GUIA TRABAJO VIRTUAL CIENCIAS NATURALES BIOLOGIA

MES DE SEPTIEMBRE GRADO DECIMO

Docente Sergio Giovanny Gutierrez

Objetivo: Reconocer el impacto que genera los gases de efecto invernadero en el clima global
Tiempo: 2 clases de dos Horas cada una
Metodología: lectura de la guía, acompañamiento en la sesión por el grupo de WhatsApp
Evaluación: entrega del mapa mental y respuesta de las preguntas en un trabajo escrito en formato **WORD O PDF** al **Classroom** o por interno de **WhatsApp**

Actividad 1 Leer y diseñar un mapa mental que explique y resuma la lectura

Bosques tropicales emitirían más CO2 del que captan dentro de poco
La selva amazónica podría incluso producir más CO2 del que capta, en los próximos 15 años.

Los bosques tropicales están perdiendo su capacidad de absorción de CO^2, y la selva amazónica podría incluso producir más del que capta en los próximos 15 años, advierte un estudio publicado el miércoles en la revista científica Nature

Unas conclusiones que deberían comportar medidas más estrictas en materia de emisiones de CO^2, para que la humanidad expulse menos dióxido de carbono, si se quiere cumplir con los objetivos del Acuerdo de París, que limita a menos de 2ºC el aumento de la temperatura media mundial, según los autores del estudio.

En la actualidad, el 50% de la capacidad de absorción de dióxido de carbono recae en los bosques tropicales, pero estos estarían cerca de la saturación, sobre todo por el aumento de las emisiones causadas por el ser humano.

La capacidad de los bosques de captar el CO^2 en la atmósfera mediante fotosíntesis también se está viendo lastrada por la desaparición de árboles, ya sea en incendios, por la sequía o por la deforestación. Esta capacidad está cayendo de forma mucho más rápida en la Amazonía que en los bosques de África subsahariana.

Un equipo de decenas de investigadores, en Europa y África, observaron el crecimiento de los árboles y su mortalidad durante 50 años en los bosques tropicales africanos y compararon los datos con los de la selva amazónica. Descubrieron que, aunque se produjo un cierto crecimiento forestal por el aumento de los niveles de CO^2 (los árboles crecen más rápidamente en entornos ricos en carbono), esta absorción de carbono se vio anulada por la pérdida forestal causada por las sequías y los picos de temperatura.

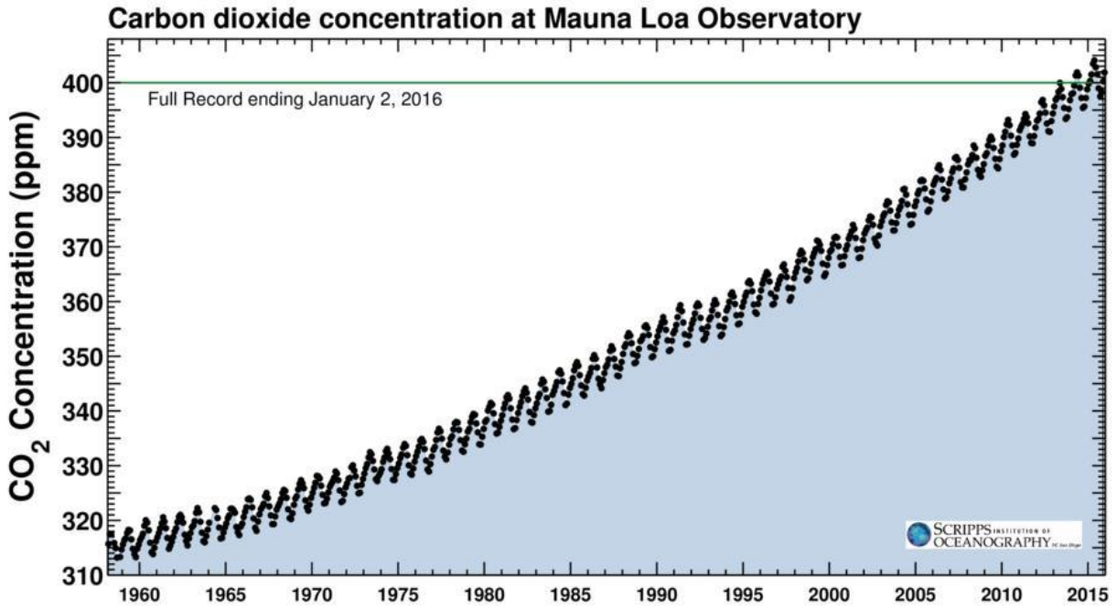
Al extrapolar los datos a los próximos 20 años, según el estudio, la capacidad de los bosques africanos de absorber carbono se reducirá un 14% para 2030, y la de la selva amazónica, caerá a cero antes de 2035.

"Esta disminución llega décadas antes de lo recogido en las predicciones más pesimistas", subrayó a la AFP Wannes Hubau, un experto en ecosistemas forestales del Museo real de África Central, en Bruselas.

"La mortalidad es una etapa natural del ciclo de la vida de los árboles del bosque. Pero al expulsar tanto CO2 al aire, aceleramos este ciclo", declaró a la AFP.

"Tendremos que revisar nuestros modelos climáticos, pero también las estrategias de compensación basadas en esos modelos", añadió Hubau, en alusión a medidas como la plantación de árboles para compensar las emisiones de $CO^{2.}$

Actividad 1 Observar y analizar la gráfica, recuerda leer claramente la información de respaldo y la interpretación de la gráfica. Contesta y argumenta las preguntas que aparecen al final



Leyenda: Concentración de dióxido de carbono atmosférico en partes por millón (ppm) por volumen desde 1958 hasta 2016. Imagen cortesía de Scripps Institution of Oceanography, UC San Diego.

INFORMACIÓN DE RESPALDO

El dióxido de carbono (CO_2) es un gas crucial para la vida en la Tierra porque ayuda a regular el clima. Los procesos naturales —principalmente la fotosíntesis y la respiración— sirven para mantener las concentraciones de CO_2 en la atmósfera dentro de un rango determinado. Gracias a la energía del sol, la fotosíntesis toma carbono del CO_2 de la atmósfera para producir moléculas de azúcar y liberar oxígeno. De esta manera, la fotosíntesis cumple la función de eliminar CO_2 de la atmósfera. La respiración celular y la respiración generada

por la descomposición de la materia viva, en cambio, convierten las moléculas de azúcar en CO_2 y agua, de modo que el CO_2 vuelve a la atmósfera.

$$6CO_2 + 6H_2O \underset{\text{Respiración}}{\overset{\text{Fotosíntesis}}{\rightleftharpoons}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

Muestras de hielo polar indican que el rango natural de CO_2 atmosférico a lo largo de los últimos 800,000 años ha sido de 170 a 300 partes por millón (ppm) por volumen. A principios del siglo XX los científicos empezaron a sospechar que el CO_2 de la atmósfera podría estar aumentando por encima de este rango debido a las actividades humanas, tales como la quema de combustibles fósiles y cambios en el uso de la tierra, pero no

había mediciones claras que dieran fe de esta tendencia. En 1958, Charles David Keeling comenzó a medir el CO_2

atmosférico en el observatorio de Mauna Loa en la isla mayor de Hawái. Este conjunto de datos (que se muestra en la figura) se ha convertido en el estudio más prolongado de este tipo en todo el mundo, y es tan icónico que hoy en día se lo conoce comúnmente como la Curva de Keeling.

