

Encuentro Interinstitucional e Interdisciplinario  
“Enseñanza de las Ciencias Químico Biológicas y de la Salud  
en el entorno de las TIC”

Junio 2012

# Graficando Cantidades Estequiométricas

Rubro: Prácticas de Laboratorio

Autores:

Q.F.B. Yolanda Alicia Silva Aguirre; [yoalsiag@yahoo.com.mx](mailto:yoalsiag@yahoo.com.mx)

Dra. Graciela Muñoz Ramírez; [chelamr@yahoo.com](mailto:chelamr@yahoo.com)

Q.F.B. Marco Antonio Ocampo Ramírez; [marcoocampo692@msn.com](mailto:marcoocampo692@msn.com)

Colegio de Química Plantel (8) Miguel E. Schulz

## RESUMEN:

Estequiometría es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y sus reacciones. Se utiliza un dispositivo cerrado que permite capturar y medir el  $\text{CO}_2$  producido en la reacción  $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{CaCl}_{2(aq)}$ , Usando cantidades variables pero exactas de carbonato de calcio anhidro y un exceso de ácido clorhídrico que asegura su total reacción, se mide el volumen del gas producido en cada experimento. Con los datos obtenidos los alumnos trazan una gráfica que permite ver que a mayor cantidad de reactivo, mayor volumen del gas liberado. Además es posible realizar los cálculos para conocer la cantidad teórica del  $\text{CO}_2$  producido, permitiendo dar aplicación a las leyes de los gases estudiada con anterioridad.

## INTRODUCCIÓN:

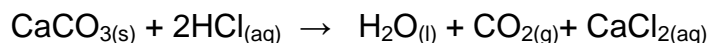
Estequiometría es el concepto usado para designar a la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas de las sustancias y sus reacciones. Su origen etimológico se compone de dos raíces:

- estequio que se refiere a las partes o elementos de los compuestos
- metría, que dice sobre la medida de las masas.

Así la estequiometria permite calcular la cantidad de reactivos que se necesitan para generar una cantidad definida de productos, o la cantidad de productos que se forma con una cantidad definida de reactivo. Es necesario contar con una reacción balanceada y establecer la cantidad en mols, masa o volumen que participa de cada sustancia en la reacción.

Cuando se tiene una reacción donde participan dos reactivos, existe una relación teórica de la cantidad de ambos; al agregar cantidades al azar de ambos reactivos, lo más probable es que uno de ellos se haya agregando en exceso y el otro reactivo se termine en la reacción, este último se denomina reactivo limitante.

En el presente trabajo se utiliza la reacción de carbonato de calcio con ácido clorhídrico en donde se genera cloruro de calcio y anhídrido carbónico gaseoso.



De la ecuación química se deduce que 1 mol de carbonato de calcio libera 1 mol del anhídrido carbónico gaseoso. La reacción se lleva a cabo con una cantidad conocida de carbonato de calcio y un exceso de ácido clorhídrico, para asegurar que todo el carbonato reacciona. La sal se coloca en un matraz Erlenmeyer cerrado con un tapón monohoradado y un tubo de escape con salida a una probeta previamente llenada con agua y sumergida en una cuba con agua para atrapar y medir en ella el  $\text{CO}_2$  desprendido.

De esta forma se hacen reaccionar cantidades diferentes de  $\text{CaCO}_3$ , midiendo en cada caso el volumen de  $\text{CO}_2$  (g) que se produce. Con los datos obtenidos los alumnos trazan una gráfica que permite ver que a mayor cantidad de reactivo, mayor volumen del gas liberado.

Llamamos volumen molar al espacio que ocupa 1 mol de cualquier gas en condiciones estándar ( 0° C y 101.3 KPa de presión) y es igual a 22.4 litros.

Puesto que nuestro trabajo tendrá lugar en temperatura y presión diferente a las condiciones estándares se tendrá que aplicar la ley combinada de los gases

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Además, de acuerdo con la ley de las presiones parciales de Dalton, la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases en la mezcla. En nuestro caso la presión atmosférica medida es la suma de la presión del vapor del agua y la presión del anhídrido carbónico.

$$P_{\text{atmosferica}} = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} \quad ; \quad P_{\text{atmosferica}} - P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{CO}_2}$$

#### MATERIALES:

##### Material:

- 1 cápsula de porcelana
- 1 soporte universal
- 1 pinza de tres dedos
- 1 cuba de agua
- 1 termómetro
- 1 Probeta de 100 mL
- 1 Matraz Erlenmeyer de 125 mL
- 1 Tapón monohoradado con tubo de escape doblado en ángulo de  $\approx 90^\circ$
- 15 cm de tubo de vidrio
- 40 cm manguera de hule latex
- 1 jeringa de plástico de 5 mL con aguja
- 1 vaso de precipitados de 50 mL

##### Equipo:

- Balanza analítica
- Estufa
- Desecador
- Computadora con Internet
- Interfase LESA
- Sensor LESA para presión
- Sensor LESA para temperatura

##### Reactivos:

- Carbonato de calcio anhidro
- Solución de ácido clorhídrico 2M
- Agua de la llave

### PREPARACIÓN PREVIA:

1. En una cápsula de porcelana se coloca el carbonato de calcio y se deja durante dos horas en la estufa a 110°C.
2. Se retira de la estufa la cápsula con la sal y se coloca en un desecador dejándolo inicialmente con una ligera entrada de aire mientras la sustancia se enfría y cerrando herméticamente después.

### AL INICIO DE LA PRÁCTICA:

Los alumnos trabajan en equipos de cuatro integrantes y se les solicita que busquen en Internet información sobre:

1. Propiedades físicas y químicas del anhídrido carbónico.
2. Tablas de presión de vapor del agua a diferentes temperaturas.

