CECYTE Campeche

Trabajos Colegiados Estatales Virtuales

QUÍMICA II

Francisco de la Luz Villaseñor Montalvo
Cruz Gamaliel Centeno Naal
Sergio Manuel Moreno García

CECyTE Campeche

PRESENTACIÓN

Querido alumno:

En la familia CECyTEC tenemos un gran compromiso, la enorme tarea de que ustedes, nuestros alumnos, logren sus metas y sus objetivos. Con estos libros de trabajo estamos dándoles las herramientas que les permitan desarrollar sus conocimientos y habilidades para tener un buen desempeño académico.

Dedícate tiempo de manera inteligente para desarrollar tus habilidades y destrezas. Ten muy claras tus metas. Recuerda que solo con educación podemos construir un futuro prometedor, un mejor país, un mejor estado, un mejor municipio y una mejor familia.

Aprende a soñar. Lucha por tus sueños. Te auguro que serás siempre un triunfador.

¡Estás a muy poco de lograr el éxito!

Mtra. Margarita Nelly Duarte Quijano

Directora General del CECyTEC

Libro de Trabajo
Febrero - Julio 2022

Química II

Primer Parcial

Plantel: _____

Nombre del Alumno: _____

Carrera: _____

Semestre:_____ Grupo:_____

Colegio de Estudios Científicos y Tecnológicos del Estado de Campeche

Eje: Explica el comportamiento e interacción en los sistemas químicos, biológicos, físicos y ecológicos. Utiliza escalas y magnitudes para registrar y sistematizar información en la ciencia.

Componentes: Continuidad equilibrio y cambio: orden necesario en el funcionamiento del planeta. Cuantificación y medición de sucesos o procesos en los sistemas químicos, biológicos, físicos y ecológicos.

Contenido central: Las reacciones Químicas y el Equilibrio Químico. Cuantificación en las reacciones químicas: ¿Cómo contamos lo que no podemos ver?

Contenido específico:
1. ¿Qué ocurre con la materia durante las reacciones químicas?
2. ¿Qué es el equilibrio dinámico?
3. Reacciones químicas importantes de nuestro entorno: combustión, fotosíntesis, digestión, corrosión, etc.

Aprendizajes esperados:

Resuelve problemas de análisis químico de reacciones conocidas utilizando su descripción a través de ecuaciones químicas, destacando lo que están representando.

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.

"La química resuelve problemas ambientales"

La **química**, pese a tener una mala imagen que la asocia a problemas ambientales, aporta en realidad soluciones a estos problemas,

1970, 80 y 90: lluvia ácida

Es la década de los 80 y **los peces están desapareciendo** en los ríos de Escandinavia.

Árboles en partes de los bosques están despojados de hojas, y en América del Norte algunos **lagos están tan desprovistos de vida** que sus aguas se vuelven de un inquietante azul traslúcido.

La causa es que **las nubes de dióxido de azufre de las centrales eléctricas que queman carbón** viajan largas distancias en el aire y regresan a la Tierra en forma de lluvia ácida

"En los años 80, el mensaje fue que este era **el mayor problema ambiental de todos los tiempos**", dice Peringe Grennfelt, un científico sueco que jugó un papel clave al destacar los peligros de la lluvia ácida.

Los titulares que advertían sobre las amenazas de la lluvia ácida eran comunes.

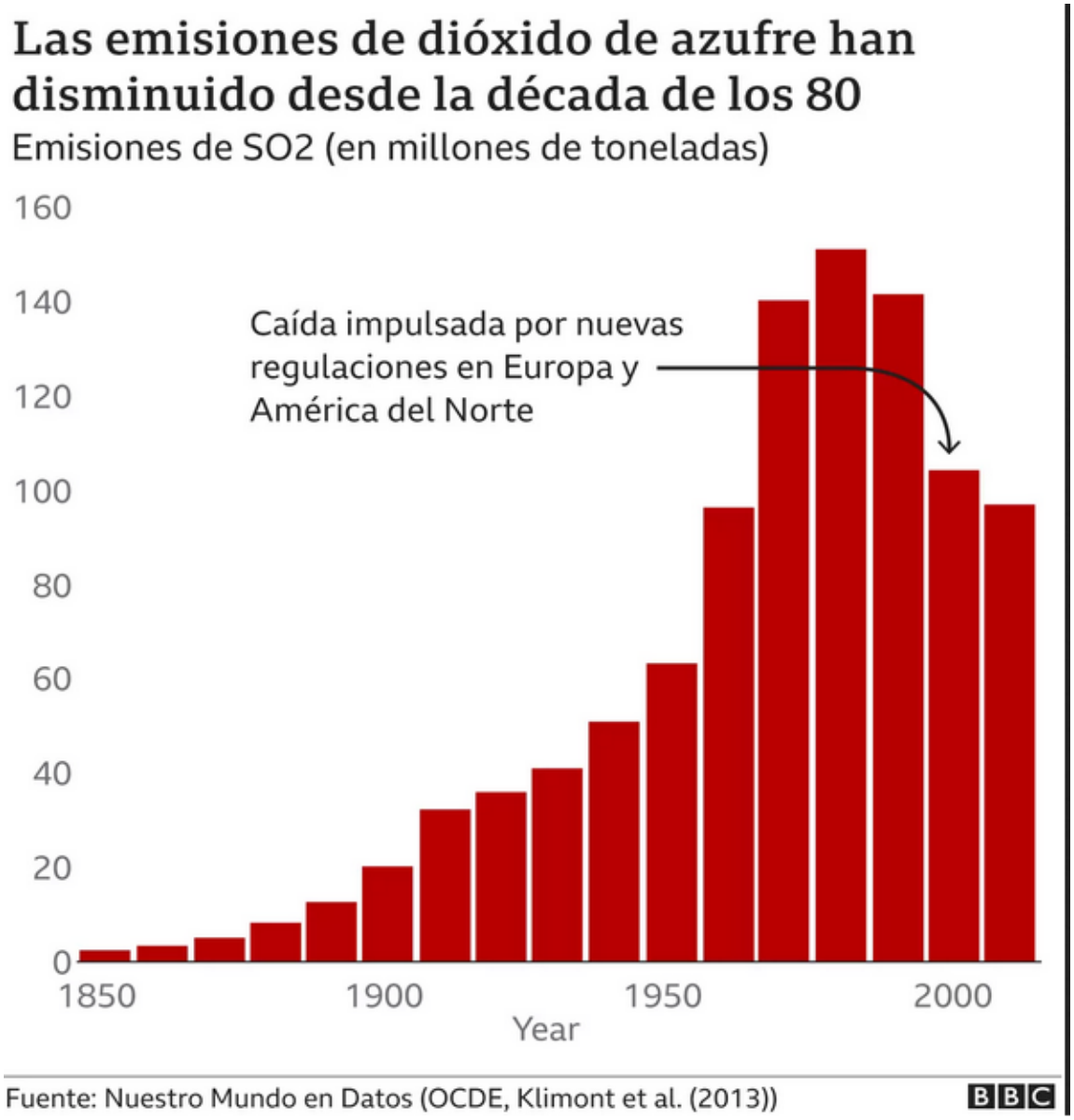
Durante años **hubo confusión, negación y enfrentamientos diplomáticos**, pero una vez que la ciencia resolvió todas las dudas, los llamados a la acción cobraron rápidamente impulso.

Al final todo condujo a **acuerdos internacionales para frenar** los contaminantes de la quema de combustibles fósiles que acidifican la lluvia.

Las enmiendas a la Ley de Aire Limpio en Estados Unidos introdujeron un sistema de límites y de comercio, dando a las empresas un incentivo para reducir las emisiones de azufre y nitrógeno, y comercializar cualquier exceso de derechos.

Cada año, el límite se iba reduciendo hasta que las emisiones empezaron a caer drásticamente.

Entonces, **¿funcionó?**



EVALUACION DIAGNOSTICA

¿Qué problemas requieren del pensamiento químico para resolverlos?

¿Qué es una reacción química?

¿Qué es una ecuación química?

¿Cuáles son los símbolos empleados en una ecuación química?

¿Qué ocurre con la materia durante las reacciones químicas?

1.- BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS POR EL MÉTODO DE TANTEO

Una Ecuación Química es la representación gráfica o simbólica de una reacción que muestra las transformaciones que sufren las sustancias, elementos o compuestos, bajo ciertas condiciones específicas. De esta manera, las sustancias reaccionantes (llamadas reactivos) sufren una serie de transformaciones en el curso de una reacción química para dar origen a los productos de la reacción.
La ecuación química también nos muestra la cantidad de substancias o elementos que intervienen en la reacción.
Una reacción Química se define como todo proceso en el cual una o más substancias sufren transformaciones químicas.
Una ecuación química consta de dos miembros constituyentes.
A la izquierda se ubican las substancias que reaccionan y a la derecha, los productos de la reacción. Para separar ambos miembros, se emplea una flecha que indica el sentido en que transcurre la reacción.
En la siguiente reacción:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

Un átomo de hierro se combina con un átomo de azufre para dar origen a una molécula de sulfuro ferroso.
Observe que en ambos miembros de la ecuación existe el mismo número de átomos. Un átomo de hierro y un átomo de azufre lo que se ajusta a la Ley de la conservación de la materia, propuesta por Lavoisier en 1774, que dice lo siguiente:

"En una reacción química, la masa de los reactantes es igual a la masa de los reactivos" por lo tanto "La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma"

Decimos entonces que la reacción está Igualada o Balanceada.

