



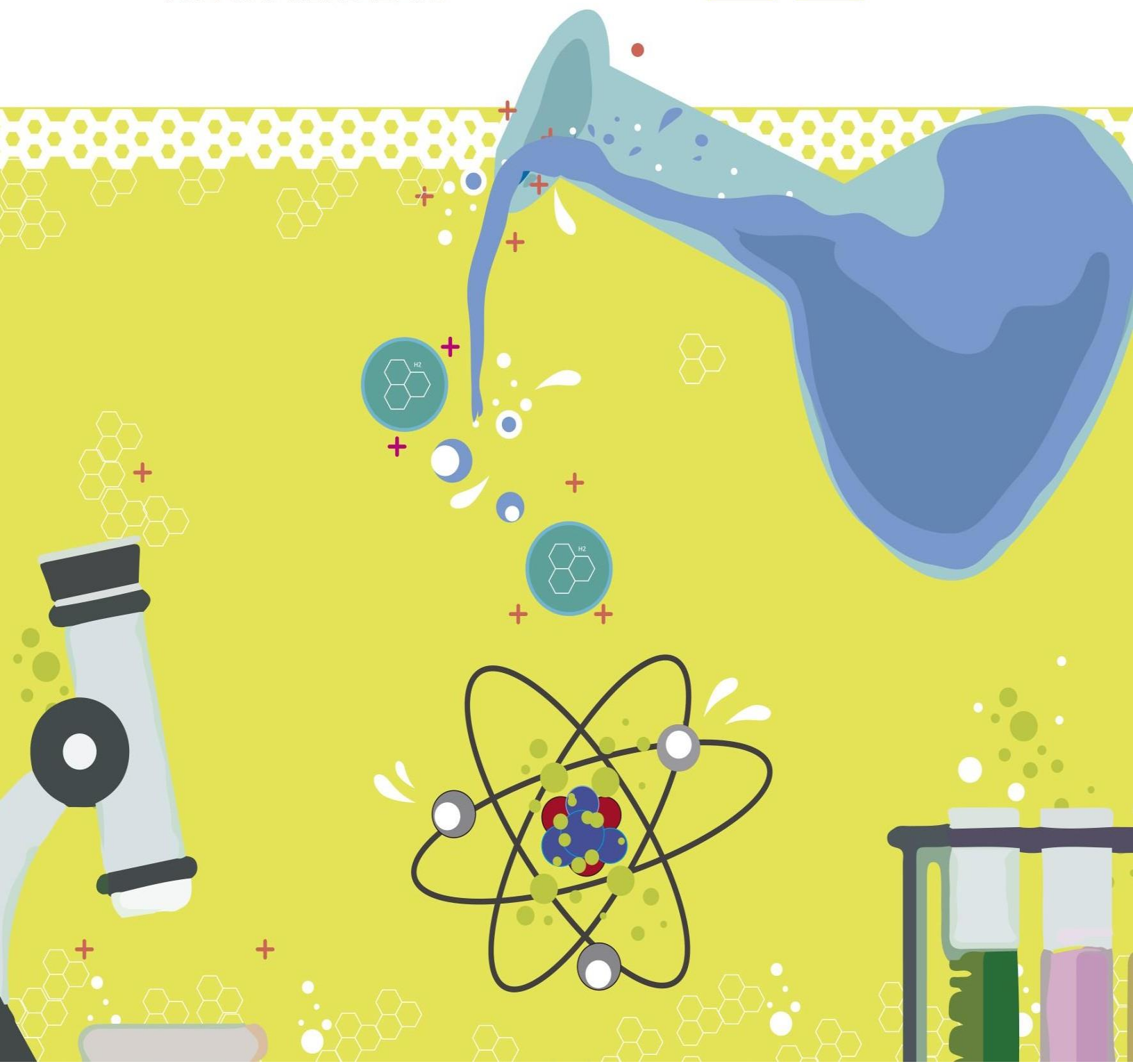
REPÚBLICA DE PANAMÁ
— GOBIERNO NACIONAL —

MINISTERIO DE
EDUCACIÓN

GUÍA DE AUTOAPRENDIZAJE



QUÍMICA 11°





Autoridades

S. E. Maruja Gorday de Villalobos

Ministra de Educación

S. E. Zonia Gallardo de Smith

Viceministra Académica

S. E. José Pío Castillero

Viceministro Administrativo

S. E. Ricardo Sánchez

Viceministro de Infraestructura

Equipo Directivo

Dirección General

Guillermo Alegría
Director General de Educación

Victoria Tello
Subdirectora General de Educación
Académica

Anayka De La Espada
Subdirectora General Técnico
Administrativa

Directores Nacionales Académicos

Isis Núñez
Directora Nacional de Educación Media
Académica

Carlos González
Director Nacional de Educación Media
Profesional y Técnica

Agnes de Cotes
Directora Nacional de Jóvenes y Adultos
Carmen Reyes
Directora Nacional de Currículo y
Tecnología Educativa

DIRECCIÓN GENERAL DE EDUCACIÓN

DIRECCIÓN NACIONAL DE EDUCACIÓN
MEDIA ACADÉMICA Y PROFESIONAL Y TÉCNICA

GUÍA DE AUTOAPRENDIZAJE

Estudiante: _____

Centro Educativo: _____

Medidas de prevención por el COVID - 19



LAVA LOS ALIMENTOS
ANTES DE CONSUMIRLOS



DESINFECTA LAS
SUPERFICIES



NO TE TOQUES LA CARA



CUBRE TU NARIZ Y
BOCA



MANTEN LA DISTANCIA Y
EVITA LOS SALUDOS

2 mts.



LAVA TUS MANOS CON
JABÓN FRECUENTEMENTE



QUÉDATE
EN CASA

Equipo Coordinador

Isis Núñez

Directora Nacional de Educación Media Académica

Rolando Collins

Supervisor Nacional

Docente Especialista:

Rolando Collins

Aura A. Martínez

Lannier Urriola S.

Rubén Vásquez

María L. Pineda

Francisco Miguel Lozada

Gloriela Vega

Diseño y Diagramación

Aracelly Agudo

María Fernanda Jordán (U. P.)

Ilustraciones

www.mncn.csic.es

www.freepik.es

<http://www3.gobiernodecanarias.org/>

<https://es.123rf.com/>

<https://galeria.dibujos.net/>

<https://www.pngwing.com/>

<https://www.freepng.es/>

<https://okdiario.com/>

<https://www.cleanpng.com/>

<https://www.pngwing.com/>

<https://www.freepng.es/>

<https://www.pikpng.com/>

<https://www.lavanguardia.com/>

<https://es.123rf.com/>

Mensaje para los estudiantes

Apreciado estudiante:

Pensando en ti, para que puedas lograr tus sueños, queremos que sigas aprendiendo. Ahora que estás en casa, aprovecha y comparte con tu familia, escribe historias con tus personajes favoritos, lee todo lo que puedas, imagina un mundo mejor, cuida a los animales, siembra un árbol; en fin, aprovecha el tiempo y trata de ser muy feliz.

¡Te extrañamos! pronto nos veremos, recuerda que es importante que sigas aprendiendo. Para lograrlo, debes desarrollar cada una de las asignaciones y actividades, que han sido elaboradas, especialmente para ti. Trata de hacerlo de forma independiente, si tienes quien te ayude, ¡fabuloso! Pero recuerda, tienes una oportunidad valiosa para que, a través de los libros, puedas conocer el mundo, aprender la magia de los números, viajar con la lectura, analizar la importancia del agua, los beneficios de los árboles, el funcionamiento de nuestro cuerpo y los cuidados que debemos darle.

Eres de gran valor para tu familia y nuestro país, por eso debes cuidar tu salud y seguir las recomendaciones para la prevención de enfermedades.

Pronto volveremos a la escuela y queremos que nos digas cuanto aprendiste, el tema más interesante que desarrollaste, la lectura que más te gustó, lo divertido que fue para ti, aprender en casa. ¡Nos veremos pronto, todo va a salir bien!

Maruja Gorday de Villalobos

Ministra de Educación



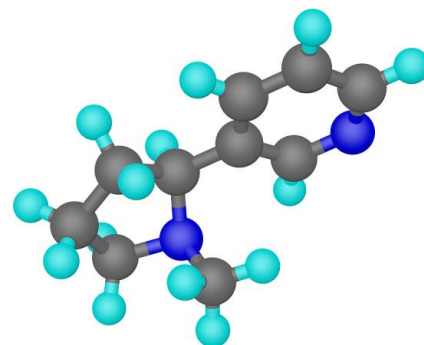
TABLA DE CONTENIDOS

PRIMER TRIMESTRE

- I. GEOMETRÍA MOLECULAR Y TIPOS DE SUSTANCIAS
- II. BASES PARA LA NOMENCLATURA Y FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA ESTEQUIOMETRÍA EN FÓRMULAS
- III. ESTEQUIOMETRÍA EN FÓRMULAS

SEGUNDO TRIMESTRE

- IV. REACCIONES QUÍMICAS
- V. ESTEQUIOMETRÍA EN REACCIONES QUÍMICAS
- VI. ESTADO GASEOSO

**ÁREA: ENLACE QUÍMICO Y ESTADO DE
AGREGACIÓN DE LA MATERIA.****OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:**

1. Identifica la geometría de las moléculas y los iones sencillos, mediante la aplicación de la teoría de repulsión de pares de electrones.
2. Interpreta las propiedades físicas y químicas de las sustancias puras según su naturaleza (metálica, iónica, molecular polar, molecular no polar o de red covalente) y en función de las fuerzas de interacción que presenten.

INDICADORES DE LOGRO:

1. Aplica las reglas del octeto y del dueto para escribir fórmulas de Lewis y la teoría RPECV para predecir la geometría de ejemplos de moléculas.
2. Identifica mediante talleres la geometría de algunas moléculas.
3. Clasifica de acuerdo con sus propiedades físicas, a la sustancia pura.
4. Distingue las diversas fuerzas de interacción existentes en algunos ejemplos de sustancias.

COMPETENCIAS:

1. Utiliza la tecnología como herramienta de apoyo en el proceso de enseñanza aprendizaje con responsabilidad social.
2. Demuestra capacidad permanente para obtener y aplicar nuevos conocimientos y adquirir destrezas.
3. Expresa las ideas, experiencias o sentimientos mediante diferentes medios artísticos tales como, las artes que le permiten interactuar mejor con la sociedad.

CONTENIDO

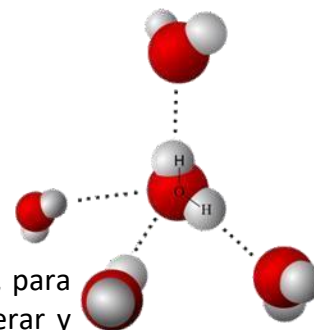
INTRODUCCIÓN.	11
CONTENIDO	12
GEOMETRÍA MOLECULAR	
Actividad 1... ..	15
PREDICCIÓN DE LA GEOMETRÍA DE MOLÉCULAS SENCILLAS CON LA TEORÍA RPECV	
Actividad 2... ..	20
TIPOS DE GEOMETRÍA MOLECULAR	
Actividad 3... ..	22
Actividad 4.....	23
Autoevaluación # 1	25
TIPOS DE SUSTANCIA Y SUS PROPIEDADES	
Actividad 5... ..	30
Autoevaluación # 2	30
FUERZAS DE INTERACCIÓN MOLECULAR.....	
Actividad 6.....	34
Autoevaluación	34
GLOSARIO	35
RÚBRICA.....	36
ANEXOS	37
BIBLIOGRAFÍA.....	39

INTRODUCCIÓN

Querido Estudiante:

Es un gusto para mí, poder compartir este módulo contigo y así contribuir a tu educación y autoaprendizaje. Desde hoy y hasta el

final de esta semana, debes dedicar 5 horas de la semana, para adquirir estos conocimientos, desarrollar habilidades, generar y potencializar mentalidades del siguiente tema:



Unidad: 1 Área: Enlace químico y estado de agregación de la materia Tema: Geometría molecular.

Este tema es muy importante, porque aprenderás a conocer cómo la forma de una molécula puede determinar sus propiedades, como son: punto de ebullición, estado en que se encuentre (sólido, líquido, gaseoso) solubilidad y estas propiedades nos sirven para predecir el comportamiento de las sustancias. **¡Muy bien!**

Podemos empezar, con el agua, sustancia básica para nuestras vidas desde el punto biológico y para los quehaceres del hogar, en esta unidad vas a aprender cómo es la forma del agua, y qué debido a esa forma tiene características importantes como lo son: su puntos de ebullición a 100 °C , que la puedes encontrar en los tres estados de la materia: sólido , líquido y gaseoso, y muchas características tan importantes del agua, que se deben a su geometría molecular al igual que a sus tipo de enlace.

Otro aspecto, a estudiar en esta guía será, las propiedades físicas y químicas de las sustancias puras, al conocer sus características podrás clasificarlas de una manera muy divertida y así, utilizarlas en tu vida diaria, de manera adecuada.

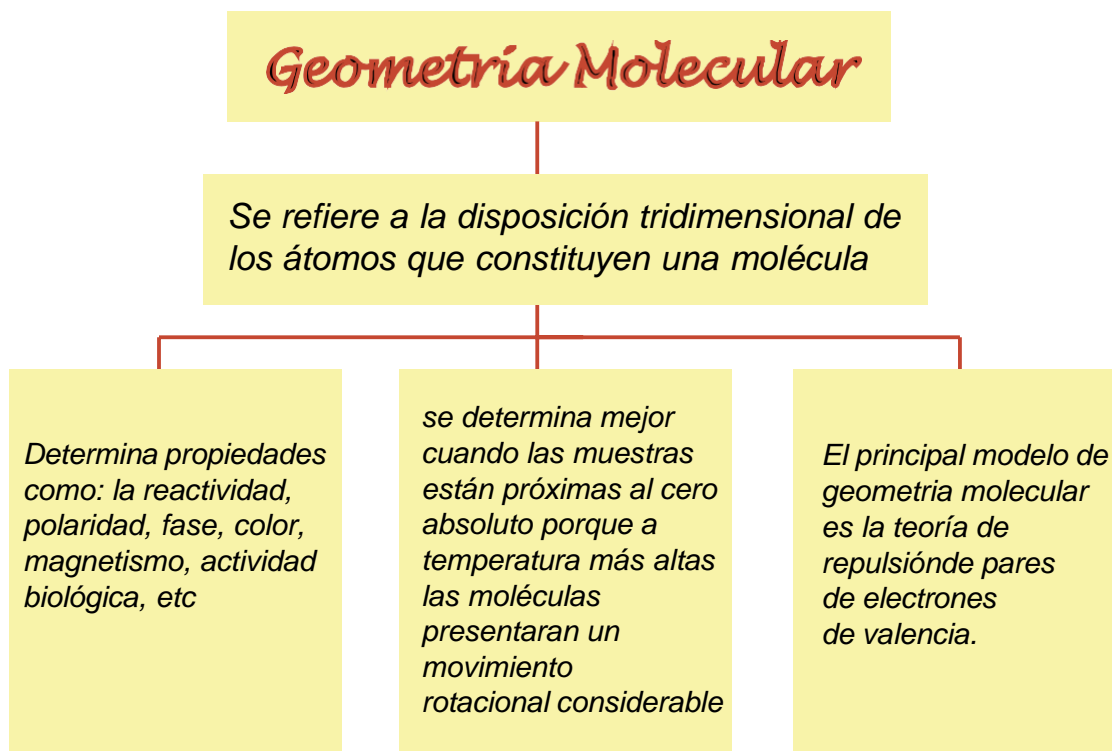
El conocer la interacción de las moléculas, te permite explicar su comportamiento en la vida diaria, y así poder explicar de una manera científica, ¿por qué el hielo se suspende en agua líquida? Aprenderás que la relación de sus interacciones o fuerzas moleculares le dan estas características que observamos a menudo en algunos fenómenos de la naturaleza.

Te aconsejo que investigues, en libros de texto y en la web más sobre este tema, recuerda que depende de ti el éxito del desarrollo de este módulo.

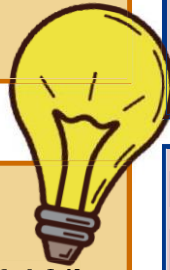
Concepto de Geometría Molecular.

Objetivos Específicos:

1. Aplica la regla del octeto y del dueto, para escribir la estructura de Lewis.
2. Reconoce el átomo central, de una molécula.



Ideas
Principales



¿Por qué es importante conocer la forma de la molécula?

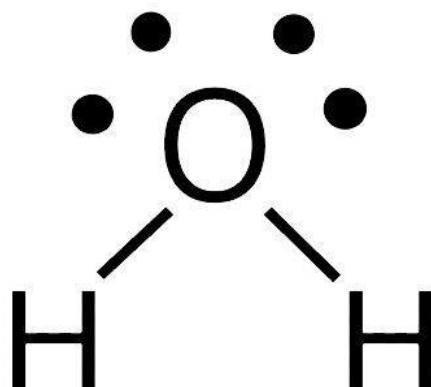
Las repulsiones electrónicas entre los pares de electrones determinan la forma molecular

La fórmula de las moléculas determina las propiedades de las sustancias (estados físicos, solubilidad, puntos de fusión y de ebullición...) si el agua tuviera una forma distinta, sus propiedades serían muy diferentes.

TEORÍA DE REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES DE LA CAPA DE VALENCIA.

El modo más simple para describir el enlace es la Teoría de Lewis. A pesar de su sencillez permite predecir las formas de las moléculas más sencillas. Esta se demuestra mediante el modelo de repulsión de electrones de la capa de valencia RPECV.

Ejemplo: molécula de agua – forma angular de la molécula de H₂O

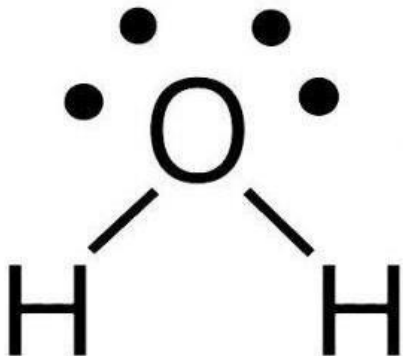


Recuerda, la Estructura de Lewis, es importante repasar, para que comprendas este tema de geometría molecular, vamos a observar algunas estructuras de Lewis de moléculas que ya has observado en el tema anterior.

<p> Na^{\bullet} $\text{Cl}^{\bullet\bullet}$ Sodio Cloro </p> <p> $\text{Na}^{\bullet}\text{Cl}^{\bullet\bullet}$ Cloruro de sodio </p>	<p> Ba^{\bullet} $\text{Cl}^{\bullet\bullet}$ Bario Cloro </p> <p> $\text{Cl}^{\bullet\bullet}\text{Ba}^{\bullet}\text{Cl}^{\bullet\bullet}$ Cloruro de bario </p>	<p> H^{\bullet} $\text{O}^{\bullet\bullet}$ Hidrógeno Oxígeno </p> <p> $\text{H}^{\bullet}\text{O}^{\bullet\bullet}\text{H}^{\bullet}$ Agua </p>
<p> Na^{\bullet} $\text{S}^{\bullet\bullet}$ Sodio Azufre </p> <p> $\text{Na}^{\bullet}\text{S}^{\bullet\bullet}\text{Na}^{\bullet}$ Sulfuro de sodio </p>	<p> Ba^{\bullet} $\text{S}^{\bullet\bullet}$ Bario Azufre </p> <p> $\text{Ba}^{\bullet}\text{S}^{\bullet\bullet}$ Sulfuro de bario </p>	<p> Al^{\bullet} $\text{F}^{\bullet\bullet}$ Aluminio Flúor </p> <p> $\text{F}^{\bullet\bullet}\text{Al}^{\bullet}\text{F}^{\bullet\bullet}$ Fluoruro de Aluminio </p>

Actividad 1.

Dibuja la estructura de Lewis para que identifiques el átomo central, en la primera fila encontrarás un ejemplo para que te guíes y puedas desarrollar las dos próximas.

Fórmula Molecular (símbolo)	Símbolo de Lewis (micro)	Átomo Central (identificar) A
H ₂ O		<p>El átomo central, en el agua, es el oxígeno, porque es el elemento que se encuentra en menor cantidad, es el más electronegativo.</p> <p>A= átomo central A= oxígeno</p>
CO ₂		
CH ₄		

Predicción de la Geometría de moléculas sencillas con la Teoría RPECV.

Objetivos Específicos:

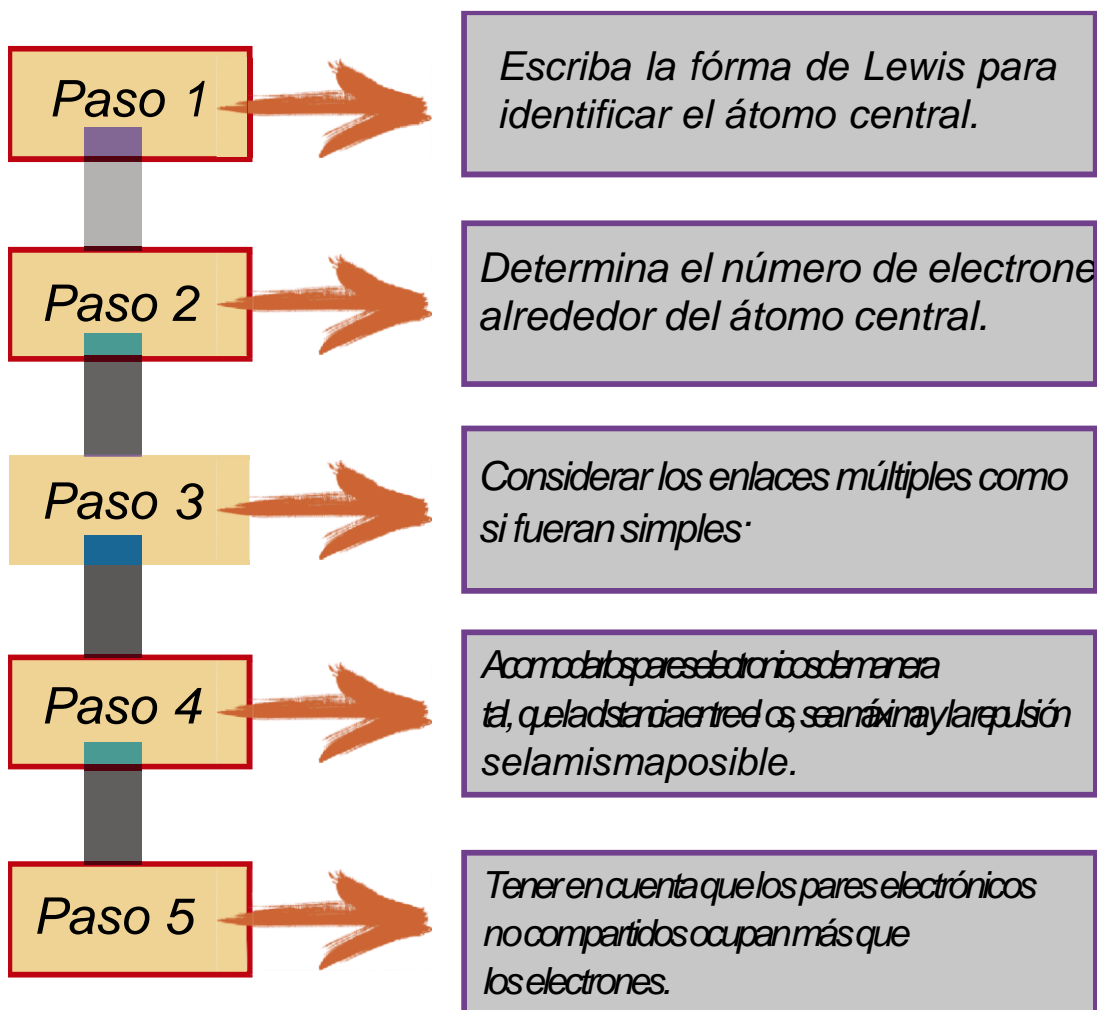
1. Utiliza la Teoría RPECV, para predecir la geometría de las moléculas.
2. Identifica en una molécula, la notación de RPECV, el átomo central, los pares de electrones enlazantes y los pares de electrones no enlazantes.

Se propone los siguientes pasos:

Recuerda repasar estos pasos, así podrás reconocer qué tipo de geometría tiene la molécula.



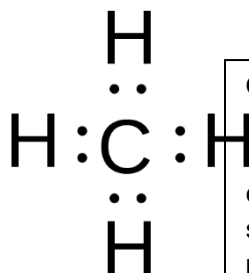
[Capte la atención de los lectores mediante una cita importante extraída del documento o utilice este espacio para resaltar un punto clave. Para colocar el cuadro de texto en cualquier lugar de la página, solo tiene que arrastrarlo.]



Recuerda repasar estos pasos, así podrás reconocer qué tipo de geometría tiene la molécula.

IMPORTANTE: Cuando no hay pares de electrones solitarios se dice que la molécula muestra una **Geometría IDEAL**.

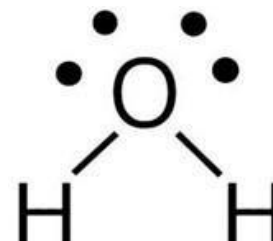
Un ejemplo, de la geometría ideal, es el metano, ya que se comparten todos los pares de



METANO

Observa, la molécula del agua, el oxígeno como átomo central tiene dos pares de electrones enlazados con los dos hidrógenos que están a su alrededor, pero les quedan dos pares de electrones no enlazados, **no es una geometría ideal**.

electrones, enlazados con el carbono.



AGUA

Notación en el modelo RPECV



A: Átomo central.

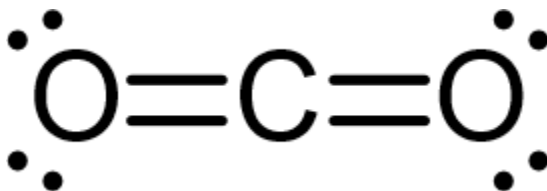
X: Pares de electrones enlazados.

E: Pares de electrones no enlazados al átomo central.

Vamos a darte un ejemplo:

1- Predice la notación del modelo RPECV para el dióxido de

carbono, CO₂ Paso 1. Escribe la fórmula de Lewis para



identificar el átomo central

Paso 2. Determina el número de electrones alrededor del átomo central.

Átomo central: carbono (C), hay 4 pares de electrones enlazados.

Paso 3. Considerar los enlaces múltiples como sí, fueran simples.

Según este paso, se observa que en la molécula hay dobles enlaces, pero no se toman en cuenta como dobles, sino como simples.

Paso 4. Acomodar los pares electrónicos de manera tal que, la distancia entre ellos, sea máxima y la repulsión sea lo mínima posible.

Paso 5. Tener en cuenta que los pares electrónicos no compartidos ocupan más espacio que los electrones compartidos

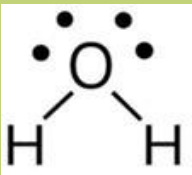
Utiliza la notación del modelo RPECV:

AX_nE_m para el dióxido de carbono, sería **AX₂E₀**, ya que alrededor del átomo central hay dos pares de electrones enlazantes, y cero pares de electrones no enlaz

Actividad 2.

