

# ESTEQUIOMETRÍA

- 1.- ECUACIONES. SÍMBOLOS Y FÓRMULAS QUÍMICAS.
  
- 2.- LEYES PONDERALES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS:
  - 2.1. Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier.
  - 2.2. Ley de las proporciones constantes o de Proust.
  - 2.3. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton.
  - 2.4. Ley de los equivalentes o de Richter-Wenzel.
  
- 3.- LEYES VOLUMÉTRICAS:
  - 3.1. Ley de los volúmenes de combinación de gases o de Gay-Lussac.
  - 3.2. Ley de Avogadro.
  
- 4.- MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES.
  
- 5.- GASES. SUS LEYES:
  - 5.1. Ley de Boyle-Mariotte.
  - 5.2. Ley de Charles-Gay-Lussac.
  - 5.3. Ecuación general y ecuación de estado de los gases ideales.
  
- 6.- DISOLUCIONES:
  - 6.1. Concentración centesimal.
  - 6.2. Molaridad.
  - 6.3. Molalidad.
  - 6.4. Fracción molar

La **Química** es la ciencia que trata fundamentalmente de los fenómenos químicos y de las leyes básicas por las que éstos se rigen.

## **Estequiometría**

Es la parte de la Química que estudia las relaciones ponderales y volumétricas de las reacciones químicas, así como las relaciones entre los átomos de un compuesto.

### **1. ECUACIONES. SÍMBOLOS Y FÓRMULAS QUÍMICAS.**

#### **Fórmula**

Es un conjunto de símbolos y números en forma de subíndices que representan una molécula.

La fórmula indica:

- \* Los elementos que constituyen la molécula
- \* La proporción en que participan.

#### **Símbolo**

Representa una cantidad determinada y concreta del elemento, representa a un átomo.

#### **Reacción química**

Es el proceso por el que se combinan varias sustancias para producir otras nuevas.

#### **Ecuación química**

Es la expresión simplificada mediante fórmulas químicas de un proceso o reacción química.

### **2. LEYES PONDERALES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS.**

#### **2.1. Ley de la conservación de la masa o de LAVOISIER.**

La suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de las sustancias resultantes de la reacción.

#### **2.2. Ley de las proporciones constantes o de PROUST.**

Cuando dos o más elementos ( o compuestos ) se unen para formar un mismo compuesto lo hacen siempre en una proporción en peso fija.

#### **2.3. Ley de las proporciones múltiples o de DALTON.**

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos están en la relación de números enteros sencillos.

### 2.4. Ley de los equivalentes o de RICHTER-WENZEL.

Cuando se combinan dos elementos, lo hacen siempre según sus equivalentes o múltiplos enteros de estos.

## 3. LEYES VOLUMÉTRICAS.

### 3.1. Ley de los volúmenes de combinación de gases o de GAY-LUSSAC.

- a. Los volúmenes de dos gases que reaccionan entre sí guardan una relación constante, que se puede expresar mediante números enteros sencillos.
- b. El volumen del gas resultante en una reacción, guarda una relación constante según números enteros sencillos, con el volumen de los gases que han reaccionado.

### 3.2. Ley de AVOGADRO.

Volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

**Número o constante de Avogadro ( $N_A$ ):** Es el número de moléculas de cualquier gas contenidas en 22,4 L a 0°C y a 1 atmósfera de presión.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

## 4. MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES.

**u.m.a.** Es la masa de la doceava parte del átomo de carbono.

$$1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \qquad 1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u.m.a.}$$

**Masa atómica.** Es la masa de un átomo, medido en u.m.a.

**Masa molecular.** Es la masa de una molécula, medida en u.m.a.

**Átomo-gramo.** Es la cantidad de masa de un elemento que contiene el  $N_A$  de átomos. Es la masa atómica expresada en gramos.

**Mol o molécula-gramo.** Es la cantidad de sustancia que contiene el  $N_A$  de moléculas. Es la masa molecular expresada en gramos. El mol no es una medida de la masa, sino del número de partículas.

## 5. GASES. SUS LEYES.

### **Gases**

No tienen ni forma ni volumen propio, tienden a expansionarse al máximo ocupando todo el recipiente que los contiene y ejerciendo presión sobre las paredes.

### 5.1. Ley de BOYLE - MARIOTTE. Relación entre P y V.

A temperatura constante, el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a la presión a que es sometido.

Esta ley se puede expresar como:

$$P \cdot V = cte \quad \text{o también como: } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = cte$$

Esto ocurre siempre que la temperatura y el número de moles sean constantes, siendo  $P_1$  y  $V_1$  la presión y el volumen en las condiciones 1, mientras que  $P_2$  y  $V_2$  son la presión y el volumen en las condiciones 2.

