

# DIRECCIÓN DE EDUCACIÓN MEDIA SUPERIOR ESCUELA PREPARATORIA ESTATAL NÚMERO 6 “ALIANZA DE CAMIONEROS”



## MATERIAL DIDÁCTICO: ANTOLOGÍA

### ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

#### BLOQUE I

#### QUÍMICA II

SEMESTRE FEBRERO-JULIO 2020

Mérida Yucatán enero 2020.



**TABLA DE DOSIFICACIÓN DE LOS CRITERIOS DE EVALUACIÓN.**

ACTIVIDAD	PUNTAJE
<b>ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE 1</b>	
ADA 1. FECHA DE ENTREGA:	<b>3.2</b>
ADA 2. FECHA DE ENTREGA:	<b>3.2</b>
ADA 3. FECHA DE ENTREGA:	<b>3.2</b>
ADA 4. FECHA DE ENTREGA:	<b>3.2</b>
ADA 5. FECHA DE ENTREGA:	<b>3.2</b>
<b>LIBRO</b>	
TAREA 1. Página 10, 12, 13 y 14. FECHA DE ENTREGA:	<b>2</b>
TAREA 2. Página 28-30 FECHA DE ENTREGA:	<b>2</b>
TAREA 3. Página 32 y 33. FECHA DE ENTREGA:	<b>2</b>
TAREA 4. Página 36-39. FECHA DE ENTREGA:	<b>2</b>
TAREA 5. Página 42-47. FECHA DE ENTREGA:	<b>2</b>
TAREA 6. Página 49, 51 y 53 FECHA DE ENTREGA:	<b>2</b>
TAREA 7. Página 60, 62, 64 y 65. FECHA DE ENTREGA:	<b>2</b>
<b>LABORATORIO.</b>	
Práctica 1. Reacciones químicas y equilibrio químico. FECHA DE APLICACIÓN: FECHA DE ENTREGA:	<b>5</b>
<b>CONSTRUYE-T.</b>	
¿Cómo sé que puedo cambiar? FECHA DE ENTREGA:	<b>2.5</b>
El botón del enojo FECHA DE ENTREGA:	<b>2.5</b>
<b>PRÁCTICA EVALUATIVA</b>	
<b>INVESTIGACIÓN EXPERIMENTAL.</b>	
FECHA DE ENTREGA:	<b>20</b>
<b>TOTAL</b>	<b>100</b>

**NOTAS:** Aunque las ADAS sean en modalidad de equipo, las preguntas se entregan de forma individual.

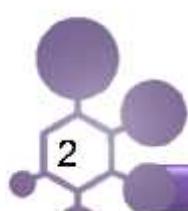
La información que se escriba en las ADAS proviene de las fuentes indicadas por el docente y no de internet. De no ser así será penalizado.

Aunque algunas respuestas son textuales de la fuente de información, el dominio de las cuestiones es del alumno, el no responder ante el cuestionamiento docente será motivo de sanción en el puntaje obtenido en la actividad.

Debido al proceso de coevaluación NO se reciben ADAs a destiempo, a menos que haya justificación de por medio.

Evita el plagio, quizás piensas que el profesor no se da cuenta, pero fija y lo recuerda al momento de colocar la calificación; solamente recuerda que el que se engaña eres tú.

El no asistir al laboratorio en la fecha establecida y sin justificación te quitará el derecho a reportar.



## REPRESENTA Y OPERA REACCIONES QUÍMICAS

**OBJETIVO:** Reconocer los procesos químicos, a través de fenómenos de tu entorno, para demostrar la validez de la ley de la conservación de la materia al balancear ecuaciones químicas.

### REFLEXIONA



Te has preguntado ¿cómo se efectúa una reacción química? ¿Por qué se debe conservar la materia que está presente en una reacción?

Tanto en nuestro organismo como en el ambiente que nos rodea ocurren muchas reacciones químicas que nos afectan positiva o negativamente. Seguramente has observado el cambio de color de las hojas, la descomposición de los alimentos, las te expones al frío en las mañanas, por mencionar algunos ejemplos. Todas estas reacciones químicas obedecen a la ley de la conservación de la masa.

En este bloque aprenderás cómo se representan gráficamente una reacción química los diferentes tipos de reacciones y cómo se balancea una ecuación.

### SÍMBOLOS EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS



Las reacciones químicas se representan por medio de ecuaciones químicas que, usando símbolos y fórmulas de las sustancias, nos brindan la información cualitativa y cuantitativa de todas las entidades materiales que intervienen en la reacción.

*Una ecuación química es una representación escrita que proporciona información acerca de lo que ha ocurrido en las reacciones químicas.*

Una ecuación química se estructura con las siguientes partes:

**Los reactivos o reactantes:** son las sustancias que se combinan.

**Productos:** son las sustancias que se obtiene al final de la reacción.

#### Simbología empleada en las reacciones químicas

(s) SÓLIDO

(l) LÍQUIDO

(g) GAS

(aq) (ac) Solución acuosa, disuelto en agua.

( ) Elimina calor. Exergónica.

( ) Requiere calor. Endergónica

→ Sentido de la reacción (produce)

Reacción reversible.

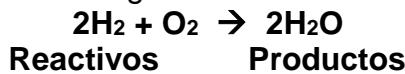
Gas que se desprende.

Formación de un precipitado.

↑ Por encima de la flecha colocar el catalizador de la reacción.



La ecuación química debe cumplir con la **Ley de la conservación de la materia**, por tanto se escribe como una igualdad de dos partes: en la izquierda se incluyen las fórmulas de los reactivos; en la derecha se ubican las fórmulas de los productos. La ecuación debe estar balanceada. En las ecuaciones químicas se traza una flecha de izquierda a derecha, la cual se interpreta como "se produce o genera a partir de". Observa el diagrama:



Para entender bien la información que nos proporciona una ecuación química es importante saber leer su contenido. A continuación se muestra como leer una ecuación química:



Se combina una molécula de aluminio en estado sólido con una molécula de óxido férrico en estado sólido, para dar una molécula de óxido de aluminio y dos moléculas de hierro en estado sólido.

## TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

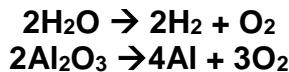
Ya estudiamos los componentes de una ecuación química, veamos ahora que tipos de reacciones hay. Para entender y estudiar mejor las reacciones químicas, se han clasificado según el reordenamiento que experimentan los átomos de las sustancias participantes. Así pueden ser:

### Reacciones de descomposición.

Es un tipo de reacción fácil de entender, debido a que sus participantes se fragmentan en elementos o compuestos más sencillos, se representa con la ecuación general:



Ejemplo de este tipo:

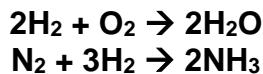


### Reacción de síntesis.

Son aquellas reacciones que ocurren cuando se forma un compuesto a partir de materiales simples, es decir, son los que se unen químicamente dos o más elementos o compuestos para formar otros más complejos, se puede definir con la ecuación química:



Para entender mejor la descripción se tomaran únicamente dos ejemplos para su demostración.

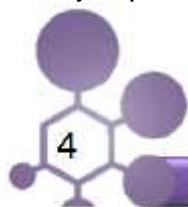
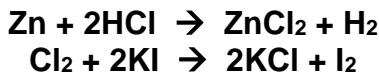


### Reacción de desplazamiento o de sustitución simple.

Las reacciones de sustitución sencilla son aquellas en las que un elemento reacciona con un compuesto y cambia o desplaza a un elemento de ese compuesto, dando como resultado otro compuesto diferente, lo que se puede representar con la siguiente ecuación química.



Ejemplo de este tipo:

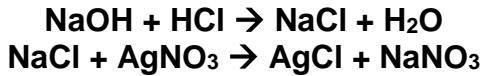


## Reacciones de sustitución doble o metátesis.

Es un tipo de reacción en donde se intercambian los iones o radicales entre compuestos para formar dos compuestos diferentes; donde se define con la ecuación química siguiente.



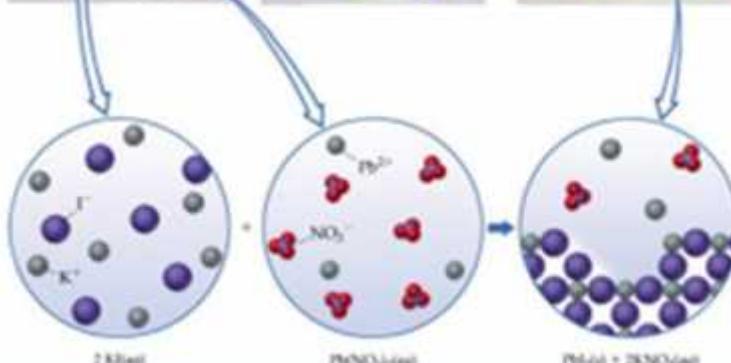
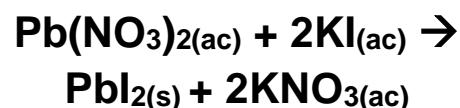
Ejemplo de este tipo:



Es muy común que la mayoría de las reacciones de sustitución doble formen precipitados, por lo que a continuación se enlistan algunas reglas que te ayudarán a identificarlas.

### Reglas de solubilidad de sustancias inorgánicas en agua.

1. Casi todos los nitratos y acetatos son solubles.
2. Todos los cloruros son solubles, excepto  $\text{AgCl}$ ,  $\text{HgCl}_2$  y  $\text{PbCl}_2$
3. Todos los sulfatos son solubles, excepto  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{SrSO}_4$  y  $\text{PbSO}_4$
4. La mayor parte de las sales de metales alcalinos (Familia 1A) y las sales de amonio son solubles.
5. Todos los óxidos e hidratos son insolubles, excepto los de metales alcalinos y de ciertos metales alcalinos tóreos.
6. Todos los ácidos comunes son solubles.
7. Todos los sulfuros son insolubles, excepto los de metales alcalinos, de metales alcalinos tóreos y el sulfuro de amonio.
8. Todos los fosfatos y carbonatos son insolubles, excepto los de metales alcalinos y las sales de amonio.



**ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1 B1. S2.****Química 2**

Nombre del estudiante: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_

<b>Aprendizaje esperado</b>	Resuelve problemas de análisis químico de reacción es conocidas utilizando su descripción a través de ecuaciones químicas, destacando lo que éstas representan.
<b>Competencias Disciplinares</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Obtiene, registra y sistematiza la información para responder a preguntas de carácter científico, consultando fuentes relevantes y realizando experimentos pertinentes.</li> <li>Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.</li> </ul>
<b>Atributos de las competencias genéricas</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados.</li> </ul>

**Producto esperado 1.**

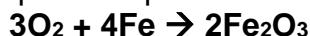
Textos escritos y representaciones gráficas diversas comunicadas oralmente al resto del grupo.  
 Descripciones escritas del cambio químico utilizando el lenguaje químico.

**ACTIVIDAD INICIAL**

- I. Responde las siguientes cuestiones.
- ¿Qué es una reacción química y cómo se representa?

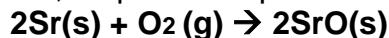


La mayoría de los metales reaccionan fácilmente con el oxígeno del aire recubriendose de una fina capa de “óxido”. Su reacción química se puede representar de la siguiente manera:

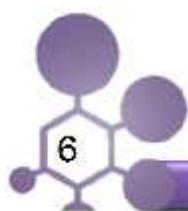


- En la ecuación anterior ¿quién/es son los reactivos?
- ¿Cuál es el compuesto que se forma como producto?

En función de la siguiente ecuación química, responde lo que se te pide.



- ¿Cuál es el estado físico del estroncio?
- ¿Cuál es el subíndice de oxígeno?



- f) ¿Cuántos reactivos participan en esta reacción química?
- g) ¿Cuántos y cómo se llaman el/los producto(s) que se forman?

- h) Menciona cuatro reacciones químicas que sucedan en tu entorno.

1.-

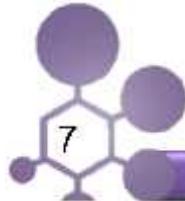
2.-

3.-

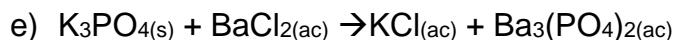
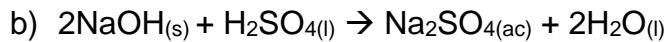
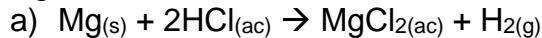
4.-

## DESARROLLO

- II. Escribe los símbolos o fórmulas de las sustancias que se combinan en la siguiente reacción.
  - a) Cobre sólido reacciona con nitrato de plata acuoso para producir plata sólido y nitrato de cobre acuoso.
  - b) El monóxido de carbono gaseoso reacciona con el oxígeno gaseoso produciendo dióxido de carbono gaseoso.
  - c) El bromo líquido oxida al hierro metálico sólido, produciendo bromuro de hierro (III) sólido.
  - d) El estaño sólido reacciona una molécula ácido nítrico para producir una molécula de óxido de estaño, una de dióxido de nitrógeno y una molécula de agua.
  - e) Reacciona una molécula de carbonato de sodio con una molécula de ácido sulfúrico para producir una molécula de sulfato de sodio, una de agua y una de dióxido de carbono, ésta última en estado gaseoso.



III. Escribe la reacción química (en el lenguaje de la química) que se representa a través de la siguiente ecuación.

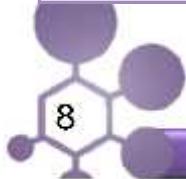


IV. Clasifica las reacciones químicas:

EJEMPLO	TIPO DE REACCIÓN
$2Pt + F_2 \rightarrow 2PtF$	
$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2$	
$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$	
$3H_2SO_4 + 2Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$	
$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$	
$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$	
$Cl_2 + 2HI \rightarrow I_2 + 2HCl$	
$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$	
$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$	
$3AgNO_3 + Al \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3Ag$	
$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$	

CIERRE:

CRITERIO	SI	NO
El alumno realizó preguntas o hizo comentarios que reflejaban interés por la resolución de los ejercicios.		
El alumno, después de las revisiones y correcciones que se consideraron necesarias, entregó los ejercicios resueltos adecuadamente.		
El alumno trabaja de forma individual y no incurre en plagio.		



## BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Balancear una ecuación, es encontrar los coeficientes numéricos que antepuestos a las fórmulas de los compuestos o elementos, logren igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de una ecuación.



De acuerdo a la ley de la conservación de la materia establecida por Antoine Lavoisier "la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma".

Existen diferentes métodos para balancear ecuaciones pero solo veremos:

1. Igualación o tanteo (prueba y error) o ensayo.
2. Oxido - reducción (REDOX).

### BALANCEO POR EL MÉTODO DEL TANTEO (recomendaciones).

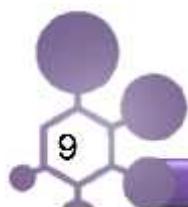
Este método es sencillo y se utiliza para balancear o equilibrar reacciones químicas simples, (síntesis, descomposición, sustitución simple y sustitución doble) para efectuarlo se sugieren los siguientes pasos:

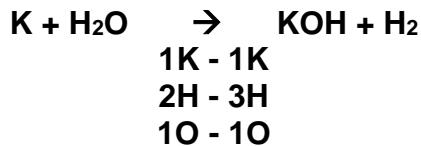
1. Colocar el o los coeficientes necesarios para que cada lado de la reacción tengan el mismo número de átomos. Iniciando por los elementos diferentes al hidrógeno y al oxígeno.
2. Equilibrar los hidrógenos, generalmente al hacerlo se equilibra el agua.
3. Finalmente balancear los oxígenos y la ecuación quedará balanceada.

**Ejemplo:** Para la ecuación química:



Se cuentan la cantidad de átomos que hay de cada elemento, en reactivos y en productos, si el elemento tiene subíndices, este número indica la cantidad, si no tiene número significa que es uno, por ejemplo en la ecuación anterior el reactante potasio (K) no tiene subíndice, entonces hay uno, el hidrógeno (H) tiene subíndice 2, significa que son dos, y el oxígeno (O) al no tener subíndice significa que hay uno, entonces en los productos hay un potasio (K), un oxígeno (O) y si se suman los hidrógenos (H), tendremos 3 ( KOH+H<sub>2</sub>).





La ecuación no está balanceada porque la cantidad de átomos de hidrógeno es diferente en los reactantes y en los productos.

- a) La cantidad de átomos de K está balanceada, por lo que se continúa con el H por estar desbalanceado, se le asignará (al azar) un coeficiente en la especie del hidrógeno de la izquierda, pueden anotar un coeficiente 2, 3, 4 o más, hasta que la ecuación quede balanceada.



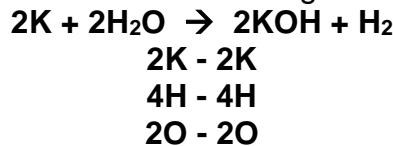
Ejemplo si se coloca el coeficiente 2 a la molécula del agua en los reactivos, como se observa en la siguiente ecuación:



Analizándola tendremos 4H en reactivos (se multiplica el coeficiente 2 por el subíndice 2 y 3H en productos, la cantidad de hidrógenos sigue quedando desbalanceada, por lo que ahora se ajustará el hidrógeno en productos, colocando un 2 en KOH, quedando 4H en reactivos y 4H en productos, como se observa a continuación.

- b) Ahora se cuentan los oxígenos para ver si están balanceados, se cuentan 2 O en reactivos y 2 O en productos, quedando balanceado el H y el O.
- c) Por último se cuentan la cantidad de átomos de K, siendo 1K en reactivos y 2K en productos, por lo que el balanceo se termina ajustando el número de potasios, colocando un 2 como coeficiente en el reactivo K.

Quedando de la ecuación química balanceada de la siguiente forma:



## REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN.



Las reacciones de **óxido-reducción**, son reacciones químicas importantes que están presentes en nuestro entorno. La mayoría de ellas sirven para generar energía. Ejemplos de ellas son la combustión, la corrosión de los metales, procesos bioquímicos, la producción de energía por pilas, etc...

Las reacciones de combustión se efectúan, cuando se quema la gasolina al accionar el motor de un automóvil, en la incineración de residuos sólidos, farmacéuticos y hospitalarios; así como, en la descomposición de sustancias orgánicas de los tiraderos a cielo abierto, los cuales generan metano que al estar en contacto con el oxígeno de la atmósfera se produce la combustión.



Uno de los principales problemas que aquejan a la industria metalúrgica es la corrosión. La mayoría de los metales reaccionan fácilmente con el oxígeno del aire, recubriendose de una fina capa de óxido, que lentamente va reemplazando al metal en todo su volumen, alterando gravemente sus propiedades, causando el deterioro de los mismos. En este tipo de procesos también están presentes las reacciones de óxido-reducción.

En una reacción de **óxido-reducción**, siempre habrá un elemento que **gane** electrones, es decir, se **reduce**. Por supuesto habrá otro que done o **pierda** esos electrones; lo cual significa que el elemento se **oxida**. Estos elementos se conocen como **par redox**. Un aspecto importante de estas reacciones es que la cantidad de electrones que se pierden siempre es igual que el número de electrones que se ganan.