Utiliza los pasos para predecir y la notación del modelo RPECV, e identifica en cada molécula, el átomo central (A), los pares de electrones enlazantes (X) y los pares de electrones no enlazantes (E). Les dejo un ejemplo.

Tipos de Geometría Molecular

Molécula	Símbolo de Lewis	Átomo central	Pares de electrones enlazantes	Pares de electrones no enlazantes	Notación AN_nE
H_2O		OXÍGENO	2	2	
NH_4					
CH_4					
BF_3					

Objetivos Específicos:

1. Distingue los tipos de Geometría Molecular.
2. Construye modelos para representar las formas de algunas moléculas.

¿Cómo me ayuda la notación para predecir la geometría de una molécula? con el siguiente cuadro podrás predecir, la forma de cada molécula.

Notación AX_nE_m	Números de pares de electrones compartidos	Números de pares de electrones no compartidos	Formas geométrica s de las moléculas	Ángulo de enlace	Ejemplos
AX ₂ E	2	0	Lineal	180°	CO ₂
AX ₂ E ₂	2	2	Angular	104,5°	H ₂ O
AX ₃ E ₀	3	0	Trigonal plano	120°	BF ₃
AX ₃ E ₁	3	1	Trigonal piramidal	107°	NH ₃
AX ₄ E ₀	4	0	Tetraédrica	109,5°	CH ₄
AX ₅ E ₀	5	0	Trigonal bipiramidal	90° y 120°	PCl ₅
AX ₅ E ₁	5	1	Piramidal cuadrada	Casi 90°	IF ₅
AX ₆ E ₀	6	0	octaédrica	90°	SF ₆

Actividad 4. Modelos moleculares caseros

Modelos moleculares caseros: modelo clásico realizado con globos, o con palillos y masillas.

Objetivo: Crear modelos y explicar los tipos de geometrías que existen basándonos en la teoría RPECV.



Pregunta problematizadora: ¿Cómo la repulsión entre los electrones de la capa de valencia influye en la forma geométrica de una molécula?

Materiales:

- Palillos de dientes
- Masillas o bolitas pintadas pequeñas.
- Globos pequeños de dos colores.
- Celular para grabar

Procedimiento

Forma geométrica de las moléculas.

1. Forma bolitas con la masilla, puedes utilizar un color para el átomo central y otro para los átomos que forman la molécula.
2. Modela las moléculas de CO_2 , H_2O , BF_3 , PCl_5 y SF_6 .
3. Usen los palillos de dientes o algo parecido con palitos, para representar los pares de electrones enlazantes, cada palillo representa un enlace.
4. Utiliza tus conocimientos de RPECV para moldear las moléculas.
5. Modela la molécula de CH_4 y de BeH_2 con los globos, en este caso el nudo que hagas, para armar tu molécula representará el átomo central.
6. Utiliza tu celular, para realizar un video con las moléculas. Envíala a tu docente.

Observa el siguiente vídeo para que puedas comprender mejor el taller práctico.

<https://www.youtube.com/watch?v=YprClvf-edM>



Resultados del taller

Completen la siguiente tabla con las observaciones realizadas en el experimento.

Fórmula molecular	Notación AX_nE_m	Estructura de Lewis	Dibujo
CO ₂			
H ₂ O			
BF ₃			
PCl ₅			
SF ₆			

Analiza y responde

1. ¿Por qué es necesario dibujar primero la estructura de Lewis antes de armar un modelo de molécula?
2. Enumera otros, materiales que pueden utilizar, para elaborar modelos tridimensionales que muestren las formas geométricas de las moléculas.
3. Explica, cómo se relaciona la disposición del átomo central con la forma geométrica de la molécula.

AUTOEVALUACIÓN			
Marca con un X la opción que consideres representa tu logro de avance y responde			
	Lo logré	No lo logré	Dudas del tema
Predijo correctamente la forma de la geometría de la molécula con base a su notación.			

Tipo de Sustancia y sus Propiedades

Objetivos Específicos:

1. Estudia las características de cada tipo de sustancia.
2. Identifica por sus características el tipo de sustancia que se describe.

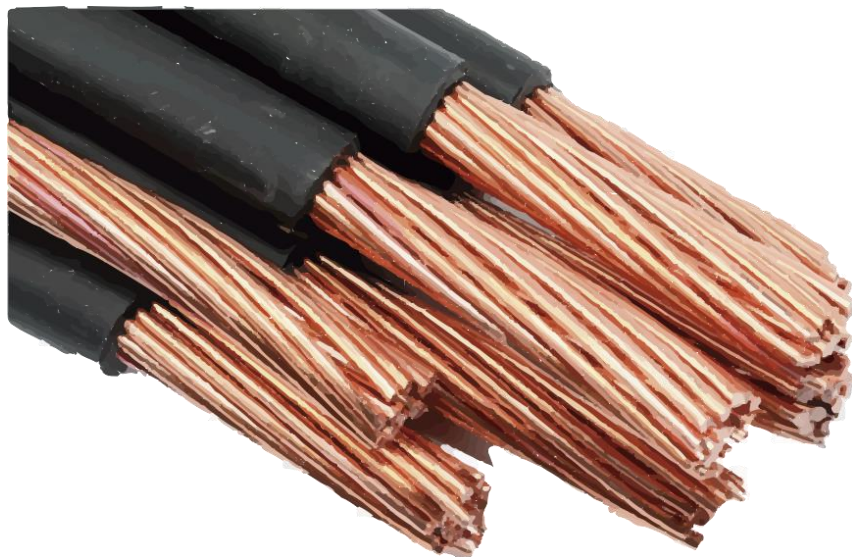
¿Se puede ensayar una sustancia, para conocer el tipo de enlace presente en ella? **DESDE LUEGO QUE SÍ.** Conociendo las propiedades físicas y químicas de las sustancias, podemos identificar qué tipo de sustancia es.

1- Metales, características:

- Sólidos
- Conducen electricidad
- Apariencia brillante.
- Son maleables
- Excelente conductividad térmica.

Cable de hierro, usado en electricidad

Monedas de oro, brillantes.



2- Sustancia iónicas, características:

- Tiene altos puntos de fusión.
- Son muy solubles (disuelven) en agua.
- En estado sólido, no conducen electricidad, pero si la conducen disueltos o fundidos (derretidos).
- son duros y quebradizos.

SAL



1. Compuestos Moleculares

- Pueden ser sólidos, líquidos o gases.
- Si son sólidos, funden a temperatura bajas, no conduce una corriente eléctrica cuando está fundida o disuelta en un disolvente.
- Si la sustancia que se examina es un gas o un líquido puro, no puede ser iónica, debe tener enlaces covalentes, entonces es molecular.



Los líquidos moleculares se clasifican en: polares y no polares.

Polares: el agua es el más importante, otros líquidos polares son solubles en agua como el vinagre.

No Polares: la mayor parte de los líquidos no polares no son solubles en agua como el aceite.

**AGUA, líquido polar
no polar**



ACEITE DE OLIVA, líquido



Características de los compuestos químicos. RESUMEN

Características	Iónico	Covalente	Metálico
Partículas unitarias	iones positivos y negativos	moléculas	Átomos
Estado físico a temperatura ambiente	sólido	puede ser sólido, líquido o gaseoso	todos son sólidos, excepto el Hg
Conductividad eléctrica: -como sólido -fundido (derretir) -en agua (solución)	- no - sí, buena - sí, buena	- no - no - no	- sí - sí - no es aplicable
Solubilidad	solubles en disolventes polares como el agua.	compuestos covalentes no polares: solubles en disolventes no polares. compuestos covalentes polares: solubles en disolventes polares.	no son solubles en disolventes
Punto de fusión	alto, de 300 a 1000 °C	bajo, muy variable	muy variable; mayor de 28°C, excepto el Hg
Ejemplos	Cloruro de sodio, sal de mesa. cloruro de magnesio.	dióxido de carbono. agua, metano, yodo	magnesio, zinc, oro, plata. hierro.


Actividad 5. Compara e Identifica

Compara e Identifica los tipos de compuesto. Las muestras siguientes se ensayaron como se describe. Identifica en cada caso si el compuesto es iónico, covalente polar, covalente no polar o metálico.

- a- El asfalto que salpica un automóvil no se disuelve en agua, pero es soluble en líquidos derivados del petróleo, Además, el asfalto no conduce una corriente eléctrica._____.
- b- Se realizaron pruebas de conductividad a una muestra del agua del grifo. Se encontró que esta agua era buena conductora de la electricidad. La evaporación total de 20 ml de agua del grifo dejó un residuo sólido blanco y no brillaba.

c- Un líquido incoloro se disuelve en agua, pero no en gasolina. No conduce electricidad _____

d- Se encontró un cierto sólido que conduce la electricidad, es maleable y brilla y puedo usarlo para hacer pulseras._____.

AUTOEVALUACIÓN			
Marca con un  la opción que consideres representa tu logro de avance y responde			
	Lo logré	No lo logré	Dudas del tema
Identifique en cada caso, por la descripción, si el compuesto era metálico, iónico, covalente polar o covalente no polar.			

FUERZAS DE INTERACCIÓN MOLECULAR.

Objetivos Específicos:

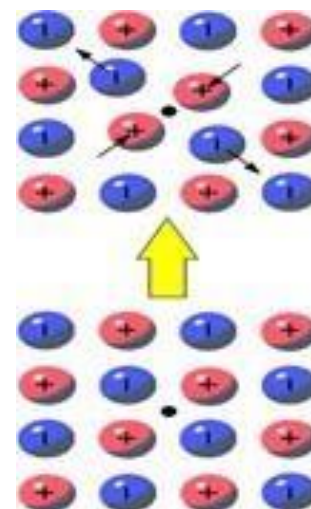
1. Distingue las fuerzas de interacción existentes en algunos ejemplos de sustancias.
2. Reconoce las implicaciones de las fuerzas de interacción en el comportamiento de los compuestos del entorno.

Además de las fuerzas que intervienen en la unión química entre átomos, existen también fuerzas de atracción que actúan entre iones y moléculas cuando estos se encuentran cerca. Vamos a describir las características de cada una de estas fuerzas.

ANIMATE, ACOMPAÑAME A LEER CON CALMA, DATE TU TIEMPO PARA QUE PUEDES ANALIZAR CADA UNA DE ELLAS.

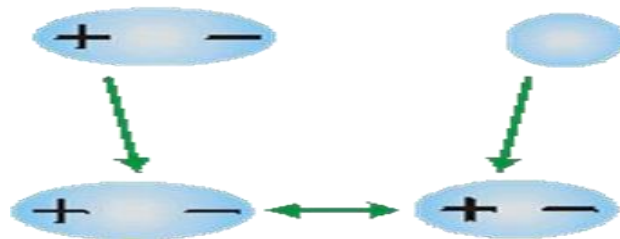
3. Interacciones Ión – Ión. Características:

- Son las más fuertes de todas las interacciones. solo se da entre iones.
- Los iones con cargas iguales se repelen.
- Los iones con cargas diferentes se atraen.
- Son responsables de los altos puntos de fusión y de ebullición de los compuestos iónicos.



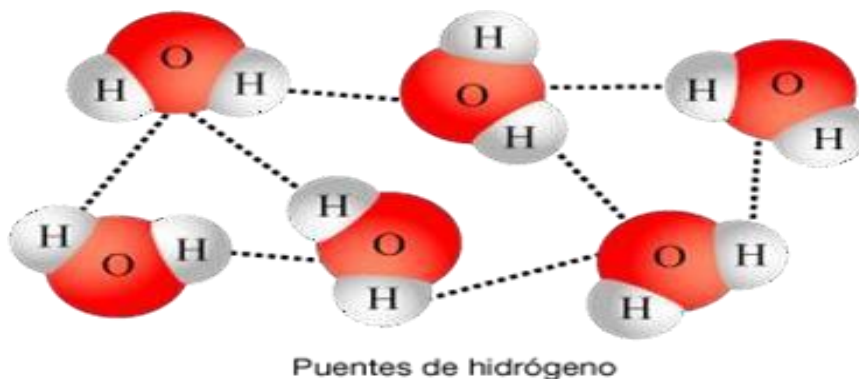
4. Interacción dipolo-dipolo entre moléculas

- Son débiles, porque los dipolos son cargas parciales.
- El polo positivo de una molécula se dirige al polo negativo de la otra, generando una atracción electrostática.



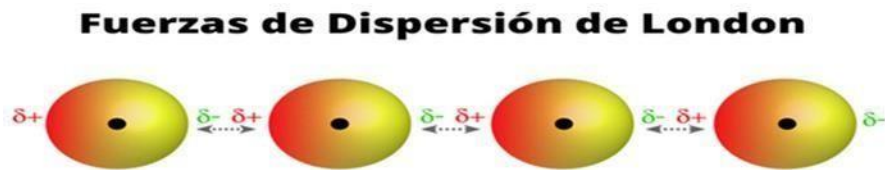
5. Puentes de hidrógeno

- Cada molécula que participa en la formación de puentes de hidrógeno tiene un átomo de hidrógeno unido de forma covalente a un átomo muy electronegativo de flúor, oxígeno o nitrógeno.
- Tiende a formarse dentro de agrupaciones de moléculas de modo que parecen un agrupamiento de imanes pequeños.



6. Fuerzas de London

- Son fuerzas de atracción entre moléculas no polares, Br₂.
- Atracción débil entre las moléculas.
- Mientras mayor sea el tamaño de la molécula, las fuerzas de London crecen.



7. Atracción ion – dipolo


- Se da cuando iones de un compuesto iónico interactúa con polos de moléculas covalentes polares.
- Se produce en disoluciones de compuestos iónicos en solventes polares.
- Este fenómeno recibe en nombre de solvatación, cuando es un compuesto polar, y se llama hidratación cuando ocurre con el agua.



Actividad 6. Analiza y Contesta.

En base a las características mencionadas de cada fuerza de atracción, y lo que investigues, responde las siguientes preguntas.

1. ¿Con qué elementos se pueden formar puentes de hidrógeno?
2. Investiga dos fenómenos biológicos donde los puentes de hidrógeno toman mucha importancia.
3. ¿Qué tipo de fuerza se presentan entre los iones que forman el cloruro de sodio?

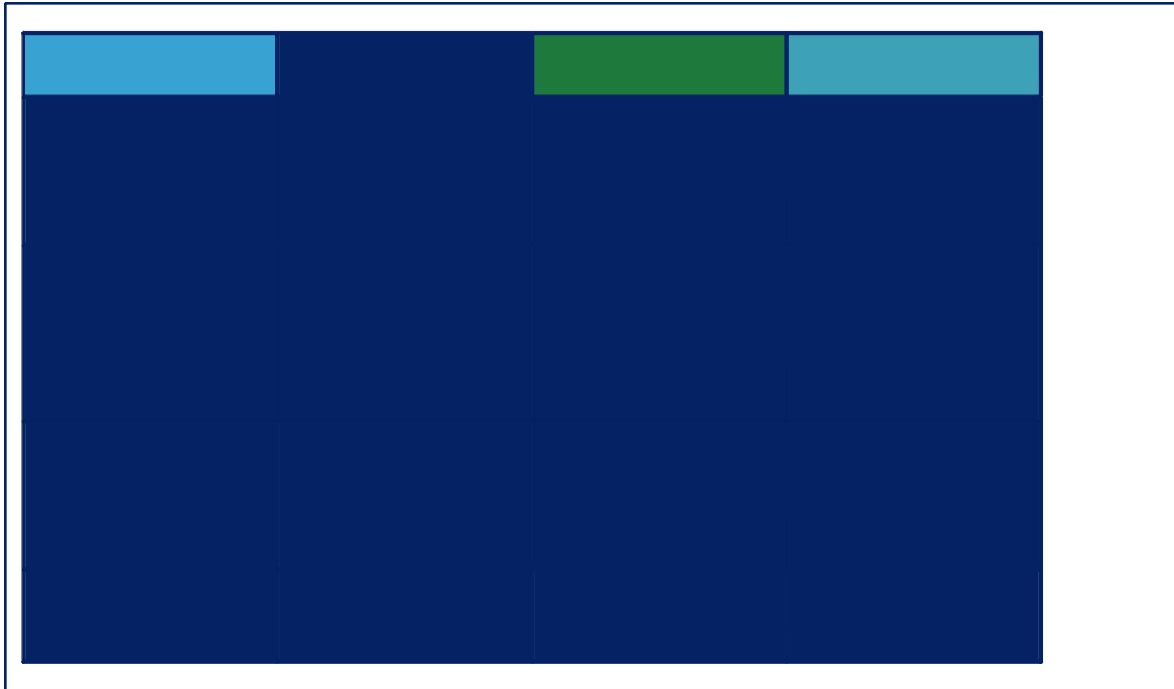
AUTOEVALUACIÓN			
Marca con una  la opción que consideres representa tu logro de avance y responde			
	Lo logré	No lo logré	Dudas del tema
. Pude contestar las preguntas sobre las fuerzas de interacción de las sustancias			

GLOSARIO

Geometría Molecular	Es la forma geométrica de una molécula debido a la dispersión tridimensional de los átomos que la componen.
TRPECV	Teoría de la repulsión de los pares de electrones del nivel de valencia que permite predecir la geometría de
Electrones compartidos	Son los electrones que intervienen en los enlaces químicos.
Electrones no compartidos	Son electrones de valencia que no son compartidos con
Geometría ideal	Cuando no hay electrones no compartidos
Solubilidad	Capacidad de un soluto para disolverse en otro
Punto de fusión	Temperatura a la que un sólido se funde
Hidratación	Proceso de asociación de moléculas de agua con iones
Molalidad	Medida de la concentración de una solución expresada en moles de soluto por kilogramo de solvente
Fuerza	Capacidad de un cuerpo para ejercer una acción sobre otro



Rúbrica para evaluar el desarrollo de las actividades en la clase a distancia

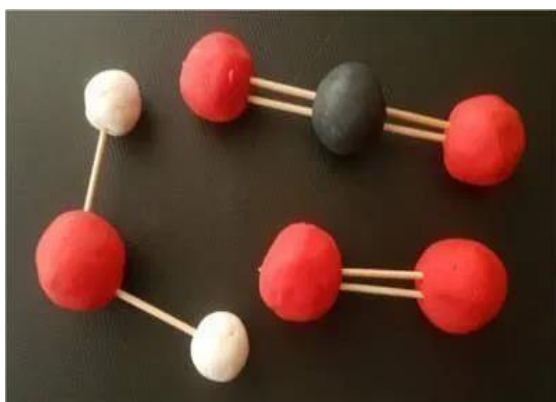
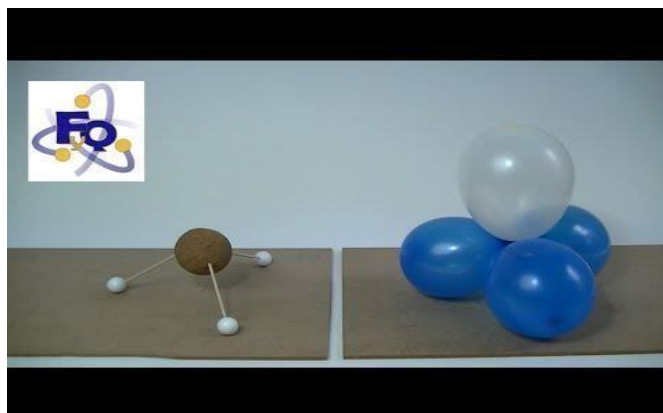


Tipos de Geometría

Tipo de molécula	Ejemplo	Estructura de Lewis	Nubes enlazantes	Pares solitarios	N.º total de nubes	Orientación de las nubes electrónicas	Geometría de la molécula
AB_2E_f	SO_2		2	1	3		
	NO_2		2	1	3		
AB_3E	NH_3		3	1	4		
	ClO_3		3	1	4		
AB_2E_2	H_2O		2	2	4		

Geometría Molecular

- Es la disposición tridimensional de los átomos de una molécula. La geometría de una molécula afecta sus propiedades físicas y químicas: punto de fusión, el punto de ebullición, la densidad y el tipo de reacciones en que pueden participar.
- La capa de valencia a menudo **llamado par enlazante**, es el responsable de mantener dos átomos juntos. Sin embargo donde hay una molécula poli atómica donde hay dos o más enlaces entre el átomo central y los átomos que lo rodean, la repulsión entre los electrones de los diferentes pares enlazantes hace que se mantengan lo más alejados posible.



- <https://www.youtube.com/watch?v=dWh4wf5VgMs> estructura de Lewis
- <https://www.youtube.com/watch?v=yyETY2ARd3g> TRPEV
- <https://www.youtube.com/watch?v=LakiZ6SdZSY> Geometría molecular ejercicios
- <https://www.youtube.com/watch?v=IVSEO8slH8o> laboratorio con masilla

Bibliografía

- Elsa, M. (2019). *Química 11*. Santillana.
- Ralph, B. A. (2018). *Fundamentos de química*. México: Pearson.
- Vaness, K. (2004). *Más allá de las apariencias*. MÉXICO.
- Vanessa, V. (2017).
<http://repository.udistrital.edu.co/bitstream/11349/6761/1/Chivat%C3%A1C%3B1oVivianVanesa2017.pdf>.

II. BASES PARA LA FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA EN QUÍMICA INORGÁNICA

ÁREA: MATERIA, ENERGÍA Y SUS CAMBIOS/EL ÁTOMO CONSTITUYENTE FUNDAMENTAL DE LA MATERIA.



OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

2. Comprende conceptos y reglas de nomenclatura química para formular, nombrar e identificar compuestos inorgánicos.

2.1 Identifica y nombra compuestos a partir de la fórmula y escribe las mismas a partir de un determinado sistema de nomenclatura.

INDICADORES DE LOGRO:

1. Identifica de forma gráfica, oral y escrita, de una serie de iones, los diferentes cationes y aniones más usados.
2. Nombra, de forma oral y escrita, compuestos inorgánicos, basándose en las reglas de la IUPAC.
3. Identifica compuestos inorgánicos a partir de sus respectivas fórmulas químicas.

COMPETENCIAS:

1. aUtiliza la tecnología como herramienta de apoyo en el proceso de enseñanza aprendizaje con responsabilidad social.
2. Demuestra capacidad permanente para obtener y aplicar nuevos conocimientos y adquirir destrezas.
3. Expresa las ideas, experiencias o sentimientos mediante diferentes medios artísticos, tales como las artes, que le permiten interactuar mejor con la sociedad.



ÍNDICE DE CONTENIDO

CONTENIDO.....	42
FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA.....	44
ACTIVIDAD/TAREA.....	45
CÓMO SE FORMULA.....	45
Funciones Químicas.....	47
Actividades.....	57
RÚBRICA DE QUÍMICA.....	62
PRUEBA DE QUÍMICA.....	63
AUTOEVALUACIÓN.....	65
AUTOEVALUACIÓN PARA PADRES O ACUDIENTE.....	66
Referencias Bibliográficas.....	67
Anexos.....	68

INTRODUCCIÓN

Sabemos que toda la materia existente, es el resultado de combinaciones de los elementos de la Tabla Periódica. No es hasta finales del siglo XVIII cuando las sustancias químicas comienzan a recibir nombres lógicos y racionales, pues hasta ahora, se las menciona con nombres, heredados de la alquimia. En 1780 Lavoisier junto con otros tres químicos franceses, Guyton de Morveau, Berthollet y Fourcony inician la creación de un sistema de nomenclatura más lógico y racional, que sustituyó al heredado de los alquimistas. La empresa ve la luz cuando Lavoisier, publica su Tratado Elemental de Química en el que expone de forma organizada y sistemática la nueva nomenclatura. A principios del siglo XIX, Berzelius asigna a cada elemento, un símbolo que coincide con la inicial del nombre en latín. Así pues, las fórmulas de las sustancias consistirían en una combinación de letras y números, que indican el número de átomos de cada elemento.

El pasó de la alquimia a la química, hace necesario dar a cada sustancia conocida un nombre que exprese su naturaleza química y un símbolo que lo represente de una forma clara y abreviada, y que responda a la composición molecular de las sustancias. Los alquimistas ya habían empleado símbolos para representar los elementos y los compuestos conocidos entonces, pero dichos símbolos eran artificiosos

Actualmente, se conocen millones de compuestos químicos y cada uno de ellos tiene un nombre que lo identifica. A muchos compuestos se les dieron nombres comunes antes que se conocieran sus composiciones, por ejemplo: agua, azúcar, sal. A lo largo de los años, los químicos diseñaron un sistema adecuado para nombrar las sustancias químicas. Un nombre sistemático revela los elementos presentes en un compuesto y, en algunos casos, cómo están dispuestos los átomos. La nomenclatura sistemática de los compuestos recibe el nombre de nomenclatura química y sigue un conjunto de reglas. En 1921, se reunieron por primera vez, un grupo de químicos que pertenecían a la Comisión de Nomenclatura de Química Inorgánica de la IUPAC (Asociación Internacional de Química Pura y Aplicada) y desarrollaron reglas para nombrar a los compuestos inorgánicos. Estas reglas son revisadas y actualizadas periódicamente

En esta unidad didáctica, vamos a estudiar la formulación y nomenclatura de las sustancias inorgánicas que son aquellas en cuya estructura no existen cadenas de átomos de carbono ramificadas (compuestos orgánicos) nomenclatura de compuestos orgánicos, presenta una serie de reglas, para formular y nombrar diferentes sustancias, que estudiaremos en otra ocasión.

La Metodología de trabajo se realizará siguiendo los patrones descritos en cada sección y considerando entre otras cosas:

1. Las explicaciones sobre los contenidos teóricos y referencias de los pasos que debes saber para desarrollar las habilidades.
2. Podrás practicar los conocimientos y habilidades, a medida que avances en la lectura, y lo mejor es que tendrás una guía detallada de cómo hacerlo y acceso a direcciones de internet en caso de que tengas la disponibilidad.
3. Luego de que ya practicaste, es hora de evaluar lo aprendido y de observar cómo fue tu proceso de aprendiz

FORMULACIÓN

Objetivo Específico. (Explica que es formulación y nomenclatura y su importancia para la química)

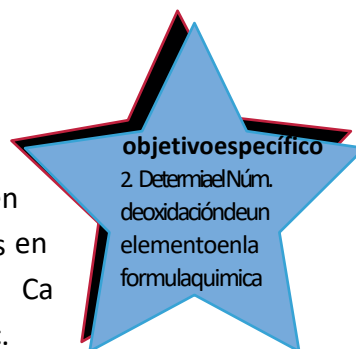
En nuestra sociedad actual, existen miles y miles de sustancias químicas diferentes, ya sean sustancias existentes en la naturaleza o sustancias que han sido sintetizadas artificialmente por el ser humano. Ante tal cantidad de sustancias diferentes, surgió la necesidad de crear una serie de reglas para poder identificar a todas estas sustancias. De esta manera se creó un organismo científico internacional (IUPAC) con el objetivo de constituir una serie de reglas para asignar a cada sustancia un nombre y una fórmula que las identifiquen.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

Es la carga electrónica que se le asigna al átomo de un elemento cuando este se encuentra combinado. EJEMPLO: NaCl (cloruro de sodio) El núm. de oxidación del sodio (Na) es +1 El núm. de oxidación del cloro (Cl) es -1

REGLAS DEL NÚM. DE OXIDACIÓN. (N.O.)

