

## TABLA DE CONTENIDOS

Carátula	1
Tabla de Contenidos	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Peso equivalente	6
Equivalente	9
Ley de Equivalentes	10
Gas húmedo	11
Estequiometria	12
Volumen molar	13
Catalizador	15
Detalles Experimentales	16
Materiales y Reactivos	16
Procedimiento	17
Conclusiones	27
Bibliografía	28
Apéndice	29

## INTRODUCCIÓN

En química, un **equivalente** es la unidad de masa que representa a la mínima unidad que puede reaccionar. Por esto hay distintos tipos de equivalentes, según el tipo de reacción en el que interviene la sustancia formadora. Otra forma de definir al *equivalente* de una sustancia es como la masa de dicha sustancia dividida por su peso equivalente.

## **OBJETIVOS**

- Los objetivos de este trabajo son determinar el peso equivalente de un metal, en este caso del Mg o del Zn en base a la definición de peso equivalente en la siguiente manera:

Conocer el peso equivalente de un metal con respecto al hidrógeno, aplicando la ley general de los gases.

- En este experimento determinaremos lo que una muestra conocida de un elemento metálico en contacto con ácido, desprenderá gas en condiciones normales, es decir cuantos litros de gas seco, a temperatura y presión normal, pueden ser producidas por una mol de metal.

## PRINCIPIOS TEÓRICOS

### PESO EQUIVALENTE

Es el valor numérico que se obtiene al relacionar el peso atómico respectivo y su estado de oxidación o número de electrones transferidos. Es el peso en gramos de una sustancia que se combina con 8g de oxígeno.

$$\text{P-Eq (Elemento)} = \frac{\text{Peso Atómico}}{\theta}$$

$\theta$  = Estado de oxidación o número de electrones transferidos

Ejemplo:

$$\text{P-Eq (Na)} = \frac{23}{1} = 23$$

$$\text{P-Eq (O)} = \frac{16}{2} = 8$$

$$\text{P-Eq (Ca)} = \frac{40}{2} = 20$$

$$\text{P-Eq (Al)} = \frac{27}{3} = 9$$

1. El peso equivalente en un óxido se obtiene al relacionar el peso molecular ( $\bar{M}$ ) y el número de electrones transferidos. Para óxidos el número de electrones transferidos se determina a partir de la carga neta del oxígeno.

$$\text{P-Eq (Óxido)} = \frac{\bar{M} \text{ Óxido}}{\theta \text{ Óxido}}$$

		$\bar{M}$	$\theta$	P-Eq
(Na = 23)	$\text{Na}_2\text{O}^{-2}$	62	2	$62 / 2 = 31$
(Ca = 40)	$\text{CaO}^{-2}$	56	2	$56 / 2 = 28$
(Al = 27)	$\text{Al}_2\text{O}_3^{-2}$	102	6	$102 / 6 = 17$
(Pb = 207)	$\text{PbO}_2^{-2}$	239	4	$239 / 4 = 59.75$

$$\text{P-Eq OXIDO} = \text{P-Eq METAL} + \text{P-Eq OXIGENO}$$

$$\text{P-Eq OXIDO} = \text{P-Eq METAL} + \frac{16}{2}$$

$$\text{P-Eq OXIDO} = \text{P-Eq METAL} + 8$$

2. El peso equivalente de un hidróxido se obtiene al relacionar el peso molecular ( $\bar{M}$ ) y el número de electrones transferidos. En todo hidróxido el número de electrones transferidos será igual al número de radicales oxidrilo  $(OH)^{-1}$ . Si la disociación no es completa el número de electrones transferidos será igual al número de radicales  $(OH)^{-1}$  sustituibles.

$$P\text{-Eq (Hidróxido)} = \frac{\bar{M} \text{ Hidróxido}}{\theta \text{ Hidróxido}}$$

		$\bar{M}$	$\theta$	P-Eq
(Na = 23)	NaOH	40	1	40 / 1 = 40
(Ca = 40)	Ca(OH) <sub>2</sub>	74	2	74 / 2 = 37
(Al = 27)	Al(OH) <sub>3</sub>	78	3	78 / 3 = 26
(Pb = 207)	Pb(OH) <sub>4</sub>	275	4	275 / 4 = 68.75

$$P\text{-Eq HIDROXIDO} = P\text{-Eq METAL} + P\text{-Eq OXIDRILO}$$

$$P\text{-Eq HIDROXIDO} = P\text{-Eq METAL} + \frac{(16+1)}{1}$$

$$P\text{-Eq HIDROXIDO} = P\text{-Eq METAL} + 17$$

3. El peso equivalente en un anhídrido bastará relacionar el peso molecular y el número de electrones transferidos. Para anhídridos el número de electrones transferidos se determina a partir de la carga neta del oxígeno.

$$P\text{-Eq (Anhídrido)} = \frac{\bar{M} \text{ Anhídrido}}{\theta \text{ Anhídrido}}$$

		$\bar{M}$	$\theta$	P-Eq
(P = 31)	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> <sup>-2</sup>	142	10	142 / 10 = 14.2
(N = 14)	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	76	6	76 / 6 = 12.7
(Cl = 35.5)	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-2</sup>	183	14	183 / 14 = 13
(C = 12)	CO <sub>2</sub> <sup>-2</sup>	44	4	44 / 4 = 11

$$P\text{-Eq ANHIDRIDO} = P\text{-Eq METAL} + P\text{-Eq OXIGENO}$$

$$P\text{-Eq ANHIDRIDO} = P\text{-Eq METAL} + \frac{16}{2}$$

$$P\text{-Eq ANHIDRIDO} = P\text{-Eq METAL} + 8$$

4. El peso equivalente en un ácido oxácido e hidrácido bastará relacionar el peso molecular y el número de electrones transferidos. Para ácidos oxácidos e hidrácidos el número de electrones transferidos se determina a partir del número de hidrógenos que tiene el compuesto (cuando la disociación es completa). Si la disociación no es completa, se determina por el número de hidrógenos sustituibles.

$$\text{P-Eq (Ácido Oxácido e Hidrácido)} = \frac{\bar{M} \text{ Acid. Oxácido e Hidrácido}}{\theta \text{ Oxácido e Hidrácido}}$$

