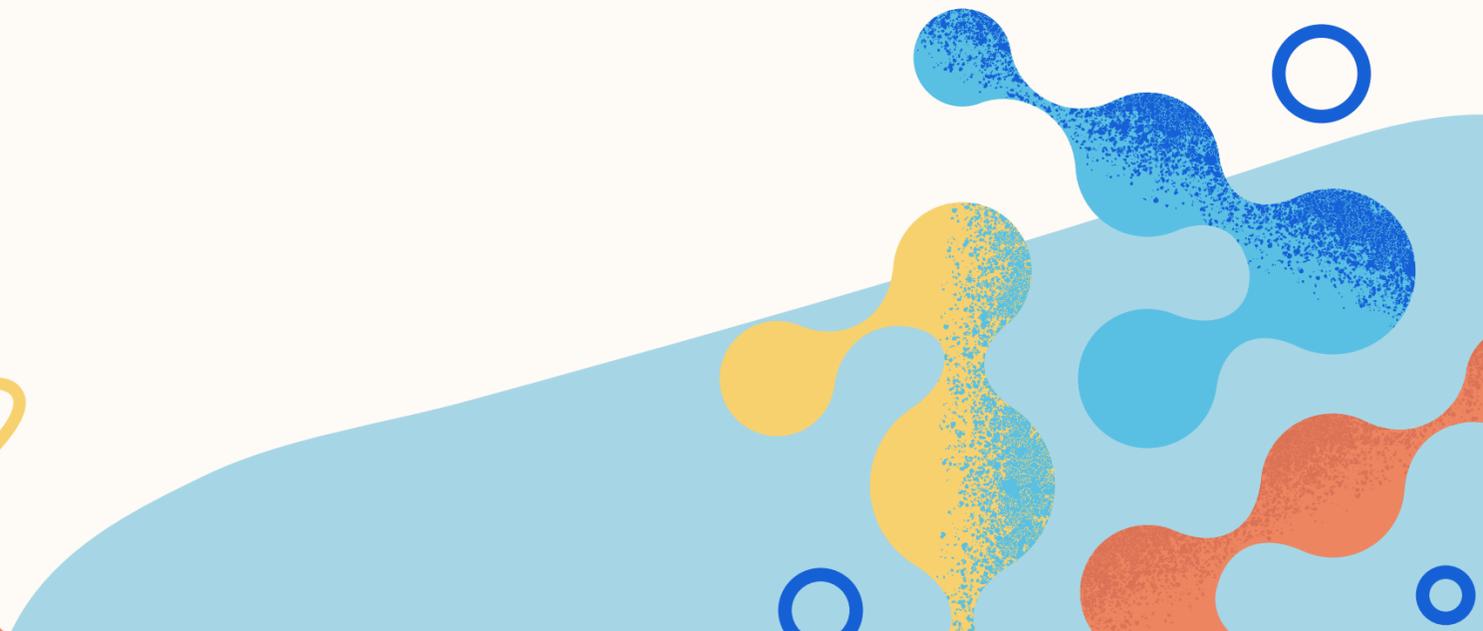
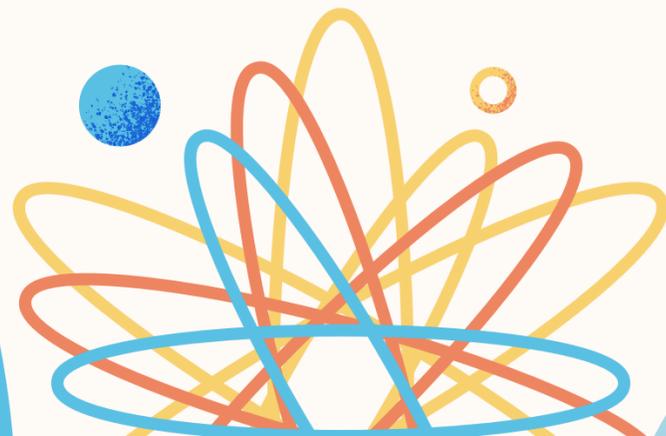
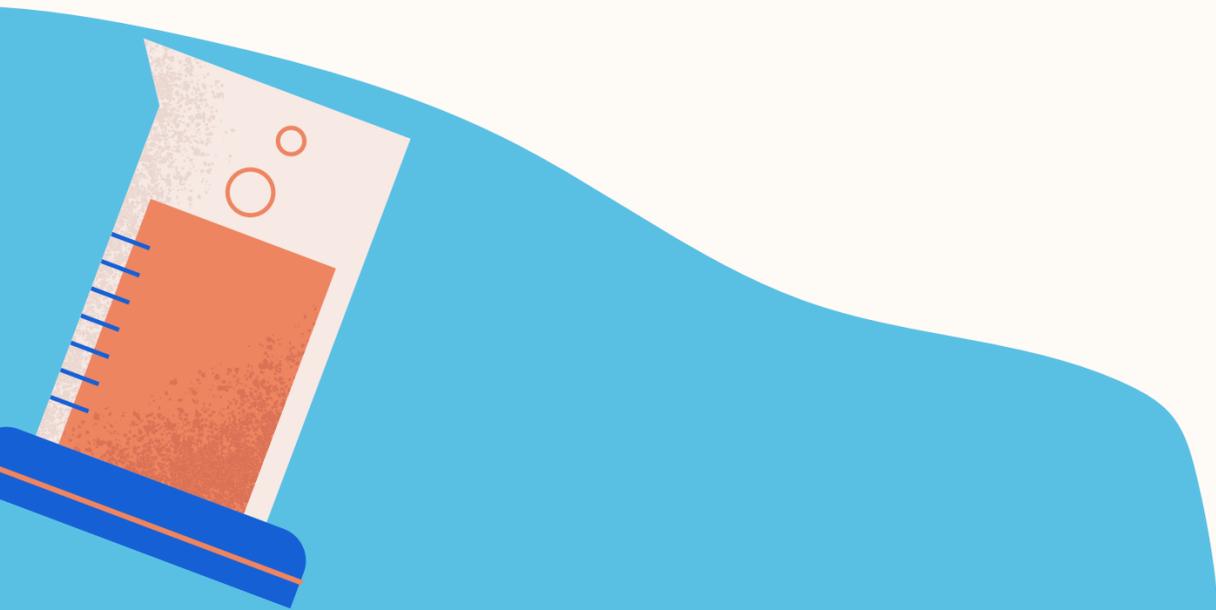
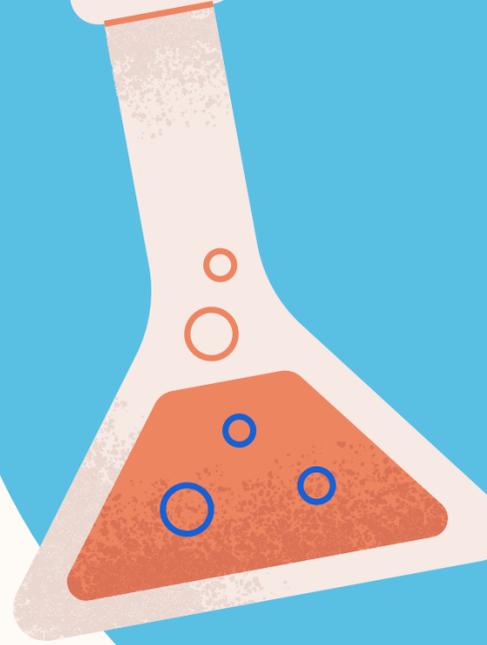