- El Núm. de oxidación de todos los elementos libres es cero, en cualquiera de las formas en que se presenten: Ca metálico, He, N₂, P₄, etc.
- < El Núm. de oxidación del H en sus compuestos es +1, excepto en los hidruros metálicos, que es -1.
- El Núm. de oxidación del O en sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos, que es -1.
- El Núm. de oxidación de los metales alcalinos es siempre +1.
- El Núm. de oxidación de los metales alcalinotérreos es siempre +2.
 - La suma algebraica de los Núm. de oxidación de los átomos de una molécula es cero, y si se trata de un ion, igual a la carga del ion.



Si quieres ampliar tus conocimientos **te recomendamos que veas este video**

https://www.youtube.com/watch?v=rVd_7xC_QSo



Actividad Tarea

Indicar el estado de oxidación de cada elemento en los 5 compuestos e iones siguientes.

Nitrógeno en N_2O_5	N:
Cloro en ClO_3	Cl
Cloro en ClO	Cl
Boro en BF_4	B
Flúor en CaF_2	F
Níquel en NiO_3	Ni
Hierro Fe_2O_3	Fe

Con la ayuda del video y las explicaciones en línea, determina el Núm. de oxidación del elemento señalado en cada caso.



¿CÓMO SE FORMULA?

En cualquier fórmula química se escribe en primer lugar los elementos situados a la izquierda de la T.P (tabla periódica), los menos electronegativos, y en segundo lugar, los situados a la derecha de la T.P, los más electronegativos.

Ej: $NaCl$ y no $ClNa$. Orden de electronegatividad aplicada a la formulación Metales $< B < Si < C < Sb < As < P < N < H < Te < Se < S < I < Br < O < F$

CUADRO DE FUNCIONES QUÍMICAS



FUNCIÓN QUÍMICA

Se llama función química, al conjunto de propiedades comunes, que se caracterizan en una serie de sustancias, permitiendo así diferenciarlas de las demás, este tipo de sustancias tiene su propio comportamiento, en los procesos químicos, ejemplo de ellos son los óxidos, ácidos, hidróxidos, sales.

COMPUESTOS BINARIOS

1. ÓXIDOS

Son combinaciones del oxígeno con cualquier elemento químico metálico, y se nombra mencionando la palabra **óxido del metal correspondiente**, el oxígeno en los óxidos, siempre en su estado de oxidación será -2, salvo cuando forme peróxidos, su valencia será -1.

Óxido básico: es la combinación del oxígeno con un metal. M_2O_x

La nomenclatura Sistemática consiste en nombrar el compuesto mediante tres palabras. En la primera palabra, pondremos la palabra óxido anteponiendo a ésta un prefijo que indicará el coeficiente que lleva el oxígeno en la molécula. La segunda palabra será “de”. La tercera palabra será el nombre del otro elemento anteponiendo a este un prefijo que indicará el coeficiente que lleva el otro elemento. Si ambos elementos no presentan coeficientes, se puede poner el prefijo mono- o si no queremos, no lo pondremos, de ambas formas el nombre en sistemática es correcto.

La nomenclatura de Stock consiste en nombrar el compuesto de la siguiente manera. En primer lugar, se pone la palabra “óxido”, seguida de la palabra “de”, en tercer lugar el nombre de la palabra del otro elemento que acompaña al oxígeno, y por último se pone entre paréntesis con números romanos la valencia del elemento que acompaña al oxígeno. La valencia se pone siempre y cuando, el elemento que acompaña al oxígeno presente más de una valencia, si solo presentase una valencia, no se debe poner la valencia entre paréntesis.

La nomenclatura tradicional consiste en nombrar el compuesto mediante dos palabras. La primera palabra será óxido si el elemento que acompaña al oxígeno **es un metal o anhídrido** si el elemento que acompaña al oxígeno es un no metal. La segunda palabra estará formada por la raíz del nombre del elemento que acompaña al oxígeno, y un prefijo y/o sufijo que dependerá de la valencia que aporte dicho elemento (según sea la valencia más pequeña, segunda más pequeña, tercera más pequeña o mayor). Esta segunda palabra la obtendremos fijándonos en los prefijos y sufijos que aparecen en la tabla que mostramos a continuación. Si el elemento que acompaña al oxígeno solo puede tener una valencia, también sería válido ponerla palabra “de” y a continuación el nombre de dicho elemento.

PREFIJO	SUFIJO	ELEMENTO CON UNA VALENCIA	ELEMENTO CON DOS VALENCIAS	ELEMENTO CON TRES VALENCIAS	ELEMENTO CON CUATRO VALENCIAS
Hipo-	-oso	-----	-----	Menor	Menor
-----	-oso	-----	Menor	2ª menor	2ª menor
-----	-ico	Única	Mayor	Mayor	3ª menor
Per-	-ico	-----	-----	-----	Mayor

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
PbO_2	dióxido de plomo	óxido de plomo (IV)	óxido plúmbico
FeO	monóxido de hierro	óxido de hierro (II)	óxido ferroso
Fe_2O_3	trioxido de di hierro	óxido de hierro (III)	óxido ferrico
Li_2O	óxido de di litio	óxido de litio	óxido lítico

Óxido ácido: es la combinación del oxígeno con un no metal.

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
SO	monóxido de azufre	óxido de azufre (II)	Anhídrido hiposulfuroso
SO ₂	dióxido de azufre	óxido de azufre (IV)	Anhídrido sulfuroso
CO	monóxido de carbono	óxido de carbono (II)	Anhídrido carbonoso

Son compuestos binarios que están formados por la combinación del hidrógeno con otro elemento. Para estudiar la nomenclatura de los hidruros, vamos a dividirlos en los siguientes grupos:

- HIDRUROS METÁLICOS:** Son hidruros en los que el hidrógeno se combina con un elemento metálico. En estos compuestos el hidrógeno actúa con valencia(-1), mientras que el elemento metálico actúa con valencia positiva

2. HIDRUROS

Algunos ejemplos de esta nomenclatura:

AlH_3 , Hidruro de aluminio. (no se pone la valencia entre paréntesis debido a que el aluminio solo tiene una valencia)

PtH_4 , Hidruro de platino (IV) (porque el platino tiene más de una valencia)

HIDRUROS NO METÁLICOS DE LOS GRUPOS 16 Y 17:

Son hidruros en los que se combina el hidrógeno con valencia (+1) con alguno de los elementos no metálicos de los grupos 16 y 17 (S, Se, Te, F, Cl, Br y I) que actúan con la valencia negativa que pueden tener. Estos compuestos solo presentan nomenclaturas sistemática y tradicional. De esta manera, solamente pueden existir siete compuestos de este tipo: H_2S , H_2Se , H_2Te , HF, HCl, HBr, HI.

La **nomenclatura tradicional** se construye mediante dos palabras. La primera palabra que se pondrá es "ácido". La segunda palabra estará formada por la raíz del elemento que acompaña al hidrógeno seguida de la palabra hídrico.

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. DE STOCK	N. TRADICIONAL
H_2S	Sulfuro de hidrógeno	-----	Ácido sulfhídrico
H_2Se	Seleniuro de hidrógeno	-----	Ácido selenhídrico
H_2Te	Teluriuro de hidrógeno	-----	Ácido telurhídrico
HF	Fluoruro de hidrógeno	-----	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	-----	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	-----	Ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	-----	Ácido yodhídrico

HIDRUROS NO METÁLICOS DE LOS GRUPOS 13, 14 Y 15:

Son hidruros en los que se combina el hidrógeno con valencia (-1) con alguno de los elementos no metálicos de los grupos 13, 14 y 15 (B, C, Si, N, P, As, Sb) que actúan con la valencia negativa que pueden tener. Estos compuestos solo presentan nomenclaturas sistemática y tradicional. De esta manera, solamente pueden existir siete compuestos de este tipo: BH_3 , CH_4 , SiH_4 , NH_3 , PH_3 , AsH_3 y SbH_3 .

FÓRMULA	N. SISTEMÁTICA	N. DE STOCK	N. TRADICIONAL
BH ₃	Trihidruro de boro	-----	Borano
CH ₄	Tetrahidruro de metano	-----	Metano
SiH ₄	Tetrahidruro de silicio	-----	Silano
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	-----	Amoniaco
PH ₃	Trihidruro de fósforo	-----	Fosfina
AsH ₃	Trihidruro de arsénico	-----	Arsina
SbH ₃	Trihidruro de antimonio	-----	Estibina

1. SALES

Las sales son compuestos binarios que están formados por la combinación de un elemento no metálico (que aporta la valencia negativa) y un compuesto metálico (que aporta la valencia positiva). Las reglas que se utilizan en la nomenclatura de este tipo de compuestos son las mismas **que en los óxidos e hidruros no metálicos** presentando los tres

tipos de nomenclatura: nomenclatura sistemática, nomenclatura de stock, nomenclatura tradicional. **La**

nomenclatura sistemática consiste en nombrar el compuesto así: primero colocare el nombre del no metal añadiéndole la terminación “uro” y anteponiendo a este un prefijo que indicará el subíndice que lleva el no metal en la molécula, seguida de palabra “de” y por último el nombre del elemento metálico anteponiendo a este un prefijo que indicará el subíndice que lleva dicho elemento.

Vamos a ver algún ejemplo:

AlCl_3 Tricloruro de aluminio Na_2S Sulfuro de disodio

Mg_3N_2 Dinitruro de trimagnesio

La nomenclatura de stock consiste en nombrar el compuesto de la siguiente manera. En primer lugar, pondremos el nombre del no metal añadiéndole la terminación “uro”, seguida de la palabra “de”, siguiendo en tercer lugar el nombre del elemento metálico y por último se pone entre paréntesis con número romano la valencia del elemento metálico.

Algunos ejemplos de esta nomenclatura:

AlCl_3 Cloruro de aluminio. (no se pone la valencia entre paréntesis debido a que el aluminio solo tiene una valencia)

PbS Sulfuro de plomo (II) (porque el plomo tiene más de una valencia)

La nomenclatura tradicional consiste en nombrar el compuesto la primera palabra será el nombre del no metal añadiéndole la terminación “uro”,. La segunda palabra estará formada por la raíz del nombre del elemento metálico y un sufijo que dependerá de la valencia que aporte dicho elemento (según sea la valencia pequeña [oso] o mayor [ico]).

Ejemplo

AlCl_3 cloruro aluminico o cloruro de aluminio (el aluminio solo tiene una valencia, por ello se puede utilizar la segunda forma de nombrar y en la primera acaba en -ico)

PbS sulfuro plumboso (termina en –oso porque el plomo actúa en este compuesto con la valencia +2 que es de las dos que puede tener la más pequeña)



4 HIDRÓXIDOS



Los hidróxidos son compuestos terminarios, es decir son compuestos que están formados por tres elementos diferentes, pero a efectos de formulación y nomenclatura, se formulan y nombran con las reglas de los compuestos binarios. Los hidróxidos están formados por la

combinación del grupo (OH) que actúa con valencia (-1) y un elemento metálico que actúa con valencia positiva. Los átomos de O y H en el grupo (OH) son inseparables cuando actúan como hidróxidos y su comportamiento es totalmente similar.

La nomenclatura sistemática consiste en nombrar el compuesto, pondremos la palabra “hidróxido” anteponiendo a éste un prefijo que indicará el subíndice que lleva el grupo hidróxido en la molécula. Seguido de la palabra será “de” y por último el nombre del elemento metálico.

Ejemplos

Al(OH)_3 Trihidróxido de aluminio

NaOH Hidróxido de sodio (al no tener subíndice el grupo (OH) no se pone el paréntesis)

Mg(OH)_2 Dihidróxido de magnesio.

La nomenclatura de stock consiste en nombrar el compuesto de la siguiente manera. En primer lugar, pondremos la palabra “hidróxido”, seguida de la palabra “de”, en tercer lugar el nombre del elemento metálico y por último se pone entre paréntesis con números romanos la valencia del elemento metálico. La valencia se pone siempre y cuando, el elemento metálico presente más de una valencia.

Ejemplos

Al (OH)₃ Hidróxido de aluminio. (No se pone la valencia entre paréntesis debido a que el aluminio solo tiene una valencia)

Pb (OH)₂ Hidróxido de plomo (II) (porque el plomo tiene más de una valencia)

La nomenclatura tradicional consiste en nombrar el compuesto mediante dos palabras. La primera palabra será “hidróxido”. La segunda palabra estará formada por la raíz del nombre del elemento metálico y un sufijo que dependerá de la valencia que aporte dicho elemento (según sea la valencia pequeña o mayor). La nomenclatura tradicional consiste en nombrar el compuesto mediante dos palabras. La primera palabra será “hidróxido”. La segunda palabra estará formada por la raíz del nombre del elemento metálico y un sufijo que dependerá de la valencia que aporte dicho elemento (según sea la valencia pequeña o mayor).

COMPUESTOS TERNARIOS

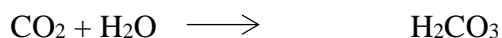
Son compuestos químicos que están formados por átomos de tres elementos diferentes. Vamos a estudiar dos tipos de compuestos ternarios, oxoácidos y oxisales. Las reglas de obtención de estos elementos requieren de un mecanismo diferente a las de compuestos binarios.

- a. **OXOÁCIDOS** Son compuestos ternarios formados por oxígeno, hidrógeno y un tercer elemento que normalmente suele ser un no metal, pero que en ocasiones puede ser un metal como el Cr o el Mn.

FORMACIÓN DE UN OXOÁCIDO

A continuación, vamos a comentar como se forma un oxoácido. Un oxoácido, siempre proviene de un óxido al que se le ha añadido una o más de una molécula de H₂O

Más adelante comentaremos cuáles son las excepciones en las que mencionaremos a qué elementos que acompañan a los óxidos se les puede sumar más de una molécula de H₂O. Vamos a ver un ejemplo de cómo formaríamos un oxoácido partiendo del



Podemos comprobar como la valencia del carbono tanto en el óxido como en el oxoácido es la misma ((+4) antes y (+4) después)

La nomenclatura sistemática se consigue de la siguiente manera: en primer lugar, se obtiene una palabra (bastante larga, por cierto) que se construye poniendo en primer lugar el prefijo numeral (mono-, di-, etc) que indica el número de átomos de oxígeno que hay en el ácido seguido de la raíz “oxo”, a continuación, la raíz del átomo central añadiéndole la terminación –ato. Una vez hemos terminado la primera palabra, a continuación, se pone entre paréntesis un número romano que indica la valencia del átomo central y por último terminamos el nombre con “de hidrógeno”.

Ejemplos

H_2SO_4 tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno (observamos que, aunque hay dos átomos de hidrógeno se sigue poniendo solo “de hidrógeno”)

HIO monoxoyodato (I) de hidrógeno (aunque tengamos solo un átomo de hidrógeno, es obligatorio poner el prefijo mono-)

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ heptaoxodicromato (VI) de hidrógeno (podemos observar como justo antes de la raíz crom- aparece el prefijo di- que hace referencia a los dos átomos que hay de cromo)

La nomenclatura sistemática funcional se obtiene de forma bastante parecida a la sistemática. El esquema del nombre será: en primer lugar, se pone la palabra “ácido” y a continuación se construye otra palabra que será iniciada poniendo el prefijo numeral(mono-, di-, etc) que indica el nº de átomos de oxígeno seguido de la raíz “oxo”, a continuación, la raíz del átomo central y por último la terminación –ico. Por último, se indicará mediante paréntesis con número romano la valencia del átomo central.

Ejemplos

H_2SO_4 Ácido tetraoxosulfúrico (VI) HNO_3 Ácido trioxonítrico (V)

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Ácido heptaoxidocrómico (VI)

La nomenclatura tradicional, se nombra poniendo en primer lugar la palabra ácido y a continuación una segunda palabra que comienza por la raíz del elemento central y un sufijo (y prefijo si lo requiere) que hace referencia a la valencia del átomo central. Estos prefijos son los mismos que se utilizaban en los compuestos binarios, según el número de valencias positivas que pueda tener el átomo central

PREFIJO	SUFIJO	ELEMENTO CON UNA VALENCIA	ELEMENTO CON DOS VALENCIAS	ELEMENTO CON TRES VALENCIAS	ELEMENTO CON CUATRO VALENCIAS
Hipo-	-oso	-----	-----	Menor	Menor
-----	-oso	-----	Menor	2ª menor	2ª menor
-----	-ico	Única	Mayor	Mayor	3ª menor
Per-	-ico	-----	-----	-----	Mayor

Para complementar tu aprendizaje,

DALE 

https://www.youtube.com/watch?v=JNOeLarwdh8&fbclid=IwAR3XKa0e8e5FpoXZlavqWuVBELxiP-kBqNLXLipQW-k_HH4vbVal7_BrjdA

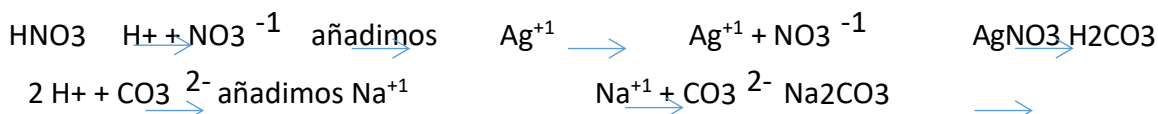
OXOSALES

Las oxosales son compuestos ternarios formados por oxígeno, un elemento central no metálico (aunque en ocasiones también puede ser un metal) y por último un elemento metálico. Las oxisales son compuestos que provienen de un oxoácido en el que se han sustituido todos los átomos de hidrógeno que tenía por un átomo metálico.

1. Al oxoácido le quitamos todos los átomos de hidrógeno, de manera que, en la parte restante, formamos un anión que tendrá una carga negativa igual al número de átomos de hidrógeno que le hemos quitado.

2. \rightarrow H_2SO_4 $2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (como quitamos dos hidrógenos, formamos un anión con carga -2)
3. Añadimos ahora un átomo metálico que llevará una determinada valencia (en nuestro caso vamos a poner hierro con valencia +3) $\text{Fe}^{+3} + \text{SO}_4^{-2}$
4. Por último, cruzamos las valencias para obtener definitivamente la oxisal, de manera que cada fragmento de la molécula se llevará la carga del otro (igual que hacíamos cuando cruzábamos las valencias en los compuestos binarios) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Ejemplos



La nomenclatura sistemática en oxosales, es similar a la sistemática en oxoácidos, pero sustituyendo la terminación “hidrógeno” por el nombre del metal que sustituye a los hidrógenos y detrás la valencia entre paréntesis de dicho metal. Si el metal solo tiene una valencia, esta no se pone.

Ejemplos

Na_2CO_3 Trioxocarbonato (IV) de sodio, no se pone la valencia porque el sodio, solo tiene una valencia \rightarrow

CuSO_3 Trioxosulfato (IV) de cobre (II) \rightarrow

La nomenclatura tradicional aceptada surge de la nomenclatura tradicional de oxoácidos en la que se quita la palabra ácido, y a la raíz del átomo central, y se le sustituyen las terminaciones -ico y -oso por -ato e -ito respectivamente; y por último se pone el nombre del elemento metálico que sustituye al hidrógeno con su correspondiente valencia (siempre y cuando tenga más de una valencia este elemento).

AgNO_3 Nitrato de plata (proviene del ácido nítrico por lo que se sustituye -ico por -ato. No se pone valencia entre paréntesis porque la plata solo tiene 1 valencia) \rightarrow

Na_2CO_2 Carbonito de sodio (proviene del ácido carbonoso por lo que se sustituye -oso por -ito) \rightarrow



*Con **ESFUERZO** y perseverancia
podrás alcanzar tus **METAS**.*

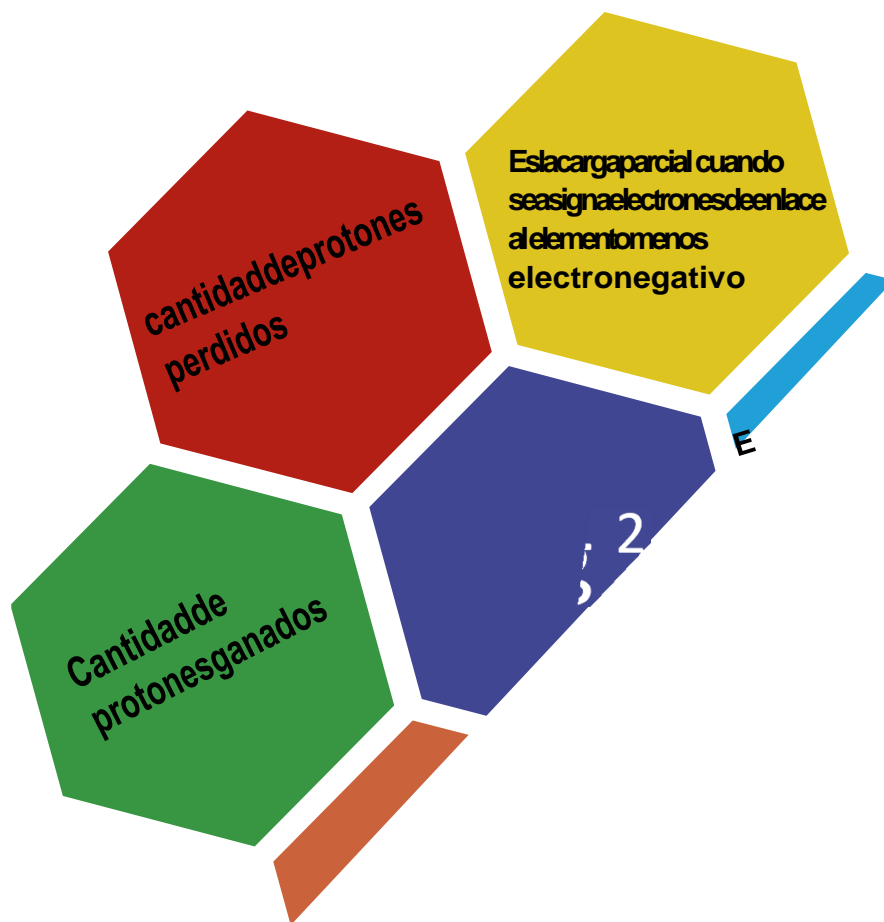
Actividades

Querido estudiante:

Todo en la naturaleza está formado por elementos y compuestos químicos. Los que hacen parte de los minerales, a los que llamamos compuestos inorgánicos y los que de alguna manera están relacionados con los seres vivos a los que llamamos compuestos orgánicos. Aquí encontrarás una serie de preguntas relacionadas con la forma de nombrar los compuestos inorgánicos.

Recuerda

Cuanto más trabajo, más suerte parece tener (Thomas Jefferson)



3. Algunos de los compuestos del cloro son utilizados para blanquear papel, ropa y desinfectar. Sabías que el blancox, clorox, cloro que se usa en tu casa para blanquear y desinfectar está compuesto de una sal llamada hipoclorito de sodio, NaClO . En este compuesto indica el número de oxidación del cloro:

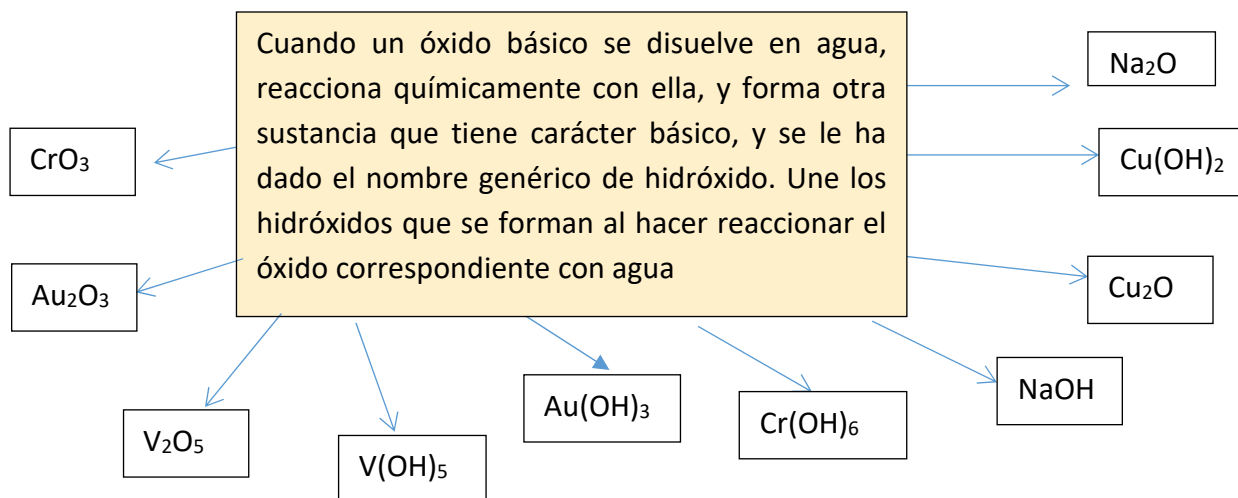
- a. +1 b. -1 c. +3 d. +5



1000ml

5. Revisa las etiquetas de las sustancias en tu casa y confecciona una lista clasificándolas de acuerdo con su grupo funcional.

6.



7. En las cremas dentales para personas con “dientes sensibles”, se adicionan dos sales inorgánicas nitrato potásico y cloruro de estroncio. Sus fórmulas químicas son:

Actividad 2

Completa el siguiente cuadro

Fórmula	Nombre	Nombre	Fórmula
CrI_3		Óxido de rubidio	
Ca(OH)_2		Cloruro de oro(III)	
NaHSO_4		Nitrito de plata	
MgO		Ozono	
ClO_2^-		Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)	
HIO_3		Trioxidocarbonato(2-) de manganeso(2+)	
Cu_2O		Ácido sulfhídrico	
$\text{Cd(ClO}_4)_2$		Fosfano	
NI_3		Clorato de calcio	
H_2SO_4		Hidruro de litio	
SO_3		Tetraoxidoclorato de sodio	
H_2O		Dióxido de carbono	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		Amoniaco (o azano)	
HBr		Sulfato de potasio	
CO		Selenuro de dihidrógeno	
ZnS		Óxido de hierro(2+)	
Ca_3N_2		Tricloruro de boro	
$\text{Hg(NO}_3)_2$		Ácido nítrico	
PF_2		Hidróxido de bario	
OCl_2		Fluoruro de hierro(3+)	
SnO_2		Hidrogenocarbonato de sodio	
Cr(OH)_2		Peróxido de hidrógeno	

RÚBRICA DE QUÍMICA

CRITERIOS	EXCELENTE	BUENO	REGULAR	MALO
Cálculo de número de oxidación y formulación química correcta.	Hace cálculo de número de oxidación, formulación correcta, conoce los números de oxidación cationes y aniones, hace la significación de los números de oxidación.	Falla al hacer los cálculos de números de oxidación, formulación química en ocasiones falla, conoce los números de oxidación, formulación química en ocasiones falla, conoce los números de oxidación y hace cruces correctos.	No completa los cálculos, la regla de formulación a medias, conoce los números de oxidación y los cruces son a medias.	No hace cálculos, no cumple las reglas de la formulación, falla los números de oxidación y los cruces los hace.
	5	4	3	1
Nombra los compuestos según la nomenclatura e identifica las familias químicas inorgánica.	Diferencia las familias químicas, puede escribirlos y nombrarlos. Conoce todos los sistemas de nomenclatura. El orden de los cationes y aniones, metales y no metales.	Diferencia las familias químicas puede escribir y nombra los compuestos, pero falla en ocasiones en cationes, aniones, metales y no metales.	Puede escribir nombres con dos sistemas de nomenclatura y sigue el orden en ocasiones.	No diferencia las familias químicas y no sabe nombrar compuestos, acierta en ocasiones.
	10	8	6	1

PRUEBA DE QUÍMICA

Antes de realizar la prueba lee con detenimiento la rúbrica para esta prueba. Repasa los contenidos, los ejemplos y las práctica

Formulación química.