INTERPRETACIÓN DEL GRÁFICO

La Curva de Keeling muestra la tendencia anual y las variaciones estacionales en las concentraciones de CO_2 a lo largo del tiempo. Las mediciones diarias de CO_2 se usan para calcular promedios mensuales. La curva ajustada se superimpone sobre estos promedios mensuales, para representar las fluctuaciones estacionales (la línea negra). El valor máximo de CO_2 se registra a mediados de primavera, ya que la vegetación de la temporada de crecimiento del año anterior muere durante el invierno y luego se descompone. Con la floración primaveral, la fotosíntesis generalizada inicia un descenso en el CO_2 que llega a su punto más bajo hacia fines de la temporada de crecimiento, a principios del otoño. La tendencia general indica un incremento en CO_2 desde el inicio del estudio hasta la actualidad. La concentración de CO_2 atmosférico ahora ha llegado a 400 ppm y sigue aumentando.

PREGUNTAS DE DEBATE

¿Cuál era la concentración de CO2 promedio al comienzo del estudio? ¿Cómo se compara esa concentración con la concentración en el 2015? ¿Qué podría explicar este cambio?

- Calcula la pendiente de la curva en cada década. ¿Qué indica el cambio en la pendiente respecto a la tasa de aumento de CO2?

- Describe las variaciones estacionales en la concentración de CO2. ¿Qué procesos causan estas variaciones?

- ¿Cómo podría diferir el patrón estacional de CO2 en una estación ubicada en el hemisferio Sur?

- Las concentraciones de CO2 atmosférico se mantuvieron estables hasta la revolución industrial de fines del siglo XIX. La actividad industrial aporta CO2 a la atmósfera, pero el uso de la tierra (sea tierra para agricultura, espacio abierto o poblaciones/ciudades) también ha contribuido al aumento en la concentración de CO2 en el planeta. ¿Cómo ha afectado el uso de la tierra al equilibrio entre fotosíntesis y respiración? ¿Cómo podríamos modificar el uso de la tierra para estabilizar o revertir esta tendencia?

GUIA 15 ESTEQUIOMETRIA PARTE 1

Competencia: - Identificar las leyes que rigen a las reacciones químicas. – Desarrollar ejercicios de estequiometría masa-masa del tipo gramo- gramo.

Contenido Temático: Leyes ponderales. – Cálculos estequiométricos. – Estequiometria masa-masa.

Tiempo: 2 clases de dos horas cada una

- **Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.
- **Evaluación**: **70%** Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y **30%** Participación y envío de avances de forma virtual

. Observaciones y recomendaciones: Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

LEYES: Las reacciones químicas no se realizan al capricho del químico, sino por el contrario, obedecen a leyes matemáticas plenamente establecidas, que reciben el nombre de leyes ponderales, si se refieren a la masa y volumen de las sustancias que intervienen en una reacción química.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA – Enunciada por Lavoisier "en las reacciones químicas, la cantidad total de materia que interviene permanece constante"

$2H_2$	**+**	**O_2**	**→**	**$2H_2O$**
4 gr	**+**	**32 gr**	**→**	**36 gr**

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O CONSTANTES – Enunciada por José Luis Proust "en la formación de un compuesto, la cantidad de un elemento que se combina con una masa definida de otro, es siempre la misma".

$2H_2$	**+**	**O_2**	**→**	**$2H_2O$**
4 gr	**+**	**32 gr**	**→**	**36 gr**
1		**8**		

Se unen siempre en una proporción de 1 a 8

LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES – Enunciada por John Dalton "cuando dos elementos A y B se combinan, pueden unirse para formar más de un compuesto, mientras la masa de A permanece fija, la masa de B guarda entre sí, relación de números enteros y sencillos"

N_2O	**28 : 16**	
N_2O_3	**28 : 48**	**3 veces**
N_2O_5	**28 : 80**	**5 veces**

CALCULOS QUIMICOS. Una ecuación química nos ofrece datos: cualitativos (cualidad) y cuantitativos (cantidad).

$BaCl_2$ + Na_2SO_4 → $BaSO_4$ + 2 NaCl

INFORMACION CUALITATIVA: Nos dice que sustancias reaccionan y cuales se forman. Por ejemplo: el cloruro de bario **($BaCl_2$)** reacciona con sulfato de sodio **(Na_2SO_4)** para producir sulfato de bario **($BaSO_4$)** más cloruro de sodio **(NaCl).**

INFORMACIÓN CUANTITATIVA- Nos indica el número de moles, moléculas, átomos o gramos de reactivos y de productos que intervienen en una reacción química.

$BaCl_2$	**+**	**Na_2SO_4**	**→**	**$BaSO_4$**	**+**	**2NaCl**
1 mol	**+**	**1 mol**	**→**	**1 mol**	**+**	**2 mol**
208gr	**+**	**142gr**	**→**	**233gr**	**+**	**117gr**
6.023 x10^{23} moléculas	**+**	**6.023 x10^{23} moléculas**	**→**	**6.023 x10^{23} moléculas**	**+**	**2(6.023 x 10^{23} moléculas)**
1 molécula	**+**	**1 molécula**	**→**	**1 molécula**		**2 moléculas**

1. **CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS: existen tres clases de cálculos estequiométricos.**

1.1. ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA: Donde tanto la sustancia base como la sustancia problema están expresadas en unidades de masa (gramos (gr) o moles (mol)).

1.2. ESTEQUIOMETRIA MASA-VOLUMEN: Donde una sustancia esta expresada en unidades de masa (gr, mol) y la otra se expresa en unidades de volumen como el litro (L).

1.3. ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN-VOLUMEN: Donde las dos sustancias (base y problema) están expresadas en unidades de volumen (litro).

1.1 ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA: Este tipo de estequiometría tiene tres variables.