Química Preu.JCT

CLASE N°12

ESTIQUIOMETRIA



CONTENIDOS

1. EJERCICIOS

2. NOTACIÓN CIENTIFICA

3. LEYES PONDERALES

4. TIPOS DE REACCIONES TIPO

5. REACTIVO LIMITANTE

6. REACTIVO EN EXCESO

7. MÁS EJERCICIOS (PQ NUNCA ES SUFICIENTE)

Preguntas PAES

Cuando masas conocidas de X e Y reaccionan completamente, originan dos productos (etapa I): un compuesto W en estado sólido y un compuesto Z en estado gaseoso. El compuesto W se aísla para determinar su masa y el compuesto Z se recupera a través de la etapa II, para determinar su masa. El proceso completo se muestra en el siguiente diagrama:



De acuerdo con lo anterior, ¿cuál de las siguientes leyes se demuestra con el proceso completo?

- A) La conservación de la masa
- B) Las proporciones definidas
- C) Las proporciones múltiples
- D) Las proporciones recíprocas
- E) Los volúmenes de combinación

Preguntas PAES

11. En la molécula de agua (H_2O) siempre existe una relación en masa de un 11,2 % de hidrógeno y un 88,8 % de oxígeno. ¿A qué ley hace referencia lo anterior?
- A) A la ley de las proporciones múltiples
 - B) A la ley de las proporciones recíprocas
 - C) A la ley de las proporciones definidas
 - D) A la ley de la conservación de la masa
 - E) A la ley de los volúmenes de combinación

Preguntas PAES

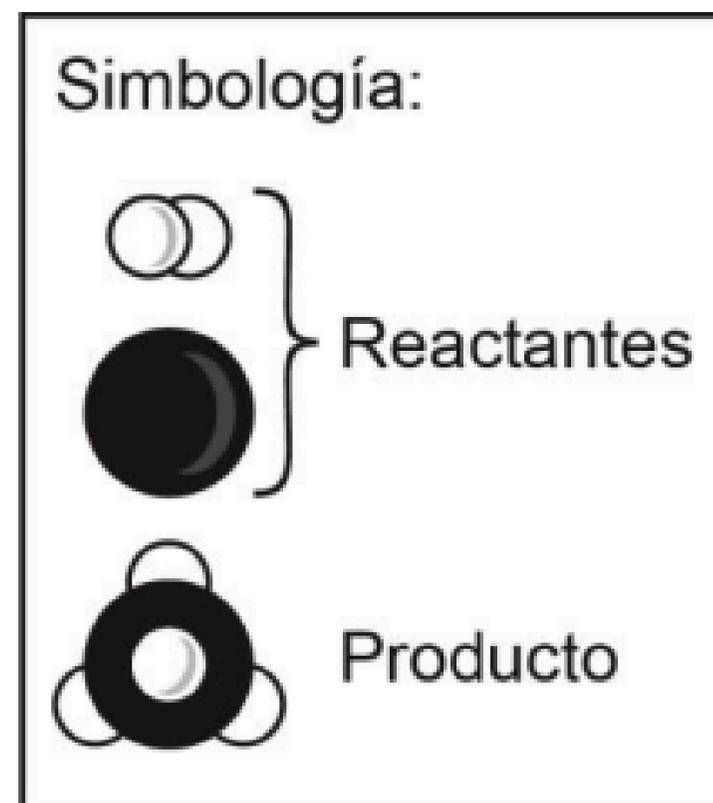
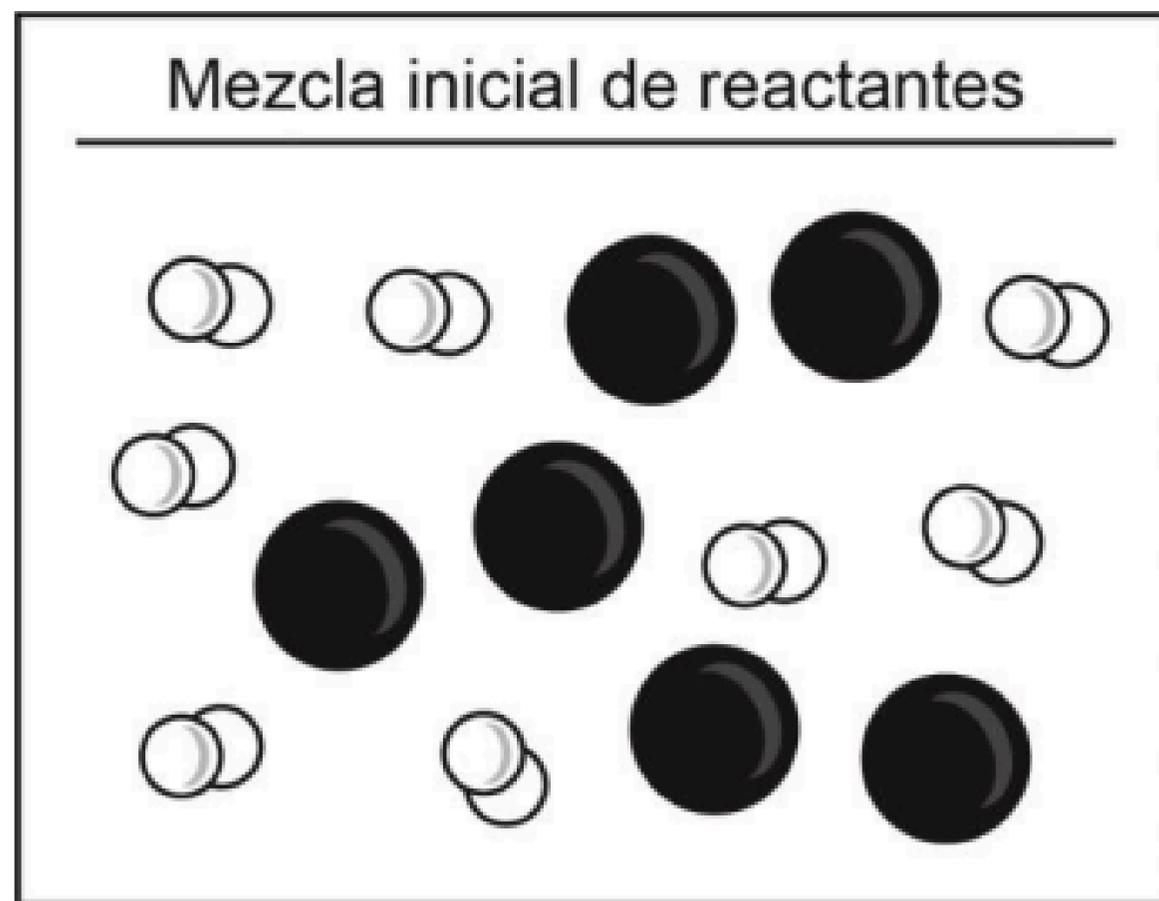
13. ¿Cuál de las siguientes opciones presenta los coeficientes estequiométricos que permiten equilibrar la ecuación?



