

Clase 4: Sustancias Químicas y Reacciones

Introducción

La química no solo estudia la composición de la materia, sino también sus transformaciones. Las reacciones químicas son procesos fundamentales que ocurren constantemente en la naturaleza y en nuestra vida cotidiana: desde la fotosíntesis en las plantas hasta la digestión de alimentos, desde la combustión de combustibles hasta la formación de nuevos materiales. Comprender qué son las sustancias químicas y cómo reaccionan entre sí es esencial para entender el mundo que nos rodea.

Sustancias Químicas

Una sustancia química es materia de composición definida y constante, con propiedades características específicas. Las sustancias químicas se clasifican en dos grandes categorías:

Elementos

Los elementos son sustancias puras que no pueden descomponerse en otras más simples por métodos químicos ordinarios. Están formados por átomos de un solo tipo.

Características:

- Composición homogénea
- No se pueden separar en sustancias más simples por métodos químicos
- Se representan mediante símbolos químicos
- Actualmente se conocen 118 elementos (94 naturales y 24 sintéticos)

Ejemplos:

- Oxígeno (O₂): gas esencial para la respiración
- Hierro (Fe): metal usado en construcción
- Carbono (C): base de la química orgánica
- Oro (Au): metal precioso
- Helio (He): gas noble usado en globos

Formas de presentación:

- Átomos aislados: gases nobles (He, Ne, Ar)
- Moléculas diatómicas: O₂, H₂, N₂, Cl₂, Br₂, I₂, F₂
- Estructuras cristalinas: metales (Fe, Cu, Au) y no metales (C como diamante o grafito)

Compuestos

Los compuestos son sustancias puras formadas por la combinación química de dos o más elementos en proporciones fijas y definidas. Pueden descomponerse en sus elementos constituyentes mediante métodos químicos.

Características:

- Formados por dos o más elementos diferentes
- Proporción fija y definida de elementos
- Propiedades diferentes a las de sus elementos constituyentes
- Se representan mediante fórmulas químicas
- Pueden descomponerse mediante reacciones químicas

Ejemplos:

Agua (H₂O):

- Compuesta por hidrógeno y oxígeno en proporción 2:1
- Líquida a temperatura ambiente
- Propiedades completamente diferentes al H₂ (gas inflamable) y O₂ (gas comburente)

Sal común (NaCl):

- Compuesta por sodio y cloro en proporción 1:1
- Sólida cristalina
- El sodio es un metal reactivo y el cloro un gas tóxico, pero juntos forman un compuesto seguro

Dióxido de carbono (CO₂):

- Compuesto por carbono y oxígeno en proporción 1:2
- Gas a temperatura ambiente
- Producido en la respiración y combustión

Glucosa (C₆H₁₂O₆):

- Compuesta por carbono, hidrógeno y oxígeno
- Azúcar esencial para la vida

- Proporción fija: 6 C, 12 H, 6 O

Amoníaco (NH_3):

- Compuesto por nitrógeno e hidrógeno en proporción 1:3
- Gas con olor característico
- Usado en fertilizantes

Diferencias entre Elementos y Compuestos

Característica	Elementos	Compuestos
Composición	Un solo tipo de átomo	Dos o más tipos de átomos
Descomposición	No se pueden descomponer químicamente	Se pueden descomponer en elementos
Propiedades	Propias del elemento	Diferentes a los elementos que lo forman
Representación	Símbolo químico (Fe, O, C)	Fórmula química (H_2O , NaCl, CO_2)
Cantidad	118 conocidos	Millones existentes
Ejemplos	O_2 , Fe, Au, He	H_2O , CO_2 , NaCl, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Fórmulas Químicas

Las fórmulas químicas son representaciones simbólicas de la composición de una sustancia.

Componentes de una fórmula química:

Símbolos: representan los elementos presentes Subíndices: indican el número de átomos de cada elemento

Ejemplo: H_2SO_4 (ácido sulfúrico)

- 2 átomos de hidrógeno (H)
- 1 átomo de azufre (S)
- 4 átomos de oxígeno (O)

Interpretación de fórmulas:

Molecular: indica el número exacto de átomos en una molécula

- H_2O : 2 átomos de H y 1 de O por molécula

Empírica: indica la proporción más simple de átomos

- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosa) \rightarrow fórmula empírica: CH_2O

Reacciones Químicas

Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias (reactivos) se transforman en otras sustancias diferentes (productos) mediante la ruptura y formación de enlaces químicos.