### **5.2. Leyes de CHARLES - GAY - LUSSAC. Relación entre P y T. Relación entre T y V.**

A presión constante, el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la que se encuentra.

$$\text{O sea: } V = cte \cdot T \quad \text{O también: } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

A volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la cual se encuentra.

$$\text{O sea: } P = cte \cdot T \quad \text{O también: } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

### **5.3. Ecuación general y ecuación de estado de los gases ideales.**

Si en un proceso varían la P y el V, manteniendo la T constante, y seguidamente varían la T y el V, quedando la P constante, la aplicación sucesiva de las leyes de Boyle-Mariotte y de Charles-Gay-Lussac proporciona la expresión:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

denominada **ecuación general de los gases ideales** y aplicable a procesos en los que varían simultáneamente la presión, el volumen y la temperatura.

En **condiciones normales ( 1 atm y 273 K )**, un mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L.

Así resulta que:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm } 22,4 \text{ l/mol}}{273,16 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} = R$$

Este valor es válido en cualesquiera condiciones, aunque se haya deducido en el caso de condiciones normales. Se acostumbra representar por **R** y se conoce como **constante de los gases ideales**. Por tanto, para 1 mol de gas, se puede escribir:

$$P \cdot V = R \cdot T$$

Y, en general, para un número  $n$  de moles:

$$\boxed{P V = n R T}$$

Que se conoce como **ecuación de estado de los gases ideales**.

$$P = \text{atm} = \text{mm Hg} / 760 \qquad 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg} \qquad V = \text{litros}$$
$$n = \text{moles de gas} = \text{gramos} / \text{Masa molecular} \qquad T = K = ^\circ\text{C} + 273$$

## 6. DISOLUCIONES.

**Disoluciones.** Son mezclas homogéneas de dos o más componentes.

Disolvente: Es la sustancia que está en mayor proporción.

Soluto: Es la sustancia que está en menor proporción.

**Concentración de una disolución.** Es la relación que existe entre la cantidad de sustancia disuelta y la cantidad de disolvente.

### 6.1. Concentración centesimal o % en peso.

Indica la cantidad de soluto en gramos contenidos en 100 g de disolución.

$$\% A = \frac{\text{gr } A}{\text{gr totales}} \cdot 100$$

### 6.2. Molaridad.

Es el número de moles de soluto contenidos en 1 L de disolución.

$$\text{moles soluto} = \frac{\text{gr soluto}}{\text{Masa molecular soluto}} \qquad M = \frac{\text{moles soluto}}{V_{\text{DISOLUCIÓN}} (\text{L})}$$

### 6.3. Molalidad.

Expresa el número de moles de soluto por cada kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

### 6.4. Fracción molar.

Es el número de sustancia disuelta con relación al número total de moles.

$$X_A = \frac{\text{moles } A}{\text{moles totales}}$$

**MOLES, MOLÉCULAS Y ÁTOMOS:**

1.- Calcular la masa de agua que contienen 0,23 moles de agua.

*Sol:* 4,14 g

2.- Calcular la masa de una molécula de agua.

*Sol:*  $2,99 \cdot 10^{-23}$  g

3.- Ordena de mayor a menor el número de moléculas que contienen:

- 20 g de agua
- $10^{25}$  moléculas de  $O_2$
- 1,3 moles de  $Al_2O_3$

*Sol:*  $b > c > a$

4.- Calcular el número de átomos de azufre y de hidrógeno contenidos en 25 g de  $H_2S$

*Sol:*  $4,428 \cdot 10^{23}$  átomos de S ;  $8,856 \cdot 10^{23}$  átomos de H

5.- ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas

*Sol:* 1,993 moles

6.- Calcular el número de átomos contenidos en 12,23 mg de cobre

*Sol:*  $1,16 \cdot 10^{20}$  átomos

7.- Determinar cuál es el peso de las siguientes mezclas:

- 0,15 moles de Hg más 0,15 g de Hg más  $4,53 \cdot 10^{22}$  átomos de Hg.
- 0,25 moles de  $O_2$  más  $4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de oxígeno.

*Sol:* a) 45,33 g      b) 9,196 g

8.- ¿Cuántos moles de nitrógeno están contenidos en 42 g de este gas?. ¿Qué volumen ocuparían en condiciones normales?. ¿Cuántos átomos de nitrógeno contienen?.