1.1.1. ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (gramo – gramo)

1.1.2. ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (mol – gramo)

1.1.3. ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (mol- mol)

ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (gr – gr): Se presenta cuando las dos sustancias **(base y problema)** están expresadas en **gramos. LA SUSTANCIA BASE (SB)** es aquella de la cual nos dan el dato de la que se sabe su masa. **LA SUSTANCIA PROBLEMA (SP)** es aquella a la cual le tenemos que averiguar su masa.

EJERCICIO DE EJEMPLO 1: ESTEQUIOMETRIA MASA – MASA

Cuántos gramos (gr) de clorato de potasio ($KClO_3$) son necesarios para producir 960 gramos (gr) de oxígeno (O_2), según la siguiente ecuación. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.). En este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno (O_2) porque nos dan un dato de 960 gr. Y la sustancia problema (SP) es el clorato de potasio porque nos están pidiendo hallar el número de gramos que se necesitan.

$$\underset{\text{S.P.}}{KClO_3} \rightarrow KCl + \underset{\text{S.B.}}{O_2}$$

B. Balanceamos la ecuación.

$$\underset{\text{S.P.}}{2\ KClO_3} \rightarrow KCl + \underset{\text{S.B}}{3\ O_2}$$

C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia problema y la sustancia base.

$$2\ mol\ KClO_3 \rightarrow 3\ mol\ O_2$$

D. Hallamos las masas moleculares de la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.)

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol $KClO_3$	S.P.	=	122.5 gr $KClO_3$
1 mol O_2	S.B.	=	32 gr O_2

E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (960 gramos (gr) de oxígeno (O_2).

$96grO_2$	x	$1mol\ O_2$	X	$2mol\ KClO_3$	X	122.5 gr	=	23520 gr $KClO_3$	=	245 gr $KClO_3$
		$32gr\ O_2$		$3\ mol\ O_2$		$1\ mol\ KClO_3$		96		

F. Entonces la respuesta es: Se necesitan 245 gramos de clorato de potasio ($KClO_3$ (reactivo)) para producir 96gr de oxígeno (O_2 (producto))

$$245gr\ KClO_3 \rightarrow 96grO_2$$

EJERCICIO DE EJEMPLO 2: ESTEQUIOMETRIA MASA – MASA

Cuantos gramos (gr) de dióxido de carbono (CO_2) (SP) se producen a partir de 232 gramos (gr) de butano (C_4H_{10}) (SB), según la siguiente ecuación. $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.). En este caso la sustancia base (SB) es el butano (C_4H_{10}) porque nos dan un dato de 232 gr. Y la sustancia problema (SP) es el dióxido de carbono (CO_2) porque preguntan cuántos gramos se pueden producir.

$$\underset{\text{SB}}{C_4H_{10}} + O_2 \rightarrow \underset{\text{SP}}{CO_2} + H_2O$$

B. Balanceamos la ecuación.

$$\underset{\text{SB}}{2\ C_4H_{10}} + 13\ O_2 \rightarrow \underset{\text{SP}}{8\ CO_2} + 10\ H_2O$$

C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia problema y la sustancia base.

$$\underset{\text{SB}}{2\ mol\ C_4H_{10}} \rightarrow \underset{\text{SP}}{8\ mol\ CO_2}$$

D. Hallamos las masas moleculares de la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.)

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol C_4H_{10}	S.B.	=	58 gr C_4H_{10}
1 mol CO_2	S.P.	=	44 gr CO_2

E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (232 gramos (gr) de butano (C_4H_{10}).

232gr C_4H_{10}	x	1mol C_4H_{10}	X	8mol CO_2	X	44 gr CO_2	=	81664 gr CO_2	=	704 gr CO_2
		58gr C_4H_{10}		2mol C_4H_{10}		1 mol CO_2		116		

F. Entonces la respuesta es: Los 232 gramos de butano (reactivo) producen 704 gramos de dióxido de carbono (producto)

232gr C_4H_{10} → 704 gr CO_2

ACTIVIDAD: TENIENDO COMO BASE LA LECTURA DE LA TEORÍA Y LOS EJERCICIOS DE EJEMPLO, DESARROLLE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS.

1. Cuantos gramos de agua (H_2O) se producen a partir de 120 gramos de propano (**C_3H_8)**, según la siguiente ecuación. **C_3H_8 + O_2 → CO_2 + H_2O**
   RESPUESTA: 196.363 gr H_2O

2. **Cuantos gramos de agua** (H_2O) se necesitan para producir 200 gramos de ácido fosfórico (**H_3PO_4), según la siguiente ecuación. P_4O_{10} + H_2O → H_3PO_4**
   RESPUESTA: 55.102 gr H_2O

3. **Cuantos gramos (gr) de cloro (Cl) se necesitan para producir 487.5 gramos (gr) de cloruro de hierro ($FeCl_3$). Teniendo en cuenta la siguiente ecuación. Fe + Cl_2 → $FeCl_3$**
   RESPUESTA: 319.5 gr Cl_2

Colegio Gustavo Uribe Ramírez. Granada Cundinamarca. Ciencias Naturales. QUIMICA. GRADO DECIMO. GUIA TRABAJO VIRTUAL CIENCIAS NATURALES. QUIMICA. GRADO DECIMO. GUIA MES DE SEPTIEMBRE Docente Francisco Delgadillo. GUIA 16

GUIA 16 ESTEQUIOMETRIA PARTE 2

Competencia: - Identificar las leyes que rigen a las reacciones químicas. – Desarrollar ejercicios de estequiometría masa - volumen del tipo gramo - litro.

Contenido Temático: Leyes ponderales. – Cálculos estequiométricos. – Estequiometria masa - volumen.

Tiempo: 2 clases de dos horas cada una

- **Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.
- **Evaluación**: **70%** Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y **30%** Participación y envío de avances de forma virtual

. Observaciones y recomendaciones: Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

ESTEQUIOMETRIA MASA – VOLUMEN

En este tipo de estequiometría una sustancia está expresada en unidades de masa (moles o gramos) y la otra sustancia está expresada en unidades de volumen. (litros). Para desarrollar esta clase de ejercicios se utiliza una constante, llamada CONSTANTE DE VOLUMEN DE LOS GASES IDEALES. Que dice que un mol de cualquier gas a condiciones normales de temperatura y presión (TPN) siempre va a tener un volumen constante que corresponde a un valor de 22.4 litros.

