

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE QUÍMICA
DEPARTAMENTO DE FISICOQUÍMICA

MANUAL DE PRÁCTICAS
LABORATORIO DE TERMODINÁMICA
CLAVE 1212

Elaborado y revisado por Profesores del Departamento de FISICOQUÍMICA:

IQ. Fernando Morales Morales
Revisado: Dr. Sergio S. Rozenel Domenella

PRÁCTICA 4: DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE UNIVERSAL DE LOS GASES *R*

➤ OBJETIVO(S) ACADÉMICO(S)

Determinar experimentalmente la constante universal de los gases *R* y el volumen molar del hidrógeno.

➤ PROBLEMA

Manteniendo constantes la cantidad de materia (*n*), la presión (*P*) y la temperatura (*T*), obtener experimentalmente la constante universal de los gases *R* y el volumen molar en condiciones ambientales, a partir de la reacción de Mg y HCl para producir hidrógeno.

➤ REACTIVOS

- Ácido clorhídrico 3 M (5 mL)
- Magnesio en tiras (3 aprox. 4 cm c/u)
- Acetona o etanol

EQUIPOS (enlistar en la tabla los equipos que se emplearán en la práctica)

- Balanza digital

MATERIAL POR EQUIPO

1 Tubo de desprendimiento.	2 Pinzas para bureta
1 Jeringa de 3 mL con aguja	1 Pinza de tres dedos
1 Tapón de #0	3 soportes universales
2 Mangueras de látex (aprox. 50 cm)	1 Pipeta Pasteur
1 Bureta de 50 mL sin llave	1 Vaso de pp de 250 mL
1 Termómetro (0.1 °C)	1 Vidrio de reloj
1 Embudo de vidrio	

➤ DESARROLLO EXPERIMENTAL

1.- Armar el equipo que se muestra en la **Figura 1**, verificando que no existan fugas.

