



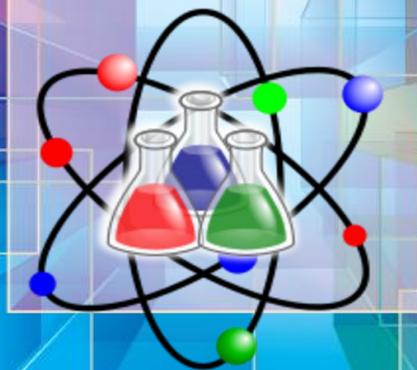
Escuela Superior de
Formación de Maestros
"Mariscal Sucre"

Especialidad:
Ciencias Naturales:
Física - Química



QUÍMICA II

2021



LIC. CARMEN JULIA SALAZAR QUISPE

INDICE

1. Tema 1: CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MATERIA

- 1.1. Representación y significado de las reacciones químicas y ecuaciones químicas
- 1.2. Tipos de reacciones inorgánicas
- 1.3. Balanceo de ecuaciones químicas

2. Tema 2: ESTEQUIOMETRÍA

- 2.1. Cantidad de materia
- 2.2. Definición de mol, su relación con la masa molar
- 2.3. Número de Avogadro
- 2.4. Volumen molar.
- 2.5. Problemas estequiométricos
- 2.6. Masa – masa
- 2.7. Masa – volumen
- 2.8. Volumen – volumen
- 2.9. Reactivo limitante
- 2.10. Importancia de la estequiometría en la producción.
- 2.11. Ley de gases
- 2.12. Propiedades de los gases e impacto en las condiciones atmosféricas.
- 2.13. Teoría de gases ideales
- 2.14. Leyes del comportamiento de los gases

3. Tema 3: AGUA, SOLUCIONES Y PH

- 3.1. El Agua y sus propiedades
- 3.2. Tipos de soluciones / disoluciones
- 3.3. Cálculo de concentración de soluciones
- 3.4. Concepto de PH y su escala

4. Tema 4: CINÉTICA QUÍMICA

- 4.1. Rapidez de una reacción
- 4.2. Relación entre la concentración de reactivos y el tiempo
- 4.3. Mecanismos de reacción

5. Tema 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- 5.1. Concepto de equilibrio y constante de equilibrio
- 5.2. Relación entre cinética química y equilibrio químico
- 5.3. Factores que afectan al equilibrio químico

6. Tema 6: ÁCIDOS Y BASES

- 6.1. Ácidos y bases
- 6.2. Propiedades ácido – base del agua
- 6.3. Ácidos débiles y la constante de ionización de un ácido
- 6.4. Bases débiles y la constante de ionización de una base
- 6.5. Propiedades ácido – base

7. Tema 7: EQUILIBRIO ACIDO – BASE Y EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

- 7.1. Comparación entre equilibrio homogéneo y heterogéneo en disolución
- 7.2. Valoración ácida – base
- 7.3. Indicadores ácido – base
- 7.4. Equilibrio de solubilidad

8. Tema 8: ELECTROQUÍMICA

- 8.1. Conducción eléctrica
- 8.2. Potencial de celda o FEM de celda
- 8.3. Celdas Voltaicas
- 8.4. Electrólisis
- 8.5. Corrosión

PRESENTACIÓN

Este Texto tiene por objetivo conocer la importancia que la Química, sus aplicaciones en la vida cotidiana. Que, aunque no siempre nos damos cuenta, está presente en muchísimas de las actividades que cotidianamente realizamos, consumimos, o manipulamos.

El texto que no solo permitirá en desarrollo del contenido o las leyes químicas y físicas sino también la participación de las diferentes actividades para profundizar y consolidar conocimientos.

Así, las actividades que desarrollará a lo largo del texto le permitirán reconocer diferentes propiedades de los materiales de uso cotidiano y las relaciones que la Química establece entre la estructura de la materia y sus propiedades; podrá comprender cambios químicos que utiliza a diario en su casa, que se producen en su organismo o que la industria aprovecha para darle más confort y nuevas comodidades. Otras le llevarán a utilizar el lenguaje especial que se usa la Química.

El Texto está organizado en siete Unidades Temáticas, que será estudiado de forma gradual que coadyuvará con el fortalecimiento de capacidades y habilidades articuladas con los lineamientos del MESCP.



BIENVENIDO/A!!!