Una ecuación estará correctamente escrita cuando esté balanceada.
La ecuación:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

Se lee diciendo que un átomo de azufre reacciona con una molécula de oxígeno para dar lugar a una molécula de Anhídrido sulfuroso. Obsérvese que el símbolo de oxígeno esta seguido del subíndice “dos”. Esto se debe a que todas las substancias gaseosas siempre se representan como moléculas: O2, N2, H2, Cl2, etc. Puede decirse, entonces que “todas las substancias gaseosas son moléculas diatómicas”.
Esta reacción también está balanceada pues existe el mismo número de átomos entre los reactantes y en los productos. Sin embargo, esto no siempre es así.
Observe la siguiente ecuación:

$$Mg + HCl \rightarrow MgCl2 + H2\uparrow$$

En primer lugar, debemos indicar que la flecha apuntando hacia arriba que aparece a continuación del símbolo de la molécula de hidrógeno, "↑", indica que el hidrógeno es un gas que se desprende a la atmósfera.
En otros casos, podemos encontrar una flecha apuntando hacia abajo, "↓", lo cual indica que el elemento o compuesto que la precede precipita depositándose en el fondo del recipiente en el que ha ocurrido la reacción.
Si observamos la ecuación, notaremos que no está balanceada pues a la derecha de la ecuación hay más átomos de hidrógeno y de cloro que entre los reactivos. Para solucionar este problema, debemos multiplicar la molécula de ácido clorhídrico, "HCl" del primer miembro, por dos:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl2 + H2\uparrow$$

Ahora la ecuación ha quedado balanceada pues existen dos átomos de hidrógeno y dos átomos de cloro a ambos lados de la ecuación.
Este número que antecede al HCl se denomina "Coeficiente" y observe que afecta a cada constituyente de la molécula por igual (2HCl indica que hay 2 átomos de H y 2 átomos de Cl). Por el contrario, en el caso del MgCl2, el subíndice solo afecta al átomo de cloro y no al átomo de Magnesio (1 átomo de Mg y 2 átomos de Cl).
Este procedimiento de igualar el número de átomos que existe en ambos lados de la ecuación de denomina "Balanceo de Ecuaciones".
Existen diversos métodos de igualación de ecuaciones químicas a saber:

- Método por Tanteo,
- Método Algebraico o Aritmético y
- Métodos de Igualación de Reacciones de Óxido Reducción, también conocidos como Redox que se subdividen a su vez en:

1. Método del Número de Oxidación,
2. Método del Ión-electrón o Semi-reacciones.

En el presente trabajo expondremos cada uno de estos métodos y se proponen un buen número de ejercicios que nos permitirán adquirir las destrezas necesarias para dominar cada uno de ellos.
Nuestra recomendación es que resuelva cada uno de los ejercicios propuestos, sin excepción, lo que le permitirá alcanzar la destreza necesaria para balancear cualquier reacción química que se nos plantee, independientemente que se trate de una reacción química Inorgánica u Orgánica.
Como se ha indicado antes, para balancear por este o todos los demás métodos es necesario conocer la ley de la conservación de la materia, propuesta por Lavoisier en 1774.
Como todo lleva un orden a seguir, este método resulta más fácil si ordenamos a los elementos de la siguiente manera:

Balancear primero Metales y/o no metales
Oxígenos
Hidrógenos

De esta manera, nos resulta más fácil, ya que el mayor conflicto que se genera durante el balanceo es causado principalmente por los oxígenos e hidrógenos. Balancear por el

método de tanteo consiste en colocar números grandes denominados "Coeficientes" a la izquierda del compuesto o elemento del que se trate.
De manera que “Tanteando”, logremos una equivalencia o igualdad entre los reactivos y los productos. Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación química:

$$Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$$

NOTA: Observa que solo podemos colocar coeficientes para balancear (números antes de la formula.
No se puede colocar un dos después del hierro de los productos pues esto alteraría la formula del compuesto). Ya hemos igualado los átomos de hierro.
A continuación, contamos los átomos de oxígeno que hay en ambos lados de la ecuación.
En el primer miembro hay cuatro átomos de oxígeno. Tres en el óxido férrico (FeO3) y uno en la molécula de agua; mientras que en el segundo miembro hay seis, tres en el grupo OH multiplicado por el coeficiente 2 que hemos colocado en el paso anterior. (Observa que los coeficientes multiplican los átomos presentes en la molécula).
Para compensar esta diferencia colocamos un tres antes de la formula del agua. Lo colocamos allí porque si lo colocamos antes de la formula del óxido, alteraríamos la cantidad de hierro que ya hemos ajustado en el paso anterior.

$$Fe_2O_3 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ Fe(OH)_3$$

Para comprobar, construimos la siguiente tabla:

2 Fe 2
6 O 6
6 H 6

El propano (C_3H_8) se quema en la presencia de oxígeno para producir agua y dióxido de carbono.

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2.$$

Anota el número de átomos por cada elemento que tengas a ambos lados de la ecuación. Observa los subíndices junto a cada átomo para encontrar el número de átomos en la ecuación.

C = 3	C = 1
H = 8	H = 2
O = 2	O = 3

- Lado izquierdo: 3 de carbono, 8 de hidrógeno y 2 de oxígeno.
- Lado derecho: 1 de carbono, 2 de hidrógeno y 3 de oxígeno.

Si tienes más de un elemento que quede por balancear, elige el elemento que aparece en una sola molécula de reactivo y en una sola molécula de producto. Esto significa que tendrás que balancear los átomos de carbono primero. Siempre deja el hidrógeno y el oxígeno para el final.

Agrega un coeficiente al átomo de carbono a la derecha de la ecuación para balancearlo con los 3 átomos de carbono a la izquierda de la ecuación.

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow H_2O + 3\ CO_2.$$

C = 3	C = ~~1~~ 3
H = 8	H = 2
O = 2	O = ~~3~~ 7

Balancea los átomos de hidrógeno como siguiente paso. Tienes 8 al lado izquierdo, así que necesitarás 8 al lado derecho. Agrega un 4 como coeficiente al agua

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow 4\ H_2O + 3\ CO_2$$

C = 3	C = 3
H = 8	H = ~~2~~ 8
O = 2	O = ~~7~~ 10

Balancea los átomos de oxígeno. Agrega un coeficiente de 5 a la molécula de oxígeno al lado izquierdo

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ H_2O + 3\ CO_2.$$

C = 3	C = 3
H = 8	H = 8
O = ~~2~~ 10	O = 10

Los átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno están balanceados. Tu ecuación está completa.

Cómo balancear la siguiente ecuación química: $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

Comenzaremos por el "Fe" (Hierro) y después "O_2" y finalizamos con "H_2".

El primer miembro se encuentra antes de la flecha denominada "producto" (→) y el segundo miembro se encuentra después de la flecha denominada.

Entonces, preguntamos: ¿cuántos "Fe" hay en el primer miembro? *y* encontramos dos, y ¿cuántos en el segundo? hay uno. Por lo tanto, agregamos un 2 como coeficiente del hidróxido férrico:

$$Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow 2\ Fe(OH)_3$$

Continuamos: ¿Cuántos oxígenos hay en el primer miembro? Encontramos 4 porque 3+1 *es* igual a 4. ¿Cuántos en el segundo? Encontramos 6 porque el dos (situado a la izquierda del Fe) se multiplica por el subíndice encontrado a la derecha del paréntesis final y se multiplica 2*3=6

Por lo tanto, en el segundo miembro hay 6 oxígenos.

Entonces colocamos un 3 como coeficiente del agua en el primer miembro para tener 6 oxígenos. $Fe_2O_3 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ Fe(OH)_3$

Posteriormente, Vamos con los hidrógenos, en el primer miembro vemos que hay 6 hidrógenos y en el segundo igualmente 6.

Entonces concluimos de la siguiente manera:

2 =Fe=2
6=O=6
6=H=6

1. Resuelva las siguientes ecuaciones por el método de tanteo:

a) $H_2O + N_2O_5 \rightarrow NHO_3$
H2O + N2O5 → 2NHO3

Átomo	Reactivos	Productos
N	2	2
H	2	2
O	5	5

b) $HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
2HCl + Zn → ZnCl2 + H2

Átomo	Reactivos	Productos
H	2	2
Cl	2	2
Zn	1	1

c) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
2KClO3 → 2KCl + 3O2

Átomo	Reactivos	Productos
K	2	2
Cl	2	2
O	6	6

d) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
2SO2 + O2 → 2SO3

Átomo	Reactivos	Productos
S	2	2
O	6	6

e) $Cl_2 + HI \rightarrow I_2 + HCl$
Cl2 + 2HI → I2 + 2HCl

Átomo	Reactivos	Productos
Cl	2	2
H	2	2
I	2	2

Cierre

Desarrolla el procedimiento paso a paso hasta llegar al resultado.

