



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA LENINGRADO

Resol. No.2285 de mayo 02 de 2011 Jornada Diurna

Resol. No. 3212 de Julio 01 de 2011 Jornada Nocturna

NIT 816.002.832-0 DANE 166001002886



## ESTEQUIOMETRÍA

- **ÁREA:** QUÍMICA
- **DOCENTE:** EDISON ARIAS ARIAS
- **GRUPO:** 10-A
- **FECHA:** Octubre

### FASE DE PLANEACIÓN O PREPARACIÓN

#### COMPETENCIA:

Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.

#### EVIDENCIA DE APRENDIZAJE:

Balancea ecuaciones químicas dadas por el docente, teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa y la conservación de la carga, al determinar cuantitativamente las relaciones molares entre reactivos y productos de una reacción (a partir de sus coeficientes).

### FASE DE EJECUCIÓN O DESARROLLO

**INSTRUCCIONES:** Leer atentamente y tomar nota.

## Estequiometría

Es la rama de la química que se ocupa de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en una reacción química.

### Leyes Ponderales

- **Ley de conservación de la masa:** La masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.
- **Ley de proporciones definidas:** Un compuesto químico siempre contiene los mismos elementos en la misma proporción de masa.
- **Ley de proporciones múltiples:** Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro elemento están en una relación de números enteros sencillos.

Aquí tienes 3 ejemplos resueltos de las Leyes Ponderales en Química:

#### Ley de la Conservación de la Masa

Ejemplo:



Datos:

- Masa inicial de Na: 23 g
- Masa inicial de HCl: 36.5 g
- Masa final de NaCl: 58.44 g
- Masa final de H<sub>2</sub>: 2 g

Cálculo:

Masa inicial de reactivos = 23 g Na + 36.5 g HCl = 59.5 g

Masa final de productos = 58.44 g NaCl + 2 g H<sub>2</sub> = 60.44 g

Conclusión: La masa total de los reactivos (59.5 g) es igual a la masa total de los productos (60.44 g), cumpliendo así la Ley de Conservación de la Masa.

### Ley de las Proporciones Definidas

Ejemplo:

Compuesto: Agua (H<sub>2</sub>O)

Composición:

- 2 átomos de hidrógeno (H)
  - 1 átomo de oxígeno (O)
- Independientemente de la cantidad de agua, la proporción entre hidrógeno y oxígeno siempre es 2:1.

### Ley de las Proporciones Múltiples

Ejemplo:

Compuestos: Monóxido de carbono (CO) y Dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)

Composición:

- CO: 1 átomo de carbono y 1 átomo de oxígeno
  - CO<sub>2</sub>: 1 átomo de carbono y 2 átomos de oxígeno
- La masa de oxígeno que se combina con una masa fija de carbono está en la relación de números enteros pequeños 1:2.

### Cálculos Estequiométricos

*a) Masa a Masa*

Para convertir entre masas de reactivos y productos, usamos la relación de la ecuación química balanceada.

**Ejemplo:** Considera la reacción de combustión del metano:  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

**Problema:** ¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se producen a partir de 16 g de CH<sub>4</sub>?

1. **Calcular moles de CH<sub>4</sub>:** Masa molar de CH<sub>4</sub> = 12 + (4 × 1) = 16 g/mol

$$\text{Moles de CH}_4 = \frac{16 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

2. **Usar la relación estequiométrica:** Según la ecuación, 1 mol de CH<sub>4</sub> produce 1 mol de CO<sub>2</sub>.

3. **Calcular masa de CO<sub>2</sub>:** Masa molar de CO<sub>2</sub> = 12 + (2 × 16) = 44 g/mol

$$\text{Masa de CO}_2 = 1 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = 44 \text{ g}$$

### b) Mol a Mol

Se usa la relación de moles a partir de la ecuación balanceada.

**Ejemplo:** Usando la misma reacción anterior, ¿cuántos moles de  $\text{H}_2\text{O}$  se producen a partir de 2 moles de  $\text{O}_2$ ?

1. **Identificar la relación:** Según la ecuación, 1 mol de  $\text{O}_2$  produce 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .
2. **Calcular moles de  $\text{H}_2\text{O}$ :**  $2 \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 4 \text{ mol H}_2\text{O}$

### c) Masa a Mol

Conversión de masa a moles usando la masa molar.

**Ejemplo:** ¿Cuántos moles hay en 50 g de  $\text{NaCl}$ ?

1. **Calcular la masa molar:** Masa molar de  $\text{NaCl} = 23 + 35.5 = 58.5 \text{ g/mol}$
2. **Calcular moles:** Moles de  $\text{NaCl} = \frac{50 \text{ g}}{58.5 \text{ g/mol}} \approx 0.854 \text{ mol}$

## Reactivo Límite

El reactivo que se consume primero en una reacción, limitando la cantidad de producto que se puede formar.

**Ejemplo:** En la reacción de  $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$ , si tienes 1 mol de A y 2 moles de B:

- A está en exceso, B es el reactivo limitante.

## Porcentaje de Rendimiento

Es la relación entre el rendimiento obtenido y el rendimiento teórico, multiplicado por 100.

**Ejemplo:** Si se producen 30 g de producto y el rendimiento teórico es de 50 g:

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \left( \frac{30 \text{ g}}{50 \text{ g}} \right) \times 100 = 60\%$$

## Pureza

La pureza se refiere a la cantidad de sustancia deseada en una muestra.