		$\bar{M}$	$\theta$	P-Eq
(P = 31)	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{PO}_4^{-3}$	98	3	$98 / 3 = 32.7$
(N = 14)	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_3^{-1}$	63	1	$63 / 1 = 63$
(Cl = 35.5)	$\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_3^{-1}$	84.5	1	$84.5 / 1 = 84.5$
(C = 12)	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_3^{-2}$	62	2	$62 / 2 = 31$
(P = 31)	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{HPO}_4^{-2}$	98	2	$98 / 2 = 49$
(Cl = 35.5)	$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^{-1}$	36.5	1	$36.5 / 1 = 36.5$
(S = 32)	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}^{-2}$	34	2	$34 / 2 = 17$
(S = 32)	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{HS}^{-1}$	34	1	$34 / 1 = 17$

$$\text{P-Eq}_{\text{AC. OXAC. E HIDRAC.}} = \text{P-Eq}_{\text{H}^+} + \text{P-Eq}_{\text{RADICAL}}$$

$$\text{P-Eq}_{\text{AC. OXAC. E HIDRAC.}} = \frac{1}{1} + \text{P-Eq}_{\text{RADICAL}}$$

$$\text{P-Eq}_{\text{AC. OXAC. E HIDRAC.}} = 1 + \text{P-Eq}_{\text{RADICAL}}$$

5. El peso equivalente en sales oxisales y haloideas bastará relacionar el peso molecular y el número de electrones transferidos. Para sales oxisales y haloideas el número de electrones transferidos se determina a partir de la carga neta del anión.

$$\text{P-Eq (Sal Oxisal y Haloidea)} = \frac{\bar{M} \text{ Sal Oxisal y Haloidea}}{\theta \text{ Sal Oxisal y Haloidea}}$$

	$\bar{M}$	$\theta$	P-Eq
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2^{-3}$	310	6	$98 / 3 = 51.7$
$\text{Na}(\text{NO}_3)^{-1}$	63	2	$85 / 1 = 85$
$\text{Na}_2(\text{SO}_4)^{-2}$	142	2	$142 / 2 = 71$

$\text{FeCl}_3^{-1}$	162.5	3	$162.5 / 3 = 54.17$
$\text{CaCl}_2^{-1}$	111	2	$111 / 2 = 55.5$

$$\text{P-Eq}_{\text{SAL OXISAL Y HALOIDEA.}} = \text{P-Eq}_{\text{METAL}} + \text{P-Eq}_{\text{RADICAL}}$$

6. El peso equivalente en ácidos carboxílicos (ácidos orgánicos) bastará con relacionar el peso molecular y el número de electrones transferidos. Para ácidos carboxílicos el número de electrones transferidos se determina a partir del número de COOH.

$$\text{P-Eq (Ácido carboxílico)} = \frac{\bar{M} \text{ Ácido carboxílico}}{\theta \text{ Ácido carboxílico}}$$

	$\bar{M}$	$\theta$	P-Eq
H-COOH	46	1	$46 / 1 = 46$
CH <sub>3</sub> -COOH	60	1	$60 / 1 = 60$
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -COOH	74	1	$74 / 1 = 74$
COOH-COOH	90	2	$90 / 2 = 45$

## EQUIVALENTE

En química, un equivalente es la unidad de masa que representa a la mínima unidad que puede reaccionar. Por esto hay distintos tipos de equivalentes, según el tipo de reacción en el que interviene la sustancia formadora. Otra forma de definir al equivalente de una sustancia es como la masa de dicha sustancia dividida por su peso equivalente.

El peso equivalente es el peso molecular de la sustancia dividido entre el número de protones (si es un ácido), el número de hidroxilos (si es una base), el número de ligandos (si es una especie formadora de complejos), o el número de electrones que intercambia (si es un par redox).

En ocasiones, podemos conocer la cantidad de equivalentes (n-equiv) en un determinado volumen (V), despejando la fórmula de normalidad (N).

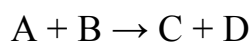
$$\#Eq = \frac{W}{P-Eq}$$

pero:  $\text{P-Eq} = \frac{\bar{M}}{\theta} \rightarrow \#Eq = \frac{W}{\frac{\bar{M}}{\theta}} = n_x \theta = N_x V$

**LEY DE EQUIVALENTES**

En toda reacción química el número de equivalentes de todas las sustancias mantienen un valor constante.

Sea la reacción:



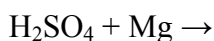
$$\#EqA = \#EqB = \#EqC = \#EqD$$

$$\frac{W_A}{P - EqA} = \frac{W_B}{P - EqB} = \frac{W_C}{P - EqC} = \frac{W_D}{P - EqD}$$

Tomando en cuenta esto, no será necesario balancear la ecuación al momento de calcular pesos de reactantes o productos, a partir del peso de cualquier sustancia en la ecuación dada. Si no nos dan productos solo bastará con tener los reactantes, el peso de uno de ellos y calcular el peso de los demás reactantes.

Ejemplo:

¿Qué peso de  $H_2SO_4$  reaccionará con 60g de Magnesio? (S = 32, Mg = 24)



$$\#Eq H_2SO_4 = \#Eq Mg$$

$$\frac{W H_2SO_4}{P - Eq H_2SO_4} = \frac{W Mg}{P - Eq Mg}$$

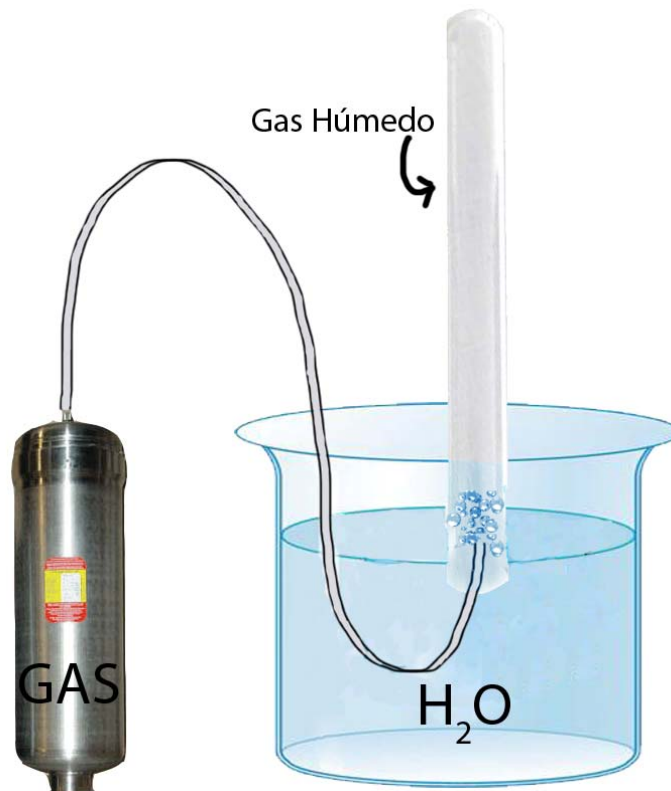
$$\frac{W H_2SO_4}{\frac{98}{2}} = \frac{60}{\frac{24}{2}}$$

