



CENTRO DE CIENCIA BÁSICA

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA

PRÁCTICA DE LABORATORIO N°2

TEMA: Gas recogido sobre agua

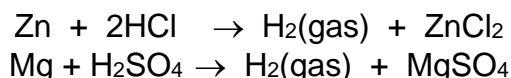
1. Competencias.

Al terminar la práctica el experimentador debe haber logrado:

- 1.1. Aprender a recoger gases sobre agua y a medir su volumen a las condiciones del laboratorio.
- 1.2. Diferenciar las presiones presentes en el montaje: La atmosférica, la del gas, la hidrostática y la del vapor del agua.
- 1.3. Expresar las presiones en cm de agua, cm de Hg, torr, atm, psi, bar, etc
- 1.4. Calcular la presión del gas al tener en cuenta la ley de Dalton de las presiones parciales.
- 1.5. Entender la diferencia entre gas seco y gas húmedo y utilizando la ecuación de estado de los gases ideales, calcular las moles presentes de gas y de vapor de agua, a las condiciones del laboratorio.

2. Aspectos teóricos.

Cuando un Metal reacciona con un ácido, el gas producido es H₂, como se observa en los siguientes ejemplos:



El estado gaseoso no tiene forma ni volumen definido y las moléculas presentes en él poseen constante movimiento que les permite chocar elásticamente entre sí y contra las paredes del recipiente, difundirse y ocupar todo el volumen disponible. Por lo tanto, en una mezcla de gases no reaccionantes, el volumen es el mismo para cada uno de ellos o sea todo el volumen del recipiente.

Los gases reales poseen pequeñas fuerzas atractivas entre sus moléculas, lo que les permiten ser licuados y lógicamente sus moléculas ocupan un volumen, pero que resulta ser muy pequeño al compararlo con volumen total. Sin embargo, en esta etapa de su estudio no tendremos en cuenta esas dos consideraciones; hablaremos de gases ideales y tendremos en cuenta la ecuación de estado de los gases ideales para relacionar las 4 variables de estado: volumen, presión, temperatura y moles.

$$PV = nRT \text{ donde } R = 0.082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}}$$



El gran movimiento de las moléculas de un gas y la gran separación entre ellas, permiten explicar propiedades tan importantes como: La compresión, que hace referencia a la reducción del volumen por acción de una fuerza externa. La difusión, es decir, la propiedad de expandirse por todo el volumen del recipiente que lo contiene; la dilatación, o sea, el aumento en volumen cuando aumenta la temperatura. La elasticidad, que se refiere a la propiedad que tiene el gas de recuperar su volumen cuando deja de actuar la fuerza que lo comprimió.

La presión total de una mezcla gaseosa, no reaccionante, es igual a la suma de las presiones parciales:

$P_t = P_p(\text{gas1}) + P_p(\text{gas2}) + P_p(\text{gas3}) + \dots$ (Ley de Dalton o de las Presiones parciales).

Se define la presión parcial como la que ejerce un gas, en una mezcla, pero como si estuviera solo y ocupando todo el volumen disponible. En nuestro caso, la mezcla gaseosa está constituida por hidrógeno y por agua en forma de vapor, ya que el gas se recoge al desalojar el agua contenida en un recipiente y que a su vez desalojó el aire contenido inicialmente en él.

Cuando en el recipiente queda además una columna de agua líquida, ella ejerce una presión conocida como Presión hidrostática (P_h) y que debe tenerse en cuenta al igualar la presión externa con la presión interna.

$P_{\text{atmosférica}} = P_{H_2} + P_{\text{vapor}} + P_h$.

La presión atmosférica depende de la altitud del lugar, por ejemplo, 760 torr a nivel del mar, **640 torr en Medellín**, 560 torr en Bogotá.

La presión de vapor del agua depende de la temperatura y de aquí la definición de temperatura de ebullición de un líquido: "Temperatura a la cual la presión de vapor del líquido iguala a la presión atmosférica del lugar". La presión de vapor del agua como una función de la temperatura aparece en tablas. A continuación, una serie de estos datos:



Temperatura (°C)	Presión de vapor del agua (mm de Hg) o (torr)
20	17.5
21	18.5
22	19.7
23	20.9
24	22.3
25	23.8
26	25.2
27	26.7
28	28.3
29	29.8
30	31.6

La presión hidrostática medida experimentalmente en cm de H₂O debe ser expresada en torr o sea en mmHg, mediante una de éstas dos expresiones:

$$P_h = h \text{ (mm de agua)} \times \frac{\text{densidad H}_2\text{O}}{\text{densidad Hg}}$$

$$P_h = h(\text{cm de agua}) \times \frac{760 \text{ torr}}{1033 \text{ cm H}_2\text{O}}$$

Al oxidarse todo el Metal (reactivo límite), por su transformación a la sal correspondiente, termina la reacción y se logra el equilibrio entre las presiones externa e interna.