Para identificar los elementos que se oxidan o se reducen resultan muy útiles los números de oxidación. Para ello se deben asignar estos números a todos los átomos que participan en la reacción.

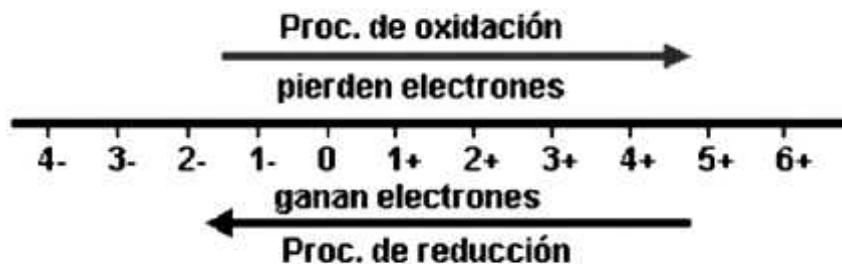
Para esto se aplican las siguientes reglas:

1. El estado de oxidación de cualquier elemento libre o sin combinar es cero. Por ejemplo: AuO, Cl<sub>2</sub>O, S<sub>8</sub>O.
2. El estado de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está formando hidruros (Metal + hidrógeno) en este caso es -1.
3. El estado de oxidación del oxígeno será de -2, excepto cuando forme peróxidos, en estos casos tendrá -1.
4. El número de oxidación de los metales del grupo IA es de +1; los del grupo IIA es de +2 y los del grupo IIIA de +3. Por ejemplo: Na+1(<sup>Carga del ión</sup>) +1 (Número de oxidación).
5. El número de oxidación del grupo IVA es de +4 o -4, del VA es de -3, del VI A es de -2.
6. Elementos del grupo VII A, que estén formando compuestos binarios tendrán número de oxidación de -1, excepto cuando se combinan con el oxígeno.
7. El número de oxidación de un ion, es igual a su carga iónica. Ejemplo: SO<sub>4</sub> -2 = -2
8. La suma total algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es cero.

Una reacción de óxido-reducción no es otra cosa que una pérdida y ganancia de electrones, es decir, desprendimiento o absorción de energía (presencia de luz, calor electricidad, etc.) En una reacción si un elemento se oxida, también debe de existir un elemento que se reduce.

**Oxidación:** es cuando un elemento pierde electrones originando que aumente su estado de oxidación.

**Reducción:** es cuando un elemento gana electrones, originando que disminuya su número de oxidación.



Por ejemplo siguiendo la escala en la imagen tenemos que:

Un cambio de número de oxidación de +1 a +4 significa que pierde 3 electrones o un cambio de -2 a 0 pierde 2 electrones, por lo tanto es oxidación en ambos casos (se volvió más positivo por tanto perdió electrones).

Una cambio de número de oxidación de +4 a +1, significa que gana 3 electrones o de -1 a -3 gana 2 electrones por lo tanto es reducción en los dos casos (se volvió más negativo, por eso gana electrones).

En una reacción de redox el agente oxidante acepta electrones (es el que se reduce) y el agente reductor proporciona electrones (es el que se oxida).

Para poder balancear por método de redox es importante recordar como determinar la cantidad de átomos de un elemento en un compuesto, así como determinar la cantidad de número de oxidación de cada elemento y conocer los pasos del método de redox.

#### PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR POR TANTEO:

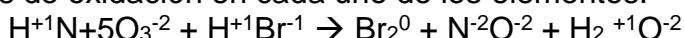
1. Verificar que la ecuación este bien escrita y completa.
2. Colocar los números de oxidación en cada uno de los elementos.
3. Observar que números de oxidación cambiaron (un elemento se oxida y uno se reduce).
4. Escribir la diferencia de números de oxidación de un mismo elemento.
5. Multiplicar la diferencia de números de oxidación por los subíndices correspondientes de cada elemento.
6. Cruzar los resultados.
7. Colocar los resultados como coeficientes en el lugar correspondiente.
8. Completar el balanceo por tanteo.
9. Verifica la cantidad de átomos en cada miembro de la ecuación.
10. En caso de que todos los coeficientes sean divisibles se reducen a su mínima expresión.

#### Ejemplo:

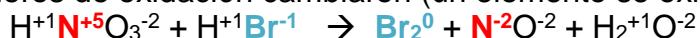
- a) Verificar que la ecuación esté bien escrita y completa.



- b) Colocar los números de oxidación en cada uno de los elementos.

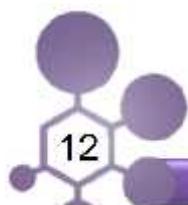
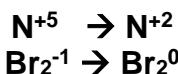


- c) Observar qué números de oxidación cambiaron (un elemento se oxida y uno se reduce).

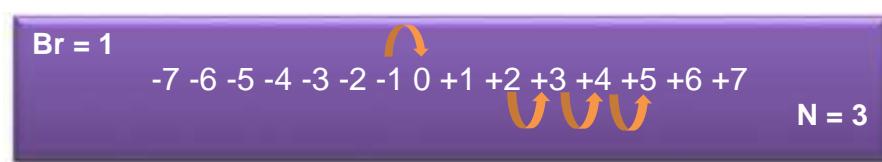


- d) Escribir la diferencia de números de oxidación de un mismo elemento.

El nitrógeno y el bromo así:



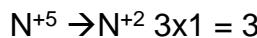
**Sugerencia:** si los átomos que cambiaron de número de oxidación tienen subíndice en la ecuación, haz la semi-ecuación con el subíndice en donde corresponda y balancea con coeficiente el otro lado, considera el número de electrones de acuerdo al número de átomos.



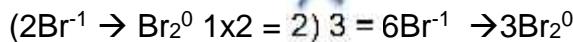
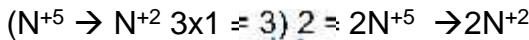
$\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+2}$  N gana 3 electrones, se reduce (agente oxidante).

$2\text{Br}^{-1} \rightarrow \text{Br}_2^0$  Br pierde uno, se oxida (agente reductor).

11. Multiplicar la diferencia de números de oxidación por los subíndices correspondientes de cada elemento.



12. Cruzar los resultados y multiplicarlos por su coeficiente.



13. Colocar los resultados como coeficientes en el lugar correspondiente.



14. Completar el balanceo por tanteo.

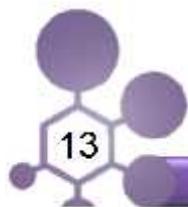


15. Verifica la cantidad de átomos en cada miembro de la ecuación.



Reactivos	Productos
2 N	2
6 Br	6
6 O	6
8 H	8

**Nota.** En caso de que todos los coeficientes sean divisibles se reducen a su mínima expresión. En este caso no son divisibles y la ecuación no sufre transformación.



**ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 2 B1. S2.****Química 2**

Nombre del estudiante: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_

<b>Aprendizaje esperado</b>	Realiza el balance de ecuaciones y el principio de conservación de la materia de algunas reacciones del entorno para valorar la importancia de tomar en cuenta todos sus componentes relacionados con sus impactos ambientales.
<b>Competencias Disciplinares</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.</li> </ul>
<b>Atributos de las competencias genéricas</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo.</li> <li>- Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.</li> </ul>

**Producto esperado 2.**

Ejercicios de balanceo de ecuaciones químicas al considerar la conservación de la masa en diversos procesos observados y analizados.

**ACTIVIDAD INICIAL.**

- I. Para los siguientes compuestos, asigna el número de oxidación.

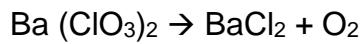
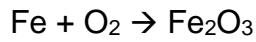
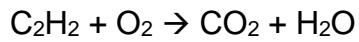
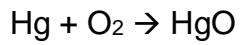


$MgCl_2$	$GaBr_3$	$Fe(OH)_3$	$Cu (NO_3)_2$	$Ag_2Cr_2O_7$
$Al_2(SO_4)_3$	$NH_4^{+1}$	$NO_3^{-1}$	$Al_2O_3$	$N_2$

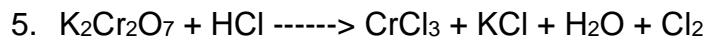
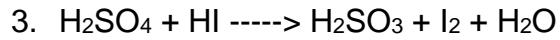
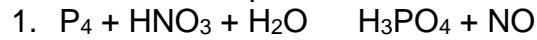
**DESARROLLO.**

- II. Balancea por el método del tanteo las siguientes ecuaciones químicas.  
 $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$





I. Balancea por el método redox las siguientes ecuaciones químicas.



### CIERRE.

#### CRITERIO

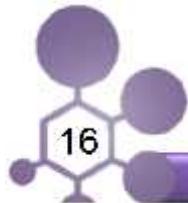
SI

NO

Balancea todas las ecuaciones por el método que se le solicita.

Detalla el procedimiento seguido para la resolución del balance de las ecuaciones químicas.

El alumno trabaja de forma individual y no incurre en plagio.



## ¿POR QUÉ ES IMPORTANTE LA MEDICIÓN EN LA QUÍMICA?

### ESTEQUIOMETRÍA.

La **estequiometría** es la especialista de los cálculos químicos. La palabra deriva del vocablo **stoicheion** que en griego significa “primer principio o elemento”, y de **metron** que significa “medida”, es decir, que se encarga de la medición y cálculos de la cantidad de elementos que forman a las sustancias que intervienen en una reacción química. Para hacer cálculos estequiométricos se necesitan las fórmulas de las sustancias en las ecuaciones químicas balanceadas.

De acuerdo al sistema Internacional de Unidades (SI), entre las siete unidades básicas de medida se encuentra el concepto de mol, que es la cantidad de sustancia, y está basada en las investigaciones del físico italiano Amadeus Avogadro.

