

### Preparación para el Examen de la Unidad 3

Nombre del alumno: ..... Fecha: .....

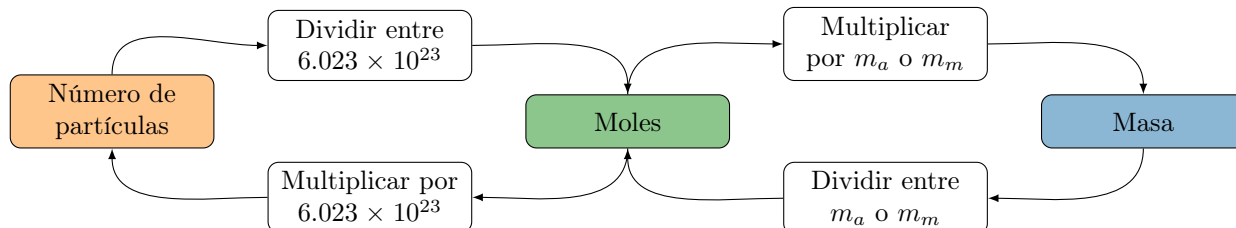
#### Aprendizajes:

- Argumenta acerca de posibles cambios químicos en un sistema con base en evidencias experimentales.
- Reconoce y valora el uso de reacciones químicas para sintetizar nuevas sustancias útiles o eliminar sustancias indeseadas.
- Reconoce la utilidad de las reacciones químicas en el mundo actual.
- Explica, predice y representa cambios químicos con base en la separación y unión de átomos o iones, y se recombinan para formar nuevas sustancias.

#### Puntuación:

Pregunta	1	2	3	4	5	6	7	Total
Puntos	10	15	10	10	15	20	20	100
Obtenidos								

#### Algoritmo de cálculo



#### Ejemplo 1

El peso molecular de la sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , es 342.3 g/mol. ¿Cuál es la masa en gramos de 0.287 moles de sacarosa? Expresa la respuesta con 3 cifras significativas.

#### Solución:

Podemos encontrar los gramos de sacarosa multiplicando los moles de sacarosa por el peso molecular. Las unidades de moles se cancelan, lo que significa que la respuesta estará en gramos.

$$m = 0.287 \text{ mol} \times \frac{342.3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 98.3 \text{ g}$$

## Ejercicio 1

\_\_\_ de 10 puntos

El peso molecular del agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , es de 18 g/mol. ¿Cuántos moles de agua hay en 243 g de agua? *Expresa la respuesta con 3 cifras significativas.*

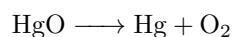
**Solución:**

Podemos encontrar los moles de agua dividiendo los gramos de agua entre el peso molecular. Las unidades de gramos se cancelan, lo que significa que la respuesta estará en moles.

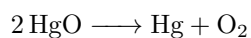
$$n = 243 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 13.5 \text{ mol}$$

## Ejemplo 2

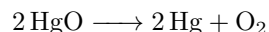
Balancea la siguiente ecuación química:

**Solución:**

Hay 2 O en los productos y 1 en los reactivos, por lo que hay que multiplicar por 2 al HgO.



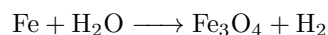
Ahora, hay 2 Hg en los reactivos y 1 en los productos, por lo que hay que multiplicar por 2 al Hg. Y la ecuación balanceada es:



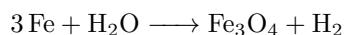
## Ejercicio 2

\_\_\_ de 15 puntos

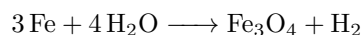
Balancea la siguiente ecuación química:

**Solución:**

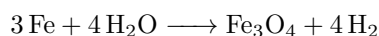
Hay 3 Fe en los productos y 1 en los reactivos, por lo que hay que multiplicar por 3 al Fe.



Hay 4 O en los productos y 1 en los reactivos, por lo que hay que multiplicar por 4 al  $\text{H}_2\text{O}$ .

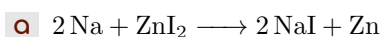


Por último, hay 8 H en los reactivos y 2 en los productos, por lo que hay que multiplicar por 4 al  $\text{H}_2$ . Y la ecuación balanceada es:

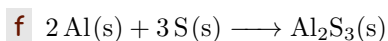


## Ejemplo 3

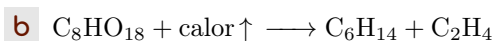
Identifica en las siguientes reacciones si es de síntesis o combinación, descomposición, desplazamiento simple o desplazamiento doble.



