



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

LABORATORIO DE QUÍMICA

GUÍAS PARA ELABORAR REPORTE

Laboratorio de Química (6123)
Laboratorio de Química de Ciencias de la Tierra (6125)
Laboratorio de Química Inorgánica (6231)
Laboratorio de Sistemas Químicos en Ingeniería (6475)



INDICE

Asignaturas	PRÁCTICA	PÁGINA
LQ (6123), LQCT (6125).	DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE DISOLUCIONES Y SÓLIDOS	3
LQ (6123), LQCT (6125).	EXPERIMENTO DE J. J. THOMSON (GUÍA 1)	8
LQ (6123), LQCT (6125).	EXPERIMENTO DE J. J. THOMSON (GUÍA 2)	16
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231)	CICLO DEL SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO	20
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231) LSQI (6450)	PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES	23
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231) LSQI (6450)	CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRI- COS (GUÍA 1)	26
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231) LSQI (6450)	CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRI- COS (GUÍA 2)	30
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231) LSQI (6450)	CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRI- COS (GUÍA 3)	38
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231) LSQI (6450)	TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA	45
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231)	EQUILIBRIO QUÍMICO	51
LQ (6123), LQCT (6125) LQI (6231) LSQI (6450)	ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS. DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE AVO- GADRO	59
LQI (6231) LSQI (6450)	TITULACIÓN ÁCIDO-BASE	64



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA

DETERMINACIÓN DE LA DENSIDAD DE DISOLUCIONES Y SÓLIDOS

Guía para trabajo con cálculos y gráficos



Determinación de la densidad

Parte I. Densidad de disoluciones.

Para llenar la tabla 1 debe calcular la concentración molar de la disolución.

Tabla 1

Disolución	Brigada	Masa de NaCl [g]	Volumen de disolución [ml]	Concentración molar de la disolución [M]
A		1.0	50	
B		2.0	50	
C		3.0	50	
D		4.0	50	
E		5.0	50	
F		6.0	50	

1. Concentración molar del soluto en la disolución.

Se calculará la concentración molar de cloruro de sodio (NaCl) en la disolución. Para ello, primero se calcula la cantidad de sustancia de este soluto. Esto se consigue al dividir la masa de NaCl que se ha pesado entre su masa molar:

$$n_{NaCl}[mol] = \frac{m_{NaCl}[g]}{MM_{NaCl} \left[\frac{g}{mol} \right]}$$

La masa molar de NaCl (MM_{NaCl}) se calcula a partir de la fórmula química y la suma de los pesos atómicos de los átomos indicados en dicha fórmula. El resultado se multiplica por el factor de conversión: $\left(\frac{1 \left[\frac{g}{mol} \right]}{1 [u]} \right)$.

Para el NaCl:

$$MM_{NaCl} \left[\frac{g}{mol} \right] = (P. at. Na [u] + P. at. Cl [u]) * \left(\frac{1 \left[\frac{g}{mol} \right]}{1 [u]} \right)$$

$$MM_{NaCl} \left[\frac{g}{mol} \right] = (22.99[u] + 35.45[u]) * \left(\frac{1 \left[\frac{g}{mol} \right]}{1 [u]} \right)$$

Para el NaCl, la masa molar (MM) es igual a 58.44 [g/mol].

Así, la cantidad de sustancia de NaCl se obtiene al dividir la masa de soluto pesada entre la masa molar:



Guías para elaborar informe de práctica

$$n_{NaCl} [mol] = \frac{m_{NaCl} [g]}{58.44 \left[\frac{g}{mol} \right]}$$

Posteriormente, se divide la cantidad de sustancia expresada en [mol] entre el volumen de la disolución expresado en litros ($V = 50 [ml] = 0.05 [l]$):

$$C_M = \frac{n_{NaCl} [mol]}{0.05 [l]}$$

2. Masa de la disolución.

Se restará la masa del picnómetro vacío (m_{pv}) a la masa del picnómetro con disolución (m_{p+d}) para obtener la masa de la disolución (m_d):

$$m_d = m_{p+d} - m_{pv}$$

3. Densidad de la disolución.

Para determinar la densidad de la disolución (ρ) se dividirá la masa de la disolución: m_d entre el volumen de la disolución: V_d , el cual está representado por el volumen del picnómetro expresado en [cm³].

$$\rho = \frac{m_d}{V_d}$$

Se realizará el mismo procedimiento con la masa expresada en kilogramos y el volumen en metros cúbicos.

Con la información de las demás brigadas se llenará la tabla 2.

Tabla 2

B R I G A D A	D i s o l u c i ó n	Conc. Molar (C_M) de la disol. [M]	T [°C]	m_{p+d}		$m_d = m_{p+d} - m_{pv}$		$\rho = \frac{m_d}{V_p}$	
				[g]	[kg]	[g]	[kg]	$\left[\frac{g}{ml} \right]$	$\left[\frac{kg}{m^3} \right]$
A									
B									
C									
D									
E									
F									



Parte II. Densidad de sólidos.

Para llenar las tablas 5 y 6 del **manual de prácticas** se llevará a cabo la metodología que se enumera a continuación.

1. Masa del sólido.

Se calculará la masa ($m_{sólido}$) en gramos [g] de las piezas metálicas al restar la masa 2 (m_2) menos la masa 1 (m_1):

$$m_{sólido} = m_2 - m_1$$

Este paso también se llevará a cabo con las masas expresadas en kilogramos.

2. Volumen del sólido.

Se determinará el volumen ($V_{sólido}$) en [ml] de las piezas metálicas al hacer la diferencia entre el volumen final (V_f) y el volumen inicial (V_i) del agua que está al interior de la probeta:

$$V_{sólido} = V_f - V_i$$

3. Densidad del sólido.

Para obtener la densidad del sólido ($\rho_{sólido}$) en [g/cm³] se dividirá la masa del sólido entre el volumen del sólido:

$$\rho_{sólido} = \frac{m_{sólido}}{V_{sólido}}$$

De acuerdo con lo anterior, se obtendrán tres datos de densidad. Por otro lado, se realizará el mismo procedimiento con la masa expresada en kilogramos y el volumen en metros cúbicos.

4. Densidad promedio.

Se calculará la densidad promedio del sólido tanto en [g/cm³] como en [kg/m³]:

$$\bar{\rho} = \frac{\sum_{i=1}^n \rho_i}{N}$$

5. Desviación estándar.

Se determinará la desviación estándar muestral con los datos registrados de la densidad del sólido, tanto en [g/cm³] como en [kg/m³]:

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (\rho_i - \bar{\rho})^2}{n - 1}}$$

Para tres datos, la expresión queda como:

$$s = \sqrt{\frac{(\rho_1 - \bar{\rho})^2 + (\rho_2 - \bar{\rho})^2 + (\rho_3 - \bar{\rho})^2}{(3 - 1)}} = \sqrt{\frac{(\rho_1 - \bar{\rho})^2 + (\rho_2 - \bar{\rho})^2 + (\rho_3 - \bar{\rho})^2}{2}}$$



Guías para elaborar informe de práctica

6. Incertidumbre de la medición de la densidad del sólido.

Se obtendrá la incertidumbre de la densidad del sólido, tanto en [g/cm³] como en [kg/m³]:

$$\Delta\rho = \frac{2s}{\sqrt{n}}$$

La densidad del sólido ($\rho_{sólido}$) se reportará de acuerdo con la densidad promedio y la incertidumbre que se obtuvieron:

$$\rho_{sólido} = \bar{\rho} \pm \Delta\rho$$

7. Porcentaje de exactitud experimental en la determinación de la densidad del sólido.

Se usará la tabla 6 del **manual de prácticas** para comparar los datos que en ella se reportan, con los valores de densidad que se obtuvieron de manera previa, y así identificar cuál es el sólido con el que se ha trabajado.

Una vez que se ha identificado al metal, se calculará el porcentaje de exactitud experimental (% *EE*) de la determinación de la densidad experimental ($\rho_{exp} = \rho_{sólido}$). La densidad teórica (ρ_{teo}) es la que se muestra en la tabla 6 del **manual de prácticas**.

$$\% EE = \frac{|\rho_{teo} - \rho_{exp}|}{\rho_{teo}} \times 100$$

Autor:

- M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA

EXPERIMENTO DE J. J. THOMSON

Guía 1 para trabajo con cálculos y gráficos



Experimento de J. J. Thomson

Resumen de las ecuaciones necesarias para entender el experimento y la deducción de la ecuación para el cálculo de la relación carga/masa (q/m) experimental.

$$(1) \quad E_k = q \cdot \Delta V$$

$$(2) \quad E_k = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

$$(3) \quad \frac{q}{m} = \frac{v^2}{2 \cdot \Delta V}$$

$$(4) \quad v = \sqrt{2 \cdot \Delta V \cdot \frac{q}{m}}$$

$$(5) \quad \frac{q}{m} = \frac{2 \cdot \Delta V}{(B \cdot r)^2}$$

$$(6) \quad F_m = q \cdot v \cdot B \cdot \text{sen}\theta$$

$$(7) \quad F_m = q \cdot v \cdot B \quad (11)$$

$$(8) \quad F_c = \frac{m \cdot v^2}{r}$$

$$(9) \quad q \cdot B = \frac{m \cdot v}{r} \quad (12)$$

$$(10) \quad \frac{q}{m} = \frac{v}{B \cdot r}$$

$$B = \frac{N \cdot \mu_0 \cdot I}{\left(\frac{5}{4}\right)^{\frac{3}{2}} \cdot a}$$

$$\frac{q}{m} = \frac{2 \cdot \Delta V \cdot \left(\frac{5}{4}\right)^3 \cdot a^2}{(N \cdot \mu_0 \cdot I \cdot r)^2}$$

Es importante recordar que, a partir de la ecuación 12, se puede despejar a la relación carga/masa para los dos experimentos que se efectúan en el laboratorio. Asimismo, hay que considerar que los datos del número de espiras (N), radio de las espiras (a) y permitividad magnética del vacío (μ_0) se pueden encontrar en el [manual de prácticas](#).

Parte I. Relación carga/masa (q/m) a partir de los datos que se obtuvieron con una diferencia de potencial (ΔV) constante.

A partir de la ecuación 12, se obtienen una nueva expresión (ecuación 13) donde ya se despejó el radio al cuadrado (r^2).

$$(13) \quad r^2 = \frac{2 \cdot \Delta V \cdot \left(\frac{5}{4}\right)^3 \cdot a^2}{(N \cdot \mu_0)^2 \cdot \frac{q}{m}} \times \frac{1}{I^2}$$

$y = \quad m \quad x + b$

Después del experimento con $\Delta V = 250$ [V], se tendrá la tabla 1.

Tabla 1.



Guías para elaborar informe de práctica

Diámetro [cm]	11.0	10.5	10.0	9.5
Intensidad de corriente [A]	1.16	1.22	1.26	1.34

En el primer paso, se completará la tabla 1 con todos los datos necesarios para realizar los cálculos que corresponden con las actividades de la práctica (tabla 2). Todas las unidades deben coincidir con en el sistema internacional (SI).

Tabla 2.

d [cm]	r [m]	r^2 [m ²]	I [A]	I^2 [A ²]	$I^{-2} = \frac{1}{I^2}$ [A ⁻²]
11.0	0.05500	0.00303	1.16	1.34560	0.74316
10.5	0.05250	0.00276	1.22	1.48840	0.67186
10.0	0.05000	0.00250	1.26	1.58760	0.62988
9.5	0.04750	0.00226	1.34	1.79560	0.55692

Una vez que se tenga la tabla 2, hay que identificar aquellos valores necesarios para trazar la gráfica (tabla 3) y así obtener el modelo matemático que corresponde.

Tabla 3.

$x: I^{-2} = \frac{1}{I^2}$ [A ⁻²]	0.74316	0.67186	0.62988	0.55692
$y: r^2$ [m ²]	0.00303	0.00276	0.00250	0.00226

Con estos datos, es posible utilizar una hoja de cálculo para obtener la gráfica. En caso de usar Excel®, los datos de la tabla 3 se capturarán en esta hoja de cálculo y se seleccionarán con la opción *Insertar* → *Gráficos* → *Dispersión* → *Dispersión* (figura 1) para construir la gráfica.



Guías para elaborar informe de práctica

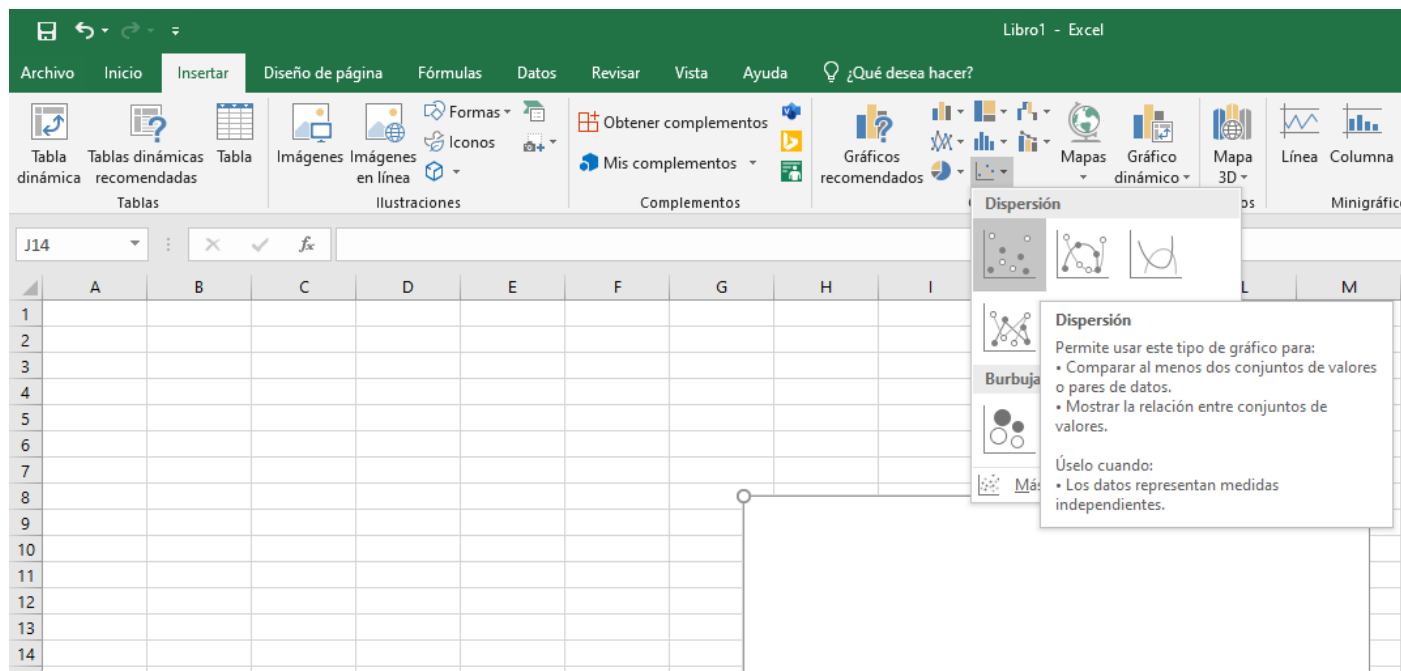


Figura 1.

