

PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA CURSO 3º ESO

1. El aluminio reacciona con el oxígeno produciendo óxido de aluminio. Calcula la masa de óxido de aluminio que se produce al reaccionar 15 g de aluminio con oxígeno en exceso.



INTERPRETACIÓN: 4 moles de aluminio reaccionan con 3 moles de oxígeno para dar 2 moles de óxido de aluminio

1º: Pasamos los 15 gramos de aluminio a moles

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ gramos/mol}$$

$$15 \text{ gramos aluminio} \frac{1 \text{ mol Aluminio}}{27 \text{ gramos}} = 0,56 \text{ moles aluminio}$$

2º: Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el aluminio con el óxido de aluminio:



$$x = \frac{2 \cdot 0,56}{4} = 0,28 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3$$

3º: Pasamos los moles de óxido de Aluminio a masa (que es lo que pide):

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102 \text{ gramos/mol}$$

$$0,28 \text{ moles Al}_2\text{O}_3 \frac{102 \text{ gramos}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 28,56 \text{ Al}_2\text{O}_3$$

2. El amoníaco (NH₃) se forma por reacción de nitrógeno con hidrógeno. Si se dispone de 420 g de nitrógeno, ¿cuántos gramos de amoníaco se forman?, ¿qué volumen de hidrógeno en condiciones normales se consume en la reacción?



INTERPRETACIÓN: 1 mol de nitrógeno reaccionan con 3 moles de hidrógeno para dar 2 moles de amoníaco

1º Pasamos los 420 gramos de nitrógeno a moles

$$M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ gramos/mol}$$

$$420 \text{ gramos nitrógeno} \frac{1 \text{ mol nitrógeno}}{28 \text{ gramos}} = 15 \text{ moles nitrógeno}$$

2º: Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el nitrógeno con el amoníaco:



$$x = \frac{2 \cdot 15}{1} = 30 \text{ moles de amoníaco}$$

3º: Pasamos los moles de amoníaco a masa (que es lo que pide):

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ gramos/mol}$$

$$30 \text{ moles N H}_3 \frac{17 \text{ gramos}}{1 \text{ mol N H}_3} = 510 \text{ gramos N H}_3$$

¿qué volumen de hidrógeno en condiciones normales se consume en la reacción?

1° Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el nitrógeno con el hidrógeno:

1 mol de $N_2 \rightarrow 3$ moles de H_2

15 moles $N_2 \rightarrow x$ moles de H_2

$$x = \frac{3 \cdot 15}{1} = 45 \text{ moles de hidrógeno}$$

2°: Pasamos los moles de amoníaco a volumen (que es lo que pide)

Sabiendo que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, son 22,4 L. Entonces:

$$45 \text{ moles } NH_3 \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } NH_3} = 1008 \text{ litros } H_2$$

3. El sulfuro de cinc reacciona con oxígeno produciendo óxido de cinc y dióxido de azufre.
Con 168l de oxígeno en condiciones normales:

REACCIÓN: $2 ZnS + 3 O_2 \rightarrow 2 ZnO + 2 SO_2$

INTERPRETACIÓN: 1 mol de sulfuro de cinc reaccionan con 1 mol de oxígeno para dar 1 mol de óxido de cinc y un mol de dióxido de azufre.

(a) ¿qué masa de sulfuro de cinc reaccionará?

1° Pasamos los 168 litros de oxígeno a moles, teniendo en cuenta que en condiciones normales, 1 mol de cualquier gas equivale a 22,4 litros

$$168 \text{ litros } O_2 \frac{1 \text{ mol } O_2}{22,4 \text{ litros}} = 7,5 \text{ moles } O_2$$

2°: Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el oxígeno con el sulfuro de cinc:

3 mol de $O_2 \rightarrow 2$ moles de ZnS

7,5 moles $O_2 \rightarrow x$ moles de ZnS

$$x = \frac{2 \cdot 7,5}{3} = 5 \text{ moles de } ZnS$$

3°: Pasamos los moles de ZnS a masa (que es lo que pide):

$M(ZnS) = 65,4 + 32 = 97,4$ gramos/mol

$$5 \text{ moles } ZnS \frac{97,4 \text{ gramos}}{1 \text{ mol } ZnS} = 487 \text{ gramos } ZnS$$

(b) ¿cuántos mol de óxido de cinc se producirán?