Características de las Reacciones Químicas

Indicios de que ocurre una reacción química:

- Cambio de color
- Formación de un precipitado (sólido)
- Desprendimiento de gas (efervescencia)
- Cambio de temperatura (liberación o absorción de energía)
- Emisión de luz
- Cambio de olor

Importante: Los cambios físicos (como cambios de estado) NO son reacciones químicas porque no se forman nuevas sustancias.

Representación de Reacciones Químicas

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas:

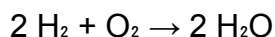
Forma general:

REACTIVOS \rightarrow PRODUCTOS

Componentes:

- Reactivos: sustancias que se consumen (lado izquierdo)
- Productos: sustancias que se forman (lado derecho)
- Flecha (\rightarrow): indica el sentido de la reacción
- Signo más (+): separa reactivos entre sí o productos entre sí

Ejemplo:



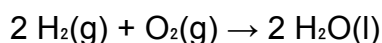
Lectura: "Dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua"

Estados de Agregación en Ecuaciones

Se pueden indicar mediante símbolos:

- (s) = sólido (solid)
- (l) = líquido (liquid)
- (g) = gas (gas)
- (ac) = acuoso (disuelto en agua)

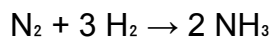
Ejemplo:



Coeficientes Estequiométricos

Los coeficientes son números que se colocan delante de las fórmulas para balancear la ecuación. Indican el número de moléculas o moles de cada sustancia.

Ejemplo:



- Coeficiente del N_2 : 1 (implícito)
- Coeficiente del H_2 : 3
- Coeficiente del NH_3 : 2

Importante: Los coeficientes se pueden cambiar para balancear ecuaciones, pero los subíndices NO, porque cambiarían la identidad de las sustancias.

Ley de Conservación de la Masa

La Ley de Conservación de la Masa, formulada por Antoine Lavoisier en 1789, establece:

"En toda reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos"

o bien: "La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma"

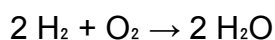
Significado

- Los átomos se reorganizan durante una reacción química
- No se crean ni destruyen átomos
- El número total de átomos de cada elemento debe ser igual en reactivos y productos
- La masa se conserva porque los átomos solo cambian su forma de unirse

Implicaciones

Esta ley fundamenta el balanceo de ecuaciones químicas: debemos ajustar los coeficientes para que haya el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

Ejemplo Numérico



Conteo de átomos:

- Reactivos: 4 H (2×2) + 2 O (1×2) = 4 H y 2 O
- Productos: 4 H (2×2) + 2 O (2×1) = 4 H y 2 O ✓ La ecuación está balanceada

Verificación por masas:

- Masa de reactivos: $2(2 \text{ g}) + 32 \text{ g} = 36 \text{ g}$
- Masa de productos: $2(18 \text{ g}) = 36 \text{ g}$ ✓ La masa se conserva

Balanceo de Ecuaciones

El balanceo consiste en ajustar los coeficientes para cumplir con la ley de conservación de la masa.

Método por tanteo:

1. Contar los átomos de cada elemento en ambos lados
2. Ajustar coeficientes comenzando por los elementos que aparecen en menos sustancias
3. Verificar que todos los elementos estén balanceados
4. Usar los coeficientes más pequeños posibles (números enteros)

Ejemplo:

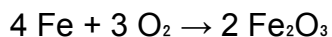


Conteo inicial:

Reactivos: 1 Fe, 2 O

Productos: 2 Fe, 3 O

Balanceo:



Verificación:

Reactivos: 4 Fe, 6 O

Productos: 4 Fe (2×2), 6 O (2×3) ✓

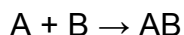
Tipos de Reacciones Químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar según cómo se reordenan los átomos. Los tres tipos básicos son:

1. Reacciones de Síntesis o Combinación

Dos o más sustancias simples se combinan para formar un compuesto más complejo.

