

	COLEGIO NUESTRA SEÑORA DE LA PRESENTACIÓN - CENTRO	Código: DEC-F-54
	UNIDAD DE PRODUCCIÓN DE CONOCIMIENTO UDPROCO ÁREA DE QUÍMICA 2010	Versión:01 Fecha:5 Agosto 2008

DEPARTAMENTO DE METODOLOGÍA

NOMBRE ESTUDIANTE: _____ No DE LISTA: _____

FECHA _____ GRADO: 10º _____
 DOCENTE: MARTHA CRISTINA ROJAS UDPROCO No 3

1. APRENDE PLANTEÁNDOTE PREGUNTAS:



¿Qué es la estequiometria y para qué se utiliza?

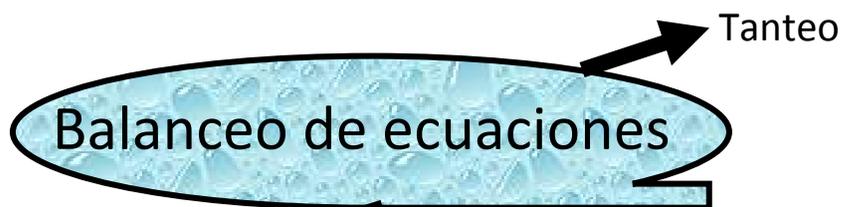
EJES TEMÁTICOS:

Ley de la conservación de la materia

Ley de las proporciones múltiples



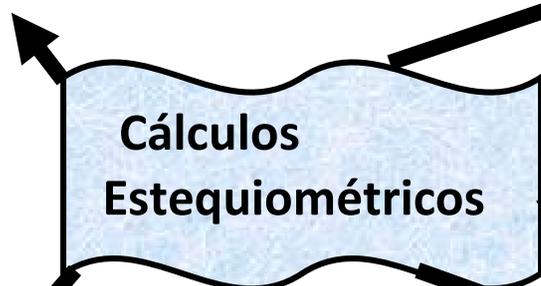
Ley de la composición definida



Oxido reducción

Mol – Mol

Mol – Masa

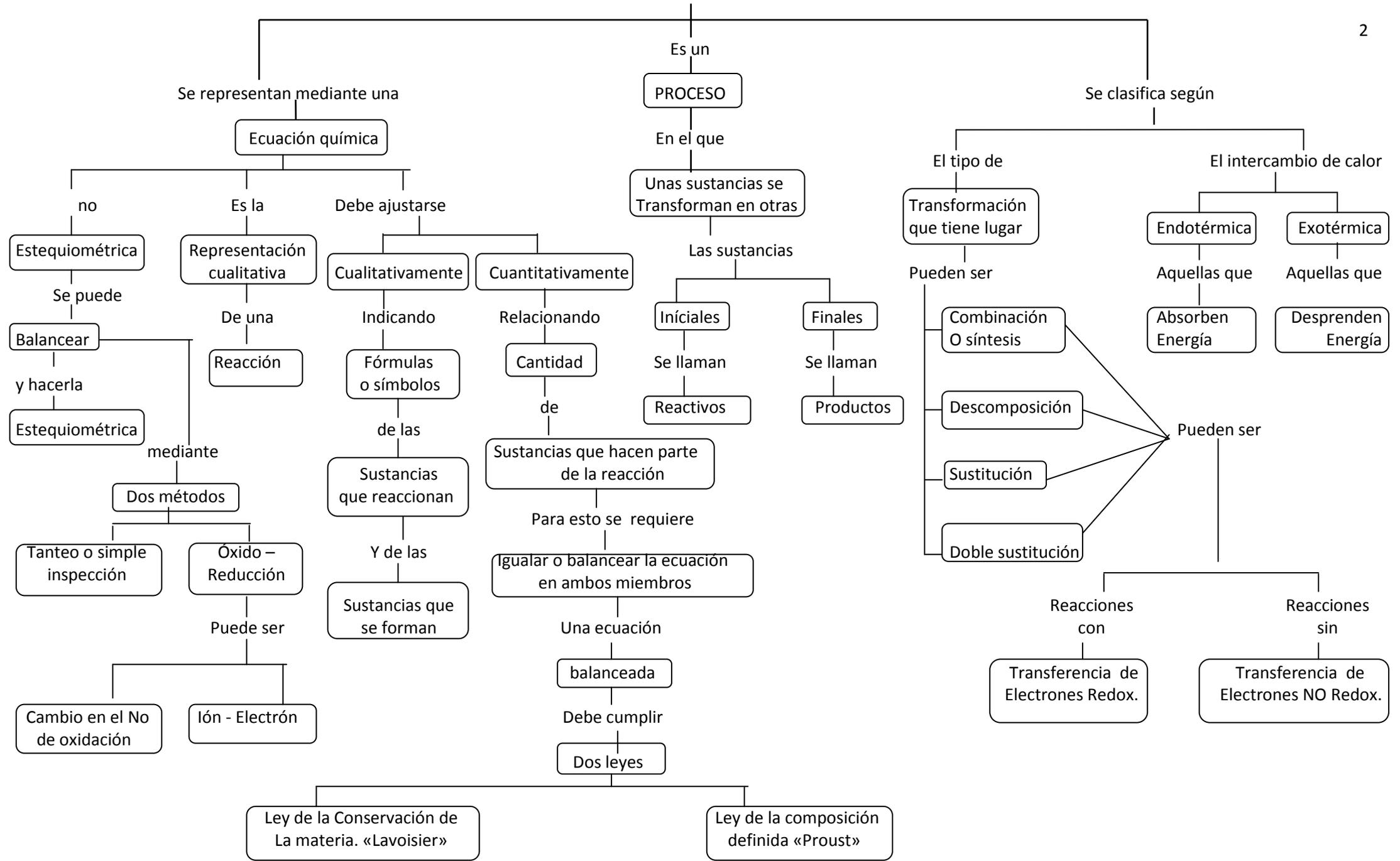


Reactante límite

Masa – Masa

Rendimiento y pureza

REACCIÓN QUÍMICA



2. APRENDE PROPONIÉNDOLE RETOS:

Cuando termines tu UDPROCO estará en capacidad de:

- Reconocer la diferencia entre reacción y ecuación química.
 - Plantear una ecuación química
- Balancear ecuaciones químicas por diferentes métodos.
- Reconoce las Leyes Ponderales.
- Desarrollar cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones químicas balanceadas.

Lo anterior lo demostrarás mediante la obtención del siguiente objetivo:

- ❖ Aplicar los cálculos basados en las Leyes Ponderales a la solución de problemas de estequiometría a partir de ecuaciones químicas balanceadas, utilizando la interpretación y el análisis en la solución de éstos, asumiendo con responsabilidad el aprendizaje y demostrando deseo de aprender.

3. APRENDE A TRAVÉS DE LA INTERDISCIPLINARIEDAD:

El mundo de la química

¿Cómo se defienden las plantas?

¿Alguna vez te has detenido a pensar cómo hacen las plantas para defenderse? No tienen extremidades, garras o dentaduras. Entonces, ¿cómo hacen para protegerse de la presencia de insectos no deseables u otros organismos?

La respuesta no puede menos que maravillarnos. La capacidad de las plantas para sobrevivir es una maquinaria química natural.

Cuando las plantas son atacadas por un depredador, un insecto, por ejemplo, la planta no puede huir, ni defenderse físicamente, pero sí fabricar toxinas que envenenen al herbívoro atacante, o producir compuestos complejos que perturben el crecimiento del agresor o su capacidad para digerir la planta.

En esta especie de guerra química natural, los insectos y otros herbívoros han desarrollado mecanismos de defensa. Muchos se han adaptado a los mecanismos defensivos de las plantas. Algunos insectos han desarrollado métodos para convertir sustancias en fuentes nutritivas.

El estudio de estas interacciones químicas entre organismos constituye la base de una floreciente disciplina llamada ecología química.

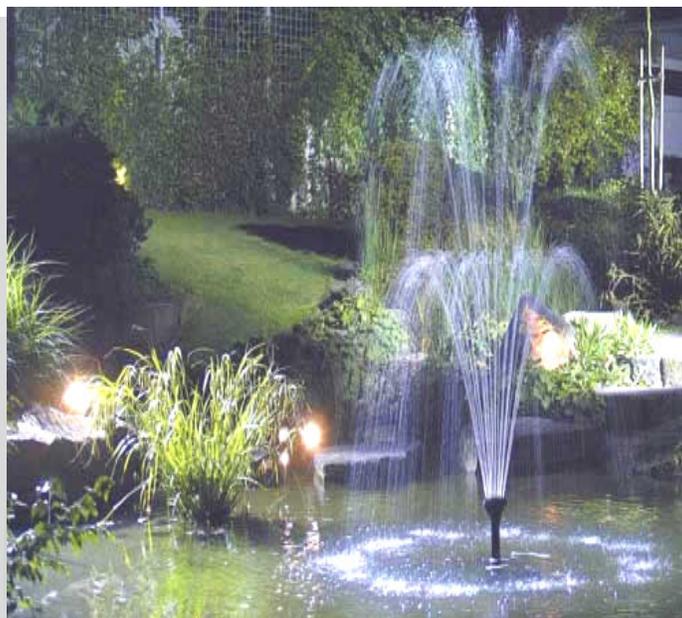
• ¿Qué aportes, podría hacer esta disciplina al conocimiento humano?

• Nombra algunas aplicaciones que podría aportar la ecología química a la tecnología, a la salud o al medio ambiente.



Las plantas elaboran compuestos llamados metabolitos secundarios que no están implicados en los procesos vitales. Los metabolitos secundarios varían de una planta a otra definiendo así las características particulares de cada una de ellas. Estos metabolitos secundarios se denominan aleloquímicos, lo cual significa que son producidos por un individuo de una especie capaz de influir en el crecimiento, la salud y la biología de la población o comportamiento de otras especies. Entre la mucha variedad de los compuestos aleloquímicos o metabolitos secundarios están los atrayentes, los repelentes, los alérgenos y las toxinas.

Algunos aleloquímicos se producen en forma constante, esté o no atacando un depredador; otros son sintetizados sólo en respuesta a un ataque del depredador. Se ha descubierto que ciertas plantas como el tomate son atacadas por insectos masticadores. Cuando el ataque sucede, libera una sustancia que viaja por la planta desde el lugar de la herida y desencadena la reacción de producción de al menos dos clases de macromoléculas



conocidas como inhibidores de proteinasas, éstos disminuyen la capacidad del insecto para romper las proteínas que ha ingerido con la hoja. De esta forma la hoja se hace menos aceptable como fuente de alimento.