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el oxígeno con el óxido de cinc:

3 mol de $O_2 \rightarrow 2$ moles de ZnO

7,5 moles $O_2 \rightarrow x$ moles de ZnO

$$x = \frac{2 \cdot 7,5}{3} = 5 \text{ moles de } ZnO$$

(c) ¿qué volumen de dióxido de azufre en condiciones normales se obtendrá?

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el oxígeno con el óxido de cinc:



$$x = \frac{2 \cdot 7,5}{3} = 5 \text{ moles de } SO_2$$

Pasamos los moles de dióxido de azufre a volumen (que es lo que pide)

Sabiendo que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, son 22,4 L. Entonces:

$$5 \text{ moles } SO_2 \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } SO_2} = 112 \text{ litros } SO_2$$

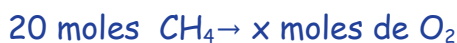
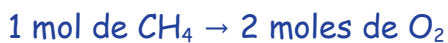
4. El metano (CH_4) reacciona con oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua. Con 20 mol de metano:



INTERPRETACIÓN: 1 mol de metano reaccionan con 2 moles de oxígeno para dar 1 mol de dióxido de carbono y dos moles de agua.

(a) ¿qué volumen de oxígeno, en condiciones normales, reacciona?

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el metano con el oxígeno:



$$x = \frac{2 \cdot 20}{1} = 40 \text{ moles de } O_2$$

Pasamos los moles de oxígeno a volumen (que es lo que pide)

Sabiendo que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, son 22,4 L. Entonces:

$$40 \text{ moles } O_2 \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } O_2} = 896 \text{ litros } O_2$$

(b) ¿qué masa de dióxido de carbono se forma? ¿cuántos mol agua se producen?

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el metano con el dióxido de carbono:



$$x = \frac{1 \cdot 20}{1} = 20 \text{ moles de } CO_2$$

Pasamos los moles de CO_2 a masa (que es lo que pide):

$$M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ gramos/mol}$$

$$20 \text{ moles } CO_2 \frac{44 \text{ gramos}}{1 \text{ mol } CO_2} = 880 \text{ gramos } CO_2$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el metano con el agua:

1 mol de $\text{CH}_4 \rightarrow 2$ mol de agua

20 moles $\text{CH}_4 \rightarrow x$ moles de agua

$$x = \frac{2 \cdot 20}{1} = 40 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

5. Por efecto del calor se descomponen 245 g de clorato potásico (KClO_3). Calcular la masa de KCl y los mol de oxígeno que se forman.

REACCIÓN: $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

INTERPRETACIÓN: 2 moles de clorato potásico se descomponen en 2 moles de KCl y tres moles de oxígeno.

Pasamos los 245 gramos de KClO_3 a moles

$M(\text{KClO}_3) = 39 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,5$ gramos/mol

$$245 \text{ gramos } \text{KClO}_3 \frac{1 \text{ mol } \text{KClO}_3}{122,5 \text{ gramos}} = 2 \text{ moles } \text{KClO}_3$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el clorato de potasio con el KCl:

2 moles de $\text{KClO}_3 \rightarrow 2$ moles de KCl

Pasamos los moles de KCl a masa (que es lo que pide):

$M(\text{KCl}) = 39 + 35,5 = 74,5$ gramos/mol

$$2 \text{ moles } \text{KCl} \frac{74,5 \text{ gramos}}{1 \text{ mol } \text{KCl}} = 149 \text{ gramos } \text{KCl}$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el clorato de potasio con el oxígeno:

2 moles de $\text{KClO}_3 \rightarrow 3$ moles de O_2

6. Calcular el volumen de dióxido de carbono (en condiciones normales) y la masa de agua producidos en la combustión de 100 g de butano (C_4H_{10}). ¿Cuántos mol de oxígeno se consumen?

REACCIÓN: $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$

INTERPRETACIÓN: 2 moles de metano reacciona con 13 moles de oxígeno para dar 8 moles de dióxido de carbono y diez moles de agua.