Éxito en la prueba.

15pts.

1. Haga el cruce de los iones: El anión fosfato y el catión aluminio. Recomendación: Debes escribir los iones con su respectivo número de oxidación y colocarlos correctamente y hacer la operación si fuera necesario. Coloque el producto final (El compuesto). **2pts.**
2. Calcula el número de oxidación del azufre en el ácido sulfúrico (H_2SO_4). Recomendación: Indica los números de oxidación en cada uno y realiza el proceso. **3pts**
3. Nomenclatura química inorgánica y familias químicas inorgánicas o grupos funcionales. **10pts.**

Escriba nombre según el caso indicado o escriba la formula según el caso.

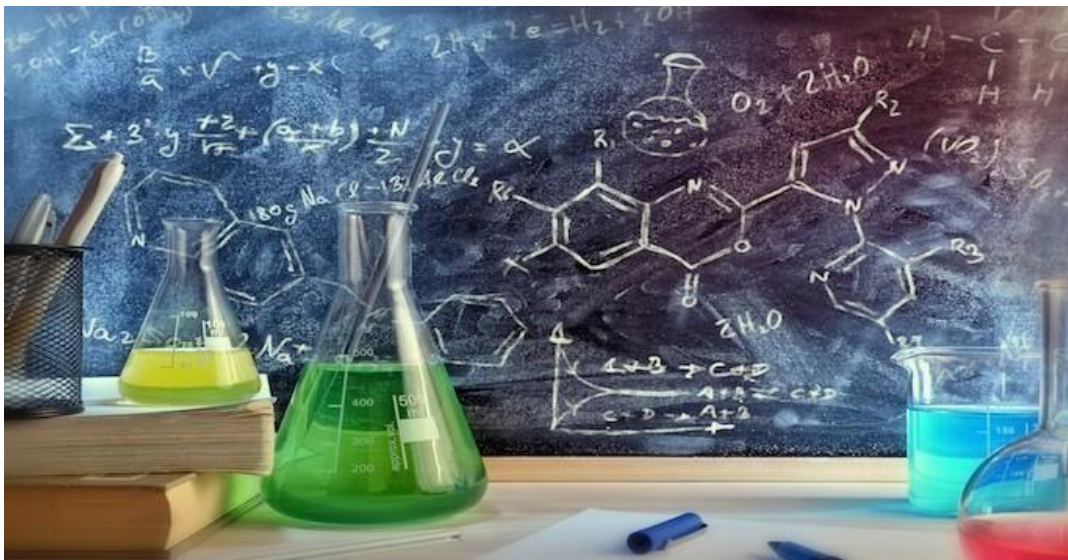
Formula	Nombre stock
Fe SO ₄ :	_____

Nombre	Formula
Nitrato Plúmbico:	_____

Completa el Siguiete Cuadro

FÓRMULA	N. STOCK	N. ESTEQUIOMÉTRICO
		Hidróxido de amonio
	Hidróxido de cromo (III)	
	Óxido de fósforo(V)	
$\text{Sn}(\text{CrO}_4)_7$		

Para sentir la emoción de un laboratorio ingresa al siguiente link http://www.objetos.unam.mx/quimica/oxigeno_mnm/index.html , experimenta y pon en práctica lo aprendido.



AUTOEVALUACIÓN

Evalúa tu proceso de aprendizaje en esta guía: Marca con una (X) según sea el caso. Sinceridad, ante todo.

CARACTERÍSTICAS	NUNCA	ALGUNAS VECES	CASI SIEMPRE	SIEMPRE
El ambiente de aprendizaje era adecuado (silencio, luz, comodidad).				
Al leer comprendía cada concepto.				
Dedique tiempo prudente, para resolver y comprender la guía.				

Algunas respuestas son de importancia para seguir enriqueciendo las guías.

Algunos temas fueron de más interés:	Algún tema se tornó difícil por:	Pude tener ayuda extra:	Logré el propósito de la guía:

AUTOEVALUACIÓN PARA PADRES O ACUDIENTE

1. ¿El tema se entendía con facilidad?

2. ¿Considera el tema muy extenso y complicado?

3. ¿Qué tiempo dediqué en ayudar a mi hijo(a)?

4. Otras consideraciones.

FIRMA.

CÉDULA.

Referencias Bibliográficas

Madrigales J.F. Manual de Formulación y Nomenclatura Inorgánica

https://www.edu.xunta.gal/centros/iescouto/aulavirtual2/pluginfile.php/5697/mod_resource/content/1/manual%20de%20formulacion.pdf

Martínez. M; Jaramillo. D. Química Formulación y Nomenclatura.2017

CHANG, R. Química. México, McGraw-Hill Interamericana editores de S.A., 2002

Vera. M; Lentigo. C. Curso de Ingreso 2001. Cuadernillo número N°2. Universidad Nacional del Nordeste, Argentina.2012.

Pinzón. Estrategia didáctica para la enseñanza de la nomenclatura de los compuestos inorgánicos. Universidad Nacional de Colombia. Bogotá, Colombia.2016

Anexos

H																	
+1 -1																	
Li	Be											B	C	N	O	F	
+1	+2											+3	+2 +4 -4	+3 +5 -3	-2	-1	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	
+1	+2											+3	+2 +4 -4	+3 +5 -3	+2 +4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1	
K	Ca				Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn			As	Se	Br	
+1	+2				+2 +3 +6	+2 +3 +6 +7	+2 +3	+2 +3	+2 +3	+1 +2	+2			+3 +5 -3	+2 +4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1	
Rb	Sr								Pd	Ag	Cd		Sn	Sb	Te	I	
+1	+2								+2 +4	+1	+2		+2 +4	+3 +5 -3	+2 +4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1	
Cs	Ba								Pt	Au	Hg		Pb	Bi			
+1	+2								+2 +4	+1 +3	+1 +2		+2 +4	+3 +5			

TABLA DE IONES POLIATÓMICOS

FÓRMULA	NOMBRE COMÚN	FÓRMULA	NOMBRE COMÚN	FÓRMULA	NOMBRE COMÚN
(OH) ¹⁻	Hidróxido	(CO ₃) ²⁻	Carbonato	(AsO ₂) ³⁻	Metarsenito
(CN) ¹⁻	Cianuro	(C ₂ O ₄) ²⁻	Oxalato	(AsO ₃) ³⁻	Arsenito
(OCN) ¹⁻	Cianato	(HPO ₃) ²⁻	Hidrógenofosfito	(AsO ₄) ³⁻	Arseniato
(SCN) ¹⁻	Tiocianato	(HPO ₄) ²⁻	Hidrógenofosfato	(SbO ₃) ³⁻	Antimonito
(HCO ₃) ¹⁻	Hidrógenocarbonato (Bicarbonato)	(SO ₂) ²⁻	Hiposulfito	(SbO ₄) ³⁻	Antimoniato
(HSO ₃) ¹⁻	Hidrógenosulfito	(SO ₃) ²⁻	Sulfito	(BO ₃) ³⁻	Borato
(HSO ₄) ¹⁻	Hidrógenosulfato	(SO ₄) ²⁻	Sulfato	(BO ₄) ³⁻	Perborato
(H ₂ PO ₂) ¹⁻	Hipofosfito	(S ₂ O ₂) ²⁻	Tiosulfito	(BiO ₃) ³⁻	Bismutito
(H ₂ PO ₃) ¹⁻	Dihidrógenofosfito	(S ₂ O ₃) ²⁻	Tiosulfato	(AlO ₄) ³⁻	Peraluminato
(H ₂ PO ₄) ¹⁻	Dihidrógenofosfato	(S ₂ O ₅) ²⁻	Pirosulfito	[Fe(CN) ₆] ³⁻	Ferricianuro
(C ₂ H ₃ O ₂) ¹⁻	Acetato	(S ₂ O ₆) ²⁻	Hiposulfato	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	Ferrocianuro
(PO ₂) ¹⁻	Metafosfito	(S ₂ O ₇) ²⁻	Pirosulfato	(P ₂ O ₅) ⁴⁻	Pirofosfito
(PO ₃) ¹⁻	Metafosfato	(SiF ₆) ²⁻	Fluorsilicato	(P ₂ O ₇) ⁴⁻	Pirofosfato
(AsO ₃) ¹⁻	Metarseniato	(SiO ₃) ²⁻	Metasilicato	(SiO ₄) ⁴⁻	Ortosilicato
(SbO ₂) ¹⁻	Metantimonito	(SnO ₂) ²⁻	Estanito	(SnO ₄) ⁴⁻	Ortoestano
(SbO ₃) ¹⁻	Metantimoniato	(SnO ₃) ²⁻	Estanato	(PbO ₄) ⁴⁻	Ortoplumbato
(BO ₂) ¹⁻	Metaborato	(ZnO ₂) ²⁻	Zincato	(TiO ₄) ⁴⁻	Ortotitanato
(AlO ₂) ¹⁻	Aluminato	(SeO ₃) ²⁻	Selenito	(CO ₄) ⁴⁻	Ortocarbonato
(NO ₂) ¹⁻	Nitrito	(SeO ₄) ²⁻	Seleniato	(P ₂ O ₆) ⁴⁻	Hipofosfato
(NO ₃) ¹⁻	Nitrato	(TeO ₃) ²⁻	Telurito(Teluronito)	(NH ₄) ¹⁺	Ion Amonio Ion Nitronio
(BiO ₃) ¹⁻	Bismutato	(TeO ₄) ²⁻	Telurato(Teluronato)	(PH ₄) ¹⁺	Fosfonio
(BrO) ¹⁻	Hipobromito	(CrO ₄) ²⁻	Cromato	(H ₃ O) ¹⁺	Ion Oxonio Ion Hidronio
(BrO ₂) ¹⁻	Bromito	(Cr ₂ O ₇) ²⁻	Dicromato	(HO) ¹⁺	Ión Hidróxilo
(BrO ₄) ¹⁻	Bromato	(MoO ₄) ²⁻	Molibdato	(UO ₂) ²⁺	Uranilo
(ClO) ¹⁻	Hipoclorito	(MnO ₃) ²⁻	Manganito	(CO) ^{2+,2-}	Carbonilo
(ClO ₂) ¹⁻	Clorito	(MnO ₄) ²⁻	Manganato		
(ClO ₃) ¹⁻	Clorato	(ReO ₄) ²⁻	Reniato	CH ₃ COO ¹⁻ C ₂ H ₃ O ₂	Acetato
(ClO ₄) ¹⁻	Perclorato	(TiO ₃) ²⁻	Metatitanato		
(IO) ¹⁻	Hipoyodito	O ₂	Peróxido		
(IO ₂) ¹⁻	Yodito	PbO ₂	Plumbito		
(IO ₃) ¹⁻	Yodato	PbO ₃	Plumbato		
(IO ₄) ¹⁻	Peryodato	B ₄ O ₇	Tetraborato		
(MnO ₄) ¹⁻	Permanganato	(PO ₃) ³⁻	Fosfito		
(ReO ₄) ¹⁻	Perreniato	(PO ₄) ³⁻	Fosfato		

III. ESTEQUIOMETRÍA DE FÓRMULAS

ÁREA: TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

1. Aplica conceptos y procedimientos para realizar cálculos de cantidades de masa, moles y partículas utilizando símbolos y fórmulas químicas.

INDICADORES DE LOGRO

1. Describe de forma oral y escrita, los términos y conceptos relacionados con la estequiometría química.
2. Realiza cálculos estequiométricos para determinar y expresar cantidades de sustancias, a partir de sus respectivas fórmulas.

COMPETENCIAS

1. Actúa responsablemente frente al impacto de los avances científicos y tecnológicos, en la sociedad y el ambiente.
2. Cuestiona, reflexiona e investiga permanentemente acerca de la inserción de los conceptos matemáticos, en situaciones prácticas de la vida cotidiana.
3. Utiliza la tecnología como herramienta de apoyo, en el proceso de enseñanza aprendizaje con responsabilidad social.

Tabla de contenido

INTRODUCCIÓN	73
Mol y Estequiometría.....	74
Actividad 1.....	75
Actividad 2.....	77
Porcentaje de composición	80
Fórmula Empírica y Molecular.....	80
Actividad 4.....	83
Actividad 5.....	85
Problemas Adicionales	86
Bibliografía	87

INTRODUCCIÓN

Querido Estudiante:

Me da gusto compartir este módulo contigo, y contribuir en tu formación. Durante su desarrollo, podrás adquirir conocimientos, desarrollar habilidades, generar y potencializar el tema a tratar. ESTEQUIOMETRÍA:

En muchas situaciones de la vida cotidiana, intervienen varias sustancias que al mezclarse producen un resultado distinto, según la cantidad de cada uno, por ejemplo, la consistencia y sabor del pan o dosis de medicamentos que necesita un paciente para tratar un padecimiento. Las relaciones cuantitativas entre los átomos que constituyen esas sustancias son estudiadas por la química desde la estequiometría.

En el desarrollo de esta guía III, utilizaremos Símbolos de ruta y una Metodología de Trabajo, que te permite:

Cada símbolo te indica la actividad que deberás realizar.

Encontrarás las explicaciones necesarias sobre los contenidos teóricos para que logres desarrollar las actividades; sin embargo, tienes la libertad de consultar libros de textos, recursos de la web y todo lo que esté a tu alcance para aprender.

Al evaluar tus conocimientos, es importante que resuelvas las actividades que te ayuden a aplicar los contenidos desarrollados e incrementar tus competencias.

¿Sabes qué es el Mol y qué representa?

Objetivo específico

1-Explica qué es el concepto mol, masa (peso molecular) molar y volumen molar.

EL MOL Y LA ESTEQUIOMETRÍA



Un mol de distintas sustancias

1 mol de S:
Cantidad de S que contiene el N_A de **átomos** de azufre. Su masa es 32,0 g.

1 mol de Fe:
Cantidad de Fe que contiene el N_A de **átomos** de hierro. Su masa es 55,6 g.

1 mol de Zn:
Cantidad de Zn que contiene el N_A de **átomos** de zinc. Su masa es 65,5 g.

1 mol de H₂O:
Cantidad de H₂O que contiene el N_A de **moléculas** de agua. Su masa es 18,0 g.

Actividad I Inicial

Analiza y Asocia



REPASO RÁPIDO POR LA TEORÍA



En la siguiente tabla completa la información que hace falta (sigue las flechas). Observa los datos que están llenos para realizar la actividad.

FÓRMULA MOLECULAR. Representación simbólica	REPRESENTACIÓN MICRO	COMPONENTES
H_2O Una molécula de agua Coeficiente = 1		Contiene 1 átomo de Oxígeno y 2 átomos de hidrógeno
$2 H_2O$ dos moléculas de agua Coeficiente =		
H_2O_2		

CÁLCULO DE LA MASA MOLAR

Muy pocos de los átomos que conocemos permanecen solos, la mayoría de ellos se encuentran unidos a otros átomos, por ejemplo, el oxígeno y el nitrógeno que componen mayoritariamente el aire que nos rodea, se encuentran en parejas y se simbolizan como O_2 y N_2 respectivamente. Estos agregados de átomos se denominan moléculas. La fuerza que permite a los elementos unirse para formar moléculas se denomina enlace químico. Al escribir la fórmula química de una molécula mediante sus elementos constitutivos se presenta una descripción concisa de su estructura, es decir de los átomos componentes.

La Masa Molecular de una entidad, medida en [uma], se puede determinar una vez conocida su estructura y la masa atómica de los elementos que la constituyen, a partir de la sumatoria de la masa correspondiente a cada elemento componente multiplicada por el NÚMERO de veces que aparece dicho átomo en la molécula (subíndice)

EJEMPLO DE LA DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLECULAR

MASA MOLECULAR DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO 34,0146

Actividad 2 Analiza y asocia

Objetivo específico

2. Determina el NÚMERO de moles y de partículas a partir del Núm. de AVOGADRO y la Masa molar.

Partículas por mol. Es decir, un mol de átomos de hidrógeno tendrá una masa de 1,0079 gramos, mientras un mol de moléculas de agua corresponderá a una masa de 18, 0152 gramos. A partir de la unidad asignada a la masa atómica es directo derivar que el número de moles y de las partículas contenidas en determinada masa de un elemento se obtiene dividiendo la masa entre la masa molecular o atómica correspondiente.

Objetivo de la Actividad: Determina la masa molecular de la sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$

Molécula	Elemento	Núm. de veces que aparece	Masa atómica	subtotal
SACAROSA				
$C_{12}H_{22}O_{11}$				
	Masa molecular de la sacarosa			

UTILIZA LA TABLA PERIÓDICA

$$n = \frac{\text{Masa en (g)}}{\text{Masa molecular en g/mol}}$$

$$\text{Núm. de partículas} = n \left(N_{AV} \text{ (átomos, iones, moléculas)} \right)$$

¡Es momento de hacer un ejemplo! Calculemos el número de moles y de moléculas presentes en 1000 gramos de agua.

MOLÉCULA	ELEMENTO	Núm. DE VECES QUE APARECE	MASA ATÓMICA	SUBTOTAL
AGUA (H ₂ O)	H	2	1,0079	2,0158
	O	1	15,9994	15,9994
MASA MOLECULAR DEL AGUA				18,0152
PERÓXIDO DE HIDRÓGENO (H₂O₂)	H	2	1,0079	2,0158

Actividad 3 Analiza y asocia

PASO 1

n (Agua) =
$$\frac{\text{Masa en (g)}}{\text{Masa molecular en g/mol}} = \frac{1000 \text{ gramos H}_2\text{O}}{18,0152 \text{ g/mol}} = 55,5087 \text{ moles de agua}$$

RECUERDA QUE LA MASA MOLECULAR LO APRENDISTE EN LA ACTIVIDAD 2

PASO 2

moléculas
Núm. de partículas = n (mol)

$$\left[\begin{array}{l} N_{AV} \text{ (átomos, iones, moléculas)} \\ \hline \text{mol} \end{array} \right] \cdot 55,5087 \text{ mol de agua} = \left[\begin{array}{l} 6,02205 \times 10^{23} \\ \hline 1 \text{ mol de agua} \end{array} \right]$$

$= 3.3428 \times 10^{25}$ moléculas de agua

Objetivo de la Actividad: Determina los moles y el número de moléculas en 100 g de amoníaco NH₃

UTILIZA LA TABLA PERIÒDICA

Molécula	MASA MOLECULAR	MOLES	NÙMERO DE MOLÈCULAS
AMONÍACO NH ₃			

Porcentaje de composición de una sustancia, fórmula empírica y verdadera.



A partir de las fórmulas químicas es posible obtener la composición centesimal de un compuesto químico, es decir, el porcentaje en más de cada elemento que forma parte de él. Para calcularlo, se determina primero la masa molecular de la sustancia. De igual manera, si se conoce su composición porcentual, es posible deducir su fórmula empírica y verdadera.

Una forma de expresar los compuestos se denomina fórmula empírica. Lo primero que debemos resaltar al observar una fórmula química, es que cuando se cambia un subíndice se cambia la molécula, **porque opera una transformación en la cantidad de sus componentes, y consecuentemente en su comportamiento.** Sin embargo, los cambios en los coeficientes describen cambios en la cantidad relativa de moléculas iguales.

Objetivo específico

3. Determina el porcentaje de composición, la fórmula empírica y molecular de una sustancia.

**TÓMATE EL TIEMPO
NECESARIO PARA LEER
LA TEORÍA**

Es momento de hacer un ejemplo.

EJEMPLO 1. Determine el porcentaje de oxígeno en el dióxido de carbono (CO₂)

MOLÉCULA	ELEMENTO	VECES QUE SE REPITE	MASA ATÓMICA	MASA SUBTOTAL
CO ₂	C	1	12,01	12,01 g/mol
	O	2	15,99	31,98 g/mol

MASA MOLAR DEL CO₂

43,98 g/mol

COMPOSICIÓN CENTESIMAL DEL OXÍGENO EN EL CO₂

$$\% O_2 = \left(\frac{31,98 \text{ g/mol}}{43,98 \text{ g/mol}} \right) 100 = 72,69 \%, \text{ el CO}_2 \text{ contiene } 72,69 \% \text{ de oxígeno.}$$

EJEMPLO 2. Determine la fórmula empírica y la fórmula verdadera de un compuesto con una composición de 74 % de Na (sodio) y 26 % de O (oxígeno) y una masa molecular de 64 g/mol.

% de composición	Masa (gramos)	Determinación de las moles (n)	Número de átomos Se divide cada valor por el número más pequeño que se obtuvo	Fórmula empírica
74 % de Na	74 g	$n = \frac{\text{Masa en (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$ $n = \frac{74 \text{ g}}{22,99 \text{ g/mol}} = 3,22 \text{ mol Na}$	3,22 mol Na = _____ = 2	Na ₂ O ₁
26 % de O	26 g	$n = \frac{\text{Masa en (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$ $n = \frac{26 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 1,62 \text{ mol de O}$	1,62 mol O = _____ = 1	
Masa molar de la fórmula empírica		Masa molar del compuesto	Coeficiente para obtener la fórmula verdadera	Fórmula verdadera
63,97 g/mol		64 g/mol	64 g/mol	$\text{Na}_{2(1)}\text{O}_{1(1)}$ Na ₂ O ₁

Recuerda que este valor lo encuentras en la tabla periódica

Actividad 4 Analiza y asocia

Objetivo de la Actividad: Determina la fórmula empírica y verdadera de una sustancia que contiene 49,5 % de carbono (C); 5, 2 % de hidrógeno (H); 28,8 % de nitrógeno (N) y 16,5 % de oxígeno (O). La masa molar de este compuesto es 194,2 g/mol

Es momento de evaluar tus conocimientos. Te reto a resolver la siguiente actividad. No olvides todo lo que has aprendido a lo largo del desarrollo de la guía.

% de composición	Masa (gramos)	Determinación de las moles (n)	Número de átomos Se divide cada valor por el número más pequeño que se obtuvo	Fórmula empírica
49,5 % de C	49,5 g	$n = \frac{\text{Masa en (g)}}{\text{Masa atómica en g/mol}}$ $n = \frac{49,5 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 4,12 \text{ mol de C}$		
5,2 % de H				
28,8 % de N				
16,5 % de O				
Masa molar de la fórmula empírica		Masa molar del compuesto	Coefficiente para obtener la fórmula verdadera	Fórmula verdadera
		194,2 g/mol		

1. Considera que la masa molar del azufre es 32,06 g/mol y tienes 32,5 g de ese elemento.

¿Cuál es la cantidad de átomos de azufre contenidos en la muestra de 32,5 g?

2. En el laboratorio de química se efectuó un análisis elemental de una sustancia cuya composición centesimal es la siguiente:

- a. 57,1 % de carbono C
- b. 6,2 % de hidrógeno H
- c. 9,5 % de nitrógeno N
- d. 27,2 % de oxígeno O

La masa molar de la sustancia es 294,1 g/mol. Efectúa los siguientes pasos.

- a) Asume que la masa total de tu muestra es de 100 gramos, de manera que la masa de cada elemento corresponde al porcentaje dado.
- b) Convierte la masa de cada elemento a moles con ayuda de la tabla periódica.
- c) Con estos datos, determina la fórmula empírica del compuesto.
- d) Finalmente determina la fórmula molecular o verdadera del compuesto.

Problemas adicionales de práctica

1. Una persona te da una bolsa con monedas de la misma denominación. Si las monedas tienen una masa de 4.24 kg y 50 monedas tienen una masa de 144 g, ¿cuántas monedas recibiste?
2. ¿Cuáles son las masas molares de las siguientes sustancias?
3. Paladio
4. hidróxido de calcio
5. Hidrógeno
6. pentóxido de difósforo
7. Calcula el número de átomos que hay en cada una de las siguientes muestras.
8. 12.7 g de plata, Ag
9. 56.1 g de aluminio, Al
10. 162 g de calcio, Ca
11. Sin hacer cálculos, indica qué contiene un número mayor de átomos: 10.0 g de zinc o 10.0 g de silicio. Verifica tu respuesta mediante los cálculos.
12. Calcula el número de moles en cada una de las siguientes muestras.
13. 7.62 g de cloruro de cesio, CsCl
14. 42.5 g de propanol, C₃H₈O
15. 694 g de dicromato de amonio, (NH₄)₂Cr₂O₇

Bibliografía

- Elsa, M. (2019). *Química 11*. Santillana.
- Ralph, B. A. (2018). *Fundamentos de química*. México: Pearson.
- Zumdahl, Steven (1997). *Fundamentos de Química*. Primera Edición, editorial Mc Graw Hill.

IV. REACCIONES QUÍMICAS

ÁREA: TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

Comprende la relación entre reacciones y ecuaciones químicas, identificando sus evidencias y los diversos tipos de reacciones químicas.

Aplica el principio de conservación de la materia y diversos métodos para completar y ajustar ecuaciones químicas.

Reconoce situaciones del contexto y de la vida cotidiana en las que se manifiestan diferentes tipos de reacciones químicas.

INDICADORES DE LOGRO

Identifica, de forma gráfica y oral, las partes de una ecuación química y los tipos de reacciones existentes.

Completa ecuaciones químicas según los tipos de reacciones existentes y las ajusta, aplicando diversos métodos de balance.

Utiliza métodos sencillos para balancear ecuaciones.

Reconoce la importancia de las ecuaciones químicas para la representación y comprensión de proceso biológico, industrial, atmosférico y otras situaciones del entorno.

COMPETENCIAS

- Lenguaje y comunicación
- Conocimiento y la interacción con el mundo físico
- Aprender a aprender
- Tratamiento de la información y competencia digital
- Autonomía e iniciativa personal

INTRODUCCIÓN	90
REACCIONES QUÍMICAS.....	92
BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.....	95
ACTIVIDAD 1	100
CLASIFICACIÓN BÁSICA DE LA REACCIONES QUÍMICAS	101
ACTIVIDAD 2	104
ACTIVIDAD 3	107
ACTIVIDAD 4	110
ACTIVIDAD 5	112
PROBLEMAS PROPUESTOS.....	113
MÉTODO DE BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS REDOX	117
ACTIVIDAD 6	119
APRENDAMOS UN POCO MÁS	120
EVALUACIÓN.....	123
GLOSARIO	125
BLOGRAFÍA.....	126

INTRODUCCIÓN



Estimado Estudiante es grato darte la bienvenida a la continuidad académica, y ten la seguridad de que todos los que aquí estamos nos encontramos con la mejor disposición para apoyarte en tus estudios.

Ciertamente, este año nos trae nuevos desafíos, no serán simples, pero estamos seguros de que podemos enfrentarlos con la convicción de alcanzar cada una de estas nuevas metas.

Debemos adecuar nuestro trabajo a las nuevas bases curriculares, lo que nos permitirá afianzar los aprendizajes y obtener resultados visibles a través de los esfuerzos desarrollados en cada una de las actividades que en esta guía de REACCIONES QUÍMICAS vas a encontrar.