1 mol de cualquier gas a condiciones TPN. Siempre va a tener un volumen de 22.4 litros

EJERCICIO DE EJEMPLO 1: ESTEQUIOMETRIA MASA – VOLUMEN

Cuántos litros (L) de vapor de agua (H_2O) se producen a partir de 64 gramos (gr) de gas oxígeno (O_2), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación. $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

A. **Ubicamos en la ecuación la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP), en este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno (O_2) porque nos dieron un dato de 64 gramos y la sustancia problema (SP) es el vapor de agua (H_2O)**

$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

SB SP

B. **Balanceamos la ecuación**

$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$

SB SP

C. **Hallamos la relación en moles entre la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP).**

$7\ mol\ O_2 \rightarrow 6\ mol\ H_2O$

SB SP

D. **Hallamos la masa molecular UNICAMENTE a la sustancia expresada en gramos. En este caso es el oxígeno. (O_2)**

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol O_2	S.B.	=	32 gr O_2

E. **Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (64 gramos (gr) de oxígeno (O_2). En este paso es cuando utilizamos la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)**

64grO_2	X	1molO_2	X	6mol H_2O	X	22.4 L. H_2O	=	8601.6 L. H_2O	=	38.4 L. H_2O
		32grO_2		7mol O_2		1mol H_2O		224		

- F. **La respuesta es: Los 64 gramos de oxígeno (reactivo (O_2)) producen 38.4 Litros de vapor de agua (producto (H_2O)).**

64grO_2 → 38.4 L. H_2O

EJERCICIO DE EJEMPLO 2: ESTEQUIOMETRIA MASA – VOLUMEN

Cuantos litros (L) de hidrógeno (H_2) se necesitan para producir 100 gramos (gr) de amoníaco (NH_3) según la siguiente ecuación. $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$

A. **Ubicamos en la ecuación la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP), en este caso la sustancia base (SB) es el amoníaco (NH_3) porque nos dieron un dato de 100 gramos y la sustancia problema (SP) es el hidrógeno (H_2)**

$H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$

SP SB

B. **Balanceamos la ecuación**

$3\ H_2 + N_2 \rightarrow 2\ NH_3$

SP SB

C. **Hallamos la relación en moles entre la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP).**

$3\ mol\ H_2 \rightarrow 2\ mol\ NH_3$

SP SB

D. **Hallamos la masa molecular UNICAMENTE a la sustancia expresada en gramos. En este caso es el Amoniaco. (NH_3)**

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol NH_3	S.B.	=	17 gr NH_3

E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (100 gramos (gr) de amoniaco (NH_3). En este paso es cuando utilizamos la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)

100grNH_3	X	1molNH_3	X	3mol H_2	X	22.4 L. H_2	=	6720 L. H_2	=	197.647 L. H_2
		17grNH_3		2mol NH_3		1mol H_2		34		

F. La respuesta es: se necesitan 197.647 litros (L) de hidrógeno (reactivo(H_2) para producir 100 gramos (gr) de amoniaco (producto (NH_3))

197.647 L. H_2 → 100 gr NH_3

ACTIVIDAD: TENIENDO COMO BASE LA LECTURA DE LA TEORÍA Y LOS EJERCICIOS DE EJEMPLO, DESARROLLE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS.

1. **¿Cuántos litros (L) de oxígeno (O_2) (S.P.) se producen a partir de 490 gramos (gr) de clorato de potasio ($KClO_3$) (S.B.), según la siguiente ecuación? $KClO_3$ → KCl + O_2 RESPUESTA: 134.4 L. O_2**

2. **cuántos litros (L) de ácido clorhídrico (HCl) (S.P.) se necesitan para producir 72 gramos (gr) de agua (H_2O). (S.B.), según la siguiente ecuación. PbO_2 + HCl → $PbCl_2$ + Cl_2 + H_2O RESPUESTA: 179.2 L. HCl**

3. **Cuantos gramos (gr) de gas hidrógeno (H_2) (S.P.) se producen a partir de 80 litros (L) de ácido clorhídrico (HCl). (S.B.)? según la siguiente ecuación. HCl + Fe_2 → $FeCl_3$ + H_2 RESPUESTA: 3.571 gramos H_2**

Colegio Gustavo Uribe Ramírez. Granada Cundinamarca. Ciencias Naturales. QUIMICA. GRADO DECIMO. GUIA TRABAJO VIRTUAL CIENCIAS NATURALES. QUIMICA. GRADO DECIMO. GUIA MES DE SEPTIEMBRE Docente Francisco Delgadillo. GUIA 17

GUIA 17 ESTEQUIOMETRIA PARTE 3

Competencia: - Identificar las leyes que rigen a las reacciones químicas. – desarrollar ejercicios de estequiometría volumen - volumen del tipo litro - litro.

Contenido Temático: Leyes ponderales. – Cálculos estequiométricos. – Estequiometria volumen - volumen.

Tiempo: 2 clases de dos horas cada una

- **Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.
- **Evaluación**: **70%** Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y **30%** Participación y envío de avances de forma virtual

. Observaciones y recomendaciones: Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN – VOLUMEN

En este tipo de estequiometría las dos sustancias (base y problema) están expresadas en unidades de volumen (LITROS). Para desarrollar esta clase de ejercicios se utiliza dos veces una constante, llamada CONSTANTE DE VOLUMEN DE LOS GASES IDEALES. Que dice que un mol de cualquier gas a condiciones normales de temperatura y presión (TPN) siempre va a tener un volumen constante que corresponde a un valor de 22.4 litros.

1 mol de cualquier gas a condiciones TPN. Siempre va a tener un volumen de 22.4 litros

EJERCICIO DE EJEMPLO 1: ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN – VOLUMEN

Cuántos litros (L) de vapor de agua (H_2O) se producen a partir de 45.5 litros (L) de gas oxígeno (O_2), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación. $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

A. **Ubicamos en la ecuación la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP), en este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno (O_2) porque nos dieron un dato de 45.5 litros y la sustancia problema (SP) es el vapor de agua (H_2O)**

$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

SB SP

B. **Balanceamos la ecuación**

$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$

SB SP

C. **Hallamos la relación en moles entre la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP).**

$7\ mol\ O_2 \rightarrow 6\ mol\ H_2O$

SB SP

D. **en este tipo de ejercicios no hay necesidad de hallar masas moleculares porque las dos sustancias NO están expresadas en gramos.**

E. **Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (45.5 litros (L) de oxígeno (O_2). En este paso es cuando utilizamos DOS veces la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)**

45.5 L. O_2	X	1molO_2	X	6mol H_2O	X	22.4 L. H_2O	=	6115.2 L. H_2O	=	39 L. H_2O
		22.4 L.O_2		7mol O_2		1mol H_2O		156.8		

- F. **La respuesta es: Los 45.5 LITROS de oxígeno (reactivo (O_2)) producen 39 LITROS de vapor de agua (producto (H_2O)).**

45.5 L. O_2 → 39 L. H_2O

EJERCICIO DE EJEMPLO 2: ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN – VOLUMEN

Cuántos litros (L) de clorato de potasio ($KClO_3$) son necesarios para producir 64 litros (L) de gas oxígeno (O_2), en condiciones TPN, según la siguiente ecuación. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

A. **Ubicamos en la ecuación la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.). En este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno (O_2) porque nos dan un dato de 64 litros. Y la sustancia problema (SP) es el clorato de potasio porque nos están pidiendo hallar el número de litros que se necesitan.**

$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

S.P. S.B.