- | | | | | |
|----|---|---|---|---|
| A) | 2 | 3 | 2 | 4 |
| B) | 2 | 1 | 2 | 1 |
| C) | 1 | 2 | 1 | 2 |
| D) | 1 | 3 | 1 | 4 |
| E) | 1 | 1 | 1 | 2 |

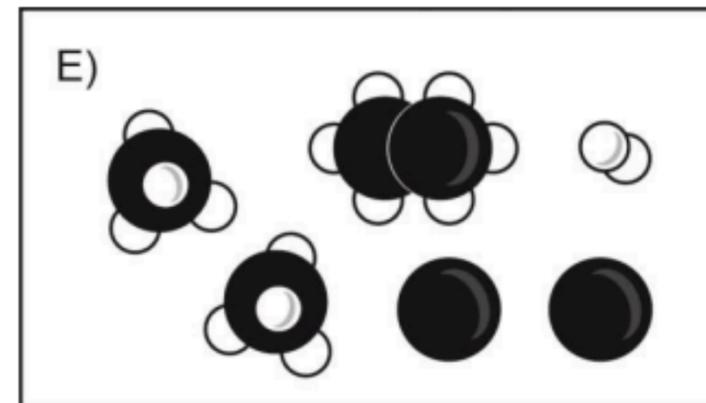
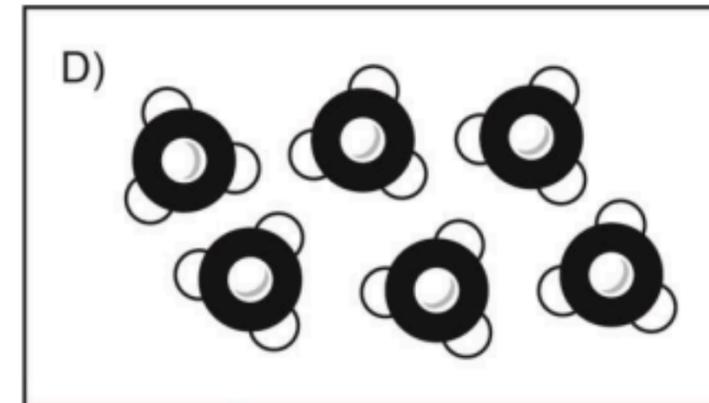
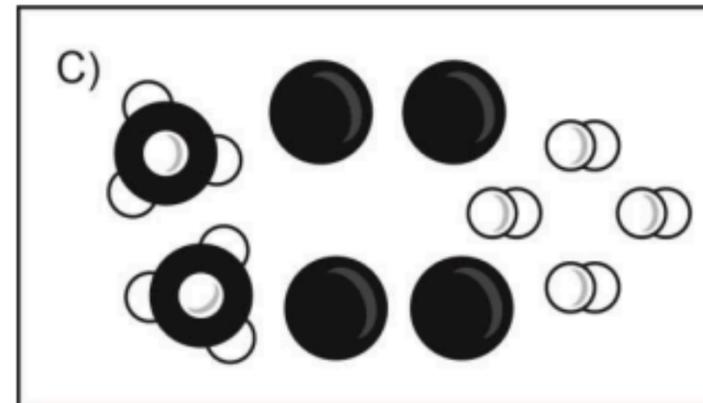
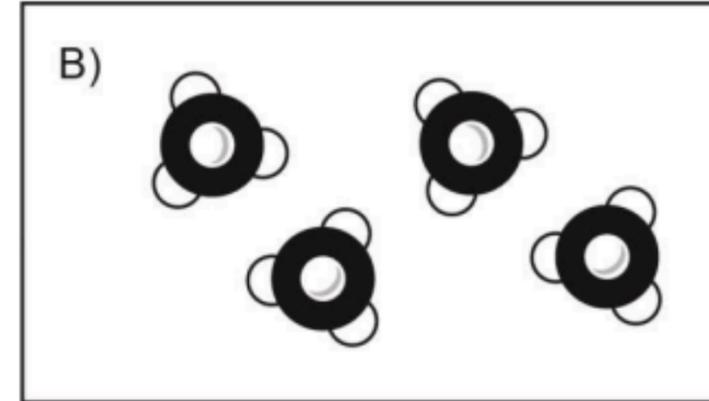
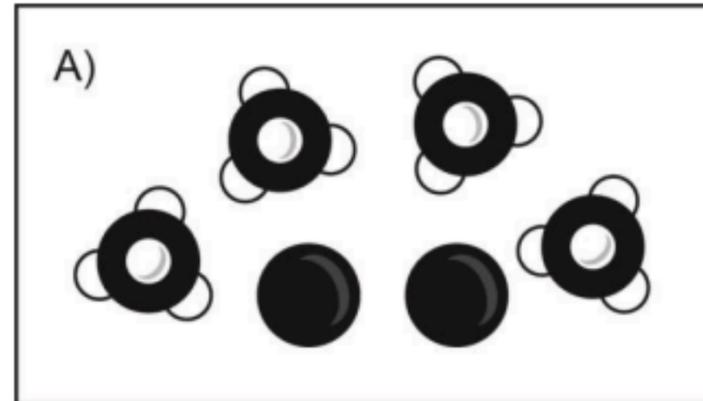
Preguntas PAES