*Sol:* 1,5 moles ; 33,6 L ;  $1,81 \cdot 10^{24}$  átomos

9.- Una muestra de 1 gramo de un elemento contiene  $1,5 \cdot 10^{22}$  átomos, ¿cuál es la masa atómica del elemento?.

*Sol:* 40,13 g/mol

- 10.- ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene el mayor número de átomos?:  
a. 8,32 g de Zn      b. 0,16 at-gr de Zn      c.  $9,07 \cdot 10^{22}$  átomos de Zn.  
*Sol:* La b
- 11.- ¿Cuál es el peso de la siguiente mezcla: 0,728 moles de átomos de Ag, 11,105 g de Ag y  $8,92 \cdot 10^{22}$  átomos de Ag?.  
*Sol:* 105,73 g
- 12.- De las cantidades siguientes: 6 g de AgCl,  $3 \cdot 10^{20}$  moléculas de  $H_2SO_4$  y 4 L de  $H_2$  en C.N., determina en cuál de ellas hay mayor número de átomos.  
*Sol:* En el hidrógeno
- 13.- Un recipiente de 20 mL contiene nitrógeno a  $25^\circ C$  y 0,8 atm y otro de 50 mL contiene helio a  $25^\circ C$  y 0,4 atm. Determinar el número de moles, de moléculas y de átomos de cada recipiente.  
*Sol:*  $6,5 \cdot 10^{-4}$  moles  $N_2 = 3,9 \cdot 10^{20}$  moléculas  $N_2$ ,  $7,8 \cdot 10^{20}$  átomos de N  
 $8,2 \cdot 10^{-4}$  moles de He =  $4,9 \cdot 10^{20}$  átomos de He
- 14.- Considerando que el trióxido de azufre es gas en condiciones normales de presión y temperatura.  
a. ¿Qué volumen, en C.N., ocuparán 160 g de trióxido de azufre?.  
b. ¿Cuántas moléculas contienen?  
c. ¿Cuántos átomos de oxígeno?.  
*Sol:* a) 44,8 L    b)  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas    c)  $3,6 \cdot 10^{24}$  átomos de O
- 15.- Calcular el número de moléculas contenidos en 10 mL de agua. ( $d=1$  g/mL)  
*Sol:*  $3,34 \cdot 10^{23}$  moléculas
- 16.- Calcula el número de moles que hay en:  
a. 49 g de ácido sulfúrico  
b.  $20 \cdot 10^{20}$  moléculas de sulfúrico  
*Sol:* a) 0,5 moles b) 0,0033 moles
- 17.- Cuál de las siguientes cantidades tienen mayor número de átomos de calcio:  
56 g de Ca ; 0,2 moles de Ca y  $5 \cdot 10^{23}$  átomos de Ca

*Sol:* 56 g

18.- Razona cuál de las siguientes cantidades tendrá un mayor número de átomos:

- a. 20 g de Fe
- b. 20 g de S
- c. 20 g de oxígeno molecular
- d. 20 g de Ca
- e. 20 g de  $\text{CaCO}_3$

*Sol:* en la c

19.- De una sustancia pura sabemos que la masa de  $2 \cdot 10^{19}$  moléculas corresponde a una masa de 1,06 mg, ¿cuál será la masa de 1 mol de esa sustancia?

*Sol:* 31,9 g

#### **GASES:**

20.- Calcula el número de moles que contiene un gas que ocupa un volumen de 3 L a  $25^\circ\text{C}$  y 740 mm de Hg de presión.

*Sol:* 0,12 moles

21.- Una cantidad de gas ocupa un volumen de 3 L a  $25^\circ\text{C}$  y 740 mm de Hg de presión, ¿qué volumen ocupará en condiciones normales?

*Sol:* 2,7 L

22.- Determina el número de moles de dióxido de carbono, que contiene 100 g de este gas y su volumen en condiciones normales.

*Sol:* 2,27 moles ; 50,9 L

23.- Determina a qué presión debe someterse un gas que ocupa 80 L a 2 atm si queremos que tenga un volumen de 10 L sin variar la temperatura.

*Sol:* 16 atm

24.- Queremos llenar un recipiente de 10 L con gas a  $0^\circ\text{C}$ . Calcula qué volumen de gas a  $30^\circ\text{C}$  necesitamos si mantenemos constante la presión.

*Sol:* 11,1 L

25.- Determina el volumen que ocuparán 100 g de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) en C.N.

*Sol:* 38,62 L

- 26.- Un recipiente de 10 L contiene gas hidrógeno,  $H_2$ , a la presión de 2 atm y a  $50^\circ C$ .  
Calcula los moles de dióxido de carbono,  $CO_2$ , que debemos introducir en el recipiente,  
a la misma temperatura, para que la presión total sea de 3 atm.