De acuerdo con lo anterior, se obtiene la gráfica de la figura 2.

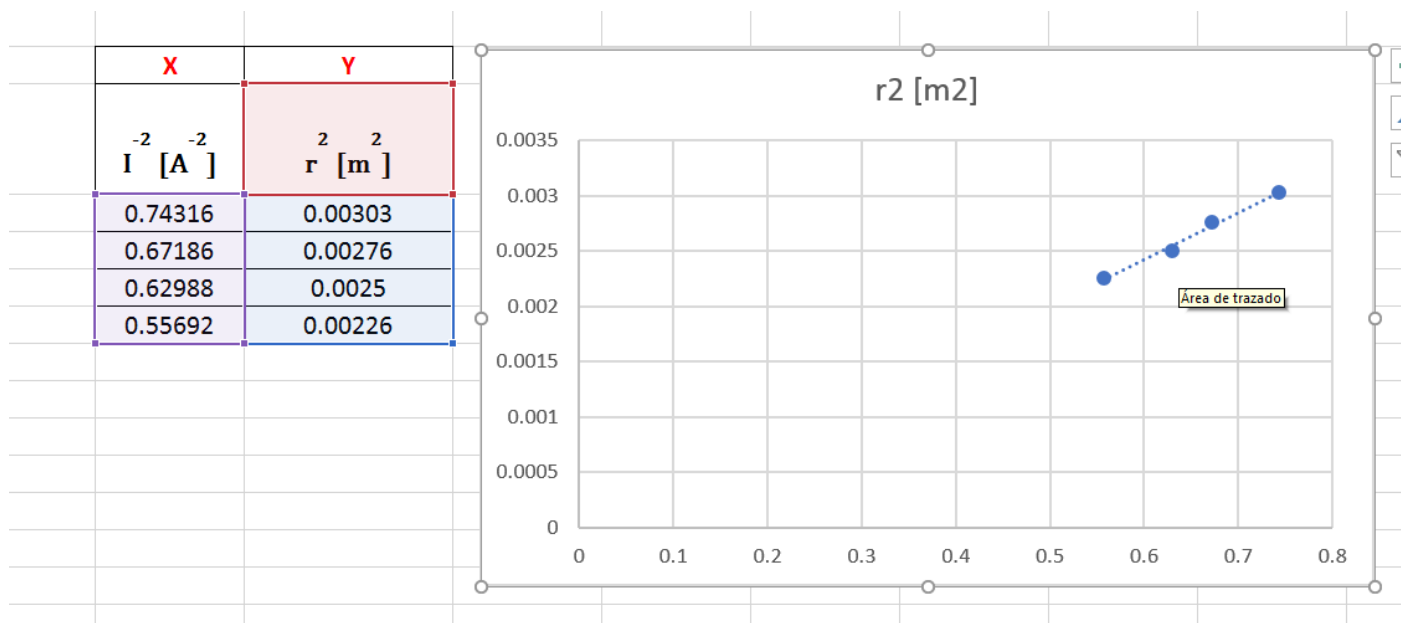


Figura 2.

Una vez que se obtuvo el gráfico, se colocará el cursor sobre los puntos y se dará clic derecho para mostrar un menú desplegable y elegir la opción *Agregar línea de tendencia...* (figura 3).



Guías para elaborar informe de práctica

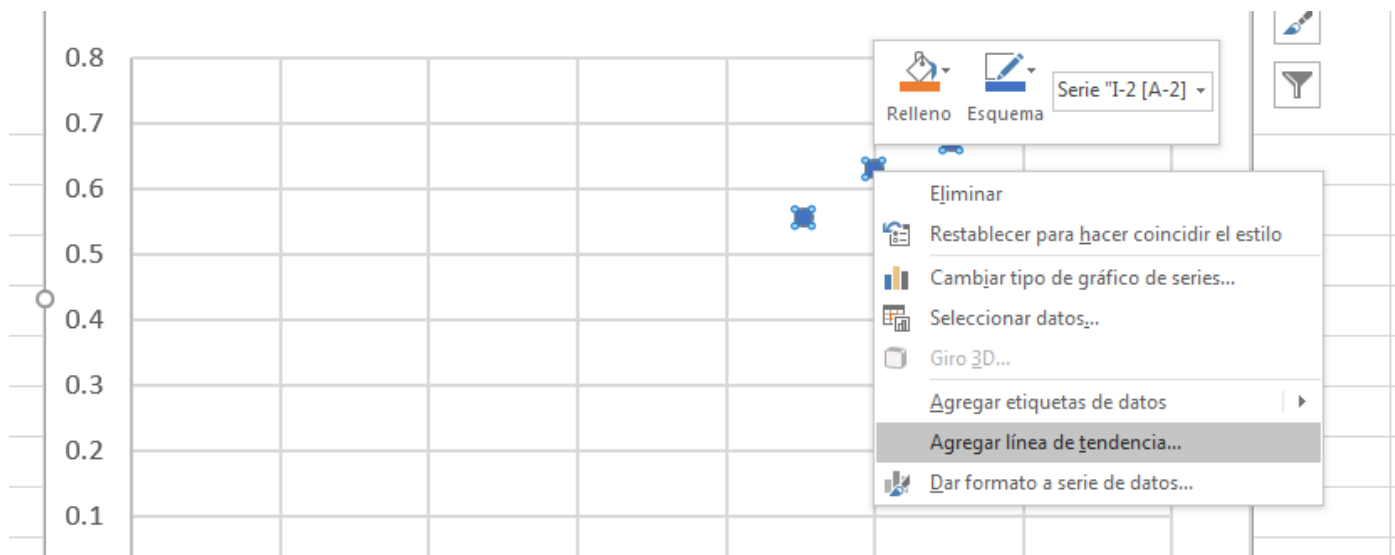


Figura 3.

A continuación, la hoja de cálculo mostrará un menú con las opciones de formato de la línea de tendencia, en las cuales se elegirá la tendencia lineal y se marcarán las opciones *Presentar ecuación en el gráfico* y *Presentar el valor de R cuadrado en el gráfico* (figura 4).

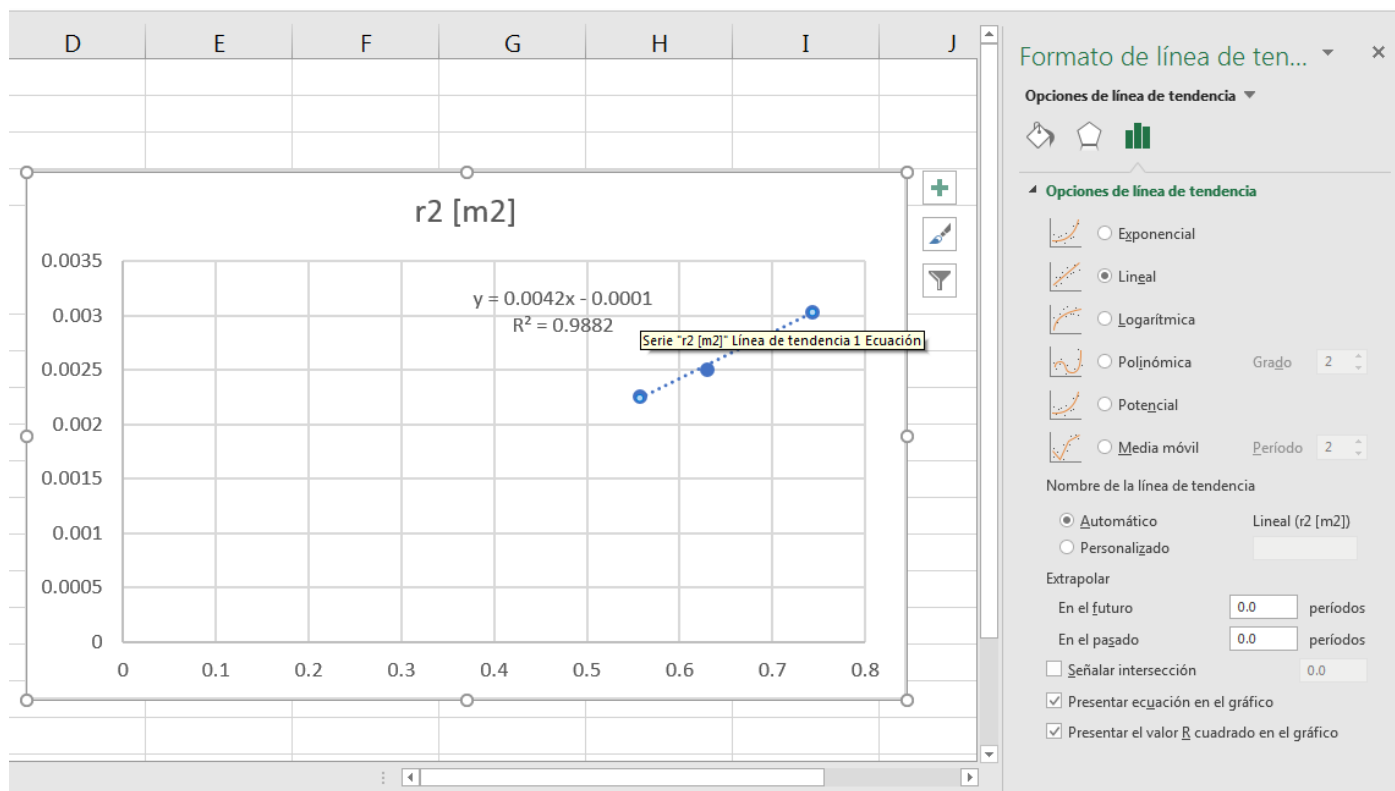


Figura 4.



Guías para elaborar informe de práctica

Una vez que se obtengan los datos en el gráfico, se usarán para obtener los valores necesarios para completar las actividades del informe de práctica.

Se debe considerar que la obtención del parámetro R^2 proporciona información adicional acerca del comportamiento de los datos experimentales. Cuanto más se acerque a 1 el valor de R^2 , se interpretará de forma que los datos obtenidos siguen una tendencia lineal que se ajusta muy bien con el modelo matemático propuesto.

Ahora bien, la ecuación del gráfico que obtuvo es la siguiente:

$$y = mx + b = 0.0042x - 0.0001$$

Pero nuestras variables experimentales son:

$$r^2 [m^2] = 0.0042 I^{-2} \left[\frac{m^2}{A^{-2}} \right] - 0.0001 [m^2]$$

Donde el valor de la pendiente es $m = 0.0042$.

Si volvemos a la ecuación 13, se obtendrá una expresión matemática para el valor de la pendiente:

$$m = \frac{2 \cdot V \cdot \left(\frac{5}{4}\right)^3 \cdot a^2}{(N \cdot \mu_0)^2 \cdot \left(\frac{q}{m}\right)_{\text{experimental}}}$$

De donde se despejará la relación carga/masa (q/m):

$$\left(\frac{q}{m}\right)_{\text{experimental}} = \frac{2 \cdot V \cdot \left(\frac{5}{4}\right)^3 \cdot a^2}{(N \cdot \mu_0)^2 \cdot m}$$

Solo resta sustituir los valores que se determinaron en la ecuación anterior:

$$\left(\frac{q}{m}\right)_{\text{experimental}} = \frac{2 \cdot (250 [V]) \cdot \left(\frac{5}{4}\right)^3 \cdot (0.14 [m])^2}{(130 \cdot 4\pi \times 10^{-7} \left[\frac{T \cdot m}{A}\right])^2 \cdot (0.0042 \left[\frac{m^2}{A^{-2}}\right])}$$
$$\left(\frac{q}{m}\right)_{\text{experimental}} = 1.70765 \times 10^{11} \left[\frac{C}{kg}\right]$$

Con el valor experimental se calculará el porcentaje de exactitud experimental (% EE):



Guías para elaborar informe de práctica

$$\% EE = \frac{\left| \left(\frac{q}{m} \right)_{real} - \left(\frac{q}{m} \right)_{experimental} \right|}{\left(\frac{q}{m} \right)_{real}} \times 100$$

$$\% EE = \frac{\left| 1.75882 \times 10^{11} \left[\frac{C}{kg} \right] - 1.70765 \times 10^{11} \left[\frac{C}{kg} \right] \right|}{1.75882 \times 10^{11} \left[\frac{C}{kg} \right]} \times 100 = 2.91\%$$

Parte II. Relación carga/masa (q/m) a partir de los datos que se obtuvieron con una intensidad de corriente (I) constante.

Se realizará la misma metodología para esta parte de la actividad experimental, a intensidad de corriente constante ($I = 1.2$ [A]). Para ello, se considerará la tabla 4.

Tabla 4.

d [cm]	r [m]	r^2 [m ²]	ΔV [V]

Y se obtendrá una nueva expresión (ecuación 14) a partir de la ecuación 12:

$$(14) \quad \boxed{r^2} = \frac{2 \cdot \left(\frac{5}{4}\right)^3 \cdot a^2}{(N \cdot \mu_0 \cdot I)^2 \cdot \frac{q}{m}} \times \Delta V$$

$y =$ m $x + b$



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

Autor:

- Dr. Ehecatl Luis David Paleo González

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA

EXPERIMENTO DE J. J. THOMSON

Guía 2 para trabajo con cálculos y gráficos



Experimento de J. J. Thomson

Parte I. Relación carga/masa (q/m) a partir de los datos que se obtuvieron con una diferencia de potencial (ΔV) constante.

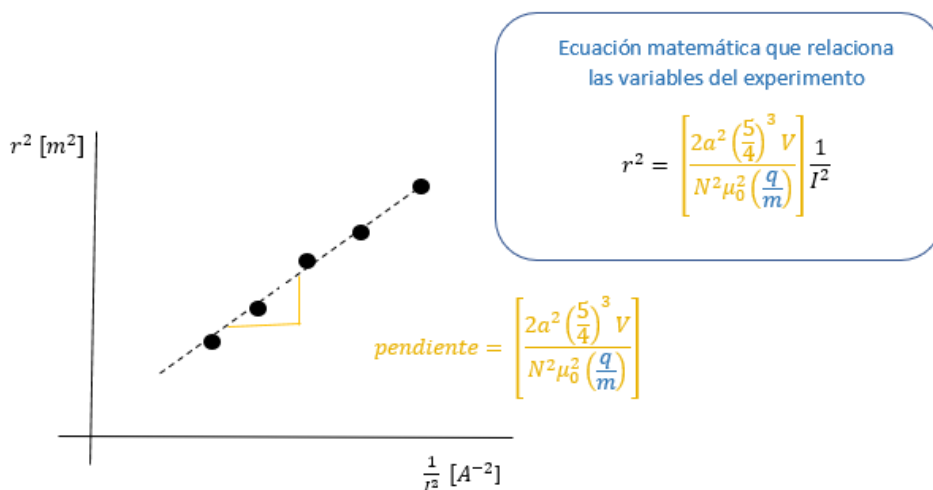
Para el experimento a voltaje constante se llevará a cabo la metodología que se enumera a continuación.

