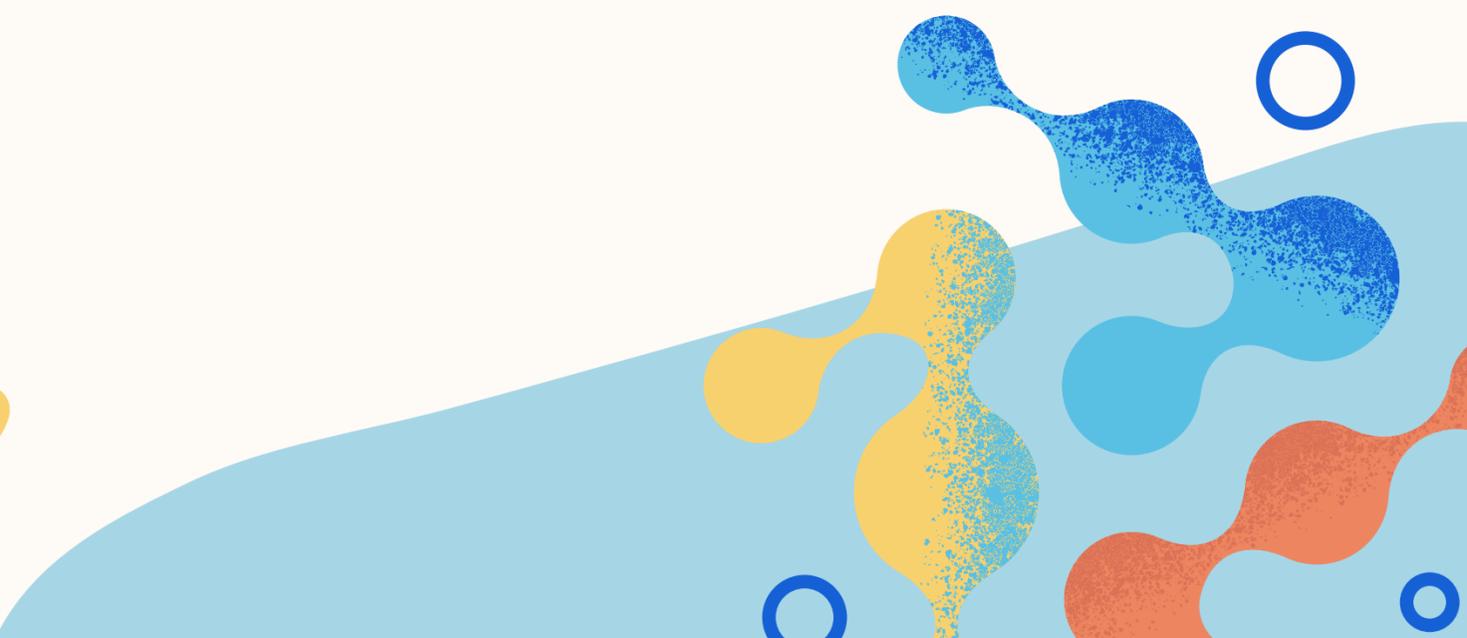
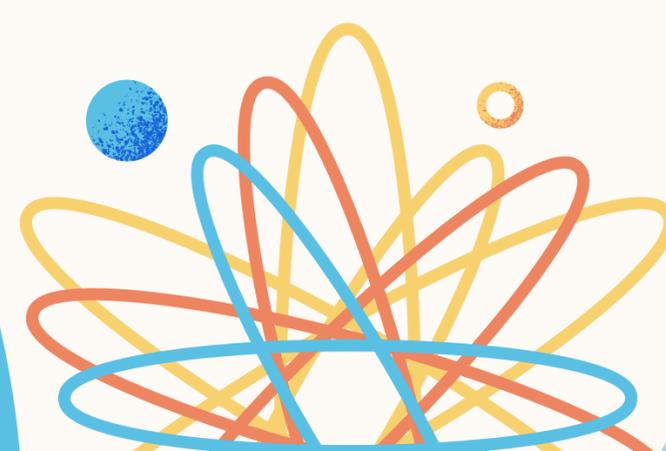
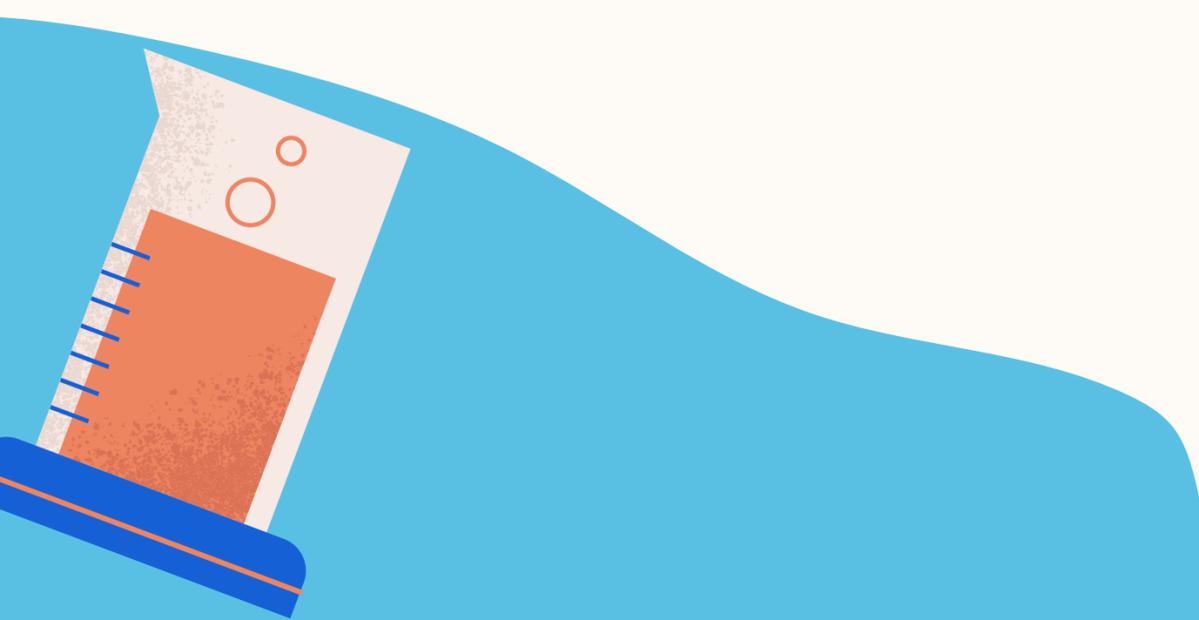
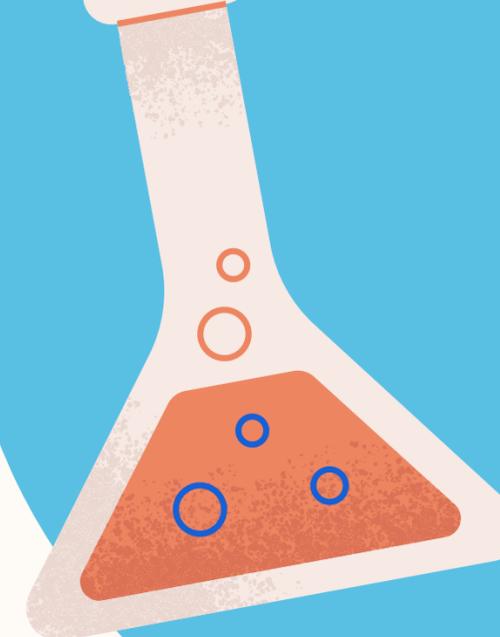