Ejercicios:

1.- Balancea las siguientes ecuaciones Químicas por el método de tanteo:

1. $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
2. $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O$
3. $Al_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$
4. $P + O_2 \rightarrow P_2O_3$
5. $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$

RESOLUCION DE EJERCICIOS:

Lista de cotejo

NOMBRE DEL ALUMNO:	
PLANTEL:	**Productos esperados:** **Ejercicios de balance de ecuaciones químicas a considerar la conservación de la masa en diversos procesos observados y analizados.**
GRUPO:	
GRADO: 2DO SEMESTRE	
COMPETENCIA DISCIPLINAR BÁSICA Y/O EXTENDIDA A DESARROLLAR: C. E. 7. Hace explícitas las nociones científicas que sustentan los procesos para la solución de problemas cotidianos. C.E.9 Diseña modelos o prototipos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos. C. E. 10. Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.	**ENTE EVALUADOR:** Heteroevaluación
COMPETENCIA GENÉRICA A DESARROLLAR: 5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.	**TIPO DE EVALUACIÓN:** Formativa

INIDICADORES		**EXCELENTE**	**BUENO**	**SUFICIENTE**	**DEFICIENTE**
1	DETERMINA LOS ELEMENTOS QUE INTERVIENEN EN LA REACCIÓN QUÍMICA, AL IGUAL QUE EL NÚMERO DE CADA UNO DE ELLOS.				
2	IDENTIFICA DONDE SE ENCUENTRA DESVALANCIADA LA ECUACIÓN				
3	MEDIANTE TANTEO				

	ESTABLECE VALORES QUE LOGREN BALANCEAR LA ECUACIÓN				
4	LOS VALORES POR TANTEO SON ANTEPUESTOS A LOS COMPUESTOS O ELEMENTOS SEGÚN SEA EL CASO.				
5	REALIZA LAS OPERACIONES CORRECTAS Y REALIZA LAS CORRECCIONES				
6	SI LA ECUACIÓN QUEDA BALANCEADA DA POR TÉRMINADO EL PROCESO, SINO CONTINUA.				

Resultado de la evaluación:	Nombre del evaluador:
Fecha de Aplicación:	

Eje: Explica el comportamiento e interacción en los sistemas químicos, biológicos, físicos y ecológicos. Utiliza escalas y magnitudes para registrar y sistematizar información en la ciencia.

Componentes: Continuidad equilibrio y cambio: orden necesario en el funcionamiento del planeta. Cuantificación y medición de sucesos o procesos en los sistemas químicos, biológicos, físicos y ecológicos.

Contenido central: Las reacciones Químicas y el Equilibrio Químico. Cuantificación en las reacciones químicas: ¿Cómo contamos lo que no podemos ver?

Contenido específico:
4. Cantidad de sustancia y su unidad el mol.
5. Numero de Avogadro.

Aprendizajes esperados:

Construye analogías que le permitan entender y explicarla relación entre el número de Avogadro y la masa de los grupos de átomos y moléculas.

Resuelve problemas de reacciones químicas, a través de escribir las fórmulas químicas con la composición en masa de los compuestos que representa, identifica la importancia de contar partículas y su relación con la masa.

Identifica la importancia de contar partículas y su relación con la masa.

Década de los 80: el agujero de ozono

En 1985, la noticia de otro problema ambiental inminente llegó a los titulares.

Los científicos del British Antarctic Survey (BAS) alertaron al mundo sobre **un gran agujero en la capa de ozono sobre la Antártica** que además se estaba expandiendo.

Fue causado por los clorofluorocarbonos, gases de efecto invernadero más conocidos como CFC, que se usaban **en aerosoles y refrigerantes**.

"De repente hace 'boom', y empieza a caer muy rápido", dice la científica polar de BAS Anna Jones, refiriéndose al dramático adelgazamiento de la banda de gas que **protege al planeta de los dañinos rayos ultravioleta**.

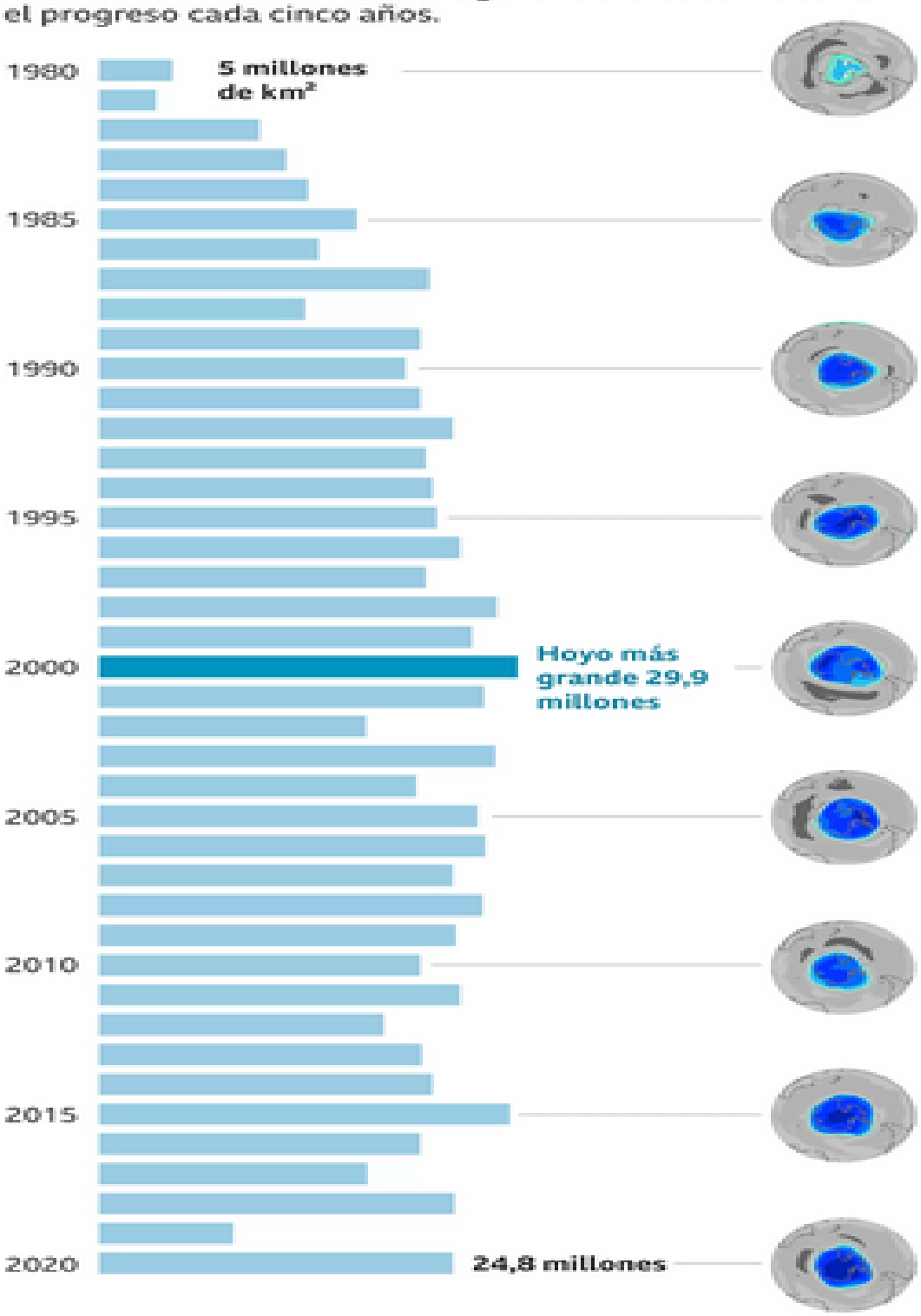
El ozono sobre la Antártica había disminuido desde la década de los 70, pero la noticia de que el agujero ahora cubría todo el continente antártico **causó una alarma mundial**.

En 1987, los líderes mundiales firmaron el histórico **Protocolo de Montreal**, aclamado como uno de los tratados ambientales más exitosos de todos los tiempos.