14. En la figura se muestran las sustancias involucradas en una determinada reacción (no reversible) y la cantidad inicial de reactantes para formar un producto:



Preguntas PAES

Al respecto, ¿cuál de los siguientes esquemas corresponde a la cantidad máxima de sustancias al término de la reacción?



Notación Científica

La notación científica es un sistema que permite expresar números extremadamente grandes o pequeños de forma compacta.

Se basa en potencias de 10, lo que facilita su lectura, comparación y uso en cálculos matemáticos y científicos.

Un número en notación científica se escribe como:

$$a \times 10^n$$

- a : coeficiente, debe ser mayor o igual a 1 y menor que 10.
- n : exponente entero, que indica cuántas veces se multiplica (o divide) por 10.
 - Si $n > 0$, el número es grande (se corre la coma hacia la derecha).
 - Si $n < 0$, el número es pequeño (se corre la coma hacia la izquierda).

Notación Científica

- Evita escribir largas cadenas de ceros.
- Permite trabajar con cifras de forma más ordenada y exacta.
- Es la convención usada en ciencia, ingeniería, astronomía, química y física.
- Facilita la notación en calculadoras y software matemático.

Número grande:

$$300\,000\,000 = 3.0 \times 10^8$$

(Velocidad de la luz en m/s).

Número pequeño:

$$0.0000000001 = 1.0 \times 10^{-10}$$

(Diámetro aproximado de un átomo en metros).

Ejemplos de notación Científica

- Escribir en notación científica:

45 000

0.00032

- Convertir desde notación científica a número decimal:

6.7×10^3

9.1×10^{-2}

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:

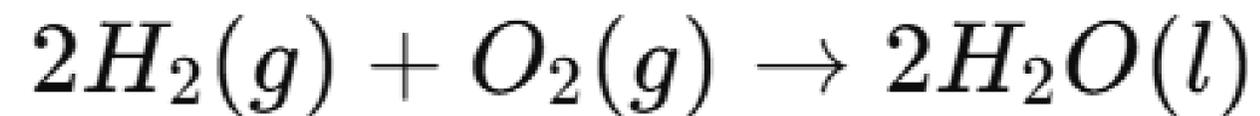
Carbono y oxígeno pueden formar:

- 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

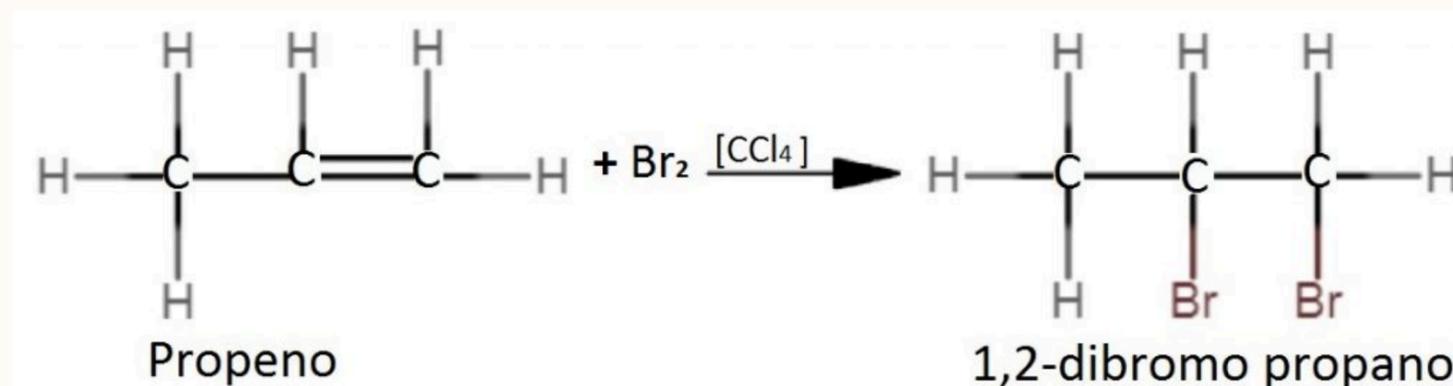
Tipos de Reacciones

Reacción de Síntesis o Adición

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



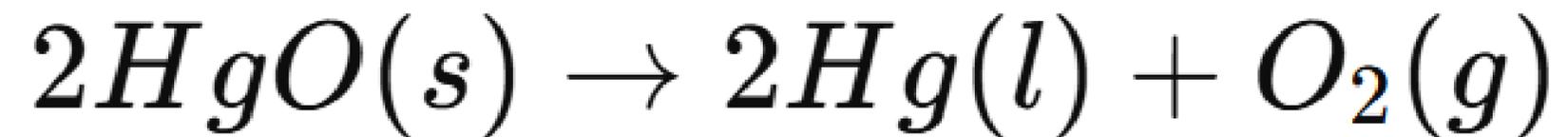
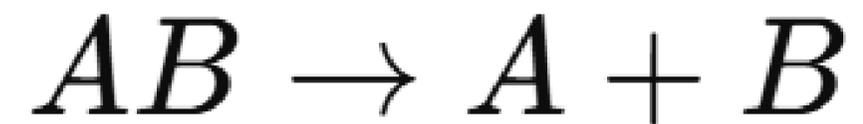
- PAES: De varios reactivos \rightarrow un solo producto.