Química Preu.JCT

CLASE N°11
RXN QUÍMICA



CONTENIDOS

- 1. DEFINICIÓN**
- 2. PARTES DE UNA REACCIÓN**
- 3. LEYES**
- 4. BALANCEO**
- 5. EJEMPLOS**

¿Qué es una reacción química?

Una reacción química es un proceso mediante el cual una o más sustancias iniciales, llamadas reactivos, se transforman en una o más sustancias nuevas, llamadas productos.

Durante este proceso:

- Se rompen enlaces químicos en los reactivos.
- Se forman nuevos enlaces para generar los productos.
- Los átomos se reorganizan, pero no se crean ni se destruyen, solo cambian de lugar (principio de conservación de la masa).

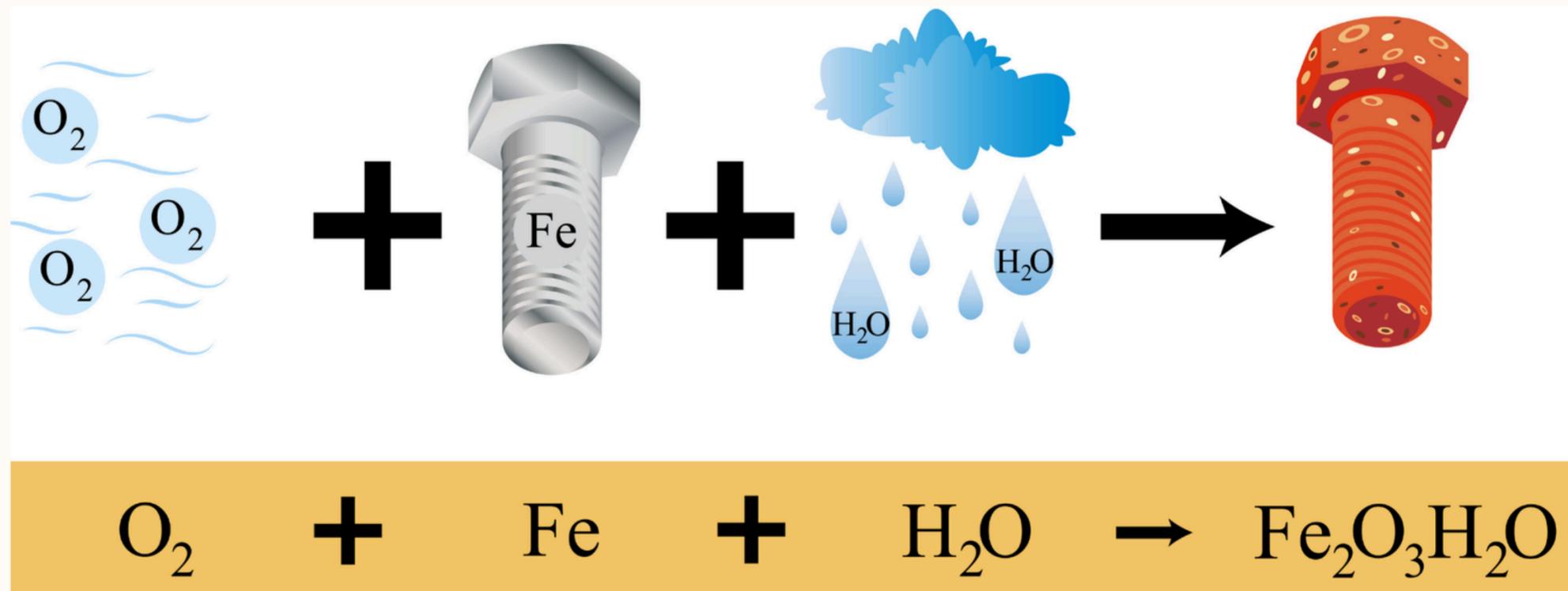


¿Qué es una reacción química?