*Sol:* 0,38 moles

### FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES:

- 27.- Disponemos de una muestra de 10 g de un compuesto orgánico cuya masa molecular es 60. Cuando analizamos su contenido obtenemos: 4 g de C; 0,67 g de H y 5,33 g de O.  
Calcula con estos datos la fórmula empírica y molecular.

*Sol:*  $CH_2O$  ;  $C_2H_4O_2$

- 28.- Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 12,78 % de C ; 2,13 % de H y 85,09 % de Br.

- Calcula la fórmula empírica
- Sabiendo que 3,29 g de dicho compuesto gaseoso ocupan 392 mL medidos en condiciones normales, calcula su fórmula molecular.

*Sol:*  $CH_2Br$  ;  $C_2H_4Br_2$

- 29.- Halla la fórmula de un oxisulfuro de carbono que contiene 53,3 % de S ; 20 % de C y 26,7 % de O, si 50 mL de vapor medido en C.N. pesan 0,1343 g.

*Sol:*  $SCO$

- 30.- Deduce la fórmula de un compuesto si una muestra formada por 0,18 moles del mismo, contienen 1,08 at-gr de O, 2,18 g de H y  $6,5 \cdot 10^{23}$  átomos de C.

*Sol:*  $C_6H_{12}O_6$

- 31.- Un determinado compuesto está constituido por C, O, e H. Cuando se queman 2,81 g del mismo, en presencia de exceso de oxígeno, se producen 5,75 g de dióxido de carbono y 1,76 g de agua.

- Determina la fórmula más sencilla para este compuesto.
- Si la masa molecular del mencionado compuesto es 43, determine la fórmula molecular del mismo.

*Sol:*  $C_2H_3O$

32.- Cierta hidrocarburo contiene 85,5% de C. Sabiendo que 8,8 g del mismo, en estado gaseoso, ocupan un volumen de 3,3 L medidos a 50°C y 1 atm, calcula:

- Su fórmula mas sencilla
- Su fórmula molecular.

*Sol:* a) CH<sub>2</sub>      b) C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>

33.- Una sustancia orgánica contiene C, H y O. A 250°C y 750 mm Hg, 1,65 g de dicha sustancia en forma de vapor ocupan 629 mL. Su análisis químico elemental es el siguiente: 63,1 % de C y 8,7 % de H. Calcula su fórmula molecular.

*Sol:* C<sub>6</sub>H<sub>10</sub>O<sub>2</sub>

34.- Un compuesto orgánico gaseoso contiene: 24,25 % de C; 4,05 % de H y 71,7 % de Cl. Además 1 L de dicho gas, medido a 743 mmHg y a 110°C, tiene una masa de 3,068 g. Calcular la fórmula molecular.

*Sol:* C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub>

35.- Un hidrocarburo gaseoso tiene un 82,7 % de C. Si la densidad de dicho hidrocarburo a 298 K y 755 mmHg es de 2,36 g/L. ¿Cuál es su fórmula molecular?

*Sol:* C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

36.- La composición centesimal de un compuesto es: 4,8 % de H ; 57,1 % de C y 38,1 % de S. Si en 5 g del compuesto hay  $1,8 \cdot 10^{22}$  moléculas, calcula su fórmula molecular.

*Sol:* C<sub>8</sub>H<sub>8</sub>S<sub>2</sub>

37.- Determina la fórmula molecular de un compuesto que está formado por: 85 % de Hg ; 15 % Cl y su masa molecular es de 472 .

*Sol:* Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>

#### DISOLUCIONES :

38.- Calcula la molaridad de 300 mL de una disolución acuosa que contiene 12 g de ácido sulfúrico.

*Sol:* 0,41 M

39.- Calcula la molaridad y la fracción molar de etanol en una disolución de 20 g de etanol, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O, en 100 g de agua.

*Sol:* 4,3 m ; X = 0,07

- 40.- Determina la molaridad, molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución formada al disolver 12 g de hidróxido de calcio, en 200 g de agua, si la densidad de esta disolución es de 1,05 g/mL.

*Sol:* 0,8 M ; 0,81 m ; x = 0,014

- 41.- Al disolver 100 g de ácido sulfúrico en 400 g de agua, obtenemos una disolución de densidad 1,12 g/mL. Calcula la molaridad, la molalidad y la fracción molar.