1. Se elevará al cuadrado cada valor de Intensidad de corriente (I) y se obtendrá su inverso matemático:

$$\frac{1}{I^2}$$

2. Se determinará el valor de radio de curvatura y se elevará al cuadrado (r^2).

3. Se trazará la gráfica que se muestra a continuación:



$$a: \text{radio de las bobinas} = 0.15 \text{ [m]}$$

$$N: \text{número de vueltas de las bobinas} = 130$$

$$\mu_0 = 4\pi \times 10^{-7} \left[\frac{T \cdot m}{A} \right]$$

V : diferencia de potencial [V] que genera los rayos

I : intensidad de corriente eléctrica [A] que circula por las bobinas

r : radio de curvatura [m]

4. Se obtendrá una línea recta, de la que nos interesa su pendiente y su coeficiente de correlación. La pendiente se determinará por regresión lineal de los datos y nos ayudará a determinar la relación carga/masa (q/m) en las condiciones experimentales.



Guías para elaborar informe de práctica

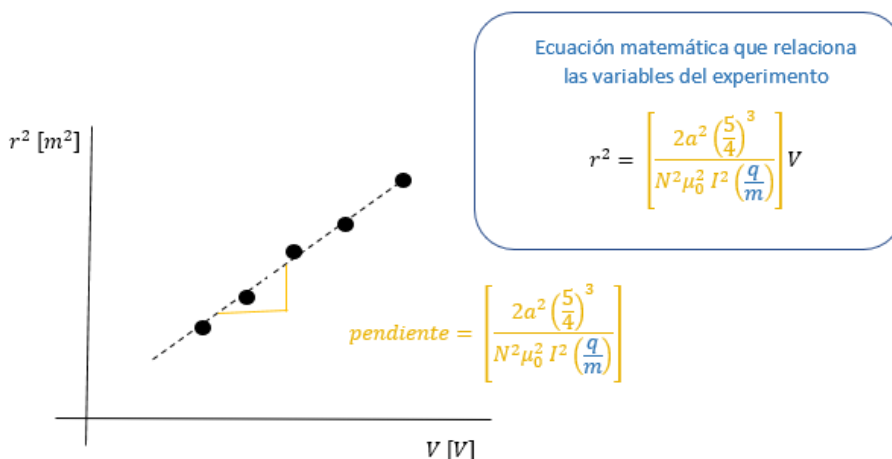
$$\left(\frac{q}{m}\right) = \left[\frac{2a^2 \left(\frac{5}{4}\right)^3 V}{N^2 \mu_0^2 (\text{pendiente})} \right]$$

5. Se calculará el porcentaje de exactitud experimental (% EE).

Parte II. Relación carga/masa (q/m) a partir de los datos que se obtuvieron con una intensidad de corriente (I) constante.

Para el experimento a corriente constante se llevará a cabo la metodología que se enumera a continuación.

1. Se usará el valor del voltaje (V) como se obtuvo en el experimento.
2. Se determinará el valor de radio de curvatura y lo elevará al cuadrado (r^2).
3. Se trazará la gráfica que se muestra a continuación:



a : radio de las bobinas = 0.15 [m]

N : número de vueltas de las bobinas = 130

$$\mu_0 = 4\pi \times 10^{-7} \left[\frac{T \cdot m}{A} \right]$$

V : diferencia de potencial [V] que genera los rayos

I : intensidad de corriente eléctrica [A] que circula por las bobinas

r : radio de curvatura [m]

4. Se obtendrá una línea recta, de la que nos interesa su pendiente y su coeficiente de correlación. La pendiente se determinará por regresión lineal de los datos y nos ayudará a determinar la relación carga/masa (q/m) en las condiciones experimentales.



Guías para elaborar informe de práctica

$$\left(\frac{q}{m}\right) = \left[\frac{2a^2 \left(\frac{5}{4}\right)^3}{N^2 \mu_0^2 I^2 (\text{pendiente})} \right]$$

5. Se calculará el porcentaje de exactitud experimental (% *EE*).

Autor:

- M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA

CICLO DEL SULFATO DE COBRE

PENTAHIDRATADO

Guía para trabajo con cálculos y gráficos



Ciclo del sulfato de cobre pentahidratado

Parte I. Cálculo del porcentaje en masa del agua que se perdió.

1. Masa de sulfato de cobre anhidro.

Para obtener la masa de sulfato de cobre anhidro (CuSO_4 , color gris-blanco), se restará la masa del vaso vacío (m_{vaso}) a la masa que se registró tras finalizar el calentamiento ($m_{\text{vaso}+\text{CuSO}_4}$):

$$m_{\text{CuSO}_4} = m_{\text{vaso}+\text{CuSO}_4} - m_{\text{vaso}}$$

2. Masa de agua que se perdió.

La masa de agua que se perdió ($m_{\text{H}_2\text{O}}$) es igual a la diferencia de la masa de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, color azul), que corresponde con los 2 [g] que se pesaron al inicio, menos la masa de CuSO_4 (m_{CuSO_4}):

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \text{ [g]} - m_{\text{CuSO}_4}$$

3. Porcentaje en masa del agua que se perdió.

Se dividirá la masa de agua ($m_{\text{H}_2\text{O}}$) entre la masa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y el cociente se multiplicará 100:

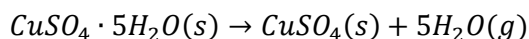
$$\% \text{H}_2\text{O} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} \text{ [g]}}{2 \text{ [g]}} \times 100$$

Una vez que se realizaron los cálculos, se incluirá el procedimiento del cálculo teórico de la cantidad de agua que hay en los 2 gramos de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Este cálculo se discutió durante la clase.

Asimismo, se comparará el resultado experimental del porcentaje de H_2O con el porcentaje teórico y se explicará el porqué de las diferencias que se observaron entre ambos valores.

Parte II. Metodología para evaluar el porcentaje teórico de agua.

El calentamiento de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se describe por la ecuación química siguiente:



A partir de esta ecuación se determinará cuánta masa de H_2O se liberará al calentar 2[g] del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

1. La masa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se convertirá a cantidad de sustancia:

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \text{ [g]}}{M_{\text{M CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]} = \frac{2 \text{ [g]}}{249.671 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]}$$

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 8.010 \times 10^{-3} \text{ [mol]} \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

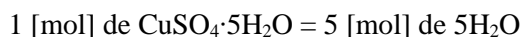
Este resultado corresponde con la masa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ que se tiene.



Guías para elaborar informe de práctica

2. A partir de la ecuación química se obtendrá la relación estequiométrica para determinar la cantidad de sustancia de H_2O que se liberará a partir de la cantidad de sustancia de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ que se tiene.

De acuerdo con la ecuación química, 1 [mol] de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ produce 5 [mol] de H_2O , por tanto, la relación estequiométrica entre estos materiales es:



3. Para conocer la cantidad de sustancia de H_2O que se liberará tras el calentamiento, se multiplicará la cantidad de sustancia de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ que se tiene por el factor de conversión que se muestra a continuación y que se deriva de la relación estequiométrica que se determinó con anterioridad:

$$\left(\frac{5 \text{ [mol] } H_2O}{1 \text{ [mol] } CuSO_4 \cdot 5H_2O} \right)$$

4. Este factor convertirá de forma estequiométrica la cantidad de sustancia de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ en cantidad de sustancia de H_2O que se liberará:

$$8.010 \times 10^{-3} \text{ [mol] } CuSO_4 \cdot 5H_2O \times \left(\frac{5 \text{ [mol] } H_2O}{1 \text{ [mol] } CuSO_4 \cdot 5H_2O} \right) = 0.04 \text{ [mol] } H_2O$$

5. El resultado anterior se convertirá a masa en gramos:

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{MH_2O} = 0.04 \text{ [mol]} \cdot 18.015 \left[\frac{g}{mol} \right] = 0.7215 \text{ [g]}$$

6. Por último, se determinará el porcentaje teórico de la masa de H_2O que se liberará. Para ello, se dividirá la masa de H_2O entre la masa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ y el resultado se multiplicará por 100:

$$\%_{teo, H_2O} = \frac{0.7215 \text{ [g]}}{2 \text{ [g]}} \times 100 = 36.07 \%$$

Autor:

- M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA PREPARACIÓN Y CONDUCTIVIDAD DE DISOLUCIONES

Guía para trabajo con cálculos y gráficos



Preparación y conductividad de disoluciones

Parte I. Cálculo de la masa de soluto.

1. Cálculo de la cantidad de sustancia del soluto (moles de soluto).

Se calculará la cantidad de sustancia del soluto que estará disuelta en los 100 [ml] de la disolución que se preparará. Para ello se multiplicará la concentración molar por el volumen expresado en litros:

$$n_{\text{soluto}} = C_M \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right] \cdot V[\text{l}]$$

2. Cálculo de la masa de soluto (gramos de soluto).

Se determinarán los gramos que equivalen a la cantidad de sustancia del soluto que se obtuvo en el paso anterior. Para conseguir esto, se multiplicará el número de moles de soluto (n_{soluto}) por la masa molar del mismo (MM_{soluto}):

$$m_{\text{soluto}} = n_{\text{soluto}}[\text{mol}] \cdot MM_{\text{soluto}} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$$

Parte II. Cálculo de la concentración molar de cada disolución diluida.

Al llevar a cabo un proceso de dilución, sólo se adiciona disolvente (agua) de tal forma que el número de moles de soluto presentes en la alícuota (volumen obtenido de la disolución madre o inicial) se mantiene constante en la disolución.

El número de moles de soluto en la alícuota corresponde con el producto de la concentración molar de la disolución original (C_{M1}) por el volumen de la alícuota (V_1):

$$n_{\text{soluto}} = C_{M1} \cdot V_1$$

Mientras que la cantidad de sustancia de soluto, al terminar de añadir el disolvente, se calcula de acuerdo con la expresión:

$$n_{\text{soluto}} = C_{M2} \cdot V_2$$

Donde C_{M2} es la concentración molar final y V_2 es el volumen total (final) de la disolución diluida.

En virtud de que la cantidad de sustancia de soluto no cambia durante la dilución, se cumple que:

$$C_{M1} \cdot V_1 = C_{M2} \cdot V_2$$

Esta ecuación se conoce como ecuación general de dilución. Para calcular la concentración molar de una disolución diluida, se despejará C_{M2} :

$$C_{M2} = \frac{C_{M1} \cdot V_1}{V_2}$$

Para las disoluciones que se trabajaron durante la práctica



Guías para elaborar informe de práctica

- C_{M1} es la concentración de la disolución madre,
- V_1 es la alícuota que se obtendrá de la disolución madre y que siempre será de 10 [ml],
- V_2 es el volumen de la disolución diluida obtenida,
- para la disolución diluida 1, $V_2 = 100$ [ml],
- para la disolución diluida 2, $V_2 = 50$ [ml], y
- para la disolución diluida 3, $V_2 = 25$ [ml].
- Se interpretará lo que se observe en las gráficas que pide la actividad 5 del **manual de prácticas**,
- se analizará la relación entre conductividad y concentración molar,
- se explicará la tendencia observada en cada gráfico, y
- se obtendrá la ecuación de la recta para cada caso.

Autor:

- M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



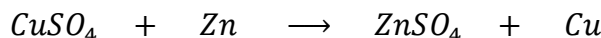
PRÁCTICAS:

- **CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.**
- **CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**
Guía 1 para trabajo con cálculos y gráficos



Rendimiento porcentual de una reacción química

Una de las reacciones que se llevan a cabo en la práctica es la siguiente:



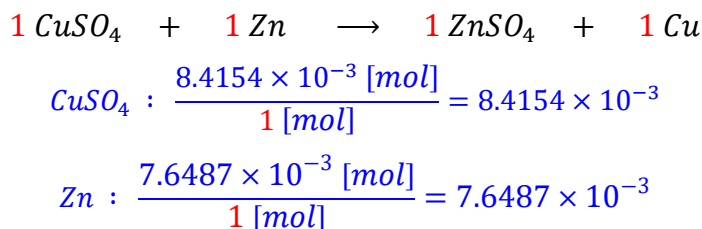
En la práctica se emplearon 1.5 [g] de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y 0.3 [g] de Zn ; sin embargo, **en este ejemplo, se emplearán 2.1 [g] de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y 0.5 [g] de Zn .**

Para obtener el rendimiento de la reacción, seguimos los pasos siguientes:

1. Convertimos los gramos de cada reactivo a moles.

$$2.1 \text{ [g] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ [mol] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{249.54 \text{ [g] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{1 \text{ [mol] } \text{CuSO}_4}{1 \text{ [mol] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \right) = 8.4154 \times 10^{-3} \text{ [mol] } \text{CuSO}_4$$
$$0.5 \text{ [g] } \text{Zn} \left(\frac{1 \text{ [mol] } \text{Zn}}{65.37 \text{ [g] } \text{Zn}} \right) = 7.6487 \times 10^{-3} \text{ [mol] } \text{Zn}$$

2. Identificamos al reactivo limitante dividiendo los moles de cada reactivo entre su correspondiente coeficiente estequiométrico.



En este ejemplo, el reactivo limitante resultó ser el Zn.

3. Empleamos al reactivo limitante para determinar la cantidad de producto que se obtendría para un 100 % de rendimiento.

$$7.6487 \times 10^{-3} \text{ [mol] } \text{Zn} \left(\frac{1 \text{ [mol] } \text{Cu}}{1 \text{ [mol] } \text{Zn}} \right) \left(\frac{63.54 \text{ [g] } \text{Cu}}{1 \text{ [mol] } \text{Cu}} \right) = 0.4860 \text{ [g] } \text{Cu}$$

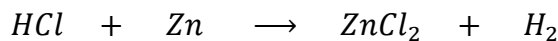
4. Comparamos la cantidad de producto anterior (0.4860 [g] Cu), con la cantidad de producto obtenida (aquí, supondremos que se obtuvieron 0.45 [g] Cu), para determinar el rendimiento porcentual de la reacción.

$$\frac{0.45 \text{ [g] } \text{Cu}}{0.4860 \text{ [g] } \text{Cu}} \times 100 = 92.59 \% \text{ de rendimiento}$$

Otra de las reacciones que se llevan a cabo en la práctica es la siguiente:



Guías para elaborar informe de práctica



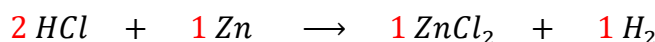
En la práctica se emplearon 0.1 [g] de Zn y 0.5 [mL] de una disolución de HCl al 37.6 % en masa ($\rho = 1.19 \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right]$); sin embargo, **en este ejemplo, se emplearán 0.11 [g] de Zn y 0.7 [mL] de una disolución de HCl al 37.6 % en masa ($\rho = 1.19 \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right]$).**

1. Convertimos las cantidades de cada reactivo a moles.

$$0.11 \text{ [g] Zn} \left(\frac{1 \text{ [mol] Zn}}{65.37 \text{ [g] Zn}} \right) = 1.6827 \times 10^{-3} \text{ [mol] Zn}$$

$$0.7 \text{ [mL] Disol.} \left(\frac{1.19 \text{ [g] Disol.}}{1 \text{ [mL] Disol.}} \right) \left(\frac{37.6 \text{ [g] HCl}}{100 \text{ [g] Disol.}} \right) \left(\frac{1 \text{ [mol] HCl}}{36.453 \text{ [g] HCl}} \right) = 8.5921 \times 10^{-3} \text{ [mol] HCl}$$

2. Identificamos al reactivo limitante dividiendo los moles de cada reactivo entre su correspondiente coeficiente estequiométrico.



$$\text{Zn} : \frac{1.6827 \times 10^{-3} \text{ [mol]}}{1 \text{ [mol]}} = 1.6827 \times 10^{-3}$$

$$\text{HCl} : \frac{8.5921 \times 10^{-3} \text{ [mol]}}{2 \text{ [mol]}} = 4.2960 \times 10^{-3}$$

En este ejemplo, el reactivo limitante nuevamente es el Zn.