La medición del volumen de la fase gaseosa, la temperatura experimental y la altura de la columna de agua, permite hallar el número de moles de H₂ y de H₂O por aplicación de la ecuación de estado.

3 .Equipo y reactivos.

Equipo.

Bureta, soporte universal, pinza de soporte, beaker de 500 mL, termómetro, pipeta graduada, hilo, corcho, probeta.

Reactivos.

Trozos de metal Mg, HCl 6M o H₂SO₄ 6M.

4. Parte experimental.

- Lavar bien la bureta y determinar el volumen que se puede albergar en la parte no graduada.
- Amarrar, con la punta de un hilo, un trocito de corcho, que pueda ser introducido en la bureta. Posteriormente, amarrar un trocito de Metal, que previamente fue pesado (se recomienda entre 0.020 y 0.030 g).
- Agregar en la bureta 20 mL del ácido de concentración conocida, medidos con pipeta o probeta; llenar con agua completamente la bureta, luego introducir el corcho-hilo-metal y finalmente, sin que entre aire, invertirla en un beaker grande que está, en sus $\frac{3}{4}$ partes lleno con agua.
- Realizar el montaje que se muestra en la figura 1.

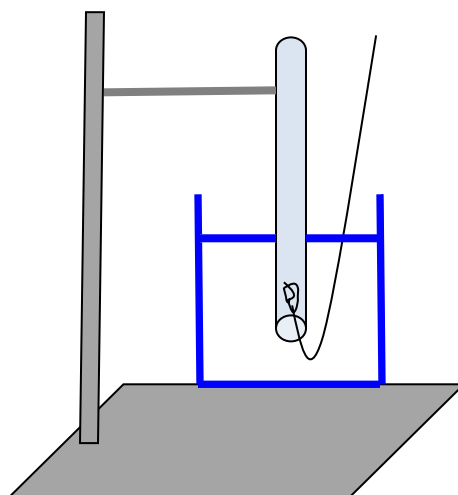


Figura 1. Recolección de gases sobre agua

- Utilizar la punta del hilo para subir o bajar el Metal y ponerlo en contacto con el ácido que se desplaza en sentido contrario.
- Medir la temperatura del agua en el beaker al empezar la reacción
- Esperar a que termine la reacción y medir el volumen de la fase gaseosa en mL y la altura de la columna de agua en cm. El área de la base de la bureta es de 1 cm^2 y la graduación de ambos está dada en cm, lo que nos permite medir volúmenes y longitudes.
- Desmontar y lavar.



PREINFORME (Debe realizarse a MANO)

A. Datos

Masa utilizada de metal (g)	
Volumen de ácido usado (mL)	
Concentración del ácido (Molaridad, M)	
Temperatura de la reacción (°C)	
Altura de la columna líquida (cm)	
Volumen de la mezcla gaseosa formada (mL)	
Presión del vapor de agua (torr)	
Presión atmosférica del lugar (torr)	

B. Cálculos

- Presión hidrostática (torr)

- Presión del H₂ seco (torr)

- Presión de H₂ húmedo (torr)

C. Anexe el diagrama de flujo sobre el desarrollo de la práctica realizado por cada integrante (es individual)



INFORME (Debe realizarse a mano)

Debidamente rotulado, el equipo de trabajo debe presentar un informe que contenga:

1. Escriba la ecuación química balanceada obtenida en la práctica
2. Moles de magnesio gastadas
3. Los cálculos para determinar el número de moles de ácido, presentes en el volumen agregado a la bureta
4. Determine quién es el reactivo límite y por qué
5. Los cálculos para determinar las moles de sal producidas
6. Los cálculos para determinar las moles de H_2 obtenidas.
7. Los cálculos para determinar las moles de agua, que como vapor están presentes en la fase gaseosa.
8. La densidad de la mezcla gaseosa
9. La masa molecular o molar de la mezcla gaseosa.
10. Si un mol de $H_2(g)$ tiene una masa de 2 g, ¿Cuál es su densidad a condiciones normales?
11. ¿Cuál es el volumen ocupado por un mol de $H_2(g)$ a condiciones normales?
12. Una muestra de gas pesa 3 g. A $28^\circ C$ tiene un volumen de 250 mL y una presión de 715 torr. ¿Cuál es la masa molar del gas?
13. Conclusiones sobre la práctica (elaborar mínimo 3)
14. Aplicaciones de la práctica de laboratorio en la industria y en la carrera a la que pertenece cada integrante del grupo (mínimo 2)
15. Bibliografía