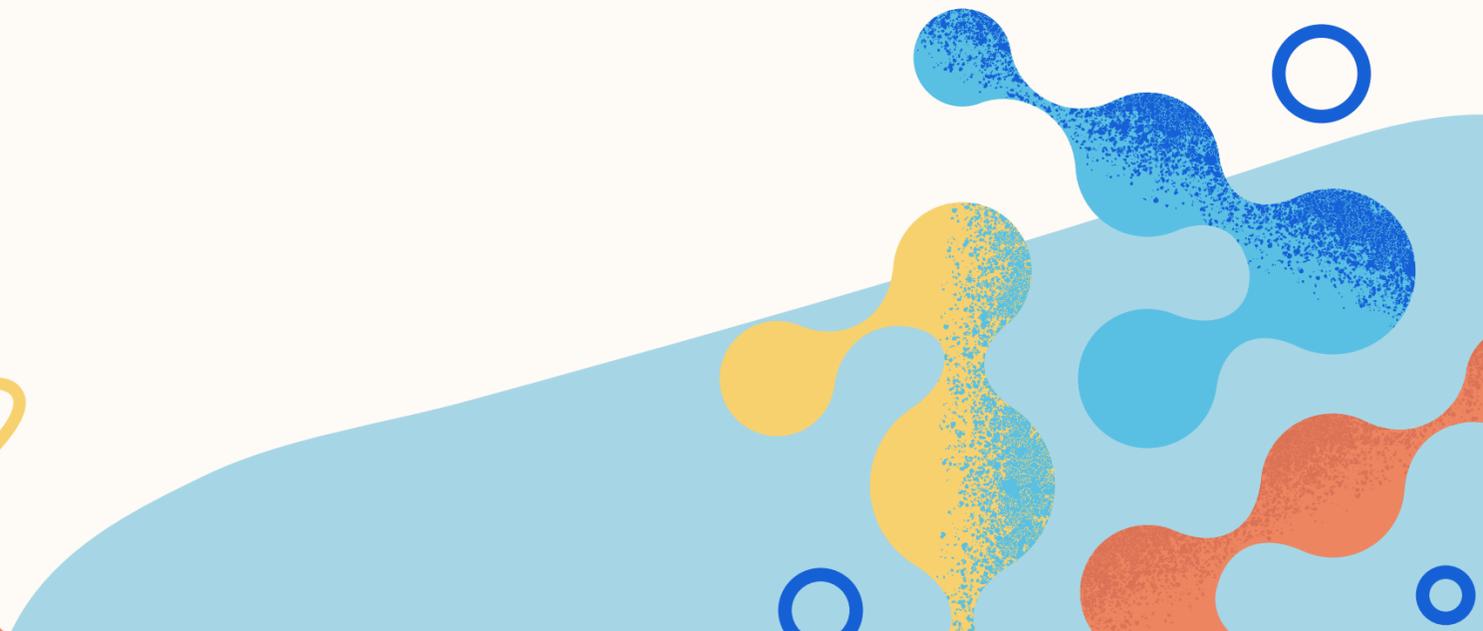
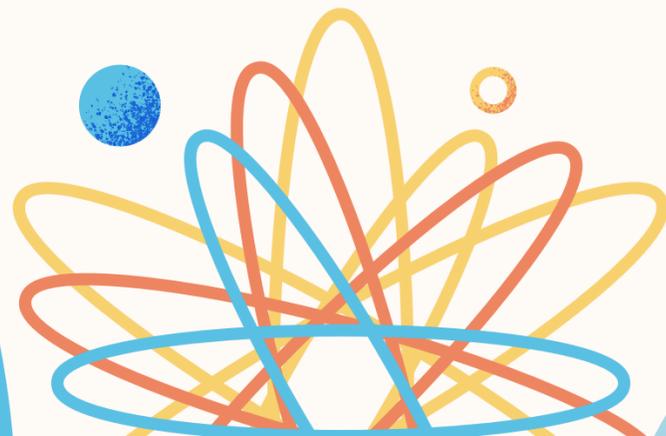