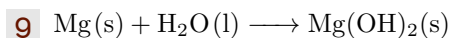
- (A) Descomposición
- (B) Combinación
- (C) **Desplazamiento**
- (D) Doble desplazamiento



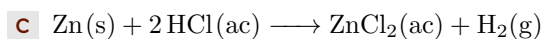
- (A) Descomposición
- (B) **Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



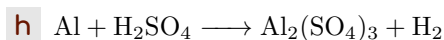
- (A) **Descomposición**
- (B) Combinación
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



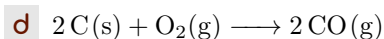
- (A) Descomposición
- (B) **Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



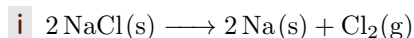
- (A) Descomposición
- (B) Combinación
- (C) **Desplazamiento**
- (D) Doble desplazamiento



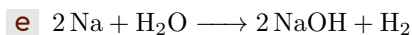
- (A) Descomposición
- (B) Combinación
- (C) **Desplazamiento**
- (D) Doble desplazamiento



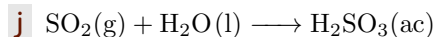
- (A) Descomposición
- (B) **Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) **Descomposición**
- (B) Combinación
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) **Descomposición**
- (B) Combinación
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento

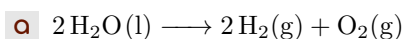


- (A) Descomposición
- (B) **Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento

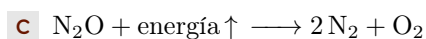
## Ejercicio 3

\_\_\_ de 10 puntos

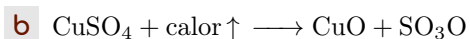
Identifica en las siguientes reacciones si es de síntesis o combinación, descomposición, desplazamiento simple o desplazamiento doble.



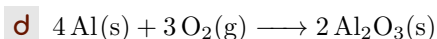
- (A) Descomposición**
- (B) Combinación
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) Descomposición**
- (B) Combinación
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) Descomposición**
- (B) Combinación
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) Descomposición
- (B) Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento

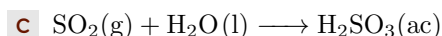
## Ejercicio 4

\_\_\_ de 10 puntos

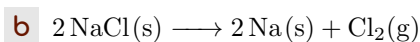
Identifica en las siguientes reacciones si es de síntesis o combinación, descomposición, desplazamiento simple o desplazamiento doble.



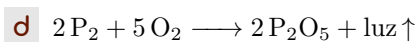
- (A) Descomposición
- (B) Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) Descomposición
- (B) Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) Descomposición**
- (B) Combinación
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento



- (A) Descomposición
- (B) Combinación**
- (C) Desplazamiento
- (D) Doble desplazamiento

## Ejemplo 4

En un recipiente se introducen 15 g de dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ .

**Calcula:**

- a** Los moles de sustancia introducidos.

**Solución:**

Calculamos la masa molecular del dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ :

$$m_m(\text{CO}_2) = m(\text{C}) + 2 \times m(\text{O}) = 12 + 16 + 16 = 44 \text{ UMA}$$

Entonces, la masa molar es:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g mol}^{-1}$$

El número de moles de  $\text{CO}_2$  se calcula con la ecuación (??), de la siguiente forma:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{15 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0.34 \text{ mol}$$

- b** ¿Cuántas moléculas de  $\text{CO}_2$  y átomos de carbono y de oxígeno hay en el recipiente?

**Solución:**

Del inciso anterior, sabemos que hay 0.34 moles de  $\text{CO}_2$ . Entonces, el número de moléculas de  $\text{CO}_2$  es:

$$0.34 \text{ mol} \times 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 2.05 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

## Ejercicio 5

\_\_\_ de 15 puntos

Halla la masa de ozono  $\text{O}_3$ , que contiene  $1 \times 10^{25}$  átomos de oxígeno.

**Solución:**

Calculamos la masa molecular del ozono,  $\text{O}_3$ :

$$m_m(\text{O}_3) = 3 \times m(\text{O}) = 3 \times 16 = 48 \text{ UMA}$$

Entonces, la masa molar es:

$$M(\text{O}_3) = 48 \text{ g mol}^{-1}$$

Por otro lado, sabemos que la cantidad de moles de  $\text{O}_3$  es:

$$n(\text{O}_3) = \frac{1 \times 10^{25}}{6.023 \times 10^{23}} = 16.60 \text{ mol}$$

Por lo tanto, la masa de ozono es:

$$m(\text{O}_3) = n(\text{O}_3) \times M(\text{O}_3) = 16.60 \times 48 = 797 \text{ g}$$

## Ejemplo 5

Con base en la información de la tabla 1, ¿cuál de los siguientes compuestos contiene el menor porcentaje de potasio por masa?