Cuando encendemos una vela, la cera (compuesta por hidrocarburos) reacciona con el oxígeno del aire y se transforma en dióxido de carbono y vapor de agua.

Importante:

- Toda reacción química puede representarse mediante una ecuación química.
- Las reacciones pueden ser liberadoras de energía (exotérmicas) o absorben energía (endotérmicas).



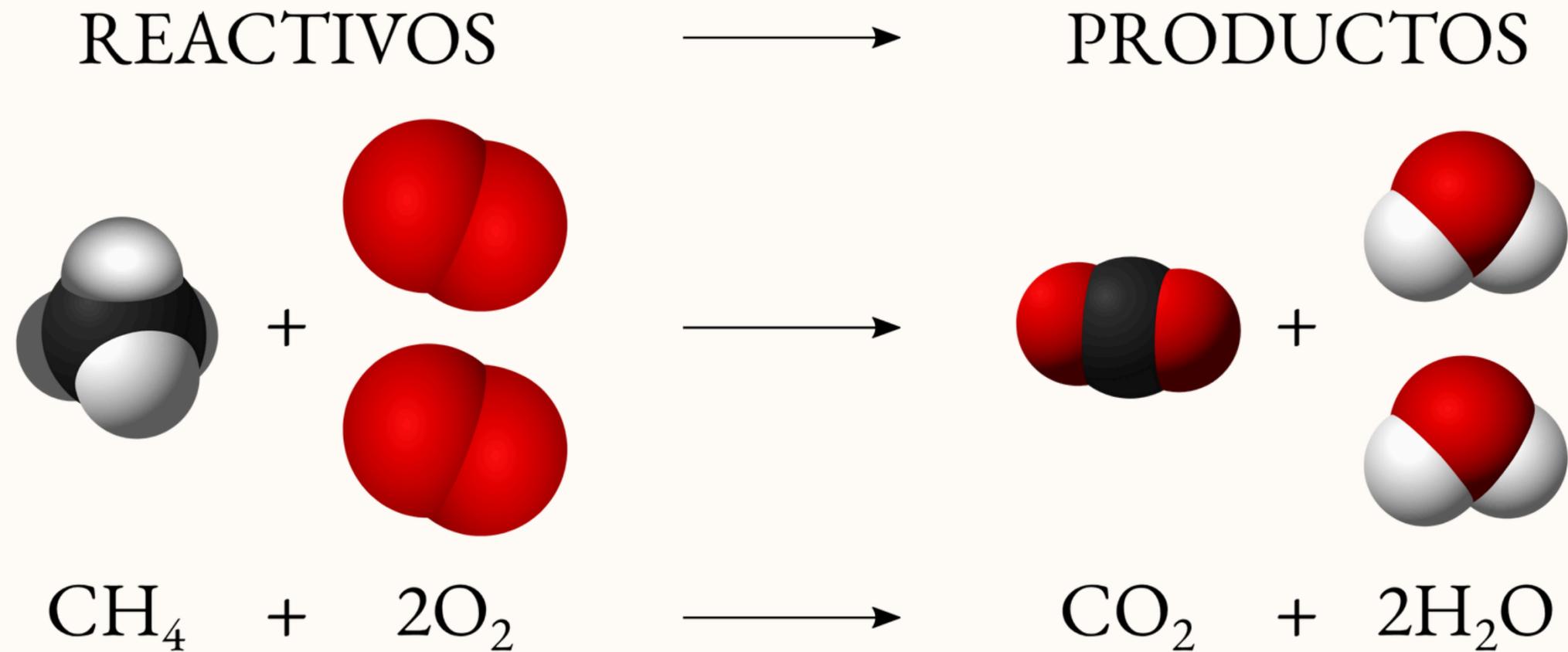
Partes de una ecuación química

Una ecuación química representa lo que ocurre en una reacción química usando fórmulas químicas y símbolos.

Partes principales:

- **Reactivos:** Sustancias iniciales que reaccionan entre sí. Se escriben a la izquierda de la flecha.
- **Productos:** Sustancias nuevas que se forman en la reacción. Se escriben a la derecha de la flecha.
- **Flecha (\rightarrow):** Indica el sentido de la transformación. Se lee como "produce" o "da lugar a".
- **Signo más (+):** Se lee como "reacciona con".

Partes de una ecuación química



Los números delante de las fórmulas (llamados coeficientes) indican cuántas moléculas o moles participan.

Nunca se deben cambiar los subíndices (números dentro de la fórmula), ya que eso cambia la sustancia.

Importancia del Balanceo

Para que una ecuación química represente correctamente una reacción real, debe estar **balanceada**.