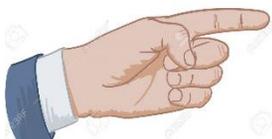
ORIENTACIONES GENERALES

EL DESARROLLO DE LOS CONTENIDOS EN EL TEXTO ESTARÁ ORIENTADO A CUMPLIR CON LOS OBJETIVOS PLANIFICADOS BAJO LOS LINEMIENOS DEL MODELO EDUCATIVO SOCIOCOMUNITARIO PRODUCTIVO:

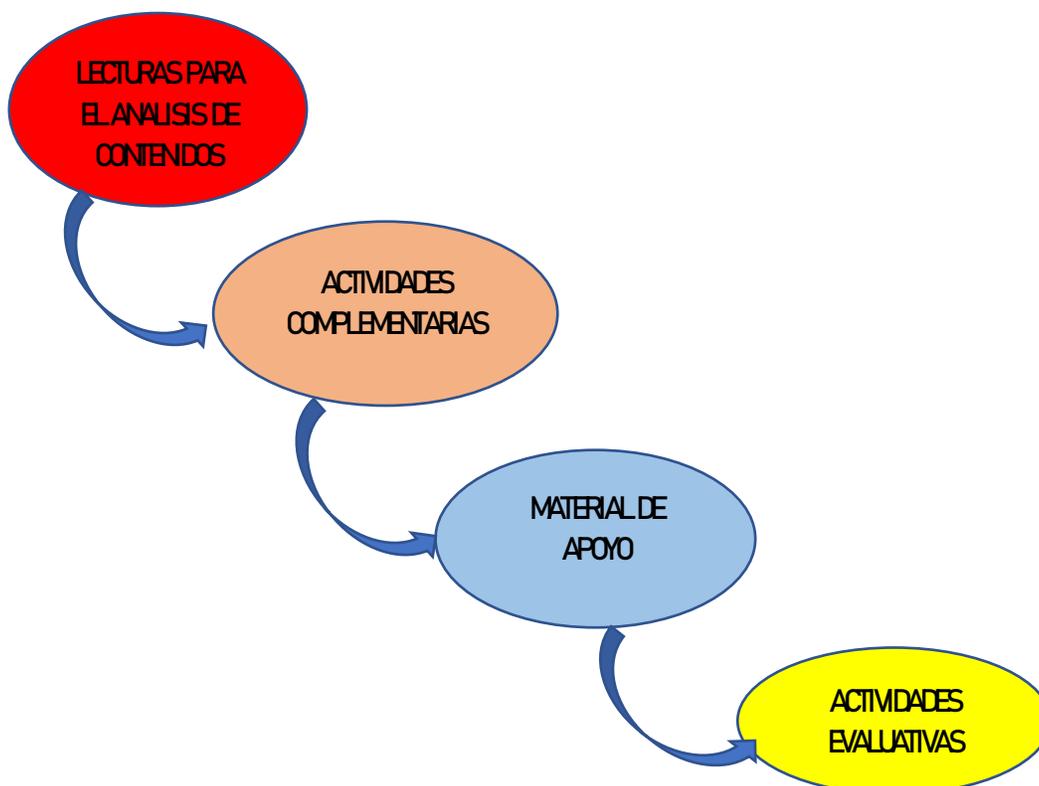
OBJETIVO HOLÍSTICO

PARA LA UNIDAD DE FORMACIÓN

Promovemos el respeto y la responsabilidad en la comunidad educativa a través del análisis y revisión bibliográfica desde la comprensión de la química y sus reacciones, cinética y equilibrio químico asumiendo acciones propositivas y críticas relacionadas al cuidado de la madre tierra y sus aplicaciones en actividades del cotidiano vivir.



EN CADA UNIDAD TEMÁTICA ENCONTRARÁS:



UNIDAD TEMÁTICA # 1

CAMBIOS QUÍMICOS EN LA MADRE TIERRA

1. REPRESENTACIÓN Y SIGNIFICADO DE LAS REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

1.1. REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

1.1.1. Reacción química: Proceso en el que una o más sustancias —los reactivos— se transforman en otras sustancias diferentes —los productos de la reacción.

Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro.

Los productos obtenidos a partir de ciertos tipos de reactivos dependen de las condiciones bajo las que se da la reacción química.

No obstante, tras un estudio cuidadoso se comprueba que, aunque los productos pueden variar según cambien las condiciones, determinadas cantidades permanecen constantes en cualquier reacción química.

Los cambios químicos que observamos en la materia se relacionan siempre con reacciones químicas.