Los productos químicos que agotan la capa de ozono se eliminaron gradualmente y **la industria cambió a latas de aerosol** "sin CFC" que atraían a los consumidores ecológicos

El agujero de ozono sobre la Antártida comienza a encogerse lentamente

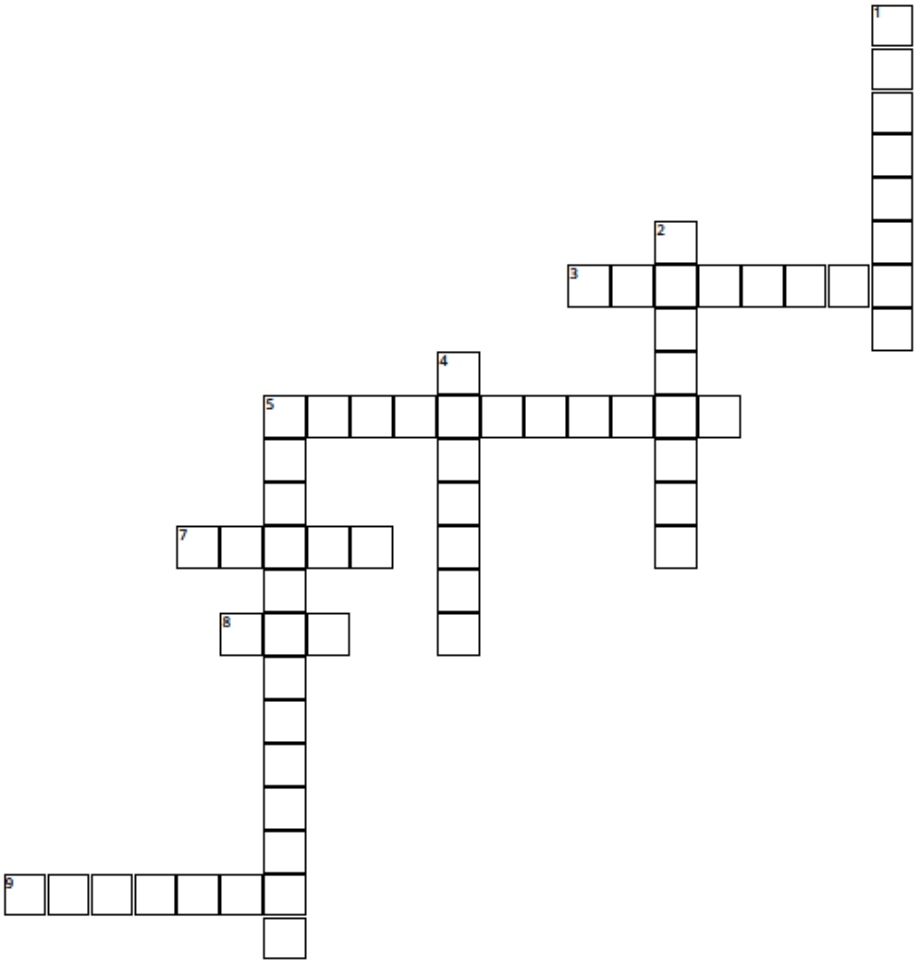
El área del hoyo más grande registrado cada año en kilómetros cuadrados. Las imágenes satelitales muestran el progreso cada cinco años.



Fuente: Servicio de Monitoreo de la Atmósfera de Copernicus

BBC

EVALUACION DIAGNOSTICA



Horizontales

3. se entiende al número de entidades elementales (es decir, de átomos, electrones, iones, moléculas) que existen en un mol de cualquier sustancia.
5. Peso relativo de los átomos de los distintos elementos
7. Porción material menor de un elemento químico que interviene en las reacciones químicas y posee las propiedades características de dicho elemento.
8. Unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional, que equivale a la masa de tantas unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.)
9. Ciencia que estudia la composición y las propiedades de la materia y de las transformaciones que esta experimenta sin que se alteren los elementos que la forman

Verticales

1. Los enlaces químicos entre átomos se rompen y se forman nuevos enlaces.
2. Agrupación definida y ordenada de átomos que constituye la porción más pequeña de una sustancia pura y conserva todas sus propiedades.
4. Componente principal de los cuerpos, susceptible de toda clase de formas y de sufrir cambios, que se caracteriza por un conjunto de propiedades físicas o químicas, perceptibles a través de los sentido
5. Masa de una molécula de cualquier sustancia pura, cuyo valor es el de la suma de los átomos que la componen.

2.- NUMERO DE AVOGADRO Y MASA MOLECULAR

¿Qué es el número de Avogadro?

En química, se denomina número de Avogadro o Constante de Avogadro al **número de partículas constituyentes de una sustancia** (normalmente átomos o moléculas) que se pueden encontrar en la cantidad de un mol de la sustancia. Es un factor de proporción que pone en relación la masa molar (magnitud física que define la masa de una sustancia por unidad de cantidad de sustancia y se expresa en kg/mol) de una sustancia y la masa presente en una muestra.

El valor aceptado de esta constante es de $6{,}02214087(62) \times 10^{23}$ mol^{-1}.

En la actualidad se emplea el término Constante de Avogadro en lugar de "número de Avogadro". La diferencia entre ambos términos es que la constante de Avogadro contiene unidades de medida y el número de Avogadro es adimensional.

Jean Baptiste Perrin inicialmente definió el número de Avogadro como el número de átomos que hay en un mol de hidrógeno (H). Luego se redefinió este valor como el **número de átomos que hay en 12 gramos del isótopo carbono-12**, y más tarde, se generalizó para relacionar las masas molares con las cantidades de sustancias.

Un ejemplo que ayuda a entender esto es: **en 1 gramo de hidrógeno hay un aproximado de $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno**, mientras que en 12 gramos de carbono-12 hay exactamente la misma cantidad de átomos. Tanto el gramo de hidrógeno, como los 12 gramos de carbono-12 tienen $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos, a pesar de que la masa atómica del hidrógeno es 1 uma (unidad de masa atómica) y la del carbono-12 es 12 uma.

Esto resulta fundamental para el conocimiento experimental de la química. Por ejemplo, para generar 1 mol de agua (H_2O) se combinan 1 mol de oxígeno ($6{,}022 \times 10^{23}$ átomos) con 2 moles de hidrógeno ($2 \times 6{,}022 \times 10^{23}$ átomos). Esto, claro, conforme a las mediciones aceptadas por el Sistema Internacional (SI).

Historia del Número de Avogadro

Se atribuye el descubrimiento de esta constante a Amadeo Avogadro, un científico italiano de inicios del siglo XIX que propuso por primera vez en 1811 que un volumen de un gas a una determinada presión y temperatura contiene la misma cantidad de átomos o moléculas, independientemente de la naturaleza misma del gas.

El Número de Avogadro fue, sin embargo, postulado en 1909 con ese nombre, por parte del físico francés Jean Perrin, que ganó el Premio Nobel de Física en 1926, en gran medida gracias a sus esfuerzos por determinar el valor exacto de la Constante de Avogadro empleando para ello diversas técnicas y métodos experimentales.

Concepto De Mol. Número De Avogadro

La masa de los átomos es muy pequeña. Si se toma como ejemplo el átomo de calcio, cuyo radio es de 2 por 10^{-8} cm, para completar una distancia de un centímetro habría que colocar en fila unos 50.000.000 de átomos. Esto hace que sea imposible pesar los átomos de forma individual, pues la porción más pequeña que puede obtenerse en un laboratorio contiene un número muy grande de átomos. Por esto, en cualquier situación real hay que manejar cantidades enormes de átomos, lo que hace necesario disponer de una unidad para describirlas de forma adecuada.

Concepto de mol

La unidad empleada por los químicos para expresar el peso de los átomos es el equivalente a un número muy grande de partículas y recibe el nombre de **mol**. De acuerdo con el **Sistema Internacional**, el mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades (átomos, moléculas, iones) como el número de átomos existentes en 0,012 kg de carbono-12 puro.

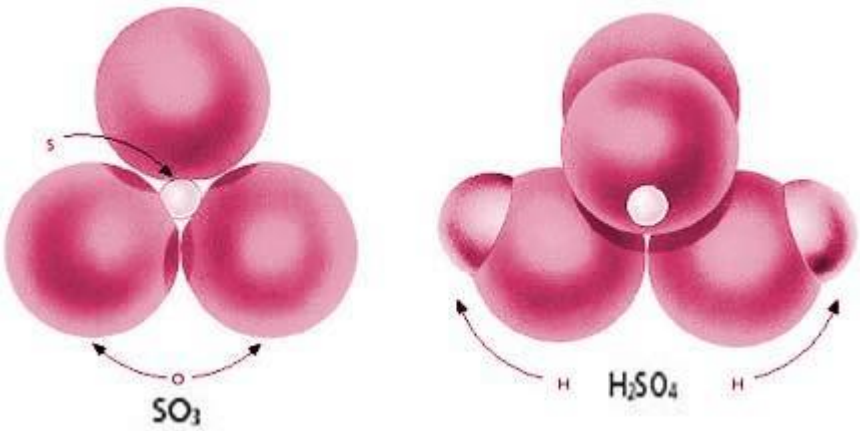
Numerosos experimentos han llevado a los químicos a deducir que:

1 mol = $6{,}022045 \times 10^{23}$ partículas

Esa cantidad, que suele redondearse a $6{,}022 \cdot 10^{23}$, se denomina **constante** o **número de Avogadro**, en honor al científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856).

La unidad de mol se refiere a un número fijo de «entidades» cuya identidad se debe especificar, indicando si se refiere a un mol de átomos, de moléculas o de otras partículas. Así:

- El helio es monoatómico:
  1 mol de He = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de He.
- El hidrógeno es diatómico:
  1 mol de H_2 = 1 mol = $6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2.1 mol de H_2 = $2 \times 6{,}022 \times 10^{23} = 12{,}044 \cdot 10^{23}$ átomos de H.