$$W H_2SO_4 = 245g$$



**GAS HÚMEDO O GAS RECOGIDO SOBRE AGUA:**

Se dice que está húmedo ya que es una mezcla de gas con vapor de agua. En dicha mezcla cada componente ejerce su propia presión llamada presión parcial, así el gas tiene una determinada presión, en este caso se llama presión de gas seco. Luego tenemos al vapor de agua que ejerce su propia presión llamada presión de vapor de agua



$$P_{GH} = P_{GS} + \frac{HR}{100} \times P_{vH_2O}$$

$$P_{GH} = P_{GS} + P_{vH_2O}$$

$$HR = \frac{P_{v_{REAL}}}{P_{v_{TEORICA}}} \times 100\%$$

Donde:

$P_{GH}$  = Presión de gas húmedo

$P_{GS}$  = Presión de gas seco

$P_{vH_2O}$  = Presión de vapor de agua

HR = Humedad relativa

## ESTEQUIOMETRIA

Es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química, basándose en la ley de conservación de la masa.

Estas relaciones pueden ser:

**mol - mol**  
**mol – peso**  
**peso – peso**  
**peso - volumen**  
**volumen - volumen**

La parte central de un problema estequiométrico es la Ley de Proust cuya fórmula se muestra a continuación:

### Ley de Proust

“En toda reacción química el número de moles de cada sustancia es directamente proporcional a sus respectivo coeficiente en la ecuación balanceada”

Sea la ecuación:  $A + B \rightarrow C + D$

Balance:  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

Ley:

$$\frac{nA}{a} = \frac{nB}{b} = \frac{nC}{c} = \frac{nD}{d} = K$$

El número de moles se puede sustituir por el peso y el peso molecular de la sustancia:

Ecuación:  $A + B \rightarrow C + D$

Balance:  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

Ley:

$$\frac{nA}{a} = \frac{nB}{b} = \frac{nC}{c} = \frac{nD}{d} = K$$

Pero:  $n = \frac{w}{\bar{M}}$       w: peso

$$\cdot \cdot \cdot \frac{W_A}{a.M_A} = \frac{W_B}{b.M_B} = \frac{W_C}{c.M_C} = \frac{W_D}{d.M_D} = K$$

Notamos que en la ley de Proust se trabaja con la relación mol – mol y reemplazando el número de moles por el peso sobre el peso molecular, se trabaja con peso – peso, por consiguiente como es la misma constante, se puede trabajar con mol – peso.

## VOLUMEN MOLAR

Una mol de cualquier gas en condiciones normales de Presión y Temperatura (CN o STP) ocupará siempre un volumen de 22,4L

### Demostración:

Presión a CN: 1 atm o 760 mmHg  
 Temperatura: 0°C = 273K  
 R: 0,082 atm.L/mol.K o 62,4 mmHg.L/mol.K

Usemos Presión: 1atm y Temperatura: 273K

$$\Rightarrow 1 \times V = 0,082 \times 273 \times 1$$

$$V = 22,4L$$

Luego:

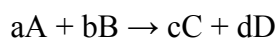
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ----- } 22,4L \\ n \text{ moles} \text{ ----- } V \end{array}$$

$$V = 22,4 \cdot n$$

$$\frac{V_{CN}}{22,4} = n$$

Si en la ley de Proust colocamos el número de moles en función del volumen molar se tiene la siguiente relación:

Sea la relación:



Ley: 
$$\frac{nA}{a} = \frac{nB}{b} = \frac{nC}{c} = \frac{nD}{d} = K$$

Pero: 
$$\frac{V_{CN}}{22,4} = n$$

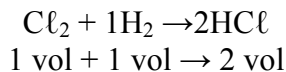
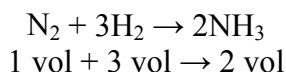
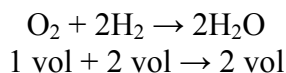
Luego: 
$$\frac{V_{A(CN)}}{ax22,4} = \frac{V_{B(CN)}}{bx22,4} = \frac{V_{C(CN)}}{cx22,4} = \frac{V_{D(CN)}}{dx22,4} = K$$

Notamos que haciendo uso de esta herramienta, se establece la relación peso – volumen

## LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACIÓN DE GAY-LUSSAC

Ley empírica descubierta al estudiar los volúmenes de los gases reaccionantes y resultantes.

Los volúmenes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química están en una relación de números enteros sencillos.



Sea la ecuación:  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

De aquí se deduce la siguiente ley:

$$\frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c} = \frac{V_D}{d}$$

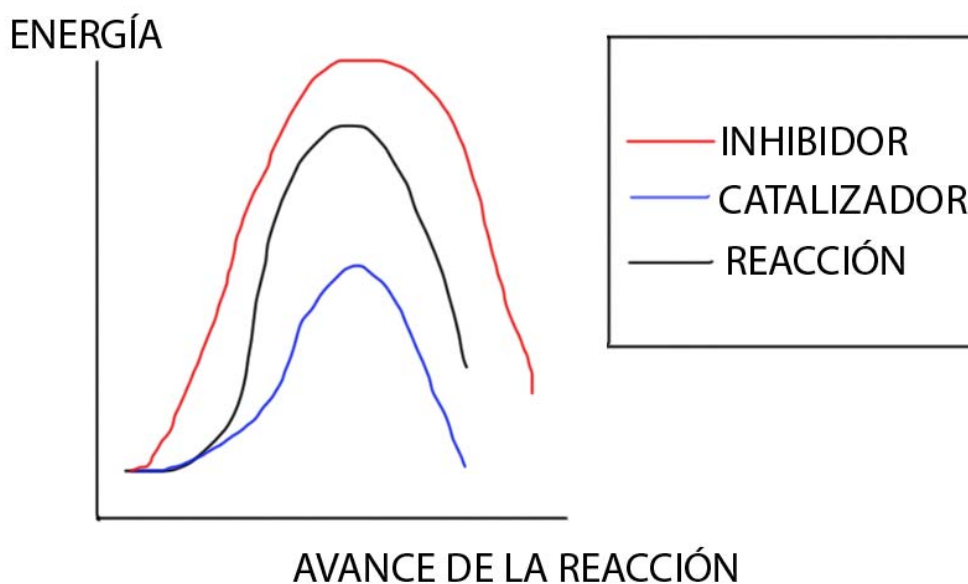
Con esta fórmula se establece la relación volumen - volumen