*Sol:* 2,29 M ; 2,55 m ; x = 0,956

- 42.- Calcula la molaridad, la molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución acuosa de cloruro de sodio, al 15% y densidad 1,02 g/mL.

*Sol:* 2,6 M ; 3 m ; x = 0,05

- 43.- Indicar cómo se prepararía 250 mL de una disolución 1 M de ácido nítrico, si se dispone de un ácido nítrico comercial de densidad 1,15 g/mL y 25,48 % de riqueza en peso.

*Sol:* 53,75 mL

- 44.- Calcular el volumen que se debe tomar de una disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> del 75 % de riqueza y densidad 1,4 g/mL, para preparar 2 L de una disolución 3 M.

*Sol:* 560 mL

- 45.- ¿Cómo se preparan 500 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,4 M a partir de una disolución del mismo ácido de densidad 1,19 g/mL, cuya riqueza es del 30%. ¿Cuál sería la fracción molar y la molalidad de una disolución concentrada de sulfúrico?.

*Sol:* 55mL, X = 0,073 m = 4,37 m

- 46.- Disponemos de 100 mL de una disolución de HCl 0,5 M y deseamos preparar 100 mL de otra disolución de HCl exactamente 0,05 M. ¿Cómo procedería?.

*Sol:* 0,01 L

- 47.- Se disuelven 294 g de ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) hasta lograr 1 L de disolución. La densidad es 1,15 g/mL. Calcular la molaridad, molalidad, % en peso y fracción molar.

*Sol:*  $M = 3$ ,  $m = 3,5$ ,  $\% = 25,56$ ,  $X = 0,059$

48.- Se prepara una disolución disolviendo 180 g de hidróxido de sodio en 400 g de agua. La densidad de la disolución resultante es de 1,34 g/mL. Calcular:

- La molaridad de la disolución.
- Los g de NaOH necesario para preparar 1 L de una disolución 0,1 M.

*Sol:* a)  $M = 10,4$  b) 4 g

49.- Se dispone de una disolución de ácido nítrico cuya riqueza es del 70 % y su densidad es 1,42 g/mL.

- ¿Cuál es la molaridad de dicha disolución y la fracción molar?
- ¿Cuántos g de esta disolución serán necesarios para preparar 300 mL de ácido nítrico 2,5 M?

*Sol:* a) 15,7 M,  $X = 0,4$  b) 67,8 g

50.- En la etiqueta de un frasco de ácido sulfúrico figuran los siguientes datos: densidad 1,84 g/mL ; riqueza 96% (en peso).

- Averiguar la concentración molar del ácido.
- ¿Cuántos mL de hidróxido sódico 2 M se requieren para que reaccionen completamente con 10 mL de ácido sulfúrico del frasco?

*Sol:* a) 18,02 M b) 180 mL

51.- Si a 52 g de sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) se añaden 48 g de agua para formar una disolución que tiene una densidad de 1,24 g/mL. Calcular:

- El porcentaje en peso de sacarosa.
- Las fracciones molares.
- La molaridad de la disolución de sacarosa.
- La molalidad de la sacarosa.

*Sol:* a) 52% b)  $X(\text{sacarosa}) = 0,054$  c) 1,88 M d) 3,16 m

52.- Una disolución de ácido clorhídrico, al 37,2 % en peso, tiene una densidad de 1,19 g/mL.

- ¿Cuál es la molaridad?
- ¿Qué peso de ácido clorhídrico hay en 50 mL de la misma?

53.- En la etiqueta de un frasco de ácido clorhídrico dice: densidad 1,19 g/mL; riqueza 37,1 % en peso. Calcula la molaridad de ese ácido

*Sol:* 12,09 M

54.- ¿Cómo prepararías 100 mL de una disolución 1 M de ácido clorhídrico a partir de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,18 g/mL y 36 % de riqueza?

*Sol:* 8,59 mL

### **REACCIONES QUÍMICAS:**

55.- Al hacer reaccionar aluminio con yodo se obtiene triyoduro de aluminio. Calcula la masa de este producto que se obtendrá a partir de 25 g de yodo.

*Sol:* 26,8 g

56.- Calcula el volumen de O<sub>2</sub>, en C.N., que se necesita para quemar completamente 56 L de metano (CH<sub>4</sub>), en las mismas condiciones.

*Sol:* 112 L

57.- La combustión de butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>), en presencia de oxígeno produce CO<sub>2</sub> y agua. Calcula la masa de butano que debe quemarse para producir 145 L de CO<sub>2</sub>, medidos a 75°C y 750 mm de Hg de presión.