Jóvenes estudiantes, ustedes son los constructores de su propio futuro, con derechos y deberes, son quienes además generan sus aprendizajes, he depositado en ustedes toda la confianza para el aprendizaje y desarrollo de esta guía

La presente guía está elaborada siguiendo las indicaciones del MEDUCA, con la finalidad de que los

estudiantes aprovechen el aprendizaje a distancia para instruirse un poco más en los temas de química.

Este módulo es para abarcar dos semanas, te recomiendo que le dediques de una a dos horas diarias, a leer con atención los temas y subtemas y a intentar desarrollar las actividades a conciencia. Busca un lugar tranquilo, cómodo, con buena iluminación y libre de distractores para que puedas concentrarte y aprovechar al

máximo la información.



ofrece.

Les recomiendo seguir las clases de química por el canal 11 SER TV, el cual está avalado por MEDUCA; así como también visitar la página web: www.educapanama.edu.pa, allí están disponibles unidad gran cantidad de recursos gratuitos para adquirir conocimientos en diferentes áreas; por lo que los exhorto para que aprovechen todas estas opciones que el MEDUCA

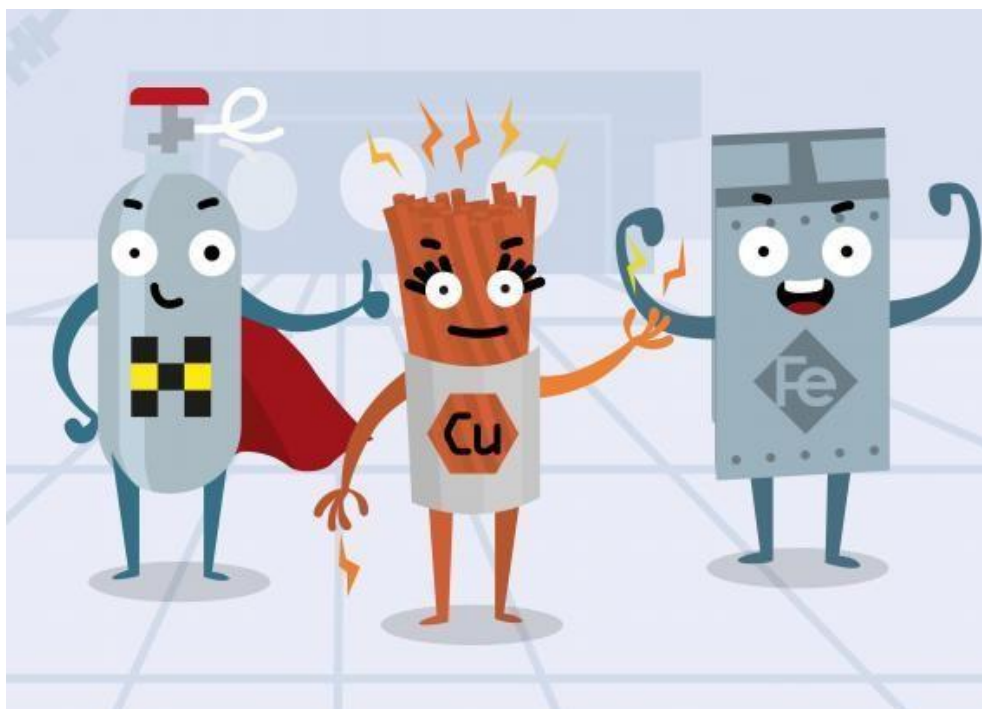
La situación de salud que está viviendo el país y el mundo no tiene precedentes, a todos nos tiene consternados, lo mejor que podemos hacer

La situación de salud que está viviendo el país y el mundo no tiene precedentes, a todos nos tiene consternados, lo mejor que podemos hacer es mantener la calma, seguir las indicaciones de las autoridades de salud y permanecer en casa, para que con el apoyo de todos se pueda volver a la normalidad lo más pronto posible.

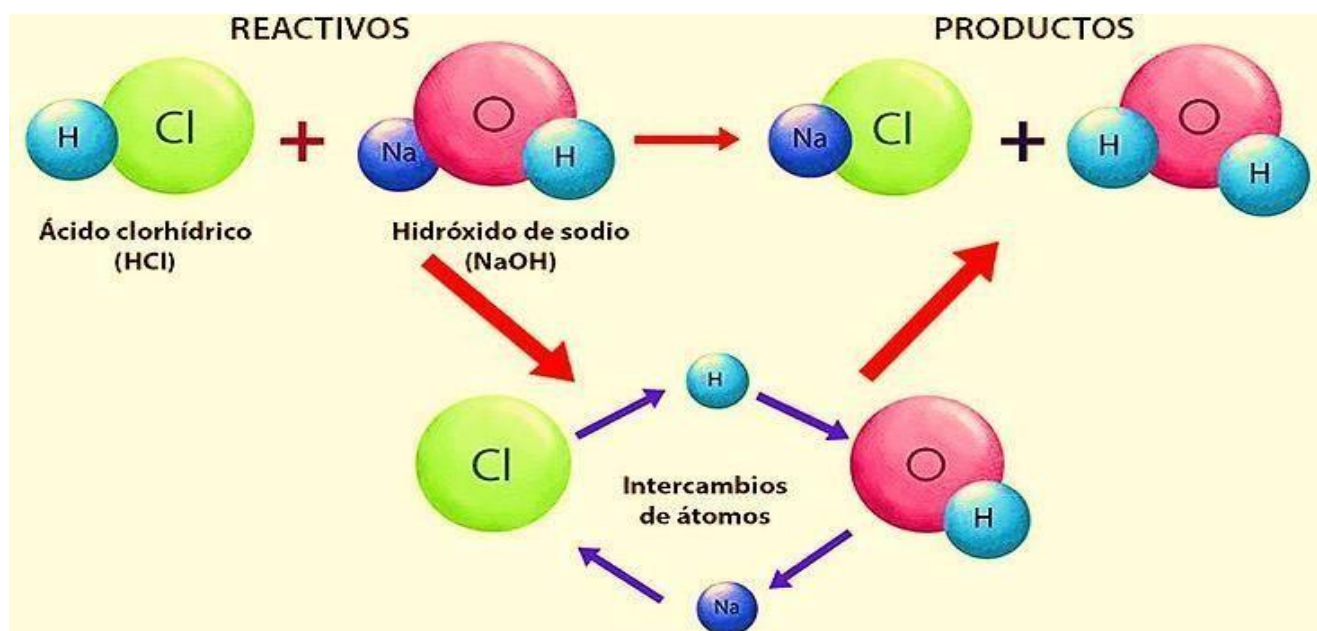
Como ya hemos dicho antes, nuestro planeta y todo lo que en él habita está hecho de diferentes tipos de sustancias químicas. Pero, además, nuestro planeta es un laboratorio gigante donde esas sustancias químicas se mezclan, se descomponen, se transforman y sufren una serie de cambios físicos y químicos que determinan la vida.

¿Te has puesto a pensar que ocurre con el dióxido de carbono y el agua cuando las plantas los absorben en presencia de sol? ¿Cómo es que cuando mezclo en la cocina polvo de hornear y vinagre se liberan burbujas? ¿Por qué se forma óxido fácilmente en los clavos si los dejo a la intemperie, pero no es así con los centavos y reales? ¿Cómo un antiácido me quita el dolor de estómago? Los químicos no sólo pueden identificar si una reacción química ha ocurrido, sino que puede representarla y explicarla a nivel submicroscópico.

¡Así que entremos a investigar el maravilloso mundo de las Reacciones Químicas!



¿QUÉ SON REACCIONES QUÍMICAS Y CÓMO SE REPRESENTAN?



Objetivos:

- ✓ Definir el significado de "ecuación química" y su importancia.
- ✓ Identificar los términos y símbolos que se utilizan en la escritura de las ecuaciones químicas.
- ✓ Escribir ecuaciones Químicas en palabras.

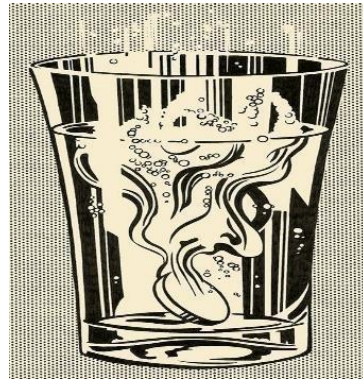
Desde los tiempos antiguos, nuestros ancestros producían materiales para los diferentes propósitos: metales que se obtenían de las piedras (minerales) y se usaban para hacer armas, vasijas y otros utensilios; de los cereales se obtenían pan y cerveza, sólo era cuestión de variar las cantidades; combinaron las grasas animales o vegetales con cenizas y tiempo después con potasa para fabricar jabón. En la antigüedad estos procesos se llevaban a cabo por ensayo y error, pero, actualmente, podemos controlarlos debido al arduo trabajo de muchos científicos. Podemos definir reacción química como proceso mediante el cual las sustancias se combinan o se descomponen para formar nuevas sustancias de aquellas que les dieron origen.

¿Cómo podemos estar seguros de que una reacción química ocurre o no? No todo el tiempo es fácil saber esto a simple vista; la certeza nos la dará la formación de una nueva sustancia que involucra un cambio químico. Y es que las evidencias comunes de las reacciones químicas son: cambio de color, olor, ejemplo: clavo oxidado, pan con moho, leche dañada; otra evidencia es la liberación de gases, ejemplo cuando mezclamos polvo de hornear (bicarbonato de sodio) y vinagre se producen burbujas (gas) que nos indican la formación de una nueva sustancia gaseosa.

¡Ojo con esto! Cuando el agua hierve también se observan burbujas, sin embargo, la ebullición del agua o el cambio de líquido a gas no es una reacción química, porque sólo involucra un cambio de estado, el cual es un cambio físico y no químico.

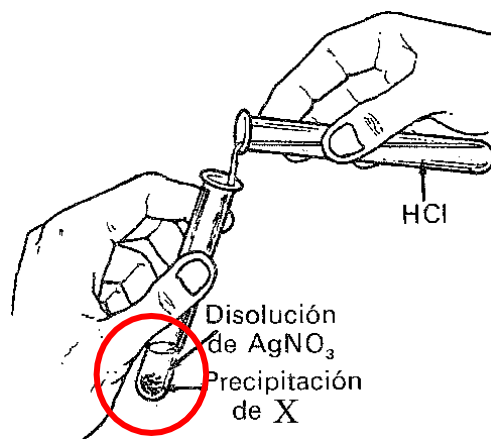


Agua hirviendo



Alka Seltzer en agua

Otra evidencia de una reacción química es la formación de precipitado, que ocurre cuando se mezclan dos líquidos y se forma un sólido que no se disuelve; a ese sólido se le llama



precipitado.

El cambio de energía es una evidencia de reacción química, ya que algunas liberan o absorben energía. Ejemplo: el tanque de cocina contiene gas, que es el combustible. Éste se conecta a la estufa. Cuando abrimos la llave de la estufa, el gas sale por los orificios de los quemadores y se combina con el oxígeno del aire y al poner el fósforo encendido en contacto con la mezcla de gas y oxígeno se genera una reacción que produce otros gases como el dióxido de carbono, vapor de agua y se libera **energía** en forma de luz y calor. La energía química almacenada en el combustible se convierte en energía calórica.

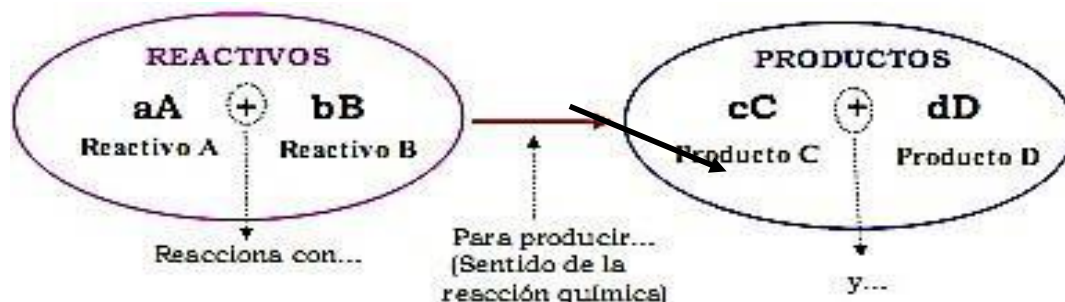
RECUERDA

Los cambios químicos se presentan por una transformación profunda entre elementos o compuestos para formar nuevas sustancias. Lo que ocurre en un cambio químico podemos expresarlo mediante reacciones químicas, las cuales se expresan de la forma más simple mediante símbolos y fórmulas, que recibe el nombre de ecuación química.

La flatulencia está compuesta principalmente por Nitrógeno y algo de metano. La mayor parte del metano lo producen bacterias que se encuentran en el interior de la apertura anal. El metano y el hidrógeno son inflamables, por lo que algunas flatulencias son susceptibles a prenderse

Como te habrás dado cuenta la química tiene su propio lenguaje así que podemos representar y describir las reacciones químicas utilizando ese lenguaje a través de ecuaciones con palabras y ecuaciones químicas.

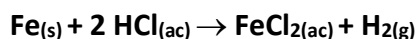
Toda reacción química se puede expresar mediante una ecuación química donde los símbolos o fórmulas del lado izquierdo de la flecha, separados por el signo + (más) se llaman reactivos que son las sustancias iniciales que se combinan entre sí y los que se colocan después de la flecha se llaman productos que son las nuevas sustancias que se forman al final de la reacción. La flecha (→) nos indica el sentido en el que ocurre el proceso, y sirve para separar los reactivos



de los productos. Los números que se colocan delante de las fórmulas o símbolos indican los coeficientes que balancean la ecuación.

Algunas veces nos indican el estado físico de las sustancias que participan en la reacción, colocando la abreviatura de una sola letra entre paréntesis después de la fórmula de la sustancia. (s) sólido, (g) gaseoso, (l) líquido, (ac) acuoso.

Ejemplo:



Balanceo de Ecuaciones Químicas

Objetivos:

Conocer las normas para balancear ecuaciones químicas.

Utilizar normas en el balance de las ecuaciones químicas y para balancear las diferentes ecuaciones químicas de las reacciones químicas.

Las ecuaciones químicas deben balancearse para cumplir con la ley de la conservación de la masa, que dice, “la cantidad de masa y energía presentes en una reacción química permanece constante antes y después del proceso”

Balancear una ecuación es buscar que el número de átomos entre el primer miembro con los del segundo se obtenga una igualdad por lo que es importante el uso de coeficientes, pero nunca se deberá alterar los Subíndices numéricos de las fórmulas o símbolos químicos.

Reglas para el Balanceo de ecuaciones químicas

¿Cómo balancear una ecuación química?

Las ecuaciones simples se pueden balancear por Ensayo y Error

Es conveniente comenzar con *las moléculas más complejas* de la ecuación. Para balancear los átomos necesitas utilizar coeficientes, que como sabes son los números que van delante de la fórmula ya que en esa posición multiplican a los átomos. Debes tener presente que no puedes alterar las fórmulas originales de los compuestos, ni los símbolos de los compuestos agregándoles otros números; es decir, no puedes utilizar los números tipo subíndice.

Al final del proceso de balanceo hay que cerciorarse de que la Ecuación esté a su mínima expresión. (No debe ser divisible por otro número).

RECUERDA

Una ecuación química balanceada es una representación simbólica de una reacción química que cumple la Ley de la Conservación de la Masa. Es decir, que en cada lado de la ecuación debe haber la misma cantidad de átomos de cada elemento.

Ejemplo 1



Bien, tomando en cuenta la ecuación para balancearla, al lado izquierdo

de cada fórmula hay un coeficiente de 1 que, por regla, no se escribe ya que en química está sobreentendido.

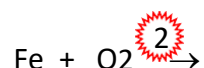
¿Entonces cuántos átomos tienes de cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos?

Reactivos		Productos	
Fe	1	Fe	2
O	2	O	3

Entonces comenzaremos a balancear el producto, ya que es la fórmula más complicada.

Hay un número impar de oxígenos en los productos y un número par de oxígenos del lado de los reactivos. Vamos a buscar un número que convierta el número impar en par.

Para ello colocamos un dos al lado izquierdo de la fórmula del producto. Tendríamos la ecuación de la siguiente manera:



Reactivos: coeficiente 3 x subíndice 2 = 6

Productos: Coeficiente 2 x Subíndice 3 = 6

Ahora nos hace falta balancear los átomos de hierro, pues hay un átomo a la izquierda y cuatro átomos a la derecha. Colocamos el coeficiente 4 a la izquierda del símbolo de hierro.



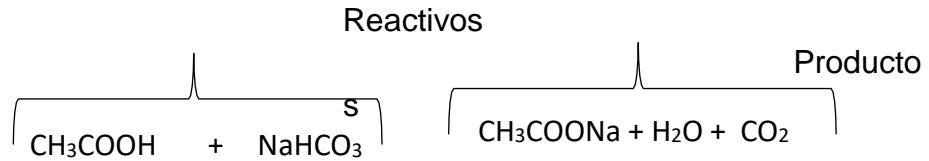
Reactivos: coeficiente 4 x subíndice 1 = 4

Productos: Coeficiente 2 x Subíndice 2 = 4

Como último paso calculamos del lado de los reactivos un total de cuatro átomos de hierro y seis átomos de oxígeno. Del lado de los productos hay cuatro átomos de hierro y seis de oxígeno.

Total de átomos a la izquierda = 10 Total de átomos a la derecha = 10

Quando se llega a este punto, se cumple con la ley de la Conservación de la Masa y la ecuación es una ecuación química balanceada.



Ejemplo 2

Lo primero que se debe realizar es contar la cantidad de átomos de ambos lados, como se hizo en el ejemplo anterior, para saber si la ecuación está balanceada.

Reactivos		Productos	
C	3 (2 en el primer reactivo + 1 en el segundo)	C	3
H	5 (4 en el primer reactivo + 1 en el segundo)	H	5
O	5 (2 en el primer reactivo + 3 en el segundo)	O	5
Na	1	Na	1

La ecuación ya está balanceada.

Ejemplo 3



Reactivos		Productos	
H	2	H	1
S	1	S	1
O	4	O	4
Ba	1	Ba	1
Cl	2	Cl	1

o

Reactivo		Productos	
H	2	H	1
SO₄	1	SO₄	1
Ba	1	Ba	1

Como la ecuación no está balanceada, hay que utilizar coeficientes. Vamos a colocar el coeficiente 2 al lado izquierdo del HCl, para que se pueda balancear el H₂SO₄ que es la molécula más compleja.



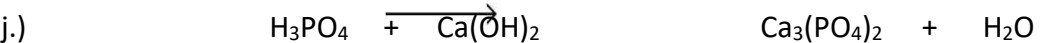
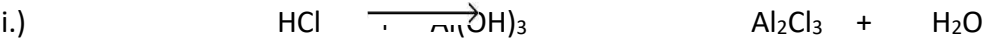
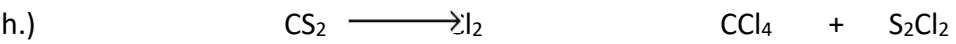
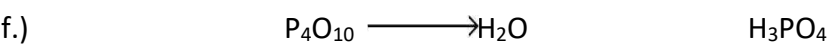
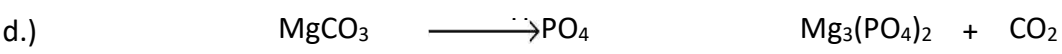
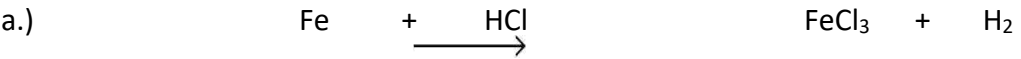
→

Ahora podemos comprobar que hay dos átomos de cloro de ambos lados y dos de hidrógeno. Así que podemos decir que la ecuación química ya está balanceada y se cumple la ley de conservación de la masa.

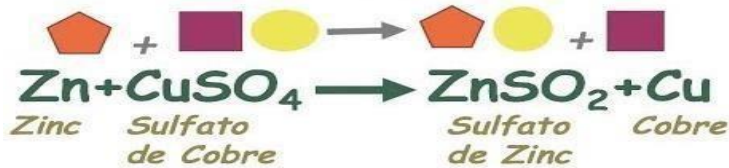
Otra estrategia puede ser utilizar los iones poliatómicos como unidad para balancearlos. Ejemplo: En la ecuación anterior el sulfato no ha cambiado, así que podemos balancearlo como unidad. Quedaría como en el cuadro propuesto un sulfato del lado izquierdo y un sulfato del lado derecho, en lugar de separarlos en azufres y oxígenos

ACTIVIDAD 1

Balanza las siguientes ecuaciones en el cuaderno



CLASIFICACIÓN BÁSICA DE LAS REACCIONES QUÍMICA

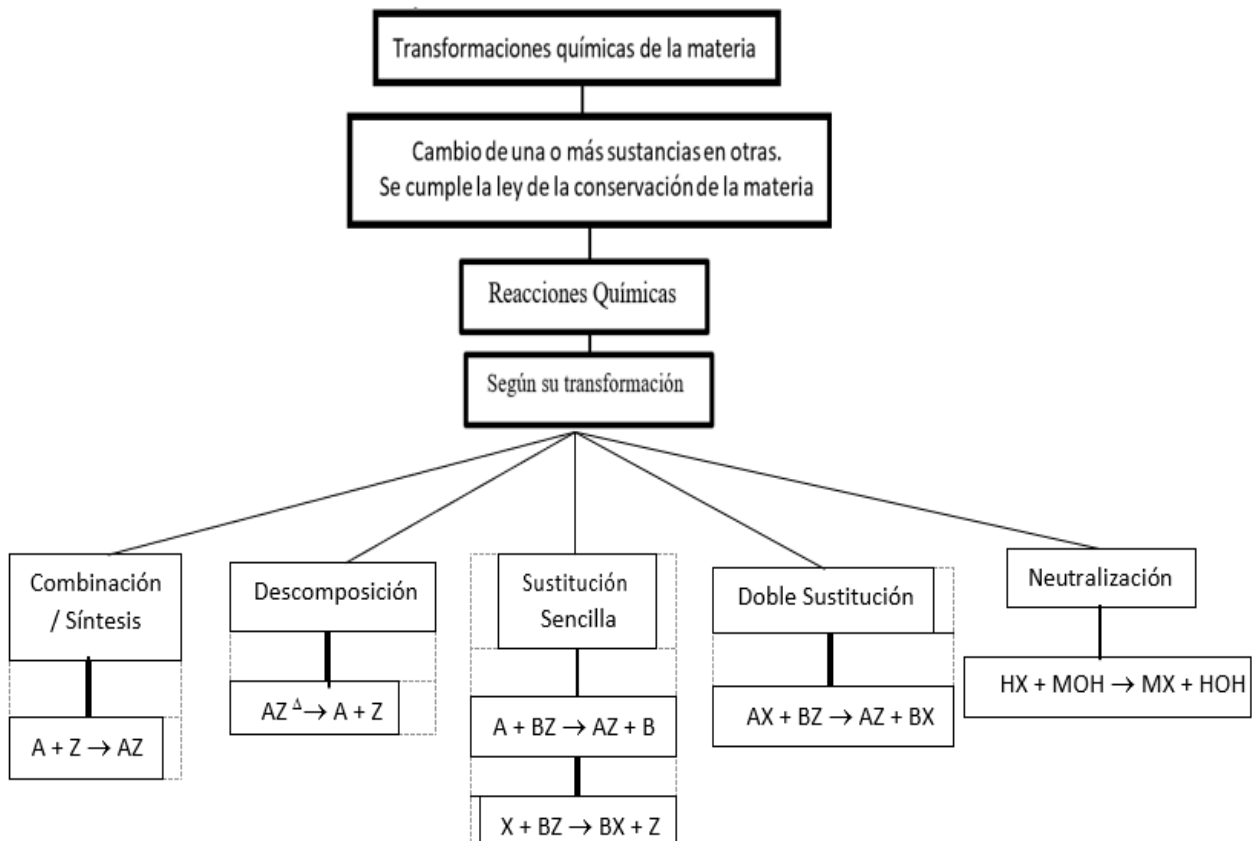


Objetivos:

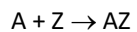
- ✓ Identificar los tipos básicos de reacciones químicas
- ✓ Predecir los productos y reactivos para cada tipo de reacción.
- ✓ Balancear los diferentes tipos de Ecuaciones Químicas.

Ahora que ya sabes escribir los símbolos y las fórmulas, y sabes cómo balancear las ecuaciones químicas es fundamental que puedas identificar los diferentes tipos de reacciones químicas.

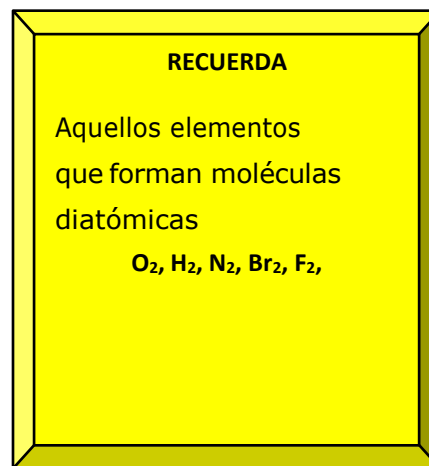
Hay muchos tipos de reacciones químicas, pero solo vamos a conocer las más comunes. Cada tipo de reacción que veremos tiene un patrón específico que nos ayuda a predecir qué reactivos y qué productos son necesarios para que las reacciones se lleven a cabo. Y una ventaja de conocer estos patrones es que si una reacción es peligrosa podrás tomar las medidas de seguridad necesarias para protegerse.



- Reacciones de Combinación o Síntesis

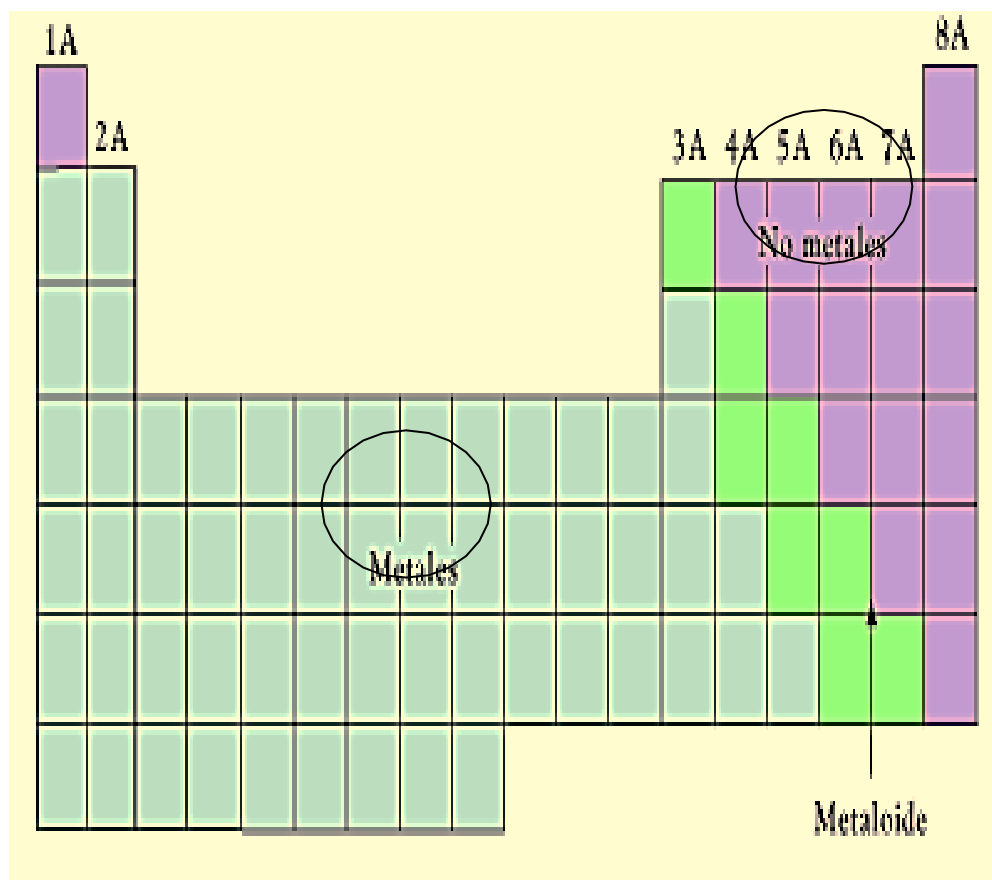


La reacción de síntesis involucra la combinación química de dos o más sustancias para formar una sola, **un solo producto** que será más complejo. Donde A y Z pueden ser elementos o compuestos.