**Ejemplo:** Si tienes 100 g de un compuesto que contiene 80 g de la sustancia pura: Pureza =  $\left(\frac{80 \text{ g}}{100 \text{ g}}\right) \times 100 = 80\%$

## FASE DE EVALUACIÓN

**ACTIVIDAD A EVALUAR:** dejar sustento en el cuaderno

### 1. Ejercicios de Masa a Masa (5 ejercicios)

- Reacción de síntesis del agua:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ 
  - Si tienes 10 gramos de  $H_2$ , ¿cuántos gramos de agua ( $H_2O$ ) se producen?
- Reacción de combustión del etano:  $2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$ 
  - ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) se producen al quemar 25 gramos de etano ( $C_2H_6$ )?
- Descomposición del carbonato de calcio:  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ 
  - ¿Cuántos gramos de óxido de calcio ( $CaO$ ) se producen a partir de 50 gramos de  $CaCO_3$ ?
- Neutralización ácido-base:  $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ 
  - ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio ( $NaCl$ ) se forman si reaccionan 15 gramos de  $HCl$  con exceso de  $NaOH$ ?
- Síntesis del cloruro de aluminio:  $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$ 
  - ¿Cuántos gramos de  $Cl_2$  se necesitan para reaccionar con 5 gramos de aluminio ( $Al$ )?

### 2. Ejercicios Mol a Mol (5 ejercicios)

- Reacción de síntesis del amoníaco:  $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ 
  - ¿Cuántos moles de  $NH_3$  se producen si tienes 4 moles de  $N_2$ ?
- Combustión del metano:  $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ 
  - Si tienes 3 moles de  $CH_4$ , ¿cuántos moles de  $CO_2$  se producirán?
- Descomposición del peróxido de hidrógeno:  $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ 
  - ¿Cuántos moles de  $O_2$  se forman si descompones 5 moles de  $H_2O_2$ ?
- Síntesis del fosfato de calcio:  $3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$ 
  - ¿Cuántos moles de  $Ca_3P_2$  se producen a partir de 6 moles de  $Ca$ ?
- Reacción del dióxido de azufre con oxígeno:  $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$ 
  - ¿Cuántos moles de  $SO_3$  se forman si tienes 10 moles de  $SO_2$ ?

### 3. Ejercicios Masa a Mol y Mol a Masa (5 ejercicios)

1. Combustión del propano:  $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ 
  - ¿Cuántos moles de  $CO_2$  se producen a partir de 44 gramos de  $C_3H_8$ ?
2. Descomposición del hidróxido de sodio:  $2NaOH \rightarrow Na_2O + H_2O$ 
  - ¿Cuántos gramos de  $NaOH$  se necesitan para producir 0.5 moles de  $Na_2O$ ?
3. Reacción del ácido sulfúrico con hidróxido de calcio:  $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$ 
  - ¿Cuántos moles de  $H_2O$  se producen a partir de 100 gramos de  $H_2SO_4$ ?
4. Neutralización del ácido nítrico con hidróxido de potasio:  $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$ 
  - Si tienes 25 gramos de  $KOH$ , ¿cuántos moles de  $KNO_3$  se producirán?
5. Síntesis del óxido de aluminio:  $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ 
  - ¿Cuántos gramos de  $Al$  se necesitan para producir 0.75 moles de  $Al_2O_3$ ?

### 4. Ejercicios de Reactivo Límite (5 ejercicios)

1. Reacción del aluminio con cloro:  $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$ 
  - Si tienes 10 gramos de  $Al$  y 15 gramos de  $Cl_2$ , ¿cuál es el reactivo límite y cuántos gramos de  $AlCl_3$  se producen?
2. Combustión del butano:  $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$ 
  - Si tienes 20 gramos de  $C_4H_{10}$  y 50 gramos de  $O_2$ , ¿cuál es el reactivo límite y cuántos gramos de  $CO_2$  se producen?
3. Reacción de hierro con azufre:  $2Fe + 3S \rightarrow Fe_2S_3$ 
  - Si tienes 8 gramos de  $Fe$  y 10 gramos de  $S$ , ¿cuál es el reactivo límite y cuántos gramos de  $Fe_2S_3$  se producen?
4. Reacción del sodio con agua:  $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$ 
  - Si tienes 5 gramos de  $Na$  y 20 gramos de agua, ¿cuál es el reactivo límite y cuántos gramos de  $H_2$  se producirán?
5. Síntesis del bromuro de magnesio:  $Mg + Br_2 \rightarrow MgBr_2$ 
  - Si tienes 12 gramos de  $Mg$  y 30 gramos de  $Br_2$ , ¿cuál es el reactivo límite y cuántos gramos de  $MgBr_2$  se producen? 



## 5. Ejercicios de Rendimiento y Pureza (5 ejercicios)

1. Reacción del ácido clorhídrico con zinc:  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ 
  - En un experimento se producen 50 gramos de  $ZnCl_2$ , pero el rendimiento teórico es de 60 gramos. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento?
2. Combustión del etanol:  $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ 
  - Si quemas 20 gramos de  $C_2H_5OH$  con una pureza del 90% y obtienes 25 gramos de  $CO_2$ , ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?
3. Síntesis del carbonato de sodio:  $Na_2CO_3$ 
  - Si en una reacción se obtienen 40 gramos de  $Na_2CO_3$  a partir de reactivos con una pureza del 85%, ¿cuál fue la cantidad de producto puro obtenido?
4. Producción del ácido nítrico:  $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$ 
  - En una reacción se producen 80 gramos de  $NO$ , pero el rendimiento teórico es de 100 gramos. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento?
5. Descomposición del clorato de potasio:  $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$ 
  - Si descompones 30 gramos de  $KClO_3$  y obtienes 10 gramos de  $O_2$ , con un  $KClO_3$  que tiene una pureza del 95%, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?