Veamos los diferentes tipos de reacciones químicas que se pueden presentar en la naturaleza, así como la manera de representarlas por medio de ecuaciones químicas.

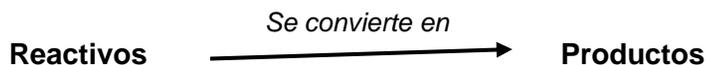
1.1.2. Representación de los fenómenos químicos

Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas reactivos, se transforman en otra u otras sustancias llamadas productos.

Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**, en las cuales se emplean diversidad de símbolos para indicar los procesos y sustancias involucrados.

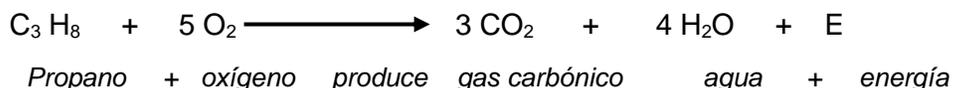
Toda ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha, que indica el sentido de la reacción.

Las fórmulas correspondientes a los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha, mientras que las fórmulas de los productos se escriben a la derecha. La flecha se interpreta como “se convierte(n) en...”.



Si hay más de un reactivo o se forma más de un producto, las fórmulas de cada miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición.

Por ejemplo,



En algunas ocasiones es necesario especificar en la ecuación el estado de agregación en el que se encuentran tanto los reactivos como los productos.

Así, si se trata de un gas se usa (g), un líquido (l), un sólido (s), una solución (sol) y una disolución acuosa (ac). Por ejemplo,



El número que va antes de la fórmula química se llama coeficiente estequiométrico y nos indica el número de moles de ese elemento o compuesto que intervienen en la reacción.

En la reacción anterior, 1 mol de zinc, sólido, reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico, en solución acuosa, para producir 1 mol de cloruro de zinc, en solución, y 1 mol de hidrógeno, gaseoso.

Frecuentemente es necesario especificar que ha ocurrido un cambio de estado, para lo cual se emplean flechas. Así, una flecha hacia arriba (\uparrow) junto al elemento o al compuesto, indica desprendimiento de gas, una flecha hacia abajo (\downarrow) simboliza formación de un precipitado.

Por ejemplo:



2. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se pueden clasificar desde varios puntos de vista:

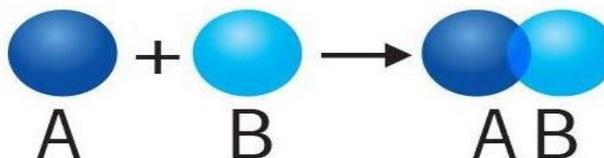
- ❖ Teniendo en cuenta los procesos químicos ocurridos, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de desplazamiento, doble descomposición, óxido-reducción y neutralización.
- ❖ Teniendo en cuenta el sentido en el que se lleva a cabo una reacción, se clasifican en reacciones reversibles o irreversibles.
- ❖ Teniendo en cuenta los cambios energéticos producidos, se clasifican en exotérmicas o endotérmicas.

2.1. Reacciones de composición o de síntesis

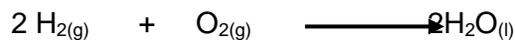
En los casos más simples, la reacción de síntesis tiene lugar cuando dos átomos o moléculas diferentes interactúan para formar una molécula o compuesto distinto.

La mayoría de las veces, cuando se produce una reacción de síntesis, se libera energía y la reacción es exotérmica. Sin embargo, también se puede obtener un resultado endotérmico.

Las reacciones de síntesis son una de las clases principales de reacciones químicas, entre las que se incluyen las de desplazamiento de desplazamiento de combustión, entre reacciones simple, las doble y las otras.



Son las reacciones en las cuales dos o más sustancias se combinan para formar una sustancia nueva, como se observa en los siguientes ejemplos:



Las reacciones que entran en esta categoría son:

1. **Metal + oxígeno produce óxido metálico**



2. **No metal + oxígeno produce óxido no metálico**



3. **Metal + no metal produce sal binaria**



4. **Óxido metálico + agua produce una base o hidróxido metálico**



5. **Óxido no metálico + agua produce un oxiácido**



2.2. Reacciones de descomposición o de disociación térmica

La descomposición química es un proceso que experimentan algunos compuestos químicos en el que, de modo espontáneo o provocado por algún agente externo, a partir de una sustancia compuesta se originan dos o más sustancias de estructura química más simple. Es el proceso opuesto a la síntesis química.