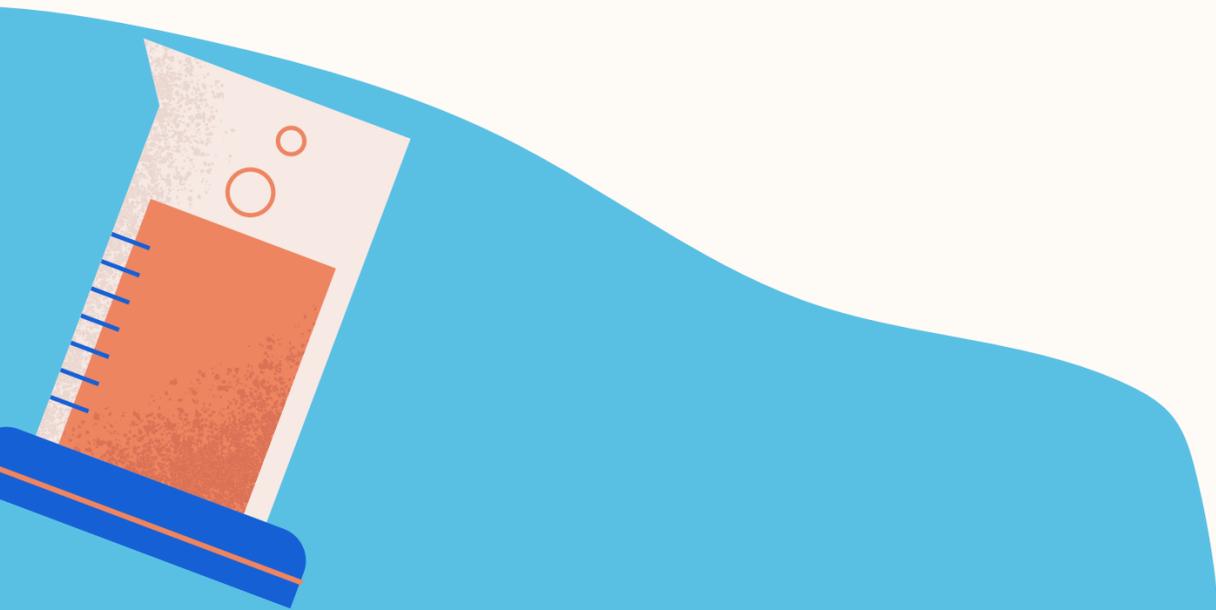
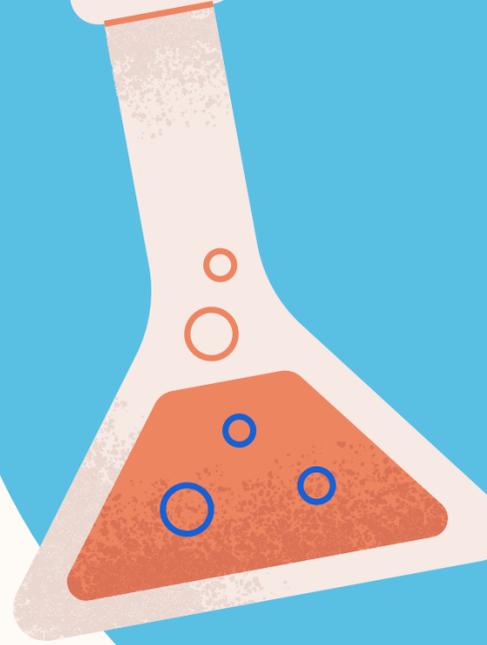