Los estudios químicos de los compuestos protectores de las plantas superiores, pueden hacer importantes aportes a futuros esfuerzos para poder controlar la depredación de los cultivos por parte de plagas de insectos. La química puede descubrir insecticidas eficaces, menos peligrosos para el medio ambiente y no tan fáciles de burlar. Los insecticidas que naturalmente producen las plantas han demostrado su eficacia y ofrecen además la excelente oportunidad de creación de sistemas experimentales que permiten investigar la capacidad de los insectos para hacer frente a los compuestos tóxicos.

Los productos naturales son una opción más para evitar el uso de plaguicidas sintéticos y tóxicos del ambiente en el control de los herbívoros.

Escribe una tercera posibilidad para aprovechar más el estudio químico de los aleloquímicos.



4. APRENDE ALISTÁNDOTE



Me dispongo a trabajar

1) Con base en la nomenclatura tradicional y valiéndote de los números de oxidación vas a nombrar o escribir la fórmula correspondiente para los siguientes compuestos:

- a) Clorato de Potasio
 b) Sulfito de Aluminio
 c) $ZnCl_2$
 d) H_3PO_2
 e) Hipofosfito Ferroso
 f) Ácido Clorhídrico
 g) Yoduro de Potasio
 h) $Pb(OH)_2$
 i) $NaHCO_3$
 j) Permanganato de Potasio
 k) HNO_3
 l) $Al(NO_3)_3$
 m) H_2SO_4
 n) Sulfato Férrico
 o) Cloruro de Potasio
 p) CO_2
 q) PbS
 r) Carbonato de Calcio
 s) Óxido Fosforoso
 t) $AgNO_3$
 u) Bromuro de Sodio
 v) H_2S
 w) Na_2SO_3

2) Realiza los cálculos correspondientes y coloca en el paréntesis la letra que corresponda:

- a) $8,2 \times 10^{22}$ moléculas de $Ca_3(PO_4)_2$ () $6,64 \times 10^{-23} g$.
 b) 8,5 at – g de P () 792 g
 c) 1 átomos de Ca () 79,77 g.
 d) 12 mol () 263,5 g.
 – moléculas de H_3PO_2
 e) 0,5 moles de $CuSO_4$ () 42,23g

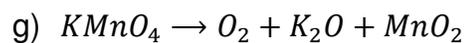
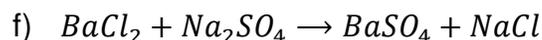
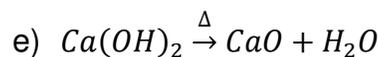
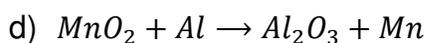
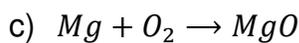
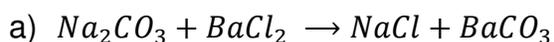
3) Realiza los cálculos y coloca en el paréntesis la letra que corresponda.

- a) 35 g H_2CO_3 Rta: $1,66 \times 10^{-24}$ mol
 b) 9 g de Al Rta: $3,32 \times 10^{-24}$ mol
 c) 2 moléculas de H_2O Rta; 0,56 Mol
 d) $2,66 \times 10^{-23}$ g. de O Rta: 0,33 mol.

4. En 100 g de $Fe_2(SO_4)_3$ Calcular:

- a) Átomos de S Rta: $4,5 \times 10^{23}$ átomo
 b) Gramos de Fe Rta: 27,95 g.
 c) Moléculas de $Fe_2(SO_4)_3$ Rta: $1,51 \times 10^{23}$ molé
 d) Moles de $Fe_2(SO_4)_3$ Rta: 0,25 moles
 e) Moles de O Rta: 3 moles
 f) % de S Rta: 24,02%

5.) Clasifica las siguientes ecuaciones según el tipo de reacción:



5. APRENDE DE LAS FUENTES:

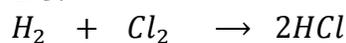
**REACCIÓN
QUÍMICA
PROCESO
QUÍMICO EN EL
CUAL UNAS
SUSTANCIAS SE
TRANSFORMAN
EN OTRAS.**



A nuestro alrededor continuamente están sucediendo cambios en la materia que implican la transformación de unas sustancias en otras de naturaleza diferente. El proceso mediante el cual se producen estos cambios químicos se conoce como

REACCIÓN QUÍMICA. Algunos ejemplos de reacciones químicas son la combustión de la gasolina en un carro, la transformación de los alimentos en sustancias asimilables para el cuerpo humano, la conversión del CO_2 en carbohidratos y Oxígeno durante el proceso de la fotosíntesis, la formación de metano por la descomposición de la materia orgánica en los pantanos, la oxidación del Hierro etc.

Una **REACCIÓN QUÍMICA** es un proceso químico en el cual unas sustancias llamadas **reactivos** (sustancias iniciales) se transforman en otras nuevas llamadas **productos**. (Sustancias finales) Por ejemplo el H_2 y el Cl_2 reaccionan para originar un nuevo compuesto, el HCl



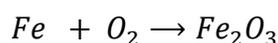
En la reacción anterior los reactivos son: H_2 y Cl_2 y el producto es el HCl .

1) Con base en lo anterior vas a indicar reactivos y productos de las siguientes reacciones. (Reacciones del punto 5 de Aprende Alistándote)

Una reacción química se puede representar mediante una **ECUACIÓN QUÍMICA**, que es una igualdad en la que en el primer miembro figuran los símbolos y/o fórmulas de los reactivos y en el segundo miembro, los de los productos.

Una ecuación química es por tanto, la representación cualitativa de una reacción.

Por ejemplo en el proceso de oxidación de los objetos de Hierro (Fe), éste reacciona con el Oxígeno del aire (O_2), para transformarse en óxido férrico Fe_2O_3 . El cambio que ocurre en el Hierro es la reacción química, la cual se representa mediante la ecuación:



Para escribir una ecuación química se deben tener en cuenta algunos pasos.

**LAS
SUSTANCIAS
INICIALES EN
UNA REACCIÓN
QUÍMICA SE
LLAMAN
REACTIVOS.**

Las sustancias finales en una reacción química se llaman productos.

UNA REACCIÓN QUÍMICA se representa mediante una ecuación

UNA ECUACIÓN QUÍMICA es la representación cualitativa de una reacción

2) Consulta en tus textos como se deben escribir las ecuaciones químicas. Anótalo en el cuaderno y con base en esto plantea las siguientes ecuaciones:

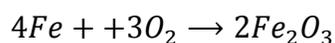
- a) Cuando el Carbonato de Calcio reacciona con el ácido Clorhídrico, en el estómago, se descompone produciendo Óxido Carbónico, Cloruro de Calcio y agua.
- b) La combustión del gas propano o de cocina implican la reacción entre el propano (C_3H_8) (Gaseoso) y el oxígeno del aire por acción del calor para producir Óxido Carbónico (gaseoso), agua líquida y calor.
- c) La formación de la lluvia ácida implica la reacción del Óxido Sulfúrico con el agua para producir Ácido Sulfúrico.
- d) Cuando se mezcla una solución de Cloruro de Sodio acuoso con otra de Nitrato de Plata acuoso, se origina un precipitado de Cloruro de Plata sólido y una solución acuosa de Nitrato de Sodio.
- e) La descomposición térmica del mármol (Clorato de Potasio) en presencia de dióxido de Manganeso como catalizador, produce Cloruro de Potasio Sólido y Oxígeno gaseoso.
- f) El Carbonato de Calcio sólido al calentarse, se descompone mediante una reacción reversible para producir gas carbónico y óxido de Calcio sólido.

Una ecuación química debe ajustarse también de manera cuantitativa, relacionando las cantidades de sustancias que toman parte de la reacción; para ello es necesario igualar o balancear la ecuación en ambos miembros.

La ecuación se encuentra igualada cuando cumple dos leyes o principios químicos.

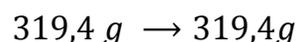
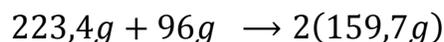
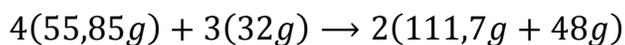
- a) «**Ley de la conservación de la materia de Lavoisier**» «La cantidad en gramos de reactivos que inician una reacción debe ser igual a la cantidad en gramos de productos que se obtienen»
- b) «**Ley de las proporciones definidas o ley de la composición definida de Proust**» «Un compuesto dado siempre contiene los mismos elementos en la misma proporción de masa» Estas proporciones fijas vienen representadas en la ecuación química mediante unos números llamados coeficientes estequiométricos.

- 3) a) Las anteriores leyes hacen parte de «**Las Leyes ponderales**» Consulta en tus textos qué son las leyes ponderales, cuáles son, consulta la que hace falta y realiza un ejemplo. Anota esto en tu cuaderno.
La ecuación balanceada para la oxidación del hierro es:

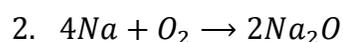
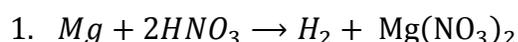


Sus coeficientes estequiométricos son 4, 3, 2

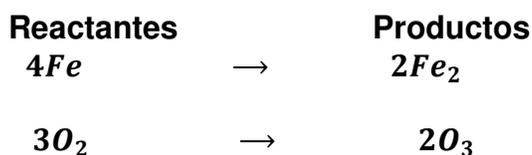
Vamos a comprobar la Ley de la Conservación de la Materia



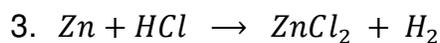
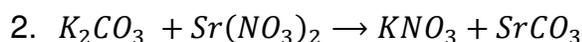
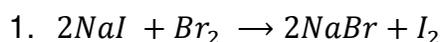
- b) Con base en lo anterior vas a comprobar el cumplimiento de «La ley de la conservación de la materia» para las siguientes reacciones:



Para que las ecuaciones cumplan la «**Ley de la conservación de la materia**» la cantidad total de átomos en los reactivos deben ser igual al total de átomos en los productos. Los coeficientes nos ayudan a lograr el equilibrio entre la cantidad de reactivos y productos. Por eso para nuestra ecuación tenemos:



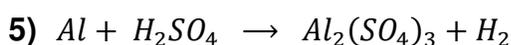
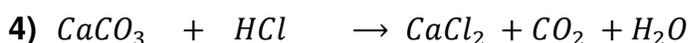
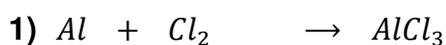
- c) Con base en lo anterior y sin necesidad de cálculos indica si las siguientes ecuaciones están o no equilibradas.