## CATALIZADOR

Sustancia química que presenta las siguientes características:

- No inicia la reacción
- No actúa como reactante ni como producto
- Afecta fuertemente la velocidad de reacción
- Si el catalizador es positivo, acelera la reacción y la energía disminuye
- Si el catalizador es negativo, desacelera la reacción, se denomina Inhibidor, de los cuales estos son pocos y la energía aumenta
- Se utiliza en pequeñas cantidades
- No es sometido a ningún cambio químico, es alterado físicamente a menudo por las moléculas de los reactantes absorbidos químicamente
- Se presentan en los 3 estados de agregación molecular
- Si el catalizador es positivo, se recupera totalmente
- Si el catalizador es negativo, ya no se recupera

### REPRESENTACIÓN DEL CATALIZADOR



## DETALLES EXPERIMENTALES

### Materiales:

- 1 balanza
- 1 tubo de ensayo
- 1 pinza
- 1 juego de tapones bihoradados, mangueras y conexiones
- 1 colector de vidrio
- 1 espátula
- 1 termómetro
- 1 probeta de 500mL
- 1 balón
- 1 pinza metálica
- 1 mechero de Bunsen

### Reactivos:

- HCl 1,5M y 6,0M
- Magnesio en virutas
- Zinc en granallas
- Mezcla de reactivos: 87,5%  $\text{KClO}_{3(s)}$  y 12,5%  $\text{MnO}_{2(s)}$

## PROCEDIMIENTO

### DETERMINACIÓN DEL PESO EQUIVALENTE

1. Se calibra la balanza y se pesa la luna de reloj, la cual nos da un peso de 0,6g



2. Se pesa exactamente con 2 cifras decimales una muestra de Magnesio menor de 0,4g. En este caso usaremos 0,2g, lo cual en la balanza deberá de indicar 0,8g para así asegurarnos de tener los 0,2g de Magnesio.



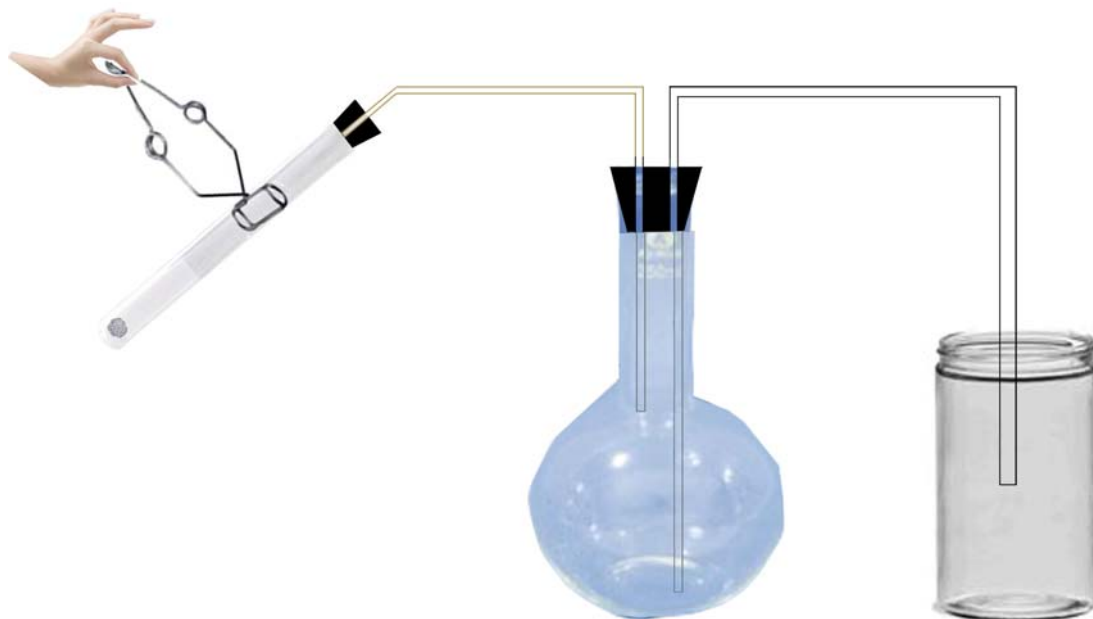
3. Se coloca en el tubo de ensayo 20mL de HCl 2,5M



- Se llena el balón con agua hasta que prácticamente se rebalse el agua. Enseguida se coloca el tapón de jebe bihoradado conectado a un frasco donde se va a recoger el agua desalojada.

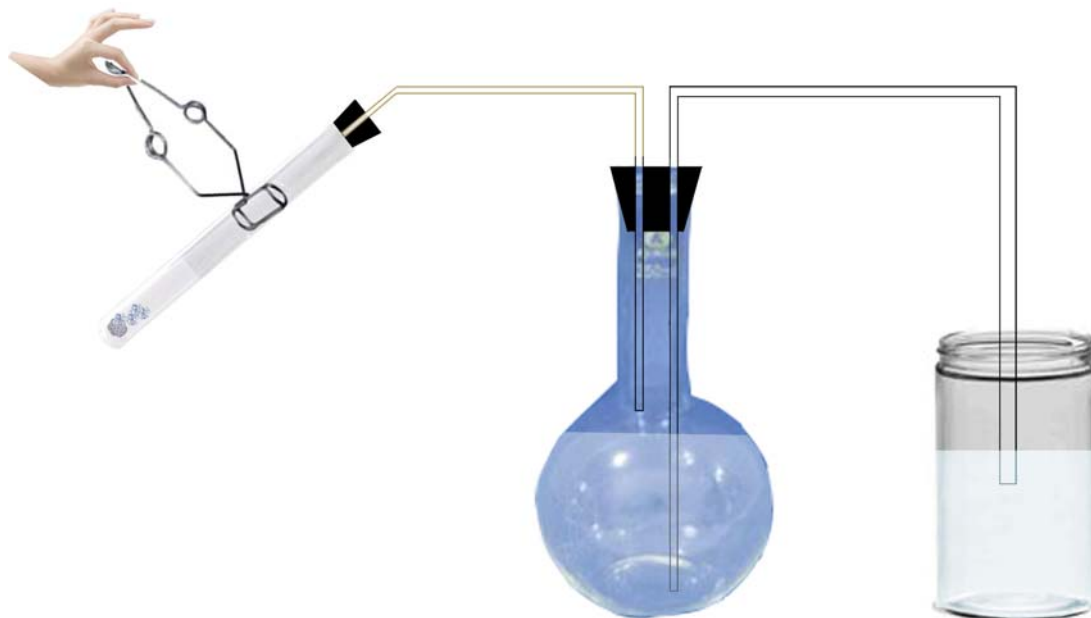


- Conectar con una manguera el otro tubo que hay en el balón junto con el tapón de corcho horadado, luego se coloca las virutas de Magnesio en el tubo con HCl e inmediatamente se tapa el tubo de ensayo sosteniéndolo con una pinza.