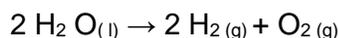
La ecuación química de una descomposición es:



ejemplo:



Un ejemplo específico es la electrólisis de agua que origina hidrógeno y oxígeno, ambos en estado gaseoso:



La descomposición química es, con, una reacción química no deseada, pues la estabilidad de un compuesto es siempre limitada cuando se les expone a condiciones ambientales extremas como el calor, la electricidad, las radiaciones, la humedad o ciertos compuestos químicos (ácidos, oxidantes, etc).

Los casos más frecuentes de descomposición son la descomposición térmica o termólisis, la electrólisis y la hidrólisis. La descomposición química total de un compuesto origina los elementos que lo constituyen.

Una definición más amplia del término descomposición también incluye la separación de una fase en dos o más fases.

En estas reacciones los reactivos o reactantes se dividen en sustancias más sencillas, con lo cual el número de moléculas presentes en los productos es mayor que el número de moléculas en los reactivos.

Así ocurre en la descomposición térmica del clorato de potasio, según la siguiente reacción:



Otros ejemplos son:



Tipos de descomposición:

Hay tres tipos de reacciones de descomposición, dependiendo del agente causante de la misma:

Térmica: producida por una temperatura elevada.

Electrolítica: producida por la corriente eléctrica

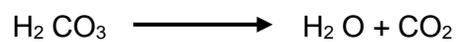
Catalítica: producida por la acción de un catalizador, que acelera una reacción que de otro modo sería muy lenta.

Un ejemplo de descomposición espontánea es la del peróxido de hidrógeno, que poco a poco se descompone en agua y oxígeno:



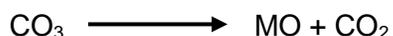
Los carbonatos se descomponen cuando se calientan, siendo una excepción notable el ácido carbónico, $\text{H}_2 \text{CO}_3$.

El ácido carbónico, que produce la efervescencia de los refrescos, latas de bebida y otras bebidas carbonatadas, se descompone con el tiempo (espontáneamente) en dióxido de carbono y agua.

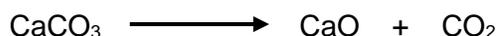


Otros carbonatos se descomponen cuando se calientan produciendo el correspondiente óxido de metal y dióxido de carbono.

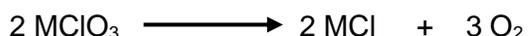
En la siguiente ecuación M representa un metal:



Un ejemplo concreto de esta descomposición es la del carbonato de calcio:



Los cloratos de metal también se descomponen cuando se calientan originando como productos un cloruro de metal y oxígeno.



Un ejemplo de esta descomposición es la del clorato de potasio que transcurre como sigue:



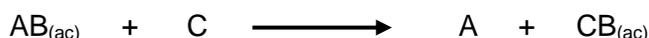
2.3. Reacciones de sustitución o de desplazamiento

Una reacción de sustitución simple, también llamada reacción de desplazamiento simple es una reacción en la que un elemento se sustituye por otro dentro un compuesto.

Los materiales iniciales siempre son elementos puros, como metal de zinc puro o gas hidrógeno, más un compuesto acuoso.

Cuando ocurre una reacción de sustitución, se generan como productos un nuevo compuesto acuoso puro y un elemento puro diferente.

La forma general de una reacción de sustitución simple se muestra a continuación.



Son aquellas en las cuales una sustancia simple reacciona con una más completa, desplazando o sustituyendo a uno de sus componentes. En la siguiente reacción:



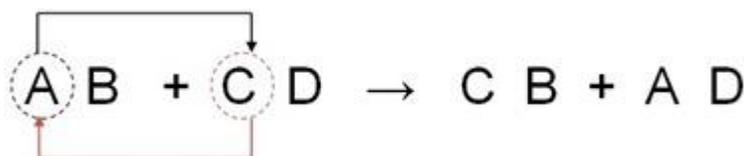
se observa cómo el zinc desplaza al hidrógeno del ácido clorhídrico, produciéndose cloruro de zinc e hidrógeno gaseoso.

2.4. Reacciones de doble descomposición

Llamada, de doble Descomposición o metátesis, es una reacción entre dos compuestos que generalmente están cada uno en solución acuosa.

Consiste en que dos elementos que se encuentran en compuestos diferentes que intercambian POSICIONES, formando nuevas compuestos solos.