Química Preu.JCT

CLASE N°13

ESTIQUIOMETRIA



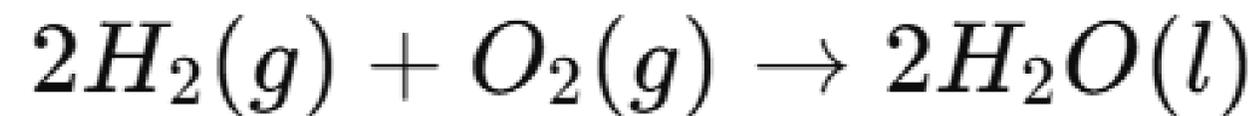
CONTENIDOS

- 1. TIPOS DE REACCIONES TIPO (EJERCICIOS)**
- 2. REACTIVO LIMITANTE**
- 3. REACTIVO EN EXCESO**
- 4. MÁS EJERCICIOS (PQ NUNCA ES SUFICIENTE)**

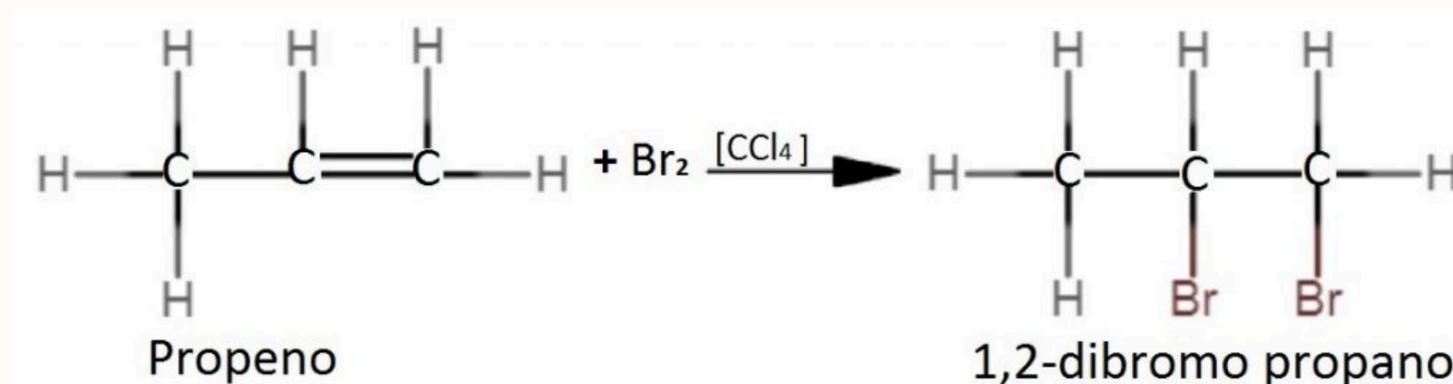
Tipos de Reacciones

Reacción de Síntesis o Adición

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



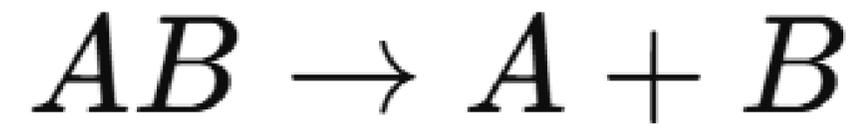
- PAES: De varios reactivos \rightarrow un solo producto.