3. Empleamos al reactivo limitante para determinar la cantidad de producto que se obtendría para un 100 % de rendimiento.

$$1.6827 \times 10^{-3} \text{ [mol] Zn} \left(\frac{1 \text{ [mol] H}_2}{1 \text{ [mol] Zn}} \right) = 1.6827 \times 10^{-3} \text{ [mol] H}_2$$

4. Convertimos los mililitros obtenidos de H_2 a moles, empleando la ecuación de estado del gas ideal. En este ejemplo supondremos que se obtuvieron 49 [mL] de H_2 . Consideraremos también que la temperatura a la que se encontraba el gas obtenido era de 21 [°C] y la presión de 580 [mm] Hg. De esta forma, empleando las unidades adecuadas se tiene lo siguiente:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$



Guías para elaborar informe de práctica

$$n = \frac{580 \text{ [mm] Hg} \left(\frac{1 \text{ [atm]}}{760 \text{ [mm] Hg}} \right) \cdot 49 \text{ [mL]} \left(\frac{1 \text{ [L]}}{1000 \text{ [mL]}} \right)}{0.08205 \left[\frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \cdot (21 + 273.15) \text{ [K]}} = 1.5493 \times 10^{-3} \text{ [mol] H}_2$$

5. Comparamos la cantidad de producto que se debió obtener ($1.6827 \times 10^{-3} \text{ [mol] H}_2$), con la cantidad de producto obtenida ($1.5493 \times 10^{-3} \text{ [mol] H}_2$), para determinar el rendimiento porcentual de la reacción.

$$\frac{1.5493 \times 10^{-3} \text{ [mol] H}_2}{1.6827 \times 10^{-3} \text{ [mol] H}_2} \times 100 = 92.07 \% \text{ de rendimiento}$$

Recuerde emplear los datos que usted obtuvo en el experimento para cada reacción, y no los de este ejemplo.

Cada reacción debe tener su propio reactivo limitante y rendimiento.

Autor:

- M. en C. Alfredo Velásquez Márquez

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



PRÁCTICAS:

- **CÁLCULO DEL RENDIMIENTO PORCENTUAL DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.**
- **CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**
Guía 2 para trabajo con cálculos y gráficos



Rendimiento porcentual de una reacción química

Para la descripción de la actividad 2 se necesitarán los datos siguientes:

- La masa del vaso vacío (m_1).
- La masa del vaso con el cobre que se obtuvo al final del experimento (m_2).
- La masa final de cobre que se registró (al restar $m_2 - m_1$).

Mientras que para la descripción de la actividad 3 se necesitarán los datos siguientes:

- Volumen del gas (variable).
- Temperatura del agua en la que se recolectó el gas.
- Presión atmosférica (que en Ciudad de México es de $0.769 \text{ [atm]} = 77.9934 \text{ [kPa]}$).
- Altura de la columna de agua que queda al interior de la probeta (expresada en metros).
- Presión de vapor del agua a la temperatura del agua (buscar dato en una tabla de presión de vapor).

Parte I. Reacción de CuSO_4 con Zn .

Rendimiento teórico

1. Se calcularán los moles de cada uno de los reactivos.

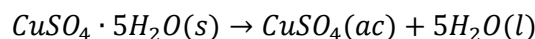
a. Cantidad de sustancia de sulfato de cobre pentahidratado

Para calcular la cantidad de sustancia de sulfato de cobre (CuSO_4) se debe dividir la masa en gramos que se midió, 1.5 [g] de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), entre la masa molar de este compuesto, que es igual a 249.682 [g/mol]:

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \text{ [g]}}{MM_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]}$$

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 1.5 \text{ [g] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ [mol] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{249.682 \text{ [g] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 6.0076 \times 10^{-3} \text{ [mol] } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

La ecuación química balanceada muestra que al disolver 1 [mol] de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se forma 1 [mol] de CuSO_4 :



Por tanto, al final del proceso se obtendrán 6.0076×10^{-3} [mol] de CuSO_4 en disolución acuosa.

b. Cantidad de sustancia de zinc.

Para calcular la cantidad de sustancia de zinc (Zn) se efectuará el mismo procedimiento, pero ahora se empleará la masa de Zn y su masa molar:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}} \text{ [g]}}{MM_{\text{Zn}} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]}$$



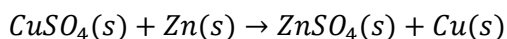
Guías para elaborar informe de práctica

$$n_{Zn} = 0.3 [g] Zn \times \frac{1 [mol] Zn}{65.38 [g] Zn} = 4.5886 \times 10^{-3} [mol] Zn$$

Al inicio se tienen $4.5886 \times 10^{-3} [mol]$ de Zn.

2. Reactivo limitante

A partir de la cantidad de sustancia de $CuSO_4$ y de Zn, se identificará cuál de las dos sustancias es el reactivo limitante (RL). Como la ecuación química balanceada establece una relación estequiométrica 1:1 entre los dos reactivos, se comparará de forma directa el número de moles de ambos reactivos para definir cuál es el reactivo limitante:



Al compararlos, resulta evidente que el reactivo limitante es el Zn, pues se encuentra en menor proporción que la establecida en la ecuación química (menor número de moles de éste):

$$n_{CuSO_4} = 6 \times 10^{-3} [mol] CuSO_4 \qquad n_{Zn} = 4.5886 \times 10^{-3} [mol] Zn$$

En la ecuación química también se observa una relación estequiométrica de 1 [mol] de Zn que produce 1 [mol] de Cu, por tanto, si se ha medido el equivalente a $4.5886 \times 10^{-3} [mol]$ de Zn, se espera que se produzcan, de forma teórica (n_{Cu}^{teo}), $4.5886 \times 10^{-3} [mol]$ de Cu:

$$4.5886 \times 10^{-3} [mol] Zn \times \left(\frac{1 [mol] Cu}{1 [mol] Zn} \right) = 4.5886 \times 10^{-3} [mol] Cu$$

La cantidad de sustancia de cobre (n_{Cu}^{teo}) representa el rendimiento teórico del proceso.

Se considerará que también es posible evaluar el rendimiento teórico de la reacción en términos de la masa de cobre. Para conocer este dato, se convertirán los moles de Cu a masa con ayuda de su masa molar:

$$m_{Cu} = 4.5886 \times 10^{-3} [mol] Cu \times \frac{63.54 [g] Cu}{1 [mol] Cu} = 0.2915 [g] Cu$$

Esta masa de Cu también representa el rendimiento teórico.

Rendimiento experimental y porcentaje de rendimiento

Para obtener el rendimiento experimental de Cu, se calculará la cantidad de sustancia de Cu que se obtuvo, a partir de la masa que se registró de forma experimental (m_{Cu}^{exp}) al final del experimento:

$$m_{Cu}^{exp} = m_2 - m_1$$

Este valor de masa de Cu se dividirá entre su masa molar, $63.546 [g/mol]$, para conocer la cantidad de sustancia experimental de este material (n_{Cu}^{exp}):

$$n_{Cu}^{exp} = \frac{m_{Cu} [g]}{MM_{Cu} \left[\frac{g}{mol} \right]}$$

La cantidad de sustancia experimental de Cu se considerará como el rendimiento experimental.



Por último, se calculará el rendimiento porcentual. Para ello, se dividirá el rendimiento experimental entre el rendimiento teórico y este cociente se multiplicará por 100:

$$\% \text{ Rendimiento} = \left(\frac{n_{Cu}^{exp}}{n_{Cu}^{teo}} \right) \times 100$$

Parte II. Reacción de Zn con HCl.

Rendimiento teórico

1. Rendimiento teórico de hidrógeno.

En primer lugar, se calcularán los moles de cada uno de los reactivos: n_{Zn} y n_{HCl} .

Para calcular la cantidad de sustancia de Zn se dividirá la masa que se midió de este material, expresada en gramos, entre su masa molar, 65.38 [g/mol]:

$$n_{Zn} = \frac{m_{Zn}[g]}{MM_{Zn} \left[\frac{g}{mol} \right]}$$
$$n_{Zn} = 0.1 [g] Zn \times \frac{1 [mol] Zn}{65.38 [g] Zn} = 1.529 \times 10^{-3} [mol] Zn$$

El número de moles iniciales de Zn (n_{Zn}) es 1.529×10^{-3} [mol]. Para calcular la cantidad de sustancia de ácido clorhídrico (HCl) se tomará en cuenta que se utilizó una disolución acuosa al 37.6 % en masa de esta sustancia (es decir, una mezcla HCl:H₂O) cuya densidad es de 1.19 [g/ml].

A partir de estos datos se calculará la concentración molar de la disolución, de acuerdo con la metodología siguiente:

a. Primero se asumirá que la densidad de la disolución es una relación entre la masa y el volumen para la mezcla total HCl:H₂O, que informa que a 1 [ml] de la disolución le corresponde una masa de 1.19 [g]. Así, por cada 1 [ml] de la mezcla, existen 1.19[g] de mezcla, pero de ésta sólo el 37.6 % de la masa es de HCl y el resto es H₂O. Lo anterior se expresa de forma matemática como:

$$\frac{1.19 [g]_{disolución}}{1 [ml]_{disolución}} \times \frac{37.6 [g] HCl}{100 [g]_{disolución}} = 0.4474 \left[\frac{[g] HCl}{[ml]_{disolución}} \right]$$

b. A continuación, se convertirá la masa de HCl a cantidad de sustancia. Para ello, se divide la masa de HCl, 0.4474 [g], entre la masa molar de HCl, que es de 36.461 [g/mol]:

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}[g]}{MM_{HCl} \left[\frac{g}{mol} \right]}$$
$$\frac{0.4474 [g] HCl}{1 [ml]_{disolución}} \times \frac{1 [mol] HCl}{36.461 [g] de HCl} = 0.0123 \left[\frac{[mol] HCl}{[ml]_{disolución}} \right]$$

Por tanto, se hay disueltos 0.0123 [mol] de HCl en 1 [ml] de la disolución de HCl con una concentración de 36.7 % [m/m].



Guías para elaborar informe de práctica

c. Ahora bien, la concentración molar indica la cantidad de sustancia de un soluto disuelto en un litro de disolución de la que forma parte. Lo que se ha calculado hasta el momento es una relación de la cantidad de sustancia de soluto disuelta en 1 [ml] de disolución. Por tanto, si 1 [l] contiene 1000 [ml], entonces:

$$\frac{0.0123 \text{ [mol] HCl}}{\text{[ml]}_{\text{disolución}}} \times \frac{1000 \text{ [ml]}_{\text{disolución}}}{1 \text{ [l]}_{\text{disolución}}} = 12.3 \frac{\text{[mol] HCl}}{\text{[l]}_{\text{disolución}}}$$

Es decir, 1 [l] de disolución contiene 12.3 [mol] de HCl disueltos. Por lo que la concentración molar de la disolución de HCl que se usó durante la actividad experimental es 12.3 [mol/l] o 12.3 [M].

Una vez que se obtuvo la concentración molar, se calculará la cantidad de sustancia de HCl que reaccionará, si se sabe que el volumen de la disolución 12.3 [M] de HCl que se añadió es de 0.5 [ml].

En general, para una disolución, la cantidad de sustancia se calculará al multiplicar el volumen que se usó de la misma, expresado en [l], por la concentración molar de la disolución:

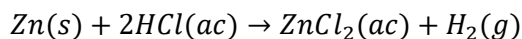
$$n_{\text{HCl}} = C_M V$$

$$n_{\text{HCl}} = 12.3 \left[\frac{\text{[mol] HCl}}{\text{[l]}_{\text{disolución}}} \right] \times 0.5 \times 10^{-3} \text{ [l]}_{\text{disolución}} = 6.15 \times 10^{-3} \text{ [mol] HCl}$$

Así, en 0.5 [ml] de la disolución concentrada de HCl, existen 6.15×10^{-3} [mol] de HCl.

2. Reactivo limitante.

A partir de la cantidad de sustancia de Zn y HCl se identificará cuál de ellos es el reactivo limitante. Para ello, se analizará la ecuación química del proceso y se identificarán los coeficientes estequiométricos de cada reactivo:



La ecuación muestra que por cada mol de Zn reaccionan dos moles de HCl.

Para identificar de manera rápida al reactivo limitante, se dividirán los valores de cantidad de sustancia calculados en el punto 1, para cada reactivo, entre el coeficiente estequiométrico que le corresponde. Con ello se evaluará, mol a mol, las cantidades de cada uno de los reactivos.

Para el caso del Zn, se dividirán los 1.529×10^{-3} [mol] entre 1 [mol], ya que el coeficiente estequiométrico del Zn es 1:

$$\alpha_{\text{Zn}} = \frac{1.529 \times 10^{-3} \text{ [mol]}}{1 \text{ [mol]}} = 1.529 \times 10^{-3}$$

Para HCl se dividirán las 6.05×10^{-3} [mol] entre 2 [mol], ya que el coeficiente estequiométrico del HCl es 2:

$$\alpha_{\text{HCl}} = \frac{6.15 \times 10^{-3} \text{ [mol]}}{2 \text{ [mol]}} = 3.075 \times 10^{-3}$$

El reactivo limitante será aquél cuyo cociente α sea más pequeño. Como se observa en los cálculos, el cociente (α) es menor para el Zn, por lo que éste es el reactivo limitante.



Guías para elaborar informe de práctica

El reactivo limitante es la sustancia que se consume primero y es la que «limita» la cantidad de los productos que se obtendrán, es decir, la cantidad que se obtendrá de un producto depende de la cantidad de reactivo limitante. De esta manera, la cantidad máxima de H_2 que se formará dependerá de la cantidad de reactivo limitante que haya disponible.