Esto significa que debe cumplirse la **Ley de Conservación de la Masa**:

Los átomos no se crean ni se destruyen, solo se reorganizan.

¿Qué implica balancear una ecuación?

- Asegurarse de que el número de átomos de cada elemento sea el mismo a ambos lados de la ecuación.
- Ajustar los coeficientes estequiométricos (números delante de las fórmulas), sin cambiar las sustancias.

Importancia del Balanceo

Ejemplo No balanceado:



- Lado izquierdo: 2 H, 2 O
- Lado derecho: 2 H, 1 O ✗

Ejemplo Balanceado:



- Lado izquierdo: 4 H, 2 O
- Lado derecho: 4 H, 2 O ✓

Importancia del Balanceo

¿Por qué es importante balancear?

- Para predecir cantidades de sustancias que reaccionan o se forman.
- Para respetar las leyes fundamentales de la química.
- Para aplicar cálculos estequiométricos y diseñar procesos químicos.

Estado físico de los reactivos y productos

Símbolo	Estado físico	Significado
(s)	Sólido	Sustancia en estado sólido
(l)	Líquido	Sustancia líquida pura
(g)	Gaseoso	Sustancia en forma de gas
(ac)	Acuoso	Sustancia disuelta en agua (solución)

Estado físico de los reactivos y productos

¿Por qué es útil indicar el estado físico?

- Ayuda a predecir si una reacción ocurre o no.
- Informa sobre el comportamiento en laboratorio (si hay formación de precipitados, burbujas, etc.).
- Permite representar con mayor precisión reacciones en fase homogénea o heterogénea.

DATO: Saber el estado físico te permite anticipar cambios observables como formación de burbujas, precipitados o liberación de calor.

Estado físico de los reactivos y productos

- **Reacción gaseosa:**



- **Descomposición térmica:**



- **Disolución de sal:**



- (A veces se indica “H₂O” sobre la flecha para mostrar el disolvente.)

Leyes Ponderales de la Estequiometría

Las leyes ponderales explican cómo se relacionan las masas de las sustancias que participan en una reacción química. Son fundamentales para balancear ecuaciones y entender las proporciones de los compuestos.

1. Ley de Conservación de la Masa (Lavoisier)

“La masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.”

En toda reacción química:

Masa de los reactivos = Masa de los productos

✓ Se conserva la cantidad de átomos.

Leyes Ponderales de la Estequiometría

2. Ley de Proporciones Definidas (Proust)

“Un compuesto siempre contiene los mismos elementos en proporciones de masa fijas.”

- Ejemplo:

El agua (H_2O) siempre tiene una relación de 8 g de oxígeno por cada 1 g de hidrógeno, sin importar la cantidad total de agua.

Leyes Ponderales de la Estequiometría

3. Ley de Proporciones Múltiples (Dalton)

“Cuando dos elementos forman varios compuestos, las masas de uno que se combinan con una masa fija del otro están en una relación de números enteros simples.”

Ejemplo:

Carbono y oxígeno pueden formar:

- CO (1 g de C : 1.33 g de O)
- CO₂ (1 g de C : 2.66 g de O)
- Relación entre 1.33 y 2.66 = 1:2

Balanceo por Tanteo

El balanceo por tanteo es un método simple y visual para ajustar una ecuación química, probando diferentes coeficientes hasta que se cumpla la conservación de la masa.

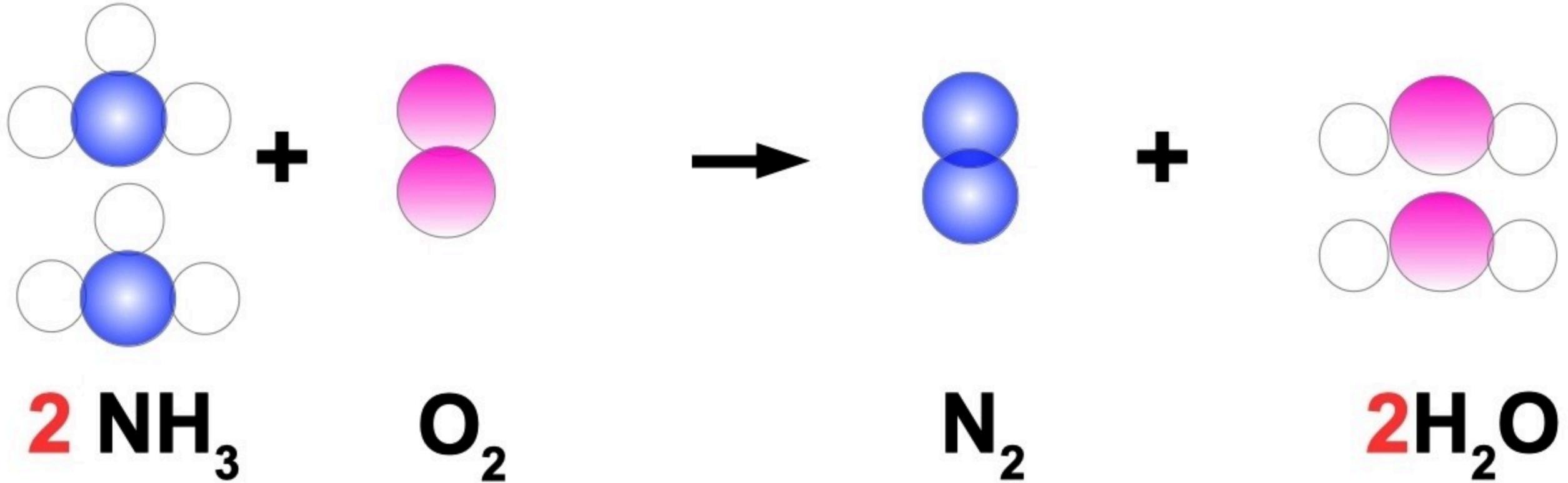
 Pasos para balancear por tanteo:

1. Identifica los reactantes y productos.
2. Escribe la ecuación química con las fórmulas correctas.
3. Cuenta los átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.