Estas reacciones químicas no presentan CAMBIOS EN EL NUMERO de oxidación o carga eléctrica de elementos, por lo cual a eso se le denominan Reacciones NO - REDOX



Se presentan cuando las sustancias reaccionantes se disocian en solución acuosa, dando lugar a pares de iones, los cuales, a su vez, reaccionan entre sí para formar sustancias nuevas, más estables.

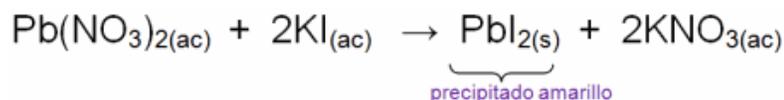
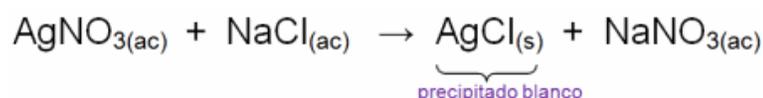
Veamos la siguiente reacción:



En este proceso ocurren simultáneamente dos reacciones:



Luego, se realiza el intercambio de especies, resultando las especies señaladas en la primera ecuación.



2.5. Reacciones de neutralización: una reacción de doble sustitución

En las reacciones de neutralización, un ácido fuerte que contiene iones H (iones hidrógeno) neutraliza una base fuerte, que contiene iones OH⁻ (iones hidróxido) y forma agua y una sal. Por ejemplo:



3. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

3.1. Balanceo de reacciones químicas por el método de inspección o tanteo

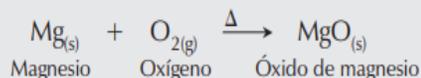
Recuerda que la materia es constante en el Universo, no se crea ni se destruye, únicamente se transforma; razón por la cual una ecuación química debe estar balanceada. Esto significa ajustar el número de moles (cantidad de materia en el Sistema Internacional de Unidades, SI) de cada uno de los elementos y/o compuestos en una reacción, para demostrar que la misma cantidad de reactivos es transformada en productos, pero mantiene la masa constante.

Uno de los métodos más comunes es el de inspección o de tanteo, que consiste en anteponer un número como coeficiente a un elemento o compuesto, para indicar el número de moles presentes y ajustar con un número igual o diferente los demás elementos y compuestos, tanto de reactivos como de productos; de tal suerte que exista el mismo número de átomos de un mismo elemento, tanto en los reactivos como en los productos.

Veamos el ejemplo:

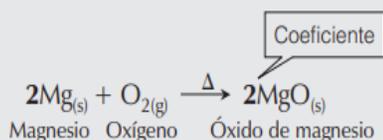
Balancea la siguiente reacción por el método de inspección:

+



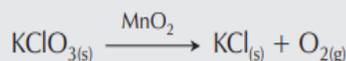
Respuesta:

En esta ecuación química podemos observar que del lado de los reactivos tenemos 1 mol de átomos de magnesio (Mg) y 1 mol de la molécula de oxígeno (O₂), lo que equivale a dos átomos de oxígeno. Del lado de los productos hay un mol de óxido de magnesio, lo que equivale a 1 átomo de magnesio y a un átomo de oxígeno. No está balanceada la ecuación química. Para resolverlo se le antepone un 2 al óxido de magnesio para balancear los oxígenos (2 átomos de cada lado de la reacción, reactivos y productos); este paso afecta a la cantidad de átomos de magnesio, por lo que se debe ajustar con otro 2 al magnesio de los reactivos para que la reacción quede balanceada:



Nota: Nunca alteres las fórmulas, dado que éstas ya son correctas, lo único que está permitido es cambiar los **coeficientes** de la reacción. Recuerda que los coeficientes representan el número de moles.

Ejemplo adicional:



Por inspección o tanteo, la ecuación química queda balanceada así:



3.2. Conceptos de oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor

Las reacciones de óxido-reducción son más comunes de lo que piensas. Están en todas partes, por ejemplo, en tu organismo al metabolizar los alimentos: en la oxidación de la glucosa por el oxígeno que inhalamos y que viaja por el torrente sanguíneo, generando dióxido de carbono y agua que exhalamos durante la espiración.

Otro ejemplo es cuando se queman los combustibles (gas natural, gasolina, madera y hulla), en un ambiente rico en oxígeno para producir energía; en este caso se obtienen también dióxido de carbono y agua. La combustión es un tipo de oxidación rápida.

