

Química 63.01 C  
Trabajo Práctico n.º 3  
Determinación de la masa molar del  
magnesio

Leandro Wirth      Leandro Barutta Sosa  
Guillermo Nicotera      Iñaki García Mendive

17 de Septiembre de 2008

## 1. Objetivos

Los objetivos de este trabajo práctico son:

- Calcular experimentalmente la masa molar del magnesio,
- Calcular el error del valor hallado experimentalmente en el laboratorio respecto del valor tabulado,
- Prever posibles causas de error en el cálculo de la masa molar del magnesio, y por último
- Resolver un problema experimental aplicando conocimientos sobre leyes de los gases.

## 2. Informe

1. Datos:

**Volumen leído en la probeta**  $V = 49,0 \text{ cm}^3$ .

**Presión atmosférica**  $P_{\text{atm}} = 1013 \text{ hPa} = 1,00 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ .

**Temperatura ambiente**  $T = 19,5^\circ\text{C}$ .

**Presión parcial del vapor de agua**  $p_{\text{vap. H}_2\text{O}} = 16,991 \text{ mm Hg}$ , a  $18,7^\circ\text{C}$ .

**Masa de magnesio**  $m_{\text{Mg}} = 0,06 \text{ g}$ .

**Altura de la columna de agua**  $h_{\text{H}_2\text{O}} = 9,5 \text{ cm}$ .

2. Cálculo de la presión parcial de hidrógeno ( $p_{\text{H}_2}$ ).

De acuerdo con el esquema, sería:

$$P_{\text{atm}} = p_{\text{H}_2} + p_{\text{vap. H}_2\text{O}} + P_{\text{col. H}_2\text{O}}, \quad (1)$$

en donde tanto  $p_{\text{H}_2}$  como  $P_{\text{col. H}_2\text{O}}$  (la presión de la columna de agua) nos son desconocidas. Procedemos entonces a calcular primero la presión de la columna de agua.

La presión buscada se obtiene de la siguiente ecuación:

$$h_{\text{H}_2\text{O}} \delta_{\text{H}_2\text{O}} = h_{\text{Hg}} \delta_{\text{Hg}}, \quad (2)$$

donde:

- $h_{\text{H}_2\text{O}}$  es la altura de la columna de agua,
- $\delta_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3$  es la densidad del agua,
- $h_{\text{Hg}}$  es la altura de la columna de mercurio, y
- $\delta_{\text{Hg}} = 13,6 \text{ g/cm}^3$  es la densidad del mercurio.

Como  $h_{\text{Hg}}$  no es sino la presión de la columna de agua expresada en milímetros de mercurio, tenemos:

$$\begin{aligned} P_{\text{col. H}_2\text{O}} &= \frac{h_{\text{H}_2\text{O}} \delta_{\text{H}_2\text{O}}}{\delta_{\text{Hg}}} \\ P_{\text{col. H}_2\text{O}} &= \frac{95 \text{ mm} \cdot 1 \text{ g/cm}^3}{13,6 \text{ g/cm}^3} \\ P_{\text{col. H}_2\text{O}} &= 6,985 \text{ mm Hg.} \end{aligned} \quad (3)$$

Luego, de la ecuación (1):

$$\begin{aligned} p_{\text{H}_2} &= P_{\text{atm}} - p_{\text{vap. H}_2\text{O}} - P_{\text{col. H}_2\text{O}} \\ p_{\text{H}_2} &= (760 - 16,991 - 6,985) \text{ mm Hg} \\ p_{\text{H}_2} &= 736,024 \text{ mm Hg.} \end{aligned} \quad (4)$$

O si no, también, en virtud de que  $760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm}$ :

$$p_{\text{H}_2} = 0,968 \text{ atm.} \quad (5)$$

### 3. Cálculo de la masa molar del magnesio determinada experimentalmente.

Según la ecuación:



tenemos que un mol de magnesio produce un mol de hidrógeno gaseoso. Entonces vamos a averiguar cuántos moles de hidrógeno había en la probeta, para saber con cuántos moles de magnesio reaccionaron. Para ello, planteamos la ecuación de los gases ideales:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{PV}{RT}, \quad (7)$$

donde:

- $P$  y  $V$  son datos, consignados en el inciso 1 (pág. 1),
- $R = 0,082 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol}$ , y
- $T = (273 + 19,5) \text{ K} = 292,5 \text{ K}$ ,

con lo cual:

$$\begin{aligned} n_{\text{H}_2} &= \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 0,049 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol} \cdot 292,5 \text{ K}} \\ n_{\text{H}_2} &= 1,976 \cdot 10^{-3} \text{ mol.} \end{aligned} \quad (8)$$

En consecuencia, planteamos:

$$\begin{aligned} n_{\text{Mg}} &= \frac{n_{\text{H}_2} 1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \\ n_{\text{Mg}} &= 1,976 \cdot 10^{-3} \text{ mol.} \end{aligned} \quad (9)$$

Luego, sabiendo que:

$$m_{\text{Mg}} = n_{\text{Mg}} M_{\text{Mg}}, \quad (10)$$

la masa molar buscada se calcula así:

$$M_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{n_{\text{Mg}}}$$
$$M_{\text{Mg}} = 30,340 \text{ g/mol}, \quad (11)$$

valor que comparamos, en el inciso 6, con el obtenido de tablas:

$$M_{\text{Mg de tablas}} = 24,312 \text{ g/mol}. \quad (12)$$

#### 4. Volumen de hidrógeno en CNPT.

Para realizar este ejercicio contamos con los siguientes datos:

- Condiciones del laboratorio:
  - $P_{\text{H}_2} = 0,968 \text{ atm}$
  - $V_{\text{H}_2} = 0,049 \text{ dm}^3$
  - $T_{\text{H}_2} = 19,5^\circ\text{C} = 292,5 \text{ K}$ .
- Condiciones CNPT:
  - $P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$
  - $T_{\text{H}_2} = 273 \text{ K}$ .