Como se dispone de 1.529×10^{-3} [mol] de Zn y por cada mol de Zn se produce 1 [mol] de H_2 , se tiene que:

$$n_{H_2} = n_{Zn} \left(\frac{1 \text{ [mol] } H_2}{1 \text{ [mol] } Zn} \right)$$
$$n_{H_2} = 1.529 \times 10^{-3} \text{ [mol] } Zn \times \left(\frac{1 \text{ [mol] } H_2}{1 \text{ [mol] } Zn} \right) = 1.529 \times 10^{-3} \text{ [mol] } H_2$$

Entonces se producirán 1.529×10^{-3} [mol] de H_2 . Esta es la cantidad de hidrógeno ($n_{H_2}^{teo}$) que se espera obtener y es el rendimiento teórico.

Rendimiento experimental y porcentaje de rendimiento

Para obtener el rendimiento experimental (cantidad de sustancia experimental de hidrógeno, $n_{H_2}^{exp}$) se necesitarán los datos experimentales siguientes:

1. Volumen del gas producido (medido en la probeta): V_{gas} .
2. Temperatura ambiente: $T_{ambiente}$.
3. Temperatura a la que se encuentra el agua en la que fue recolectado el gas: T_{agua} .
4. Altura de la columna de agua: h .

El volumen de gas, junto con la temperatura ambiente, se usarán para calcular la cantidad de sustancia de H_2 que se obtuvo de forma experimental, con ayuda de la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev:

$$PV = nRT$$

De donde se despejará a n , como la cantidad de sustancia de H_2 ; además, hay que tener presente que P es la presión del gas, por lo que se indicará como P_{H_2} :

$$n_{H_2} = \frac{P_{H_2} V_{gas}}{RT}$$

Sin embargo, la presión del H_2 que se formó no es un dato experimental explícito y debe calcularse. Para ello, hay que tener presente que al término de la actividad experimental se cumple que la presión atmosférica (P_{atm}) se iguala tanto con la presión del gas obtenido (P_{gas}) como con la presión hidrostática de la columna de agua ($P_{hidrostática}$) en la probeta donde se colectó el gas.

De acuerdo con la matemática, esto se expresará como:

$$P_{atm} = P_{gas} + P_{hidrostática}$$

Pero además, la presión del gas que hay dentro de la probeta depende de la presión de hidrógeno y de la presión de vapor de agua (P_{vaporH_2O}) de acuerdo con la ley de presiones parciales de Dalton. Es decir:



Guías para elaborar informe de práctica

$$P_{gas} = P_{H_2} + P_{vapor_{H_2O}}$$

Así, la presión atmosférica realmente se igualará con la presión de hidrógeno, la presión de vapor de agua y con la presión hidrostática de la columna de agua:

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

De esta ecuación se despejará la P_{H_2} :

$$P_{H_2} = P_{atm} - P_{vapor_{H_2O}} - P_{hidrostática}$$

La presión atmosférica, la presión de vapor de agua y la presión hidrostática son valores que podemos conocer.

- La presión atmosférica tiene un valor de 0.769 [atm] en Ciudad de México.
- La presión de vapor del agua es un dato que se encuentra definido para una determinada temperatura. En este caso, la temperatura corresponde con la que se midió para el agua durante la actividad experimental (T_{agua}), mientras que el valor de la presión de vapor está disponible en www.edutics.mx/GyF.
- La presión hidrostática se calculará con la expresión $P_{hidrostática} = \rho \cdot g \cdot h$, donde ρ es la densidad del agua a la temperatura de trabajo ($\rho = 1000$ [Kg/m³] a 4 [°C]), g es la aceleración gravitatoria ($g = 9.779$ [m/s²] en Ciudad de México), y h es la altura de la columna de agua en metros.

El resultado de la presión hidrostática se obtendrá en [Pa]; por ello, es necesario convertir las unidades, para que coincidan con los casos de la presión atmosférica y de la presión de vapor del agua, de acuerdo con:

$$n_{H_2,exp} = \frac{P_{H_2} V_{gas}}{RT}$$

Por último, estos datos se usarán para calcular el porcentaje de rendimiento:

$$\% \text{ Rendimiento} = \left(\frac{n_{H_2}^{exp}}{n_{H_2}^{teo}} \right) \times 100$$

Autor:

- Dr. Ehecatl Luis David Paleo González

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica



PRÁCTICAS:
**- CÁLCULO DEL RENDIMIENTO
PORCENTUAL DE
UNA REACCIÓN QUÍMICA.**
- CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS
Guía 3 para trabajo con cálculos y gráficos



Rendimiento porcentual de una reacción química

Parte I. Reacción de CuSO_4 con Zn .

1. Se explicará el cálculo de rendimiento experimental de cobre (Cu), es decir, la cantidad de sustancia que se obtendrá de este material de forma experimental.
2. Se explicará el cálculo del rendimiento teórico de cobre, es decir, la cantidad de sustancia que se obtendrá de este material de forma teórica. Para ello
 - se transformarán las cantidades de reactivos a moles,
 - se identificará el reactivo limitante, y
 - se usará la relación estequiométrica entre el reactivo limitante y el cobre para obtener la cantidad de sustancia «teórica» de este material.
3. A partir del rendimiento experimental y del rendimiento teórico, se calculará el rendimiento porcentual de la reacción.

Cálculo del rendimiento experimental de cobre

El rendimiento experimental de cobre ($n_{\text{Cu},\text{exp}}$) es la cantidad de sustancia de Cu que se obtuvo durante la actividad experimental. Para ello se llevará a cabo la metodología siguiente:

1. Se determinará la masa de cobre que se obtuvo durante la actividad experimental ($m_{\text{Cu},\text{exp}}$):

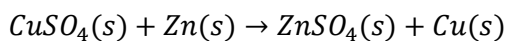
$$m_{\text{Cu},\text{exp}} = m_2 - m_1$$

2. Se dividirá la masa experimental de cobre entre su masa molar:

$$n_{\text{Cu},\text{exp}} = \frac{m_{\text{Cu},\text{exp}}}{MM_{\text{Cu}}}$$

Cálculo del rendimiento teórico de cobre

El rendimiento teórico de cobre ($n_{\text{Cu},\text{teo}}$) es la cantidad de sustancia de Cu que se obtuvo de acuerdo con las cantidades de reactivos que se usaron y las relaciones estequiométricas que indica la ecuación química:



La metodología siguiente muestra la forma en que se obtendrá el rendimiento teórico de cobre.

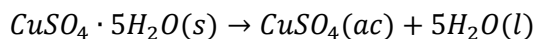
1. **Obtención de la cantidad de sustancia de cada uno de los reactivos.**

- a. **Cantidad de sustancia de CuSO_4 .**

La cantidad de sustancia de sulfato de cobre anhidro (CuSO_4) se determinará con ayuda de la masa molar de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), debido a que la cantidad de sustancia de este material es igual a la cantidad de sustancia de CuSO_4 , de acuerdo con lo que se expresa en la ecuación química que describe la disolución de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:



Guías para elaborar informe de práctica



Por último, para obtener la cantidad de sustancia de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}$) se dividirá la masa de sulfato de cobre pentahidratado entre su masa molar:

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{MM_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}$$

Una vez que se discutió y comprendió que la cantidad de sustancia de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y de CuSO_4 son iguales, se sustituirá de aquí en adelante $n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}$ por n_{CuSO_4} .

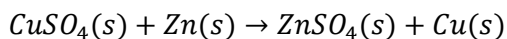
b. Cantidad de sustancia de Zn.

Para obtener la cantidad de sustancia de Zn (n_{Zn}) se dividirá la masa de este material entre su masa molar:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{MM_{\text{Zn}}}$$

2. Identificación del reactivo limitante.

Para determinar el reactivo limitante (RL) del proceso, se dividirá la cantidad de sustancia obtenida con anterioridad entre el coeficiente estequiométrico que le corresponde, de acuerdo con la ecuación química:



El reactivo con el menor cociente será el reactivo limitante:

$$\frac{n_{\text{CuSO}_4}}{1 [\text{mol}]} = x \qquad \frac{n_{\text{Zn}}}{1 [\text{mol}]} = y$$

Si $x < y$ entonces el CuSO_4 es el reactivo limitante; si $y < x$, entonces el Zn es el reactivo limitante.

3. Cantidad de sustancia «teórica» de cobre.

En este caso se tienen dos casos posibles:

$$n_{\text{CuSO}_4} \times \left(\frac{1 [\text{mol}] \text{Cu}}{1 [\text{mol}] \text{CuSO}_4} \right) = n_{\text{Cu,teo}}$$

$$n_{\text{Zn}} \times \left(\frac{1 [\text{mol}] \text{Cu}}{1 [\text{mol}] \text{Zn}} \right) = n_{\text{Cu,teo}}$$

Caso 1, cuando el CuSO_4 es el reactivo limitante.

Caso 2, cuando el Zn es el reactivo limitante.

Se elegirá el caso que corresponda con los cálculos que se obtuvieron.

4. Rendimiento porcentual.

Para obtener el rendimiento porcentual (% Rendimiento) del proceso, el rendimiento experimental se dividirá entre el rendimiento teórico y el resultado de este cociente se multiplicará por 100:

$$\% \text{Rendimiento} = \frac{n_{\text{Cu,exp}}}{n_{\text{Cu,teo}}} \times 100$$



Una vez que se determinó el rendimiento porcentual de la reacción, se analizará el resultado y se explicará el porqué de este resultado.

Parte II. Reacción de Zn con HCl.

1. Se explicará el cálculo de rendimiento experimental de hidrógeno (H_2), es decir, la cantidad de sustancia que se obtendrá de este gas de forma experimental.
2. Se explicará el cálculo del rendimiento teórico de H_2 , es decir, la cantidad de sustancia que se obtendrá de este gas de forma teórica. Para ello
 - se transformarán las cantidades de reactivos a moles,
 - se identificará el reactivo limitante (RL), y
 - se usará la relación estequiométrica entre el reactivo limitante y el H_2 para obtener la cantidad de sustancia «teórica» de este gas.
3. A partir del rendimiento experimental y del rendimiento teórico, se calculará el rendimiento porcentual de la reacción.

Cantidad de sustancia experimental de hidrógeno

Primero se calculará la presión real de H_2 . Para ello, se realizará el balance de presiones que se muestra a continuación:

$$P_{atm} = P_{gas} + P_{hidrostatica}$$

En donde:

$$P_{gas} = P_{H_2} + P_{V(H_2O)}$$

De tal manera que:

$$P_{atm} = P_{H_2} + P_{V(H_2O)} + P_{hidrostatica}$$

Por otro lado, de la actividad experimental se conocen las variables siguientes:

Presión atmosférica (P_{atm}), igual a 585 [mmHg].

Presión hidrostática ($P_{hidrostatica}$), que se obtiene a partir de la altura de la columna de agua (h), de su densidad (ρ) y de la aceleración de la gravedad (g), por medio de la relación:

$$P_{hidrostatica} = \rho g h \times \left(\frac{760 \text{ mmHg}}{101325 \text{ Pa}} \right)$$

En donde el factor $\left(\frac{760 \text{ [mmHg]}}{101325 \text{ [Pa]}} \right)$ se aplica para convertir [Pa] a [mmHg], $\rho = 1000 \text{ [kg/m}^3\text{]}$ y $g = 9.78 \text{ [m/s}^2\text{]}$.

Presión de vapor de agua ($P_{V(H_2O)}$), que es un dato que se conoce a partir de la temperatura de trabajo (tabla 1).



Tabla 1.

T [°C]	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
P [mmHg]	9.209	9.844	10.518	11.231	11.987	12.788	13.634	14.530	15.477	16.477
T [°C]	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29
P [mmHg]	17.535	18.650	19.827	21.068	22.377	23.756	25.209	26.739	28.349	31.824

De esta forma, la presión de H_2 se calculará a partir de:

$$P_{H_2} = P_{atm} - P_{V(H_2O)} - P_{hidrostatica}$$

$$P_{H_2} = 585 [mmHg] - P_{V(H_2O)} - \left[1000 \left[\frac{kg}{m^3} \right] \times 9.78 \left[\frac{m}{s^2} \right] \times h \times \left(\frac{760 [mmHg]}{101325 [Pa]} \right) \right]$$

El resultado de P_{H_2} se obtendrá en [mmHg], por lo que será necesario convertir este resultado a [atm].

Con este dato (P_{H_2}), la temperatura (T) y el volumen del gas (V), se determinará la cantidad de sustancia experimental de H_2 , a través de la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev:

$$n_{H_2,exp} = \frac{P_{H_2} \cdot V}{RT}$$

Cantidad de sustancia «teórica» de hidrógeno

1. Se calculará la cantidad de sustancia de cada uno de los reactivos.

El rendimiento teórico se calculará a partir de las cantidades de reactivos que se usaron durante la actividad experimental. Se usó una masa de zinc (Zn) de 0.1 [g] y un volumen de 0.5 [cm³] de ácido clorhídrico (HCl) concentrado, cuya densidad es de 1.19 [g/cm³] y que se encuentra al 37 [%] en masa.

a. Cantidad de sustancia de Zn.

Se dividirá la masa de Zn entre la masa molar de este material:

$$n_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{MM_{Zn}} = \frac{0.1 [g]}{65.38 \left[\frac{g}{mol} \right]} = 1.53 \times 10^{-3} [mol] Zn$$

b. Cantidad de sustancia de HCl.

Primero se convertirá la concentración porcentual en masa de HCl a concentración molar:

$$C_M = \frac{\left(\frac{\% m/m}{100} \right) \left(\rho_{disolución} \left[\frac{g}{cm^3} \right] \right) \left(\frac{1000 [cm^3]}{1 [l]} \right)}{MM_{soluta} \left[\frac{g}{mol} \right]}$$



Guías para elaborar informe de práctica

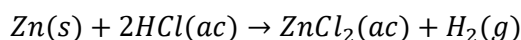
$$C_M = \frac{\left(\frac{37}{100}\right) \left(1.19 \left[\frac{g}{cm^3}\right]\right) \left(\frac{1000 cm^3}{1 l}\right)}{36.461 \left[\frac{g}{mol}\right]} = 12.07 [M]$$

A partir de la concentración molar se calculará la cantidad de sustancia de HCl. Para ello, se multiplicará la concentración molar por el volumen de disolución que se usó:

$$n_{HCl} = C_{M HCl} \times V_{HCl} = 12.076 \left[\frac{mol}{l}\right] \times 0.5 \times 10^{-3} [l] = 6.038 \times 10^{-3} [mol] HCl$$

2. Reactivo limitante.

En virtud de que el proceso se lleva a cabo a partir de dos reactivos, se determinará cuál de ellos es el reactivo limitante. Para conseguirlo, se dividirá la cantidad de sustancia de cada reactivo entre el coeficiente estequiométrico que corresponde a cada uno, de acuerdo con la ecuación química:



El reactivo con el menor cociente será el reactivo limitante:

$$\alpha_{Zn} = \frac{1.53 \times 10^{-3} [mol]}{1 [mol]} = 1.53 \times 10^{-3} \quad \alpha_{HCl} = \frac{6.038 \times 10^{-3} [mol]}{2 [mol]} = 3.019 \times 10^{-3}$$

El cociente α es más pequeño para el Zn, por tanto, éste es el reactivo limitante.