*Sol:* 72,7 g

58.- Calcula cuántos litros de hidrógeno gas, medidos a 298 K y 725 mm de Hg de presión, habrá que combinar con nitrógeno para obtener 30 g de amoníaco.

*Sol:* 67,8 L

59.- Calcula la masa de ácido clorhídrico necesaria para reaccionar totalmente con 40 g de cinc. Determina el volumen de hidrógeno, medido a 20°C y 825 mm de Hg de presión, que se desprenderá.

*Sol:* 44,6 g ; 13,5 l

60.- Una muestra de 4 g de Zn del 80 % de riqueza se trata con 100 mL de una disolución 0,5 M de HCl. ¿Cuál es el reactivo limitante?

*Sol:* HCl

61.- Determina cuál es el reactivo limitante si hacemos reaccionar 25 mL de disolución 0,4 M de NaOH, con 40 mL de disolución 0,3 M de HCl.

*Sol:* NaOH

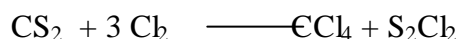
62.- Averigua el volumen de  $\text{NH}_3$ , medido en C.N., que podemos obtener a partir de 100 L de  $\text{H}_2$ , medido en condiciones industriales de producción de amoníaco ( $400^\circ\text{C}$  y 900 atm), sabiendo que, el rendimiento de la reacción es del 70 %.

*Sol:* 17048 L

63.- La tostación del sulfuro de plomo(II) con oxígeno produce óxido de plomo(II) y dióxido de azufre gaseoso. Calcula la cantidad de PbO que podemos obtener a partir de 500 g de PbS si la reacción tiene un rendimiento del 65 %.

*Sol:* 303 g

64.- Una mezcla de 100 kg de  $\text{CS}_2$  y 200 kg de  $\text{Cl}_2$  se pasa a través de un tubo de reacción y calentando se produce la reacción:



- El reactivo que no reaccionará completamente.
- La cantidad de este reactivo que no reacciona.
- El peso de  $\text{S}_2\text{Cl}_2$  que se obtendrá.

*Sol:* a)  $\text{CS}_2$  b) 28,638 kg c) 126,761 kg

65.- ¿Cuántos litros de hidrógeno, medidos a 750 mmHg de presión y  $30^\circ\text{C}$ , se pueden obtener atacando 75 g de Zn del 90% de riqueza con ácido sulfúrico?.

*Sol:* 26 L

66.- En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se utiliza caliza (carbonato cálcico impuro) del 92 % de riqueza.

- ¿Qué cantidad de caliza se necesitará para obtener 250 kg de cloruro de calcio?.
- Si el ácido utilizado es del 70 % de riqueza y densidad 1,42 g/mL. ¿Cuántos mL de este ácido serán necesarios?.

*Sol:* a) 244,8 kg b) 165,3 L

67.- El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico, dando cloruro de aluminio e hidrogeno. Se hacen reaccionar 90 g de una muestra de aluminio de 80 % de pureza con ácido clorhídrico. Calcular:

- a. El volumen de disolución de ácido 5 M necesario para la reacción.
- b. El volumen de  $H_2$  obtenido a  $20^\circ C$  y 700 mmHg.

*Sol:* a) 1,6 L b) 104,3 L de  $H_2$

- 68.- La calcinación del carbonato de bario produce óxido de bario y dióxido de carbono. Calcular el volumen de dióxido de carbono a 10 atm y  $270^\circ C$  obtenidos por la descomposición térmica de 10 kg de carbonato de bario del 70 % de riqueza.

*Sol:* 158,1 L

- 69.- Cincuenta gramos de cinc impuro se disuelven en 129 mL. de disolución acuosa de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g/mL y concentración del 35% en peso. Calcular:

- a. La molaridad de la disolución usada de ácido clorhídrico
- b. El tanto por ciento de pureza

*Sol:* a) 11,3 M b) 95,3 %

- 70.- Se hace reaccionar carbonato cálcico con una disolución de ácido nítrico, obteniéndose como productos de reacción dióxido de carbono y agua.

- a. ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en C.N., se formará cuando se hace reaccionar 60 mL de ácido nítrico 2,5 M , con exceso de carbonato cálcico ?
- b. ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial, del 64% en peso y 1,4 g/mL de densidad, se necesita?

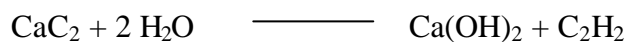
*Sol:* a) 1,68 L b) 10,5 mL

- 71.- Se disuelven 2,14 g de hidróxido bórico en agua de forma que se obtienen 250 mL. de disolución.