Forma general:

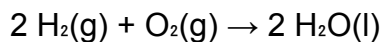


Características:

- Múltiples reactivos → un solo producto
- También llamadas reacciones de composición
- Generalmente liberan energía (exotérmicas)

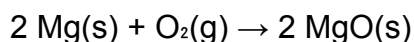
Ejemplos:

a) Síntesis del agua:



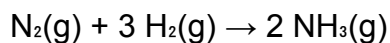
Hidrógeno y oxígeno se combinan para formar agua.

b) Formación de óxido de magnesio:



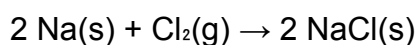
El magnesio se quema en presencia de oxígeno produciendo una luz brillante.

c) Formación de amoníaco (Proceso Haber):



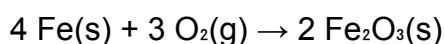
Reacción industrial importante para producir fertilizantes.

d) Formación de cloruro de sodio:



El sodio metálico reacciona violentamente con el cloro gaseoso.

e) Oxidación del hierro:



Formación de óxido férrico (herrumbre).

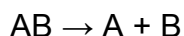
Aplicaciones prácticas:

- Producción de materiales de construcción (cemento, cal)
- Fabricación de fertilizantes
- Síntesis de medicamentos
- Producción industrial de compuestos químicos

2. Reacciones de Descomposición o Análisis

Un compuesto complejo se descompone en dos o más sustancias más simples.

Forma general:

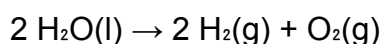


Características:

- Un solo reactivo \rightarrow múltiples productos
- Proceso inverso a la síntesis
- Generalmente requieren energía (endotérmicas)
- Pueden necesitar calor, electricidad o luz para ocurrir

Ejemplos:

a) Descomposición del agua (electrólisis):



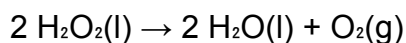
Mediante corriente eléctrica, el agua se separa en sus elementos.

b) Descomposición térmica del carbonato de calcio:



Al calentar caliza, se obtiene cal viva y dióxido de carbono.

c) Descomposición del peróxido de hidrógeno:



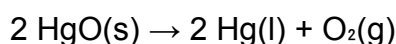
El agua oxigenada se descompone produciendo agua y oxígeno (efervescencia).

d) Descomposición del clorato de potasio:



Al calentarse, libera oxígeno gaseoso.

e) Descomposición térmica del óxido mercurio:



Experimento histórico de Priestley para descubrir el oxígeno.

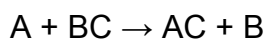
Aplicaciones prácticas:

- Obtención de elementos puros (metalurgia)
- Producción industrial de cal (construcción)
- Obtención de oxígeno en laboratorio
- Procesos de reciclaje

3. Reacciones de Sustitución, Desplazamiento o Reemplazo

Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.

Forma general:



(El elemento A desplaza al elemento B del compuesto BC)

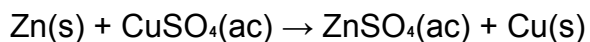
Características:

- Un elemento libre reacciona con un compuesto
- El elemento más reactivo desplaza al menos reactivo
- Pueden ser de sustitución simple o desplazamiento

Tipos:

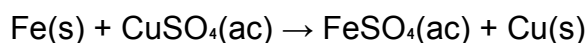
a) Sustitución de metales:

Ejemplo 1: Zinc desplaza al cobre

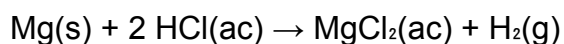


El zinc más reactivo desplaza al cobre de la solución (se observa cómo el zinc se cubre de cobre).

Ejemplo 2: Hierro desplaza al cobre



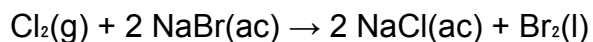
Ejemplo 3: Magnesio desplaza al hidrógeno del ácido



Se produce efervescencia por la liberación de hidrógeno.

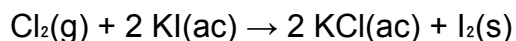
b) Sustitución de no metales:

Ejemplo 4: Cloro desplaza al bromo



El cloro más reactivo desplaza al bromo.

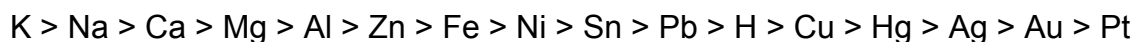
Ejemplo 5: Cloro desplaza al yodo



Serie de actividad:

Para predecir si ocurrirá una reacción de sustitución, se usa la serie de actividad de los metales:

Más reactivos (desplazan a los inferiores):



Menos reactivos

- Un metal solo puede desplazar a otro que esté debajo de él en la serie
- Los metales sobre el H pueden desplazar hidrógeno de ácidos

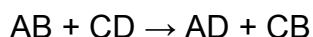
Aplicaciones prácticas:

- Extracción de metales de sus minerales
- Protección catódica contra la corrosión
- Obtención de hidrógeno en laboratorio
- Procesos de galvanoplastia

Reacciones de Doble Sustitución (Complemento)

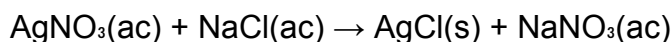
Aunque no están en el programa básico, es útil conocerlas:

Forma general:



Los iones de dos compuestos intercambian posiciones.