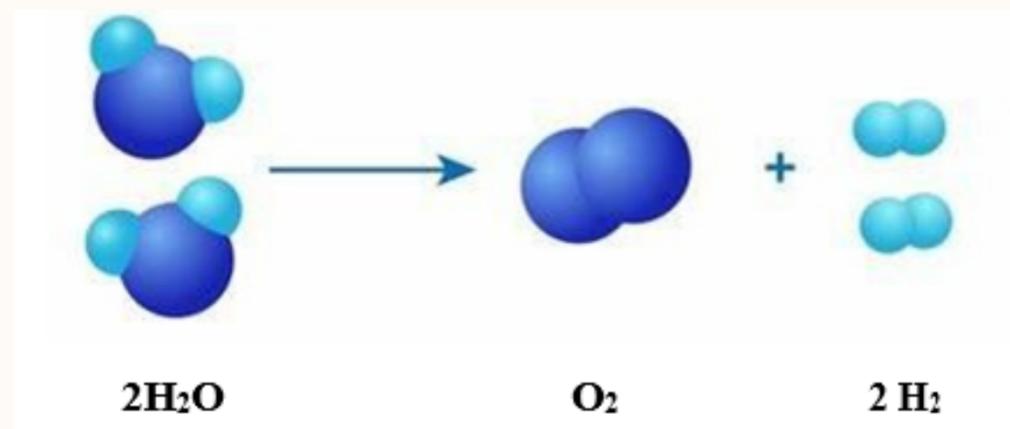
Tipos de Reacciones

Reacción de Descomposición

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



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



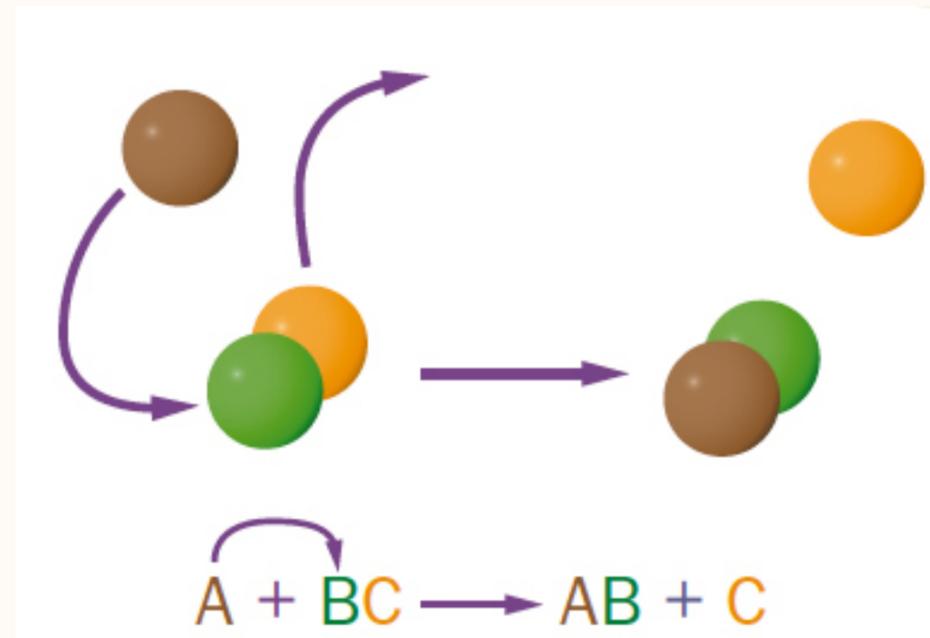
Tipos de Reacciones

Reacción de Sustitución Simple

- Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.



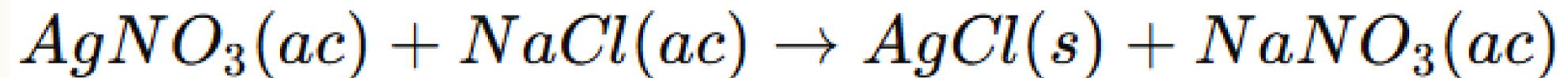
Clave PAES: El elemento libre es más reactivo que el reemplazado.