Una molécula gramo de una sustancia pura se establece como la masa en gramos de un mol de moléculas de cualquier compuesto, es igual a su peso o masa molecular; pero en cambio, un átomo gramo es la masa en gramos de un mol de átomos de cualquier elemento.

**El mol es la cantidad de sustancia que contiene  $6.022 \times 10^{23}$  unidades elementales: átomos, moléculas, iones...**

Por ejemplo:

Si el valor del sodio, según la tabla periódica es de 23 gramos/mol, solo basta pesar 46 gramos de sodio para tener 2 moles del elemento. Como la cantidad de sustancia en el Mol depende del número de Avogadro (que equivale a  $6.022 \times 10^{23}$ ), si el peso molecular o la molécula gramo del agua es de 18 gramos, en esa masa se llega a contener una mol o  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas de agua.

### MASAS: ATÓMICA, MOLECULAR Y MOLAR.

En la Tabla Periódica se registran las masas atómicas de todos los elementos químicos conocidos; están registradas en UMA (Unidades de Masa Atómica). Es así como:

- ]) El sodio tiene una MA (Masa Atómica)= 22.99UMA.
- ]) El oxígeno tiene una MA (Masa Atómica)= 16.00 UMA.

**UMA es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12.**

Como las masas atómicas de los elementos químicos se expresan en UMA, y ésta a su vez se refiere a las del carbono 12, las masas atómicas de todos los elementos son relativas; por tanto podemos afirmar que:

**Las unidades de masa atómica (UMA), constituyen una escala relativa para las masas de los elementos químicos.**

A partir de las masas atómicas de los elementos podemos calcular la masa molecular (MM) de las moléculas, si conocemos el tipo de elementos que la conforman; esto permite definir:

**La masa molecular (MM) es la suma de las masas atómicas (en UMA) de los últimos elementos que constituyen la molécula.**



El proceso para calcular la masa molecular consiste en:

- Identificar los elementos presentes en la molécula.
- Multiplicar el número de átomos de cada uno por su respectiva masa atómica en UMA.
- Por último, sumar los valores obtenidos.

Cuando la masa atómica o la masa molecular se expresan en gramos, esta cantidad se relaciona con un mol de sustancia, lo cual permite definir a la masa molar como:

*La masa molar (M) es la masa atómica o molecular expresada en gramos; sus unidades son g/mol.*

La masa molar es la masa en gramos numéricamente igual a la masa atómica o molecular de una sustancia; siempre se refiere a un mol de dicha sustancia, por ejemplo:

La MA ( $\text{H}_2\text{O}$ ) = 18 UMA su masa molar  $M = 18 \text{ g/mol}$ .  
 La MA (Fe) = 55.84 UMA su masa molar  $M = 55.84 \text{ g/mol}$ .

El hecho que la masa molar tenga unidades de g/mol nos permite plantear los siguientes factores unitarios:

✓ La  $M (\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$ , es decir,  $18 \text{ g. de H}_2\text{O} = 1 \text{ mol de H}_2\text{O}$ ; por tanto, los factores unitarios son:

$$\frac{18 \text{ g. H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}; \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g. H}_2\text{O}}$$

### COMPOSICIÓN POR CENTUAL DE LOS COMPUESTOS.

El cálculo de la composición porcentual de los elementos en un compuesto es relativamente directo. Por ciento se significa en partes por 100. Por ejemplo, si en su escuela hay 1000 estudiantes inscritos y 400 de ellos son hombres, el porcentaje de estudiantes varones es 40 ( $400/1000 \times 100 = 40\%$ ) o 40 estudiantes varones por 100 (estudiantes).

Puesto que los químicos, por lo general, expresan el contenido de un compuesto en términos de porcentaje por masa, primero determinan la UMA o masa de los diferentes elementos presentes en el compuesto, después determinan la cantidad en UMA o masa total del compuesto, y por último dividen la UMA o masa de cada uno de los elementos entre la masa total y el resultado se multiplican por 100.

### EJEMPLO.

Calcula la composición porcentual del cloruro de etilo ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ).

- Se calcula la masa molar de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$  igual a 64.5 UMA.

$$\text{C} = 2 \times 12.0 \text{ UMA} = 24.0 \text{ UMA}$$

$$\text{H} = 5 \times 1.0 \text{ UMA} = 5.0 \text{ UMA}$$

$$\text{Cl} = 1 \times 35.5 \text{ UMA} = \underline{\underline{35.5 \text{ UMA}}}$$

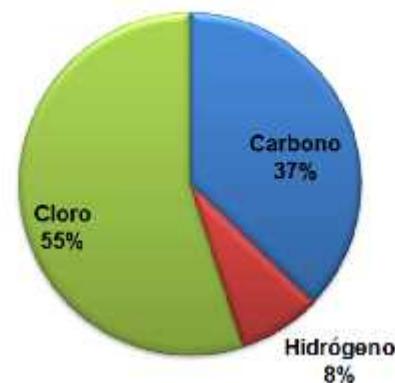
$$\text{Masa molar de la fórmula de } \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} = 64.5 \text{ UMA}$$



2. Posteriormente se calcula el porcentaje de cada elemento en el compuesto, dividiendo la contribución de cada uno (expresada en UMA) entre la masa molar (expresada en UMA) y multiplicando por 100. Por lo tanto, el porcentaje en masa de cada elemento en el  $C_2H_5Cl$ .

### Composición porcentual de CLORURO DE ETILO

$$\begin{aligned} \text{\% Carbono: } & (24.0 \text{ UMA}/64.5 \text{ UMA}) \times 100 = 37.2\% \text{ de C.} \\ \text{\% Hidrógeno: } & (5.0 \text{ UMA}/64.5 \text{ UMA}) \times 100 = 7.8\% \text{ de H.} \\ \text{\% Cloro: } & (35.5 \text{ UMA}/64.5 \text{ UMA}) \times 100 = 55.0\% \text{ de Cl.} \\ & = 100.00 \% \end{aligned}$$



#### Problema ejemplo:

Una muestra pura de sulfuro de zinc tiene una masa 8.00 g. en ella hay 5.00 g. de sulfuro de zinc y 3.00 g. de impurezas que no contienen zinc, ¿cuál es el porcentaje de zinc en la muestra impura?

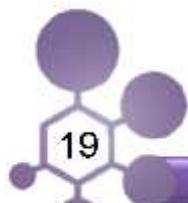
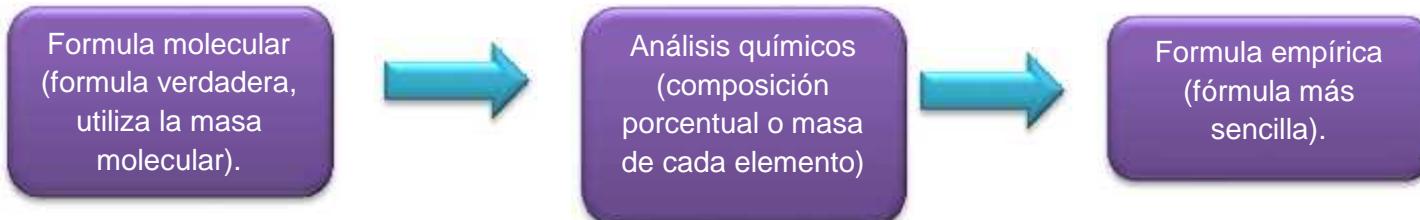
1. La fórmula química del sulfuro de zinc es  $ZnS$  y su masa molecular es 97.5 UMA.
2. La masa molar del  $ZnS$  es de 97.5 g., por tanto, en 97.5 g. de  $ZnS$  hay 65.4 g. de Zn, y podemos calcular el porcentaje de zinc en 8.00 g. de sulfuro de zinc impuro en la siguiente forma:  

$$(5.00 \text{ g. de } ZnS \text{ puro}/8.00 \text{ de } ZnS \text{ impuro}) \times (65.4 \text{ g. de Zn}/97.5 \text{ g. de } ZnS \text{ puro}) \times 100 = 41.9\% \text{ de Zn.}$$

## FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR.

La fórmula empírica de un compuesto se define como la fórmula que tiene la menor proporción de números enteros de los átomos que hay en una molécula o en la fórmula unitaria. Esta fórmula empírica se obtiene con base en la composición porcentual del compuesto, la cual se determina en forma experimental a partir del análisis del compuesto en el laboratorio.

De la misma manera que se determina la fórmula empírica de un compuesto, se determina la fórmula molecular. Ésta última se define con la fórmula que contiene la cantidad real de átomos que hay en cada elemento en una molécula del compuesto. La fórmula molecular es un múltiplo de números enteros de la fórmula empírica. En algunos casos, las fórmulas empíricas y moleculares son iguales, como en el caso del  $H_2O$ .



## FÓRMULA EMPÍRICA:

Determina la fórmula empírica de un compuesto que contiene 32.4% de sodio, 22.6% de S y 45% de O.

Para la resolución se debe tener en cuenta que se proporcionan los porcentajes para cada elemento presente en el compuesto, los cuales se pueden sumar y manejar como gramos:

32.40 % de Na.  
22.60 % de S.  
45.00 % de O.  
100 % = a 100 gramos.