Para que las ecuaciones estén equilibradas o balanceadas todos los elementos componentes de reactivos deben aparecer en igual cantidad en los productos. Para que cumplan con la «**Ley de la Conservación de la Materia**» Existen varios métodos para balancear ecuaciones; uno de los más sencillos es el método de tanteo, ensayo y error, o simple inspección. Investiga en qué consiste analízalo y aplícalo.

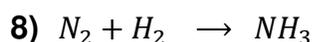
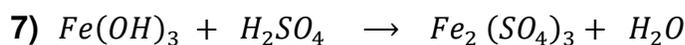
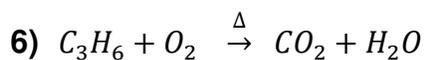
- 4) a) Investiga en qué consiste el método de tanteo para balancear ecuaciones y con base en él balancea las siguientes ecuaciones:

RECUERDA: Para balancear por tanteo primero se balancean los metales, a continuación los no metales, posteriormente el oxígeno y por último el hidrógeno.



Para ajustar
cuantitativamente
una ecuación
toca balancearla

¿Qué son y
cuáles son las
leyes ponderales?



Con base en el mapa conceptual que aparece al iniciar te das cuenta que todas las reacciones que se clasifican según el tipo de transformación que tiene lugar pueden clasificarse en dos grandes grupos:

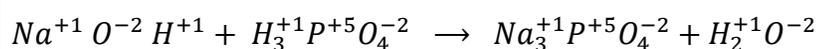
Reacciones sin transferencia
de electrones **NO REDOX**

Son aquellas que presentan una redistribución de los átomos, como las reacciones de doble sustitución o las de neutralización. En éstas no hay cambio en el número de oxidación.

Reacciones con transferencia
de electrones **REDOX**

Son aquellas en las cuales hay cambio en el número de oxidación de reactivos y productos. A este grupo pertenecen las reacciones de combinación o síntesis, descomposición y los de desplazamiento o sustitución.

Vamos a aplicar lo anterior para lo cual tomamos una ecuación y colocamos los números de oxidación a reactivos y productos



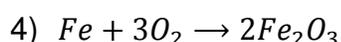
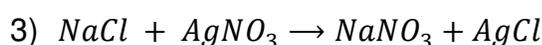
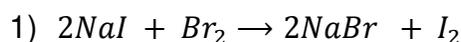
Observa bien los números de oxidación en reactivos y productos. Como te das cuenta no hay cambio en dicho número lo que indica que la reacción es una reacción sin transferencia de electrones. **NO REDOX.**

REACCIONES NO REDOX
No hay cambio en el número
de oxidación



Como te das cuenta los números de oxidación cambian lo que indica que hay transferencia de electrones y sería una reacción **REDOX** o de **ÓXIDO – REDUCCIÓN.**

b) Tomando como base lo anterior, vas a colocar los números de oxidación en reactivos y productos que conforman las siguientes reacciones y las vas a clasificar.



Las reacciones de óxido – reducción o Redox conllevan a cambios químicos como son: **La oxidación y la reducción.**

OXIDACIÓN: Cambio químico en el que un átomo pierde electrones. Ejemplo:



REACCIONES REDOX
En ellas hay cambio en
el número de oxidación

**En la OXIDACIÓN
el átomo PIERDE
ELECTRONES y su
número de oxidación
aumenta.**

**En la REDUCCIÓN
el átomo GANA
ELECTRONES y su número
de oxidación
disminuye.**

**La sustancia
oxidada
es el agente
reductor**

**LA SUSTANCIA
REDUCIDA ES
EL
AGENTE
OXIDANTE**

REDUCCIÓN: Cambio químico en el que un átomo gana electrones. Su número de oxidación disminuye. Ejemplo:

Su número de oxidación disminuye.

La oxidación y la reducción ocurren simultáneamente porque la una es consecuencia de la otra.

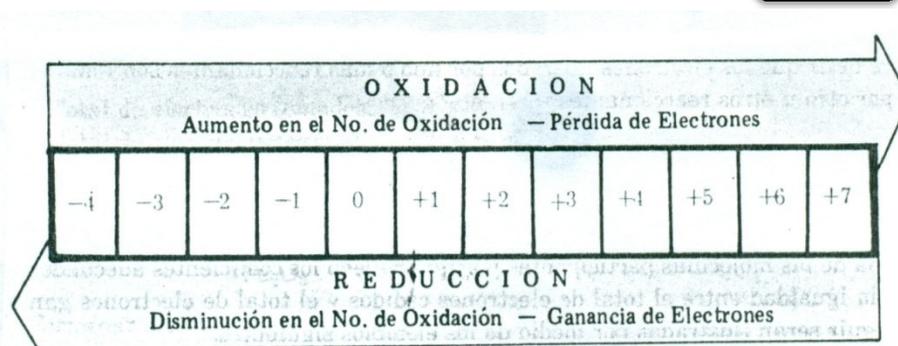
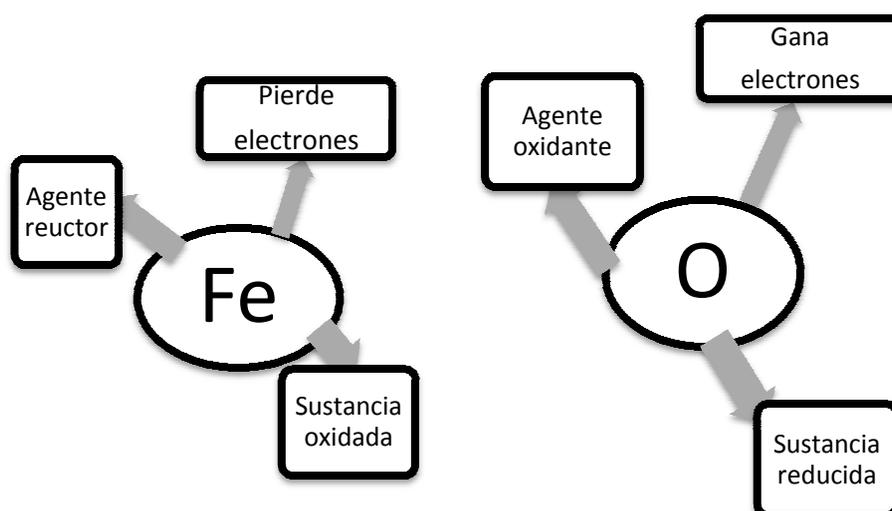
Agente oxidante: Es el elemento que gana electrones y por lo tanto se reduce. Produce la oxidación.

Agente reductor: Es el elemento que cede electrones y por lo tanto se oxida. Produce la reducción.

Sustancia oxidada: Es la sustancia que cedió electrones y sufre el fenómeno de la oxidación.

Sustancia reducida: Es la sustancia que ganó electrones y sufre el fenómeno de la reducción.

Aplicando lo anterior:



5) A) Con base en lo anterior, vas a colocar los números de oxidación de reactivos y Productos que conforman las siguientes reacciones, vas a completar las tablas que aparecen a continuación pero solo con base en los elementos que tuvieron cambio en el número de oxidación.

1)

2)



Elementos que tuvieron cambio	Estado de oxidación inicial	Estado de oxidación final	No de e ⁻ ganados	No de e ⁻ perdidos
1) <i>Mn</i> <i>Al</i>	<i>Mn</i> ⁺⁴ <i>Al</i> ⁰	<i>Mn</i> ⁰ <i>Al</i> ₂ ⁺³	4	6
2)				
3)				
4)				

Reacción	Oxidación	Reducción	Sustancia oxidada	Sustancia reducida	Agente oxidante	Agente reductor
1)	<i>Cr</i>	<i>Mn</i>	<i>Cr</i>	<i>Mn</i>	<i>Mn</i>	<i>Cr</i>
2)						
3)						
4)						

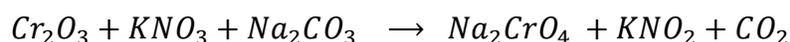
Una ecuación química se debe ajustar cualitativa y cuantitativamente

La sustancia reducida gana electrones

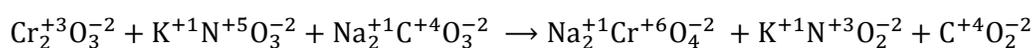
Las ecuaciones de óxido – reducción se pueden igualar por dos métodos a saber: Cambio en el número de oxidación e Ión – electrón.

Balanceo de ecuaciones por cambio en el número de oxidación.

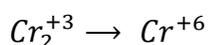
Ejemplo: Balancear la ecuación:



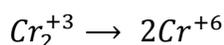
- 1) Se coloca encima de cada elemento su respectivo número de oxidación.



- 2) Se sacan aparte en forma idéntica (Es decir con su índices) los elementos que tuvieron cambio en su número de oxidación y se plantean las semiecuaciones:

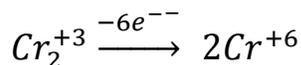


- 3) Se balancean las semiecuaciones con coeficientes:

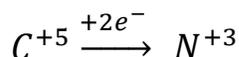


La sustancia oxidada pierde electrones

- 4) Se indican sobre las flechas los electrones ganados y perdidos. Para esto se multiplican los números de oxidación por coeficientes y subíndices.



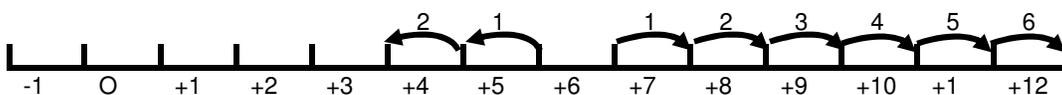
Como el No de oxidación aumenta se pierden electrones.



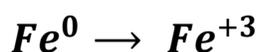
Como el No de oxidación disminuye se ganan electrones.