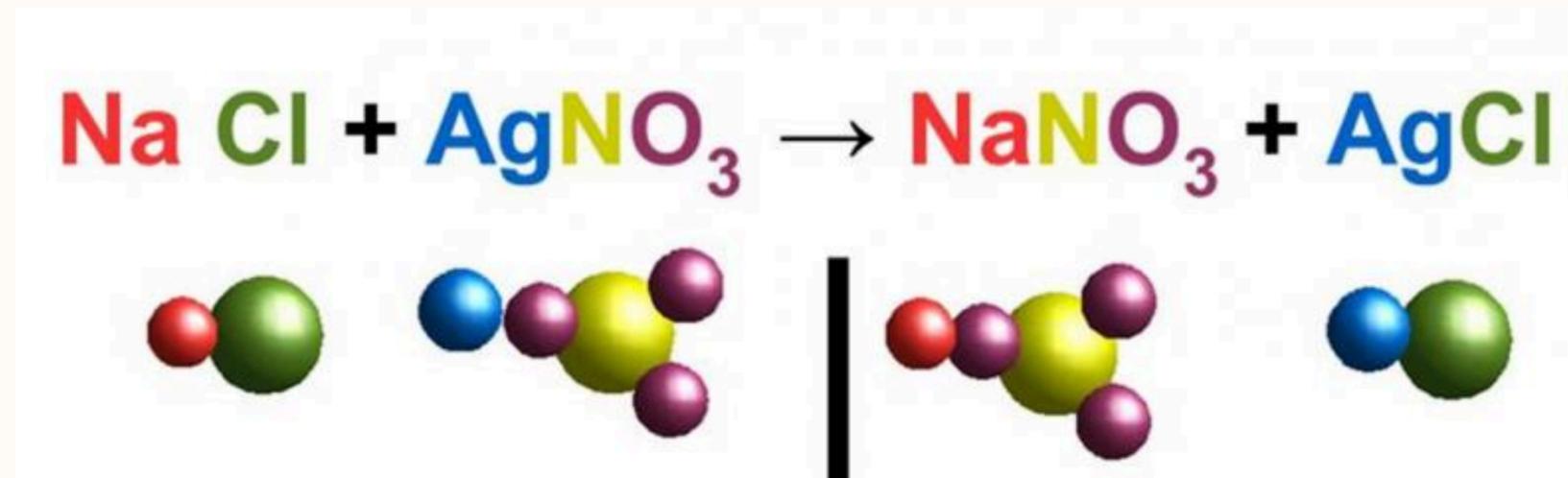
Tipos de Reacciones

Reacción de Sustitución Doble

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



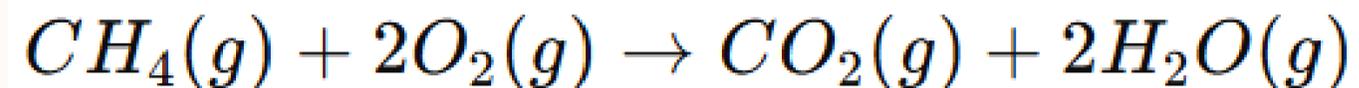
- Clave PAES: Produce precipitado, gas o agua.



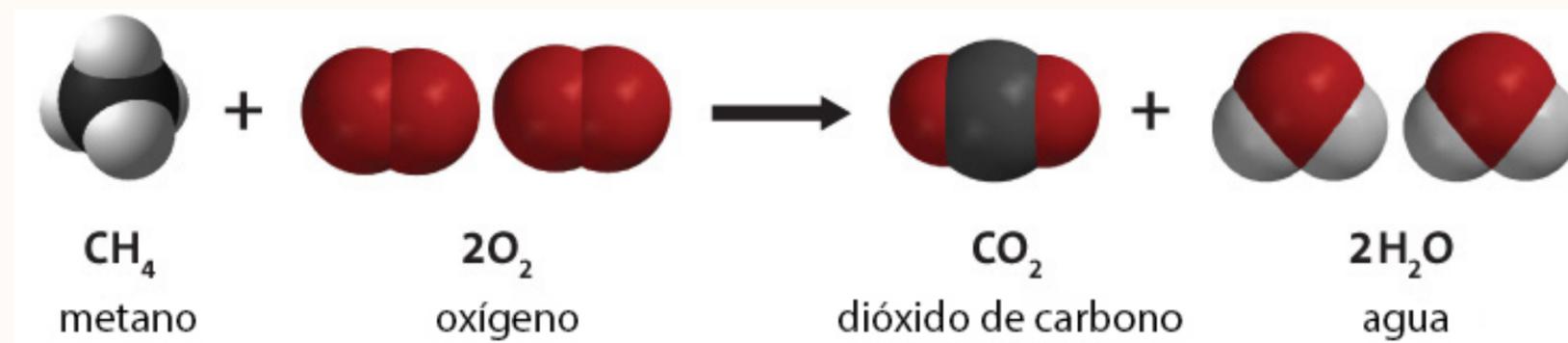
Tipos de Reacciones

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:



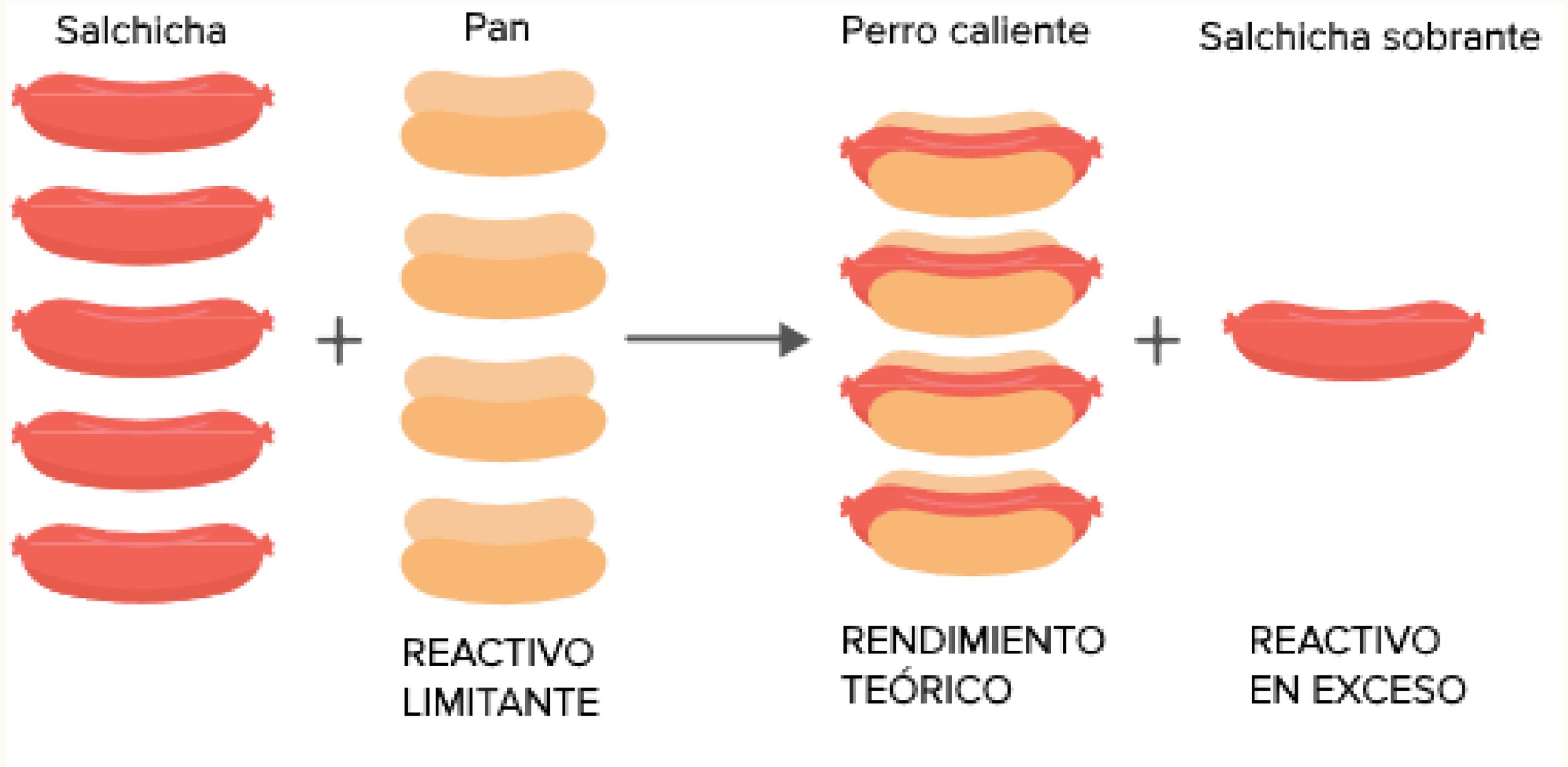
- A) Sustitución doble
- B) Combustión
- C) Sustitución simple
- D) Síntesis