B. **Balanceamos la ecuación.**

$2\ KClO_3 \rightarrow KCl + 3\ O_2$

S.P. S.B

C. **Hallamos la relación en moles entre la sustancia problema y la sustancia base.**

$2\ mol\ KClO_3 \rightarrow 3\ mol\ O_2$

D. **en este tipo de ejercicios no hay necesidad de hallar masas moleculares porque las dos sustancias NO están expresadas en gramos.**

E. **Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (64 litros (L) de gas oxígeno (O_2). En este paso es cuando utilizamos DOS veces la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)**

64 L. O_2	X	1molO_2	X	2mol $KClO_3$	X	22.4 L. $KClO_3$	=	2867.2 L. $KClO_3$	=	42.666 L. $KClO_3$
		22.4 L.O_2		3 mol O_2		1mol $KClO_3$		67.2		

- **F. La respuesta es: Se necesitan 42.666 LITROS de clorato de potasio (reactivo ($KClO_3$)) para producir 64 LITROS de gas oxígeno (producto (O_2)).**

42.666 L. $KClO_3$	**→**	**64 L. O_2**

ACTIVIDAD: TENIENDO COMO BASE LA LECTURA DE LA TEORÍA Y LOS EJERCICIOS DE EJEMPLO, DESARROLLE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS.

1. **Cuántos litros (L) de dióxido de carbono (CO_2) (SP) se producen a partir de 90 litros (gr) de gas etano (C_2H_6) (SB), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación. $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$**

   RESPUESTA: 180 litros de CO_2

2. **Cuántos litros (L) de gas oxigeno (O_2) (S.P.) se necesitan para producir 50 litros (L) de oxido férrico (Fe_2O_3). (S.B.), en condiciones TPN, según la siguiente ecuación. $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$**

   RESPUESTA: 275 litros de O_2

3. **Cuántos litros (L) de gas butano (C_4H_{10}) (SP) se necesitan para producir 20 litros de gas vapor de agua (H_2O) (SB), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación. $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$**

   RESPUESTA: 4 litros de C_4H_{10}

MASAS ATOMICAS DE ELEMENTOS: (para desarrollar las guías 15 y 16)

ELEMENTO	SIMBOLO QUIMICO	MASA ATOMICA	ELEMENTO	SIMBOLO QUIMICO	MASA ATOMICA
Hidrógeno	H	1 gr	Cloro	Cl	35.5 gr
Oxígeno	O	16 gr	Hierro	Fe	56 gr
Carbono	C	12 gr	Potasio	K	39 gr
Fosforo	P	31 gr			

INSTITUCION EDUCATIVA GUSTAVO URIBE RAMIREZ, MUNICIPIO DE GRANADA CUNDINAMARCA
Guía de trabajo: DOCENTES 2020

AREA: CIENCIAS NATURALES ASIGNATURA: FISICA DOCENTE: ADRIANA PEREZ RODRIGUEZ
Grado: 10 Periodo: 2 FECHA: 21 SEPTIEMBRE HASTA 21 OCTUBRE

TITULO DE LA GUIA

FUERZAS Y LEYES DE NEWTON

1. COMPETENCIAS PLANEACION DEL PERIODO

Establece relaciones entre las diferentes fuerzas que actúan sobre los cuerpos en reposo o en movimiento rectilíneo uniforme y establezco condiciones para conservar la energía mecánica.

2. CONTENIDO TEMATICO

FUERZAS Y LEYES DE NEWTON	EJERCICIO EVALUACIÓN
ESTATICA	

3. ACTIVIDADES.

SEMANA	ACTIVIDADES, METODOLOGIA Y RECURSOS	FECHA	ASPECTOS A SER EVALUADOS
1	ANEXO 1. TALLER FUERZAS Y LEYES DE NEWTON	**SEP 20 -27**	Estima, a partir de las expresiones matemáticas, los cambios de velocidad (aceleración) que experimenta un cuerpo a partir de la relación entre fuerza y masa (segunda ley de Newton).
2	ANEXO 2. ESTATICA	**SEP 27-OCT 5**	
3	ANEXO 3. ACTIVIDAD EVALUACIÓN	**OCT 6-OCT 20**	

4. OBSERVACIONES Y RECOMENDACIONES.

Las actividades debe desarrollarse en el cuaderno de física y /o word
Las actividades deben evidenciar los procedimientos completos
Es importante la elaboración de los gráficos en la resolución de problemas
Los informes de laboratorio deben tener los elementos acordados previamente.
Las entregas vía whatsapp se harán en encuentros sincrónicos
Los códigos classroom para entrega de actividades son: • lximhr7 ……. para el grado 1001 • vgfggia ……. Para el grado 1002

ADRIANA PEREZ RODRIGUEZ

_____ _____

FIRMA DOCENTE Vo.Bo COORDINACION ACAD

ACTIVIDAD 1. FUERZAS LEYES DE NEWTON

Lee con atención las siguientes reflexiones

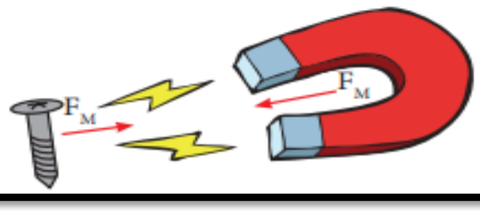
En los capítulos anteriores vimos cómo describir el movimiento (MRU, MRUV, MVCL) sin tomar en cuenta las causas que lo originan; sin embargo, ¿qué es lo que origina el movimiento? Por ejemplo, cuando queremos mover una mesa, cuando movemos el lápiz para escribir o incluso al caminar hacemos el uso de la «fuerza». Pero, ¿qué es la fuerza? ¿qué entendemos por fuerza? El concepto de fuerza fue descrito originalmente por Arquímedes, sin embargo, Newton usó este concepto para darle una explicación al movimiento, elaborando de esta manera tres leyes que llevan su nombre: las leyes de Newton.

1. Fuerza

Es una cantidad vectorial que mide el grado de interacción entre dos cuerpos en el universo, este tipo de interacción puede ser por contacto o a distancia.