N: 2 saltos a la izquierda = 2 e⁻ ganados

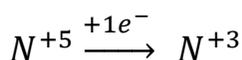
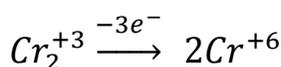
Cr: 6 saltos a la derecha = 6e⁻ perdidos



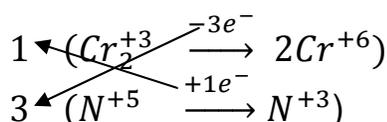
Si el número de oxidación aumenta, se pierden electrones



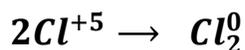
- 5) Si se pueden simplificar los electrones se simplifican:



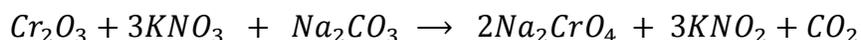
- 6) Como los electrones ganados deben ser iguales a los electrones perdidos, multiplicamos en cruz las semiecuaciones:



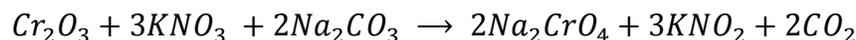
Si el Número de oxidación disminuye se ganan electrones



- 7) Se colocan como coeficientes de los compuestos que tienen estos elementos, los números que salieron de esta multiplicación:



- 8) Si aún no ha quedado balanceada la ecuación, se continúa balanceando por tanteo. (metal, no metal, oxígeno, hidrógeno)



- 9) Si se pueden simplificar todos los coeficientes se deben simplificar.

- 5) B) Analiza cada uno de los pasos anteriores y con base en ellos vas a balancear por este método las siguientes ecuaciones. Indicar en cada una sustancia oxidada, reducida, agente oxidante, agente reductor.

1. Ecuación 2 del ejercicio 5(a)



2. Ecuación 3 del ejercicio 5(a)



3. Ecuación 4 del ejercicio 5(a)



MÉTODOS
PARA
BALANCEAR
ECUACIONES:

- TANTEO

- ÓXIDO -
REDUCCIÓN

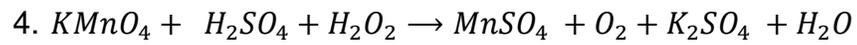
El balanceo por óxido-reducción puede ser por:

- **Cambio en el número de oxidación**
- **Por Ión - electrón**

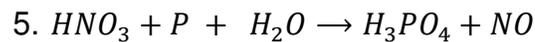


Orden para el balanceo por tanteo:

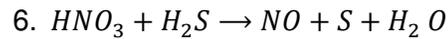
- **Metales**
- **No metales**
- **Oxígeno**
- **Hidrógeno**



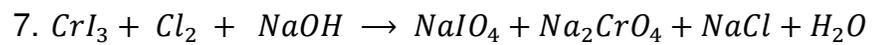
Rta: 2, 3, 5 \rightarrow 2, 5, 1, 8



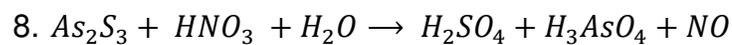
Rta: 5, 3, 2 \rightarrow 3, 5



Rta: 2, 3 \rightarrow 2, 3, 4



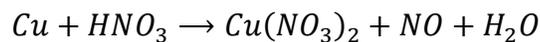
Rta: 2, 27, 64 \rightarrow 6, 2, 54, 32



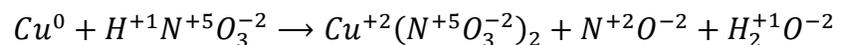
Rta: 3, 28, 4 \rightarrow 9, 6, 28

Balanceo de ecuaciones por ión - electrón

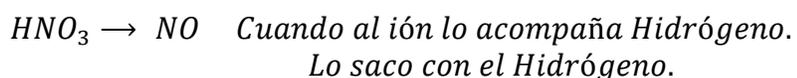
Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación:



- 1) Se colocan los números de oxidación para cada elemento:



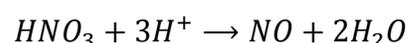
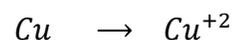
- 2) Se escriben las ecuaciones parciales para el agente oxidante y para el agente reductor:



- 3) Se balancean las semiecuaciones y posteriormente se iguala cada semiecuación en cuanto al número de átomos de cada elemento. En soluciones ácidas o neutras, por cada átomo de oxígeno en exceso en un miembro de la ecuación se adiciona una molécula de agua en el otro miembro. Para igualar los hidrógenos se hace adicionando H^+ donde falten. Si la solución es alcalina, por cada oxígeno en exceso en un miembro se adiciona agua en el mismo miembro y el doble en OH^- en el otro miembro.

Aplicando lo anterior para nuestra ecuación sería:

Primero está en medio neutro ya que no se indica nada balanceamos oxígenos sumando H_2O e Hidrógenos sumando H^+

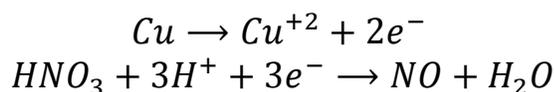


Si al finalizar en el balanceo de una ecuación se pueden simplificar los coeficientes, se deben simplificar

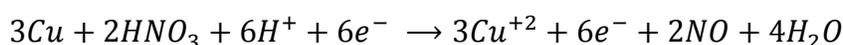
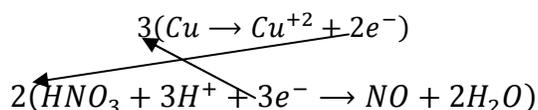


Una ecuación química nos ofrece datos cualitativos y cuantitativos

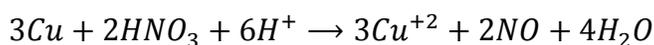
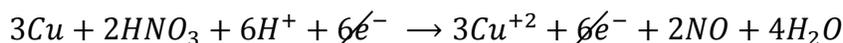
- 4) Se iguala cada semiecuación en cuanto al número de cargas, sumando electrones para igualar cada semiecuación a la carga más baja.



- 5) Si se pueden simplificar los electrones se simplifican.
- 6) Como el número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones perdidos se multiplican en cruz las semiecuaciones y se suman:



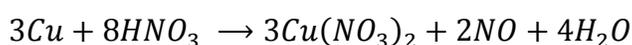
- 7) Se anulan todos los términos idénticos de ambos miembros comenzando por los electrones.



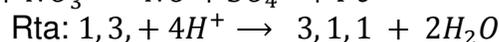
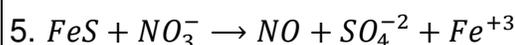
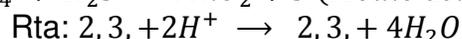
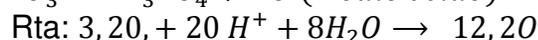
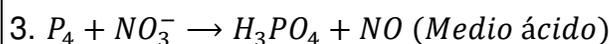
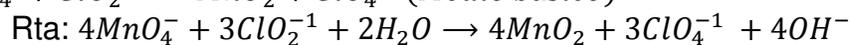
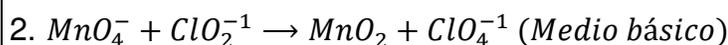
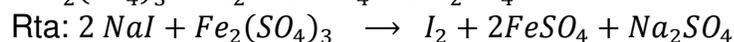
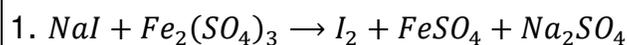
- 8) Unir los iones con los acompañantes iniciales.



- 9) Balancear por tanteo si aún la ecuación no ha quedado balanceada. Los H^{+} no pueden quedar solos entonces se adicionan donde hay Hidrógenos.



- 5) C) Analiza muy bien los pasos anteriores y aplícalos para balancear por este método las siguientes ecuaciones:



5) D) Con base en el punto 3(a) que habla de las «Leyes Ponderales» ya comprobaste la «Ley de la Conservación de la Materia»

1. Saca la composición porcentual para $C_{12}H_{22}O_{11}$ con esto estás comprobando la ley de la composición definida, ya que si cambian los porcentajes deja de ser ese compuesto (Sacarosa)
2. Revisa qué dice y en qué consiste la Ley de las proporciones múltiples que consultaste en el punto 3(a) y aplícala para demostrarla sabiendo que el Oxígeno se combina con el nitrógeno para originar tres óxidos a saber: Óxido hiponitroso, óxido nitroso y óxido nítrico.

ESTEQUIOMETRÍA

Rama de la Química que estudia las relaciones numéricas de peso, mol y volumen de las sustancias consumidas y producidas en una reacción química

ESTEQUIOMETRÍA

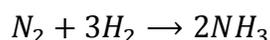
Estequiometria es la rama de la química que estudia y determina las relaciones numéricas de peso, mol y volumen de las sustancias consumidas y producidas en una **reacción química**.

Los cálculos relacionados con las cantidades de reactivos y productos se conocen como balanceada se les conoce como **CÁLCULOS ESTEQUIMÉTRICOS** y para realizarlos es indispensable **balancear** primero la **ecuación química**.

Tres importantes interrogantes pueden plantearse acerca de una reacción química:

1. ¿Qué cantidad de los productos puede obtenerse a partir de una cantidad dada de los reaccionantes?
2. ¿Qué cantidad de los reaccionantes se requiere para obtener una cantidad dada de los productos?
3. ¿Qué cantidad de uno de los reaccionantes se necesita para reaccionar exactamente con una cantidad dada de otro reaccionante?

La base para resolver estos interrogantes es la ecuación química la cual nos suministra información cualitativa y cuantitativa. Por ejemplo para la reacción de síntesis del amoníaco.



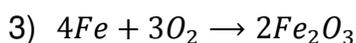
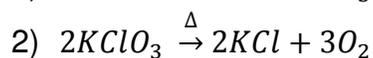
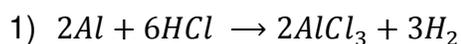
Información Cualitativa: El Nitrógeno reacciona con el Hidrógeno para producir amoníaco.

Información Cuantitativa:

N_2	+	$3H_2$	→	$2NH_3$
1 molécula	+	3 moléculas	Produce	2 moléculas
1 mol	+	3 moles	Produce	2 moles
$6,02 \times 10^{23}$ Moléculas	+	$3(6,02 \times 10^{23})$ Moléculas	Produce	$2(6,02 \times 10^{23})$ Moléculas
28 gr.	+	6 gr.	Produce	34 gr.

La información cualitativa nos dice que sustancias reaccionan y cuáles se forman.

6) A) Con base en lo anterior describa la información cualitativa y cuantitativa para las siguientes ecuaciones.

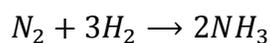


Las relaciones estequiométricas pueden ser principalmente: **mol – mol**, **mol – masa**, **masa – mol**, etc.

Los métodos generales para dar solución a este tipo de problemas son: el método del factor molar y el método directo o de las proporciones.

Factor molar: Es la relación del número de moles entre dos especies químicas que participan en una ecuación química, teniendo en cuenta los coeficientes de la ecuación balanceada.