Balanceo por Tanteo

4. Comienza a ajustar los coeficientes:
 - Empieza por los elementos que aparecen una vez por lado.
 - Deja el oxígeno e hidrógeno para el final (si están en varios compuestos).
5. Nunca cambies los subíndices, solo los coeficientes.
6. Repite hasta que todos los elementos estén balanceados.
7. Asegúrate de que todos los coeficientes sean números enteros mínimos.

Balanceo por Tanteo

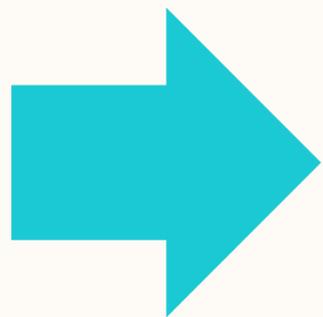


2 nitrógeno	→	2 nitrógeno
6 hidrógeno	→	4 hidrógeno
2 oxígeno	→	2 oxígeno

Ejemplo de Balanceo tanteando



Elemento	Reactivos	Productos
C	4 (en C_4H_{10})	1 (en CO_2)
H	10 (en C_4H_{10})	2 (en H_2O)
O	2 (en O_2)	3 (1 CO_2 + 1 H_2O)

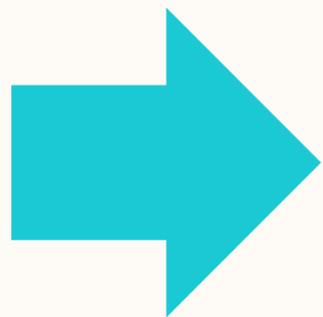


Ajustar C: poner 4 CO_2
Ajustar H: poner 5 H_2O

Ejemplo de Balanceo tanteando



Elemento	Reactivos	Productos
C	4	4
H	10	10
O	2	13 (8 + 5)



Se necesitan 13 átomos de O \rightarrow usar $13/2 \text{ O}_2$

Ejemplo de Balanceo tanteando



Elemento	Reactivos	Productos
C	8	8
H	20	20
O	26	26

Balanceo por Método Algebraico

Este método consiste en asignar incógnitas (letras) a los coeficientes de cada sustancia y resolver un sistema de ecuaciones.

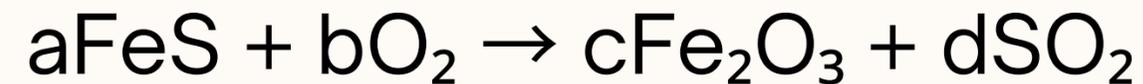
Pasos generales:

1. Escribe la ecuación química sin balancear.
2. Asigna una letra (a, b, c...) como coeficiente a cada compuesto.
3. Plantea ecuaciones por cada elemento, igualando el número de átomos en ambos lados.
4. Resuelve el sistema de ecuaciones (puedes usar sustitución o matrices).
5. Ajusta los coeficientes a los números enteros más pequeños posibles.
6. Verifica que esté balanceada.

Ejemplo: Método Algebraico



1. Asignamos incógnitas:



2. Planteamos ecuaciones:

- Fe: $a = 2c$
- S: $a = d$
- O: $2b = 3c + 2d$

3. Asumimos $a = 1$ para simplificar:

- Entonces $c = \frac{1}{2}$, $d = 1$, $b = \frac{7}{4}$

4. Multiplicamos todo por 4 para eliminar fracciones:

Ejemplo: Método Algebraico



✓ Balance final:

- Fe = 4
- S = 4
- O = 14

📌 Ventaja:

Este método es útil para reacciones más complejas o con muchos compuestos.

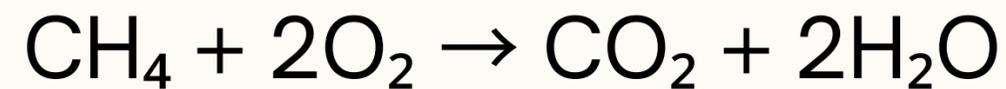
Ejemplo: Método Algebraico



Ejercicios

1. Identificación de partes de una ecuación química

En la siguiente reacción:



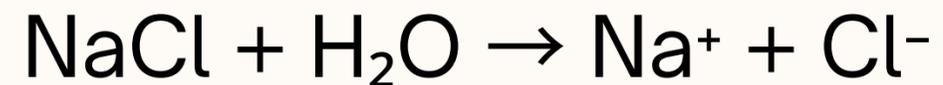
- ¿Cuáles son los reactantes?
- ¿Cuáles son los productos?
- ¿Qué indica el coeficiente "2" delante de O_2 ?