Interacción por contacto

Interacción a distancia



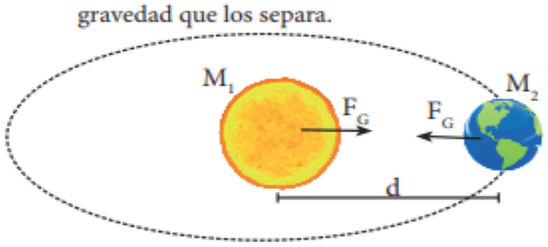
Importante:
La fuerza es una cantidad vectorial, por lo cual usaremos las propiedades de los vectorees que estudiamos en capítulos anteriores.
La unidad de la fuerza, en el SI, es el newton cuyo símbolo es «N»

2. Fuerzas fundamentales

También conocidas como fuerzas de la naturaleza. Según la naturaleza de su interacción, las fuerzas pueden clasificarse de la siguiente manera:

A. Fuerzas gravitacionales ($\vec{F}_G$)

Es una fuerza de atracción entre dos cuerpos debido a sus masas. Por ejemplo, la fuerza gravitatoria entre la Tierra y el Sol o la fuerza gravitatoria entre la Luna y la Tierra, etc. El valor de esta fuerza depende de las masas de los cuerpos y la distancia entre los centros de gravedad que los separa.



OJO
El caso particular de la fuerza que la Tierra ejerce sobre todo cuerpo en su vecindad recibe el nombre de «peso».

Importante:
En la vida cotidiana confundimos muy a menudo las cantidades de masa y peso, estas cantidades son muy diferentes.

Diferencia entre masa y peso:

Masa	Peso
◗ Es una cantidad escalar. ◗ La unidad de masa es el kg. ◗ La masa no depende de la aceleración de la gravedad.	◗ Es una cantidad vectorial (necesita de una dirección). ◗ La unidad del peso (por ser una fuerza) es el newton. ◗ El peso depende de la aceleración de la gravedad.

Aunque dichas cantidades son muy diferentes, estas se encuentran relacionadas mediante la siguiente ecuación:

$$FG = m \cdot g$$

Para puntos cercanos a la Tierra.

Donde:
m: masa del cuerpo en kilogramos (kg)
g: módulo de la aceleración de la gravedad
$g = 10 m/s^2$.
F_G: módulo del peso en newton

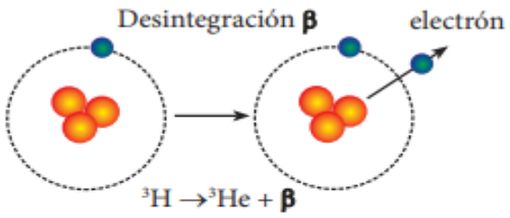
B. Fuerzas electromagnéticas

Estas fuerzas se dan debido a las cargas eléctricas en reposo o en movimiento: cuando las cargas eléctricas se encuentran en movimiento, aparte de una fuerza eléctrica surge una fuerza magnética, los sólidos o líquidos son formados debido a este tipo de fuerza.

Los relámpagos son producidos por fuerzas electromagnéticas.

C. Fuerza nuclear débil

Estas fuerzas están relacionadas con el decaimiento radioactivo.



Son fuerzas de corto alcance y explican la existencia de la radiación **β**.

D. Fuerza nuclear fuerte

Esta fuerza se encuentra presente en el núcleo atómico, entre protones y neutrones (hadrones); mantiene el núcleo atómico unido, dos protones en el núcleo atómico se mantienen unidos debido a esta fuerza que es de corto alcance (en el orden 10^{-15}m)

La explosión de una boma atómica nos muestra lo potente que es dicha fuerza.

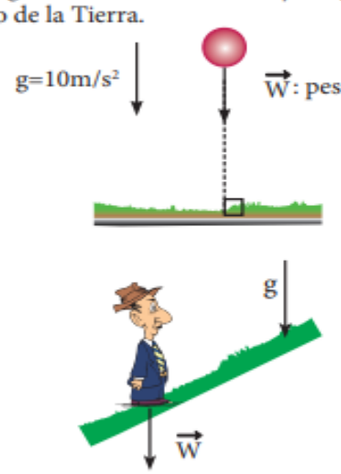
3. Fuerzas usuales en la mecánica

Son aquellas fuerzas que se encuentran entre el primer y segundo grupo que vimos anteriormente.

A. Fuerza de gravedad o peso $(\vec{W})$

Es de carácter gravitacional y es aquella fuerza de atracción que ejerce la Tierra sobre cualquier cuerpo en su vecindad.

Se grafica en forma vertical y dirigida al centro de la Tierra.



$$W = m.g$$

m: masa del cuerpo en kilogramo (kg)

$\vec{g}$: aceleración de la gravedad ($g = 10\ m/s^2$)

$\vec{W}$: peso en newton (N)

4. Leyes de Newton

Isaac Newton en su obra *Principios matemáticos de la filosofía natural* publicado en 1686, nos muestra tres leyes que el día de hoy son los pilares de la mecánica clásica. En este capítulo solo mencionaremos la primera y la tercera ley.

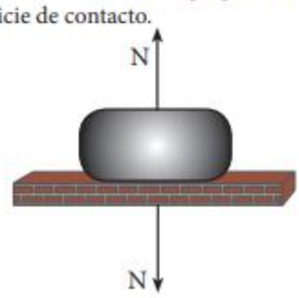
B. Fuerza de tensión ($\vec{T}$)

Es de carácter electromagnético se origina en el interior de cuerdas, cables, hilos, etc; se manifiesta como una resistencia al estiramiento de estos cuerpos.

Nota:
Para una cuerda ideal (masa despreciable) el módulo de la tensión es la misma en cualquier punto de dicha cuerda.

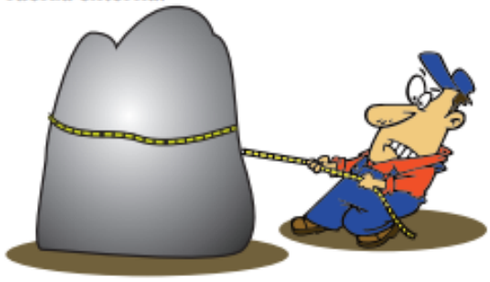
C. Fuerza normal ($\vec{N}$)

Es de naturaleza electromagnética, se origina por el contacto entres dos superficies o cuerpos, la fuerza normal es perpendicular a la superficie de contacto.



A. Primera ley de Newton (Ley de inercia)

Todo cuerpo en reposo o en MRU seguirá en ese estado a menos que sobre él actúe una fuerza externa.



Todo cuerpo permanece en reposo a menos que un agente externo modifique su estado.

B. Tercera ley de Newton (Principio de acción y reacción)

Si un cuerpo interactúa con otro con una fuerza llamada acción, al segundo actúa contra el primero con una fuerza de la misma intensidad, pero en sentido contrario, llamada reaccción.