Por ejemplo en la reacción de síntesis del amoníaco:



La ecuación nos indica que:

- 1 mol de N_2 produce 2 mol de NH_3
- 3 moles de H_2 producen 2 mol de NH_3
- 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2

La primera de estas relaciones podemos expresarla por medio de las siguientes razones molares o factores molares.

$$\frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } N_2} \text{ o inversamente } \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3}$$

De manera similar la segunda:

$$\frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} \text{ o inversamente } \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3}$$

Y de la tercera:

$$\frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } N_2} \text{ o inversamente } \frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2}$$

Estas seis razones molares son los factores de conversión que nos permiten pasar de una sustancia a otra en la solución de problemas numéricos.

Vamos a aplicar todo lo anterior, concéntrate y analiza cada uno de los pasos.

6) B) Saca los factores molares para las ecuaciones del punto 6(A)

La información cuantitativa nos dice las cantidades de las sustancias que hacen parte de la reacción.

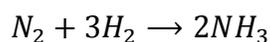
Las relaciones estequiométricas pueden ser principalmente:

- * Mol - Mol
- * Masa - Masa
- * Mol - Masa

Cálculos mol - mol:

¿Cuántas moles de Nitrógeno son necesarias para que reaccionen con 0,75 moles de Hidrógeno en la producción del amoníaco?

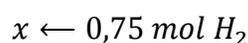
La ecuación balanceada es:



Método del factor Molar:

$$0,75 \text{ mol } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2} = 0,25 \text{ mol de } N_2$$

Método de las proporciones:

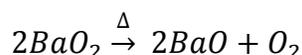


$$x = \frac{1 \text{ mol } N_2 \times 0,75 \text{ mol } H_2}{3 \text{ mol } H_2} = 0,25 \text{ mol de } N_2$$

Cálculos mol - masa

¿Cuántos moles de Oxígeno se obtienen calentando al rojo 10g de peróxido de Bario puro?

Ecuación balanceada:

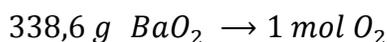


Método del factor Molar:

$$10 \text{ g } BaO_2 \times \frac{1 \text{ mol } BaO_2}{169,3 \text{ g } BaO_2} \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } BaO_2} = 0,029 \text{ mol } O_2$$

1 mol BaO_2 pesa 169,3g
2 mol BaO_2 pesan 338,6 g.

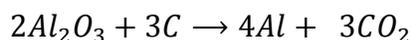
Método Directo::



$$x = \frac{10 \text{ g } BaO_2 \times 1 \text{ mol } O_2}{338,6 \text{ g } BaO_2} = 0,029 \text{ mol } O_2$$

Cálculos masa - masa:

El óxido de Aluminio se combina con el carbono para obtener aluminio y óxido carbónico. ¿Cuántos gramos de Al se puede obtener a partir de 2040g de Al_2O_3 ?



Método del factor Molar:

$$2040 \text{ g } Al_2O_3 \times \frac{1 \text{ mol } Al_2O_3}{102 \text{ g } Al_2O_3} \times \frac{4 \text{ mol } Al}{2 \text{ mol } Al_2O_3} \times \frac{27 \text{ g } Al}{1 \text{ mol } Al} = 1080 \text{ g } Al$$

Factor Molar:
Relación del número de moles entre dos especies químicas que participan en una ecuación química, teniendo en cuenta los coeficientes de la ecuación balanceada

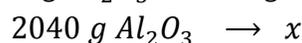
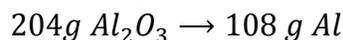
Análisis y observo muy bien la teoría para posteriormente aplicarla



Método directo:

1 mol Al_2O_3 pesa 102g; 2 moles pesan 204 g.

1 mol Al pesa 27 g; 4 moles pesan 108 g.



$$x = \frac{2040g Al_2O_3 \times 108g Al}{204g Al_2O_3} = 1080g Al$$

6) C) Con base en los cálculos anteriores vas a resolver los siguientes ejercicios.

- El Hidróxido de Calcio se combina con el ácido fosfórico para producir fosfato de Calcio y agua. Calcular las moles de hidróxido de Calcio y de ácido fosfórico que se requieren para obtener 10 moles de Fosfato de Calcio. Rta: $30\eta Ca(OH)_2$, $20\eta H_3PO_4$.
- El Hidróxido de Sodio es el resultado de la combinación del agua con el óxido de Sodio. ¿Cuántos gramos de *Hidróxido de Sodio* se producen a partir de la reacción de 2 moles de *óxido de Sodio*? Rta: $160g NaOH$
- El Clorato de Potasio por descomposición térmica produce Cloruro de Potasio y Oxígeno. ¿Cuántos gramos de Clorato de Potasio se requieren para obtener 960 g de O_2 ? Rta: $2450g de KClO_3$
- ¿Qué masa de ácido sulfúrico en gramos se requiere para que al reaccionar con un exceso de Zinc mediante una reacción de desplazamiento produzca 200 g de *Sulfato de Zinc*? Rta: $121,44g ZnSO_4$
- El Si, elemento que se emplea en la fabricación de numerosos dispositivos electrónicos, se obtiene mediante la reacción del Cloruro de Silicio con el Magnesio. ¿Cuántos Kg de Magnesio se requieren para reaccionar con 13,5 Kg de $SiCl_4$? Rta: $3,86 Kg$

REACTIVO LIMITE

Es la sustancia que en una reacción química se consume totalmente. Determina la cantidad de productos formados y la de los otros reaccionantes que intervienen.

Ejercicio: el amoníaco se produce por reacción del hidrógeno con el nitrógeno, según la ecuación.

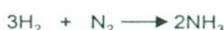


Si se toman 12 moles de hidrógeno y 5 moles de nitrógeno. Averiguar:

- Reactivo límite
- Cantidad de amoníaco producido
- Cantidad que sobró del otro reactante

Solución

- Se escribe la ecuación química balanceada.
- Se averigua cuál es el reactivo límite dividiendo el número de moles que me da el problema sobre los coeficientes de las respectivas sustancias y el menor número me indica el reactivo límite.
- Luego con el reactivo límite averiguo producto y cantidad del otro reactivo que reacciona.

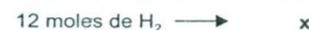


$$\frac{12 \text{ moles}}{3} = 4 \quad \frac{5 \text{ moles}}{1} = 5$$

Reactivo límite

Reactivo límite hidrógeno.

La ecuación dice que 3 moles de H_2 producen 2 moles de NH_3 y con esto planteo la regla de tres.



$$x = \frac{12 \text{ moles } H_2 \times 2 \text{ moles } NH_3}{3 \text{ moles } H_2}$$

$$x = 8 \text{ moles } NH_3$$

La ecuación dice que 3 moles de H_2 reaccionan con 1 mol de N_2 y con esto planteamos la regla de tres para averiguar cuánto N_2 reacciona.



$$x = \frac{12 \text{ moles } H_2 \times 1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ moles } H_2}$$

$$x = 4 \text{ moles de } N_2$$

Para averiguar cuánto nitrógeno sobra, tomo lo que me da el problema y le quito lo que reacciona con el reactivo límite.

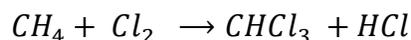
Se tomaron 5 moles de N_2
Reaccionan 4 moles de N_2

Sobra 1 mol de N_2

**Reactante Límite:
Sustancia que en
una reacción química
se agota totalmente,
suspendiendo la
marcha de la
reacción**

6) D) Con base en la idea básica anterior vas a realizar los siguientes ejercicios:

- El Hierro y el Azufre se combinan mediante el calor para producir sulfuro ferroso. Calcular los gramos de Sulfuro Ferroso que se producen mediante la reacción de 12 g de Fe con 10 g de S. Calcular también el reactivo límite y los gramos que sobran del otro reactivo. Rta: Rte Límite: Fe, sobran 3,12 g de S, se producen 18,88 g de Fe S.
- El amoniaco (NH_3) se produce por reacción del Hidrógeno con el Nitrógeno. Si reaccionan 12 moles de Hidrogeno y 5 moles de Nitrógeno. Calcular:
 - Rte Límite. Rta: Hidrógeno.
 - Moles de Amoniaco que se producen Rta: 8 moles NH_3
 - Moles en exceso del otro reactivo. Rta: 1 mol N_2
- El Hidruro de Calcio se combina con el agua para producir hidróxido de Calcio e Hidrógeno. Establezca en cada caso, cuál es el reactante límite.
 - 10 g de Hidruro de calcio y 50 g de agua. Rta CaH_2
 - 11,9 moles de hidruro de Calcio y 11,11 moles de agua. Rta: H_2O
 - 1 Kg de hidruro de Calcio y 3 Kg de H_2O . Rta: CaH_2
- Con base en la ecuación:



Para cada uno de los siguientes casos, establezca el reactante límite:

- 2 moles de CH_4 y 5 moles de Cl_2 Rta: Cl_2
 - 106,5 g de Cl_2 y 24 g de CH_4 Rta: Cl_2
 - 11 moles de Cl_2 y 3,5 moles de CH_4 Rta:
- El Hierro se combina con el ácido sulfúrico para producir sulfato férrico e hidrógeno. Si 5g de Hierro se agregan a 7,5 g de ácido sulfúrico. Calcular:
 - Los gramos de Sulfato Férrico que se forman; 10,2 g
 - Las moles de Sulfato Férrico que se forman. Rta: 0,026 moles.
 - Los gramos de Hidrógeno que se obtienen. Rta: 0,15 g.
 - Los gramos en exceso del otro reactivo. Rta: 2,15 g.

PUREZA:

Los reactivos utilizados en las reacciones químicas no siempre se encuentran puros; con gran frecuencia contienen impurezas que los acompañan, los cuales aumentan el peso de sustancia pura y no intervienen en la reacción.

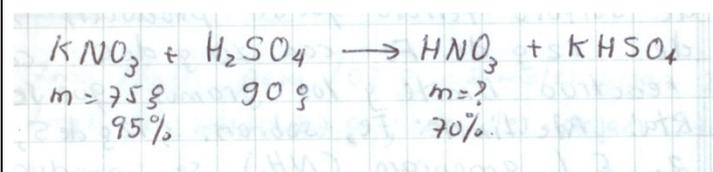
Por eso ante un problema de este tipo, dado el porcentaje de impureza debemos calcular primero el peso de material puro de los reactivos que empleamos, valiéndonos de la siguiente fórmula.

$$\% \text{ PUREZA} = \frac{\text{Gramos o moles del compuesto puro}}{\text{Gramos o moles del compuesto impuro}} \times 100\%$$

Los reactivos utilizados en las reacciones químicas no siempre se encuentran puros. Tienen impurezas por eso toca primero sacarles la pureza

Ejemplo; ¿Cuántos gramos de HNO_3 del 70% de pureza se obtienen con 75 g de KNO_3 del 95% de pureza reaccionando con 90 g de H_2SO_4 puro?