El procedimiento de resolución inicia calculando el número de moles de cada uno de los elementos mencionados en el problema:

$$\text{Na} = (32.4 \text{ g. de Na} \times 1 \text{ mol de Na})/23 \text{ g. de Na} = 1.41 \text{ moles de Na.}$$

$$\text{S} = (22.6 \text{ g. de S} \times 1 \text{ mol de S})/32 \text{ g. de S} = 0.704 \text{ moles de S.}$$

$$\text{O} = (45.0 \text{ g. de O} \times 1 \text{ mol de O})/16 \text{ g. de O} = 2.82 \text{ moles de O.}$$

Estos datos servirán para establecer la proporción en la que se encuentra los elementos:

**Na 1.41 moles: S 0.704 moles: O 2.82 moles**

A continuación se expresa esta proporción en números enteros, para esto se divide el valor de cada elemento entre el valor de la proporción más pequeña. Para este caso el valor de azufre es el menor, así que sobre ese se dividirán todos los valores.

$$\text{Para Na: } 1.41 \text{ moles}/0.704 \text{ moles} = 2$$

$$\text{Para S: } 0.704 \text{ moles}/0.704 \text{ moles} = 1$$

$$\text{Para O: } 2.82 \text{ moles}/0.704 \text{ moles} = 4$$

Los valores obtenidos son los números enteros que expresan la cantidad de átomos en la fórmula empírica: 2 átomos de Na, 1 átomo de S y 4 átomos de O, los cuales deben expresarse como subíndices:

La fórmula empírica sería: **Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

Ahora, no todos los cálculos de fórmulas empíricas arrojan siempre número enteros.

## DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA MOLECULAR.

El análisis del óxido de nitrógeno fue el siguiente: 3.04 g. de nitrógeno combinado con 6.95 g. de O. La masa molecular de este compuesto se determinó y se encontró un valor de 91 UMA. Determina su fórmula molecular.

Los datos proporcionados están en gramos, por lo que si lo sumamos obtenemos 10 gramos, tomando en cuenta el mismo principio que en la fórmula empírica, se puede calcular lo siguiente:

$$(3.04 \text{ g. de N} \times 1 \text{ mol de N})/14 \text{ g. de N} = 0.217 \text{ moles de N.}$$

$$(6.95 \text{ g. de O} \times 1 \text{ mol de O})/16 \text{ g. de O} = 0.434 \text{ moles de O.}$$

Estos valores permiten calcular la cantidad de átomos de los elementos de la fórmula.

$$\text{Para N, } 0.217 \text{ moles}/0.217 \text{ moles} = 1$$

$$\text{Para O, } 0.434 \text{ moles}/0.217 \text{ moles} = 2$$

Por lo tanto, la fórmula empírica es **NO<sub>2</sub>**



Para obtener la fórmula molecular se debe calcular la masa molecular del compuesto de la fórmula empírica y se comprará con la del compuesto que se desea obtener. En función de lo anterior se tiene lo siguiente:

$$\begin{array}{rcl} \text{NO}_2 & \text{N= } 1 \times 14 \text{ UMA} = 14 \\ & \text{O= } 2 \times 16 \text{ UMA} = 32 \\ & \hline & 46 \text{ UMA} \end{array}$$

Si se comparan ambas masas, se observa que no concuerdan, ¿Qué se debe hacer? Para obtener el resultado se debe dividir el peso ideal (91 UMA) entre el peso real (46 UMA).

Masa idea (masa molecular del compuesto)  
Masa real (masa de la fórmula empírica)

El resultado es 1.98, por lo que debe ser redondeado a 2, este resultado se debe emplear en la multiplicación de la fórmula empírica, por lo tanto.

### Fórmula molecular

$$2(\text{NO}_2) = \text{N}_2\text{O}_4$$

#### Ejemplo 2.

Un hidrocarburo tiene la siguiente composición química de C= 92.3% y de H= 7.7%. La masa molecular del hidrocarburo que se encontró de forma experimental y es igual a 78 UMA. Determina la fórmula molecular.

1. Con los datos proporcionados se obtiene el número de moles:

$$(92.3 \text{ g. de C} \times 1 \text{ mol de C}) / 12 \text{ g. de C} = 7.69 \text{ moles.}$$

$$(7.7 \text{ g. de H} \times 1 \text{ mol de H}) / 1.0 \text{ g. de H} = 7.7 \text{ moles}$$

2. Luego se obtiene la cantidad de átomos de cada elemento.

$$\text{Para C} = 7.69 / 7.69 = 1$$

$$\text{Para H} = 7.70 / 7.69 = 1$$

3. Se obtiene la fórmula empírica, la cual es = CH.

4. Se calcula la masa molecular de la fórmula empírica.

$$\text{C} = 1 \times 12 \text{ UMA} = 12$$

$$\text{H} = 1 \times 1 \text{ UMA} = 1$$

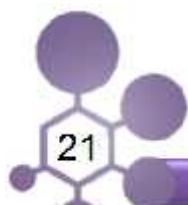
$$\textbf{13 UMA}$$

5. Con la masa proporcionada en el problema (**78 UMA**), se determina el número de unidades presentes en la fórmula.

$$\frac{\text{Masa ideal (masa molecular del compuesto)}}{\text{Masa real (masa de la fórmula empírica)}} = \frac{78.00 \text{ UMA}}{13 \text{ UMA}} = 6$$

6. El valor obtenido será el coeficiente de la fórmula molecular.

$$\textbf{Fórmula molecular} = 6(\text{CH}) = \text{C}_6\text{H}_6$$





### ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 3 B1. S2.

### Química 2

Nombre del estudiante: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_

<b>Aprendizaje esperado</b>	Construye analogías que le permitan entender y explicar la relación entre el número de Avogadro y la masa de los grupos de átomos y de moléculas. Resuelve problemas de reacciones químicas, a través de escribir las fórmulas químicas con la composición en masa de los compuestos que representan.
<b>Competencias Disciplinares</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Obtiene, registra y sistematiza la información para responder a preguntas de carácter científico, consultando fuentes relevantes y realizando experimentos pertinentes.</li> <li>- Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.</li> </ul>
<b>Atributos de las competencias genéricas</b>	Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas.

#### Producto esperado 3.

- ✓ Analogías escritas a modo de texto o en representación gráfica señalando componentes.
- ✓ Resuelve análisis químicos de problemas vinculados con sustancias de la vida cotidiana utilizando las herramientas propias de la química. .

### ACTIVIDAD INICIAL.

#### I. Realiza la siguiente actividad:

En el salón de clase: se pedirá a los alumnos se imaginen que trabajan en una tienda de granos, en el cual cuentan con una balanza, así como con una variedad de granos como lenteja, frijol, maíz, entre otros, tales que todos los elementos dentro de cada uno de estos grupos de granos son iguales, en particular que tengan la misma masa, pero diferente de aquella de los elementos de otro grupo. Posteriormente se les pedirá que piensen de qué manera será más fácil pesarla, por decenas o por kilos y si tendrían el mismo peso o la misma cantidad de granos, de manera que puedas entender que hay situaciones en la que se necesita utilizar las unidades sencillas y fáciles de medida. (La siguiente tabla les podrá ayudar para esta actividad).



Tres alumnos deberán pesar lo siguiente:

OBJETOS	MEDIDA QUE USARÍAS	PESO EN KILOS
Maíz		
Lentejas		
Frijoles		



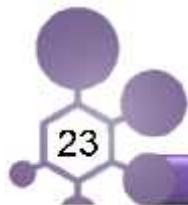
En función de la actividad práctica anterior, responde las siguientes cuestiones.

- a) ¿Es más fácil pesar grano por grano los frijoles, maíz y lentejas? Sí, no ¿Por qué?
- b) ¿Nos serviría una balanza de cocina para pesar los átomos?, si, no, ¿Por qué?

## DESARROLLO.

II. Resuelve lo que se te solicita:

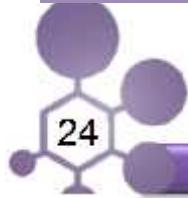
- a) Calcule la cantidad de moles de moléculas de oxígeno que hay en 24.0 g de oxígeno gaseoso ( $O_2$ ).
- b) Calcule la cantidad de moles de agua que hay en  $9.65 \times 10^{23}$  moléculas de agua.
- c) Calcule la cantidad de fórmulas mínimas de sulfato de sodio presentes en 1.30 mol de sulfato de sodio.
- d) Calcule la fórmula empírica de un hidrocarburo que en un análisis dio la siguiente composición: 85.63% de C y 14.3% de H.
- e) La cafeína, estimulante primordial del café y el té, tienen una masa molar de 194.19 g/mol y una composición en masa de 49.48% de C, 5.19% de H, 28.85% de N y 16.48% de O. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína?
- f) El análisis de una sal indica que contiene 56.58% de K, 8.68% de C, y 34.73% de oxígeno, ¿Cuál es la fórmula empírica de una sal?



- g) Un sulfuro se obtuvo combinando 2.233 g de Fe con 1.926 g de S ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
- h) Determine la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en masa: K: 24.75%; Mn: 34.77%; O: 40.51%
- i) Determina la composición porcentual de los elementos que conforman al permanganato de potasio.
- j) La testosterona (hormona sexual masculina) contiene 79.19% de C, 9.72% de H y 11.10% de O. Su masa molecular es de 288.17 g/mol. ¿Cuáles es su fórmula empírica? ¿Cuál es la fórmula molecular?

### CIERRE.

CRITERIO	SI	NO
Realiza todos los problemas que implican cálculos de masa molecular y porcentaje en masa.		
Detalla el procedimiento seguido para la resolución, es decir cálculos de masa molecular y porcentaje en masa.		
El alumno trabaja de forma individual y no incurre en plagio.		



## CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS:

Lee lo siguiente:



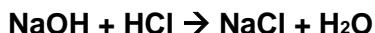
La mayoría de las grandes industrias generan una serie de productos secundarios, muchos de ellos contaminantes que deben tener un tratamiento especial y no ser arrojados al ambiente ya que ocasionarían enormes daños.