B. Tercera ley de Newton (Principio de acción y reacción)
Si un cuerpo interactúa con otro con una fuerza llamada acción, al segundo actúa contra el primero con una fuerza de la misma intensidad, pero en sentido contrario, llamada reaccción.

Nota:
La tercera ley de newton se aplica para interacción por contacto a distancia.
La fuerza de acción y reacción actúa en cuerpos diferentes.

La primera ley de Newton – El principio de inercia

La primera ley de Newton establece que un cuerpo solo varía su velocidad si actúa sobre él una fuerza externa. La inercia es la tendencia de un cuerpo a seguir como está.

Según esta primera ley, un cuerpo no puede cambiar por sí mismo su estado; para que salga de reposo (velocidad inicial: 0) o de un movimiento rectilíneo uniforme, es necesario que alguna fuerza actúe sobre él.

Por lo tanto, si no se aplica ninguna fuerza y un cuerpo se encuentra en estado de reposo, se mantendrá de este modo; si un cuerpo estaba en movimiento, lo seguirá estando con un movimiento uniforme a velocidad constante.

Por ejemplo: *Un hombre deja su auto estacionado en la puerta de su casa. Ninguna fuerza actúa sobre el auto. Al día siguiente, el auto sigue allí.*

La segunda ley de Newton – El principio fundamental de la dinámica

La segunda ley de Newton establece que existe una relación entre la fuerza ejercida y la aceleración de un cuerpo. Esta relación es de tipo directa y proporcional, es decir, la fuerza que se ejerce sobre un cuerpo es proporcional a la aceleración que tendrá el mismo.

Por ejemplo: *Juan tiene 10 años. Cuanto más fuerza aplique Juan al patear la pelota, más chances hay de que la pelota cruce la mitad de la cancha.*

La aceleración depende de la magnitud, dirección y sentido de la fuerza resultante, y de la masa del objeto.

La tercera ley de Newton – El principio de acción y reacción

La tercera ley de Newton establece que cuando un cuerpo ejerce una fuerza sobre otro, este último responde con una reacción de igual magnitud y dirección pero en sentido opuesto. A la fuerza que ejerce la acción le corresponde una reacción.

Por ejemplo: *Cuando un hombre tropieza con una mesa, este recibirá de la mesa la misma fuerza que él le aplicó con el golpe*

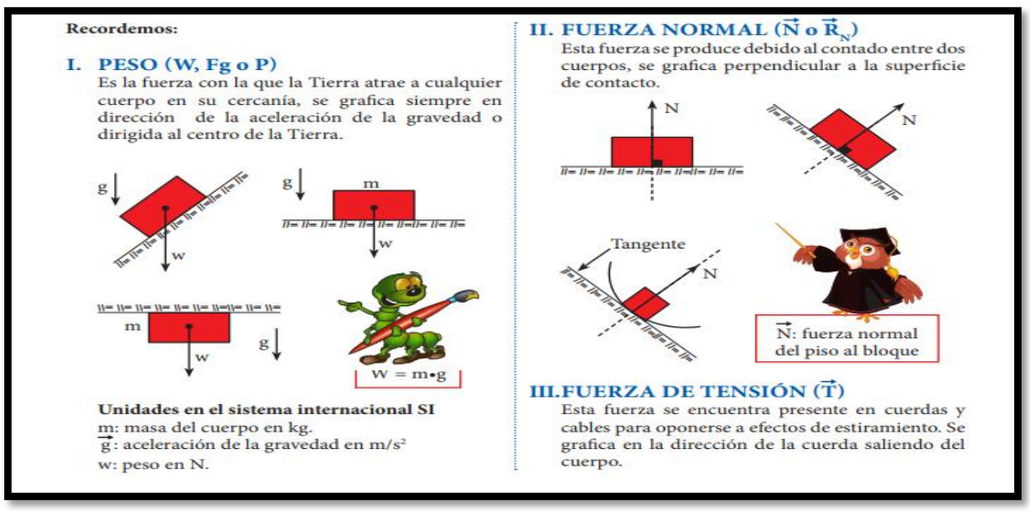
Responde las siguientes preguntas:

1. Las fuerzas presentes en cuerdas o cables se conocen como: _____
2. La fuerza que encontramos debido al contacto entre cuerpos se conoce como:
3. La Tierra ejerce atracción hacia otros cuerpos en su vecindad debido a su gran masa, esta fuerza recibe el nombre de
4. La interacción entre cuerpos puede ser:
5. ¿La masa es una cantidad física?
6. Calcula el módulo del peso para un cuerpo de masa 20 kg si dicho cuerpo se encuentra sobre el piso. (g = 10 m/s2)
7. Las fuerzas responsables de la formación de sólidos o líquidos reciben el nombre de
8. Es aquella fuerza que mantiene estable al núcleo atómico._____
9. La fuerza de tensión es de carácter_____
10. Explica en cada caso la ley de Newton correspondiente (elaborar un dibujo para explicar):

a. Un conductor de un automóvil frena de manera brusca y, por inercia, sale disparado hacia adelante.
b. Una piedra en el suelo se encuentra en estado de reposo
c. Una bicicleta guardada hace cinco años en un desván sale de su estado de inercia cuando un niño se decide a usarla.
d. Un maratonista sigue corriendo varios metros más allá de la línea de llegada debido a la inercia de su carrera
e. Si una bola de billar golpea a otra, la segunda se desplazará con la misma fuerza con la que se desplaza la primera.
f. Un niño quiere dar un salto para treparse a un árbol (reacción), debe empujar el suelo para impulsarse (acción)
g. Un hombre desinfla un globo; la fuerza con la que sale el aire hace que el globo se mueva de un lado hacia otro.
h. Una señora enseña a andar en bicicleta a dos niños: uno de 4 años y otro de 10 años, para que lleguen al mismo lugar, deberá ejercer más fuerza al empujar al niño de 10 años pues su peso es mayor.
i. Un auto necesita cierta cantidad de caballos de fuerza para poder circular en la carretera.
j. Empujar un auto averiado entre más personas hará que el auto se mueva a mayor velocidad