Ejemplo:



Se forma un precipitado blanco de cloruro de plata.

Resumen de Tipos de Reacciones

Tipo	Forma General	Característica	Ejemplo
Síntesis	$A + B \rightarrow AB$	Muchos \rightarrow Uno	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
Descomposición	$AB \rightarrow A + B$	Uno \rightarrow Muchos	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
Sustitución	$A + BC \rightarrow AC + B$	Reemplazo	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$

Energía en las Reacciones Químicas

Las reacciones químicas siempre involucran cambios de energía:

Reacciones Exotérmicas:

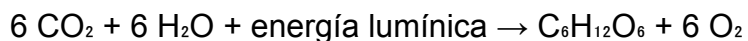
- Liberan energía (generalmente calor y/o luz)
- Los productos tienen menos energía que los reactivos
- Ejemplos: combustión, síntesis del agua, oxidación de metales

Reacciones Endotérmicas:

- Absorben energía del entorno
- Los productos tienen más energía que los reactivos
- Ejemplos: descomposición del agua, fotosíntesis, cocción de alimentos

Ejemplos de Reacciones en la Vida Cotidiana

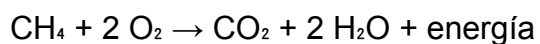
Fotosíntesis (síntesis):



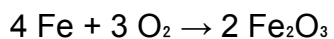
Respiración celular (descomposición):



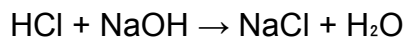
Combustión del metano (gas natural):



Corrosión del hierro:



Neutralización ácido-base:



Trabajo Práctico N°4: Sustancias Químicas y Reacciones

Parte 1: Elementos y Compuestos (20 puntos)

A) Clasificación (10 puntos)

Indica si las siguientes sustancias son elementos (E) o compuestos (C):

1. Oxígeno (O_2): _____
2. Agua (H_2O): _____
3. Hierro (Fe): _____
4. Sal común (NaCl): _____
5. Dióxido de carbono (CO_2): _____
6. Oro (Au): _____
7. Amoníaco (NH_3): _____
8. Nitrógeno (N_2): _____
9. Glucosa ($C_6H_{12}O_6$): _____
10. Helio (He): _____

B) Análisis de fórmulas (10 puntos)

Para cada compuesto, indica cuántos átomos de cada elemento contiene:

Compuesto	Elementos presentes	N° de átomos de cada elemento
H_2SO_4		
$Ca(OH)_2$		
C_3H_8		
Al_2O_3		
NH_4NO_3		

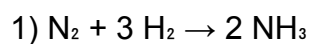
Parte 2: Interpretación de Reacciones Químicas (20 puntos)

Consigna: Para cada ecuación química, identifica los reactivos, los productos y el número de moléculas de cada sustancia.

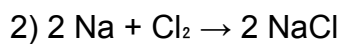
Ejemplo: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Reactivos	Productos	Moléculas de reactivos	Moléculas de productos
H_2, O_2	H_2O	2 de H_2 , 1 de O_2	2 de H_2O

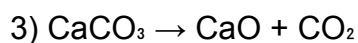
Ahora completa:



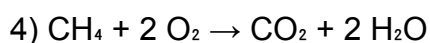
Reactivos	Productos	Moléculas de reactivos	Moléculas de productos
-----------	-----------	------------------------	------------------------



Reactivos	Productos	Moléculas de reactivos	Moléculas de productos
-----------	-----------	------------------------	------------------------



Reactivos	Productos	Moléculas de reactivos	Moléculas de productos
-----------	-----------	------------------------	------------------------



Reactivos	Productos	Moléculas de reactivos	Moléculas de productos
-----------	-----------	------------------------	------------------------

Parte 3: Ley de Conservación de la Masa (25 puntos)

A) Conceptos (10 puntos)

1. Enuncia la Ley de Conservación de la Masa con tus propias palabras. (3 puntos)
2. ¿Qué significa que "la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma"? (3 puntos)

3. ¿Por qué es necesario balancear las ecuaciones químicas? (4 puntos)

B) Verificación de la ley (15 puntos)

Para las siguientes ecuaciones balanceadas, verifica que se cumpla la ley de conservación de la masa contando los átomos de cada elemento en ambos lados.