- a. ¿Cuál es la concentración molar de esta disolución ?
- b. ¿Cuántos moles de ácido clorhídrico se necesitan para neutralizar esta disolución ?.
- c. Si la disolución de este ácido es de concentración 0,1 M, ¿ cuántos mL de dicha disolución son necesarios para dicha neutralización ?.

*Sol:* a) 0,05 M, b) 0,025 moles, c) 0,25 L

- 72.- Una muestra comercial de 0,712 g de carburo cálcico ( $CaC_2$ ), ha sido utilizada en la producción de acetileno, mediante su reacción con exceso de agua, según :



Si el volumen de acetileno recogido, medido a 25°C y 745 mm de Hg de presión ha sido de 0,25 L, determine :

- Gramos de acetileno producidos.
- Gramos de carburo cálcico que han reaccionado.
- % de carburo cálcico puro en la muestra original.

*Sol:* a) 0,26 g      b) 0,64 g      c) 89,89 %

73.- Dispone de una muestra de 12 g de cinc comercial e impuro que se hace reaccionar con una disolución de ácido clorhídrico del 35% en peso y 1,18 g/mL. de densidad. Como productos de la reacción se originan cloruro de cinc e hidrógeno

- Escribe el proceso que tiene lugar.
- Determina la concentración molar del ácido.
- Si para la reacción del cinc contenido en la muestra se han necesitado 30 mL del ácido, calcula el porcentaje de pureza, de cinc en la muestra original.

*Sol:* b) 11,3 M      c) 92,35 %

74.- Calcular los gramos de dióxido de carbono que se producen al quemar 640 g de metano. ¿ Cuántos gramos de oxígeno se consumirán?. ¿ Cuántos gramos de agua se formarán ?.

*Sol:* 1760 g CO<sub>2</sub>,      2560 g O<sub>2</sub> ,      1440 g de H<sub>2</sub>O

75.- El cinc reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de cinc e hidrógeno.

- ¿Qué volumen, medido en C.N., de gas se obtendrá al reaccionar 2,23 g de cinc con 100 mL de una disolución de ácido 0,5 M ?.
- Si se obtienen 0,25 L de hidrógeno, medido en C.N. ¿ cuál será el rendimiento de la reacción ?.

*Sol:* a) 0,56 L      b) 44,64 %

76.- Se disuelven en agua 11,2 L de amoníaco gas, medidos a 1 atm. de presión y 25°C, obteniéndose 1 L de disolución.

- Determina la concentración de amoníaco en agua
- Calcular los moles de hidrógeno y de nitrógeno necesarios para obtener los 11,2 L de amoníaco del apartado anterior.

*Sol:* a) 0,458 M      b) 0,229 moles N<sub>2</sub>      0,687 moles H<sub>2</sub>

77.- La reacción entre una disolución acuosa de ácido bromhídrico con cinc metal conduce a la formación de bromuro de cinc e hidrógeno gas.

- Escribe el proceso que tiene lugar.
- ¿Qué volumen de ácido de concentración 0,2 M se requiere para reaccionar con 1,8 g de cinc.
- ¿Qué volumen del ácido comercial del 45% en peso y 1,45 g/mL debe tomarse para preparar el volumen necesario de la disolución 0,2 M del apartado anterior?.
- ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 30°C y 800 mmHg de presión, se obtiene a partir de los gramos de cinc iniciales?.

*Sol:* b) 0,275 L    c) 6,8 mL    d) 0,65 L

78.- En un generador portátil de hidrógeno se hacen reaccionar 30 g de hidruro de calcio con 30 g de agua, según la reacción:



Después de ajustar la reacción, calcula:

- ¿Qué reactivo sobra y en qué cantidad?.
- El volumen de hidrógeno que se produce a 20°C y 745 mm de Hg
- El rendimiento de la reacción si el volumen real producido fue 34 L.

*Sol:* a) sobran 4,29 g de agua b) 35,01 L c) 97,1%

79.- Se desean obtener 12 L de oxígeno en condiciones normales por descomposición térmica del clorato potásico del 98,5 % de riqueza.

- Escribir la reacción que tiene lugar
- Calcular la cantidad de clorato potásico necesario
- Calcular la cantidad de cloruro potásico que se formará.

*Sol:* b) 44,41 g    c) 26,6 g

80.- Se hacen reaccionar 6 g de aluminio en polvo con 50 mL de una disolución acuosa de tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno (ácido sulfúrico) 0,15 M. Determinar:

- El volumen de hidrógeno que se recoge medido a 20°C y 760 mmHg.
- Gramos de tristetraoxosulfato (VI) de aluminio (sulfato de aluminio) que se formará
- ¿Cuál de los dos reaccionantes quedará en exceso y en qué cantidad?.