3. Cantidad de sustancia «teórica» de hidrógeno.

De acuerdo con lo anterior, la cantidad de H_2 que se producirá depende de la cantidad de sustancia de Zn:

$$n_{H_2} = 1.53 \times 10^{-3} [mol] Zn \times \left(\frac{1 [mol] H_2}{1 [mol] Zn}\right) = 1.53 \times 10^{-3} [mol] H_2$$

Este será el rendimiento teórico.

4. Rendimiento porcentual.

Para obtener el rendimiento porcentual (% Rendimiento) del proceso, el rendimiento experimental se dividirá entre el rendimiento teórico y el resultado de este cociente se multiplicará por 100:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento experimental}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{\text{Rendimiento experimental}}{1.53 \times 10^{-3} [mol]} \times 100$$

Una vez que se determinó el rendimiento porcentual de la reacción, se analizará el resultado y se explicará el porqué de este resultado.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

Autor:

- M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA TERMOQUÍMICA. DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.

Guía para trabajo con cálculos y gráficos



Termoquímica. Determinación de la entalpía de una reacción química.

ACTIVIDAD 2. Mediciones calorimétricas de la reacción de neutralización entre HCl y NaOH.

Para el llenado de la tabla 1

Tabla 1.

Ensayo	m_1 [kg] =		T_1 [°C]	T_2 [°C]	m_2 [kg]	$m_{mezcla} = m_2 - m_1$ [kg]	$\Delta T = T_2 - T_1$ [°C]
	V_{HCl} 1[M] [ml]	V_{NaOH} 1[M] [ml]					
1	25	25					
2	30	30					
3	35	35					
4	40	40					
5	45	45					

Es necesario recopilar los siguientes datos para cada ensayo:

- Masa inicial del sistema (vaso de precipitados con barra de agitación): m_1 . [kg]
- Temperatura inicial del sistema (antes de adicionar la disolución de NaOH): T_1 . [°C]
- Temperatura final del sistema (al terminar la adición y después de esperar 30 segundos): T_2 . [°C]
- Masa final del sistema (vaso de precipitados con barra de agitación y mezcla final de reacción): m_2 . [kg]

Con estos datos se evaluarán para cada ensayo:

- La masa de la mezcla. $m_{mezcla} = \Delta m$ [kg]
- La diferencia de temperatura. ΔT [°C]

A continuación, se muestra un ejemplo de cálculo de estos parámetros:

Cálculo de la masa de la mezcla.

La masa de la mezcla se calcula al hacer la diferencia entre m_2 y m_1 . Para el ejemplo, usaremos una masa inicial del sistema, m_1 de 80.04 [g], que equivale a 0.08004 [kg] y una masa final del sistema de 121.23 [g] que equivale a 0.12123 [kg]:

$$\Delta m = m_2 - m_1$$

$$\Delta m = 0.12123 \text{ [kg]} - 0.08004 \text{ [kg]}$$

$$\Delta m = 0.04119 \text{ [kg]}$$

La masa de la mezcla: Δm es de 0.04119 [kg]

Cálculo de la diferencia de temperatura.

La diferencia de temperatura se calcula a partir de T_2 y T_1 . Para el ejemplo, usaremos una T_1 de 25 [°C] y una T_2 de 30 [°C] para llenar la fila del primer ensayo en la tabla 1.



Guías para elaborar informe de práctica

$$\Delta T = T_2 - T_1$$

$$\Delta T = 30 [^{\circ}\text{C}] - 25 [^{\circ}\text{C}] = 5 [^{\circ}\text{C}]$$

$$\Delta T = 5 [^{\circ}\text{C}]$$

Nuestros datos quedarían organizados de la siguiente forma.

$m_1 [\text{kg}] = 0.08004$							
Ensayo	$V_{\text{HCl}} 1[\text{M}]$ [ml]	$V_{\text{NaOH}} 1[\text{M}]$ [ml]	T_1 [$^{\circ}\text{C}$]	T_2 [$^{\circ}\text{C}$]	m_2 [kg]	$m_{\text{mezcla}} = m_2 - m_1$ [kg]	$\Delta T = T_2 - T_1$ [$^{\circ}\text{C}$]
1	25	25	25	30	0.12123	0.04119	5
2	30	30					
3	35	35					
4	40	40					
5	45	45					

ACTIVIDAD 3. Obtención de la entalpía de la reacción.

La reacción química ocurre dentro de la disolución y el calor que se libera como consecuencia de la formación de los productos es absorbido en primer término por la disolución (mezcla) y posteriormente por el calorímetro.

Calor absorbido por la mezcla.

Para calcular el calor que absorbe la mezcla necesitamos la masa de esta, que hemos evaluado como Δm ($m_{\text{mezcla}} = \Delta m$), la diferencia de temperatura registrada: ΔT y la capacidad térmica específica de la mezcla, es de $4058.48 [\text{J}/\text{kg}\cdot^{\circ}\text{C}]$.

$$Q_{\text{abs},m} = m_{\text{mezcla}} \cdot C_e \cdot \Delta T$$

A partir de los datos que se obtuvieron:

$$\Delta m = 0.04119 [\text{kg}]$$

$$\Delta T = 5 [^{\circ}\text{C}]$$

tenemos:

$$Q_{\text{abs},m} = m_{\text{mezcla}} \cdot C_e \cdot \Delta T$$

$$Q_{\text{abs},m} = 0.04119 [\text{kg}] \cdot 4058.48 \left[\frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot^{\circ}\text{C}} \right] \cdot 5 [^{\circ}\text{C}]$$



$$Q_{abs,m} = 835.8275 [J]$$

Calor absorbido por el calorímetro.

El calor liberado al formarse los productos también es absorbido por el recipiente en el que ocurre la reacción, por lo tanto es necesario calcular la energía que absorbe el calorímetro. Esto se calcula a partir de la capacidad térmica del calorímetro, C_{cal} y de la diferencia de temperatura registrada y se usa la siguiente expresión:

$$Q_{abs,cal} = C_{cal} \cdot \Delta T$$

La capacidad térmica del calorímetro, C_{cal} es de 46.6 [J/°C]

A partir de nuestros datos, como ΔT es de 5 [°C], el calor absorbido por el calorímetro durante la reacción es de:

$$Q_{abs,cal} = 46.6 \left[\frac{J}{^{\circ}C} \right] \cdot 5 [^{\circ}C]$$

$$Q_{abs,cal} = 233 [J]$$

Calor total absorbido y calor liberado por la reacción.

Con el calor absorbido por la mezcla y por el calorímetro podemos calcular el calor total que fue absorbido:

$$Q_{absorbido} = Q_{abs,m} + Q_{abs,cal}$$

$$Q_{absorbido} = 835.8275 [J] + 233[J] = 1068.8275 [J]$$

$$Q_{absorbido} = 1068.8275 [J]$$

De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, la energía absorbida debe ser igual a la liberada:

$$-Q_{liberado} = Q_{absorbido}$$

Y por lo tanto, a partir del calor absorbido podemos estimar el calor liberado por la reacción:

$$-Q_{liberado} = 1068.8275 [J]$$



Guías para elaborar informe de práctica

$$Q_{\text{liberado}} = -1068.8275 [J] = -1.0688275 [kJ]$$

Finalmente, calculamos la cantidad de sustancia que se ha obtenido de agua al terminar la reacción. Para ello, primero calcularemos la cantidad de sustancia que ha reaccionado de HCl y de NaOH al combinar los volúmenes del ensayo. Para nuestro ejemplo, se han usado 25 [ml] de cada disolución, por lo tanto la cantidad de sustancia usada de cada reactivo es:

Cantidad de sustancia usada de HCl:

$$n_{HCl} = C_{M,HCl} \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$n_{HCl} = 1 [M] \cdot 0.025 [l]$$

$$n_{HCl} = 0.025 [mol] \text{ de HCl}$$

Cantidad de sustancia usada de NaOH:

$$n_{NaOH} = C_{M,NaOH} \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$n_{NaOH} = 1 [M] \cdot 0.025 [l]$$

$$n_{NaOH} = 0.025 [mol] \text{ de NaOH}$$

Como se usan cantidades equimolares de ambos reactivos, no hay reactivo limitante y asumimos que toda la cantidad de sustancia de ambos reactivos se consume. De esta manera, la cantidad de sustancia que se obtendrá de agua depende de la cantidad de sustancia de cualquiera de los reactivos.

Si elegimos hacer el cálculo a partir de la cantidad de sustancia de NaOH, sabemos que por cada mol de H₂O reacciona un mol de NaOH, por lo que la relación estequiométrica que usaremos es:

$$1 [mol] \text{ de NaOH} = 1 [mol] \text{ de H}_2\text{O}$$

Y obtenemos:

$$n_{H_2O} = n_{NaOH} \times \left(\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol NaOH}} \right)$$

$$n_{H_2O} = 0.025 [mol] \times \left(\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol NaOH}} \right) = 0.025 [mol] \text{ de H}_2\text{O}$$

$$n_{H_2O} = 0.025 [mol].$$

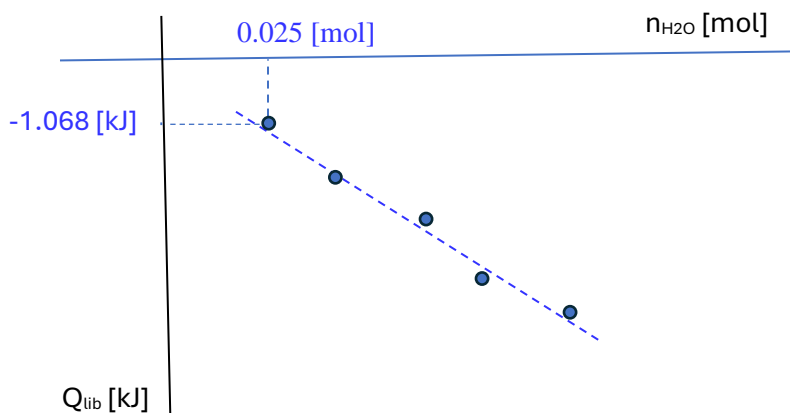


Guías para elaborar informe de práctica

Con esta información, llenamos la fila correspondiente al ensayo 1 en tabla 2.

Ensayo	ΔT [°C]	$Q_{abs,m}$ [J]	$Q_{abs,cal}$ [J]	$Q_{absorbido}$ [J]	Q_{lib} [J]	Q_{lib} [kJ]	n_{H_2O} [mol]
1	5	835.8275	233	1068.8275	1068.8275	-1.0688275	0.025
2							
3							
4							
5							

Con los datos de los siguientes ensayos, se deberá llenar la tabla 2 y con esta información se obtendrá una gráfica de calor liberado (Q_{lib}) como una función de la cantidad de sustancia obtenida de agua: $Q_{lib} [kJ] = f(n_{H_2O} [mol])$.



Se deberá obtener una línea recta cuya pendiente equivale a la entalpía de reacción por mol de agua formada. $\Delta H_r [kJ/mol]$
Compare este valor con el que se obtiene del cálculo por tablas y que se muestra en el apéndice de la práctica.

Autor:

M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos

Revisión:

Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA EQUILIBRIO QUÍMICO

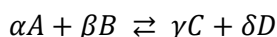
Guía para trabajo con cálculos y gráficos



Equilibrio químico

Parte I. Determinación de la constante de equilibrio.

Para evaluar la constante de equilibrio se aplicará lo que establece la ley de acción de masas, en el sentido de que para una reacción química que alcanza el estado de equilibrio, cuya ecuación se representa como:



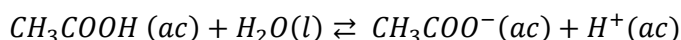
Se tiene que:

$$K_a = \frac{[C]^\gamma [D]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta}$$

Donde K_a es un valor constante a una temperatura definida, a la que se llamará «constante de equilibrio» y que estará definida por la relación entre las concentraciones molares de los productos, elevadas al coeficiente estequiométrico que les corresponde, y las concentraciones molares de los reactivos, elevadas también al coeficiente estequiométrico que les corresponde:

- $[C]^\gamma$ es la concentración molar del producto C elevado a la γ .
- $[D]^\delta$ es la concentración molar del producto D elevado a la δ .
- $[A]^\alpha$ es la concentración molar del reactivo A elevado a la α .
- $[B]^\beta$ es la concentración molar del reactivo B elevado a la β .

De esta manera, para el proceso de disociación de ácido acético (CH_3COOH) en agua (H_2O), cuya ecuación química es:



Se tiene que la constante de equilibrio está definida por:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

De forma experimental se medirá el pH de la disolución y se evaluará la concentración de iones H^+ producidos después de la disociación, es decir, se evaluará la concentración molar de iones H^+ en el estado de equilibrio.

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Al analizar la ecuación de disociación, se observa que por cada mol de iones H^+ se libera un mol de iones acetato (CH_3COO^-). Por tanto, en estado de equilibrio, la concentración de iones CH_3COO^- es igual a la concentración de iones H^+ . Mientras que la concentración de CH_3COOH sin disociar depende de la concentración inicial de este, menos la concentración molar de moléculas que sí se disociaron: $C_0 - x$, donde x es igual a la concentración de H^+ y de CH_3COO^- .

De esta forma se tienen las concentraciones en el estado de equilibrio para:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_0 - 10^{-\text{pH}} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-\text{pH}} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Por tanto, la constante de equilibrio se evalúa como:



Guías para elaborar informe de práctica

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{[10^{-pH}][10^{-pH}]}{[C_0 - 10^{-pH}]} = \frac{[10^{-pH}]^2}{[C_0 - 10^{-pH}]}$$

Ahora bien, para el cálculo de K_a se considerará que el término 10^{-pH} es un valor más pequeño que C_0 , por lo que la diferencia $C_0 - 10^{-pH}$ es igual a C_0 y la expresión para evaluar K_a de manera experimental será:

$$K_a = \frac{[10^{-pH}]^2}{C_0}$$

Esta expresión se usará para completar la tabla 1.

Tabla 1.

Disolución de ácido acético [M]	pH	[H ⁺]	K_a
0.01			
0.05			
0.1			

La disociación del CH_3COOH es una reacción química no espontánea, esto se determinará a partir del valor tan pequeño que se obtendrá de K_a .

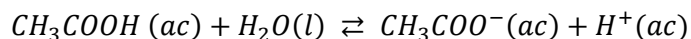
Parte II. Principio de Le Chatelier (efecto del ion común). Determinación del pKa.

