**:

**Ejemplos de reacciones endotérmicas.**

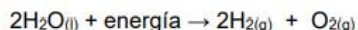
La producción de ozono en la atmósfera. Esta reacción es impulsada por la radiación ultravioleta del Sol, las moléculas de oxígeno (O₂) son convertidos en ozono (O₃), absorbiendo energía de dicha radiación en el proceso.



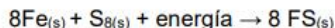
La fotosíntesis es un ejemplo de una reacción química endotérmica. En este proceso, las plantas usan la energía del sol para convertir el dióxido de carbono, CO₂ y agua, H₂O, en glucosa, C₆H₁₂O₆ y oxígeno, O₂. La disolución del nitrato de amonio, NH₄NO₃ en agua, H₂O, tiene aplicación en las bolsas de frío instantáneo pueden ser empleadas para aliviar y disminuir el dolor o inflamación en diversas situaciones, las cuales pueden ser una contusión, un esguince o una torcedura.



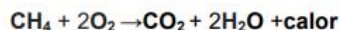
La electrólisis del agua. Para separar el hidrógeno (H) y el oxígeno (O) que componen el agua (H₂O) es necesario añadir energía eléctrica en un procedimiento conocido como electrólisis, en el cual ambos tipos de átomos responden a los polos generados por la corriente eléctrica añadida, se rompe su enlace químico y se consume energía



La obtención de sulfuro de hierro (II). Este compuesto se obtiene en un laboratorio después de hacer reaccionar hierro y azufre. Para que esta reacción ocurra es necesario suministrar energía calórica usando un mechero (o una caldera si se trata de condiciones industriales).

**Ejemplos de reacción exotérmica**

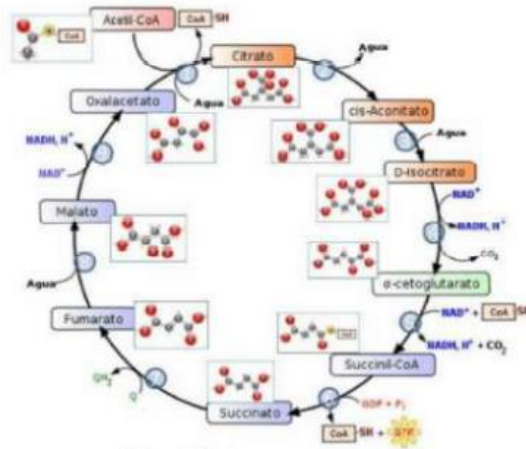
Reacción química de combustión, lo que significa que desprende energía calórica de sí mismo. Al reaccionar el butano, C₄H₁₀, con oxígeno, O₂, se produce agua, H₂O, dióxido de carbono, CO₂, y calor, tanto calor que se esta reacción se emplea para calentar agua o cocinar.



Combustión del gas metano

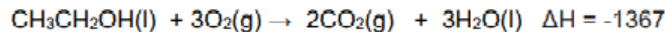
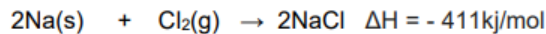
La oxidación de la glucosa

Cuando los seres vivos oxidan carbohidratos mediante la reacción representada en la ecuación $\text{Acetil-CoA} + 3 \text{NAD}^+ + \text{FAD} + \text{GDP} + \text{P}_i + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CoA-SH} + 3 (\text{NADH} + \text{H}^+) + \text{FADH}_2 + \text{GTP} + 2 \text{CO}_2$, convierten en forma controlada la energía almacenada en los enlaces químicos, en otras formas de energía. Esto significa que la suma de la energía de los productos más la energía liberada es igual a la energía inicial contenida en los reactivos. Esta reacción representa el cambio químico producido por la glucosa; en las células, esta reacción ocurre en más de diez pasos, lo que ayuda a mejorar la eficiencia del proceso y permite concluir, justamente que el número de pasos involucrados para llegar desde glucosa y oxígeno hasta dióxido de carbono y agua no cambia la energía liberada en el proceso. Energía liberada total (glucosa) = calor-trabajo.



Ciclo de Krebs.

La mezcla de sodio y cloro para producir la sal de mesa, NaCl y la combustión de un combustible, por ejemplo, el alcohol etílico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.