Luego, en virtud de la ecuación (7) de los gases ideales (pág. 2), planteamos:

$$\frac{P_{\text{H}_2} V_{\text{H}_2}}{T_{\text{H}_2}} = \frac{P_{\text{H}_2} V_{\text{H}_2}}{T_{\text{H}_2}}, \quad (13)$$

con lo cual:

$$V_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} V_{\text{H}_2} T_{\text{H}_2}}{T_{\text{H}_2} P_{\text{H}_2}}$$
$$V_{\text{H}_2} = \frac{0,968 \text{ atm} \cdot 0,049 \text{ dm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{292,5 \text{ K} \cdot 1 \text{ atm}}$$
$$V_{\text{H}_2} = 0,0443 \text{ dm}^3$$
$$V_{\text{H}_2} = 44,27 \text{ cm}^3. \quad (14)$$

5. Como se sabe por el experimento de Torrichelli, el equivalente de la presión que ejerce la atmósfera sobre la superficie de la Tierra es una columna de mercurio de 760 milímetros. Sin embargo, el que la columna sea de mercurio se debe sólo a una cuestión de comodidad, ya que la densidad del mercurio es superior a la de cualquier otro líquido, lo que hace que la columna no sea excesivamente alta. No obstante, esto no

quita que pudiera hallarse el equivalente con cualquier otro líquido (el agua, por ejemplo). De esta forma, tenemos que:

$$P_{\text{atm}} = h_{\text{H}_2\text{O}} \delta_{\text{H}_2\text{O}}, \quad (15)$$

y también que:

$$P_{\text{atm}} = h_{\text{Hg}} \delta_{\text{Hg}}, \quad (16)$$

con lo cual obtenemos:

$$h_{\text{H}_2\text{O}} \delta_{\text{H}_2\text{O}} = h_{\text{Hg}} \delta_{\text{Hg}}.$$

6. Cálculo del error absoluto y relativo por ciento con respecto al valor de tablas.

El error absoluto  $\epsilon_{\text{abs}}$  se calcula así:

$$\epsilon_{\text{abs}} = \left| M_{\text{Mg}} - M_{\text{Mg de tablas}} \right| \quad (17)$$

$$\epsilon_{\text{abs}} = |30,340 \text{ g/mol} - 24,312 \text{ g/mol}|$$

$$\epsilon_{\text{abs}} = 6,028 \text{ g/mol}. \quad (18)$$

En cuanto al error relativo  $\epsilon_{\text{rel}}$ , tenemos:

$$\epsilon_{\text{rel}} = \frac{\epsilon_{\text{abs}}}{M_{\text{Mg de tablas}}} \quad (19)$$

$$\epsilon_{\text{rel}} = \frac{6,028 \text{ g/mol}}{24,312 \text{ g/mol}}$$

$$\epsilon_{\text{rel}} = 0,248. \quad (20)$$

Por último, para el error relativo porcentual  $\epsilon_{\text{rel}} \%$  planteamos:

$$\epsilon_{\text{rel}} \% = \epsilon_{\text{rel}} \cdot 100 \% \quad (21)$$

$$\epsilon_{\text{rel}} \% = 0,248 \cdot 100 \%$$

$$\epsilon_{\text{rel}} \% = 24,8 \%, \quad (22)$$

$$\epsilon_{\text{rel}} \% \approx 25 \%. \quad (23)$$

7. Sobre la incidencia de aire en la probeta:

Sí, la probeta contiene aire ya que el Erlenmeyer no ha sido cerrado al vacío. Pero consideramos que no influye de manera apreciable en el experimento porque, si bien el aire dentro del aparato puede llegar a trabajar elásticamente y ceder por la presión del hidrógeno, esta variación de volumen del aire es tan ínfima que no causa molestia alguna.

8. Se pide que se determine si el error calculado es por exceso o por defecto en cada uno de los siguientes casos:

**Por fuga del gas obtenido** En ese caso el error relativo se da por exceso, ya que al perder gas hay menos moles de  $\text{H}_2$ , lo que nos lleva a pensar que había menos moles de Mg. Pero el peso medido de la cinta de Mg sigue siendo el mismo por lo que, para nosotros, cada mol de Mg pesaría más que lo que debiera.

**Por impurezas en la cinta de Mg** Aquí pueden suceder dos cosas: si al pesar la cinta de Mg sabemos que existen impurezas en la misma, las descontamos de la masa de Mg, y como no van a reaccionar con el HCl, no van a generar gas, motivo por el cual el experimento funcionaría correctamente. Pero si al pesar la cinta no sabemos que hay impurezas en la misma, vamos a pesar una masa que va a ser mayor que la de Mg presente. Esto llevaría a que, cuando dividamos la masa por el número de moles obtenido, llegaremos a un valor por encima de lo correcto. Es decir que hay un error por exceso.

**Por error en exceso en la pesada del Mg** En este caso el error relativo resultaría también por exceso, pues si se trabaja con una masa mayor a la que realmente se tiene, al final se obtendría un valor mayor de masa molar que el de tablas. ■