Ecuación balanceada



Planteamiento del problema

Cálculo de los gramos puros de KNO_3

$$95\% = \frac{x}{75g} \times 100\%$$

Los 75g del 95% ya son impuros.

$$x = \frac{95\% \times 75g}{100\%} = 71,25g \text{ HNO}_3 \text{ puros.}$$

Procedo a hallar Reactante límite con los 71,25g de HNO_3 puros

Peso del $KNO_3 = 101g$. peso del $H_2SO_4 = 98g$.

$$KNO_3 = \frac{71,25g}{101g} = 0,71g$$

$$H_2SO_4 = \frac{90g}{98g} = 0,92g$$

El menor valor corresponde al reactante límite

Para hallar el reactivo límite se dividen las cantidades de reactivos puros sobre el peso total de las moles que indica la ecuación. En este caso sobre el peso de una mol.

$$\% \text{ de Pureza:}$$

$$= \frac{g \text{ ó } \eta \text{ comp puro}}{g \text{ ó } \eta \text{ comp impuro}} \times 100\%$$

Con el peso del reactivo límite hallo el HNO_3 que se obtiene. La ecuación me da la base, dice que 101g de KNO_3 producen 63g de HNO_3 y con esto utiliza el método del factor molar o el directo.

$$71,25g \cancel{KNO_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{KNO_3}}{101g \cancel{KNO_3}} \times \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } \cancel{KNO_3}} \times \frac{63g HNO_3}{1 \text{ mol } \cancel{HNO_3}} = 44,44g HNO_3$$

Según el problema el HNO_3 que se produce no es puro, debe pesar más (sustancia pura + impurezas = 100%), por lo que aplicamos la fórmula. En este caso los 44,44 de HNO_3 son puros. Nos piden cuántos gramos de HNO_3 impuros del 70% se producen:

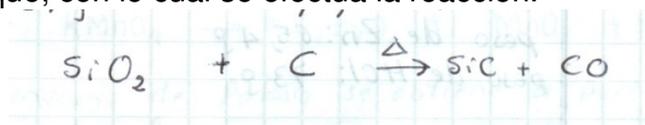
$$70\% = \frac{44,44g}{x} \times 100\%$$

$$x = \frac{44,44g \times 100\%}{70\%} = 63,49g \text{ de } HNO_3 \text{ impuros}$$

6) E) Con base en la idea básica anterior vas a realizar los siguientes ejercicios:

1. El Cloruro de Sodio se combina con el ácido sulfúrico para producir Sulfato de Sodio y ácido Clorhídrico. Calcular los gramos de Sulfato de Sodio que se obtienen a partir de 750 g de NaCl del 88% de pureza. Rta: 801,03g.

2. El carburo de Silicio, SiC, también llamado Carborundo, es un material sumamente utilizado como abrasivo, debido a su extrema dureza. Se obtiene por calentamiento, en un horno eléctrico de una mezcla de arena (Cuyo principal componente es el SiO_2) y carbón coque, con lo cual se efectúa la reacción.



En cierto proceso se partió de 400 Kg de arena que contenía 20% de SiO_2 y 100 kg de C. ¿Cuánto carborundo se obtuvo? Rta: 53,33 Kg.

3. El carbonato de Calcio por descomposición térmica produce óxido de calcio y óxido carbónico. Calcular los gramos de carbonato de calcio del 95% de pureza que deben descomponerse para producir 50 g de óxido de Calcio. Rta: 94 g.

4. Se hace saltar una chispa que contiene 50 g de H_2 del 75% de pureza y 12 moles de O_2 del 90% de pureza para formar agua. Calcular:

- A) Rte Limite. RTa: H_2
 B) Moles en exceso del otro reactivo. Rta: 1,42 moles
 C) Moles de agua que se forman. Rta: 18,75 moles
 D) Gramos de agua que se forman. Rta: 337,5 g
 E) Moles de Oxígeno que se consumen. Rta: 9,38 moles
 F) Gramos de Oxígeno que reaccionan. Rta: 300,16g
 G) Moles de agua del 80% de pureza que se producen. Rta: 23,44

El % de rendimiento o eficiencia de una reacción siempre es inferior al 100%

Esto se debe a:

- **Reacciones reversibles o incompletas.**
- **Impurezas de reactivos y productos.**
- **Ineficiencia de los métodos de separación de productos.**

RENDIMIENTO O EFICIENCIA:

Es una reacción química, debemos considerar la máxima cantidad de producto que se puede obtener con el reactivo límite, y también el rendimiento o producido real, o sea la cantidad de producto que resulta experimentalmente. El caso frecuente es que en una reacción química el producto real sea menor que el producto calculado teóricamente, es decir el rendimiento o eficiencia de la reacción es inferior al 100%. La eficiencia o rendimiento está dada por la fórmula.

$$\% \text{ Rendimiento o eficiencia} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100$$

Ejemplo: El Zinc desplaza el Hidrógeno del ácido Clorhídrico para obtener Hidrógeno, para tal fin se utiliza Zn en suficiente cantidad, más 800 g de HCl con una pureza del 80% y se obtuvieron 10g de H_2 . ¿Cuál es la eficiencia de la reacción?

Solución: Se escribe la ecuación, se balancea y se averigua el peso de los reactivos y productos de la ecuación.



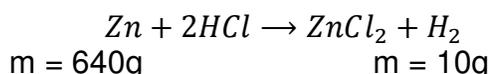
$$\text{Peso del Zn} = 675,4 \text{ g} \quad \text{Peso de } H_2 = 2 \text{ g} \quad \text{Peso de HCl} = 73 \text{ g}$$

Se calculan los gramos puro de HCl . 800 gr. Son impuros.

$$80\% = \frac{x}{800g} \times 100\%$$

$$x = \frac{80\% \times 800g}{100\%} = 640g HCl \text{ puros}$$

Se plantea el problema:



Los 10 g de H_2 que se producen son la producción real. Y con la ecuación balanceada por el método directo o con factor molar se hallan los gramos de Hidrógeno que se producen teóricamente así:

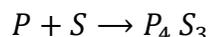
$$640g HCl \times \frac{1mol HCl}{36,5g HCl} \times \frac{1mol H_2}{2mol HCl} \times \frac{2g de H_2}{1mol H_2} = 17,53g de H_2$$

$$\% R \text{ ó Eficiencia} = \frac{10g}{17,53g} \times 100 = 57,05\%$$

$$Eficiencia: 57,05\%$$

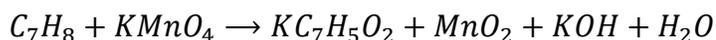
6. F) Con base en la idea básica anterior la orientación en el proceso y la clase magistral resolver los siguientes ejercicios.

1. El Trisulfuro de tetrafósforo, P_4S_3 , se utiliza para la fabricación de cerillas o fósforos. Su obtención se realiza partiendo de los elementos, conforme a la ecuación.



En cierto ensayo se hicieron reaccionar 10g de P con un exceso de azufre. ¿Cuánto P_4S_3 se obtuvo, si el rendimiento fue de un 80%?
Rta: 14,19 g de P_4S_3

2. El Benzoato de Potasio, $KC_7H_5O_2$, es una de las sustancias más utilizadas para evitar el deterioro de los alimentos por los hongos. Un método de obtención consiste en la oxidación del Tolueno (C_7H_8) con permanganato de potasio.



¿Cuánto benzoato de Potasio se obtiene a partir de 100 g de Tolueno si la eficiencia del proceso es de un 65%? Rta: 113,04 g.

3. El Hidróxido de Sodio o soda caustica se obtiene por la acción del Carbonato de Sodio sobre el hidróxido de calcio. Cuántos gramos de Hidróxido de sodio se puede obtener con 120 g de Carbonato de Sodio del 80% de pureza, si la eficiencia de la reacción es del 90%?
4. El Propano (C_3H_8), se combina con el oxígeno por medio de una reacción térmica para producir óxido carbónico y agua. Si 1,7 moles de propano reaccionan con el oxígeno y se producen 4,7 moles de óxido carbónico. Calcular el % de rendimiento de la reacción. Rta: 92,16%

Con interés
Responsabilidad y
mucha
honestidad,
resolveré
personalmente
mis ejercicios.