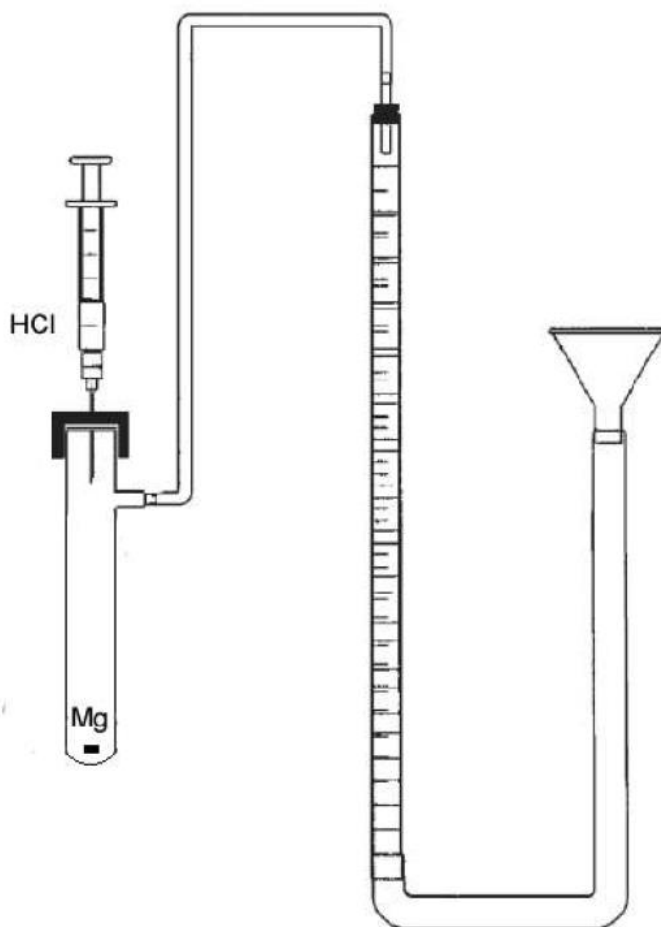


Figura 1. Aparato de Recolector de Gases

2. Llenar completamente la bureta hasta que el agua inunde el vástago del embudo.
3. Asegurar que no existan burbujas de aire en la bureta y mangueras.
- 4.- Medir la temperatura ambiente (T_{amb}) y presión barométrica (P_{atm}).
5. Dividir en 4 partes una tira de magnesio y pesar cada una para obtener la masa inicial (m_1).
6. Llenar la jeringa con HCl 3 M (este nos servirá para los tres experimentos) e insertar la aguja en el tapón del tubo.
7. Colocar el magnesio en el tubo y el tapón con la jeringa.
8. Medir el volumen inicial en la bureta (V_1).
9. Inyectar aproximadamente 0.5 mL de HCl.

10. Esperar 15 minutos a que la reacción finalice y que el gas obtenido alcance el equilibrio con la temperatura ambiente (T_{amb}).

11. Mover el embudo para igualar el nivel del agua con el nivel de la bureta, como se muestra en la **Figura 2**.

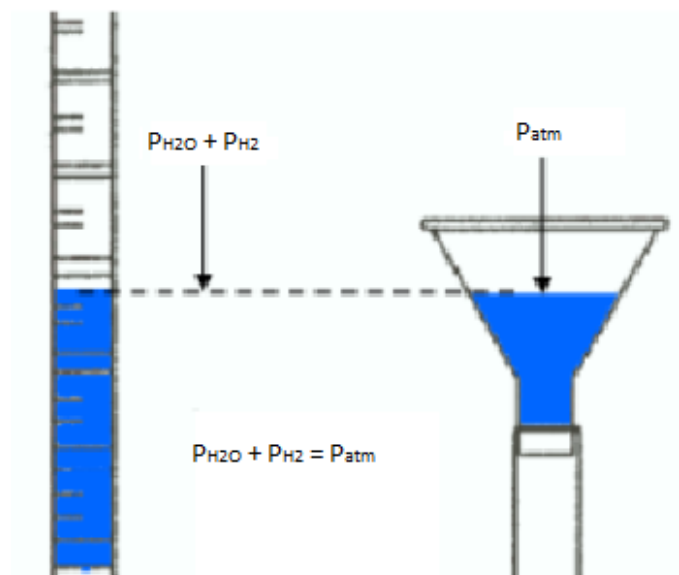


Figura 2: Niveles del agua

12. Medir el volumen final del gas en la bureta (V_2).

13. Desconectar el tubo del dispositivo y recuperar el Mg que no reacciona.

15. Lavar y secar perfectamente el Mg recuperado y obtener la masa final (m_2). Si es necesario, utiliza acetona o alcohol etílico para limpiarlo y secarlo.

16. Repite el experimento 2 veces más y registra los datos (nota: no necesitas secar el matraz o tubo, ni cambiar el agua en la bureta).

CÁLCULOS

NÚMERO DE MOLES

A partir de la masa final e inicial del Mg y la reacción balanceada con el HCl, se obtienen los moles de H_2 formados.

$$m_1 - m_2 = m_{reacción}$$

VOLUMEN

Con el volumen inicial y final medido en la bureta, se obtiene el volumen del H₂ recolectado.

$$V_2 - V_1 = V_{H_2}$$

PRESIÓN

El H₂ no es el único gas en la bureta, existe también vapor de agua además de otros (O₂, N₂). Para poder determinar la presión parcial del H₂ seco se necesita conocer la presión parcial del vapor de agua. En el experimento se ajusta el nivel de agua en el embudo con el de la bureta, esto significa que la presión total del sistema es igual a la presión atmosférica:

$$P_{atm} = P_{H_2O} + P_{H_2}$$

La presión del vapor del agua a temperatura ambiente se obtiene consultando el libro "CRC Handbook of Chemistry and Physics."

TEMPERATURA

La temperatura será (T_{amb}).

OBTENIENDO R

Finalmente utilizando la ecuación del gas ideal se obtendrá R en (atm L/mol K).

