

# PRÁCTICA DE LABORATORIO DE QUÍMICA

## ESTEQUIOMETRÍA

### 1. OBJETIVOS.

- Calcular en moles y en gramos las cantidades de las sustancias que participan en una reacción química.
- Determinar experimentalmente el reactante límite de una reacción.
- Determinar el punto estequiométrico de una reacción.
- Determinar la concentración de una muestra ácido sulfúrico.
- Hallar el porcentaje de pureza del magnesio empleado en la determinación del punto estequiométrico en la reacción  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - METAL.

### 2. TEORÍA.

La estequiometría es el estudio de las relaciones de mol, masa, energía y volumen en las reacciones químicas; en otras palabras es la medición de las cantidades relativas de los reactantes y productos en una reacción química.

Una reacción química completa y balanceada proporciona más información que el simple señalamiento de cuáles sustancias son reactivos y cuáles productos. Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**. Por ejemplo el hidrógeno gas ( $\text{H}_2$ ) puede reaccionar con oxígeno gas ( $\text{O}_2$ ) para dar agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El '+' se lee como "reacciona con" y la flecha significa "produce". Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas reactivos. A la derecha de la flecha están las formulas químicas de las sustancias producidas denominadas productos de la reacción. Los números al lado de las formulas son los coeficientes (el coeficiente 1 se omite).

## Reactivos limitantes

Al reactivo que se ha consumido en su totalidad en una reacción química se le denomina **reactivo limitante**, ya que limita la cantidad de producto formado.

Por ejemplo:



Así si queremos obtener agua a partir de 10 moles de hidrógeno y 7 moles de oxígeno, cómo la estequiometría de la reacción es 2 moles de hidrógeno reaccionan con 1 mol de oxígeno para dar dos moles de agua, una vez haya reaccionado todo el hidrógeno nos quedarán dos moles de  $O_2$  y se habrán obtenido 10 moles de agua.

Así en el ejemplo anterior el hidrógeno era el reactivo limitante, ya que con los 7 moles de oxígeno podríamos haber obtenido 14 moles de agua.

¿Cómo operar para conocer cuál es el reactivo limitante de una reacción? Calculando **los moles** de producto que se obtienen con cada reactivo, suponiendo que el resto de reactivos están en cantidad suficiente. Aquel reactivo que nos dé el menor número potencial de moles de producto es el reactivo limitante. Al resto de reactivos, presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante, se les denomina **reactivos en exceso**.

### 3. PROCEDIMIENTO.

#### ***Precipitación del Cromato de Plomo.***

Colocar en ocho tubos de ensayos pequeños las cantidades de reactivo que se le indicarán antes de comenzar la práctica.

Completar a volumen final de 7 ml con agua destilada, agitar suavemente.

Dejar que decante la solución por un tiempo no menor de 30 minutos. Observar y comparar el resultado obtenido en la serie de tubos.

### **Reacción Mg- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

Realizar el montaje de la figura # 1. Llenar la cubeta y la probeta con agua en uno de los vertederos del laboratorio. Invertir la probeta y colocarla dentro de la cubeta, evitando la entrada de aire a la misma. Agregar al balón el volumen de ácido sulfúrico suministrado de concentración desconocida, de acuerdo con las indicaciones dadas por el profesor. Colocar el papel que contiene el Magnesio en el cuello del balón y tapanlo, dejar caer el papel sobre el ácido agitando cuidadosamente, evitando que el sistema se abra.

Suspender la agitación cuando no se desprenda más hidrógeno, medir el volumen de gas desplazado y la temperatura del balón.

Titule la solución de ácido sulfúrico resultante con hidróxido de sodio de concentración conocida, empleando fenolftaleína como indicador.

**Nota:** El reactivo límite en esta experiencia es el Mg.

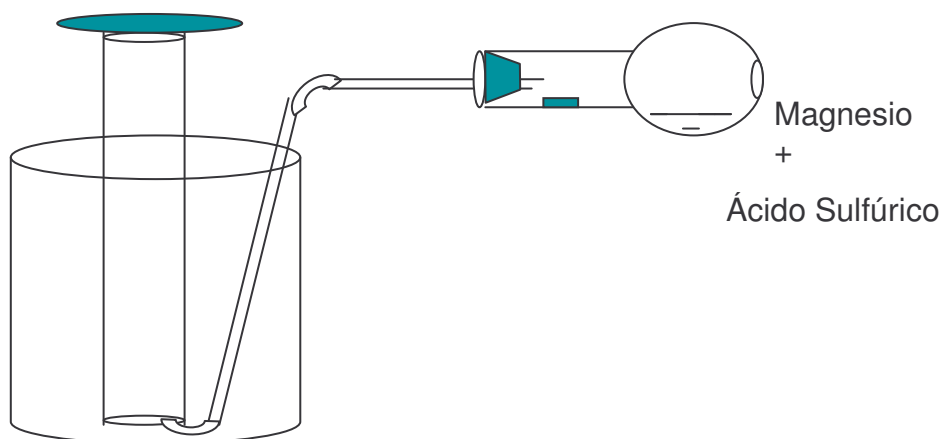


Figura 1. Esquema del montaje.

#### **4. PREGUNTAS.**

- a) Calcule el producido teórico y real de hidrógeno.
- b) Calcule el porcentaje de rendimiento de hidrógeno.
- c) Enumere las posibles fuentes de error en las que se incurrirían en la práctica de la reacción del magnesio con el ácido sulfúrico.
- d) Calcule la masa de precipitado en cada tubo.
- e) Como se determinaría la masa de cromato de plomo real en cada tubo.
- f) Escriba las ecuaciones correspondientes a las reacciones de su experiencia.

#### **5. BIBLIOGRAFÍA.**

- KENNET. W, KENNET D, RAYMOND E. Química General. McGraw Hill. 3° Edición. México. 1992.
- MASTERTON, W. L., Y E.J. SLOWINSKI. Química General Superior. 5° Edición. Interamericana. México. 1974.
- MORTIMER, CH. Química. 5 Ed. Fondo Educativo Interamericano. Belmont California. 1983.
- SKOOG Y WEST. Fundamentos de Química Analítica. Reverté. Barcelona. 1970.
- [www.monografias.com/trabajos12/prala/prala.shtml](http://www.monografias.com/trabajos12/prala/prala.shtml)