6. APRENDE DE LA RETROALIMENTACIÓN

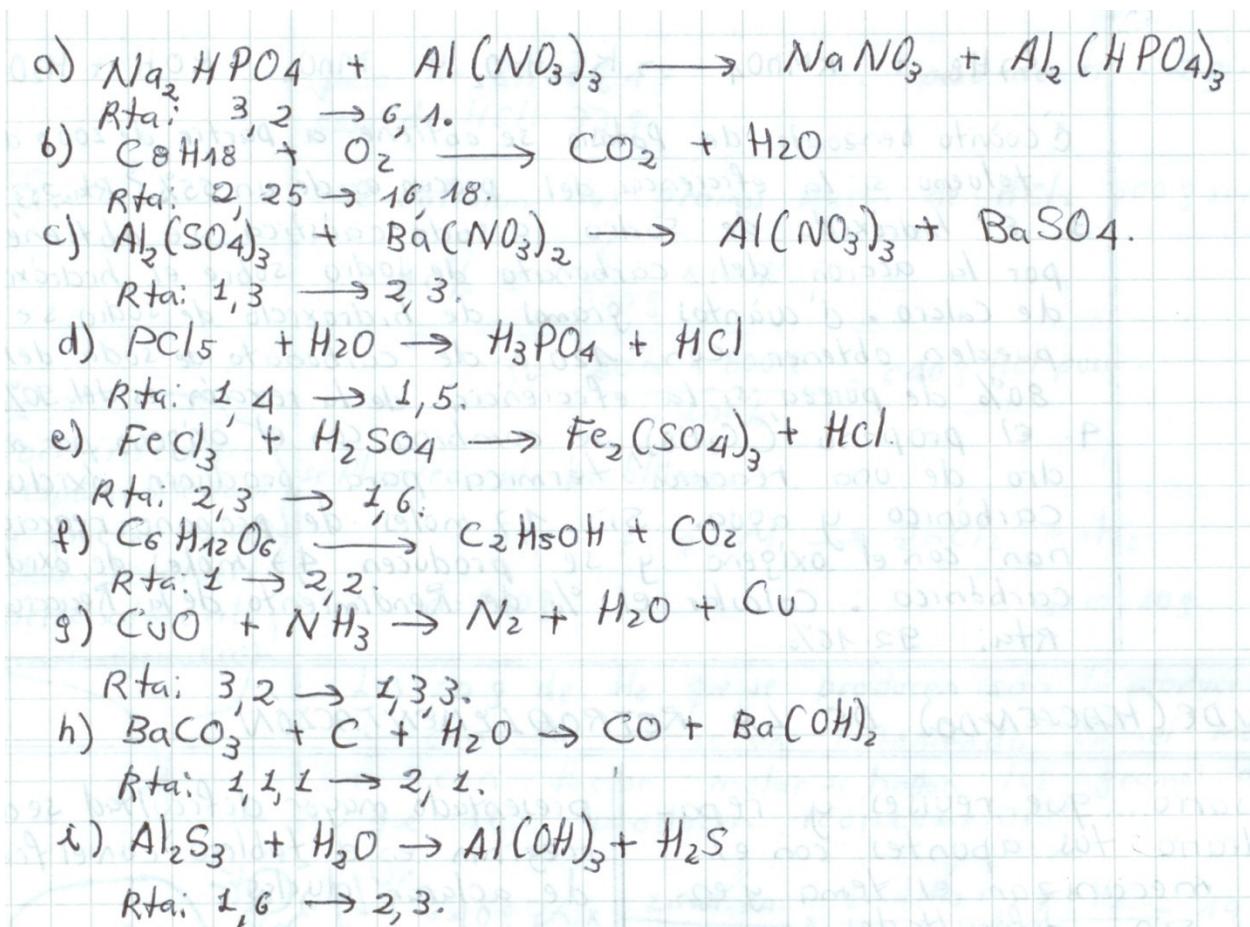
- ▶▶ Es necesario que revises y repases a diario tus apuntes con el fin de mecanizar el tema y entenderlo sin dificultades.
- ▶▶ Si al repasar surgen dudas aclararlas en el menor tiempo posible contando con la orientación y colaboración de tu profesora.
- ▶▶ Aprovecha al máximo el trabajo en el proceso y retoma otros ejercicios que aparezcan en los textos con el fin de reforzar tu conocimiento y retroalimentar cada vez más tu proceso.
- ▶▶ Debes estar pendiente de ir corrigiendo en clase y /o proceso paulatinamente tu UDPROCO con la ayuda de tu profesora.
- ▶▶ Los ejercicios que en general hayan presentado mayor dificultad se corregirán en el tablero con el fin de aclarar dudas.

7. APRENDE PROYECTÁNDOTE:

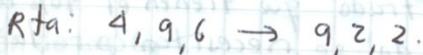
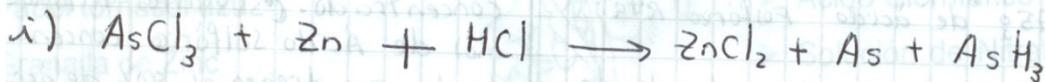
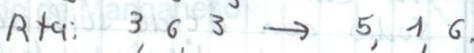
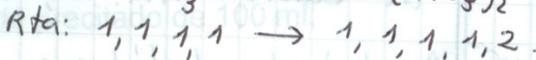
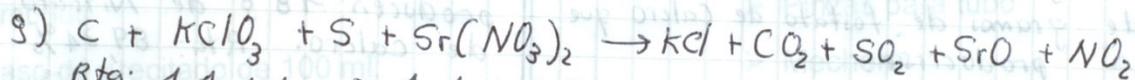
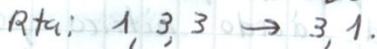
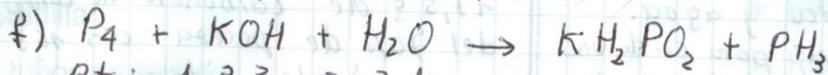
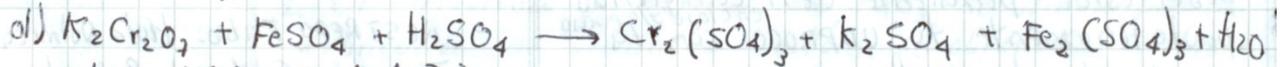
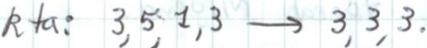
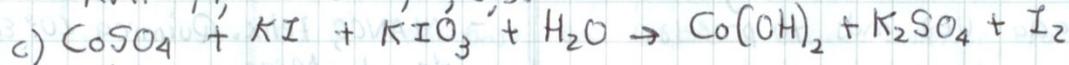
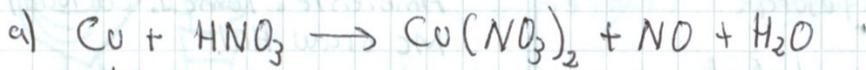
TRABAJO EXTRA CLASE:

Para reforzar el tema y profundizar más en él, vas a realizar los siguientes ejercicios. Es necesario que los hagas a conciencia y no copies pues el único que se engaña eres tú.

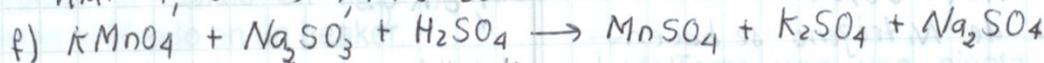
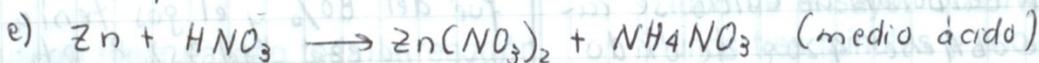
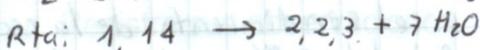
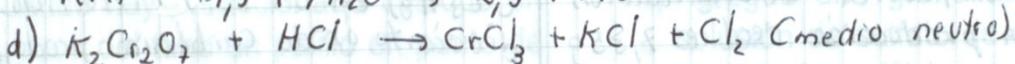
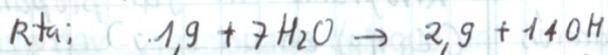
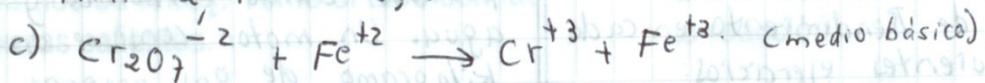
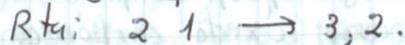
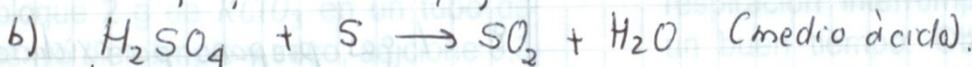
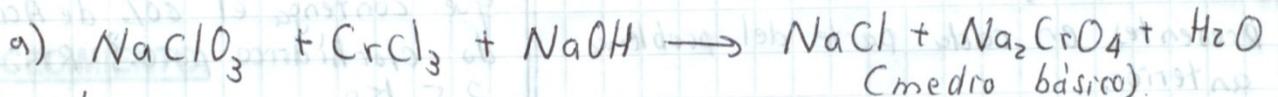
1. Balancear por tanteo las siguientes ecuaciones:



2. Balancear por el cambio en el número de oxidación las siguientes ecuaciones. Indicar agente oxidante, agente reductor, sustancia oxidada, sustancia reducida.



3. Balancear por Ión- Electrón las siguientes ecuaciones:



4. Resolver los siguientes ejercicios:

a) El sulfuro Ferroso se combina con el oxígeno para producir óxido férrico y óxido sulfuroso. Calcular:

1. El número de moles de óxido férrico que pueden producir 7,2 moles de Sulfuro ferroso. Rta: 3,6 moles.
2. El número de gramos de óxido sulfuroso que pueden producir 3,25 moles de Oxígeno. Rta: 118,86 gr.
3. El número de gramos de Oxígeno que pueden reaccionar con 0,125g de Sulfuro Ferroso. Rta: 0,08 gramos.
4. Si 18,5 g de óxido Férrico son producidos en una reacción. ¿Cuántas moles de óxido sulfuroso pueden producirse? Rta: 0,23 moles.
5. El número de gramos de Sulfuro Ferroso que reaccionarán con 8,35 g de Oxígeno. Rta: 13,1 gramos.
6. El número de gramos de Oxígeno necesarios para producir 0,18 moles de óxido Férrico. Rta: 20,16 gramos.

b) El carbonato de Calcio se combina con el ácido fosfórico para producir fosfato de Calcio, óxido carbónico y agua. Con base en la ecuación; para cada uno de los siguientes casos calcular el número de gramos de fosfato de Calcio que pueden producirse.

1. A partir de 12,5 g de carbonato de Calcio y 17,3 g de Ácido Fosfórico. Rta: 12,92g.
2. A partir de 3,25 moles de Carbonato de Calcio y 475 g de ácido fosfórico. Rta: 335,83 gramos.
3. A partir de 3,5 moles de carbonato de calcio y 2,5 moles de ácido fosfórico. Rta: 361,67 gramos.

c) Calcular los gramos o moles en exceso presentes en cada parte del problema anterior.

1. Rta: 9,13 gramos
2. Rta: 262,67 gramos
3. Rta: 0,17 moles.

d) Calcular el % de rendimiento en cada uno de los siguientes ejercicios:

1. Producción teórica de una reacción es 8,50 gramos y la producción real es 7,35 gramos. Rta: 86,47%.
2. 12,5 gramos de Carbonato de Calcio se calienta y se obtiene 420 gramos de óxido de Calcio. Rta: 60%.
3. 0,28 moles de Nitrógeno se hacen reaccionar con 0,65 moles de Hidrógeno y se producen 0,34 moles de amoníaco. Rta: 79%
4. 4,3 MOLES DE Nitrógeno se hacen reaccionar con 9,20 moles de Hidrógeno y se producen 98 gramos de amoníaco. Rta: 94%

e) Si el Carbonato de Calcio reacciona con el ácido nítrico mediante una reacción de doble sustitución. Calcular:

1. Los gramos de Carbonato de Calcio que reaccionarán con 36,2 ml de ácido nítrico al 15% y que tiene una densidad de 1,12 g/ml. Rta: 4,83 gramos de carbonato de Calcio.
2. El % de rendimiento de la reacción cuando se combinan 17,5 gramos de carbonato de Calcio del 70% de pureza con 16,3 gramos de ácido nítrico y se producen 18 gramos de Nitrato de Calcio. Rta: 89,24%.