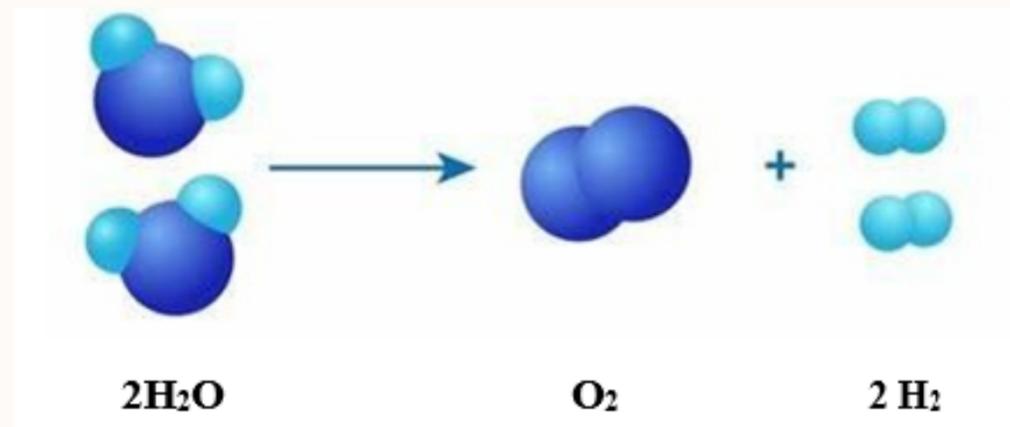
Tipos de Reacciones

Reacción de Descomposición

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



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



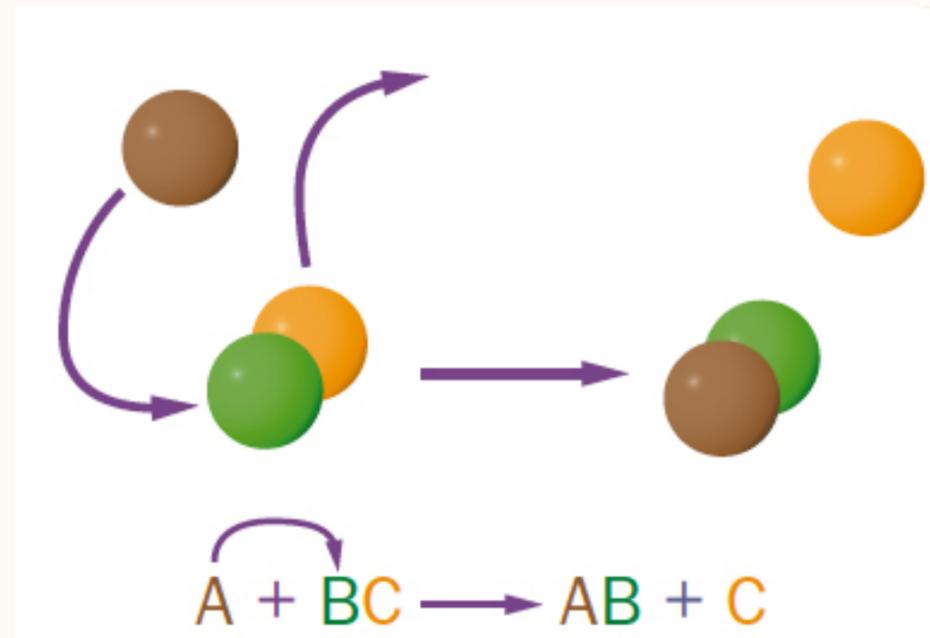
Tipos de Reacciones

Reacción de Sustitución Simple

- Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.



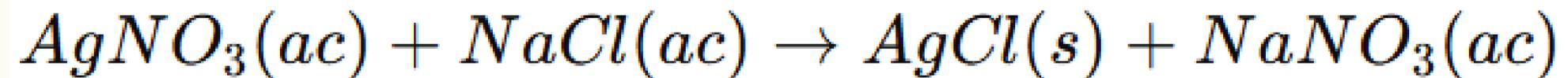
Clave PAES: El elemento libre es más reactivo que el reemplazado.



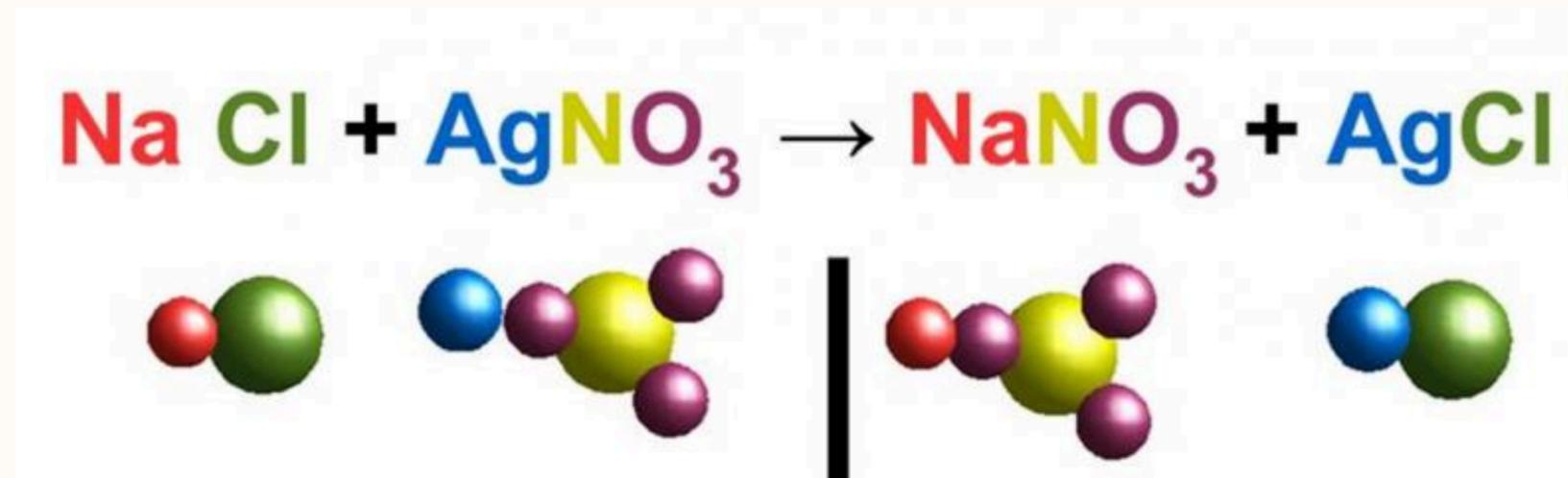
Tipos de Reacciones

Reacción de Sustitución Doble

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



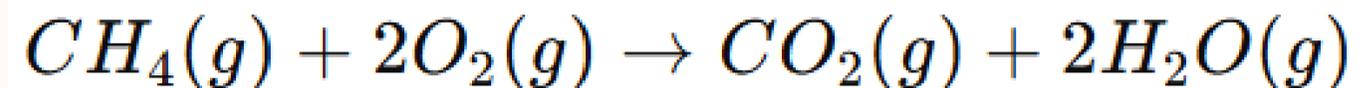
- Clave PAES: Produce precipitado, gas o agua.