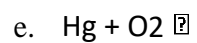
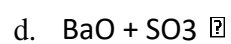
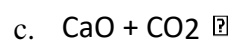
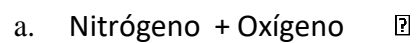
Ejemplos:

1. Metal + O₂ → Óxido del Metal $4 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$
2. Metal + No Metal → Sal Binaria $2 \text{Na} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NaCl}$
3. No Metal + O_{2(g)} → Óxido Metálico $\text{S} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{2(g)}$
4. H₂O + óxido del Metal → Hidróxido metálico $\text{H}_2\text{O} + \text{MgO}_{(s)} \rightarrow \text{Mg(OH)}_{2(s)}$
5. H₂O + Óxido del No Metal → Oxoácido $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_{2(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$



ACTIVIDAD 2

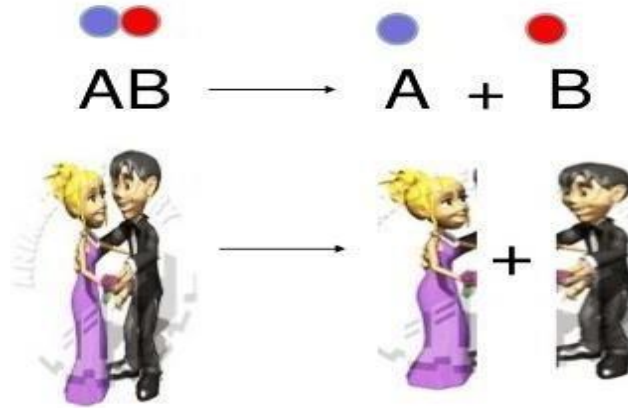
Completa las siguientes ecuaciones y balancea por simple inspección



GRANDIOSO

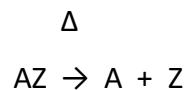


- Reacciones de Descomposición



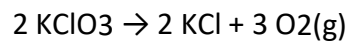
Esta reacción es lo opuesta a la anterior reacción de síntesis. Esta vez hay un solo reactivo. Cuando un compuesto se descompone o se divide en dos o más sustancias menos complejas está ocurriendo una reacción de descomposición.

La descomposición se logra muchas veces por medio de calor, electricidad, luz entre otros factores. El calor se representa con un triángulo colocado sobre la flecha.

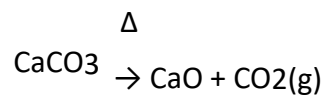


Algunas descomposiciones importantes son:

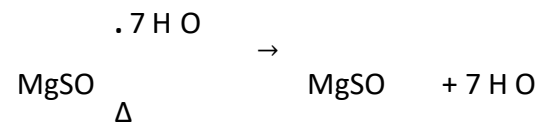
1. Los cloratos de metal por efecto del calor forman Oxígeno + cloruro del metal



2. Algunos carbonatos al calentarse generan CO_2 y un óxido del metal.

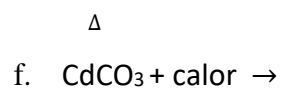
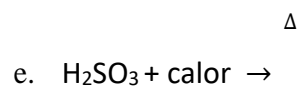
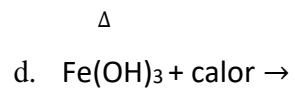
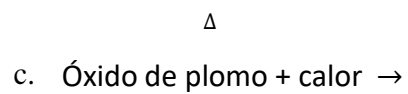
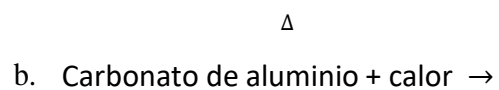
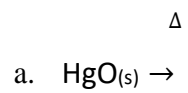


3. Los hidratos se descomponen por efecto del calor para generar agua y el compuesto anhidro.

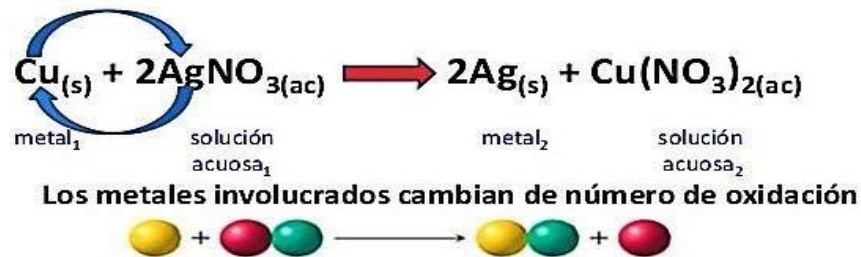


ACTIVIDAD 3

Completa las siguientes ecuaciones químicas y balancea por simple inspección.



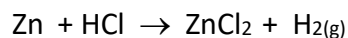
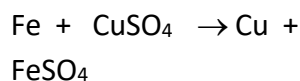
- Reacciones de Sustitución o Simple Desplazamiento



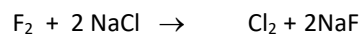
Estas reacciones se presentan cuando un elemento más activo desplaza, es decir, toma el lugar del otro en un compuesto. Este tipo de reacción ocurre siempre y cuando el elemento que reemplaza al otro en el compuesto sea químicamente más activo. Esto se basa en la *Serie de Reactividad Química* que nos indica que un elemento que se encuentre debajo de otro no es lo suficientemente reactivo como para desplazarlo en una reacción química de simple desplazamiento.

Pueden presentarse dos ecuaciones generales:

1. Un Metal sustituye a un ión metálico en su sal o a un ión hidrogeno en su ácido.



2. Un No Metal sustituye a un ión no metálico en

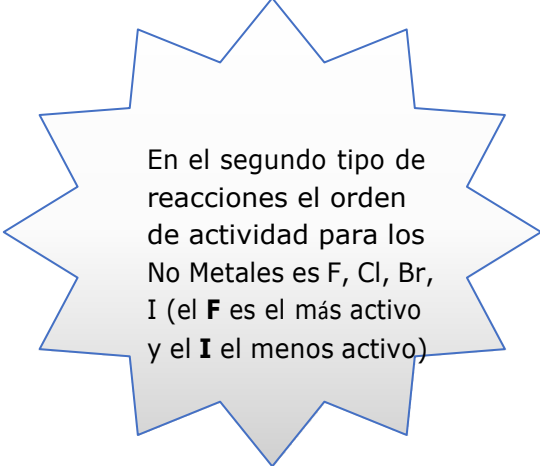


SERIE DE REACTIVIDAD

Más reactivo

Litio (Li)	/
Potasio (K)	J
Bario (Ba)	/
Calcio (Ca)	
Magnesio (Mg)	
Aluminio (Al)	
Manganeso (Mn)	
Zinc (Zn)	
Cromo (Cr)	
Hierro (Fe)	
Cobalto (Co)	
Níquel (Ni)	Re
Estaño (Sn)	Pe
Hidrógeno (H ₂)	
Cobre (Cu)	
Plata (Ag)	
Mercurio (Hg)	
Platino (Pt)	
Oro (Au)	

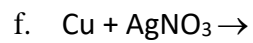
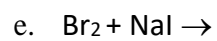
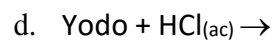
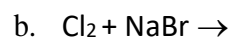
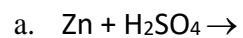
Menos reactivo



En el segundo tipo de reacciones el orden de actividad para los No Metales es F, Cl, Br, I (el **F** es el más activo y el **I** el menos activo)

ACTIVIDAD 4

Completa y balancea las siguientes reacciones (donde ocurran). Cuando no sea posible la reacción, indique “**NO REACCIONAN**”.



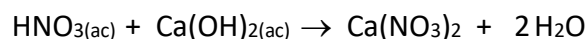
- **Reacciones de Doble Desplazamiento**

En las reacciones de doble desplazamiento, las partes (átomos o iones) se intercambian. Uno de los productos puede ser un precipitado, un gas o un líquido. Siempre la parte positiva de uno se combina con la parte negativa del otro y viceversa.

Compuestos iónicos solubles		Excepciones importantes
Compuestos que contienen	NO_3^-	Ninguna
	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Ninguna
	Cl^-	Compuestos de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
	Br^-	Compuestos de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
	I^-	Compuestos de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
	SO_4^{2-}	Compuestos de Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos iónicos insolubles		Excepciones importantes
Compuestos que contienen	S^{2-}	Compuestos de NH_4^+ , los cationes de metales alcalinos, y Ca^{2+} , Sr^{2+} y Ba^{2+}
	CO_3^{2-}	Compuestos de NH_4^+ y los cationes de metales alcalinos
	PO_4^{3-}	Compuestos de NH_4^+ y los cationes de metales alcalinos
	OH^-	Compuestos de los cationes de metales alcalinos, y Ca^{2+} , Sr^{2+} y Ba^{2+}

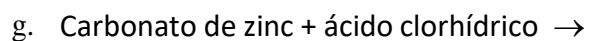
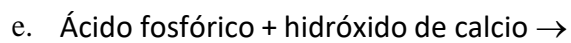
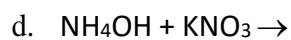
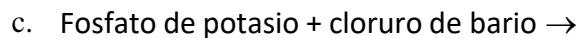
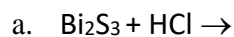
Formación de un precipitado

Para predecir si habrá formación de precipitado se deben conocer las reglas de solubilidad.



ACTIVIDAD 5

Completa las siguientes ecuaciones y balancea por simple inspección



2. En la reacción se está produciendo

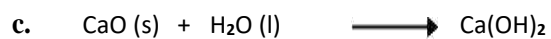
a. Calcio en estado sólido

b. Agua en estado líquido

c. Hidróxido en estado líquido

d. Hidróxido de calcio en estado sólido

3. En una reacción de sustitución simple los átomos de un elemento sustituyen o reemplazan los átomos de otro en un compuesto. Teniendo en cuenta la ecuación general, escoja la opción.



4. Las reacciones de descomposición son aquellas donde un solo compuesto se divide en dos o más elementos o nuevos compuestos. Son opuestas a las reacciones de síntesis. Teniendo en cuenta la ecuación general, escoja la opción correcta



- a. $\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- b. $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2\text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- c. $\text{CaO} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{Ca} (\text{OH})_2$
- d. $\text{Cu} (\text{s}) + 2 \text{AgNO}_3 (\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{Ag} (\text{s}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{ac})$

5. En las reacciones de Combustión el oxígeno se combina con otra sustancia y libera energía en forma de luz y calor. Produciendo así dióxido de carbono y agua.

¿Cuál de las siguientes, es la opción correcta?

- a. $\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- b. $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2\text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- c. $\text{CaO} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{Ca} (\text{OH})_2$
- d. $\text{Cu} (\text{s}) + 2 \text{AgNO}_3 (\text{ac}) \longrightarrow 2 \text{Ag} (\text{s}) + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (\text{ac})$

6. ¿Cuáles de las siguientes constituyen prueba inequívoca de que ha ocurrido una reacción química?

I. Desprendimiento de un gas

II. Formación de un Precipitado

III. El cambio de estado de las sustancias

IV. El cambio de color de las sustancias

a. Todas

b. Sólo I y II

c. sólo II y IV

d. sólo III y I

e. I, II y IV

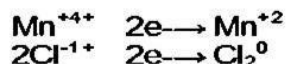
Método para el balance de ecuaciones por Oxido - Reducción

El mecanismo de igualación por el método de óxido-reducción es el siguiente :

(a) Se escribe la ecuación del proceso. Se determina qué compuesto es el oxidante y el reductor, y qué átomos de estos compuestos son los que varían en su número de oxidación.



(b) Se calcula el número de oxidación de cada uno de estos átomos, tanto en su forma oxidada como reducida y se procede a escribir ecuaciones iónicas parciales.



(c) Se establecen los coeficientes mínimos del oxidante y del reductor, de tal forma que el número total de electrones ganados y perdidos sea el mismo; para ello multiplicamos en las ecuaciones iónicas el número de electrones por los factores adecuados.

(d) Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para que el número de electrones sea igual.

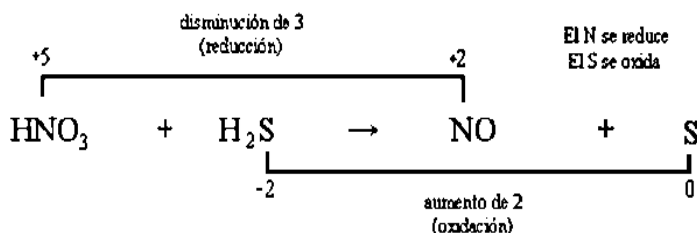


EJEMPLO:

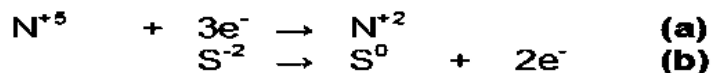
• Balancear la ecuación de oxidación-reducción siguiente de por el método de la variación del número de oxidación



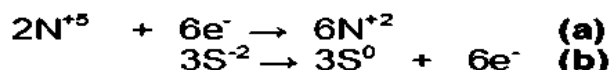
(1) El N sufre una variación en el estado de oxidación de +5 en el NO_3 a +2 en el NO. El S sufre un cambio en el número de oxidación de -2 en H_2S a 0 en S.



(2) El esquema de igualación de electrones es como sigue:



(3) Para que el número de electrones ganados sea igual al de los perdidos, se multiplica la ecuación (a) por 2, y la ecuación (b) por 3



(4) Por tanto, el coeficiente del HNO₃ y del NO es 2, y el del H₂S y S es 3 en forma parcial, la ecuación esquemática es la siguiente:



(5) Ajuste de H y O. Los átomos de H de la izquierda en la ecuación (2 de HNO₃ y 6 del H₂S) deberán formar 4H₂O en la derecha de la ecuación, la ecuación final será:



IMPORTANCIA PROCESOS REDOX:

Seres vivos:

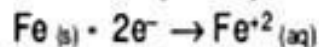
- Fotosíntesis (cadena de reacciones químicas)
- Respiración (respiramos O₂ y exhalamos CO₂ + H₂O)

Industria:

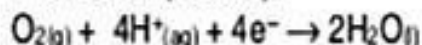
- Reducción de minerales para la obtención del Al o Fe
- Proceso de prevención (ej.: corrosión).

Corrosión: un problema muy importante es la corrosión de los metales; por ejemplo, el hierro:

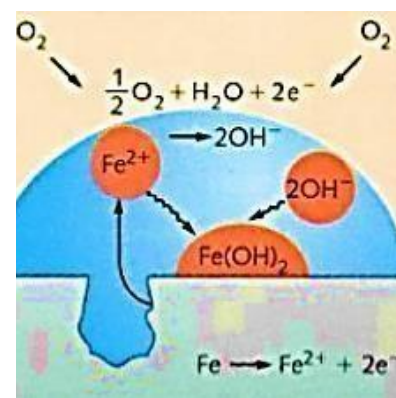
* Oxidación (ánodo):



* Reducción (cátodo):



* En una segunda fase el Fe⁺² se oxida a Fe⁺³:



ACTIVIDAD 6

Representa las siguientes ecuaciones por medio de ecuaciones balanceada por el método REDOX.

- a. El monóxido de nitrógeno gaseoso se prepara por reacción del cobre metálico con ácido nítrico (HNO_3) y se obtiene, además, Nitrato de cobre (II) y agua.
- b. El ácido Sulfúrico (H_2SO_4) concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar sulfato de potasio, bromo, dióxido de azufre y agua.
- c. El ácido Sulfúrico reacciona con cobre para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.
- d. El ácido nítrico reacciona con el ácido sulfúrico (H_2S) dando azufre elemental, monóxido de nitrógeno y agua.
- e. El yodo (sólido) reacciona con ácido nítrico para dar ácido yódico (HIO_3), monóxido de nitrógeno y agua.
- f. El ácido sulfuroso (H_2SO_3) reacciona con el ácido nitroso (HNO_2) para producir ácido sulfúrico, monóxido de nitrógeno y agua.

Aprendamos un poco más

Las reacciones químicas en nuestro entorno

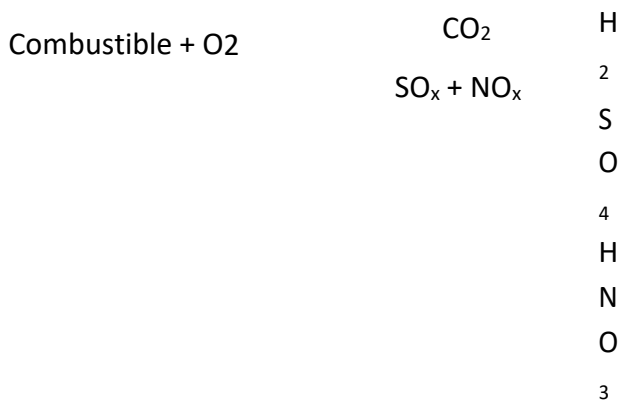
La química nos rodea, los materiales que utilizamos, las fibras con las cuales nos vestimos, la conservación de los alimentos que consumimos, los productos cosméticos y de limpieza, los medicamentos que ayudan a preservar nuestra salud e incluso el funcionamiento de nuestro cuerpo, todo está directamente relacionado con los avances que esta ciencia ha experimentado durante siglos.

Las reacciones químicas están en la base de la vida misma y son el punto de partida del bienestar y el desarrollo social. Para que compruebes la gran cantidad de procesos químicos que suceden a tu alrededor, observa estos ejemplos:

- **La lluvia ácida:** Son precipitaciones de pH inferior 5.6, se trata de un problema en escala mundial, que incide sobre todo en las zonas urbanas y muy industrializadas.

Así ocurre: Los combustibles fósiles procedentes de la degradación de organismos muertos hace millones de años contienen impurezas de azufre (S) y nitrógeno (N) en su composición.

Al producirse la combustión, se generan óxidos de azufre y nitrógeno, que escapan a la atmósfera. Allí, entran en contacto con el agua, dando lugar a pequeñas cantidades de ácido sulfúrico y ácido nítrico, responsables de la acidez de las precipitaciones.



La lluvia ácida tiene efectos devastadores sobre los ecosistemas naturales: acidifica el suelo, perjudicando el crecimiento de las plantas, y es capaz de destruir la vida acuática. Además, produce importantes daños en las cosechas, a la vez que acelera el deterioro de edificios y monumentos ocasionando el llamado “mal de la piedra”

- **La fotosíntesis:** Este complejo proceso químico es el verdadero motor de la vida tal y como la conocemos. Los ingredientes son la luz, el agua, el dióxido de carbono y una molécula importantísima: la clorofila.
- La clorofila absorbe parte de la radiación solar. De esta forma, se consigue la energía necesaria para la síntesis de moléculas más complejas.

Se inicia entonces una serie de reacciones químicas encadenadas que conducen a la formación de glucosa, almidón, lípidos e incluso proteínas a partir de agua, dióxido de carbono y sales minerales. Además, otro producto del proceso es el oxígeno, manteniéndose así el equilibrio en la composición del aire que respiramos.



Dilucidar completamente las reacciones que integran el proceso de la fotosíntesis ha sido y es una labor de varias décadas, que ha ocupado a cientos de investigadores.

Gracias a este trabajo en equipo hoy sabemos, por ejemplo, que el oxígeno liberado procede del agua absorbida, y no del dióxido de carbono. Uno de los científicos que más contribuyeron a esclarecer el proceso fue Calvin, quien, en 1961, descubrió el ciclo de la fotosíntesis que lleva su nombre.

Otros ejemplos de reacciones químicas en nuestro entorno son:

- La digestión
- Los combustibles
- La obtención de plástico
- La oxidación de metales

Te invito a que investigues las reacciones propuestas y profundices más acerca del tema.



AUTOEVALUACIÓN

¡Grandioso ¡Felicidades!, has culminado tu proceso de aprendizaje!

Para corroborar tus logros en el aprendizaje del tema acerca de las Reacciones Químicas, debes completar la siguiente rúbrica, recuerda responder con absoluta sinceridad.

Marca con un gancho el nivel de desempeño que crees has alcanzado hasta este momento:

Criterios	Excelente Desempeño	Buen Desempeño	Regular Desempeño	Bajo Desempeño
Puedes mencionar donde se aplica las reacciones químicas.				
Reconoce los diferentes tipos de reacciones químicas que hay.				
Balanceas las ecuaciones químicas cuando lo necesitan.				
Reconoces cuando ocurre una reacción química.				
Aplica la Regla de balanceo.				
Puedes predecir los productos de ciertas reacciones químicas según los reactivos que se te presenten.				

Para que tu autoevaluación sea completa debemos evaluar las siguientes actitudes que son parte importante de tu formación como individuo y ciudadano responsable.

Marca con un gancho la casilla que mejor represente tu actitud al desarrollar esta guía.

Situación actitudinal	Siempre	Muchas veces	Algunas veces	Casi nunca
Mostré una actitud responsable al desarrollar las actividades presentadas				
Respondí con honestidad las preguntas de la guía				
Dediqué el tiempo necesario para presentar un buen trabajo.				
Trabajé con criterio científico cada una de las actividades.				

GLOSARIO

- **Reacción química:** Interacción entre sustancias químicas con la que se produce un cambio
- **Ecuación Química:** Forma abreviada de expresar por escrito una reacción química por medio de símbolos y fórmulas, y los coeficientes estequiométricos que balancean la ecuación.
- **Reactivos:** sustancias que interactúan entre sí en una reacción química; se escriben en el lado izquierdo de la ecuación química.
- **Productos:** Sustancias que se forman durante una reacción durante una reacción química; se escriben en el lado derecho de la ecuación química.
- **Reacción de combinación:** tipo de reacción química en el que dos o más sustancias (elementos o compuestos) reaccionan para producir una sustancia (siempre un compuesto)
- **Óxido Básico:** óxido metálico que reacciona con agua en una reacción de combinación para formar una base.
- **Óxidos ácidos (anhídros):** óxido no metálico que reacciona con agua en una reacción de combinación para formar un ácido
- **Reacción de descomposición:** Tipo de reacción química en el que una sustancia (siempre un compuesto) se descompone para formar dos o más sustancias (elementos o compuestos).
- **Reacción de sustitución simple:** Tipo de reacción química en el que reaccionan un elemento y un compuesto, y el elemento sustituye a otro elemento del compuesto
- **Serie de actividad:** acomodo de reactividad descendente; de esta manera cada elemento de la serie será capaz de desplazar de una sal o un ácido cualquier otro que lo siga.
- **Reacción de Doble desplazamiento:** Tipo de reacción química en la que reaccionan dos compuestos y el catión de uno de ellos intercambia su lugar con el catión del otro compuesto.
- **Precipitado:** Sólido que aparece en disolución durante el curso de una reacción química.

BIBLIOGRAFÍA

- Ralph A, Burns. Fundamentos de química. Prentice Hall Hispanoamérica, S.A. quinta edición, 2011
- Ruiz, A. Química 2. Prácticas de problemas de química 11. Primera edición. Panamá. 2019
- Mendoza H., D. y Melo de Mendoza, N. (2009). *Química 11°*. Panamá: Editorial Susaeta Ediciones Panamá

V. ESTEQUIOMETRÍA EN REACCIONES QUÍMICAS

ÁREA: EL ÁTOMO COMO CONSTITUYENTE PRIMORDIAL DE LA MATERIA

/TRANSFORMACIONES QUÍMICAS



OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

1. Realiza cálculos estequiométricos de reactivos y productos a partir de ecuaciones químicas balanceadas.

INDICADORES DE LOGRO:

1. Calcula, en forma individual y grupal, cantidades de reactivos y de productos que intervienen en una reacción. –
2. Determina, en forma individual y grupal, el reactivo limitante, el reactivo en exceso y el porcentaje de rendimiento de una reacción

COMPETENCIAS:

1. Pensamiento lógico matemático
2. Lenguaje y comunicación
3. Aprender-Aprender

INDICE

INTRODUCCIÓN	129
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS DE MOL	130
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS DE MASA	134
CÁLCULOS ESTEQUIMÉTRICOS DE VOLÚMENES	138
BIBLIOGRAFÍA	141
ANEXOS	142

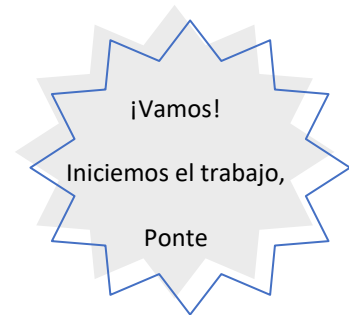
INTRODUCCIÓN

Lee el tema, subraya las ideas que consideres más importante. Resuelve las actividades en el orden que aparecen. Luego evalúa si has logrado los objetivos de los diferentes talleres.

La estequiometría es la determinación **para una reacción química balanceada** que establecerá las proporciones entre reactivos y productos en una ecuación química.

El balance en la ecuación química obedece a los principios de conservación y los modelos atómicos de Dalton como, por ejemplo, la Ley de conservación de masa que estipula que: **la masa de los reactivos = la masa de los productos**. En este sentido, la ecuación debe tener igual peso en ambos lados de la ecuación.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS



Objetivos específicos:

1. Identifica, analiza y evalúa las aplicaciones de los cálculos en las reacciones químicas por medio de la estequiometría
2. Analiza la importancia de los cálculos en las reacciones químicas

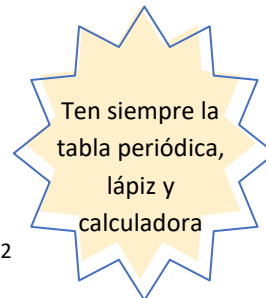
En los cálculos estequiométricos es importante seguir un orden y desarrollar cada problema revisando cada paso, recuerde que lo primero es leer una y otra vez el problema y después revisar la reacción química que se encuentre debidamente balanceada antes de realizar algún cálculo.