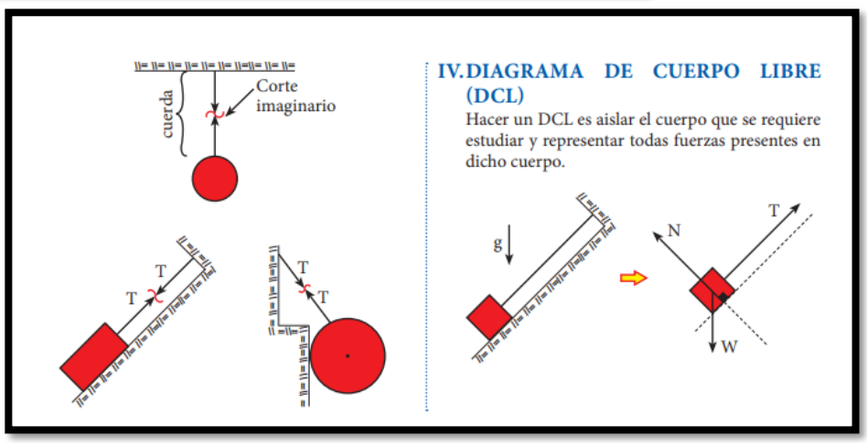
ACTIVIDAD 2. ESTÁTICA

Lee con atención la siguiente información

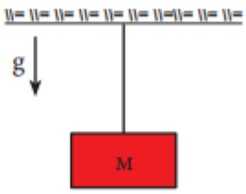


Importante

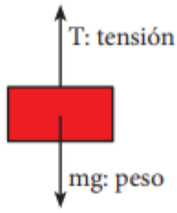
Al realizar el DCL, por favor escribe cada una de las fuerzas que actúan en la situación y justifica la respuesta dada.



1. Realiza el DCL en:

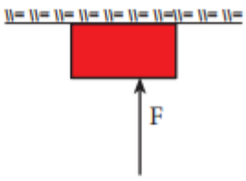


Resolución:



2. Realiza el DCL para el bloque mostrado.

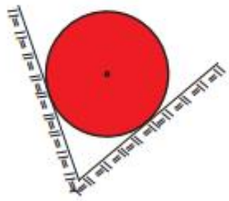
3. Realiza el DCL para el bloque mostrado.



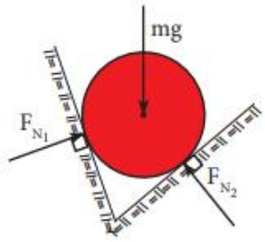
4. Si un bloque de 3 kg de masa se encuentra como muestra la figura, calcula el valor del peso.

UNMSM

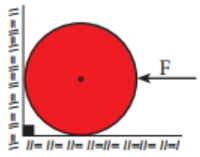
5. Realiza el DCL en el siguiente caso.



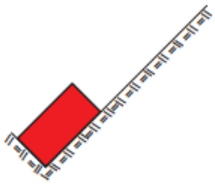
Resolución:



6. Realiza el DCL para la esfera mostrada.

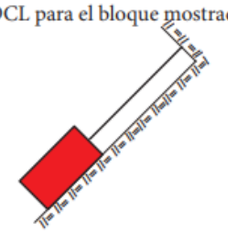


7. Realiza el DCL para el bloque mostrado.

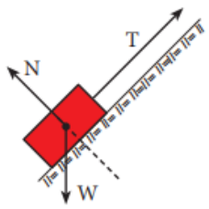


UNI

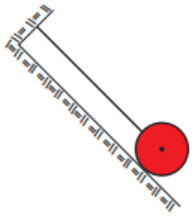
8. Realiza el DCL para el bloque mostrado.



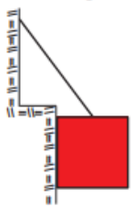
Resolución:



9. Realiza el DCL para la esfera mostrada.



10. Realiza el DCL para el bloque mostrado.



Actividad 3. EVALUACIÓN ACTIVIDADES DESARROLLADAS

Estimado estudiante:

El propósito de esta actividad es reconocerte como parte activa en la adquisición del aprendizaje. Los objetivos de las guías que has desarrollado, buscaron que aprendas a aplicar tus conocimientos previos. Es importante recordar que en medio de esta coyuntura se ha necesitado, en gran parte, del desarrollo de un trabajo autónomo cuyas características principales son:

- Fijar una metas claras a corto y mediano plazo
- Identificar estrategias que utilizas para responsabilizarte de los progresos que quieres obtener.
- Organizar tus tiempos y rutinas para el trabajo académico y priorizarlo.
- Buscar alternativas cuando consideras que la información y conocimientos que posees no son suficientes.
- Ser resiliente y perseverante. En esta situación inédita, todos hemos tenido que aprender a mantener una actitud positiva, aprender de las circunstancias actuales y transformarlas en oportunidades de desarrollo personal para reconocer y sorprendernos de nuestras capacidades.

Tu voz es de vital importancia para mí, por ello quiero que hagamos un alto en el camino y reflexionemos acerca de la ruta recorrida. Con este objetivo, te invito a que analices los siguientes cuadros (en el cuaderno, manteniendo el formato), la información que deposites allí será muy útil para que mejoremos.

Quiero agradecerte toda tu paciencia y te exhorto a que continúes esforzándote por mejorar.

Con respecto a la guía Movimiento Rectilíneo uniforme y Movimiento Rectilíneo Uniformemente Variado	
1	**¿Qué pasó? ¿Cuéntame qué te ha llamado la atención?**(Actividades, sucesos o eventos al desarrollar la guía y que fueron relevantes para tu aprendizaje, **tres ideas**)
2	**¿Qué cosas son importantes? ¿Por qué?** (Describir por qué consideras importante aprender el Movimiento Rectilíneo uniforme y el Movimiento Rectilíneo Uniformemente Variado. **Dos ideas en cada caso)**
3	**¿Qué aprendí?** (Conceptos **teóricos**. Uno de cada caso)
4	**¿Qué propongo para mejorar?** (Ideas o acciones que pienses que se debe tener en cuenta, para desarrollar tus habilidades con el tema. Actores que intervienen en las actividades y /o recursos. Escribe mínimo 8 líneas, recuerda que un párrafo contiene una idea principal y las secundarias que la argumentan.) Si quieres enriquecer la actividad con esquemas o mapas mentales, puedes hacerlo.

Con respecto a las guías Caída Libre, Movimiento Circular Uniforme y Movimiento Parabólico	
1	**¿Qué pasó? ¿Cuéntame qué te ha llamado la atención?**(Actividades, sucesos o eventos al desarrollar la guía y que fueron relevantes para tu aprendizaje, **tres ideas**)
2	**¿Qué cosas son importantes? ¿Por qué?** (Describir por qué consideras importante aprender **Dos ideas en cada caso)**
3	**¿Qué aprendí?** (Conceptos **teóricos**. Uno de cada caso)
4	**¿Qué propongo para mejorar?** (Ideas o acciones que pienses que se debe tener en cuenta, para desarrollar tus habilidades con el tema. Actores que intervienen en las actividades y /o recursos. Escribe mínimo 8 líneas, recuerda que un párrafo contiene una idea principal y las secundarias que la argumentan. **Te puedes centrar en los experimentos**) Si quieres enriquecer la actividad con esquemas o mapas mentales, puedes hacerlo.