¿Será posible controlar la cantidad de desechos que se producen en las industrias utilizando cálculos estequiométricos?

En el siguiente caso... Una empresa que produce aceite de girasol genera como residuo del proceso de refinación cantidades importantes de hidróxido de sodio (NaOH). Para continuar con sus operaciones, debe comprobar ante los inspectores de la Procuraduría Federal de Protección al Ambiente que trata de manera adecuada estos residuos, para la cual la empresa lleva a cabo un proceso de neutralización del NaOH utilizando ácido clorhídrico (HCl). En el último periodo de producción, la planta produjo 400 kg de NaOH.

¿Se podría calcular la cantidad de HCl necesaria para eliminar o neutralizar los residuos?

Teniendo la siguiente ecuación:



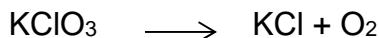
Comparte tus comentarios, describiendo cómo lo harías, escucha con respeto y atención a tus compañeros y profesor.

### CÁLCULOS MASA-MOL.

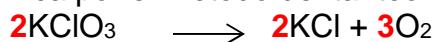
Al ser expresada como un factor unitario, la masa molar nos proporciona una relación entre una sustancia y los moles de esta o viceversa, es decir, para transformar los moles de una sustancia a su equivalente en gramos, o los gramos de esta en moles, el factor unitario que debemos usar es la masa molar.

Ejemplo:

Calcula el número de moles de oxígenos que se producen al calentar 1.65 gramos de clorato de potasio.



**Paso 1.** Balancear la ecuación química por el método del tanteo.



**Paso 2.** Convertir los gramos del reactivo en moles.

**KClO<sub>3</sub>**

$$K = 1 \times 39.0 \text{ g.} = 39.0 \text{ g.}$$

$$Cl = 1 \times 35.5 \text{ g.} = 35.5 \text{ g.}$$

$$O = 3 \times 16.0 \text{ g.} = \frac{48.0 \text{ g.}}{122.5 \text{ g.}}$$

$$\frac{(1.65 \text{ g. de KClO}_3 \times 1 \text{ mol de KClO}_3)}{122.5 \text{ g. de KClO}_3}$$

En 125 g. de KClO<sub>3</sub> hay 0.013 moles KClO<sub>3</sub>

**Paso 3.** Establecer una relación molar:

$$2 \text{ moles de KClO}_3 = 3 \text{ moles de O}_2$$

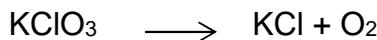
$$0.013 \text{ moles de KClO}_3 = x \text{ moles de O}_2$$

$$\frac{0.013 \text{ moles de KClO}_3 \times 3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3}$$

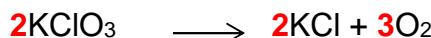
Por lo tanto, se producen **0.0202** moles de O<sub>2</sub>

### CÁLCULOS MOL – MASA.

Calcula la cantidad, en gramos, de O<sub>2</sub> que se producen al calentar 0.105 moles de KClO<sub>3</sub>



**Paso 1.** Balancea la ecuación por el método del tanteo.



**Paso 2.** Establecer la relación molar.

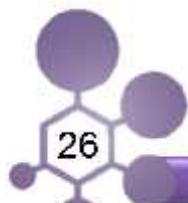
$$\begin{aligned} 2 \text{ moles de KClO}_3 &= 3 \text{ moles de O}_2 \\ 0.105 \text{ moles de KClO}_3 &= x \text{ moles de O}_2 \\ \frac{0.105 \text{ moles de KClO}_3 \times 3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles KClO}_3} \end{aligned}$$

Por cada 0.105 moles de KClO<sub>3</sub>, que se consumen, se producen 0.1575 moles de O<sub>2</sub>.

**Paso 3.** Como el problema solicita gramos, los moles calculados se necesitan convertir en gramos.

Por lo tanto, se producen 5.04 gramos de O<sub>2</sub>.

Por lo tanto, se producen 5.04 gramos de O<sub>2</sub>.

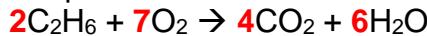


**CÁLCULO MASA-MASA:**

Calcula la cantidad en gramos de O<sub>2</sub> que se requieren para quemar 72 gramos de etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) hasta CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. La reacción es:



**Paso 1.** Balancear la ecuación química por el método del tanteo.



**Paso 2.** Obtener la masa molar de los compuestos que participan en los cálculos, es decir, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> y O<sub>2</sub>

$$\text{C} = 2 \times 12 \text{ g.} = 24 \text{ g.}$$

$$\text{H} = 6 \times 1.0 \text{ g.} = \frac{6 \text{ g.}}{30 \text{ g.}}$$

Para el oxígeno:

$$\text{O} = 2 \times 16 \text{ g.} = 32 \text{ g.}$$

**Paso 3.** Multiplicar la masa molar de cada reactivo que interviene en la reacción química por el coeficiente de balanceo.

$$\begin{aligned} 2\text{C}_2\text{H}_6 &= 7\text{O}_2 \\ 2(30 \text{ g.}) &= 7(32 \text{ g.}) \\ 60 \text{ g.} &= 224 \text{ g.} \end{aligned}$$

**Paso 4.** Establecer la regla de tres.

Si por 60 g. de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> se consumen 224 g. de O<sub>2</sub>.  
Entonces  $x$  gramos de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> consumen 72 g. de O<sub>2</sub>

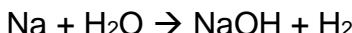
En relación matemática...

$$\frac{72 \text{ g.}}{224 \text{ g.}} \times 60 \text{ g.}$$

Por lo tanto, para quemar **72 g.** de oxígeno son necesarios **268.8 g.** de etano.

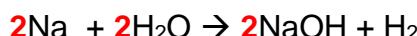
**CÁLCULO MOL-MOL.**

Considere la siguiente reacción química:



Calcular el número de moles de H<sub>2</sub> que se producen cuando reaccionan 0.15 moles de sodio (Na)

**Paso 1.** Balance la ecuación química por el método del tanteo.



**Paso 2.** Establecer la relación molar, esta se obtiene de la ecuación química balanceada y en ella podemos observar que los coeficientes actúan como la cantidad como la cantidad de moles de cada elemento o compuesto en la reacción química.

Relación molar.

$$\begin{aligned} 2 \text{ moles de Na} &= 1 \text{ mol de H}_2 \\ 0.15 \text{ moles de Na} &= x \text{ moles de H}_2. \end{aligned}$$

$$\frac{0.15 \text{ moles de Na} \times 1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ moles de Na}}$$

Por lo tanto, **0.075** moles de H<sub>2</sub>.





**ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4 B1. S2.**

**Química 2**

Nombre del estudiante: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_

<b>Aprendizaje esperado</b>	Identifica la importancia de contar partículas y su relación con la masa. Relaciona la cantidad de sustancia que se consume y se forma en una reacción química con los coeficientes de la ecuación química correspondiente.
<b>Competencias Disciplinares</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.</li> <li>- Contrasta los resultados obtenidos en una investigación o experimento con hipótesis previas y comunica sus conclusiones.</li> </ul>
<b>Atributos de las competencias genéricas</b>	Aplica distintas estrategias comunicativas según quienes sean sus interlocutores, el contexto en el que se encuentra y los objetivos que persigue. Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo.

**Producto esperado 4.**

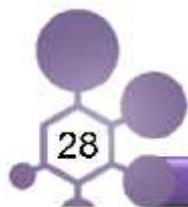
- ✓ Analiza y propone soluciones a situaciones problemáticas que involucran cálculos de concentración y masa.
- ✓ Resuelve análisis químicos de problemas vinculados con sustancias de la vida cotidiana utilizando las herramientas propias de la química.

**ACTIVIDAD INICIAL.**

- I. Determina la masa molecular de los siguientes compuestos:



$\text{Ga}_2(\text{CrO}_4)_3$	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	$\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_4\text{S}$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	$\text{Zn}_3(\text{BO}_3)_2$



## II. Responde las siguientes cuestiones.

1. ¿Cuántos gramos están contenidos en 4 moles de oxígeno gaseoso ( $O_2$ )?
2. ¿Cuántos moles se encuentran contenidos en 120 g de  $H_2O$ ?
3. ¿Qué volumen ocupan 0.75 moles de  $N_2$  en condiciones normales?
4. ¿Qué volumen ocupan 100g de  $CO_2$  en condiciones normales?

## III. DESARROLLO.

- a) Tomando en cuenta la siguiente reacción química:

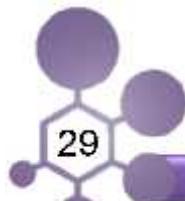


Calcula el número de moles de cromo que se producen cuando reaccionan 0.0265 moles de óxido de cromo (III).

- b) Calcula el número de moles de nitrato de calcio que producen al completarse la reacción de 0.765 moles de hidróxido de calcio en la siguiente reacción química:



- c) ¿Cuántos moles de acetileno se producen al reaccionar con 128 gramos de carburo de calcio? Considera la siguiente reacción.



- d) Calcula el número de gramos de Cl que se producen al hacer reaccionar 22.1 gramos de óxido de magnesio (IV) con ácido clorhídrico.



- e) Halla la cantidad, en gramos de sulfuro de níquel (II) producidos con 5.22 gramos de azufre.



- f) El nitro benceno ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ) se produce mediante la siguiente reacción:



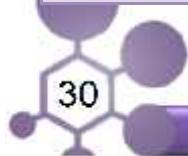
Si se utilizan 98.6 gramos de benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ). ¿Cuántos moles de nitrobenceno se producirán?