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

Reactivo Limitante / Exceso



Reactivo Limitante /Exceso

- Controlan cuánto producto máximo puede formarse (rendimiento teórico).
- Permiten dimensionar materias primas y estimar sobrantes (recuperación, costo, impacto).
- Sirven para verificar el balance de masa: la masa total se conserva en reacciones químicas.

Reactivo limitante (RL): el que se agota primero y determina la cantidad máxima de producto. Cuando se acaba, la reacción se detiene aunque queden otros reactivos.

Reactivo en exceso (RE): el que sobra al final porque no se consume por completo; es útil saber cuánto queda para reutilizar o desechar

Reactivo Limitante/Exceso

Checklist previo

1. Ecuación balanceada (coeficientes estequiométricos correctos).
2. Convierte todo a moles ($n = \text{masa} / \text{masa molar}$).
3. Tener claras las relaciones molares de la ecuación balanceada.

Metodo A: “Moles/Coefficientes”

Idea: comparar lo disponible “normalizado” por el coeficiente estequiométrico.

- Calcula, para cada reactivo i .

$$R_i = \frac{n_i}{\nu_i}$$

- El menor R_i indica el reactivo limitante; el mayor(es), exceso.

Reactivo Limitante/ Exceso

Método B (intuitivo): “rendimiento por reactivo”

- Con cada reactivo por separado, calcula cuánto producto “podría” formarse (usando proporciones molares).
- Compara los resultados: el menor producto obtenido define al RL.
- Ese producto “menor” es el rendimiento teórico.

¿Cuánto sobra del reactivo en exceso?

1. Usa la proporción de la ecuación para hallar los moles requeridos de RE según lo que efectivamente reacciona del RL.
2. Sobrante (mol) .
3. Convierte a gramos si lo necesitas .

Reactivo Limitante/ Exceso

Método B (intuitivo): “rendimiento por reactivo”

- Con cada reactivo por separado, calcula cuánto producto “podría” formarse (usando proporciones molares).
- Compara los resultados: el menor producto obtenido define al RL.
- Ese producto “menor” es el rendimiento teórico.

¿Cuánto sobra del reactivo en exceso?

1. Usa la proporción de la ecuación para hallar los moles requeridos de RE según lo que efectivamente reacciona del RL.
2. Sobrante (mol) .
3. Convierte a gramos si lo necesitas .

Reactivo Limitante/ Exceso

Método B (intuitivo): “rendimiento por reactivo”

- Con cada reactivo por separado, calcula cuánto producto “podría” formarse (usando proporciones molares).
- Compara los resultados: el menor producto obtenido define al RL.
- Ese producto “menor” es el rendimiento teórico.

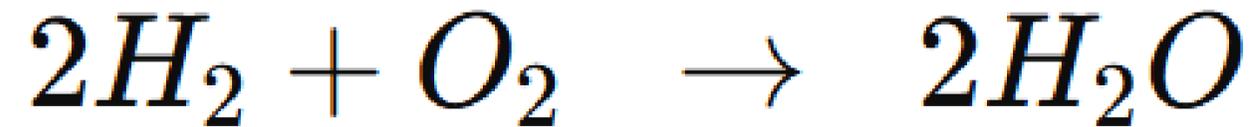
¿Cuánto sobra del reactivo en exceso?

1. Usa la proporción de la ecuación para hallar los moles requeridos de RE según lo que efectivamente reacciona del RL.
2. Sobrante (mol) . $n_{\text{inicial, RE}} - n_{\text{requerido, RE}}$
3. Convierte a gramos si lo necesitas .

$$(m = n \cdot M)$$

Ejemplo 1: Método A

Reacción:



Datos: 5 g de H₂ y 80 g de O₂.

1. Calculamos los moles

$$H_2 : \frac{5}{2} = 2,5 \text{ mol}$$
$$O_2 : \frac{80}{32} = 2,5 \text{ mol}$$

2. Dividir moles disponibles entre coeficiente estequiométrico:

$$H_2 : \frac{2,5}{2} = 1,25$$
$$O_2 : \frac{2,5}{1} = 2,5$$

Ejemplo 1: Método A

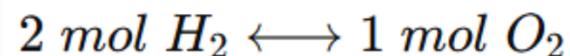
3. El menor valor corresponde al reactivo limitante.

$$RL = H_2$$

$$RE = O_2 \text{ (sobra 40 g).}$$

$$\text{Producto} = 45 \text{ g de agua.}$$

4. Reactivo Sobrante



Si tenemos 2,5 mol H_2 , entonces se necesitan:

$$n(O_2)_{requerido} = \frac{1}{2} \times 2,5 = 1,25 \text{ mol}$$

$$n(O_2)_{inicial} = 2,5 \text{ mol}$$

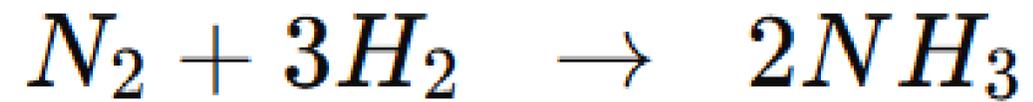
$$n(O_2)_{requerido} = 1,25 \text{ mol}$$

$$\text{Sobra: } 2,5 - 1,25 = 1,25 \text{ mol}$$

$$m(O_2)_{exceso} = 1,25 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 40 \text{ g}$$

Ejemplo 2: Método B

Reacción:



Datos: 28 g de N_2 y 4 g de H_2 .