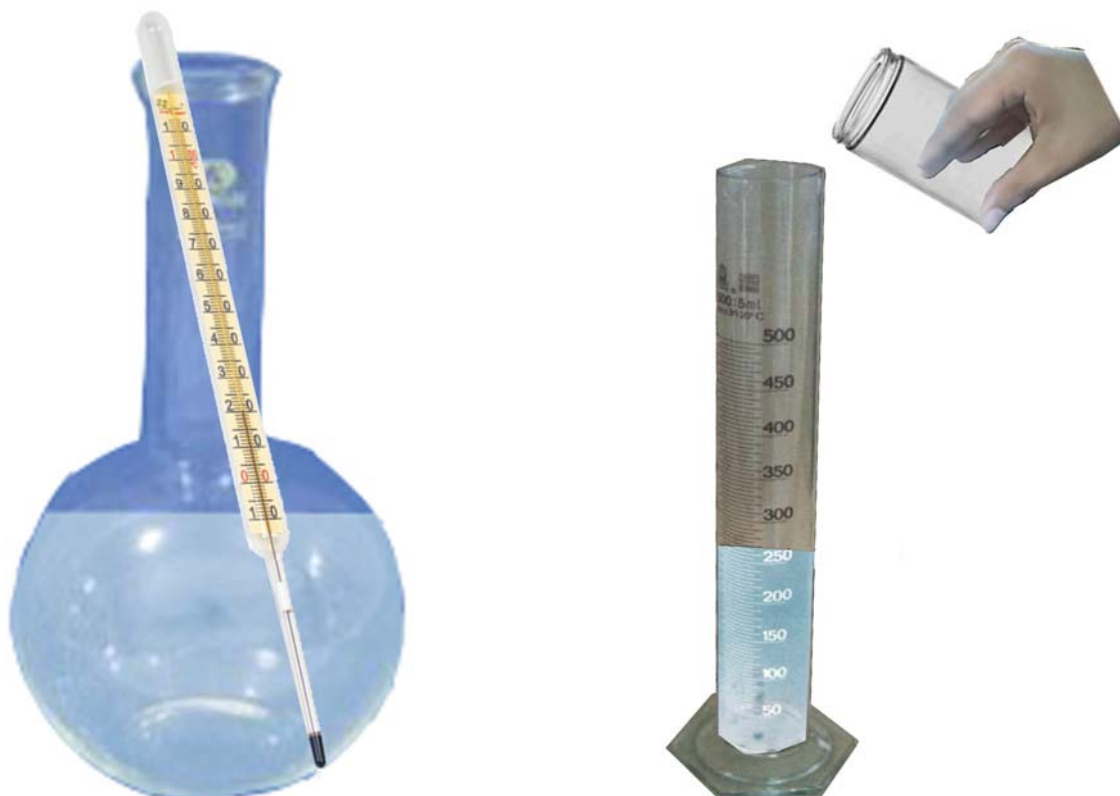




6. Ahí es donde comienza la reacción, producto de la reacción se desprende un gas, en este caso es el Hidrógeno, que al entrar en el balón, desplaza al agua. El agua pasa por las conexiones e inmediatamente se recoge en el frasco.



7. Al final de la reacción se mide la temperatura en el balón y también se mide el volumen de agua desplazado, echando el agua en una probeta graduada.



**RESULTADOS:**

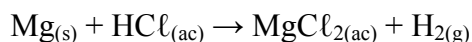
1. Peso del Magnesio ..... 0,2g
2. Temperatura del agua en el balón..... 20 °C + 273 = 293K
3. Presión de vapor de agua a 20° C ..... 17,5 mmHg
4. Presión barométrica ..... 756 mmHg
5. Presión de gas seco (4 – 3) ..... 738,5 mmHg
6. Volumen de H<sub>2</sub> = Volumen de agua desalojada..... 255 mL
7. Presión a CN..... 760 mmHg
8. Temperatura a CN ..... 273K
9. Volumen de H<sub>2</sub> a CN:

$$\frac{760 \times V_{H_2}(CN)}{273} = \frac{738,5 \times 255}{293}$$

$$V_{H_2}(CN) = 230,87 \text{ mL}$$

**CÁLCULO DEL PESO EQUIVALENTE:**

La reacción es:



- |                                     |       |
|-------------------------------------|-------|
| 1 mol (24g) .....                   | 22,4L |
| 12g (peso equivalente teórico)..... | V     |

$$V = 11,2 = 11200 \text{ mL}$$

- |                          |           |
|--------------------------|-----------|
| P-Eq (experimental)..... | 11200 mL  |
| 0,2g .....               | 230,87 mL |

$$\text{P-Eq (experimental)} = 9,70 \text{ g}$$

$$\% \text{ de error} = \frac{9,7 - 12}{12} \times 100 = -19,17\% \text{ (error por exceso)}$$