Ejemplo: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Elemento	Reactivos	Productos	¿Balanceada?
H	4 (2×2)	4 (2×2)	✓ Sí
O	2 (1×2)	2 (2×1)	✓ Sí

1) $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

Elemento	Reactivos	Productos	¿Balanceada?
Mg			
O			

2) $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$

Elemento	Reactivos	Productos	¿Balanceada?
Fe			
O			

3) $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3$

Elemento	Reactivos	Productos	¿Balanceada?
Al			
Cl			

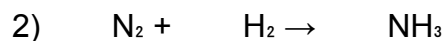
Parte 4: Balanceo de Ecuaciones Químicas (30 puntos)

Consigna: Balancea las siguientes ecuaciones químicas colocando los coeficientes apropiados. Luego verifica tu respuesta contando los átomos.

1) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Verificación:

- H en reactivos: _____ | H en productos: _____
- O en reactivos: _____ | O en productos: _____



Verificación:

- N en reactivos: _____ | N en productos: _____
- H en reactivos: _____ | H en productos: _____



Verificación:

- Na en reactivos: _____ | Na en productos: _____
- Cl en reactivos: _____ | Cl en productos: _____



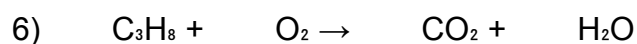
Verificación:

- Fe en reactivos: _____ | Fe en productos: _____
- O en reactivos: _____ | O en productos: _____



Verificación:

- Al en reactivos: _____ | Al en productos: _____
- O en reactivos: _____ | O en productos: _____



Verificación:

- C en reactivos: _____ | C en productos: _____
- H en reactivos: _____ | H en productos: _____
- O en reactivos: _____ | O en productos: _____

Parte 5: Tipos de Reacciones Químicas (35 puntos)

A) Identificación (21 puntos)

Clasifica cada reacción como síntesis (S), descomposición (D) o sustitución (Su):

1. $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ ()
2. $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$ ()
3. $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ ()

4. $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ ()
5. $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ ()
6. $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ ()
7. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ()
8. $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$ ()
9. $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$ ()
10. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ ()
11. $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$ ()
12. $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaBr} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$ ()
13. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ ()
14. $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ()

B) Escritura de ecuaciones (14 puntos)

Escribe la ecuación química balanceada para cada descripción:

1. Síntesis: El aluminio (Al) reacciona con el oxígeno (O_2) para formar óxido de aluminio (Al_2O_3).
2. Descomposición: El carbonato de calcio (CaCO_3) se descompone al calentarse en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2).
3. Sustitución: El zinc (Zn) reacciona con ácido clorhídrico (HCl) para formar cloruro de zinc (ZnCl_2) e hidrógeno (H_2).
4. Síntesis: El hidrógeno (H_2) reacciona con el cloro (Cl_2) para formar ácido clorhídrico (HCl).
5. Descomposición: El óxido de mercurio (HgO) se descompone en mercurio (Hg) y oxígeno (O_2).
6. Sustitución: El cobre (Cu) reacciona con nitrato de plata (AgNO_3) para formar nitrato de cobre (II) [$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$] y plata (Ag).
7. Síntesis: El carbono (C) reacciona con el oxígeno (O_2) para formar dióxido de carbono (CO_2).

Parte 6: Análisis de Reacciones (20 puntos)

Situación 1: Se hace reaccionar magnesio metálico con oxígeno del aire.

a) Escribe la ecuación química balanceada. (4 puntos)

b) ¿Qué tipo de reacción es? (2 puntos)

c) Si partimos de 48 g de magnesio y 32 g de oxígeno, ¿cuál será la masa total de óxido de magnesio formado? (Aplica la ley de conservación de la masa) (4 puntos)

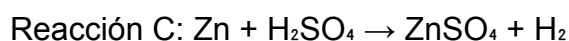
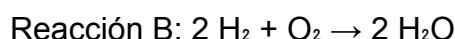
Situación 2: Se coloca un clavo de hierro en una solución de sulfato de cobre (CuSO_4).