Ejercicios

2. Estados físicos

Ejercicio 2.1:

Escribe el estado físico (s, l, g, ac) de cada sustancia en esta ecuación:



Ejercicio 2.2:

¿Qué significa el símbolo “(ac)” en una ecuación química? Da un ejemplo.

Ejercicios

3. Leyes ponderales

Ejercicio 3.1:

Si 4.0 g de H_2 reaccionan con 32.0 g de O_2 para formar H_2O , ¿cuánta agua se produce?

(Aplica la Ley de Conservación de la Masa)

Ejercicio 3.2:

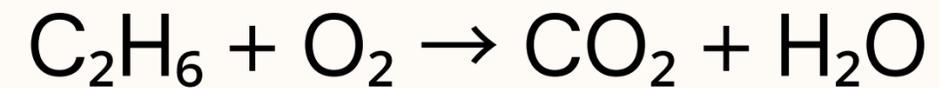
El peróxido de hidrógeno (H_2O_2) tiene siempre una masa de 16 g de oxígeno por cada 1 g de hidrógeno. ¿Qué ley explica esto?

Ejercicios

4. Balanceo por tanteo

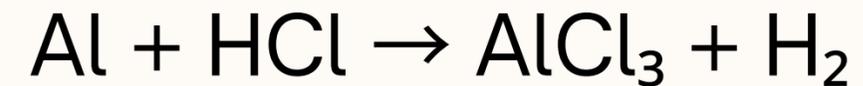
Ejercicio 4.1 (tanteo):

Balancea la siguiente ecuación:



Ejercicio 4.2 (tanteo):

Balancea:

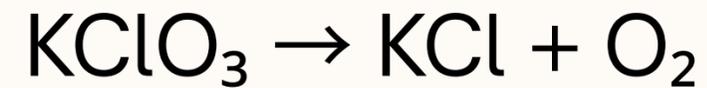


Ejercicios

5. Balanceo algebraico

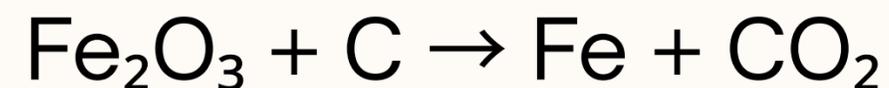
Ejercicio 5.1:

Balancea por método algebraico:



Ejercicio 5.2:

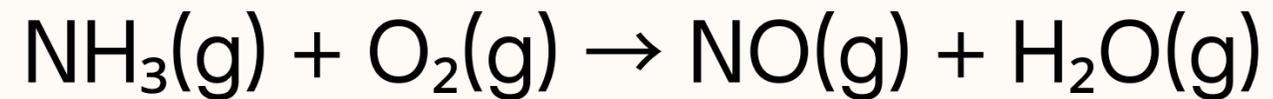
Balancea por método algebraico:



Ejercicios

Ejercicio 6.1:

Lee la siguiente ecuación química no balanceada, identifica las partes y estados físicos, y balancea la reacción:

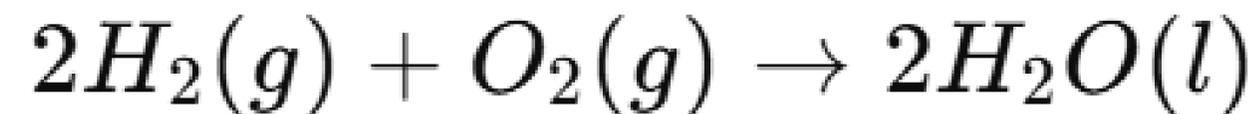


- ¿Cuáles son los reactivos?
- ¿Cuáles son los productos?
- ¿Qué estados físicos tienen?
- Balancea la ecuación.
- Verifica la Ley de Conservación de la Masa.

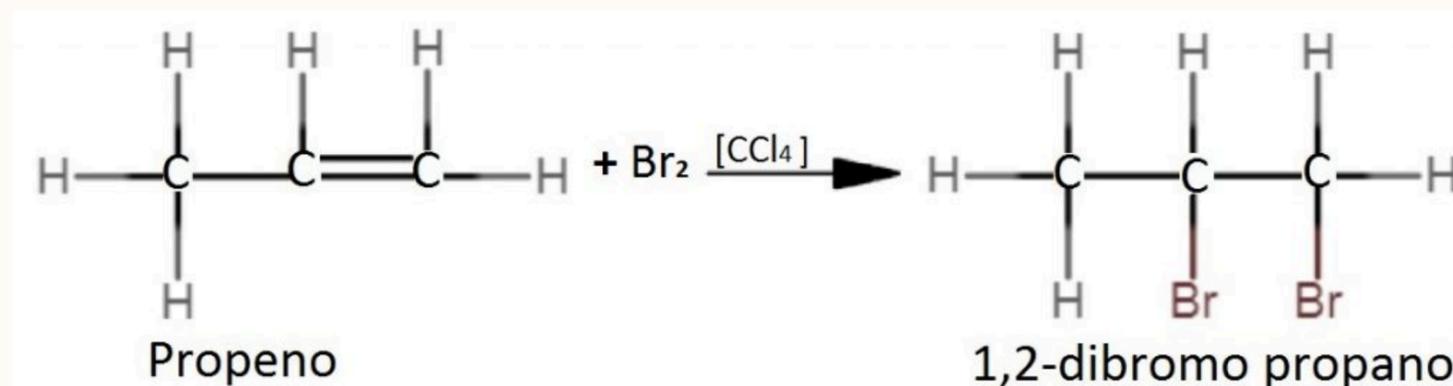
Tipos de Reacciones

Reacción de Síntesis o Adición

- Dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto.