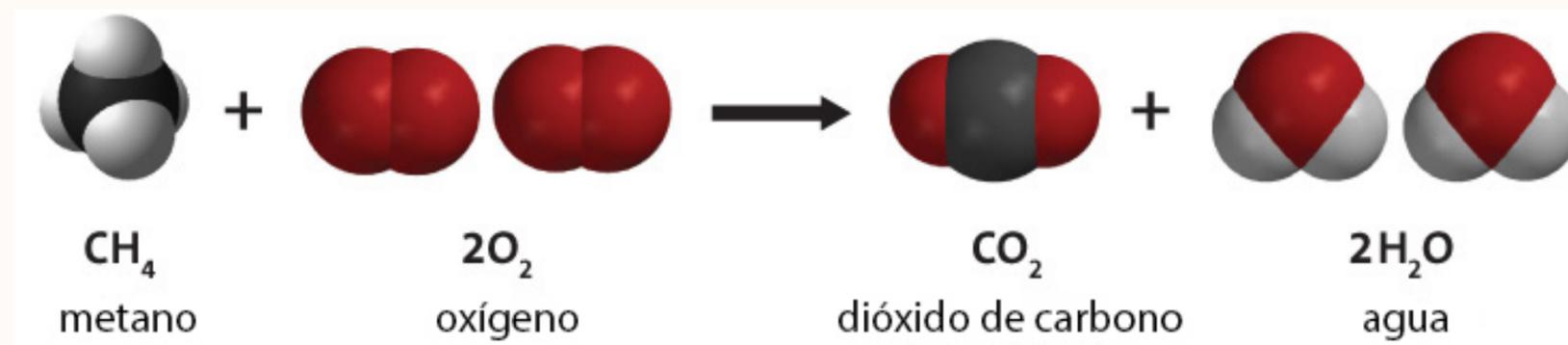
Tipos de Reacciones

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:



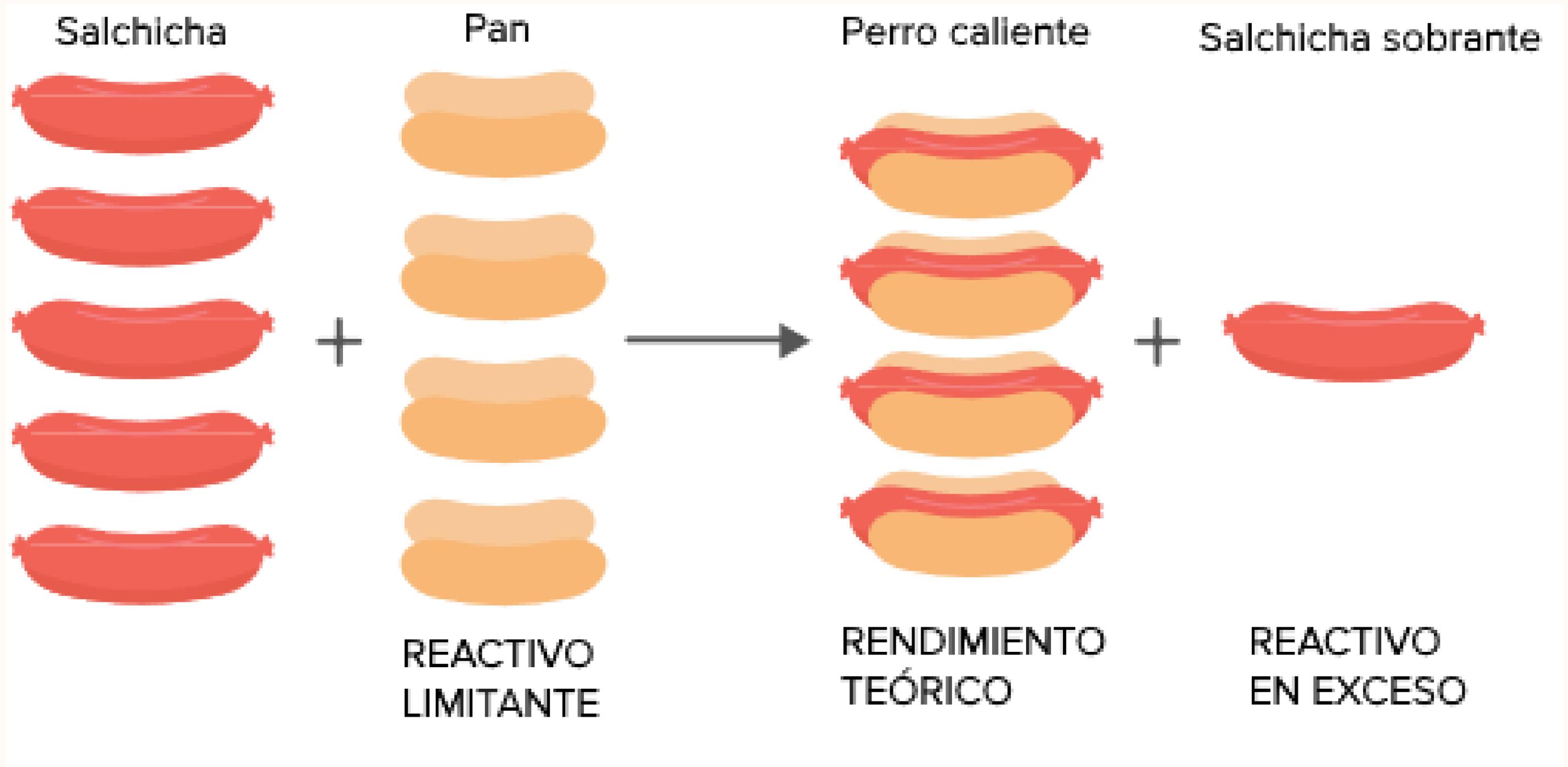
- A) Sustitución doble
- B) Combustión
- C) Sustitución simple
- D) Síntesis