## ESTEQUIOMETRIA Y VOLUMEN MOLAR

1. Se pesa el tubo de ensayo limpio y seco.



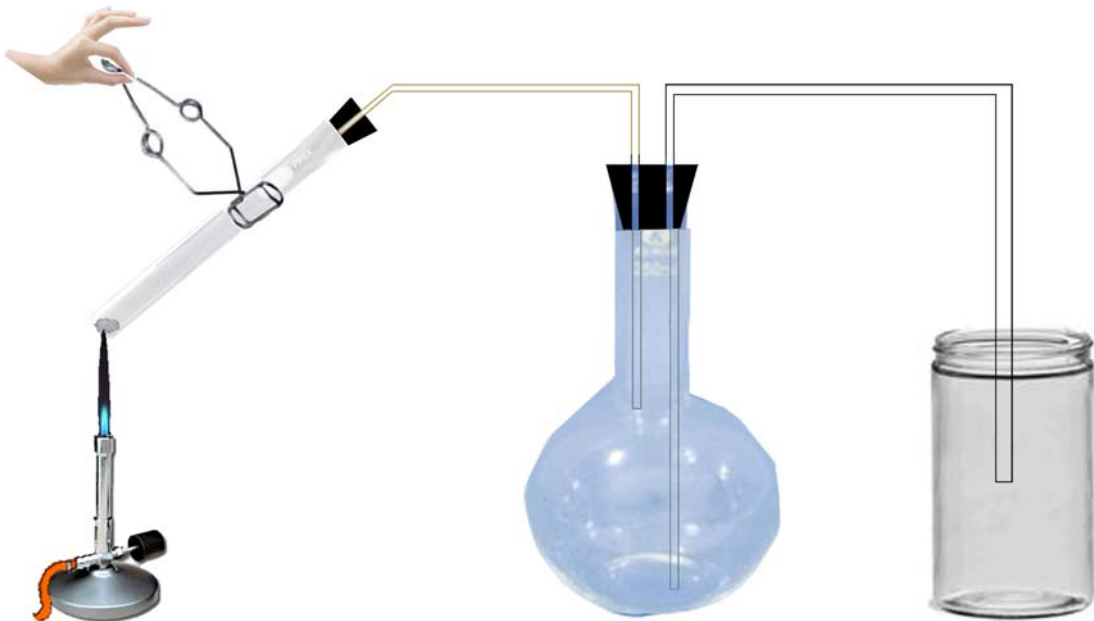
2. Se agrega una mezcla de  $MnO_2$  y  $KClO_3$  entre 0,8 a 1g (en este caso usaremos 1g) al tubo de ensayo e inmediatamente se vuelve a pesar para estar seguro de usar 1g.



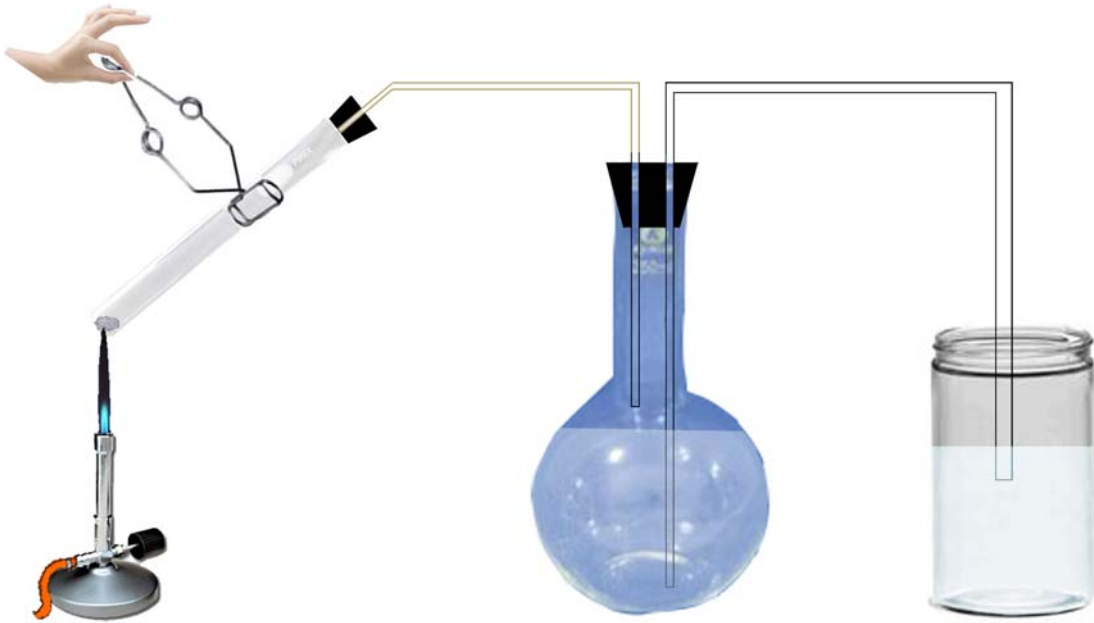
3. Se llena el balón con agua hasta que prácticamente se rebalse el agua. Enseguida se coloca el tapón de jebe bihoradado conectado a un frasco donde se va a recoger el agua desalojada.



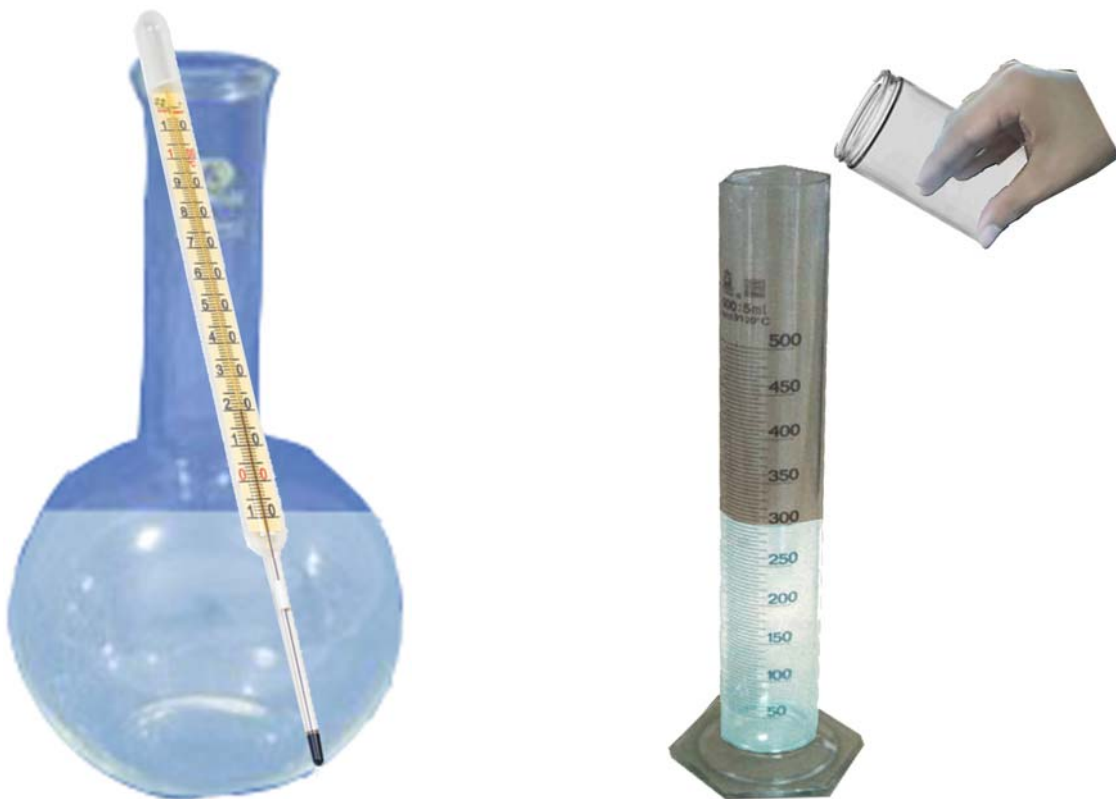
4. Se conecta todo el equipo y se procede a calentar el tubo de ensayo con la mezcla.