### MÉTODO:

Cada equipo arma el dispositivo en el que la reacción tendrá lugar.

1. Conectar los sensores de presión y temperatura a la interfase y encenderla
2. Conectar la interfase a la computadora y rectificar que los sensores estén funcionando.
3. Agregar agua de la llave a la cuba y llenar con agua la probeta
4. Colocar la probeta de cabeza dentro de la cuba de agua y fijarla al soporte universal con ayuda de la pinzas de tres dedos.
5. Preparar el tapón del matraz, atravesándolo con la aguja de la jeringa.
6. Conectar el tubo de escape del tapón a la manguera de latex y al tubo que se introduce en la probeta.
7. Preparar en el programa "Excel" la hoja para recibir los datos de carbonato de calcio usado y el volumen de anhídrido carbónico teórico, experimental y corregido, trabajado por todos y cada uno de los equipos

Gramos de CaCO <sub>3</sub>	Volumen del gas atrapado	Volumen real del CO <sub>2</sub> producido	Volumen teórico CO <sub>2</sub> producido

8. Usando la balanza analítica, pesar sobre los matraces cantidades variables de carbonato de calcio anhidro entre 0.07g y 0.25 g
9. Registrar exactamente la masa de carbonato de calcio de cada equipo. También anotar la presión atmosférica y temperatura de trabajo
10. Realizar los cálculos teóricos del volumen de gas a producir, considerando que el valor de la presión atmosférica es la suma de la presión del CO<sub>2</sub> y del H<sub>2</sub>O . Recordar que un mol de cualquier gas en condiciones estándar (0° C y 101.3 KPa de presión) ocupa 22.4 litros.
11. Desatornillar la jeringa de su aguja y medir 5 mL de solución 2 molar de ácido clorhídrico. Cuidar de no tener burbujas de aire y volver a colocarla en su aguja.
12. Tapar el matraz, rectificar que el tapón ajuste perfectamente; que la probeta está llena de agua y que la salida del tubo de escape se encuentra dentro de la probeta.
13. Inyectar rápidamente los 5 mL de HCl 2M y asegurarse de que todo el carbonato de calcio contenido en el matraz reaccione y que el CO<sub>2</sub> generado es atrapado en la probeta.
14. Tabular los datos considerando que al inyectar 5 mL de la solución de HCl el volumen del gas en nuestro dispositivo se incrementa en 5 mL

## MANEJO DE RESIDUOS

Los residuos que quedan en el matraz contienen ácido clorhídrico sin reaccionar y deben neutralizarse antes de desecharse.

## RESULTADOS:

Para realizar el cálculo teórico del gas producido, los alumnos cuentan con el valor de la presión ejercida por el vapor de agua a la temperatura en la que se trabaja (información previamente buscada en Internet); Habrán medido la temperatura y la presión atmosférica

Temperatura agua (en el sensor LESA)	21.2°C = 294.2K
P <sub>atmosferica</sub> (en el sensor LESA)	81.1 KPa
P <sub>H<sub>2</sub>O</sub> a 21°C (buscado en Internet)	2.49 KPa

$P_{\text{CO}_2}$ (calculada $P_{\text{CO}_2} = P_{\text{atmosferica}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$ )	78.61 KPa
--	-----------

La estequiometria de la reacción  $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{CaCl}_{2(aq)}$  permite ver que 1 mol de carbonato de calcio libera 1 mol del anhídrido carbónico gaseoso. Un mol de  $\text{CO}_2$  ocupa 22.4 L en condiciones estándares.

$$\begin{aligned} V_1 &= 22.4\text{L} & V_2 &= ? \\ P_1 &= 101.3\text{ KPa} & P_2 &= 78.61\text{ KPa} \\ T_1 &= 273\text{K} & T_2 &= 294.2\text{K} \end{aligned}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{101.3\text{KPa} (22.4\text{L}) (294.2\text{ K})}{273\text{ K} (78.61\text{KPa})} = 31.1\text{ L}$$

Puesto que la masa molecular del  $\text{CaCO}_3$  es de 100g

100 g de  $\text{CaCO}_3$  produce 31.1 L de  $\text{CO}_2$

masa de carbonato de calcio (gramos)	Volumen de gas atrapado (mL)	Volumen real del $\text{CO}_2$ producido (mL)	Volumen teórico de $\text{CO}_2$ producido (mL)
0.0954	36	$36 - 5 = 31$	29.67
0.1007	38	33	31.31
0.1008	39	34	31.34
0.1506	53	48	46.84
0.2001	70	65	62.23

#### ANÁLISIS:

Los resultados ya graficados permiten la reflexión sobre la forma de trabajar de cada equipo y en conjunto todo el grupo. Se comprueba que la cantidad de producto formado depende de la cantidad de reactivo utilizado.

## CONCLUSIONES:

La realización de esta práctica permite que los alumnos comprendan mejor lo que es la estequiometría; además de dar una revisión a las leyes de los gases, motivarlos a buscar información técnica en Internet, conocer el manejo de equipo especializado como la balanza analítica y la posibilidad de nuevas ideas como ¿Se estará disolviendo el  $\text{CO}_2$  en el agua?, ¿De qué otra manera podemos cuantificar el  $\text{CO}_2$  producido?, ¿Cómo podríamos medir la cantidad de cloruro de calcio formado?

## REFERENCIAS:

- Hein, Morris y Arena, Susan. (2001). *Fundamentos de Química*. México: Thomson Learning.
- Presión de vapor de agua líquida y hielo a varias temperaturas. Recuperado de [http://www.vaxasoftware.com/doc\\_edu/qui/pvh2o.pdf](http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/qui/pvh2o.pdf)