Reacciones endotérmicas

1. La descomposición química del agua (H_2O) en hidrógeno y oxígeno.
2. La fotosíntesis de las plantas: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{energía} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
3. La producción de ozono (O_3)
4. La reacción del hierro con el azufre para obtener sulfuro ferroso.
5. La descomposición del dióxido de carbono para obtener carbono y oxígeno.
6. La descomposición del amoníaco (NH_3) en hidrógeno y nitrógeno.
7. Descomposición de las proteínas por acción del calor.
8. La descomposición del carbonato de calcio (CaCO_3).
9. La reacción del nitrato de amonio (NH_4NO_3) y agua.
10. La reacción del HCl con aluminio para producir hidrógeno

Reacciones exotérmicas

1. La respiración de los seres vivos.
2. La oxidación de los metales.
3. La formación del dióxido de carbono
4. La formación de la molécula de agua.
5. La combustión de los compuestos orgánicos.
6. La formación del amoníaco.
7. La formación del hidróxido de calcio.
8. La reacción del hidróxido de sodio en agua
9. La reacción del óxido de calcio con agua
10. La reacción del gas butano con el oxígeno



La rapidez de una reacción

Las reacciones químicas como sabes son el cambio de los reactivos que se encuentran en cierta concentración a productos, dichos productos están formados por los mismos elementos que formaban los reactivos, pero al romperse los enlaces de los compuestos iniciales y formarse nuevos compuestos los productos son distintos. Por ejemplo, cuando reacciona el gas etano (C_2H_6) con el oxígeno (O_2) producen dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), mediante la reacción de combustión, la velocidad de esta reacción depende de las condiciones en que se lleva a cabo, por ejemplo, de la cantidad de oxígeno disponible, lo que puedes observar con un mechero bunsen con el collarin cerrado o abierto, hace que la combustión cambie y el color de la flama o imagina que el flujo de gas etano es muy grande, lo que puede hacer una combustión rápida o incluso violenta como se observa en las imágenes siguientes.



Hay reacciones que se llevan a cabo de manera rápida o algunas pueden tardar días o años. Esto depende de varios factores que veremos más adelante.

La cinética Química es el área encargada de estudiar la velocidad con la que ocurren las reacciones, es decir el cambio de concentración de reactivo a producto respecto al tiempo. Hay reacciones que son muy rápidas como la fotosíntesis o las reacciones nucleares en cadena y algunas que pueden tardar millones de años como la conversión del grafito en diamante.

El conocimiento de rapidez de reacciones es de gran utilidad para el diseño de medicamentos, el control de la contaminación ambiental o el procesamiento de alimentos, algunas veces a nivel industrial se busca acelerar las reacciones para mejorar rendimientos o depende el caso, algunas buscan retardarse.

La velocidad de reacción se define como el cambio en la concentración de uno de los reactivos o productos, en un intervalo de tiempo en el cual tiene lugar el cambio. Lo anterior, permite saber la velocidad promedio de la reacción. Por lo tanto, la velocidad de reacción es función de los reactivos, de la temperatura a la que se efectúa la reacción, de la superficie expuesta entre los reactivos, de la concentración de los reactivos, y en algunas ocasiones, de los catalizadores.

La unidad de la velocidad de reacción se expresa en unidades de concentración respecto al tiempo, por ejemplo: mol/L.s, o si es un gas se mide en unidades de presión respecto al tiempo, atm/seg. La concentración se representa entre corchetes [].

A modo de ejemplo supongamos una reacción tipo: $A \rightarrow B + C$

Mientras el reactivo A se consume para formar los productos su concentración disminuye. Simultáneamente, los productos se van formando y aumentan sus concentraciones. Tales cambios se expresan matemáticamente como:

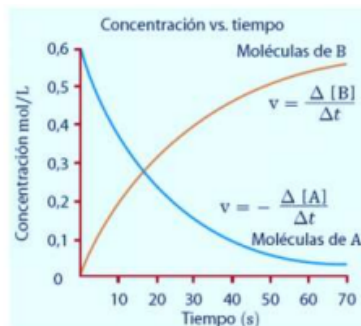
$$V_R = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t} = \frac{\Delta [B]}{\Delta t} = \frac{\Delta [C]}{\Delta t}$$

El signo negativo que aparece en la ecuación anterior representa la DISMINUCIÓN de la concentración del reactivo A, mientras que los cambios de concentración de los reactivos B y C van en AUMENTO.

Estos cambios de concentración respecto al tiempo hacen referencia a la velocidad media de la reacción, debido a que no todas las moléculas necesitan los mismos tiempos para reaccionar.

A medida que transcurre el tiempo los cambios de concentración de A son menores, de modo que la velocidad también disminuye.

En la siguiente gráfica se puede apreciar la disminución de la concentración del reactivo A y el aumento de la concentración del reactivo B, que se forma a expensas de la disminución de [A].