- g) ¿Qué cantidad de  $\text{NaCl}$  se necesita para hacer reaccionar con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para obtener 90 g de  $\text{HCl}$  y  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

- h) El dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) es uno de los principales responsables del efecto invernadero, asociado al calentamiento del planeta. La combustión del octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ), uno de los componentes de la gasolina ha ocasionado en gran medida el aumento de  $\text{CO}_2$  en la atmósfera.

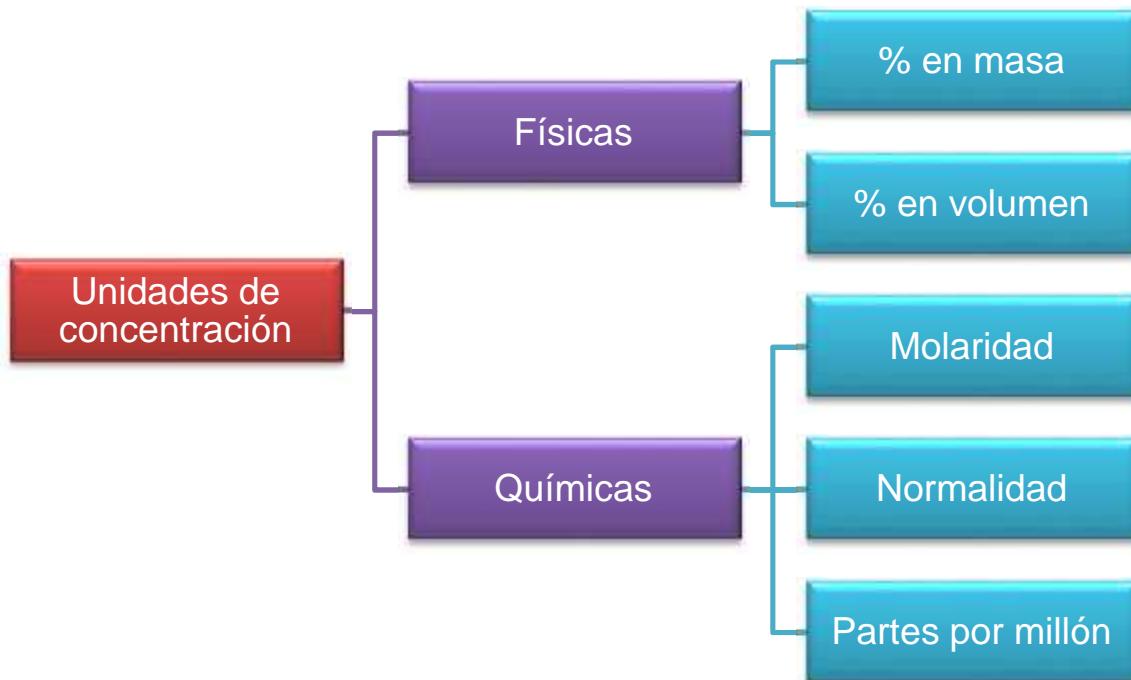
## CIERRE.

CRITERIO	SI	NO
Realiza todos los procedimientos estequiométricos que se le solicitan.		
Detalla el procedimiento para los cálculos estequiométricos.		
El alumno trabaja de forma individual y no incurre en plagio.		



## Unidades de concentración de los sistemas dispersos

Los términos de concentración de una disolución diluida o concentrada resultan imprecisos cuando se requiere expresar las cantidades de los componentes de una solución, por lo cual se requieren métodos cuantitativos:



### PORCENTAJE EN MASA Y EN VOLUMEN.

El **porcentaje en masa** indica los gramos de soluto presentes en 100 gramos de solución. El **porcentaje en volumen** nos indica los mililitros de soluto presentes en 100 mL de disolución:

$$(\%)_{\text{masa}} = \frac{\text{g. de soluto}}{\text{g. de solución}} \times 100$$

$$(\%)_{\text{volumen}} = \frac{\text{g. de soluto}}{\text{g. de solución}} \times 100$$

**Dónde:**

**Masa (g) de solución** = masa de soluto + masa de disolvente (agua).

**Mililitros de solución** = mL de soluto + mL de disolvente (agua).

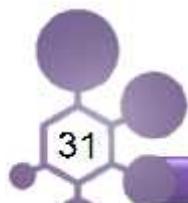
### Ejemplo:

Calcula el porcentaje en masa para cada 78.5 g de hidróxido de calcio  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  en 195 g de solución.  
**solución:**

$$(\%)_{\text{masa}} = \frac{78.5 \text{ gramos}}{195 \text{ gramos}} \times 100$$

**RESULTADO: 40.26%**

$$(\%)_{\text{masa}} = 0.4026 \times 100 = 40.26$$



**MOLARIDAD.**

Se representa con **M**, y se refiere a la medida de concentración de una solución que expresa la cantidad de moles de soluto en un litro de solución (moles/L solución).

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L de solución.}}$$

Dónde:

$$\text{Moles de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Masa molar del soluto}}$$

Por lo tanto, podemos considerar...

$$M = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa molar de soluto} \times \text{litros de solución}}$$

**Ejemplo:**

¿Cuántos g de hidróxido de bario  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  se necesitan para preparar 650 mL de una solución 0.2 M?

**Solución:**

Después de leer el ejemplo me doy cuenta que necesito la fórmula de molaridad.

$$M = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa molar del soluto} \times \text{litros de solución.}}$$

Los datos que me da el problema son el volumen y la molaridad, por lo tanto, se debe despejar la masa de soluto (gramos de hidróxido de bario) y además, necesitamos calcular la masa molar de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

Masa de soluto =  $M \times$  masa molar de soluto  $\times$  litros de solución.

Dónde:

$$\text{Ba} = 137.33 \times 1 = 137.33$$

$$\text{H} = 1.00 \times 2 = 2.00$$

$$\text{O} = 15.99 \times 2 = 31.99$$

$$171.34 \text{ gramos masa de un mol de } \text{Ba}(\text{OH})_2$$

Y 650 ml = 0.650 litros.

$$\text{Masa de soluto} = (0.2 \text{ mol/litro} \times 171.344 \text{ g/mol} \times 0.650)$$

Masa de soluto = 22.27 gramos de hidróxido de bario se necesitan preparar para la solución.

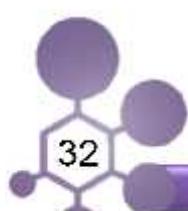
**Normalidad.**

Cuando una disolución se utiliza en una reacción de ácidos con bases, la concentración se expresa en términos de normalidad. La normalidad (N) es la cantidad de equivalente (eq.) de soluto por litro de disolución.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\text{Equivalente de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

También se puede aplicar la siguiente fórmula.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{(\text{gramos de soluto}) (\text{número de H u OH})}{(\text{litros de solución}) (\text{masa molar})}$$



Pero, ¿Qué es equivalente? Un equivalente de un ácido es la cantidad que reacciona para producir un mol de iones de hidrógeno; mientras que el equivalente en una base es la cantidad que reacciona con un mol de iones hidrógenos por mol de hidróxido. Para determinar el equivalente de un ácido se debe dividir la masa molar de un ácido entre la cantidad de moles del ión hidrógenos por mol de ácido que se utiliza en la reacción. Lo mismo aplica en el caso de las bases, sólo que con los moles de ión hidróxido.

*Ejemplo.*

Determina el número de equivalentes ácido para el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

*Solución.*

Primero se obtiene la masa molar del ácido.

$$\text{H} = 2 \times 1.0 \text{ g.} = 2.0 \text{ g.}$$

$$\text{S} = 1 \times 32.0 \text{ g.} = 32.0 \text{ g.}$$

$$\text{O} = 4 \times 16.0 \text{ g.} = 64.0 \text{ g.}$$

$$\text{TOTAL} = 98.0 \text{ g.}$$

La fórmula tiene dos iones de hidrógeno capaces de ser sustituidos, por lo que los equivalentes ácidos se obtienen dividiendo la masa molar de ácido sulfúrico entre la cantidad de hidrógenos.

**Eq. Ácido = 98.0 g.** por lo tanto, el número de equivalentes es 49 g.

2

Cabe mencionar que la cantidad de hidrógenos pueden variar de compuestos a compuesto y de la disponibilidad de ser sustituidos. Una vez analizado el método de los equivalentes, aplicaremos la fórmula de normalidad.

*Ejemplo:*

Calcula la normalidad de una disolución acuosa de 275 gramos de ácido sulfúrico en 1.20 litros de disolución y que se utiliza en reacciones en las cuales se reemplazan dos iones hidrógenos

*Solución.*

La fórmula del ácido sulfúrico es  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por lo que su masa molar es 98 gramos. Para obtener los equivalentes ácido, se divide 98 g. entre dos hidrógenos, como menciona el problema, para obtener 49 g. Estos equivalentes ácidos sirven para obtener el equivalente soluto, los cuales se calculan como:

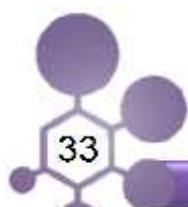
$$\text{Equivalente soluto} = \frac{\text{Masa del problema}}{\text{Equivalente ácido o base}}$$

Al sustituir, se tiene:

$$\text{Equivalente soluto} = \frac{275.0 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{\text{Equivalente ácido o base}} = 5.61 \text{ equivalente soluto.}$$

Al aplicar la fórmula de normalidad, resulta:

$$N = \frac{5.61 \text{ equivalente soluto}}{1.20 \text{ litros de disolución}} = 4.68 \text{ N}$$





## ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 5 B1. S2.

## Química 2

Nombre del estudiante: \_\_\_\_\_ Grupo: \_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_\_

<b>Aprendizaje esperado</b>	Identifica la importancia de contar partículas y su relación con la masa. Relaciona la cantidad de sustancia que se consume y se forma en una reacción química con los coeficientes de la ecuación química correspondiente.
<b>Competencias Disciplinares</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.</li> <li>- Contrasta los resultados obtenidos en una investigación o experimento con hipótesis previas y comunica sus conclusiones.</li> </ul>
<b>Atributos de las competencias genéricas</b>	Aplica distintas estrategias comunicativas según quienes sean sus interlocutores, el contexto en el que se encuentra y los objetivos que persigue. Toma decisiones a partir de la valoración de las consecuencias de distintos hábitos de consumo y conductas de riesgo.