1. Estequiometría de cálculo de moles

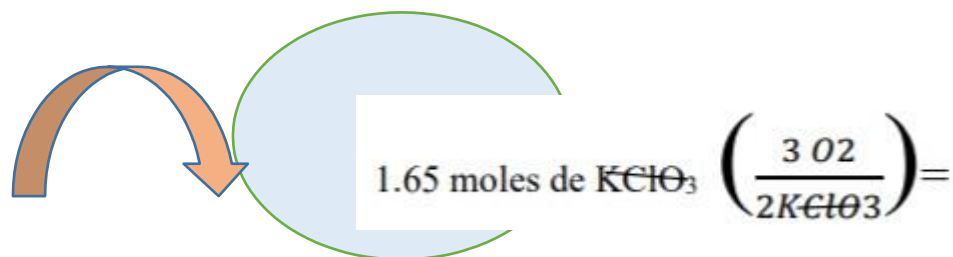
Ejemplo 1. ¿Cuántos moles de O₂ se formará a partir de 1,65 moles de KClO₃?



Primer paso: Balancear la reacción



Segundo paso: Realizar la estequiometría a partir de los datos y de la ecuación balanceada



Observa el uso de la razón molar, como factor de conversión según la ecuación

2.48 mol de O₂

Actividad 1. Relacionado con el problema anterior, realice los siguientes cálculos.

1. ¿Cuántos moles de KClO₃ se puede obtener a partir de 3.50 moles de KCl? Respuesta: 3.50 mol
2. ¿Cuántos moles de KCl se puede obtener a partir de 2.73 moles de KClO₃? Respuesta: 2.73 mol

TALLER 1

Resuelve los siguientes problemas de estequiometría de moles. Valor: 24 pts. 2pts c/u

1. LA REACCIÓN DEL HIERRO CON EL OXÍGENO PRODUCE DIÓXIDO DE HIERRO (III) SEGÚN LA SIGUIENTE REACCIÓN:



- Balancea la reacción química
- ¿Cuántos moles de Fe_2O_3 a partir de 275 moles de Fe?
- ¿Cuántos moles de Fe_2O_3 a partir de 31 moles de O_2 ?
- ¿Cuántos moles de O_2 a partir de 8.9 moles de Fe?

2. LA REACCIÓN DEL HIDRÓGENO GASEOSO EN PRESENCIA DE OXÍGENO PRODUCE AGUA DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE REACCIÓN:



- Balancee la reacción química
- ¿Cuántos moles de O_2 se obtendrá a partir de 126 moles de H_2O ?
- ¿Cuántos moles de H_2O se obtendrá a partir de 55.7 moles de H_2 ?
- ¿Cuántos moles de O_2 se obtendrá a partir de 3.40 moles de H_2 ?

3. LA REACCIÓN DEL NITRÓGENO GASEOSO EN PRESENCIA DE HIDRÓGENO PRODUCE AMONIACO DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE REACCIÓN



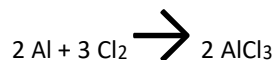
- a) Balancea la reacción química
- b) ¿Cuántos moles de N_2 se obtendrá a partir de 4.27 moles de NH_3 ?
- c) ¿Cuántos moles de NH_3 se obtendrá a partir de 3.8 moles de H_2 ?
- d) ¿Cuántos moles de H_2 se obtendrá a partir de 6.5 moles de N_2 ?

2. ESTEQUIOMETRÍA DE CÁLCULO DE MASA

Ejemplo 2. La reacción del aluminio con el cloro produce cloruro de aluminio.

- a. ¿Qué masa de tricloruro de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 23 g de aluminio con un exceso de dicloro?
- b. ¿Qué masas de aluminio y cloro se necesitan para obtener 145 g de cloruro de aluminio?

- Lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación química que corresponde a esta reacción y balancearla.



- Lo segundo es determinar los moles correspondientes.

$$M_m(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$M_m(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 35,45 = 70,90 \text{ g/mol}$$

Fórmula de mol n: g/pm

$$M_m(\text{AlCl}_3) = 26,98 + 3 \cdot 35,45 = 133,33 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{Al}} = \frac{23 \text{ g}}{26,98 \text{ g/mol}} = 0,85 \text{ mol de Al} \quad 0,85 \text{ mol de Al} \left(\frac{2 \text{ AlCl}_3}{2 \text{ Al}} \right) = 0,85 \text{ mol}$$

=

23g

26,98g/mol

- Lo tercero es realizar la estequiometría

- Lo último es determinar la masa

Mol x peso molecular del AlCl_3 = gramos

$0.85 \text{ mol} \times 133,33 \text{ g/mol} = 113.33 \text{ gramos de } \text{AlCl}_3$

Actividad 2. Relacionado con el problema anterior, realice los siguientes cálculos.

¿Qué masas de aluminio y cloro se necesitan para obtener 145 g de cloruro de aluminio AlCl_3 ?

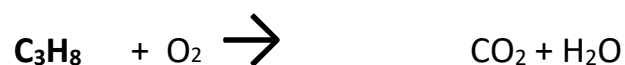
Respuesta: 115.92 g

TALLER 2

Resuelve los siguientes problemas de estequiometría de masa.

Valor: 24 pts. 2pts c/u

1. LA REACCIÓN DEL C_3H_8 CON EL OXÍGENO PRODUCE DIÓXIDO DE CARBONO Y H_2O SEGÚN LA SIGUIENTE REACCIÓN:



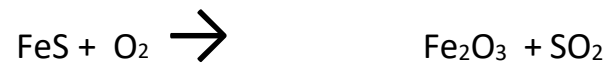
- Balancea la reacción química
- ¿Cuántos gramos de O_2 a partir de 250 gramos de C_3H_8 ?
- ¿Cuántos gramos de CO_2 a partir de 78 gramos de O_2 ?
- ¿Cuántos moles de O_2 a partir 300 gramos de H_2O ?

- E) LA REACCIÓN DEL ZINC EN PRESENCIA DE ÁCIDO CLORHÍDRICO PRODUCE $ZnCl_2$ Y H_2 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE REACCIÓN:



- Balancea la reacción química
- ¿Cuántos gramos de Zn a partir de 48 gramos de HCl?
- ¿Cuántos gramos de $ZnCl_2$ a partir de 96 gramos de H_2 ?
- ¿Cuántos moles de Zn a partir de 36 gramos de H_2 ?

- E) LA REACCIÓN DEL SULFURO DE HIERRO (II) EN PRESENCIA DE OXÍGENO PRODUCE Fe_2O_3 Y SO_2 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE REACCIÓN



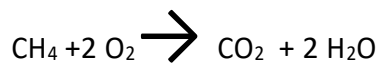
- e) Balancea la reacción química
- f) ¿Cuántos gramos de O_2 a partir de 200 gramos de SO_2 ?
- g) ¿Cuántos gramos de FeS a partir de 345 gramos de Fe_2O_3 ?
- h) ¿Cuántos moles de SO_2 a partir de 43 gramos de O_2 ?

3. ESTEQUIOMETRÍA DE CÁLCULO DE VOLUMEN

Ejemplo 3. Calcula el volumen en litro de dióxido de carbono que se desprenderá al quemar 1 kg de metano (CH₄) en condiciones normales

Datos Masas atómicas C = 12; H = 1

Lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación química que corresponde a esta reacción y balancearla.



- Lo segundo es determinar los moles correspondientes.

$$Mm(\text{CH}_4) = 12 \times 1 + 1 \times 4 = 16 \text{ g/mol}$$

Fórmula de mol n: g/pm

$$Mm(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$$

Recuerde: 1kg : 1000 g

$$M(\text{CH}_4) = \frac{1000 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 62.5 \text{ mol de CH}_4$$

- Lo tercero es realizar la estequiometría

$$62.5 \text{ mol de CH}_4 \left(\frac{1 \text{ CO}_2}{2 \text{ CH}_4} \right) = 31.25 \text{ mol de CO}_2$$

- Lo último es determinar el volumen. **Recuerda que en condiciones normales un mol de un gas es igual a 22.4 Litros (1 mol: 22.4 L)**

22.4 L

$$19.23 \text{ mol de } \text{CO}_2 \quad \text{-----} \quad) = 430.75 \text{ L de CO}$$

(

1 MOL CO2

Actividad 3. Relacionado con el problema anterior, realice los siguientes cálculos.

¿Qué volumen de O₂ se necesitan para obtener 145 gramos de CH₄?

Resuelve los siguientes problemas de estequiometría de volumen.

Valor: 24 pts. 2pts c/u

TALLER 3

1. LA REACCIÓN DEL C_2H_6 CON EL OXÍGENO PRODUCE DIÓXIDO DE CARBONO Y H_2O SEGÚN LA SIGUIENTE REACCIÓN:



- f) Balancea la reacción química
- g) ¿Cuántos litros se pueden obtener en condiciones normales de O_2 a partir de 250 g de C_2H_6 ?
- h) ¿Cuántos mL de CO_2 a partir de 78 gramos de O_2 en condiciones normales?
- i) ¿Cuántos moles de O_2 a partir 3 L de CO_2 en condiciones normales?

2. LA REACCIÓN DEL NITRÓGENO GASEOSO EN PRESENCIA DE FLÚOR PRODUCE NF_3 , SEGÚN LA SIGUIENTE REACCIÓN:



- a) Balancea la reacción química
- b) ¿Cuántos Litros de N_2 a partir de 88 gramos de F_2 ?
- c) ¿Cuántos gramos de F_2 a partir de 2 Litros de NF_3 ?
- d) ¿Cuántos mL de H_2 a partir de 4 moles de H_2 ?

3. LA REACCIÓN DEL C_4H_{10} CON EL OXÍGENO PRODUCE DIÓXIDO DE CARBONO Y H_2O , SEGÚN LA SIGUIENTE REACCIÓN:



- a) Balancea la reacción química
- b) ¿Cuántos litros CO_2 se pueden obtener en condiciones normales a partir de 250 g de C_4H_{10} ?
- c) ¿Cuántos mL de CO_2 a partir de 78 gramos de O_2 en condiciones normales?
- d) ¿Cuántos moles de O_2 a partir 3 L de CO_2 en condiciones normales?

Referencia Bibliográfica

- Garzón Guillermo, Fundamentos de química general, segunda edición, Mc Graw Hill, Páginas 43-59, capítulo 3
- <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-reactions-stoichiome>
- <https://www.monografias.com/trabajos87/la-estequiometria/la-estequiometria.shtml>

Anexos

ELEMENTO	SÍMBOLO	MASA ATÓMICA (g/mol)
Aluminio	Al	27,00
Antimonio	Sb	121,76
Argón	A	39,94
Arsénico	As	74,91
Azufre	S	32,06
Bario	Ba	137,36
Berilio	Be	9,02
Bismuto	Bi	209,00
Boro	B	10,32
Bromo	Br	79,92
Cadmio	Cd	112,41
Calcio	Ca	40,08
Carbono	C	12,01
Cesio	Cs	132,91
Cloro	Cl	35,46
Cromo	Cr	52,01
Cobalto	Co	58,96
Cobre	Cu	63,54
Estaño	Sn	118,70
Estroncio	Sr	87,63
Hierro	Fe	55,85
Flúor	F	19,00
Fósforo	P	30,98
Galio	Ga	69,72
Helio	He	4,00
Hidrógeno	H	1,01

ELEMENTO	SÍMBOLO	MASA ATÓMICA (g/mol)
Kriptón	Kr	83,70
Litio	Li	6,94
Magnesio	Mg	24,30
Manganeso	Mn	54,93
Mercurio	Hg	200,61
Neón	Ne	144,27
Niquel	Ni	58,69
Nitrógeno	N	14,02
Oro	Au	197,20
Oxígeno	O	16,00
Paladio	Pd	106,40
Plata	Ag	107,88
Platino	Pt	195,23
Selenio	Se	78,96
Silicio	Si	28,06
Sodio	Na	23,00
Telurio	Te	127,61
Titanio	Ti	47,90
Tungsteno	W	183,92
Uranio	U	238,07
Vanadio	V	50,95
Xenón	Xe	131,30
Yodo	I	126,92
Ytrio	Y	88,92
Zinc	Zn	65,38
Zirconio	Zr	91,22

VI. ESTADO GASEOSO

AREA: CINÉTICA MOLECULAR

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

1. Interpreta el comportamiento de los gases en función de la Teoría Cinética y de las leyes de los gases.
2. Aplica las leyes de los gases para resolver problemas reales y simulados.

INDICADORES DE LOGRO

1. Utiliza los términos y conceptos relacionados con la teoría cinética de los gases, de forma oral y escrita, para modelizar (describir, explicar y representar) el comportamiento de los gases.
2. Resuelve problemas aplicando las leyes de los gases mediante prácticas individuales y grupales, experiencias de laboratorio virtuales.
3. Relaciona la aplicación de las propiedades y las leyes de los gases con situaciones propias del entorno.

COMPETENCIAS

1. Lenguaje y comunicación
2. Conocimiento y la interacción con el mundo físico.
3. Aprender a aprender
4. Pensamiento lógico matemático
5. Para la autonomía e iniciativa propia
6. En el tratamiento de la información y competencia digital

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN	145
SUB-TEMA 1. TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR.....	147
SUB-TEMA 2. LEYES DE LOS GASES... ..	150
LEY DE BOYLE- MARRIOTE... ..	151
LEY DE CHARLES... ..	152
LEY DE GAY-LUSSAC... ..	153
LEY COMBINADA DE LOS GASES.....	154
LEY DE AVOGRADO	155
SUB-TEMA 3. ECUACIÓN DE ESTADO	161
LEY DE LOS GASES IDEALES.....	163
LAY DE GRAHAM.....	164
LEY DE DALTON: PRESIONES PARCIALES.....	165
AUTOEVALUACIÓN.....	167
BIBLIOGRAFÍA.....	172

INTRODUCCIÓN

Aunque sea difícil verlos, estamos rodeados de gases, ellos se encuentran por todas partes. Uno de los más imprescindibles es el aire (mezcla de gases que contiene nitrógeno molecular, oxígeno molecular, argón e hidrógeno en proporciones mayores), y debido a sus altos niveles de contaminación contiene en menores cantidades dióxido de carbono (CO_2), monóxido de carbono (CO), dióxido de azufre (SO_2), gas metano (CH_4) entre otros contaminantes gaseosos que se mezclan con él.

En el aire, encontramos uno de los gases más importantes para los seres humanos, el oxígeno (O_2), el cual participa en nuestro proceso respiratorio, en la transformación química de los alimentos, y en general, en todos los procesos fisiológicos del ser vivo. Pero existen otros gases llamados gases industriales, que son manufacturados y se utilizan en procesos industriales, tales como la fabricación de acero, aplicaciones médicas, fertilizantes, semiconductores, combustibles y otros.

Por eso al inicio te dijimos que estamos rodeados de gases, es por ello, que te presentamos la siguiente Guía didáctica, por medio de la cual esperamos que conozcas un poco más sobre el estado gaseoso, sus propiedades y principalmente sobre las leyes que los rigen, ya que éstas te permitirán entender el porqué de muchas de las situaciones que observas en el diario vivir. Te proponemos que lleves a cabo una lectura comprensiva (utilizando las diferentes técnicas como subrayado, tomar notas, relectura parcial del tema) y desarrolles las actividades que se presentan. La guía está Programada para que puedas desarrollarla en dos semanas, dedicándole un promedio de dos horas diarias. Nunca olvides de ubicarte en un lugar de



tu casa, con mucha iluminación y sin distractores, para que puedas sacar el mejor provecho de este interesante y relevante tema.



La situación de salud que vivimos actualmente, tanto en el nivel mundial como nacional, provocada por los efectos nocivos del COVID-19 nos ha llevado a cambiar nuestra forma de vida, esta situación no debe de ningunamaneira detener tu formación académica, por esa razón te solicitamos que tomes con responsabilidad esta actividad, la cual tiene como prioridad brindarte los contenidos esenciales que debe tener todo bachiller en el campo de la química, y aproveches al máximo ésta y otras opciones de formación que te está ofreciendo el MEDUCA.

Ahora es tu oportunidad de abrir las puertas del conocimiento a los dominios de los gases. Has escuchado la frase: “Fuga de gas”, claro que sí, pero no es que se escapó el gas a dar una vuelta, sino que es una situación común que puede ser muy peligrosa. ¡Pongamos atención!



Según los expertos, las explosiones ocasionadas por cilindros de gas son más frecuentes de lo que imaginas y, generalmente, se deben a una mala manipulación de éstos. Por lo que se recomienda, en caso de una fuga de gas: “No prender fósforos, ni interruptores. Salir del lugar y llamar a los bomberos”. La manipulación de los cilindros de gas debe ser algo que tomemos muy en serio, por eso al almacenar los cilindros, debemos ubicarlos en un área seca, ya que si se corroen pueden provocar fugas. Otro aspecto importante, es que cuando compras un cilindro de gas en la tienda, no lo ruedes, transpórtalo en posición vertical

Ahora, crees que podrías responder algunas interrogantes relacionadas a los gases, inténtalo:

¿Cuál es el gas que se utiliza en los cilindros que usamos en nuestras casas?

¿Piensas que los

¿Por qué sería importante este tema en la clase de química?

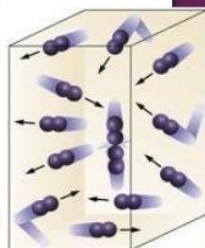
¿Por qué se le adiciona una sustancia química a los cilindros que usamos en nuestras casas?

SUB-TEMA 1. TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR

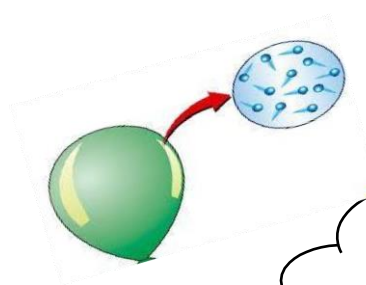
TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES IDEALES

Para explicar el comportamiento de los gases ideales, Clausius, Maxwell y Boltzman crearon un modelo llamado Teoría cinética de los gases, los postulados de esta teoría son:

- Las sustancias están constituidas por moléculas pequeñísimas ubicadas a gran distancia entre sí; su volumen se considera despreciable en comparación con los espacios vacíos que hay entre ellas.



El estado de agregación de la materia que se caracteriza por dejar a la sustancia sin formato ni volumen propio, recibe el nombre de **estado gaseoso**.



OBJETIVO ESPECIFICO:

Relaciona situaciones cotidianas con el comportamiento de los gases según los postulados que plantea la Teoría

Su principal composición es: moléculas no unidas, expandidas y con poca fuerza de atracción, haciendo que no tengan volumen y forma definida, provocando que éste se expanda para ocupar todo el volumen del recipiente que la contiene.

PROPIEDADES DE LOS GASES

COMPRESIBILIDAD - EXPANSIBILIDAD

EFUSIÓN

DIFUSIÓN

MISCIBILIDAD

DENSIDAD


Otras propiedades de los gases son:

- Fluidez
- Volatilidad
- Resistencia

LA TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR (TCM).

En ella se enuncian los siguientes postulados, teniendo en cuenta un gas ideal o perfecto.

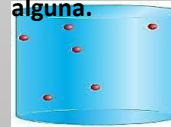
Un *gas ideal* es un modelo abstracto, que cumple con los postulados de la teoría cinética de los gases. Ejemplo de gases ideales o cercanos a serlo son: los gases nobles, el Nitrógeno, el Oxígeno, el Hidrógeno, el Dióxido de carbono.



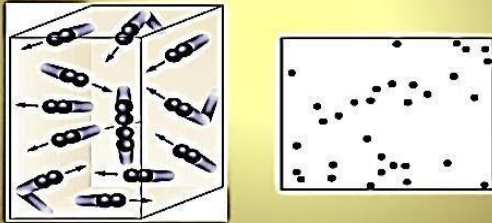
3. No existen fuerzas de atracción o repulsión entre las moléculas que forman un gas.

4. Los choques entre las moléculas son perfectamente elásticos.

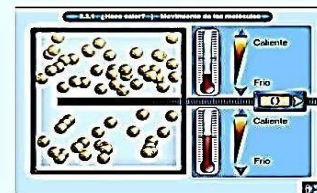
2. Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas de otras, de modo que no existe atracción intermolecular alguna.



3. Las moléculas de un gas se encuentran en constante movimiento, en forma desordenada, esto provoca que choquen entre sí y contra las paredes del recipiente, de modo que dan lugar a la presión del gas.



Quinto.- La energía cinética media de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas; se considera nula en el cero absoluto.



ACTIVIDAD

Te pedimos que relaciones algunos de los postulados de la Teoría Cinética molecular (TCM) de los gases con las siguientes imágenes, **NO** te olvides de justificar cada respuesta:

¡Tú puede animo!



El movimiento de las balotas dentro de un ánfora.

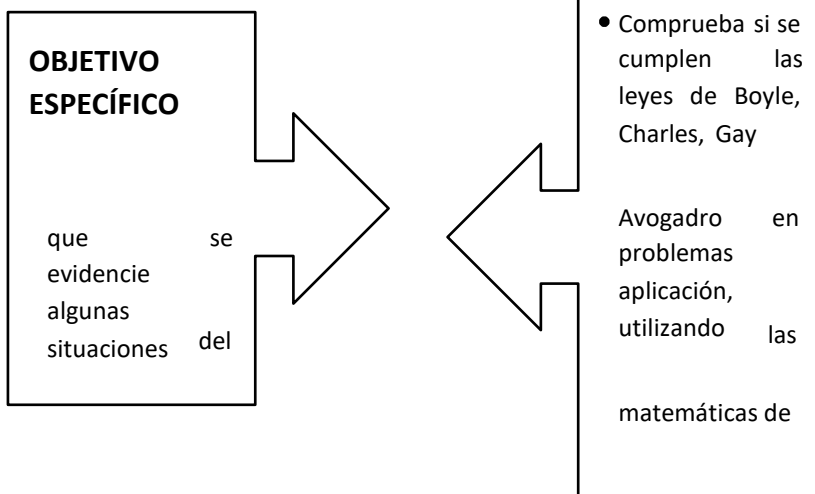


Los carritos locos en las ferias.



Las esferas o bolas en el juego de billar.

SUB-TEMA 2. LAS LEYES DE LOS GASES



Los gases reaccionan de forma mucho más dramática a los cambios en el entorno que los sólidos y los líquidos. Las leyes de los gases que predicen estos cambios fueron descubiertas hace cientos de años. La información de estas ecuaciones se usa en muchos productos domésticos comunes en casi cada ciudad.

Las leyes de los gases explican los efectos de la presión, el volumen y la temperatura absoluta en un gas teóricamente perfecto sin ninguna fuerza de atracción entre sus moléculas.

Entre estas leyes tenemos la ley de Avogadro, de Charles, de Boyle y de Gay-Lussac suelen combinarse en una ecuación llamada la ley del gas ideal, aunque existen otras, de acuerdo con Wolfram Research.

UNIDADES DE LOS GASES

PRESIÓN: atmósfera (atm), torr y mm de hg.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 101,3 \text{ Kpa}$$

TEMPERATURA: kelvin (K)

$$K = ^\circ C + 273$$

VOLUMEN: litro (l)

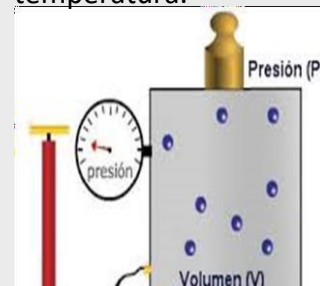
$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

MASA: moles

CONDICIONES NORMALES DE PRESIÓN Y TEMPERATURA

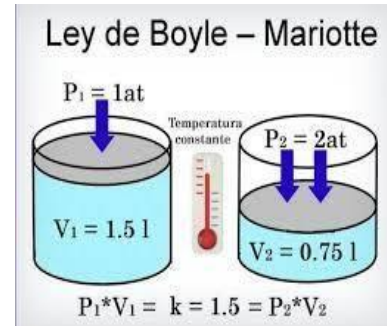
1 atmosfera de presión
y 273K de

temperatura.



LEY DE BOYLE


Plantea que el volumen de una cantidad de gas dado a temperatura constante varía inversamente con la presión. En el ejemplo de la imagen tenemos un cilindro con un volumen inicial de 1,5 L de un gas a una presión de 1 atm y temperatura constante. ¿Qué le ocurre al volumen del gas si la presión se duplica?



ANALICEMOS: Un gas a temperatura constante disminuirá su volumen según aumente la presión ejercida sobre él. Así, el volumen inicial del gas era 1,5L y se aumentó la presión de 1 atm a 2 atm, significa que el volumen debe disminuir a 0,75L.

Ahora veremos un ejemplo, utilizando la fórmula.

LEY DE BOYLE



A una temperatura (T) y número de moles (n) constantes, la presión (P) es inversamente proporcional al volumen (V)

$P_1 V_1 = P_2 V_2$

Ejemplo #1

La lectura de un manómetro en un tanque de 12 L de oxígeno comprimido es de 3800 mmHg. ¿Cuántos litros ocuparía este mismo gas a una presión de 0.75 atm a

SOLUCIÓN

	Condiciones iniciales	Condiciones finales	Conocidos	Pronostico de
PASO 1 ORGANICE LOS DATOS EN UNA TABLA DE CONDICIONES INICIALES Y FINALES	$P_1 = 3800 \text{ mmHg}$	$P_2 = 0,75 \text{ atm}$	P disminuye	
	$V_1 = 12 \text{ L}$	$V_2 = ? \text{ (L)}$		V aumenta
Se deben convertirlos mmHg a atm $3800 \text{ mmHg} \times \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = 5,0 \text{ atm}$				

Nunca olvides sacar los datos al inicio de cada problema. Te servirán de

Recuerda estar pendiente de las unidades, son muy importantes.

LEY DE CHARLES

Plantea que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura en Kelvin a presión constante.

En el ejemplo de la imagen, tenemos que el volumen inicial del gas es de 10L a presión constante y una temperatura

300K. ¿Qué le ocurre al volumen del gas si se aumenta la temperatura a 500K? **ANALICEMOS:** Un gas aumentara su volumen si la temperatura aumenta a presión constante. Así, el volumen inicial del gas era 10L y si la temperatura aumenta de 300K a 500K, su volumen deberá aumentar a 16,66L.

Ahora veremos un ejemplo, utilizando la fórmula.

Ley de Charles:

A presión constante y para una masa dada de un gas, el volumen del gas varía de manera directamente proporcional a su temperatura absoluta o K (Kelvin).

$$V/T = k$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

LEY DE CHARLES

El volumen (V) de un gas guarda una relación directa con su temperatura Kelvin (T) cuando no hay cambio en la presión ni la cantidad de gas

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Si la temperatura aumenta, el volumen de gas aumenta; si la temperatura disminuye, el volumen disminuye.

Ejemplo #2: Una muestra de gas de argón tiene un volumen de 5,40 L y una temperatura de 15°C. Encuentre el nuevo volumen, litros, del gas después de que la temperatura aumente a 42°C a presión y cantidad de gas constantes.