Los factores que afectan la velocidad de reacción son:

1. Temperatura
2. Naturaleza de los reactivos
3. Concentración de los reactivos
4. Presencia de un catalizador

Temperatura:

Al aumentar la temperatura, también lo hace la velocidad a la que se mueven las partículas y, por tanto, aumentará el número de colisiones y la violencia de estas. El resultado es una mayor velocidad en la reacción. Se dice, de manera aproximada, que por cada 10 °C de aumento en la temperatura, la velocidad se duplica.

Esto explica por qué para evitar la putrefacción de los alimentos los metemos en la nevera o en el congelador. Por el contrario, si queremos cocinarlos, los introducimos en el horno o en una cazuela puesta al fuego.

Grado de División o Estado Físico de los Reactivos:

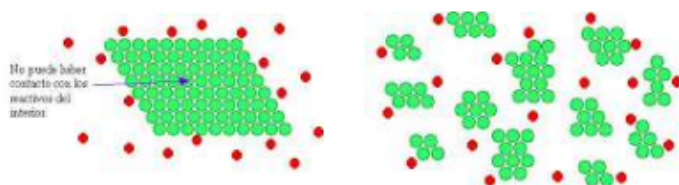
En general, las reacciones entre gases o entre sustancias en disolución son rápidas ya que las mismas están finamente divididas, mientras que

las reacciones en las que aparece un sólido son lentas, ya que la reacción sólo tiene lugar en la superficie de contacto.

Si en una reacción interactúan reactivos en distintas fases, su área de contacto es menor y su rapidez también es menor. En cambio, si el área de contacto es mayor, la rapidez es mayor.

Si los reactivos están en estado líquido o sólido, la pulverización, es decir, la reducción a partículas de menor tamaño aumenta enormemente la velocidad de reacción, ya que facilita el contacto entre los reactivos y, por tanto, la colisión entre las partículas.

Por ejemplo, el carbón arde más rápido cuanto más pequeños son los pedazos; y si está finamente pulverizado, arde tan rápido que provoca una explosión.

**Naturaleza de los reactivos:**

Dependiendo del tipo de enlaces presentes en los reactivos o si se comparten solo iones, es decir en las reacciones donde no se requiere el rompimiento de enlaces y la formación de nuevos de ellos, ocurre la atracción electrostática entre iones y la velocidad de reacción es mayor; a diferencia de donde se requiere el rompimiento de enlaces, la reacción es más lenta.

Concentración de los reactivos:

La velocidad de reacción química aumenta a la par con el incremento de la concentración de los reactivos, a mayor concentración habrá mayores colisiones de las moléculas elevándose la velocidad.

Presencia de un catalizador:

Los catalizadores son sustancias que aumentan o disminuyen la rapidez de una reacción sin transformarse. La forma de acción de estos es modificando el mecanismo de reacción, empleando pasos elementales con mayor o menor energía de activación. En ningún caso el catalizador provoca la reacción química; no varía su calor de reacción. Los catalizadores se añaden en pequeñas cantidades y son muy específicos; es decir, cada catalizador sirve para unas determinadas reacciones. El catalizador se puede recuperar al final de la reacción, puesto que no es reactivo ni participa en la reacción.

La naturaleza de los reactivos refiere a que la velocidad depende del área superficial o grado de subdivisión, que a un grado máximo hace posible que todas las moléculas, átomos o iones reaccionen en cualquier momento cuando los reactivos están en estado gaseoso o disolución. Por ejemplo, un antiácido reacciona más fácilmente y rápido en presentación en polvo que en forma de tabletas. Si consideramos un sistema en el que reaccionan gases, la velocidad aumentará si aumenta la presión. Esto se debe a que un aumento de la presión conllevará un mayor número de moléculas por unidad de volumen (mayor concentración) y por tanto aumentará el número de choques entre ellas.

Casi todas las reacciones químicas se llevan a cabo con más rapidez si se aumenta la concentración de uno o más de los reactivos. A medida que la concentración aumenta, la frecuencia de colisión de las moléculas aumenta y esto origina velocidades mayores.

A mayor temperatura (T_2) habrá una fracción mayor de moléculas que tengan la energía de activación (E_a) necesaria para que la reacción proceda, a comparación de una temperatura más baja (T_1).

La relación de la **velocidad de reacción** con la **temperatura** viene determinada por la denominada **ecuación de Arrhenius**. En general, podemos decir que un **aumento de la temperatura aumentará la constante de velocidad** por **aumentar la energía cinética de las moléculas**. La ecuación de Arrhenius es:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