Las reacciones de óxido-reducción se llevan a cabo cuando existe un intercambio de electrones, una entidad química pierde uno o más electrones y otra los gana, en un proceso simultáneo. Para identificar que en una reacción química ocurre un proceso de óxido-reducción debe existir cambio en el número de oxidación, de dos o más entidades químicas (átomos, moléculas elementales o iones).

Definamos el término oxidación:

- Un elemento o compuesto se oxida si gana átomos de oxígeno.
- Un compuesto se oxida si pierde átomos de hidrógeno.
- Un átomo o ion de un elemento se oxida si pierde electrones; esta última característica es la que más usaremos, sin embargo, ninguna de las tres definiciones se contradicen y se presentan para que conozcas que existen diversas formas de identificar a la sustancia oxidada.

Completa y balancea las siguientes reacciones:

- a) $\text{Al(s)} + \text{Br}_2(\text{l})$
- b) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- c) $\text{Zn(s)} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$
- d) $\text{KCl(s)} + \text{Br}_2(\text{g})$

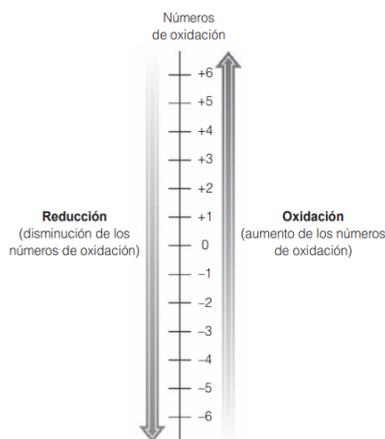
Definamos el término reducción:

- Un elemento o compuesto se reduce si pierde átomos de oxígeno.
- Un compuesto se reduce si gana átomos de hidrógeno.
- Un átomo o ion de un elemento se reduce si gana electrones.

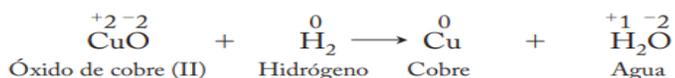
En resumen, podemos decir que:

- Una entidad química se oxida cuando el número de oxidación aumenta y se reduce cuando el número de oxidación disminuye (en la escala de los números enteros).

En la siguiente figura es posible identificar ambos fenómenos:



La oxidación y la reducción son simultáneas: cuando una sustancia se oxida, la otra se reduce. Por ejemplo: a partir de las reglas descritas en el módulo 7 para determinar el número de oxidación de un elemento, podemos asignar el número de oxidación de cada uno de los elementos que conforman la reacción, como sigue:

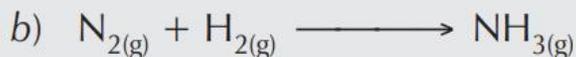
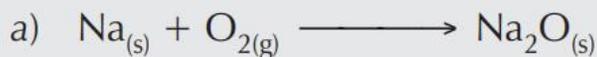


ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

Para trabajar las actividades complementarias apóyese con un cuaderno que este destinado exclusivamente para este efecto. Así también puede ir digitalizando el mismo de acuerdo a sus posibilidades de espacio y tiempo.

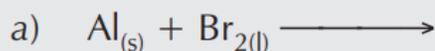
- I. Resuelva las siguientes consignas: -Conversión de unidades y medidas químicas
a.

Balanza las siguientes reacciones por el método de inspección:



b.

Completa y balancea las siguientes reacciones:



c.

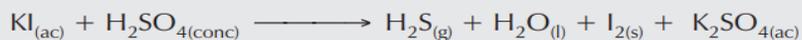


1 Balancea por el método de redox

2 Agente oxidante: _____

3 Agente reductor: _____

b) Balancea la siguiente reacción:



1 Balancea por el método de redox

2 Agente oxidante: _____

3 Agente reductor: _____

II. Seleccione dos ejemplos (uno de balanceo por tanteo y otro REDOX) anteriormente resueltos y produzca un video corto (hasta un máximo de 6 min) explicando su solución de la manera más didáctica posible.

- Recuerde que este video nos servirá como material de apoyo con los estudiantes de educación regular durante la PEC.

BIBLIOGRAFÍA

- Cruz. J, Osuna. M, (2008) Química General, Un nuevo enfoque en la enseñanza de la química. México: Once Ríos Editores.
- Babor e Ibarz, (1968), "Química General", Barcelona, Ed. Marín.
- Chang, Raymond, (1996), "Química", México, Ed Printice Hall.