Pasamos los 100 gramos de C_4H_{10} a moles

$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12 \cdot 4 + 10 = 58$ gramos/mol

$$100 \text{ gramos } \text{C}_4\text{H}_{10} \frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ gramos}} = 1,72 \text{ moles } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el butano con el CO_2 :

2 mol de $\text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow 8$ moles de CO_2

1,72 mol de $\text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow x$ moles de CO_2

$$x = \frac{8 \cdot 1,72}{2} = 6,88 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Pasamos los moles de dióxido de carbono a volumen (que es lo que pide)

Sabiendo que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, son 22,4 L. Entonces:

$$6,88 \text{ moles } CO_2 \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol } CO_2} = 154,48 \text{ litros } CO_2$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el butano con el H₂O:

2 mol de C₄H₁₀ → 10 moles de H₂O

1,72 mol de C₄H₁₀ → x moles de H₂O

$$x = \frac{10 \cdot 1,72}{2} = 8,6 \text{ moles de } H_2O$$

Pasamos los moles de H₂O a masa (que es lo que pide):

M (H₂O) = 2 + 16 = 18 gramos/mol

$$8,6 \text{ moles } H_2O \frac{18 \text{ gramos}}{1 \text{ mol } H_2O} = 155,17 \text{ gramos } H_2O$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el butano con el O₂:

2 mol de C₄H₁₀ → 13 moles de O₂

1,72 mol de C₄H₁₀ → x moles de O₂

$$x = \frac{7 \cdot 1,72}{1} = 11,2 \text{ moles de } O_2$$

7. El amoníaco (NH₃) reacciona con oxígeno produciendo monóxido de nitrógeno y agua. Si se han obtenido 500 cm³ de monóxido de nitrógeno, medidos en condiciones normales, ¿Cuántos gramos de amoníaco y cuantos mol de oxígeno se habrán consumido?

REACCIÓN: 4 NH₃ + 5 O₂ → 4 NO + 6 H₂O

INTERPRETACIÓN: 4 moles de amoníaco reacciona con 5 moles de oxígeno para dar 4 moles de monóxido de nitrógeno y seis moles de agua.

Pasamos los moles de monóxido de nitrógeno a volumen (que es lo que pide)

Sabiendo que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, son 22,4 L. Entonces:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ NO} \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} = 0,5 \text{ litros de NO}$$

$$0,5 \text{ litros de NO} \frac{1 \text{ mol NO}}{22,4 \text{ Litros}} = 0,022 \text{ moles NO}$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el NO con el amoníaco:

4 mol de NO → 4 moles de NH₃

0,022 mol de NO → x moles de NH₃

$$x = \frac{4 \cdot 0,022}{4} = 0,022 \text{ moles de } NH_3$$

Pasamos los moles de NH₃ a masa (que es lo que pide):

M (NH₃) = 14 + 3 = 17 gramos/mol

$$0,022 \text{ moles } NH_3 \frac{17 \text{ gramos}}{1 \text{ mol } NH_2} = 0,374 \text{ gramos } NH_3$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el NO con el oxígeno:

4 mol de NO → 5 moles de O₃

0,022 mol de NO → x moles de O₂

$$x = \frac{5 \cdot 0,022}{4} = 0,0275 \text{ moles de O}_2$$

8. El carbonato de calcio (CaCO₃) reacciona con ácido clorhídrico produciendo cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

(a) ¿Qué masa de carbonato de calcio será necesaria para que reaccionen 100 mol de ácido clorhídrico?

(b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se producirá medido en c.n.?

REACCIÓN: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

INTERPRETACIÓN: 1 mol de carbonato de calcio reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico para dar 1 mol de cloruro de sodio, 1 mol de dióxido de carbono y 1 mol de agua.

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el CaCO₃ con el HCl:

2 mol de HCl → 1 moles de CaCO₃

100 mol de HCl → x moles de CaCO₃

$$x = \frac{100 \cdot 1}{2} = 50 \text{ moles de carbonato de calcio}$$

Pasamos los moles de CaCO₃ a masa (que es lo que pide):

$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ gramos/mol}$

$$50 \text{ moles CaCO}_3 \frac{100 \text{ gramos}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 5000 \text{ gramos CaCO}_3$$

Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el HCl con el CO₂:

2 mol de HCl → 1 moles de CO₂

100 mol de HCl → x moles de CO₂

$$x = \frac{100 \cdot 1}{2} = 50 \text{ moles de dióxido de carbono}$$

Pasamos los moles de dióxido de carbono a volumen (que es lo que pide)

Sabiendo que un mol de cualquier gas, en condiciones normales, son 22,4 L. Entonces:

$$50 \text{ moles CO}_2 \frac{22,4 \text{ Litros}}{1 \text{ mol CO}_2} = 1120 \text{ litros CO}_2$$

Masas atómicas: Al:27; O:16; N:14; Zn:65,4; S:32; C:12; K:39; Cl:35,5