Compuestos de azufre: trióxido de azufre (SO) y ácido sulfúrico (HSO).

El mol y las masas atómicas

Cualquier tipo de átomo o molécula tiene una masa característica y definida. Como el mol se define como el número de átomos que hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12, se entiende que la masa en gramos de un mol de átomos de un elemento es numéricamente igual al peso atómico, en unidades de masa atómica de dicho elemento. En la tabla siguiente se ilustra esta teoría con ejemplos:

Elemento	Masa atómica	Masa muestra	Contiene
Aluminio (Al)	26,98	26,98	$6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de aluminio o un mol de átomos de aluminio
Hierro (Fe)	55,85	55,85	$6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de hierro o un mol de

			átomos de hierro
Oro (Au)	196,97	196,97	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de oro o un mol de átomos de oro

El mol y las masas moleculares

La masa molecular de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los elementos que intervienen en la fórmula, multiplicados cada uno por el número de veces en que se encuentra. La masa en gramos de un mol de moléculas es numéricamente igual a esa masa fórmula. En la tabla adjunta se exponen algunos ejemplos:

Compuesto	Masa molar	Contiene
Agua (H_2O)	18,0 g	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno $12,044 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno
Trióxido de azufre (SO_3)	80,06 g	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de trióxido de azufre $6,022 \times 10^{23}$ átomos de azufre $18,066 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno
Tricloruro de hierro ($FeCl_3$)	162,35 g	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de tricloruro de hierro $6,022 \times 10^{23}$ átomos de hierro $18,066 \times 10^{23}$ átomos de cloro

MASA MOLECULAR

Suma de las masas atómicas de todos los átomos de una molécula, con base en una escala en la cual las masas atómicas del hidrógeno, el carbono, el nitrógeno y el oxígeno son 1, 12, 14 y 16, respectivamente. Por ejemplo, la masa molecular del agua, que tiene dos átomos de oxígeno y un átomo de hidrógeno, es 18 (es decir, 2 +16). También se llama masa molecular relativa.

La masa molecular (masa molecular relativa o peso fórmula), cuyo símbolo es m_f, es una magnitud que indica cuántas veces la masa de una molécula de una sustancia es mayor que la unidad de masa atómica. Su valor numérico coincide con el de la masa molar, pero habitualmente expresado en unidades de masa atómica (su unidad en

el SI es el kilogramo), en lugar de gramos/mol. La masa molecular alude a una sola molécula, mientras que la masa molar corresponde a un mol ($N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$) de moléculas.

Actividades de aprendizaje

Ejemplos:

➢ *Ejercicio 1*

¿Cuál es la masa de 10,0 L de CO_2 en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?

$$10{,}0 L CO_2 * \frac{1 mol CO_2}{22{,}4 L} = 0{,}45 mol$$

$$0{,}45 mol * \frac{44 g CO_2}{1 mol CO_2} = 19{,}8 g CO_2$$

En condiciones normales 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L, posteriormente utilizando la masa molar del CO_2, obtenemos la masa del gas.

➢ *Ejercicio 2*

¿Qué volumen ocupan 1 millón ($1x10^6$) de moléculas de gas Hidrógeno, H_2, en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?

$$1x10^6 moléculas H_2 * \frac{1 mol H_2}{6{,}02x10^{23} moléculas} * \frac{22{,}4 L}{1 mol H_2} = 3{,}72x10^{-17} L$$

Las moléculas de H_2 se transforman a moles de moléculas de H_2 y posteriormente a través de la Ley de Avogadro los moles de moléculas se transforman a litros del gas.

➢ *Ejercicio 3*

¿Qué volumen ocupan 5 g de etileno, C_2H_4, en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?

$$5gC_2H_4 * 1\frac{molC_2H_4}{28gC_2H_4} * \frac{22{,}4LC_2H_4}{1molC_2H_4} = 4LC_2H_4$$

Loa 5 gramos de etileno se transforman a moles y estos moles a través de la ley de Avogadro a litros del mismo compuesto orgánico.

Ejercicio 1; 50 gr de NaCl (cloruro de sodio) a iones de Na+(sodio)

Calcular el número de moles que hay en 50 gramos de NaCl (cloruro de sodio). Sabemos que un Mol de NaCl pesa 23 g + 35,5g **= 58,5g**

Aplicamos la fórmula;

nº de moles = masa (g) / M (masa molecular g/mol)
nº de **moles** NaCl = 50 ~~g~~ NaCl)/ 58,5 ~~g~~ de Na Cl =0,855 **moles**.

Como sabemos que cada molécula de NaCl contiene un átomo de Na, por tanto, el número de iones de Na+ será el mismo que el número de Na presentes en las moléculas de NaCl, por ende vamos a calcular ese número aplicando el número de Avogadro.

Nº de iones de Na+ = 0,855 x Nº de Avogadro = 0,855 x $6{,}023 \times 10^{23}$ = **$5{,}15 \times 10^{23}$ iones.**

Ejercicio 2; 3.5 mol de KOH (Hidróxido de potasio) a fórmulas unitarias.

Masa molecular de KOH = 39 + 16 + 1 = **56 g/mol**

Aplicamos la misma fórmula pero despejando la masa en gramos, dado que lo que sabemos es el número de moles que tenemos:

Masa de K= NºMoles K / M de K
= 3,5 ~~mol~~ de KOH / 39 g/ ~~mol~~ de K = 136,5 g de K

Masa de O= NºMoles O/M de O
= 3,5 ~~mol~~ de KOH / 16 g/ ~~mol~~ de = 56 g de O

Masa de H= Nº Moles H / M de H
= 3,5 ~~mol~~ de KOH /1 g/ ~~mol~~ de H= 3,5 g de H

Ejercicio 3; 145 gr de $CaCO_3$ a átomos.

Lo primero es saber cuánto pesa un mol de átomos o moléculas de $CaCO_3$, para ello sumamos el peso 1 átomo de calcio, 1 átomo de carbono y 3 átomos de oxígeno.

Masa molecular de $CaCO_3$ = 40 + 12 + 3(16) = 40 + 12 + 48 = 100g/mol

Si tenemos 145g de este compuesto, por una simple regla de 3 sabemos que tenemos 1,45 moles de este producto.

Para calcular el número de átomos simplemente multiplicamos por el número de Avogadro.

No at. $CaCO_3$= 1,45 moles de $CaCO_3$/ $6{,}023 \cdot 10^{23}$ g/ mol = $8{,}732 \cdot 10^{23}$

Ejercicio 4; 0.25 de CO2 a moléculas.

(0.25 g de CO_2 a moléculas, 0.25 moles de CO2 a moléculas).

Existen 2 posibilidades, la primera que sea 0.25 gramos de producto y la segunda opción que fuesen 0.25 moles de CO_2. Vamos a verlas por separado.

En este caso necesitamos saber la masa molecular de la molécula CO_2.

M de CO_2= M de C + 2 M de O

= 12 + 2 (16) = 12 + 32 = 44 g/mol

Ahora aplicamos la fórmula:

Nº de Moles = masa (g)/M de CO_2

= 0,25 g de CO_2/ 44 g/mol de CO_2

= 0,00568 moles de CO2

Para saber el número de moléculas simplemente multiplicamos el número de moles que tenemos por el número de Avogadro:

Nº moléculas de CO_2 = 0,00568 x $6{,}022 \times 10^{23}$ = $3{,}42 \times 10^{21}$ moléculas de CO_2

Caso planteamiento 2.

En este caso simplemente multiplicamos el número de moles que tenemos por el número de Avogadro y automáticamente obtendremos el número de moléculas de CO_2.

Nº moléculas de CO_2 = 0,25 x $6{,}022 \times 10^{23}$ = $1{,}5055 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2

Ejercicio 5: 1.30 mol de KOH a molécula.

Este problema coincide con el planteamiento 2 del problema anterior, donde nos pide convertir a número de moléculas. Solo tenemos que multiplicar el número de moles por el número de Avogadro para saber el número total de moléculas de KOH que tenemos:

Nº moléculas = 1,3 moles de KOH/ $6{,}022 * 10^{23}$ = $7{,}8286 * 10^{23}$ mol de moléculas.

1.- Calcula la masa atómica del litio sabiendo que está formado por una mezcla de $^{6}_{3}$Li y $^{7}_{3}$Li. La abundancia de $^{7}_{3}Li$ es del 92,40 %. La masa isotópica del Li-6 es 6,0167 u y la del Li-7 vale 7,0179 u.

Como el litio está formado únicamente por dos isótopos, la suma de sus abundancias expresadas en tanto por ciento debe dar cien; esto nos permite calcular la abundancia del isótopo $^{6}_{3}Li$:

$$\%(^{6}\text{Li}) = 100 - \%(^{7}\text{Li}) = 100 - 92,40 = 7,60\,\%$$

La masa atómica del litio es la media ponderada de las masas de los dos isótopos que lo forman:

$$\text{Mat(Li)} = 6,0167 \cdot \frac{7,60}{100} + 7,0179 \cdot \frac{92,40}{100} = \boxed{6,94\,\text{u}}$$

2.- El cobre natural está formado por los isótopos Cu-63 y Cu-65. El más abundante es el primero, con una distribución isotópica de 64,4 %. Calcula la masa atómica aproximada del cobre.