1. Calculamos los moles

$$N_2 : \frac{28}{28} = 1,00 \text{ mol}$$

$$H_2 : \frac{4}{2} = 2,00 \text{ mol}$$

2. Con cada reactivo, calcular cuánto producto “podría” formarse:

$$\text{Con 1 mol de } N_2: 1 \times \frac{2}{1} = 2,0 \text{ mol } NH_3$$

$$\text{Con 2 mol de } H_2: 2 \times \frac{2}{3} = 1,33 \text{ mol } NH_3$$

Ejemplo 2 : Método B

3. El menor producto marca el reactivo limitante.

$$\text{RL} = H_2$$

$$\text{RE} = N_2 \text{ (sobran } 0,33 \text{ mol } \approx 9,3 \text{ g).}$$

$$\text{Producto} = 1,33 \text{ mol } NH_3 = 22,7 \text{ g.}$$

4. Reactivo Sobrante

N_2 requerido por el H_2 disponible

$$n(N_2)_{\text{req}} = \frac{1}{3} n(H_2) = \frac{1}{3} \cdot 2.00 = 0.6667 \text{ mol}$$

N_2 sobrante (mol)

$$n(N_2)_{\text{sob}} = 1.00 - 0.6667 = 0.3333 \text{ mol}$$

N_2 sobrante (gramos)

$$m_{\text{sob}} = 0.3333 \text{ mol} \times 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx \mathbf{9.33 \text{ g}}$$

Preguntas PAES

64. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas ejemplifica correctamente la ley de las proporciones múltiples?

- A) H_2O y H_2O_2
- B) CO_2 y H_2O
- C) H_2O_2 y CO_3^{2-}
- D) CO_2 y H_2O_2
- E) H^+ y OH^-

Preguntas PAES

65. Para la siguiente ecuación química:



¿Cuál de las siguientes opciones es correcta si se forman 6 g de H_2 ?

- A) Participan 27 g de Al
- B) Se forma 1 mol de moléculas de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- C) Se obtienen 22,4 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- D) Participan, en total, 4 mol de reactantes
- E) Participan, en total, 6 g de H_2SO_4

Preguntas PAES

66. En la siguiente tabla se muestran las diferentes masas de azufre (S) y de oxígeno (O) que se combinan para generar 1 mol de los compuestos X, Y y Z.

S	O	Compuestos
32 g	16 g	X
32 g	32 g	Y
32 g	48 g	Z

Considerando la información anterior, ¿cuál de las siguientes relaciones de cantidad de producto y masas de reactantes es correcta?

- A) Para producir 2 mol de Z se requieren 16 g de azufre y 24 g de oxígeno.
- B) Para producir 0,25 mol de Y se requieren 16 g de azufre y 16 g de oxígeno.
- C) Para producir 0,5 mol de Z se requieren 8 g de azufre y 12 g de oxígeno.
- D) Para producir 0,25 mol de X se requieren 8 g de azufre y 4 g de oxígeno.
- E) Para producir 2 mol de Y se requieren 32 g de azufre y 32 g de oxígeno.

Preguntas PAES

67. Se tienen dos óxidos de nitrógeno, NO_x y NO_y . El óxido NO_x contiene 2,8 g de nitrógeno y 3,2 g de oxígeno. El óxido NO_y contiene 2,8 g de nitrógeno y 6,4 g de oxígeno. De acuerdo con esta información, ¿qué valores tienen x e y?

	x	y
A)	1	1
B)	1	2
C)	1	3
D)	2	3
E)	3	4

Preguntas PAES

68. En una reacción química se producen 132 g de CO_2 , a partir de la reacción completa de C y de O_2 . ¿Qué masas de estos elementos reaccionan, respectivamente?

- A) 48 g y 84 g
- B) 96 g y 36 g
- C) 60 g y 72 g
- D) 84 g y 48 g
- E) 36 g y 96 g

Preguntas PAES

69. En un experimento se combinan completamente 150 g de As (masa molar = $75 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$) con 96 g de S (masa molar = $32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$). ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto formado?

- A) As_3S_3
- B) AsS_2
- C) As_3S_2
- D) As_2S_2
- E) As_2S_3

Preguntas PAES

70. La siguiente ecuación química representa la combustión del metano:



¿Cuál de las siguientes opciones es correcta si reaccionan masas iguales de los reactantes?

- A) Reacciona todo el oxígeno.
- B) Reaccionan dos mol de oxígeno.
- C) Reacciona una cuarta parte del oxígeno.
- D) Se forman masas iguales de los productos.
- E) Reacciona solo la mitad de la masa de metano.

Preguntas PAES

74. Para una solución, ¿qué unidad de concentración se obtiene si solo se conoce la cantidad en mol de soluto y la masa del solvente?

- A) Molaridad
- B) Molalidad
- C) Fracción molar
- D) Porcentaje en masa
- E) Porcentaje en volumen

Preguntas PAES

75. Si a 250 mL de una solución acuosa que contiene 16,4 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (masa molar = $164 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$), se le agrega agua hasta completar 1000 mL, ¿cuál es la concentración molar del ion nitrato (NO_3^-)?

A) $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

B) $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

C) $0,025 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

D) $0,050 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

E) $1,0 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

Química Preu.JCT

CLASE N°12

ESTIQUIOMETRIA