### Producto esperado 5.

- ✓ Ejercicios para estimar la concentración a partir de la intensidad de sustancias.

### ACTIVIDAD INICIAL.

Responde las siguientes cuestiones:



1. ¿Cuál es la importancia de las disoluciones en la vida diaria? Menciona 3 ejemplos.

2. En relación con la contaminación de los cenotes, ¿Cómo se relaciona el conocimiento de la concentración de las sustancias?

3. Reflexiona y escribe ¿cómo le podría ser útil a un perito el conocimiento del cálculo de la concentración de sustancias?



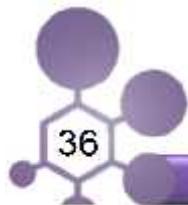
4. ¿De qué forma emplea el cálculo de concentración de sustancias una enfermera en su labor diaria?
  
  
  
  
  
5. ¿Qué importancia tiene el cálculo de concentración de sustancias en la labor médica?

**DESARROLLO:**

- A) ¿Qué normalidad tendrá una solución si 600 ml de la misma contienen 60 g de ácido fosfórico?
  
  
  
  
  
- B) Determina cuántos gramos de agua se necesitan para disolver 40 g de café, si se quiere obtener una disolución a 4% en masa de café.
  
  
  
  
  
- C) Una solución de ácido sulfúrico a 34% tiene densidad de 1.25 g/L. ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  están contenidos en 1 litro de esta solución?



- D) El ácido clorhídrico industrial, conocido comercialmente como ácido muriático, se usa en la fabricación de productos para la limpieza. Determina el porcentaje en volumen de una disolución que contiene 0.10 L de HCl en 0.2 L de un quita sarro comercial.
- E) Se han disuelto 6.8 gr de  $\text{AgNO}_3$  en 0.35 L de solución. Calcula la molaridad de dicha solución.
- F) Si se desea obtener una solución 0.3 M de hidróxido de potasio (KOH) disolviendo 60 g, ¿qué volumen de solución se obtendrá?
- G) ¿Cuál es la normalidad de una solución que resulta al disolver 49.05 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en 0.5 L de solución?



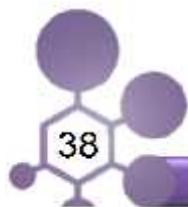
- H) ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ) son necesarios para preparar 0.3 L de una solución 1.5 N?
- I) Determina el volumen en el cual se debe disolver una solución de ácido nítrico si se emplearon 230 gramos y se obtuvo una normalidad de 3.0.
- J) El uso de soluciones para hidratar a una persona después de una diarrea o vómitos ocasionados por enfermedades ha salvado a seres humanos de la muerte por deshidratación, sin embargo, es muy común que las personas preparen soluciones hidratantes caseras a base de mezclar sal, azúcar y agua sin tomar en cuenta que estos compuestos caseros no son los ideales para la reposición de líquidos. ¿Consideras que se debe difundir información pertinente con respecto a este tema?

### CIERRE.

CRITERIO	SI	NO
Realiza todos los ejercicios relativos a las concentraciones de las sustancias y las cuestiones solicitadas.		
Detalla el procedimiento para calcular la concentración en masa, volumen, normalidad y molaridad.		
El alumno trabaja de forma individual y no incurre en plagio.		

Referencias:

- ]) Chuc P., Vázquez M. y A. Mugarte. 2015. Química II. Pearson. México D.F. 139 pp.
- ]) Delgado A., Corrales J., Silvia L. y E. Larios. 2018. Química II. Quinta edición. Colegio de Bachilleres del Estado de Baja California. Mexicali, Baja California, México. 102pp. Disponible en <http://www.cobachsonora.edu.mx/files/semestre2-2016/fb2squim2.pdf> (Recuperado 11/01/2019)
- ]) Diccionario especializado de QUÍMICA. 2001. Colección La llave de la ciencia. Grupo editorial NORMA educativa. Bogotá, Colombia.
- ]) González P. y M. Uriarte. 2015. Química II. Secretaría de Educación Pública. México, D.F., 319 pp. Disponible en <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/LIBROS/2-semestre-2016/Quimica-II.pdf> (Recuperado 08/01/2019)
- ]) Hein. 1992. Química. Grupo Editorial Iberoamericana S.A. de C.V. México. 705 pp.
- ]) Recio F. 2008. QUÍMICA INORGÁNICA. Bachillerato. MacGraw-Hill. Cuarta edición. México, D.F. 264 pp
- ]) Smooth, Chang, Phillips, Whitten, Castellanos, Recio, Orozco y Pimentel. 2001. Mi contacto con la química. McGraw-Hill. México. 335 pp.
- ]) <https://www.dgb.sep.gob.mx/servicios-educativos/telebachillerato/ CUADERNOS/2-Semestre/4026-QUIMICA-II.pdf> (Recuperado 10/01/2019)



## 2.4

## ¿Cómo sé que puedo cambiar?

*"En la vida no hay cosas que temer, sólo hay cosas que comprender."*

Marie Curie

¿Recuerdas cómo eras cuando entraste a la secundaria? Has cambiado, ¿verdad? Tu cuerpo, gustos, intereses, necesidades y las formas de relacionarte con otras personas no son las mismas porque has crecido, has aprendido a adaptarte a distintos ambientes y situaciones. A tu historia de vida se han sumado experiencias y, a la par, has construido una identidad personal distinta a la que tenías en la infancia.

¿Ha pasado lo mismo con la forma en que reconoces y manejas tus emociones?

El reto es que identifiques los hábitos que has logrado modificar.

**Actividad 1.** Lee los ejemplos y piensa en una experiencia de cambio que reconozcas en ti. Escríbela aquí o en tu cuaderno.

Ámbito	Situación	¿Qué hacía antes?	¿Qué hago ahora?
En la vida personal	Levantarme temprano.	Ponía dos o tres alarmas en el despertador y siempre se me hacia tarde.	Cuando suena la primera alarma pongo música y eso me despierta.
En la relación con los demás	La persona que me gusta se acerca a mí.	Sentía nervios, tensión y no hablaba.	Disimuladamente respiro profundo mientras sigo haciendo mis cosas.
En la escuela	Las actividades escolares.	Sentía que no podía con algunas asignaturas y me rendía.	Me esfuerzo y reconozco lo que voy aprendiendo a mi ritmo y conforme a mis metas.

a. Escribe aquí o en tu cuaderno qué emociones sientes al observar las cosas que has logrado modificar.

---

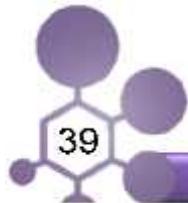


---

**Actividad 2.** Escribe una de tus experiencias y compártela con alguien a quien le tengas confianza.

Comenten:

- ¿Qué hicieron para lograrlo?
- ¿Qué les ayuda a cambiar?
- ¿Qué se los impide?
- ¿Cómo saben cuándo cambiar un hábito?
- ¿De qué forma les beneficia en lo personal, en la relación con los demás y en la escuela transformar algunos hábitos?



## 4.4

### El botón del enojo

*"No se puede desatar un nudo sin saber cómo es el hecho".*

Aristóteles

Como todas las emociones, el enojo es una respuesta natural ante algo que percibimos como amenazante para nuestra integridad física y emocional, o para nuestros derechos y expectativas.

Cuando nos enojamos nuestro organismo reacciona. Físicamente podemos experimentar incremento de la frecuencia cardíaca, tensión muscular o aumento de la temperatura corporal. Emocionalmente podemos sentirnos aturdidos y con ganas de defendernos sacando el enojo de cualquier manera.

**El reto** es que reconozcas las situaciones que con mayor frecuencia detonan en ti el enojo.

**Actividad 1.** Existen situaciones que detonan o "encienden el botón" del enojo porque cuando suceden provocan un estado de incomodidad que molesta y provoca una reacción.

a. Revisa los siguientes casos que pueden provocar enojo y sus ejemplos:

**Frustración:**

*"El maestro me quitó el examen porque un compañero me estaba copiando, le dije que no era mi culpa, pero no me hizo caso"*

**Injusticia:**

*"Mi familia le consiente todo a mi hermanita y a mí me exigen de más"*

**Decepción:**

*"Mi pareja me engañó"*

**Faltas de respeto:**

*"En el camión un señor me acosó"*

**Agresiones verbales o físicas:**

*"Cada vez que mi hermano pasa cerca de mí me da un zape"*

**Rechazo o exclusión:**

*"Nunca me escogen para los equipos de trabajo o de juego"*

**Hartazgo:**

*"El primer día de clases un compañero me puso un apodo y ahora todos me llaman así"*

b. Reflexiona: ¿Te ha pasado algo similar? ¿Cómo fue tu reacción? ¿Qué sientes al recordarlo?

**Actividad 2.** ¿Cuáles son las situaciones que disparan el enojo? En cada caso, recuerda una situación que te haya provocado esa emoción y escribe aquí o en tu cuaderno la causa que la detonó:

En casa (mamá, papá o hermanos)

En la escuela (con un maestro)

En la escuela (con tus compañeros)

Con una amistad cercana o con tu pareja