El cobre está formado por dos isótopos, la suma de sus abundancias en tanto por ciento vale 100; con esto se puede calcular la abundancia del Cu-65:

$$\%(^{65}\text{Cu}) = 100 - \%(^{63}\text{Cu}) = 100 - 64,4 = 35,6\,\%$$

No tenemos la masa exacta de los isótopos, por lo que se debe obtener una aproximada: esto se consigue teniendo en cuenta que el número másico de los isótopos (63 y 65) expresada en u es parecida a la masa de los isótopos. Así tomaremos como 63 u la masa aproximada del isótopo de Cu-63 y como 65 % la del Cu-65:

$$\text{Mat(Cu)} \approx 63 \cdot \frac{64,4}{100} + 65 \cdot \frac{35,6}{100} \approx \boxed{63,7\,\text{u}}$$

3.- El plomo presenta cuatro isótopos: Pb-204, Pb-206, Pb-207 y Pb-208. La abundancia de los tres primeros es 1,4 %; 28,2 % y 57,8 %. Calcula la masa atómica del plomo.

La suma de las cuatro abundancias expresadas en tanto por ciento debe dar 100; con esto calcularemos la del cuarto isótopo:

$$\%(^{209}\text{Pb}) = 100 - \%(^{204}\text{Pb}) - \%(^{207Pb}) - \%(^{208}\text{Pb}) = 100 - 2 - 28,2 - 57,8 = 12,0\,\%$$

Como no nos dan como dato la masa exacta de los isótopos, tendremos que deducir una masa isotópica aproximada: esto se consigue teniendo en cuenta que la masa isotópica es parecida al número másico de los isótopos expresada en u.

$$\text{Mat(Pb)} \approx 204 \cdot \frac{2}{100} + 207 \cdot \frac{28,2}{100} + 208 \cdot \frac{57,8}{100} + 209 \cdot \frac{12,0}{100} \approx \boxed{207,8\,\text{u}}$$

4.- El boro, de masa atómica 10,811 u, está formado por dos isótopos, ^{10}B y ^{11}B, cuyas respectivas masas isotópicas son 10,0129 u y 11,0093 u. Calcula la abundancia natural de estos isótopos.

Llamemos, por ejemplo, x a la abundancia de ^{10}B; la de ^{11}B será $100 - x$ puesto que la suma de las abundancias de los dos isótopos debe dar 100. Así:

$$10,811 = 10,0129 \cdot \frac{x}{100} + 11,0093 \cdot \frac{100 - x}{100}$$

Multiplicando ambos miembros de la igualdad por 100:

$$1081,1 = 10,0129 \cdot x + 11,0093 \cdot (100 - x)$$

Resolviendo la ecuación obtenemos la abundancia de ^{10}B, que vale

$$x = \boxed{19,91\,\%}$$

y la del otro isótopo, ^{11}B, resulta ser:

$$100 - x = 100 - 19,91 = \boxed{80,09\,\%}$$

Cierre

INDICACIONES PARA EL ALUMNO:

Resuelve cada uno de los siguientes ejercicios de acuerdo a los conceptos del Número de Avogadro, masa molar y masa molecular. Desarrolla el procedimiento paso a paso hasta llegar al resultado.

1. ¿Cuántos moles de átomos de sodio son 12,50 gramos de sodio? Masa atómica Na = 23 u.
   Sol: 0,54 moles.

2. Calcule la masa de una molécula de agua. Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u.
   Sol: $2{,}99 \cdot 10^{-23}$ g.

3. Calcule la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua. Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u.
   Sol: 4,14 g.

4. ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio tenemos, si disponemos de dos moles?
   Masas atómicas: N = 14 u, O = 16 u, K = 39,1 u.
   Sol: 202,2 g.

5. Complete el cuadro:

Sustancia	M. molecular (uma)	m (g)	n. moles
H_2O	18	54	?
H_2SO_4	?	196	2
CH_4	16	?	0,25

Masas atómicas: H = 1 u, C = 12 u, O = 16 u.

RESOLUCION DE EJERCICIOS:

NOMBRE DEL ALUMNO:	
PLANTEL:	**Productos esperados:** **Resolución de análisis químicos de problemas vinculados con sustancias de la vida cotidiana utilizando las herramientas propias de la química.**
GRUPO:	
GRADO: 2DO SEMESTRE	
COMPETENCIA DISCIPLINAR BÁSICA Y/O EXTENDIDA A DESARROLLAR: C. E. 7. Hace explícitas las nociones científicas que sustentan los procesos para la solución de problemas cotidianos. C.E.9 Diseña modelos o prototipos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos. C. E. 10. Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.	**ENTE EVALUADOR:** Heteroevaluación
COMPETENCIA GENÉRICA A DESARROLLAR: 5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.	**TIPO DE EVALUACIÓN:** Formativa

INIDICADORES		**EXCELENTE**	**BUENO**	**SUFICIENTE**	**DEFICIENTE**
1	IDENTIFICA EL NUMERO DE MOL DE LAS SUSTANCIAS				
2	IDENTICA EL NUMERO DE AVOGADRO				
3	IDENTIFICA LA RELACIÓN ENTRE MOL, EL NÚMERO DE AVOGADRO Y MOLÉCULAS				
4	IDENTIFICA LA MASA MOLAR DE DIFERENTES SUSTANCIAS				
5	IDENTIFICA LA MASA MOLECULAR DE				

	DIFERENTES SUSTANCIAS				
6	EL ALUMNO SIGUIO PASO A PASO EL PROCEDIMIENTO DE RESOLUCIÓN EN CADA UNO DE LOS EJERCICIOS				

Resultado de la evaluación:	Nombre del evaluador:
Fecha de Aplicación:	

Eje: Explica el comportamiento e interacción en los sistemas químicos, biológicos, físicos y ecológicos. Utiliza escalas y magnitudes para registrar y sistematizar información en la ciencia.

Componentes: Continuidad equilibrio y cambio: orden necesario en el funcionamiento del planeta. Cuantificación y medición de sucesos o procesos en los sistemas químicos, biológicos, físicos y ecológicos.

Contenido central: Las reacciones Químicas y el Equilibrio Químico. Cuantificación en las reacciones químicas: ¿Cómo contamos lo que no podemos ver?

Contenido específico:
6. Masa, formula y molar.
7. Unidades de concentración: Concentración porcentual en masa y en volumen, concentración molar y partes por millón.

Aprendizajes esperados:

Relaciona la cantidad de sustancia que se consume y se forma en una reacción química con los coeficientes de la ecuación química correspondiente.

Comprende el significado de la cantidad de sustancia y de su unidad de mol.
Identifica que la concentración mide cuanto de una sustancia esta mezclada con otra.

Década de 1920 a 2020: gasolina con plomo

Durante décadas, la humanidad utilizó la gasolina con plomo como combustible.

Las empresas añadían aditivos de plomo para ayudar a que **la gasolina se quemara de manera más eficiente.**

Pero la gasolina con plomo libera partículas de este metal pesado a través de los escapes de los vehículos.

Respirarlas genera una variedad de problemas de salud, incluidos ataques cardíacos, accidentes cerebrovasculares y deterioro del desarrollo mental en los niños.

Después de una larga batalla entre científicos, autoridades reguladoras e industria, surgió un consenso en torno a los **riesgos para la salud**.