La actividad permite evaluar el efecto del ion común y evaluar la constante de disociación del ácido acético K_a como el pKa. Siendo este último parámetro el logaritmo decimal del recíproco de la K_a :

$$pK_a = \log_{10} \frac{1}{K_a}$$

El efecto del ion común es un fenómeno en el que se agrega un ion a un sistema químico en equilibrio, de tal forma que como respuesta se tiene la formación de reactivos o productos de acuerdo con lo que establece el principio de Le Chatelier.

El sistema en equilibrio sobre el que se trabaja en la práctica es el que resulta de la disociación parcial del ácido acético. Cuando este sistema alcanza el equilibrio coexisten moléculas de ácido acético junto con iones hidronio e iones acetato. De tal forma que sólo una fracción de moléculas del sistema se encuentra disociada. Esto se representa de la siguiente manera:



A este sistema en equilibrio se le añade acetato de sodio, el cual es una sal que al entrar en contacto con un medio acuoso se disocia en iones sodio e iones acetato. De tal forma que la adición de la sal provoca un aumento de iones acetato en el sistema. Es decir, un incremento en la cantidad de iones que se habían producido durante la disociación. Este incremento



Guías para elaborar informe de práctica

de materia perturba el estado de equilibrio y el sistema buscará cancelar la perturbación para alcanzar un nuevo estado de equilibrio. Así, el exceso de iones acetato se compensará consumiendo estos iones a expensas del consumo de iones H^+ . De tal forma que la concentración de iones H^+ disminuirá, lo cual se observará como un incremento en el pH pues debemos recordar que el pH y la concentración de iones H^+ son inversamente proporcionales:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

El principio de Le Chatelier establece que al perturbar un sistema químico en equilibrio, éste responderá compensando la perturbación para alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

Al agregar acetato de sodio a un sistema en equilibrio en el que coexisten iones acetato y moléculas de ácido acético, la concentración de iones H^+ se modifica y depende de la siguiente expresión:

$$[H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

Si aplicamos la función logaritmo de base 10 a ambos lados de la igualdad obtenemos:

$$\log \left([H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right)$$

$$\log [H^+] = \log K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$\log [H^+] = \log K_a + \log \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

A su vez, si esta expresión se multiplica por -1, se obtiene:

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

Que se arregla como:

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Ecuación que se conoce como la ecuación de Henderson-Haselbach y nos permite evaluar el pH de un sistema en el que coexisten base y ácido conjugados.

De esta manera, al agregar acetato de sodio a la disolución de ácido acético que está parcialmente dissociado se incrementa la concentración de iones acetato y esto provoca una variación en la concentración de iones H^+ y, por lo tanto del pH, que puede ser evaluada con la ecuación anterior.

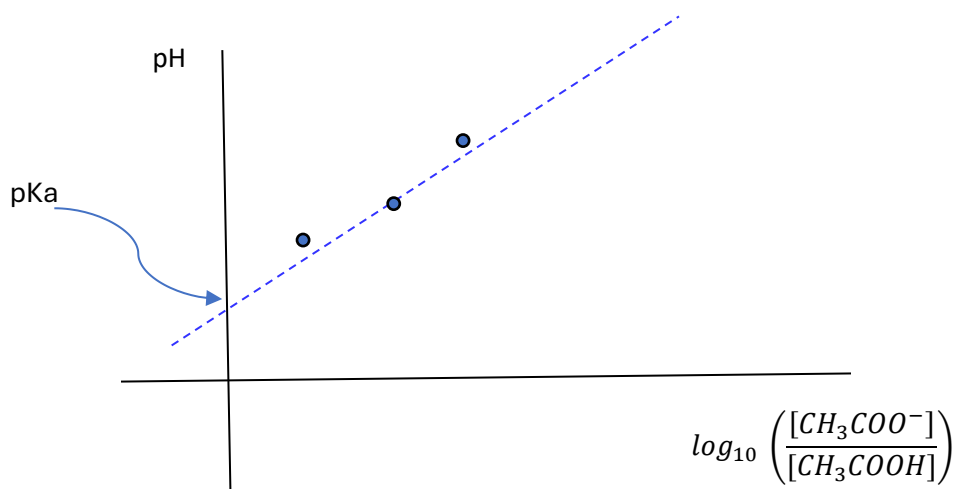
Así, con los datos de pH y masa de acetato de sodio agregada podemos evaluar las concentraciones de los iones acetato y de ácido acético para trazar una gráfica de:



Guías para elaborar informe de práctica

$$pH = f \left(\log_{10} \left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right) \right)$$

Que nos debe dar una línea recta:



en la que la ordenada al origen representa el valor de pK_a^1 y por lo tanto el valor de la K_a .

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

Para calcular el cociente de concentraciones:

$$\left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right)$$

Es necesario evaluar las concentraciones de ion acetato: $[CH_3COO^-]$ a partir de la masa de acetato de sodio que se agrega y usar la concentración de ácido acético: $[CH_3COOH]$ de la disolución.

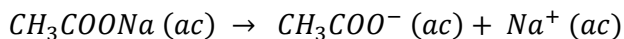
El acetato de sodio es una sal que se ioniza por completo en agua de acuerdo con la siguiente ecuación química:

¹ El pK_a es un parámetro que nos permite expresar la constante de equilibrio de disociación ácida (K_a) en términos numéricos más simples. Matemáticamente el pK_a se define como:

$$pK_a = \log_{10} 1/K_a$$



Guías para elaborar informe de práctica



y por lo tanto, la concentración de acetato de sodio es igual a la de los iones acetato que se generan durante la disociación. De esta manera, se cumple que:

$$[CH_3COONa] = [CH_3COO^-]$$

Veamos como ejemplo de cálculo de la concentración de iones acetato cuando se adicionan 0.2 [g] de acetato de sodio, es decir para el primer evento experimental:

Primero transformamos la masa de acetato (m_{AcONa}) a cantidad de sustancia (n_{AcONa}) usando la masa molar de acetato de sodio (MM_{AcONa}):

$$n_{AcONa} = \frac{m_{AcONa}}{MM_{AcONa}}$$

$$n_{AcONa} = \frac{0.2 [g]}{82.0343 \left[\frac{g}{mol} \right]} = 2.438 \times 10^{-3} [mol] \text{ de acetato de sodio}$$

Esta cantidad de sustancia la dividimos entre el volumen de la disolución, la cual asumimos en 20 [ml] (0.02 [l]), para obtener la concentración molar de acetato de sodio:

$$[CH_3COONa] = C_{M,AcONa} = \frac{2.438 \times 10^{-3} [mol]}{0.02 [l]} = 0.1219 [M]$$

Como el acetato de sodio es una sal que se disocia totalmente en agua, la concentración de la sal es igual a la de los iones acetato:

$$[CH_3COONa] = [CH_3COO^-] = 0.1219 [M]$$

Así, para la adición de 0.2 [g] de acetato de sodio, la concentración de iones acetato en los 20 [ml] de disolución de ácido acético es de 0.1219 [M].

Por otra parte, durante los eventos experimentales no se adiciona ácido acético, por lo que su concentración permanece sin cambio. Así, tenemos que en cada evento la concentración de ácido acético es 0.1 [M].

Por lo tanto, para el primer evento las concentraciones de ion acetato y ácido acético son:

$$[CH_3COO^-] = 0.1219 [M]$$



Guías para elaborar informe de práctica

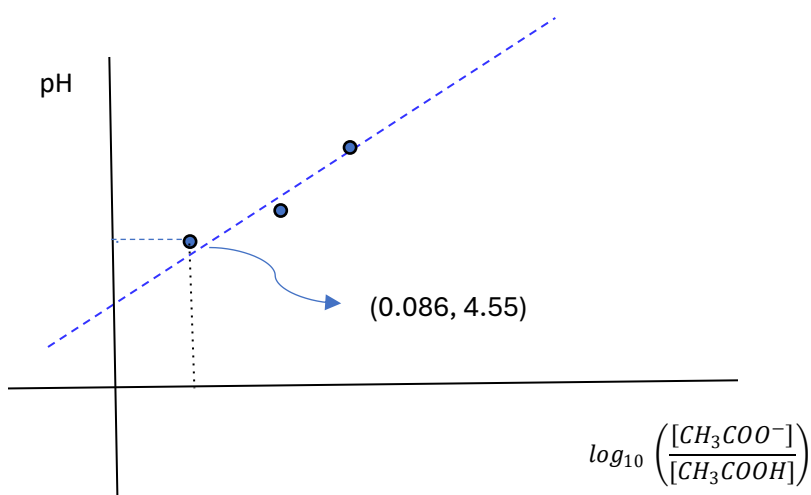
$$[CH_3COOH] = 0.1 [M]$$

Y el cociente: $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ equivale a:

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{0.1219 [M]}{0.1 [M]} = 1.219$$

$$\log_{10} \left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right) = \log_{10} (1.219) = 0.086$$

Supongamos, que el pH registrado al agregar 0.2 [g] a 20 [ml] de disolución es de 4.55. Por lo tanto, en nuestra gráfica $pH = f \left(\log_{10} \left(\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \right) \right)$, el primer punto es: (0.086, 4.55):



Usted deberá hacer un cálculo similar para evaluar el logaritmo de base 10 del cociente: $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ y usar los valores de pH registrados experimentalmente para obtener el resto de los puntos del gráfico.

$\log_{10} \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$	pH
--	----



Guías para elaborar informe de práctica

0.086	4.55

Una vez hecho lo anterior, deberá hacer el ajuste por regresión lineal y obtener la ordenada al origen, la cual le permitirá conocer el valor del pKa y posteriormente a partir de este dato evaluará la Ka como:

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

Autor:

M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos.

Revisión:

Grupo colegiado de laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA

ELECTROQUÍMICA. ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS. DETERMINA- CIÓN DE LA CONSTANTE DE AVOGADRO

Guía para trabajo con cálculos y gráficos



Electrólisis del agua

Parte I. Rendimiento experimental.

El rendimiento experimental se calculará a partir del volumen de hidrógeno (H_2) que se obtuvo durante la electrólisis. Este volumen se usará como variable de la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev:

$$pV = nRT$$

De donde se despejará la cantidad de sustancia (n) que ahora etiquetaremos como $n_{H_2,exp}$:

$$n_{H_2,exp} = \frac{PV}{RT}$$

En esta ecuación, las variables

- P , se refiere a la presión del gas, la cual se considerará como la presión atmosférica (que en Ciudad de México es de 585 [mmHg]) y se expresará en [atm],
- V , es el volumen del gas expresado en [l]
- T , es la temperatura del gas (temperatura de la disolución al terminar la electrólisis), y
- R , es la constante general de los gases: 0.08205 [l·atm/mol·K].

En ocasiones se recomienda hacer un ajuste sobre la presión, que consiste en considerar la presión de vapor del agua (H_2O) a la temperatura de trabajo. En este caso, no se sustituirá la presión atmosférica en la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev, sino que se evaluará la presión parcial de H_2 y se usará este valor.

Para evaluar la presión parcial de H_2 se usará la ley de presiones parciales de Dalton y se considerará que la presión de vapor de H_2O ($P_{V(H_2O)}$) más la presión de H_2 (P_{H_2}) se iguala a la presión atmosférica:

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

La presión de vapor de H_2O depende de la temperatura de trabajo, como se estudió en prácticas anteriores. La tabla 1 muestra los valores de presión de vapor de H_2O a distintas temperaturas.

Tabla 1.

T [°C]	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
P [mmHg]	9.209	9.844	10.518	11.231	11.987	12.788	13.634	14.530	15.477	16.477
T [°C]	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29
P [mmHg]	17.535	18.650	19.827	21.068	22.377	23.756	25.209	26.739	28.349	31.824

La P_{H_2} se calculará como:

$$P_{H_2} = P_{atm} - P_{V_{H_2O}}$$



Guías para elaborar informe de práctica

Y esta será la presión que se sustituirá en la ecuación de Clapeyron-Mendeleiev:

$$n_{H_2,exp} = \frac{P_{H_2} V}{RT}$$

De esta manera se evaluará el rendimiento experimental con un ajuste por presión de vapor.

Parte II. Rendimiento teórico.

Durante el la actividad experimental se registraron al menos siete mediciones de intensidad de corriente eléctrica (I) en miliamperes [mA].

t [s]	0	30	60	90	120	150	180
I [mA]							

Estos valores se promediarán para obtener la intensidad de corriente promedio que circuló a través de la celda:

$$I_{prom} = \frac{1}{7} \sum_{j=1}^m I_j$$

La I_{prom} se expresará en [A] y se usará para evaluar la cantidad de carga promedio (Q) que se usó durante la electrólisis. Para ello, se multiplicará la intensidad de corriente promedio en [A], por el tiempo expresado en [s]:

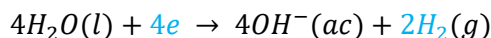
$$Q = I_{prom} \cdot t = I_{prom} [A] \cdot 180 [s]$$

La cantidad de carga (Q) se expresará en [A·s] o [C] y se usará para conocer la cantidad de sustancia de electrones (n_e) que ha circulado a través de la celda electrolítica.

Se sabe que 1 [mol] de electrones posee una carga de 96485.33 [C] = 1 [F]:

$$n_e = Q [C] \times \left(\frac{1 [mol] e}{96485.33 [C]} \right)$$

Una vez que se conoce la cantidad de sustancia de los electrones que se usó durante la electrólisis, se calculará la cantidad de sustancia de H_2 que se obtendrá de forma teórica, a partir de la ecuación química de reducción que se presenta en el cátodo de la celda:



La ecuación química muestra que la relación estequiométrica entre la cantidad de electrones y el H_2 se describe como:

$$n_{H_2,teo} = n_e \times \left(\frac{2 [mol] H_2}{4 [mol] e} \right)$$

A partir de esta expresión se evaluará el rendimiento teórico expresado como cantidad de sustancia de H_2 .



Parte III. Rendimiento porcentual.

El rendimiento porcentual se obtendrá a partir de:

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{n_{H_2,exp}}{n_{H_2,teo}} \times 100$$

Parte IV. Cálculo de la constante de Avogadro.