- f) El ácido clorhídrico se prepara calentando Cloruro de Sodio con ácido Sulfúrico concentrado. ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico concentrado que tienen el 90% de ácido se necesitan para la producción de 2,8 kilogramos de ácido clorhídrico concentrado que contenga el 60% de ácido clorhídrico puro? Rta. 2,5g
- g) El gas propano por oxidación produce Óxido carbónico y agua. Un motor consume 1 Kilogramo de gas propano (C_3H_8) en un corto recorrido. ¿Cuánto Óxido Carbónico produjo si el rendimiento de la reacción fue del 80% y el gas tenía una pureza del 75%? Rta: 1,8 gramos.
- h) El Yodo se obtiene con una pureza cercana al 80% mediante la reacción:

$$5SO_2 + 2NaIO_3 + 4H_2O \rightarrow 4H_2SO_4 + Na_2SO_4 + I_2$$
 cuya eficiencia solo es del 70%. Calcular cuántos gramos de I_2 del 80% de pureza, se pueden obtener con 1 kg de SO_2 puro y 2 Kg de $NaIO_3$ del 90% de pureza. Rta: 694,53 gramos.
- i) El Cloruro de Plata se puede preparar mediante la reacción del Nitrato de Plata con el Cloruro de Sodio. ¿Qué cantidad de Cloruro de Plata del 70% de pureza se obtiene con 80 gramos de nitrato de Plata del 90% de pureza y 70 gramos de Cloruro de Sodio del 80% de pureza si la reacción tienen un rendimiento del 95%?
 Rta: 82,47 gramos de AgCl

Trabajo en Grupo:

Los estudiantes del curso se van a organizar en 6 grupos. Cada grupo debe nombrar con anterioridad un monitor el cual se encargará de pedir el material y al finalizar devolverlo en perfecto estado de limpieza.

Por grupo deben llevar fósforos, toalla, jabón en polvo. Cada Estudiante debe llevar bata blanca, limpia y planchada, guantes de nitrilo, tapabocas y gafas protectoras. Cada grupo debe leer con cuidado y con anterioridad el taller y consultar acerca del tema para que lleven por grupo y bien presentada una hoja oficio cuadrículada en la cual ya deben llevar las ecuaciones correspondientes a cada punto y la clasificación de la reacción con base en su consulta. Sólo escribirán lo observado en el laboratorio y el análisis de los resultados para cada punto, Esta hoja se entrega al salir del laboratorio.

Cada grupo debe limpiar su sitio de trabajo de forma que el laboratorio quede en perfecto estado de orden y aseo.

REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS:

MATERIALES Y REACTIVOS:

- Gradilla
 - 4 tubos de ensayo
 - Embudo
 - Vaso de precipitado de 100 ml.
 - Clorato de Potasio
 - Dióxido de Manganeso
 - Papel tornasol azu2
 - Granalla de Zinc
 - Solución de $CuSO_4$
 - Espátula
- 
- Balanza
 - Pipeta graduada de 10 ml
 - Pinzas para tubo
 - Mechero
 - Ácido sulfúrico
 - Hidróxido de amonio
 - Ácido Clorhídrico ()
 - Solución de Nitrato de Plata 0,1N
 - Solución de Cloruro de Sodio 2N

PROCEDIMIENTO:

- 1) Coloque 2 g de $KClO_3$ en un tubo de ensayo bien limpio y seco; adicione 0,3 gramos de MnO_2 . Tome el tubo con las pinzas calientes.

Cuando haya reaccionado coloque en la boca del tubo un palillo en punto de ignición. Registre sus observaciones.

Cuando haya pasado toda la reacción disuelva el residuo en agua y filtre, recoja el filtrado en un beaker.

En un tubo de ensayo vierta una muestra del filtrado y en otro una muestra de $KClO_3$ disuelta en agua. Deje caer sobre cada tubo unas gotas de solución de $AgNO_3$.

Observe y anote. Escriba la ecuación correspondiente y clasifique la reacción.

- 2) Coloque 3 ml de agua destilada en un tubo de ensayo e introduzca una tira de papel tornasol azul. Coloque la pipeta dentro del tubo y a través de ella expulse fuertemente el CO_2 de su

respiración intermitentemente y por un buen tiempo. Observe el papel y anote. Escriba la ecuación y clasifique la reacción.

- 3) Agregue una granalla de Zinc a una solución de sulfato de cobre acidulada con ácido sulfúrico contenido en un tubo de ensayo. Observe después de unos tres minutos y anote. Escriba la ecuación y clasifique la reacción.

- 4) Tome con una pipeta una mínima cantidad de hidróxido de amonio. Otro estudiante; tome con otra pipeta una mínima cantidad de ácido Clorhídrico concentrado. Acerque las puntas de las dos pipetas de tal manera que entren en contacto los dos reactivos. Observe y anote. Plantee la ecuación y clasifique la reacción.

- 5) A un mililitro de solución de Nitrato de Plata 0,1N añada lentamente, una o dos gotas de solución 2N de Cloruro de Sodio. Observe y anote. Escriba la ecuación y clasifique la reacción.

8. APRENDE EVALUÁNDOTE:

- ❖ Con mucha honestidad y objetividad vas a evaluar tu trabajo en casa, en proceso, en clase, en el laboratorio, etc, así como la puntualidad en la entrega de tareas, en la llegada a clase proceso laboratorio, entrega de la UDPROCO, la normalización, el interés y la actitud. Dentro de esta evaluación debes tener en cuenta que estará muy relacionada con la obtención de los objetivos.
- ❖ El desarrollo de la UDPROCO se evaluará cualitativa y cuantitativamente teniendo en cuenta el desempeño y trabajo del estudiante observado durante el bimestre en clase, casa, proceso, laboratorio, etc. y se verificarán los resultados a través del objetivo alcanzado.
- ❖ Las fechas de las evaluaciones se definirán en común acuerdo con los Estudiantes teniendo en cuenta el desarrollo y avance en los temas. La bimestral se realizará según horario programado por Rectoría y Coordinación Académica.

**PREPARÁNDOME PARA EL ICFES****1. En la ecuación:**

$PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$, el compuesto que se comporta como agente oxidante es:

- a) $PbSO_4$ b) PbS c) H_2O_2 d) H_2O

2. Los coeficientes que balancean la anterior ecuación son:

- a) 4, 1, 2, 4 b) 1, 4, 1, 4 c) 2, 4, 2, 3 d) 3, 4, 3, 4

3. La oxidación se define como:

- a) El aumento de oxígeno.
 b) La pérdida de electrones por un elemento o grupo de átomos.
 c) La ganancia de electrones.
 d) El aumento de peso en una sustancia.

4. La reducción se define como:

- a) La disminución de peso de una sustancia.
 b) La pérdida de oxígeno de una sustancia.
 c) La ganancia de electrones por un átomo o grupo de átomos.
 d) El aumento en el número de oxidación.

5. Es una reacción de doble desplazamiento:

- a) $Al_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3$
 b) $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$
 c) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$
 d) $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$

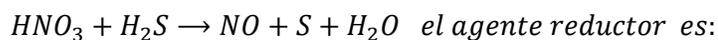
6. Es una reacción de descomposición:

- a) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$
 b) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
 c) $AgNO_3 + KI \rightarrow KNO_3 + AgI$
 d) $Cl_2O_7 + H_2O_2 \rightarrow 2HClO_4$

7. Es una reacción de combinación

- a) $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$
 b) $AgNO_3 + NaBr \rightarrow NaNO_3 + AgBr$
 c) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
 d) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

8. En la reacción:



- a) HNO_3 b) H_2S c) NO d) S

9. La ecuación correctamente balanceada es:

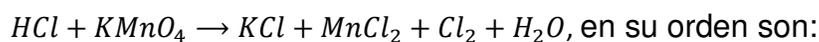
- a) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + O_2$
 b) $2PbS + 8H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O$
 c) $HIO_3 + 3HI \rightarrow 3I_2 + 3H_2O$
 d) $I_2 + 2Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$

10. Los coeficientes que permiten balancear la siguiente ecuación:

$Al_2O_3 + C + Cl_2 \rightarrow CO + AlCl_3$, en su orden son:

- a) 1, 2, 2 \rightarrow 2, 1
 b) 2, 4, 4 \rightarrow 4, 3
 c) 1, 3, 3 \rightarrow 3, 1
 d) 1, 3, 3 \rightarrow 3, 2

11. Los coeficientes que permiten balancear la siguiente ecuación:



- a) 8, 1 \rightarrow 1, 1, 2, 4
 b) 12, 2 \rightarrow 2, 2, 5, 12
 c) 16, 2 \rightarrow 2, 2, 5, 8
 d) 32, 4 \rightarrow 4, 4, 10, 16

12. Es una reacción sin transferencia de electrones:

- a) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
- b) $2Na + I_2 \rightarrow 2NaI$
- c) $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$
- d) $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

13. Es una reacción con transferencia de electrones:

- a) $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
- b) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
- c) $As_2O_3 + 3H_2S \rightarrow As_2S_3 + 3H_2O$
- d) $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$

14. Al combinarse 12 gramos de Carbono con Oxígeno, ¿Cuántos gramos de Oxígeno se utilizan para producir dióxido de Carbono?

- a) 32 gramos
- b) 16 gramos
- c) 8 gramos
- d) 48 gramos

15. Una muestra de 40 gramos de Hidróxido de Sodio reacciona con 50 gramos de H_3PO_4 de 80% de pureza. ¿Cuántos gramos de fosfato de Sodio pueden producirse? La ecuación química correspondiente es: $3NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$

- a) 25,2 gramos
- b) 54,7 gramos
- c) 83,7 gramos
- d) 67 gramos

16. Una muestra de 0,5 moles de hidróxido Cúprico de 85% de pureza reacciona con 0,7 moles de H_2SO_4 de 37% de pureza. Si al final del proceso se obtienen 36,2 gramos de Sulfato Cúprico. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

- a) 100%
- b) 90,5%
- c) 40,3%
- d) 87,3%

Bibliografía:

-  Cárdenas, Fidel. Química y Ambiente. Tomo 1. Editorial Mc Graw Hill.
-  Gutiérrez, Lilia. Química 1. Editorial Educar Editores.
-  Manco Felix. Química 10º. Editorial Migema.
-  Restrepo Fabio. Hola Química. Tomo I. Editorial Susaeta.
-  Torrenegra, Rubén. Química 10. Editorial Prentice Hall.

Elaboró:	Revisó:	Aprobó:
Nombre: Martha Cristina Rojas Cargo: Docente	Nombre: Luz Helena Bello Cargo: Coordinador de Área	Nombre: María sair Torres Cargo: Coordinador Académico
Firma	Firma:	Firma
Fecha:	Fecha:	Fecha