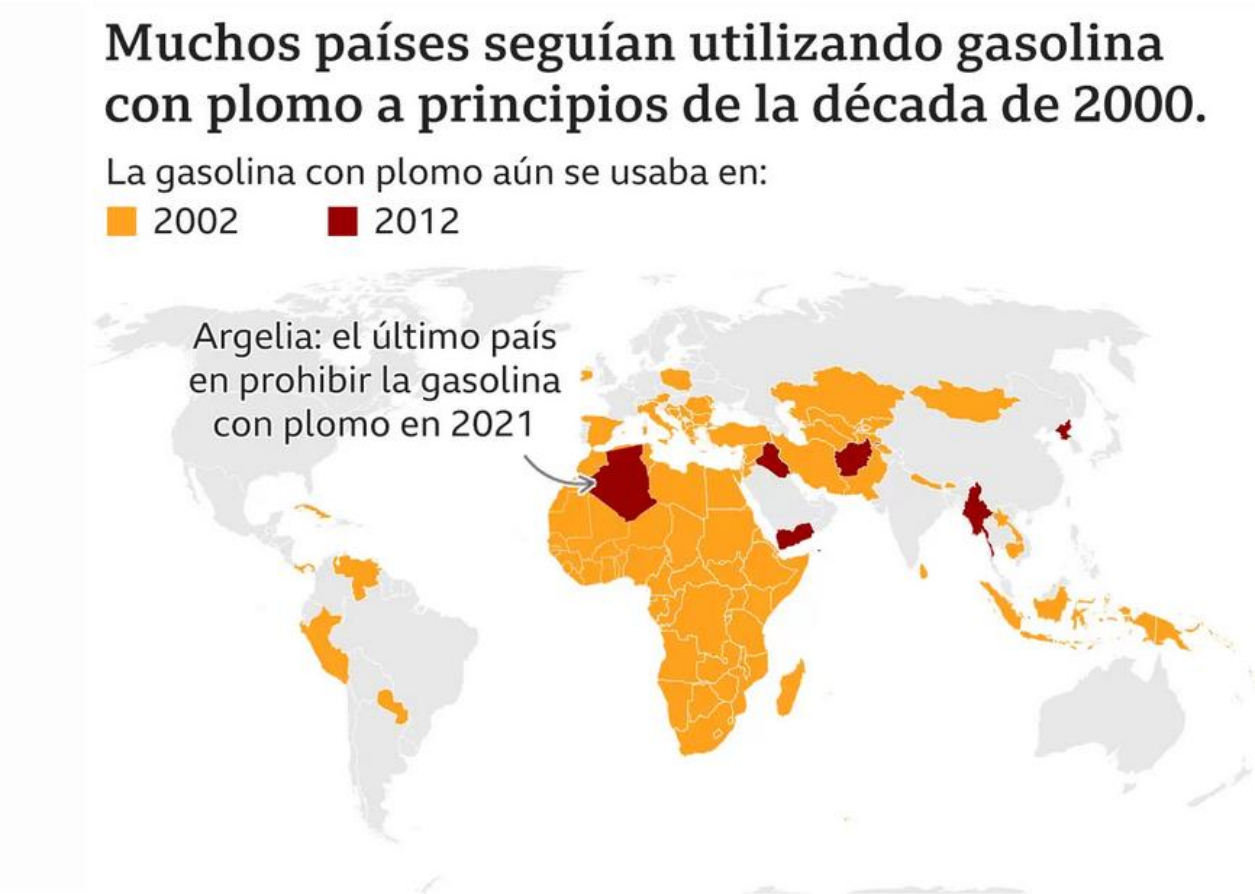
Las naciones ricas prohibieron la gasolina con plomo desde la década de 80 en adelante.

Ahora, dice la ONU, la gasolina con plomo ha sido erradicada en todo el mundo.

Sin embargo, el uso **en los países en desarrollo persistió** debido a que el combustible era más barato de producir que la gasolina sin plomo.

Después de una larga campaña de ONG, grupos industriales y gobiernos, bajo el paraguas del Programa de las Naciones Unidas para el Medio Ambiente (Pnuma), **la última gota de gasolina con plomo se bombeó** al tanque de un automóvil hace solo unos meses.

Y aunque **el mundo ha erradicado oficialmente el combustible con plomo**, la contaminación por plomo persiste en el medio ambiente en el polvo y el suelo, donde puede persistir durante mucho tiempo.



W	O	G	S	E	T	Q	U	I	M	I	C	A	G
C	U	Z	H	C	L	V	A	Q	S	N	T	F	R
D	T	Z	M	O	L	A	R	I	D	A	D	F	F
U	Z	V	M	A	S	A	Z	G	R	X	Q	F	Y
E	S	T	E	Q	U	I	O	M	E	T	R	I	A
V	K	S	V	W	W	O	W	D	A	O	Z	X	L
Y	T	N	O	R	M	A	L	I	D	A	D	K	F
B	Q	Y	P	Q	O	W	R	D	T	M	F	C	Z
R	C	J	M	R	U	F	G	G	L	W	I	J	M
N	B	N	F	K	T	U	L	A	I	H	J	N	J
F	X	H	H	W	L	B	M	J	Y	Z	A	J	J
N	P	Z	F	U	U	C	V	Y	P	W	L	L	E
W	E	B	R	M	O	L	A	L	I	D	A	D	X
U	O	H	L	P	O	R	C	E	N	T	U	A	L

EVALUACION DIAGNOSTICA

Resuelve el siguiente crucigrama

ESTEQUIOMETRIA
MOLALIDAD
MOLARIDAD
NORMALIDAD
QUIMICA
MASA
PORCENTUAL

1.- ESTEQUIOMETRÍA. PORCENTAJE EN MASA, PORCENTAJE EN VOLUMEN Y MOLARIDAD

Porcentaje en Masa

El porcentaje de masa es una forma de representar la concentración de un elemento en un compuesto o un componente en una mezcla. El porcentaje de masa se calcula como la masa de un componente dividido por la masa total de la mezcla, multiplicada por 100%.

Fórmula de porcentaje de masa

El porcentaje de masa es la masa del elemento o soluto dividida por la masa del compuesto o soluto . El resultado se multiplica por 100 para obtener un porcentaje.
La fórmula para la cantidad de un elemento en un compuesto es:

porcentaje de masa = (masa del elemento en 1 mol de compuesto / masa de 1 mol de compuesto) x 100

La fórmula de una solución es:

porcentaje de masa = (gramos de soluto / gramos de soluto más disolvente) x 100

ó

porcentaje de masa = (gramos de soluto / gramos de solución) x 100

La respuesta final se da como%.

Ejemplos de porcentaje de masa

Ejemplo 1: El blanqueador común tiene un 5,25% de NaOCl en masa.

Esto significa que cada 100 g de blanqueador contiene 5,25 g de NaOCl.

Ejemplo 2: Encuentre el porcentaje en masa de 6 g de hidróxido de sodio disuelto en 50 g de agua. (Nota: dado que la densidad del agua es casi 1, este tipo de pregunta a menudo da el volumen de agua en mililitros).
Primero encuentra la masa total de la solución:
masa total = 6 g de hidróxido de sodio + 50 g de agua
masa total = 56 g
Ahora, puede encontrar el porcentaje de masa del hidróxido de sodio usando la fórmula:
porcentaje de masa = (gramos de soluto / gramos de solución) x 100
porcentaje de masa = (6 g de NaOH / 56 g de solución) x 100
porcentaje de masa = (0.1074) x 100
respuesta = 10.74% de NaOH

Ejemplo 3: Encuentre las masas de cloruro de sodio y agua necesarias para obtener 175 g de una solución al 15%.
Este problema es un poco diferente porque le da el porcentaje de masa y le pide que luego encuentre la cantidad de soluto y solvente necesarios para producir una masa total de 175 gramos. Comience con la ecuación habitual y complete la información proporcionada:
porcentaje de masa = (gramos de soluto / gramos de solución) x 100
15% = (x gramos de cloruro de sodio / 175 g en total) x 100
Resolver para x le dará la cantidad de NaCl:

x = 15 x 175/100

x = **26,25 gramos de NaCl**

Entonces, ahora sabe cuánta sal se necesita. La solución consiste en la suma de la cantidad de sal y agua. Simplemente reste la masa de sal de la solución para obtener la masa de agua que se requiere:

masa de agua = masa total - masa de sal

masa de agua = 175 g - 26,25 g

masa de agua = **147,75 g**

Ejemplo 4: ¿Cuál es el porcentaje en masa de hidrógeno en el agua?

Primero, necesitas la fórmula del agua, que es H_2O. Luego, busca la masa de 1 mol de hidrógeno y oxígeno (las masas atómicas) usando una tabla periódica .

masa de hidrógeno = 1.008 gramos por mol

masa de oxígeno = 16.00 gramos por mol

A continuación, usa la fórmula de porcentaje de masa. La clave para realizar el cálculo correctamente es notar que hay 2 átomos de hidrógeno en cada molécula de agua. Entonces, en 1 mol de agua hay 2 x 1.008 gramos de hidrógeno. La masa total del compuesto es la suma de la masa de los dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

porcentaje en masa = (masa del elemento en 1 mol de compuesto / masa de 1 mol de compuesto) x 100

porcentaje en masa de hidrógeno = [(2 x 1.008) / (2 x 1.008 + 16.00)] x 100

porcentaje en masa de hidrógeno = (2.016 / 18.016) x 100

porcentaje en masa de hidrógeno = **11.19%**

Porcentaje en Volumen.

El porcentaje de volumen o el porcentaje de volumen / volumen (v / v%) se utiliza cuando se preparan soluciones de líquidos. Es muy fácil preparar una solución química usando el porcentaje de volumen, pero si no entiende la definición de esta unidad de concentración, tendrá problemas.
Definición de porcentaje de volumen

El porcentaje de volumen se define como:

- v / v% = [(volumen de soluto) / (volumen de solución)] x 100%

Tenga en cuenta que el porcentaje en volumen es relativo al volumen de solución, no al volumen de disolvente.

Por ejemplo, el vino tiene aproximadamente un 12% v / v de etanol.

Esto significa que hay 12 ml de etanol por cada 100 ml de vino.

Es importante darse cuenta de que los volúmenes de líquido y gas no son necesariamente aditivos.

Si mezcla 12 ml de etanol y 100 ml de vino, obtendrá menos de 112 ml de solución.

Como otro ejemplo, se puede preparar alcohol para frotar al 70% v / v tomando 700 ml de alcohol isopropílico y agregando suficiente agua para obtener 1000 ml de solución (que no serán 300 ml).