*Sol:* a) 0,18 L    b) 0,855 g c) Sobran 5,865 g de Al

81.- Calcula la cantidad de caliza (carbonato cálcico impuro) del 85 % de riqueza que podrá reaccionar con 200 mL de ácido clorhídrico 1 M.

*Sol:* 11,76 g

82.- El cloruro de titanio (IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio. Si se ponen a reaccionar 15 g de cloruro de titanio y 7 g de magnesio, calcula:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de titanio se obtienen?

*Sol:* a) Cloruro de titanio(IV) b) 3,78 g

83.- El amoníaco se puede obtener calentando cloruro amónico con hidróxido sódico según la ecuación:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico que tiene el 12 % de impurezas se necesita para obtener 3 L de  $\text{NH}_3$  gas medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm?

*Sol:* 7,46 g

84.- Por tostación del sulfuro de cinc se obtiene el óxido del metal y se desprende dióxido de azufre.

- Escribe la reacción ajustada
- ¿Qué cantidad de óxido de azufre se producirá al reaccionar 50 g de sulfuro de cinc?
- ¿Qué masa de oxígeno se consumirá en la reacción?

*Sol:* b) 32,8 g c) 24,6 g

85.- Se hacen reaccionar 100 g de Zn con ácido clorhídrico en exceso para obtener hidrógeno y cloruro de cinc.

- Escribe la reacción ajustada
- ¿Qué masa de HCl reaccionará?
- ¿Qué volumen de hidrógeno medido en condiciones normales se obtiene?

*Sol:* b) 111,6 g c) 34,25 L

86.- Si se ponen a reaccionar 100 g de  $\text{BaCl}_2$  con 115 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  para obtener cloruro sódico y sulfato de bario.

- ¿Qué sustancia es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos g de NaCl se pueden preparar?

*Sol:* a) Cloruro de bario b) 56,15 g

87.- Al quemar 3 g de antracita (C impuro) se obtienen 5,3 L de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Calcula:

- La cantidad de carbono que contiene la antracita
- La riqueza en carbono de la antracita expresada en %.

*Sol:* a) 2,83 g b) 94,6 %

88.- El clorato potásico se descompone al calentarlo para dar cloruro potásico y oxígeno.

- Escribe la reacción ajustada
- Calcula cuántos gramos de clorato potásico hacen falta para obtener 1,92 g de oxígeno.

*Sol:* b) 4,9 g

89.- El cinc reacciona con el ácido sulfúrico para obtener sulfato de cinc e hidrógeno.

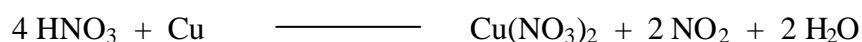
- Escribe la reacción ajustada
- ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mmHg de presión y 298 K, se obtiene cuando hacemos reaccionar 10 g de cinc con ácido sulfúrico?

*Sol:* b) 4,06 L

90.- Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 12,78% de C, 2,13% de H y 85,09% de Br.

- Calcula la fórmula empírica
- Sabiendo que 3,29 g de dicho compuesto gaseoso ocupan 392 mL en C.N., calcula su fórmula molecular.

91.- El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua según la reacción:



Calcula:

- ¿Cuántos mL de una disolución de ácido nítrico del 90% en peso y densidad 1,4 g/mL se necesitan para que reaccionen 5 g de cobre?
- ¿Qué volumen de dióxido de nitrógeno medido a 20 °C y 670 mmHg de presión se formará?

- 
- 92.- Calcular la molaridad de un ácido clorhídrico del 37,1% de riqueza y densidad 1,19 g/mL. ¿Qué volumen de este ácido necesitamos para preparar 0,5 L de una disolución 0,5 M?
- 93.- Se hacen reaccionar 100 g de Zn con ácido clorhídrico en exceso para obtener hidrógeno y cloruro de Zn.
- Escribe la reacción química ajustada
  - ¿Qué masa de HCl reaccionará?
  - ¿Qué masa de cloruro de cinc se obtiene?
  - ¿Qué volumen de hidrógeno medido en condiciones normales se obtiene?
- 94.- Se hacen reaccionar 100 g de cloruro de bario con 115 g de sulfato de sodio para dar cloruro de sodio y sulfato de bario.
- ¿Cuál es el reactivo limitante?
  - ¿Cuántos gramos de cloruro sódico se obtienen si el rendimiento es del 75% ?