OBTENIENDO VOLUMEN MOLAR

Se conoce el volumen y el número de moles generadas de H₂, por lo que:

$$V_{molar H_2} = \frac{V_{H_2}}{n_{H_2}}$$

➤ CUESTIONARIO

Tabla 1: Resultados

	Experimento 1	Experimento 2	Experimento 3
Temperatura ambiente (K)			
Presión (hPa)			
Presión (atm)			
Masa de Mg inicial (g)			
Volumen inicial (mL)			
Volumen final (mL)			
Volumen de gas desprendido (mL)			
Volumen de gas desprendido (L)			
Masa de Mg final (g)			
Masa de Mg que reaccionó (g)			
Cantidad de Mg que reaccionó (mol)			
Cantidad de H ₂ formado (mol)			
Presión de vapor del agua a la temperatura de trabajo (kPa)			
Presión de vapor del agua a la temperatura de trabajo (atm)			
Presión parcial de H ₂ (atm)			
Constante universal R experimental (L*atm/molK)			
Volumen molar H ₂ (L/mol)			
% error R teórica			

1. A partir de la ecuación balanceada, demuestra, usando los cálculos apropiados, que el reactivo limitante en la reacción de formación del H₂ es el HCl.
2. ¿Qué errores experimentales influyeron en tu determinación de R ?
3. ¿Qué efectos tienen los siguientes errores experimentales en el cálculo del valor de R ? ¿Se incrementa el valor de R ?, ¿Decrece? ¿Se mantiene el valor? Explica tus respuestas para cada inciso.
 - a. Parte del HCl no reaccionó con el magnesio.
 - b. Hay un exceso de Mg en la reacción de generación del H₂.
 - c. La presión de vapor del agua no fue considerada en el cálculo de R .
 - d. Parte del H₂ escapó del matraz.

4. En muchas ocasiones es necesario utilizar la constante R en J/mol-K:
 - a. Usa la conversión de $1 \text{ L}\cdot\text{atm} = 101.325 \text{ J}$, para obtener la constante en estas unidades.
 - b. Calcula el % error del valor de R determinado en J/mol-K con el de la literatura.
5. Calcula el volumen molar (V/n) a las condiciones experimentales y compáralo con tus valores obtenidos a partir de la práctica.
6. Calcula el volumen por mol (volumen molar) a condiciones estándar (usa tu valor promedio experimental de R).

➤ REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Jensen, William B. *The Universal Gas Constant R*. *J. Chem. Educ.* **2003**, *80*, 731.
- David R. Lide; CRC Handbook of Chemistry and Physics; 84TH Edition 2003-2004. CRC Press; Pag. 984.
- Moss, David B.; Cornely, Kathleen. *J. Chem. Educ.* **2001**, *78*, 1260.
- Blanco, L. H.; Romero, C.M. *J. Chem. Educ.* **1995**, *72*, 933.
- Hewitt, P.G. (1999). Física conceptual. México: Addison Wesley Longman.
- Himmelblau, D.H. (1997) Principios básicos y cálculos en ingeniería química. México: CECSA.
- Laidler, K.J. y Meiser, J.H. (1997). Físicoquímica. México: Cía. Editorial Continental.
- Manrique, J.A. y Cárdenas, R.S. (1981). Termodinámica. México: Harla.
- Resnick, R., Halliday, D. y Krane, K. (1999). Física. Vol. I. México: Cía. Editorial Continental.

Apéndice I: Conocimientos previos

1. ¿Por qué la constante universal de los gases es representada por la letra R ?
2. ¿Por qué R es llamada la constante universal de los gases?
3. Escribe la reacción balanceada entre el Mg y HCl (productos).
4. Investiga los diferentes valores de la constante R en diferentes unidades.
5. Investiga la reactividad y toxicidad de los reactivos a utilizar.

Apéndice II: Preparación de reactivos

No hay preparación de reactivos para la práctica

Apéndice III: Disposición de residuos

Los productos de la reacción pueden desecharse directamente a la tarja, ya que solo tenemos MgCl_2 y H_2O .

➤ **ANEXOS**

- a) Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Facultad de Química.

- b) Reglamento para los Estudiantes y Profesores de los Cursos Experimentales del Departamento de Fisicoquímica.