d) Escribe la ecuación química balanceada. (4 puntos)

f) ¿Qué observarías visualmente en este experimento? (4 puntos)

Parte 7: Problema Integrador (25 puntos)

Situación: En un laboratorio se llevan a cabo las siguientes reacciones:



Consigna:

a) Clasifica cada reacción según su tipo. (6 puntos)

Reacción A: _____

Reacción B: _____

Reacción C: _____

b) En la Reacción A, si partimos de 245 g de KClO_3 y obtenemos 149 g de KCl , ¿qué masa de O_2 se produce? Justifica usando la ley de conservación de la masa. (5 puntos)

c) Verifica que la Reacción B esté balanceada contando los átomos de cada elemento. (4 puntos)

Elemento	Reactivos	Productos	¿Balanceada?
H			
O			

d) En la Reacción C, ¿qué elemento está desplazando al hidrógeno? ¿Por qué puede hacerlo? (5 puntos)

e) Si quisieras obtener oxígeno en el laboratorio, ¿cuál de estas tres reacciones utilizarías? Justifica tu respuesta. (5 puntos)

Parte 8: Aplicaciones Cotidianas (15 puntos)

Consigna: Relaciona cada reacción química con su aplicación o proceso cotidiano.

Reacciones:

1. $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$
2. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} + \text{energía}$
3. $\text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{energía}$
4. $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$
5. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Aplicaciones: A) Corrosión u oxidación del hierro (formación de herrumbre)

B) Fotosíntesis en las plantas

C) Respiración celular

D) Combustión del gas natural

E) Producción de cal viva para construcción

Reacción	Aplicación	Tipo de reacción
1		
2		
3		
4		
5		

Parte 9: Verdadero o Falso (10 puntos)

Consigna: Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F).
Justifica las falsas.

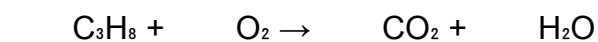
1. () Los elementos pueden descomponerse en sustancias más simples mediante reacciones químicas.
2. () En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.
3. () En una reacción de síntesis, un compuesto se descompone en elementos.
4. () Los coeficientes en una ecuación química se pueden cambiar para balancearla.

5. () Los subíndices en las fórmulas químicas se pueden modificar para balancear ecuaciones.
6. () En una reacción de sustitución, un elemento reemplaza a otro en un compuesto.
7. () Las reacciones de descomposición siempre producen dos o más productos.
8. () La ley de conservación de la masa fue formulada por Lavoisier.
9. () En una reacción química se crean nuevos átomos.
10. () Las propiedades de un compuesto son iguales a las propiedades de sus elementos constituyentes.

Justificaciones de las falsas:

Parte 10: Desafío (10 puntos - Bonus)

Consigna: Analiza la siguiente reacción de combustión completa del propano (C_3H_8):



a) Balancea la ecuación. (5 puntos)

b) ¿Qué tipo de reacción es según la clasificación estudiada? Explica por qué podría considerarse de más de un tipo. (5 puntos)

Criterios de Evaluación

- Parte 1: 20 puntos (A: 10 + B: 10)
- Parte 2: 20 puntos (5 puntos por cada tabla completa)
- Parte 3: 25 puntos (conceptos 10 + verificación 15)
- Parte 4: 30 puntos (5 puntos por cada ecuación balanceada y verificada)
- Parte 5: 35 puntos (identificación 21 + escritura 14)
- Parte 6: 20 puntos (según distribución indicada)
- Parte 7: 25 puntos (según distribución indicada)
- Parte 8: 15 puntos (3 puntos por cada fila completa)
- Parte 9: 10 puntos (1 punto por respuesta correcta y justificada)
- Parte 10: 10 puntos bonus

Puntaje Total: 200 puntos (+ 10 bonus)

Escala de Aprobación:

- 120-140 puntos: Aprobado (60-70%)
- 141-160 puntos: Bueno (71-80%)
- 161-180 puntos: Muy Bueno (81-90%)
- 181-200 puntos: Excelente (91-100%)
- +200 puntos: Sobresaliente (con bonus)

Criterios Generales

- Ecuaciones químicas correctamente escritas y balanceadas
- Nomenclatura química adecuada
- Cálculos mostrados paso a paso
- Justificaciones claras y fundamentadas
- Presentación prolija y ordenada
- Letra legible

Fecha de entrega: _____

Nombre del alumno: _____

Calificación: _____ / 200 puntos