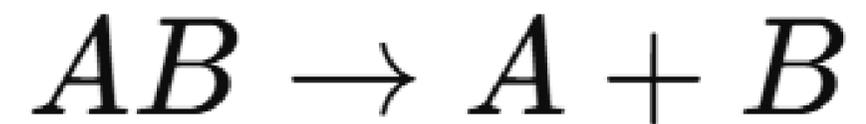
- PAES: De varios reactivos \rightarrow un solo producto.



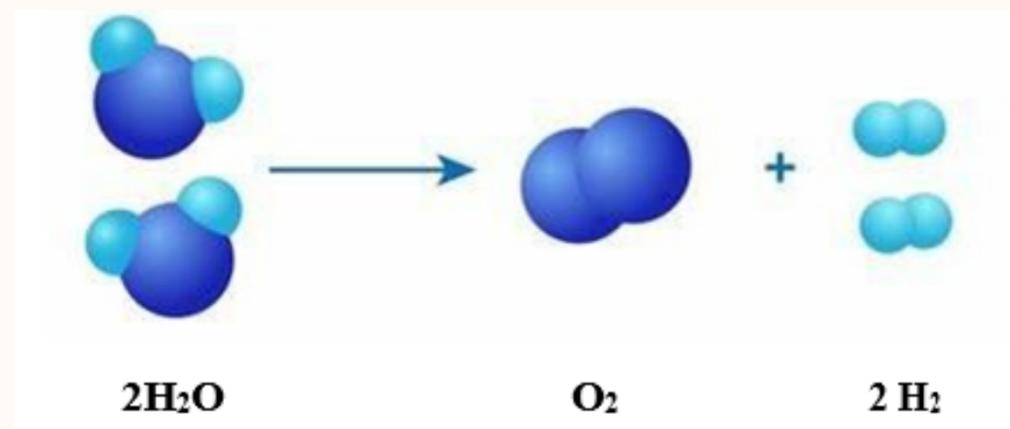
Tipos de Reacciones

Reacción de Descomposición

- Un solo compuesto se descompone en dos o más sustancias.



- Clave PAES: De un reactivo \rightarrow varios productos.



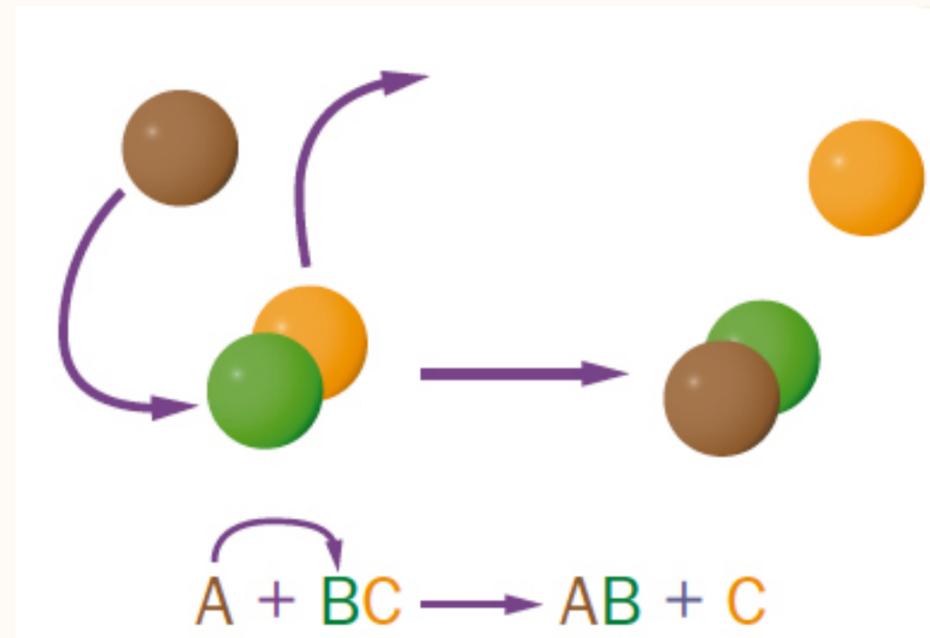
Tipos de Reacciones

Reacción de Sustitución Simple

- Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.



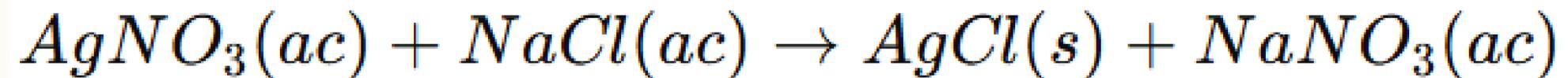
Clave PAES: El elemento libre es más reactivo que el reemplazado.