Las soluciones hechas a una concentración de porcentaje de volumen específico se preparan típicamente usando un matraz aforado .

¿Cuándo se usa el porcentaje de volumen?

El porcentaje en volumen (% vol / vol o% v / v) debe usarse siempre que se prepare una solución mezclando soluciones líquidas puras. En particular, es útil cuando entra en juego la miscibilidad, como con el volumen y el alcohol.

Los reactivos acuosos ácidos y básicos se describen normalmente usando porcentaje en peso (% p / p).
Un ejemplo es el ácido clorhídrico concentrado, que es HCl al 37% p / p. Las soluciones diluidas se describen a menudo usando% peso / volumen (% p / v).
Un ejemplo es el dodecilsulfato de sodio al 1%. Aunque es una buena idea citar siempre las unidades utilizadas en porcentajes, parece común que las personas las omitan para el %p/v. Además, tenga en cuenta que "peso" es realmente masa.

Actividades de aprendizaje

Ejemplos de cálculo de volumen-volumen

1.- El vinagre es una disolución de ácido acético en agua. Al preparar 750 mL de un vinagre se utilizaron 37.5 mL de ácido acético. Determinar el porciento en volumen de ácido acético.

Datos	Ecuación	Sustitución
$\% V_{soluto} = X$ $V_{soluto} = 37.5$ mL $V_{disolución} = 750$ mL	$\%V_{soluto} = \frac{V_{soluto}}{V_{disolución}} X100$	$\%V_{soluto} = \frac{37.5 \text{ mL}}{750 \text{ mL}} X100$

Resultado = 5 %

2.- ¿Quién ingiere más alcohol? una persona A que toma una cerveza cuyo volumen es de 355 mL y su porcentaje de alcohol en volumen es de 5.3 ó la persona B que toma una copa de ron cuyo volumen es de 35 mL y su concentración de alcohol es del 39 % en volumen.

Persona A

Datos

$\% V_{soluto} = 5.3\ \%$
$V_{soluto} = X$
$V_{disolución} = 355\ mL$

Fórmula

$$V_{soluto} = \frac{V_{soluto}}{V_{disolución}} X100 \quad \%V_{soluto}$$

sustitución

$$V_{soluto} = \frac{5.3\% X\ 355mL}{100\ \%}$$

Despejamos V_{soluto}

$$V_{soluto} = \frac{\%\ V_{soluto}\ X\ V_{disolución}}{100}$$

Resultado = 18.815mL

Persona B

Datos

$\% V_{soluto} = 39$
$V_{soluto} = X$
$V_{disolución} = 35\ mL$

Fórmula

$$\%V_{soluto} = \frac{V_{soluto}}{V_{disolución}} X100$$

sustitución

$$\%V_{soluto} = \frac{39\%\ X\ 35mL}{100\ \%}$$

Despejamos V_{soluto}

$$V_{soluto} = \frac{\%\ V_{soluto}\ X\ V_{disolución}}{100}$$

Resultado = 13.65 mL

Molaridad.

La **Molaridad** (**M**) o **Concentración Molar** es el **número de moles de soluto que están disueltos en un determinado volumen**.

La **Molaridad** de una disolución viene determinada por la siguiente fórmula:

$$\textbf{Molaridad (M)} = \frac{\textbf{n}\ (\text{nº de moles de soluto})}{\text{Volumen de disolución}}.$$

La **Molaridad** se expresa en las unidades (**moles/litro**).

Ejemplos de Molaridad:

- **Ejemplo 1**: calcular la molaridad de una disolución que contiene $2{,}07 \cdot 10^{-2}$ moles de soluto en 50 ml de disolvente:
  - **molaridad** = **M** = n / V = $2{,}07 \cdot 10^{-2}$ moles / 0,05 litros = **0,414 molar**

- **Ejemplo 2**: calcular el número de moles de soluto en 5 litros de una disolución 0,4 M:
  - molaridad = M = n / V → n = M · V
  - **n** = (0,4 moles / ~~litro~~) · 5 ~~litros~~ = **2 moles**

- **Ejemplo 3**: calcular la molaridad de una disolución de 100 gramos de metanol CH_4O en 1 litro de disolvente.
  - peso molecular del CH_4O = PM = 32 gramos / mol
  - moles de soluto = n = 100 ~~gramos~~ / (32 ~~gramos~~ · mol^{-1}) = 3,125 moles
  - **molaridad** = **M** = n / V = 3,125 moles / 1 litro = **3,125 molar**

- **Ejemplo 4**: calcular el volumen de una disolución 0,4 molar que contiene 1 gramos de nitrato de sodio $NaNO_3$.
  - peso molecular del $NaNO_3$ = PM = 85 gramos /mol
  - moles de soluto = n = 10 ~~gramos~~ / 85 ~~gramos~~ · mol^{-1} = 0,118 moles
  - molaridad = M = n / V → V = n / M
  - volumen = 0,118 ~~moles~~ / (0,4 ~~moles~~ · $litro^{-1}$) = 0,295 litros

Cierre

Resuelve cada uno de los siguientes ejercicios de acuerdo a los conceptos de porcentaje en masa, porcentaje en volumen y molaridad. Desarrolla el procedimiento paso a paso hasta llegar al resultado.

1.- El agua fuerte, comercial, es una disolución del 15 % en masa de ácido clorhídrico. La disolución tiene una densidad de 1,075 g/mL. ¿Qué masa de ácido clorhídrico habrá en un vaso de 200 mL de agua fuerte?

2.- Una disolución ha sido preparada añadiendo 0,25 g de hidróxido de sodio a la cantidad necesaria de agua para formar 200 mL de disolución. La densidad de la disolución formada es de 1,12 g/ml. ¿cuál será su porcentaje en masa?

3.- Hemos visto en el supermercado una botella de vino, cuya etiqueta se muestra a continuación (pincha sobre ella para verla mejor). Se trata de una disolución de alcohol (etanol) en agua, la composición, como puedes ver es del 14,0 % en volumen y el volumen de la botella es de 75 cL, es decir, 750 mL.

4.- Calcular la molaridad de una disolución de 250 ml en la que está disueltos 30 gramos de cloruro sódico (NaCl). Datos: pesos atómicos Na=23, Cl=35,45.

5.- Calcular los gramos de hidróxido de sodio (NaOH) de 350 ml de disolución 2 M. Datos: pesos atómicos Na=23, O=16, H=1.

RESOLUCION DE EJERCICIOS:

Lista de cotejo

NOMBRE DEL ALUMNO:	
PLANTEL:	**Productos esperados:** **Análisis y propuestas de soluciones a situaciones problemáticas que involucran cálculos de concentración y masas.**
GRUPO:	
GRADO: 2DO SEMESTRE	
COMPETENCIA DISCIPLINAR BÁSICA Y/O EXTENDIDA A DESARROLLAR: C. E. 7. Hace explícitas las nociones científicas que sustentan los procesos para la solución de problemas cotidianos. C.E.9 Diseña modelos o prototipos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos. C. E. 10. Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.	**ENTE EVALUADOR:** Heteroevaluación
COMPETENCIA GENÉRICA A DESARROLLAR: 5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. 5.1 Sigue instrucciones y procedimientos de manera reflexiva, comprendiendo cómo cada uno de sus pasos contribuye al alcance de un objetivo.	**TIPO DE EVALUACIÓN:** Formativa

INIDICADORES		EXCELENTE	BUENO	SUFICIENTE	DEFICIENTE
1	IDENTIFICA LOS DATOS QUE CORRESPONDEN A EJERCICIOS DE PORCENTAJE EN MASA DE VARIAS SUSTANCIAS				
2	DETERMINA EL PORCENTAJE EN MASA DE VARIAS SUSTANCIAS				
3	IDENTIFICA LOS DATOS QUE CORRESPONDEN A EJERCICIOS DE PORCENTAJE EN				

	VOLUMEN DE VARIAS SUSTANCIAS				
4	DETERMINA EL PORCENTAJE EN VOLUMEN DE VARIAS SUSTANCIAS				
5	IDENTIFICA LOS DATOS QUE CORRESPONDEN A EJERCICIOS DE MOLARIDAD DE VARIAS SUSTANCIAS				
6	DETERMINA LA MOLARIDAD DE VARIAS SUSTANCIAS				

Resultado de la evaluación:	Nombre del evaluador:
Fecha de Aplicación:	

Referencias Bibliográficas

Barbachano, M. (2015). Química II. México: Pearson.
Chang, R. (2011). Fundamentos de Química. México: Mc Graw Hill.
García, D. (2016). Todo es cuestión de Química. México: Ediciones Culturales Paidós.
Hernández, R.; Fernández, C. y Baptista, P. (2014). Metodología de la investigación. México: Mc Graw Hill Education.
Martínez, C. (2015). Química II. México: Gafra Editores.
Zumdahl, S. y DeCoste, D. (2012). Principios de Química. México: Cengage Learning Editores, S.A. de C.V.
Christine Villarmet Framery/Jaime López Ramírez. Química II. (2018) Book Mart