5. Luego de la reacción se obtiene Oxígeno que al pasar por el balón, desplaza al agua y esta se deposita en el frasco.



6. Al final de la reacción se mide la temperatura en el balón y también se mide el volumen de agua desplazado, echando el agua en una probeta graduada.



7. Se deja enfriar el tubo que contiene la mezcla en el desecador para luego pesarlo.



**RESULTADOS:**

1. Peso del tubo vacío .....	21,9g
2. Peso del tubo más la mezcla .....	22,9g
3. Peso del $KClO_3$ $(2 - 1) \times 0,875$ .....	0,9625g
4. Peso del $MnO_2$ $(2 - 1) \times 0,125$ .....	0,0375g
5. Peso del tubo más la mezcla (producto) .....	22,5g
6. Peso del $O_2$ experimental $(2 - 5)$ .....	0,4g
7. Temperatura del agua en el balón .....	$20\text{ }^\circ\text{C} + 273 = 293\text{K}$
8. Presión de vapor de agua a $20\text{ }^\circ\text{C}$ .....	17,5 mmHg
9. Presión barométrica .....	756 mmHg
10. Presión de gas seco $(9 - 8)$ .....	738,5 mmHg
11. Volumen de $O_2 =$ Volumen de agua desalojada .....	300 mL
12. Volumen de $O_2$ a CN:	

$$\frac{760 \times VO_2(CN)}{273} = \frac{738,5 \times 300}{293}$$

$$VO_2(CN) = 271,61\text{mL}$$

13. Cálculo del peso teórico de  $O_2$  de acuerdo a la reacción:



$$\frac{0,9625}{2 \times 122,5} = \frac{W_{\text{teórico}}}{3 \times 32}$$

$$W_{\text{teórico}} = 0,377\text{g}$$

$$14. \% \text{ de error (peso teor. } O_2) = \frac{0,377 - 0,4}{0,4} \times 100 = -5,75\% \text{ (error por exceso)}$$

15. Cálculo del volumen teórico de  $O_2$  a CN:



$$\frac{0,9625}{2 \times 122,5} = \frac{VO_2(CN)}{3 \times 22,4}$$

$$VO_2(CN) = 0,264\text{L} = 264\text{mL}$$

$$16. \% \text{ de error (volumen teor. a CN)} = \frac{264 - 300}{264} \times 100 = -12\% \text{ (error por exceso)}$$

17. Cálculo del volumen molar experimental a CN:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \dots\dots\dots V_{\text{CN}} \\ \frac{0,4}{32} \dots\dots\dots 0,2716\text{L} \end{array}$$

$$V_{\text{CN}} = 21,728\text{L}$$

$$18. \% \text{ de error (volumen exp. a CN)} = \frac{21,728 - 22,4}{22,4} \times 100 = -3\% \text{ (error por exceso)}$$



## *CONCLUSIONES*

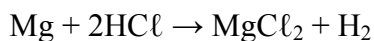
- Los resultados del primer experimento no resultaron muy satisfactorios ya que la cantidad de volumen de agua desplazada fue en exceso, esto sucedió porque había un exceso de Magnesio. Fue por este motivo que el peso equivalente experimental era distinto al peso equivalente teórico.
- Lo mismo sucedió con el segundo experimento

## **BIBLIOGRAFÍA**

- ✓ Química General 8th – Petrucci, Harwood, Herring
- ✓ Química - Estructura y Dinámica (J. M. Spencer, G. M. Bodner L. H. Rickard)
- ✓ La teoría y la práctica en el laboratorio de Química General – Konigsberg  
Fainstein Mina
- ✓ Cuaderno N° 1 “Preparación para la Olimpiada Peruana de Química 2006 –  
PUCP”
- ✓ Cuaderno N° 2 “Preparación para la Olimpiada Peruana de Química 2006 –  
PUCP”

**APENDICE**

1. En la reacción del Mg con el HCl se obtuvieron 45,0 L de H<sub>2</sub> a C.N. ¿Cuál es el peso de Mg utilizado? (Cl = 35,5, Mg = 24, H = 1)



$$\frac{W_{\text{Mg}}}{1 \times 24} = \frac{45}{1 \times 22,4}$$

$$W_{\text{Mg}} = 48,21 \text{ g}$$

2. ¿Por que el volumen obtenido en la práctica, se lleva a las condiciones normales?

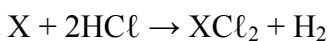
El volumen obtenido en la práctica, se lleva a condiciones normales porque es más fácil hacer cálculos químicos con el y así poder realizar prácticas en el laboratorio con un margen mínimo de error.

3. Nos dan 2,00g de NaOH ¿Cuántos equivalentes gramo de esta sustancia existirán?

$$\# \text{Eq} - \text{g}(\text{NaOH}) = \frac{W_{\text{NaOH}}}{P - \text{Eq}_{\text{NaOH}}}$$

$$\# \text{Eq} = \frac{2}{40} = 0,05$$

4. En un experimento con 0,415g de un metal se desprende 216mL de H<sub>2</sub>. Calcular el equivalente químico del metal.