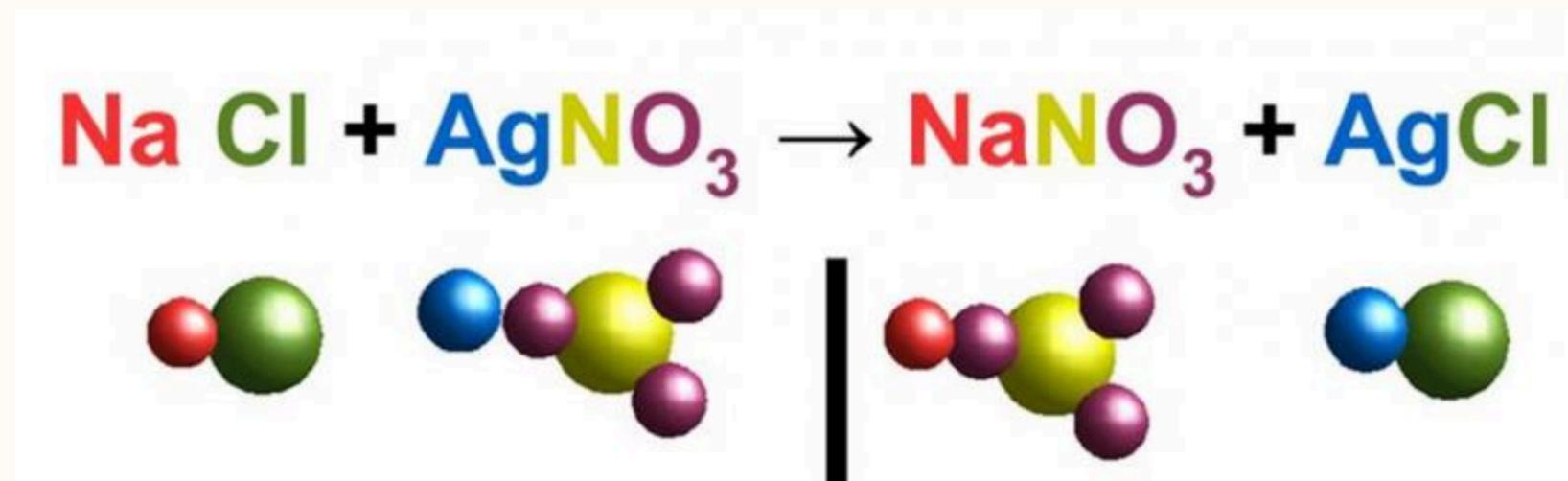
Tipos de Reacciones

Reacción de Sustitución Doble

- Dos compuestos intercambian sus iones para formar dos nuevos compuestos.



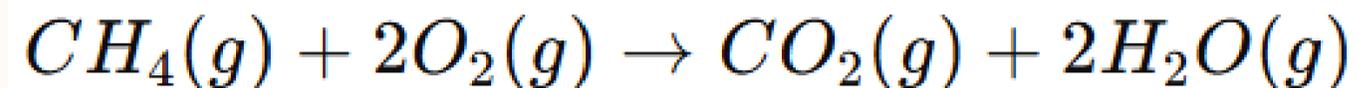
- Clave PAES: Produce precipitado, gas o agua.



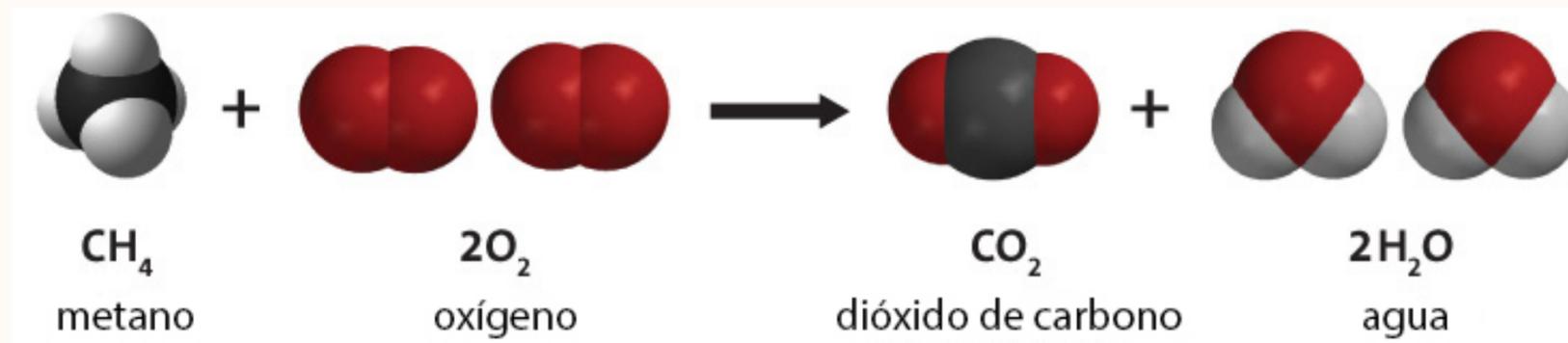
Tipos de Reacciones

Reacción de Combustión

- Un compuesto (generalmente un hidrocarburo) reacciona con oxígeno y produce CO_2 y H_2O .



- Clave PAES: Siempre exotérmica y libera energía.



Preguntas

1. ¿Qué tipo de reacción representa?



- A) Síntesis
- B) Descomposición
- C) Sustitución simple
- D) Combustión

Preguntas

2. La reacción:



- A) Sustitución doble
- B) Combustión
- C) Sustitución simple
- D) Síntesis

Preguntas

3. La combustión completa del propano (C_3H_8) genera:

- A) CO y H_2O
- B) CO_2 y H_2
- C) CO_2 y H_2O
- D) C y H_2O

Química Preu.JCT



NOTACIÓN CIENTIFICA