Para evaluar de forma experimental la constante de Avogadro, se dividirá la cantidad de electrones entre la cantidad de sustancia de electrones que pasa a través de la celda durante la electrólisis:

$$N_A = \frac{N [\text{electrones}]}{n_e [\text{mol}]}$$

Se calculará cuántos electrones (N) circulan a través de la celda con ayuda de la cantidad de carga promedio (Q) que circula a través de la celda y que se evaluó como:

$$Q = I_{prom} [A] \cdot 180 [s]$$

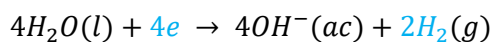
Este dato se dividirá entre el valor de la constante fundamental de carga (e) que equivale a 1.6022×10^{-19} [C] y que se interpreta como la carga de un electrón:

$$N [\text{electrones}] = \frac{Q [C]}{1.6022 \times 10^{-19} \left[\frac{C}{\text{electrón}} \right]}$$

Por otra parte, se calculará la cantidad de sustancia de H_2 que se obtuvo durante la actividad experimental, para evaluar la cantidad de sustancia de los electrones (n_e). Para ello, se usará el volumen de H_2 que se obtuvo de forma experimental. De esta forma la cantidad de sustancia de H_2 se obtiene como se describió en la evaluación del rendimiento experimental:

$$n_{H_2,exp} = \frac{P_{H_2} V}{RT}$$

A continuación, se usará la relación estequiométrica entre el H_2 y los electrones, de acuerdo con la ecuación química de reducción que se presenta en el cátodo de la celda:



Donde se observa que la relación estequiométrica entre la cantidad de sustancia de H_2 y los electrones es:

$$4 [mol] e = 2 [mol] H_2$$

Por lo que la cantidad de sustancia de electrones se evaluará como:



Guías para elaborar informe de práctica

$$n_e = n_{H_2,exp} \times \left(\frac{4 \text{ [mol] } e}{2 \text{ [mol] } H_2} \right)$$

De esta manera, la constante de Avogadro se calculará como:

$$N_A = \frac{N [e]}{n_e \text{ [mol]}} = \frac{\frac{Q [C]}{1.6022 \times 10^{-19} \left[\frac{C}{e} \right]}}{n_{H_2,exp} \times \left(\frac{4 \text{ [mol] } e}{2 \text{ [mol] } H_2} \right)}$$

Autor:

- M. en C. Miguel Ángel Jaime Vasconcelos

Revisión:

- Grupo colegiado del laboratorio de Química.



Facultad de Ingeniería
División de Ciencias Básicas
Coordinación de Física y Química
Laboratorio de Química



Guías para elaborar informe de práctica

PRÁCTICA TITULACIÓN ÁCIDO-BASE

Guía para trabajo con cálculos y gráficos



Titulación ácido-base

En este ejemplo, se empearán los datos de la tabla siguiente:

Volumen de NaOH 0.11 [M] adicionado [mL]	pH	Volumen de NaOH 0.11 [M] adicionado [mL]	pH
0.0	3.02	15.5	5.37
0.5	3.32	16.0	5.44
1.0	3.54	16.5	5.53
1.5	3.71	17.0	5.62
2.0	3.83	17.5	5.74
2.5	3.94	18.0	5.90
3.0	4.03	18.5	6.12
3.5	4.11	19.0	6.55
4.0	4.18	19.5	10.54
4.5	4.24	20.0	11.10
5.0	4.30	20.5	11.33
5.5	4.36	21.0	11.48
6.0	4.41	21.5	11.59
6.5	4.46	22.0	11.67
7.0	4.51	22.5	11.74
7.5	4.56	23.0	11.80
8.0	4.61	23.5	11.86
8.5	4.65	24.0	11.90
9.0	4.7	24.5	11.94
9.5	4.74	25.0	11.98
10.0	4.79	25.5	12.01
10.5	4.83	26.0	12.04
11.0	4.11	26.5	12.07
11.5	4.93	27.0	12.10
12.0	4.97	27.5	12.12
12.5	5.02	28.0	12.14
13.0	5.07	28.5	12.16
13.5	5.12	29.0	12.18
14.0	5.18	29.5	12.20
14.5	5.24	30.0	12.22
15.0	5.30		

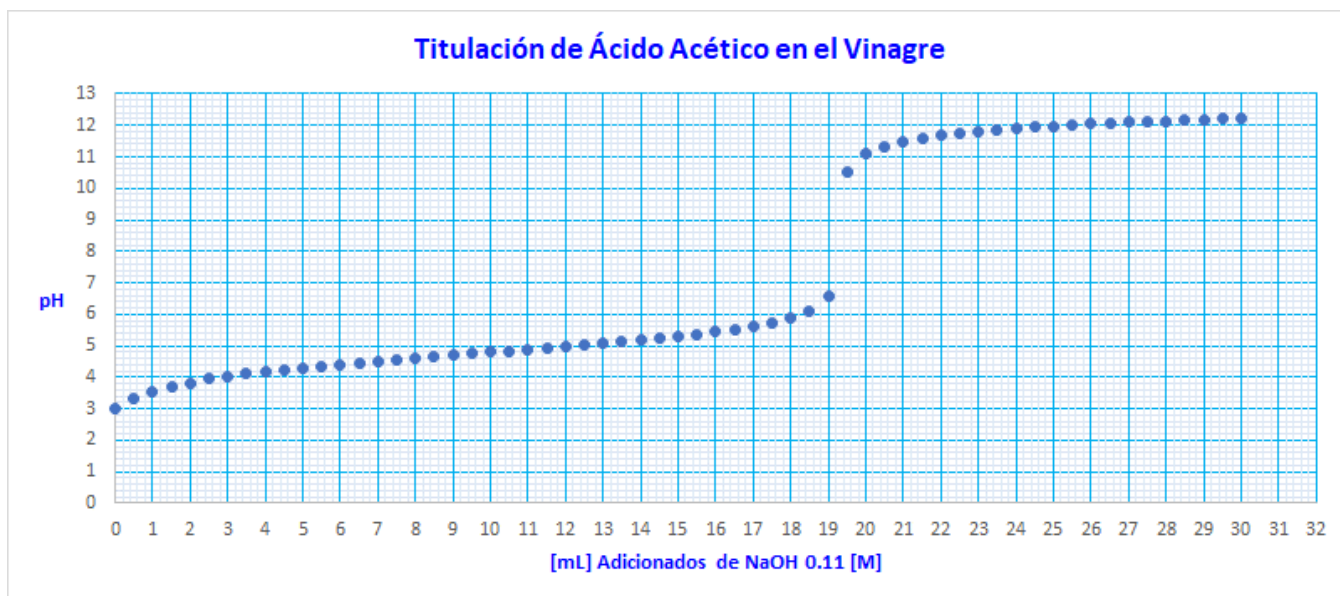
Donde se emplearon 3 [mL] de vinagre y **una disolución 0.11 [M] de NaOH hasta completar un volumen total adicionado de 30 [mL]**. Recuerden que, en la práctica, ustedes emplearon una disolución 0.1 [M] de NaOH y completaron hasta 40 [mL].



Guías para elaborar informe de práctica

Con los datos de la tabla anterior, se elabora una gráfica, teniendo los [mL] de disolución adicionados en el eje de abscisas y el pH en el eje de las ordenadas. Esta gráfica la pueden hacer en papel milimetrado o en Excel.

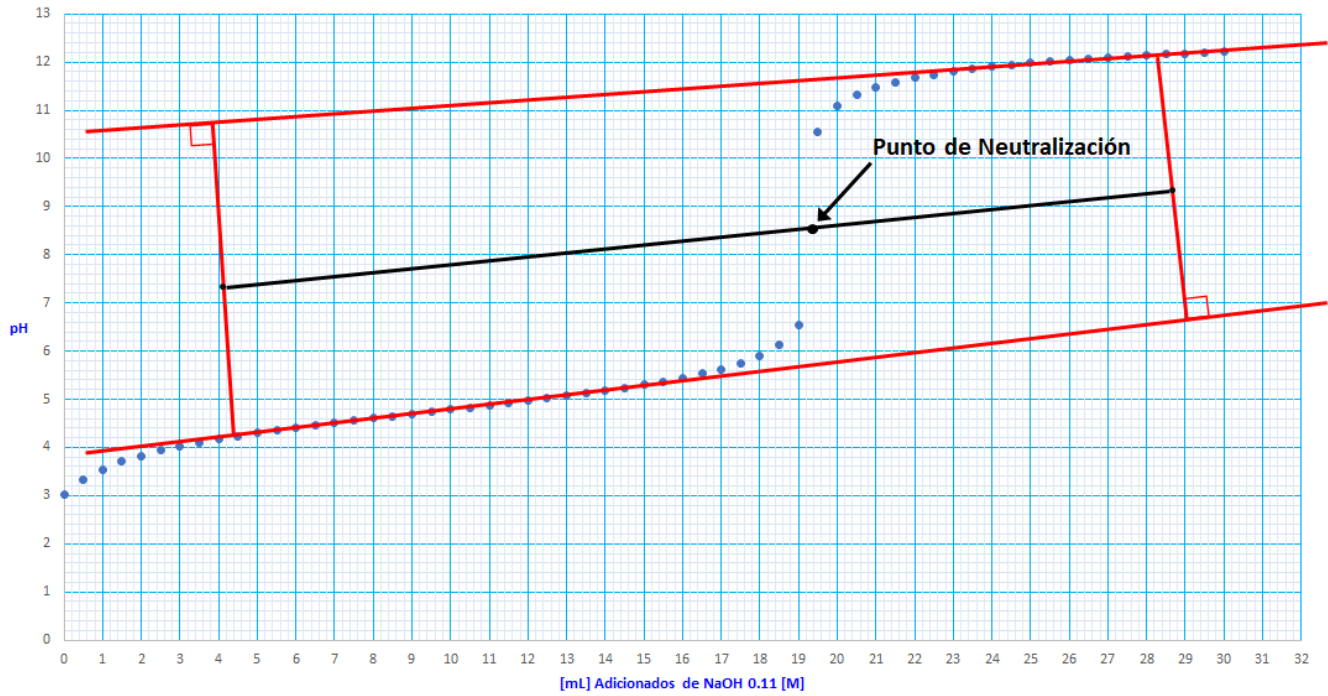
Yo la hice en Excel y me quedó lo siguiente:



En esta gráfica, se realizan los trazos necesarios para obtener el punto de neutralización, tal como se describe en el apéndice de la práctica. En mi caso, se obtiene lo siguiente:



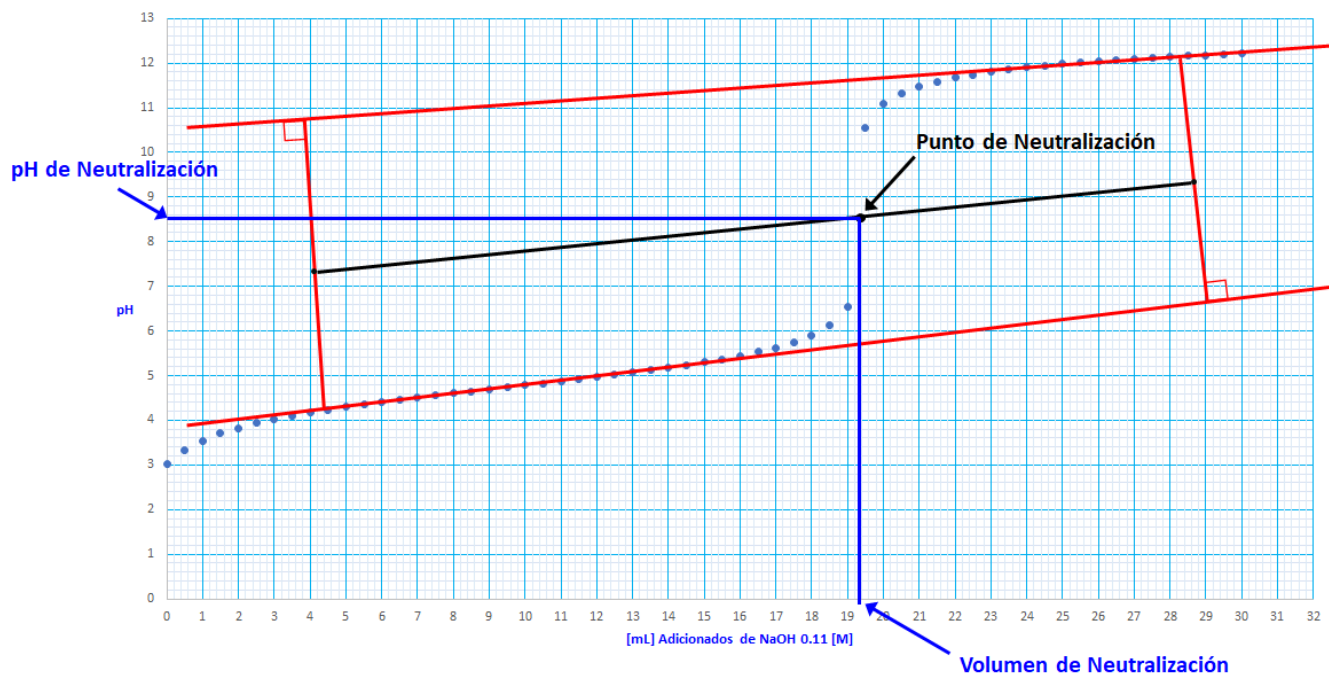
Titulación de Ácido Acético en el Vinagre



A partir del punto de neutralización se obtiene el pH de neutralización y el volumen de neutralización.



Titulación de Ácido Acético en el Vinagre



En este caso, con los datos que yo empleé, obtuve un volumen de neutralización de 19.2 [mL] y un pH de neutralización de 8.6.

El volumen de neutralización se emplea para determinar el porcentaje de ácido acético en el vinagre, realizando los cálculos siguientes:

- Primero se determinan los moles de NaOH gastados, multiplicando el volumen de neutralización por un factor que se obtiene de la molaridad de la disolución empleada. (Ustedes emplearon una disolución 0.1 [M])

$$19.2 \text{ [mL] Disol.} \left(\frac{0.11 \text{ [mol] NaOH}}{1000 \text{ [mL] Disol.}} \right) = 2.112 \times 10^{-3} \text{ [mol] NaOH}$$

Molaridad

- Los moles de NaOH se convierten a gramos de ácido acético, empleando dos factores de conversión, uno se obtiene de la relación molar y el otro se obtiene de la masa molar del ácido acético.

$$2.112 \times 10^{-3} \text{ [mol] NaOH} \left(\frac{1 \text{ [mol] CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ [mol] NaOH}} \right) \left(\frac{60 \text{ [g] CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ [mol] CH}_3\text{COOH}} \right) = 0.12672 \text{ [g] CH}_3\text{COOH}$$

Relación Molar *MM_{CH₃COOH}*

- Estos gramos de ácido acético están en 3 [mL] de vinagre; por lo tanto, para calcular el porcentaje masa/volumen de ácido acético en el vinagre se realiza el cálculo siguiente:



Guías para elaborar informe de práctica

$$\% \frac{m}{v} = \frac{[g] \text{ de soluto}}{[mL] \text{ de disolución}} \times 100$$
$$\% \frac{m}{v} = \frac{0.12672 [g] \text{ CH}_3\text{COOH}}{3 [mL] \text{ de vinagre}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{v} = 4.224 \% \frac{m}{v} \text{ de ácido acético en el vinagre}$$

Este sería el resultado obtenido.

Recuerde que, para realizar sus cálculos, debe emplear la concentración 0.1 [M] de NaOH y todas las mediciones que obtuvo con el pHmetro.

Autor:

M. en C. Alfredo Velásquez Márquez

Revisión:

Grupo colegiado del laboratorio de Química.