$$\frac{0,415}{X} = \frac{0,216}{1 \times 22,4}$$

$$X = 43,03$$

$$P - \text{Eq} = \frac{43,03}{2} = 21,51$$



5. Si 1g de O<sub>2</sub> seco ocupa 0,7L a CN ¿Qué volumen ocupará si esta húmedo a 24 °C y a la presión de 726 mmHg? Suponer que es gas ideal

$$P_{GH} = P_{GS} + PVH_2O$$

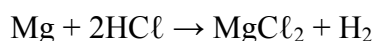
$$726 = P_{GS} + 22,4$$

$$P_{GS} = 703,6$$

$$\frac{760 \times 0,7}{273} = \frac{703,6 \times V}{297}$$

$$V = 0,822L$$

6. ¿Cuántos litros de H<sub>2</sub>, medidos sobre agua a 25°C y 743 mmHg podemos obtener de 1 Lb de Zn? (1 Lb = 453,6g)



$$\#Eq \text{ Zn} = \#Eq \text{ H}_2$$

$$\frac{453,6}{65,4} = \frac{WH_2}{2}$$

$$WH_2 = 13,87g$$

7. Enuncie las fuentes de error que tuvo al realizar el experimento de Determinación del peso equivalente

- La presión barométrica, ya que no se contaba con el equipo para medir la presión barométrica, se asumió que era de 756 mmHg como antes fue los años anteriores.
- La balanza electrónica no estaba bien calibrada como se suponía que lo estaba ya que es posible que el peso que usamos fuese más de lo que nos marcaba la balanza.
- La cantidad de volumen de agua desplazada fue en exceso, fue por este motivo que el peso equivalente experimental no tuvo un resultado satisfactorio.

8. En un experimento de preparación de oxígeno por desplazamiento del agua, se obtienen los siguientes datos: Temperatura del agua, 18 °C; presión atmosférica 700 mmHg ¿Cuál es la presión del gas seco?

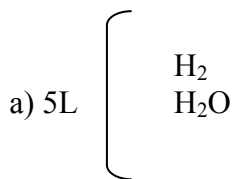
$$P_{ATM} = P_{GS} + PVH_2O$$

$$700 = P_{GS} + 15,5$$

$$P_{GS} = 684,5$$

9. En 5L de una mezcla de gas hidrógeno y vapor de agua saturada a 1atm y 25 °C, determine:

- a) Las moles de gas seco  
b) Los gramos de agua



Temperatura total = 25 °C + 273 = 298K  
Presión total = 1atm

$$PV = nRT$$

$$1 \times 5 = n \times 0,082 \times 298$$

$$n = 0,204$$

n = moles totales

$$P_{vH_2O} = 23,8 \text{ mmHg (a } 25 \text{ °C)}$$

1 atm .....	760 mmHg
$P_{H_2O}$ (atm).....	23,8 mmHg

$$P_{H_2O} = 0,031 \text{ atm}$$

Entonces:

$$P_{H_2O} = f_{mH_2O} \times P_t$$

$$0,031 = f_{mH_2O} \times 1$$

$$f_{mH_2O} = 0,031$$

$$f_{mH_2O} = \frac{nH_2O}{nt}$$

$$0,031 = \frac{nH_2O}{0,204}$$

$$nH_2O = 0,006$$

$$nH_2O + nH_2 = 0,204$$

$$0,006 + nH_2 = 0,204$$

$$nH_2 = 0,198$$

b)

$$nH_2O = \frac{WH_2O}{MH_2O}$$

$$0,006 = \frac{WH_2O}{18}$$

$$WH_2O = 0,108g$$

10. Se recogió un gas por desplazamiento de agua a 27 °C; la presión durante la recolección fue 102,2 Kpa y se recogieron 250 mL de gas. ¿Cuál es el volumen del gas seco en condiciones normales?

$$760 \text{ mmHg} \dots\dots\dots 101,3 \text{ Kpa}$$

$$P \text{ (mmHg)} \dots\dots\dots 102,2 \text{ Kpa}$$

$$P = 766,75 \text{ mmHg (gas húmedo)}$$

$$P_{GH} = P_{GS} + PVH_2O$$

$$766,75 = P_{GS} + 26,7$$

$$P_{GS} = 740,05$$

$$\frac{0,25 \times 740,05}{300} = \frac{V_{CN} \times 760}{273}$$

$$V_{CN} = 0,221L$$

11. Se recoge una muestra de 0,31 L de oxígeno por desplazamiento de agua a la presión de 101,3 Kpa y la temperatura ambiente de 25 °C

a) ¿Cuál es el peso de la muestra?

$$P_{GH} = P_{GS} + PV_{H_2O}$$

$$760 = P_{GS} + 23,8$$

$$P_{GS} = 736,2 \text{ mmHg}$$

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{w}{M} RT$$

$$MPV = wRT$$

$$32 \times 736,2 \times 0,31 = w \times 62,4 \times 298$$

$$w = 0,392 \text{ g}$$

b) ¿Cuál es la composición volumétrica?

c) ¿Qué volumen ocupará el oxígeno seco a condiciones normales?

$$\frac{760 \times V_{CN}}{273} = \frac{736,2 \times 0,31}{298}$$

$$V_{CN} = 0,275 \text{ L}$$

**12. El volumen ocupado por un gas seco a 25 °C y 750 mmHg es de 600cm<sup>3</sup>. Si este gas es recogido sobre agua se obtiene un gas húmedo, su presión es de 746 mmHg y su temperatura de 32 °C. Determine:**

a) El número de moles de gas seco

$$PV = nRT$$

$$750 \times 0,6 = n \times 62,4 \times 298$$

$$n = 0,024$$

b) La presión parcial de vapor en la mezcla gaseosa

$$Pv_{37^\circ C}^{H_2O} = 37,789$$

c) La presión parcial de gas seco en la mezcla

$$P_{GS} = 750 \text{ mmHg}$$

d) El volumen total recogido de gas húmedo (en mL)

$$V_{GS} = 600 \text{ mL}$$

**13. Se recolecta 27 mL de Oxígeno en un eudiómetro mediante desplazamiento de agua. El nivel del agua dentro del tubo es de 170 mm por encima del nivel del agua en el exterior del tubo. La presión barométrica es 741 mmHg y la temperatura de 25 °C. Si el gas oxígeno está saturado de agua, calcule:**

a) La presión del gas húmedo recolectado

$$P \text{ barométrica} = 741 = P_{GH}$$

b) La presión parcial de oxígeno en el gas recolectado

$$P \text{ barométrica} = P_{GS} + P_{VH_2O}$$

$$741 = P_{GS} + 23,8$$

$$P_{GS} = 717,2 \text{ mmHg}$$

c) El número de moles de oxígeno

$$PV = nRT$$

$$741 \times 0,027 = n \times 62,4 \times 298$$

$$n = 0,001$$

d) El número de moles de agua

$$PV = nRT$$

$$717,2 \times 0,027 = n \times 62,4 \times 298$$

$$n = 0,001$$