Solución

Paso #1 organizar los datos en una tabla

Condiciones iniciales	Condiciones finales	conocidos	Pronosticados
T1= 15°C	T2=42°C	T aumenta	
V1=5,40L	V2=?		Vaumenta

Paso #2 Reordene la ecuación de la ley de Charles para resolver la cantidad desconocida

Antes debe convertir los grados Celsius a Kelvin

$$T_1 = 15^\circ\text{C} + 273 = 288\text{K}$$

$$T_2 = 42^\circ\text{C} + 273 = 315\text{K}$$

Despeje la ecuación para encontrar el V₂ que es el valor que nos piden:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{(T_2)(V_1)}{T_1}$$

PASO #3 SUSTITUYA VALORES EN LA ECUACIÓN DE LA LEY DE CHARLES Y REALICE LOS CÁLCULOS CORRESPONDIENTES

$$V_2 = \frac{(T_2)(V_1)}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{(5,40\text{L})(315\text{K})}{288\text{K}}$$

$$V_2 = 5,91\text{L}$$

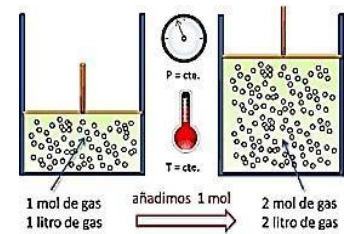
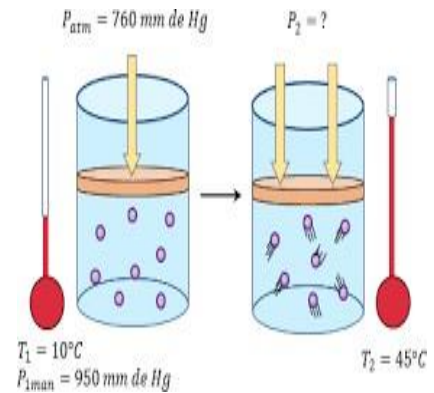
Al aumentar la temperatura el volumen también debe aumentar

LEY DE GAY-LUSSAC

Establece que la presión de la masa de un gas varía directamente con la temperatura en K, cuando el volumen permanece constante.

En el ejemplo de la imagen, a volumen constante un gas tiene una temperatura inicial de 10°C y una presión de 950mmde Hg. ¿Cuál será la nueva presión del gas si su temperatura cambia a 45°C?

Analicemos: Un gas que sufre un aumento en su temperatura provocara un aumento de su presión a volumen constante. Así, si la temperatura aumento de 10°C a 45°C su presión de aumentar a 1067,49mmde Hg.



Paso #2 Reordene la ecuación de la ley de Gay-Lussac para resolver la cantidad desconocida

Antes debe convertir los grados Celsius a Kelvin

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298\text{K}$$

$$T_2 = 402^\circ\text{C} + 273 = 675\text{K}$$

Despeje la ecuación para encontrar el P_2 que es el valor que nos piden:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_2 = \frac{(T_2)(P_1)}{T_1}$$

PASO #3 SUSTITUYA VALORES EN LA ECUACIÓN Y REALICE LOS CÁLCULOS CORRESPONDIENTES

$$P_2 = \frac{(T_2)(P_1)}{T_1}$$

$$P_2 = \frac{(675\text{K})(4,0\text{ atm})}{298\text{K}}$$

$$P_2 = 9,1\text{ atm}$$

Al aumentar la temperatura la presión aumenta. Al sobrepasar la presión de 8,0 atm se esperaría que la lata explotara

LEY DE GAY LUSSAC

La Presión (P) de un gas guarda una relación directa con su temperatura(T) en Kelvin.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Al incrementar la temperatura aumenta la presión del gas y una reducción de temperatura reduce la presión, cuando la cantidad de gas (n) y el volumen permanecen constantes

- La presión de vapor es la presión del gas que se forma cuando un líquido se evapora
- En el punto de ebullición de un líquido, la presión de vapores igual a la presión externa

Ejemplo #3: Los recipientes de aerosol pueden ser peligrosos si se calientan porque pueden explotar. Suponga que un recipiente de spray de cabello, con una presión de 4,0 atm a una temperatura ambiente de 25°C, se lanza al fuego. Si la temperatura del gas en el interior de la lata de aerosol alcanza 402°C, ¿Cuál será su presión en atmósferas? El recipiente del aerosol puede explotar si la presión interna supera 8,0atm. ¿Esperaría que explotara?

Paso #1 organizar los datos en una tabla

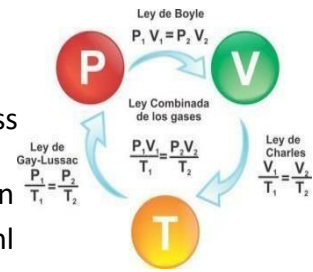
Condiciones Iniciales	Condiciones finales	conocidos	Protestados
P1= 4,0 atm	P2=? (atm)		P aumenta
T1=25,0°C	T2=402°C	T aumenta	

LEY COMBINADA DE LOS GASES

Esta ley consiste en la unión de las leyes de Boyle, Charles y Gay- Luss

Ejemplo: Un gas ocupa un volumen de 500 ml a 45° C y a una presión de 260 mm de Hg. Se comprime dentro de un recipiente de 400 ml presión manométrica de 380 mm de Hg.

¿Cuál será su temperatura final en ° C?



$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$

Datos: $V_1 = 500 \text{ ml}$ $T_1 = 45^\circ \text{ C} = 318 \text{ K}$

$P_1 = 260 \text{ mm de Hg}$ $V_2 = 400 \text{ ml}$

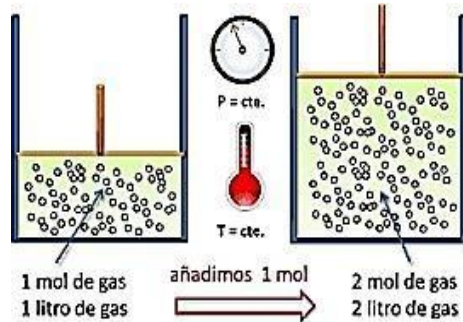
$P_2 = 380 \text{ mm de Hg}$ FORMULA

$T_2 = ?$

Después de reemplazar cada uno de los valores en la fórmula cancela las unidades y obtienes el resultado; $T_2 = 284.77 \text{ K}$.

Recuerda: Siempre trabajar las temperaturas en K.

LEY DE AVOGADRO



Plantea que a volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen igual número de partículas.

En el ejemplo de la imagen, tenemos que el volumen inicial de

1 L de gas contiene 1 mol de un gas a temperatura y presión constante. ¿Qué le ocurre al volumen del gas si se duplica los moles del gas?

Analicemos: Un gas a temperatura y presión constante aumentará su volumen según aumente la cantidad de moles presentes en él. Así, el volumen inicial del gas era 1L y se duplicó los moles de 1 a 2, significa que el volumen debe aumentar a 2L. Ahora veremos un ejemplo, utilizando la fórmula.

Ejemplo 1: Sabemos que 3.50 L de un gas contienen 0.875 mol. Si aumentamos la cantidad de gas hasta 1.40 moles, ¿Cuál será el nuevo volumen del gas? (a temperatura y presión constante).

$$V_1/n_1 = V_2/n_2 \quad \Longrightarrow \quad \text{despejando la fórmula tenemos } \frac{V_1}{n_1} (n_2) = V_2$$

$$\frac{V_1}{n_1} (n_2) = V_2 \text{ ahora reemplazamos } \frac{(3.50 \text{ L}) (1.40 \text{ mol})}{(0.875 \text{ mol})} = V_2$$

Respuesta: $V_2 = 5.60 \text{ L}$

Ejemplo 2

Un globo meteorológico con un volumen de 44L está lleno con 2,0 moles de He. ¿A qué volumen, en litros, se expandirá el globo si se agregan 3,0 moles de He para dar un total de 5,0 moles de He, si P y T son constantes

Ordene los datos en la tabla:

Condiciones Iniciales	Condiciones finales	Conocida	Pronosticada
$V_1=44L$	$V_2=?(L)$		V aumenta
$n_1=2,0$ moles	$n_2=5,0$ moles	n aumenta	

Paso #2 Reordene la ecuación de la ley de Avogadro para resolver la cantidad desconocida

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$V_2 = \frac{(V_1)(n_2)}{n_1}$$

Sustituya en la ecuación

$$V_2 = \frac{(44L)(5,0 \text{ moles})}{2,0 \text{ moles}}$$

$$V_2 = 110L$$

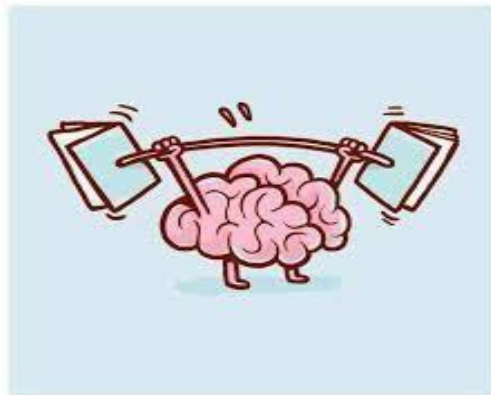
Al aumentar la cantidad de moles aumenta el volumen

NO olvides justificar tus respuestas:

Comprobemos, cuánto has comprendido sobre las leyes de los gases.
Selecciona la respuesta

correcta:

1. Los recipientes de aerosol no se deben echar al fuego porque explota, según la ley:
a. Boyle- Mariotte b. Charles c. Gay-Lussac d. todas las anteriores
2. Si colocas un huevo en el microondas sin agua, este explota según la ley:
a. Boyle- Mariotte b. Charles c. Gay-Lussac d. todas las anteriores
3. En el brinca brinca, los niños pueden dar saltos según la ley:
a. Boyle- Mariotte b. Charles c. Gay-Lussac d. todas las anteriores
4. Una lata de soda, cuando se congela, se infla según la ley:
a. Boyle- Mariotte b. Charles c. Gay-Lussac d. todas las anteriores
5. Cuando los buzos, asciende a la superficie deben expulsar el aire de sus pulmones porque si no sería peligroso para su salud, según la ley:
a. Boyle- Mariotte b. Charles c. Gay-Lussac d. todas las anteriores



Ejercitemos a nuestro amigo y comprueba qué ley se aplica, y cuál de las fórmulas debes usar para cada caso. Recuerda que es importante, el orden y colocar cada paso para no perderte. Esfuérate y triunfarás.

1. Si cierta masa de gas, a presión constante, llena un recipiente de 20 litros de capacidad a la temperatura de 124°C , ¿qué temperatura alcanzará la misma cantidad de gas a presión constante, si el volumen aumenta a 30 litros? ¿Qué ley se cumple? Respuesta $595,5\text{K}$ ($322,5^{\circ}\text{C}$)

2. Un balón de fútbol es un implemento muy importante para que una jugada tenga la precisión que se necesita para poder ganar. Un balón tiene aproximadamente $7,22\text{L}$ a una presión de $15,6\text{psi}$ si la presión se incrementa a $25,6\text{psi}$. ¿Cuál será el nuevo volumen del balón? ¿Piensas que el equipo podrá anotar un gol? (Nota: la presión normal de un balón oscila entre $0,6$ y $1,1$ atmósfera) Recuerda: $1\text{ psi} = 0,068\text{ atm}$.

3. A cierta temperatura y presión, $8,00\text{g}$ de oxígeno gaseoso dentro de un globo tiene un volumen de $5,00\text{L}$. ¿Cuál será el nuevo volumen en L después de que $4,00\text{g}$ de O_2 se agregan al globo? ¿Qué ley se cumple? Respuesta $2,5\text{L}$.

ACTIVIDADES

4. La presión de una llanta de un automóvil es de 30libras/pulgadas² (psi) cuando la temperatura es de 17°C al estar estacionado en su casa. Después de rodar hasta el supermercado la llanta alcanza una temperatura de 40°C. ¿Cuál será la presión de la llanta en **atm** bajo estas condiciones? ¿A qué ley nos referimos?

5. Experimentamos con aire en un recipiente cerrado que, vamos calentando progresivamente y midiendo la presión en cada caso. En estas experiencias obtenemos los valores siguientes:

A T= -50°C P=0,40 atm A T= 20°C P=0,52 atm A T= 250°C P=0,94 atm

¿Qué ley se cumple? ¿Cuál será la presión en torr a T=

RETO



Los globos aerostáticos, son recipientes de plástico o de tejido impermeable que se mantiene suspendido en el aire, gracias a la expansión y la contracción del gas helio en su interior. Debido a los cambios de temperatura de la atmósfera, el helio se expande y ejerce una presión sobre las paredes internas del globo, logrando su elevación. Si la temperatura disminuye, el helio se contrae, permitiendo la entrada del aire desde el exterior, lo que hace que el globo aerostático pierda altura. Este mecanismo de expansión y contracción del helio, permite que el globo viaje a través del aire si necesidad de utilizar combustible.

Con base en lo expuesto, responde:

¿Por qué se emplea el helio en este tipo de transporte?

¿Cuál es la ley o leyes que se aplican en este caso? Justifica tu respuesta

LABORATORIO EN CASA.



INTRODUCCIÓN: Los gases son materiales de baja densidad que no tienen forma definida ni volumen, que llenan cualquier contenedor en el que estén igualmente en todas direcciones. De esta manera, los gases ejercerán presión sobre todos los lados del contenedor. Si bien esto puede parecer una conexión obvia, no siempre lo es. Los científicos han pasado muchos años trabajando con la conexión entre la presión, el volumen y la temperatura y su relación con los gases. Estos estudios fueron la base para el desarrollo de los que ahora se conoce como leyes de los gases. Estas pueden ser aplicadas a todos los gases ya que estos responderán de manera similar a diversas condiciones.

Objetivo: Aplicar las leyes de los gases en la cocina.

Materiales: Palomitas de maíz, olla con tapa, aceite, estufa.

SUB-TEMA 3. ECUACIÓN DE ESTADO

PROCEDIMIENTO:

Toma los granos de maíz (si nunca las has preparado antes pide ayuda a un adulto) y colócalas dentro de la olla con un poco de aceite, tápala. Déjalas a temperatura baja. Espera a que se formen las deliciosas palomitas.

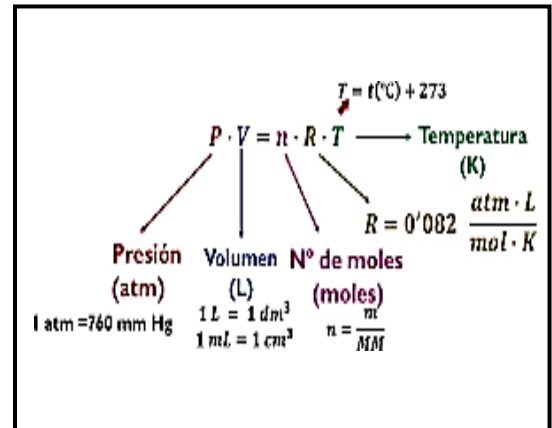
Pregunta: Al hacer palomitas de maíz. ¿Interviene alguna ley de los gases? Justifica tu respuesta.

COMPLETA EL SIGUIENTE CUADRO:

¿QUÉ TENGO?	¿QUE HAGO?	¿QUÉ PASA?	¿POR QUÉ CREO QUE PASA?

OBJETIVO ESPECÍFICO

Comprueba matemáticamente, si se cumplen la Ley del gas Ideal, la ley de Graham y la Ley de Dalton, en problemas de aplicación, utilizando sus respectivas fórmulas.



LAY DE LOS GASES IDEALES

Un gas ideal es un conjunto de átomos o moléculas que se mueven libremente sin interacciones. La presión ejercida por el gas se debe a los choques de las moléculas con las paredes del recipiente. El comportamiento de gas ideal se tiene a bajas presiones es decir en el límite de densidad cero. A presiones elevadas las moléculas interaccionan y las fuerzas intermoleculares hacen que el gas se desvíe de la idealidad. Un gas ideal es un gas que se ajusta a las leyes de los gases.

Ejemplo 1 ¿Cuál es la presión de 1?5 mol de un gas que ocupa un volumen de 2.3 litros a 45 °C?

La ecuación del gas ideal proporciona la relación de todas las cantidades P,V,n y T que describen y miden un gas

$PV=nRT$

cualquiera de las cuatro variables puede calcularse si se conocen las otras tres

El valor de R, la constante del gas ideal, es

$0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Ejemplo #6: El óxido de dinitrógeno, N_2O , que se usa en odontología, es un anestésico denominado "gas hilarante". ¿Cuál es la presión, en atmósferas, de 0,350 moles de N_2O a 22°C en un recipiente de 5,00L

Paso #1 ordene los datos

Propiedad	P	V	n	R	T
datos		5,00L	0,350 moles	$0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{moles} \cdot \text{K}}$	22°C $22^{\circ}\text{C} + 273\text{K} = 295\text{K}$
necesita	?	-	-	-	-

Paso #2 Reordene la ecuación de la ley del gas ideal para resolver la cantidad que necesita

$PV=nRT$

$P = \frac{nRT}{V}$

Paso #3 sustituya los datos en la ecuación y calcule

$$P = \frac{0,350 \text{ moles} \times \frac{0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{moles} \cdot \text{K}} \times 295\text{K}}{5,00\text{L}}$$

P=1,70 atm

Datos V= 2.3 L

T= 45°C = 318 K

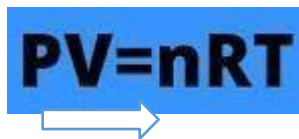
n= 1.5 mol

R= 0.082 atm·l/k·mol P=?

Después de despejar

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{(1.5 \text{ mol})(0.082 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{k}\cdot\text{mol})(318 \text{ K})}{2.3 \text{ L}}$$


$$PV = nRT$$

Ley de Graham

Esta ley fue formulada en 1829 por el químico británico Thomas Graham, establece que las velocidades de difusión y efusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus respectivas masas molares. La difusión es una consecuencia del movimiento

continuo y elástico de las moléculas gaseosas. Gases diferentes tienen distintas velocidades de difusión. Esto establece que: «La velocidad de difusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad.»

EJEMPLO 1

¿Qué gas tiene mayor velocidad de difusión, el neón o el nitrógeno?

Primero se necesita conocer las densidades de los gases que intervienen. Como un mol de gas ocupa 22,4 L a T.P.E., sus densidades serán (peso molecular/volumen).

Neón = 20.18/22,4 = 0,9 g/l

Nitrógeno (en condiciones normales forma un gas di-atómico) = 28.01/22,4 = 1.25 g/l

Sea, V1 = velocidad de difusión del N2 y V2 = velocidad de difusión del Ne. Debido a que la velocidad de difusión es inversamente proporcional a las densidades, tendrá mayor velocidad de difusión el menos denso. En este caso, el Ne.

Ejemplo 2

El estudio de gases que hemos realizado hasta ahora solo ha tomado en cuenta gases puros. Sin embargo, en ocasiones nos interesaría la relación de presión, volumen y temperatura de mezclas. En éste y todos

los casos que implican mezclas de gases, la presión total del gas se relaciona con las presiones parciales, es decir, las presiones de los componentes gaseosos individuales de la mezcla.

La ley de Dalton establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo. Supongamos un caso donde tenemos dos gases, A y B, en un recipiente de volumen V. De la ley del gas ideal sabemos que la presión ejercida por A y B es:

$$P_A = n_A RT/V \text{ y } P_B = n_B RT/V$$

La ley de Dalton establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo.

Supongamos un caso donde tenemos dos gases, A y B, en un recipiente de volumen V. De la ley del gas ideal sabemos que la presión ejercida por A y B es:

$$P_A = N_A RT/V \text{ Y } P_B = N_B RT/V$$

En la mezcla de gases tenemos colisiones de ambos tipos de moléculas, A y B, con las paredes del recipiente. Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton. Así, la presión total está dada por la suma de las presiones parciales A y B.

$$P_T = P_A + P_B$$

La suma de las presiones de A y B muestra el número de moles totales ($n = n_A + n_B$). Lo anterior indica que en la mezcla de gases la presión total depende solo del total de moles presente, no de la naturaleza de éstos.

De este modo en una mezcla de gases, la presión total estará dada por la presión de cada uno de los gases.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 \dots + P_N$$

- Calcula la velocidad de difusión del amoníaco (NH_3) y del ácido clorhídrico (HCl) cuando pasan a través de un pequeño orificio. Recuerde masa molar de NH_3 es 17g/mol y para HCl es 36,5g/mol.
- Calcule la velocidad relativa de efusión del hidrógeno y el oxígeno en idénticas condiciones. Los pesos moleculares son: $\text{H}_2= 2,0$; $\text{O}_2= 32,0$.

Respuesta: $V= 4$

- Calcular la presión de una mezcla de los siguientes gases contenidos en un recipiente de 2 litros a 100°C :
 - 20 gramos de O_2
 - 20 gramos de H_2
 - 20 gramos de CO_2

Nota: Para resolver este problema vamos a combinar la Ley de Dalton y la Ley de los gases ideales ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$):

$$P_{\text{Total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n = n_1 \cdot R \cdot T / V + n_2 \cdot R \cdot T / V + n_3 \cdot R \cdot T / V \text{ así nos queda; } (R \cdot T / V) \cdot (n_1 + n_2 + n_3)$$

Respuesta: **169 atm**

- En un balón de 5 L, se tiene una muestra que contiene 2,43 moles de nitrógeno y 3,07 moles de oxígeno, a 298 K.

Determina la presión total de los gases en el balón. Respuesta: 26,88atm

¡Felicitaciones, has culminado tu proceso de aprendizaje!

Para verificar tus logros en el aprendizaje de los temas sobre los gases, debes completar la siguiente rúbrica, pero recuerda, responde con sinceridad en cada uno de los apartados, ten presente que sólo queremos que aprendas los conceptos importantes sobre los gases.

Marca con un gancho el nivel de desempeño que has alcanzado hasta este momento:

Criterios	Excelente Desempeño	Buen Desempeño	Regular Desempeño	Bajo Desempeño
Señalas alguna de las aplicaciones de los gases en nuestro entorno.				
Valoras las recomendaciones en la manipulación de los gases usados en la vida diaria.				
Reconoces los diferentes gases que nos rodean.				
Asocias situaciones reales y del entorno con los postulados de la TCM.				
Identificas algunas de las leyes de los gases a partir de situaciones cotidianas.				
Resuelves problemas de aplicación utilizando las fórmulas para cada ley.				

Para que tu autoevaluación sea completa debemos evaluar las siguientes actitudes que son parte importante de tu formación como individuo y ciudadano responsable.

Marca con un gancho la casilla que mejor represente tu actitud al desarrollar esta guía.

Situación actitudinal	Siempre	Muchas veces	Algunas veces	Casi nunca
Mostré una actitud responsable al desarrollar las actividades presentadas				
Respondí con honestidad las preguntas de la guía				
Dediqué el tiempo necesario para presentar un buen trabajo.				
Trabajé con criterio científico cada una de las actividades.				

- **Atracción Inter-Molecular:** son aquéllas que se dan entre moléculas.
- **Cantidad:** La cantidad de un gas se puede medir en unidades de masa, usualmente en gramos. De acuerdo con el sistema de unidades SI, la cantidad también se expresa mediante el número de moles de sustancia, ésta puede calcularse dividiendo el peso del gas por su peso molecular.
- **Comprensibilidad:** El volumen de un gas se puede reducir fácilmente mediante la acción de una fuerza externa.
- **Densidad.** Es la relación que se establece entre el peso molecular en gramos de un gas y su volumen molar en litros.
- **Difusión:** Consiste en que las moléculas de un gas se trasladan a través de otro cuerpo material (sólido, líquido o gas), debido a su alta energía cinética y alta entropía.
- **Efusión:** Consiste en la salida de moléculas gaseosas a través de pequeñas aberturas u orificios practicados en la pared del recipiente que contiene el gas.
- **Expansión:** Un gas ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene debido a la alta energía cinética de las moléculas.
- **Presión:** Es la fuerza ejercida por unidad de área. En los gases esta fuerza actúa en forma uniforme sobre todas las partes del recipiente.
- **Temperatura:** Es una medida de la intensidad del calor. La temperatura de un gas es proporcional a la energía cinética media de las moléculas del gas. A mayor energía cinética mayor temperatura y viceversa. La temperatura de los gases se expresa en grados kelvin.
- **Volumen:** Es el espacio ocupado por un cuerpo.

ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA

El hidrógeno H, es el gas más liviano, abundante y explosivo del planeta tierra. ¿Sabes que representa esta imagen?

Los gases son un tema muy interesante, aparte de ser relevante en tu formación académica, por eso, te proponemos que continúes leyendo este interesante relato y respondas algunas preguntas.

Durante la segunda guerra mundial, los dirigibles o zeppelines eran aquellas enormes naves que surcaban los cielos y se mantenían en el aire gracias a diferentes balones llenos de aire y de hidrógeno o helio, con depósitos para rellenarlos según quisiesen ascender o descender.

Fueron el orgullo del gobierno Nazi, pero en 1936, tras haber cruzado el Atlántico, el *Hindenburg (uno de los zeppelines nazis)* se acercó y esperó un tiempo para realizar el amarre en la base de Nueva Jersey, y estalló en llamas. Un relato que nos hace pensar en el uso adecuado de los gases en la vida cotidiana, ¿Crees tú que en este accidente hubo mal uso de los gases?

Y hablando del uso de los gases, ¿Has escuchado hablar del hidrogeno verde, recomendarías usarlo?

ACCESO A INTERNET

Si tienes la posibilidad de acceder al internet, te invitamos a que navegues por estos enlaces y aprendas más sobre el estado gaseoso:

Ejercicios de la ley de Boyle. Leyes de los Gases Ideales. En línea:

<https://www.youtube.com/watch?v=u04L8Frtpzg>

Ley combinada de los gases ideales (ejercicios resueltos). En línea:

<https://www.youtube.com/watch?v=ie7fJB-CLKU>

Experimento Gases Ideales. En línea:

<https://www.youtube.com/watch?v=IRqnbuzFek8>

Laboratorio gases. En línea:

<https://www.youtube.com/watch?v=eJFQZ0r5VS4>

Daub-Seese. Química. Prentice Hall Pearson, Octava edición. México 2005.

Ralph A, Burns. Fundamentos de química. Prentice Hall Hispanoamérica, S.A. quinta edición, 2011.

Francisco Recuo del Bosque, Química Inorgánica, McGraw-Hill. Cuarta edición, México, 2012.

Timberlake, K. Química general, orgánica y biológica. Pearson. Cuarta edición. México. 2013.

Ruiz, A. Química 2. Prácticas de problemas de química 11. Primera edición. Panamá. 2019

INFOGRAFÍA

Teoría cinética molecular, ver en línea:

<https://es.khanacademy.org/science/chemistry/gases-and-kinetic-molecular-theory>

Ley de Dalton ver en línea: <https://iquimicas.com/gases-vi-ley-dalton-presion-parcial/>

Los Estados Físicos de la Materia. Ley de Dalton de las Presiones Parciales. Ver en línea: <https://rodas5.us.es/file/96934121-71ed-4ee8-23d9>

Teoría Cinética Molecular - Ley de Graham, ver en línea: <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/523-teoria-cinetico-molecular-ley-de-graham.html>

BIBLIOGRAFÍA

www.mncn.csic.es

www.freepik.es

<http://www3.gobiernodecanarias.org/>

<https://es.123rf.com/>

<https://galeria.dibujos.net/>

<https://www.pngwing.com/>

<https://www.freepng.es/>

<https://okdiario.com/>

<https://www.cleanpng.com/>

<https://www.pngwing.com/>

<https://www.freepng.es/>

<https://www.pikpng.com/>



MINISTERIO DE
EDUCACIÓN