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/Coeficientes”

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.

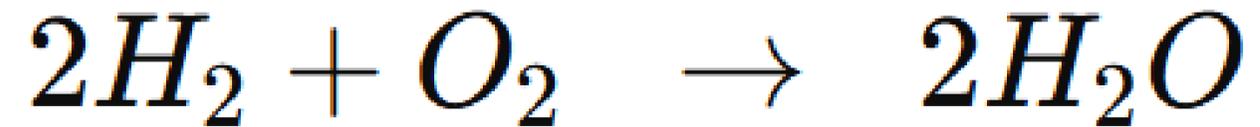
¿Cuánto sobra del reactivo en exceso?

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

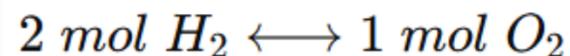
3. El menor valor corresponde al reactivo limitante.

$$RL = H_2$$

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

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

4. Reactivo Sobrante



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

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

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

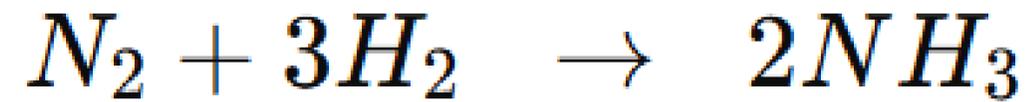
$$n(O_2)_{requerido} = 1,25 \text{ mol}$$

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

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

Ejemplo 2: Método B

Reacción:



Datos: 28 g de N₂ y 4 g de H₂.

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:

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

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

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)

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

Ejercicios de Reactivo Limitante-Exceso

1. Se hacen reaccionar 12 g de Mg con 12 g de O₂. Determina el reactivo limitante, el exceso y la masa de óxido de magnesio (MgO) que se forma.



2. Se mezclan 49 g de H₂SO₄ con 40 g de NaOH. Determina el reactivo limitante, el exceso y la masa de sal formada (Na₂SO₄).



3. Se hacen reaccionar 10,0 g de Al con 21,3 g de Cl₂ para formar AlCl₃. Determina el reactivo limitante, el exceso y la masa de sal formada (AlCl₃).



Preguntas PAES

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



Preguntas PAES

65. Para la siguiente ecuación química:



¿Cuál de las siguientes opciones es correcta si se forman 6 g de H₂?

- A) Participan 27 g de Al
- B) Se forma 1 mol de moléculas de Al₂(SO₄)₃
- C) Se obtienen 22,4 g de Al₂(SO₄)₃
- D) Participan, en total, 4 mol de reactantes
- E) Participan, en total, 6 g de H₂SO₄

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

Química Preu.JCT

CLASE N°12

ESTIQUIOMETRIA