- (A)  $\text{KNO}_3$    (B)  $\text{KF}$    (C)  $\text{KClO}$    (D)  $\text{KBr}$

Tabla 1: Compuestos que contienen potasio

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Porcentaje de potasio (%)
$\text{KNO}_3$	101.1	38.67 %
$\text{KF}$	58.1	67.3 %
$\text{KClO}$	90.6	43.1 %
$\text{KBr}$	119.0	33.1 %

**Solución:**

Ya que el peso atómico del potasio es 39.1, el porcentaje de potasio en cada compuesto se puede calcular como:

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KNO}_3} = 100 \% \times \frac{39.1}{101.1} = 38.67 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KF}} = 100 \% \times \frac{39.1}{58.1} = 67.3 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KClO}} = 100 \% \times \frac{39.1}{90.6} = 43.1 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KBr}} = 100 \% \times \frac{39.1}{119.0} = 33.1 \%$$

## Ejercicio 6

\_\_\_ de 20 puntos

Con base en la información de la tabla 2, ¿cuál de los siguientes compuestos contiene el menor porcentaje de carbono por masa?

- (A)  $\text{CH}_4$    (B)  $\text{CH}_2\text{O}$    (C)  $\text{CO}_2$    (D)  $\text{CO}$

Tabla 2: Compuestos que contienen carbono

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Porcentaje de carbono (%)
$\text{CH}_4$	16	75 %
$\text{CH}_2\text{O}$	30	40 %
$\text{CO}$	28	42.9 %
$\text{CO}_2$	44	27.3 %

**Solución:**

Ya que el peso atómico del carbono es 12.01, el porcentaje de carbono en cada compuesto se puede calcular como:

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CH}_4} = 100 \% \times \frac{12.01}{16} = 75 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CH}_2\text{O}} = 100 \% \times \frac{12.01}{30} = 40 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CO}} = 100 \% \times \frac{12.01}{28} = 42.9 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CO}_2} = 100 \% \times \frac{12.01}{44} = 27.3 \%$$

## Ejemplo 6

Una tableta de vitamina C de 2.70 g contiene 0.0109 mol de ácido ascórbico ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ). (La masa molar de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  es 176.12 g/mol.)

**¿Cuál es el porcentaje de masa de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  en la tableta?**

*Escribe tu respuesta en notación científica.*

**Solución:**

El porcentaje de masa de una sustancia en una mezcla se puede determinar por la comparación de la masa de la sustancia en la mezcla contra la masa total de la mezcla. Primero, calculemos la masa de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  en la tableta. Utilizando la masa molar del  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ , podemos convertir moles de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  a gramos de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ :

$$0.0109\text{mol } \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \times \frac{176.12\text{g } \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6}{1\text{mol } \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 1.92\text{g } \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$$

Posteriormente, utilizando la masa calculada de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  y la masa total de la tableta, podemos calcular el porcentaje de masa de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  en la tableta:

$$1.92\text{g } \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \times \frac{100\%}{2.70\text{g tableta}} = 71\%$$

El porcentaje de masa de  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  en la tableta es 71 %.

## Ejercicio 7

\_\_\_ de 20 puntos

Se encuentra que una tableta de vitamina B3 de 1.90 g contiene 0.0122 mol de nicotinamida ( $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$ ). (La masa molar de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$  es 122.13 g/mol.)

**¿Cuál es el porcentaje de masa de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$  en la tableta?**

*Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.*

**Solución:**

El porcentaje de masa de una sustancia en una mezcla se puede determinar por la comparación de la masa de la sustancia en la mezcla contra la masa total de la mezcla. Primero, calculemos la masa de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$  en la tableta. Utilizando la masa molar de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$ , podemos convertir moles de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$  a gramos de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$ :

$$0.0122\text{mol } \text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O} \times \frac{122.13\text{g } \text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}}{1\text{mol } \text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}} = 1.49\text{g } \text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$$

Posteriormente, utilizando la masa calculada de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$  y la masa total de la tableta de vitamina B3, podemos calcular el porcentaje de masa de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$  en la tableta:

$$\frac{1.49\text{g } \text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}}{1.90\text{g tableta}} \times 100\% = 78.4\%$$

Por lo tanto, el porcentaje de masa de  $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}$  en la tableta es 78.4 %.